



PUBLICATION DE L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE
DE MONTRÉAL

Cours
de
Chimie Industrielle

Fascicule N° 1

EAUX

Origine — Composition
Correction — Utilisation
Analyse

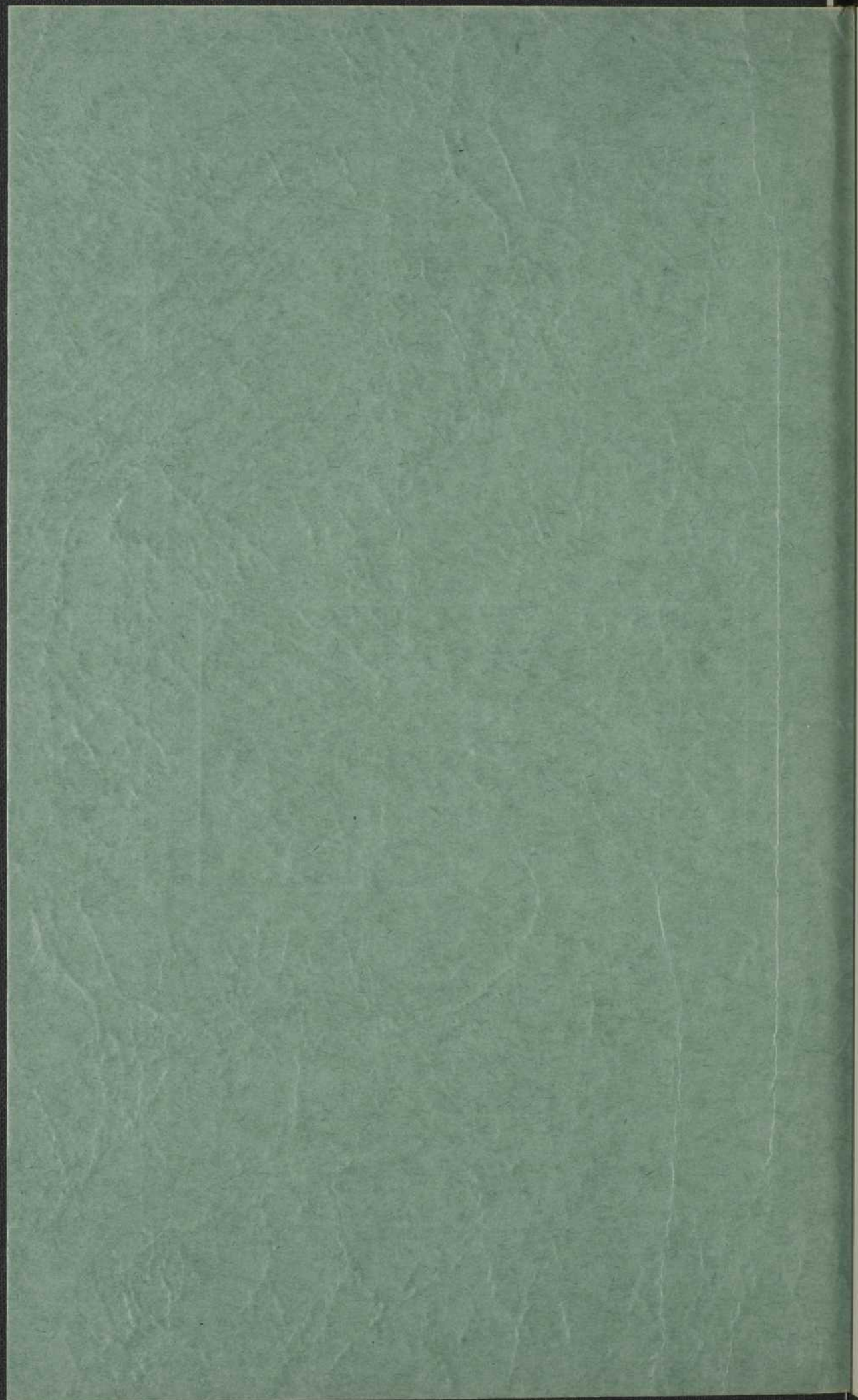
Classification décimale 663: 551.4: 543.3

Par

LOUIS BOURGOIN, I.C.

*Professeur titulaire
de chimie industrielle*

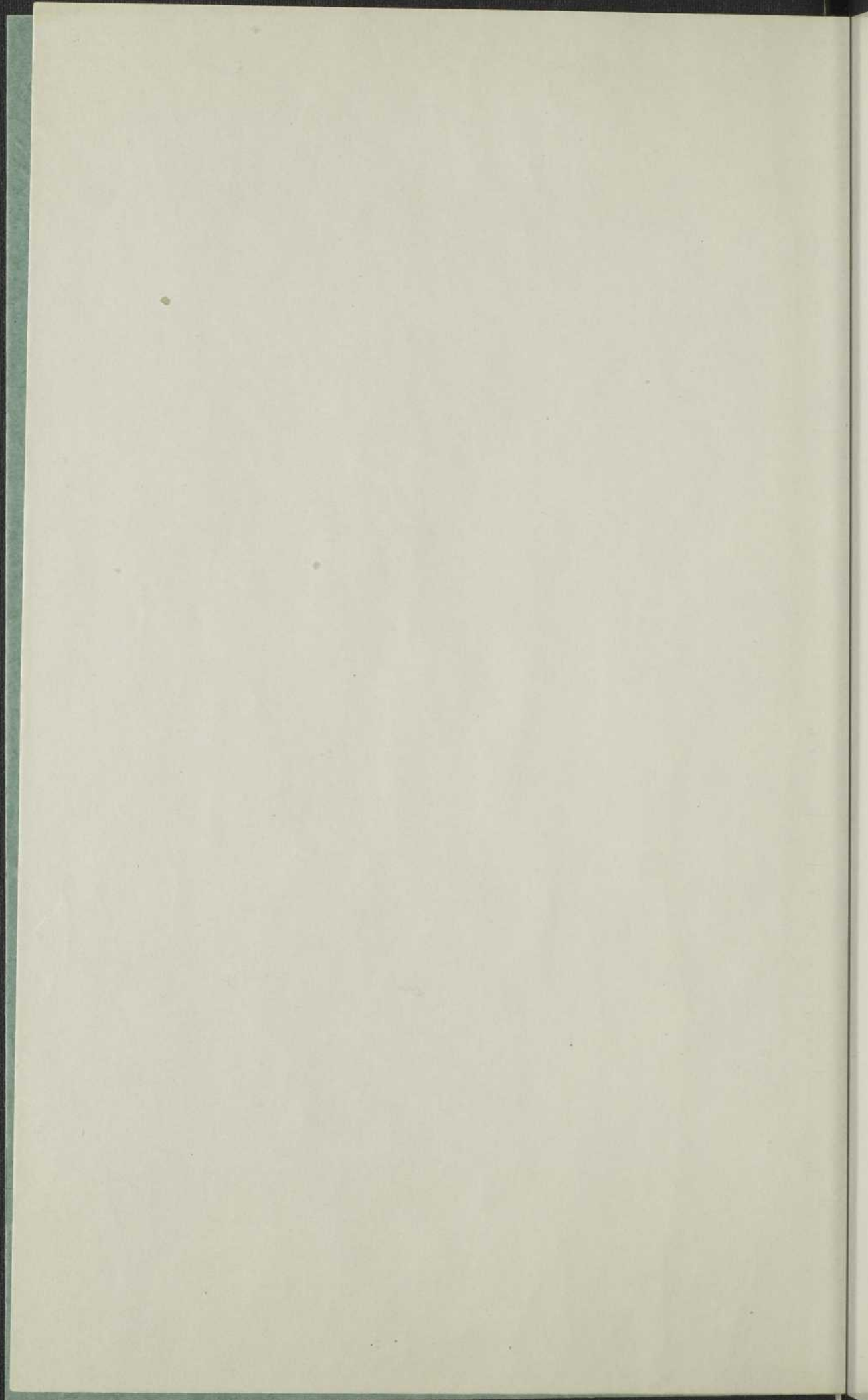
MONTRÉAL
CANADA
1934



Coats

Chimie Industrielle

Deutscher Verlag



Cours
de
Chimie Industrielle

Fascicule N° 1

DU MÊME AUTEUR

précédemment parus

COURS DE CHIMIE INDUSTRIELLE

Fascicule No 2

Combustion — Combustibles.

Contrôle de la combustion

736 pages. Montréal 1932

Fascicule No 3

Frottement — Graissage

Lubrifiants — Analyses

180 pages. Montréal 1930

Publications de l'École Polytechnique de Montréal
Canada

PUBLICATION DE L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE
DE MONTRÉAL

Cours
de
Chimie Industrielle

*à la
Gaudette.*

Fascicule N° 1

EAUX

Origine — Composition
Correction — Utilisation

Analyse

Classification décimale 663: 551.4: 543.3

Par

LOUIS BOURGOIN, I.C.

*Professeur titulaire
de chimie industrielle*

MONTRÉAL
CANADA
1934

THE UNIVERSITY OF CHICAGO PRESS
CHICAGO, ILL.

Cours de Chimie Industrielle

Copyright, 1934, by
LOUIS BOURGOIN

Handwritten: 1^{er} série
Gustave

ANALYSE
Origine Composition
Correction Utilisation

1934

CHICAGO, ILL.

UNIVERSITY OF CHICAGO PRESS

1934

1934

AVANT-PROPOS

Ce fascicule est le premier du Cours de chimie industrielle professé à l'École Polytechnique de Montréal. Il traite des Eaux et de leur analyse surtout des points de vue scientifiques de la chimie et de la microbiologie, sans empiéter sur le domaine du génie sanitaire.

Les *eaux*, les *combustibles*, les *lubrifiants*, qui sont traités dans les 3 premiers fascicules du Cours, forment, à notre sens, la base des connaissances de chimie appliquée indispensables à tous les ingénieurs et à ceux qui se préoccupent des applications de la science à l'industrie.

L'eau est la matière dont nous usons le plus, tant pour notre vie que dans nos industries. Ce n'est pas une substance rare, mais elle se présente à nous avec des compositions très différentes. Pour les usages que nous en devons faire, il est important de connaître son origine et sa composition qui conditionne ses propriétés que nous examinons dans la première et la deuxième partie du fascicule, en regard de ses applications et usages.

La troisième partie est consacrée aux méthodes d'analyses physiques, chimiques et biologiques. C'est à dessein que nous l'avons développée parce que, pour le chimiste d'abord, *l'analyse d'eau* est une discipline de première valeur pour la pratique du laboratoire en général, tellement on touche à un grand nombre de points particuliers; pour l'ingénieur ou l'industriel (qui ne saurait plus aujourd'hui être igno-

rant de la physique, de la chimie et même d'un peu de microbiologie) il importe de connaître d'une manière assez précise comment on détermine la composition de l'eau afin de juger judicieusement les résultats d'analyses qui peuvent être soumis ou bien de demander à l'analyste exactement ce dont on a besoin dans le cas particulier qui intéresse.

L'ingénieur n'aura probablement pas (comme d'ailleurs pour beaucoup de choses qui lui sont enseignées) à se servir directement des méthodes d'analyses, mais il faut qu'il en connaisse la précision, les difficultés, l'importance, car c'est souvent de l'examen du rapport de l'analyste, qu'il décidera d'engager la finance dans des travaux ou pour utiliser une eau de composition connue.

Avec le développement incessant de la civilisation matérielle, il devient de plus en plus difficile dans les agglomérations surtout, de se procurer de l'eau pure en quantité suffisante pour la boisson par exemple. De plus, les eaux usées par l'industrie posent des problèmes sans cesse nouveaux à l'ingénieur. Il faut donc que, par ses connaissances, il soit prêt à étudier toutes les questions des Eaux, qui d'ailleurs ont été de tout temps comprises dans le domaine de son Art.

L. B.

TABLE DES MATIERES

PREMIÈRE PARTIE

INTRODUCTION.....	1
-------------------	---

CHAPITRE PREMIER

NATURE ET ORIGINE DE L'EAU.....	2
Origine.....	3
Historique.....	4
Composition.....	5
Formation.....	5
Eau lourde.....	7
Propriétés.....	8

CHAPITRE DEUXIÈME

CLASSEMENT DES EAUX.....	10
I. EAUX SUPERFICIELLES.....	10
1° Eaux des mers.....	10
2° Eaux des cours d'eau.....	16
3° Eaux des canaux.....	20
4° Eaux des lacs.....	20
5° Eaux des étangs.....	21
6° Eaux des mares.....	21
7° Eaux des marais.....	21
DESTRUCTION DES ALGUES ET MICROBES.....	22
II. EAUX SOUTERRAINES.....	22
Origine des eaux souterraines.....	24
Porosité moyenne des roches.....	24
Eléments caractéristiques des nappes.....	26
1° Eaux des sources.....	29
Classification des eaux souterraines.....	31
Variation dans le débit des sources.....	35
Manifestations extérieures des sources.....	36
Recherche des nappes d'eau souterraines.....	36
Qualité des eaux souterraines.....	42

2° Eaux des puits.....	45
Puits et forages.....	48
III. EAUX MÉTÉORIQUES.....	51
1° Pluie.....	53
2° Neige.....	56
3° Grêle.....	56
4° Brouillard.....	57
5° Rosée.....	57
Qualité de l'eau de condensation atmosphérique.....	59

CHAPITRE TROISIÈME

CARACTÈRES ET PROPRIÉTÉS DE L'EAU PURE.....	60
Eau très pure.....	61
A. Propriétés physiques de la glace.....	62
B. Propriétés physiques de l'eau.....	64
C. Propriétés physiques de la vapeur d'eau.....	66
D. Propriétés physico-chimiques de l'eau.....	72
E. Propriétés chimiques de l'eau.....	77
Action des divers corps sur l'eau.....	79
Poids moléculaire et structure.....	83

DEUXIÈME PARTIE

Utilisation de l'eau

CHAPITRE PREMIER

L'eau dans l'organisme.....	86
I. EAUX DE BOISSON.....	87
Eau potable.....	88
1° Eaux naturelles.....	88
Epuraton et correction des eaux de boisson.....	92
(1) Moyens mécaniques.....	96
(2) Moyens physiques.....	100
(3) Moyens chimiques.....	103
Correction des eaux.....	113
2° Eaux minérales.....	115
Classifications des eaux minérales.....	118
Propriétés thérapeutiques des eaux minérales.....	121
3° Eaux minérales gazeuses.....	124
4° Eaux minérales artificielles.....	125
5° Eau de Seltz ou gazeuse.....	129
6° Glace comestible.....	131

CHAPITRE DEUXIÈME

II. EAUX D'ALIMENTATION DES GÉNÉRATEURS A VAPEUR	135
Mécanisme de formation des dépôts incrustants.....	141
Textures des incrustations.....	142
Traitement des eaux d'alimentation des générateurs à vapeur.....	143
I. Epuration préalable	
A. Procédés physiques.....	144
B. Procédés chimiques.....	145
C. Procédés physico-chimiques.....	167
II. Epuration interne.....	177
Choix, avantages, mode d'emploi des désincrustants	189

CHAPITRE TROISIÈME

III. EAUX POUR L'INDUSTRIE ET L'USAGE SCIENTIFIQUE	191
1° Teintureries.....	192
2° Blanchisseries, Lavoirs.....	193
3° Savonneries.....	194
4° Lavage des textiles.....	195
5° Industries des produits chimiques.....	196
6° Industries de la cellulose.....	196
7° Industries des peaux.....	197
8° Industries photographiques.....	198
9° Industries du sucre.....	199
10° Brasseries, Cidreries, Vineries, Distilleries.....	200
11° Laiteries.....	204
12° Industries des boissons gazeuses.....	204
13° Usage scientifique.....	204

CHAPITRE QUATRIÈME

IV. EAUX POUR L'AGRICULTURE.....	206
----------------------------------	-----

CHAPITRE CINQUIÈME

V. EAUX USÉES OU RÉSIDUAIRES.....	211
I. Eaux vannes.....	212
II. Eaux ménagères.....	213
III. Eaux de lavage des rues.....	213
IV. Eaux résiduaires industrielles.....	215
A. Industries de l'alimentation.....	216
B. Industries chimiques.....	217

C. Industries des peaux et cuirs.....	220
D. Industries des grains et matières amylacées.....	221
F. Industries métallurgiques.....	222
G. Industries de la cellulose. Papier.....	224
H. Industries des sucres.....	225
I. Industries des textiles.....	226
J. Industries des corps gras.....	227

TROISIÈME PARTIE

Examen et analyse des eaux

CHAPITRE PREMIER

A. Eaux qui doivent être potables.....	230
I. Potables et peu minéralisées.....	230
II. Potables et médicinales.....	231
1° Examen rapide.....	231
2° Examen sommaire.....	231
3° Examen complet.....	232
B. Eaux non potables	
4° Examen des eaux pour les générateurs à vapeur	233
5° Examen des eaux pour usages industriels.....	234
6° Examen des eaux usées et boues.....	234
ECHANTILLONNAGE	
Eaux potables.....	236
Pour examen physique et analyse chimique.....	236
Modèle de fiche.....	237
Eaux minérales et thermales.....	239
I. 3. Intervalle de temps entre la prise et l'analyse de l'échantillon.....	240
Température. II. Température.....	241
III. Turbidité.....	242
Coefficient de clarté.....	244
Couleur.....	244
IV. Couleur.....	245
Odeur et saveur.....	246
V. Odeur.....	248
Densité des eaux.....	249
Expression des résultats des analyses chimiques	250
VI. Expression des résultats.....	258
Recherche de l'ammoniaque.....	260
VII. Azote ammoniacal.....	261
VIII. Azote albumineux.....	265

IX.	Azote organique.....	266
	Recherche des nitrites.....	267
X.	Azote nitreux.....	269
	Dosage des nitrates.....	270
XI.	Azote nitrique.....	271
	Matières organiques.....	274
XII.	Dépense d'oxygène.....	278
	Résidu sec.....	281
XIII.	Résidu d'évaporation.....	282
XIV.	Matières en suspension.....	283
	Dosage des matières réductrices.....	283
	Analyse hydrotimétrique.....	284
XV.	Dureté.....	294
	Alcalinité totale.....	298
XVI.	Alcalinité et acidité.....	300
XVII.	Concentration en ions hydrogène.....	306
	Chlorures.....	307
XVIII.	Chlorures.....	309
	Dosage colorimétrique des hypochlorites.....	311
XIX.	Chlore.....	312
	Recherche et dosage du fer.....	314
XX.	Fer.....	316
	Dosage du manganèse.....	321
XXI.	Manganèse.....	321
	Dosage du cuivre.....	324
	Dosage du plomb.....	325
XXII.	Plomb, Zinc, Cuivre et Etain.....	326
XXIII.	Hydrogène sulfuré.....	331
	Oxygène dissous.....	332
XXIV.	Oxygène dissous.....	334
	Dosage des sulfates.....	337
	Recherche et dosage des phosphates.....	340
	Analyse des eaux minérales.....	341
	1. Matières en suspension.....	342
	Aquamétric.....	342
	2° Dosage de CO ²	345
	3° Gaz autres que H ² S et CO ²	346
	4° Gaz dissous.....	346
	5° Dosage de la silice.....	347
	6° Fer.....	348
	7° Alumine.....	349
	8° Manganèse.....	349
	9° Chaux et Magnésie.....	350
	10° Potassium.....	350
	11° Sodium.....	352
	12° Dosage de l'arsenic.....	353
	13° Dosage des iodures. Iode.....	353

	14° Dosage des bromures. Brome.....	354
	15° Chlorures.....	355
	16° Recherche et dosage de la lithine.....	355
	17° Recherche et dosage de l'acide borique.....	356
	18° Dosage du fluor.....	358
	19° Dosage du zinc.....	359
	20° Autres métaux.....	360
	Examen microbiologique des eaux minérales.....	361
	Résistivité électrique.....	361
	Radioactivité.....	362
	Radium.....	363
XXV.	Analyses d'eaux minérales.....	364
XXVI.	Méthodes rapides d'analyse d'eaux pour les générateurs à vapeur.....	372
	Analyse des incrustations.....	381
	Analyse chimique de la glace.....	383
	Dosage de l'eau H ² O.....	384
	Dosage de l'ozone.....	386
	Echangeurs de bases.....	387
	Analyse de l'eau lourde D ² O.....	389
	Contrôle des analyses chimiques.....	389
	Eaux résiduaires ou usées.....	391
	Interprétation des résultats (d'épuration).....	396

IIème PARTIE

	Examen des eaux fortement polluées.....	397
XII.	Demande biochimique d'oxygène.....	405

IIIème PARTIE

	Examen des boues et vase d'eaux d'égouts.....	411
	Méthode d'analyse au moyen de la cellule photoé- lectrique.....	415

IVème PARTIE

	Examen microscopique de l'eau.....	416
--	------------------------------------	-----

CHAPITRE DEUXIÈME

Examen Bactériologique

	Micrographie.....	419
	Examen micrographique.....	421
	Interprétation de la flore et faune des eaux.....	422
	Prélèvement des échantillons d'eaux pour examen bactériologique.....	424

Vème PARTIE

354	EXAMEN BACTÉRIOLOGIQUE DE L'EAU.....	428
355	I. Matériel.....	428
356	II. Produits.....	429
358	III. Préparation des milieux de culture.....	430
359	IV. Echantillons.....	437
360	V. Dilution.....	437
361	VI. Ensemencement.....	438
362	VII. Incubation.....	439
363	VIII. Numération.....	439
364	IX. Epreuve pour la recherche des individus du	
	groupe Coli-aérogène.....	440
372	X. Application et aperçus sur les différentes épreuves	443
381	XI. Aperçu d'une méthode confirmative.....	443
383	XII. Expression des résultats.....	444
384	XIII. Marche à suivre pour l'examen des échantillons	
386	d'eaux.....	449
387	Standards bactériologiques.....	451
389	Analyse bactériologique de la glace.....	452
391	Examen morphologique des bactéries.....	453
396	Milieux spéciaux.....	455
	Essais d'identification de B. typhiques et Coli.....	459
	Germe anaérobies.....	461
	Coloration des cils.....	462
397	Examen physiologique.....	463
405	Autres bactéries pathogènes.....	463
	Réaction de l'indol.....	463
	Caractères physiques et chimiques acceptables pour les	
	approvisionnements d'eaux.....	466
411	Méthodes non standards.....	467
	I. Bore.....	467
415	II. Epreuve de stabilité carbonatée.....	468
	IV. Fluor.....	468
	V. Iode.....	469
	VII. Phénols.....	470
416	VIII. Phosphates.....	471
	IX. Solides dissous.....	472
	X. Zinc.....	472
	XI. Carbone dans les eaux d'égouts.....	473
	XX. Distinction des membres du groupe Coli-aérogène	
	d'origine fécale et non fécale.....	474
419	XV. Bouillon au violet cristal.....	476
421	XVII. Gélose au ferrocyanure citraté.....	477
422	XII. Sulfure dans les eaux d'égout.....	478
	XIII. Sédiments solides dans les eaux d'égout.....	479
424	Recherche des infiltrations.....	479

Mesure de la porosité.....	480
Définitions de quelques coefficients.....	482
Coefficient de clarté.....	482
Coefficient de mousse.....	482
Coefficient de corrosion.....	483
Incrustations.....	484
Dosage du phosphate dans l'eau des chaudières.....	485
Calcul des doses de désincrustants.....	485
Exemples d'analyses d'eau.....	487

CHAPITRE TROISIÈME

Signification des données analytiques.....	488
Interprétation des résultats.....	488
Tableau documentaire pour classer les eaux.....	498
Bibliographie.....	503
Index.....	511

PREMIÈRE PARTIE

INTRODUCTION

L'étude de l'eau se fait dans différents chapitres de la Science. Pour ce qui a trait à son origine c'est la *météorologie* et l'*hydrogéologie*¹ qui nous renseignent.

Les qualités physiques, chimiques et biologiques de l'eau fixent les limites de son usage.

L'ingénieur, d'une manière plus particulière, étudie l'eau en relevant le contour des nappes mobiles ou immobiles à la surface du globe, en traçant des courbes de profondeur, notant les variations de régime; il fait de l'*hydrographie*. Puis, par l'étude physique, statique et dynamique, l'*hydraulique* donne les lois qui auront leurs applications pour le captage, le transport, la distribution, la production d'énergie.

Le *génie sanitaire* étudie l'eau avec préoccupation de ces qualités hygiéniques des points de vue composition chimique et biologique, distribution dans les canalisations, épuration, assainissement; traitement lorsqu'elle est souillée ou usée (eaux d'égouts).

Le chimiste industriel étudie l'eau pour ses usages dans les différentes industries de transformation de la matière et, après vaporisation, pour la production de force motrice ou comme agent de déplacement de chaleur.

¹ La météorologie est la partie des sciences physiques qui s'occupe des phénomènes atmosphériques, c'est la science d'observation de l'atmosphère. L'hydrogéologie est la science des eaux à l'intérieur du sol, elle se préoccupe de la situation, de la quantité, du trajet des eaux..

Le médecin et le pharmacien se soucient de la valeur thérapeutique des eaux minérales et des sources thermiques. Enfin, l'agronome recherche ses propriétés pour l'irrigation et la culture.

Dans ce fascicule, nous traiterons surtout des Eaux du point de vue scientifique, afin de servir d'Introduction aux applications.

Parmi les emplois de l'eau, nous nous attacherons particulièrement aux eaux pour *usages industriels*, au problème de l'alimentation des générateurs à vapeur, à la production d'eau distillée, à la fabrication de la glace artificielle et la congélation, aux eaux minérales de boisson. Les autres études se rapportant à l'eau étant faites, pour les ingénieurs, dans les cours d'hydraulique et de génie sanitaire.

Le chapitre des analyses physiques, biologiques et chimiques sera traité des points de vue de l'analyse et de l'ingénieur qui doit interpréter les résultats analytiques du chimiste et du biologiste.

CHAPITRE PREMIER

NATURE ET ORIGINE

L'eau est un composé liquide à la température ordinaire. On la trouve dans la nature sous trois états: *solide*, glace, grêle, neige.

liquide, libre ou combinée, hydratant d'autres substances; eau d'imbibition, eau de cristallisation, eau de constitution.

gazeux, vapeur d'eau des sources thermales et de l'atmosphère.

Les substances qui forment l'écorce terrestre renferment environ les $\frac{3}{4}$ de leurs poids en eau. L'eau est indispensable à la vie végétale et animale. Rien ne vit sans eau.

Elle est partie constituante de toutes les cellules et tissus végétaux et animaux. Par exemple, les plantes aquatiques renferment 95% à 99% d'eau; les végétaux ordinaires de 50 à 75%; les poissons 80%; les mammifères 60 à 62%; le corps humain 70%.

L'eau pure, sous forme liquide, n'existe pas à la surface ou dans la terre. Elle renferme toujours des éléments dissous. L'eau de pluie même contient des gaz en assez grande quantité parfois.

ORIGINE:

L'eau est formée par la combinaison de deux éléments gazeux, l'hydrogène et l'oxygène, qui se sont vraisemblablement combinés lors de la naissance du globe terrestre. Depuis cette époque, il est plausible de penser que la quantité d'eau totale n'a pas varié sur notre planète où elle accomplit un cycle facile à comprendre.

L'eau libre s'évapore à toutes les températures même avant celle de son ébullition. L'eau des océans, mers, lacs et rivières s'évapore, et cela d'autant plus facilement que la chaleur solaire est plus intense en un lieu; la vapeur étant plus légère que l'air tend à s'élever dans la couche atmosphérique au travers de laquelle elle diffuse. Comme la température s'abaisse dans les couches atmosphériques supérieures, l'air saturé de vapeur d'eau à une température déterminée ne peut que laisser condenser la vapeur d'eau si sa température diminue; d'où formation des brouillards, brumes, nuages. Lorsque les gouttes d'eau grossissent ou se condensent sous l'influence de phénomènes simples (agglomérations de globules) ou complexes (électricité atmosphérique, dépressions) il se fait une précipitation sous forme de pluie plus ou moins fine, de neige ou de grêle.

Ces précipitations ramènent donc sur la terre l'eau qui en était partie. Par infiltration, ou mieux percolation, l'eau des sources qui alimentent les ri-

vières se trouve récupérée. Il y a aussi de l'eau qui retourne aux cours d'eau ou lacs par ruissellement; et même l'évaporation des feuilles des arbres remet dans l'atmosphère de l'eau provenant du sol et du sous-sol.

L'eau provenant des combustions des substances qui renferment de l'hydrogène; l'eau de cristallisation ou de combinaison, distillent également dans l'atmosphère et suivent le même cycle de retour.

Il semble impossible, sauf le cas d'une dissociation entre les éléments, que de l'eau s'échappe des limites de la couche atmosphérique qui entoure la terre. La masse d'eau est donc constante.

D'après Murray, il tomberait par an sur le globe 4.67 milliards de mètres cubes d'eau dont un quart retournerait à la mer par les fleuves. La quantité de matières déplacée avec l'eau s'évalue autour de 3 milliards de tonnes par année.

HISTORIQUE:

On a prétendu que les Chinois ont connu depuis longtemps la composition de l'eau; c'est peu probable. Dans l'Europe, jusqu'en 1781, elle a été regardée comme *un élément*. Cavendish a montré qu'elle était produite par la combustion de l'hydrogène dans l'air. Lavoisier a décomposé l'eau en faisant agir sa vapeur sur du fer chauffé au rouge; il observa la formation d'hydrogène et d'oxyde de fer (1781). En 1783 Lavoisier et Laplace montrèrent qu'elle était formée par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène et en 1789 Lavoisier et Meunier firent la synthèse d'une quantité importante d'eau en faisant détoner dans un ballon le mélange des 2 gaz provenant de deux gazomètres.

La composition en poids a été établie assez exactement par Berzélius et Dulong, puis Dumas. La composition en volume par Gay Lussac et Humboldt en 1805.

COMPOSITION:

En volume:

2 volumes d'hydrogène
1 volume d'oxygène (Gay Lussac)

En poids: 8 parties d'hydrogène
1 partie d'oxygène (Dumas)Avec plus de précision $\frac{8000.0}{1007.0} \frac{H^2}{O^2}$ (Leduc)Formule: H^2O ; poids moléculaire 18,02.

22 litre, 4 pour le volume moléculaire.

FORMATION:

1° *Combinaison directe des composants.* L'appareil de Bunsen, voltamètre à gaz tonnant, on électrolyse une solution aqueuse de soude caustique, les deux gaz hydrogène et oxygène mélangés exactement dans la proportion 2 pour 1 donnent un gaz dit tonnant qui forme de l'eau par combinaison.

La réaction est *très ralentie*, voire arrêtée, quand les 2 gaz ont été parfaitement séchés sur l'anhydride phosphorique. La vapeur d'eau à l'état de trace catalyse la réaction qui ne se fait pas à la température ordinaire dans l'obscurité. La lumière solaire permet la combinaison lente des 2 éléments. Les rayons ultra-violetts l'accélèrent beaucoup.

A l'obscurité, elle commence vers 180°C. A 200, on trouve 0,12% d'eau dans le mélange, à 825°C. 96,1%. On sait que la nature des parois des récipients où se fait la réaction a une influence catalytique très grande (Berthelot). Pour certains auteurs aucune réaction n'avait été obtenue après 218 jours de chauffage à 100°C. (action nulle des parois).

Lorsque le mélange tonnant est humide, si on en porte un point à haute température (charbon incandescent, étincelle, fil rougi, flamme), il y a explosion et la combinaison amorcée se propage avec l'onde

explosive à une vitesse d'environ 2810 mètres par seconde (Berthelot et Vieille). La température au moment de l'explosion atteindrait 2400 à 3700°C et la pression dans un vase clos s'élève à 9,8 atmosphères pour le mélange parfait. La flamme de l'explosion a été photographiée et on a pu confirmer que la vitesse de l'onde explosive était de 2800 m/s. On sait aussi que cette vitesse augmente quand la proportion d'H s'accroît ((Dixon) et que la pression diminue quand les constituants sont en excès.

L'inflammation par compression ne se produit sur le mélange tonnant qu'à la faveur de la température développée par la *compression brusque*.

La réaction est catalysée fortement par la *mousse de platine* qui rougit dans le mélange et le fait détoner. La mousse de platine est sensible aux traitements qu'elle subit et peut être "empoisonnée", par exemple par des traces d'ammoniac, d'hydrogène sulfuré, de sulfure de carbone. Son état physique importe beaucoup, plus le platine est divisé, plus son action est marquée. Les mousses d'iridium, d'osmium, de palladium, l'or, l'argent divisé, le cuivre réduit, le cobalt, le nickel, le fer, sont plus ou moins actifs.

Au-dessus de 350°C des corps inertes comme le charbon, la pierre ponce, la porcelaine, le quartz, le verre, déterminent la formation d'eau en partant du mélange tonnant.

On peut empêcher l'explosion du mélange tonnant à l'étincelle avec les proportions suivantes de gaz pour 1 volume du mélange:

- 0.5 volume d'hydrogène sulfuré
- 1.0 volume d'éthylène ou ammoniac
- 1.5 volumes de cyanogène
- 2.0 volumes d'anhydride sulfureux
- 3.0 volumes d'anhydride carbonique,

- 4.0 volumes d'oxyde de carbone ou d'acide chlorhydrique
- 9.0 volumes d'hydrogène ou d'oxyde azoteux
- 12.0 volumes d'air
- 14.0 volumes d'oxygène

2° *Combustion de l'hydrogène dans l'oxygène ou l'air.*

Dans les deux cas le produit de la combustion est de la vapeur d'eau. Faite avec l'oxygène, l'eau obtenue renferme toujours un peu d'eau oxygénée et d'ozone. Dans l'air, à cause de l'azote, il se forme de l'acide azotique et de l'azotite d'ammonium. L'eau de synthèse renferme donc de l'acide azotique qu'on peut extraire en opérant sur de grandes quantités de gaz.

EAU LOURDE

Il résulte des travaux de quelques chimistes américains¹ récemment publiés, qu'il existe une forme nouvelle d'eau. On la désigne *eau lourde* parce que sa densité est plus élevée que celle de l'eau ordinaire. Elle est composée de deux éléments: l'atome d'oxygène et l'atome de deuterium D, isotope de l'atome ordinaire d'hydrogène² autour duquel gravite seulement un électron et dont la masse atomique est le double de celle de H ordinaire. La formule de cette eau nouvelle correspondrait à D²O. L'isotope probable de l'hydrogène a été caractérisé seulement au début de 1932 par Urey, Brickwedde et Murphy. Ce sont les expériences de Washburn et Urey qui ont permis de constater que l'eau contenue dans les cellules électrolytiques à soude, séparée des sels en solution, possédait une densité supérieure à la normale. En

¹ Lewis, MacDonald, Taylor, etc. . . , 1933.

² L'isotope lourd d'hydrogène se désigne aussi *diplogène*. (Rutherford).

neutraisant par CO_2 la soude des cellules électrolytiques ayant fonctionné plusieurs mois, puis en distillant la solution résiduaire, ces auteurs ont trouvé que l'eau distillée issue du traitement était plus lourde que l'eau ordinaire.

On peut obtenir cette eau lourde par deux procédés électrolytiques assez simples qu'on trouvera décrits dans les publications¹. Par le premier procédé sans récupération on obtient, après trois concentrations successives, une eau possédant une densité de 1.001 entre 4 et 20°C avec une teneur de 2,50% en deuterium. Dans le deuxième procédé on récupère les gaz dégagés pendant les électrolyses parce qu'ils renferment du deuterium. On peut obtenir de l'eau lourde par concentrations successives et porter la densité² à 1.104 correspondant à 99% d'hydrogène lourd.

PROPRIÉTÉS:

Point de congélation +3,8.

Point d'ébullition à la pression atm. 102,42

Tension de vapeur: elle est plus faible que celle de l'eau ordinaire à chaque température.

La chaleur de vaporisation est supérieure à celle de l'eau ordinaire de 259 calories par molécule.

La densité varie linéairement avec la concentration en deuterium, il y a un minimum de volume et un maximum de densité à 11°C.

à 4°C	hydrogène lourd %
1.002.....	2.5
1.007.....	8.0
1.028.....	30.0
1.031.....	93.0
1.104.....	99.0

¹ Taylor, Eyring, Frost, J. Chem. Phys. No 1 1933, page 752.

² Lewis et MacDonald. Am. Chem. Soc 55 1933, page 3007.

Pouvoir dissolvant. Pour les sels il est inférieur à celui de l'eau ordinaire.

Ex à 13°C 1 g. d'eau ordinaire dissout 0,359 g. NaCl
à 13°C 1 g. d'eau lourde dissout 0,305 g. NaCl

La conductivité des solutions salines est inférieure à celle de l'eau ordinaire, la viscosité est plus forte pour l'eau lourde à température égale. L'indice de réfraction de l'eau lourde est plus faible que celui de l'autre eau, il varie linéairement avec la concentration moléculaire. On a montré que des réactions d'échange pouvaient se faire entre les atomes de D et H et qu'il était possible d'obtenir de l'ammoniac lourd par exemple, répondant à la formule ND³.

Enfin on a pu mettre en évidence que l'eau ordinaire renfermait une petite quantité d'ions D et que sa teneur en eau lourde était de l'ordre de 1/500.

Comme l'eau lourde peut devenir une source de deuterium (diplogène de Rutherford) on a pu alors déterminer le poids atomique de cet isotope qui serait égal à 2,01353 (H=1,00778). On sait déjà que D peut se combiner au Cl pour donner un acide lourd DCl et les possibilités d'autres combinaisons sont entrevues. C'est toute une chimie nouvelle qui s'offre à l'investigation; la chimie des composés d'isotopes, limitée actuellement, pour ce qui est du deuterium par le prix de l'eau lourde, qui est d'environ \$150. le gramme; mais on parle déjà de la fabrication industrielle de l'eau lourde, il n'y a qu'à attendre.

L'eau lourde paraît abiotique, expériences sur la germination; les tétards, des planaires, des paramécies meurent au bout de quelque temps dans de l'eau lourde à 98%.

CHAPITRE DEUXIÈME

CLASSEMENT DES EAUX:

Des points de vue chimique et pratique on distingue:

- 1° les eaux douces, peu minéralisées, pauvres en sels dissous (moins de 0,500 gr. par litre).
- 2° les eaux dures, lourdes, calcaires ou séléniteuses (sulfate de chaux) renferment plus de 0,500 gr. de sels dissous par litre.
- 3° les eaux minérales, qui peuvent être
 - a) acidulées ou gazeuses
 - b) alcalines
 - c) sulfureuses
 - d) ferrugineuses
 - e) salines (sulfate de soude, magnésium, etc.)
 - f) radioactives.

Selon leur provenance, les eaux sont

- | | |
|------------------|-------------|
| I Superficielles | IV Traitées |
| II Souterraines | V Purifiées |
| III Météoriques | VI Usées |

I. EAUX SUPERFICIELLES:

- | | |
|-----------------------|---------------|
| 1° Des océans et mers | 5° Des étangs |
| 2° Des cours d'eau | 6° Des mares |
| 3° Des canaux | 7° Des marais |
| 4° Des lacs | |

Chacune de ces eaux présente des caractères particuliers qu'il faut connaître.

1° EAUX DES MERS:

L'eau des océans et des mers appartient à l'*hydrosphère*, nappe d'eau discontinue qui forme une des enveloppes du globe. On peut dire que 70% de la

surface du globe est recouverte par l'eau des mers (4 à 5% par les cours d'eau et lacs) qui s'étendent surtout au sud de l'équateur. La profondeur moyenne avoisine 3.500 mètres avec des gouffres (10.700 mètres). Le volume d'eau est évalué à 1.330 millions de kilomètres cubes.

Composition. L'eau de mer est caractérisée par la présence d'une forte quantité de sels dissous; par sa saveur amère et salée; par sa forte densité, 1025,8 en moyenne pour les mers ordinaires.

La concentration saline est plus forte en surface qu'en profondeur et plus marquée dans les mers fermées.

Jusqu'ici 38 éléments chimiques ont été identifiés dans l'eau de mer. Les éléments se rangent comme suit: H et O.

Éléments de l'air dissous: O.N.C.He.Ne.A.Xe.Kr

Métalloïdes: F.Cl.Br.I.S.P.As.Si.B.

Métaux: Na.K.Rb.Cs (traces) Li (dans les boues de marais salants) Ca.Sr (en carbonates et sulfates) Ra ($4 \cdot 10^{-6}$ gr. par tonne d'eau); Mg (1 gr. par tonne); Ba. Cu, Pb (surtout dans les plantes marines); Zn. Fe. Mn. Ni. Co. Al; Ag (10^{-2} gr par tonne); Au ($5 \cdot 10^{-2}$ gr par tonne)¹

SELS	Teneur en sels par litre (gr.)
Océan Atlantique.....	33,01 à 37,37
Océan Indien.....	35,53 à 36,68
Mer Méditerranée.....	38,36 à 41,15
Mer Blanche.....	25,98 à 29,65
Mer Noire.....	18,26 à 22,23
Mer Baltique.....	3,0 à 8,0 (fusion des glaces)
Mer Rouge.....	50,85 à 58,54
Mer Morte.....	192,15 à 259,98
Mer Caspienne.....	126,7 à 285,0

¹ Les procédés proposés pour extraire l'or des mers ont jusqu'ici échoué. La quantité totale serait considérable. On calcule que chaque habitant de la terre (1.500.000.000 habitants) posséderait un bloc d'or pesant 46.000 Kg, si on retirait tout l'or des eaux de mer!

Les sels comprennent surtout des chlorures de sodium, de magnésium, de calcium; des sulfates de sodium, de magnésium, de potassium, de calcium; des bromures, des iodures. Par exemple.

	Méditerranée	Océan Atlantique
	grammes par litre	
Densité à 20°C.....	1028,7	1023,9
CaCO ³	0,126	0,09
H ² SO ⁴	2,516	2,120
Cl.....	21,676	17,830
Br.....	0,072	0,060
CaO.....	0,617	0,519
MgO.....	2,365	1,993
Na ² O.....	15,584	13,410
K ² O.....	0,510	0,413
Total.....	38,97	32,42

Dureté de 750 à 1.000 degrés hydrotimétriques français.
Dureté temporaire 44 à 70. Elle ne savonne pas.

Gaz. Par litre, on trouve 22 à 30 cc de gaz dont les principaux sont:

	O ²	H ²	CO ²
% en surface	25,0	54,21	24,84
% en profondeur	19,53	52,60	27,87

Dans les ports, la teneur en O² diminue et celle en CO² augmente, à cause des eaux d'égout. On trouve aussi de l'ammoniac, de l'hydrogène sulfuré venant de la décomposition des substances organiques, des eaux sales ou usées.

Température. A la surface, c'est celle de l'air ambiant, elle subit peu de variations et peut être considérée comme la moyenne thermique d'un lieu. Elle diminue en profondeur de 4 à 5°C par 1.000 mètres. Par exemple aux Iles Canaries, alors qu'on enregistre 25°C à la surface, elle s'abaisse à 2°C à 4.000 mètres de profondeur. Cette différence incita Georges Claude à concevoir et expérimenter une machine thermique pouvant fonctionner grâce à cette chute de température.

NOTE

On désigne par *salinité* de l'eau de mer le poids total de sels contenu dans 1 kg d'eau.

		Moyenne des Océans	Atlantique	Baltique	Méditer- ranée	Mer Rouge	Océan Indien
Salinité.....		33.01 à 37.37	36.31	7.21	38.76	39.76	35.53 à 36.68
Anions et	Cl ⁻	55.29	55.19	55.01	55.53	55.60	55.41
cations	Br ⁻	0.19	0.18	0.13	0.18	0.13	0.13
pour 100	SO ⁴ —	7.69	7.91	8.00	7.74	7.65	7.79
grammes	CO ³ —	0.21	0.21	0.14	0.19	0.02	0.05
de sels	Na ⁺	30.59	30.26	30.47	30.37	30.81	30.89
totaux	K ⁺	1.11	1.11	0.98	1.09	0.97	0.85
	Ca ⁺⁺	1.20	1.24	1.67	1.26	0.89	1.16
	Mg ⁺⁺	3.73	3.90	3.53	3.64	3.87	3.67

(JOHNSTONE)

La concentration de l'eau de mer en ions hydroxydes étant plus forte qu'en ions hydrogènes, elle est alcaline. Bleuit le tournesol rouge, rougit la phénolphtaléine. pH 7,95 à 8,13. Le pH diminue généralement avec la profondeur, fond de la Méditerranée 8,07 à 8,09. Le pH est influencé par l'époque de l'année.

Dans le bassin de la Caspienne, CLARKE donne pour l'eau du Kara-Bog haz la composition suivante: Cl²: 50 à 53 %—SO⁴ 15 à 16 %—Na 12 à 25—Mg 6 à 7—Ca 0.57. Salinité 164 pour mille. Il existe quelques exemples d'eaux aussi concentrées en sels, dans la Libye, le Sahara, la Caspienne, l'Amérique du Nord. Ce sont des eaux concentrées qui n'ont pas de provenance marine directe, mais sont passées sur des terrains salins et se sont évaporées rapidement. Les mers chaudes avoisinantes apportent des précipitations atmosphériques, l'évaporation presque instantanée laisse un dépôt de sels qui se concentre.

Mouvements. Les eaux de mers sont soumises aux mouvements des marées dues à l'attraction du soleil, de la lune et même de la terre. On distingue donc des marées terrestre (les plus faibles) des marées solaire, des marées lunaire. Leur combinaison donne les *grandes marées* ou syzygies quand les attractions solaire et lunaire s'ajoutent; les eaux mortes correspondent à la quadrature, les actions solaire et lunaire se retranchent.

Ce mouvement qui déplace une grande masse d'eau en certains endroits, peut être utilisé à produire de l'énergie mécanique. C'est une énergie formidable qui ne nécessite que des ouvrages d'art pour être captée.

Les vagues et tempêtes sont dues aux vents qui agissent à la surface de l'eau incompressible.

Les mers sont parcourues par des courants chauds ou froids qui se déplacent à la faveur de différences de température. Le Gulf-stream est le plus connu, il mesure 100 Km de large et a une profondeur de 9 Km, c'est un courant chaud de l'Océan Atlantique. Du Groënland partent des courants froids.

Impuretés. Flore. Algues et microbes.

Microbes saprophytes, à 15 Km des côtes et 800 mètres de profondeur, on trouve 30 germes par cc dans certains endroits. Dans les ports, plus de 24.000 par cc. C'est là que peuvent vivre des germes pathogènes venant des déjections et des égouts.

Faune très abondante en toute profondeur; poissons, mollusques, crustacés, cétacés; infusoires pouvant donner une teinte particulière (mer rouge).

Au voisinage des côtes, on trouve des matières organiques, des déchets.

En surface, dans l'Océan indien, dans les mers autour du Japon, de Madagascar et ailleurs, flotte une substance cireuse: *l'ambre gris*; sécrétion animale, probablement calcul du foie d'un cachalot. L'ambre

gris est utilisé en parfumerie et vaut cher (\$18.00 l'once environ).

Emplois. La grande quantité de sels dissous limite les emplois ordinaires. Elle ne peut être absorbée en boisson que dans un but thérapeutique. On l'applique aussi dans le traitement de quelques maladies de peau. En bain, son emploi est répandu; elle ne lave pas mais décompose le savon. Elle est impropre à la cuisson. Pour les usages domestiques, il faut donc la traiter (distillation).

L'industrie traite l'eau de mer pour en extraire: le chlorure de sodium, de potassium, le sulfate et chlorure de magnésium, le brome, l'iode.

L'utilisation de la force des marées n'est pas encore faite; c'est une réserve pour l'avenir.

Corrosion par l'eau de mer. L'eau de mer use les substances dures par le mouvement, elle attaque les autres. Les substances d'origine animale ou végétale résistent en tant qu'elles sont protégées contre l'action des microorganismes, algues, champignons, microbes. La plupart des métaux connus sont attaqués, sauf s'ils se couvrent d'une couche protectrice de carbonate insoluble ou d'algues qui protègent la surface. Le cuivre résiste assez bien surtout quand il renferme des traces d'arsenic. Les aciers inoxydables au chrome résistent bien. Le fer est très attaqué même trempé ou cimenté. Il résiste mieux quand il renferme du phosphore (parkerisation) ou du nickel; quand il est recouvert d'une couche bien adhérente et continue de zinc ou mieux de cadmium.

L'aluminium pur résiste bien. Pour les alliages, les résultats sont variables, suivant la présence d'autres métaux au voisinage (électrolyse).

Les bétons ordinaires armés ou non sont attaqués la plupart du temps. Le ciment se décompose d'autant plus qu'il est poreux et l'armature est attaquée. Les bétons ordinaires doivent être peu poreux; on

les tasse, on fait des dosages aussi précis que possible; les éléments de remplissage doivent être durs et exempts de poussières ou matières organiques. Les blocs de béton sont à recommander; on les pose quand ils sont durs. *Les ciments alumineux ou les portland ordinaires chauffés à la vapeur d'eau* résistent parfaitement aux chlorures et sulfates des eaux de mer. Les autres peuvent être protégés par des enduits: asphalte, huile de bois de Chine ou de lin, posées à chaud; minium de plomb, métallisation par pulvérisation à chaud (procédé Schop).

2° EAUX DES COURS D'EAU:

Formées par la réunion des filets d'eau provenant de la fonte des neiges et des glaces; de l'écoulement sur des sols inclinés des eaux des marais, des lacs, des sources, des eaux de drainage des forêts; des pluies. Évaluées à 50.000 billions de tonnes métriques.

Le nombre des cours d'eau superficiels est en rapport avec le degré de perméabilité des terrains; plus les terrains sont perméables, moins il y a de cours d'eau mais plus d'eau souterraine; moins les terrains sont perméables (granits, argiles) plus on rencontre de lacs, d'étangs, de cours d'eau. Ces conclusions peuvent être un peu faussées pour certaines régions en considération de leur *indice d'aridité* qui est fonction de la température (transmission de chaleur et rayonnement).

Composition. Éléments en dissolution provenant des roches et terres;

Sels. Quantité variable suivant la nature des terrains parcourus. Celles provenant de la fusion des glaces et neiges 0,050 gr. par litre environ, surtout carbonate de sodium et de potassium; pour les autres jusqu'à 1,600 gr. par litre (Nil). Parfois colorées par des matières organiques.

On trouve surtout des carbonates de calcium, de

magnésium, de sodium, de potassium; des chlorures de sodium, de potassium, quelques acides organiques, peu de bromures et d'iodures.

Elles possèdent la caractéristique d'abandonner leur acide carbonique en s'éloignant de leur source, il s'ensuit que la teneur en *calcaire* tend à diminuer de la source à l'embouchure; la quantité de sels alcalins solubles augmente au contraire.

Par entraînement mécanique et usure des roches, par les crues, ces eaux portent souvent des matières en suspension: silice, argile, terre arable, calcaire, pouvant aussi teinter l'eau (turbidité) 7 à 1.900 gr. par litre. Le limon trouble l'eau et se dépose quand le courant diminue (embouchure des fleuves). On estime qu'une eau claire sous une épaisseur de 30 cm. donne moins de 10 grammes de limon par mètre cube (1.000 litres).

Gaz. 16 à 50cc par litre. Les gaz composant de l'air étant dans la proportion de leur solubilité. Si elles sont souillées ces eaux contiennent de l'ammoniac, du gaz sulfureux, du méthane.

Température. Elle est variable comme celle de l'air ambiant.

Mouvement. La vitesse d'écoulement dépend de la pente de la vallée et de la forme du lit. Plus la vitesse est grande, plus la quantité de substance entraînée augmente (action mécanique). Ce mouvement, grâce à sa vitesse et à sa masse, peut engendrer une action mécanique importante (houille blanche, chutes d'eau; houille verte, fleuves).

Les marées peuvent refouler l'eau de mer à des distances plus ou moins grandes, on trouve alors une composition forte en sels. Des marais salants peuvent être établis à l'embouchure de quelques fleuves.

Impuretés. Flore. Plantes aquatiques; cresson, épis d'eau, véroniques, renoncules, roseaux, iris, joncs, nénuphars, algues, microbes.

Faune. Poissons, batraciens, mollusques, crustacés.

Souillures. Naturelles; décomposition des plantes et des animaux, débris végétaux, matériaux et détritus terrestres et atmosphériques entraînés par les eaux de pluie.

Souillures humaines et accidentelles; eaux usées d'origine: a) ménagères, b) industrielles, c) d'égouts.

a) ménagères; provenant des lavages, de la cuisine; elles contiennent des débris organiques et inorganiques de toute nature; des substances solubles et insolubles, des corps gras, des microbes saprophytes et pathogènes parfois, beaucoup de bactéries putréfiantes.

b) industrielles; provenant du traitement industriel des matières et du nettoyage des locaux. Ces eaux de nature très particulière suivant les industries d'où elles viennent seront étudiés spécialement. On y trouve des matières animales, végétales, inorganiques en solution, en suspension, en émulsion. Des microbes et des produits toxiques.

c) d'égouts, sont souvent un mélange des 2 précédentes avec en plus les déchets de la vie, les eaux de lavage des rues. Leur flore microbienne est abondante et en cas d'épidémie, elles sont riches en germes pathogènes. Tous les représentants de la flore intestinale et urinaire sont présents. A cause des fermentations, elles renferment beaucoup de gaz dissous et sont malodorantes.

Toutes ces souillures se retrouvent plus ou moins transformées à l'état global de *matières organiques* généralement peu solubles, facilement oxydables ou insolubles et faciles à éliminer; de matières inorganiques à l'état soluble comme les nitrates, nitrites, chlorures qui permettent de porter un jugement sur l'état des eaux.

Les gaz, comme l'azote, augmentent avec le temps. Beaucoup de matières organiques terminent leur

cycle par cet élément; l'acide carbonique produit des combustions lentes, peut atteindre 60cc par litre; l'oxygène diminue avec le temps car une partie se détruit pour oxyder les corps.

Les gaz anormaux sont l'ammoniac 0,4 à 8%, l'hydrogène carboné (méthane) qui se dégage sous forme de bulles; l'hydrogène sulfuré et phosphoré venant aussi des décompositions microbiennes (putréfaction).

Ces souillures peuvent changer la flore des cours d'eau, et aussi la faune. (empoisonnement ou asphyxie du poisson.)

Les eaux des cours d'eau s'épurent spontanément: a) par dilution; b) par précipitation; c) par aération ou oxydation, surtout celles qui sont agitées. On est souvent obligé, si le débit du cours d'eau n'est pas suffisant pour assurer rapidement l'épuration spontanée, de pratiquer l'épuration artificielle sur les eaux avant de les employer ou d'obliger à traiter les eaux usées avant de les déverser dans les cours d'eau de trop petit débit.

Emplois.—Aux sources, on capte pour avoir de l'eau à boire. Il est facile d'éviter les souillures et quand le débit est suffisant, l'alimentation en eau des grandes villes est assuré avec économie et sécurité.

Si on les prélève en cours d'eau, il faut généralement les traiter surtout pour l'usage comme boisson, à moins qu'il n'y ait pas de causes de souillures.

Les usages industriels sont nombreux, beaucoup d'industries ne peuvent s'établir ailleurs qu'au voisinage d'un cours d'eau. C'est toujours une économie quand l'eau est appropriée aux besoins; comme elles sont généralement douces, leur traitement n'est pas très coûteux.

Ce sont les eaux les plus employées à cause de la facilité de leur approvisionnement.

3° EAUX DES CANAUX:

Les canaux sont creusés surtout pour relier deux bassins de fleuves et faciliter le transport par eau. Ils sont donc alimentés en eaux par les fleuves et rivières, les sources, les ruisseaux. A cause des écluses on les considère comme des eaux stagnantes car elles sont peu mobiles. Elles n'ont pas d'autre caractéristique que d'être turbides, très souillées, riches en bactéries. Elles ne sont pas *potables* et n'intéressent l'industrie que comme voies navigables.

4° EAUX DES LACS:

Formés par les eaux qui ne trouvent pas un écoulement facile, les lacs sont alimentés par les eaux de pluie, de sources, de ruissellement; les nappes souterraines et des cours d'eau qui les traversent ou y aboutissent.

On distingue: les lacs alimentés par les cours d'eau qui ont alors la composition des eaux courantes, contenant moins de débris organiques ou de matières en suspension — les lacs météoriques, eaux très douces surtout dans les régions montagneuses.

Souillures.—Les mêmes que celles des cours d'eau. Si elles n'ont pas d'écoulement facile, les eaux de lacs peuvent devenir dangereuses quand les souillures sont volumineuses et fréquentes.

Emplois.—Si elles sont potables, on aura toujours avantage à les prélever loin des bords. Il faut les surveiller en cas d'épidémie.

Généralement douces, elles conviennent pour beaucoup d'industries.

Il existe des eaux de lacs ayant une composition particulière: *lacs salés* alimentés par des eaux salées, sources ou mer; ou bien qui reposent sur un fond de sels. Exemple le lac Aral, la mer Caspienne ont des eaux avec du sulfate de magnésie, du sulfate de

calcium et du chlorure de magnésium. La mer Morte est un lac dont l'eau a une densité de 1.194 à 1.212. Elle contient Na Cl, Mg Cl², Ca Cl².

5° EAUX DES ETANGS:

Les étangs, formés d'espaces peu profonds, contiennent surtout des eaux de pluie. Ils dessèchent facilement et deviennent marécageux sur les bords. Leurs eaux ne sont pas intéressantes, étant malsaines, malodorantes en été, chargées en microbes. Elles peuvent servir pour l'élevage du poisson et des écrevisses.

6° EAUX DES MARES:

Les mares sont formées par les eaux de pluie qui s'amassent dans les trous ou parties déclives des sols imperméables. Elles sont parfois alimentées par des sources.

Ces eaux n'ont aucun intérêt; malodorantes, chargées en microbes, souillées surtout par les animaux qui viennent malheureusement s'y abreuver.

7° EAUX DES MARAIS:

Les marais sont:

- a) naturels, dans les terrains bas à sous-sol imperméable; à l'embouchure des fleuves; sur les terrains d'alluvions.
- b) artificiels (1) salants, composés de bassins pour y évaporer l'eau de mer et en recueillir le sel.
(2) à sangsues, eaux croupissantes pour l'élevage des sangsues (en disparition).
(3) routoirs; où on met les textiles, chanvre, lin, pour le rouissage. Odeur et flore microbienne.

Ces eaux riches en matières organiques sont propices à la putréfaction et pourriture. Elles se chargent d'acide carbonique et de méthane (gaz des marais). Elles n'ont pas d'autre utilisation que celles mentionnées. Les tourbières entrent un peu dans cette catégorie quand elles sont très humides.

DESTRUCTION DES ALGUES ET MICROBES DES EAUX

Il arrive souvent que l'ingénieur rencontre des eaux d'étangs, de lacs, de réservoirs, de barrages qui sont envahies par une flore exagérée et habitées par des infusoires et microbes qui, par leur végétation, peuvent donner des odeurs désagréables, obstruer les conduites ou simplement les détériorer.

La destruction des algues et infusoires, microbes et moisissures est faite au moyen du *sulfate de cuivre*. L'action des sels de cuivre sur les microbes est connue depuis Naegeli, Dehérain, Raulin etc., c'est-à-dire depuis plus de cinquante ans. On a déterminé la dose qui est efficace pour la destruction de l'espèce dominante, il faut retenir qu'elle varie de 1 partie de sulfate de cuivre par 10,000,000 où 100,000 parties d'eau¹. On répand le sulfate en faisant par exemple traîner dans l'eau par une barque, un sac renfermant les cristaux. Au début, il peut y avoir dégagement de mauvaises odeurs, puis l'eau devient claire et inodore

II EAUX SOUTERRAINES

1° DES SOURCES.

2° DES PUITTS; DE FORAGE, DE MINES.

La connaissance des eaux souterraines est nécessaire aujourd'hui aux usagers techniques de l'eau. A l'ingénieur sanitaire pour l'alimentation des agglomérations, ces eaux ont généralement une pureté bactériologique, une constance de température de débit et de composition; à l'ingénieur des mines qui doit surtout exploiter à sec et ne pas être trop gêné

¹ G. T. Moore et Karl F. Kellermann: Copper as an algicide and disinfectant in water supplies. U. S. Department of Agriculture, Washington, 1905.

par les nappes aquifères dans le percement des puits et galeries; à l'ingénieur en travaux publics pour les tranchées, tunnels, routes, canaux, etc; à l'architecte qui doit éviter les fondations en présence d'eau et veiller à l'humidité du sous-sol où il construit; à l'agriculteur qui peut être amené à baisser le niveau de la nappe phréatique par drainage ou recourir à l'irrigation quand des eaux de surface font défaut dans les régions désertiques; enfin à l'industriel qui est très souvent obligé de faire l'appoint avec l'eau du sous-sol pour avoir en quantité et qualité l'eau indispensable à son industrie

NOTE

Il est intéressant de connaître l'opinion des anciens sur les eaux souterraines, nous résumons:

PLATON: l'eau de la terre vient de l'océan et y retourne en tombant dans un trou, le Tartare.

ARISTOTE: l'eau s'évapore du sol, se condense dans les cavités froides des hautes régions et forme les lacs souterrains qui alimentent les sources et les ruisseaux.

THALÈS DE MILET: les vents se chargent de l'eau des mers qui tombe sur le sol et y pénètre, retournant ainsi à l'océan.

LUCRECE: même opinion que la précédente, mais l'eau de mer se filtre dans la terre.

VITRUVÉ: les sources sont formées de pluie, neige fondue, les eaux pénètrent jusqu'à ce qu'une couche les arrête, puis elles trouvent une issue.

KEPLER (1619): la terre est comme un animal qui aspirerait l'eau de la mer, la condenserait et l'expulserait par les sources.

DESCARTES: des canaux souterrains communiquent avec la mer et les cavernes de l'intérieur de la terre où la chaleur fait évaporer l'eau qui se condense dans les espaces élevés pour former les sources.

BERNARD PALISSY (1650): les eaux de pluie pénètrent dans le sol et sont arrêtées sur les couches imperméables.

VOSSIUS ET MARIOTTE (1700): mouvement des eaux. C'est l'eau de pluie qui se réunit dans un bassin et qui s'écoule par les rivières et sources.

VOLGER (1877): toute l'eau souterraine proviendrait de la vapeur d'eau contenue dans l'air du sol (ce qui est reconnu pour en partie vrai).

SUESS (1902): les sources chaudes viennent d'eaux fossiles qui remontant par les cassures forment les eaux juvéniles.

ORIGINE DES EAUX SOUTERRAINES:

Les eaux souterraines ont une telle importance qu'il n'est pas inutile de résumer nos connaissances actuelles sur leur origine en faisant appel à l'hydrogéologie. Nous n'insisterons pas sur les points de vue du géologue et ne ferons que donner quelques définitions qui permettront de suivre facilement comment s'emmagine l'eau sous terre. C'est la classification des roches constituant le sol terrestre, suivant la nature et l'importance des vides (remplis en partie ou en totalité d'eau) qui sert de point de départ. L'étude des éléments constitutifs permet de savoir ceux qui sont solubles, puis l'étude des vides et interstices du sol renseigne sur sa porosité et sa perméabilité.

On distingue les *fissures*, séparation de blocs rocheux par une cassure; dans les roches cristallophylliennes et métamorphiques, (fissures étroites) dans les calcaires, dolomies, gypse (fissures larges, cavernes); les *pores*, interstices plus petits, formant une maille continue restant entre les grains d'une masse pulvérulente (sables, graviers, grès). On nomme *porosité* le rapport entre le volume des vides et le volume total, exprimé en pourcentage.

NOTE — POROSITE MOYENNE DES ROCHES

	En volume %
	0.16 à 1.20
I. Roches compactes	{ Granits, schistes, gneiss.....
	{ Diabase.....
	{ Quartzite.....
	{ Schistes et ardoises.....
II. Roches cavernieuses	{ Calcaires, marbres, dolomies.....
	{ Calcaires oolithiques.....
	{ Craie.....
	{ Gypse.....
III. Roches poreuses et perméables	{ Grès.....
	{ Grès pétrolifères.....
	{ Sables uniformes.....
	{ Sables mélangés.....
	{ Sables fins (grains > 1 mm).....
	{ Sables et graviers, alluvions.....

IV. Roches	{ Limon lacustre.....	36.0
poreuses et	{ Argiles.....	45.0
impermeables	{ Sols en culture.....	55.0

La *perméabilité* est la propriété qu'une roche possède de laisser passer l'eau plus ou moins facilement. Une roche est perméable quand l'eau passe facilement entre ses grains: *perméabilité directe* ou en petit; ou bien l'eau passe par des fissures: *perméabilité indirecte* ou en grand. Une roche est imperméable quand elle est absolument *compacte* ou parce que ses pores sont tellement fins qu'ils retiennent le liquide par quantité très petite. On est conduit à considérer alors 4 catégories de roches.

A — *Roches compactes à fissures étroites.*

Granits, gneiss, porphyres, basaltes, schistes, ardoises, etc., les interstices datent du refroidissement et sont stables; les *joints* vont dans le sens horizontal; les *fissures* dans le sens vertical (perpendiculaire à la surface). A retenir que les joints ne pénètrent guère au-dessous de 60 mètres, les fissures pouvant se prolonger profondément jusqu'à 600 mètres. On trouve rarement de l'eau après 600 mètres.

B—*Roches à fissures larges et profondes, à cavernes* (perméables en grand).

Roches sédimentaires; calcaires, dolomies, craie, gypse, grès. Parfois horizontales, souvent plissées, effondrées.

Failles et cassures pouvant atteindre toute la formation. Les eaux sont abondantes en profondeur et contiennent beaucoup de CO^2 ayant été englouti avec de l'air.

C—*Roches poreuses et perméables.* Grès, sables, graviers. Les grains sont homogènes ou non et entre leurs interstices laissent passer facilement l'eau par

percolation. La porosité d'un sable se mesure (voir compléments page 480), elle paraît indépendante de la taille des grains, mais varie avec le coefficient d'uniformité, la forme l'influence, ainsi que l'angle d'empilage. La porosité augmente quand les fragments sont plus anguleux.

D—*Roches poreuses (pores très petits) et imperméables.*

Argiles, marnes, limons et vases. Les grains sont très petits, les interstices devenus *capillaires* ou subcapillaires restent remplis d'eau qui demeure par adhésion. Le liquide est immobile. (Tubes capillaires au-dessous de 0,5 mm, l'eau n'est arrêtée que par les tubes de 50 μ (mu)

Les grains de l'argile atteignent $\frac{5}{100}$ à $\frac{5}{1000}$ de μ (mu) la porosité est plus grande que dans les sables [voir compléments page 00: Mesure de la porosité].

Cette distinction relativement simple est utile pour la recherche des eaux souterraines et permet de comprendre facilement leurs localisations.

ÉLÉMENTS CARACTÉRISTIQUES DES NAPPES

On connaît une nappe d'eau quand on a pu déterminer;

- 1° Son mode d'alimentation
- 2° Sa topographie, niveau de son fond et du toit.
- 3° Sa pression en différents points et ses variations saisonnières. Courbes isopiézométriques; (ou isopiés-tiques ou isopotentielles).
- 4° Sa puissance ou débit en un lieu déterminé.
- 5° Ses qualités physiques, chimiques, microbiologiques.

Les eaux *fossiles* ou *juvéniles* se forment dans l'intérieur de la terre; elles sont trop profondes pour être facilement accessibles. Si on élimine aussi l'eau de condensation de la vapeur d'eau dans l'intérieur du

sol, *rosée intérieure* qui a une importance en montagne et que nous traiterons à propos des puits aériens, l'eau qu'on trouve dans le sol provient de la *fraction d'infiltration de la pluie et de la neige*.

La pluie qui tombe sur le sol se partage en trois portions:

- a) une qui s'évapore au fur et à mesure qu'elle tombe, directement ou par l'intermédiaire des éléments vivants (transpiration des plantes et des animaux).
- b) une qui ruisselle, formant les eaux de surfaces qui vont à la mer.
- c) une qui s'infiltré dans le sol et chemine, soit pour retourner aux sources des fleuves et rivières, lacs; soit pour reparaître sous forme de sources mises à jour ou de puits artésiens.

Si on peut connaître pour chaque région ce qu'on nomme son *régime pluviométrique*, il est à peu près impossible de suivre l'eau après sa chute et déterminer la valeur des diverses fractions. Seul le ruissellement (run-off) peut se mesurer avec une approximation suffisante. On jauge un cours d'eau jour par jour et on peut déduire le ruissellement à l'amont, la comparaison avec le débit écoulé dans l'année et le total de pluie tombée sur le bassin donne le *coefficient d'écoulement annuel ou de ruissellement apparent*. C'est tout ce qu'on sait de plausible. Les formules proposées à nombreux coefficients et variables pour évaluer les infiltrations, sont trop douteuses pour être utiles.

L'évaluation de la quantité d'eau souterraine, tentée par quelques auteurs, manque de bases complètes et il n'est à retenir qu'une évaluation, pour fixer un ordre de grandeur, de $\frac{1}{830}$ du volume de la planète en eau sur et dans le globe. (Halbfass). D'après Daubrée, le volume d'eau incorporé dans toute la terre est égal au volume d'eau de la surface. En te-

nant compte des eaux de surfaces (océans, lacs, cours d'eau) et des eaux souterraines, le sphéroïde terre serait composé d'environ 5 parties d'eau pour 1 partie de terre.

On s'est livré à un certain nombre d'études en vue de connaître scientifiquement la situation et les mouvements des eaux à l'intérieur du sol. Il est aisé de comprendre que l'on est amené à faire un grand nombre de suppositions et d'hypothèses qu'il est difficile de vérifier autrement que par des statistiques; ce n'est donc qu'avec le temps qu'il sera possible peut-être un jour, d'avoir des certitudes sur le régime des eaux internes. Actuellement, si les connaissances d'hydrogéologie peuvent être d'un puissant secours pour aider à la recherche des eaux, il faut avouer qu'elles sont insuffisantes pour que les données auxquelles elles conduisent soient précises. On est donc encore à la merci du hasard lorsqu'il s'agit de trouver une source ou de creuser un puits. La science peut expliquer pourquoi il n'y a pas d'eau en un lieu donné, elle est impuissante actuellement à dire s'il y en a.

Si on connaît avec précision les *bassins fluviaux* qui s'étalent sur le globe d'une manière à peu près semblable: conques avec sillon médian (thalweg) séparées par des crêtes (chaînes de montagnes), nous connaissons très mal les *bassins hydrogéologiques*, c'est-à-dire la répartition des eaux dans le sous-sol. Il n'y a guère que dans les districts miniers qu'on sache actuellement comment se superposent les couches géologiques.

Il est aisé de concevoir qu'il n'y a pas concordance entre les deux bassins et quand on tient compte des mouvements produits aux trois grandes époques des plissements *calédoniens* (fin du silurien)—*hercyniens* (milieu du carbonifère)—*alpines* (fin de l'éocène à fin du tertiaire), on voit la complexité du tracé topographique souterrain.

1° EAUX DES SOURCES

Sources.—Émission d'eau qui sort du sol d'une façon assez permanente. Ce sont les épanchements naturels des nappes aquifères. On peut distinguer.

A) Les sources ordinaires

B) Les sources thermo-minérales.

Sont thermales les sources qui ont 5 à 6° C de température au-dessus de la moyenne du lieu.

Sont minérales, celles qui renferment assez de substances dissoutes heureusement combinées pour posséder une action thérapeutique.

E. Imbeaux classe les sources en 3 grandes catégories qui sont à retenir.

I. *Sources filoniennes ou diaclasiennes.* Cassures ascendantes (fissure; fault springs).

Eaux généralement profondes, souvent jaillissantes, (puits artésiens naturels) chaudes et minéralisées. Localisées surtout pour les sources thermales et minérales dans les régions où les phénomènes de dislocation des terrains sont plus récents; plissements et effondrements. (Sources de Carlsbad, *Sprudels* T. 75° C; Vichy T. 44° C. Les *sources jaillissantes* des régions volcaniques lancent des vapeurs et des gaz (acide sulfureux); geysers d'Islande, T. 121° C; les solfatares, suffioni, salses, mofettes de Toscane et des régions du Vésuve, etc.

II—*Sources de déversement.* L'eau provient de la pluie infiltrée dans le sol. Quand les fissures débouchent sur le flanc d'un coteau, les emplacements se distribuent sans lois. Quand il s'agit du déversement d'une nappe continue on a les *souces d'affleurement* ou de contact qui se rencontrent sur une ligne définie. Les nappes peuvent être assez profondes, les sources apparaissent aux points reculés des vallons, sur leurs versants.

III—*Sources d'émergence.* On les trouve dans le fond des vallées, dans les nappes d'alluvions. Elles apparaissent quand le niveau d'une nappe atteint un point bas de la surface du sol.

Fausses sources.—On nomme ainsi (Martel) les débouchés des cours d'eau souterrains dans des terrains caverneux. Ils sont le terme opposé des points d'engouffrement des eaux de pluie ou de ruissellement dans de larges fissures, entonnoirs, gouffres. (sources dites vauclusiennes en France).

On peut dire qu'un courant se forme et se cache sous terre, emportant les souillures de la surface et traversant un lit calcaire d'où l'eau *recrache*. Ce n'est pas à proprement parler une source mais une *résurgence*. Quand la source est entièrement dans la formation calcaire, venant du ruissellement, du lavage des fissures, des gouffres, ces eaux souvent contaminées par les cadavres d'animaux prennent nom de sources *d'exurgence*.

Sources intermittentes et intercalaires. — On les explique par l'existence d'un réservoir souterrain qui peut se vider par un orifice en forme de siphon. Parfois c'est la compression de l'air dans une caverne qui peut expliquer la venue de l'eau ou bien le jeu de corps obturateur.

NOTE

On peut considérer aussi les sources de la façon suivante:

- (1) sources des terrains imperméables (petit débit).
- (2) sources des terrains perméables (grand débit).
- (3) sources des terrains perméables reposant sur une couche imperméable.
- (4) sources jaillissantes; nappes d'eau artésiennes passant au travers des terrains au-dessus d'elles.
- (5) sources intermittentes; dues à des crues lentes ou siphonnages périodiques.
- (6) sources pérennes; intarissables, à débit constant.

NOTE

CLASSIFICATION DES EAUX SOUTERRAINES

(E.-A. Martel)

- I—Nappes d'interstices (en terrains arénacés ou détritiques).
- A—Phréatiques (plus rapprochées du sol, alimentant les puits ordinaires).
- B—Profondes
- 1° Statiques (en terrains horizontaux ou subhorizontaux pour les puits profonds).
- 2° Dynamiques:
- α fluentes (sables mouvants)
- β artésiennes
- a) ascendantes
- b) jailissantes.
- II—Fissures aquifères (ou conduits aquiducteurs) en terrains compacts, hachés de diaclases et de joints de stratification.
- A—Dynamiques (dans les terrains à pendage).
- 1° Rivières souterraines, citernes et courants plus ou moins rapides et divisés. (Anastomoses, pression hydraulique, siphons, vases communicants). Relativement voisines de la surface.
- 2° Sources thermales et minérales. Souvent très profondes
- B—Statiques (localisées dans les concavités des synclinaux) profondes ou non.
- III—Emergences, qui sont les écoulements hors de terre.
- A—Sources, filtrées dans nappes d'interstices
- B—Résurgences, non filtrées dans les terrains fissurés.

CLASSIFICATION DES SOURCES

(Kirk Bryan, Geological Survey, U.S.)

Basée sur l'origine des eaux en tenant compte de la nature des roches traversées.

GROUPE I—Sources provenant d'eaux profondes (eaux juvéniles et analogues, eaux météoriques descendues profondément). Ne sont pas sujettes à grandes variations saisonnières.

A—Sources volcaniques. Eaux généralement chaudes, fortement minéralisées et chargées de gaz; dont il est difficile de trouver l'origine dans les sources à température normale.

B—Sources de fissures. Eaux généralement chaudes et très minéralisées.

- (1) Sources de failles (fault springs) en relation avec les failles récentes de grande amplitude.
- (2) Sources de fissures (fissure springs), la température et la constance des eaux font croire à une origine profonde.

GRUPE II.—Sources provenant des eaux météoriques et celles se mouvant à faible profondeur sous la pression hydrostatique. Grandes variations de débit suivant les pluies.

A—Sources de dépression (ou d'émergence), quand la surface du sol, à la suite d'une dépression, coupe le niveau d'une nappe d'eau.

- (1) sources de fossette (dimple springs) dues à des dépressions dans les coteaux.
- (2) sources de vallée (valley springs) dues à un changement brusque de pente au bord d'une vallée d'érosion.
- (3) sources de thalweg (channel springs) dues à la dépression d'un thalweg dans une plaine d'érosion ou d'alluvions.
- (4) sources de bordure (border springs) dues au changement de pente à la bordure entre une plaine d'alluvions et un lac ou lit de rivière.

B—Sources de contact (sources d'affleurement). Résultent de la superposition d'une couche perméable à une imperméable.

1° Le toit de la couche imperméable est horizontal et régulier.

a) cette couche est étendue en surface (comme dans les terrains sédimentaires).

- (1) sources par gravité (gravity springs); la couche perméable est en matériaux tendres.
- (2) sources tubulaires (mesa springs); la couche perméable est dure; calcaire, grès, laves; l'eau est dans les joints et interstices.

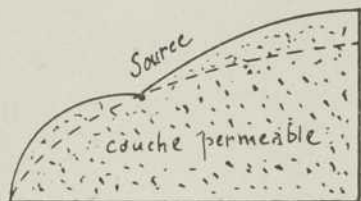
b) L'étendue de la couche imperméable est limitée. (bancs argileux, gravier cimenté, dépôts alluviaux ou glaciaires) Sources de "hardpan".

2° Toit de la couche imperméable régulier, mais incliné. Généralement du côté bas (grand versant). Quand la couche perméable est épaisse on la pente faible, les sources peuvent être de l'autre côté du versant.

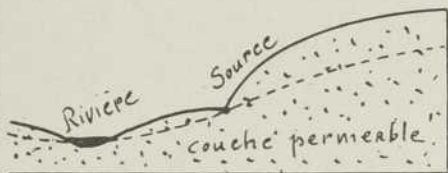
a) La surface de la couche imperméable est étendue.

Classification des sources (Kirk Bryan)

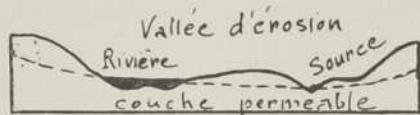
Sources de depression (d'émergence)



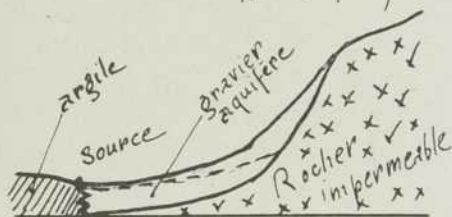
source en fossette
(dimple spring)



source de vallée (valley spring)
(lignes pointillées, toit de la nappe aquifère)

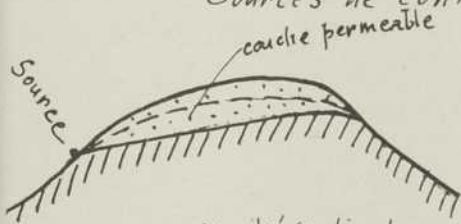


source de thalweg
(channel spring)



source de bordure
(border spring)

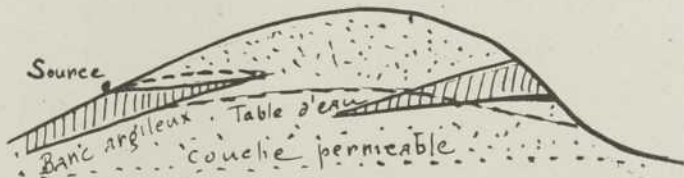
Sources de contact ou d'affleurement



source par gravité (inclined
gravity spring)

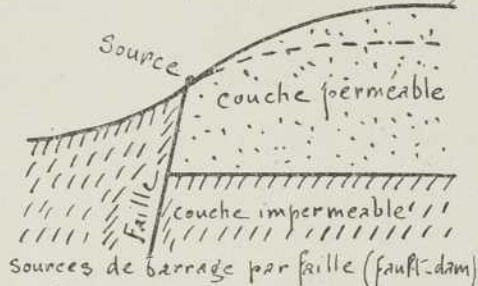
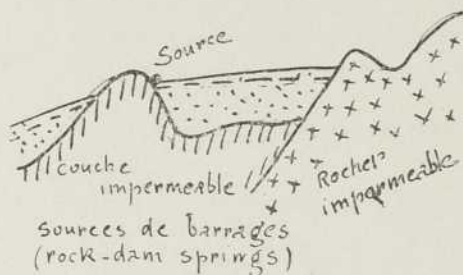
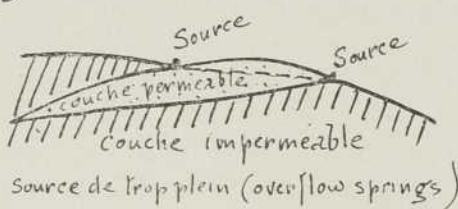
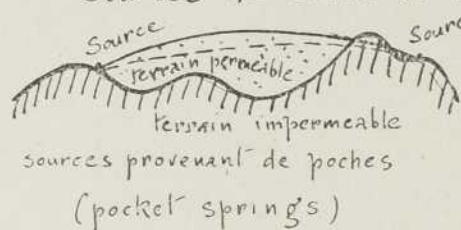


source de côté (cuesta ou
mesa spring)

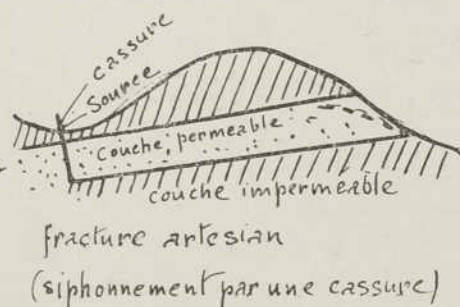
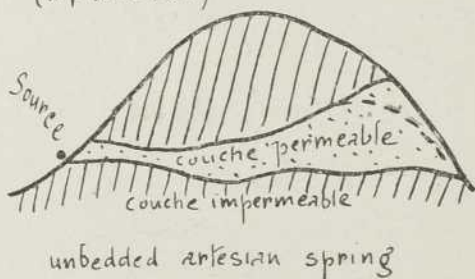
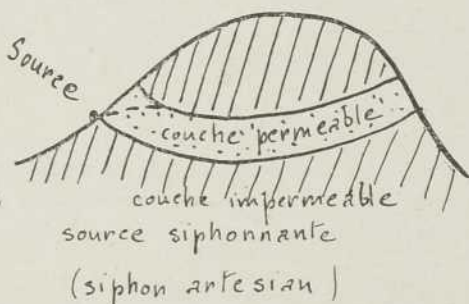
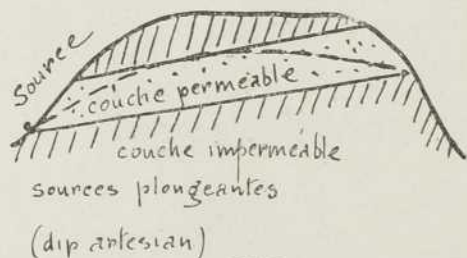


inclined handpan spring

Sources de contact à substratum irrégulier



Sources artésiennes



(1) Sources par gravité, inclinées. La couche est en matériaux tendres imperméables.

(2) Sources de côté. Comme pour les sources tabulaires.

b) La couche imperméable est limitée.

(1) Les sources sont possibles quand la couche imperméable a son pendage à l'opposé de la crête.

(2) Quand la couche imperméable pend vers la crête, il faut un creux ou ravin pour produire une source.

3° Le toit de la couche imperméable est régulier.

a) On a des sources tabulaires ou de côté, localisées sur le côté bas quand la couche perméable est épaisse et entendue.

b) Les sources sont dans des poches (pocket springs) quand la couche perméable est plus ou moins discontinue et faite de matériaux meubles (éboulis, alluvions, terrains glaciaires, dunes, cendres volcaniques).

c) Quand la couche perméable est saturée et que l'eau déborde aux contacts latéraux, on a des sources de trop-plein (overflow) qui se rencontrent aux terminus des systèmes artésiens.

d) On a des sources de *barrages rocheux* quand les points hauts irréguliers d'un fond rocheux sous une plaine d'alluvions forcent l'eau à revenir à la surface (émergences).

e) Lorsque la faille oppose un barrage à l'écoulement de l'eau, on a des *sources de barrages par failles*.

C—*Sources artésiennes*. Elles sont produites quand une couche perméable est comprise entre deux couches imperméables.

(1) Sources plongeantes (dip artesian springs) Des roches plus ou moins régulièrement stratifiées plongent dans la vallée.

(2) *Sources siphonnantes* (siphon artesian springs) Quand les couches remontent avant d'affleurer du côté de la vallée.

(3) S'il n'y a pas d'inclinaison régulière la source débouche de la couche perméable en certains points de la vallée. (unbedded artesian springs).

(4) *Sources de cassures* (fracture artesian springs). L'eau revient au jour par une cassure quand, il n'y a pas d'affleurement de la couche perméable.

D—Sources dans les roches imperméables:

(1) *Sources tubulaires* (tubular springs) Ce sont des canaux plus ou moins cylindriques dans les roches.

- a) *Sources de cavernes* ou par dissolution. Les conduits se sont faits par la dissolution dans les calcaires, grès calcaireux, gypse, sel.
 - b) *Sources de laves*. Cavernes et tunnels dans des épanchements de laves.
 - c) *Petites sources tubulaires*. Conduits de faibles dimensions produits par le passage des eaux, l'emplacement de racines d'arbres, le retrait dans des roches meubles.
- (2) *Sources de fractures*. Joints, lits, cassures, failles produits par la fissilité et la schistosité des roches ignées, métamorphiques ou sédimentaires imperméables, contenant de l'eau.
- a) *Sources de fractures quadrillées*. Quand deux systèmes de fractures plus ou moins perpendiculaires en comportent un voisin de l'horizontalité.
 - b) *Sources de fractures croisées*. Quand deux systèmes de fractures plus ou moins perpendiculaires sont inclinés tous deux sur l'horizontale.
 - c) *Sources de fractures inclinées* sur l'horizontale, mais non systématiques.

(D'après E. IMBEAUX, *Essai d'Hydrogéologie*).

CLASSIFICATION DES SOURCES (Gartner)

On distingue d'abord les *nappes* constituées (nappe phréatique) où l'eau est *stable* ou en mouvement lent, puis les eaux *souterraines en circulation*. Gartner distingue les eaux d'après leur situation topographique.

I.—Sources hautes, de montagnes, de roches. Naissent au flanc des côtes.

- 1° celles qui proviennent de fissures se déversant sur les parois de la vallée;
- 2° celles qui remontent des cassures (sources filoniennes, sources d'affleurement, sources de débordement).

II.—Sources basses. Dans le fond des vallées.

- 1° sources d'éboulis, qui suivent un trajet descendant sous des éboulis;
 - 2° sources de la nappe phréatique
 - 3° sources de trop-plein
 - 4° sources de barrages, quand un relèvement du fond imperméable force l'eau à sortir.
- } sources d'émergence
} de Imbeaux.

III.—Sources secondaires, réapparitions à la surface de sources disparues dans le sol, dans une cassure, un bétoire, ou ayant pénétré peu à peu dans un lit poreux. (résurgences de Martel).

Variations dans le débit des sources. Le volume d'eau fourni par les sources est parfois très variable, même pour des sources voisines. Le volume dépend d'abord de l'étendue du terrain drainé, de l'alimentation de la nappe, qui est fonction de la perméabilité des couches de terrains, ainsi que de la précipitation annuelle, variable elle aussi selon les saisons.

Généralement, le débit augmente après les pluies dans un temps variable de quelques heures à quelques mois. Naturellement, plus l'accroissement du débit se fera après la pluie, moins l'eau sera filtrée. Elle est alors sujette aux souillures venant de la surface. Ces sources tarissent rapidement dans la saison sèche.

La constance d'une source est un caractère qui importe beaucoup. On établit des courbes de débits qui, comparées avec celles des précipitations, font connaître la *durée de pénétration* de l'eau. Lorsqu'il s'agit d'alimenter des aqueducs, il est prudent de tableur sur le *minimum absolu* au plus bas débit des sources.

On conçoit que, dans les pays montagneux où les climats à neige, le débit des sources puisse varier sans chute de pluie, mais par fusion des neiges et glaces au printemps.

Il est possible, dans certains cas, de renforcer le débit des sources quand on peut agir sur la nappe d'où elles proviennent; par exemple l'*irrigation* sur certains terrains provoque un accroissement de débit des sources. Il en est de même des inondations.

Le débit d'une source peut encore varier et même s'éteindre quand l'homme détourne les eaux qui l'alimentent (drainage, barrage, captage, pompage).

Enfin, on cherche dans certains cas à régulariser le débit des sources par des ouvrages. Nous ne pouvons traiter de cette question, chaque cas est tellement particulier qu'il demande une étude serrée.

MANIFESTATIONS EXTÉRIEURES DES SOURCES ET EAUX SOUTERRAINES.

Les orifices de sortie des sources ou *griffon* présentent des aspects fort variables. Suintement, sortie en goulot, en bouillonnement, en jet, en larges vases [jusqu'à 180 m. de diamètre (Floride)], marécages. D'autres déposent à leur orifice du carbonate de chaux en cône plus ou moins haut et l'eau semble sortir d'un tube; ou bien des amas de sable amenés par le vent masquent la source et semblent vouloir la boucher. Ce sont là des caractères apparents qui ne sont que des constatations.

Plus instructif est le développement de certains végétaux dans les lieux où l'eau est peu profonde. Par exemple: saules, jones, roseaux, peupliers, aulnes, tamaris, lauriers-roses, palmiers, myrtes, sagittaire, menthes sauvages, carex, sauges, argentine, lierre, renoncules, scrofulaires, mousses fraîches, colchiques, hépatique, cresson, ciguë aquatique, cardamine des prés, véronique sont les principales plantes qui indiquent la présence d'eau. Les anciens préconisaient des signes révélateurs qui ne sont pas sans valeur, comme l'examen des buées qui s'élèvent du sol *avant* le lever du soleil; les mouches qui volent près de terre *après* le lever du soleil; les endroits où neige et gelée fondent vite; les expériences d'hygroscopicité où l'eau se condense dans des récipients placés dans des puits creusés dans le sol.

RECHERCHE DES NAPPES D'EAU SOUTERRAINES:

Il faut recourir à une reconnaissance préliminaire et quelques procédés expérimentaux pour fixer la présence, le niveau, la quantité, le trajet. L'étude géologique des affleurements est utile; le relevé des sources et puits connus peut aider mais ne présente rien de certain. Ce sont là des préliminaires. Il faut *pénétrer* dans le sol pour en savoir plus; on dis-

tingue alors deux groupes de procédés de reconnaissance.

(1) *Les sondages horizontaux*, tranchées, drains, galeries ou tunnels.

(2) *Les sondages verticaux*, puits et forages.

Nous renvoyons aux ouvrages spéciaux pour la description des procédés en usage. La plupart du temps d'ailleurs, il est sage de confier le travail à des entreprises spécialisées chaque fois qu'il s'agit de travaux importants.

Plus intéressants pour nous, du point de vue scientifique, sont les procédés mis en œuvre pour indiquer la présence, la direction, la profondeur, le trajet, l'étendue, la vitesse des courants, la composition des eaux.

1° *Comparaison des débits*. Quand un cours d'eau apparent, ou ruisseau, alimente une source, l'étude des deux débits étudiés en même temps, en allouant un temps pour la transmission, peut donner une preuve de communication et indiquer l'origine d'une eau souterraine. On peut aussi répandre de l'eau en certains points et voir si la quantité influe sur le débit des sources voisines.

2° *Comparaison des températures*. La mesure des températures des eaux de surface et des sources permet d'identifier, même en mélange, en s'aidant par exemple d'un sel dissous (Na Cl) la provenance de certaines eaux.

3° *Comparaison des compositions chimiques*. L'eau de chaque nappe a généralement une composition moyenne fixée. Par des dosages spéciaux ou de la minéralisation totale, ou du degré hydrotimétrique, ou de la résistivité électrique, on peut connaître l'origine ou la proportion des mélanges.

4° *Addition de corps en suspension*. On utilise l'amidon, les levures, les mycodermes, des bactéries

(du moment que les eaux n'en contiennent pas avant). L'argile peut troubler l'eau et être employée dans certains terrains.

5° *Addition de corps dissous identifiables chimiquement ou électriquement.* Les chlorures de sodium et de calcium sont les plus employés. La mesure des conductibilités électriques dans des puits différents peut renseigner sur leur communication et permet de localiser un courant.

6° *Addition de corps odorants.* Safrol, pétrole, etc., facilement décelables à l'odorat.

7° *Addition de matières colorantes.* La fluorescéine, surtout employée pour déceler les infiltrations en cas d'épidémie. L'uranine, (fluorescéine carbonatée), la phtaléine du phénol peuvent servir.

On employe le sel de soude de la tétraoxyphtalophénone anhydride (fluorescéine) $C^{20} H^{10} O^4 Na^2$ dissoute dans l'alcool avec 5% d'ammoniaque. On dilue dans 50 litres d'eau pour 1 Kg.

La substance se reconnaît	1 400,000,000	et avec
de fluorescope de Trillat	1 2,000,000,000	

ce qui correspond à 1 gramme pour 2,000 mètres cubes d'eau.

Il faut savoir que les colorations peuvent disparaître à la lumière solaire au bout d'un certain temps. L'examen doit être fait rapidement.

8° *Auscultation des bruits souterrains* (Acoustèle). Les hydrophones ou waterphones, acoustèle de Daguin, etc, sont des cornets acoustiques en zinc ou autre substance isolés acoustiquement. On écoute les bruits en déplaçant l'appareil sur le sol et on parvient avec l'habitude à trouver des nappes quand il existe surtout des cascades internes.

9° *Etude des courants telluriques.* Le sol est chargé d'électricité négative provenant des frottements du sol contre l'air, des molécules liquides contre les solides, des réactions chimiques internes, etc. Les différents points du sol sont à des potentiels variables suivant qu'il existe des masses métalliques, des eaux, des cavernes, des rivières souterraines. Il s'établit donc des courants allant en général de l'est à l'ouest et connus sous le nom de *courants telluriques*. Ils réagissent sur l'aiguille aimantée dont des variations de déclinaison et d'inclinaison permettent de prévoir la présence des incidents de l'intérieur. Les variations d'intensité sont très faibles, ce qui rend les études délicates, les résultats encore incertains. Quand on saura mieux amplifier les effets des courants, on parviendra à une méthode scientifique d'enregistrement et de mesures précises.

Il existe déjà des instruments qui ont permis des découvertes intéressantes; ils sont basés soit sur les variations du potentiel électrique, soit sur les variations de la déclinaison magnétique, des variations de la résistivité électrique du sol. Il y a beaucoup de variables et les interprétations pour l'eau sont encore très difficiles.

10° *Utilisation des ondes hertziennes.* Ces ondes se réfléchissent sur les nappes d'eau souterraines. L'emploi d'une antenne à inclinaison variable permet de déterminer un angle de réception maximum d'où on déduit la profondeur de la nappe réfléchissante. Belle méthode en principe.

11° *Mesure de la radioactivité des roches et des eaux.* Peut donner des indications particulièrement pour les eaux thermales et minérales qui sont généralement plus radioactives que les autres.

12° *Baguette et pendule des sourciers.* A cause des succès remportés par les sourciers, il ne paraît plus possible, même scientifiquement, de ne pas mentionner

ces méthodes employées pour la recherche des eaux souterraines. Disons de suite que les procédés énumérés plus haut, malgré leur apparence scientifique, n'offrent aucune certitude de précision qui est le propre de la science faite. De plus, ce sont plutôt des méthodes de contrôle, de vraisemblance, de constatations, de confirmation. Les procédés des sourciers peuvent aussi actuellement renseigner rapidement sur la présence ou l'absence d'eau dans le sol. Si les déterminations de quantité, de profondeur, de dureté même de l'eau sont un peu plus floues, c'est que l'application de la méthode demeure encore un *art* avec ses modalités personnelles et ses généralisations trop rapides.

Ce que nous savons de l'électricité statique, des courants telluriques, de la transmission des ondes, des émanations, de la façon de capter et d'amplifier les vibrations permet d'échafauder des hypothèses sur l'art des sourciers. Nous n'entrerons pas dans ce domaine et nous nous en tiendrons à décrire les méthodes connues pour l'étude des eaux souterraines.

La *baguette* et le *pendule* sont les instruments révélateurs; le récepteur de la perturbation interne du sol semble bien être le corps humain. C'est pourquoi certains individus sont plus sensibles que d'autres et aussi pourquoi cette faculté paraît être éduicable au même titre qu'un sens ordinaire. La baguette se relève, le pendule (réglé par sa longueur pour la substance envisagée) prend un mouvement de giration dans le sens inverse ou dans le sens des aiguilles d'une montre. Le relèvement ou la giration cesse ou s'accroît quand l'opérateur se déplace par rapport à l'endroit anormal.

La recherche de l'eau avec le pendule (boule en bois d'environ 40 gr. par exemple suspendue à un fil, le tout noirci) se fait:

a) en réglant le pendule sur de l'eau, c'est-à-dire

qu'on détermine la longueur du fil pour laquelle le pendule change son mouvement oscillant pour le mouvement giratoire.

b) sur le terrain, on fait osciller le pendule et au moyen du bras gauche comme antenne on explore le champ. Si le pendule prend le mouvement giratoire, l'eau est dans la direction de la main gauche. En étendant ou raccourcissant le bras gauche, on peut déterminer la distance où est l'eau; en élevant ou montant le bras avec le pendule on révèle la profondeur de l'eau. On sait que le pendule, tourne en sens inverse des aiguilles d'une montre sur un courant et en sens direct sur une projection d'eau.

c) la profondeur se détermine par comparaison dans la région avec des puits ou nappes au-dessus desquelles le sourcier fait sa manœuvre. Certaines méthodes permettent le contrôle, les résultats sont proportionnels aux échelles choisies.

d) la quantité et le débit de l'eau se mesurent approximativement par des calculs en se basant sur des échelles faites sur des débits connus.

e) la qualité de l'eau, c'est-à-dire son degré hydrochimique approché est déduit par comparaison avec une eau témoin dans laquelle plonge un fil qu'on tient dans la main à la même distance de suspension que celle qui a été déterminée pour l'eau avec le pendule. En explorant, le pendule dévie et prend la direction du soleil puis se met à tourner si on rencontre une eau souterraine du type témoin.

Nous laisserons de côté les autres précisions obtenues par certains sourciers habiles et géologues. Nous en avons assez dit pour que ceux qui veulent mettre en pratique ce système cherchent plus de documents et expérimentent. Ils seront sans doute surpris de se trouver sourciers. Lorsqu'il s'agit de creuser un puits important il est prudent de faire confirmer l'endroit indiqué par un sourcier avec le choix fait par un second.

Si le problème de l'eau est actuellement moins important au Canada qu'ailleurs, à cause de son abondance et de la faible densité de la population qui s'en sert, il n'est pas inutile de savoir que des Missions scientifiques procèdent systématiquement à la recherche de l'eau en Afrique par exemple. En Europe, le recours aux sourciers est assez habituel et certains ont acquis une réputation qui n'a rien à voir avec le charlatanisme si facile dans un domaine encore mystérieux.

QUALITÉ DES EAUX SOUTERRAINES:

Température.—Sans être absolue, la constance de la température est caractéristique. Ces eaux, en effet, ne sont pas soumises aux variations diurnes et saisonnières de la température.

Pour les sources peu profondes on note 9 à 12°C avec parfois des variations faibles entre l'été et l'hiver. La température est régie surtout par la moyenne du lieu qui dépend de la latitude et de l'altitude. Dans les régions tropicales on peut enregistrer 25 à 30° C.

Les eaux profondes, souvent sources thermales, ont une température influencée plutôt par la loi géothermique de la profondeur ou de la région volcanique. Sous tous les climats, elle peut varier beaucoup jusqu'à l'ébullition. Par exemple en Islande et au Groënland, 100° C; (jusqu'à 127° dans le canal du Grand Geyser en Islande, avec beaucoup de sels dissous et de la silice en suspension); au Thibet à 4.700 mètres d'altitude 84° C.

Les eaux froides se rencontrent quand l'eau superficielle s'infiltré rapidement et ne peut s'échauffer assez vite dans les couches profondes.

Turbidité et transparence.—Le plus souvent, ces eaux sont claires et limpides; elles ont subi une filtration.

Cette filtration peut faire défaut quand les eaux

pénètrent dans les sources par de grandes fissures. Les eaux de ruissellement peuvent troubler ou polluer des eaux qui seraient claires sans cet apport.

Les eaux ferrugineuses arrivent souvent opalescentes au sol; l'air oxydant le fer le fait se déposer à l'état d'hydrate de sesquioxyde qui est rougeâtre. Cette particularité qui peut se produire aussi avec le manganèse, n'implique pas une contamination, ni une mauvaise filtration de l'eau.

Couleur.—Les eaux souterraines sont rarement colorées. Les sels ferreux seuls interviennent comme on l'a dit plus haut.¹

Saveur.—Ce sont les sels dissous qui peuvent donner de la saveur. Il faut au moins 0,500 gr par litre pour que le palais perçoive, excepté lorsqu'il s'agit de sels de fer et de cuivre, ou une faible quantité est identifiable au goût. [voir page 247].

Odeur.—Quand elle existe, elle est due aux gaz dissous dans les eaux profondes; acide sulfhydrique, chlore, lesquels impressionnent plus l'odorat que le palais. (H^2S peut être perçu par l'odorat à la dose, de 1/5000 de milligramme).

Il faut différencier les gaz qui proviennent des souillures ou décompositions organiques de ceux normaux dans les eaux souterraines.

Composition chimique.—La nature et la quantité des sels dissous sont variables suivant la composition chimique des terrains traversés et la durée du contact dans les couches.

On peut dire que chaque nappe possède une composition chimique *normale* (qui n'est pas obligatoirement invariable) correspondant à la constitution

¹ Des eaux provenant de régions granitiques sont teintées en noir ou rouge. La teinte semble due à des silicates solubles décomposés par les acides humiques des matières organiques. En l'absence de chaux et magnésium, la teinte est jaune ou brune.

des couches traversées. Quand l'eau *réelle* diffère de l'eau *normale*, c'est un indice qu'elle ne provient pas des terrains que l'on croyait ou qu'elle est mélangée avec d'autres.

Il faut donc être prudent lorsqu'on porte un jugement sur *une* analyse d'eau et d'abord savoir si la composition est fixe, la minéralisation *primitive* ou *acquise*.

Les eaux minérales profondes possèdent une composition relativement fixe et définie. Les eaux "de roches" (terrains imperméables) contiennent très peu de matières minérales, celles des terrains tourbeux renferment des acides humiques, formiques, des carbonates de chaux, de fer, de magnésie, des silicates alcalins et terreux; des chlorures.

Dans les terrains granitiques, on trouve par exemple en sels dissous: 0,070 gr par litre—dans les terrains gypseux 0,236—dans les terrains à grès rouges 0,306—dans les terrains à dolomie 0,418—dans les terrains houillers 0,831. Ces chiffres ne sont que des moyennes indicatrices.

Gaz.—Par litre, dans les cas normaux; on trouve 2 à 8cc d'O²—10 à 14cc de N²—10 à 25cc de CO². Davantage dans les eaux minérales gazeuses. Les gaz anormaux sont l'hydrogène sulfuré, l'ammoniac, le chlore; ces deux derniers venant des matières organiques en décomposition ou d'infiltrations anormales.

Souillures: Organiques: rares dans les eaux de source, seulement dans celles venant d'infiltrations, de tourbières ou d'eaux stagnantes.

Organiques anormales.—Eaux ménagères, eaux des fosses d'aisance, des fumiers. Par infiltrations, les eaux usées peuvent atteindre les sources peu profondes pour les polluer, les microbes pénètrent dans le sol avec l'eau et surtout s'ils sont en grande quantité ne sont pas arrêtés en totalité par filtration dans le

sol. Il faut au moins 5 à 6 mètres d'épaisseur de sable pour filtrer une eau dans le sol.

Emplois.—Lorsqu'elles peuvent être consommées à leur origine ou captées convenablement, les eaux des sources sont les meilleures pour la boisson. (sauf si elles sont polluées par infiltrations). L'eau de source qui apparaît sur le sol devient eau superficielle et se transforme avec les caractères décrits. Les cours d'eau d'ailleurs sont engendrés par des sources; c'est pourquoi aux alentours des villes on cherche à capter et canaliser les sources à débit abondant ou celles qui alimentent des rivières peu ou pas navigables.

Si les eaux des sources sont bonnes pour la boisson et les usages domestiques, l'industrie peut les employer quand le débit ne présente pas de fluctuations incompatibles avec les besoins.

2° EAUX DES PUIITS:

Un puit est un trou creusé par l'homme plus ou moins profondément dans le sol pour y trouver de l'eau.

On distingue:

- A. les puits plats, creusés jusqu'à la première nappe d'eau rencontrée.
- B. les puits profonds, creusés jusqu'à obtention d'un débit d'eau satisfaisant.
- C. les galeries filtrantes, puits profonds réunis par une galerie qui collecte les eaux de différentes nappes pour donner un grand débit.
- D. les puits artésiens, trou profond duquel l'eau jaillit grâce à une pression naturelle.

Suivant leur aspect extérieur on envisage:

- (1) les puits en pierres sèches: le trou, assez grand de diamètre est entouré de pierres sans liant jusqu'à une certaine profondeur dans le sol et au-dessus. (margelle).

- (2) les puits maçonnés, où les pierres sont cimentées jusqu'au niveau de l'eau.
- (3) les puits ouverts, à orifice béant.
- (4) les puits fermés, surmontés d'une pompe
- (5) les puits annulaires, deux tubes concentriques sont enfoncés dans le sol et débouchent dans la nappe. Par refoulement d'air comprimé, on fait monter l'eau dans un des tubes, ou par aspiration en faisant le vide dans un tube qui plonge dans la nappe.

Origine.—Les eaux de puits ont la même origine que les eaux de sources. Ce sont des eaux souterraines que l'homme va chercher, au lieu qu'il choisit pour sa commodité.

Qualité.—Il faut distinguer surtout entre les puits domestiques peu profonds et les puits à grand débit (artésiens).

Température.—Entre 10 et 12° C sauf pour les puits alimentés par une nappe chaude profonde. (Puits artésiens de Grenelle à Paris 28° C).

Turbidité et transparence.—Les puits ouverts et peu profonds peuvent fournir des eaux louches ou sales après des pluies abondantes. Pour les autres, les mêmes remarques que pour les eaux de sources s'imposent. Ce sont des eaux de percolation ou filtrées.

Composition.—Les substances dissoutes sont en faible quantité, sauf pour les puits profonds. Ce sont des eaux généralement douces. Les substances anormales par contre, peuvent se rencontrer dans les puits domestiques mal entretenus.

Gaz.—Variables suivant l'état d'entretien et le voisinage.

O ²	4 à 6cc par litre
N ²	10 à 25cc par litre
CO ²	30 à 80cc par litre

Si le puits est souillé: ammoniac, hydrogène sulfuré.

Souillures organiques.—fréquentes dans tous les puits ouverts: plantes, feuilles, poussières du vent, petits animaux qui tombent.

Humaines.—Très fréquentes. Fosse d'aisance, fumier. Infiltrations et ruissellement aux approches des puits. On trouve alors de l'ammoniaque, du chlore, des nitrites, des nitrates, de l'hydrogène sulfuré ou carboné, du scatol, de l'indol. Des microbes saprophytes et pathogènes, particulièrement le groupe Coli (Coli bacille).

Des usines.—Quand elles sont à proximité des puits peu profonds, il y a des infiltrations qui transportent des substances de nature variable suivant le travail de l'usine. Certains puits peuvent être ainsi empoisonnés.

La contamination de surface est limitée quand les puits sont profonds et convenablement captés par des tuyauteries appropriées.

Emplois.—Pouvant être creusés à pied d'œuvre, les puits fournissent de l'eau qui trouve un emploi avantageux pour l'usage domestique et industriel.

Pour les habitations isolées ou les petits villages, les fermes, c'est le mode habituel d'approvisionnement en eau. Quand elle ne jaillit pas au-dessus du sol, on la monte par des dispositifs mécaniques rudimentaires ou par pompage à bras, par pompe aspirante mue mécaniquement ou par la force du vent. Dans les exploitations où pour des installations un peu conséquentes, afin de régulariser le débit, sous une certaine pression, l'eau est pompée jusque dans des réservoirs d'où elle est distribué par gravité.

La consommation d'eau potable étant taxée dans les villes, l'industrie qui en consomme beaucoup a, la plupart du temps, avantage à posséder son propre puits. C'est alors qu'apparaissent les risques du creusage et les incertitudes de quantité et de qualité.

Pour une industrie, un puits représente toujours l'immobilisation d'un capital parfois important et, sauf de très rares exceptions, ce capital n'a pas la valeur d'un actif au point de vue financier. C'est qu'il y a toujours l'incertitude d'un tarissement et de la non-valeur du puits. Il sera donc prudent dans les projets financiers de réserver pour le forage d'un puits une somme globale plutôt importante lorsqu'il faut un grand débit (\$10,000) et d'amortir le plus rapidement possible cette dépense pour qu'elle n'encombre pas le budget d'un poste douteux.

Usages domestiques nombreux. Sauf pour les eaux trop dures des puits profonds à grand débit qui n'ont pas de valeur comme eau de boisson, pour la cuisson des aliments et le lavage au savon.

Lorsqu'elle est potable, c'est une eau de boisson agréable parce qu'elle est froide et aérée.

Les puits d'industrie, lorsqu'ils sont profonds, donnent des eaux souvent *dures*, non potables. Il faut les diluer avec des eaux potables ou ne s'en servir que pour des usages où leurs qualités importent peu. Parfois des eaux froides, abondantes sont inutilisables au contact de parties métalliques, tuyaux de réfrigérant en fer, organes des pompes, réservoirs. Il vaut mieux traiter ces eaux ou creuser un puits moins profond au voisinage, sauf si on connaît la nature du sous-sol et qu'il n'offre rien de favorable.

Les eaux des puits, même dures, peuvent alimenter les réservoirs pour l'extinction des incendies. Dans les systèmes automatiques (sprinklers), il faut s'assurer que l'eau n'attaquera pas les tuyauteries en y apportant des dépôts qui peuvent les boucher (eaux sulfatées).

PUITS ET FORAGES:

Il faut faire une distinction entre ce qu'on entend par *puits* et *trou de forage*. Les premiers ouvrages sont des *excavations* creusées directement dans le sol, par

conséquent le diamètre est grand et permet à l'homme de se déplacer, par contre la profondeur est limitée et il faut les boiser ou maçonner pour éviter les éboulements. On ne descend pas plus bas que 50 mètres et le diamètre va de 1 mètre à 1m 50; les grands puits ont jusqu'à 4 et 5 mètres de diamètre. On les nomme aussi *puits ordinaires*. Les mots anglais *well* et allemand *brünnen* s'appliquant aux perforations verticales doivent être munis d'un terme pour les qualifier dans le présent cas. Ce sont des *dugwells*, *schachtbrünnen*.

Pour les faibles profondeurs, les trous de sondage en terrains ordinaires meubles sont creusés avec des sondes ou tarières et barres à mines. Les diamètres sont d'environ 0,15m. Ces trous verticaux sont des *puits dits abyssiniens*, *bored or punched wells*, *driven wells* suivant le mode d'enfoncement de la sonde (au mouton). On injecte parfois de l'eau pour faciliter le travail. On a alors des *puits tubulaires*. Lorsque les profondeurs à atteindre sont grandes et pour les *puits artésiens* ou *tubulaires profonds* on fait des *forages au trépan* (jusqu'à 1m de diamètre); par *percussion* (sondage à la corde ou avec tiges rigides, injection ou non d'eau, enfoncement au mouton alternatif); par *rotation* (au diamant ou à la grenaille d'acier). Ce sont les *drilled wells* anglais et américains.

Il existe aussi un type de puits peu profonds connus sous le nom de *puits de Californie* ou *stove pipe wells*, tuyaux de poêle enfoncés avec un cric hydraulique. Quand la nappe est atteinte on perce un des tuyaux du dedans au dehors et l'eau monte.

Les tuyaux pour les grands forages sont en acier, ou en cuivre pour les eaux corrosives. Dans les terrains sablonneux, il faut user de crépines ou lanternes filtrantes qui empêchent le trou de se boucher et assurent la venue de l'eau dans le tube.

De toutes façons les puits et forages sont des

ponctions verticales qui, lorsqu'elles sont sérieusement faites, doivent donner au point du sondage: a) la *cote* où on rencontre l'eau (toit au-dessus de la nappe), b) la *cote* du niveau piezométrique (où l'eau monte si la nappe est enfermée), c) la *cote* du mur de la nappe (fond ou toit imperméable). De plus il faut étudier la puissance de la nappe par mesure des débits et la composition de l'eau au moyen d'analyses faites à différents intervalles.

Lorsqu'on a affaire à des nappes superposées, il faut employer des dispositifs pour les isoler si on veut une étude convenable.

Le forage d'un trou profond demande un outillage spécial et des ouvriers expérimentés. On aura recours de préférence à des compagnies spécialisées dans ce genre de travail.¹

L'injection d'air comprimée (air lift pump) est le mode fréquent pour faire monter l'eau des forages profonds. On supprime les pompes, soupapes et engrenages et le compresseur à air est de surveillance facile, de plus il peut être facilement commandé par un dispositif automatique actionné par exemple suivant le niveau de l'eau dans un réservoir de régularisation. Le système ne fonctionne bien que quand il y a une assez grande profondeur d'eau dans la nappe. Il est recommandable de prévoir une citerne ou un réservoir pour que les bulles d'air émulsionnées avec l'eau dans le tuyau d'amenée puissent se dissiper.

NOTE

Lorsqu'il existe des études statistiques sur les puits d'une région on peut connaître à priori, non pas les caractéristiques exactes d'un puits foré en un lieu déterminé, mais les *probabilités* de trouver une sorte d'eau à une profondeur fixée. Par

¹ Le coût à Montréal par exemple est entre \$3. et \$5.00 le pied et, pour un puits moyen, la durée du forage est entre 3 et 6 mois.

exemple pour les *Puits artésiens de l'Ile de Montréal*.¹ C. L. Cumming a établi les probabilités de trouver de l'eau à différentes profondeurs. Nous reproduisons le tableau suivant:

Profondeur en pieds	Chances	Capacité journalière en gallons	
		Maximum	Moyenne
0 à 150	1 dans 16	120.000	42.836
150 à 300	1 dans 7	72.000	33.894
300 à 500	1 dans 3	432.000	63.600
500 à 750	1 dans 2	240.000	61.437
750 à 1.000	1 dans 2½	120.000	51.800
au-dessous	1 dans 3	120.000	10.000

Les chances de trouver un débit de 100,000 gallons en fonction de la profondeur apparaissent être:

Profondeur	Chances
0 à 400 pieds	1 dans 6
400 à 700 pieds	2 dans 3
au-dessous de 700 pieds	1 dans 6

III. EAUX MÉTÉORIQUES

Ces eaux proviennent de l'atmosphère d'où elles se précipitent sous les formes physiques suivantes:

- 1° La pluie
- 2° La neige
- 3° La grêle
- 4° Le brouillard
- 5° La rosée
- 6° Le givre et le verglas.

Origine et formation.—L'origine de toute l'eau que contient l'atmosphère est l'évaporation des eaux terrestres. Et c'est l'hydrogénèse aérienne qui va nous expliquer comment se forme la vapeur d'eau atmosphérique et surtout comment elle se condense pour tomber sur la terre.

L'air renferme une quantité d'eau sous forme de vapeur. Cette eau se trouve à des concentrations

¹ C. L. Cumming. Les puits artésiens de Montréal. Mémoire 27. Commission Géologique, Ottawa 1917.

différentes suivant l'état du ciel, l'orientation du vent, la température, la constitution du sol et la végétation qu'il porte. Pour fixer les idées (les chiffres n'ont rien d'absolu) on estime (Maury) que la chaleur solaire évapore annuellement dans les régions équatoriales une couche d'eau d'au moins 5 mètres d'épaisseur. Dans cette même zone il ne tombe en pluie qu'une épaisseur de 2 mètres. Il reste donc 3 mètres sur une superficie de 240 millions de kilomètres carrés représentant un volume d'eau de 720 kilomètres cubes. Cette eau voyage et pour des raisons que nous allons dégager se précipite sur le sol. Il faut noter que le même phénomène d'évaporation se produit dans toutes les régions du globe et augmente la masse d'eau en circulation dans l'atmosphère.

La teneur de l'air en vapeur d'eau est définie sous une pression normale constante en fonction de la température.

L'air renferme par mètre cube:

à 0° C — 4 gr d'eau	30° C — 30 gr d'eau
5° C — 5 gr d'eau	50° C — 82 gr d'eau
10° C — 9 gr d'eau	60° C — 129 gr d'eau
20° C — 20 gr d'eau	

Lorsque l'un des facteurs ou les deux, température et pression, change de valeur, il y a absorption d'eau ou élimination par l'air suivant le sens de la variation ¹.

La condensation de la vapeur d'eau dans l'atmosphère n'est pas un phénomène simple. On sait aujourd'hui que la condensation se fait autour d'un noyau, poussière organique ou inorganique, ion

¹ On sait qu'il faut entendre par *humidité relative* de l'air le rapport de la quantité de vapeur d'eau qu'il renferme à celle qu'il contiendrait à l'état saturé (degré hygrométrique); et l'*humidité réelle* ou richesse en vapeur d'eau, qui est la quantité en poids renfermée dans 1 m³ d'air.

négatif. La manifestation apparente de la condensation est la formation de *brouillard* qui constitue le *nuage*.

Les nuages sont donc formés de brouillards dont les gouttelettes *pleines* sont plus ou moins grosses. Les nuages tombent lentement vers la terre et se détruisent en rencontrant des régions atmosphériques plus chaudes. Ils se reforment par l'eau évaporée qui se condense à nouveau. Ceci, à moins que les phénomènes de précipitation n'interviennent et ne changent les gouttelettes de brouillard en pluie, neige ou grêle.

Le mécanisme des précipitations atmosphériques est encore aujourd'hui imparfaitement connu. On sait que toutes les pluies ordinaires et orageuses sont électrisées et qu'il existe aussi un champ électrique au-dessous des nuages, variable avec la nature du sol. L'ionisation atmosphérique semble donc jouer un rôle important dans la précipitation et la transformation de la vapeur d'eau en gouttes de pluie, de grêle ou de neige, quand la température le permet.

La pluie peut provenir de la condensation rapide de l'eau atmosphérique par la rencontre d'un courant froid avec un courant chaud ou par l'attraction ionique qui détermine le grossissement des gouttes de brouillard des nuages et les résout en pluie.

1° PLUIE:

La dimension des gouttes de pluie varie de 1/10 de millimètre à 5 mm de diamètre; en moyenne 2 mm. La vitesse de chute, par temps calme, est d'environ 0,30 m par seconde pour la dimension 1/10 de mm. 4,40 m/s pour celle de 1 mm; 8 m/s pour celle de 5 mm.

Nous devons distinguer la pluie immédiate et l'eau de pluie conservée en récipient et en citernes ouvertes ou fermées.

QUALITES:

Température.—Celle de l'air ambiant, sauf lorsqu'elle est conservée dans des citernes exposées au soleil où, par suite de l'évaporation, elle peut être inférieure à celle de l'air.

Turbidité.—Après quelques temps, lorsque sont entraînées les poussières atmosphériques, l'eau de pluie est parfaitement limpide. Il n'en est pas de même lorsqu'elle est conservée dans des citernes ordinaires. Elle se corrompt et devient assez vite opalescente.

Couleur.—Incolore, sauf si elle entraîne des corps étrangers sur les surfaces où elle ruisselle.

Saveur.—Bonne aérée.

Odeur.—Parfois d'ozone ou d'ammoniaque faible.

Composition.—Renferme très peu de substances dissoutes, ce n'est pas cependant de l'eau distillée au sens chimique. Elle renferme des traces de chlorure de sodium; de sulfate de calcium, de soude; de carbonate de calcium; brome; iode; des nitrates.

Les substances en suspension provenant de l'entraînement des poussières atmosphériques sont de nature variable, suivant les lieux. On trouve de la silice, des calcaires, de l'argile.

Résidu sec, 0,002 à 0,050 gr par litre.

Gaz.—Normaux: La quantité est d'autant plus grande que la température est plus basse.

En hiver à 4° C 32cc par litre.

En été à 15° C 27 cc par litre.

Sur ce total on a: 20 à 27% d'O²

60 à 72% d'N²

2 à 14% de CO²

Anormaux. Surtout au voisinage des villes et dans les pluies d'orage, avec le maximum en été. On trouve de l'ammoniac 0,3 à 0,016 gr par litre, de l'acide sulfureux, du chlore et autres substances volatiles dans les régions où l'industrie les envoie dans l'atmosphère.

On peut considérer comme anormaux bien que très utiles pour l'agriculture, l'azote ammoniacal et l'azote nitreux, qui existent dans l'eau de pluie, surtout durant les orages.

Composition microbologique.—On retrouve les microbes de l'air surtout dans les premières portions de la pluie. Ensuite, le nombre des germes diminue sans devenir nul. On en trouve beaucoup plus dans la pluie au-dessus des villes que dans la campagne, 2 à 8000 germes par litre.

Dans les hautes régions de montagne la pluie renferme encore des germes vivants par exemple 2 par cc à 2.000 mètres d'altitude.

Emplois.—Certaines régions, surtout en Orient, n'ont d'autre eau que la pluie pour l'usage des habitants. On recueille l'eau par des moyens plus ou moins heureux, parfois on la filtre sur du sable et elle est conservée dans des *citernes* d'autant mieux qu'elle a été plus proprement recueillie et que les premières portions ont été rejetées. Sans quoi elle se *corrompt très rapidement*. L'eau de pluie recueillie sur des toitures en plomb est toxique (carbonate de plomb). Les eaux de citernes sont presque toujours contaminées. Les microbes de la putréfaction sont nombreux. Il faut nettoyer souvent d'autant plus que les insectes et petits animaux finissent par envahir la citerne. Pour la boisson, l'eau de pluie de citerne est donc peu recommandable.

Certaines industries recherchent l'eau de pluie en place de l'eau distillée. La teinturerie, la blanchis-

serie, la photographie. L'eau est douce et quand on la filtre peut être avantageuse.

C'est surtout comme *engrais* que l'eau de pluie est utile. Bien que renfermant peu de chose, la quantité annuelle qui tombe en un lieu permet de calculer que la pluie apporte au sol par hectare et par an :

59 Kg de chlorures

23 Kg de sulfates

26 Kg de chaux

20 Kg d'azote, ammoniacal, nitreux, nitrique.

2° LA NEIGE :

La neige est une forme de condensation de la vapeur d'eau à l'état cristallin quand le phénomène se produit au-dessous du zéro centigrade. Les cristaux de glace sont généralement soudés en formes hexagonales plus ou moins compliquées *d'étoiles*. La surface étant grande par rapport à la masse d'eau, la neige tombe lentement, environ 1 m/s. Les étoiles se soudent en *flocons* dont la densité varie de 0,04 à 0,12. 1cc de neige équivaut à environ 1 mmg d'eau.

3° LA GRÊLE :

La grêle dont le mécanisme de formation n'est pas absolument connu, est formée par des gouttes de pluie à l'état de suspension au-dessous de zéro subissant une solidification brusque. Venant d'une grande hauteur et traversant le nuage, la masse d'eau en suspension dont la solidification a été amorcée par un cristal de glace, grossit et tombe au sol avec des dimensions qui varient du petit pois à l'œuf de pigeon. On en a pesé de 250 grammes.

La grêle est toujours une manifestation de l'orage.

4° LE BROUILLARD:

Le brouillard est formé de gouttes d'eau très petites $1/50$ de mm de diamètre écartées parfois de $1/2$ mm. Il se forme par le mélange d'un air chaud et humide avec de l'air froid. L'abondance des minuscules gouttelettes, un demi-milliard pour 2 grammes d'eau par exemple, explique son opacité.

La composition de ces formes de condensation de l'eau atmosphérique est identique et les remarques faites pour la pluie sont applicables.

5° LA ROSEE:

La rosée est un dépôt d'eau nocturne qui a deux origines: a) la vraie rosée qui est la condensation de la vapeur d'eau atmosphérique sur des corps ayant une température inférieure à celle du "point de rosée" de l'air ambiant. b) les dépôts de vapeur d'eau atmosphérique *absorbés* par la terre, attraction et fixation sur des corps solides.

La rosée (a) est un phénomène accidentel; la rosée (b) est régulière.

La rosée mérite une étude un peu spéciale car elle a joué¹ et peut encore jouer un rôle important pour l'approvisionnement en eau de boisson ou même en eau distillée dans les régions arides où la pluie est rare. On peut capter la vapeur d'eau atmosphérique au moyen des *puits aériens* dont nous dirons quelques mots.

¹ On a découvert en Crimée des condensateurs pour capter la vapeur d'eau. Sur les hauteurs dominant la ville de Théodosia existaient 13 proéminences de pierres calcaires mesurant 30m de longueur, 25 de largeur et 10 de hauteur. Ces amas de pierres étaient reliés par des tuyaux en grès alimentant 114 fontaines avec un débit d'environ 720 m^3 d'eau par jour. Il est très vraisemblable de penser que ces installations étaient courantes dans l'antiquité pour l'approvisionnement en eau.

Voilà un quart de siècle l'ingénieur russe Zibold avait entrepris la reconstitution des puits aériens de l'antiquité; plus récemment un ingénieur belge M. A. Knapen et après lui un certain nombre de météorologistes et agronomes, se sont attaqués au problème de la captation de l'eau atmosphérique. Certaines règles ont été dégagées et des essais pratiques entrepris qui promettent d'arriver à obtenir les rendements signalés autrefois. Les principes sont les suivants: (certains sont connus, d'autres ont été déduits d'expériences parfois ingénieuses).

- (1) l'abaissement de température d'un air saturé de vapeur d'eau provoque une condensation sous forme liquide.
- (2) dans les régions chaudes, les écarts entre les températures diurne et nocturne assurent de la condensation avant le lever du soleil.
- (3) les corps solides ont la propriété de condenser la vapeur d'eau, et cela à des degrés différents selon leur *nature* (par absorption). Schuber a montré en exposant 24 heures sur une aire de 50 pouces que 1 Kg d'éléments divers absorbe:

sable quartzeux.....	traces d'eau
gypse.....	1 gr
terre arable.....	23 gr
argile.....	27 gr
terre calcaire.....	35 gr
terre de jardin.....	52 gr

- 4° L'apparition de rosée se voit surtout sur les corps imperméables à l'eau, possédant une faible chaleur spécifique et un grand pouvoir rayonnant.

NOTE

Si on fait quelques calculs on est étonné de constater la grande quantité d'eau que l'atmosphère peut céder par le simple mécanisme de la condensation. Par exemple *on sait* qu'au mois

de juillet, en Afrique, la richesse de l'air en eau est à Gabès de 17 gr. par mètre cube, le courant d'air ainsi porteur d'eau se dirige vers le désert et au bout de 300 Km. dans le Sahara, la teneur du mètre cube en eau est de 3 gr. au contact du sol. Dans la hauteur où sont situés les végétaux, sur une largeur de 100 Km, un courant aérien animé d'une vitesse de 3 m., abandonne 365.472 tonnes d'eau en 24 heures. Ce qui paraît confirmé par la végétation qui, comme on sait a besoin d'une grande quantité d'eau, pour se faire dans ces régions.

Dans d'autres régions, on a calculé que l'air qui passe en 1 heure abandonne sur 1m.² de surface 1.080 grammes d'eau. Si on peut agir sur une couche d'air épaisse de 1 mètre avec un air à une vitesse de 2 m/s, on condense 21,6 litre par heure. Sur une surface de 100 m² pendant 10h. il devient possible de recueillir 21,60 mètres cubes d'eau de condensation.

C'est en se basant sur de telles données que Knapen a construit un puits aérien en ciment qui est en expérimentation¹. Il devra subir sans doute des modifications pour atteindre les rendements des puits empiriques de l'antiquité, car il semble que les phénomènes de condensation soient plus compliqués qu'on ne l'avait pensé au premier examen.

QUALITE DE L'EAU DE CONDENSATION ATMOSPHERIQUE

Étant produite en l'absence de vent et par un phénomène de condensation superficielle, l'eau provenant de la rosée est à une température un peu plus basse que celle de l'air ambiant. Sa composition est fonction de la surface où on la recueille. Si la substance est soluble ou souillée de germes microbiens, l'eau reflétera cette origine. Sur des substances insolubles et propres, l'eau condensée, peut être presque pure si l'atmosphère d'où elle provient n'est pas chargée en poussières et microbes.

¹ Le siphon atmosphérique ou puits aérien de Knapen est en expérience à Tans dans le département du Var (France). Chaptal expérimente à Montpellier. Le Dr Parchinger fait des observations en Autriche.

CHAPITRE TROISIÈME

CARACTÈRES ET PROPRIÉTÉS
DE L'EAU PURE

Nous avons vu que l'eau telle qu'on peut l'obtenir sur notre globe n'est pas de l'eau pure comme celle qui serait obtenue par synthèse directe de ses éléments constitutifs.

Pour obtenir de l'eau pure, il faut mettre en jeu les moyens physiques: α) la *distillation* suivie d'une condensation, β) la *congélation*, γ) *l'électrolyse ou électro-osmose*.

On prend de préférence pour faire de l'eau pure des eaux naturelles peu chargées en substances dissoutes. Nous verrons plus loin comment on obtient industriellement de *l'eau pure*.

Caractères.—L'eau pure, distillée convenablement, est limpide et incolore. Elle ne laisse aucun résidu à l'évaporation dans une capsule de platine. Elle ne doit pas donner de coloration avec le *sulfure d'ammonium*, absence de métaux lourds: plomb, fer, cuivre. Ne pas donner de précipité avec *l'azotate d'argent*, absence de chlorures, ni avec *l'oxalate d'ammonium*, absence de chaux, ni avec le *chlorure de baryum*, absence de sulfates et acide sulfurique. Elle ne doit pas se troubler par addition *d'eau de chaux*, absence d'anhydride carbonique. L'adjonction du *réactif de Nessler* ne doit pas la colorer en jaune, absence d'ammoniaque. Après adjonction d'une solution de permanganate de potassium et d'un peu d'acide sulfurique, l'eau doit conserver sa coloration rose pâle, après ébullition quelques minutes, absence d'azotites et de matières organiques.

L'eau distillée ordinaire renferme toujours un peu

d'acide carbonique, ce qui fait colorer en orangé le rouge de méthyle. Le pH est autour de 7. La conductibilité électrique est d'environ 10^{-5} inverses d'ohms.

Eau très pure.—On peut redistiller l'eau distillée soigneusement dans des appareils en verre ou en argent. Il est bon d'ajouter 4 à 5% d'une solution concentrée de permanganate de potassium et de laisser en contact 24 heures puis, avant de distiller, on ajoute de la lessive de soude et on rejette le premier vingtième qui passe, puis on redistille une seconde fois après avoir ajouté du bisulfate de potassium qui retient les traces d'ammoniac. On peut chasser CO^2 en distillant sur de la baryte, ou par simple ébullition.

L'eau dite de conductibilité est obtenue en traitant pendant deux jours de l'eau distillée ordinaire avec 0,5 gr de permanganate de potassium par litre; on distille dans du pyrex convenablement nettoyé, on condense dans une colonne de Vigreux et on recueille dans un ballon contenant 20cc d'eau distillée, 0,5 gr de $\text{Mn O}^4\text{K}$ et 0,5 gr KOH . On redistille de ce ballon sans contact avec l'atmosphère. L'eau préparée par ce moyen (F. Rimattei) a une conductivité de 1,1 à 1,2. 10^{-6} dans l'air et moins de 0,5. 10^{-6} inverses d'ohms dans le vide.

Cette eau se conserve à l'abri de l'air en vase bouché, de quartz, pyrex ou verre d'Iéna. Les récipients doivent avoir été nettoyés avec de l'acide sulfurique concentré et du permanganate de potassium puis rincés à l'eau et à l'eau oxygénée et enfin, avec de l'eau de conductivité jusqu'à ce que la conductibilité soit constante dans l'appareil. L'eau traitée redevient conductrice après quelques temps au contact de l'air.

Comme l'eau se présente au chimiste sous ses trois états: solide, liquide, gazeux, il est très important de connaître les propriétés de chacun d'eux.

A — PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA GLACE:

La glace est de l'eau solide. Elle est transparente (quand elle provient d'eau propre) et bien que *vitreuse*, sa structure est *cristalline* à symétrie hexagonale. Les cristaux de givre seraient formés par des prismes droits quadratiques ou orthorhombiques; les étoiles de neige sont des associations plus ou moins compliquées de prismes réunis sous des angles voisins de 60 et 120°.

La glace est polymorphe, on en connaît *six variétés allotropiques*. Le point de fusion de la glace s'abaisse quand on augmente la pression, au-dessous de -22° C, elle ne peut être fondue par accroissement de pression. Elle se transforme en une variété plus lourde que l'eau. La transformation est réversible. On connaît les glaces:

	I	II	III	IV	V	VI
Densité	0.92	1.03	1.04	"	1.06	1.09

Comme les chaleurs latentes de fusion des différentes variétés diffèrent peu, on en conclut qu'il n'y a pas une grande quantité de chaleur mise en jeu pour transformer une variété en une autre.

La glace VI est solide au-dessus de 0° à une pression d'au moins 20 tonnes CM². On peut la maintenir solide jusqu'à 100° C.

Point de fusion.—Le zéro de l'échelle centigrade correspond à peu près au point triple de la courbe de fusion: glace + eau + vapeur à 760 mm. de pression. La compression l'abaisse en l'absence de vapeur d'eau. La glace fondue fournit un volume d'eau un peu plus faible que le sien. L'abaissement du point de fusion de la glace comprimée explique pourquoi la glace peut regeler.

Densité.—Les déterminations varient un peu et il faut tenir compte de la présence d'air.

Suivant la provenance, Nichols admet $D_4^4 = 0,9160$ à $0,9179$. Barnes $D_4^4 = 0,916490 \pm 00007$.

La valeur la plus probable calculée serait $D_0^4 = 0,9168$. A la température de $-188,7$ on trouve $0,92999$ au zéro absolu elle serait de $0,9368$.

Dilatation.—Le coefficient de dilatation linéaire β varie suivant les auteurs. Entre -20 et 0°C $0,0000207$ à $0,0000517$. On prend généralement $0,0000375$.

L'accroissement de volume de l'eau qui gèle atteint $1/11$. Les efforts mécaniques résultants sont très puissants.

Constantes thermochimiques.—Chaleur spécifique moyenne $C = 0,431$ cal/gr, entre -40 et 0°C .

On prend souvent $0,5$ dans les calculs ordinaires entre -20 et 0°C .

La chaleur spécifique moléculaire $C = 7$ à 9 cal./mol—gr.

La chaleur de fusion adoptée est $79,1$ cal.

La chaleur moléculaire de fusion à $0^\circ \text{C} = 1430$ calories grammes.

Constantes optiques.—L'indice de réfraction pour les rayons jaunes est de $1,3095$, plus faible que celui de l'eau liquide.

Conductivité thermique λ parallèlement à la direction du refroidissement $= 0,0057$, normalement à la paroi froide $= 0,00213$ en calories (cm/s). La différence proviendrait de l'orientation des cristaux.

Constantes électriques.—Constante diélectrique à $18^\circ \text{C} = 3,26$. Longueur d'onde limite de l'effet photoélectrique dans l'infra-rouge $\lambda = 2000 \text{ \AA}$. Aux rayons X, la structure semble appartenir au groupe de la Wurtzite. La glace est mauvaise conductrice de l'électricité.

Elasticité.—Parallèlement à la surface froide $E = 950$, normalement à la même surface le module $E = 1120$.

Module de Young 92700 Kg/cm^2 .

Viscosité: entre $3,3 \cdot 10^{10}$ et $134 \cdot 10^{10}$.

Dureté dans l'échelle de Mohr: $1,5$.

B—PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE L'EAU:¹

Densité.—Volume spécifique. D'après convention, le poids spécifique de l'eau liquide pure à 4°C=1. De 0 à 4° C la densité croît, elle décroît au-dessus de 4° C qui se trouve la température où la densité est maximum. Pour l'eau désaérée on a:

0° C la densité = 0,999868; le volume spécifique = 1,000132
 à 15° C la densité = 0,999126; le volume spécifique = 1,000874
 à 20° C la densité = 0,998230; le volume spécifique = 1,001773
 à 100° C la densité = 0,95338; le volume spécifique = 1,04343

Les tables des Aides-mémoire donnent les chiffres aux autres températures.

Le volume de l'eau varie un peu avec la pression:

P.10 ³ Kg cm ²	t = 20	t = 80
0	1,0017	1,0288
1	0,9631	0,9897
5	0,8703	0,8941
10	—	0,8301

Compressibilité.—L'eau est très peu compressible. $\beta = 0,000045$ à la température ambiante. Ce coefficient est inversement proportionnel au produit de la densité par la température absolue. Entre 1 et 2 atmosphères, β varie entre 0 et 100° C, $\beta \cdot 10^6$ à 0°: 50,28 à 100°: 48,18.

Tension superficielle.—Par toutes les méthodes, on trouve que l'ascension capillaire est d'environ 14,82 cm. à 20° C dans un tube mesurant 1mm de rayon.

Cette tension superficielle est très sensible aux traces d'impuretés.

La tension interfaciale de l'eau pour le mercure $\gamma = 375$ dynes/cm à 20° C.

¹ Les propriétés actuellement connues de l'eau lourde ont été indiquées page 8.

Viscosité.—Par écoulement dans un tube capillaire, $\eta = 0,01076$ à $17^{\circ},5\text{C}$; à $20^{\circ}\text{C} = 0,01006$ à $50 = 5,500 \cdot 10^6$. à $95^{\circ} = 2993 \cdot 10^6$.

La viscosité diminue quand la pression augmente.

Constantes thermiques.—La calorie des physiciens est définie par rapport à l'eau prise à 0° . On sait qu'il existe la calorie moyenne à 15°C , celle des ingénieurs. Quand la température s'élève, la constante thermique diminue et passe par un minimum de $0,998$ cal. entre 12 et 35°C , puis la chaleur spécifique se relève lentement. La conductibilité thermique de l'eau est faible. Par exemple, elle transmet la chaleur 100 fois moins vite que Ag et 10 fois moins vite que Hg. C'est cependant un conducteur liquide de chaleur meilleur que la plupart des autres solvants liquides organiques. Dans la formule $\lambda = \lambda_0 (1 + \alpha t)$ de la conductibilité thermique on prend $\alpha = +0,002984$ entre 0 et 80°C . Chaleur de formation en partant des éléments: $286,2\text{ KJ} = 68400$ calories, 58800 pour la vapeur.

Constantes optiques.—En couche de peu d'épaisseur, l'eau est incolore, sous une grande épaisseur elle paraît bleue.

$n_D^{20} = 1,33300$ Quand on passe du violet au rouge l'indice de réfraction diminue de $1,4$ à $1,3$.

La réfraction spécifique diminue quand la température s'élève.

Il y a probablement une dépolymérisation de la molécule.

L'eau est *relativement* transparente dans l'ultra-violet, mais elle absorbe fortement l'orange et le rouge. Elle est presque opaque dans l'infra-rouge, ce qui permet son emploi comme écran pour filtrer un pinceau lumineux et éliminer les rayons calorifiques.¹

¹ a, coefficient absolu.	$I = I_0 e^{-ad}$ (d en cm.)					
$\lambda =$	8490	4700	3930	2147	725	300
a =	724	545	204	27,8	0,0039	0,00151

Sous l'épaisseur de 1 cm, elle absorbe toutes les longueurs d'ondes supérieures à $1,4\mu$, une couche de 0,01 mm est opaque pour toutes les longueurs d'ondes supérieures à 5μ .

Ces phénomènes d'absorption expliquent pourquoi en couche épaisse, l'eau transmet une lumière bleue.

Propriétés électriques et magnétiques.—L'eau a une conductivité électrique d'autant plus faible qu'elle est plus pure.¹ La résistance spécifique à 15°C varie entre 118.900 et 712.500 ohms suivant la pureté. Par distillation dans le vide, on a obtenu des eaux à conductibilité $\chi = 0,043 \cdot 10^{-6}$ inverse d'ohms. La conductibilité augmente avec la température. L'eau a une constante diélectrique très élevée. A 0°C pour $\lambda = 75$ mètres, $\epsilon = 88,23$.² Elle est diamagnétique. D'après la constante de Verdet la rotation moléculaire est de 1,0000 à 1,0074 entre 0 et 100°C .

La constante de Kerr est de $3,70 \cdot 10^{-7}$ à 20°C pour $\lambda = 680 \mu\mu$.

L'effet photoélectrique de l'eau passe par un maximum pour $\lambda = 130 \mu\mu$ et disparaît à $\lambda = 203,5\mu\mu$.

Vitesse du son.—On la trouve comprise entre 1435 et 1461 m/s.

C—PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA VAPEUR D'EAU

Vaporisation.—L'eau, sous la pression de 760 mm de mercure, entre en ébullition, lorsqu'on la chauffe. Ce point du thermomètre a été choisi pour le chiffre 100° de la division centigrade. Lorsque l'eau a subi une ébullition prolongée ou qu'on l'a désaérée convenablement, on peut la chauffer au delà du point 100,

¹ 1mm d'eau pure à 0°C a une résistance équivalente à 40 million de Km de fil de cuivre de 1 mm^2 de section.

² Ethanol 26; méthanol 34; benzène 2.3.

sans qu'elle bouille. Elle supporte les degrés de surchauffe. En enlevant les gaz par le vide on a pu atteindre 182°C mais à ce point, il y a émission brusque de vapeur avec explosion.

On atteint facilement la surchauffe avec l'eau provenant de la fusion de la glace sous une couche d'huile.

C'est donc à 100°C que l'eau prend l'état gazeux, elle se vaporise. Il faut savoir cependant que l'eau s'évapore à toutes les températures, même quand elle est sous l'état solide, du moment que l'atmosphère qui l'entoure n'est pas saturée de vapeur d'eau à sa température. Ce phénomène banal est très souvent oublié.

On favorise l'ébullition de l'eau au moyen de corps poreux ou dans une eau qui peut supporter la surchauffe en jetant un corps solide quelconque.

On nomme *état sphéroïdal* ou de *caléfaction* de l'eau, celui que prend de l'eau lorsqu'on la met brusquement au contact d'une surface chauffée à au moins 200°C . L'eau se met en boule, qui danse et roule. Si la température descend à 171°C , il y a vaporisation instantanée et explosion. Ce phénomène est redoutable dans les chaudières à vapeur lorsque les tubes ou les corps manquent d'eau, ou bien quand des tubes sont obstrués par des dépôts. De l'eau peut être en contact avec des surfaces chaudes et se refroidir au point de vaporisation instantanée ce qui cause l'explosion de la chaudière avec ses suites toujours graves.

On peut empêcher l'eau de prendre cet état quand on la chauffe en couche mince entre deux surfaces, par exemple dans des tubes capillaires ou mieux aplatis. C'est le principe des chaudières Serpollet à vaporisation instantanée. La présence de substances dissoutes dans l'eau cause une élévation du point d'ébullition.

	NOTE											
Température d'ébullition °C.....	101	102	103	104	105	106	110	115	120	130		
Parties de sels ajoutés à 100 parties d'eau.....	10	16.5	21.6	25.8	29.4	32.6	44	58.6	73.6	104		
Chlorure de calcium.....	7.7	13.4	18.3	23.1	27.7	31.8	—	—	—	—		
Chlorure de sodium.....	9.3	18.3	28.2	37.9	47.7	57.6	98.9	153.7	212.6	—		
Azotate de sodium.....												

Si on abaisse la pression, l'eau entre en ébullition au-dessous de 100 °C.

Température de la vapeur au point d'ébullition en °C.....	100	80	62	54	47	42	38	34	29	23	12
Pression en mm de mercure....	760	360	160	110	80	60	50	40	30	20	10
Degré de vide.....	0	40	60	65	68	70	71	72	73	74	75

Pour des variations de pressions atmosphériques:

Pression en mm de mercure.....	780	770	760	750	740	730	720	710	700
t d'ébullition en °C.....	100.7	100.3	100.0	99.63	99.26	98.88	98.50	98.11	97.72
En pouce de mercure.....	22	23	24	25	26	27	28	29	30
t en degré F.....	196	199.05	201.13	203.1	205	206	208	210	212.13

Si on

Pression

atmosph

1

1.1

1.2

1.25

1.5

1.75

2.0

2.25

2.50

2.75

3.

3.25

3.50

3.75

4.0

4.25

4.50

4.75

5.00

5.25

5.50

5.75

La te

comptée

mercure

à une m

savoir q

65 métre

300 (Me

421.....

608 (Ma

1040 (M

2075 (S)

2908 (Q)

4101 (A)

On pe

d'ébullit

une diffé

baromètre

Si on augmente la pression, l'eau bout à des températures plus élevées que 100.

Pressions en atmosphères	Températures °C	Densité spécifique de la vapeur Kg. par m. cube	Calories de condensation par Kg. de vapeur en eau à la t de la vapeur
1	100	0.606	536.0
1.1	102.7	0.663	534.3
1.2	105.2	0.719	532.5
1.25	106.3	0.747	531.7
1.5	111.7	0.887	527.9
1.75	116.4	1.023	524.6
2.0	120.6	1.163	521.6
2.25	124.3	1.299	519.0
2.50	127.8	1.434	516.5
2.75	130.9	1.569	514.3
3.	133.9	1.702	512.2
3.25	136.6	1.835	510.3
3.50	139.2	1.968	500.5
3.75	141.6	2.099	506.8
4.0	144.0	2.230	505.0
4.25	146.2	2.361	503.5
4.50	148.3	2.491	502.0
4.75	150.3	2.621	500.6
5.00	151.2	2.750	500.0
5.25	154.0	2.817	498.0
5.50	155.8	3.007	496.7
5.75	157.5	3.135	496.5

La température d'ébullition de l'eau ordinaire 100° C est comptée à la pression barométrique normale de 760 mm de mercure. Il ne faut pas oublier que cette pression correspond à une moyenne et pour l'altitude du *niveau de la mer*. Il faut savoir qu'on observe les points suivants aux altitudes variables.

65 mètres au dessus du niveau de la mer.....	99.7
300 (Moscou).....	99.0
421.....	98.5
608 (Madrid).....	97.8
1040 (Mont Dore).....	96.5
2075 (Saint Gothan).....	92.8
2908 (Quito).....	90.1
4101 (Antisana).....	86.3

On peut déterminer l'altitude par la connaissance du point d'ébullition de l'eau. Une variation de 10 mètres correspond à une différence de 1/27 degré thermométrique. Et la hauteur barométrique varie de 1 mm par 10 mètres.

$$h = m (t' - t); \quad m = 294 \quad h = \text{altitude.}$$

La tension de la vapeur d'eau varie suivant la température.

t°C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100	200	300
mm.	4.599	9.209	17.535	31.824	55.324	92.51	149.38	233.7	355.1	525.76	760.	11001	64450

Constantes critiques de l'eau

Température	358 à 374	Pression	194,6 à 217,5	Volume	0,001874	Densité	0,429 à 0,329
					à 0,003864		
					(Selon les observateurs).		

On prend en général 365°C et 200.5 atmosphères.

La chaleur latente de vaporisation s'exprime

t°	0	20	50	100	120	140	160	180
cal/gr	594.8	585.3	566.3	538.3	525.8	511.4	497.0	482.7

Température de dissociation de l'eau en ses éléments 1100°C.

La dissociation s'arrête à 1350°C pour une proportion de 0.1% H₂

La dissociation s'arrête à 1800°C pour une proportion de 1% H₂

La dissociation s'arrête à 2000°C pour une proportion de 2% H₂

Propriétés thermodynamiques (vapeur sèche):

La *densité théorique*, par rapport à l'hydrogène est égale à 9.

La *densité observée*, par rapport à l'air est égale à 0,6235 ou 0,6237 de 27 à 100°. A 120°C = 0,625, à 250°C = 0,618. Un kilogramme de vapeur saturée occupe à 100°C 1,671 litres.

La *viscosité* de la vapeur est de 904.10^{-7} , elle varie en fonction de la pression et de la température de surchauffe.

Le *coefficient de diffusion* dans l'air $k = 0,239$ cm²/sec. Le diamètre de la molécule est supérieur à 9.10^{-9} . La chaleur spécifique moyenne $C_p^0 = 5,477$ joules; gr°C. Des tables ou des courbes, montrent sa variation avec la température et la pression. Les chiffres relatifs au volume spécifique, à la chaleur de vaporisation, utiles pour la construction des machines, relèvent plutôt de la thermodynamique, nous n'y insisterons pas. A retenir que, pour transformer 1 gr d'eau à 0°C en vapeur à 100°C, il faut 636 calories. 1gr d'eau à 100 est transformé en vapeur à 100° avec 536 calories c'est la *chaleur d'évaporation*.

Sous la pression de 1 atmosphère, 1 Kg de vapeur d'eau se condense en eau à 0° et cède 636 calories; à 16 atmosphères, 670 calories.

Pour produire 1 cheval heure, il faut environ 10 Kg de vapeur saturée. Si la vapeur est surchauffée de 64° il ne faut plus que 7 Kg soit une économie de 30%.

Equivalent mécanique d'une cheval heure $\frac{3600 + 75}{427} = 600$. Conductivité thermique de la vapeur d'eau $\lambda_{100} = 551.10^{-7}$ cal. (cm. sec. deg.).

Propriétés optiques.—La vapeur est plus transparente que l'eau. Le spectre à cinq groupes de bandes dans le rouge et le jaune, trois coïncident avec les raies telluriques ce qui aurait pour signification que les mêmes raies du spectre solaire seraient dues à l'absorption atmosphérique.

La vapeur d'eau absorbe beaucoup les radiations calorifiques, celle contenue dans l'atmosphère transmet la lumière solaire jusqu'à $\lambda = 11\mu$.

Propriétés électriques. Constante diélectrique $\epsilon_{1450} = 1,00705$.

Vitesse du son. $V_0 = 401$ m/sec; à $130^\circ = 424$.

D—PROPRIÉTÉS PHYSICO-CHIMIQUES DE L'EAU:

Nous devons nous étendre un peu sur ces propriétés. L'eau étant une substance tellement banale et d'un emploi si répandu, on est porté à négliger ses propriétés qui sont au moins aussi importantes que celles de n'importe quelle autre substance.

Dissolvant.—C'est le dissolvant le plus en usage en chimie et dans l'industrie.

Elle dissout: Les acides minéraux et organiques, presque tous les sels des métaux alcalins ainsi que les borates, ferrocyanures, ferricyanures, molybdates, silicates, tungstates, oxalates, tartates, citrates, les azotates de presque tous les métaux, les chlorures alcalino-terreux, les chlorures et sulfates magnésiens, les chlorures, sauf les suivants.

Elle ne dissout pas les chlorures: d'argent, de plomb, cuivreux, mercurieux (calomel), platineux, aureux, bismutheux, thalleux, l'oxychlorure d'antimoine, l'oxychlorure de magnésie., les bromures et iodures de ces métaux, l'iodure mercurique, le sulfure de calcium, les sels de plomb, les sulfates alcalino-terreux.

Elle dissout : les sulfures alcalins et alcalino-terreux (sauf ceux mentionnés). Tous les sulfates.

Les solubilités avec les combinaisons organiques sont plus complexes. Il y a souvent un phénomène dit de *miscibilité partielle*. Si on considère la suite de Rothmund : eau—acides gras inférieurs—alcools gras inférieurs—cétones inférieures—aldéhydes inférieurs—nitriles—phénols—aldéhydes aromatiques—éthers oxydes—dérivés halogènes des hydrocarbures—sulfure de carbone—carbures aromatiques—carbures gras saturés, le phénomène de miscibilité se rencontre d'autant plus facilement que la substance appartient au groupe voisins de l'eau.

On peut dire aussi que la miscibilité décroît quand le nombre des atomes de carbone augmente et, pour un même nombre de C, avec la longueur de la chaîne. Les glucides (sauf les amidons et celluloses) sont solubles dans l'eau. Les lipides sont tous insolubles. Les protides ne le sont que dans les termes dégradés. Beaucoup de *sels* organiques sont solubles sauf si le poids moléculaire est très élevé.

Pour les solides, le pouvoir dissolvant de l'eau croît généralement avec la température. Il y a saturation, parfois sursaturation, élévation de température ou abaissement quand il ne se forme pas de combinaison chimique.

L'eau a une action hydrolysante et saponifiante surtout à l'état de vapeur.

Le point d'ébullition des mélanges binaires avec l'eau est généralement fixe. Si les substances sont miscibles à l'eau en toutes proportions le mélange à point d'ébullition fixe se nomme *azéotrope*. Parmi les alcools gras saturés, le méthanol ne donne pas d'azéotrope avec l'eau.

Les acides minéraux avec l'eau, montrent un maximum du point d'ébullition. Avec les substances or-

ganiques au contraire, l'azéotrope accuse un point d'ébullition minimum.

Il est utile de connaître quelques azéotropes (D'après J. Barbaudy).

Substance	P.E 760		gr % H ² O dans l'azéotrope
	Azéotrope	Azéotrope	
ClH.....	-84°C	+110	79.76
BrH.....	-73	+126	52.5
IH.....	-34	+127	43.0
FH.....	19.4	+120	63.6
HCO ² H.....	99.9	+107.1	22.5
NO ³ H.....	38.0	+120.5	32.0
ClO ⁴ H.....	110.0	+203	28.4
C ² H ⁵ CO ² H.....	140.7	99.98	88.3
Alcool éthylique.....	78.37	78.15	4.43
Alcool isopropylique.....	82.44	80.37	12.10
Alcool butylique.....	82.55	79.91	11.76
Alcool allylique.....	96.55	88.0	28.0
Alcool propylique.....	97.20	87.72	28.22
Pyridine.....	115.5	92.6	43.0
Methylethylcétone.....	79.57	73.57	11.4

○ A la distillation, les substances partiellement dissoutes dans l'eau peuvent donner:

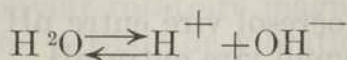
- un condensat hétérogène passant à un point d'ébullition minimum, point *d'eutexie* (eau + aniline; eau + alcool gras supérieur).
- un palier de distillation au point de transition, sur un mélange miscible partiellement (eau + phénol; eau + oxyde d'éthyle).
- pour les substances insolubles, il faut les entraîner par la vapeur. Le mélange bout à un point fixe minimum tant qu'il y a 2 couches en présence (eutexie). Le condensat est hétérogène. (eau + hydrocarbures gras).

L'eau dissout des gaz, d'autant plus que la température est plus basse et que la pression de la partie non dissoute est forte. Il peut y avoir absorption physique ou combinaison chimique.

Pour 1 volume de dissolvant, sous 760mm à 0°C:

Gaz	α	Gaz	α
Air.....	0.02885	Oxygène..	0.03112 à 0.049
Argon.....	0.05780	Ozone.....	0.494
Azote.....	0.02354	Xénon.....	0.242
Emanation du radium	0.510	Méthane.....	0.0556
Hélium.....	0.00967	Acétylène.....	1.73
Hydrogène.....	0.02153	Ethane.....	0.0987
Krypton.....	0.1105	Ethylène.....	0.226
Néon.....	0.0114 à 0.022	Oxyde de carbone...	0.0353
Bioxyde d'azote.....	0.0738	Gaz carbonique.....	1.713
Anhydride sulfureux	79.789	Ammoniac.....	1.176

Ionisation.—Nous avons vu que l'eau très pure présentait toujours une faible conductibilité électrique. On ne peut expliquer autrement qu'en admettant qu'il y a une légère dissociation de la molécule en ions H et hydroxyle



On a trouvé que l'eau pure contenait un dix millionième d'ion gramme d'hydrogène et d'ion gramme d'hydroxyle. Ce qui fait que, 1 molécule seulement sur 555 millions serait dissociée. La réaction des ions H⁺ sur OH⁻ est exothermique, la dissociation de l'eau croît avec la température.

L'eau est bibasique et se dissocie en deux étapes. Pratiquement on la considère comme un *ampholyte* émettant à la fois des quantités égales d'ions H⁺ et OH⁻ ce qui lui donne une *réaction neutre*. Dans l'échelle Sørensen pH=7. Ce point se déplace avec la température.

t°C	pH	t°C	pH
16.....	7.10	24.....	6.96
18.....	7.07	30.....	6.86
20.....	7.03	40.....	6.71
22.....	7.00		

L'eau possède des propriétés ionisantes qui sont dues à la faiblesse de l'attraction ionique provenant de sa

grande constante diélectrique. Il s'ensuit que les électrolytes ne modifient pas sa constante diélectrique non plus que son *point neutre*. [des substances comme l'éthanol qui modifient sa tension de vapeur peuvent agir sur la constante diélectrique)].

Le point neutre de l'eau sert de terme fixe pour comparer l'acidité ou la basicité des solutions aqueuses.

On a: acides $< 7,00 <$ basiques. Avec cette théorie de la concentration ionique (voir Chimie physique, Théorie) le virage des indicateurs colorés n'a qu'une valeur relative. Par exemple:

la phtaleine du phénol vire entre pH	8.3 et 1.0
l'hélianthine (méthylorange) vire entre pH	3.1 et 4.4
le tournesol vire entre pH.....	4.5 et 8.3
le rouge de phénol (sulfone phtaleine) vire entre p H.....	6.8 et 8.4
le pourpre de bromocresol vire entre pH	5.4 et 7.0
* { le bleu de bromothymol vire entre pH	6.0 et 7.6
* { le bleu de bromoxylénol	

* sont les 2 meilleurs indicateurs actuels de la neutralité.

La *constante cryoscopique* de l'eau doit être prise sur des substances qui ne sont pas dissociées par elle, comme l'urée, les alcools, les phénols, les sucres. On trouve $1^{\circ},85$ à $1^{\circ},86$ mol/1000 gr d'eau. L'élévation moléculaire normale du point d'ébullition de l'eau accepté est de $0^{\circ},51$ à $0^{\circ},52$. A cause de son action dissociante l'eau ne suit pas exactement les lois de Raoult.

Hydratation des substances.—Il est important de préciser, au moins dans les désignations, les combinaisons que l'eau forme avec les acides, bases ou corps neutres. L'eau est amphotère et forme des *hydrates*: sels qui déposent des solutions aqueuses; les cristaux renferment de l'eau qui peut se dégager à température plutôt basse, c'est *l'eau de cristallisation*.

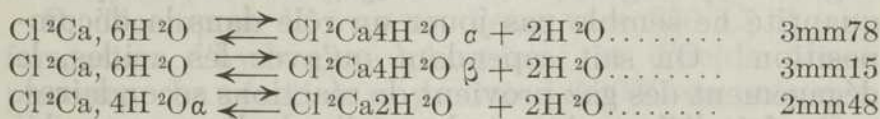
La combinaison de l'eau avec les anhydrides

d'acides ou les oxydes, les oxydes alcalins ou alcalino-terreux donne des composés ayant des propriétés très nettes, l'eau fait partie de la molécule, c'est une *eau de constitution*. Ex: anhydride sulfurique et eau = acide sulfurique; anhydride phosphorique et eau = acide métaphosphorique qui se transforme en orthophosphorique; l'anhydride borique fournit l'acide B (OH)³. La magnésie donne la base Mg (OH)². etc. On appelle souvent *hydroxydes* les combinaisons des oxydes avec l'eau.

Les *solutions* aqueuses formées avec les substances colloïdales se nomment *hydrosols* et les *précipités* colloïdaux *hydrogels*, ils renferment une quantité d'eau très variable.

On distingue l'eau de cristallisation de l'eau de constitution par plusieurs méthodes: volume moléculaire—pouvoir rotatoire magnétique—susceptibilité magnétique—période de vibration moléculaire par les spectres d'émission et d'absorption dans l'infra-rouge.

Un hydrate est caractérisé par sa tension de dissociation qui est fixe à une température donnée. Ex (B. Roozeboom) à 20°C



Quand un hydrate est efflorescent c'est qu'il perd de l'eau parce que sa tension est supérieure à la pression partielle de l'eau dans l'atmosphère ou il séjourne. Il est *déliquescent* quand les conditions sont inverses.

E—PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DE L'EAU

L'eau est relativement stable et n'est dissociée qu'à très haute température ou par l'électricité.

La décomposition débute vers 1.000 à 1.200°C

On admet qu'elle se fait: $2\text{H}^2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}^2 + \text{O}^2$

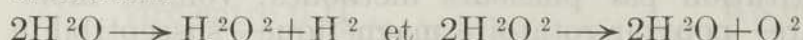
Sous la pression de 1 atmosphère on admet les chiffres suivants de Nernst.

T(absolue)	1124	1288	1984	2369	2488	2536
α	0.0073	0.034	0.77	4.3	8.6	11.1%

Le degré de dissociation α varie avec la pression.
Ex: à 2500° absolu

p	10 atm.	1 atm.	0.1 atm.	0.01 atm.
α	1.98	3.98	8.16	16.6

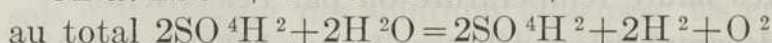
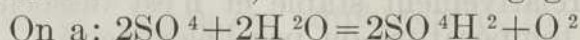
La décharge produit une certaine décomposition mais il se forme un équilibre et recombinaison des gaz. Les rayons ultra-violetts décomposent l'eau mais seulement sous les très courtes longueurs d'ondes, dans les autres cas, il y a production d'eau oxygénée et d'ozone



Electrolyse.—L'ionisation de l'eau pure étant faible, la décomposition par l'électrolyse est difficile. Il faut ajouter un acide ou une base pour rendre l'eau conductrice. Au pôle positif se dégage l'oxygène, au négatif l'hydrogène. L'électrolyte mis en très petite quantité ne semble pas jouer un rôle dans la décomposition. On sait cependant qu'avec les acides, le dégagement des gaz provient de réactions secondaires.

On fait l'électrolyse industrielle de l'eau avec des solutions de soude ou de carbonate de soude, les électrodes peuvent être en fer. Dans les bons rendements on obtient 2m³ d'H² et 1m³ d'O² pour une dépense de 12 à 14 Kwh.

Si on emploie l'acide sulfurique en solution, H² se porte au pôle négatif; SO⁴ au positif et redonne de l'acide avec l'eau, laissant un dégagement d'oxygène



Le volume d'oxygène obtenu est plus petit que la moitié de l'hydrogène car, dans ces conditions, il y a

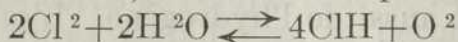
formation d'ozone, d'eau oxygénée, d'acide persulfurique. On évite ces réactions secondaires en employant l'acide phosphorique en place de l'acide sulfurique.

ACTIONS DES DIVERS CORPS SUR L'EAU :

Métalloïdes.—O, N, I, Se, Te, As, Sb n'agissent pas sur l'eau, directement.

F par contre, décompose l'eau froide instantanément. Il se forme de l'acide fluohydrique et se dégage de l'oxygène ozonisé.

Cl, en tube scellé, agit sur l'eau dans l'obscurité à 100°C; à 550°C, l'action est rapide mais incomplète



Au rouge vif, il se dégage de l'oxygène et du gaz chlorhydrique.

La solution aqueuse de Cl se décompose à la lumière; il y a dégagement d'oxygène, production d'acide chlorhydrique et d'acide chlorique.

Br, pas d'action à l'obscurité, vers 550°C. A la lumière, il y a une réaction lente, formation d'acide bromhydrique et dégagement d'oxygène.

P, décompose la vapeur d'eau vers 250°C, il y a formation d'hydrogène phosphoré et d'acide phosphoreux. La réaction se produit à 100°C en présence d'air.

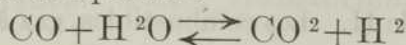
Bo amorphe réagit au rouge, il y a une vive incandescence.

Si, amorphe, impur, venant de la préparation avec le Na, décompose l'eau bouillante; il se produit un dégagement d'hydrogène et de la silice.

C, chauffé au rouge attaque l'eau pour donner de l'hydrogène, de l'anhydride carbonique, de l'oxyde de carbone.



avec la réaction d'équilibre



Le gaz obtenu ou *gaz à l'eau* trouve son étude à propos des combustibles¹. La formation est limitée, elle débute vers 600°C et peut être catalysée.

CO et eau réagissent vers 250°C avec le carbonate de nickel comme catalyseur pour donner du méthane.

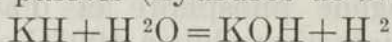
$$4\text{CO} + 2\text{H}^2\text{O} \longrightarrow 3\text{CO}^2 + \text{CH}^4$$

Métaux.—Beaucoup de métaux attaquent l'eau à la température ordinaire ou au rouge. Les métaux alcalins donnent à froid une réaction violente avec dégagement d'hydrogène qui s'enflamme.

La décomposition à froid est facilitée par la présence d'un autre métal peu oxydable (Zn, Fe, Pb). Avec la mousse de platine ou le cuivre spongieux comme catalyseur on obtient aussi de l'hydrogène. *L'eau chaude* donne une réaction plus vive.

La corrosion superficielle des métaux par les agents atmosphériques est un phénomène important. Généralement la couche d'oxyde formé en surface protège les couches sous-jacentes du métal si on ne l'enlève pas. Une fois commencée, l'attaque du fer par l'eau est continue.

Les hydrures alcalins et alcalino-terreux entrent en réaction avec l'eau et dégagent de l'hydrogène qui s'enflamme parfois (hydrures de Na ou K).



1 gr d'hydrure donne 2 litres 780 d'hydrogène. Ce procédé cher est cependant employé pour fabriquer l'hydrogène.

Combinaisons diverses.—Quelques sous-oxydes ou les sels en résultant, peuvent être oxydés par l'eau. Par exemple CO et H²O réagissent au rouge pour donner CO² et H².

L'oxyde manganoux décompose l'eau au rouge, mise en liberté d'hydrogène et formation d'oxyde brun.

¹ Voir Fascicule II. Les combustibles, gaz à l'eau.

L'oxyde uraneux UO^2 donne U^3O^8 .

Les sels chromeux, en milieu faiblement acide, s'oxydent et libèrent H^2 .

Le peroxyde d'azote donne de l'acide nitrique et de l'acide azoteux; ce dernier est instable et se décompose en acide nitrique et oxyde azotique gazeux.

L'eau réagit avec les chlorures des métalloïdes pour donner des acides du métalloïde et de l'acide chlorhydrique. Il en est de même avec quelques chlorures d'acide organiques comme le chlorure d'acétyle.

Les sulfures de bore, de silicium, d'aluminium, de magnésium sont détruits par l'eau laissant des acides et dégageant de l'acide sulfhydrique. Les séléniures des mêmes corps se comportent de façon identique.

Les nitrures métalliques se décomposent en ammoniac. Les siliciures, comme celui de Mg, dégagent au contact de l'eau, de l'hydrogène silicié inflammable.

Les carbures métalliques sont décomposés en les oxydes hydratés correspondants avec dégagement d'hydrocarbures gazeux. Les carbures de Na, K, Li, Ca, Ba, Sr donnent l'acétylène. Ceux d'Al, de Gl donnent du méthane. Ceux de Ur, Cs, Y, donnent un mélange d'hydrocarbures. Celui de Mn donne un mélange de CH^4 et H^2 .

Les amidures métalliques, les amides provenant d'acides, les imides, les nitriles, les cyanamides à la température ordinaire ou au-dessus de 100° sont attaqués par l'eau, il y a formation d'ammoniac.

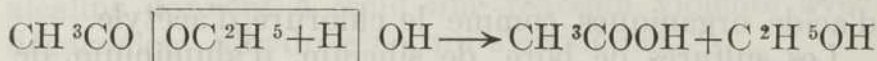
Les composés organo-métalliques des métaux facilement oxydables se détruisent au contact de l'eau. Exemple, le zinc-méthyle donne du méthane et de l'hydrate zincique.

Hydrolyse.—L'eau possède une propriété importante en chimie et en biologie. Lentement ou d'une façon accélérée par catalyse, ou chaleur, elle détruit ou transforme des sels, des éthers-sels, des glucosides, des glucides. Cette transformation l'*hydrolyse*

est régie par des équilibres qui sont déterminés dans le cas des sels par le produit des ions de l'eau et la constante de dissociation du sel.

Les sels métalliques peuvent se changer lentement par action de l'eau, formant un sel basique généralement insoluble et un acide qui arrête la décomposition à une limite.

Les éthers sels sont *très lentement* et partiellement scindés en acide et alcool.



Les glucosides sont généralement dédoublés par l'eau et donnent du glucose. Les sucres comme le saccharose, sont invertis par l'eau (acidulée) (ou lentement) en glucose et lévulose. Les ions hydrogènes libres accélèrent la réaction. On exprime le degré d'hydrolyse d'un sel par le rapport $\frac{[\text{OH}^-]}{c}$, c étant la concentration saline.

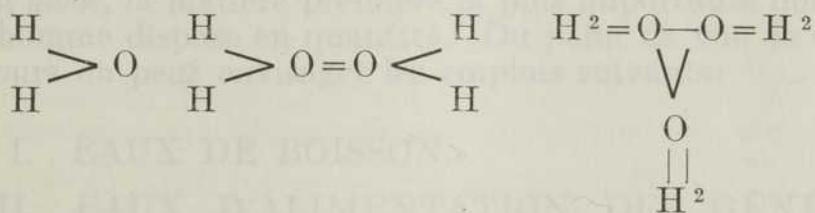
Rôle catalytique de l'eau.—On sait que bien des réactions sont plus faciles par voie aqueuse que par voie sèche. Depuis qu'on étudie la catalyse d'une manière un peu précise, on a montré que des traces infimes d'eau liquide ou à l'état de vapeur accélèrent ou même déclanchaient des réactions. Dans certains cas, on pense que l'eau est catalyseur de dépolymérisation donnant des corps à poids moléculaires moins élevés qu'ils seraient quand on les dessèche à fond. La plupart des réactions gazeuses sont catalysées généralement positivement, grâce aux traces d'humidité des gaz ou des récipients. La liste des catalyses par l'eau est déjà longue, nous renvoyons aux traités spéciaux¹ ou aux études publiées sur le sujet.

¹ Traité de Chimie minérale. Pascal et Baud. Tome I. Eau, par J. Barbaudy, page 168 et Bibliographie.

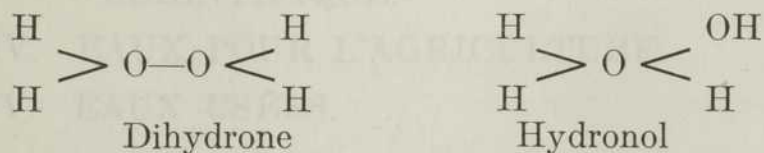
Les réactions entre gaz et solides semblent être aussi influencées par l'eau, elles sont mal connues jusqu'ici.

Poids moléculaire et structure de la molécule.—On est assez d'accord pour admettre, d'après la mesure rigoureuse de la densité de la vapeur d'eau, $H^2O = 18,02$ gr.

Il semble bien exister une différence entre la valeur de la molécule d'eau à l'état de vapeur et à l'état liquide, la dernière paraît plus condensée. Certaines anomalies de l'eau par rapport aux autres liquides ne peuvent en effet s'expliquer autrement. On donne par exemple (W. Sutherland) que la glace est un trimère $(H^2O)^3$ ou trihydrol; l'eau liquide un bimère $(H^2O)^2$ dihydrol, les molécules de vapeur un monomère H^2O ou hydrol.



Armstrong admet que les diverses molécules d'eau ont le même poids moléculaire mais que les structures seraient différentes.



Ces corps formeraient des complexes plus ou moins polymérisés.

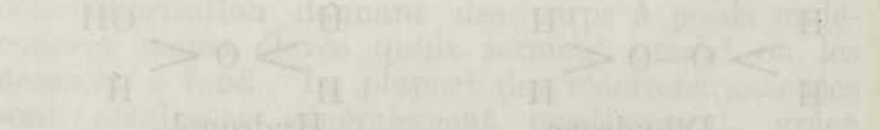
Les réactions entre eux et solides semblent être aussi influencées par leur état, mais sont mal connues.

Il semble bien exister une différence entre la valeur de la molécule d'eau à l'état de vapeur et à l'état liquide. La dernière paraît plus condensée (c'est-à-dire plus compacte) que la première.

Il est intéressant de noter que la densité de la vapeur d'eau est plus élevée que celle du liquide. Cette anomalie est due à la structure moléculaire de l'eau, qui est plus compacte dans l'état gazeux qu'elle ne le paraît à première vue.



On peut également représenter la molécule d'eau sous forme de deux atomes d'hydrogène liés à un atome d'oxygène.



Ces deux représentations sont équivalentes et illustrent la structure moléculaire de l'eau.

1. *Ann. Chem. Phys.*, Paris, 1880, 7, 1, 101.

DEUXIÈME PARTIE

UTILISATION DE L'EAU

CHAPITRE PREMIER

L'eau est, après l'air qui se trouve *en tout point du globe*, la matière première la plus importante dont l'homme dispose en quantité. Du point de vue de ce cours on peut envisager les emplois suivants:

- I. EAUX DE BOISSON.
- II. EAUX D'ALIMENTATION DES GÉNÉRATEURS A VAPEUR.
- III. EAUX POUR L'INDUSTRIE ET L'USAGE SCIENTIFIQUE.
- IV. EAUX POUR L'AGRICULTURE.
- V. EAUX USÉES.

* * *

A propos des *eaux de boisson* et des *eaux usées*, nous ne développerons pas les points de vue particuliers au génie sanitaire, nous ferons plutôt l'exposé des connaissances scientifiques et des théories utiles à l'ingénieur pour les applications à son art.

L'EAU DANS L'ORGANISME

Les propriétés de l'eau que nous avons déjà étudiées sont utiles dans les phénomènes de nutrition des végétaux et des animaux. Sans vouloir détailler ici la physiologie et le mécanisme des échanges en eau des organismes vivants il n'est pas inutile, à propos des eaux de boisson, de montrer pourquoi l'eau peut être regardée comme un véritable aliment.

C'est un fait d'observation et d'expérience que concrétise bien Hoppe-Seyler en disant: "Tous les organismes vivent dans l'eau, et même dans l'eau courante".

L'eau est le dissolvant naturel le plus général, il devient dans l'organisme le véhicule des matériaux nutritifs, *le sang* contient presque 80% d'eau et si cette teneur s'abaisse il en résulte des désordres très graves¹ car la quantité d'eau assure dans le plasma sanguin, dans les tissus, dans les humeurs, dans les cellules le maintien d'un état de concentration moléculaire qui seul permet des pressions osmotiques normales, l'*isotonicité* des liquides devant échanger les substances qu'ils charrient. L'eau maintient l'état colloïdal des tissus, empêchant leur floculation, c'est-à-dire la mort. Et puis l'eau possède sa faculté d'hydrolyse ou d'hydratation des substances qui ont besoin de subir une transformation pour être assimilables.

Les plantes trouvent l'eau dans le sol et dans l'atmosphère; l'animal absorbe l'eau en boisson, dans ses aliments, en puise dans l'atmosphère.

Notre organisme renferme en moyenne 65% d'eau. Un homme normal "contient" donc si on peut dire, presque 50Kg d'eau, 11 gallons. Cette eau s'élimine au repos et davantage au travail.

	Par Kg de poids et par jour	
	Au repos	Au travail
Elimination par: les reins	17cc,57	16,90
les intestins	1,27	3,28
les poumons	3,51	10,00
la peau	—	16,91

Dans les chiffres d'élimination il faut tenir compte de l'eau provenant des oxydations internes, par exemple de l'hydrogène, des glucides, celle fournie par le dédoublement diastasique des

¹ Une variation de 3% au-dessous de la normale peut entraîner la mort. Alors que pour le manque d'aliments ordinaires, l'organisme y supplée et se consume comme une réserve, le manque d'eau n'est pas compensé par l'organisme. C'est pourquoi on meurt plus vite de soif que de faim.

grosses molécules, ce qui représente environ 16% du total éliminé.

Connaissant la quantité d'eau totale éliminée, la quantité fournie par le fonctionnement interne de l'organisme et la quantité apportée par les aliments solides, on trouve — en moyenne suivant le régime et sous un climat tempéré — que l'homme normal doit absorber en *eau de boisson* 1200 à 2500 grammes suivant son genre de vie et son travail. On peut même atteindre 3000 cc ou 3 litres d'eau par jour. Une quantité plus forte, sauf dans les climats très chauds, peut causer des désordres par trouble des échanges nutritifs, une quantité trop considérable devant s'éliminer par le rein, il fatigue, et même l'organisme se déminéralise par entraînement des composés solubles. De plus la dilatation de l'estomac et de la vessie apparaissent même avec de l'eau pure.

On n'est pas très sûr que la quantité de sels dissous dans l'eau soit un appoint pour la minéralisation de l'organisme. Il est préférable, semble-t-il, de ne pas dépasser pour l'usage courant 0,500 par litre et de veiller davantage à la pureté biologique de l'eau de boisson plutôt que de se préoccuper de sa composition chimique en éléments normaux.

I. EAUX DE BOISSON

Nous savons déjà que l'eau est indispensable pour l'entretien de la vie. Tous les liquides que nous absorbons comme boisson renferment de l'eau pour au moins 80%. Presque tous nos aliments solides renferment aussi de l'eau mais il n'en contiennent pas une quantité suffisante pour combler nos besoins vitaux. Dans quelques cas, par leur composition minérale, des eaux possèdent des propriétés thérapeutiques; enfin dans d'autres, on modifie un peu la composition de l'eau pour lui donner des caractères organoleptiques agréables.

Il y a donc différentes sortes d'eaux de boisson. On distingue:

1. *les eaux naturelles*
2. *les eaux minérales*
3. *les eaux minérales gazeuses*
4. *les eaux minérales artificielles*
6. *la glace commestible.*

Eau potable. Toutes ces eaux doivent être potables c'est-à-dire bonnes à être bues sans que notre santé soit affectée. Une eau potable se définit comme devant être: limpide, incolore, inodore, fraîche, aérée, agréable au goût, imputrescible spontanément et libre de toute substance minérale, organique ou organisée pouvant être nuisible à la santé de l'homme ou des animaux. Par exemple, le plomb, l'arsenic, le cuivre; le méthane, l'ammoniaque, les nitrites, les nitrates; les infusoires, algues et bactéries pathogènes sont des éléments indésirables. Une eau potable possède la propriété de dissoudre le savon ordinaire sans faire de grumeaux (contrairement aux eaux dures ou eau de mer) et de bien cuire les légumes sans les durcir. La température la plus convenable pour la boisson est entre 8 et 15°C. Les eaux qui manquent d'air (eau distillée, eau de fonte des neiges ou des glaces) sont indigestes.

La saveur des eaux potables est due aux substances minérales qu'elle contient.

1° EAUX NATURELLES. On a essayé de fixer par des chiffres les limites qui classeraient les eaux naturelles en potables et non potables ou mauvaises. Il faut renoncer à cette façon de faire¹ et tenir compte bien plus des conditions locales et surtout de la pureté microbiologique en bactéries saprophytes ou pathogènes; une eau un peu dure mais pure et exempte de contamination peut être tolérée ou diluée avec une autre trop douce pour donner une eau potable.

¹ A titre d'indication nous donnons les chiffres suivants:

Un litre ne devrait pas contenir plus de:

0,500 gr de sels minéraux totaux	0,200 d'oxydes alcalino-terreux
0,060 d'anhydride sulfurique	0,030 de silice
0,008 de chlore	0,003 de fer
0,002 d'anhydride azotique	0,020 de matières organiques (en acide oxalique)
	0.005 d'ammoniaque.

Dans presque tous les cas, surtout s'il s'agit d'alimenter une agglomération en eau potable, il faut procéder à une enquête sur place¹ et *interpréter* les résultats de plusieurs analyses: physique, chimique et bactériologique. Nous reviendrons sur ces points capitaux au chapitre *Analyse*, en discutant la signification des résultats analytiques. Pour ce qui est de la quantité et de la nature des *matières inorganiques*, on peut retenir ce qui suit.

Les eaux potables ne doivent pas contenir trop de matières minérales dissoutes, le chiffre 0,500 par litre paraît être une limite qui ne peut être dépassée que dans des cas très particuliers et locaux (contamination d'eau plus douce). Sauf pour les eaux minérales, il est reconnu que les eaux trop minéralisées, surtout en sels de calcium (carbonate, sulfate, chlorure) sont *indigestes*; il en est de même des eaux chlorurées qui, en plus d'être désagréables à boire, peuvent tenir leur chlorure d'une contamination urinaire. La *dureté* (voir *Analyse*) d'une eau exprime *assez bien* son degré de potabilité mais du seul point de vue chimique, insuffisant comme nous l'avons dit. La simple épreuve de la mousse de savon peut renseigner, bien qu'empiriquement, sur la dureté d'une eau. Les eaux douces au contraire — toujours sans parler de leur teneur en bactéries — peuvent être bues sans dommage car (voir page 86: L'eau dans l'organisme) il ne paraît pas que les sels apportés par l'eau de boisson soient indispensables à notre nutrition.

¹ Les Services d'hygiène des gouvernements se sont heureusement attachés à l'étude de l'approvisionnement en eau des villes. Ils possèdent le personnel et les documents pour donner des indications et des conseils précieux.

NOTE

Il est utile de rappeler la solubilité des principaux sels minéraux des eaux naturelles. Par litre à 10°C.

Chlorures	Na — 357 g.	Sulfates	Na — 527 gr
“	K — 320 “	“	K — 97
“	Mg — 1600 “	“	Ca — 2
		“	Mg — 310
Carbonates	Na — 170	Nitrates	Na — 780
“	K — 890	“	K — 220
“	Ca — 0,010	“	Ca — 940
“	Mg — traces		
Bicarbonates	Na — 300		
“	K — 230		
“	Ca — 0,385		
“	Mg — 0,715		

On doit se souvenir aussi que les eaux contenant du gaz carbonique tiennent en dissolution plus de calcaire que les eaux libres de gaz, ce calcaire se dépose quand l'acide carbonique se dégage simplement avec le temps.

Les substances communes rencontrées dans les eaux sont les suivantes:

Acides: carbonique, sulfurique, chlorhydrique, silicique; en combinaison.

Aluminium: oxyde et sulfate.

Calcium: carbonate, chlorure, sulfate, phosphate.

Fer: carbonate, bicarbonate, oxyde, sulfate.

Lithium: carbonate, bicarbonate, sulfate, chlorure.

Magnésium: carbonate, bicarbonate, sulfate, chlorure.

Potassium: carbonate, bicarbonate, chlorure, sulfate, phosphate.

Silicium: silice, bicarbonate.

Sodium: carbonate, bicarbonate, chlorure, sulfate.

Gaz: acide carbonique, oxygène.

Les substances rares sont:

Acides: crénique, apocrénique.

Ammonium: nitrate, chlorure, crénate.

Antimoine: oxyde et sulfate.

Arsenic: acide arsénieux, arséniate de soude ou de potasse.

Baryum: baryte, oxyde de baryum, sulfate.

Bore: biborate de soude (borax).

Bromure: de sodium, de potassium.

Cadmium: sulfate (très rare).

Cæsium: sulfate (très rare).

Chlore: chlorures

Cobalt: très rare.

Cuivre: très rare.

Fluor: fluorure.

Iode: iodure de sodium ou de potassium.

Rubidium: très rare.

Strontium: très rare.

Gaz: hydrogène sulfuré, gaz sulfureux, azote, hydrogène carboné (très rares), émanation du radium.

Eau naturelle. Il arrive que le commerce livre de l'eau en bouteille. Elle doit alors satisfaire à la définition suivante du Congrès de Genève 1908. "Eau naturelle: celle qui est mise, à son lieu d'origine, telle qu'elle sort du sol, non contaminée, dans les récipients mêmes dans lesquels elle est livrée aux consommateurs".

Quantité d'eau naturelle potable pour les agglomérations. Suivant les climats, les habitudes, la grandeur des villes on compte qu'il faut par habitant et par jour de 100 à 500 litres, soient 20 à 100 gallons. Plus une ville est peuplée, moins il faut d'eau, proportionnellement. Les villes d'Amérique, États-Unis et Canada consomment plus d'eau que les villes d'Europe à même population. L'hygiène y est meilleure et l'abondance d'eau n'est jamais à dédaigner.

La distribution de l'eau se fait par des conduits de préférence en ciment, en briques, en grès, en fer, en fonte, en fer étamé ou vernissé, ou asphalté, en fer pur "Armco", voire en verre. Il faut rejeter les tuyaux en zinc ou fer galvanisé, en plomb, en cuivre. Ces métaux donnent des sels toxiques au contact des substances que l'eau contient. Les tuyaux de plomb ont été longtemps en usage; cependant, leur tolérance s'explique du fait que leur surface se recouvrait vite d'une couche de carbonate de plomb insoluble et protectrice, à la condition que le tuyau soit toujours plein et jamais nettoyé pour mettre le plomb à nu. Le plomb étant cher relativement au fer, son usage se limite heureusement par cette considération. Le tuyau en plomb offre par contre l'avantage d'une grande durée et d'une pose facile à cause de sa souplesse.

EPURATION ET CORRECTION DES EAUX DE BOISSON

Toutes les eaux naturelles de boisson proviennent de sources captées, de rivières ou de lacs, de puits ordinaires ou artésiens à grand débit. Il est rare aujourd'hui, surtout pour les grands centres urbains, que l'eau de boisson ne doive suivre un traitement de purification ou d'assainissement microbien avant d'être livrée au consommateur.

Il y a, à notre point de vue, deux cas à considérer. L'épuration et la correction des eaux pour les villes — l'épuration pour les maisons isolées ou pour la consommation en campagne. La première partie appartient dans les détails au génie sanitaire, nous ne ferons que mentionner les principes scientifiques sur lesquels reposent les principaux modes de traitement des eaux d'alimentation des villes. L'épuration de petite quantité d'eau ou le traitement individuel sera un peu plus détaillé car nous pensons que l'ingénieur doit connaître aussi les "petits moyens" dont on dispose pour être utilisés dans des cas particuliers.

Les eaux peuvent être défectueuses au point de vue *chimique* ou *microbiologique* ou bien aux deux à la fois.

La correction d'une défectuosité de nature chimique peut se faire par des moyens variables mais bien déterminés suivant la nature chimique du corps en excès généralement, grande quantité de sels dissous ou sel particulier en trop grande quantité.

Une défectuosité de nature biologique réclame une solution unique qui est la stérilisation. On peut l'obtenir de différentes façons et il reste à discuter l'efficacité des systèmes et leur coût dans chaque cas, puisque les eaux sont toujours dissemblables dans leur apparence physique ou leur composition chimique.

Pour les eaux de boisson on a rarement à envisager

la correction chimique seule. Dans les approvisionnements individuels, le coût du traitement ne justifie pas généralement l'avantage qu'on retire et le mieux est certainement de rechercher une autre source d'eau. Il s'agit le plus souvent, d'eau trop calcaire ou trop dure, la dilution est encore le moyen le plus économique. Dans beaucoup de cas on est en présence d'eau véritablement minérale et on est mieux de la considérer comme telle. L'ébullition précipite souvent assez de sel pour que l'eau, après ce traitement et aération, devienne potable.

Pour les grandes agglomérations, la dépense de correction chimique devient telle qu'il est toujours préférable de faire la dépense d'une canalisation et d'aller chercher l'eau dans une source ou rivière captée, voire de posséder plusieurs sources différentes d'eau potable.

Nous pouvons donc nous dispenser de considérer ici le traitement chimique des eaux. Nous détaillerons par contre le chapitre adoucissement à propos des eaux d'alimentation les générateurs à vapeur. Pour la boisson on admet que la *dureté*, qui résume assez bien les caractères chimiques de potabilité, doit être comprise entre 12 et 25 degrés hydrotimétriques français [Voir Analyse 284].

Les eaux sont souvent puisées, pour les grands centres, dans des cours d'eau, des lacs ou des étangs, des sous-sols contaminés plus ou moins. On peut heureusement rendre ces eaux acceptables pour l'hygiéniste; mais il faut les traiter d'une façon *constante et continue* pour les épurer afin d'assurer leur innocuité absolue. On s'est entendu pour s'arrêter non pas à une *stérilisation absolue* toujours coûteuse, mais à une *stérilisation limitée* qu'on définit comme celle tuant tous les germes adultes, en tolérant leur cadavre et les spores résistantes appartenant à des espèces pour la plupart inoffensives [sauf celles du B.

anthracis, mais qui n'a pas causé encore d'épidémie d'origine hydrique].

Les procédés qui visent à *retenir* les germes et livrent l'eau privée de microbes sont dits d'*épuration*. Ceux qui tuent les germes, au contraire, sont dits de *stérilisation*.

Tous ces procédés sont faillibles et leur efficacité doit être contrôlée constamment. Nous renvoyons au chapitre Analyse pour exposer les garanties à exiger et les méthodes de contrôle. C'est donc surtout la correction d'une défectuosité de nature microbienne qui doit retenir notre attention.

Toutes les eaux peuvent être contaminées, c'est-à-dire contenir en état de vie des *bactéries* pouvant causer des désordres ou engendrer des maladies chez l'homme ou les animaux. La pureté microbiologique de l'eau a une importance qui ne peut être exagérée. Jusqu'à l'époque de Pasteur, la plupart des épidémies qui ont ravagé l'humanité se sont transmises et généralisées par l'eau de boisson. La contamination la plus redoutable est celle des déjections animales et humaines qui introduisent dans l'eau des *bactéries saprophytes* ou *pathogènes* en plus ou moins grand nombre. Ces bactéries qui peuvent vivre et se multiplier dans l'eau puis, plus rapidement dans notre organisme, ne peuvent être identifiées que par des analyses bactériologiques parfois difficiles et dont les résultats ne sont connus que trop tard, quand des individus sont déjà contaminés. La prévention devient donc extrêmement difficile et il ne faut pas reprocher aux hygiénistes un excès de prudence qui paraît superflu quand le danger ne s'est pas manifesté.

La souillure ou contamination peut être: (α) directe; (β) par infiltration; (γ) par les ustensiles de manipulation. Il appartient à l'hygiéniste ou à l'ingénieur sanitaire de trouver l'origine d'une contamination et surtout d'agir pour la faire cesser en faisant disparaître la cause. Il est des cas où la cause d'une

contamination est latente ou bien constante sans qu'on puisse la supprimer radicalement. On est alors dans l'obligation de traiter l'eau d'une *façon constante* pour réduire au minimum les dangers dus à l'usage de l'eau. La seule solution est la *stérilisation* ou *désinfection* de l'eau.¹

Il est très rare — sauf pour les eaux minérales chargées en sels ou principes bactéricides — que les eaux ne contiennent pas de microbes et nous parviennent véritablement stériles.

On doit savoir que les algues, infusoires, bactéries, moisissures et champignons microscopiques peuvent vivre et se développer dans l'eau potable. Même dans l'eau distillée les microbes peuvent vivre et se développer un certain temps; les eaux thermales peuvent contenir des espèces microbiennes dites thermogènes; les eaux ferrugineuses, des bactéries spéciales et les eaux sulfureuses également. Pour ce qui nous importe ici on doit retenir que tous les éléments vivants se divisent en deux grandes classes. I. les *saprophytes*, ceux qui ne causent pas de maladies à l'homme. II. les *pathogènes*, ceux qui déterminent les maladies microbiennes, généralement transmissibles sous forme d'épidémie. Les éléments saprophytes sont tolérables dans l'eau, au moins pour une certaine quantité [voir Analyse microbiologique]; les éléments pathogènes, *quel qu'en soit le nombre*, sont absolument incompatibles avec le qualificatif *eau potable*.

La stérilisation de l'eau (ou la désinfection) s'obtient par différents moyens, plus ou moins efficaces ou

¹ La stérilisation vise à la destruction de tous germes vivants. La désinfection s'attache surtout à détruire les germes pathogènes, il arrive souvent que la désinfection donne une stérilisation. Le terme est plutôt réservé à l'emploi de produits chimiques appelés désinfectants.

coûteux. Il faut les discuter suivant les conditions locales.

- 1) moyens mécaniques
- 2) moyens physiques
- 3) moyens chimiques
- 4) moyens biologiques (sur les eaux d'égout)

1. MOYENS MÉCANIQUES.

Traitement des eaux par des procédés mécaniques.

Ces procédés ne visent pas toujours à stériliser l'eau — il est rare qu'ils y parviennent au sens scientifique du mot — ils corrigent plutôt et peuvent suffire dans des cas ordinaires.

a) agitation; en faisant tomber l'eau sur des pierres dures, des branches; on l'aère. Cette oxydation peut provoquer la destruction d'une partie des éléments microbiens; la perte de l'acide carbonique que peut renfermer l'eau provoque la précipitation du carbonate de chaux qui se dépose, l'eau est adoucie.

b) décantation; par repos ou séjour dans des réservoirs, les matières en suspension dans l'eau se déposent lentement par ordre de densité et grosseur des particules, les microbes sont entraînés dans une certaine proportion et restent dans les boues. Il suffit de prélever l'eau à une distance convenable du fond. Ce traitement est particulièrement applicable aux eaux trop ferrugineuses ou sulfurées. Il est long et demande de grands réservoirs pour la sédimentation.

c) filtration; elle peut être *domestique*, *industrielle* ou *urbaine*. Ces deux dernières sont décrites et étudiées dans le Cours de Génie Sanitaire, nous n'en dirons rien.

Par contre les systèmes de filtration domestique pour petits volumes d'eau, méritent une mention car ils peuvent rendre des services dans les endroits où l'eau n'est pas traitée.

On peut distinguer:

(1) les filtres à sables, submergés ou non submergés. Ces procédés sont d'emploi difficile pour obtenir des résultats constants en petit. On pourrait plutôt les considérer comme des clarificateurs ou pré-filtres. Il existe aussi des filtres à sable dans lesquels on emploie un coagulant (sulfate d'alumine) les impuretés sont retenues sur le sable ainsi que le coagulant.

(2) pierres filtrantes. Au moyen de pierres à grain fin et homogène (pierre lithographique) ou grès choisi, on fabrique des fontaines à filtration lente qui sont assez efficaces quand les joints des pierres sont étanches et que les pierres n'ont pas de fissures. C'est plutôt une clarification qui est obtenue. Le nettoyage est délicat.

(3) filtre de ménage au charbon de bois, mélangé ou non de chaux; de charbon activé en poudre ou en grains; on associe souvent le charbon avec de la porcelaine, de la pierre ponce, de l'amiante, du sable, du bioxyde de manganèse, de la silice colloïdale, de l'éponge ou bien on l'agglomère. Citons pour mémoire, la poudre "carbo-calcis", mélange de carbonate de soude, de chaux, d'alun et filtration sur charbon animal et amiante. Ces filtres sont surtout efficaces, quand ils sont convenablement préparés, pour faire une purification chimique des eaux.

On peut les brancher sur les robinets des conduites pour les débits horaires de 5 à 15 litres, sur les conduites pour les débits de 20 à 200. Il en existe de portatifs (en plaque, genre montre) qui filtrent sur un verre ou pot à eau.

Ces filtres, comme tous les filtres, ont le grave inconvénient de s'encrasser d'autant plus que l'eau doit être fortement filtrée. Les propriétés absorbantes du charbon sont plutôt pour les gaz et matières organiques; ces propriétés s'épuisent et le charbon

doit être régénéré fréquemment, ce qu'on oublie trop souvent.

(4) filtres en porcelaine dégourdie ou poreuse, en terre d'infusoires (Kieselguhr) en amiante, en cellulose. Sous forme de bougies creuses, de plaques, de coquilles, sphères ou bouteilles. Le principe est excellent (type bougie Chamberland). L'eau à épurer pénètre à l'intérieur du filtre par la paroi *externe*, ce qui permet un nettoyage facile, l'eau filtrée s'écoule dans le canal central; la surface filtrante utile est portée au maximum.

Les filtres *Berkefeld* en terre d'infusoires comprimée se branchent sur les robinets comme les bougies. Ces éléments peuvent être réunis en batterie, mais alors il faut veiller à l'étanchéité des joints entre les bougies; le réservoir d'eau brute et l'eau filtrée qui peut se recontaminer.

Ce sont là de bons filtres qui retiennent bien les matières terreuses et les microbes quand la matière est homogène et fine. Ils ont l'inconvénient d'être friables, de s'encrasser rapidement, d'où diminution du débit et contamination de l'eau quand la pression pousse par les pores les microbes qui sont déposés. Ces fissures forment des nids à microbes. Cependant ces filtres sont très recommandables quand leur surveillance, leur nettoyage efficace et leur stérilisation peuvent être assurés. [Hôpitaux, laboratoires].

On peut combiner les bougies filtrantes avec la purification par le charbon, par exemple en plaçant dans le canal de la bougie un cylindre contenant du charbon.

Sur le même principe de filtration sur matières poreuses existe, avec un dispositif original, le filtre robinet de Geneste-Herschel. L'appareil délivre de l'eau filtrée et de l'eau non filtrée en même temps. Il est formé par une sphère métallique à l'intérieur de laquelle est placée une sphère moins grosse en porcelaine poreuse. Dans la zone formée par les 2

sphères concentriques on fait arriver l'eau qui sort de la tuyauterie, elle s'échappe par un gros robinet et n'est pas filtrée. Une partie de cette eau traverse la paroi de porcelaine et se filtre, on la recueille par un autre robinet. Ce nettoyage de la surface du filtre se fait par l'eau qui arrive sous pression, des purges suffisent pour mettre l'appareil en état de propreté et les nettoyages à la brosse sont espacés.

Enfin, disons que l'on fait des filtres en terre d'infusoires comprimée (rondelles) et que la poudre "steriline" ou farine fossile du commerce n'est autre chose que de la terre d'infusoires.

(5) filtres en amiante. Sous forme de papier, tissus, masse comprimée, l'amiante peut permettre une bonne filtration; l'avantage réside dans le fait que la stérilisation peut être parfaite par chauffage au rouge de la masse ou de l'élément.

(6) filtres en cellulose. Comprimée ou non, associée ou non à du charbon, du noir animal, les filtres en matière cellulosique ne sont pas de longue durée. Ils s'encrassent très vite et les bactéries finissent par passer dans l'eau.

(7) filtre à oxyde de fer magnétique, ou filtre au "sapodrapt" de Tilleux. Dans un appareil en grès, entre une couche de gravier et sable fin, on place la poudre filtrante, les matières sont retenues par une passoire. La substance filtrante a la composition suivante:

Silice (SiO_2)	8,65	Alumine (Al_2O_3)	1,30
Chaux (CaO)	6,80	Magnésie (MgO)	1,30
Fer (Fe_2O_3)	73,00	Manganèse (MnO_2)	2,10
		CO_2	7,70

L'oxyde de fer magnétique a pour but de faciliter la combustion des matières organiques de l'eau, par conséquent d'assurer l'épuration. Il ne faut pas exagérer et ces filtres sont comparables, d'après des expériences sérieuses, à ceux au charbon.

2. MOYENS PHYSIQUES.

a) La chaleur. De l'eau portée à 115-120°C devient stérile. Même à 100°C, la stérilisation peut être obtenue si cette température est maintenue au moins 10 minutes. Il subsiste parfois des spores (*B. subtilis*) mais leur présence est inoffensive.

Pour donner des chiffres, prenons les expériences de Miguel et Wada sur une eau à 14°C renfermant 460.800 bactéries par c.c.

Chauffée à	50°C	10 minutes	on trouve	600
"	60	10	"	60
"	70	10	"	88
"	80	10	"	62
"	90	10	"	26
"	100	10	"	0.5
"	100	20	"	0.

L'ébullition de l'eau est toujours la première recommandation à faire en cas d'épidémie de maladie transmissible par l'eau, avant qu'on ait trouvé l'origine certaine de l'épidémie et le mode de propagation du microbe.

L'ébullition de l'eau dans les familles devrait être maintenue au moins 10 minutes et l'eau laissée jusqu'au moment de l'emploi dans le récipient où elle a bouilli. Pour aérer l'eau chauffée, qui est un peu indigeste, il est mieux de la transvaser plusieurs fois d'un récipient ébouillanté dans un autre, plutôt que de la battre avec des ustensiles plus ou moins stériles. L'ébullition ne demeure qu'une solution temporaire, très utile, par exemple, quand les filtres sont arrêtés, submergés par des inondations, des crues qui souillent un bassin d'eau filtrée, etc. Dans un camp, une localité où on s'alimente d'une eau de puits inconnue, la prudence veut qu'on la fasse bouillir avant qu'on ait pu se rendre compte de son origine et de sa potabilité.

Il existe un certain nombre d'appareils, générale-

ment bien étudiés pour économiser la chaleur, qui permettent de stériliser l'eau. En général, l'eau est filtrée, puis réchauffée dans des échangeurs de température, puis portée à l'ébullition; elle se refroidit au contact de l'eau froide à traiter. On arrive à chauffer à 120°C ce qui donne une eau bien stérile. Ces appareils peuvent être munis d'organes automatiques, de dispositifs de contrôle et de réglage.

b) distillation, c'est une ébullition suivie d'une condensation de la vapeur d'eau. Cette distillation peut être obtenue de façon assez efficace dans des appareils très étudiés pouvant fonctionner comme des évaporateurs à simple, double ou triple effet; avec l'emploi du vide ou de la thermo-compression. L'essentiel est que les vapeurs soient condensées dans des tuyaux à l'abri de toute contamination. Ces appareils dont nous reparlerons plus loin donnent de l'eau stérilisée à bon marché, mais il faut l'aérer pour la rendre potable.

Ce procédé est souvent employé à bord des navires qui peuvent alors s'alimenter à l'eau de mer, les appareils à distiller fonctionnent économiquement avec les vapeurs d'échappement qui réchauffent l'eau. Les appareils doivent subir des nettoyages fréquents parce que les sels qui se déposent peuvent entraver leur fonctionnement économique.

c) stérilisation sous pression. On sait que les spores et bactéries thermophiles qui résistent à l'ébullition sont détruites par la chaleur sous pression; d'abord parce que la température s'élève au-dessus de 100°C, ensuite parce que la stérilisation en atmosphère humide est plus efficace qu'en atmosphère sèche. Sous pression, l'eau conserve son air et les sels dissous ne précipitent pas en trop grande quantité, l'eau est alors peu modifiée dans ses caractères organoleptiques.

d) stérilisation par les rayons ultra-violets, [pro-

cédé Courmont et autres]. Les rayons ultra-violet^os de courte longueur d'onde, 2800 Å ont une action abiotique très nette. Les microbes sont détruits plus ou moins rapidement. On utilise le rayonnement émis par les lampes à vapeur de mercure en quartz qui est perméable aux rayons, ces lampes émettent un rayonnement compris entre 3650 et 2225 Å. Ce procédé sur lequel on avait fondé beaucoup d'espairs n'a pas donné les résultats pratiques espérés pour stériliser de grandes quantités d'eau. Il ne faut pas oublier que si l'eau est perméable aux rayons, les substances qu'elle peut contenir absorbent et arrêtent les rayons qui n'atteignent plus les bactéries situées à quelques distances de la source. Ce procédé est applicable: (1) sur des eaux limpides [pas même opalescentes], (2) il est limité à une faible épaisseur d'eau [quelques centimètres] (3) il faut un rayonnement intense et constant, on doit donc tenir compte de l'affaiblissement de la lampe avec le temps d'usage. (4) la stérilisation n'est pas instantanée, par exemple il faut 1 minute dans un rayon de 30cm avec un élément fonctionnant sur 6 ampères et 135 volts.

Enfin on sait maintenant que l'action stérilisante n'est pas due à l'ozone ou au peroxyde d'hydrogène qui peut se former, mais bien aux rayons eux-mêmes.

NOTE

Nous avons expérimenté à l'Ecole Polytechnique de Montréal avec un élément construit selon nos indications par la "Canadian Mercolite" pour stériliser aussi rapidement que possible une colonne annulaire d'eau en contact direct avec la lampe en quartz, la double enveloppe de la lampe étant en pyrex. Sur des eaux du Port de Montréal, fortement contaminées, nous avons obtenu la destruction *totale du groupe Coli* en quelques secondes, l'élévation de température n'ayant été que de 0.2 degré C entre l'entrée et la sortie de la lampe. L'élément à 3 électrodes fonctionne avec un transformateur sur le courant alternatif du secteur et peut être employé dans les hôpitaux ou par les médecins

pour avoir de l'eau stérilisée à demande. L'appareil est plus pratique et bien moins encombrant que ceux en usage où la lampe est suspendue *au-dessus* de la nappe d'eau à stériliser. L'eau dans ces conditions prend toujours une odeur d'ozone. La lampe "mercolite" fonctionne en espace clos, il ne peut y avoir formation d'ozone que sur la faible quantité d'air dissous dans l'eau. L'eau ne prend ni goût ni odeur. Une lampe portative peut donner un débit de 50 à 60 gallons à l'heure. L'allumage se fait sans aucun basculement. La longueur de l'élément actif en quartz atteint facilement 180 à 200 m/m, l'épaisseur de la couche d'eau circulaire est réduite à 5 et 7 m/m, ce qui explique l'efficacité rapide du rayonnement. La section annulaire d'épaisseur 5 à 7 m/m parcourant toute la longueur de l'élément en quartz. Tel que réalisé, l'appareil demeure un appareil semi-industriel, nous ne prétendons pas qu'il donnerait des résultats constants en service intense avec des eaux pouvant *déposer* sur le tube de quartz, bien que l'échauffement soit presque nul et que le régime de la lampe soit maintenu par la circulation de l'eau froide. Il faudrait la sanction d'une marche de plusieurs semaines pour porter un jugement sérieux.

3° MOYENS CHIMIQUES.

L'emploi de substances chimiques pour stériliser l'eau est relativement facile. Dans tous les cas on introduit dans l'eau des corps étrangers qui peuvent être nocifs. Un grand nombre de substances ont été préconisées, surtout depuis la guerre de 1914. En résumé il y a très peu de corps qui possèdent véritablement un pouvoir bactéricide suffisant en dose tolérable par notre organisme. Jusqu'ici il faut retenir les corps suivants, efficaces et qui se sont montrés inoffensifs à l'expérience.

a) les corps à base de *chlore*.

Le chlore libre est un antiseptique puissant, il finit par disparaître de l'eau ayant produit son action; il faut savoir aussi que les combinaisons oxygénées du chlore comme l'acide hypochloreux ont les mêmes propriétés.

(1) les hypochlorites; solide comme le chlorure de chaux; liquide comme l'eau de Javel sont employées

depuis assez longtemps (1894). Le chlorure de chaux $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ est un produit mal défini; en poudre il est de manipulation assez facile mais sa teneur en chlore diminue avec le temps. Elle peut être de 30% et pour l'emploi il faut connaître exactement le titre ou degré chlorométrique du chlorure (voir page 312 Analyse) [c'est le volume en litre de chlore dégagé par 1 kilogramme d'hypochlorite solide ou par 1 litre d'eau de Javel].

L'eau de Javel¹ n'est autre chose qu'une solution plus ou moins concentrée de chlore dans une lessive alcaline. Il faut aussi en bien connaître le titre en chlore, élément actif.

La quantité de chlore à introduire pour stériliser l'eau dépend surtout: de la matière organique contenue dans l'eau, quantité et état. (Dissous, suspension, colloïdal; nature albuminoïde animale ou végétale) puis de la température, de la composition minérale, de la façon de mélanger, de l'aération et de l'insolation, puis de la durée de contact.

Pour une durée de contact de 30 minutes il faut, d'après E. Bonjean, 2 milligrammes de chlore actif pour stériliser 1 litre d'eau contaminée et renfermant peu de matière organique (1 mg.500 en oxygène). En eau de Javel 1/20 de cc soit 1 goutte d'extrait d'eau de Javel ou de solution d'hypochlorite titrant 14 degrés chlorométriques.

Sur des eaux filtrées on peut obtenir la stérilisation dans les cas ordinaires avec 1 mg de chlore actif par litre.

Il faut signaler que l'*autojavellisation impercepti-*

¹ A l'origine l'eau de Javel, nom du chimiste qui l'a préparée, était obtenue par action du chlore sur une lessive de potasse caustique. La liqueur ou eau de Labarraque s'obtenait par action du chlore sur une lessive de soude caustique. Aujourd'hui les 2 solutions se désignent sous le nom Eau de Javel qui répond à la solution du chlore dans la soude.

ble ou *Verdunisation* des eaux de Philippe Bunau-Varilla prétend obtenir la stérilisation avec des doses dix fois plus petites. D'après l'auteur du procédé la destruction des microbes serait due à un rayonnement (de nature ultra-violette) émis par la réaction chimique du chlore sur la matière organique de l'eau. (Des installations fonctionnent à Verdun, Reims, Carcassonne, où les épidémies de fièvre typhoïde sont disparues).

NOTE

On a émis l'hypothèse que l'eau manifeste quelque temps (15m) après l'adjonction d'hypochlorite, un potentiel d'oxydo-réduction qui atteint une valeur telle que les microbes pathogènes ne peuvent se développer.

Goûts et odeurs des eaux chlorées. Les hypochlorites peuvent donner aux eaux des odeurs et goûts désagréables qui surprennent lorsqu'on n'y est pas accoutumé. Ces goûts sont occasionnés par des combinaisons avec le calcium, la formation de chloramines complexes. On les atténue dans une certaine mesure, par des traitements plus ou moins efficaces aux sulfites, hyposulfites, ammoniacque, permanganate, eau oxygénée. Quand l'eau est conservée en réservoir à l'air libre ces goûts sont très amoindris. Il faut veiller par exemple à l'action que le chlore peut avoir sur des métaux (plomb, zinc, fer, cuivre) ou sur le bois, les conduites goudronnées, le ciment, la tôle galvanisée. Appliquée judicieusement, la *Javellisation* rend de grands services.

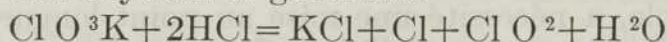
(2) le chlore gazeux; appliqué depuis 1910 aux Etats-Unis (C. R. Darnell); ce procédé en apparence très simple, a nécessité une mise au point longue de l'appareillage qui reste délicat. Il est connu sous le nom de *chloration* ou *chlorination* de l'eau. Le chlore est contenu dans des cylindres d'acier, il est liquéfié et sous la pression de 3,8Kg par C² à 0°C et 15Kg à 50°C, chaque cylindre renferme environ 45 Kg ou

34 litres de chlore. Un robinet détendeur permet l'arrivée du chlore dans une quantité d'eau déterminée qui est ensuite diluée dans un grand volume d'eau à traiter. 1 gr de chlore liquide a la même efficacité que 3 à 8 gr de chlorure de chaux.

(3) préparations contenant du chlore. Afin de faciliter la stérilisation extemporanée de petites quantités d'eau, on a fabriqué des comprimés dosés de conservation facile permettant la stérilisation d'un volume d'eau fixé. Par exemple: 0 gr, 015 d'hypochlorite de calcium et 0,08 de chlorure de sodium (H. Vincent et Gaillard) donnent une diffusion rapide du chlore dans l'eau.

Les comprimés *oxydri* (E. Rouquette) sont plus compliqués et reposent sur l'action suivante: le peranhydrosulfate de sodium $S^2O^9Na^2$ réagit sur l'eau simultanément avec le chlorure de peroxyde de sodium Na^2O^2Cl , corps plus actif et plus stable que les hypochlorites et qu'on peut mettre en solution concentrée alcaline. Les deux composés oxydent la matière organique et l'excès de chlore se fixe en chlorure, ce qui élimine les goûts et odeurs anormaux. La dose est de 1 à 5 parties par million (un milligramme par litre).

Peroxyde de chlore. Ce corps se prépare en faisant réagir de l'acide sulfurique froid à $58^\circ B$ ($\delta - 1,67$) ou d'acide chlorhydrique, sur du chlorate de potasse, un courant d'air entraîne le gaz chloré qu'on recueille dans l'eau où il est soluble. Ce gaz jaune verdâtre est très oxydant et germicide.



A la dose moyenne de 1 milligramme de chlore par litre on peut stériliser une eau ordinaire. L'augmentation de la teneur de l'eau en chlorure est négligeable.

L'eau ne peut être livrée à la consommation avant

que le peroxyde de chlore soit disparu. Le goût, l'odeur et les attaques dans les tuyaux sont à redouter avec une eau qu'on vient de traiter.

La préparation du gaz n'est pas sans danger, surtout avec l'acide sulfurique, on emploie aussi (avec l'acide chlorhydrique) le chlorate de soude.

La chloramine T en poudre ou en comprimé, peut être employée. C'est un sel de sodium de l'acide toluène-para-sulfamide-monochloré. On l'obtient en partant du toluène. Bien que le chlore soit cher dans ce produit, il offre l'avantage d'être sous un état stable qui se prête bien au transport et à la conservation. Le corps se dissout assez bien dans l'eau et le chlore libre finit par disparaître. On utilise des doses d'environ 0,25 gr de chloramine comprimée avec du sucre ou du chlorure de sodium.

β) autres produits chimiques.

(4) le brome possède une action bactéricide efficace et rapide sur les bactéries pathogènes non sporulées. Il est mieux que l'eau soit limpide. On utilise par exemple 0,2cc d'une solution faite de Brome 20g, bromure de potassium 20 g, eau 100. Quand cette solution a été mise dans l'eau, on ajoute au bout de 5 minutes 0,2cc d'ammoniaque à 9%. Il se forme avec le brome libre des bromure et bromate d'ammonium en quantité inoffensive.

(5) l'iode dont les propriétés antiseptiques sont connues depuis 1873 (Davaine) est utile pour stériliser rapidement à dose faible. 1 partie par 10.000 d'iode stérilise en 15 minutes une eau fortement polluée. L'iode en excès peut être éliminée par l'hypo-sulfite de soude qui transforme en iodure de sodium et tétrathionate de soude qui demeurent à la dose de 0,01 par litre et n'ont pas le goût métallique très prononcé de l'iode pur.

On utilise surtout des comprimés.

Par exemple, les comprimés Vaillard à emploi successif. (pour 100 comprimés)

- | | |
|---------------------------------|-------|
| (1) Iodure de potassium sec, | 10 g |
| Iodate de soude sec, | 1,560 |
| Bleu de méthylène: pour colorer | |
| (2) Acide tartrique | 10 |
| Sulfo fuchsine: pour colorer | |
| (3) Hyposulfite de soude | 11,60 |

Il faut opérer sur une eau filtrée.

D'autres systèmes sont basés sur le même procédé. Il semble beaucoup plus simple de recourir à la méthode du Dr Vergnoux: teinture d'iode Codex au 1/10; VI par litre pour un contact de 15 m. ou IV par litre pour 1 heure.

(6) l'eau oxygénée qui libère de l'oxygène a une action bactéricide; mais pour la stérilisation de l'eau, il faut par litre au moins 0,292 g de H_2O_2 soit 10cc d'eau oxygénée commerciale à 20 volumes et six heures de contact pour obtenir des résultats sérieux. L'eau oxygénée est détruite par le permanganate de potassium, il se forme un précipité floconneux d'oxyde de manganèse qui clarifie l'eau, surtout si on la filtre sur du coke ou du charbon.

L'emploi de l'oxygène naissant ou de l'eau oxygénée à l'état naissant possède un pouvoir bactéricide beaucoup plus intense que les solutions commerciales.

(7) le peroxyde de calcium ou *bicalcite* (procédé Freyssinge-Roche) à la dose de 0,3 à 0,5 gramme par litre produit une désinfection. On filtre l'eau sur une colonne à bioxyde de manganèse quand la poudre s'est déposée. Il n'y a pas de modification chimique de l'eau autre qu'une diminution du carbonate de chaux.

(8) les permanganates de sodium, de potassium ou de calcium ont un pouvoir bactéricide assez fort; le dernier est le plus actif et il n'introduit dans l'eau qu'une petite quantité de sel de calcium quand le permanganate est disparu. Il suffit de faire rougir légèrement l'eau par le permanganate, puis d'enlever l'excès par filtration sur du bioxyde de manganèse, l'eau doit apparaître incolore. On peut préparer des doses pour 1 litre, 100 litres d'eau ou plus. Par exemple:

Filtre chimique Lapeyrère.

Permanganate de potasse	0,03 g	en pastille
Alun de soude sec	0,10	par litre.
Carbonate de soude sec	0,09	
Chaux éteinte (de marbre)	0,03	

On filtre l'eau au bout de quelques heures sur de la tourbe imprégnée d'oxyde brun de manganèse.

Procédé Lambert, poudre ou comprimés (par litre)

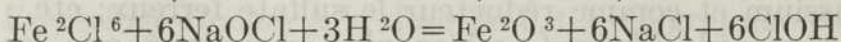
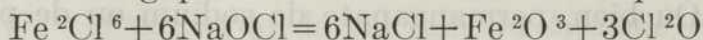
(1) Permanganate de potassium	0,06	} Oxydant contact 10 m.
Bioxyde de manganèse	0,05	
Carbonate de chaux	0,02	
Talc	0,37	
(2) Hyposulfite de soude	0,06	} Réducteur
Talc	0,44	

Le talc ne sert qu'à comprimer les poudres actives. On peut aussi se servir de mélanges différents, par exemple: glycérophosphate de soude et permanganate de potassium pour stériliser, puis de l'hypophosphite de soude et de l'acide citrique pour réduire les oxydants. Ou bien, permanganate de sodium ou de potassium et comme réducteur le sulfate ferreux; etc... Le procédé Tixier-Cambier plus compliqué que les précédents utilise le manganate de baryum. Ce corps est formé par la réaction d'un manganate alcalin sur un sel de baryum. C'est une poudre violet-noir, dense, seulement soluble dans l'eau qui renferme des

traces de gaz carbonique ou de bicarbonate (toutes les eaux naturelles). L'eau prend une coloration rouge; par la réaction $2\text{MnO}^4\text{Ba} + 2\text{CO}^2 + \text{O} + \text{H}^2\text{O} = \text{Mn}^2\text{O}^8\text{Ba} + (\text{CO}^3)^2 \text{Ba H}^2$, le corps peu soluble se transforme en permanganate soluble. L'action stérilisante serait presque instantanée quand la réaction s'effectue. Il faut 12 à 18 heures sur un lit neuf constitué par un mélange de sable et de manganate de baryum. 1 kg de manganate stérilise 180M^3 d'eau. L'eau colorée est traitée par une solution étendue de sulfate ferreux et une nouvelle filtration. On obtient alors une eau claire et incolore. L'eau colorée peut être consommée, mais il est même mieux de pousser l'élimination des sels ajoutés par traitement sur du fer en limaille (qui réduit). Il est possible aussi d'empêcher le passage des sels de baryum solubles en mettant dans le premier lit filtrant oxydant, du sulfate de strontium; ou du sulfate de chaux dans l'eau.

L'appareil *manganozone* accomplit toutes ces transformations.

(9) le ferrochlore. (Duyck) Si on ajoute à une eau un mélange en proportions déterminées de chlorure de chaux et de perchlorure de fer, il se fait un certain nombre de réactions assez complexes et un précipité d'hydrate de peroxyde de fer, avec dégagement d'oxydes de chlore contenant surtout de l'acide hypochloreux. Ce dernier stérilise, le premier coagule et clarifie. Il y aurait aussi, d'après l'auteur du procédé, formation de ferrates alcalins qui sont des oxydants énergiques. Les réactions schématiques seraient



Le procédé sérieusement contrôlé a donné de bons résultats tant du point de vue bactériologique que physique de clarification. Les doses de réactifs pour faire le ferrochlore varient suivant la nature de l'eau

à traiter. Il est à recommander, cependant, de laisser disparaître les traces de composés oxydants que l'eau traitée peut renfermer. Quelques heures suffisent.

Ce procédé est aussi intéressant pour la déferrisation des eaux, même si elles sont bactériologiquement acceptables. Leur aspect trouble, les dépôts que fournissent ces eaux, leur goût et odeur désagréables les rendent peu propres à l'alimentation. Les réactions oxydantes du procédé au ferrochlore oxydent l'hydrogène sulfuré (l'odeur disparaît), oxydent le fer qui devient oxyde ferrique (précipitation et entraînement de la matière organique). Il suffit d'une filtration quand les réactions sont terminées pour donner une eau pure buvable.

C'est un procédé qui peut être employé dans des cas où d'autres n'ont pas donné de résultats suffisants.

(10) l'ozone.

Action stérilisante de l'ozone.

L'ozone est un état allotropique de l'oxygène, 3 volumes d'O se condensant en 2 volumes O³. La réaction est endothermique et se produit sous diverses influences physiques, particulièrement sous l'action de l'effluve électrique. En épaisseur, l'ozone est bleu, sa densité est de 1,717. Il est liquéfiable PE — 119. A 0° et 760 un litre d'eau en dissout 4cc. C'est un oxydant très énergique. Son action bactéricide dans l'eau est presque instantanée et très puissante. Pour 1000 litres (1 m³) il suffit de 0 g, 60 d'ozone pour obtenir la stérilisation (0, g 00006 O³, ‰ d'eau). (E. Bonjean). L'action n'est pas encore expliquée d'une manière satisfaisante. L'ozone de l'eau se décompose au contact de l'air. La stérilisation est parfaite et les propriétés biologiques du liquide sont conservées (un nouvel apport de germes repeuple l'eau); les matières organiques sont assez diminuées mais la composition chimique est inchangée.

La saveur, l'odeur ne sont pas modifiées, la couleur, la transparence, la turbidité sont améliorées. Les eaux jaunes ou verdâtres deviennent bleues. La température est inchangée. L'expérience à l'usage depuis un quart de siècle indique que les qualités physiologiques de l'eau ne sont pas modifiées.

L'emploi de l'ozone pour la stérilisation de l'eau est efficace sur les eaux claires, peu chargées en substances organiques (qui consomment de l'ozone pour leur destruction). Les eaux ferrugineuses ne peuvent subir le traitement, sauf si on les déferre au préalable par l'ozone ou autre moyen, puis filtration. Les installations demandent de la surveillance pour conserver leur efficacité, particulièrement le dosage de l'ozone est à faire périodiquement [voir page 386]. Une eau brute qui demande par exemple 1gr, 16 d'ozone au mètre cube est stérilisée, une fois filtrée, par une dose de 0, gr 56.

Le bon mélange de l'air ozonisé avec l'eau est essentiel dans les appareils. On compte en pratique 1 gr d'O³ par mètre cube d'eau. La dépense d'énergie électrique par 100 mètres cubes est entre 1,5 et 3 Kw. La tension de 22 volts assure une bonne marche des ozoneurs. L'ozone attaque les métaux, il faut donc éviter le fer, le plomb, etc., même le ciment. On peut stériliser par l'air ozoné les puits, galeries, nappes souterraines, ce qui est parfois très important.

Jusqu'en 1893 la stérilisation par l'ozone est demeurée au laboratoire; à cette époque, Tindal fit la première installation industrielle. Depuis, un certain nombre d'appareils ont été imaginés, qui donnent de bons résultats pratiques. (Marmier et Abraham; Otto; De Frise; Van der Made; etc...)

(11) Il est enfin un procédé assez nouveau qui est peut-être appelé à remplacer les autres à cause de son efficacité. C'est la stérilisation par l'argent métallique.

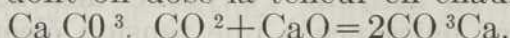
Le pouvoir antiseptique de l'argent à l'état de

traces est connu depuis les travaux de Raulin sur le développement des moisissures. Le procédé de stérilisation actuellement étudié est connu sous le nom de procédé "Katadyn". Le Dr Krausse prépare de l'argent métallique sous une forme très divisée, probablement sous forme ionique dans une solution. Ces ions argent en attirant l'oxygène dissous dans l'eau donneraient naissance à une tension électrique, les bactéries passant dans le champ électrique seraient tuées, d'après la théorie de l'auteur. Ce qui paraît plus acquis par expérience est que de l'eau contaminée en contact avec la solution Katadyn voit ses microbes disparaître au bout d'un certain temps. L'eau devient stérile et même diluée avec une eau polluée, elle peut encore être active pour la stériliser à cause du grand nombre d'ions en excès contenus dans l'eau katadynée. On peut par ce moyen stériliser les eaux de boissons, la glace artificielle et les liquides organiques. La quantité d'argent qui peut rester dans les liquides quelle que soit la durée de contact, se montre égale au maximum à 0 gr 00006 par litre ce qui est insignifiant et au-dessous de la quantité introduite dans l'organisme lorsqu'on fait usage de la vaisselle ou des couverts d'argent. Le procédé n'est pas encore très répandu mais mérite des études expérimentales car il semble assez rationnel de détruire les microbes, êtres infiniment petits, par des moyens infiniment petits, plutôt que de vouloir les assommer à coup de marteau.

CORRECTION DES EAUX.

Certaines eaux sont pures du point de vue bactériologique, mais sont trop *dures* pour être utilisées quotidiennement pour boire. Si on ne peut en trouver d'autres moins dures pour les remplacer ou les diluer, il faut les adoucir. Nous traiterons le problème complètement plus loin; pour ce qui est

des eaux de boissons, il faut retenir que la dureté est due principalement à un excès de bicarbonate de chaux. Il suffit de transformer ce bicarbonate soluble en carbonate peu soluble pour adoucir l'eau. On peut employer les moyens déjà vus d'aération, d'étalement en surface; ou bien l'adjonction d'un lait de chaux dont on dose la teneur en chaux.



Le sulfate de chaux n'est pas touché, pour l'éliminer il faut employer un carbonate alcalin.

$\text{SO}^4\text{Ca} + \text{CO}^3\text{Na} = \text{SO}^4\text{Na} + \text{CO}^3\text{Ca}$. La présence du sulfate de soude dans l'eau n'est pas toujours souhaitable.

Chaux en poudre. Avec un excès de chaux (éteinte) on peut obtenir une élimination intéressante des bactéries de l'eau. Il faut ensuite enlever l'excès de chaux par filtration.

En pratique on ajoute souvent à l'eau brute du phosphate de soude ou du phosphate acide de calcium qui facilite avec la chaux, la formation de précipité colloïdal dont le dépôt entraîne les bactéries. L'eau est ensuite filtrée ou décantée après aération et décantation.

Zéolithes, permutite (voir page 149).

Élimination du fer, déferrisation. Les eaux qui renferment 1 milligramme de fer (oxyde) par litre sont souvent jaunes et possèdent un goût peu agréable. De plus, les bactéries ferrugineuses genre *Crenothrix* (bactéries géantes), se développent facilement au point de gêner la circulation de l'eau dans les conduites. Il suffit pour déferrer l'eau de faire passer le fer sous la forme de sesquioxyde qui précipite en flocons.

On fait couler l'eau sur des couches de coke ou de mâchefer (qu'il faut laver de temps en temps); ou bien on la disperse en pluie, l'oxydation se poursuit et après repos, la plus grande partie du fer est précipitée.

Il peut être recommandable d'employer les moyens

chimiques, soit avec l'ozone ou des produits comme la *polarite* (oxyde de fer magnétique obtenu par calcination de certains minerais de fer), le *carboferrite* (obtenu par calcination du carbonate de fer), le *ferrochlore* qui sont parmi les plus efficaces.

2. EAUX MINÉRALES.

Les eaux minérales se distinguent des eaux potables ordinaires par des différences dans leurs caractères physiques (température, radioactivité, gaz dissous) ou chimiques (minéralisation par du manganèse, du fer, du lithium; des bromures, iodures, sulfures, bicarbonates alcalins, etc...) La définition admise à peu près partout se lit: "des eaux naturelles, non contaminées et proposées à la consommation en raison de leurs propriétés thérapeutiques et hygiéniques spéciales".¹ Ces eaux de source sont consommées sur place, à la source même, ou bien on les met en bouteilles pour les consommer après transport, dans des lieux éloignés de leur origine. Il est donc nécessaire, puisque chaque source minérale possède une eau à caractères propres, que le consommateur soit garanti de l'authenticité de l'eau embouteillée qui lui est vendue et dans laquelle il doit retrouver les bienfaits thérapeutiques ou hygiéniques qu'il attend. On ne s'étonnera donc pas qu'un contrôle assez sévère soit exercé sur ces sortes d'eaux.²

¹ Congrès International d'Hygiène. La loi canadienne des Aliments et Drogues définit: L'eau minérale est de l'eau embouteillée, dont le caractère propre est de posséder en solution des quantités notables de matière minérale ou autres ingrédients dont la présence constitue une base à la prétention que ces eaux possèdent des propriétés hygiéniques ou thérapeutiques (Eaux, Eaux embouteillées).

² Les dénominations "eau minérale gazeuse" ou "eau gazeuse" désignent seulement devant les législations les eaux minérales naturelles. L'eau qui n'a subi d'autre manipulation que l'introduction d'anhydride carbonique sous pression peut se désigner "eau de Seltz".

(a) Sont regardés comme *opérations régulières*: les travaux de captage, pourvu qu'ils ne modifient pas la composition; la canalisation étanche, l'élévation mécanique, l'emplissage d'un réservoir hermétiquement clos. Opérations qui ne changent pas le caractère naturel de l'eau.

(b) Sont *opérations facultatives*, mais qui doivent être indiquées par une mention sur l'étiquette: la stérilisation, la filtration, le chauffage, l'ozonisation ou autre procédé de stérilisation, la décantation des eaux minérales fortement ferrugineuses, la restitution à une eau minérale naturelle des gaz naturels de la source même.

(c) Toute eau qui a subi d'autres manipulations doit être dénommée *artificielle*.

Il est remarquable que la plupart des eaux chaudes et minéralisées arrivent au jour par une fracture du sol qui permet la montée de l'eau sous pression. Cette fracture constitue le *griffon* de la source. L'eau des sources ordinaires nous parvient généralement par une émergence suivant un plan de contact horizontal. A noter qu'il existe aussi des eaux minérales provenant de nappes horizontales et qu'on atteint par des forages. Le captage des vraies sources minérales est une opération délicate car il faut bien veiller à maintenir leur température et composition; des changements dans l'une ou l'autre de ces caractéristiques indiquent une dilution avec une eau étrangère le plus souvent superficielle. [Voir L. De Launay: Recherche, captage et aménagement des sources thermo-minérales. Baudry, Paris 1899].

Classification et composition.

Même lorsqu'elles proviennent de sources ou de forages très voisins, les eaux minérales peuvent avoir des caractères chimiques et physiques différents. Il est donc essentiel, du point de vue de leur emploi en

thérapeutique, que la désignation du lieu d'origine soit mentionnée; en fait, les principales sources qui sont exploitées portent un nom.

Il existe plusieurs classifications. En Europe on classe en se basant sur l'élément chimique prépondérant et on range comme eau minérale celles qui renferment au moins 0,300 gr de matières solides par litre (évaporé à 180°C).

(Voir tableaux pages 118 119 et 120)

On peut aussi envisager une classification commerciale ou thérapeutique, par exemple on a: les eaux alcalines, chalybées ou ferrugineuses, salines, sulfureuses, gazeuses, purgatives, apéritives, radioactives.

Il y a aussi des eaux particulières qui ne rentrent pas dans les classifications indiquées, par exemple celles qui renferment du chlorure de lithium (au Chili 0,322 gr par litre), de l'arsenic (en Italie 0,124 gr par litre exprimé en As^2O^5), les eaux bromo-iodées, les eaux thermales qui sortent de la source à des températures plus élevées que la moyenne du lieu, par exemple à 32°C, 69°C, 74°C. Enfin les eaux radioactives qui méritent une mention spéciale.

Les eaux minérales peuvent être douées de radioactivité temporaire ou permanente. Dans le premier cas, l'émanation peut être décelée dans l'eau au sortir de la source mais elle disparaît après un certain temps; dans le second cas, la radioactivité semble due à des sels en solution et demeure constante pendant plus longtemps. Les gaz issus de beaucoup de sources contiennent de l'hélium ce qui est une confirmation de leur radioactivité. Nous dirons quelques mots des recherches à faire dans le chapitre Analyse des eaux. Nous renvoyons aux articles spéciaux concernant les eaux radioactives, particulièrement pour le Canada, à l'ouvrage de John Satterly et R. T. Elworthy: "Mineral springs of Canada" Part I. The radioactivity of some Canadian Mineral Springs. Ottawa 1917.

NOTE	
Classification des eaux minérales (Europe)	
<i>Classes</i>	<i>Sous-classes</i>
I. Acidulées	Gazeuses ou carbogazeuses
II. Sulfurées	a) sodiques b) calciques
III. Chlorurées	a) sodiques b) chloro-sulfurées c) chloro-bicarbonatées d) chloro-sulfatées
IV. Bicarbonatées	a) sodiques v) calciques c) mixtes
V. Sulfatées	d) sulfatées et chlorurées
VI. Ferrugineuses	a) sodiques et magnésiennes b) calciques
VII. Oligo-métalliques	

Exemple, noms des plus connus
Saint-Galmier, Seltz

Ax, Baynols, Barèges, Luchon.
Aix-les-Bains, Cambo, Enghein,
Montmirail

La Bourboule, Salins, Wiesbaden
Aix-la-Chapelle, Uriage.

La Bourboule, Saint-Nectaire
Baden (Suisse) Saint-Gervais.

Vals, Vigny

Alet, Pougues

Châteauneuf, Rouzat, Sail-les-
Bains, Saint-Alban

Carlsbad, Châtelguyon, Jeuzat

Montmirail, Pullna, Sedlitz

Bagnères de Bigorre, Contrexville,
Saint-Amand, Vittel

Dinan, Forges, Neyrac, Royat,
Sultzbach, Spa.

Aix-en-Provence, Dax, Evian,
Mont-Dore, Pfeffers, Rayatz,
Plombières.

CLASSIFICATION DES EAUX MINÉRALES AMÉRICAINES

F. W. Clarke

Elle est basée sur les radicaux négatifs, mais elle se complique parce qu'il faut tenir compte des acides qu'on trouve en petite quantité et faire des subdivisions pour les ions positifs (Na, Ca, Mg, Fe).

Classe	I. Eaux chlorurées	Principal ion négatif	Cl	a) principal ion positif	Na Ca Mg
Classe II.	Eaux sulfatées	"	SO ⁴	a) — b) — c) —	Na Ca Mg
Classe III.	Eaux sulfatées-chlorurées	Cl et SO ⁴	abondants	a) — b) — c) —	Na Ca Mg
Classe IV.	Eaux carbonatées.	Principal ion négatif. CO ³ ou HCO ³		d) riches en Fe et Al e) riches en métaux lourds	Zn
Classe V.	Eaux sulfatées carbonatées,	SO ⁴ et CO ³	abondants	a) principal ion positif	Na Ca
Classe VI.	Eaux chlorurées carbonatées	Cl et CO ³	abondants	b) — c) eaux ferrugineuses	
Classe VII.	Eaux triples	Cl, SO ⁴ , CO ³	en quantités égales		
Classe VIII.	Eaux siliceuses,	riches en SiO ² .			
Classe IX.	Eaux boratées,	principal ion négatif	B ⁴ O ⁷		
Classe X.	Eaux nitratées	—	NO ³		
Classe XI.	Eaux phosphatées	—	PO ⁴		
Classe XI ₁ .	Eaux acides	a) principal acide libre b) principal acide libre	SO ⁴ HCl		

CLASSIFICATION DE HAYWOOD'S

	I. Alcaline	{ Carbonatée ou bicarbonatée	
		{ Boratée	{ Sodique
		{ Silicatée	{ Lithique
		{ Sulfatée	{ Potassique
		{ Chlorurée	{ Calcaïque
		{ Nitratée	{ Magnésienne
			{ Ferrugineuse
			{ Alumineuse
			{ Arsénicale
		{ Sulfatée	{ Bromurée
		{ Chlorurée	{ Iodée
		{ Nitratée	{ Silicée
		{ Sulfurée	{ Boriquée
		{ Nitrée	
	II. Alcaline saline		
	III. Saline		
	IV. Acide		
Thermale ou non thermale			Non gazeuse Carbonée CO_2 Sulfurée H_2S Azotée N_2 Carburée CH_4 Oxygénée O_2

Sont thermales, les eaux qui sortent du sol à une température supérieure 70°F; tièdes, entre 70 et 90°F; chaudes, au-dessus de 90°F.

Pour mémoire voici quelques chiffres exprimant pour des sources connues la radioactivité en unité.¹

Radioactivité, en unités par litre			
	<i>Gaz</i>	<i>Eau</i>	<i>Radium dans l'eau (unités)</i>
<i>Angleterre</i>			
Kings Well, Bath	33.650	1.730	—
<i>Bohême</i>			
Joachimsthal ²		70.000	—
<i>France</i>			
Célestin (Vichy)	—	653	—
Lambinet (Plombière)	—	15.900	—
<i>Etats-Unis</i>			
Apollinaris Springs	—	1.210	—
Imperial Spring, Arkansas	—	10.100	—
Crystal Rocks, N.Y.	847	880	9
<i>Canada</i>			
Saline Spring Caledonia	210	—	14
Sinclair Spring, B.C.	—	4.000	Trace
Varenes, P.Q.	810	224	9.2
St-Léon, P.Q.	460	148	0.8
Cave Spring Banff	3.340	470	8.5

Propriétés thérapeutiques des eaux minérales.

Les effets de l'ingestion dans l'organisme d'eaux minérales sont très complexes. On sait bien que des sels particuliers ont des effets nets et assez rapides sur le fonctionnement de certains organes comme l'estomac, le foie, le rein, l'intestin. Les eaux qui renferment de ces sels, en dose suffisante, sont de véritables médicaments. Bien plus difficile à débrouiller est le problème des eaux minérales qui n'ont leur action sur l'organisme qu'au bout d'un certain temps et dont il faut faire un usage continu pour voir des maladies ou des maux bien diagnostiqués disparaître ou s'atténuer.

¹ Voir Analyse page 362

² C'est dans cette région qu'on trouve la pecheblende, minéral radioactif.

Pour certains, les eaux minérales n'ont pas d'action nette sur l'organisme, mais le fait d'en boire régulièrement une certaine quantité, associée à un régime alimentaire et à un repos qui constitue une vacance, provoque dans un organisme généralement suralimenté l'effet d'un lessivage et d'un nettoyage avec évacuation des déchets; le même effet pourrait être obtenu par l'usage prolongé de l'eau distillée.

Pour d'autres, ce serait bien la minéralisation complexe de l'eau qui aurait une action spécifique sur les tissus des différents organes et qui commanderait l'usage de telle eau pour telle maladie plutôt que telle autre. Ceux-là invoquent les résultats obtenus dans des stations thermales correspondantes aux maladies traitées par des eaux de composition connue. Puis il faut établir la distinction entre la cure d'eau minérale faite sur place et celle qu'on pratique au loin en buvant de l'eau embouteillée. Enfin, lorsque la radioactivité des eaux minérales fut connue on a pensé tout expliquer par ce phénomène. Le problème s'est tout simplement compliqué, nous verrons pourquoi.

Le seul fait qui semble admis par tous est que l'usage des eaux minérales véritables, c'est-à-dire chargées en sels, pas simplement gazeuses, ne saurait être prolongé impunément, soit à la source, soit par consommation en bouteille. L'usage fixe à 21 jours la cure d'eau minérale. Au delà, avant pour certains organismes, on assiste à des phénomènes de *dénutrition*, de *déminéralisation*, de l'organisme qui s'accordent bien avec ce que la physiologie nous enseigne aujourd'hui sur les équilibres de la nutrition et les échanges chimiques.

Il est enfin la question très discutée de l'action des eaux minérales consommées à la source et en bouteille après un temps plus ou moins long. On a cru que la radioactivité pouvait expliquer certaines observations, mais la classification entre les eaux contenant

des sels de radium et de l'émanation ne semble pas s'accorder avec les effets thérapeutiques observés. Nous devons signaler comme méthode d'investigation originale celle imaginée par le Dr J. L. Pech, de l'Université de Montpellier, et qui consiste à observer la pigmentation de la peau d'anguilles vivant dans les eaux de la source ou dans la même eau embouteillée. On possède un moyen d'observation facile et qui semble se rattacher à un phénomène de nutrition que nos réactifs chimiques ne mettent pas encore en évidence. Les eaux minérales étudiées se classent en catégories; celles dont ce qu'on nomme l'*indice de nutrition* est positif à la source et en bouteille, celles dont l'indice est positif à la source et négatif en bouteille, et celles pour lesquelles l'indice est négatif à la source et positif en bouteille, et les eaux neutres. L'expérience d'un demi-siècle d'observations semble confirmer que les eaux qui perdent de leur valeur en bouteille sont bien celles qui voient leur indice de nutrition se modifier.¹

Il existe un assez grand nombre de sources d'eaux minérales sur le continent américain. Presque toutes les variétés sont présentes. Le Canada est assez riche en eaux minérales et, si elles ne sont pas exploitées davantage, sauf quelques exceptions [Calédonia, Adanac, Laurentian, Viauville, Radnor, St-Léon, Richelieu, St-Sévère, Ste-Geneviève, Banff], cela tient au manque de *publicité scientifique*. Le corps médical canadien ne semble pas s'être intéressé d'une façon attentive à la valeur thérapeutique des eaux minérales du pays, les connaissant mal, il préfère "ordonner" les eaux qui lui sont connues et dont la réputation, jointe à l'estampille des gouvernements

¹ Pech: La notion d'indice de nutrition. *Montpellier Médical*, Déc. 1928. J.-L. Pech: Recherches sur les eaux minérales françaises. *Annales de la Société d'Hydrologie et de climatologie médicale de Paris*. No 5, 1926.

ou des municipalités des contrées exportatrices, lui donne la certitude de ne pas faire d'erreur. Il faut penser aussi que pour les eaux de table, la consommation des boissons gazeuses artificielles (liqueurs douces) enlève aux eaux naturelles toute une clientèle qui ne consomme l'eau minérale qu'en cas de maladie. Nous pensons que les Universités ou les Sociétés médicales devraient s'intéresser spécialement à cette richesse d'exploitation facile.

3. EAUX MINÉRALES GAZEUSES.

Certaines eaux naturelles contiennent à l'état libre du gaz carbonique, d'autant plus que leur température est plus basse. Par des procédés de captage et d'embouteillage sous pression, on peut leur conserver ce caractère gazeux. Ce sont des eaux de table agréables à consommer, elles sont dites digestives. Il en est qui sont peu minéralisées, ce sont les plus recommandables, d'autres le sont davantage mais leur usage ne doit pas être trop prolongé. Enfin, certaines, à la faveur du gaz carbonique qu'elles possèdent, tiennent en dissolution du carbonate de chaux qui tend à se déposer quand le gaz disparaît. Ce sont les eaux des sources dites pétrifiantes, qui, coulant sur des végétaux ou objets divers les recouvrent d'une couche très dure de chaux.

Dans la plupart des sources, le dégagement gazeux étant continu il y a excès de gaz qui se perd. On peut l'emmagasiner et la seule opération licite sur ces eaux, pour qu'elles conservent leur désignation "eaux gazeuses", est la redissolution sous pression du gaz même de la source dans l'eau partiellement dégazée avant l'embouteillage. On reconnaît toujours une gazéification par du gaz injecté à ce que les bulles se dégagent rapidement dans le liquide versé dans un verre. Le gaz véritablement occlus donne des bulles plus petites et dont le dégagement dure un temps plus long.

NOTE

Teneur de quelques eaux en gaz carbonique

Stations	CO ² .cc par litre
Saint-Galmier (Badoit)	Sursaturée
Soultzmalt (Nessel)	"
Vals (Célestine)	Saturée
Vichy (Hôpital)	"
Caledonia Spring (Saline), Ontario	20.6 cc par litre
The Duncan Spring, Ontario	96.0 "
Laurentian Spring, Montréal-Québec	76.0 "

4. EAUX MINÉRALES ARTIFICIELLES.

Connaissant la composition chimique d'une eau minérale on peut prétendre en faire la synthèse au moyen des composés chimiques à l'état de sels. On procède de deux façons pour faire ces eaux qui ne peuvent être désignées autrement qu'*artificielles*.¹

a) par dissolution dans une quantité d'eau connue des substances chimiques à l'état de sels anhydres ou cristallisés.

b) par dissolution dans l'eau de la quantité de sels provenant de l'évaporation d'une eau de source minérale.

Dans le premier cas il suffit d'établir une formule comme nous en donnons quelques exemples. On peut fabriquer et mettre en bouteille sur une base industrielle, l'étiquette devant porter la mention "Variété Vichy", "Variété Harrowgate", "Variété Carlsbad", etc.

Une façon plus économique est de vendre dans des

¹ Loi des Aliments et Drogues au Canada: "L'eau minérale fabriquée en dissolvant des sels que l'on suppose caractéristiques de certaine source particulière, comme, par exemple, sels de Vichy, de Carlsbad, etc, doit être désignée comme artificielle, même si les sels ainsi dissous peuvent eux-mêmes être obtenus par une véritable évaporation de l'eau provenant de la source mentionnée".

enveloppes appropriées la quantité de sels à dissoudre dans une unité choisie d'eau. Les comprimés de sels peuvent aussi servir à la préparation d'eaux minérales artificielles, ils présentent sur les sels en poudre l'avantage d'une meilleure conservation, d'un plus petit volume mais sont un peu plus longs à dissoudre. Il est évident que les meilleurs résultats sont obtenus quand on redissout dans l'eau les sels provenant d'une évaporation à la source. On a la certitude d'avoir au moins tous les sels et avec un dosage exact. L'incertitude ne se présente que lorsqu'on envisage les transformations moléculaires que subissent les sels du fait de leur chauffage. Nous avons vu que les propriétés thérapeutiques des eaux minérales étaient assez délicates.

On a songé à donner aux eaux artificielles la radioactivité qui leur manque, il suffit de mettre l'eau en contact avec par exemple, du sulfate de radium insoluble ou du carbonate de radium peu soluble, contenu dans un petit cylindre en matière poreuse. Il passe de l'émanation qui demeure dans l'eau un certain temps. Le contrôle de la radioactivité se fait comme pour sa recherche.

NOTE

Fabrication industrielle des eaux minérales artificielles. L'eau doit naturellement être potable, de préférence on prend de l'eau parfaitement filtrée sur des bougies en terre ou mieux de l'eau distillée.

Beaucoup de ces eaux sont carbonées, ou saturées de gaz carbonique aux pressions entre 1 et 2 ou 3 à 4 atmosphères.

(1) Méthode par les sels inorganiques, sels chimiquement purs de préférence anhydres. Il faut prévoir les réactions qui peuvent survenir entre les sels et il n'est pas indifférent, pour éviter toute précipitation, de dissoudre les sels dans un certain ordre. Par exemple on dissoudra d'abord les sels d'halogènes Br, Cl, I; puis les sulfates, carbonates, nitrates, phosphates, silicates et les acides libres; enfin les autres constituants. Les carbonates de magnésium et de calcium sont difficilement solubles, on les ajoute en dernier lieu. L'injection de CO_2 les trans-

forme en bicarbonates plus aisément solubles. Le sulfite de soude doit être ajouté en fin de tout. On procède par dose pour une quantité d'eau et on fait fondre les sels dans environ les $\frac{3}{4}$ de la quantité, puis on ajoute la dose d'eau restante.

(2) Méthode par l'emploi des solutions normales de sels; surtout recommandable pour fabriquer rapidement des quantités moyennes. On détermine la concentration à adopter suivant la solubilité du sel. On peut user des sels cristallisés, sauf qu'on doit préparer des solutions doublement normales. Il devient facile d'établir la correspondance en sels par ce ou once et de calculer les doses à mettre — en tenant compte des indications précédemment données pour l'ordre du mélange — pour fabriquer des quantités unitaires d'eau minérale. Il faut prendre garde que certaines solutions normales se conservent mal, des moisissures peuvent y vivre, il faut alors employer des solutions doublement normales de préférence. Enfin les solutions d'arsenic $As^{2}O^3$ se font au dixième normale.

(3) L'effervescence des sels mis en poudre, tablettes ou granulés est obtenue simplement par le mélange: acide tartrique 8 gr, bicarbonate de soude 9 gr, qui dégage CO^2 au contact de l'eau.

On différencie plus ou moins facilement les eaux minérales naturelles des eaux artificielles par les constantes physiques plus fixes que les chiffres d'analyse chimique. Par exemple, la conductibilité électrique, la radioactivité, la constante cryoscopique.

FORMULES POUR EAUX MINÉRALES ARTIFICIELLES

Apollinaris (Rhineland table water)

Chlorure de calcium.....	60 gr	$CaCl^2$
Chlorure de magnésium.....	90 gr	$MgCl^2$
Chlorure de sodium.....	120 gr	$NaCl$
Carbonate de sodium.....	180 gr	Na^2Co^3
Sulfate de sodium.....	14 gr	Na^2SO^4

Dose de 3.5 grammes par litre.

Baden-Baden

Chlorure d'ammonium.....	10 grammes	NH^4Cl
Chlorure de calcium.....	175 "	$CaCl^2$
Chlorure de potassium.....	220 "	KCl
Chlorure de sodium.....	3700 "	$NaCl$
Sulfate de potassium.....	30 "	K^2SO^4
Phosphate de sodium.....	10 "	Na^2HPO^4
Silicate de sodium.....	395 "	Na^2SiO^3

Dose 3.5 grammes par litre.

Karlsbad

Chlorure de calcium.....	240 gr	CaCl ²
Chlorure de lithium.....	10 gr	LiCl
Chlorure de magnésium.....	120 gr	MgCl ²
Chlorure de sodium.....	780 gr	NaCl
Sulfate de potassium.....	150 gr	K ² SO ⁴
Sulfate de sodium.....	2070 gr	Na ² SO ⁴
Carbonate de sodium.....	1050 gr	Na ² CO ³
Borax.....	2 gr	Na ² B ⁴ O ⁷
Silicate de sodium.....	122 gr	Na ² SiO ²

Dose 7 gr. 5 par litre

Vichy (Grande Grille)

Chlorure de calcium.....	310	CaCl ²
Chlorure de magnésium.....	140	MgCl ²
Chlorure de strontium.....	3	SrCl ²
Sulfate de fer.....	4	FeSO ⁴
Sulfate de magnésium.....	95	MgSO ⁴
Sulfate de soude.....	160	Na ² SO ⁴
Carbonate de potassium.....	226	K ² CO ³
Carbonate de sodium.....	3340	Na ² CO ³
Phosphate de sodium.....	120	Na ² HPO ⁴
Arséniate de sodium.....	2	Na ³ AsO ³
Silicate de sodium.....	140	Na ² SiO ²

Dose 5 grammes par litre

Eau alcaline effervescente. Sels

(forte)

Bicarbonate de sodium.....	10 grammes au litre
Salicylate de sodium.....	3 — —
Biborate de sodium (Borax).....	2 — —

Sels de lithium effervescents

Carbonate de lithium.....	24 gr
Bicarbonate de sodium.....	240 gr
Acide citrique.....	80 gr
Acide tartrique.....	130 gr

En poudre ou mieux granulés

5. EAU DE SELTZ OU GAZEUSE.

L'eau naturelle de Seltz¹ en Allemagne (Nassau) est exploitée, c'est une eau minérale bicarbonatée chlorurée gazeuse. La désignation "Eau de Seltz" a été étendue aux eaux gazeuses artificielles qui sont définies: eau pure, potable, saturée d'acide carbonique sous une pression de 8 à 10 atm. en vase clos.

Le gaz carbonique est absorbé par l'eau ou l'alcool.

Température	Poids absorbé par litre à 760 mm. Hg	
	Eau	Alcool
0°C	1.7967	4.3295
5	1.4497	3.8908
10	1.1847	3.5140
15	1.0020	3.1993
20	0.9014	2.9465

Le poids absorbé croît avec la pression.

t	1 atm.	5 atm.	10 atm.
0	1.797	8.65	16.03
12.5	1.086	5.15	9.65

Ces indications servent de base à la fabrication de

EAU DE SELTZ NATURELLE¹

Température.....	17.5
Densité.....	1.0034
Acide carbonique libre.....	1.035 gr au litre
Bicarbonate de soude.....	0.979
Bicarbonate de chaux.....	0.551
Bicarbonate de magnésie.....	0.209
Bicarbonate de strontiane.....	traces
Bicarbonate de fer.....	0.030
Chlorure de sodium.....	2.040
Chlorure de potassium.....	0.001
Sulfate de soude.....	0.150
Phosphate de soude.....	0.040
Silice et alumine.....	0.050
Extrait total.....	5.105
Extrait fixe.....	4.070

On voit que l'eau ordinaire gazéifiée par CO² ne ressemble pas à l'eau de Seltz naturelle. La désignation semble bien abusive.

L'Eau de Seltz désignée aussi sous le nom de *siphon*, *sparklet*, qui sont plutôt les récipients dans lesquels l'eau est contenue pour la vente.

NOTE

Fabrication.

Matières premières.

1° Eau pure, chimiquement et bactériologiquement; on choisit suivant les conditions locales et l'approvisionnement en eau.

- a) eau filtrée sur bougie de porcelaine poreuse.
- b) eau ozonisée.
- c) eau stérilisée par rayons ultra-violet.
- d) eau stérilisée par la chaleur ou distillée.

2° Gaz carbonique, provenant:

a) de la décomposition du carbonate par un acide [carbonate de chaux et acide sulfurique, ce procédé entraîne des traces d'acide sulfurique qui donnent un caractère piquant à l'eau qui est très appréciée].

b) gaz carbonique liquéfié, naturel ou provenant des cuves de fermentation de vin, bière, alcool; le gaz est comprimé par des compresseurs en étage à 5, 25, 50 et 60 atmosphères où la liquéfaction s'opère. Le liquide est mobile, incolore, non nuisible à l'eau; sa densité est:

à +6°C	0.868	+	15°C	0.788
+11	0.840	+	22.5	0.726

Lorsque ce liquide passe brusquement de l'état liquide à l'état gazeux, il donne de la neige carbonique qui peut devenir compacte et obstruer les conduites, il faut faire attention à l'éclatement des tubes.

La densité par rapport à l'air est de 1.52. Un litre pèse 1 gr.97 à 0°C et 760 mm. Hg. Les récipients servant au commerce de l'eau de Seltz désignés *Siphons* sont des carafes en verre épais, un peu élastique, d'une capacité d'environ 1 lit.05. Ils sont éprouvés à 20 atmosphères. Ils sont munis d'un goulot spécial avec une soupape en étain. L'emplissage se fait la tête en bas sur un support approprié contenant plusieurs siphons. La compression de l'air empêche le remplissage complet, il existe toujours un vide dans la bouteille. Le gaz en excès est évacué par un robinet à 3 voies et peut être récupéré. Les appareils automatiques isobarométriques fonctionnent bien. Il faut protéger les ouvriers contre les explosions des bouteilles défectueuses ou les explosions dues au mauvais réglage.

La fabrication industrielle est intermittente ou continue. Dans le premier cas, l'eau est pompée dans un réservoir clos où elle se sature de gaz, on soutire pour envoyer aux remplisseurs.

La fabrication continue est celle de l'industrie dans les villes à grand débit d'eau de Seltz. Elle peut être faite avec l'acide carbonique gazeux qui est lavé, emmagasiné, pompé par refoulement ou aspiration dans un saturateur — on agite et on soutire dans des siphons. Avec l'acide carbonique liquide la fabrication est plus simple, naturellement. On fait arriver au saturateur un courant continu d'eau froide et l'acide carbonique liquide, le saturateur peut être à colonne où le gaz est pulvérisé ou bien arriver en sens inverse de l'eau qui ruisselle.

On a intérêt à saturer à basse température pour obtenir une bonne eau.

L'eau de Seltz se conserve bien du moment que le récipient ne fuit pas. En hiver l'eau gèle comme l'eau ordinaire et il faut se garder de la dégeler brusquement en immergeant le siphon dans de l'eau chaude ce qui peut provoquer l'éclatement.

1° Eau gazeuse, genre Seltz.

Eau chargée d'acide carbonique à 5 volumes.

2° Eau genre Saint-Galmier.

Chlorure de calcium.....	0.33 gr
Chlorure de magnésium.....	0.27 gr
Chlorure de sodium.....	1.10 gr
Carbonate de soude cristallisé.....	0.90 gr
Eau gazeuse (CO ²).....	650.00 cc

6. GLACE COMESTIBLE.

La glace, eau congelée, est assez employée pour rafraîchir les boissons ou les aliments par contact direct. Il est alors évident qu'elle doit posséder, quand elle peut être ingérée par l'homme, soit à l'état solide, soit à l'état fondu liquide, les mêmes caractères qu'une eau potable. C'est donc la nature de l'eau qui détermine la pureté de la glace. Dans la plupart des pays il existe des règlements qui régissent la récolte, la conservation et la distribution de la glace comestible, il faut s'y reporter. Les sources naturelles de la glace sont: les rivières, les lacs, étangs, mares, les glaciers de montagnes; ces dernières glaces sont les plus pures. La glace fabriquée artificiellement est industrielle ou domestique. Ce dernier moyen tend à se généraliser avec les appareils de congélation domestique. Dans tous les cas la glace pour usages

alimentaires doit provenir d'une eau pure et redonner une eau pure à la fusion. Les glaces naturelles donnent lieu, dans les pays à hiver rigoureux, à une industrie importante mais qui tend à disparaître, pour des raisons économiques et hygiéniques, dans les grandes villes; à cause de la contamination des endroits propices à la récolte, il faut aller de plus en plus loin sur les rivières ou lacs.

L'exploitation d'un champ de glace comprend (a) l'obtention d'un *permis* par l'autorité compétente qui doit connaître l'état de pureté de l'eau à l'endroit désigné.

(b) analyse de la glace (par prudence).

(c) nettoyage de la surface; une machine, sorte de rabot, enlève environ 1 pouce de glace impure.

(d) traçage des blocs, à la charrue ou avec une scie circulaire mue au moteur. Les blocs marqués à la charrue sont sciés à la main avec des scies à mouvement alternatif. L'opération est assez aisée bien que fatigante. A la machine, les blocs sont sciés en profondeur de manière à ce qu'ils adhèrent suffisamment pour permettre le travail, puis avec des ciseaux spéciaux on les détache un à un. Il est prudent de fixer la dimension du bloc pour qu'il se maintienne, flottant avec l'homme qui travaille afin d'éviter les accidents surtout dans les eaux très courantes. En surface, une dimension assez adoptée est 2 pieds par 3, pour une épaisseur d'au moins 18 pouces.

(e) les blocs sont hissés au moyen de treuil sur des traîneaux ou wagons pour être transportés au lieu d'emmagasinage.

(f) les glacières sont généralement en bois, les murs cloisonnés sont remplis d'une matière isolante *sèche*, sciure de bois, tourbe, balle de riz, bagasse, etc. Il est évident que les pertes à la fusion seront d'autant moindres jusqu'à la prochaine récolte, que l'isolement thermique sera meilleur. Les blocs doivent être

convenablement entassés pour éviter, à la fonte, des efforts trop grands sur les parois. On met souvent entre deux épaisseurs une couche de grosse sciure de bois pour éviter la soudure des blocs par la pression. La perte par fusion est d'environ 20% dans les bonnes glacières en bois.

(g) débit et livraison. Les blocs sont divisés en morceaux de 25 à 50 lbs pour la livraison au consommateur. Les menus morceaux sont vendus surtout pour faire des mélanges réfrigérants avec du gros sel.

Cette industrie a subi une atteinte assez grave dans les villes lors du développement pris par la fabrication de la glace artificielle au moyen des machines frigorifiques à compression et détente. Aujourd'hui c'est le tour de l'industrie de la glace artificielle de subir la concurrence très sérieuse des procédés de réfrigération domestique ou par distribution de fluides transporteurs de frigorifiques. La fabrication de la *glace* proprement dite se résout à l'obtention rapide de petits blocs cubiques dont l'emploi est très commode.

Glace artificielle. On l'obtient par la congélation de l'eau dans des récipients métalliques plongés dans des bacs où circule une saumure de chlorure de calcium refroidie dans un réfrigérant où se détend un fluide comprimé, ammoniac, gaz sulfureux, acide carbonique ou autre fluide choisi.

On peut répéter encore qu'il est nécessaire que l'eau à congeler soit potable et de pureté microbienne acceptable car la congélation ne tue pas les microbes comme beaucoup de gens le pensent. Les bactéries peuvent résister aux plus grands froids et elles peuvent vivre, bien qu'au ralenti, dans la glace quelle que soit la température de congélation de l'eau (congélation industrielle ou naturelle). Il faut dire ici que parfois, au bout d'un certain temps, variable suivant la compacité de la glace, les microbes finissent par disparaître, non qu'ils soient tués, mais, comme j'ai pu

l'observer, ils passent au travers de la glace dans le sens vertical. J'ai mis en évidence dans des expériences, voilà une quinzaine d'années, que des microbes placés à la surface d'un bloc de glace se disséminent en profondeur et qu'au bout d'un certain temps, suivant l'épaisseur, on en retrouve à la partie inférieure du bloc alors que les parties supérieures n'en renferment plus. Un grand nombre sont aussi détruits dans leur passage, probablement par l'oxygène de l'air que la glace renferme. Je m'empresse d'ajouter qu'il ne faut pas compter sur le facteur temps pour assainir une glace obtenue d'eau contaminée.

L'eau que l'on destine à la congélation artificielle doit aussi être *douce* et, si possible, dégazée. Beaucoup de manufactures emploient de l'eau distillée ou au moins filtrée soigneusement.

C'est que, durant la congélation qui se fait dans les blocs de la périphérie au centre, gèle d'abord l'eau pure; les matières salines ou gaz sont poussées vers le centre et influent sur la concentration de l'eau en sels, ce qui retarde la congélation d'autant plus que la transmission du froid dans les parties congelées se fait très lentement. Au centre du mouleau on voit donc se rassembler les bulles de gaz, et l'eau qui ne se congèle qu'imparfaitement. Les blocs sont alors ou bien opaques, opalescents ou présentent à leur centre une zone striée qui fond très facilement. La glace fabriquée par réfrigération dans des mouleaux, est transparente quand elle provient d'eau limpide privée en grande partie d'air et que la congélation s'est faite entre 0 et -1.5°C . Déjà au-dessous de -3 elle devient blanchâtre et opaque à cause surtout de petites bulles d'air et de carbonate de calcium qui s'est précipité à cette température.

La fonte rapide de la glace artificielle est d'ailleurs un reproche général. Elle est due surtout aux gaz inclus dans l'eau; on les enlève en partie en agitant l'eau avant sa congélation totale dans le moule. Pour

fixer les idées, d'après Bordas, une eau titrant 19 degrés hydrotimétrique a fourni par congélation progressive une glace titrant 3 degrés, alors qu'au centre on a recueilli un concentré titrant 60°. Il y a dans ce phénomène un moyen d'épurer l'eau que peut employer la fabrique de glace en extrayant l'eau au centre des mouleaux de glace avant la prise totale; le trou peut être comblé par une eau de fusion de la glace épurée.

CHAPITRE DEUXIÈME

II. EAUX D'ALIMENTATION DES GÉNÉRATEURS A VAPEUR

La production de vapeur utile à l'industrie réclame une abondante quantité d'eau. La vaporisation au moyen de la chaleur aboutit à déposer dans les récipients, tubes ou corps de chaudières, toutes les substances que l'eau tient en dissolution et en suspension. Ces matières peuvent demeurer sous forme de *dépôts* de boues amorphes ou se concentrer en masses amorphes ou cristallines compactes, dures, adhérant fortement sur les parties métalliques des chaudières. On les nomme *tartres* (boiler scales) ou *incrustations*. Les incrustations présentent un certain nombre d'inconvénients dont les principaux sont:

a) interposition d'une surface de faible conductibilité de la chaleur entre l'eau et le métal chauffé. Donc perte importante de calories et lenteur de transmission calorifique. On admet que la conductibilité calorifique du tartre est 30 fois moindre que celle du fer.

Si on admet le pouvoir conducteur du cuivre égal à 100 celui de la fonte serait..... 63
celui du fer..... 42
celui d'une incrustation de carbonate de calcium 2.45
celui d'une incrustation de sulfate de calcium... 1.60

Le coefficient de résistance à la transmission de la chaleur augmente généralement en raison directe de la racine carrée de l'épaisseur en tartre. Il s'ensuit que, 1 mm. d'épaisseur de tartre offre une résistance à la transmission de la chaleur identique à celle de 4 cm d'épaisseur de tôle de fer.

La maison Babcock et Wilcox donne qu'une épaisseur d'incrustation de 1 cm abaisse le coefficient d'échange de chaleur de 2624 calories à 186 par degré, heure et mètre carré de surface.

Les pertes de conductibilité thermique dépendent non seulement de l'épaisseur de la couche de tartre, mais surtout de *sa nature*. Une couche dure compacte est moins mauvaise qu'une couche poreuse dure.

b) obstruction des tubes, accumulation des dépôts qui prennent la place de l'eau, d'où diminution de la capacité de la chaudière.

c) surpressions qui causent des hernies et l'éclatement des parties tubulaires ou des crevaisons qui amènent des fuites.

d) coup de feu sur les tôles qui ne sont plus en contact avec de l'eau. Si un morceau de tartre se détache et laisse l'eau en contact avec la tôle surchauffée, le phénomène de caléfaction peut causer l'explosion de la chaudière.

e) corrosion par certains sels qui se décomposent à haute température.

f) craquelage des tôles (embrittlement) avec diminution de la résistance, fissures.

g) diminution importante du rendement par les effets (a) et (b).

Par exemple, une chaudière en bon état vaporisant 200 litres d'eau à l'heure en consommant 23 kg de houille ne vaporise que 92 litres avec la même quantité de combustible lorsqu'elle est incrustée. On estime que la consommation en combustible peut

augmenter de 50% pour une épaisseur d'incrustation de 1 cm, 100% avec 2 cm. D'après des observations faites par les constructeurs de générateurs à vapeur, pour des chaudières ayant une surface de chauffe de 3 à 400 m² on a les accroissements suivants en consommation de combustible:

8%	pour	1 mm	d'épaisseur	de tartre
20%	—	3	—	—
35%	—	6	—	—

Les eaux dures déposent environ 4 à 5 mm au bout de trois mois.

Il faut donc procéder aux nettoyages des chaudières d'autant plus fréquents qu'elles sont alimentées par des eaux plus dures. Lorsqu'il existe des incrustations, il faut arrêter plusieurs jours, "piquer" au marteau à main, pneumatique ou à eau, ce qui n'est pas sans risques pour les tôles. La dépense est souvent assez élevée et lorsque le dépôt est ancien on n'arrive pas à l'enlever complètement. Le nettoyage chimique, par dissolution des sels formant le tartre, au moyen de l'acide chlorhydrique surtout, est assez long, doit être surveillé et suivi de nombreux rinçages avant de remettre la chaudière en usage.

NOTE

Du point de vue qui nous occupe, les eaux naturelles de source, de puits, de rivière, peuvent renfermer trois catégories de substances:

a) celles qui ont une action corrosive ou corrodante sur les métaux.

- (1) acides libres (provenant des eaux usées, ou de lavage);
- (2) acide carbonique CO²; (provenant de l'atmosphère, des dépôts minéraux, des décompositions des matières organiques).
- (3) l'oxygène O²; provenant de l'air atmosphérique.
- (4) les graisses et huiles; provenant des eaux usées.
- (5) les matières organiques; provenant des eaux usées.

β) celles qui ont une action isolante et forment surtout les incrustations:

- | | | |
|--|-----------------------------|--------------------|
| (1) la silice SiO_2 ; provenant des dépôts minéraux | | |
| (2) le carbonate de calcium | CaCO_3 | — |
| (3) le bicarbonate de calcium | $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | — |
| (4) le sulfate de calcium | CaSO_4 | — (aussi corrosif) |
| (5) le chlorure de calcium | CaCl_2 | — |
| (6) carbonate de magnésium | MgCO_3 | — |
| (7) bicarb. de magnésium | $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ | — |
| (8) chlorure de magnésium | MgCl_2 | — (aussi corrosif) |
| (9) oxyde de fer | Fe_2O_3 | — ou réservoirs |
| (10) l'alumine | Al_2O_3 | — |
| (11) chlorure de potassium | KCl | — pouvant deve- |
| (12) chlorure de sodium | NaCl | — nir corrosifs |

γ) celles qui causent des crachements, entraînement de gouttes d'eau liquide (priming), des mousses (foaming), de l'embrittlement ou craquelage des tôles:

- (1) les matières solides en suspension provenant des eaux de surfaces (drainage) ou des eaux usées (égouts).
- (2) le carbonate de sodium Na_2CO_3 provenant des dépôts minéraux
- (3) le bicarbonate de sodium NaHCO_3 provenant des dépôts minéraux.
- (4) les corps gras provenant des eaux usées.
- (5) les savons provenant des eaux usées.

Nous ne pouvons nous étendre sur le mécanisme de formation des incrustations et les théories de la corrosion, on trouvera quelques indications dans les notes.

Les principaux corps à redouter sont:

(a) le carbonate de calcium qui est soluble dans l'eau surtout chargée de gaz carbonique; comme ce gaz CO_2 est chassé à l'ébullition, le dépôt se forme rapidement et, à 150°C le carbonate est insoluble et dépose totalement. C'est ce qu'on nomme un sel à solubilité négative dont la teneur dissoute décroît quand la température augmente. Lorsque ce sel est seul il n'est pas adhérent, ce sont les autres sels qui interviennent pour le rendre indésirable.

(b) le carbonate de magnésie, peu soluble à chaud, qui donne de l'oxyde et de la magnésie hydratée insolubles.

(c) le sulfate de chaux ou gypse est le *sel incrustant* par excellence, les dépôts qu'il forme sont durs et très adhérents. Sa solubilité qui est d'environ 2% à 35°C devient nulle à 140°C.

A	103°C (1 atm.)	solubilité	0.5%
	116 (1.5 atm.)	"	0.27
	124 (2 atm.)	"	0.14
	133	"	0.02
	140	"	0 précipité cristallin

Le sel se redissout au refroidissement mais suivant des proportions d'autant plus faibles qu'il a déjà cristallisé ou déposé à température élevée.

(d) le sulfate de magnésium n'est pas très redoutable quand il est seul, mais il exerce une action avec les autres sels.

(e) les chlorures sont surtout à redouter quand ils peuvent agir en solution concentrée, ce qui arrive si on ne purge pas la chaudière des dépôts de ces sels.

Calcul de la quantité de dépôt qui se forme dans un générateur.

Une eau titrant par exemple 20° hydrotimétriques français renferme 0,260 gr de sels par litre.

Une chaudière évaporant 8000 litres par jour donne $8000 \times 0,26 = 2 \text{ Kg.08}$; par an $2 \times 30 \times 12 = 720 \text{ Kg.}$

Or il n'est pas rare de rencontrer des eaux de puits titrant 50 et 80°.

NOTE

Analyses d'eau et incrustations produites

	Eau	Incrustation	Eau	Incrustation
Silice.....	0,0114	10,36	0,0084	8,14
Alumine.....	traces	—	0,0022	—
Chaux.....	0,1556	30,20	0,0845	40,96
Magnésie.....	0,0180	7,02	0,0081	6,62
Ac. sulfurique combiné	0,0462	10,54	0,0205	4,93
Ac. carbonique combiné	0,1133	24,86	0,0638	27,50

Chlorure de sodium....	0,0250	Lamelles	0,0336	Dépôt
Résidu salin.....	0,3795	grises,	0,2382	boueux
Matières organiques...	0,0440	dures,	0,0297	sans
Résidu total à 110°....	0,4235	peu adh-	0,2679	adhér.
Degré hydrotimétrique	35	rentes	19	—
Eau.....		1,12		0,88
Perte au feu.....		2,52		7,02
Cuivre.....		0,32		0,12
Fer et alumine.....		3,40		1,30
Substances diverses.....		3,66		2,53

D'après ce qui précède on voit que la *quantité* de vapeur pour un appareil donné est réduite par les *incrustations*, que la *corrosion* abrège la vie de la chaudière et que les *crachements* (primage) nuisent à la *qualité* de la vapeur.

Les remèdes sont:

I. EPURATION PRÉALABLE

- A. l'épuration des eaux trop chargées en sels et substances organiques.
- B. l'emploi d'eau distillée ou de condensation pour alimenter le générateur.
- C. l'emploi de l'eau distillée dégazée.

II. EPURATION INTERNE

D. emploi de substances qui précipitent les composés minéraux sous forme de boues non adhérentes qu'on enlève par des purges. Désincrustants ou tartrifuges.

NOTE

Rappelons que les éléments qu'on trouve dans l'eau sont:
1. les gaz (azote, acide carbonique, oxygène). L'oxygène est le plus dangereux pour le cas qui nous occupe. Une eau est corrosive pour le fer surtout, quand elle renferme 3 à 4cc d'O² par litre; l'eau saturée d'air en renferme 7cc à 15°C sous 760mm. La solubilité de l'oxygène diminue quand la température de l'eau augmente.

Les eaux de source renferment peu d'oxygène.

Les eaux de puits ou de rivière peuvent être saturées d'air

surtout quand on pompe l'eau par refoulement d'air comprimé. Il est alors prudent de laisser l'eau se désaérer par repos dans un réservoir. L'aspiration par le vide supprime cet inconvénient.

Les eaux de condensation de la vapeur ont la propriété d'absorber facilement l'oxygène. L'acide carbonique est présent dans les eaux sous forme libre dissous, il est alors un peu corrosif, (moins que l'oxygène); puis sous forme de carbonates et bicarbonates alcalins ou alcalino-terreux qui se décomposent à la chaleur en libérant CO_2 .

2° Composés minéraux. La silice peut être sous forme de silicates ou colloïdale; elle peut donner des dépôts très durs et adhérents de silicates de chaux et de magnésie. Il n'y a pas de moyen épurant pour l'éliminer. Le carbonate de calcium est très commun dans les eaux, il est soluble seulement à la faveur de l'acide carbonique qui en fait un bicarbonate décomposable à une élévation de température ou chute de pression. Le carbonate de chaux qui précipite forme la majeure partie des boues et incrustations qui se font très adhérentes *en présence de silice*. Le sulfate de calcium dont la solubilité décroît avec la température, forme les dépôts les plus durs et adhérents.

Parmi les sels de magnésium, c'est le chlorure qui est le plus dangereux, très hydrolysé à chaud, il agit d'une façon analogue à l'acide chlorhydrique.

3° Matières organiques. Ulmiques, mucilagineuses, en solution colloïdale, leur rôle est plutôt utile pour contrarier la formation des dépôts cristallins. Ce sont surtout les matières organiques venant des eaux usées, corps gras, acides gras qui sont à redouter. Les matières protéïques facilitent la formation de la mousse.

NOTE

MÉCANISME DE FORMATION DES DÉPÔTS INCRUSTANTS

On avait cru donner une explication satisfaisante du mécanisme de l'incrustation en posant les deux principes suivants:

(1) les sels précipitent immédiatement au contact des parois chauffées, surtout ceux à coefficient de solubilité négatif (sulfate et silicate de chaux et de magnésie).

(2) les sels dont la solubilité est positive en fonction de la température forment des boues (carbonate de calcium, hydrate de magnésie, etc.).

Mais à l'analyse des dépôts de tartre on ne peut confirmer cette manière de voir, le phénomène est plus complexe. Les recherches de Tammann sur les phénomènes de cristallisation et celles de Zsigmondy sur les formes que prennent les précipités qui se séparent des solutions saturées ont permis de mieux comprendre

le phénomène. On en vient à diviser les substances tartrifiantes en 3 (H. Karplus).

(a) celles qui donnent aux eaux leur dureté temporaire (bicarbonates de Ca et Mg), elles se décomposent à chaud en libérant CO_2 , les carbonates formés étant moins solubles se mettent vite en solution saturée.

b) celles qui donnent la dureté permanente (sulfate de Ca, etc.); par l'évaporation ces substances se mettent en solution sursaturée instable qui tend, à déposer des cristaux, il se forme des combinaisons.

c) celles qui prennent l'état colloïdal (silice, alumine, oxyde de fer); les solutions peuvent toujours flocculer sous de multiples influences.

Ce sont surtout les sels pouvant cristalliser qui sont les plus incrustants. Or la cristallisation dans les systèmes métastables des solutions sursaturées et l'adhérence des cristaux aux parois sont régies par la vitesse de formation *des germes* (Stumper), nombre de centres de cristallisation dans les unités volume et temps, puis par la *vitesse* de cristallisation en mm. minute. Le nombre des germes, par conséquent la vitesse de formation des cristaux, est fonction de la nature du sel, de la température, du degré de sursaturation et de la présence de corps étrangers au système.

On voit la complexité du phénomène et ce qu'il faut retenir est qu'on doit éviter les corps cristallisant facilement ou corriger cet inconvénient en contrariant la formation des cristaux, par exemple au moyen des colloïdes; on obtiendra alors des boues faciles à évacuer.

Note: les phénomènes de corrosion s'expliquent assez bien par la théorie électrochimique; les ions en présence et leurs migrations seront étudiés à propos des Métaux. Théorie de la corrosion Effets. Remèdes.

NOTE

TEXTURES DES INCRUSTATIONS

On distingue: 1° celles où les cristaux sont orientés perpendiculairement à la surface de la tôle. Leur axe principal est parallèle au flux thermique. Phénomène connu en métallurgie sous le nom de *transcristallisation*. Donc, ces incrustations se forment surtout quand la chaudière est en marche, pendant les périodes de transmission de chaleur et surtout en marche forcée.

2° amoncellement de cristaux irréguliers et enchevêtrés; on rencontre alors beaucoup d'impuretés. Elles se produisent plutôt pendant les arrêts ou les régimes ralentis, la nuit.

3° alternances de 1 et 2 ce qui est le cas fréquent puisque le régime des chaudières est plutôt périodique.

Le gypse et la silice donnent surtout le type 1. Au-dessus de 15 atm. on rencontre plutôt la formation 2.

La formation des précipités se fait par condensations successives que Freundlich représente par le schéma suivant:

Solution homogène \rightarrow germes de la phase solide \rightarrow sub-microns amorphes \rightarrow flocons coagulés \rightarrow germes cristallins \rightarrow gros cristaux.

Comme la vitesse de formation d'un précipité dépend de celle des processus partiels, on comprend mieux pourquoi des modifications souvent insignifiantes dans l'état du milieu peuvent influencer beaucoup sur l'état final. La constitution et la grandeur des cristaux dépendent (d'après Tammann) de la vitesse de formation des germes de cristallisation puis de la vitesse de cristallisation. Dans une solution sursaturée, la cristallisation commence généralement quand un stimulant agit. W. M. Fischer a mis en évidence que, pour chaque corps, existe une période d'induction variable au bout de laquelle la séparation commence.

La vitesse de formation des germes qui sont des centres d'attraction pour les molécules, s'exprime par le nombre de centres dans l'unité de volume et de temps. La vitesse linéaire de cristallisation peut s'exprimer en millimètres par minute.

Ces mesures diffèrent pour chaque corps, elles sont influencées par le degré de saturation et les substances étrangères, la viscosité du milieu. Les colloïdes empêchent la diffusion des molécules et diminuent la vitesse de cristallisation en réduisant la période d'induction. D'où leur action inhibitrice sur la formation des incrustations.

TRAITEMENT DES EAUX D'ALIMENTATION DES GÉNÉRATEURS A VAPEUR

La nécessité d'épurer ou mieux de *corriger*¹ les eaux destinées à faire de la vapeur est admise aujourd'hui même pour les petites installations, quand l'eau est vraiment trop dure, au-dessus de 20° hydro-timétriques. L'épuration totale (avec dégazage) est devenue indispensable avec l'emploi des *turbines à vapeur* qui entraîne la généralisation des condenseurs par surface, et des chaudières à *haute pression* (marine ou terrestre).

¹ C'est une véritable correction dans tous les cas où on ajoute des substances qui transforment les sels nuisibles en d'autres solubles qui le sont moins ou qui précipitent sous forme de boues.

I. ÉPURATION PRÉALABLE

- A. Procédés physiques
- B. Procédés chimiques
- C. Procédés physico-chimiques.

A. PROCÉDÉS PHYSIQUES

1° *Filtration* et *décantation*. Pour les eaux qui contiennent plus de 50 mg par litre de matières en suspension, il faut filtrer. La simple *décantation* (sédimentation) est trop lente dans la plupart des cas; elle doit être envisagée pour les particules lourdes qui déposent plus rapidement. La relation qui existe entre la grosseur des particules en suspension, leur densité, la viscosité de l'eau et le temps de sédimentation n'est pas encore nettement établie. Il y a beaucoup de variables expérimentales qui empêchent de généraliser, suivant la forme et les dimensions les bassins de sédimentation. Pour les eaux très chargées, il est toujours avantageux de décanter, même avant de filtrer si on peut empêcher un encrassement rapide des filtres.

Les filtres — que nous n'avons pas à décrire dans cet ouvrage — sont de nombreux modèles. La matière filtrante peut être: l'éponge pour les corps gras, le gravier, le silex, le sable, les copeaux de bois, etc. Ces matières servent plutôt de support aux particules qui s'agglomèrent et filtrent l'eau. Le nettoyage périodique est nécessaire pour maintenir le débit du filtre constant.

2° *Dilution*. Il peut arriver qu'une eau de puits trop dure puisse être diluée avec une eau de ville ou de rivière et mieux satisfaire aux besoins d'une petite installation. La connaissance des degrés hydrotimétriques suffit pour déterminer les proportions du mélange.

3° *Procédé thermique.* Surtout recommandable pour les eaux chargées en bicarbonates possédant une faible dureté permanente. Il suffit de faire bouillir l'eau avec turbulence pendant un temps suffisant pour que le dégagement de CO_2 rende possible la précipitation des carbonates neutres. On chauffe généralement au moyen des chaleurs perdues. 1 Kg de vapeur d'échappement peut porter environ 4 Kg d'eau de 15° à 90°C .

B. PROCÉDÉS CHIMIQUES

L'épuration ou l'adoucissement par procédés chimiques est assez délicat à cause de la dilution des sels dans l'eau ce qui ralentit les réactions surtout à froid; puis, la composition des eaux demande souvent l'apport de plusieurs substances chimiques pour assurer la précipitation des sels dissemblables; enfin les substances qu'on ajoute à l'eau ne sont jamais totalement insolubles et même l'épuration ne saurait être complète sans des dépenses hors de proportions avec les risques. Par exemple, il demeure toujours des sels de chaux et de magnésie; de la silice, des chlorures et nitrates.

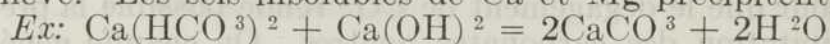
Le nombre des dispositifs employés est très grand, celui des produits chimiques en usage est heureusement plus restreint.

Principe. L'adoucissement chimique d'une eau consiste à lui ajouter une ou plusieurs substances chimiques qui transforment par combinaison les substances solubles formant les incrustations en substances insolubles ou moins solubles, pouvant précipiter spontanément ou être retenues sur des filtres.

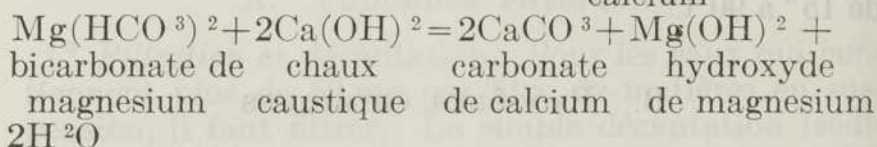
On cherche surtout à enlever les bicarbonates, les carbonates et sulfates de calcium et de magnésium. Les chlorures et nitrates, le fer, l'alumine et le manganèse sont en moindre quantité et peuvent être

tolérés sauf les chlorures des eaux de mer. Les substances, surtout employées sont:

(1) *Chaux vive*¹ $\text{Ca}(\text{OH})^2$. L'acide carbonique libre et demi combiné (des bicarbonates) peut être enlevé. Les sels insolubles de Ca et Mg précipitent.



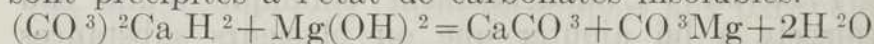
bicarbonate de calcium de hydroxyde de calcium (mono) de calcium carbonate de calcium de eau



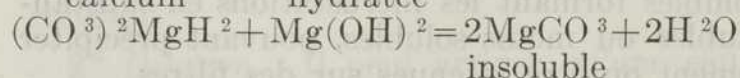
bicarbonate de magnésium caustique de chaux de calcium de hydroxyde de magnésium de eau

La quantité de chaux qu'il faut ajouter n'est pas quelconque, un excès peut être nuisible. On use d'eau de chaux plutôt que de lait de chaux dont la composition est trop fantaisiste. L'eau de chaux claire renferme environ 1gr de chaux pure (Théoriquement 1 gr 25). Une telle eau a 20° hydrotimétriques environ. On compte pour l'épuration 5cc d'eau de chaux par litre et par degré hydrotimétrique en carbonate (voir Analyse). Environ 0,gr 005 de chaux par degré hydrotimétrique. La précipitation demande au moins 8 heures en mettant la quantité totale de chaux dans les $\frac{3}{4}$ du volume d'eau à épurer puis en ajoutant l'autre quart et agitant.

(2) *Magnésie*. Les bicarbonates alcalino-terreux sont précipités à l'état de carbonates insolubles.



bicarbonate de calcium de magnésie hydratée insoluble

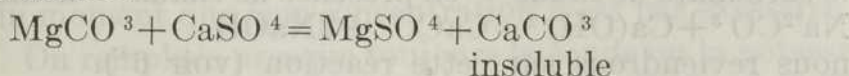


insoluble

[réaction lente à froid, rapide, à chaud]

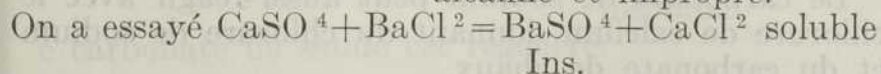
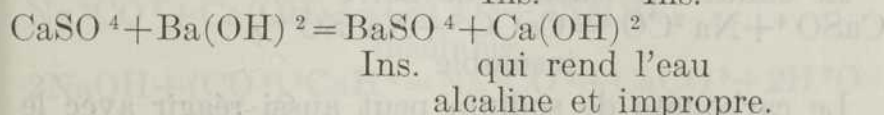
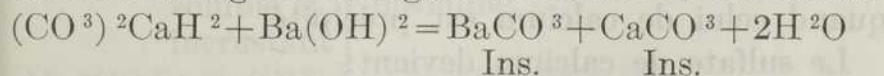
¹ Cavendish remarqua le premier l'effet de l'adjonction de chaux dans certaines eaux. En 1841 Clark (Ecoisais) a généralisé l'emploi de la chaux en expliquant ses effets.

Le carbonate de magnésie peut agir sur le sulfate de chaux.



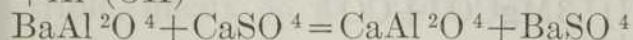
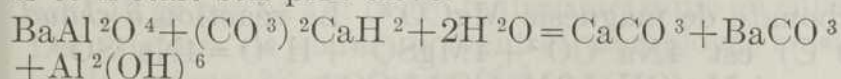
Malgré certains avantages on n'emploie peu ce procédé qui, pour être assez complet, demande de porter l'eau à au moins 80°C pour précipiter l'hydrate de magnésie. Le sulfate de magnésie qui peut rester dans l'eau est dangereux par les réactions secondaires qu'il peut donner sur les chlorures par exemple, libérant HCl.

3° *Sels de baryum.* La plupart des sels de baryum étant insolubles et lourds il semble que ces corps soient avantageux en regard des réactions suivantes:



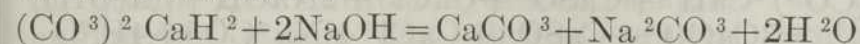
qui condamne aussi l'eau.

L'aluminate de Baryte serait plus avantageux si ce n'était son prix élevé.



Le carbonate de baryum est trop cher pour être intéressant bien qu'il puisse agir comme sel de baryum et carbonate par double décomposition.

4° *Soude et potasse caustique.* Les réactions suivantes s'établissent:



le carbonate de sodium soluble donne sur le sulfate de Ca: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}^2\text{CO}_3 = \text{Na}^2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3$

On a aussi $\text{MgSO}^4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}^2\text{SO}^4 + \text{Mg}(\text{OH})^2$
 le carbonate de soude — en présence de chaux — donne
 $\text{Na}^2\text{CO}^3 + \text{Ca}(\text{OH})^2 = \text{CaCO}^3 + 2\text{NaOH}$
 nous reviendrons sur cette réaction (voir 6°).

5° *Carbonates alcalins.* Le carbonate de soude (soude ou sel Solvay) donne les réactions suivantes avec assez d'économie.

Précipitation du bicarbonate de chaux
 $(\text{CO}^3)^2\text{CaH}^2 + 2\text{Na}^2\text{CO}^3 = (\text{CO}^3)^3\text{Na}^4\text{H}^2 + \text{CaCO}^3$
insoluble

le sesquicarbonate se décompose en deux réactions

$(\text{CO}^3)^3\text{Na}^4\text{H}^2 = 2\text{CO}^3\text{NaH} + \text{Na}^2\text{CO}^3$

$2\text{CO}^3\text{NaH} + \text{Na}^2\text{CO}^3 = 2\text{Na}^2\text{CO}^3 + \text{CO}^2 + \text{H}^2\text{O}$

à chaud; il y a régénération du carbonate de soude quand celui de calcium est précipité.

Le sulfate de calcium devient:

$\text{CaSO}^4 + \text{Na}^2\text{CO}^3 = \text{CaCO}^3 + \text{Na}^2\text{SO}^4$
insoluble

Le carbonate de sodium peut aussi réagir avec le chlorure de calcium donnant du chlorure de sodium et du carbonate de chaux.

$\text{Na}^2\text{CO}^3 + \text{CaCl}^2 = 2\text{NaCl} + \text{CaCO}^3$

Avec les sels de magnésie, la réaction est mal définie à froid; de toute façon on n'obtient pas de carbonate de magnésie MgCO^3 . La réaction à *chaud*

(70°C) est $4\text{Na}^2\text{CO}^3 + 4\text{MgSO}^4 + \text{H}^2\text{O} = 4\text{Na}^2\text{SO}^4$

$+ \text{Mg}(\text{OH})^2 + 3\text{MgCO}^3 + \text{CO}^2$

insoluble

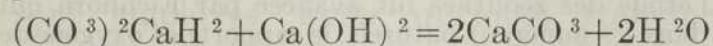
6° *Chaux et soude.* Procédé Clark-Porter. C'est la combinaison des procédés 1, 4, 5 qui donne, dans la plupart des cas, les résultats assez bons et économiques. On a les réactions suivantes

$2(\text{CO}^3)^2\text{CaH}^2 + \text{CaSO}^4 + \text{CaCl}^2 + 2\text{NaOH} + \text{Ca}(\text{OH})^2$
 $= 3\text{CaCO}^3 + \text{CaSO}^4 + \text{CaCl}^2 + \text{Na}^2\text{CO}^3 + 4\text{H}^2\text{O}$

et $2\text{Na}^2\text{CO}^3 + \text{CaSO}^4 + \text{CaCl}^2 = 2\text{CaCO}^3 + \text{Na}^2\text{SO}^4$
 $+ 2\text{NaCl}$;

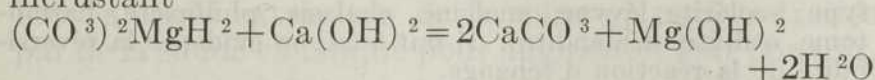
l'eau traitée ne contient plus que du sulfate et du chlorure de sodium qui ne sont pas très redoutables du moment que leur concentration n'est pas excessive.

On remplace presque toujours la soude ou la potasse caustique par le carbonate de soude moins cher et plus facile à doser. Les réactions deviennent



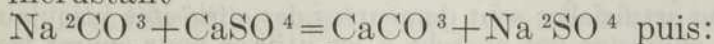
soluble et insoluble

incrustant

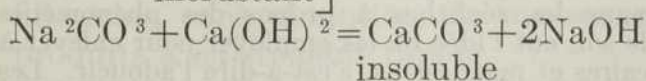


soluble et insoluble insoluble

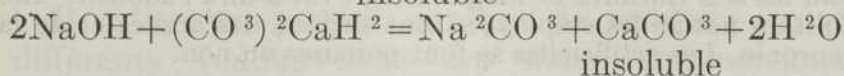
incrustant



soluble et } insoluble
incrustant }



insoluble



insoluble

e carbonate de soude est régénéré.

La chaux doit être à la dose de 5cc (en eau de chaux clair) par litre d'eau et degré hydrotimétrique en carbonate. Le carbonate de soude (sel Solvay, soda ash) 12 gr par M³ et degré hydrotimétrique en sulfate. Les cristaux de soude, doivent être employés en dose triple, mieux 33 gr (hydratée).

7° Zéolithes. Echangeurs de bases. Permutites.

On nomme ainsi des silicates naturels qui possèdent la propriété d'échanger leurs bases contre celles dissoutes dans une eau.

A l'origine le terme *zéolithe* indiquait des minéraux du groupe des silicates hydratés basiques. Il est aujourd'hui étendu aux silicates naturels, synthétiques ou artificiels qui peuvent faire des échanges de bases et être régénérés.

NOTE

C'est le chimiste anglais Thomas Way qui en 1850-1852, expliqua que le phénomène connu à propos des sols qui échangeaient des bases avec celles dissoutes dans l'eau qui les imbibait, était dû à la présence de certains silicates d'alumine. Il en prépara par synthèse.

En 1858 l'étude des zéolithes fut avancée par Eichhorn qui montra que dans ces minéraux naturels, le rapport de l'oxygène de l'alumine avec celui des monoxydes était de 3 à 1. Les substances se rencontrent dans les roches amygdaloïdes (méso-type, scolézite lévyne, analcine, chaliasie, phillipsite, harmotome, otilbite, heulandite). Il mit aussi en évidence la réversibilité de la réaction d'échange.

Knapp a ensuite montré, 1871, que les silico-ferrates possèdent la même propriété que les silico-aluminates. Les zéolithes naturelles ou artificielles sont demeurées des curiosités jusqu'au jour où les chimistes ont cherché à les utiliser pour épurer les jus sucrés en remplaçant le potassium par le calcium. Le procédé n'est pas demeuré en pratique. En 1905 Robert Gans, étudiant en Allemagne les zéolithes à propos des phénomènes d'échange dans le sol, eut l'idée de les employer pour enlever à l'eau les sels calcaires et magnésiens, c'est-à-dire l'adoucir. Les zéolithes naturelles employées sont surtout des argiles et de la glauconie. Les artificielles se font poreuses ou non.

Les silicates doubles agissent en vertu d'un pouvoir d'adsorption sur les sels contenus dans l'eau (application de la loi de Mitscherlich) et le pouvoir d'échange est une action chimique intense avec adsorption faible.

On nomme *pouvoir d'échange*, la quantité de chaux CaO que peuvent fixer 100 Kg de zéolithes sèches.

Un pouvoir d'échange de 0,75 à 1,5% veut dire que 100 Kg de zéolithes sèches fixent 0,750 à 1,500 Kg de chaux.

On nomme *pouvoir de consommation de sel*, la quantité de sel marin qu'il faut ajouter à une zéolithe pour régénérer la soude enlevée par la chaux. On évalue d'après la quantité de degrés hydrotimétriques éliminés par mètre cube d'eau.

Soit N le degré hydrotimétrique d'une eau qui passe à raison de 1 mètre cube sur de la "permutit" et que le pouvoir de consommation en sel soit S, il

faudra pour régénérer la zéolithe, N x S grammes de sel marin.

Fabrication des zéolithes.

Si un grand nombre de minéraux possèdent le pouvoir d'échanger des bases, seulement quelques-uns sont employés, après quelques traitements, pour l'adoucissement des eaux. La glauconite, la bentonite et quelques kaolins. Ces produits sont chauffés et broyés après extraction de la mine et parfois traités par de la soude caustique pour augmenter leur pouvoir.

Après avoir fabriqué des zéolithes synthétiques en partant de solutions aqueuses d'aluminate de sodium et d'acide silicique, on est revenu à traiter des zéolithes naturelles pour en faire des produits artificiels possédant une texture particulière et des propriétés filtrantes, sans obtention de masses gélatineuses ou produits à effritement rapide.

Il existe un certain nombre de produits un peu différents vendus sous des noms commerciaux¹. Procédé du "permo". On traite de la glauconie pour la purifier, puis on cuit entre 200 et 800°C. pour oxyder le fer et durcir le produit en lui donnant une texture spéciale.

On prépare des permutites ou zéolithes artificielles selon la formule par exemple:

Sulfate d'alumine $\text{Al}^2(\text{SO}^4)^3 18\text{H}^2\text{O}$	25
Eau	135
Soude à 45°B (40.7% NaOH)	31.5
Silicate de soude (40B, 25% SiO^2)	26,250

le mélange est chauffé, le précipité volumineux est lavé à l'eau, desséché, rehydraté avec de l'eau chaude.

¹ En France: "permo"; "purifié"; "natrolithe". En Allemagne "sertal". En Angleterre et Amérique "permutit"; "refinite"; "doucil".

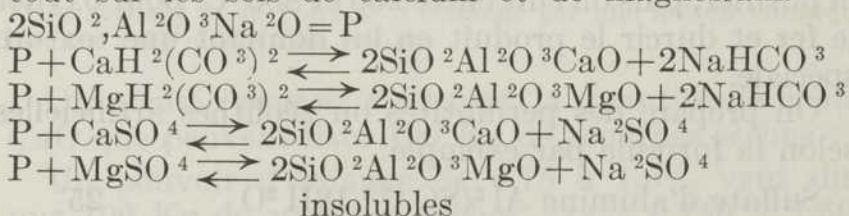
La composition moyenne peut être donnée:

Acide silicique (SiO ²).....	46
Alumine Al ² O ³ ou Fe ² O ³	22
Soude (Na ² O).....	13.6
Eau.....	18.4
	100.0

L'aspect des échangeurs va de particules ressemblant au verre pilé jusqu'aux grains bruns ou noirs ressemblant à du marc de café. Les produits poreux pèsent 0,800 à 1 Kg au litre et contiennent jusqu'à 50% d'eau. Les autres non poreux pèsent 1,650 Kg au litre et renferment 10% d'eau.

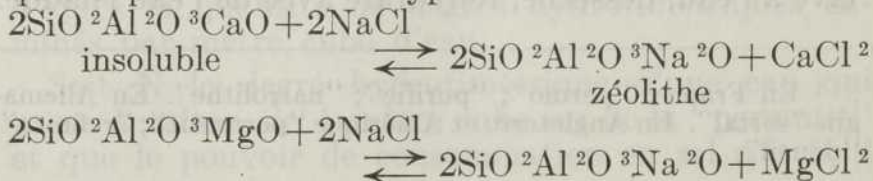
La porosité facilite l'échange mais la lenteur de la réaction et la fatigue du corps font qu'on préfère les zéolithes non poreuses qui s'usent moins. Certains échangeurs doivent être conservés humides, la gelée ne les altère pas. La finesse des grains permet une action rapide mais l'eau filtre trop lentement si les grains sont trop fins. Il y a donc un certain nombre de facteurs à considérer pour l'emploi.

Réactions chimiques. Les échangeurs agissent surtout sur les sels de calcium et de magnésium.



Au bout d'un certain temps, la réaction réversible s'établit, avant que l'échangeur ait cédé tout son sodium, l'eau qui passe renferme alors de la chaux.

Il faut *régénérer l'échangeur* en lui donnant le Na qu'il a perdu. On a le type de réaction



La régénération est rapide avec des solutions de chlorure de sodium de 5 à 10% en poids. Elle se fait à la température ordinaire ou à chaud, ce qui est plus rapide mais complique un peu le procédé à cause du gonflement de certaines zéolithes au-dessus de 60°C.

L'eau de mer, qui contient à la fois du Ca, Mg et NaCl, ne peut être adoucie par les échangeurs de bases

L'action d'échange de bases est régie par une loi d'action de masse avec équilibres.

On emploie le sel marin dénaturé à la naphthaline ou au carbonate de soude dans les pays où le sel est taxé.

Les échangeurs de bases qui consommaient autrefois 45 à 70 grammes de sel avec un pouvoir d'échange de 0,75 à 1,5% sont maintenant à 0,30 à 0,35% et une consommation de sel de 25 à 35 grammes.

Exemple: Une permutite agissant sur l'eau du port de Montréal¹ titrant 13 degrés français adoucie à 1/2 degré demanderait pour être régénérée 13 x 30 = 390 grammes de sel par mètre cube d'eau épurée avec une durée de contact de quelques minutes. (Les premières permutites artificielles de Gans demandaient 12 h.)

Il faut savoir que les eaux acides, surtout celles qui contiennent CO² font perdre de l'efficacité aux zéolithes qui deviennent acides par combinaison avec Na²O. Il faut neutraliser l'acidité par du Na²CO³ qui donne NaHCO³ remettant les zéolithes alcalines.

On a tout avantage à éliminer les huiles, le soufre, le fer et le manganèse dans les eaux qui en renferment afin d'éviter l'encrassement des filtres ou de rendre la régénération difficile.

Quand toutes les précautions sont prises et que les

¹ G. Lanctot: Etude de l'eau du Port de Montréal pour la production de vapeur. Laboratoire de chimie industrielle, Ecole Polytechnique de Montréal. *Revue Trimestrielle Canadienne*. Septembre 1932.

appareils fonctionnent bien (selon les instructions des constructeurs) les zéolithes peuvent fournir plus de 1000 régénérations en 3 ans.

Appareils. Généralement simples, les appareils sont basés sur le principe de filtration de haut en bas ou de bas en haut ce qui offre l'avantage de chasser l'air, de permettre une hauteur de zéolithes moindre et un meilleur contact, les grains étant soulevés légèrement au lieu d'être tassés par le poids de l'eau. La hauteur de la couche d'échangeur est de 0,8 à 1,20; on le maintient entre deux couches de graviers ou de marbre concassé. La charge d'eau varie de 2 à 10m. La nature de l'échangeur influence peu l'appareil, seule sa vitesse de marche est modifiée. On règle le débit ou la vitesse de filtration en fonction du degré hydrotimétrique de l'eau. Pour les échangeurs humides elle doit être en raison inverse de la dureté, pour les autres, la vitesse doit être de 3 à 8 mètres à l'heure par mètre carré de surface.

Le calcul de la dimension des appareils se fait au moyen de la formule de Buron.

$$Q = \frac{M \times D}{P}$$

M: masse d'eau à traiter en mètre cube, entre 2 régénérations.

D: degré hydrotimétrique en chaux (centigrammes par litre).

P: pouvoir d'échange de l'échangeur (voir Page 387)

Q: quantité d'échangeur.

Pour une hauteur de 0,80 m d'échangeur avec une densité de 1,100, si on connaît la vitesse de filtration, on peut déterminer les dimensions d'un appareil.

Inconvénients du procédé. Il ne faut pas oublier que ce procédé, en apparence simple, automatique et qui permet d'adoucir l'eau jusqu'à 1 ou même zéro degré hydrotimétrique, ne déminéralise pas totalement

NOTE

Les zéolithes ou adoucissants sont parfois classés aux Etats-Unis sous les termes suivants:

natural, les minerais naturels: sables verts, glauconite, bentonite, kaolin.

artificial } termes qui devraient être bien séparés, les synthétiques étant la reproduction des zéolithes naturelles;

synthetic } les artificielles obtenues par fusion ou précipitation.

slow-regeneration } pour caractériser le temps de régénération

rapid-regeneration } avec la solution de chlorure de sodium.

porous zeolites } pour désigner la nature physique des zéolithes; n'ont qu'un sens relatif, les corps étant insolubles.

Quantité de sel pour régénérer. En grains, par gallon, 0.4 à 1 lb de sel par grain de dureté enlevé pour 1.000 U S gallon d'eau.

l'eau. Il peut être excellent pour le traitement de beaucoup d'eaux pour usage industriel mais si on se débarrasse presque totalement des sels de calcium et de magnésium on introduit dans l'eau des sels de sodium solubles. Les eaux dures ainsi traitées se présentent alors pour l'alimentation des générateurs avec une assez forte quantité de carbonate de sodium qui devient nuisible surtout quand il est associé à du sulfate de sodium. La couche d'oxyde de fer qui peut protéger le métal est enlevée et la corrosion s'installe. De plus, une minéralisation trop grande oblige à des purges répétées, ce qui cause des bouillonnements et entraîne de la vapeur qui est perdue.

Il devient alors presque indispensable et même économique de procéder à un double traitement de l'eau par le procédé calco-sodique puis par les zéolithes. Mais ce n'est possible que dans les installations importantes.

Coût du traitement. Comme d'habitude dans ces sortes d'installations, il faut établir le prix de revient pour chaque cas selon les conditions locales. Il faut considérer les facteurs suivants:

(a) dureté de l'eau à traiter.

- (b) prix de l'échangeur et du chlorure de sodium commercial.
- (c) rendement du système en fonction du pouvoir d'échange et de la consommation en sel.
- (d) prix de l'installation
- (e) coût du fonctionnement (main-d'œuvre).
- (f) coût de l'entretien
- (g) prix de l'eau consommée et des filtrations
- (h) coût de l'amortissement de l'installation (10 ans)

Ces éléments permettent de calculer le prix d'épuration d'une quantité d'eau unitaire et de comparer avec d'autres systèmes.

NOTE

D'après S. T. Powell (Boiled feed water purification) on peut résumer les renseignements à posséder pour comparaison des différents systèmes :

- 1° espace, capacité, importance des appareils pour une installation;
- 2° prix des appareils (fondations, bâtiments, etc.)
- 3° dépenses fixes;
- 4° dépenses de fonctionnement (comprenant les pertes de combustible dues aux purges et les dépenses des purgeurs);
- 5° élimination relative de la dureté temporaire et permanente (carbonate et non carbonate).
- 6° quantité de sels solubles introduits dans l'eau;
- 7° coût du traitement additionnel pour éviter la corrosion et les craquelures.

8° *Phosphates sodiques*. L'emploi de ces composés chimiques pour le traitement des eaux est récent. On y a été amené par des considérations sur le mécanisme de formation des boues et tartres, particulièrement gênants dans les chaudières *tubulaires* modernes à haute pression (30 à 40 kilogrammes). L'Américain Hall a donné l'explication au fait connu que le carbonate de chaux forme surtout des boues dans les chaudières alors que le sulfate donne un dépôt dur et très adhérent sur le fer.

Avantages des solutions
Pour le traitement des eaux
Désavantages des solutions

Désavantages des zéolithes

pour le traitement des eaux

1° les eaux turbides se traitent mal, celles qui renferment du fer et du manganèse doivent être filtrées au préalable.

2° les eaux contenant des acides libres doivent être traitées au préalable pour neutraliser l'acidité.

3° les eaux trop dures sont d'un traitement coûteux.

4° la quantité de sels de sodium introduite dans l'eau est proportionnelle à la teneur en sels de chaux et de magnésie.

5° nécessite de purges fréquentes pour éviter la concentration du chlorure, cause de crachements et mousses.

6° augmentation de la consommation encore à cause des purges nécessaires pour éviter la concentration des chlorures ou sels solubles.

7° pertes en zéolithes dans les régénération et l'appauvrissement.

Avantages des zéolithes

1° élimination complète des sels de chaux et de magnésie.

2° surveillance minime et facile.

3° pas d'adjonction de produits chimiques dans l'eau.

4° l'appareillage pouvant être placé sur le tuyau principal d'alimentation la perte de pression est faible.

5° pas de repompage après adoucissement.

6° incrustations réduites au minimum.

7° souplesse en regard des variations de dureté de l'eau.

8° quand l'eau est traitée au préalable par le procédé chaux-soude, on peut obtenir de l'eau titrant zéro degré hydrotimétrique.

(Lois de cristallisation, courbes de solubilité; la séparation de la phase solide d'une solution saturée de carbonate de chaux se fait au refroidissement, c'est au contraire la chaleur qui cause la précipitation dans une solution saturée de sulfate de chaux).

Hall a pensé à la possibilité de conditionner une eau chargée en sels de chaux, de telle sorte que la précipitation ait lieu sous forme de carbonates boueux. Il faut maintenir le rapport du radical carbonique CO^3 au sulfurique SO^4 au-dessus d'une valeur critique, variable avec la pression. Une addition de carbonate de soude à l'eau est une solution, elle était effectivement pratiquée dans le système d'épuration chaux-carbonate de soude. Mais dans le cas où cette addition était efficace et non dangereuse, il s'agissait de pression ne dépassant pas 10 kilogrammes (timbre de la chaudière). Le phénomène de précipitation s'est compliqué du fait de l'emploi des hautes pressions, car le carbonate de soude est décomposé en soude caustique et acide carbonique dès 12 atmosphères (50%) et, à 50 atmosphères, la décomposition est totale. De plus, l'enrichissement progressif d'une eau en soude caustique s'est montrée très dangereuse pour les tôles, un nouveau phénomène se manifeste: la *fragilité caustique*, responsable semble-t-il, de nombreux accidents de chaudière. Cherchant à éviter cet inconvénient, qui peut être très atténué par la présence de sulfate de soude dans une eau caustique, Hall a été amené à considérer le *phosphate trisodique*.

L'ion phosphorique donne en effet avec les ions calcium et magnésium des précipités insolubles. On peut donc adoucir jusqu'à 0° . Les précipités étant floconneux ne cristallisent pas dans le liquide ou ne durcissent pas sur les parois métalliques chaudes.

Pour éviter le dépôt dur de sulfate, il faut une quantité de radical phosphorique à peu près proportionnelle à celle du radical sulfurique et en raison directe de la pression. Cependant le résultat est obtenu avec

une concentration bien moindre qu'il est nécessaire avec le carbonate, le radical acide phosphorique ne disparaissant pas comme dans le cas du radical carbonique. Si une eau d'alimentation est à O° hydrotimétrique une teneur en phosphate de 0, mgr 2 à 0, mgr 5 par litre suffit pour empêcher l'entartrage. Dans l'eau de la chaudière 15 à 20 mgr par litre.

On peut alors envisager les 3 modes de traitements suivants: (a) épuration au procédé chaux-soude ou adoucissement aux échangeurs; puis alcalinisation au phosphate trisodique.

(b) purification totale au phosphate trisodique avant l'entrée dans le générateur.

(c) empêchement de l'entartrage par adjonction de phosphate trisodique dans le générateur.

(Méthode qui entre dans l'épuration interne)

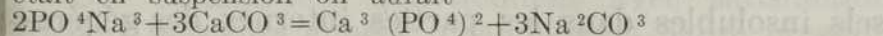
Ce procédé nécessite des purges fréquentes et ne peut être recommandable que dans les cas où de l'eau souillée (de retour ou eau de fuites) entre dans le générateur.

(a) On détermine sur l'eau épurée à la chaux et carbonate, la quantité de radicaux CO^3 et SO^4 restant et ce qu'il faut ajouter de phosphate en maintenant un pH au-dessus de 8; ce qu'on trouve facilement à l'aide de la phénolphthaléine comme indicateur. Des tables fournies par les constructeurs d'appareils permettent des calculs faciles pour les quantités.

Comme l'eau n'est pas à O° hydrotimétrique l'adjonction de phosphate cause une précipitation, il faut prévoir une bêche à fond incliné pour rassembler le précipité et envoyer dans le générateur de l'eau claire. D'autres fois, le réactif dosé est injecté dans le générateur.

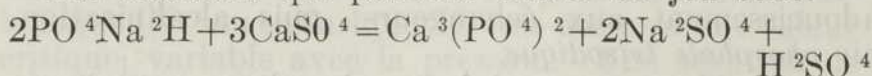
NOTE

On ne doit ajouter le phosphate qu'à de l'eau épurée, filtrée, afin d'éviter une dose de phosphate inutile; si le carbonate était en suspension on aurait

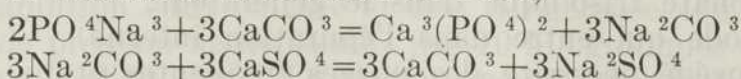


(b) Bien que l'épuration totale au phosphate soit une opération délicate en pratique, elle ne l'est pas davantage qu'avec les autres procédés si on veut les opérer avec des résultats constants et avantageux. D'ailleurs, disons de suite qu'il suffit d'un contrôle du pH au-dessus de 8 pour assurer ce qu'on cherche à obtenir en définitive, un détartrage et l'empêchement d'un nouveau.

Les réactions qui peuvent entrer en jeu sont:



(on peut ajouter du carbonate au phosphate pour être certain de neutraliser l'acide qui peut être libéré et maintenir la réaction de l'eau)



Si le rapport $\frac{\text{CaCO}^3}{\text{CaSO}^4}$ est égal à celui du poids moléculaire des 2 corps, un excès de phosphate trisodique peut s'hydrolyser et donner une eau acide.

L'épuration est mieux faite à 70°C dans les appareils ordinaires; les filtres s'encrassent moins vite qu'avec les autres systèmes et sont facilement lavés. Il ne faut employer qu'un seul réactif et il n'est pas nécessaire de rechercher d'une façon absolue l'adoucissement à 0°, une addition de phosphate n'étant pas nuisible et même assurant le détartrage au cas où il se serait produit par suite de variation dans la composition de l'eau. L'acide phosphorique a en effet une plus grande faculté de combinaison (affinité) que l'acide carbonique avec le calcium et le magnésium; sur un dépôt de tartre, il y a échange par double décomposition, formation de phosphates de Ca et Mg et de carbonate de soude. (Le silicate de chaux des vieux tartres est aussi désagrégé).

Comme dans tous les procédés qui laissent des sels insolubles dans les parties internes des généra-

teurs, l'épuration au phosphate tribasique peut paraître à son tour dangereuse par action corrosive des carbonates, sulfates et phosphates tribasiques. Cette action se montre très faible, 4/100 de millimètre par an. Mais on est mieux de pratiquer des purges et même de récupérer les sels qu'on évacue si les pertes sont trop grandes.

On s'est préoccupé de savoir quelle action le phosphate tricalcique avait sur les silicates de chaux et de magnésie formant un tartre des plus redoutables, à cause du faible coefficient de conductibilité thermique des composés silicatés. Les expériences de laboratoire indiquent que la silice est précipitée par le phosphate trisodique et la pratique industrielle confirme par le fait que, dans des boues de chaudière alimentée à l'eau phosphatée, on a trouvé 35% de silice. Le procédé serait toutefois moins bon que celui à la magnésie hydratée qui précipite la silice presque en totalité. Dans les eaux magnésiennes on constate que si on leur laisse une alcalinité caustique et qu'on traite au phosphate, il y a entraînement de la silice dans le précipité de magnésie.

De plus, il n'est pas inutile de savoir que les précipités de phosphates étant un peu colloïdaux il y a entraînement mécanique des impuretés en suspension; le fer est éliminé. L'huile qui peut être dans la chaudière ne passe pas dans la vapeur, elle demeure en émulsion avec le phosphate. On a été jusqu'à prétendre que le dégazage de l'eau était inutile et que la corrosion cessait avec ce traitement; il faut attendre encore pour se faire une opinion définitive.

Enfin, ce procédé nouveau permet l'emploi d'une vapeur assez pure (sans huile) pour les utilisations directes (chauffage par injection) et ne semble pas favoriser la production d'écumes dans les chaudières et de crachements dans les machines.

Des installations fonctionnent avec satisfaction depuis plusieurs années (chaudières à haute pression

surtout) en Allemagne, en France, aux États-Unis. La quantité de réactif à user est d'environ 70 grammes par degré de dureté et mètre cube d'eau (en mettant un léger excès). Ce chiffre peut être abaissé à 15 ou 20 grammes quand on pratique un traitement avec l'eau des purges qui contient des sels.

Si l'eau a été épurée par la chaux-soude, elle se présente (épuration à froid) avec une dureté d'environ 4° il faudra donc 280 grammes de phosphate trisodique par mètre cube.

Economiquement le procédé est plus avantageux que les autres pour les eaux titrant jusqu'à 20°. Le procédé peut être avantageusement combiné avec les autres, suivant les cas, et un contrôle chimique périodique permet souvent d'abaisser la consommation de phosphate.

Phosphates mono, disodique, acide phosphorique et pyrophosphates.

On sait d'après ce qui précède que le rôle du phosphate trisodique est triple.

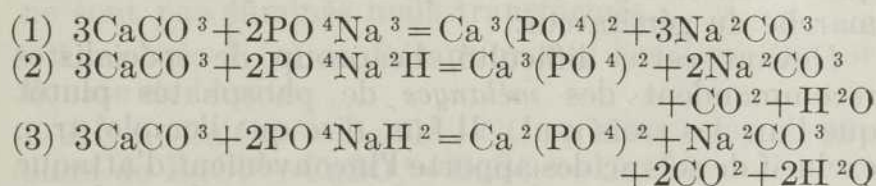
- (α) agent de précipitation, réduisant la dureté totale ou résiduelle de l'eau.
- (β) agent de protection empêchant la formation des incrustations sulfatées.
- (γ) agent de protection contre la "fragilité caustique" étant dans ce rôle 1400 fois plus efficace que le sulfate de soude (ex: une eau épurée contenant 200 gr de Na^2CO^3 par mètre cube, dans un générateur marchant sous 40 Kg il faut par mètre cube que l'eau contienne 1200gr de Na^2SO^4 anhydre ou 2800 gr hydraté contre seulement 2 gr de phosphate trisodique).

Or ces trois rôles importants sont dus uniquement au radical acide PO^4 de triphosphate, il est donc logique de chercher quelle peut être l'action des phosphates

autres que le trisodique. Ne pouvant nous étendre sur la discussion nous allons résumer les conclusions.

Lorsqu'il s'agit d'une eau naturelle ou d'une eau distillée, il faut employer le phosphate trisodique, $\text{PO}^4\text{Na}^3, 12\text{H}^2\text{O}$ qui donne l'alcalinité nécessaire pour éviter la décomposition du carbonate de soude aux pressions élevées.

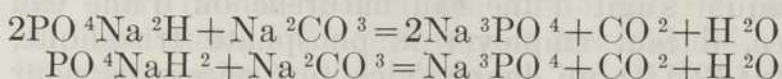
Si l'eau a été traitée au préalable, le choix du phosphate dépend de la composition de l'eau adoucie. Le cas général est fourni par une eau à dureté calcaire dans laquelle il reste après adoucissement environ 20 à 25 gr de carbonate de soude par mètre cube, suivant le phosphate employé on a:



dans tous les cas le précipité est sous la même forme tricalcique (il serait trimagnésien dans le cas de la magnésie) mais la quantité de carbonate de soude diminue. Si on suppose une eau titrant 3° calcaire, les 30,9 gr de carbonate de chaux qu'elle renferme seront précipités dans tous les cas par 19,3 gr d'ions PO^4 , la précipitation laissera dans (1) 32,4 gr de carbonate de soude; dans (2) avec le phosphate disodique, 21,6 gr; dans (3) avec le monosodique 10,8 gr. Comme l'eau à 3° peut contenir aussi 25 gr de carbonate on se trouve à avoir en définitive 57,4 gr de carbonate de soude dans le cas (1) ce qui peut devenir un inconvénient. L'alcalinité n'est pas facilement calculable dans les cas des phosphates di et monosodique parce que ces corps doivent être mis en excès pour

1° de dureté permanente correspond à consommer 25,3 gr de phosphate trisodique et 23,6 gr de disodique par mètre cube (sans l'excès).

maintenir (PO⁴) libre et qu'il y a alors réaction sur le carbonate de soude, par exemple:



Il s'ensuit que 95 gr d'ions (PO⁴) introduits à l'état de phosphate disodique neutralisent 53 gr de carbonate de soude et 106 si on les met en phosphate monosodique. Comme on sait que l'excès de (PO⁴) nécessaire est fonction de SO⁴, de la pression et du régime de la chaudière, le problème se complique et il n'est pas encore possible de fixer avec exactitude quel taux d'alcalinité est préférable pour la bonne marche du générateur.

Devant cette difficulté, beaucoup de spécialistes recommandent des *mélanges* de phosphates plutôt que l'un des trois seul. Il faut dire que l'emploi trop exclusif de sels acides apporte l'inconvénient d'attaque sur les robinets en bronze, les bagues, les tubes à niveau en verre.

On a proposé (Letellier et Sunder) l'emploi d'un composé préparé sur place de O,K100 de phosphate disodique cristallisé et 0,lit.0175 d'acide phosphorique à 45°B; on obtient un mélange à partie presque égale de phosphate mono et disodique. Ceci fait pour éviter la manipulation assez difficile du sel monosodique trop soluble.

L'emploi de l'acide phosphorique pur a été préconisé, mais c'est un caustique dangereux à manier et qui est corrosif.

Dans quelques cas enfin, on a observé des engorgements de boues calciques dans des tuyaux et on est parvenu à remédier à cet inconvénient par l'emploi de *phosphates deshydratés* (méta ou *pyrophosphates* qui se régénèrent lentement en orthophosphates lorsqu'ils sont en solution. On use du pyrophosphate de soude (neutre) P²O⁷Na⁴.10H²O et de l'acide P²O⁷Na²H², 2H²O qui régénèrent le disodique et le monosodique.

Parmi tous ces phosphates, les plus industriels sont le phosphate trisodique, disodique et le pyrophosphate neutre.

9° *Acides*. Le procédé semble simple de transformer les sels incrustants en sels solubles, par l'acide chlorhydrique par exemple.

Les bicarbonates deviennent $(\text{CO}^3)^2 \text{CaH}^2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}^2 + 2\text{CO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$, il faut que l'eau soit neutre après traitement. Il y a des inconvénients dus (a) à l'excès possible d'HCl (b) à la formation des chlorures dissociables (c) le sulfate de calcium n'est pas éliminé (d) les sels alcalino-terreux ne sont pas éliminés mais transformés.

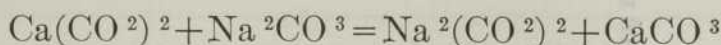
On obvie à (a) en faisant passer l'eau sur du carbonate de baryte.

$2\text{HCl} + \text{BaCO}^3 = \text{BaCl}^2 + \text{CO}^2 + \text{H}^2\text{O}$. On profite alors de $\text{BaCl}^2 + \text{CaSO}^4 = \text{BaSO}^4 + \text{CaCl}^2$
insoluble

Malheureusement l'action sur le carbonate de baryte est lente à froid, il faut opérer à 70°C. Le procédé n'est pas très avantageux au total.

10° *Oxalates alcalins*. On a, avec l'oxalate de sodium,
 $2(\text{CO}^3)^2 \text{CaH}^2 + 2\text{Na}^2(\text{CO}^2)^2 =$
 oxalate de $2\text{Ca}(\text{CO}^2)^2 + 2\text{Na}^2\text{CO}^3$
 sodium oxalate de
 chaux ins.
 $2\text{CaSO}^4 + 2\text{Na}^2(\text{CO}^2)^2 = 2\text{Ca}(\text{CO}^2)^2 + 2\text{Na}^2\text{SO}^4$
 insoluble

le carbonate de soude formé réagit sur la magnésie. Mais le procédé est cher, on cherche à récupérer l'oxalate de chaux en faisant bouillir avec le carbonate de soude

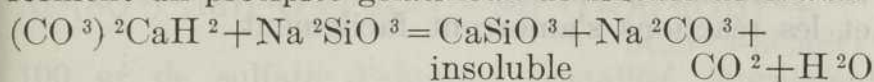


Le procédé devient donc assez compliqué et laisse quand même des sels nuisibles.

QUANTITÉ DE RÉACTIFS PURS POUR ENLEVER 1 LB D'INCRUSTATION OU DE SUBSTANCES CORROSIVES DE L'EAU
(d'après S. T. Powell)

<i>Substance en solution</i>	<i>Quantité de réactif pur en lb.</i>
Ac. sulfurique	Chaux 0,57 carbonate de soude (soda ash) 1,08
Ac. carbonique libre	Chaux 1,27
Carbonate de calcium	Chaux 0,56
Sulfate de calcium	carbonate de soude 0,78
Chlorure de calcium	“ “ 0,96
Nitrate de calcium	“ “ 0,65
Carbonate de magnésium	Chaux 1,33
Sulfate de magnésium	“ 0,47 carbonate de soude 0,88
Chlorure de magnésium	“ 0,59 “ “ 1,11
Nitrate de magnésium	“ 0,38 “ “ 0,72
Carbonate de calcium	Hydrate de baryum 1,71
Carbonate de magnésium	“ “ 4,05
Sulfate de magnésium	“ “ 1,42
Sulfate de calcium	“ “ 1,26

11° *Silicate de soude.* Les sels alcalino-terreux forment un précipité gélatineux de silicate de chaux.



12° *Autres substances.* Les chromates précipitent les sels de calcium; les sels d'alumine sont plutôt des clarifiants; les sels de fer donnant des hydrates qui précipitent les matières organiques sont aussi des clarifiants.

L'adoucissement jusqu'à 3 et 4° avec les eaux non magnésiennes et 6 à 7° pour les eaux magnésiennes réclame, ne l'oublions pas, un excès de carbonate de soude indésirable dans les chaudières à haute pression.

C. PROCÉDÉS PHYSICO-CHIMIQUES

A chaud. Dans quelques cas l'épuration est facilitée quand les corps chimiques sont portés avec l'eau à une température de 70 à 80°C.

On dispose pour réchauffer l'eau, soit de la récupération des vapeurs d'échappement, soit de l'injection de vapeur, soit de l'injection *des purges* que nécessite l'épuration pratiquée dans les générateurs. (Il existe des appareils automatiques assurant une purge continue)¹.

Les procédés sont en somme des combinaisons d'appareils et de dispositifs. Par exemple on utilise l'action à chaud de la soude caustique sur les bicarbonates alcalino-terreux et celle du carbonate de soude sur les chlorures et sulfates. L'eau est portée à 80°C, un distributeur introduit les réactifs (Épurateur Lamy).

Un autre principe intéressant est celui du procédé

¹ Pour l'emploi des purges au réchauffage, il a fallu résoudre le problème important des robinets détendeurs, c'est grâce aux alliages spéciaux que ces robinets ont pu être fabriqués.

Muller. On utilise les boues chaudes déposées dans les chaudières, on régénère du carbonate de soude et les réactions s'amorcent facilement.

NOTE

	chaud	froid
Teneur en chaux par mètre cube	183	171
Teneur en chaux après purification	7	12,5

*Coagulation*¹. Le temps que met une eau naturelle à déposer est toujours trop long pour les besoins de l'industrie. Il faut agglomérer, coaguler les fines particules pour que la précipitation ou la filtration soient facilitées.

Les eaux naturelles chargées en humus, argile, matières en suspension additionnées d'une substance *coagulante* ou *floculante* se modifient dans leur composition physico-chimique, l'état électrique du milieu est changé et l'équilibre micellaire détruit. Les granules qui forment une pseudo-solution colloïdale ou une solution colloïdale grossissent en s'agglomérant et les dépôts flocculent, ils ne tardent pas à précipiter et déposer, entraînant d'autres particules et par adsorption une certaine quantité de sels.

Les coagulants employés généralement sont :

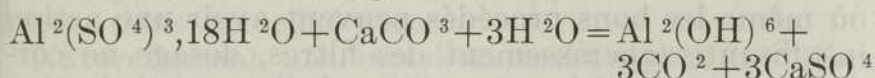
- le sulfate d'alumine, l'alun
- le sulfate ferreux
- le chlorure ferrique
- les composés alumino-ferriques
- l'aluminate de sodium

Le sulfate d'alumine est le plus employé.

$\text{Al}^2(\text{SO}^4)^3.18\text{H}^2\text{O}$. Il est très soluble dans l'eau, mais comme presque toutes les eaux renferment du carbonate de chaux il se produit une double décomposition qui libère l'alumine, électrolyte coagulant.

¹ La coagulation sera étudiée plus complètement dans le cours de génie sanitaire.

La réaction schématique est



100 gr de sulfate d'alumine cristallisé fournissent 23,42 gr d'hydrate d'alumine.

Pour 1 gr de carbonate de chaux par mètre cube il faut théoriquement 2,2gr (au minimum) de sulfate d'alumine. En définitive, la composition minérale de l'eau se trouve peu modifiée, un peu moins alcaline cependant, et une petite quantité de sulfate reste en solution, la *dureté permanente est accrue*. Dans le cas qui nous occupe, la coagulation doit être surveillée et n'est pas très recommandable sauf si elle précède un adoucissement chimique ou une filtration.

Le sulfate de fer, sous-produit de l'industrie du fer (sucre de fer) est utilisé comme coagulant dans l'eau additionnée de chaux.

Parmi les autres substances coagulantes il faut citer comme importante et la dernière venue l'*alumine de sodium* liquide ou en poudre qui, grâce aux sels de soude, possède un pouvoir adoucissant assez marqué. C'est un coagulant énergique dont l'emploi peut être avantageux dans le cas des eaux très colorées ou corrosives.

Enfin il existe des mélanges au moyen desquels on cherche à réaliser la coagulation et l'adoucissement, par exemple sulfate d'aluminium et carbonate de soude; on évite la formation de sulfate de calcium dangereux qui est remplacé par du sulfate de sodium à peu près inoffensif.

La coagulation est influencée par un certain nombre de facteurs dont il faut tenir compte dans l'application (voir génie sanitaire). Les appareils doivent être surveillés pour que la méthode soit appliquée judicieusement afin de rester efficace et économique.

Eau distillée. Nous avons vu que tous les procédés d'adoucissement ou correction des eaux présentent des

inconvenients ou des difficultés. Il arrive un moment où même les bons procédés peuvent avoir une action insuffisante (encrassement des filtres, dosage ne correspondant plus à la composition de l'eau, régénération tardive de l'échangeur de base). Le seul procédé qui semble s'imposer comme parfait en toute logique est d'alimenter le générateur avec une eau absolument exempte de substances dissoutes, c'est-à-dire une *eau distillée*.

Avant de discuter les avantages de cette pratique, remarquons qu'il est possible sans trop grands frais de pratiquer l'évaporation de l'eau dans une autre chaudière ou évaporateur où les dépôts se formeront, l'alimentation du générateur efficace se faisant alors avec une eau chaude ou même une vapeur qui subira seulement la surchauffe requise pour un emploi. Dans une telle disposition il faut naturellement que le préévaporateur soit de capacité suffisante pour alimenter le générateur et aussi que son nettoyage puisse se faire rapidement ou que l'on dispose de deux appareils afin d'assurer une marche continue.

Il est bien évident qu'au point de vue tartre et boue, l'alimentation à l'eau distillée est parfaite. Elle présente cependant parfois un autre inconvénient non négligeable qui est la *corrosion* rapide des tôles quand les gaz de l'eau ne sont pas éliminés ou que l'eau distillée en a redissous avant l'entrée dans le générateur. Il faudra alors faire subir à l'eau distillée l'opération du dégazage, dont nous reparlerons.

Dans les calculs du coût de l'alimentation avec l'eau distillée, il faut bien faire attention que, pour des raisons parfois intéressées, on fait figurer le prix d'obtention d'une eau distillée faite de vapeur d'eau entièrement condensée c'est-à-dire refroidie. On ne tient pas compte des calories que peut apporter une eau condensée chaude. De plus, le système est économique seulement dans les installations importantes où au moins 70 à 80% de la vapeur utilisée est con-

densée pour retourner, avec un appoint en eau neuve brute, dans les générateurs.

Naturellement une installation d'évaporation *efficace* ou de distillation coûte cher en mise de capital et cette solution ne peut être adoptée que dans les grandes installations. On peut dire que dans beaucoup de cas pour les chaudières timbrées à haute pression jusqu'à 50 et 75 Kg l'alimentation en eau distillée dégazée est la seule qui soit compatible avec le maintien du rendement et de la vie des générateurs. [Les centrales d'électricité utilisant la vapeur ont adopté cette solution, qui est depuis plus longtemps celle choisie à bord des gros paquebots.]

NOTE

La description des procédés industriels de distillation ou d'évaporation de l'eau sort des limites de ce cours. Mentionnons simplement qu'on se sert des évaporateurs à tubes immergés—à film d'eau—à simple ou multiples effets—à thermo-compression—à circulation automatique—des appareils à distiller par électrolyse.

Les avantages et désavantages de l'alimentation à l'eau distillée sont: (d'après S. T. Powell)

Avantages

- (1) l'eau des évaporateurs ou appareils distillatoires contient toujours moins de matières en solution (elle n'en doit pas contenir) qu'avec n'importe quelle autre méthode de traitement.
- (2) la composition est uniforme quelles que soient les variations dans la composition de l'eau brute.
- (3) pas de produits chimiques à manipuler.
- (4) pas de purges à faire si l'eau n'est pas contaminée par des arrivées d'eau brute.
- (5) élimination totale des dépôts et incrustations si l'eau n'est pas contaminée.

- (6) marche poussée de la chaudière sans danger de crachements ou de mousses.
- (7) réduction du danger de craquellement des tôles.
- (8) augmentation de la durée de vie de la chaudière qui n'est pas fatiguée par l'enlèvement du tartre.
- (9) dépenses d'entretien réduites au minimum.

Désavantages

- (1) Coût de premier établissement élevé. Charges fixes élevées si la quantité d'eau à traiter est trop importante. Une installation ne se justifie que si l'appoint d'eau brute demeure moindre que 20 pour cent.
- (2) tendance à la corrosion par les gaz de l'eau et la formation d'acidité par action de la chaleur.
- (3) nécessité absolue du dégazage de l'eau pour empêcher la corrosion.
- (4) complication de la tuyauterie, surtout dans le cas des évaporateurs à multiple effet.
- (5) danger de voir l'eau devenir dure si elle est mélangée avec une eau brute venant des condenseurs à surface.

Dégazage ou désaération de l'eau.

La nécessité du dégazage de l'eau s'est imposée surtout après la généralisation de l'alimentation des générateurs à haut rendement avec de l'eau distillée. On savait déjà que la corrosion du fer et de l'acier, qui nous importent ici, était un phénomène redoutable quand une chaudière recevait une eau adoucie ou une eau condensée qui se chargeait d'air¹. L'affaiblissement des propriétés de résistance du métal, la

¹ Les gouttelettes d'eau qui se forment pendant la condensation de la vapeur, offrant une grande surface de contact, se saturent rapidement d'air.

présence de dépôts de rouille et l'usure prématurée du fer sont des phénomènes intolérables pour les chaudières fonctionnant à haute pression. On a donc été amené à étudier les causes de la corrosion par l'eau distillée et les eaux douces ou dures servant à la production de vapeur.

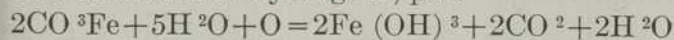
La solution de l'air ou d'un gaz dans l'eau est proportionnelle à la pression et inversement proportionnelle à la température (loi de Henry). Les gaz mélangés se dissolvent proportionnellement à leur pression partielle comme s'ils étaient seuls. Il s'ensuit que dans le cas de l'air composé de 4 volumes d'azote pour 1 d'oxygène, la pression partielle de l'azote est 0,8 pour celle de l'oxygène 0,2. A 20°C et 760 mm l'eau est saturée avec 18cc d'azote et 35 d'oxygène (en volume par litre; $N^2 = 0,8 \times 18 = 14,4\text{cc}$. $O^2 = 0,2 \times 35 = 7\text{cc}$). De l'air dans ces conditions est donc plus riche en O quand il est dissout dans l'eau que l'est le mélange atmosphérique (33% au lieu de 20%). Une eau froide qui renfermerait 7cc d'oxygène par litre, mise dans des conditions (celle des générateurs) telles que le gaz ne puisse s'échapper, peut attaquer 23,1 grammes de fer avec 1 mètre cube.

De plus dans le cas de l'air atmosphérique la présence de gaz carbonique vient compliquer le problème qui est alors double: action de l'oxygène dissous — action de l'oxygène et du gaz carbonique.

NOTE

La corrosion du fer aboutissant à former la rouille est un phénomène très complexe qu'on explique par au moins trois théories. Dans notre cas, il faut connaître:

(1) oxydation catalysée par la présence de CO^2 . Trois facteurs essentiels entreraient en jeu. CO^2 , l'oxygène et l'eau selon les équations $2Fe + 2CO^2 + 2H^2O = 2CO^3Fe + 2H^2$ formation de carbonate ferreux et hydrogène; puis



l'oxygène précipite la rouille de la solution de carbonate ferreux, il se reforme CO^2 qui demeure alors presque constant si le milieu

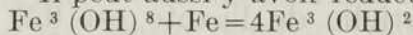
ne change pas. Il y a donc, lorsque la rouille est emportée, une régénération des éléments qui la forment et c'est le fer qui est rongé constamment.

Cette théorie est un peu critiquée et on a tendance à ne pas admettre que CO^2 ait une action aussi manifeste.

(2) en présence d'eau, le fer peut se combiner à froid directement avec l'oxygène suivant 3 degrés:

- (a) $\text{Fe} + \text{O} = \text{FeO}$ pulvérulent noir, non magnétique; $\text{Fe} + \text{O} + \text{H}^2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})^2$ hydrate ferreux vert peu compact;
 (β) $3\text{FeO} + \text{O} = \text{Fe}^3\text{O}^4$ oxyde magnétique noir; $3\text{Fe}(\text{OH})^2 + \text{H}^2\text{O} + \text{O} = \text{Fe}^3(\text{OH})^8$ noir, hydrate de sesquioxyde.
 (γ) $2\text{Fe}^3\text{O}^4 + \text{O} = 3\text{Fe}^2\text{O}^3$ oxyde ferrique rouge, dur; $2\text{Fe}^3(\text{OH})^8 + \text{H}^2\text{O} + \text{O} = 6\text{Fe}(\text{OH})^3$ hydrate d'oxyde ferrique, rouille.

Il peut aussi y avoir réduction par le fer



$2\text{Fe}(\text{OH})^3 + \text{Fe} + 2\text{H}^2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})^8 + \text{H}^2$ qui se combine avec d'oxygène grâce à un état naissant et donne de l'eau.

L'expérience montre que le fer est moins attaqué jusqu'à l'état de rouille quand l'eau circule. Dans les générateurs, la rouille se forme surtout dans les parties où le mouvement de l'eau est ralenti ou bien dans les appareils à marche discontinue.

(3) la théorie ionique permet une explication facile de la corrosion. L'eau est formée par H et (OH) hydroxyde. L'ionisation est élevée à chaud; le fer ayant une grande pression de solution électrolytique peut déplacer l'ion H d'une solution d'eau ionisée $\text{Fe} + 2\text{H}(\text{OH}) = \text{Fe}(\text{OH})^2 + \text{H}^2$ qui se fixe sur le fer et, si l'eau renferme des ions oxygène, se combine pour donner de l'eau ionisée. L'attaque est continue et elle ne cesse que si l'eau est *privée d'oxygène dissous*.

Dans cette théorie on explique aussi facilement que les corps dissous dans l'eau peuvent avoir une action accélératrice ou retardatrice sur la corrosion suivant qu'ils sont ou non les électrolytes (les acides qui augmentent le nombre des ions libres ont une action positive, les ions hydroxydes qui retardent l'ionisation de l'eau ont l'effet contraire). Mais il faut toujours la présence d'oxygène dissous dans l'eau.

Les sels en solution dans les eaux ont des actions très mal connues dans ces phénomènes, d'ailleurs leur présence, nous l'avons vu, n'est pas à désirer dans l'eau des chaudières.

Nous passons sur les théories peu certaines de la corrosion (dans le cas des chaudières) par action des courants galvaniques ou d'origine thermique, sur la nature du métal.

Il faut retenir des théories ce qui peut nous servir à enrayer la corrosion et profiter des observations

faites sur les chaudières. On constate par exemple sur le fer:

a) l'usure se produit surtout là où l'eau et l'air peuvent se trouver; à la ligne d'eau, dans les tubes non remplis.

b) là où l'eau est chauffée et ne manifeste pas de mouvement.

c) aux endroits où se font les rentrées d'eau froide. D'où on peut conclure que la corrosion peut s'éviter si on élimine avant l'entrée de l'eau dans la chaudière les gaz qui y sont dissous.

Le *dégazage* peut se faire de plusieurs manières, par des procédés physiques:

1° agitation

2° action du vide

3° action de la chaleur

4° le seul procédé chimique actuellement employé, qui est le plus important, est la fixation d'oxygène sur le fer pour former de la rouille en dehors du générateur. On peut aussi envisager le traitement par le sulfite de sodium solide qui absorbe l'oxygène.

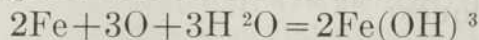
1° *agitation*; pulvérisation, circulation dans des passages de section variable ou dans des chemises à chicanes. Procédé trop incomplet pour être intéressant.

2° *vide*; l'eau bout à une température plus basse sous une pression moindre que celle de l'atmosphère, la pompe à vide enlève la vapeur qui se produit et l'air en même temps. L'élimination est encore incomplète et le travail mécanique coûteux. On peut aussi saturer l'eau à la pression atmosphérique de CO_2 ou autre gaz inerte, puis par le vide on aspire CO_2 qui entraîne une certaine quantité d'oxygène. En répétant plusieurs fois l'opération on arrive à un dégazage rapide et assez parfait.

3° *température*; la solubilité des gaz diminuant avec l'augmentation de la température ils finissent par disparaître, pas complètement cependant puisque à 100°C sous pression normale, la solubilité est encore de 2cc au litre. Mais si on atteint 100°C la pression partielle de l'air diminue et quand la vapeur s'échappe elle entraîne presque tous es gaz.

Des appareils combinent ces trois procédés et arrivent à des résultats acceptables quoique incomplets.

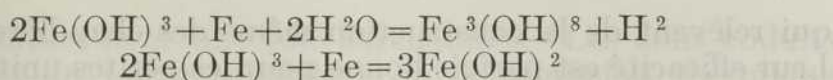
4° Tous les dégazeurs à *action chimique* reposent sur le même principe de faire passer l'eau qu'on veut dégazer sur du fer facilement oxydable.



La vitesse du courant d'eau, la température et la quantité de fer pouvant s'oxyder influent sur le rendement. On sait aujourd'hui que les fers ou aciers au manganèse sont les plus oxydables. La division du métal importe aussi beaucoup; on use des tournures (dégraissées), de grillages ou tôles perforées. L'usure est faible, on compte 10gr de fer par mètre cube d'eau saturée d'air, à froid. Le titre en oxygène tombe à 0,5cc au litre.

Les appareils¹ finissent par s'obstruer et comme le métal se recouvre de rouille, le rendement diminue beaucoup. Il faut alors régénérer la tournure en enlevant la rouille au moyen d'un courant de vapeur qui élimine les particules. Dans le système Kestner-Paris, qui mérite d'être signalé, on obtient un dégazage continu sans ralentissement. Le principe est la réduction par le fer de l'hydrate ferrique en oxyde noir verdâtre. C'est un résultat d'observation; un dégazeur au fer rouillé qui reste en contact avec l'eau dégazée voit la rouille se transformer en 24 h. environ en oxyde noir.

¹ Dégazeurs—deactivator.



en présence d'un excès de fer et en absence d'oxygène. Il suffit donc d'avoir deux dégazeurs qui travailleront alternativement. En pratique on les superpose. La hauteur est telle que l'eau soit dégazée à mi-hauteur, la seconde partie n'étant plus en milieu oxydant, travaille en réduisant la rouille d'une opération précédente. On inverse le courant d'eau de façon à ce que les 2 moitiés travaillent alternativement et le rendement est parfait, surtout à 100°C. Un filtre interposé retient les particules d'oxyde qui se détachent. La tournure est changée au bout de 6 mois à un an, suivant le débit de l'appareil. Les autres substances que le fer proposées pour désoxygéner l'eau, comme l'hydroxyde ferreux, le sulfite de sodium, les sels de zinc etc., ne sont pas utilisées dans la pratique actuelle.

Le nettoyage se fait au jet de vapeur. [Nous ne pouvons insister ici sur les dispositifs, pour lesquels le mieux est de s'en rapporter aux catalogues des constructeurs.]

II. EPURATION INTERNE

On classe dans cette division les procédés suivants:

- 1° construction spéciale du générateur
- 2° électrolyse
- 3° dispositifs mécaniques
- 4° revêtements ou enduits protecteurs
- 5° désincrustants ou détartrants.

Dans tous ces procédés on ne se préoccupe pas de la qualité (dans une certaine mesure) de l'eau qui alimente le générateur et c'est à l'intérieur qu'on agit pour empêcher les dépôts de tartre ou précipiter les sels de l'eau sous une forme facile à éliminer. Nous n'avons pas à insister beaucoup sur les dispositifs

qui relèvent de la construction même des chaudières. Leur efficacité est parfois bonne pour les petites unités travaillant normalement avec des eaux douces.

A citer:

1° *les tubes débourbeurs* — les chicanes qui empêchent les boues de voyager — cuvettes — paniers où la chaleur précipite les sels — ballon débourbeur, etc. Il suffit de vidanger périodiquement ces appareils accessoires.

2° Dans le *procédé Cumberland* on place des barres de fer isolées dans le corps de la chaudière, elles sont reliées au pôle positif d'une dynamo et on fait passer un courant d'environ 1 amp. 6 à 12 volts pour chaque 50m² de chauffe. L'eau s'électrolyse et c'est le dégagement des bulles d'hydrogène qui empêche les dépôts de se former. Malheureusement le dégagement d'oxygène peut corroder les tôles. Dans un autre procédé Agfil, on fait passer dans la chaudière un courant pulsatoire très faible de quelques milliampères et millivolts produit par un thermocouple qui utilise la chaleur de la chaudière et les vibrations extérieures qui existent toujours. Les champs magnétiques contrarient la cristallisation.

Les résultats sont incertains et capricieux.

3° en dehors des appareils détartreurs il faut mentionner les *systèmes à purges continues* qui utilisent les calories des purges pour épurer avec par exemple, du carbonate de soude dans un épurateur fonctionnant à 75°C. On évite les concentrations en sulfate de magnésium et chlorure de sodium. Des dispositifs automatiques, valves à pointeaux, envoient les purges dans un collecteur qui les conduit dans l'épurateur qu'il suffit de nettoyer quand le dépôt de boue est suffisant.

4° *les enduits protecteurs* ne résistent pas longtemps et peuvent même occasionner des accidents si un dépôt décolle brusquement et que de l'eau vienne en

contact avec une tôle surchauffée. Les bons enduits ont un faible coefficient de transmission thermique et leur emploi ne se répand pas¹.

5° les *désincrustants* (boiler compounds) agissent par action chimique ou physicochimique. Ils forment pour les petites et moyennes installations le remède le plus économique et méritent une étude un peu plus développée que les précédents procédés.

On confond malheureusement dans la pratique les *désincrustants* et les *tartrifuges* ou *antitartrants*. Les premiers sont des corps dont l'effet est de *détruire* le tartre formé dans un générateur, les seconds visent plutôt à empêcher la formation du tartre. Le rôle palliatif et le rôle préventif sont souvent confondus dans les substances ou compositions en usage. On peut définir les *désincrustants* en général comme des substances qu'on introduit *dans* les générateurs pour empêcher ou détruire les incrustations. Ces substances doivent surtout agir pour contrarier ou empêcher les cristallisations, en déterminant la formation de boues ou en désagrégeant les incrustations déjà formées afin de permettre leur enlèvement facile sans *piquage* des tôles.

Il faut aussi que les désincrustants soient sans action sur les parties métalliques des chaudières et que leur passage éventuel dans la vapeur ne soit pas une nuisance à son emploi dans les machines, non plus que la cause de crachements (priming) ou de mousses.

Le nombre des substances proposées ou employées comme désincrustantes est grand, mais beaucoup doivent être rejetées comme inefficaces et dangereuses. Il ne faut pas oublier que l'on doit considérer non pas les réactions qui se produisent à froid ou à la pression

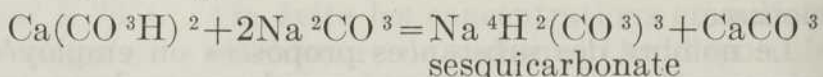
¹ Un des meilleurs à citer comme type est le mélange graphite-huile de lin cuite. Les bons enduits doivent résister aux acides, à la chaleur et être aussi bons conducteurs que possible.

atmosphérique, mais bien celles qui apparaissent à l'intérieur des chaudières. De plus, des points de vue technique et économique, la dose du désincrustant doit entrer en considération.

Il y a beaucoup de désincrustants. Ce sont rarement des corps purs, mais plutôt des mélanges de substances inorganiques et organiques ayant une action chimique ou physique nette, parfois on use de substances inertes chimiquement et qui agissent presque mécaniquement. Beaucoup ont une action nettement colloïdale, c'est-à-dire que par leur nature, ces substances prennent dans l'eau chaude l'état colloïdal; comme les particules sont très petites elles s'emparent des germes des cristaux par *adsorption* et contrarient la cristallisation tout en permettant la précipitation. On a alors à coup sûr des boues amorphes qui n'ont aucune tendance à adhérer au métal tant que l'état d'hydratation est maintenu.

Les substances inorganiques visent au contraire ou bien à augmenter la solubilité des sels incrustants ou à les transformer par double décomposition en autres sels n'ayant pas de pouvoir incrustant. Parmi les désincrustants ou les compositions les plus en usage il faut citer:

(1°) *les sels de soude*. D'une façon générale, la soude réagit sur le bicarbonate de chaux des eaux et forme du carbonate de chaux et du carbonate de soude qui réagit sur les sels alcalino-terreux.



le bicarbonate de soude est décomposé à l'ébullition

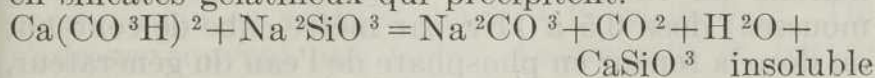
$$2\text{NaHCO}_3 + \text{Na}^2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Il suffit donc d'une faible quantité de carbonate de soude pour précipiter pendant longtemps (cela dépend des purges) une assez grande quantité de carbonate de chaux.

Le carbonate de soude agit aussi sur le sulfate de Ca. $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3$, on a aussi $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{CaCO}_3$ il en est de même pour la magnésie.

Dans les cas où du sulfate est présent il n'y a pas régénération du carbonate de soude.

Le silicate de soude transforme les bicarbonates en silicates gélatineux qui précipitent.



le carbonate de soude formé agit comme précédemment, le silicate de soude agit sur les sulfates.



Ces préparations sont vendues soit en poudre, soit en liquide, pour le silicate, généralement à 35B. Souvent les désincrusters commerciaux sont des mélanges de sels de soude: carbonate de soude avec silicate ou soude caustique; phosphate trisodique et silicate; fluorure de sodium et chlorure de sodium, etc. Les solutions contiennent de 7 à 90% d'eau. Dans beaucoup de cas on adjoint des matières organiques comme les tanins, le graphite, dont nous verrons les effets.

L'épuration *interne* au phosphate trisodique ne convient pas dans tous les cas, les spécialistes de l'épuration admettent qu'il faut: un type de chaudière rustique (de fabrication peu compliquée), une surface de chauffe inférieure à 100 m², une eau de faible dureté, une alimentation importante d'eau condensée, une marche peu poussée, une utilisation des calories perdues aux purges. Au moyen de dispositif de pompe on introduit dans la chaudière une quantité de phosphate trisodique fonction de la dureté de l'eau. La précipitation se fait dans la chaudière, il suffit d'éliminer les boues par des purges plus ou moins fréquentes suivant les cas.

L'emploi du triphosphate pour *détartre* les chaudières est aussi d'application assez récente. Nous avons vu que les phosphates s'attaquaient même au

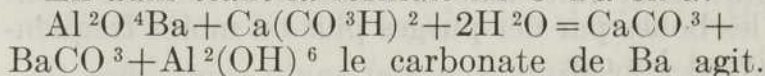
silicate de chaux qui forme avec le sulfate, le tartre le plus redoutable. Suivant l'épaisseur de la couche d'incrustation et l'état de la chaudière on compte qu'il est nécessaire de mettre au moins 1,8 à 2K,5 de triphosphate pour amener 1 Kg de tartre dur sous forme de boues.

L'opération peut être conduite de 2 façons. En marche au ralenti (pour éviter les crachements et mousses) dose 0,5 à 1Kg par mètre cube de contenu; on dose la teneur en phosphate de l'eau du générateur, quand elle devient forte c'est que les incrustations ont fixé celui qui a été introduit; on purge pour éviter l'enrichissement en sels alcalins.

Dans le détartrage total il faut détacher la chaudière de la conduite d'utilisation de vapeur. On alimente avec une eau renfermant environ 3% de phosphate trisodique et on fait bouillir quelques heures. On répète l'opération une ou deux fois, avec des solutions plus faibles jusqu'à ce qu'une prise d'eau de la chaudière indique la présence de phosphate, c'est qu'il y aura excès, l'autre quantité étant combinée avec le tartre. On vide totalement après refroidissement vers 70°C, on lave à l'eau chaude, on vide et on remet en usage. Le traitement est assez rapide, économique et, d'après une pratique sérieusement contrôlée en Allemagne, se montre efficace. On peut parfaire le détartrage au moyen des brosses métalliques passées dans les tubes, ce qui est moins onéreux et nocif que le traitement au marteau à air comprimé.

(2°) *aluminate de baryte*. Corps assez employé bien que son prix soit élevé, il précipite le bicarbonate et le sulfate de Ca.

En admettant la formule $\text{Al}^2\text{O}^4\text{Ba}$ on a:



le carbonate de Ba agit.

$\text{CaSO}^4 + \text{BaCO}^3 = \text{BaSO}^4 + \text{CaCO}^3$ pour précipiter ce corps formé il faut une nouvelle quantité d'aluminate, on a alors $\text{Al}^2\text{O}^4\text{Ba} + \text{CaSO}^4 = \text{BaSO}^4 + \text{Al}^2\text{O}^4\text{Ca}$

(On calcule la dose en se basant sur la quantité d'eau consommée en mètre cube, par exemple en multipliant par 10 le degré hydrotimétrique de l'eau on obtient le nombre de grammes de solution d'aluminate à 5B par mètre cube d'eau).

Il faut vérifier la quantité à employer quand la chaudière est détartree et se tenir toujours à un léger excès. L'inconvénient de ce corps est sa mauvaise conservation en solution même à l'abri de l'air. On s'adresse souvent aux frites d'aluminate de baryte qui se composent en moyenne de:

Silice.....	4,30	Alumine...	37,40
Baryte.....	54,69	CO ² et divers	3,61

En dissolvant 50 kg dans 500 litres d'eau bouillante et en malaxant on obtient une solution titrant environ 5°B.

Actuellement on tend à remplacer l'aluminate de baryum par l'*aluminate de sodium* qui forme des boues gélatineuses assez faciles à extraire.

DÉSINCRUSTANTS COLLOIDAUX. Depuis qu'on connaît mieux l'état colloïdal et les colloïdes, on comprend plus facilement l'action efficace qu'un grand nombre de désincrustants, surtout organiques, ont montré à l'usage.

Pour notre cas il convient de distinguer:

A) les *colloïdes hydrophobes*; genre alumine, noir de fumée, graphite. Dans un milieu, ces substances se dispersent en un très grand nombre de particules, qui, au total, offrent une surface de contact très grande. Par exemple 500 grammes de graphite colloïdal répandus dans une chaudière de 150m² de surface de chauffe représentent une surface de 50.000 mètres carrés. C'est sur cette surface que viendront se déposer par *adsorption* les germes des cristaux. La cristallisation est contrariée et il ne peut se former de pellicule de tartre. Les éléments de cristaux forment avec le graphite une boue qu'on peut facile-

ment éliminer. On remplace le graphite entraîné par les purges à raison d'environ 1 gr par mètre cube d'eau par jour.

B) les *colloïdes hydrophiles*; comme l'amidon, la dextrine, les gommés, les résines, la gélatine, les mucilages, les savons, les tanins et les tannates, etc. Ici la phase dispersée est liquide ou hydratée, elle n'est plus solide comme dans les précédents. Ces colloïdes agissent néanmoins de manière toute particulière sur les cristaux; la structure cristalline est plus ou moins détruite ou modifiée suivant l'influence d'un grand nombre de facteurs. C'est donc avec plus ou moins de succès, suivant les conditions locales: nature de l'eau, pH du milieu *interne*, façon d'introduire le désincrustant, type et régime de marche de la chaudière, pression, couple thermo-électrique et électrolytique, que ces colloïdes sont employés. Ce qui réussit dans un cas ne doit être généralisé qu'avec prudence, particulièrement en ce qui regarde la pression de régime, car les colloïdes ne supportent pas toujours des pressions élevées sans décomposition physique et chimique.

M. R. Escourron¹ s'est livré à une étude expérimentale des plus intéressante sur ces désincrustants en employant une petite chaudière et en photographiant les formes cristallines ou amorphes obtenues en concentrant une eau de 23° hydrotimétrique de 10 à 1 avec addition de dose de désincrustants variés.

L'efficacité étant définie comme étant la plus petite dose du corps à ajouter dans la chaudière pour modifier la forme des cristaux et empêcher leur adhérence.

Les principaux produits qui se sont montrés efficaces (dans les conditions de l'expérience) ont été: les *tanins*, soit sous forme de préparations composées

¹ René Escourron. La suppression des incrustations dans les chaudières. Chimie et Industrie. No 2, février 1930.

renfermant du chlorure de baryum, ou du carbonate de soude, d'extraits tannants livrés à 24 ou 30B ou en briquettes dosées pour une quantité d'eau. Les extraits de palétuvier ou mangrove (de Madagascar) se montrent efficaces à 1 gr par litre. Le quebracho, le châtaignier et le mimosa donnent de bons résultats mais sont plus chers et colorent trop les liquides contenant du fer.

NOTE

Le tanin est un acide digallique provenant surtout des écorces des végétaux, des fruits et des galles (maladies) (voir cours de tannerie) en combinaison ou non avec un alcali, il se décompose après hydratation en acide gallique. La chaleur dédouble l'acide gallique en ac. pyrogallique et anhydride carbonique.

Il a été employé depuis fort longtemps sous forme de bois en morceaux ou copeaux introduits dans les chaudières. Son action est surtout d'augmenter la solubilité des sels alcalino-terreux et d'empêcher la cristallisation à cause de la nature colloïdale des solutions de tanin.

Les tanins synthétiques sont efficaces pour empêcher la formation du tartre et leur fonction paraît résister mieux que les naturels à l'effet de la pression, mais leur forte acidité commande la prudence et leur emploi n'est pas encore bien mis au point.

Les gommés et mucilages. Depuis longtemps on s'est servi des produits mucilagineux obtenus de l'endosperme de certaines graines végétales; la graine de lin était ajoutée simplement dans la chaudière, puis le mucilage qu'elle donne avec l'eau en séparant l'huile. La graine de psyllium (plantain) donne un mucilage exempt de graisse. On prépare aujourd'hui des extraits en poudre comme le "tragasol" dont la composition est à peu près:

Galactose.....	24,8	Mat. albuminoïdes	2,4
Mannose.....	64,4	Tissus cellulaires	1,5
Pentosanes.....	4,0	Mat. minérales	2,8

Les gommés végétales: adragante, bassorin, karaya, kino, indian gum, etc., les produits retirés des algues marines (acide alginique) sont aussi efficaces.

Il faut cependant que leur prix soit assez bas. La dose est d'environ 1 gramme par litre.

L'inconvénient présenté par les mucilages surtout est que leur état colloïdal n'est pas toujours très stable aux températures élevées; de plus, comme toutes les solutions colloïdales, ils sont extrêmement sensibles à la réaction du milieu. Les résultats les meilleurs se trouvent toujours quand le pH est voisin de la neutralité. C'est donc vers le pH 7 que l'on doit maintenir la réaction, on sait que c'est aussi la concentration qui convient le mieux pour les tôles. L'acidité est préjudiciable aux métaux et détruit les solutions colloïdales.

On a cherché à stabiliser et à rendre plus facilement solubles les mucilages et gommés en leur adjoignant des collécides stabilisants comme les *extraits celluloseux* provenant de la concentration des *lessives bisulfuriques de bois*. Ces liquides marquent 25 à 30°B, sont très visqueux, renferment des résines et des celluloses. Les résultats sont très capricieux; ces produits sont souvent acides ou deviennent sensibles à la réaction dans la chaudière; de plus, ils peuvent donner des vapeurs acides (acides sulfuriques) et odorantes qui ne sont pas compatibles avec certains emplois. On les neutralise ou les mélange avec d'autres produits ("Qutan", produit anglais, mélange de tragasol et cellulose sulfite; "Deka Extrakt" produit allemand; "Super spruce" (anglais); "Solex" (suédois) sont des extraits celluloseux. Ces produits portés à haute température peuvent charbonner, ils peuvent alors agir un peu comme le graphite, mais ils présentent l'inconvénient de libérer des acides en se décomposant.

Lessives résiduelles de soude. Surtout celles qui ont servi au traitement des végétaux comme la paille, les bois résineux, elles contiennent du carbonate de soude et des résines colloïdales. Les résultats sont médiocres.

Autres substances. Un grand nombre d'autres substances ont été essayées, citons la mélasse, les sucres, le glucose, les savons solubles, le sulfocinate de soude ou d'ammoniaque. Le contrôle des résultats fait rejeter leur emploi.

Une mention doit être réservée aux *résinates* de soude ou aux résines nouvelles solubles préparées avec les éthanolamines. Ces résines empêchent la formation des cristaux mais leur dosage est délicat et il faut éviter que des dépôts de résine devenue insoluble par décomposition, viennent obstruer les tubes.

Des essais récents (1926) signalent que le tanin et l'acide humique empêchent la précipitation du carbonate de chaux. Il faut alors prendre garde quand on associe un désincrétant chimique comme les sels de soude (carbonate ou phosphate) avec un autre colloïdal. Le colloïde peut empêcher l'action chimique du sel de soude et on voit le taux d'alcalinité de l'eau augmenter; il y aurait même lieu, au dire de certains auteurs (R. Escourron) de renoncer à renforcer l'action d'un désincrétant physique avec un autre à action chimique.

Dose de désincrétant à employer. On trouvera en annexe quelques indications sur les calculs à faire pour avoir une idée de la dose de composée à employer dans les cas ordinaires. Le mieux est toujours de tenir compte de l'analyse de l'eau au moins en éléments incrustants, corrosifs ou qui facilitent la production des mousses. Le degré hydrotimétrique est aussi un repère précieux.

On doit mettre juste la dose requise pour l'effet cherché, une dose moindre est coûteuse par son inefficacité, une dose trop forte est coûteuse et dangereuse surtout par les détériorations aux appareils, le primage, les boues trop abondantes.

L'expérience locale est à considérer après des essais

sérieux. On recherchera les désincrustants qui donnent des boues à *gros grains*, ce qui facilite les dépôts. Beaucoup de fournisseurs de désincrustants font une analyse préalable de l'eau ou des dépôts formés et donnent à l'usager la dose exacte à employer avec le produit vendu. C'est une bonne chose. Toutefois, il faut savoir que la pH de l'eau dans la chaudière est un élément très important. La plupart des bons désincrustants sont à base de tanin ou de mucilages, on peut donner comme dose de base au début ou après chaque vidange complète 1 à 2Kg d'extrait aqueux par mètre cube de capacité et ensuite 0,2 à 0,3 Kg par jour et mètre cube d'eau vaporisée. Le meilleur dosage s'obtient en examinant si les boues évacuées renferment des cristaux en aiguilles. Quand les cristaux disparaissent c'est que le dosage est bon. Naturellement un examen microscopique (G = 120D) est préférable au simple examen à la loupe ou à l'œil.

(René Escourron donne le tableau suivant)

Eau de qualité moyenne	0,200 kg par M ³ d'eau	1,600 kg par	tonne de charbon
— mauvaise	0,250	“	2,000 “
— très mauvaise	0,300	“	2,400 “

Pour une chaudière déjà incrustée il faut doubler les doses pendant un certain temps. Les purges se font d'autant plus facilement que l'alimentation est arrêtée pour éviter que les courants contrarient les dépôts de boues.

NOTE

Quelques formules de désincrustants. La plupart sont brevetés, nous les donnons à titre indicatif seulement.

— Soude caustique, carbonate de soude, québracho, en solution aqueuse (H. Lilleford, U.S.P., 1926).

— Sucre, soude, gomme japonaise (agar agar, gélose). (E. Stewart, U.S.P., 1924).

— Eau 1200; cachou brun 100, gomme arabique 0,15, bichromate de soude 30, carbonate de soude 5, extrait de québracho 5, extrait de campêche 5, évaporer à consistance sirupeuse. Dose 150 à 200 gr par mètre cube d'eau. (H. Bouyard, B.F. 1925).

— Vieilles et bonnes formules: Réseau de l'État français; bouillir

copeaux de bois de campêche 130 Kg dans eau: 1000 litres avec 150 Kg de Na^2CO^3 . Dose par mètre cube et degré hydrotimétrique 20 gr.

Réseau de l'Ouest: bouillir 3 heures sciure de québracho, 240 Kg dans eau 1000 litres avec 120 Kg de soude caustique. Décantier, épuiser par l'eau, les 2 liquides mélangés doivent marquer 12° B. Dose 250 grammes par mètre cube.

Réseau de l'Est: Extrait de chataignier 120 Kg. carbonate de soude 100 Kg, eau 780 litres. Environ 30% de tanin.

—Acide résinique et glycérine ou gomme de bois, dextrine, a-dragante (S. Bilidiller, B.F., 1927).

—Colophane 100, savon de résine 4, huiles essentielles 10 (H. Kopplinger, E.P. 1924).

ou térébenthine brute 100, résine de poix 100.

—tourteaux de graine de lin déshuilée épuisés à l'eau bouillante.

Enfin deux formules personnelles, qui m'ont donné dans la plupart des cas de bons résultats. Elles ne sont pas brevetées.

(1)	Acide tanique.....	450 gr	1 lb
	Amidon.....	450 gr	1 lb
	Graphite.....	900 gr	2 lbs
	Eau.....	100 litres	22 gall.

Faire un empois avec l'amidon délayé à froid puis mêler à 10 litres d'eau bouillante. Dissoudre d'autre part l'acide tanique, mélanger le graphite, compléter le mélange avec l'eau qui reste des 100 litres. Agiter avant l'emploi. Dose pour une eau ordinaire, jusqu'à 20° hydrotimétrique, 1 litre par jour pour une chaudière de 125 H P.

(2) Graine de lin, 750 gr ou graine de psyllium, 500 gr.

Mettre dans 45000cc. d'eau bouillante (10 gallons); laisser 12 heures—agiter—chauffer et filtrer dans un linge ou avec une trompe à vide. On obtient un mélange très épais. 2 litres par jour pour 125 HP. Conserver avec un antiseptique quelconque.

CHOIX, AVANTAGES ET MODES D'EMPLOI DES DÉSINCRUSTANTS

On est obligé d'admettre actuellement qu'aucun des procédés préconisés pour empêcher les incrustations ne donne satisfaction dans les nombreux cas qui se présentent en pratique. L'action des nombreux facteurs qui provoquent les incrustations est encore mal connue. Le même désincrustant peut donner des résultats variables suivant les conditions de son emploi. Influent particulièrement: la composition de l'eau —

le mode d'introduction du désincrustant — le type de chaudière — le régime — la pression, une pression élevée décomposant par exemple les colloïdes.

Le choix d'un produit n'est pas chose commode, surtout parce que, dans bien des cas, la composition véritable n'étant pas connue, une analyse chimique n'est pas toujours suffisante pour renseigner sur la valeur du produit et l'essai pratique offre bien des dangers qui ne se manifesteront qu'au bout d'un certain temps. De plus, il faut malheureusement compter avec les chauffeurs peu scrupuleux ou ignorants qui préfèrent un produit plutôt qu'un autre sans être guidés par son efficacité.

On doit rejeter les désincrustants ayant une acidité minérale ainsi que ceux dont l'alcalinité est forte (la soude favorise le primage), ceux qui doivent être employés en trop grande quantité ou qui donnent des dépôts trop abondants de boues.

On donnera la préférence aux produits qui empêchent la formation des cristaux plutôt qu'à ceux qui augmentent leur solubilité et à ceux pouvant empêcher l'action corrosive de l'oxygène par maintien d'un milieu réducteur. On cherchera aussi les corps qui peuvent laisser une pellicule protectrice sur le métal. Ceux employés depuis un certain temps par les grandes installations qui possèdent des chimistes ou des contrôles sérieux comme les compagnies de chemin de fer ou de navigation à vapeur.

Les avantages de l'emploi des désincrustants efficaces sont réels et inverses des inconvénients des incrustations. On doit s'en servir chaque fois qu'on ne peut employer une eau *adoucie*, c'est-à-dire dans presque toutes les petites et moyennes installations.

L'introduction doit se faire directement dans la chaudière par un injecteur, une pompe, une bouteille qu'on peut mettre en pression sur la conduite de refoulement, un aspirateur ou distributeur doseur branché sur la conduite d'alimentation. Il n'est ja-

mais bon d'ajouter le produit dans la bêche d'alimentation, les réactions peuvent se faire trop tôt et sans profit.

CHAPITRE TROISIÈME

III. EAUX POUR L'INDUSTRIE ET L'USAGE SCIENTIFIQUE

L'eau est nécessaire à l'industrie, en quantité plus ou moins grande, suivant la nature de l'entreprise, et sous forme vapeur, liquide ou solide. On s'en sert comme véhicule, comme force motrice, comme agent d'échange calorifique, pour le nettoyage des appareils et des locaux, c'est un dissolvant qui permet l'extraction et l'usage de beaucoup de substances, elle entre dans la composition de nombreux produits, elle permet de faire subir des transformations à un très grand nombre de matières.

Pour qu'elle puisse convenir aux nombreux cas de son emploi il faut qu'elle possède des caractères généraux comme la pureté, la propreté, puis surtout, pour quelques groupes d'industries, une composition adéquate.

Quantité et qualité sont des questions parfois vitales qu'il faut envisager lorsqu'il s'agit de fixer la situation d'une entreprise. Suivant la composition chimique de l'eau en un lieu choisi, l'ingénieur devra songer à la nécessité d'une épuration ou correction avec les installations et dépenses inhérentes, dans l'établissement de son projet. Nous considérerons dans la suite les principales industries pour lesquelles la composition de l'eau peut jouer un rôle et influencer sur la perfection des opérations ou sur les produits finis. Le volume d'eau dont a besoin une industrie est trop facteur de la grandeur de l'entreprise et des procédés manufacturiers pour qu'il soit possible de donner des règles fixes. Dans l'établissement d'un projet spécial

il est facile, en raisonnant par analogie, de savoir quelle quantité d'eau il faut par nombre ou tonne de produits.

1° *Teintureries - Usines de blanchiment et d'apprêts.*

Les eaux titrant plus de 20° hydrotimétrique sont à rejeter. Les sels de calcium et de magnésium augmentent la dépense en mordants et diminuent les qualités de la teinture; la richesse des tons, la pureté et la vivacité des nuances, la régularité et la perfection sont affectées. Les blancs se salissent si les rinçages sont trop longs. Des matières colorantes forment souvent des combinaisons avec les sels alcalino-terreux.

Les eaux calcaires dégraissent mal les tissus, ce qui cause une absorption irrégulière de la teinture. Le désuintage se fait mal par formation de savons insolubles. Les tissus traités aux eaux dures prennent souvent une odeur rance particulière qui s'intensifie en vieillissant.

Le blanchiment au chlorure de chaux et aux peroxydes est mal fait avec les eaux trop dures. On peut corriger l'excès de chaux par l'acide acétique dans presque tous les cas.

L'oxygène de l'eau oxyde quelques couleurs.

Les eaux ferrugineuses sont aussi à redouter; à l'état d'hydrate, le fer donne des colorations avec les matières colorantes végétales à base de tanin. Dans le blanchiment avec la soude, il forme des taches jaunâtres très difficiles à éliminer.

Avec quelques colorants il se forme des laques qui changent la teinte.

L'oxyde de fer "brûle les couleurs" et donne des nuances indécises avec les teintures sur mordant.

Les eaux de condensation de vapeur doivent être totalement deshuilées et exemptes de fer naturellement.

La température importe aussi. Les eaux froides doivent être réchauffées à 25°C afin de dissoudre plus rapidement le savon et de permettre la fixation facile des colorants. Au-dessus de 30°C il faut refroidir car les couleurs coulent.

Il y a tellement de matières colorantes aujourd'hui qui peuvent être influencées par les sels dissous dans l'eau que, sauf les cas exceptionnels, il faut employer des eaux adoucies, voire distillées pour la préparation des bains. De plus, il faut maintenir une composition d'eau bien fixe pour obtenir des résultats constants. Un grand nombre d'insuccès et de différences entre des établissements employant la même couleur sont dus à l'eau. Les maisons qui font le commerce des matières colorantes renseignent généralement sur les actions dues à l'eau.

NOTE

Les eaux calcaires sont particulièrement à redouter avec les colorants appartenants aux groupes suivants:

- a) triphénylméthane; fuchsine, bleu de rosaniline, violet de Paris, vert malachite, auramine, etc.
- b) phtaleïnes; éosine, fluoresceïne, etc.
- c) safranine; phenosafranine, safranine.
- d) colorants végétaux; cochenille, kermés, garance.
- e) colorants des tanins; noix de galle, cachou.

Avec l'alizarine, sur mordant au fer ou à l'alumine, les calcaires au contraire sont utiles. On les remplace souvent dans les bains par l'acétate de calcium. Il est en effet préférable de disposer d'une eau pure pour usage général et de la modifier plutôt que de risquer ailleurs des mécomptes. La purpurine demande aussi de la chaux; le brun de Bismark donne des couleurs plus foncées avec les eaux calcaires.

2° Blanchisseries. Lavoirs (Buanderies).

En général il faut des eaux douces, pas plus de 20° h. On peut corriger sans inconvénient par le carbonate de soude. Pour les trempages destinés à dissoudre le sucre, le sang, la fécule, les aliments il est préférable d'avoir des eaux douces.

Ce qui importe le plus est la perte en savon occasionnée par les eaux dures. Par litre et par degré

hydrotimétrique 0,1gr de savon, soit 100 grammes de savon pur par mètre cube. Exemple:

Titre	Savon décomposé par M ³
5.....	0,500 Kg
15.....	1,500
20.....	2,000
30.....	3,000
100.....	10,000

L'économie réalisée par le traitement des eaux pour blanchisseries doit figurer en gain de savon contre les dépenses. Une eau titrant 30 ramenée à 5 donne une économie de $30 - 5$ soit $100 \times 25 = 2,500$ Kg par mètre cube. Une grande blanchisserie use souvent plus de 100 mètres cubes par jour pour le lessivage proprement dit, ce qui fait 250 Kg de savon qu'on peut économiser. Les calcaires gênent aussi l'action des chlorures et peroxydes décolorants.

Les matières en suspension sont indésirables; le linge prend des teintes jaunes, il faut alors rincer et azurer fortement.

Les chlorures décomposent le savon qui perd son action détersive.

Les eaux dures peuvent cependant être employées au rinçage et à l'azurage si elles sont limpides.

Dans la plupart des cas on épure ou condense les vapeurs, l'addition empirique de carbonate de soude peut être néfaste et former des précipités qui se fixent sur les fibres des tissus qui deviennent rudes et ternes. Le fer est à redouter dans tous les cas.

3° *Savonneries.* La fabrication du savon demande une eau claire sans substances en suspension. Les eaux trop calcaires donnent des savons insolubles qui entraînent des pertes en matières grasses. Les sels alcalino-terreux réagissent sur les lessives de soude ou de potasse et précipitent des carbonates. Remarquons que si on laisse déposer l'eau on a pratiqué une épuration.

Les sels de magnésium et de calcium peuvent former les savons insolubles dans les masses saponifiées, ce qui rend le savon granuleux. L'empâtage se trouve gêné, le rendement diminué aussi avec les chlorures et sulfates de Na, K, Mg, Ca.

Au contraire, le relargage est facilité par les eaux salées au chlorure de sodium.

Pour la préparation des savons liquides, les eaux calcaires forment des dépôts très longs à sédimenter, de plus on est parfois obligé d'augmenter la quantité d'alcool pour avoir une bonne clarification dans un temps raisonnable, la filtration ordinaire étant inefficace. On fait une perte en savon.

4° *Lavage des textiles. Laine, coton, soie.*

Les calcaires des eaux modifient la texture des fibres de soie, coton, lin, chanvre surtout. Les eaux ferrugineuses peuvent brunir les fibres.

Le dévidage et le décreusage de la soie naturelle sont influencés par les calcaires, il s'ensuit que la teinture prend irrégulièrement.

Les soies artificielles doivent être lavées avec des eaux très douces, exemptes de fer.

Les matières organiques sont toujours nuisibles par les fermentations qu'elles engendrent et qui détériorent les fibres. Le rouissage du lin est contrarié par les fermentations parasites et il faut des eaux de dureté moyenne.

Le desuintage et le dégraissage de la laine ne se font bien qu'avec des eaux douces. La laine est modifiée, perd de sa souplesse et sa perméabilité aux teintures, au contact des eaux dures. Le sulfate de calcium est le sel à redouter dans tous les cas.

La température influe sur la texture des fibres. Pour la laine, on sait qu'il ne faut pas dépasser 60°C. Dans les analyses de textiles, en vue de déterminer la charge, le conditionnement, il faut absolument opérer avec de l'eau distillée car la nature de l'eau

influe sur les résultats. Le décreusage, par exemple, doit être fait avec une eau ne titrant pas plus de 3° hydrotimétrique; les sels se fixent sur les fibres et augmentent le poids.

5° *Industries des produits chimiques, matières colorantes, laques, extraits.*

Les matières organiques, les sels dissous, souillent les produits, d'autant plus que la concentration et la cristallisation enrichissent les corps des impuretés de l'eau. Il peut aussi y avoir des combinaisons indésirables et les impuretés peuvent transformer un peu le produit. Par exemple, l'alizarine prend des colorations différentes en présence de différents sels.

Les extraits tannants qui sont évaporés se présentent avec des impuretés concentrées.

Les eaux ferrugineuses forment des précipités colorés en bleu foncé, vert olive, vert et noir avec les acides gallique, pyrogallique, quercitannique, cachoutannique, gallotannique.

On peut dire que dans la plupart des cas de ces industries, il est indispensable d'user d'eau distillée au moins pour les dernières opérations devant conduire aux produits concentrés ou cristallisés.

6° *Industries de la cellulose. Pâte ou pulpe de bois, papier.*

Ces industries demandent une grande quantité d'eau, environ 45 à 100.000 litres par tonne (10 à 40.000 gallons par tonne de pâte).

Il ne faut pas de matières en suspension qui restent dans la pâte et colorent le papier. Comme on se sert surtout des eaux de rivières il faut les décanter ou filtrer. Les sels, carbonates, sulfates, chlorures n'ont pas beaucoup d'influence sur la fabrication des pâtes mais gênent pour l'encollage du papier.

Les sels calcaires sont indésirables pour la fabrication des papiers fins; l'encollage est contrarié, l'alun se combine et il y a précipitation de la résine (s

l'encollage est au résinate) sous forme de résinate de chaux granuleux. Les autres substances d'encollage étant de nature colloïdale sont affectées par les calcaires.

Les sels de fer colorent les pâtes et papiers, les teintures des papiers colorés deviennent sales et sont modifiées.

La fabrication des dérivés de la cellulose, soie artificielle, cellophane, matières plastiques réclame des eaux très pures dans la préparation des pâtes. Les sels calcaires influencent la transparence surtout des substances comme le celluloid.

7° *Industries des peaux. Tannerie, mégisserie, chamoiserie.*

Ces industries font usage d'une grande quantité d'eau; on s'adresse généralement aux eaux de rivière ou de puits artésiens. L'eau joue un rôle mécanique et chimique.

Les calcaires contrarient les opérations de trempage, d'épilage.

Les eaux sulfatées (Ca ou Mg) favorisent le gonflement des peaux, elles sont à rechercher pour cette opération. Dans beaucoup de cas le tanneur ajoute en effet des sulfates à l'eau.

La fabrication des extraits tannants et le tannage demandent des eaux pures. Les calcaires, carbonate de chaux surtout, sont nuisibles; il y a formation de tannate de chaux qui nuit à la qualité du cuir et retarde l'absorption du tannin.

Pour les jus tannants disons qu'un extrait à l'eau distillée peut donner 23% tandis qu'une eau dure, au-dessus de 30° ne fournit que 2%.

Les sels de fer sont très à redouter car ils forment du tannate de fer noir qui tache les peaux finies ou donne des colorations variables tout à fait préjudiciables à la qualité du cuir. Il faut se méfier ici des tuyaux en fer, surtout au début de leur usage ou après des arrêts.

On se débarrasse du fer en aérant les eaux pour activer la transformation en sels oxydés au maximum, puis en ajoutant de la soude ou de la potasse qui précipitent l'oxyde de fer; après décantation l'eau est utilisable.

Le plus souvent les eaux pour tannerie sont corrigées par un acide qui transforme les carbonates en chlorures de Ca et Mg solubles qui n'affectent pas les cuirs.

Par exemple on peut employer par mètre cube et degré hydrotimétrique 20 gr d'HCl à 20°B; 20 gr d' NO^3H à 36B; 25 gr de $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ à 9°B. La correction peut aussi se faire avec 20 gr d'alun, 16 de chlorure de calcium et 10 de silicate de soude par mètre cube et degré h.

8° Industries photographique et cinématographique.

La fabrication des émulsions sensibles demande des eaux pures, claires, distillées si possible. Les calcaires encore sont dangereux car ils peuvent former des combinaisons insolubles et la sensibilité de l'émulsion est diminuée. Les chlorures sont intolérables puisqu'ils réagissent sur les sels d'argent; les sulfures aussi donnant du sulfure d'argent noir. Les émulsions fixées doivent aussi être lavées avec une eau claire et douce.

La préparation des bains révélateurs et fixateurs doit se faire avec de l'eau distillée ou de pluie filtrée si on veut un dosage rigoureux. Dans les grandes villes on redoutera le chlore et l'alumine dont les eaux sont chargées en certains temps de l'année (eaux traitées). Le carbonate de chaux influence les révélateurs à l'oxalate, au sulfate ferreux.

Les émulsions sont assez sensibles aux réactions physico-chimiques et chimiques pour qu'un grand nombre de taches et mauvais résultats en photographie soient imputables à une eau défectueuse.

Les eaux de lavage des plaques et films développés

peuvent détériorer les images si les sels réagissent avec les substances révélatrices qu'il faut éliminer. Les précipités peuvent s'incruster dans la gélatine ramollie.

Le lavage des papiers positifs est aussi délicat; les matières organiques (réductrices) peuvent précipiter l'or des bains ou sur les papiers qui se tachent.

La température des eaux est à considérer. Elle influe sur la vitesse de développement. On recherche surtout 20°C. Les eaux de lavage en été (25°C) sont à surveiller, elles ramollissent la gélatine, il se produit des décollements et entraînements mécaniques. Au-dessous de 10° au contraire, la gélatine est "saisie" et il faut laver plus longtemps pour éliminer convenablement les sels qui demeurent incrustés dans la gélatine.

9° Industries du sucre. Raffineries.

La principale opération de l'extraction du sucre (de betterave) est la diffusion. Ce phénomène osmotique est influencé par la nature et la quantité des sels dissous dans l'eau de diffusion. De plus, d'une manière plus générale, tous les sels de l'eau seront concentrés avec le jus et leur présence nuit à la cristallisation. Les mélasses contenant trop de sucre incristallisable sont cause d'une perte qui diminue le rendement. Tous les sels sont alors à éviter, il ne faudra donc pas corriger par des procédés qui adoucissent en laissant des sels en dissolution.

Les sulfates de Ca et Mg, les chlorures forment des combinaisons qui retardent la cristallisation et rendent le sucre déliquescant.

On admet au maximum 30° hydrotimétrique pour la diffusion. La présence de sable et matières en suspension ne peut être tolérée à cause de l'usure des appareils. Si les mélasses doivent être traitées dans des "osmogènes" il faut des eaux douces pour la fabrication.

Les matières organiques et surtout les microbes sont aussi indésirables à cause des fermentations qui peuvent se déclarer avec toutes les nuisances et pertes qui en découlent.

Les sels minéraux influent aussi sur le pouvoir absorbant des noirs décolorants. Les traitements à l'acide doivent être répétés plus souvent pour revivifier.

On use souvent dans ces industries des *eaux de condensation des vapeurs*; il faut naturellement éviter les matières étrangères, comme les huiles. Le retour des eaux de condensation en circuit est un des meilleurs moyens de donner une solution au problème. Dans quelques cas on fait l'appoint d'eau distillée par une chaudière ou appareil spécial.

10° *Brasseries. Cidreries. Vineries. Distilleries.*

Les eaux destinées à ces industries doivent en premier être potables. La présence de germes microbiens est toujours à redouter et il n'est pas vrai, comme on l'a longtemps cru, hélas, surtout dans la fabrication du vin et du cidre, que les eaux troubles étaient nécessaires. Il faut pousser le souci de pureté microbienne jusqu'à l'eau de lavage et rinçage des fûts, cuves et bouteilles, puis de la tuyauterie et des instruments accessoires.

Les matières organiques sont également nuisibles, elles favorisent le développement microbien et peuvent laisser les bières louches (champignons, moisissures, bactéries).

L'action néfaste des eaux impures se manifeste en malterie d'abord, pendant la trempé des grains; en brasserie durant la saccharification et en fermentation, où l'action des levures peut être entravée. La bière est de conservation difficile, elle prend des goûts divers désagréables et son aspect est peu invitant. On ne peut tolérer plus de 0,005 de matières organiques par

litre.¹ Les composés azotés: azotites, azotates, ammoniac sont à surveiller car ils influent sur la fabrication depuis le maltage (actions diastasiques).

Les sels alcalino-terreux ne sont nuisibles qu'en excès, l'eau est bonne entre 10 et 25 degrés hydrotimétrique. Le trempage se fait mieux avec une eau titrant 20 à 25. Les carbonates de chaux ont une action favorable sur la fermentation; ceux de magnésie sur la saccharification (diastase), en trop grande quantité cependant, les bières deviennent difficiles à conserver si leur acidité se trouve neutralisée.

Le sulfate de calcium est au contraire recherché, il favorise l'action des diastases protéiques, agit sur le goût, la coloration et la conservation de la bière. On cite toujours comme fameuses les bières de Burton en Angleterre, l'eau titrant plus de 1 gr de sulfate de chaux par litre.

Il ne faut pas cependant dépasser ce chiffre et même dans une grande brasserie de Montréal, où on était obligé de diluer l'eau séléniteuse du puits, on a dû renoncer à son emploi devant les méfaits de cette eau par trop dure sur les tuyaux et réservoirs de mélange. Mélangée à raison de 1 partie pour deux d'eau de la ville les résultats étaient excellents sur la qualité de la bière et sa teneur en matières azotées.

Les chlorures peuvent empêcher le développement des radicules en malt, ils ont une action affaiblissante sur les levures qui engraisent et dégènèrent. Au contact des appareils qui sont encore pour la plupart en cuivre, il se forme des sels qui sont dangereux. Le zinc avec les chlorures donne des goûts anormaux.

¹ Les bactéries les plus redoutables sont: le *crenothrix* Kilmiana des eaux riches en matières organiques; le champignon *Beggiatoa* Alba des eaux séléniteuses, qui dégagent des sulfhydrates; les Sarcines de Pasteur, qui sont apportées surtout par les céréales et le vent.

Les sels de fer sont indésirables, on les trouve souvent dans les eaux sulfatées provenant de l'attaque des tuyaux. Au brassage, l'activité diastasique est ralentie. Au houblonnage, avec le tanin on voit se développer des mauvais goûts et des colorations verdâtres tirant sur le noir (tannate de fer) qu'il est impossible de faire disparaître sans transformer la bière et en faire un liquide douteux.

Les eaux de villes traitées au chlore, peuvent être désavantageuses au printemps quand les doses sont augmentées à cause des fontes de neige ou des crues des eaux. Les eaux louches (traitées à l'alumine) peuvent également en certains temps de l'année causer quelques ennuis aux brasseurs; saccharification ralentie, manque de limpidité du mout épuisé, louche laiteux de la bière.

La cidrerie est aussi difficile que la brasserie pour la qualité de l'eau, sauf que les actions diastasiques n'interviennent pas. La pureté organique et microbiologique est avant tout indispensable. Le fer est plus redoutable qu'en brasserie à cause de la plus grande quantité de tanin du cidre, on a des colorations brunes ou noires désagréables. La quantité d'eau est toutefois moindre que pour la brasserie.

La vinerie réclame les mêmes qualités que les industries précédentes, mais ici la quantité d'eau est encore moindre qu'en cidrerie puisqu'il est rare que les jus de repressurage soient mélangés avec le pur jus, on en fait des piquettes. Le fer par contre et les sels de cuivre, pouvant provenir des instruments, sont à éviter totalement.

La distillerie est aussi exigeante que la brasserie puisqu'on y retrouve des opérations semblables; trempage des grains (sauf lorsqu'on part des mélasses, mais l'eau intervient alors dans la dilution), saccharification, fermentation.

Le malt doit posséder en distillerie une grande puissance diastasique, il est nécessaire d'obtenir

pour cela un développement total de la plumule; ce phénomène est favorisé par la présence de chlorures dans l'eau de trempage.

Dans l'industrie des boissons, l'eau joue un autre rôle physique important, c'est un agent de réfrigération pour les condenseurs des machines frigorifiques à gaz. Il faut des eaux froides et aussi peu chargées en sels que possible, sans quoi on assiste à des incrustations dans l'intérieur des conduites et à l'extérieur des réfrigérants, s'ils sont métalliques. Leur efficacité se trouve diminuée. Dans les tuyaux d'alimentation, nous avons vu des eaux séléniteuses incruster tellement que des conduites de 5 pouces se sont réduites à un diamètre de 2 pouces en 6 ans.

Dans les distilleries, l'eau a aussi pour usage de condenser les vapeurs qui sortent des alambics ou colonnes. Si elle est trop dure, les incrustations se forment et l'échange calorifique se fait mal, les alcools prennent des goûts variables et manquent d'uniformité. Les fractionnements sont incertains, la conduite des appareils est difficile et leur rendement diminué.

Si les eaux sont trop dures il faut les épurer, les adoucir, même pour cet usage en apparence banal qui est la réfrigération.

1 mm de dépôt incrustant équivaut, du point de vue échange de chaleur entre deux fluides, à une paroi en cuivre de 2 cm ou 3 cm de fonte.

En distillerie et en liquoristerie l'eau est utilisée pour les coupages ou réductions du titre des alcools, ou pour la dissolution du sucre. Il faut employer de l'eau distillée si on ne veut pas introduire de goûts parasites et gâter les produits. Même les eaux potables des grandes villes doivent être condamnées car la filtration sanitaire y laisse toujours des matières terreuses. Quand on ajoute des clarifiants ou antiseptiques (chlore) les liquides réduits se troublent et changent de caractères organoleptiques (cognacs, rhum, whisky, genièvre). A la Commission des Li-

queurs de Québec nous avons recommandé dès le début l'usage de l'eau distillée et il n'y a jamais eu d'incertitudes ou d'avaries dans les coupages, ce qui arriverait avec les eaux des villes de Québec et même celle de Montréal, qui est de meilleure qualité cependant.

11° *Laiteries.*

La pureté microbiologique est nécessaire pour les eaux de rinçage des bouteilles et bidons si ces récipients ne sont pas séchés avant l'emplissage du lait.

Les eaux trop calcaires ou sulfatées laissent après le rinçage et le séchage des coulisses blanches sur les bouteilles; elles sont intolérables et peuvent modifier le goût du lait ou réduire son acidité et introduire une substance étrangère.

12° *Industries des boissons gazeuses. Glace comestible. Aliments.*

Il faut naturellement des eaux potables et bactériologiquement irréprochables.

Les eaux dures au-dessus de 20 ne sont pas à considérer.

Nous avons vu que l'air est préjudiciable à l'obtention de glace ayant une belle apparence, les eaux turbides ne conviennent pas mieux, même si cet état est dû aux agents d'épuration. Le fer et ses sels donnent des goûts métalliques fades et désagréables.

13° *Usage scientifique. Laboratoires.*

L'eau distillée est la seule à considérer. Dans beaucoup de cas l'eau distillée est acide, son pH n'est pas normal à cause, le plus souvent, de CO_2 . Il suffit d'une ébullition et d'un refroidissement sans agitation pour lui donner son titre neutre. Dans d'autres cas, on doit redistiller une ou deux fois dans des appareils en verre dégraissés ou en argent, pour obtenir des eaux absolument distillées, pour les travaux de biologie par exemple. Il faut se souvenir que l'eau distillée

ne reste pas stérile sans précautions spéciales et que des microbes peuvent y vivre et proliférer jusqu'à une certaine limite. La chimie est moins exigeante sauf pour les recherches où l'eau peut jouer un rôle perturbateur. Elle peut aussi être souillée par les récipients qui la contiennent et dont les constituants peuvent être en partie solubles dans l'eau pure. Le pH se trouve modifié, ce qui est facile à mettre en évidence.

Les eaux provenant de la condensation des vapeurs industrielles usagées doivent être convenablement deshuilées et bouillies, elles renferment toujours du fer qui dépose à l'ébullition. Ce traitement finit par coûter aussi cher que l'eau distillée obtenue normalement.

La congélation *partielle* de l'eau permet la séparation assez facile des sulfates et des chlorures.

La distillation dans un alambic est mieux. Il faut surtout que le serpentín de condensation soit inattaquable par l'air chargé de vapeur d'eau et de CO_2 . On prend le verre, Cu, Sn, Ag (sans soudure au plomb). Il faut toujours rejeter les premières portions 25% qui renferment CO_2 et les matières volatiles y compris l'ammoniac. On arrête la distillation lorsque 75% de l'eau restant après rejet des premières portions est passé. En prolongeant trop on s'expose, dans les appareils intermittents surtout, à ce que les matières organiques dégagent de l'ammoniac au contact des sels concentrés; les chlorures peuvent même donner de l'acide chlorhydrique.

Distillation par la chaleur solaire. On s'est attaché souvent à utiliser la chaleur du rayonnement solaire concentré pour provoquer l'évaporation de l'eau. Il suffit de condenser les vapeurs et de recueillir les gouttes d'eau.

Jusqu'ici l'appareil pratique n'a pas été fait. Dans les régions ensoleillées on a enregistré des résultats tels que les suivants:

Avec un miroir sphérique de 7,5 m² Poullain et Ginestous ont obtenu en Tunisie, un rendement de 1 litre d'eau en 16 minutes, permettant une production quotidienne d'environ 30 litres. Au Chili, Harding, au moyen de 30 "châssis distillateurs" placés en 3 rangées, a obtenu une moyenne journalière de 67 litres durant 33 jours.

CHAPITRE QUATRIÈME

IV. EAUX POUR L'AGRICULTURE

L'eau est aussi nécessaire à la vie des végétaux qu'à celle des animaux¹. Cependant l'excès d'humidité est néfaste à la culture des végétaux ordinaires. On admet que l'eau d'imbibition du sol empêche la végétation quand le niveau de l'eau est à moins de 0m30 (un pied) de la surface du sol.

L'excès d'humidité peut provenir:

- 1° de la présence de sources
- 2° d'une couche imperméable qui forme un bassin
- 3° de la nature imperméable du sol qui retarde la pénétration des eaux de pluie et de ruissellement.

Dans ces cas, il faut assécher, drainer les terrains, capter les sources, les dériver, assainir les terrains humides ou marécageux.

Lorsqu'il s'agit au contraire de combattre la sécheresse, soit par manque d'eau, soit à cause d'un sous-sol trop perméable, il faut au contraire arroser et irriguer. On irrigue parfois avec les eaux de drainage ou les effluents d'eau épurée. Dans tous les cas, ces pratiques donnent lieu à des travaux qui peuvent être très importants du point de vue de l'ingénieur (assèchement du Zuyderzée en Hollande). Quand on se préoccupe davantage de l'aménagement des eaux pour

¹ Au soleil, une feuille verte évaporé en une heure son propre poids en eau.

la culture, cela devient du ressort de l'ingénieur agronome. Pour nous ici, nous nous en tiendrons à examiner la qualité des eaux destinées à l'agriculture qui peuvent provenir :

- A. Des pluies, neige, grêle, condensation atmosphérique, rosée. Nous en avons donné les compositions.
- B. Des fleuves, rivières, ruisseaux, lacs, sources.
- C. Des puits, réservoirs, citernes, aqueducs.
- D. Des épandages d'eaux usées, d'effluents d'épuration d'eaux d'égouts.

L'eau doit apporter au sol un appoint d'humidité pour fermer le cycle de l'eau dans la nature; à la végétation une partie des substances minérales et fertilisantes dont la plante a besoin pour son équilibre et dans le sol, l'humidité indispensable à la vie des microbes nitrifiants (il faut jusqu'à 12% d'eau pour que la nitrification se fasse normalement dans les terrains argileux).

Les eaux de provenance atmosphérique n'offrent aucun danger, sauf si elles se trouvent à précipiter sur la terre des vapeurs acides ou toxiques provenant d'usines qui déversent dans l'atmosphère des substances nuisibles à la végétation.

Les eaux des autres classes B - C - D doivent satisfaire à deux conditions de qualité.

1° *Microbiologiquement*, il faut surtout que les eaux ne contiennent pas de bactéries pathogènes lorsqu'elles sont destinées à la culture maraîchère, des fruits et des légumes. Le bacille typhique par exemple peut subsister dans la terre pendant 3 à 6 mois et dans l'eau 2 à 3 jours surtout s'il provient d'une contamination urinaire.¹

Ces eaux B et C doivent donc être assez pures, au moins en espèces pathogènes, à moins que la culture ne soit celle des céréales ou des arbres. Les eaux

¹ La convalescence avec bactériurie peut persister pendant plusieurs mois et semble pouvoir réapparaître chez un sujet sain.

de la catégorie D, quand elles proviennent directement d'eaux usées dont on veut se débarrasser par épandage, ne peuvent être consacrées à la *culture des légumes* (à moins qu'elles ne renferment aucune espèce pathogène, ce qui est rare dans l'eau des villes). Les eaux épurées, d'effluents, peuvent être généralement livrées aux terrains de culture maraîchère quand l'épuration est bonne, car les nitrates qu'elles renferment souvent constituent un engrais des plus profitable. Il faudra toujours être très prudent avant de conseiller l'épandage des eaux d'égouts sur des terres cultivées. De plus on doit assurer la retenue des corps solides et des graisses qui sont une cause de nuisance par colmatage des sols qui deviennent rapidement imperméables, les eaux donnant alors, par décomposition microbienne, des odeurs tout à fait indésirables. Le colmatage est très difficile à supprimer et son effet dure très longtemps sur les terres.

2° *Chimiquement*, il faut que les eaux ne soient pas trop acides, ce qui est rare avec les eaux naturelles, et aussi pas trop alcalines, ce qui est plus fréquent. Les eaux de crues doivent être surveillées, car si elles apportent dans certaine région un limon bienfaisant, elles peuvent aussi déposer sur les terres inondées une trop forte quantité de sels alcalins qui modifient la nature du sol. Deux cas peuvent se produire: ou bien il y a amélioration des sols ou bien, à cause d'une alcalinisation trop forte, la culture est compromise. Aux États-Unis on a posé une règle empirique mais commode pour classer les eaux d'irrigation en regard de ce qu'on a défini le *coefficient alcalin* (alkali coefficient).¹

C'est une donnée arbitraire qui n'a d'utilité que de permettre la comparaison et le classement. On le définit: la profondeur d'eau en pouces qui, après évaporation peut laisser assez d'alcalis pour rendre le

¹ Hilgard et Longbridge.

sol mauvais pour les cultures sensibles à 4 peids de profondeur.

Par exemple une eau qui aurait un coefficient alcalin de 17 cela signifierait que 17 pouces de hauteur d'eau contiendraient une quantité suffisante d'alcalis pour rendre le sol nuisible à la culture. A noter cependant que ce coefficient ne tient pas compte de la façon dont l'eau peut être répandue ni de la nature propre du sol.

Les résultats de recherches sur plusieurs cultures ayant à peu près la même sensibilité ont montré qu'on pouvait poser comme toxicité des sels alcalins pour les cultures ordinaires:

10 pour Na^2CO^3

5 pour NaCl

1 pour Na^2SO^4 . On pose donc comme règle pour calculer le coefficient alcalin

(9a) Quand $r\text{Na} - r\text{Cl}$ ou $\text{Na} - 0,65\text{Cl}$ est nul ou négatif

le coefficient alcalin $K = \frac{288}{5r\text{Cl}}$ ou $\frac{2040}{\text{Cl}}$

(9b) Quand $r\text{Na} - r\text{Cl}$ ou $\text{Na} - 0,65\text{Cl}$ est positif mais pas plus grand que $r\text{SO}^4$ ou $0,48\text{SO}^4$

$K = \frac{288}{r\text{Na} + 4r\text{Cl}}$ ou $\frac{6620}{\text{Na} + 2,6\text{Cl}}$

(9c) Quand $r\text{Na} - r\text{Cl} - r\text{SO}^4$ ou $\text{Na} - 0,65\text{Cl} - 0,48\text{SO}^4$ est positif

$K = \frac{288}{10r\text{Na} - 5r\text{Cl} - 9r\text{SO}^4}$ ou $\frac{662}{\text{Na} - 0,32\text{Cl} - 0,43\text{SO}^4}$

Dans ces calculs le potassium est compté en, ou avec le sodium. En l'absence de sodium ou de potassium, Na est déterminé par

$\text{Na} = 0,41\text{HCO}^3 + 0,83\text{CO}^3 + 0,71\text{Cl} + 0,52\text{SO}^4 - (1,25\text{Ca} + 2,06\text{Mg})$

$r\text{Na} = 1,10[r\text{HCO}^3 + r\text{CO}^3 + r\text{Cl} + r\text{SO}^4 - (r\text{Ca} + r\text{Mg})]$

par prudence on majore de 10% la valeur trouvée.

Lorsqu'il n'y a pas de calcium et de magnésium, les équations précédentes peuvent être employées en remplaçant l'expression entre parenthèses par la moitié de la dureté totale exprimée en (CaCO_3) ou son équivalent.

La formule (9a) est applicable aux eaux contenant plus de radical Cl qui est requis pour se combiner avec Na présent, et faisant penser que les autres radicaux basiques requis pour prendre Cl restant en solution sont aussi nuisibles que s'ils étaient remplacés par leur équivalent en sodium. La formule néglige les nuisances pouvant provenir d'autres radicaux que Na. Ces assumptions telles qu'appliquées aux eaux normales sont suffisantes pour la pratique.

Les eaux pour lesquelles les formules (9a) et (9b) sont applicables ne peuvent être améliorées par traitement chimique mais produisent dans le sol seulement ce qu'on nomme *alcali blanc*. Tandis que les eaux pour lesquelles la formule (9c) est applicable produisent *l'alcali noir* dans le sol et peuvent être améliorées pour être mises dans la catégorie (9b) par emploi du gypse ou plâtre.

En général, les dommages résultant de l'eau d'irrigation dépendent surtout des conditions du drainage et de la texture du sol. Les eaux ayant un coefficient alcalin faible peuvent être employées avec succès dans les sols lâches par drainage libre. La classification suivante, approximative, est basée sur une irrigation ordinaire.

Coefficient alcalin	Classe	Remarques	
	Plus de 18	bonne	Ont été employées avec succès pendant plusieurs années sans accumulation d'alcalis.
18 à 6	assez	bonne	Prendre des précautions pour éviter une accumulation graduelle d'alcalis, sauf dans les sols mous avec drainage libre.
5,9 à 1,2	passable		Prendre des précautions et sélectionner les sols ou faire un drainage artificiel.
Moins de 1,2	mauvaise		Pratiquement sans valeur pour l'irrigations.

Depuis qu'on se préoccupe de l'évolution de la concentration ionique des liquides, la recherche du pH favorable à la culture a fourni des résultats intéressants, car le pH du sol peut être modifié par le pH de l'eau qui l'arrose et qui ruisselle. Les résultats sont particulièrement influencés par les crues des cours d'eau qui apportent du limon aux terres, on comprend, par exemple, pour un cas très étudié, le limon du Nil qui a la composition suivante: SiO_2 45,10% — M^2O^3 15,95 — Fe^2O^3 13,25 — MgO 2,64 — CaO 4,85 — K^2O 1,95 — Na^2O 0,85 — M^2O 6,70 H^2O 8,84 que cet apport modifie beaucoup les conditions de la culture. Il faut aussi tenir compte dans ces phénomènes complexes de la partie saline qui pénètre dans le sol et s'en va par infiltration ou ruissellement si le sol est imperméable. Ces questions sont intéressantes surtout quand il s'agit d'étudier les régions arides du globe et pourquoi en dehors des questions de climats et nature du sol, certaines cultures sont impossibles, alors que d'autres le sont. Le lessivage des sols peut apporter des modifications qui font espérer rendre la vie possible dans des régions aujourd'hui désertiques.

CHAPITRE CINQUIÈME

V. EAUX USÉES OU RÉSIDUAIRES

Les eaux employées pour nos besoins domestiques renferment les déchets de la vie et de notre activité. On dit qu'elles sont usées, on ne peut les réemployer dans l'état où elles sont. Il faut les éloigner, les transformer afin qu'elles ne soient pas une nuisance. Les opérations industrielles laissent aussi de grandes quantités d'eaux résiduaires qui ont un caractère très particulier suivant l'industrie d'où elles provien-

ment. Enfin les eaux de pluie, de lavage et d'arrosage des rues viennent s'ajouter aux eaux précédentes dont l'ensemble est compris sous le nom d'*eaux d'égout*, qu'elles soient réunies en totalité ou en partie. On distingue parfois ce qui est commode :

- I. Les eaux vannes
- II. Les eaux ménagères
- III. Les eaux de lavage et de pluie
- IV. Les eaux industrielles

Chacune de ces catégories possède une composition assez déterminée et cela dans tous les pays, quant aux résidus qu'elles portent.

Leur élimination, épuration, traitement donne lieu à des dépenses nécessaires pour sauvegarder l'hygiène des collectivités. Les travaux qui relèvent du traitement des eaux d'égout appartiennent au génie sanitaire et nous n'aborderons pas ce côté de la question. Les points de vue chimique et biologique doivent seuls être envisagés sommairement.

I. EAUX VANNES. Sont constituées en majeure partie par les déjections humaines liquides et solides.

Les excréments humains sont comptés en moyenne par jour et par individu adulte à :

Matières fécales solides.....	150 g
Urines.....	1200 gr

En général, on peut dire que l'afflux journalier d'eaux vannes est constant pour une population donnée et sous tous les climats (au moins en poids).

D'après Heider, les déjections humaines sont composées (en grammes par jour et par individu) :

	Matières fécales solides	Urine	Total
Substances sèches.....	30,8	63,0	93,3
Matières organiques.....	25,8	50,0	75,8
Azote.....	2,1	12,1	14,2
Substances minérales.....	4,5	13,0	17,5
Acide phosphorique.....	1,64	1,8	3,44
Potasse.....	0,73	2,22	2,95

Les eaux vannes sont malodorantes, très facilement putrescibles et chargées en microbes comprenant presque toujours dans les villes ou agglomérations des espèces pathogènes (malades, hôpitaux). Ce sont des eaux dangereuses.

II. EAUX MÉNAGÈRES. Elles comprennent toutes les eaux usées de nos maisons; eaux de cuisine; de lavage des légumes et aliments, de vaisselle, du linge, des sols et parquets; les eaux de la toilette et des bains.

Leur caractéristique principale est de tenir en solution et suspension beaucoup de matières organiques et de matières grasses, des savons, des débris végétaux, de la terre. Elles sont facilement putrescibles et, à cause des matières grasses, forment des solutions colloïdales très difficiles à filtrer, d'odeur infecte et tenace. Le lavage du linge des malades peut les charger en microbes pathogènes de toutes sortes.

La quantité journalière est variable; avec le maximum le matin et aux heures des repas, le minimum étant la nuit. Le volume est aussi variable d'une contrée à l'autre suivant la quantité d'eau mise à la disposition des individus et leurs habitudes d'hygiène.

La composition est aussi très variable suivant le régime alimentaire et les habitudes domestiques.

III. EAUX DE LAVAGE DES RUES ET FLUIES.

Les premières ne se forment que dans les cités où les agglomérations qui pratiquent l'arrosage et le lavage des voies de communication. Leur volume est donc uniquement fonction de la quantité d'eau employée à ces opérations, moins l'évaporation spontanée en été et l'absorption par les chaussées perméables.

Les pays à neige abondante voient cette quantité d'eau devenir nulle tant que le sol est recouvert de neige ou de glace durant lequel le lavage est supprimé.

La composition est variable suivant la nature des chaussées et les moyens de locomotion (traction

animale ou mécanique) et la propreté des voies de circulation, fonction aussi des habitudes sociales (nature des déchets de la rue). Sur les sols perméables ou semi-perméables, ces eaux deviennent chargées en matières inorganiques en suspension, terre, sable; sur les sols imperméabilisés (asphaltes ou ciment) les matières organiques sont plus abondantes. Ces eaux sont faciles à évacuer et sont d'autant moins putrescibles qu'elles proviennent de villes où la circulation animale est faible.

Les eaux de pluies et de fonte des neiges sont assez différentes, au moins dans les villes.

Les premières ont un caractère intermittent dans leur apparition mais leur quantité est à peu près fixe suivant le climat de la région et la constante pluviométrique du lieu. Les pluies d'orage sont les plus redoutables dans les villes, car elles peuvent causer des accidents dans les canalisations d'évacuation à cause de leur volume.

Leur composition, au moins lorsqu'elles tombent, est à peu près constante. Elles sont pauvres en substances dissoutes, sauf au voisinage des mers (sel) nous avons vu que leur caractère principal était la teneur en composés azotés et au début de leur chute, entraînement des microbes et poussières de l'atmosphère (abondance dans les villes, suies). Elles sont peu putrescibles, à moins qu'elles n'aient lavé des chaussées très salies par des détritiques organiques.

Les eaux de fonte des neiges dans les villes, n'apparaissent qu'à l'occasion des dégels ou de l'enlèvement de la glace des voies de circulation.

Leur quantité est rarement nuisible puisque le dégel est plutôt lent et n'agit généralement que sur une quantité de neige qui ne représente pas la totalité de la précipitation annuelle. Dans les villes, l'eau de fonte des neiges est particulièrement sale surtout riche en matières carbonées provenant de la fumée et suie précipitées durant l'époque de l'année où les combus-

tions sont très abondantes pour le chauffage. Elles renferment beaucoup de microbes qui subsistent parfaitement pendant plusieurs mois. Elles ne sont pas très putrescibles mais n'ont aucune utilité.

IV. EAUX RÉSIDUAIRES INDUSTRIELLES.

Ces eaux ont des caractères très particuliers et bien définis selon la nature des matières premières ou produits fabriqués. Dans chaque industrie leur débit quotidien est à peu près fixe et ne varie qu'en fonction de la production saisonnière.

D'après les groupes d'industries d'où elles proviennent on peut envisager celles dans lesquelles dominent les *déchets organiques*, toujours fermentescibles, putrescibles, mal odorantes; celles où dominent les *matières minérales* souvent odorantes, acides ou alcalines, colorées, toxiques pour les animaux, par contre peu fermentescibles et renfermant peu de germes microbiens.

Qu'il nous suffise ici, à titre d'indication, de suivre la classification d'après E. Rolants¹ en ajoutant les substances caractéristiques à chacune des eaux.

- A.—Industries de l'alimentation
- B.—Industries chimiques
- C.—Industries des peaux et cuirs
- D.—Industries des grains et matières amylacées
- E.—Industries métallurgiques
- F.—Industries minières
- G.—Industries de la cellulose
- H.—Industries des sucres
- I.—Industries textiles et teintureries
- J.—Industries des corps gras.

¹ Recherches sur l'épuration biologique et chimique des eaux d'égouts (publiées sous la direction de A. Calmette) et E. Rolants: Les eaux usées. Paris 1925.

A. INDUSTRIES DE L'ALIMENTATION.

SUBSTANCES CARACTÉRISTIQUES.

1° *Abattoirs, tueries, équarrissage.*

Excréments d'animaux, débris d'aliments, sang. Flore microbienne très abondante. Eminemment putréfiable. Matières azotées et grasses abondantes.

2° *Fabrication des conserves de viandes.* Les mêmes éléments que dans (1) mais en moindre quantité. Sel marin ou salpêtre. Matières grasses et azotées.

3° *Fabrication des conserves de poissons.* Débris solides insolubles devenant malodorants. Matières grasses et surtout azotées, gélatineuses. Sel marin. Huiles.

4° *Fabrication des conserves de végétaux. Confiturerie.* Nombreux débris, pulpe, pépins, noyaux, matières sucrées. Jus très fermentescibles avec formation d'écumes. Développement rapide de pourriture et d'acidité.

5° *Boyauderies.* Le travail des boyaux (tripes) pour usage alimentaire ou industriel donne des eaux de lavage, de raclage et de blanchissage (cuisson). Elles sont jugées comme absolument insalubres. On y trouve des excréments et des microbes en abondance, lesquels à la faveur des matières gélatineuses venant du traitement à l'eau bouillante, fournissent des bouillons de culture à odeurs nauséabondes. On y trouve aussi des matières grasses, du sel, des débris de membranes.

6° *Fabriques de colles et gélatines.* A cause du lavage des matières premières surtout qui sont d'origine animale; substances grasses et azotées, sang, terre, chaux, sel marin. Débris insolubles. Microbes. Puis gélatine du lavage des appareils et acides du traitement des os. Elles sont toujours très putrescibles.

7° *Fabrication de la margarine.* (Oléo-margarine).
Matières grasses, caséine, sel marin.

8° *Fabrication de la choucroute.* Industrie européenne surtout (Allemagne). Les eaux sont chargées en sels et acides venant de la fermentation du chou. Matière organiques et débris végétaux.

9° *Industrie laitière.* Généralement gros volume d'eau résiduaire. Matière grasses, caséine, phosphates, lactose, acide lactique. Sel marin, carbonate et phosphate de soude (lavage). Acides de précipitation de la caséine. Microbes. Très putrescibles et malodorantes surtout dans les fromageries et caséineries.

Quelques variations suivant la branche de l'industrie. *a)* ramassage du lait et crème. *b)* pasteurisation et embouteillage. *c)* écrémage. *d)* beurrerie. *e)* fromagerie. *f)* caséinerie. *g)* lactoserie (et acide lactique).

[Eviter la chaux comme antiseptique dans les beurreries, qui donne une odeur de poisson avec les matières grasses et surtout azotées (triméthylamine).

Toutes ces eaux sont cause de nuisances et peuvent contaminer fortement les petites rivières et les nappes souterraines. Leur épuration s'impose dans presque tous les cas. Sauf dans les villes dont les égouts vont les conduire en mélange aux appareils d'épuration, à la mer ou dans des fleuves à grand débit où elles se diluent. Les systèmes d'épuration doivent être étudiés pour chaque catégorie d'industrie.

B. INDUSTRIES CHIMIQUES.

Dans beaucoup de ces industries, comme on connaît parfaitement la ou les substances dominantes dans l'eau, il est possible d'en faire une récupération économique avant que les eaux deviennent véritablement des eaux usées. Il faut veiller surtout à l'acidité et l'alcalinité des eaux déversées dans les cours d'eau

ainsi qu'à la présence de substances toxiques pour les poissons, les végétaux, les animaux domestiques.

1° *Acides minéraux*. Acides, sels métalliques. Ce sont les eaux de lavage des appareils et sols des usines, car pour les eaux de fabrication on récupère assez bien les acides.

2° *Acides organiques*. Matières organiques, alcalis, acides; crésol, goudrons, chlorure de calcium (dans la fabrication de l'acide pyroligneux).

3° *Acétylène*. Chaux hydratée, acétylène dissous, cyanures, hydrogène phosphoré, sulfures.

4° *Alumine et aluminium*. Acides et alcalis, alumine et aluns.

5° *Baryte*. Acides, sels de baryum, plomb (produits toxiques).

6° *Caoutchouc*. Acides et alcalis. Composés sulfurés, solvants, matières organiques et inorganiques (charges), déchets insolubles.

7° *Carbonisation du bois* (Voir Acide pyroligneux) goudrons et sels de calcium.

8° *Carbures* (Voir Acétylène).

9° *Celluloïd*. Soude, hypochlorite, acides sulfurique et nitrique, sels de manganèse, acide sulfureux, camphre, alcool, toluène, acétone. Résidus de celluloïd, pierre ponce.

10° *Chlorures décolorants, Chlore*. Chlorures de manganèse, de fer, de calcium, de magnésium, d'aluminium, de nickel, de cobalt; acide chlorhydrique, chlore, arsenic, soude.

11° *Cuivre*. (Laminoirs, tréfilerie, sels) Acides chlorhydrique, sulfurique, sels de cuivre et de fer, chlorure de calcium.

12° *Cyanures et dérivés.* Seuls les cyanures alcalins sont très toxiques. Il faut les éviter.

13° *Dynamite et explosifs.* Les eaux de lavage des appareils (bacs à acide, etc.) qui sont souvent neutralisées; l'eau qui en résulte est alors très minéralisée et si elle s'infiltré facilement, peut modifier la composition des eaux souterraines.

Les formules des explosifs modernes sont nombreuses. Ce ne sont que les eaux de lavage des appareils et des locaux qui peuvent contenir des substances toxiques car, la plupart du temps, on ne fait pas de perte de matière. Citons comme pouvant se rencontrer: l'acide picrique, l'acétone, les phénols et crésols.

14° *Fer* (sels, sulfate et perchlorure). Acides et sels de fer.

15° *Galvanisation.* Acides libres, sels de calcium, magnésium, fer, zinc, parfois cyanure de potassium.

16° *Iode.* Les eaux mères contenant des iodures sont traitées par un acide, on le retrouve dans les eaux résiduaires.

17° *Matières colorantes artificielles.* Bien que cette industrie soit conduite très scientifiquement, les eaux résiduaires peuvent contenir: des sels de fer, de manganèse, cuivre, zinc, plomb, chrome, cobalt, nickel, arsenic, mercure; acides et alcalis libres; de l'aniline, des acides sulfureux, phénique, des naphthols, crésols des composés nitrés et sulfoniques.

18° *Nitrocellulose.* Acides: sulfurique, azotique. Chaux.

19° *Noir animal.* Celui des os frais. Matières grasses, gélatine.

20° *Phosphore, phosphates.* Phosphores et composés. Carbonate de chaux en grande quantité dans l'enrichissement des phosphates.

21° *Plomb* (chromate). Acides: sulfurique, acétique, chromate et acétate de plomb.

22° *Potasse* (arséniate). Sels arsénieux et arsenique.

23° *Potasse et soude* (chromates). Bichromates et chromates.

23° *Poudrettes*. Matières organiques putrides.

24° *Salines*. Chlorures, sulfates de chaux et de magnésie.

25° *Savonneries*. Matières grasses, savons, lessives alcalines, chlorure de sodium, glycérine.

26° *Sodium* (par électrolyse). Cyanures, soude, ammoniacque.

27° *Soude*. Procédé Leblanc: sulfures de calcium et de sodium, sulfate de chaux, sulfate de fer, chaux vive, arsenic; dans les boues, soufre libre. Procédé Solvay: chlorure de sodium, chlorure de calcium, sulfate et carbonate de chaux.

28° *Superphosphates*. Chlorure de calcium et acides minéraux libres.

29° *Tabac*. Nicotine, chaux, sels organiques, matières colorantes et odorantes.

30° *Usines à gaz*. Ammoniacque et sels, cyanures, sulfures, sulfites, hyposulfites, sulfocyanures, chaux, phénols, goudrons.

C. INDUSTRIES DES PEAUX ET CUIRS. Tanneries.

1° On use des grandes quantités d'eau. Les eaux résiduaires sont une véritable nuisance.

a) *Reverdissage*. *Epilage*. *Délainage*. *Déchaulage*: Matières organiques en putréfaction, excréments, chaux, terre et sable. Flore bactérienne importante. Ammoniacque et gaz malodorants. Acides minéraux

ou organiques libres (acétique, lactique, formique, phénique, crésol sulfonique). Arsenic. Acide carbonique gazeux, borique.

b) *Préparation des extraits tannants.* Acides organiques volatils, jus de tanin. Produits oxydables qui peuvent nuire aux poissons.

c) *Tannage:* aux extraits; chaux, jus tannants — minéral; sels de chrome, de fer, d'alumine. Arsenic; chlorure de sodium, sulfures, bacilles charbonneux — à l'huile; matières grasses et acides gras, produits malodorants.

Dans l'ensemble ce sont les eaux les plus complexes qui soient à cause des nombreux procédés employés et du mélange de produits organiques, inorganiques, microbiens; solubles et insolubles. Les produits les plus toxiques sont (pour les poissons): les tanins — la chaux — l'alun de chrome — les composés arsénicaux — l'hydrogène sulfuré — les spores charbonneuses.

2° *Déchets animaux.* Crins, poils, soies de porc, cornes. Toutes ces matières ont besoin d'être lavées, soit à l'eau pure soit à la soude. Il y a presque toujours des putréfactions à l'arrivée à l'usine. Matières organiques en putréfaction, matières grasses, azotées, savons insolubles, soude, chaux, sulfures, gaz malodorants. Bactéries.

D. INDUSTRIE DES GRAINS ET MATIÈRES AMYLACÉES.

1° *Lavage des grains.* Argile, sable, débris de grains, balles, produits de fermentation acide.

2° *FÉCULERIE* (pommes de terre). Terres, pierres, sable, pulpe, fécule. Eaux très putrescibles et colorées à cause des oxydases que contiennent les tubercules.

3° *Amidonnerie.* Industrie considérée pendant longtemps comme des plus insalubre à cause des odeurs

putrides. Réglementée depuis le moyen âge, où pourtant les préoccupations d'hygiène étaient minces.

Matières organiques, débris de grains, gluten, amidon, bisulfites, soude, acides. Microbes. Hypochlorites.

4° *Malterie*. Poussières, matières organiques, débris de grains, amidon, sucre, sels (phosphates) matières azotées et mucilagineuses. Microbes. Mauvaises odeurs.

5° *Brasserie*. Le volume des eaux de lavage peut être considérable, comme en laiterie, la fabrication se répète tous les jours. On a: les eaux de trempage des grains — de lavage des appareils — d'égouttage des drèches — de lavage des planchers — de lavage des masses filtrantes — de lavage des bouteilles et fûts — de vidange des laveurs à bouteilles et pasteurisateurs.

Matières organiques, glucides, protides, débris de grains; acides: lactique, acétique, butyrique; phosphates, colles et cellulose, levures et bactéries. Acide carbonique. Hydrogène, sulfure. Odeurs infectes.

6° *Distillerie*. Fabrique de levures. On a: les eaux de trempage des grains (malterie) — le résidu de distillation (drèche et vinasse) — résidu de la rectification — eaux de lavages — eau de lavage de la levure.

Eaux terreuses; matières organiques, azotées ou non. Les vinasses sont très chargées en substances solubles. Acide lactique. Cellules de levure. Acide butyrique. Odeurs de pourriture.

E. INDUSTRIES MÉTALLURGIQUES.

Quant au problème des eaux résiduaires, on distingue:

1° *les forges et fonderies*; les eaux renferment du sable, des boues de minerais, de charbon, d'oxyde de fer.

2° *les usines de transformation et d'ouvrage des métaux.* Acides minéraux, sels métalliques, boues avec sable, oxydes. Ces eaux doivent être neutralisées, on peut en extraire des chlorures, des sulfates (on employe la chaux pour neutraliser).

F. INDUSTRIES MINIÈRES. Ici encore on use de grandes quantités d'eau pour le lavage des minerais, le transport et les procédés de lavage pour concentrer. On trouve: des matières en suspension, argiles, chlorures de sodium et autres (forages) sulfates ferriques, acide sulfurique, poussières et boues de pyrite, de charbon (schlams), sulfates de zinc, chaux, magnésie, arsenic; particules de quartz (qui ont une action néfaste sur la vie des poissons), cyanures. Puis pour les mines métalliques: cuivre, sulfate de cuivre; si les eaux sont traitées, chlorure de calcium, sulfates de magnésie et de soude.

2° *Étain*, cuivre, oxyde de fer, alumine, arsenic, antimoine, étain en suspension surtout.

3° *Fer.* Sels de fer, acide sulfurique (des pyrites).

4° *Plomb et zinc.* Plomb en suspension et en solution. Arsenic, zinc, sulfate de zinc.

5° *Terres à porcelaines et à poterie.* Argile, kaolin, quartz, gravier.

6° *Carrières de pierres. Ardoise.* Pierres broyées, poussières, sables. Matières abrasives du polissage.

7° *Salines.* Chlorures, sulfate de magnésie, chaux.

8° *Distillation des schistes.* Voir usines à gaz.

9° *Traitement des pétroles bruts. Raffinage.*

Chlorures, acide sulfurique, soude, acides gras, acide sulfureux, sulfates, bases pyridiques, savons, chaux, produits émulsionnés, goudrons, huiles miné-

rales, produits légers et malodorants, (sulfurés, pyridiques). Il faut être très circonspect sur la présence possible de produits légers et gazeux dans les eaux d'égout. Des accidents peuvent survenir.

G. INDUSTRIES DE LA CELLULOSE. PAPIER. CARTON.

Suivant le procédé en usage, les eaux résiduaires, qui sont toujours très abondantes, peuvent contenir des lessives alcalines, chaux, alumine, sulfite de chaux, acide sulfureux libre, sulfate, chlorure de chaux, couleurs minérales, cellulose, débris de chiffons, résines, acide carbonique; matières organiques dans lesquelles on trouve du ligno-sulfonate de chaux et de magnésie, des pentoses, pentosanes, mannose, galactose, dextrine, furfurool, terpène, composés du groupe vanilline.

Ces eaux ne peuvent être rejetées dans les cours d'eau sans dommages sérieux si leur dilution n'atteint pas le millième.

Les dégâts peuvent être:

a) mort du poisson par privation d'oxygène; pour une dose inférieure à 2cc par litre dans l'eau, le poisson finit par mourir.

b) avant la disparition des poissons on peut constater que la chair devient sèche, de mauvais goût (goudron) pouvant causer des malaises.

c) les animaux qui boivent l'eau deviennent malades, le lait des vaches prend un goût désagréable. Les chevaux refusent de boire l'eau.

d) les fibres de cellulose détruisent le frai. Les bactéries donnent des gaz putrides et il y a formation de masses gluantes.

e) il pousse des champignons qui s'accrochent aux objets suspendus dans l'eau.

f) les lits de reproduction pour les poissons sont recouverts de résine et de produits goudronneux.

g) le plancton change de caractère et son pouvoir nutritif diminue.

h) les plantes se couvrent de champignons et bactéries.

i) les turbines et parties métalliques en contact avec l'eau se corrodent (acides carbonique et sulfurique).

Tous ces inconvénients obligent actuellement les usines à s'installer près des fleuves à grand débit ou au bord de la mer car il n'existe pas encore de procédé d'épuration assez économique.

Dans la fabrication du papier et du carton, les eaux peuvent se charger: d'hypochlorite de chaux, de gélatine, alun, borax, résinate de soude, sulfate d'alumine, fécule, caséine, talc, kaolin, silicate de soude, sulfate de baryte, couleurs minérales et artificielles.

H. INDUSTRIES DES SUCRES.

1° *En glucoserie*, on trouve surtout : des matières organiques, des acides, du noir animal.

2° *En sucrerie*, il y a les eaux boueuses du lavage des betteraves qui contiennent des matières sucrées, azotées, terreuses et des microbes; puis les eaux de diffusion, du lavage des cossettes, les eaux de lavage des appareils, des filtres qui apportent des débris de pulpe, des sucres, mélasses, phosphates, un grand nombre de substances qui sont la proie des microbes; la fermentation putride s'installe, il y a dégagement d'ammoniac. On trouve aussi des acides organiques et carboniques. De la chaux, des sulfites, du noir animal.

3° *Distillerie de betteraves, de mélasse.*

Eaux boueuses, eaux fermentescibles, vinasses.

I. INDUSTRIES DES TEXTILES. LAVAGE. BLANCHIMENT. TEINTURERIE. Textiles et matières plastiques artificielles.

1° *Lin et chanvre*. Au rouissage, matières organiques en putréfaction; acides: acétique, propionique, butyrique. Eaux acides et corrompues. Microbes de putréfaction.

2° *Coton*. Débris de coton. Lessives alcalines, chlorures décolorants, chaux, sulfites, acides minéraux et organiques; savons, sels métalliques.

3° *Laine*. Matières terreuses et excrémentielles, graisses, fibres, potasse. Les eaux de desuintage ont une composition très complexe: carbonate de potasse et d'ammoniaque, urée, sels de potasse, formiate et oléate de potasse, glycolle, leucines, tyrosine et autres acides aminés, matières minérales. Ces eaux sont très altérables quand leur densité est supérieure à 12°B.

Les eaux résiduaires du peignage des laines renferment des matières organiques, graisses, des savons, des carbonates alcalins.

4° *Soie*. Le décreusage laisse des matières organiques fermentescibles, des eaux savonneuses; puis de l'acide sulfurique ou citrique, des matières grasses.

5° *Textiles artificiels, matières plastiques*.

Réactifs chimiques le plus souvent toxiques pour le poisson. Lessive de soude, sulfure de carbone, sulfate d'ammoniaque ou de soude, acide sulfurique, sulfite de soude, hypochlorite de chaux, ammoniaque.

La fabrication des matières plastiques à base de caséine peut abandonner aux eaux: de la caséine, de la soude, de la chaux, du formol — le celloïd: du camphre, de l'alcool, de l'éther, de l'acétone, acétate d'amyle et solvants de la cellulose — Les résines formolées: du phénol, crésol, formol, soude, acides

minéraux, — les résines coumariques et à base d'urée donnent des traces des réactifs employés provenant surtout des lavages.

6° LA TEINTURE ET L'IMPRESSION.

Acides faibles des bains mordants, acétate d'alumine, de chaux, chlorure d'étain ammoniacal, sels de fer, etc.

Lessives de soude, acides organiques, matières colorantes, eaux de savon, terres absorbantes, fibres textiles, matières colloïdales.

7° *Blanchiment.* Chlorures décolorants, sulfites, peroxydes; sels de soude, de potasse, borax, chlorure de calcium, acides libres, acides gras.

8° *Blanchisserie, buanderie.*

Savons, crasses, matières organiques, chlorures et carbonates alcalins, bleu d'alumine (outremer), graisses libres et combinées. Microbes pathogènes si les linges sont trempés sans adjonction d'antiseptique et les eaux mises directement en circulation.

J. INDUSTRIES DES CORPS GRAS.

L'extraction des matières grasses animales surtout laisse des eaux résiduaires contenant des acides libres, des matières grasses libres ou combinées du savon, des débris de membranes, toutes substances putrescibles.

L'extraction des huiles végétales et leur épuration donnent des eaux résiduaires chargées surtout en débris organiques, matières grasses et azotées d'élimination difficile.

On voit, d'après la variété des compositions que présentent les eaux résiduaires, que leur traitement est presque toujours individuel et qu'une méthode qui réussit dans une industrie peut échouer dans l'épuration des eaux d'une autre industrie. Bien que

nous n'ayons pas à nous préoccuper de cette partie du traitement des eaux résiduaires, il faut savoir que dans très peu de cas les systèmes d'épuration employés donnent satisfaction très longtemps, à moins qu'on consente à faire les frais d'un entretien sérieux des installations. Pour l'industriel, c'est toujours une dépense improductive, sauf si la quantité des produits récupérables vaut la peine ou que l'utilisation des déchets soit économiquement possible. Il résulte généralement de cet état de chose une lutte entre les industriels et les services d'hygiène, au détriment des habitants voisins des usines, qui ne peuvent pas toujours entamer des procès coûteux. Il appartient surtout aux industriels d'éviter ces conflits; d'abord en faisant une étude des conditions locales avant de fixer le lieu d'établissement de leur entreprise et d'envisager dès le début du projet le problème des eaux résiduaires. L'expérience indique que tôt ou tard les industries qui ne se préoccupent pas de faire disparaître la nuisance qu'elles causent au public, payent des dommages et intérêts qui peuvent souvent les miner ou entraver leur développement

TROISIÈME PARTIE

EXAMEN ET ANALYSE DES EAUX

CHAPITRE PREMIER

La connaissance de l'eau se base sur l'examen et l'évaluation de ses caractères physiques, chimiques, microscopiques, biologiques et bactériologiques.

Le nombre des déterminations analytiques qu'on peut faire est donc assez grand si on veut une *analyse complète* comme il est souvent demandé au chimiste, sans qu'on se rende compte de la valeur d'un tel travail et du temps qu'il faut passer à l'accomplir.

Heureusement, il est possible de simplifier, en prenant pour première considération le point de vue de l'*utilisation* de l'eau. L'expérience a appris que pour un *usage déterminé*, une eau devait présenter des caractéristiques bien définies; on a fixé des limites et il suffit, dans la plupart des cas, d'une analyse sommaire portant sur des points précis pour permettre de rendre un jugement ou de conseiller un traitement correctif.

Il faut insister en premier sur la nécessité d'une *analyse bactériologique* pour toutes les eaux qui doivent être *potables* que ce soit des eaux ordinaires ou minérales, ou devant servir à la préparation des boissons et la cuisson des aliments. On insiste avec juste

raison en génie sanitaire et en hygiène, sur le nombre d'épidémies qui peuvent être transmises par l'eau de boisson ou de lavage des ustensiles devant contenir nos aliments. Nous pensons même que, dès qu'une eau est contaminée elle devrait être bannie de tout usage car il est très rare qu'une eau déclarée non potable ne soit pas consommée accidentellement, directement ou indirectement par l'homme ou les animaux. Il y a des cas cependant où on peut admettre l'usage d'une eau suspecte non traitée, quand une canalisation spéciale la distribue et que les prises ne sont jamais accessibles au public; par exemple pour le lavage des rues, l'extinction des incendies, les chasses des water closet, l'alimentation des chaudières. Il sera prudent dans tous les cas de faire que l'ouverture de la canalisation ne puisse se faire autrement qu'à l'aide d'une clé spéciale. Les mêmes remarques s'appliquent aux eaux non potables des puits profonds. Dans les usines, on peut parfois se servir d'eaux dures mais en prévenant le personnel que l'eau n'est pas potable, et en munissant les tuyaux de prises ou robinets spéciaux. Malgré ces précautions, nous avons vu des indigestions chez les employés qui, malgré les avertissements, consomment ces eaux en été parce qu'elles sont généralement très fraîches.

En rapport avec les déterminations à faire, les eaux peuvent être envisagées comme suit:

A. EAUX QUI DOIVENT ETRE POTABLES.

I. *Potables et peu minéralisées.* Pour la boisson courante, l'usage domestique, le lavage et l'arrosage des légumes, la préparation domestique ou industrielle des aliments et boissons, la fabrication de la glace comestible ou devant être en contact direct avec les aliments. Le lavage des ustensiles et appareils, machines, utilisés pour préparer nos aliments. L'eau de toilette et pour les bains individuels ou

publics. L'eau pour abreuver les animaux domestiques.

II. *Potables et médicinales*. Minérales; gazeuses ou non; eaux embouteillées, eau distillée.

Les eaux de la catégorie A doivent être surtout convenables du point de vue bactériologique. Comme cet examen demande beaucoup de précautions et qu'il est toujours coûteux, comme c'est lui qui permettra en définitive de se prononcer sur la potabilité hygiénique, on peut procéder dans la plupart des cas, avec les eaux nouvelles, à des *épreuves rapides éliminatoires*; il y aura lieu de continuer l'analyse si on veut, pour un but scientifique ou conseiller un traitement de correction ou d'épuration afin de rendre l'eau potable.

1° EXAMEN RAPIDE: Limpidité - odeur - degré hydrotimétrique total - matières organiques - ammoniaque - chlorures - (épreuves d'abord qualitatives, puis quantitatives). Si ces épreuves sont défavorables, l'eau n'est pas potable, même si elle est pauvre en germes microbiens au moment de l'analyse. Si les épreuves sont acceptables, il faut continuer l'analyse. Si les épreuves indiquent une absence d'ammoniaque, de chlorures, de matières organiques, mais un degré hydrotimétrique élevé, il faut continuer l'analyse pour voir si l'eau est minéralisée (catégorie II).

2° EXAMEN SOMMAIRE. D'abord sur place si on le peut: matières réductrices au moyen de l'indice d'iode - nitrites par le réactif de Tromsdorff - sels ammoniacaux (R. Nessler). Puis au laboratoire.

a) *examen physique*; couleur - odeur - goût - matières en suspension (résistivité électrique pour le contrôle de la stabilité de la minéralisation).

b) *examen chimique*: Hydrogène sulfuré - nitrites et nitrates (dosage) - sels ammoniacaux (dosage) gaz et oxygène dissous - matières organiques - (épreuve

au permanganate) – azote organique – chlorures – sulfates – phosphates – alcalinité totale et permanente – degré hydrotimétrique total et permanent – matières solides (résidu sec) – métaux lourds (précipitables par H^2S).

c) *examen bactériologique.* Ensemencement sur boîtes de Petri pour le dénombrement des espèces, incubation à $20^{\circ}C$ pour la gélatine (peut être omise ou remplacée par la gélose) à 37° pour la gélose. Ensemencement en tubes à fermentation sur bile lactosée peptonée; ou bouillon lactosé; eau de peptone (pour la recherche de l'indol); ou sur bouillon phéniqué (incubation à 42°).

Dans les cas ordinaires, en complétant par quelques autres déterminations, on peut déjà formuler une conclusion après ces examens, surtout si les épreuves bactériologiques sont favorables.

3° EXAMEN COMPLET. Il faut le faire chaque fois qu'on devra conseiller des travaux importants et même, il devra être répété en plusieurs moments de l'année. Au Canada, il est important à l'époque de la fonte des neiges, au printemps et en été.

a) *examen physique.* Température – turbidité – couleur – odeur – matières en suspension – résistivité électrique.

b) *examen chimique.* Azote ammoniacal – azote protéique – azote organique – nitrite – nitrate – consommation d'oxygène – résidu d'évaporation – solides dissous – résidu fixe – perte au feu. Dureté totale, permanente, temporaire – Alcalinité ou acidité – concentration en ions hydrogène – chlore – chlorure – fer – manganèse – plomb – zinc, cuivre, étain – hydrogène sulfuré – oxygène dissous – les phosphates – les sulfates.

Lorsqu'il s'agit d'une analyse minérale, on complète par la silice – l'alumine – le calcium – magnésium – les sulfates de sodium et de potassium – la soude – la

potasse - acide carbonique libre et demi combiné - l'arsenic - l'iode - le brome - la lithine - l'acide borique - le fluor - le zinc - la baryte - le strontium.

A la source, on dose les gaz; H^2S ; CO^2 ; H ; CH^4 ; et les gaz rares, si nécessaire.

c) *examen bactériologique.* Numération des colonies sur gélatine et gélose à $20^{\circ}C$ d'incubation - sur gélatine pour les colonies liquéfiantes - sur gélose à $37^{\circ}C$ - Recherche du groupe coli-aérogène et identification complète du bacille coli - recherche de l'indol dans l'eau de peptone.

d) *examen microscopique.* Eléments végétaux - (plancton) - microbiens - parasites intestinaux et œufs.

Contrôle de traitement d'eau potable, filtration, stérilisation.

Les déterminations suivantes sont recommandables.

Turbidité - Couleur - Odeur - Alcalinité ou acidité - Concentration en ions hydrogène - Acide carbonique - Dureté totale - Chlore - (ozone ou autre substance antiseptique) - Conductibilité électrique. Nombre de bactéries - Groupe Coli.

B. EAUX NON POTABLES

4° *Examen des eaux pour l'alimentation des générateurs à vapeur.*

ANALYSE RAPIDE. Solides dissous - Alcalinité - dureté totale - dureté permanente - magnésium - chlorures - silice, fer, alumine - sulfates.

ANALYSE COMPLÈTE. On ajoute: les matières organiques - le calcium - les nitrates - CO^2 - l'oxygène dissous - les phosphates - matières en suspension - matières grasses.

Contrôle d'une installation d'épuration ou de correction, adoucissement.

Dureté totale – Chlorures – Alcalinité – Phosphates, Sulfates – Matières organiques – Oxygène dissous. Sels solubles provenant du traitement afin d'en éviter la perte par excès.

5° *Examen des eaux pour usages industriels, l'arrosage des rues, l'extinction des incendies.*

S'il s'agit d'eau devant être potable voir A.

On recherche aussi particulièrement la ou les substances qui sont nuisibles à l'industrie considérée.

L'analyse telle que conçue en 4 est à recommander.

6° *Examen des eaux usées et boues. Contrôle des eaux purifiées.*

Il y a deux cas bien distincts; on cherche les caractères d'une eau résiduaire d'industrie ou d'une eau d'égoût, ou bien on contrôle une installation d'épuration d'eau résiduaire. S'il s'agit de contrôler une installation de filtration et de stérilisation d'eau potable, voir A. L'analyse des eaux résiduaires se fait pour savoir d'abord si elles sont toxiques (épreuve des poissons) puis si on peut récupérer quelques substances, enfin quel traitement leur conviendra le mieux. Il faut presque toujours procéder à une analyse physique et chimique complète.

L'examen bactériologique ne s'impose pas, surtout si l'eau provient d'industries qui contaminent très nettement. Dans l'autre cas, si l'absence de microbes vivants est constatée, il faudra penser à la présence de substances antiseptiques dont les doses peuvent être toxiques pour les végétaux, les animaux.

Le contrôle des eaux purifiées porte d'abord sur la recherche des substances qu'on doit avoir enlevées, puis on dose: l'ammoniaque – les nitrites – nitrates – matières organiques – la consommation en oxygène – la *stabilité relative* – la demande biochimique en oxygène – les solides totaux – les matières grasses – le chlore – les chlorures – le fer – la concentration en ions hydrogène – la résistivité électrique.

La pratique permet de choisir, selon les cas, les dosages à faire pour obtenir rapidement des résultats.

Le contrôle bactériologique rapide peut être fait par les épreuves de fermentation à 42°C, la recherche de l'indol et l'épreuve au bleu de méthylène.

L'épreuve rapide peut être composée des éléments suivants: matières en suspension - oxygène (emprunté au permanganate en 3m, avant et après 7 jours à 30°C) - odeur après 7 jours - épreuve des poissons.

Les méthodes d'analyses que nous avons groupées sont celles qui sont d'un usage courant et dont la précision est suffisante dans la plupart des cas, soit qu'il s'agisse d'analyser une eau nouvelle, soit qu'on ait à contrôler une eau qui s'est modifiée ou qui a subi un traitement quelconque.

Comme cet ouvrage s'adresse surtout aux ingénieurs canadiens et de langue française, nous avons obtenu par une lettre en date du 27 avril 1934, de *The American Public Health Association* (A.P.H.A.), l'autorisation de traduire et d'adapter les méthodes qui sont actuellement considérées comme officielles et publiées dans la 7ème édition des *Standard Methods of Water Analysis* (New-York 1933).

Nous sommes heureux de remercier ici les officiers de l'Association et particulièrement M. John F. Norton, du Comité des méthodes standards.

Le texte de ces méthodes américaines est imprimé en caractère plus petit et le titre marqué d'un astérisque *, les numérotations correspondent au texte anglais de l'édition 1933. On différenciera donc bien les autres méthodes qui sont officielles en Europe, pour la plupart. Elles peuvent être utilisées chaque fois qu'elles paraissent plus simples et surtout quand on ne possède pas les appareils ou réactifs décrits aux méthodes américaines, ce qui arrive souvent lorsque le laboratoire n'est pas spécialisé dans les analyses d'eaux.

La partie des examens bactériologiques a été déve-

loppée et expliquée autant que possible, pour donner aux ingénieurs les notions indispensables à tout individu cultivé, sur cette partie de la biologie. Nous avons rencontré jusqu'ici très peu de chimistes et d'ingénieurs, à part ceux qui sont spécialisés dans le génie sanitaire, qui ont un *sens* suffisant de la bactériologie pour *comprendre* vraiment les minuties et la relativité des épreuves bactériologiques dont les résultats sont souvent traduits par des chiffres impressionnants dont on s'explique mal la provenance.

ECHANTILLONNAGE

EAUX POTABLES

POUR EXAMEN PHYSIQUE ET ANALYSE CHIMIQUE

Quantité. 2 litres au minimum pour analyse sommaire. 10 litres au moins pour analyse complète et des eaux minérales.

Récipients. Ni en métal, ni en grès. En verre, bouchés à l'émeri. Exceptionnellement, bouteilles bouchées avec du liège, dans ce cas on recouvre le bouchon d'un papier d'étain ou d'une couche de paraffine. Des bouteilles de 2 litres ($\frac{1}{2}$ gallon dites winchester) sont nettoyées à l'acide sulfurique étendu d'eau, puis avec une solution de permanganate de potassium acidulée par l'acide sulfurique. On rince convenablement à l'eau, puis à l'eau distillée.

[on peut aussi laver avec l'acide sulfurique et le bichromate de potassium ou l'acide oxalique].

On protège le col et le bouchon avec un linge ou du papier convenable.

Expédition. Les récipients convenablement éti-

quetés et munis de leur fiche de renseignements sont placés dans des caisses en bois; à compartiments s'il y a plusieurs bouteilles. Il faut éviter la casse durant le transport au moyen d'un emballage approprié.

NOTE

Modèle de fiche de renseignements à consigner, couvrant le cas d'analyse bactériologique. Les parties marquées * ne sont pas essentielles dans le cas d'analyse chimique ordinaire.

Lieu. Date du prélèvement

1° Qui a demandé l'analyse.

2° Localité ou établissements alimentés par l'eau.

3° Jour et heure du prélèvement.

4° Motif de l'analyse: épidémie - source à capter - eau pour boisson - eau pour autres usages.

5. Origine de l'eau: source - émergence - résurgence - puits - forage - rivière - lac - citerne - réservoir - eau de drainage - galerie - autre.

*6° Point du prélèvement, distance en largeur et en profondeur.

*7° Dépôts vaseux dans les puits, réservoirs ou citernes.

*8° Influence des pluies, fonte des neiges ou sécheresse sur la limpidité, le niveau et le débit habituel. Oscillations thermiques de l'eau, été et hiver.

*9° Périmètre de protection de la source ou du puits, quelle étendue.

*10° Le terrain avoisinant a-t-il des fissures ou des effondrements? Quelle est sa nature? Epreuve à la fluorescéine?

*11° Causes de souillures; permanentes ou accidentelles: habitations - fosses fixes - fumiers - étables - lavoirs - abreuvoirs - égouts - cimetièrre - usines.

*12. Mode d'épuration auquel l'eau est soumise.

13. Usage de l'eau: boisson - cuisine - lavabo - abreuvement - autre.

14° Température ambiante au moment du prélèvement, température de l'eau au même instant.

15° Observations diverses.

Précautions générales. Pas de règle fixe mais il est recommandable quelques jours avant le prélèvement d'un échantillon, d'éviter les pollutions accidentelles

(projections de terre, d'objets, seaux, planches, etc.)

Dans le cas d'une rivière on ne puisera pas l'eau ni à la surface, ni au fond. Ne pas remuer la vase et ne pas prendre trop près des rives. Quand la chose est facile, il est bon de rincer la bouteille plusieurs fois avec l'eau qu'elle doit contenir. Pour l'emplissage il est bien de prélever l'eau à quelques centimètres au-dessous de la surface et en sens inverse du courant.

L'eau de source non captée est assez difficile à prendre sans impuretés. On agira suivant les conditions locales.

Les eaux provenant de robinet, canalisation, pompe, fontaine ne seront récoltées qu'après un certain temps d'écoulement afin de se débarrasser de l'eau ayant séjourné dans les tuyaux. Pour les eaux devant servir à l'alimentation il faut prélever des échantillons: avant les réservoirs ou bassins, à la sortie des bassins, et en un point éloigné.

Les eaux de puits ou de forage récent doivent être prises seulement quand on est certain que les éléments étrangers provenant des travaux ont été éliminés.

Pour le prélèvement à des profondeurs déterminées il faut employer des dispositifs spéciaux. Beaucoup manquent de simplicité ou de commodité. Là encore il faut réfléchir et prendre des moyens aussi simples que possible, par exemple pour enfoncer la bouteille et la déboucher sous l'eau.

[Pour l'analyse bactériologique voir plus loin].

Les eaux d'égouts sont très complexes et il faut tenter un prélèvement moyen en prenant des échantillons à intervalles déterminés autant que possible en quantité proportionnelle au débit. Puis, on mélange en proportions convenables pour avoir un échantillon aussi réel que possible. La conservation des bouteilles se fera au froid ou en glacière lorsqu'il s'agit de prélèvement pouvant durer plusieurs heures, parfois 24.

On peut aussi stabiliser la composition en empêchant le développement microbien ou moyen du chloroforme ou du bichlorure de mercure.

On aura souvent à prélever selon les mêmes principes: les eaux d'égout après épuration, (fosses septiques) après lits bactériens, après lits bactériens à percolation.

L'échantillonnage de l'eau pour rechercher la pollution d'un cours d'eau se fera en 4 parties.

- (1) prélèvement à 100 mètres (300 pieds) en amont du point de déversement,
- (2) au point du déversement,
- (3) à 100 mètres (300 pieds) en aval,
- (4) l'eau déversée avant sa dilution.

S'il y a un dépôt boueux il faut en prélever un échantillon.

Il faut aussi obtenir les indications additionnelles suivantes:

- a) volume d'eau résiduaire par rapport au volume d'eau qui coule dans le cours d'eau,
- b) déversement continu ou intermittent,
- c) changements que subit l'eau après le déversement
- d) nature et provenance de l'eau résiduaire.

EAUX MINÉRALES ET THERMALES. L'échantillonnage peut présenter de grandes difficultés surtout lorsqu'il s'agit de prélever les gaz spontanés et de mesurer la radioactivité.

Les gaz se prélèvent dans des bouteilles d'un demi-litre environ. Le dégagement est souvent intermittent, il faut alors capter les bulles de gaz avant qu'elles éclatent au contact de l'air. On y parvient en employant un entonnoir qu'on tient renversé sous l'eau, la tige débouche dans une bouteille pleine dont le contenu se vide lorsque le gaz s'accumule. On laisse une petite

quantité d'eau pour faire joint hydraulique, la bouteille étant bouchée au liège et maintenue goulot en bas.

Il est souvent utile de mesurer sur place le dégagement gazeux.

Quand il y a beaucoup de gaz carbonique on s'en débarrasse généralement en faisant barbotter les gaz dans de l'eau renfermant de la potasse (eau bouillie) l'excès de gaz non absorbé est conduit dans une autre bouteille.

Dans les sources captées, on prendra l'échantillon aussi près possible du griffon sur un embranchement de la canalisation.

* I. 3. Intervalle de temps entre la prise et l'analyse de l'échantillon

Les meilleurs résultats s'obtiennent naturellement quand l'analyse est faite le plus tôt après le prélèvement.

La composition d'une eau peut changer avec le temps surtout s'il y a une souillure microbienne. De toute façon, il faut conserver les échantillons au froid et observer les temps limites suivants (pour analyse physique et chimique).

Eau pure, non contaminée.....	72 h
Eau pure contaminée.....	48
Eau très contaminée.....	12

Il faudra donc faire attention à ce que les échantillons n'arrivent pas dans les laboratoires le samedi ou le dimanche et jours de fêtes, ou bien que les colis séjournent dans les bureaux de poste ou consigne des transports.

En général on mentionnera sur les rapports, la date de prise, la date de réception et la date de l'analyse. Si on prévoit que le temps sera supérieur aux limites fixées il sera prudent d'employer un antiseptique comme le chloroforme ou le bichlorure de mercure en mentionnant la dose additionnée.

La détermination des gaz dissous ne peut donner de résultats réels que si elle est faite à la source.

Température

Cette qualité est en général peu importante, ce sont plutôt ses variations qui peuvent avoir une signification permettant d'identifier l'origine d'une infiltration ou d'un mélange de deux nappes. Les eaux souterraines doivent avoir une température assez constante au cours de l'année. Les eaux de surface suivent naturellement la température de l'atmosphère, celles des réservoirs d'alimentation des aqueducs des villes peuvent être assez chaudes en été à cause de leur immobilité, il est à remarquer que le public préfère malheureusement les eaux non potables fraîches, aux eaux pures tièdes; c'est pourquoi il est difficile souvent de faire accepter les eaux de forage profond, qui, bien que potables, peuvent émerger à 20 ou 25°C, même plus. On recherche en été une température de 16° pour que l'eau soit agréable.

La prise de la température des eaux profondes présente parfois des difficultés. Il faut avoir recours à des appareils qui conservent la température marquée à la distance voulue. Citons: le thermomètre à mercure à étranglement de Negretti et Zamba qui possède un dispositif faisant basculer de 180 degrés d'angle le thermomètre pour isoler la colonne de mercure du réservoir. Au remontage le réservoir est à la partie supérieure et la lecture se fait sur la tige qui est graduée à l'envers du système ordinaire — les thermomètres électriques (thermophone Siemens, sonde Gorceix, pyromètre d'Arnoux) — appareils enregistreurs quand il s'agit de connaître des variations avec le débit et le temps. (Type Fournier à tension de vapeur saturée.) Ces mesures sont parfois utiles pour connaître le mode de circulation des eaux dans une région.

* II. Température

La température de l'eau au moment du prélèvement s'exprime de préférence en degrés centigrades. On peut

employer des instruments, comme le thermophone, lorsqu'il s'agit d'avoir la température à différentes profondeurs.

DEGRÉ DE TRANSPARENCE.

* III. Turbidité (Turbidity)

Suivant la quantité de matières en suspension, argile, matières organiques ou microbes, l'eau est plus ou moins transparente.

On peut se contenter, dans un examen sommaire, de noter qu'elle est *limpide* - *louche* - *trouble*. Il est parfois important de donner une mesure à ce caractère.

Base de mesure. On prend l'épaisseur de la colonne d'eau sous laquelle disparaît l'image d'une bougie étalon allumée. C'est là le principe des instruments. Celui adopté est le "Jackson candle turbidimeter". Il se compose d'un tube en verre gradué, d'une bougie étalon (standard) et d'un support adapté pour recevoir les 2 verticalement superposés.

Le tube est gradué de préférence en degré de turbidité (turbidities) le fond est poli et plat. La bougie faite de cire d'abeille et de spermacéti doit être calibrée pour consommer 114 à 126 grains à l'heure; elle est maintenue par un dispositif à ressort de telle façon que la distance de 7,6 cm (3 pouces) demeure entre le support et le fond du tube centré sur la flamme. Il faut surveiller la régularité de la flamme et moucher la mèche en conséquence. On laisse la bougie allumée seulement quelques minutes pour chaque observation.

On ajoute de l'eau dans le tube, par petite quantité jusqu'à disparition de l'image de la flamme. Quand ce point est atteint, en enlevant 1% du liquide, l'image doit réapparaître.

Le tube doit être maintenu propre et sans humidité à la base.

L'observation se fait mieux dans une pièce obscure ou sous un voile noir.

On peut employer une lumière plus fixe que la bougie, mais il faut alors la calibrer avec la bougie type.

NOTE

Il est important de connaître la hauteur de la colonne en centimètre, correspondant à la "turbidity". Cela permet d'employer un tube non gradué. (Table de A.P.H.A. 1933).

Epaisseur en cm		Turbidity	
2,3.....	1000	7,3.....	300
2,6.....	900	7,5.....	290
2,9.....	800	7,8.....	280
3,2.....	700	8,1.....	270
3,5.....	650	8,4.....	260
3,8.....	600	8,7.....	250
4,1.....	550	9,1.....	240
4,5.....	500	9,5.....	230
4,9.....	450	9,9.....	220
5,5.....	400	10,3.....	210
5,6.....	390	10,8.....	200
5,8.....	380	11,4.....	190
5,9.....	370	12,0.....	180
6,1.....	360	12,7.....	170
6,3.....	350	13,5.....	160
6,4.....	340	14,4.....	150
6,6.....	330	15,4.....	140
6,8.....	320	16,6.....	130
7,0.....	310	18,0.....	120
		19,6.....	110
		21,5.....	100
		22,6.....	95
		23,8.....	90
		25,1.....	85
		26,5.....	80
		28,1.....	75
		29,8.....	70
		31,8.....	65
		34,1.....	60
		36,7.....	55
		39,8.....	50
		43,5.....	45
		48,1.....	40
		54,0.....	35
		61,8.....	30
		62,9.....	25

Il arrive que la mesure soit au-dessous de 25. On compare alors avec des préparations étalonnées obtenues en partant d'une eau dans laquelle on met 2 à 3 gr de terre à foulon (Fuller's earth) par litre, après agitation pendant des périodes de 1 h. puis repos de 24 h. on prélève la partie supérieure du liquide et on apprécie au "Jackson turbidimeter" pour obtenir 25, ou au moins, moins de 50. La solution mère sera diluée avec de l'eau distillée.

Pour les mesures au-dessous de 5, on emploie souvent un instrument spécial le "Baylis turbidimeter" basé sur l'effet Tyndall, illumination des particules en suspension.

Les solutions mères se conservent plusieurs mois; les standards dilués se conservent dans des bouteilles bouchées, on renouvelle tous les mois. Les standards convenablement agités sont examinés par comparaison, on doit comparer sur des objets semblables, dans des conditions d'éclairage identiques.

Les résultats d'observation sont exprimés en nombres entiers avec les approximations suivantes:

1 à 50	à 1 unité près
51 à 100	5 —
101 à 500	10 —
501 à 1000	50 —
1001 à plus	100 —

Coefficient de clarté (fineness)

En divisant le poids des matières en suspension dans l'eau par le degré de transparence, exprimé en mêmes unités, on obtient le coefficient *de clarté* (nombre relatif).

L'échantillon est filtré sur un creuset en "alundum" ou autre convenable pour retenir les particules, on sèche jusqu'à poids constant à 103°C dans une étuve.

Transparence - turbidité. Le trouble ou le louche de l'eau peut être dû à de l'argile, sels ferreux qui s'oxydent, algues, diatomées. Quand les matières sont colloïdales, la décantation ne suffit pas pour éclaircir.

Des eaux claires à la sortie du sol s'opacifient après quelques heures; eaux sulfureuses, chargées en CO², ferrugineuses. On peut s'en servir pour la boisson.

Les eaux limoneuses sont souvent contaminées, le trouble disparaît ou s'accentue selon les saisons et les pluies, elles sont à redouter (fausses sources, résurgences, etc.)

On peut admettre une limpidité suffisante pour la stérilisation par l'ozone quand on peut lire des caractères ordinaires d'imprimerie sous 2m.

Couleur

La transparence des eaux dépend de la couleur et des matières en suspension. Une eau peut être limpide et très colorée, mais alors sa transparence sera faible, si elle est trouble et peu colorée elle peut être aussi de transparence faible. C'est pourquoi la transparence et la turbidité sont des données importantes pour juger d'une eau.

La lumière tend à décolorer les eaux, ce qui peut indiquer la nature végétale de la coloration. Les eaux profondes, à turbidité identique, sont plus colorées que celles de la surface. Les eaux de lacs sous quelques mètres d'épaisseur sont bleues ou vertes, ou jaunes; celles des terrains granitiques, tourbières, marécages jaune brun ou jaune verdâtre; brunes

quand il y a des humates alcalins solubles. Les eaux venant des terrains calcaires sableux, argileux, sont peu colorées.

Les eaux colorées — quand la teinte ne provient pas de matières nocives, d'eaux résiduaires ou de déjections — n'ont pas d'inconvénient. L'expérience confirme cette manière de voir.

* IV. Couleur

On doit considérer:

— la *couleur apparente* qui est celle de l'eau brute non filtrée due aux substances en solution et en suspension.

— la *couleur vraie* ou *couleur*, due uniquement aux substances en solution, quand les matières en suspension ont été enlevées.

La méthode au chloroplatinate de potassium est adoptée comme standard, l'unité étant définie celle équivalent à 1mg de platine par litre.

1° Préparation de la solution standard.

Dissoudre 1,245 gr de chloroplatinate de potassium ($\text{Cl}^6\text{K}^2\text{Pt}$) contenant 0,5 de Pt et 1 gr chlorure cobaltéux ($\text{CoCl}^2.6\text{H}^2\text{O}$) contenant environ 0,248 gr le Co dans de l'eau avec 0,100 cc d'acide chlorhydrique concentré. On complète à 1.000 cc avec de l'eau distillée. Cette solution a la couleur 500.

Si le chloroplatinate de potassium fait défaut on peut substituer l'acide chloroplatinique en dissolvant 0,5 gr de platine dans de l'eau régale, évaporer à sec la solution pour chasser l'acide azotique, puis ajouter un excès d'acide chlorhydrique. Le produit est dissout avec 1 gr de chlorure de cobalt tel que dit plus haut.

On prépare des solutions ayant les couleurs 5-10-15-20... en diluant avec 50 cc dans des tubes Nessler 0,5 - 1 - 1,5 cc de solution mère. Ces liquides seront conservés à l'abri de l'évaporation et des poussières.

2° Mode opératoire.

On observe dans des tubes standards de Nessler tenus verticalement et éclairés par un miroir ou une surface blanche, réfléchissant la lumière dans la colonne

liquide. Il faut mettre une quantité de liquide bien égale à celle des solutions colorées.

Si le liquide a une couleur plus forte que 70, il faut diluer avec de l'eau distillée.

Il faut que les substances en suspension soient enlevées; la centrifugation préalable donne les meilleurs résultats. La filtration est défectueuse car on voit souvent des décolorations se produire.

La couleur apparente se détermine sur l'échantillon brut sans filtration.

La couleur vraie et apparente pour les eaux transparentes est à peu près identique.

Les résultats s'expriment en nombres entiers entre

1 et 50 à	1	unité près
51 à 100 à	5	— —
101 - 250 à	10	— —
251 à 500 à	20	— —

2° DÉTERMINATION AU MOYEN DES DISQUES COMPARATEURS COLORÉS.

Il existe une méthode acceptée dans laquelle la comparaison se fait avec des disques en verre, calibrés pour correspondre à la méthode au platine-cobalt.

[U. S. Geological Survey].

On peut aussi étalonner la méthode platine - cobalt avec les verres colorés du tintomètre Lovibond et obtenir des résultats comparables.

NOTE

ODEUR ET SAVEUR. Les odeurs et saveurs des eaux sont parfois difficiles à définir, on s'en rapporte à des échelles arbitraires.

ODEUR. Surtout les eaux stagnantes à cause des odeurs de vases, poisson, herbes, algues, diatomées et celles provenant des décompositions microbiennes.

H²S n'est pas toujours l'indication d'une contamination microbienne (passage sur des pyrites).

On retrouve cette odeur aussi dans les eaux qui séjournent dans les vases clos ou les conduites; dans les puits il faut toujours penser à une contamination.

L'odeur d'hydrogène sulfuré disparaît par aération.

Des odeurs schisteuses, alliacées (phosphure d'hydrogène), fétides peuvent se rencontrer quand des eaux qui peuvent être stériles, passent sur des minéraux qui se décomposent sous l'action des sels de l'eau. Il faut tenir compte de l'odeur des récipients s'ils sont conservés l'ouverture bouchée; ceux posés sur la toile cirée sentent toujours l'huile de lin; ceux sur du bois lavé à la soude sentent l'alcali.

SAVEUR. Elle doit être agréable et faible en tous cas. Le sens du goût, comme celui de l'odorat, est bien plus sensible que les réactifs les plus précis.

La saveur piquante et aigrelette est due surtout à CO_2 et aux nitrites; la saveur terreuse, aux eaux argileuses; métallique, pour celles qui renferment le fer; fade, quand on a du sulfate de calcium.

On dit saveur lourde ou légère suivant le plus ou moins de minéralisation; herbacée ou vaseuse quand des matières organiques sont présentes.

On note souvent la saveur vaseuse sur le continent américain et en Angleterre, peu sensible dans l'eau fraîche ce goût apparaît à chaud surtout. La saveur chlorée des eaux javellisées est due non pas au chlore libre qui s'élimine facilement, mais à celui fixé sur les matières organiques; s'il y a des traces de phénol on perçoit l'odeur désagréable du chlorophénol.

Enfin des moisissures et des bactéries donnent, par leur abondance, des goûts particuliers.

Les goûts dus aux microorganismes s'éliminent bien par le procédé du sac de sulfate de cuivre promené à la surface du réservoir (1 gr par mètre cube).

Le goût minéral dû aux sels en excès disparaît par l'adoucissement.

Les goûts chlorés s'éliminent très difficilement, il est recommandé de les éviter par un des procédés suivants:

1° procédé Houston, pour les eaux peu contaminées, au permanganate et chlore.

2° procédé Diévert, pour les eaux moyennement souillées, au chlore et à l'ammoniaque.

3° procédé R. Adler pour les eaux très contaminées, superchloruration, l'excès de Cl étant détruit sur du charbon activé qui le transforme en HCl.

Substances dissoutes	Doses reconnaissables en milligrammes par litre		
	Nettement	Faiblement	Impossible
Sucre.....	1.200	600	300
Chlorure de Na et de Ca.....	600	300	150
Chlorure de Mg.....	100	60	—
Sulfate de Ca.....	205	102	51

Sulfate de Na et de Mg.....	1.200	600	300
Sulfate ferreux et de Ca.....	7	3,5	1,75
Chlorure ferrique.....	30	15	7,5
Nitrates et nitrites alcalins.....	1.200	600	300
Acide sulfurique.....	4	2	1
Acide sulfhydrique.....	1,15	0,57	0,28
Chlorure de chaux.....	0,5	0,2	—de0,2
Chlore actif.....	0,1	0,05	de—0,05

*V. Odeur

L'odeur dégagée par une eau de surface, à froid et à chaud, indique souvent la présence de micro-organismes ou contamination par un égout. Quelques eaux ont aussi l'odeur terreuse des constituants. Une eau de puits odorante permet de prévoir une contamination.

Certaines odeurs caractérisent des espèces microbiennes; par exemple, l'odeur de poisson appartient surtout au groupe *Urogléna*; l'odeur aromatique ou rose géranium, à l'*Asterionella*; l'odeur de soue à cochon (pig pen) à l'*Anabaena*.

Mode opératoire

1° *A froid.* Agiter violemment une bouteille échantillon empli à moitié ou aux 2/3. Enlever le bouchon et sentir l'odeur au goulot (t. 20°C).

2° *A chaud.* Mettre environ 150cc d'eau dans un Erlenmeyer de 500cc. Couvrir avec un verre de montre. Chauffer sur une plaque chauffante jusqu'au point d'ébullition. Enlever de la plaque, laisser refroidir 5 minutes. Agiter avec mouvement rotatoire, découvrir le goulot et sentir.

3° *Expression des résultats.* On se sert d'un des termes ou initiales suivants:

a	AROMATIC	aromatique
c	FREE CHLORINE	exempte de chlore
d	DISAGREABLE	désagréable
e	EARTHY	terreuse
f	FISHY	de poisson
g	GRASSY	graisseuse
m	MOLDY	de mois

M	MUSTY	de renfermé
P	PEATY	tourbeuse
S	SWEETISH	sucrée
S	HYDROGEN SULFIDE	sulfureuse
V	VEGETABLE	de plante

L'intensité s'exprime au moyen des nombres suivants correspondants aux préfixes:

0. NONE nulle, pas d'odeur perceptible.
1. VERY FAINT très faible, odeur peu perceptible par le public mais décelée par un expérimentateur exercé au laboratoire.
2. FAINT faible, décelée par une personne ordinaire quand on attire son attention sur l'odeur, mais qui serait imperceptible sans cela.
3. DISTINCT distincte, odeur nettement perceptible et qui rend l'eau immédiatement suspecte.
4. DECIDED franche, odeur qui force l'attention et fait penser que l'eau n'est pas potable.
5. VERY STRONG très forte, odeur très prononcée qui rend l'eau repoussante pour la boisson. (Ce terme est réservé aux cas extrêmes.)

Densité des eaux.

Eaux non gazeuses. On se sert d'un picnomètre de 50 ou 100cc autant que possible muni d'un thermomètre ou protégé par une double paroi à vide intermédiaire. Le picnomètre peut être taré à la température où l'on veut prendre la densité soit à 4° 15,5; 20°C avec de l'eau distillée bouillie. Le poids du picnomètre plein d'eau à essayer, moins le poids vide, divisé par le poids en eau du picnomètre donne la densité de l'eau.

On peut aussi prendre le poids du picnomètre plein d'eau distillée puis plein de l'eau à essayer à la même température et établir le rapport

$$d = \frac{P \text{ plein d'eau} - \pi \text{ (picno. vide)}}{p \text{ plein d'eau distillée} - \pi \text{ (vide)}}$$

Eaux gazeuses. Il faut faire partir les gaz sans concentrer l'eau, surtout si ce sont des eaux minérales. Agitation ou séjour à la même température qu'une eau distillée qui servira de comparaison. On prend le poids avec un picnomètre.

Fange et boues des eaux d'égout.

La densité se prend avec un picnomètre à large ouverture, on opère comme pour les poudres. Le picnomètre est pesé vide puis plein d'eau. On établit le rapport comme précédemment.

Expression des résultats des analyses chimiques

A cause de ses conséquences, immédiates ou lointaines, sanitaires, économiques ou industrielles, une analyse d'eau présente un intérêt considérable. Que l'analyse soit sommaire ou complète, l'analyste qui signe un rapport et qui émet des conclusions engage grandement sa responsabilité. Il devra toujours être prudent et s'entourer de tous les éléments de certitude depuis le prélèvement de l'échantillon, la précision des diverses déterminations (balance, solutions titrées, produits chimiques purs, vaisselle convenablement lavée, etc.) jusqu'aux calculs, qu'il est bon de vérifier. Nous verrons que la même prudence doit présider à l'énoncé des conclusions d'un examen bactériologique dont l'importance, du point de vue sanitaire, ne saurait être exagérée, sans pour cela tomber dans une intransigeance antiscientifique comme cela s'est souvent produit avec des personnes insuffisamment renseignées et peu au fait de la relativité de beaucoup de données analytiques.

Si on n'a fait qu'une seule analyse, il faudra faire une réserve quant aux conclusions qui ne peuvent être valables qu'à l'époque du prélèvement.

Lorsqu'il s'agit d'entreprendre de grands travaux ou de livrer à la consommation une eau nouvelle, en plus des données analytiques, le rapport doit faire mention de toutes les conditions du lieu où se trouve l'eau et même, le rapport d'un géologue n'est jamais inutile. Nous renvoyons à la page 237 pour fiche de renseignements qui doit être complétée par autant d'observations précises qu'on le peut.

Les résultats peuvent être exprimés:
 en milligrammes par litre (Europe) 15°C
 en parties par million (mg par litre) (Amérique) 20°C.
 en parties par 100.000 ou grains par gallon (Angleterre)

NOTE

On a proposé récemment¹ d'exprimer en équivalent chimique: *millinorme*, millième partie de l'équivalent chimique ou milli-équivalent. La dureté se trouverait remplacée par cet indice qui serait assez général, on peut passer des degrés de dureté aux millinormes par les facteurs suivants:

du degré	anglais	aux millinormes	1/3,5
“	français	“	1/5
“	allemand	“	1/2,8

Les millinormes correspondent au nombre de cc de solutions titrées décimorales (N/10).

Ex: Sur 100 cc d'eau on dose l'alcalinité avec HCl N/10 et l'hélianthine comme indicateur; on trouve 4,8cc. L'alcalinité serait exprimée (en carbonate) 4,8 millinormes. L'auteur donne un tableau des millinormes.

Généralement, on exprimera en mg par litre c'est-à-dire parties par million.

Les matières organiques: en oxygène ou acide oxalique

Les matières réductrices et H²S: en iode

L'oxygène dissous: en poids et en volume

Sels ammoniacaux: en azote

Nitrites: en acide nitreux N²O³ ou nitrate de sodium.

¹ A. Sulfrian. Indice international de mesure pour l'examen des eaux. *Annales de Chimie analytique* No 12, Déc. 1931. Paris.

Azote organique: en azote
 Nitrates: en HNO^3
 Nitrates de chaux: en $\text{Ca}(\text{NO}^3)^2$
 Chlorures: en Cl. Chlorure de sodium: en NaCl
 Phosphates: en P^2O^5
 Sulfates: en SO^3 . Et sulfate de chaux correspondant
 Alcalinité totale: en Ca CO^3
 Alcalinité permanente: en Ca CO^3
 Acidité: en H^2SO^4
 Degré hydrotimétrique: en degré français

On peut compléter par:

Les gaz dissous: en cc ou en poids
 Le résidu à 120°C : en poids
 Le résidu à 180°C : en poids. — La silice: en SiO^2
 Le fer: en Fe^2O^3 . — L'alumine: en Al^2O^3
 La chaux: en CaO. — La magnésie: en MgO

Si on déroge à ces expressions il est prudent de l'exprimer sur le rapport. D'ailleurs afin de permettre des comparaisons il est toujours préférable d'indiquer ce que le chiffre donné représente.

L'analyse chimique nous fait connaître des *éléments*: corps simples, radicaux, ions positifs ou négatifs¹ mais ne nous indique aucunement sous quelle forme plus ou moins complexe les substances sont réellement contenues dans l'eau.

Les différents éléments peuvent être combinés de plusieurs façons et les lois qui gouvernent ces combinaisons sont trop mal connues encore pour qu'on puisse affirmer que telle ou telle combinaison est bien la véritable. On en est réduit à des hypothèses qui sont plus ou moins bonnes.

Les principales sont les suivantes:

1° *Règle de Frésenius*: la plus ancienne. On groupe les éléments selon leur affinité connue. Cette façon

¹ Les ions électro-positifs sont les cations (les métaux); les ions électro-négatifs sont les anions (les métalloïdes).

de faire est commode car elle permet de calculer rapidement *la correction chimique*. De plus, il est possible de vérifier la vraisemblance de l'hypothèse par une contre-analyse.

On admet que les acides sulfurique et nitrique sont d'abord saturés par la chaux; et, s'il reste de la chaux, on la compte en carbonate. Toute la magnésie est comptée en carbonate; le chlore en chlorure de sodium; la silice en SiO_2 , etc.

2° *Règle des valences ou unités chimiques.*

Les divers éléments sont évalués en valences ou unités chimiques, non en grammes. On les divise en éléments basiques et acides sans faire d'hypothèse sur l'association des éléments. Cette méthode est bonne surtout pour les eaux à usages industriels pour lesquelles il faut calculer rapidement les quantités de substances à ajouter pour corriger.

On exprime plutôt en millivalences par litre.

Ex: Ca et Mg, éléments basiques sont bivalents

— on pose $\frac{\text{Ca}}{2} = x$; $\frac{\text{Mg}}{2} = y$; alcalins = z

valences basiques = $x + y + z = B$

— éléments acides CO_3 (bicarbonates) = x'

$\frac{\text{SO}_4}{2} = y'$; Cl. $\text{NO}_3 = z'$

valences acides = $x' + y' + z' = A$

On doit avoir $B = A$ et $A + B$ représente la somme des valences salines de l'eau. On doit ajouter, s'il y en a, l'acide carbonique libre

$$\frac{\text{CO}_2 \text{H}^2}{2} = x''$$

En évaporant l'eau on trouve le résidu fixe qu'on exprime en valence par la somme $B = A$

$x + y$ représente surtout la dureté de l'eau (degré hydrotimétrique).

Exemple: Résultats en poids d'une analyse Equivalent

		gr	
Calcium	Ca	0,2828	= 20
Magnésium	Mg	0,0821	= 12
Sodium	Na	0,2960	= 23
Ac. carbonique	CO ³	0,0855	= 30
Ac. sulfurique	SO ⁴	1,0632	= 48
Chlore	Cl	0,3142	= 35,5

Total 2,1238

On pose

Éléments basiques B		Éléments acides A	
Ca	$= \frac{282,8}{20} = 14,14$	CO ³	$= \frac{85,5}{30} = 2,85$
Mg	$= \frac{82,1}{12} = 6,84$	SO ⁴	$= \frac{1063,2}{48} = 22,15$
Na	$= \frac{296,0}{23} = 12,87$	Cl	$= \frac{314,2}{35,5} = 8,85$
	Total 33,85		Total 33,85

Les éléments d'épuration se calculent¹

$$x \left(\frac{\text{Ca}}{2} \right) y \left(\frac{\text{Mg}}{2} \right) x' (103) \text{ et } x'' \left(\frac{\text{CO}^3\text{H}^2}{2} \right)$$

il faut ajouter $(x'' + x' + y) \frac{\text{Ca(OH)}^2}{2}$ de chaux

$(x + y - x') \frac{\text{CO}^3\text{Na}^2}{2}$ de carbonate de soude

Après réaction, on doit avoir

$(x + y + x' + x'') \frac{\text{CaCO}^3}{2} + y \frac{\text{Mg(OH)}^2}{2}$ qui précipitent

et $y' \frac{\text{Na}^2\text{SO}^4}{2} + z' \text{NaCl}^2 + (x' + x'') \text{H}^2\text{O}$

qui demeurent en dissolution.

Après réaction et décantation ou filtration on a:

$$y' + z' = x + y + z - x' \text{ (sels de soude)}$$

La quantité de réactif se calcule en x les chiffres par le poids moléculaire.

$(x'' + x' + y)$ 37 gr de chaux vive par M³

$(x + y - x')$ 53 gr de carbonate de soude par M³

¹ G. Bouret. L'eau dans l'industrie.

3° Règle des ions.

Méthode simple, correspondant aux conceptions d'Arrhénius sur la dissociation des ions dans les solutions aqueuses. Tous les sels, acides ou bases dissous dans l'eau sont plus ou moins dissociés en éléments ions. Les acides donnent des ions H(+); les bases des ions OH(—). Dans les solutions neutres les ions + et — sont en quantités égales.

Pour exprimer les résultats en ions, on multiplie chaque corps dosé par son facteur.

Peroxyde de fer en Fe^{2}O^3	en ion	Fe = poids	$\text{Fe}^{2}\text{O}^3 \times 0,7$
Alumine en Al^{2}O^3	“ “	Al = “	$\text{Al}^{2}\text{O}^3 \times 0,529$
Chaux en CaO	“ “	Ca = “	$\text{Al}^2 \times 0,714$
Magnésie MgO	“ “	Mg = “	$\text{MgO} \times 0,600$
Chlorure de Na	“ “	Cl = “	$\text{NaCl} \times 0,393$
Sulfates en SO^3	“ “	$\text{SO}^4 =$ “	$\text{SO}^3 \times 1,2$
Nitrates	“ “	$\text{NO}^3 =$ “	$\text{HNO}^3 \times 0,984$
Carbonates en CO^2	“ “	$\text{CO}^3 =$ “	$\text{CO}^2 \times 1,363$
Silice en SiO^2	“ “	$\text{SiO}^3 =$ “	$\text{SiO}^2 \times 1,266$
Soude Na^{2}O	“ “	Na = “	$\text{Na}^{2}\text{O} \times 0,7419$
Potasse K^{2}O	“ “	K = “	$\text{K}^{2}\text{O} \times 0,829$

4° Interprétation géochimique (Méthode Palmer¹)

L'analyse est réduite sous forme ionique, les radicaux sont exprimés en mg par litre (parties par million). Le poids de chaque radical est \times par son coefficient de réaction qui donne sa valeur de réaction.

Ce coefficient est l'inverse du nombre obtenu en divisant le poids atomique par la valence.

Radicaux positifs	Coefficients	Radicaux négatifs	Coefficients
Hydrogène H	0,992	Carbonate CO^3	0,0333
Fer ferreux Fe	0,0358	Bicarbonate HCO^3	0,0164
Aluminium Al	0,1107	Sulfate SO^4	0,0208
Calcium Ca	0,0499	Chlorure Cl	0,0282
Magnésium Mg	0,0822	Nitrate NO^3	0,0161
Sodium Na	0,0435		
Potassium K	0,0256		

La somme des valeurs de réactions (en mg par litre) pour tous les radicaux sera une partie très petite du

¹ Ch. Palmer. The geochemical interpretation of water analysis. Geological Survey U. S. No 479. Aussi LEFAX. 40 Feuilles 10-80. Philadelphia 1920.

poids de l'eau analysée. Toutefois H^2O est éliminée et la somme est considérée comme poids entier et équivalent à 100%. Alors, par simple proportion, on trouve le % de chaque radical présent en comparant chacun des autres trouvés à l'analyse.

Il est alors seulement nécessaire d'additionner ensemble les valeurs % de chaque radical inclus dans chaque groupe. Alcalis, Terres, Acides forts, Acides faibles, pour trouver la proportion dans laquelle les alcalis et les acides sont présents. Ces % calculés par proportion sont appelés *valeurs formule*.

Avec l'analyse exprimée en termes de *valeurs formule*, les propriétés spéciales peuvent être calculées.

Si on nomme a , b , d , les valeurs formule des alcalis, terres et acides forts, seulement une des cinq combinaisons peut exister: d peut être plus petit que a , ou égal à a ; plus grand que a et moins grand que $a+b$; égal à $a+b$; ou plus grand que $a+b$. Il en résulte cinq classes possibles d'eaux.

Classe I $d < a$

Salinité primaire = salinité alcaline = $2d$

Alcalinité primaire = alcalinité permanente = $2(a-d)$

Alcalinité secondaire = Alcalinité temporaire = $2b$

Classe II $d = a$

Salinité primaire = Salinité alcaline = $2a$ ou $2d$

Alcalinité secondaire = Alcalinité temporaire = $2b$

Classe III $a < d$ et $d < (a+b)$

Salinité primaire = salinité alcaline = $2a$

Salinité secondaire = dureté permanente = $2(d-a)$

Alcalinité secondaire = alcalinité temporaire =
 $2(a+b-d)$

Classe IV. $d = (a+b)$

Salinité primaire = salinité alcaline = $2a$

Salinité secondaire = dureté permanente = $2b$

Classe V. $d > (a+b)$

Salinité primaire = salinité alcaline = $2a$

Salinité secondaire = dureté permanente = $2b$

Salinité tertiaire = acidité = $2(d-a-b)$

Les eaux de surface se rangent dans les 3 premières classes; les eaux de mer dans la classe 4 avec les saumures et la classe 5 comprend les eaux de mines et volcaniques.

La *salinité* se mesure par le double de la somme des radicaux des acides forts Cl , SO^4 , NO^3 ; cette somme est balancée par le même nombre d'équivalents basiques qui peuvent être entièrement des alcalis K , Na , Li . La *salinité primaire* est celle qui leur correspond. Si les acides surpassent ces alcalis, on les combine avec les terres Ca , Mg , Fe pour avoir la *salinité secondaire*. S'il reste des acides forts avec H , il y a *salinité tertiaire* ou *acidité*. Si les alcalis surpassent les acides forts, l'excès donne l'*alcalinité primaire* (permanente) carbonates et bicarbonates alcalins. Les acides carbonique et bicarbonique associés aux terres non combinées avec les acides forts, donnent l'*alcalinité secondaire* (ou temporaire).

EXEMPLE D'ANALYSE CALCULÉE PAR CETTE MÉTHODE

Radicaux	Analyse de base			Valeurs de réaction		
	Concentration Mg/litre	Coefficient de réaction	Concentration Mg/litre	Valeurs Radicaux	formule % Groupes	
Alcalis +	{ Na K	{ $5,9 \times$ $1,1 \times$	{ $0,0435 =$ $0,0256 =$	{ $0,252$ $0,028$	{ $10,36$ $1,15$	{ $11,51 = a$
Terres +	{ Ca Mg Fe	{ $14,0 \times$ $3,0 \times$ $0,5 \times$	{ $0,0499 =$ $0,0822 =$ $0,0358 =$	{ $0,689$ $0,230$ $0,017$	{ $28,33$ $9,46$ $0,70$	{ $38,49 = b$
Acides forts -	{ SO^4 Cl NO^3	{ $7,1 \times$ $2,3 \times$ $0,3 \times$	{ $0,0208 =$ $0,0282 =$ $0,0161 =$	{ $0,150$ $0,068$ $0,005$	{ $6,17$ $2,79$ $0,20$	{ $9,16 = d$
Acides faibles -	{ HCO^3 CO^3	{ $60,0 \times$ $0,0 \times$	{ $0,0164 =$ $0,0333 =$	{ $0,993$ $0,0$	{ $40,84$ 0	{ $40,84$
				$2,432$	$100,00\%$	

$$d < a = \text{classe I}$$

Salinité primaire $2d = 18,32\%$ Alcalinité secondaire $(2b) = 76,89\%$

Alcalinité primaire $2(a-d) = 4,70\%$

On peut représenter les analyses graphiquement, ce qui rend les comparaisons commodes.

*VI. Expression des résultats d'analyse chimique

En Amérique, on exprime les résultats en *parties par million*, en admettant que le poids du litre d'eau soit 1 kilogramme. Quand l'erreur faite ainsi est de ± 3 parties pour mille, la densité de l'échantillon (rapportée à 4°C) doit être déterminée et les résultats mis en accord. Un litre d'eau pure à 25°C pèse 0,997 Kg dans l'air; un litre d'eau contenant 6575 mgr de NaCl à 20° pèse 1.003 kg.

On observe les règles suivantes:

1° quand les résultats indiquent des quantités supérieures à 10 parties par million, on ne met pas de décimales, on indique en nombres entiers. Si les quantités sont de l'ordre de 100 ou 1000 parties par million, dans les analyses pour l'hygiène, on mentionne seulement 2 chiffres significatifs. Pour les analyses minérales on note plus de chiffres, quand la concentration et l'importance de l'échantillon le justifient.

FACTEURS DE TRANSFORMATION

Unités	Grains par U. S. gallon	Equivalentes		
		Grains par gallon impérial	Parties par	
			100.000	1.000.000
1 grain par U. S. gal.	1.000	1.20	1.71	17.1
1 grain par imperial gal.	0.835	1.00	1.43	14.3
1 partie par 100.000	0.584	0.70	1.00	10.0
1 partie par million	0.058	0.07	0.10	1.0

2° Si les résultats sont entre 1 et 10 parties, on ne conserve pas plus d'une décimale.

3° Entre 0,1 et 1, deux décimales.

4° L'évaluation de l'ammoniac, des albuminoïdes et de l'azote nitreux justifie seulement l'usage d'une troisième décimale.

5° Quand les résultats de plusieurs analyses doivent être mis en tableau, il ne faut pas mettre de guillemets à droite des chiffres, faire mais des colonnes alignées.

[*] Notons que ces complications sont un peu des chinoiseries et qu'il eût été beaucoup plus simple, puisque *tous les laboratoires pèsent en grammes et mesurent en cc* d'exprimer les résultats comme dans les pays

européens (sauf l'Angleterre, où l'on exprime en parties par 100.000 ou grains par gallon) en *milligrammes par litre*, ce qui correspond, remarquons-le, à partie par million. 1 litre étant = 1000 grammes renferme en effet 1.000.000 de milligrammes.

NOTE

Gallon (N.Y. Statute 1829) = 8 lb d'eau distillée ou 221,184 pouces cubes sous 30 pouces de mercure et à 39,83°F.

Gallon légal U. S. le vieux gallon de vin anglais contenant 231 pouces cubes. Cylindre de 7 pouces de diamètre et 6 de haut, contient 8,3389 lb d'eau à son maximum de densité, pesé dans l'air sous 30 pouces de mercure et 62°F.

Egal aussi 0,1337 pied cube = 0,8327 gallon impérial.

Gallon impérial contient 10 livres impériales d'eau distillée à 62°F dans l'air, pression 30 pouces de mercure. 1 gallon impérial = 1,200 U.S. gallon = 277,27 pouces cubes = 0,160 pied cube.

1 tonne d'eau, 2000 lb = 240 gallons \pm

1 goutte d'eau à 4°C ou 39°F = 1 minim (U.S.) = 0,0616cc = 0,00376 pouce cube = 0,0000162 gallon.

16.000 gouttes venant d'une surface métallique = environ 1 gallon
1 goutte par seconde = environ 3 gallons par jour.

1 pouce d'eau de pluie par 30 jours (1 mois) = 0,8962 pied cube seconde par mille carré = 0,5793 m.g.j. par mille carré.

1 pouce par acre = 27,154 gal (U.S.) = 3,630 pieds cubes = 0,0833 acre pied.

[de S. T. Powell. *Boiler Feed Water Purification*]

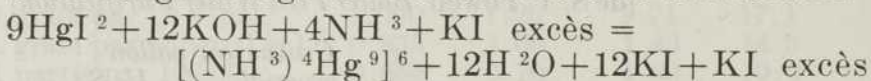
	Grains au gallon	
	Imperial	U. S.
1 mm gr par litre =	0,0700	0,0583
10	0,7000	0,5831
20	1,4000	1,1663
30	2,1000	1,7495
40	2,8000	2,3327
50	3,5000	2,9159
60	4,2000	3,4990
70	4,9000	4,0822
80	5,6000	4,6654
90	6,3000	5,2486
Parties par	100.000 x 0,7 =	grains par gallon impérial
"	1.000.000 x 0,07 =	" " " "
"	100.000 x 0,583 =	" " " américain
"	1.000.000 x 0,058 =	" " " "
"	1.000.000 x 0,00833 =	lb par 1000 U.S. gal.

Recherche de l'ammoniaque.

Azote ammoniacal ou azote organique. (Sels ammoniacaux).

Réactif de Nessler (Iodomercurate de potassium). 50 g de KI dans 50cc d'eau distillée chaude – ajouter avec précaution 25g de bichlorure de mercure dissous dans 50 g d'eau bouillante. Le précipité rouge se dissout puis demeure en partie insoluble. On ajoute une petite quantité de KI solide – on filtre – on ajoute 300cc de KOH à 35 B (250g) on complète à 1000 – on ajoute 5cc de solution de bichlorure de mercure 1/20 – on laisse déposer et on décante. N'employer toujours que la partie claire car le réactif, même conservé dans un flacon en verre coloré, dépose avec le temps. On a une réaction nette avec moins de 0,1 mg %.

Il est bon d'alcaliniser l'eau à essayer avec un peu de potasse, il faut éviter de comparer, pour le dosage, des liquides renfermant un précipité louche. Souvent on ajoute la potasse, on laisse déposer et on ajoute le réactif de Nessler à l'eau décantée. Le précipité brun rouge orange est du tétramercure ammonium.



Si les eaux sont trop riches, il est mieux de les diluer pour éviter d'avoir un précipité louche. A plus de 2 milligrammes par litre la coloration est déjà trop foncée pour être comparée facilement avec des tubes standardisés.

Les eaux colorées ou renfermant des sulfures et cyanures ne peuvent être convenablement essayées par cette méthode. On les traite comme les eaux d'égout ou résiduaires et nous renvoyons aux dosages de l'A.P.H.A. (Azote ammoniacal, ammonium VII).

La méthode française (Laboratoire Municipal de Paris, J. Dieudonné) est un peu différente et plus simple, elle s'applique surtout aux eaux contaminées.

Prendre 100cc d'eau, mettre dans des Erlenmeyer de 125cc bouchés à l'émeri - ajouter 1cc d'une solution alcaline (Na^2CO^3 200 + soude 100 + eau distillée 600) pour précipiter les sels de chaux et magnésie - boucher - agiter - laisser déposer. Après quelques heures prélever 50cc du liquide éclairci dans un tube de Nessler (0 m 18 long 0,04 diamètre, gradué à 50cc) - on ajoute 1cc de réactif de Nessler - laisser 5 m - s'il y a *moins de 0,05 mg par litre* on n'a pas de coloration - si l'ammoniac est présent, on a une coloration jaune plus ou moins intense. On dose en mettant dans un tube Nessler 50cc d'eau distillée sans ammoniacque et 0,1cc d'une solution de chlorhydrate d'ammoniacque 0,157 g pour 1000 d'eau distillée, puis 1 cc de réactif Nessler - on laisse 5 m. - et on compare la teinte - on ajoute progressivement NH^4Cl pour obtenir l'égalité de teinte comparée dans les mêmes conditions d'éclairement.

1cc de solution correspond à 1 milligramme d' NH^3 par litre. La prise d'essai étant de 50cc. Au delà de 2 m gr par litre la coloration est trop foncée, il faut agir sur 25 ou 10cc d'eau décantée et complétée à 50cc dans le tube Nessler.

La méthode ne s'applique pas quand la teneur en ammoniacque est forte, que l'eau est colorée, ou lorsqu'elle renferme des sulfures ou cyanures.

*VII. Azote ammoniacal (ammonium)

L'ammoniac libre ne peut être recueilli autrement que par distillation en maintenant le pH du liquide autour de 7.4. Les eaux naturelles montrent des pH variables en raison de leurs qualités de solution tampon (buffering qualities). Donc, toutes les eaux demandent à être additionnées d'une solution tampon de phosphate pour maintenir le pH constant durant la distillation. Ce procédé direct ne peut être appliqué que sur les eaux renfermant beaucoup d'ammoniac. Les résultats sont exprimés en azote, sauf quand la connaissance de la

quantité d'ammoniac est essentielle. Les résultats sont d'autant plus certains que la détermination est faite sur un échantillon fraîchement prélevé.

I. MÉTHODE PAR DISTILLATION

1° *Appareils.*

a) La distillation doit être faite dans un flacon en verre muni d'un condensateur vertical et disposé de telle sorte que le distillat tombe directement du tube condensateur dans le flacon receveur.

b) Tubes de Nessler. Tube standard en verre clair, à fond plat poli. La graduation 50cc doit être à environ 20 cm ou 25 cm au-dessus du fond. Les différences de hauteur de marque pour différents tubes ne devront pas excéder 6 m m.

2. *Réactifs.*

a) *Eau libre d'ammoniac* qui sera employée dans toutes les préparations.

b) Réactif de Nessler. Dissoudre 50 g d'iodure de potassium dans le moins d'eau possible (35cc) (ne contenant pas d'ammoniac). Ajouter une solution saturée de chlorure mercurique jusqu'à persistance d'un léger précipité. Ajouter 400cc de solution de soude ou de potasse 9N clarifiée par repos. Compléter à 1000, laisser clarifier et décantier.

Ce réactif doit donner une coloration caractéristique avec l'ammoniac 5 m après addition et ne pas donner de précipité avec des traces d'ammoniac au bout de 2 h.

c) Solution normale de chlorure d'ammonium.

Dissoudre 3,818 g de chlorure d'ammonium dans une eau exempte d'ammoniac, amener à 1000cc. De cette solution, préparer une autre diluée en prenant 10cc et complétant à 1000, toujours avec de l'eau exempte d'ammoniac.

1cc renferme 0,01 mg d'azote, équivalent à 0,01288 mg d' NH_4 .

d) M/2 solution de phosphate tampon pH 7,4.

Dissoudre 14,3 g de phosphate de potassium monobasique (KH_2PO_4) et 90,15 g de phosphate de sodium dibasique ($\text{K}_2\text{HPO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) dans assez d'eau pour faire

1000cc. [En pratique on peut négliger des fractions de gramme].

3° Mode opératoire.

S'assurer que tout l'appareil à distiller ne renferme pas d'ammoniac par une distillation d'eau exempte d' NH_4 . Vider le flacon à distiller et introduire — quand il est refroidi — 200cc d'eau à analyser ou un volume moindre dilué à 500 avec une eau sans ammoniac. Ajouter 10cc de solution tampon et distiller au taux de 10cc au maximum et 6cc au minimum par minute. Recueillir le distillat dans 4 tubes Nessler de 50cc; ou, si l'échantillon renferme beaucoup d'azote, dans un flacon jaugé de 200cc.

Préparer une série de 16 tubes Nessler renfermant les volumes suivants de solution de chlorure d'ammonium diluée à 50cc avec une eau distillée exempte d'ammoniac; 0,0 — 0,1 — 0,3 — 0,5 — 0,7 — 1,0 — 1,4 — 1,7 — 2 — 2,5 — 3,0 — 3,5 — 4 — 4,5 — 5,0 — 6,0cc. (chaque cc correspondant à 0,01 mg d'azote).

Nessleriser les solutions étalons préparées ainsi que les 4 tubes recueillis, par addition de 1cc de réactif de Nessler dans chaque tube. Si le liquide a été recueilli dans un flacon, employer une partie aliquote et diluer à 50cc dans les tubes.

La température doit être à peu près la même pour tous les tubes. Laisser reposer 10 m après addition du réactif et comparer la coloration des portions distillées avec les tubes étalonnés en regardant de la même façon au travers, sur une surface blanche ou un miroir placé à une fenêtre et donnant une lumière réfléchie d'en haut.

Si la coloration des portions distillées est plus forte que le plus foncé des tubes étalons, mélanger convenablement et diluer le tube à moitié avec de l'eau, comparer et tenir compte de la dilution (qui peut être plus grande que moitié si l'échantillon est encore trop foncé). La somme des 4 lectures correspondantes aux 4 portions distillées donne le nombre de milligrammes d'azote ammoniacal dans le volume de l'échantillon soumis à la distillation. Si on a nesslerisé une partie aliquote seulement, on multiplie par le facteur correspondant.

2. PRÉPARATION D'ÉTALONS STABLES

1° Réactifs.

a) Chloroplatinate de potassium. K^2PtCl^6 . Dissoudre 2,00 g de sel dans un petit volume d'eau distillée, ajouter 100cc d'acide chlorhydrique concentré et diluer le tout à 1 litre avec de l'eau distillée.

b) Chlorure cobalteux $CoCl^6H^2O$. Dissoudre 12 g de cristaux secs dans un petit volume d'eau distillée, ajouter 100cc d'acide chlorhydrique concentré, compléter à 1000.

2° Mode opératoire.

Mesurer dans un tube Nessler de 50cc les volumes de solution indiqués dans la table et diluer à 50cc.

Mg	Azote ammoniacal		Volumes de solution	
		platine ml(cc)		cobalt ml(cc)
0,000	1,2	0,0
,001	1,8	0,0
,002	2,8	,0
,004	4,7	,1
,007	5,9	,2
,010	7,7	,5
,014	9,9	1,1
,017	11,4	1,7
,020	12,7	2,2
,025	15,0	3,3
,030	17,3	4,5
,035	19,0	5,7
,040	19,7	7,1
,045	19,9	8,7
,050	20,0	10,4
,060	20,0	15,0
,070	20,0	22,0

Les valeurs de la table sont approximatives, il y a de petites différences entre les observateurs; on modifie en conséquence. Il faut reviser chaque fois qu'on use d'un nouveau réactif de Nessler.

Les solutions se conservent à l'abri des poussières pendant plusieurs mois. La comparaison peut être faite après 10 m. de nesslerisation du distillat.

3. NESSLERISATION DIRECTE

1° Réactifs.

a) Sulfate de cuivre. Dissoudre 10 g dans de l'eau distillée, compléter à 100cc.

b) Acétate de plomb. Dissoudre 10 g dans l'eau et compléter à 100cc.

c) Hydroxyde de sodium ou potassium. Dissoudre 50 g dans l'eau et compléter à 100cc.

2° Mode opératoire.

Dans un cylindre gradué, bouché à l'émeri, mettre 50cc d'eau (diluée si nécessaire à $\frac{1}{2}$) ajouter quelques gouttes de solution de sulfate de cuivre — agiter vigoureusement — ajouter 1cc de solution de soude ou potasse — agiter — laisser au repos quelques minutes — un précipité lourd se dépose — prendre du liquide clair incolore. Nessleriser et comparer comme précédemment.

Les échantillons renfermant H^2S doivent être additionnés avant l'adjonction de sulfate de cuivre, de quelques gouttes d'acétate de plomb ou de sulfate de zinc. Les échantillons riches en magnésie sont clarifiés avec un traitement à la soude ou potasse seule.

*VIII. Azote albumineux (albuminoid nitrogen)

On nomme ainsi l'azote équivalent à l'ammoniac formé ou libéré des matières azotées par l'action du permanganate alcalin en solution aqueuse, après expulsion de l'azote ammoniacal par distillation.

Les eaux très polluées en contiennent une proportion variable par rapport à l'azote organique; pour les eaux peu polluées, les quantités trouvées sont généralement faibles et comptées comme coloration en matières colloïdales.

1° Réactifs.

Solution alcaline de permanganate de potassium. Bouillir 1,2 litre d'eau distillée pendant 10 m dans une capsule en porcelaine de 2,5 litres pour expulser l'ammoniac. Ajouter 16 g de permanganate et remuer pour dissoudre. Ajouter 800cc d'une solution claire de potasse ou de soude 9N et de l'eau distillée pour com-

pléter à 2500cc. Concentrer à 2 litres. Déterminer l'ammoniac dans 50cc du réactif et se servir du résultat comme base des corrections dans les autres dosages.

2° *Mode opératoire.*

Ajouter 50cc ou plus de solution alcaline de permanganate dans le flacon où on a fait la distillation pour doser l'ammoniac libre; continuer à distiller 4 à 5 heures. Recueillir 50cc. Nessleriser et comparer avec les étalons. Si on a recueilli dans un flacon de 200 ou 250cc nessleriser une partie aliquote ajustée à 50cc.

***IX. Azote organique (organic nitrogen)**

On employe la méthode de Kjeldahl; destruction de la matière organique et conversion de tout l'azote en ammoniac. On néglige l'addition de permanganate telle que faite précédemment.

1° *Mode opératoire.*

Bouillir 500cc de l'échantillon dans un ballon à fond rond pour enlever l'ammoniac libre. On peut recueillir 200cc de cette opération pour doser l'azote ammoniacal. Ajouter 5cc d'acide sulfurique concentré (ne contenant pas d'azote) et un peu de pierre ponce calcinée. Agiter. Digérer à chaud jusqu'à fumées abondantes d'acide sulfurique et décoloration complète (ou légèrement jaune paille). Si nécessaire, faciliter la digestion par addition de 5 g de sulfite de sodium ou de potassium anhydre. Refroidir. Diluer à 300cc avec une eau exempte d'ammoniac. Rendre alcalin avec une solution d'hydroxyde de sodium à 10% exempte d'ammoniac. Distiller et faire le dosage comme précédemment VII.

(*Méthode française*). On ajoute un sel ferreux pour détruire les nitrates et nitrites - on met une ampoule en verre sur le goulot pour arrêter les vapeurs acides - on rend alcalin avec de la soude à 36 B - on distille et recueille dans de l'acide sulfurique N/10 (30 à 50cc). On fait bouillir le distillat pour chasser CO^2 - on titre avec la potasse N/10, soit n. $N - n$ représente en cc l'acide sulfurique combiné à l'ammoniac.

$N - n \times 1,4$ exprime en milligramme, la quantité d'azote correspondant. Il faut retrancher l'azote ammoniacal dosé et ramener les résultats au litre.

Recherche des nitrites

Réactif de Trommsdorff.

Bouillir 20 g de chlorure de zinc dans 100 cc d'eau distillée – ajouter 5 g de fécule de pomme de terre ou d'amidon – agiter – chauffer à ébullition pendant 2 h avec un réfrigérant ascendant – ajouter 2 g d'iodure de zinc – compléter à 1000 cc – filtrer sur laine de verre par succion – conserver à l'obscurité. 2cc ajoutés à 50cc d'eau dans un tube bouché à l'émeri donnent en présence de nitrites, une coloration bleue au bout d'une minute.

NOTE

N'est pas spécifique des nitrites en présence d'hypochlorites, d'ozone ou d'eau oxygénée. On peut faire le dosage en comparant la teinte avec celles de tubes témoins contenant des doses connues de nitrite de sodium à 0,185 par litre.

1cc renferme 0,mg1 d'acide nitreux N^2O^3 .

Il faut savoir qu'au bout d'un certain temps presque toutes les eaux donnent une coloration bleue même en l'absence de nitrites.

Réactif de Griess.

Plus sensible que le précédent, mais la même remarque à faire quant à la spécificité.

Ancienne méthode. Solution saturée d'acide sulfanilique. Solution saturée de sulfate de naphtylamine. Acide acétique cristallisable. A 50cc d'eau dans une éprouvette bouchée à l'émeri, on ajoute $\frac{1}{2}$ cc de chacun des 2 premiers réactifs et 1cc d'acide acétique. Après 20 m en présence d'azote nitreux (nitrites) il se développe une coloration rouge rosée proportionnelle à la quantité contenue.

Nouvelle méthode. Solution de 2 g de chlorhydrate de métaphénylènediamine dans 100 g d'ammoniaque diluée de son volume d'eau. On décolore par le noir animal.

Sur 50 ou 100cc d'eau on verse 5cc d'acide sulfu-

rique au dixième et quelques gouttes de réactif — on chauffe 10 m au bain-marie. En présence de nitrites il se forme une coloration jaune ou jaune brun de vésuvine.

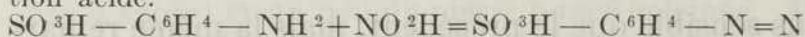
Réactif de Denigés.

Dans beaucoup de petits laboratoires on ne possède pas toujours les substances pour faire les réactifs précédents, il est bon de connaître la méthode suivante. Aniline pure 2cc dissous dans 40cc d'acide acétique cristallisable; compléter à 100cc avec de l'eau distillée; si la solution est colorée on chauffe jusqu'à ébullition. 30cc de réactif avec 50cc d'eau portés à l'ébullition donnent une coloration jaune en présence de nitrites; la coloration jaune passe au rouge saumon avec quelques gouttes d'acide chlorhydrique.

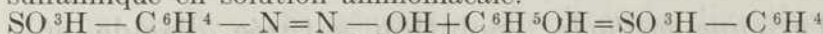
DOSAGE

On peut employer la méthode de Lombard, pour les cas où la quantité de nitrite varie de 0,1 à 5 milligrammes par litre (sensibilité identique à la méthode Nessler).

Diazotation de l'acide sulfanilique par l'acide nitreux en solution acide.



— OH + H²O et copulation du phénol avec le diazo de l'acide sulfanilique en solution ammoniacale.



— N = N — C⁶H⁴OH + H²O il y a production d'une matière colorante jaune, la tropéoline (hélianthine).

On prépare le réactif en dissolvant à chaud 1 g d'acide sulfanilique dans 100cc de solution saturée de NH⁴Cl puis, après refroidissement en ajoutant 1,5 g de phénol pur (neigeux) et 100cc d'acide chlorhydrique 2N.

Dans des tubes bouchés à l'émeri, hauts de 20 cm et ayant un diamètre de 0,02 gradués à 50cc, on place 50cc d'eau et 1cc du réactif. Après 15 m, on ajoute un léger excès d'ammoniaque et on agite. En présence de nitrites il y a coloration jaune d'intensité proportionnelle à la teneur en nitrites. On compare la teinte avec une série d'étalons renfermant des quantités croissantes de 0,1 à 5 mg de nitrite avec du réactif. La solution de tropéoline ne se conserve pas, on peut substituer pour l'étalonnage des solutions de bichromate de potassium qui ont la même nuance.

***X. Azote nitreux [Nitrites] (Nitrite nitrogen)**

Le dosage des nitrites doit être fait sur un échantillon frais à cause de leur conversion rapide par les bactéries, en nitrates et ammoniac, cette transformation se faisant d'une façon continue. Les résultats sont exprimés en équivalent d'azote.

1° Réactifs.

a) Acide sulfanilique. Dissoudre 8 g d'acide sulfanilique pur dans 1 litre d'acide acétique 5N (d: 1,041). La solution est pratiquement saturée.

b) α naphthylamine en solution acétique. Dissoudre 5 g d' α naphthylamine solide dans 1 litre d'acide acétique 5N. Filtrer sur un coton absorbant lavé.

c) Solution mère de nitrite de soude. Dissoudre 1,1 g de nitrite d'argent dans de l'eau exempte de nitrite, précipiter l'argent par une solution de chlorure de sodium et compléter la solution à 1000.

d) Solution étalon de nitrite de soude. Diluer 100cc de solution (c) à 1000cc; diluer ensuite 50cc à 1000cc avec de l'eau stérilisée sans nitrite; ajouter 1cc de chloroforme et conserver dans une bouteille stérilisée. 1cc = 0,005 mg N = 0,001642 mg NO².

e) Hydroxyde d'aluminium. Electrolyser une eau exempte d'ammoniac avec des électrodes d'aluminium. Laver le précipité jusqu'à disparition des chlorures, ammoniac, nitrites. On bien dissoudre 125 g d'alun de potassium ou d'ammonium pour 1000 d'eau distillée. Précipiter l'alumine par addition ménagée d'ammoniacque. Laver le précipité dans un bocal par addition d'eau distillée et décantations successives jusqu'à disparition des chlorures, nitrites, ammoniac.

f) Solution de fuchsine basique 0,1 g par litre.

2° Mode opératoire.

Mettre dans un tube Nessler, 50cc d'échantillon décoloré si nécessaire avec la solution (e) d'alumine; ou une petite quantité d'eau diluée à 50cc. En même temps préparer une série de tubes Nessler étalons en diluant avec de l'eau pure, de la solution de nitrite (d).

0,0 — 0,1 — 0,2 — 0,4 — 0,7 — 1,0 — 1,4 — 1,7 — 2,0 — 2,5cc. Ajouter 1cc d'acide sulfanilique (a) et 1cc d' α naphtylamine (b) dans chaque tube étalon. Mélanger convenablement et laisser 10 m. Comparer alors l'échantillon avec les étalons. Il ne faut pas laisser l'échantillon plus de 30 m. avant de faire la comparaison. Si la couleur de l'échantillon est plus forte que celle du plus fort étalon, refaire l'expérience avec un échantillon dilué.

On peut préparer des étalons fixes en ajustant des solutions de nitrite avec de la fuchsine diluée. Cette méthode est assez précise dans les cas où l'eau contient beaucoup de nitrites (eaux d'égouts). Les étalons de fuchsine doivent être vérifiés mensuellement et conservés à l'abri de la lumière.

Dosage des nitrates

(Procédé Grandval et Lajoux).

Transformation de l'azote nitrique par le réactif sulfophéniqué en dérivé diazoïque dont le composé ammoniacal possède un grand pouvoir colorant (E. Bonjean).

Technique un peu différente de celle du Laboratoire Municipal de Paris. Emploi de colorimètres.

1° Réactif sulfo-phéniqué. Dissoudre 12 g d'acide phénique pur cristallisé dans 144 g d'acide sulfurique pur ayant bouilli. Eviter l'élévation de température.

2° Nitrate de potassium 80,26 milligrammes dans 1 litre d'eau, ce qui correspond à 50 mg d'acide nitrique NO^3H par litre.

3° Ammoniaque pur réduit au 1/3.

Mode opératoire. Evaporer à sec au bain-marie 10cc d'eau à essayer; et d'autre part 10cc de solution de nitrate de potasse. Refroidir. Dans chaque vase mettre 1cc de réactif sulfo-phéniqué. Mélanger convenablement avec une baguette de verre. Ajouter 5cc d'eau distillée et 10cc d'ammoniaque au 1/3. Les solutions se colorent proportionnellement à la teneur

en nitrates. On compare au colorimètre Dubosc ou autre.

Si la coloration de l'eau n'est pas dosable au colorimètre on note: traces. Au colorimètre on fait 2 lectures directes et une avec interposition du verre bleu comparativement avec le témoin, et on prendra la moyenne des 3 observations, soit H^1

Les quantités de nitrates sont inversement proportionnelles à l'écart des divisions du colorimètre Dubosc.

On a: H hauteur du témoin

H^1 hauteur de l'eau analysée

P poids d'acide nitrique dans V volume de solution témoin (nitrate de potasse)

x acide nitrique dans le même volume V de l'eau

$$\frac{x}{P} = \frac{H}{H^1} \quad x = P \times \frac{H}{H^1}$$

Si l'eau renferme plus de 100 mg il est bon de diluer avec une partie d'eau distillée.

NOTE

Le nitrate de chaux se détruit par calcination; il se transforme en CaO; 100 parties de nitrate = 34,2 de CaO.

*XI. Azote nitrique [Nitrates] (Nitrate nitrogen)

Les nitrates sont ordinairement mentionnés en équivalent d'azote, mais dans les analyses minérales, il est essentiel qu'ils soient comptés en radical acide NO^3 . Le dosage doit aussi être fait sur un échantillon frais ou stérilisé par un antiseptique comme le chloroforme ou le bichlorure de mercure. Les nitrates tendent vers le terme ammoniac.

1. MÉTHODE A L'ACIDE PHÉNOLDISULFONIQUE

1° Réactifs.

a) Acide phénoldisulfonique. Dissoudre 25 g d'acide phénique neigeux dans 150cc d'acide sulfurique con-

centré. Ajouter 75cc d'acide sulfurique fumant (à 15% SO_3) remuer convenablement et chauffer 2 h à 100°C.

b) Hydroxyde de potassium. Préparer approximativement une solution 12N de telle sorte que 10cc neutralisent environ 4cc de (a).

c) Solution étalon de nitrate. Dissoudre 0,7216 g de nitrate de potassium pur, recristallisé, dans 1000 d'eau. Evaporer 50cc jusqu'à dessiccation (au bain-marie). Humidifier le résidu rapidement avec 2cc de (a) et mélanger avec un agitateur en verre. Diluer à 500cc.

1cc contient 0,01 mg d'azote nitrique ou 0,04427 mg de NO_3 .

d) Solution étalon de sulfate d'argent. Dissoudre 4,397 g de sulfate d'argent sans nitrate, dans 1000cc d'eau. 1cc équivaut à 1cc de radical chlorure.

2° Mode opératoire.

On doit préalablement doser l'alcalinité, les chlorures, nitrites et connaître la coloration. Si l'échantillon est très coloré on le traite par l'hydroxyde d'alumine fraîchement préparé.

Mesurer 100cc d'échantillon dans une capsule à évaporation; on use d'un volume moindre, si nécessaire, pour que l'azote nitrique n'excède pas 1 mg. Ajouter assez de 0,02N solution d'acide sulfurique pour neutraliser l'alcalinité. Après, ajouter à la solution froide une quantité suffisante de sulfate d'argent (d) pour précipiter tous les chlorures (environ 0,1 mg). On peut se dispenser d'enlever les chlorures quand l'échantillon en renferme moins de 30 parties par million. Au mélange, ajouter un peu d'hydroxyde d'alumine, agiter vigoureusement, laisser reposer quelques minutes, filtrer et laver à l'eau distillée. Beaucoup d'eaux perdent de l'azote nitrique si on les chauffe avec du sulfate d'argent. Evaporer le filtre à sec, ajouter 2cc d'acide disulfonique et frotter avec une tige de verre pour assurer un contact intime. Si le résidu se prend en pain ou devient vitreux, à cause de la présence de fer, chauffer la capsule au bain-marie pour quelques minutes. Diluer le mélange avec de l'eau distillée et ajouter len-

tement la solution (b) de potasse, jusqu'à coloration maximum.

Mettre la solution préalablement filtrée, si nécessaire, dans un tube Nessler.

La présence de nitrate est indiquée par une coloration jaune. Comparer avec des étalons faits en ajoutant 2cc de solution (b) à des volumes connus de solution de nitrate (c), le tout dilué à 50cc dans des tubes Nessler. On prend par exemple 0,1 — 0,3 — 0,5 — 0,7 — 1,0 — 3 — 5 — 10 — 20 — 30 — 40 — 50cc correspondant à 0,001 jusqu'à 0,5 mg d'azote. Ces étalons se conservent plusieurs semaines sans changement. Ceux préparés avec le nitrophénol disulfonate tripotassique sont stables plusieurs années quand on les conserve à l'obscurité.

Si la quantité d'azote nitreux est supérieure à 1 partie par million, il faut le transformer en chauffant l'échantillon pendant quelques minutes avec quelques gouttes d'eau oxygénée exempte de nitrates, l'opération est répétée. On peut également employer une solution diluée de permanganate de potassium ajoutée jusqu'à faible coloration rose persistante. L'azote équivalent au nitrate est oxydé en nitrate, on soustraira du dosage final la quantité correspondante.

2. MÉTHODE PAR RÉDUCTION

1° Réactifs.

a) Hydroxyde de sodium ou potassium. Dissoudre dans 1,25 l. d'eau distillée 250 g de KOH en ajoutant quelques morceaux d'aluminium, laisser le dégagement d'H se faire durant la nuit. Concentrer à 1000 par ébullition.

b) Feuille d'aluminium. Bandes d'Al pur d'environ 10 cm de long par 6 cm de large et 0,33 mm d'épaisseur pesant environ 0,5 g.

2° Mode opératoire.

Mettre 100cc ou moins d'eau, dans une casserole de 300cc, ajouter 2cc de solution (a) et concentrer par ébullition à environ 20cc. Transvaser le contenu de la

casserole dans un tube de 16 cm de long et 3cm de diamètre d'une capacité d'environ 100 cc. Rincer la casserole plusieurs fois à l'eau distillée sans azote et mettre les liquides dans le tube pour faire à peu près 75cc. Ajouter une bande d'aluminium, fermer le tube avec un bouchon de caoutchouc par où passe un tube recourbé de 5 mm de diamètre. Faire affleurer au bouchon le petit bras du tube et disposer l'autre branche pour qu'elle arrive au-dessous de la surface de l'eau distillée contenue dans un autre tube. (La petite quantité d'ammoniaque qui peut se dégager est négligeable.)

Laisser fonctionner cet appareil pour au moins 4 h., pas une nuit. Transvaser le contenu du tube dans un ballon à distiller, diluer avec 250cc d'eau, distiller et recueillir dans un flacon de 200; nessleriser une partie du liquide.

Si le liquide du tube de réduction est clair et incolore, il peut être dilué avec de l'eau et une partie aliquote nesslerisée sans distillation.

On obtient des résultats erronés sur les eaux très polluées ou les eaux d'égouts à cause de l'hydrolyse de l'urée et des autres composés aminés.

L'azote nitrique est le dernier stade de transformation des matières azotées. On en trouve peu dans les eaux potables, sauf dans certaines qui ont traversé des terrains où règne une nitrification importante ou engraisés avec des engrais azotés.

La méthode française est celle de Grandval et Lajoux au réactif sulfo-phéniqué en milieu ammoniacal. Le mode opératoire est à peu près le même que celui déjà vu. Il faut ajouter par exemple, qu'il ne faut pas évaporer l'échantillon au voisinage de vapeurs acides, ce qui fausse les résultats. Le réactif se prépare avec 50 g de phénol neigeux et 200cc d'acide sulfurique de $d = 1,84$.

Le composé formé est 2 parties d'o-nitrophénol et 3 d'o-nitrop-sulfophénol qui fonce de teinte en milieu ammoniacal.

Au-dessus de 50 mg par litre la présence de chlorure conduit à des résultats trop faibles. Il faut les éliminer [10cc de solution de SO_4Ag^2 à 2,65 g au litre précipitent 10 mg de NaCl].

Matières organiques

On comprend sous ces termes un certain nombre de substances dont il n'est pas possible de préciser autre-

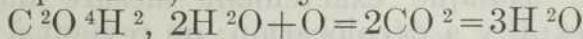
ment la nature, ces matières proviennent des hydrocarbures, matières azotées organiques provenant des décompositions des substances végétales et animales, et aussi des résidus de la vie microbienne, des corps de microbes.

La petite quantité empêche un dosage direct qui demanderait la concentration d'une quantité d'eau trop volumineuse (au moins 10 litres) aussi procède-t-on en mesurant la quantité de permanganate de potassium qui est nécessaire pour oxyder les matières organiques. Elle peut s'évaluer en calculant la quantité d'oxygène empruntée au permanganate ou bien le poids nécessaire d'acide oxalique pour réduire la dose de permanganate qui s'est transformé.

En présence de matières organiques dans l'eau, le permanganate de potassium se décolore à froid ou plus vite à chaud, parce que la matière organique s'oxyde au dépend de l'oxygène du permanganate; il se produit un dépôt brun d'oxyde de manganèse où domine le sesquioxyde brun $Mn^{2}O^{3}$. En présence d'acide sulfurique l'oxyde se dissout, il n'y a pas de précipité. On a les réactions: Eau et matière organique
 $+ 2MnO^{4}K + xH^{2}SO^{4} = 2MnSO^{4} + (x - 4)SO^{4}H^{2}$
 $+ 2KHSO^{4} + 3H^{2}O + \text{eau} + 5O$ consommés.

1 g de permanganate de potassium cède 0,253 d'oxygène à la matière organique, donc 0,395 $MnO^{4}K$ cède 0,100 d'oxygène.

Une solution à 0,395 g par litre correspond donc à 0,100 d'oxygène. On exprime les résultats en choisissant l'acide oxalique cristallisé comme terme de comparaison, son oxydation facile est régie par



1 g de $MnO^{4}K$ oxyde 1,993 de $C^{2}O^{4}H^{2}$, $2H^{2}O$
 ou 1 g d'acide oxalique correspond à 0,5015 de permanganate.

0,395 de $MnO^{4}K \equiv 0,100$ d'O et à 0,787 d'acide oxalique.

Réactifs. Solution titrée de permanganate de potassium 0,395 g de $MnO^{4}K$ par litre, titrée pon-

dégalement par précipitation en oxalate de chaux, incinération et pesée du carbonate de chaux repris par le carbonate d'ammoniaque et chauffé à 180°C. Correspondance 0,787 g d'acide oxalique par litre ($C^2O^4H^2 \cdot 2H^2O$).

1cc \equiv 0,100 mg d'oxygène
on a 0,787 mg d'acide oxalique à $2H^2O$.

Solution titrée d'acide oxalique à 0,787 g de $C^2H^4O^2 \cdot 2H^2O$ par litre.

Acide sulfurique à 66°B dilué au $\frac{1}{4}$.

Solution aqueuse saturée de bicarbonate de soude pur.

Acide sulfurique à 66°B dilué volume à volume.

Dosage. Il faut surtout opérer toujours dans des conditions semblables en évitant l'arrivée des poussières et en manipulant dans les récipients exempts de matières organiques, lavés du permanganate avec de l'acide sulfurique et rincés à l'eau distillée pure.

Le dosage se fait en double, en milieu acide et en milieu alcalin.

Milieu acide. Dans une bouteille de 200cc on met 100cc d'échantillon + 10cc d'acide sulfurique au $\frac{1}{4}$. Dans l'autre, 50cc d'échantillon + 5cc d'acide.

Milieu alcalin. 100cc + 10cc de bicarbonate de soude saturé; dans l'autre bouteille, 50cc + 5cc.

Dans chacune des 4 fioles on met 10cc de solution de permanganate exactement mesuré. On porte 10 m à douce ébullition. On introduit ensuite 10cc de solution d'acide oxalique exactement mesuré dans les 2 fioles acides; il y a décoloration; on revient à la coloration rose légère avec du permanganate titré placé dans une burette. Les fioles alcalines sont rendues acides en ajoutant 20cc et 10cc d'acide sulfurique 1+1, puis on met les 10cc d'acide oxalique et on chauffe un peu, on revient à la coloration rose en ajoutant du permanganate.

La différence volumétrique de solution de permanganate entre les épreuves de 100cc et 50cc représente, dans les 2 cas, l'oxygène consommé par 50cc d'eau analysée. On $\times 20$ pour avoir au litre et on exprime en poids d'oxygène ou d'acide oxalique.

NOTE

On régularise l'ébullition en mettant de la pierre-ponce ou des billes de verre sans matières organiques. Quand l'eau est chargée de matières on peut faire deux dosages, un sur l'eau brute, un sur l'eau filtrée sur un filtre traité pendant 1 h. par une solution d'hypochlorite de soude à 10%, lavé à l'eau, séché à 40° C. (pour enlever les m. o.). Les m. o. d'origine animale sont plus facilement attaquées en milieu alcalin que celles d'origine végétale.

Pour les eaux riches en matières organiques la méthode suivante est préférable.

Réactifs. Acide sulfurique à 20%.

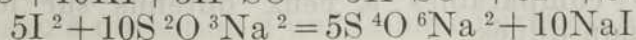
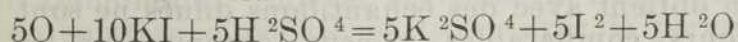
Solution d'iodure de potassium à 10%.

Empois d'amidon à 2%

Permanganate de potassium à 5%

Hyposulfite de soude. Dissoudre 7 g par litre d'eau distillée, titrer en prenant 50cc de permanganate + 50cc d'eau distillée + 10cc d'acide sulfurique 1/5, faire tomber la solution d'iodure de potassium jusqu'à décoloration du permanganate au jaune. Ramener à teinte pâle par l'hyposulfite; ajouter l'amidon, la liqueur devient bleue, ajouter l'hyposulfite jusqu'à décoloration, il faut que N employé = 25cc. On étend d'eau pour ajuster à ce chiffre.

Dosage. 50cc d'échantillon sont traités avec les réactifs comme pour le titrage de l'hyposulfite de soude, on ajoute l'iodure de potassium goutte à goutte au bout de 3 m ou 4 h. puis on titre avec l'hyposulfite et l'amidon.



Si a est le titre du permanganate et n , cc l'hypo-sulfite, on a:

oxygène consommé par litre $20 a(50 - 2n)$

On détermine a en titrant 10cc d'acide oxalique à 6,3‰ + 100cc d'eau distillée, chauffant à 60°C, ajoutant la solution de permanganate jusqu'à coloration rose.

N_1 permanganate employé.

On répète l'opération avec 20cc d'acide oxalique: il faut N_2 cc pour obtenir rose

$(N_2 - N_1)a = 16 \text{ mg d'O}$

$$a = \frac{16}{N_2 - N_1} \text{ en milligrammes}$$

*XII. Dépense d'oxygène (Oxygen consumed)

La consommation d'oxygène ou oxygène dépensé ne doit pas être confondue avec la demande biochimique d'oxygène.

Puisque le carbone des matières organiques et non l'azote est oxydé par le permanganate de potassium, l'oxygène consommé donne une indication qui peut être fautive de la quantité de matières organiques carbonées présente. La détermination indique, toutefois, seulement une partie du carbone; la proportion varie dans les échantillons parce que le carbone des matières azotées n'est pas aussi promptement oxydé que celui des matières organiques seulement carbonées. D'ailleurs on ne peut directement différencier dans une matière organique le carbone stable de celui qui est instable.

L'azote nitreux, les sels ferreux, les sulfites et autres matières minérales peuvent réduire le permanganate de potassium, il faut corriger en conséquence.

Pour des raisons qui ne sont pas encore élucidées cette méthode n'est pas précise avec les eaux qui demandent une dilution 1:1 (50cc ad. 100cc) et les résultats qu'on obtient avec des échantillons dilués ne sont pas toujours comparables à ceux obtenus sur les échantillons non dilués.

1° Réactifs.

a) Acide sulfurique dilué. 1 vol. d'acide concentré avec 3 d'eau distillée exempte de matières oxydables (du permanganate ajouté doit conserver plusieurs heures la même coloration rose).

b) Oxalate d'ammonium $[(\text{NH}^4)^2\text{C}^2\text{O}^4\text{H}^2\text{O}]$. Dissoudre 0,8880 g de sel pur dans 1 litre d'eau distillée. 1cc équivaut à 0,1 mg d'oxygène. Solution renouvelée tous les mois. On peut aussi employer l'équivalent d'oxalate de sodium $\text{Na}^2\text{C}^2\text{O}^4$.

c) Solution étalon de permanganate de potassium (MnO^4K). Dissoudre 0,4 g de cristaux dans 1 litre d'eau. Ajouter 10cc d'acide sulfurique dilué (a) et 10cc de permanganate à 100cc d'eau distillée, laisser macérer 30 m. Ajouter 10cc de solution (b) et ensuite de la solution (c) de permanganate jusqu'à apparition d'une coloration rose.

Ceci pour détruire la capacité de consommation d'oxygène dans l'eau employée. Ajouter encore 10cc de (b) et titrer avec le permanganate. Ajuster le permanganate pour que 1cc soit équivalent à 1cc d'oxalate ou 0,1 mg d'oxygène. Conserver dans une bouteille brune.

d) Hydroxyde de sodium. Dissoudre 1 partie de NaOH pur dans 2 parties d' H^2O .

2° Mode opératoire.

Mettre dans un ballon 100cc d'échantillon, ou un échantillon dilué à 100 si l'eau renferme beaucoup de matières organiques. Ajouter 10cc d'acide sulfurique (a) et 10cc de permanganate (c), laisser macérer exactement 30 m au bain-marie bouillant, le niveau de l'eau étant maintenu au-dessus du liquide dans le ballon. Si la quantité de permanganate est insuffisante pour une oxydation complète, répéter la macération avec une plus grande quantité. Il doit rester un excès de 5cc de permanganate quand on ajoute l'oxalate d'ammonium. Enlever le ballon du bain, ajouter 10cc de solution d'oxalate et titrer avec le permanganate jusqu'à obtention d'une faible coloration bien distincte.

Si on a employé 100cc d'eau, le nombre de cc de permanganate en excès sur le nombre de cc d'oxalate d'ammonium est égal à l'oxygène consommé, exprimé en parties par million.

Si des substances oxydables sont présentes dans l'échantillon, il faut faire une correction aussi juste que possible. Titration directe, à froid, d'un échantillon acidifié et macéré 3 m, ce qui est assez pour les eaux de surface polluées.

Si l'échantillon renferme à la fois des matières minérales oxydables et des gaz, ces derniers doivent être enlevés par chauffage et on laissera refroidir l'échantillon avant de lui faire subir l'épreuve pour la correction. Si une correction est faite, il est bon de le mentionner dans le rapport ainsi que sa valeur.

3° *Temps et température de macération.*

En pratique, ces deux facteurs peuvent varier assez pour rendre difficile la comparaison des résultats obtenus dans deux laboratoires différents. Aucune méthode ne donne de résultats absolus. Elles sont au plus relatives. La méthode recommandée est une macération de 30 m à la température de l'eau bouillante. Si l'échantillon est analysé par une autre méthode il faut le mentionner et même indiquer les résultats avec ceux donnés par la méthode standard, pour permettre une comparaison.

4° *Macération en solution alcaline.*

La macération en milieu alcalin est préférable à celle en milieu acide pour les eaux à haute teneur en chlorures ou saturées de sels (urines). Mettre 100cc d'échantillon dans le ballon, ou une portion diluée si l'eau est riche en matières organiques. Ajouter 0,5cc de solution de soude et 10cc de permanganate standard, macérer exactement 30 m. Enlever le ballon, ajouter 5cc d'acide sulfurique et 10cc d'oxalate d'ammonium standard. Titrer avec le permanganate comme dans la macération acide.

Résidu sec

Dans une capsule tarée en platine, en quartz ou en vitrosil, on évapore au bain-marie ou à l'étuve réglée à 100°C 100,500,1000 ou 2000cc d'eau suivant ce qu'on constate comme importance du résidu (l'essai hydrotimétrique est d'une indication précieuse). L'augmentation de poids après refroidissement dans un dessiccateur, rapportée à 1000 donne à 100° le résidu sec ou les matières solides sur l'eau brute. On peut, suivant l'état de l'eau, opérer la détermination, ainsi que les suivantes, sur l'eau brute, filtrée ou décantée (filtration sur Gooch ou avec du talc bien pur).

Si on porte dans une étuve à 120° pendant 2 h. et que l'on pèse après refroidissement dans un dessiccateur. On a le résidu sec à 120°C.

Si on porte pendant 4 h à l'étuve à 180°C, on transforme les sels à l'état anhydre; les bicarbonates sont transformés en carbonates neutres, s'il y a du chlorure de magnésium il y a dissociation partielle en HCl et MgO; avec le carbonate de fer en CO² et Fe²O³. La pesée après refroidissement dans le dessiccateur est donnée comme résidu fixe à 180°C.

Résidu après incinération. Perte au rouge. On incinère lentement en examinant le changement de couleur (un noircissement au début indique des matières organiques). L'eau de constitution des sels, une partie de l'acide carbonique des carbonates alcalino-terreux, une partie des chlorures, nitrates sont décomposés et volatilisés. En pesant après refroidissement dans le dessiccateur, on a le *résidu après incinération*. La différence de poids avec le chiffre obtenu à 100, à 120 ou 180°C est la *perte au rouge* qui ne représente pas seulement la matière organique comme nous l'avons vu plus haut. On peut l'évaluer approximativement en ajoutant au résidu final froid une petite quantité de carbonate d'ammoniaque en

solution, on *recarbonate* les carbonates alcalino-terreux; on évapore à douce chaleur et à 180°C. En pesant, après refroidissement au dessiccateur, on a le *résidu après incinération et carbonatation*. Ce résidu (celui de l'incinération) est gardé pour doser la silice, le fer, l'alumine, la chaux, la magnésie.

*XIII. Résidu d'évaporation

Le résidu total de l'évaporation ou les solides totaux comprend toutes les matières en suspension et solides dissous. L'objet pour lequel cette analyse est faite est de déterminer si on doit évaporer l'échantillon filtré ou non.

Le résidu fixe total et résidu fixe venant des solides dissous sont les résidus restant après ignition du résidu total et des solides dissous. La perte à l'ignition représente non seulement les matières organiques mais les produits volatils venant des carbonates, nitrates et autres composants du résidu.

1° *Résidu total.*

Évaporer au bain-marie ou de vapeur dans une capsule de platine tarée, 100cc d'échantillon non filtré et convenablement agité. Sécher le résidu à 103°C pendant 1 h. L'augmentation de poids sera le résidu total solide après évaporation. Les résidus venant d'eaux pauvres en matières organiques, mais relativement riches en fer peuvent servir au dosage du fer.

2° *Solides dissous.*

Opérer comme pour 1, mais sur un échantillon filtré.

3° *Résidu fixe et perte au feu.*

Incinerer au rouge sombre le résidu dans la capsule de platine. Aucune signification n'est accordée au changement de couleur ou à l'odeur.

Si on désire une grande précision, il faut compléter l'opération dans un four électrique à moufle ou dans un radiateur spécial (voir description page 26 - 1933).

Laisser refroidir, humecter le résidu avec de l'eau distillée, sécher à 103°C, refroidir et peser.

***XIV. Matières en suspension (suspended matter)**

(Détermination avec creuset Gooch)

1° *Réactif.*

Préparer une crème claire avec des fibres d'amiante coupées en petits morceaux, convenablement incinérées et traitées pendant 12 h. avec de l'acide chlorhydrique fort, puis lavées à l'eau distillée jusqu'à disparition des traces d'acide.

2° *Mode opératoire.*

Dans un creuset Gooch, faire un matelas de 2 mm d'épaisseur avec l'amiante. Sécher à 103°C, refroidir et peser. Filtrer 1 litre d'échantillon ayant une turbidité de 50 parties par million ou moins. Si la turbidité est supérieure, employer une quantité telle qu'on trouve 50 à 100 mg de matières en suspension. Dessécher une heure à 103°C, refroidir dans un exsiccateur et peser rapidement.

3° *Détermination par filtration.*

La différence entre les quantités de solides totaux avant et après filtration peut servir de base pour calculer la quantité de matières en suspension.

4° *Résidu fixe et perte à la calcination* dans les matières dissoutes et en suspension.

Traiter le résidu total de l'échantillon filtré de la manière décrite pour le résidu total; déterminer la perte à la calcination due aux matières dissoutes et par différence, la perte à la calcination due aux matières en suspension.

Dosage des matières réductrices.

Méthode Bonjean à l'iode.

Hydrogène sulfuré.

L'iode agit sur les matières organiques et réductrices et se fixe en quantité variable suivant la nature de la substance et la température. L'iode réagit aussi avec l'hydrogène sulfuré, les sulfates, etc. en fixant l'hydrogène.

Un grand nombre de substances provenant d'eaux polluées réagissent avec l'iode, on a pu baser sur cette propriété une méthode rapide de dosage.

Mode opératoire. Dans 100cc d'eau à examiner, ajouter 10cc d'une solution d'iode dans l'iodure de potassium à 1gr d'iode par litre – laisser en contact 10 m à la température ordinaire – verser 10cc de solution d'hyposulfite de soude correspondant exactement à la liqueur d'iode (2, g 1 d'hyposulfite cristallisé par litre) – ajouter 1cc de solution d'amidon à 2% – titrer la quantité d'iode absorbé avec la solution titrée d'iode jusqu'à virage bleu ou violacé. Le nombre de dixièmes de cc d'iode employé représente en milligrammes, la quantité d'iode absorbé par litre.

Les eaux alcalines doivent être neutralisées. [Les eaux qui possèdent une alcalinité de 300 mg en carbonates alcalino-terreux absorbent environ 2 mg d'iode par litre.]

IODE ABSORBÉ PAR UN LITRE DE SOLUTION A 1 POUR 1000

(en milligrammes) — (d'après Bonjean)

Hydrogène sulfuré	7470	Gélatine	30
Tanin	610	Sang	27
Chaux	550	Maltopeptone	23
Carbonate de soude	132	Hypochlorite de chaux	16
Ammoniaque	155	Savon	14
Jaune d'œuf	72	Gomme	11
Albumine d'œuf	65	Lait	9
Matières fécales, fraîches	48	Huile d'olive émulsionnée	9
Matières fécales, 3 jours	62	Urine	9
Peptone	42	Eau de Javel	4

Les sulfates et nitrate d'ammoniaque, glucose, urée, glycérine n'absorbent pas l'iode.

Analyse hydrotimétrique

Ce procédé d'analyse a été créé par Clark en 1847, modifié par Boutron et Boudet, il donne rapidement des renseignements utiles pour juger de la valeur des

eaux dans presque tous les cas industriels. Il ne fournit aucune indication sur la valeur hygiénique de l'eau.

L'hydrotimétrie repose sur le fait qu'une solution alcoolique de savon donne une mousse fine persistante quand on l'agite avec de l'eau, seulement quand tous les sels de calcium et de magnésium ont été précipités par les acides gras du savon.

On sait que les savons peuvent se diviser en deux catégories (α) ceux qui font mousser l'eau en emprisonnant de l'air dans une gaine visqueuse; savons alcalins, de soude, de potasse, d'ammoniaque ou d'éthanolamine, qui sont *solubles* et modifient la viscosité et la tension superficielle de l'eau.

(β) les savons qui ne moussent pas, parce qu'ils sont insolubles dans l'eau; savons de calcium, magnésium, baryum, strontium, plomb, etc.

Dans une eau renfermant des sels de Ca, Mg et du CO_2 , si on ajoute un savon de la catégorie (α) il se fait une double décomposition entre le savon et les sels, avec formation d'un savon insoluble, qui fait que l'eau ne mousse pas. Quand tous les sels qui peuvent former un oléate insoluble sont déplacés et combinés, un léger excès de savon agissant sur une eau sans sels combinables avec l'acide oléique, provoque une mousse abondante et stable.

La quantité de savon employée pour obtenir le phénomène de la mousse est proportionnelle à la quantité de sels de Ca et Mg et aussi de CO_2 dissous dans l'eau. [CO_2 libre exerce une action plus lente mais identique aux autres sels Ca et Mg].

On nomme *dureté* la propriété d'une eau qui décompose le savon soluble en savon insoluble. Une eau est d'autant plus *dure* qu'elle renferme plus de sels de Ca et Mg [on sait que les eaux dures lavent mal et ne cuisent pas bien les légumes]. Une eau est *douce* dans le cas inverse.

La *dureté totale* avant ébullition est celle que possède l'eau crue.

La *dureté permanente* est celle de l'eau bouillie un temps suffisant pour expulser CO_2 et précipiter les sels de Ca et Mg qui étaient en solution grâce au gaz carbonique. Le volume de l'eau bouillie étant ramené au volume primitif avec H_2O distillée, ce degré de dureté correspond aux sels qui sont restés en solution.

La *dureté temporaire* est la différence entre les duretés totale et permanente. Elle correspond aux bicarbonates alcalino-terreux (Ca et Mg) décomposés et précipités en carbonates neutres par l'ébullition.

La dureté s'exprime en *degré* ou *titre* hydrotimétrique. L'eau pure titrant 0 degré. Il existe des *burettes hydrotimétriques* spéciales, leur graduation est conventionnelle et faite en partageant 2,4cc en 23 parties égales. Le degré 0 est placé après 1, ce qui représente la quantité de liqueur titrée de savon qu'il faut pour faire mousser 40cc d'eau distillée; la division 23 correspond à 22° hydrotimétriques.

La méthode peut être étendue et donner avec une approximation suffisante dans beaucoup de cas: l'anhydride carbonique, le carbonate de chaux, les autres sels de calcium, les sels de magnésium, mais pas les sulfates, ni les chlorures.

Matériel. Un nécessaire pour déterminer le degré hydrotimétrique comprend:

(a) un flacon bouché à l'émeri portant des divisions circulaires de 10 en 10cc jusqu'à 40cc, un volume vide restant au-dessus de la marque 40cc. Ce flacon est généralement tronconique et plutôt de faible diamètre.

b) une burette hydrotimétrique munie de deux ouvertures, un trou d'emplissage et une partie effilée faisant compte-goutte. Capacité 6cc divisés en graduations de 0 à 57.

(c) un flacon en verre à large goulot portant une division et servant à faire bouillir de l'eau dont on ramènera le volume primitif au trait de jauge avec une eau bien distillée.

(d) parfois un petit support pour la burette. Le tout peut être mis dans une boîte facile à transporter.

Solutions. Liqueur titrée de savon. Le titre a été calculé pour que chaque degré représente 1 décigramme de savon de Marseille (exactement 0 gr 106) pour neutraliser 1 litre d'eau. On établit la correspondance avec 0 gr 0114 de CaCl^2 ou 0,0103 de CaCO^3 pour le même volume.

La préparation de la liqueur de savon ne présente pas de difficulté puisqu'on peut toujours la ramener au titre qu'elle doit avoir. Mais, si on consulte les différents auteurs, on s'aperçoit qu'il y a des différences assez marquées dans la façon de préparer la solution. Dans la pratique, l'incertitude provient de ce que si on part d'un savon de Marseille (castile soap) on est en présence d'une inconnue sur la qualité des huiles qui ont servi à le faire. A l'origine de la méthode le savon de Marseille était toujours obtenu en partant d'huile d'olive pressée. Il n'en est plus ainsi et particulièrement l'addition de résine au savon vient troubler les données. De plus, on assiste souvent au bout d'un certain temps à des floculations dans la solution de savon, d'où une variation de son titre. Les meilleurs résultats sont obtenus en utilisant des solutions qui ont reposé au moins 1 mois. Les résultats sont plus certains et la solution plus facile à faire si on part d'une huile d'olive ou d'amande douce, mais encore mieux par la méthode que nous avons mise au point au moyen d'acide oléique pur et de triéthanolamine comme agent saponifiant et en substituant l'alcool isopropylique à l'éthylique que les petits laboratoires se procurent si difficilement en Amérique.

Solution de savon [Méthode du Laboratoire Muni-

cipal de Paris]. Dissoudre au bain-marie 200 grammes de savon blanc de Marseille desséché et mis en copeaux (ou en poudre) dans 2 litres d'éthanol à 90° (on peut réduire les pertes d'alcool en disposant un condensateur à reflux) – filtrer à chaud – ajouter 1 litre d'eau distillée – laisser au repos au moins 8 jours – filtrer à nouveau – noter le degré N nécessaire pour obtenir une mousse persistante avec 40cc d'une solution *titrée* de chlorure de baryum cristallisé, 0, gr 55 de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ dans 1 litre d'eau. Le chiffre obtenu (avec le nécessaire hydrotimétrique) est généralement inférieur à 22, la liqueur de savon étant trop concentrée. On ramène à 22 (pour 40cc de solution de chlorure de baryum) en ajoutant par litre un volume $V - 1.000$ d'un mélange de 2 parties d'éthanol à 90 pour 1 d'eau.
$$\frac{N+1}{23} = \frac{1.000}{V}$$
 La liqueur étendue doit donner 22° dans un nouvel essai.

Solution d'oléate de triéthanolamine [L. B.]

Peser 36 g d'acide oléique clair et d'autre part 18 g de triéthanolamine qu'on verse par petite quantité dans l'acide oléique en agitant. Reporter le mélange dans le vase qui a contenu la triéthanolamine et agiter. Lorsque la température est redevenue normale le savon est terminé. Toutefois il est mieux de laisser la réaction se terminer 12 h. Etendre cette quantité de savon avec 1000cc d'éthanol à 90%.

Titrer comme précédemment et ajuster pour 22 degrés hydrotimétrique. La solution est stable. On peut remplacer l'éthanol par l'isopropanol.

Solutions titrées pour vérifier les solutions de savon. On peut prendre pour 1000 d'eau distillée 0,250 gr de chlorure de calcium pur et sec; 0,580 gr d'azotate de baryum (qui n'est pas déliquescent) (ou 0,029 dans 50cc d'eau).

La liqueur de savon doit être amenée à 22 degrés,

soit 23 divisions de la burette pour donner une mousse persistante sur une hauteur au moins égale à celle entre deux traits du flacon dans lequel on a mis 40cc de liqueur titrée de calcium ou de baryum. 22 degrés correspondent à 0,010 gr de CaCl^2 qui est le titre normal de la solution de savon.

NOTE

Si on trouve 20 degrés pour une solution de 1000 cc au lieu de 22 il faudra $1000 \times \frac{22}{20} = 1100$ cc, c'est-à-dire qu'il faudra ajouter $1100 - 1000 = 100$ cc d'éthanol à 60 cc pour 1000 de liqueur. Si la liqueur est trop faible on pourra corriger en multipliant par le rapport $\frac{22}{d}$, d étant le nombre lu sur la burette lors du titrage.

Il faut savoir que le degré hydrotimétrique français (celui dont nous nous servons) n'est pas identique au degré anglais ou allemand.

On a: France, 1 degré équivaut à 5 mg 738 de chaux par litre.

Angleterre à 7 mg 986. Allemagne à 10 mg.

On convertit: degré français en anglais \times le degré français par 0,72.

degré français en allemand: \times 0,57 le degré français

degré anglais en français: \times 1,39

degré anglais en allemand: \times 0,79 " anglais

degré allemand en français: \times 1,74 " allemand

degré allemand en anglais: \times 1,25 " "

Avec habileté on dose au $\frac{1}{2}$ degré ou au $\frac{1}{5}$, ce qui correspond à 1 goutte de liqueur avec les burettes ordinaires.

NOTE

Il est possible de faire des essais hydrotimétriques avec une burette graduée ordinaire et une liqueur titrée de savon.

Si N est le nombre de cc de liqueur de savon employés pour avoir la mousse avec de l'eau distillée et N' avec l'eau à titrer, on peut déduire le degré D (hydrotimétrique) par la formule:

$$D = \frac{22}{\frac{230}{24}(N-1)} \left(\frac{230}{24}(N'-1) - 1 \right) \text{ ou}$$

$$D = \frac{115(22N' - N) - 252}{115 - N - 12} \text{ Si la liqueur de savon est normale, la formule devient:}$$

$$D = \frac{230}{24}N' - 1 = 9,5833 N' - 1$$

Autres réactifs et précautions.

Pour précipiter la chaux. Oxalate d'ammonium 40 gr au litre
 Pour précipiter les sulfates. Nitrate de baryum 21,4 gr au litre
 Pour précipiter les chlorures. Nitrate d'argent 27,9 gr au litre
 (à conserver à l'obscurité en flacon brun)

Eau distillée titrant 0 ou mieux bouillie 30 m pour chasser CO² [des eaux titrent facilement 2 à 3°].

Il faut aussi s'assurer que des papiers filtres ne retiennent pas de sels de calcium solubles, on passe plusieurs fois une eau à 0° pour voir si elle ne gagne pas de degré.

On fait les lectures au dessous du ménisque. Au début de l'opération la burette doit être bien au zéro et il ne doit plus couler de liqueur le long des parois.

Quand on a obtenu la mousse persistante, il faut prendre la précaution d'ajouter un autre degré en liquide; avec certaines eaux magnésiennes, il y a production de fausse mousse qui fait croire à une réaction terminée. Enfin les eaux trop dures doivent être diluées à la moitié, au tiers ou au quart même, il faut que l'essai soit fait avec au maximum 30 degrés de la burette pour 40cc, sans quoi il faut diluer pour avoir des résultats précis.

L'analyse hydrotimétrique comprend les déterminations suivantes:

- 1° sur l'eau naturelle crue
- 2° " " après enlèvement de la chaux
- 3° " " après ébullition pour enlever le gaz CO² et le carbonate de chaux
- 4° " " bouillie après élimination des sels de chaux autres que le carbonate.

1° 40cc d'eau crue (ou diluée avec de l'eau distillée dans le cas d'une détermination donnant plus de 30) dans le flacon, ajouter la solution titrée de savon jusqu'à mousse persistante 10 m. (en prenant les précautions énoncées).

L'eau doit être devenue opalescente et ne pas contenir de grumeaux en suspension (eau trop dure pour un essai direct).

Les eaux titrant plus de 30 ne sont diluées que pour l'essai 1.

Par exemple on prend: eau crue 40cc pour celles titrant:

0 à 25°, pas de coefficient de correction.
 Pour 25 à 34° 30cc et 10cc d'eau distillée titre 0, correction 1,33
 " 34 à 50° 20cc et 20cc d'eau distillée titre 0, correction 2,0
 " 50 à 100° 10cc et 30cc d'eau distillée titre 0, correction 4,0

Si l'eau de dilution marque 2 ou 3 il faut corriger en conséquence

Pour 30cc + 10 on a (D — 0,5) 1,33 et (D — 0,75) 1,33
 pour 20 et 20 (D — 1) 2,00 et (D — 1,5) 2,00
 pour 10 et 30 (D — 1,5) 4,00 et (D — 2,25) 4,00

Soit A le degré trouvé après correction.

2° On prend 100cc d'eau crue dans un jaugé, on ajoute 2cc d'oxalate d'ammonium en solution, on agite, on laisse au repos 12 h — on filtre — on titre sur 40cc, soit B.

3° On fait bouillir 30 m. 100 ou 200cc d'eau crue mesurée dans une fiole jaugée — on refroidit — on ramène dans la fiole au volume primitif avec une eau distillée bouillie. On agite — on filtre — on prend le titre sur 40cc. On retranche 3 degrés au chiffre trouvé pour tenir compte du carbonate de chaux resté dissous. Le degré corrigé est C.

4° A 100cc d'eau bouillie précédente, ramenée à son volume on ajoute 2cc de solution d'oxalate d'ammonium — on agite — laisse reposer 12 h. — on filtre — on prend le degré sur 40cc, soit D.

Interprétation.

A, par exemple 24, est l'action sur le savon de l'acide carbonique plus le carbonate de chaux, plus les autres sels de chaux (chlorures et sulfates) plus les sels de magnésie. C'est la *dureté totale*.

B, par exemple 11, représente les sels de magnésie et l'acide carbonique, après élimination de la chaux.

C par exemple 15—3, représente les sels de magnésie et de chaux (autres que le carbonate).

D, par exemple 8, représente les sels de magnésie.

Le degré correspondant à CO^2 est $B-D$ soit $11-8=3^\circ$.

Les sels de chaux autres que le carbonate sont représentés par $C-D$ soit $12-8=4$.

Le carbonate de chaux vient par

$$A - [(B - D) + (C - D) + D] = 24 - (3 + 4 + 8) = 24 - 15 = 9$$

ou $(A + D) - B + C$

Sachant que 1° correspond à 0,0051 de CO^2 par litre.

0, gr. 0099 de CO^2 " " à 0,0057 de Ca O, chaux, par litre.

0,0114 de Ca Cl², chlorure de calcium, par litre.

0,0103 de CaCO³, carbonate de calcium, par litre.

0,0140 de CaSO⁴, sulfite de calcium, par litre.

0,0042 de MgO, magnésie, par litre.

0,0085 de Mg Cl², chlorure de magnésium, par litre.

0,0088 de Mg CO³, carbonate de magnésium, par litre.

0,0108 de MgSO⁴, sulfate de magnésium, par litre.

0,0120 de NaCl, chlorure de sodium, par litre.

0,0146 de Na²SO⁴, sulfite de sodium, par litre.

0,0082 de H²SO⁴, ac. sulfurique, par litre.

0,0075 de Cl, chlore, par litre.

0,1061 de savon (à 50% d'eau), par litre.

il suffit de multiplier le degré obtenu pour chaque corps par le nombre du tableau pour avoir le poids du corps contenu dans 1 litre d'eau crue.

La quantité de sels alcalino-terreux est égale en centigrammes par litre, au nombre total de degrés hydrotimétriques, avec une approximation acceptable.

Dosage des sulfates. Prendre 40cc d'eau bouillie sur laquelle on a déterminé le degré C sans correction. Le réactif à l'azotate de baryum à 21,4 gr au litre correspond à 20° hydrotimétrique par cc. Ajouter dans l'eau un volume de solution équivalent au titre C, si C = 16 par exemple il faut $16 \times \frac{1}{20} = 0,8$ - agiter.

On doit obtenir une eau titrant $2 \times 16 = 32^\circ$ si elle ne renferme pas de sulfates. Sinon, il y a eu précipitation et abaissement du degré proportionnellement à la quantité de sulfate de baryum insoluble. On laisse déposer - on filtre et on titre sur 40cc. Si on trouve par exemple 22° il y a eu perte de $32 - 22 = 10^\circ$ qui représentent (voir le tableau précédent) soit

$10 \times 0,0082 = 0,082$ gr d'acide sulfurique par litre

$10 \times 0,0140 = 0,140$ gr de sulfate de calcium par litre

$10 \times 0,0108 = 0,108$ gr de sulfate de magnésium par lit.

Dosage des chlorures. Opérer comme pour le dosage des sulfates en remplaçant l'azotate de baryum par l'azotate d'argent.

La perte de degré multipliée par les facteurs donne l'expression des chlorures.

0,0075 pour le chlore au litre

0,0114 pour le chlorure de calcium au litre

0,0085 pour le chlorure de magnésium au litre

Interprétation de l'essai hydrotimétrique.

D'une manière générale on peut classer les eaux en trois catégories.

a) celles qui ont un degré hydrotimétrique inférieur à 30. Elles sont généralement - sauf la réserve de leur pureté microbienne - propres à la boisson et aux usages domestiques.

b) celles titrant 30 à 60 impropres à la boisson et aux usages domestiques, tolérables dans quelques industries ou la voirie, pour le lavage des surfaces.

c) celles titrant au-dessus de 60, impropres à tous usages.

Il faut naturellement tenir compte de la *nature* des sels dissous et il se peut qu'une eau titrant plus qu'une autre soit acceptable ou préférable à une autre. Par exemple une eau titrant 40 mais dans laquelle les sels de calcium sont à l'état de bicarbonate est préférable pour l'alimentation des chaudières à une eau titrant 20 mais où le calcium est sous forme de sulfate. Une eau dure, mais adoucie par la présence de sels de magnésium peut être consommée comme eau minérale alors que la même dureté en sels de calcium la rend lourde et indigeste.

*XV. Dureté (Hardness)

1° *Dureté totale* (par calcul)

La méthode la plus précise consiste à prendre les résultats du dosage du calcium et du magnésium. Le fer et les autres métaux sont exclus du calcul, seulement si leur quantité est grande. La dureté totale en CaCO_3 égale 2,495 Ca plus 4,115 Mg.

2° *Dureté totale par la méthode au savon.*

Cette méthode approximative donne le Ca et Mg de l'eau ainsi qu'une mesure du pouvoir de consommation de savon.

1° *Réactifs.*

a) Solution de chlorure de calcium standard. Dissoudre 0,5 de calcite pure (carbonate de calcium) avec un peu d'acide chlorhydrique dilué, en évitant les projections de matières. Laver avec une eau distillée privée de CO_2 et neutraliser avec de l'ammoniaque jusqu'à réaction alcaline au tournesol. Compléter à 500cc avec de l'eau distillée exempte d'acide carbonique. Conserver dans une bouteille bouchée à l'émeri. 1cc équivaut à 1 mg de carbonate de calcium.

b) Solution standard de savon. Faire une solution mère en agitant vigoureusement environ 100 gr de

savon de Marseille pur en poudre (powdered castile soap) dans un litre d'alcool de grain à 80%. Laisser reposer une nuit et décantier. Titrer contre la solution de CaCl_2 et diluer avec de l'alcool à 80% pour ajuster; 1cc de la solution doit correspondre à 1cc de solution standard, en tenant compte du "facteur de mousse"¹ qui devra être le même pour 5 déterminations. Ce facteur peut varier de 0,5 à 1,4 cc avec différents savons. Il faut employer pour l'étalonnage de l'eau distillée exempte d'acide carbonique. Un cc de la solution, après soustraction du facteur de mousse, doit correspondre à 1cc de carbonate de calcium.

- c) Acide sulfurique N/50
- d) Carbonate de sodium N/50
- e) Solution de phénolphthaléine (indicateur)
- f) Solution d'orangé de méthyle (hélianthine) (indicateur).

2° Mode opératoire.

Mesurer 50cc d'eau à examiner dans une bouteille de 250cc (8oz). Ajouter par petites portions la solution de savon en agitant vigoureusement après chaque addition, qui peut être égale, par exemple, au facteur de mousse. Continuer jusqu'à obtention d'une mousse forte et persistante au moins 5 minutes. Quand on approche du point final il faut réduire la dose de savon et ajouter à la goutte pour avoir une précision acceptable.

La dernière lecture de la burette, déduction faite du facteur de mousse et $\times 20$, donne la dureté totale H, exprimée en parties par million de carbonate de calcium.

Il faut noter le point de *fausse dureté* qui sépare le calcium du magnésium.

Les eaux acides sont rendues neutres à l'orangé de méthyle par addition de solution de carbonate de soude N/50. Celles qui renferment une quantité appréciable de CO_2 doivent être neutralisées au rose pâle.

¹ Ce terme "lather factor" peut être défini la quantité de solution standard de savon nécessaire pour produire une mousse persistante avec 50cc d'eau distillée. La solution mère est environ 9 à 10 fois plus forte que la solution diluée.

La différence entre le faux point et la dureté totale indique la quantité de sels de magnésium; le reste, ceux de calcium. Le tout $\times 20$ exprimé en parties par million de carbonate de calcium.¹

Quand l'épreuve demande plus de 7cc de solution de savon, il est mieux d'opérer sur une partie aliquote en diluant à 50cc avec une eau distillée exempte de CO_2 pour que le point final soit plus bas que 7cc. Après soustraction du facteur de mousse, multiplication et correction, on obtient la dureté.

Si on préfère exprimer les résultats en grains par gallon (US) on emploie 58,3cc d'eau. Pour être certain de ne pas faire d'erreur avec le faux point dans les eaux qui contiennent des sels de magnésium, on lit la quantité sur la burette quand la titration est apparemment terminée, puis on ajoute 0,5cc ou plus de solution de savon. Si le point est dû aux sels de magnésium, la mousse doit disparaître à l'addition de savon. On continue alors le titrage. Généralement la fausse mousse ne persiste pas 5 minutes.

Au mieux, la méthode n'est pas d'une grande précision pour déterminer les quantités relatives de sels de Ca et Mg dans les eaux. Avec les eaux dures, spécialement pour les procédés de purification et d'adoucissement, il faut compléter la méthode par des déterminations périodiques du Ca et Mg. Si la même eau doit être analysée souvent, on peut standardiser la solution de savon avec un mélange de sels de Ca et Mg dans les mêmes proportions où ces éléments se trouvent dans l'eau.

La force de la solution de savon doit être vérifiée de temps en temps pour s'assurer qu'elle n'a pas changé de titre. Enregistrer tous les résultats en partie par million de carbonate de calcium.

Un degré anglais de dureté, échelle Clark, est équivalent à 1 grain de carbonate de calcium par gallon impérial.

Un degré français de dureté est équivalent à 1 partie par 100,000 de carbonate de calcium.

¹ Si la température de l'eau est au-dessous de 10°C l'épreuve tend à donner des résultats plus élevés.

Un degré de dureté allemand est équivalent à 1 partie par 100,000 d'oxyde de calcium et $\times 17,9$ en parties par million de carbonate de calcium.

La table de conversion suivante est valable pour le poids moléculaire 100 du carbonate de calcium. Il peut y avoir des petites différences dues aux poids moléculaires adoptés et à la température.

TABLE No 4.— CONVERSION DES DEGRÉS DE DURETÉ

Unités	Equivalents				
	Parties par mil- lion	Grains par US gallon	Degrés		
			Clark	Fran- çais	Alle- mand
Une partie par million . . .	1,0	0,058	0,07	0,10	0,056
Un grain par US gal.	17,1	1,00	1,20	1,71	0,958
Un degré Clark	14,3	0,829	1,00	1,43	0,80
“ “ français	10,0	0,583	0,70	1,00	0,56
“ “ allemand	17,9	1,044	1,24	1,78	1,00

3° Dureté non carbonatée (par le réactif à la soude).

1° Réactif.

Dissoudre 2 g d'hydroxyde de sodium et 2,65 g de carbonate de sodium anhydre dans un litre d'eau distillée. Cette solution est approximativement 0,1 N.

2° Mode opératoire.

Mesurer 200cc d'échantillon d'eau et 200cc d'eau distillée dans 2 flacons d'Erlenmeyer en pyrex. Traiter les 2 flacons de la même manière, bouillir 15 m pour expulser CO_2 . Ajouter 25cc du réactif à la soude. Bouillir 10 m, refroidir, rincer dans un flacon gradué de 200cc et ajuster à 200 avec de l'eau distillée. Filtrer, rejeter les premiers 50cc et titrer 50cc des autres filtrations avec une solution 0,02N d'acide sulfurique en présence d'hélianthine.

La dureté non carbonatée est égale, en parties par million de carbonate de calcium, à 20 fois la différence entre le nombre de cc d'acide sulfurique requis dans les 2 cas.

Les eaux qui renferment naturellement des bicarbonate et carbonate en excès du Ca et Mg demandent

une quantité d'acide plus grande pour neutraliser l'échantillon après qu'on l'a traité, que la quantité qui serait nécessaire pour neutraliser le volume de réactif à la soude ajouté.

4° *Dureté totale.*

A 200cc d'échantillon, ajouter une quantité d'acide sulfurique normale pour neutraliser l'alcalinité (XVI. 1, 2 (b)). Appliquer ensuite la méthode précédente. On obtient un dosage satisfaisant de la dureté totale pour les eaux dures.

5° *Dureté zéro.*

Il est parfois avantageux pour certains usages, spécialement pour contrôler l'action des zéolithes, d'employer une solution de savon plus forte que celle indiquée précédemment. On peut employer celle de Boudet et Boudet dont la préparation est la suivante: Dissoudre 100 g de savon pur dans 1600 cc d'éthanol à 90%. Diluer avec de l'eau distillée (800 à 1000cc) jusqu'à ce que 2,4cc de solution de savon donnent une mousse avec 40cc d'une solution de CaCl_2 à 0,25 g par litre. La solution de CaCl_2 est faite en dissolvant 0,225 g de CaCO_3 pur selon la technique décrite (voir sol. de savon standard). Cette solution est approximativement $3\frac{1}{2}$ fois plus forte que celle décrite précédemment.

Pour déterminer la "dureté zéro" on prend 40cc d'eau à essayer placée dans une bouteille de 100cc (3 oz) bouchée à l'émeri, on ajoute goutte à goutte la solution de savon avec une burette ou bouteille compte-gouttes délivrant 0,05cc par goutte. L'échantillon est agité fortement après chaque addition de savon. Trois gouttes doivent donner une mousse permanente avec 40cc d'eau distillée ou eau à dureté zéro.

Alcalinité totale.

Cette détermination est facile à faire et permet de prévoir ou vérifier un peu la composition probable, car il doit y avoir correspondance entre la quantité d'acide sulfurique employée et les carbonates alcalino-

terreux; s'il y a un grand écart il faut doser les carbonates alcalins et prendre l'alcalinité permanente.

Solution titrée d'acide sulfurique à 9,80 g d' H^2SO^4 par litre, vérifié avec le sulfate de baryte pesé

1cc correspond à	9 mg ,8 d' H^2SO^4
	10 mg ,0 de $CaCO^3$
	8 mg ,4 de $MgCO^3$
	10 mg ,6 de Na^2CO^4
	16 mg ,8 de $Na HCO^3$

Solution aqueuse saturée d'hélianthine ou orangé de méthyle ou orangé Poirier No 3.

La solution ordinaire à 1% est bonne, on emploie 3 gouttes contre 1 de la solution saturée.

Dosage: Sur 100cc d'eau avec I ou III gouttes d'indicateur, on titre avec l'acide N/10 jusqu'à virage du jaune au rose.

Les résultats s'expriment le plus souvent en milligrammes de carbonate de calcium par litre. On a ainsi toute l'alcalinité des bicarbonates alcalino-terreux, des bicarbonates alcalins, silicates et ammoniac libre.

ALCALINITÉ PERMANENTE. On fait bouillir l'eau pour chasser CO^2 , le carbonate de chaux précipité, ainsi qu'une grande partie du carbonate de magnésie. Les carbonates alcalins restent en solution.

On fait bouillir 100cc d'eau jusqu'à réduction à 80cc, on laisse refroidir et complète à 100 avec de l'eau distillée bouillie et refroidie. On titre comme précédemment. On évalue en $CaCO^3$ pour se rendre compte que: alcalinité totale — alcalinité permanente indique la précipitation des carbonates alcalino-terreux. On exprime en carbonate ou bicarbonate de soude.

ALCALINITÉ SOLUBLE (pour les eaux minérales). Le résidu de l'évaporation à $180^\circ C$ est repris par l'eau distillée chaude — on filtre pour séparer les carbonates alcalino-terreux — on lave à l'eau chaude pour obtenir

un volume d'eau à peu près identique à celui évaporé primitivement. A froid on titre avec l'acide sulfurique 1/10 et l'orangé de méthyle. On exprime l'alcalinité en SO^4H^2 .

*XVI. Alcalinité et Acidité

1° *Alcalinité*

L'alcalinité des eaux naturelles représente leur contenu en carbonates, bicarbonates, hydroxydes; et occasionnellement, borates, silicates et phosphates. On la détermine par titration avec une solution d'un acide fort dont on connaît des points de repères ou la concentration en ions hydrogène. Les indicateurs sont choisis pour montrer un changement de couleur défini à ces points.

Puisque les solutions diluées de bicarbonates ont une concentration en ions hydrogène d'environ 1×10^{-8} ou (pH8,0) et les solutions diluées d'acide carbonique 1×10^{-4} (pH4,0) on les a choisis pour points de repères et les indicateurs doivent être choisis en accord. La quantité d'acide requise pour porter l'eau au premier point, mesure les hydroxydes plus la moitié des carbonates normaux; la quantité requise pour atteindre le second point correspond à l'alcalinité totale.

La phtaléine du phénol, crésol-phtaléine, thymol et sulfone-phtaléine sont satisfaisants pour le premier point, pH8. L'hélianthine, la phtaléine tétra-bromo-sulfurée et l'érythrosine pour le second point pH4.

L'érythrosine est préférable pour les eaux qui renferment des sels d'aluminium et des sulfates de fer.

1° *Réactifs.*

a) Acide sulfurique 0,02N

b) Phtaléine du phénol indicateur. Dissoudre 5 g dans 1 litre d'éthanol à 50%. Neutraliser avec la soude à 0,02N. L'alcool devra être dilué avec de l'eau distillée bouillie.

c) Hélianthine (ou orangé de méthyle) indicateur. Dissoudre 0,5 g dans 1 litre d'eau distillée. Conserver à l'obscurité.

d) Erythrosine indicateur. Dissoudre 0,1 g (sel de soude) dans 1 litre d'eau distillée fraîchement bouillie.

2° *Mode opératoire.*

a) Avec la phtaléine du phénol. Ajouter 4 gouttes d'indicateur à 50 ou 100cc d'échantillon placés dans une capsule de porcelaine blanche ou un Erlenmeyer sur une surface blanche. Si le liquide se colore, il y a des hydroxydes ou carbonates normaux. Ajouter la solution d'acide 0,02N avec une burette jusqu'à disparition de la coloration. L'alcalinité (phtaléine du phénol) en parties par million de carbonate de calcium est égale au nombre de cc d'acide 0,02N employé, multiplié par 20 si on a pris 50cc ou par 10 si on a pris 100cc. On procède de la même façon avec crésol-phtaléine, thymol sulfone-phtaléine.

b) Avec l'hélianthine. Ajouter 2 gouttes d'indicateur à 50 ou 100cc d'échantillon; ou à la solution dans laquelle on a ajouté la phénolphtaléine, dans une capsule blanche. Si le liquide devient jaune il y a des hydroxydes, carbonates normaux ou bicarbonates. Ajouter la solution d'acide 0,02N jusqu'à apparition d'une coloration rose persistante.

L'alcalinité à l'hélianthine en parties par million de carbonate de calcium est égale au nombre de cc d'acide 0,02N multiplié par 20 ou 10 suivant qu'on a pris 50 ou 100cc. On procède de même façon avec le tétrabromo-sulfone-phtaléine.

Quand l'hélianthine ne peut être employée, 100cc de l'échantillon sont placés dans un flacon jaugé de 250cc bouché à l'émeri, 2,5cc d'érythrosine indicateur sont ajoutés avec 5cc de chloroforme (neutre à l'érythrosine) et l'acide N/50 à la goutte. La bouteille est agitée vigoureusement. La coloration rose doit disparaître lentement en observant sur un fond blanc placé derrière le flacon; toute trace de rose doit disparaître à la couche de séparation du liquide et du chloroforme.

3° *Expression des résultats.*

a) Les résultats sont exprimés en parties par million de carbonate de calcium (en admettant le poids moléculaire 100 au lieu de 100,08) on indique aussi

l'indicateur qui a été employé. Dans le cas où l'alcalinité est due au bicarbonate, carbonate et hydroxyde, on calcule ces radicaux en tenant compte des indications fournies dans la table No 5.

Si on emploie une autre méthode d'expression des résultats il faut en faire mention.

b) Carbonate normal. Les carbonates normaux sont présents si l'alcalinité en phénolphtaléine est supérieure à zéro mais moindre que celle à l'hélianthine. Si l'alcalinité à la phénolphtaléine est exactement égale à la moitié de celle à l'hélianthine ou l'érythrosine, elle est due entièrement aux carbonates normaux. Si l'alcalinité à la phénolphtaléine est moins de la moitié de celle à l'hélianthine, le carbonate normal exprimé en carbonate de calcium est égal à deux fois l'alcalinité à la phtaléine du phénol. Si l'alcalinité à la phtaléine est plus grande que la moitié de celle à l'hélianthine, le carbonate normal est égal à deux fois la différence entre les alcalinités à l'hélianthine et à la phtaléine du phénol. Le carbonate, acide carbonique (en carbonate) et l'acide carbonique combiné peuvent être calculés comme suit:

Carbonate (CO^3) = 0,6 fois le carbonate normal, exprimé en carbonate de calcium.

Acide carbonique, en carbonate (CO^2) = 0,44 fois le carbonate normal exprimé en carbonate de calcium.

L'acide carbonique combiné (CO^2), est la somme de l'acide carbonique en carbonate plus la moitié du bicarbonate.

c) Hydroxydes. S'il y a des hydroxydes ou une alcalinité caustique, l'alcalinité à la phtaléine est plus grande que la moitié de l'alcalinité à l'hélianthine. L'alcalinité est due entièrement aux hydroxydes si celle à la phtaléine égale celle à l'hélianthine. Si l'alcalinité à la phtaléine est plus grande que la moitié, mais moindre que toute l'alcalinité à l'hélianthine, les hydroxydes, exprimés en carbonate de calcium, sont égaux au double de l'alcalinité à la phtaléine moins celle à l'hélianthine.

d) Bicarbonates. Les bicarbonates sont présents si l'alcalinité à la phtaléine est moindre que la moitié

de celle à l'hélianthine. L'alcalinité à l'hélianthine est entièrement due aux bicarbonates s'il n'y a pas d'alcalinité à la phtaléine. S'il y en a, les bicarbonates, en carbonate de calcium, sont égaux à l'alcalinité, à l'hélianthine moins deux fois celle à la phtaléine. Les bicarbonates, acide carbonique (en bicarbonate) et l'acide carbonique demi-combiné peuvent être calculés comme suit:

Bicarbonates (HCO^3) = 1,22 fois les bicarbonates, exprimés en carbonate de calcium.

Acide carbonique (CO^2), en bicarbonate = 0,88 fois les bicarbonates exprimés en carbonate de calcium.

Acide carbonique (CO^2) demi-combiné = 0,44 fois les bicarbonates exprimés en carbonate de calcium.

TABLE 5.—RELATIONS ENTRE L'ALCALINITÉ A LA PHTALÉINE DU PHÉNOL ET CELLE A L'HÉLIANTHINE EN PRÉSENCE D'HYDROXYDE, CARBONATE ET BICARBONATE.

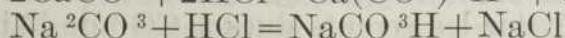
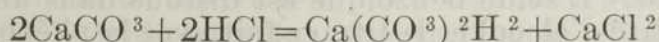
Valeur du radical exprimé en carbonate de calcium

Résultat de titration	Hydroxyde	Carbonate	Bicarbonate
P = 0	0	0	T
P < $\frac{1}{2}$ T	0	2P	T-2P
P = $\frac{1}{2}$ T	0	2P	0
P > $\frac{1}{2}$ T	2P-T	2(T-P)	0
P = T	T	0	0

T = Alcalinité totale avec hélianthine ou autre similaire.

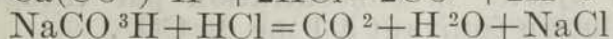
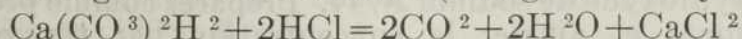
P = Alcalinité avec phtaléine du phénol ou similaire.

TITRAGE AVEC LA PHTALÉINE DU PHÉNOL



La neutralisation est incomplètement indiquée avec les carbonates, le virage se fait dès que les bicarbonates sont formés.

Titration avec l'hélianthine (orangé de méthyle)



On peut apprécier la neutralisation complète des hydrates, carbonates, bicarbonates.

2° Acidité.

L'acidité des eaux naturelles représente leur contenu en acide carbonique libre, acides minéraux et sels (spécialement sulfates de fer et aluminium) dans lesquels l'hydrolyse donne des ions hydrogène. On la détermine par titrage au moyen d'une solution standard d'un alcali fort ayant certains points de repères arbitraires ou une concentration en ions hydrogène. Les indicateurs sont choisis pour donner des changements de colorations aux points fixes.

Le calcul de l'acide carbonique libre, des acides minéraux et des sulfates de fer et d'aluminium, des résultats de titrage présente beaucoup de difficultés. On ne peut donner des règles définies couvrant tous les cas.

1° Réactifs.

a) Hydroxyde de sodium 0,02N. Cette solution doit être exempte de carbonate. Une solution suffisante peut être obtenue en préparant une solution saturée d'hydroxyde de sodium et laissant reposer bouchée dans un ballon en pyrex. Le carbonate de sodium devient insoluble et se dépose. La force du liquide surnageant est estimée par un titrage préliminaire et la solution est diluée pour être ramenée à son titre avec de l'eau distillée bouillie et refroidie à l'abri de CO^2 .

Cette solution doit être conservée dans un flacon en verre résistant et protégée de l'air par un tube contenant de la chaux sodée. On doit la standardiser par titrage contre de l'acide benzoïque pur récemment fondu et pesé. L'acide benzoïque est dissous dans une petite quantité d'alcool et le titrage fait avec la phénolphthaléine. Pour éviter les erreurs dues à CO^2 de l'air, le titrage doit être fait rapidement ou en maintenant un courant d'air sans CO^2 dans le ballon de titrage. Un témoin doit être fait avec l'alcool et on fera la correction. 1cc de solution est équivalent à 1 mg de CaCO^3

b) Hydroxyde de sodium N/44. Préparer comme précédemment et ajuster la concentration par titrage. 1cc de cette solution équivaut à 1 mg de CO^2 .

c) Phénolphthaléine (indicateur) Comme I,1 (b)

d) Hélianthine (indicateur) Comme I,1 (c)

2° Mode opératoire

a) Acide carbonique libre. L'acide carbonique peut exister dans l'eau sous trois formes: libre, bicarbonate, carbonate. La moitié de CO_2 en bicarbonate est appelée acide carbonique demi-combiné. L'acide carbonique des carbonates, plus la moitié de celui des bicarbonates est désigné acide carbonique combiné.

3° Mode opératoire

Mettre 100cc d'échantillon dans un récipient haut (tube Nessler). Ajouter 10 gouttes de phtaléine et titrer rapidement avec hydroxyde de sodium N/44, en agitant doucement jusqu'à coloration rose persistante. L'acide carbonique libre (CO_2), en parties par million, est égal à 10 fois le nombre de cc d'hydroxyde employé. En parties par million de CaCO_3 , on multiplie le chiffre précédent par 2,272.

Les eaux qui renferment beaucoup de CO_2 libre le perdent rapidement, il faut faire un prélèvement spécial et autant que possible opérer au moment de la prise de l'échantillon.

Si on ne peut faire ainsi, et quand la quantité de gaz n'est pas trop grande, on prélève dans une bouteille qu'on emplie complètement afin de ne pas laisser d'air entre le bouchon et le liquide. On conservera à une température plus basse que celle de l'eau prélevée.

S'il y a des acides minéraux ou sels, il faudra faire des corrections. Au mieux, les résultats du titrage sont incertains, parce que le point final du changement de coloration diffère avec les différents types d'eau.

b) Acidité totale. Ajouter 4cc de phtaléine à 50 ou 100cc d'échantillon dans une capsule en porcelaine ou un Erlenmeyer reposant sur une surface blanche. Ajouter l'hydroxyde de sodium 0,02N, jusqu'à virage au rose. L'acidité totale, en parties par million de carbonate de calcium, est égale au nombre de cc de solution multiplié par 20 ou 10 suivant qu'on aura pris 50 ou 100cc d'eau.

En présence de sulfate d'aluminium et de certains autres sels, cette détermination a peu de valeur à cause de la difficulté de trouver le point final qui peut être masqué.

c) Acides minéraux libres. Ajouter 2 gouttes d'héliantine à 50 ou 100cc d'eau (fond blanc). Ajouter de l'hydroxyde de sodium 0,02N avec une burette jusqu'à disparition de la coloration rose. L'acidité due aux acides minéraux libres, exprimée en carbonate de calcium, est égale au nombre de cc de solution employée multiplié par 20 ou 10 suivant qu'on a pris 50 ou 100cc d'eau.

En présence d'une quantité appréciable de sels ferrique et d'aluminium, ce procédé donne des résultats trop élevés. Dans ce cas un dosage plus exact peut être obtenu en soustrayant l'acidité due aux sels (Fe et Al, calculée du dosage de ces corps) de l'acidité due aux acides minéraux libres et aux sulfates de fer et d'aluminium déterminés par le procédé donné plus haut.

d) Acides minéraux, sulfates de fer et d'aluminium. On modifie la méthode précédente en titrant l'échantillon à la température de l'ébullition avec la phtaléine comme indicateur. L'acidité due aux acides minéraux libres et sulfates de fer et d'aluminium, exprimée en carbonate de calcium, est égale au nombre de cc de solution d'hydroxyde de sodium 0,02N multiplié par 20 ou 10 suivant qu'on a opéré sur 50 ou 100cc d'échantillon.

L'acidité due aux sulfates de fer et d'aluminium est égale à celle due aux acides minéraux et sulfates, moins l'acidité due aux acides minéraux. En présence des sels ferrique et d'aluminium, la détermination des acides minéraux libres n'est pas précise. Dans ce cas, l'acidité due aux sels ferrique, ferreux et alumineux devra être calculée du dosage obtenu de ces substances.

L'acidité peut être exprimée en parties par million de carbonate de calcium (CaCO_3). Le sulfate (SO_4) est égal au carbonate de calcium multiplié par 0,96.

*XVII. Concentration en ions hydrogène

La concentration en ions hydrogène est une expression du facteur d'intensité des propriétés acides ou alcalines en opposition avec le facteur quantitatif acidité et alcalinité.

Nous renvoyons pour cette détermination aux méthodes générales, soit colorimétrique, soit électrométrique. Il existe des appareils de plus en plus précis et d'emploi rapide qui permettent d'obtenir le pH des eaux dans les stations de contrôle.

Chlorures

DOSAGE EN FOIDS

Solution déci-normale de nitrate d'argent 17 gr au litre (conserver dans flacon jaune ou bleu, bouché à l'émeri et à l'abri de la lumière).

Dosage. Verser la solution goutte à goutte dans 200cc d'eau à analyser contenant 5cc d'acide azotique exempt de chlore – agiter continuellement pour agglomérer le précipité de chlorure d'argent



Avec une baguette on prélève de temps en temps une goutte et on touche au nitrate d'argent pour voir quand tout le chlore est précipité. On ajoute un léger excès de nitrate d'argent – on chauffe à l'ébullition pour quelques minutes en agitant – on filtre sur un filtre lavé à l'acide chlorhydrique et à l'eau distillée jusqu'à absence de chlore – on lave le précipité à l'eau distillée bouillante, on vérifie que le filtrat ne renferme plus de chlore – on laisse égoutter – on sèche le filtre à 100°C – on tare une capsule en porcelaine séchée à 100°C soit P, – du filtre sec on détache le précipité qui est reçu sur un papier noir glacé – le filtre contenant peu de précipité est calciné dans le creuset avec précaution – au reste de chlorure d'argent et d'argent on ajoute quelques gouttes d'acide azotique et II d'acide chlorhydrique pour former du chlorure d'argent – on évapore les acides au bain-marie et on ajoute dans le creuset tout le chlorure d'argent recueilli sur le papier – on chauffe jusqu'au début de fusion – on laisse refroidir dans le dessiccateur à H^2SO_4 – on pèse, soit P'. La quantité de chlore contenue dans 1 litre d'eau est égale à 1,237 (P' – P)

Les résultats sont très exacts et conviennent bien quand la quantité de chlorure est grande.

Dosage volumétrique.

Solution déci-normale de nitrate d'argent 17 g au litre titrée exactement contre une solution déci-normale de chlorure de sodium (5,85 g au litre, sel fondu). Chromate de potassium à 10% dans l'eau distillée.

Dosage. On évapore 200cc d'eau à analyser jusqu'à 50cc dans une capsule en porcelaine — on ajoute IV de chromate de potassium et goutte à goutte la solution N/10 de nitrate d'argent jusqu'à coloration rouge persistante (le chromate d'argent rouge ne se forme que quand tout le chlorure d'argent s'est formé. La réaction ne se fait bien qu'en milieu neutre pauvre en matières organiques et pour des teneurs voisines de celle de l'eau salée ayant servi au titrage. Les résultats sont bons à 1/50 près). Le nombre de cc de nitrate d'argent \times 17,75 donne le nombre de milligrammes de chlore au litre.

Pour les eaux alcalines, ammoniacales, ou qui renferment CO^2 , H^2S , des sulfures, des bicarbonates alcalino-terreux, il faut employer d'autres méthodes.

Si l'eau contient CO^2 ou des bicarbonates on la fait bouillir jusqu'à décomposition et on ramène le volume primitif après filtration avec une eau distillée bouillie.

Si l'eau est trop alcaline, renferme de l'ammoniaque ou H^2S , on ajoute HNO^3 jusqu'à réaction acide et on fait bouillir. L'excès d'acide est neutralisé par du carbonate de chaux. On continue comme précédemment.

Procédé au sulfocyanure.

Faire bouillir l'eau en présence de quelques gouttes d'acide nitrique — après refroidissement précipiter les chlorures par un excès de nitrate d'argent N/10. Doser ensuite l'excès de nitrate d'argent avec une

solution N/10 de sulfocyanure de potassium (9,7 g%) et l'alun de fer en solution comme indicateur qui donne une coloration rouge brique dès qu'il y a un excès de sulfocyanure.

La différence entre le volume de nitrate d'argent introduit en premier et celui de la solution de sulfocyanure requis pour précipiter l'excès de nitrate, donne le volume de nitrate d'argent N/10 qu'il a fallu pour précipiter les chlorures.

NOTE

Les bromures et iodures se trouvent aussi dosés par ces procédés; pour des dosages différentiels il faut procéder autrement en dosant séparément (voir eaux minérales).

*XVIII. Chlorures (Chloride)

Les chlorures peuvent provenir des dépôts minéraux, des vapeurs de la mer apportées par le vent ou d'une pollution par des eaux d'égouts ou eaux industrielles usées.

1° Réactifs.

a) Solution de chlorure de sodium. Dissoudre 16,4858 g de chlorure de sodium pur fondu dans 1 litre d'eau distillée. Diluer 100cc de cette solution mère à 1 litre. 1cc renferme 1 mg de radical chlorure.

b) Solution de nitrate d'argent. Dissoudre environ 2,40 g de nitrate d'argent cristallisé dans 1 litre d'eau distillée. Titrer contre la solution de sel et corriger pour l'erreur due à la variation de volume du liquide par la formule $X = 0,003V + 0,02$, dans laquelle X = la correction en cc qui doit être déduite du volume de la solution de nitrate d'argent employée, et V = cc de liquide à la fin du titrage. Ajuster la solution pour que 1cc corresponde exactement à 0,5 mg de radical chlorure.

c) Chromate de potasse indicateur. Dissoudre 50 g de chromate de potassium neutre dans un peu d'eau distillée. Ajouter du nitrate d'argent pour produire un léger précipité rouge; après un ou deux jours, filtrer et diluer à 1 litre avec de l'eau distillée.

d) Hydroxyde d'aluminium. Procéder comme dans X - 1 (e).

2° *Préparation de l'échantillon.*

Si l'échantillon a une couleur supérieure à 30, décolorer en agitant vigoureusement avec l'hydroxyde d'aluminium lavé (3cc pour 500 d'échantillon), laisser précipiter au repos. Faire la détermination sur une partie aliquote de l'échantillon clarifié, filtré si nécessaire.

Si l'échantillon est acide, neutraliser avec du carbonate de sodium; s'il y a de l'hydroxyde, ajouter de l'acide sulfurique dilué jusqu'à ce que le liquide refroidi soit juste incolore à la phénolphthaléine.

La présence de sulfure ou sulfocyanure peut rendre nécessaires des corrections ou des modifications au traitement. Si la quantité de chlorure est très élevée, employer 25cc ou moins d'eau, diluée avec de l'eau distillée pour avoir 50cc. Si la quantité est très petite, ajouter une quantité définie de solution de chlorure avant titrage ou concentrer par évaporation de 250cc à 50cc. Bien s'assurer alors qu'il ne reste pas de résidu non dissous sur les parois du récipient.

3° *Mode opératoire.-*

Ajouter 1cc de chromate de potassium à 50cc d'échantillon préparé dans une capsule en porcelaine blanche de 6 pouces ou dans un Erlenmeyer de 150cc placé sur un fond blanc. Titrer avec la solution de nitrate d'argent dans des conditions analogues à celles du titrage pour standardiser (volume, lumière, température) jusqu'à apparition d'une coloration rougeâtre. On décèle mieux le point final en comparant la couleur de la même quantité d'indicateur dans 50cc d'eau distillée placée dans une capsule en porcelaine. Quelques analystes préfèrent opérer dans une chambre noire avec une lumière jaune.

Le point final est très précis à la lumière électrique ou à la lumière solaire avec un verre photographique jaune. Les lampes Mazda blanches, recouvertes avec plusieurs couches d'un enduit jaune approprié sont excellentes; mais la méthode la plus commode est d'ob-

server le point final à travers des lunettes munies de verres colorés ambre.

Faire les corrections pour l'erreur due aux variations de volumes comme indiqué en 1 (b). La correction doit être déduite si une précision supérieure à 0,2cc est désirée. Le nombre de cc de nitrate d'argent employé, corrigé, multiplié par 0,5, donne le radical chlorure en mg dans la portion essayée.

Dosage colorimétrique des hypochlorites

Réactif. Empois d'amidon ioduré. 500cc d'eau distillée, 2 g d'amidon délayé à froid dans un peu d'eau, ajouter 1 g d'iodure de potassium, neutraliser, porter à l'ébullition 30 m. Décantier. On se sert du liquide surnageant qu'on additionne de 1% d'acide chlorhydrique. (Le réactif est sensible lorsqu'il est frais.)

En présence d'un hypochlorite, on obtient une coloration bleue qui disparaît avec un excès de réactif.

Dosage. Dans 2 beakers identiques, placés sur fond blanc, on verse un même volume d'eau à examiner. Dans l'un on met 5cc de réactif. Si aucune coloration ne se développe (rouge ou bleue), on refait l'essai avec 2cc, 1cc, $\frac{1}{2}$ cc. $\frac{1}{10}$ de réactif. Plus la quantité d'hypochlorites est petite, moins il faut de réactif. S'il y a beaucoup d'hypochlorites on obtient des résultats inverses. On compare les colorations avec des dilutions d'hypochlorites connues. On peut procéder dans les tubes de Nessler pour apprécier le millionième. Avec un tube de 1 mètre de long on peut apprécier 1 dans 10 millions.

Si la réaction est positive, il faut éliminer le cas de la présence des nitrites qui donnent une réaction analogue. L'eau agitée avec du noir animal et filtrée ne doit plus donner de réaction si des hypochlorites sont présents.

*XIX. Chlore(Chlorine)

Les réactifs pour déceler et doser le chlore ne sont pas spécifiques, mais donnent des réactions similaires avec les agents oxydants et les produits d'addition du chlore. On doit être circonspect dans l'interprétation des résultats. Les nitrites, composés ferriques, manganiques, matières organiques colorées, les chlorates sont des exemples de substances interférentes qui doivent être considérées dans l'évaluation des résultats. La turbidité interfère également.

1. MÉTHODE A L'ORTHO-TOLIDINE

1° Réactifs.

a) Solution d'ortho-tolidine. Dissoudre 1 gr d'ortho-tolidine ayant un point de fusion de 129°C dans 1 litre d'acide hydrochlorique dilué (100cc d'acide concentré dilué à 1 litre). La pulvérisation de l'ortho-tolidine aide à mettre en solution.

En procédant comme suit, l'opération est facilitée.

1° peser 1 g d'ortho-tolidine, placer dans un mortier de 6 pouces avec 5cc d'acide chlorhydrique 1/5 préparé en ajoutant 100cc d'acide concentré de densité 1,18-1,19 à 400cc d'eau distillée.

2° Ecraser pour faire une pâte et ajouter 150 à 200cc d'eau distillée. L'ortho-tolidine se met immédiatement en solution.

3° Introduire dans un gradué de 1000cc et porter à 505cc avec de l'eau distillée.

4° Compléter le volume à 1000cc en ajoutant le reste de l'acide 1/5 (495cc).

c) Solution de bichromate de potassium. Dissoudre 0,25 g de bichromate avec 1cc d'acide sulfurique concentré et de l'eau distillée, compléter le volume à 1 litre.

2° Mode opératoire.

Mélanger 1cc de réactif ortho-tolidine avec 100cc d'échantillon à essayer dans un tube Nessler de 100cc et abandonner jusqu'à développement de la coloration maximum. Dans aucun cas le temps ne devra être moins de 5 m.

Au cas où la température de l'eau serait inférieure à 10°C, ou si elle a été traitée avec de l'ammoniaque ou des composés ammoniacaux, ou qu'elle soit turbide, ou qu'elle renferme du fer à l'état ferrique, la coloration se développe plus lentement et l'échantillon devra être abandonné au moins 30 m après l'adjonction d'ortho-tolidine avant de faire la lecture.

L'échantillon ne doit pas être exposé à la lumière solaire depuis le moment de son prélèvement jusqu'à l'instant de la lecture.

Une petite quantité de chlore libre donne une coloration jaune, une grande quantité, une coloration orangée. Pour un dosage quantitatif, on compare la couleur développée avec des tubes standards préparés au moyen de la solution de sulfate de cuivre et du bichromate de potassium selon les indications de la table 8.

Quand la coloration développée ne peut pas se comparer avec les teintes des standards (ce qui arrive avec certaines eaux naturelles ou traitées par la chaux), il faut ajouter plus d'acide.

Lorsqu'on emploie la table des standards suivants, la comparaison des colorations sera faite dans des tubes Nessler de 100cc dans lesquels la marque 100 se trouve à 300 m m du fond. Si les tubes portent leur marque à 240 m m on doit se servir des standards de couleur de Muer et Hale.

La variation de hauteur des graduations ne devra pas dépasser 10 m m.

Dans la préparation des standards, après mélange des quantités de sulfate de cuivre et de bichromate, on dilue avec de l'eau distillée jusqu'à la marque 100cc.

TABLE 8.— PRÉPARATION DES STANDARDS PERMANENTS POUR
DOSER LE CHLORE

Chlore	Solution de sulfate de cuivre	Solution de bichromate de potas- sium
Parties par Million	cc	cc
0,01	0,0	0,8
,02	,0	2,1
,03	,0	3,2
,04	,0	4,3
,05	,4	5,5
,06	,8	6,6
,07	1,2	7,5
,08	1,5	8,2
,09	1,7	9,0
,10	1,8	10,0
,20	1,9	20,0
,25	1,9	25,0
,30	1,9	30,0
,35	1,9	34,0
,40	2,0	38,0
,50	2,0	45,0
,60	2,0	51,0
,70	2,0	58,0
,80	2,0	63,0
,90	2,0	67,0
1,00	2,0	72,0

Si on veut des colorations pour des quantités supérieures à 1 partie par million, consultez la table de Muer & Hale: Readjustment of present ortho-tolidine standards for chlorine. J. Am. W. W. Ass. 13.50 (1925).

Recherche et dosage de petites quantités de fer

Dans les eaux minérales, le fer est à l'état de sels ferreux (bicarbonate surtout) ou combiné aux acides humiques. Sauf dans les eaux dites ferrugineuses, il est rare qu'on en fasse un dosage pondérable.

DOSAGE COLORIMÉTRIQUE pour les eaux contenant peu de fer. (Il peut demeurer qualitatif si on ne compare pas avec les étalons).

Réactifs. (1) Solution de sulfocyanure de potassium à 10%.

(2) Solution d'alun de fer. Alun de fer ammoniacal séché entre papiers filtres: 0,8606 g, dissoudre dans 95cc d'eau distillée acidifiés par 5cc d'acide sulfurique. Étendre 1cc à 100cc d'eau. 1cc correspond à 0,mg 01 de Fe.

(3) Acide azotique sans fer.

Dosage. Prendre une quantité d'eau renfermant au maximum 1/200 mg de fer par litre. Traiter par 1cc d'acide nitrique pour peroxyder le fer — diluer à 50cc avec H²O — ajouter 5 cm de solution de sulfocyanure et agiter avec 10cc d'éther qui extrait le sulfocyanure ferrique rouge formé. Laisser au repos 1 h, la coloration passe par un maximum, elle est sensiblement proportionnelle à la quantité de fer. Dans des tubes qu'on prépare avec 1cc d'acide nitrique et des doses de 1/10 à 9/10 de solution d'alun de fer correspondant à 1/1000 à 1/100 de milligramme de fer on complète à 50cc avec H²O — on ajoute 5cc de sulfocyanure à 10% puis 10cc d'éther et on agite. En comparant les colorations on obtient le dosage sur le tube correspondant. On peut extraire le liquide étheré et comparer au colorimètre.

DOSAGE VOLUMÉTRIQUE.

Réactifs. (1) Solution d'alun de fer ammoniacal, 8,606 g par litre.

(2) Solution de permanganate de potassium N/800. 0,395 g de sel pur sec dans 1 litre d'eau distillée. 1cc équivaut à 0,0007 de Fe.

Dosage. Evaporer à sec dans une capsule de platine un ou plusieurs litres d'eau acidulée par 1cc d'acide sulfurique par litre. Le résidu est mélangé dans la capsule avec 5 g de bisulfate de sodium. On chauffe pour fondre, les matières organiques brûlent et il se forme du sulfate ferrique soluble. On traite par l'eau

distillée, s'il y a du manganèse on le précipite par l'ammoniaque, le fer qui se sépare est redissout avec 10cc d'acide sulfurique. S'il n'y a pas de manganèse, on ajoute 10cc d'acide sulfurique, on chauffe au bain de sable pour dissoudre le fer, on verse le contenu de la capsule dans un ballon à long col, on bouche avec un caoutchouc percé d'un trou pour passer la partie effilée d'une burette. On ajoute 0,5 à 2 g de fil de zinc et on fait bouillir doucement tant que l'hydrogène se dégage. Les sels ferriques passent en sels ferreux et le liquide se décolore, si la décoloration est incomplète, il faut ajouter du zinc. (La réduction à froid peut se faire en laissant en contact au moins 6 h.). On verse rapidement 200cc d'eau bouillie puis, par le bouchon percé, on verse goutte à goutte la solution de permanganate, jusqu'à coloration rosée. Soit N_{cc} . On a fait dans les mêmes conditions le traitement de 5cc d'alun de fer, 10cc d'acide sulfurique, le zinc, l'eau, le permanganate; soit n_{cc} employés. Dans un troisième ballon on a traité 10cc d'acide sulfurique par le zinc et 200cc d'eau distillée bouillie, puis du permanganate jusqu'à coloration rose soit n'

$$\frac{N - n'}{n - n'} \times 5$$

donne en milligrammes le fer contenu dans le volume d'eau évaporée.

*XX. Fer

Le fer dans les eaux naturelles ou celles qui reçoivent des déchets industriels peut être sous forme ferrique ou ferreux, soluble, colloïdal ou insoluble.

Le fer à l'état ferrique se trouve rarement en quantité appréciable, sauf dans les eaux acides. Le fer insoluble et colloïdal est probablement sous forme ferrique. Les méthodes colorimétriques pour doser le fer ferrique et ferreux sont particulièrement applicables aux échantillons qui en contiennent peu; les méthodes gravimétri-

ques ou volumétriques conviennent mieux quand la quantité de fer est plus grande.

Le fer total est déterminé sur les échantillons non filtrés; le fer dissous, après filtration; la différence est équivalente au fer en suspension. Le fer ferreux doit être dosé sur les échantillons filtrés et non filtrés. La quantité de fer ferrique est la différence entre le fer total et le fer ferreux.

Dans l'évaluation colorimétrique du fer, le réactif spécifique (sulfocyanate ou ferricyanure) doit être ajouté à chacun des standards et au même moment qu'à l'eau préparée pour l'examen. La comparaison des couleurs développées dans les standards et dans l'échantillon doit être faite dans des tubes Nessler en présence d'une concentration acide équivalente, immédiatement après mélange du réactif avec les solutions, parce que la couleur fonce avec un excès de réactif, diminue avec un excès d'acide et disparaît rapidement avec le temps.

*Fer total

1. MÉTHODE COLORIMÉTRIQUE

1° Réactifs

a) Solution ferrique. Dissoudre 0,7022 g de sulfate ferreux ammoniacal cristallisé, $[\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ dans 50cc d'eau distillée et 20cc d'acide sulfurique concentré. Chauffer la solution et ajouter du permanganate de potassium jusqu'à ce que le fer soit complètement oxydé. Diluer à 1 litre: 1cc renferme 0,1 mg Fe.

b) Sulfocyanate de potassium ou d'ammonium. Dissoudre 2 g dans 100cc d'eau.

c) Acide chlorhydrique dilué. Un volume d'acide concentré (densité 1,2) à 3 volumes d'eau distillée. Approximativement 3N.

d) Permanganate de potassium. Approximativement 0,2N. Dissoudre 6,30 g dans de l'eau distillée et compléter au titre.

e) Acide chlorhydrique concentré. Exempt de fer.

f) Acide nitrique. Densité 1,42, exempt de fer.

g) Acide nitrique. Densité 1,195; 382cc d'acide concentré (d:1,42) dans 1 litre. Approximativement 6N.

2° *Mode opératoire.*

a) Evaporer à sec 100cc d'échantillon ou moins, ou employer le résidu de l'évaporation XIII (avec les eaux vaseuses la quantité de fer est souvent assez forte pour qu'il ne soit pas nécessaire d'employer plus de 10cc d'échantillon). Avec ces eaux, l'évaporation devra se faire en présence de 5 ou 10cc d'acide chlorhydrique concentré. Si l'échantillon renferme trop de matières organiques, il faut les détruire par ignition en prenant garde de ne pas la prolonger trop, ce qui a pour effet de rendre le fer difficilement soluble.

Chauffer la capsule pour faire partir l'excès d'acide, si le résidu n'a pas été chauffé à l'ignition. Refroidir et ajouter 0,8 à 1cc d'acide chlorhydrique 3N. Chauffer au bain-marie, prendre soin d'évaporer à sec en ajoutant quelques gouttes d'eau distillée. Rincer la solution chaude dans un tube Nessler de 50cc en ayant filtré si nécessaire. Ajouter une goutte ou deux de permanganate en solution: si la couleur du permanganate ne persiste pas au moins 5 m. en ajouter davantage, goutte à goutte. Refroidir et diluer à la marque avec de l'eau distillée. Avec les solutions de fer standards étudiées en (3) ajouter 5cc de sulfo-cyanure à l'échantillon et aux standards; mêler et comparer immédiatement. Avec les standards permanents (4) la comparaison doit suivre immédiatement l'addition de sulfo-cyanure.

b) S'il y a peu de matières organiques, bouillir 5 m. 50cc d'échantillon avec 5cc d'acide nitrique 6N, ajouter 3 gouttes de solution de permanganate et refroidir. Ajouter 5cc de sulfo-cyanure et comparer immédiatement avec les standards préparés des solutions de fer standard avec acide nitrique 6N au lieu de l'acide chlorhydrique 6N.

c) Les eaux de surface, pauvres en matières organiques, peuvent être éprouvées comme suit: Prendre une portion qui renferme au moins 0,5 mg de fer. Concen-

trer jusqu'à environ 50cc dans un beaker avec 2 à 3cc d'acide nitrique concentré et addition de permanganate de potassium si nécessaire pour détruire la matière organique. Au liquide chaud, ajouter un très léger excès d'ammoniaque et chauffer jusqu'à ce que l'odeur d'ammoniaque soit difficile à déceler. Filtrer et laver avec de l'eau à 70-80°C contenant un peu d'ammoniaque. Dissoudre le précipité sur le filtre avec 5cc d'acide chlorhydrique concentré, recueillir le filtrat dans un tube Nessler de 50cc. Refroidir, diluer à la marque, ajouter 5cc de sulfocyanure et comparer comme précédemment avec les standards.

3. PRÉPARATION DES STANDARDS DE FER.

Placer dans des tubes Nessler comparables des volumes mesurés de 0,5 à 4cc de solution de fer standard (0,1 mg Fe dans 1cc) pour couvrir l'échelle des standards requis pour la détermination à faire; diluer à environ 40cc, ajouter 0,5cc d'acide chlorhydrique 3N et 1 à 2 gouttes de solution de permanganate dans chaque tube; diluer chacun à la marque. A chacun de ces tubes et à ceux contenant l'échantillon préparé, ajouter 5cc de solution de sulfocyanure, mêler et comparer immédiatement la couleur obtenue. Ces standards ne sont pas permanents.

4. PRÉPARATION DE STANDARDS PERMANENTS.

a) Chloroplatinate de potassium K^2PtCl^6 . Dissoudre 4 g dans de l'eau distillée et ajouter 200cc d'acide chlorhydrique concentré puis diluer à 1 litre avec de l'eau distillée.

b) Chlorure cobaltes, $CoCl^2, 6H^2O$. Dissoudre 48 g dans de l'eau distillée, ajouter 200cc d'acide chlorhydrique concentré et diluer à 1 litre avec de l'eau distillée. Il est essentiel que le chlorure cobaltes renferme 6 molécules d'eau de cristallisation.

Placer dans un tube Nessler de 50cc (220 m m jusqu'à la graduation) le volume de solution de platine et de cobalt indiqué table 9 et compléter à 50cc avec de l'eau distillée. Le fer équivalent à ces standards est indiqué dans la première colonne.

TABLE 9.—PRÉPARATION DE STANDARDS PERMANENTS POUR LA DÉTERMINATION DU FER.

<i>Milligrammes de fer</i>	<i>Nombre de cc de solution de platine</i>	<i>Nombre de cc de solution de cobalt</i>
0,0	0,0	0,0
0,01	1,00	0,60
0,02	2,25	1,20
0,03	3,30	1,85
0,04	4,65	2,75
0,05	5,75	3,65
0,0075	8,75	6,60
0,10	11,30	10,00
0,125	14,70	12,80
0,15	16,85	15,10

2. MÉTHODE VOLUMÉTRIQUE

Voir XXV, 7.

*Fer ferreux

3. MÉTHODE COLORIMÉTRIQUE.

1° *Réactifs*

a) Ferricyanure de potassium. Dissoudre 0,5 de cristaux secs dans 100cc. La solution doit être fraîchement préparée.

b) Acide sulfurique dilué. Un volume d'acide concentré d 1,84 exempt de fer et 5 volumes d'eau distillée.

c) Solution standard d'un sel ferreux. Dissoudre 0,7022 g de sulfate ferreux ammoniacal cristallisé dans une assez grande quantité d'eau distillée fraîchement bouillie à laquelle on a ajouté 10cc d'acide sulfurique dilué, puis étendre à 1 litre. 1cc de cette solution fraîchement préparée renferme 0,1 mg de Fe.

2° *Mode opératoire.*

Ajouter 10cc d'acide sulfurique dilué à 50cc d'échantillon, enlever les matières en suspension, si nécessaire, par une filtration, et ajouter 15cc de solution de ferricyanure de potassium. Diluer à la marque 100cc dans un tube Nessler avec de l'eau distillée fraîchement bouillie et refroidie. Comparer la couleur développée

dans l'échantillon avec des standards faits en même temps au moyen de la solution de fer ferreux; on procède comme suit: Mettre dans un tube Nessler de 100cc dans l'ordre suivant: 75cc d'eau distillée, 10cc d'acide sulfurique dilué et 15cc de solution de ferrieyanure, mélanger bien le contenu de chaque tube. Ajouter des volumes variables de la solution standard de fer ferreux à quelques tubes, mélanger convenablement et comparer immédiatement les couleurs qui apparaissent, avec celle de l'échantillon.

Dosage du manganèse

Réactifs. Solution de sulfhydrate d'ammoniaque à 50 g par litre (en flacons bien bouchés).

Dosage. On prend les liquides filtrés venant du traitement à l'ammoniaque ayant précipité le fer. On additionne de sulfhydrate d'ammoniaque, il se forme un dépôt de sulfure de manganèse. On le dissout dans HCl et on le reprécipite par le sulfhydrate d'ammoniaque et l'ammoniaque. Le précipité est recueilli sur un filtre plié en 4 – on sèche – on calcine dans un creuset taré muni d'un couvercle percé d'un trou par où on fait arriver un courant d'hydrogène. On laisse refroidir dans un dessiccateur, on pèse. L'augmentation de poids $\times 0,816$ donne la quantité d'oxyde manganeux dans le volume d'eau évaporé.

*XXI. Manganèse

Le manganèse est un des petits constituants de beaucoup de roches et terres et se rencontre en faible quantité dans les eaux; particulièrement dans celles qui ont une réaction acide. L'épreuve donnée est spécifique. A part l'importance générale pour l'étude de l'origine, la détermination du manganèse est parfois nécessaire pour appliquer une correction au dosage du magnésium dans l'analyse minérale (XXV, 10.)

Si l'échantillon renferme moins de 10 parties de manganèse par million, on emploie la méthode colo-

rimétrique dans laquelle le sel manganéux est oxydé par le permanganate et la coloration produite comparée avec une solution standard traitée d'une manière identique. Les méthodes au persulfate et au periodate sont recommandables. Si la quantité de manganèse est très petite, la méthode au periodate est préférable. Si l'échantillon renferme plus de 10 parties par million, il est parfois préférable d'employer une méthode volumétrique ou gravimétrique.

1. MÉTHODE AU PERSULFATE.

1° *Réactifs.*

a) Acide nitrique. Diluer de l'acide nitrique concentré avec un égal volume d'eau distillée. Libérer par aération l'acide dilué des oxydes nitreux bruns.

b) Nitrate d'argent. Dissoudre 20 g de nitrate d'argent dans 1 litre d'eau distillée.

c) Sulfate manganéux standard. Dissoudre 0,2873 g de permanganate de potassium très pur dans environ 100cc d'eau distillée. Acidifier avec de l'acide sulfurique et chauffer à l'ébullition. Ajouter lentement une quantité suffisante de solution d'acide oxalique pour décolorer. Refroidir et étendre à 1 litre: 1cc de cette solution renferme 0,1 mg de manganèse.

d) Persulfate d'ammonium. Cristaux, exempts de chlorure.

2° *Mode opératoire.*

Employer une quantité d'échantillon ne renfermant pas plus de 0,2 mg de manganèse. Ajouter 2cc d'acide nitrique et bouillir pour réduire à environ 50cc. Précipiter les chlorures avec de la solution de nitrate d'argent, ajouter ensuite 1cc en excès. Agiter et chauffer pour coaguler le précipité et filtrer. Un échantillon qui renferme beaucoup de chlorure devra être évaporé avec quelques gouttes d'acide sulfurique jusqu'à apparition de fumées blanches et ensuite dilué avant d'ajouter comme précédemment l'acide nitrique et le nitrate d'argent. Si l'échantillon est fortement coloré par des matières organiques il sera évaporé avec de l'acide

sulfurique et le résidu chauffé à ignition puis dissous dans l'acide nitrique dilué. Ajouter environ 0,5g de persulfate d'ammonium en cristaux et chauffer la solution jusqu'à développement maximum de la couleur du permanganate. Ce qui demande généralement environ 10 m. En même temps, préparer les standards par dilution de quantités de 0,2; 0,4; 0,6 cc etc., de la solution standard de sulfate manganéux dans 50cc; traiter exactement comme on a traité l'échantillon. Transvaser l'échantillon et les standards dans des tubes Nessler de 50cc et comparer les teintes immédiatement.

2. MÉTHODE AU PERIODATE.

1° Réactifs.

a) Sulfate manganéux standard. Dissoudre 0,1438 g de permanganate de potassium chimiquement pur dans de l'eau distillée à laquelle on a ajouté 2 à 3cc d'acide sulfurique 2N. Réduire par addition de 0,4 g de bisulfite de sodium. Faire bouillir pour chasser l'excès de SO^2 et diluer exactement à 1 litre.

b) Acide sulfurique réactif. Préparer une solution d'acide sulfurique (6% en volume) par addition de 120cc d'acide sulfurique concentré chimiquement pur (CP) à 1500cc d'eau distillée et diluer à 2 litres. Ajouter 2,4 g de paraperiodate de sodium ($\text{Na}^2\text{H}^3\text{IO}^6$) chauffer à l'ébullition et placer 30 m dans un bain-marie bouillant.

c) Couleurs standards. Ajouter 1,2cc d'acide sulfurique concentré (CP) et 30cc de réactif acide sulfurique.

d) A 20cc exactement mesurés de solution standard de sulfate manganéux (a). Après mélange convenable ajouter 0,3 g de paraperiodate de sodium ($\text{Na}^2\text{H}^3\text{IO}^6$), chauffer à l'ébullition et mettre pour 30 m. dans un bain-marie bouillant. Refroidir et diluer à 1 litre avec le réactif acide sulfurique. Ce standard renferme 0,001 g de permanganate de manganèse par litre. Préparer une série de couleurs standards en accord avec la table 10 et mettre en réserve dans des bouteilles en verre bouchées à l'émeri qu'on aura nettoyées avec une solution chaude de bichromate, rincées et séchées.

TABLE 10.— COULEURS STANDARDS POUR DÉTERMINER LE MANGANÈSE. EMPLOYER DES TUBES DE COMPARAISON DE 100 cc.

<i>Sulfate de manganèse standard cc.</i>	<i>Réactif en cc. acide sulfurique</i>	<i>P. par million de Mn quand on a pris 100 cc d'échantillon</i>
2,5	97,5	0,025
5,0	95,0	0,05
10,0	90,0	0,1
20,0	80,0	0,2
30,0	70,0	0,3
40,0	60,0	0,4
50,0	50,0	0,5
60,0	40,0	0,6
70,0	30,0	0,7
80,0	20,0	0,8
90,0	10,0	0,9
100,0	0,0	1,0

2° *Mode opératoire.* A 100cc de l'échantillon d'eau, ajouter 3 à 4 gouttes d'acide sulfurique concentré (CP) et évaporer à siccité dans une capsule en porcelaine ou un disque en verre. D'autre part, mesurer 100cc de réactif sulfurique (b). Avec ce liquide, humidifier le résidu sec et l'introduire dans un Erlenmeyer de 250cc. Laver convenablement la capsule en répétant l'opération jusqu'à ce que tout le résidu et le réactif soient dans le flacon. Ajouter 0,3 g de paraperiodate de sodium, chauffer à l'ébullition et mettre le flacon dans un bain-marie bouillant pour 30 m. Refroidir à la température de la pièce et mettre dans un tube Nessler de 100cc. Comparer avec les standards et lire directement en parties par million si on a employé 100cc d'échantillon.

Dosage du cuivre

MÉTHODE COLORIMÉTRIQUE

Réactifs. (1) Solution de ferrocyanure de potassium; 50 g pur dans 1 litre d'eau distillée.

(2) Solution de sulfate de cuivre; 1,971 g cristallisé dans 1 litre d'eau. 1cc contient 0,5 mg de Cu.

Dosage. Concentrer 3 à 4 litres d'eau acidulée par 20cc d'acide chlorhydrique, jusqu'à 100cc. Faire bouillir, faire passer H^2S qui précipite Cu en sulfure. Filtrer. Redissoudre le précipité par 10cc d'acide sulfurique 1/10. Ajouter 1cc de ferrocyanure de potassium et comparer la couleur rouge avec des témoins faits de 1,2,3,,cc de sulfate de cuivre étendus à 10cc et additionnés de 1cc de ferrocyanure de K. Si les témoins sont trop colorés, étendre la solution de sulfate de cuivre au 1/20; 1cc correspondant à 0,025 mg de Cu.

Dosage du plomb

MÉTHODE COLORIMÉTRIQUE

Réactifs. (1) Solution d'acétate de plomb; 1,8 g dans 1 litre d'eau distillée. 1cc correspond à 1 mg de Pb. On la dilue 1/20.

- (2) Solution de potasse caustique; 64 g dans 200cc.
- (3) Cyanure de potassium; 10 g dans 100cc.
- (4) Monosulfure de sodium; 10 g dans 100cc.

Dosage. Evaporer 500cc d'eau contenant 3cc d'acide acétique cristallisable jusqu'à 50cc. Ajouter 1cc de chacune des solutions: potasse, cyanure de K, monosulfure de Na. S'il y a du plomb, on obtient une coloration noire. On la compare avec des témoins préparés au même moment en prenant 50cc d'eau distillée et ajoutant 1,2,3,4cc de solution d'acétate de plomb 1/20 (1cc \equiv à 0,05 mg de Pb).

Il est prudent de s'assurer que l'eau distillée dans les mêmes conditions, ne donne pas de coloration, auquel cas il faut la traiter avec 1cc d'acide sulfurique par litre et redistiller dans du verre.

*XXII. Plomb, Zinc, Cuivre et Etain

Le dosage du plomb, du zinc, du cuivre et de l'étain est important dans les régions minières et dans les endroits où l'eau peut avoir une action dissolvante sur les tuyaux et récipients. L'emploi de certains germicides rend aussi nécessaire la recherche de ces métaux.

Le plomb, le zinc et le cuivre peuvent être dosés colorimétriquement ou électrolytiquement. Les méthodes colorimétriques ne sont pas aussi précises que la combinaison des deux, elles ont surtout une valeur comme épreuves qualitatives.

Il est possible de faire une évaluation grossière de la quantité de plomb dans les eaux claires par acidification avec l'acide acétique, et saturation par l'hydrogène sulfuré, puis comparer dans des tubes Nessler la coloration produite avec celle donnée dans les mêmes conditions par une solution standard de plomb. Cette méthode, toutefois, n'est pas applicable si l'eau est colorée ou renferme du fer. Comme ces épreuves sont très délicates, il est bon de faire des épreuves à blanc et de s'assurer que les réactifs sont exempts de métaux lourds.

Réactifs. a) Solution standard de plomb. Dissoudre 1,6 g de nitrate de plomb $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ dans 1 litre d'eau distillée. 1cc de cette solution renferme 1 mg de plomb (Pb). Il est bon de vérifier en dosant le plomb à l'état de sulfate sur une portion mesurée de solution.

b) Solution standard de cuivre. Dissoudre environ 0,8 g de sulfate de cuivre en cristaux ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans de l'eau, et après addition de 1cc d'acide sulfurique concentré, diluer la solution à 1 litre. Doser le cuivre dans 100cc de cette solution par la méthode électrolytique ordinaire. Diluer la solution pour que 1cc renferme 0,2 mg de cuivre (Cu). Cette solution est stable.

c) Chlorure d'ammonium. Solution à 25%

d) Acétate d'ammonium. Solution à 50%.

e) Hydroxyde d'ammonium. d 0,96

f) Sulfure d'hydrogène. Solution saturée.

g) Sulfure de potassium. Solution alcaline faite en

mélangeant des volumes égaux d'hydroxyde de potassium à 10% et solution aqueuse saturée d'hydrogène sulfuré.

- h) Oxalate de potassium. Cristaux
- i) Sulfate de potassium. Cristaux
- j) Alcool à 95%
- k) Alcool à 50%
- l) Acide acétique à 50%
- m) Acide nitrique concentré (d. 1,42)
- n) Acide nitrique dilué. 1 partie d'acide concentré à 10 d'eau distillée.
- o) Acide chlorhydrique (d. 1,20)
- p) Acide sulfurique concentré (d. 1,84)
- q) Acide sulfurique dilué. 1 volume concentré avec un volume d'eau distillée.
- r) Urée. Cristaux.

I. PLOMB

Concentrer rapidement par ébullition dans une capsule en porcelaine de 7 pouces, au feu direct, 3 ou 4 litres d'échantillon à analyser ou plus, si la quantité de métal est très petite, jusqu'à environ 30cc. Ajouter 10 à 15cc de solution de chlorure d'ammonium pour aider à la séparation des sulfures, puis ajouter quelques gouttes d'ammoniaque concentré et saturer avec l'hydrogène sulfuré. Laisser reposer quelque temps, de préférence toute la nuit, et ajouter un peu d'ammoniaque et d'hydrogène sulfuré, bouillir le contenu de la capsule pendant quelques minutes et filtrer. Le précipité est composé du plomb, zinc, cuivre, sulfure de fer et des matières organiques en suspension. La matière colorante soluble est dans le filtrat. Laver plusieurs fois le précipité avec de l'eau chaude, placer le précipité et le papier filtre dans la capsule primitive et bouillir avec de l'acide nitrique dilué, détacher des parois de la capsule, si nécessaire, les particules adhérentes de sulfure précipité. Après avoir encore filtré et lavé plusieurs fois avec de l'eau chaude, évaporer le filtrat et laver dans la capsule primitive pour avoir

10 à 15cc; refroidir, ajouter 5cc d'acide sulfurique concentré et chauffer jusqu'à apparition d'abondantes fumées blanches d'acide sulfurique.

Si le plomb est présent, diluer doucement le contenu de la capsule avec de l'eau et traiter ensuite avec 150cc d'alcool à 50% dans lequel le sulfate de plomb est insoluble. Laisser reposer quelque temps, de préférence une nuit, filtrer le précipité de sulfate de plomb et le laver avec de l'alcool à 50%. Mettre le filtrat de côté pour le dosage du zinc.

Dissoudre dans une capsule en porcelaine le précipité de sulfate de plomb par ébullition du filtre qui le contient, dans une solution d'acétate d'ammonium. Filtrer dans un tube Nessler de 50cc et laver le filtre avec de l'eau bouillante contenant un peu d'acétate d'ammonium. Diviser le filtrat en deux et traiter une moitié avec de l'eau saturée d'hydrogène sulfuré pour déterminer approximativement la quantité de plomb présent. A l'autre moitié, ou a une partie aliquote, si une grande quantité de plomb est présente, ajouter quelques gouttes d'acide acétique, puis un excès de solution saturée d'hydrogène sulfuré, et comparer la coloration avec les standards faits en traitant une quantité connue de solution standard de plomb avec un peu d'acide acétique, de l'acétate d'ammonium et de l'hydrogène sulfuré.

2. ZINC

Si le zinc est présent et le cuivre absent, concentrer le filtrat venant du sulfate de plomb pour expulser l'alcool, et enlever le fer en ajoutant un excès d'ammoniaque. Filtrer, laver, et aciduler le filtrat avec de l'acide sulfurique. Concentrer le filtrat à environ 150cc et mettez-le dans une capsule de platine tarée. Ajouter 2 g d'oxalate de potassium et 1,5 g de sulfate de potassium. Electrolyser avec un courant d'environ 0,3 ampère pendant 3 heures pour obtenir un dépôt électrolytique de zinc. Quand le dépôt est complet et tandis que le courant passe, siphonner la solution et en même temps envoyer dans le disque un courant d'eau distillée pour expulser l'acide sulfurique libre qui pourrait

dissoudre un peu de zinc quand on coupe le courant. Quand l'acide a été enlevé, couper le courant, laver le disque avec de l'eau, puis de l'alcool à 95%, sécher à 70°C, refroidir et peser. La différence entre ce poids et le poids du disque de platine est égale à la quantité de zinc métallique. Il y a quelques difficultés expérimentales dans cette détermination pour obtenir des réactifs purs. C'est pourquoi il est prudent de faire des déterminations à blanc avec chaque nouveau lot de réactifs et de corriger les résultats si nécessaire.

Si le cuivre est aussi présent, concentrer le filtrat du sulfate de plomb jusqu'à expulsion de l'alcool et ajouter de l'ammoniaque en excès. Enlever tout précipité de fer par filtration. Neutraliser le filtrat avec de l'acide sulfurique et ajouter 2cc d'acide sulfurique concentré et 1 g d'urée. Electrolyser la solution et déterminer le cuivre colorimétriquement comme il est indiqué au mode opératoire pour le cuivre (3). Quand le cuivre s'est déposé, ajouter de l'ammoniaque à la solution contenant le zinc jusqu'à ce que presque tout l'acide sulfurique soit neutralisé, concentrer à un peu moins de la capacité de la capsule en platine, ajouter 1,5 g de sulfate de potassium, 2 g d'oxalate de potassium et électrolyser pour le zinc. Comme cette solution est généralement saturée par des sels d'ammonium dus à la neutralisation de la quantité d'acide sulfurique, il est souvent impossible d'obtenir un dépôt de zinc compact sur le disque avant que les sels interviennent par cristallisation. Pour vaincre cette difficulté, diluer la moitié de la solution et électrolyser pour le zinc; ou, si la quantité de zinc est très petite, précipiter le zinc en sulfure dans une solution d'acide acétique, laver, incinérer à oxydation et peser le précipité. Cette difficulté ne se rencontre pas s'il n'y a pas de Cu; alors on n'a pas de sels ammoniacaux en excès.

Si le plomb et le cuivre sont absents et que le zinc soit seul, on le détermine après traitement avec l'acide sulfurique pour séparation du plomb, faible dilution du contenu de la capsule. Ajouter un excès d'ammoniaque pour précipiter le fer et filtrer. Rendre le filtrat faiblement acide avec l'acide sulfurique, concentrer à environ 150cc, transvaser dans une capsule de platine

tarée, ajouter de l'oxalate et du sulfate de potassium et électrolyser la solution comme il a été indiqué pour le zinc.

3. CUIVRE

Employer 1 litre d'échantillon renfermant 0,1 à 1,0 partie par million de Cu et proportionner la quantité pour d'autres concentrations. Evaporer à environ 75cc et laver dans une capsule de platine de 100cc. Pour les eaux claires et douces ajouter 2cc d'acide sulfurique dilué; ajouter plus d'acide dans les eaux très alcalines pour enlever l'alcalinité; ajouter 5cc d'acide aux eaux qui renferment trop de matières organiques ou de l'argile pour assurer la formation d'un sel de cuivre soluble. Ensuite, placer la capsule comme anode dans un circuit à courant direct, suspendre dans la solution un fil spirale comme cathode, de telle façon qu'elle soit parallèle aux bords et à environ $\frac{1}{2}$ pouce du fond de la capsule, puis fermer le courant.

Electrolyser pendant environ 4 h. en agitant parfois, ou durant toute la nuit si cela convient mieux. Le courant doit être fourni par deux cellules en série, fournissant un courant d'environ 0,02 ampère à travers la solution.

Soulever la cathode sans ouvrir le circuit, et immerger la spirale dans une petite quantité d'acide nitrique dilué préalablement chauffé à l'ébullition.

Laver la spirale et évaporer la solution d'acide nitrique à siccité dans un bain-marie. Si on présume la présence d'argent, ajouter quelques gouttes d'acide chlorhydrique avant l'évaporation. Dissoudre le résidu dans l'eau et laver dans un tube Nessler de 50cc. Diluer à 50cc et ajouter 10cc de solution de sulfure de potassium. La coloration du sulfure de cuivre se développe d'un seul coup et est assez stable pour demeurer quelques heures. Ajouter 10cc de solution de sulfure de potassium à un tube semblable renfermant 50cc d'eau distillée et ajouter ensuite des quantités de 0,2cc de la solution standard de cuivre jusqu'à obtenir l'égalité de coloration dans les deux tubes. Si on a pris 1 litre d'eau, le cuivre, en partie par million,

est égal au nombre de cc de la solution de cuivre employé pour obtenir l'égalité de teinte, multiplié par 0,2.

4. ETAIN

On trouve parfois de petites quantités d'étain dans les eaux venant surtout des tuyaux en étain ou en métal étamé. Quand le métal est présent, il précipite avec le fer par l'ammoniaque dans la séparation du plomb, zinc, cuivre. Dans la méthode pour le cuivre seul, il est enlevé de la même façon et peut être ultérieurement évité par dissolution des sulfures dans l'acide nitrique concentré. Tout l'étain sera séparé sous forme d'un composé insoluble qu'on incinérera et pèsera en oxyde (SnO^2).

Pour les petites quantités d'étain, la méthode n'est pas satisfaisante.

*XXIII. Hydrogène sulfuré (Hydrogen sulfide)

L'instabilité des solutions employées pour cette détermination oblige à procéder, même pour le titrage par l'iode, au lieu de la source.

Réactifs. a) Hyposulfite de sodium: 0,01N

b) Solution d'iode standard (0,01N) préparée avec l'iodure de potassium et étalonnée contre la solution d'hyposulfite: eau distillée bouillie 500cc, après refroidissement ajouter 10cc de solution d'iode et environ 1 g d'iodure de potassium; titrer avec la solution d'hyposulfite 0,01N avec l'empois d'amidon comme indicateur. 1cc de 0,01N est équivalent à 0,1704g d'hydrogène sulfuré.

c) Cristaux d'iodure de potassium.

d) Empois d'amidon fraîchement préparé.

Mode opératoire. 500cc d'échantillon, 10cc de solution standard d'iode, 1 g d'iodure de potassium sont introduits dans un flacon bouchant à l'émeri. Si l'échantillon est recueilli d'un robinet ou d'un tuyau, introduire l'eau dans la bouteille en la faisant arriver au fond avec un tube afin d'éliminer l'erreur due à l'aération de l'eau.

Boucher et agiter le flacon, laisser quelques minutes et titrer l'excès d'iode avec la solution d'hyposulfite et l'amidon comme indicateur.

La différence en cc de solution d'hyposulfite employée au titrage de l'échantillon et la solution d'iode standard (b) multipliée par 0,3408 est égale à l'hydrogène sulfuré libre ou combiné exprimé en partie par million.

Cette méthode ne donne pas de bons résultats dans l'analyse des eaux d'égoûts et ne doit pas être employée.

Oxygène dissous

Il est toujours mieux de faire ce dosage au lieu où se trouve l'eau. Il peut être utile pour la connaissance de l'eau et aussi pour son aptitude à la corrosion dans les eaux pour l'alimentation des générateurs.

Si on dispose de la pipette spéciale d'Albert Levy on peut employer sa méthode. Il faut comparer avec la même eau avant et après séjour de 48 h à l'obscurité dans des flacons pleins bouchés à l'émeri (on déduit l'indice de putrescibilité). Lorsqu'on ne peut procéder sur place, il faut avoir soin de bien remplir les flacons échantillons et d'analyser aussitôt que possible.

Réactifs. (1) Solution d'acide sulfurique à 50%.

(2) Solution de potasse à 10%.

(3) Solution de sulfate ferreux; 7 g et 8 à 10 g d'acide sulfurique pour 1 litre.

(4) Solution de permanganate de potassium pur; 0,395 g par litre.

La pipette de Levy est d'une capacité de 105cc à 107cc entre deux robinets, dont l'un est surmonté d'un petit entonnoir cylindrique.

On emplit en plongeant dans l'eau lorsque les 2 robinets sont ouverts; on ferme les robinets, il faut éviter de laisser entrer de l'air et aussi d'aspirer par

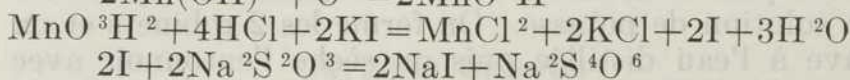
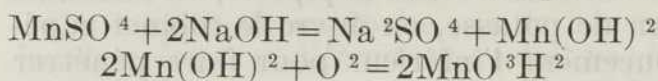
l'une des extrémités, ce qui diminuerait la quantité de gaz dissous.

La pipette pleine est maintenue verticale; sur un support, son extrémité supérieure plonge dans une capsule en verre conique renfermant 3cc de solution sulfurique à 50%, qui dissoudra l'hydrate ferreux qui pourra être entraîné. Dans la pipette, on introduit 2cc de solution de potasse, on ouvre le robinet supérieur puis doucement l'inférieur pour faire pénétrer la solution de potasse. On ferme les 2 robinets et on lave à l'eau distillée puis on sèche l'entonnoir avec un papier filtre. On verse alors 3cc de solution de sulfate ferreux qu'on fait passer dans la pipette par le jeu des robinets. Il se produit un précipité d'hydrate de protoxyde de fer qui s'oxyde sous l'influence de l'oxygène dissous. On laisse au repos 15 m, on dissout les oxydes de fer en introduisant 3cc d'acide sulfurique à 50% et on fait tomber le tout dans un flacon de 250cc. On lave le tout à l'eau distillée, et le sulfate ferreux non oxydé est titré par le permanganate.

On fait le même dosage sur les mêmes quantités d'eau, de potasse, d'acide sulfurique mais en évitant la précipitation de l'hydrate ferreux; pour cela on n'ajoute la potasse qu'après l'acide sulfurique et le sulfate ferreux. La différence entre les 2 volumes de permanganate permet de calculer la quantité d'O dissous. 1cc de permanganate = 0,696: (à 0° et 760, 1 litre d'eau exposé à l'air dissout 8cc,64 ou 12 g 36 d'oxygène). Il faut ramener les données à 1 litre car on se trouve à opérer sur 100cc si on a ajouté 5cc de réactifs dans la pipette de 105cc. La méthode est exacte au 1/100. En procédant ainsi il n'y a pas lieu de tenir compte de l'erreur due à l'action du permanganate sur les matières organiques.

On peut faire un dosage souvent suffisant, en utilisant un flacon bouchant à l'émeri de 250cc de capa-

cités comptés un peu plus bas que le goulot. On ajoute 2cc de solution MnSO_4 à 10%; puis 2cc d'une solution alcaline d'iodure de K (1 g de KI et 3,6 g de NaOH dans 10cc d'eau). Boucher et laisser au repos 15 m. Ajouter 2 à 3cc d'HCl et agiter. Titrer, avec l'empois d'amidon comme indicateur et une solution d'hypo-sulfite de sodium à 1/100, l'iode qui a été libéré.



RECHERCHE QUALITATIVE DE L'OXYGÈNE

Réactif. Mélanger une partie de magnésie et 2 parties de sulfate ferreux ammoniacal fraîchement pulvérisé.

En agitant le mélange avec de l'eau qui renferme de l'oxygène on obtient une coloration brune.

*XXIV. Oxygène dissous (Dissolved oxygen)

L'oxygène dissous peut être dosé par la méthode Rideal-Stewart, modification de la méthode Winkler, sur toutes les eaux polluées ou autres renfermant 0,1 partie par million ou plus d'azote nitreux. Sur les autres eaux, la méthode Winkler devra être employée. Le fer ferreux occasionne une perte apparente en oxygène à un peu moins d'une partie par million. La méthode est imprécise pour les eaux polluées avec les sulfures, les résidus de sulfites et hypochlorites. Le mode opératoire donné ci-dessous est la modification de Rideal-Stewart. Pour le mode opératoire original de Winkler il suffit de retrancher les 3 premiers points: le procédé donné devra être suivi de l'addition de sulfate manganéux, excepté que le volume d'iodure de potassium alcalin ajouté devra être réduit à 1cc.

1° Réactifs.

a) Acide sulfurique concentré (d. 1,83-1,84)

b) Permanganate de potassium. Dissoudre 6,32 g de cristaux dans l'eau et étendre à 1 litre.

c) Oxalate de potassium ($K^2C^2O^4H^2O$). Dissoudre 20 g dans de l'eau et étendre à 1 litre.

d) Sulfate manganeux ($MnSO^4 \cdot 4H^2O$). Dissoudre 480 g dans l'eau et étendre à 1 litre.

e) Iodure de potassium alcalin. Dissoudre 700 g d'hydroxyde de potassium ou 500 de sodium et 150 g d'iodure de potassium dans l'eau puis étendre à 1 litre.

f) Hyposulfite de sodium ($Na^2S^2O^3 \cdot 5H^2O$): 0,025N. Dissoudre 6,2048 g d'hyposulfite de sodium CP recristallisé, dans de l'eau et étendre à 1 litre avec de l'eau distillée fraîchement bouillie et refroidie. Chaque cc est équivalent à 0,2 mg d'oxygène ou 0,1395cc d'oxygène à 0°C et 760 mm de pression. Vu que cette solution est instable il sera prudent de l'étalonner contre une solution 0,025N de bichromate de potassium (1,225g par litre).

g) Amidon en solution. Faire une pâte avec 5 g d'amidon et un peu d'eau puis ajouter 1 litre d'eau renfermant 4 g de chlorure de zinc et 10 g d'iodure de potassium. Bouillir 10 m. Employer la partie claire surnageante, après refroidissement.

2° *Prise de l'échantillon.*

Prendre l'échantillon dans une bouteille en verre de 250 à 270cc de capacité munie d'un goulot étroit et bouchée à l'émeri. On devra procéder comme suit pour éviter d'entraîner ou d'absorber de l'oxygène atmosphérique. Si on prélève directement d'un robinet, emplir la bouteille au moyen d'un tube en verre ou en caoutchouc allant jusqu'au fond de la bouteille. Pour laisser partir les bulles d'air, laisser couler l'eau hors de la bouteille pendant quelque temps et ensuite, mettre avec précaution le bouchon sans entraîner de bulle d'air. Pour prélever d'un réservoir ou cuve, relier la bouteille échantillon à une autre bouteille d'un litre de capacité. Munir chaque bouteille avec un bouchon en caoutchouc percé de 2 trous et ayant un tube en verre allant jusqu'au fond et un autre tube en verre entrant juste au ras du bouchon dans la bouteille.

Relier le petit tube de la bouteille échantillon avec le long tube de la bouteille de 1 litre. Immerger la bouteille échantillon dans l'eau et faire une succion par le trou de la bouteille d'un litre.

Pour prendre un échantillon à une profondeur quelconque, disposer les deux bouteilles de telle façon que le tube de sortie de la bouteille d'un litre soit plus haut que le tube d'entrée de la bouteille échantillon. Descendre les deux bouteilles d'une manière quelconque dans une cage convenablement équilibrée pour la profondeur qu'on désire atteindre. L'eau entrant durant la plongée devra s'écouler par la bouteille d'un litre. Quand les bulles d'air cessent de monter à la surface, on remonte les bouteilles. Finalement on remplace le bouchon perforé en évitant l'entraînement des bulles d'air.

3° *Mode opératoire.*

Enlever le bouchon de la bouteille et ajouter premièrement 0,7cc d'acide sulfurique concentré et ensuite 1cc de solution de permanganate de potassium. Ces deux réactifs devront être introduits avec une pipette au-dessous de la surface du liquide. Reboucher et mélanger en renversant la bouteille plusieurs fois. Si après 20 m un excès de permanganate n'est pas présent ajouter encore 1cc; si cette quantité est insuffisante, employer une solution plus forte. Après 20 m, détruire l'excès de permanganate en ajoutant 1cc de solution d'oxalate de potassium, reboucher la bouteille aussitôt et mélanger son contenu. Ajouter 1cc de solution de sulfate manganéux et 3cc de solution alcaline d'iodure de potassium. Laisser le précipité se déposer. Ajouter 1cc d'acide sulfurique concentré et mélanger par agitation.

Jusqu'à ce point, ces opérations doivent être faites sur place, mais une fois que l'acide a été introduit et la bouteille rebouchée, il n'y a plus de changement et le reste des opérations peut être fait plusieurs heures après si cela convient. Transvaser 200cc du contenu de la bouteille dans un flacon et titrer avec 0,025N hyposulfite de sodium, en employant quelques cc de solution d'amidon comme indicateur ajoutés vers la fin de la réaction. Ne pas ajouter la solution d'amidon

avant que la coloration soit devenue jaune faible. Titrer jusqu'à disparition de la coloration bleue.

4° *Calcul des résultats.*

L'oxygène devra être indiqué en partie par million en poids. Il est quelquefois bon de connaître le nombre de cc par litre de gaz à 0°C et 760 mm de pression et aussi de connaître le pourcentage que la quantité de gaz présent représente au maximum de gaz qui peut être dissout dans l'eau distillée à la même température et pression. Si on a pris 200cc d'échantillon, le nombre de cc de solution d'hyposulfite 0,025N employé est égal aux parties par million d'oxygène. La correction pour le volume des réactifs introduits est de 3% et ne se justifie que dans les travaux de précision. Pour obtenir le résultat en cc par litre, multiplier le nombre de cc d'hyposulfite employé par 0,698. Pour un travail précis, il faut faire attention à la pression barométrique, la pression normale dans la région est préférable à la mesure spécifique au moment de l'échantillonnage. Le terme "saturation" se rapporte à la condition d'équilibre entre la solution et la pression d'oxygène dans l'atmosphère correspondant à 158,8 millimètres ou approximativement 1/5 d'atmosphère. La saturation vraie ou l'équilibre entre la solution et l'oxygène pur est presque cinq fois cette valeur; et en conséquence, les valeurs au-dessus de 100% de saturation se trouvent fréquemment en la présence d'oxygène formé par les plantes.

Dosage des sulfates.

Il est utile de faire un essai qualitatif afin de déterminer sur quelle quantité d'eau on devra faire le dosage. Dans une éprouvette, on ajoute à 10cc d'eau, 1cc d'HCl et quelques gouttes de solution saturée de chlorure de baryum; suivant l'abondance du précipité on fera le dosage sur 100, 500, 1000 et même 2000cc si on veut doser de faible quantité.

En général 500cc suffisent car, si on ne peut doser le sulfate de baryte sur cette quantité c'est que SO^3 est

en quantité moindre que 2 milligrammes par litre, ce qui est une indication alors souvent suffisante.

DOSAGE EN POIDS. Solution de chlorure de baryum saturée ou 50 gr dans 1 litre d'eau distillée. Concentrer 500cc d'eau (en évitant les pertes par projections) acidulée par 5cc d'HCl, jusqu'à 150cc environ. Durant l'ébullition ajouter goutte à goutte la solution de chlorure de baryum $\text{SO}^4\text{Na}^2 + \text{BaCl}^2 = \text{SO}^4\text{Ba} + 2\text{NaCl}$. Eloigner du feu et laisser déposer le précipité, ajouter alors le long du récipient quelques gouttes de chlorure de baryum pour voir s'il se produit encore un précipité, il faut éviter un excès de réactif. On laisse déposer et, au bout de quelques heures, on filtre le liquide et le précipité sur un filtre Berzélius (spécial pour retenir le SO^4Ba , N° 42) plié en quatre. On lave le précipité à l'eau distillée bouillante jusqu'à ce que les eaux de lavage ne précipitent plus par le nitrate d'argent. On sèche à l'étuve. Pour éviter la réduction d'une petite partie du sulfate de baryte par le papier filtre durant l'incinération, il est bon d'humecter avec quelques gouttes d'acide nitrique, d'évaporer puis de calciner modérément dans une capsule de platine tarée. On laisse refroidir au dessiccateur. On pèse le sulfate de baryte.

On exprime en SO^3 ou en autres composés avec les facteurs suivants (et en calculant pour un litre)

$$\begin{aligned} \text{poids de BaSO}^4 \times 0,343 &= \text{SO}^3 \\ \text{poids de SO}^3 \times 1,7 &= \text{CaSO}^4 \\ \text{poids de SO}^3 \times 1,5 &= \text{MgSO}^4 \\ \text{poids de SO}^3 \times 1,775 &= \text{Na}^2\text{SO}^4 \\ \text{poids de SO}^3 \times 2,175 &= \text{K}^2\text{SO}^4 \end{aligned}$$

En présence de chlorure de magnésium les résultats sont trop faibles, autrement ils sont exacts au milligramme par litre.

DOSAGE VOLUMÉTRIQUE

Réactifs.

1. Solution d'acide chlorhydrique 1 partie avec 4 d'eau distillée.
2. Solution de chlorure de baryum; 4,8 g dans 1 litre d'eau distillée.
3. Solution d'ammoniaque 1 partie pure dans 4 parties d'eau.
4. Solution de bichromate de potasse; 3,9 g pur dans 1 litre d'eau distillée.
5. Solution d'acide arsénieux; 4,95 g dans un litre d'eau distillée.
6. Solution de carbonate de soude; 250 g dans un litre d'eau.
7. Solution d'iode. Iode desséché plusieurs jours dans un dessiccateur: 2,54 g dissous dans 1 litre d'eau distillée contenant 3,5 g d'iodure de potassium.
8. Empois d'amidon indicateur.
9. Solution d'hyposulfite de soude; 2,480 g cristallisés dans 1 litre d'eau.

Dosage. Prendre 200 à 400cc d'eau, ajouter 2cc d'HCl 1/5 et faire bouillir. Ajouter 30cc de solution de chlorure de baryum. Laisser refroidir et neutraliser avec l'ammoniaque 1/5. Bouillir et ajouter 30cc de bichromate de potasse. Si on a pris plus de 200cc d'eau on concentre pour réduire à 300cc, on laisse refroidir et on complète exactement à 300cc. On laisse 12 h. A 100cc de la liqueur claire et froide on ajoute 5cc d'acide arsénieux qui décolore; puis 30cc de carbonate de soude; on titre l'excès d'acide arsénieux par l'iode avec l'empois d'amidon, jusqu'à coloration bleue. Soit N_{cc} d'iode employé. On fait la même opération avec 200cc d'eau distillée; soit N' d'iode. $N' - N$ représente le volume d'iode qui a servi au titrage des sulfates.

Il est bon de titrer la solution d'iode avec l'hypo-sulfite; 20cc plus 1cc d'empois demandent Ncc d'iode.

Le poids de SO^3 dans le volume d'eau employé est égal à $\frac{N' - N}{N} \times 0,048$ g.

Les résultats sont acceptables sur les eaux peu riches en nitrates et matières organiques.

Recherche et dosage des phosphates

L'acide phosphorique et les phosphates ne se rencontrent pas en grande quantité dans les eaux, sauf dans des circonstances exceptionnelles. On pratique souvent un simple examen qualitatif, mais il faut le faire sur 500cc d'eau, on ajoute 2cc d'acide nitrique et on évapore dans une capsule en porcelaine à fond blanc, jusqu'à 25 ou 30cc; on ajoute alors 10cc du réactif molybdique.

Réactif molybdique. 60 g de molybdate d'ammoniaque cristallisé pur, 200 d'eau distillée tiède – on filtre dans une capsule de 2000cc puis on verse en une fois 750 g d'acide nitrique pur (d:1,3) le précipité blanc se redissout, on complète à 1000 avec de l'eau distillée.

Avec l'acide phosphorique on obtient au bain-marie une coloration jaune. On peut évaluer la quantité par comparaison avec une liqueur de titre connu. Sensibilité P^2O^5 , 0 mg 01 par litre.

Dosage colorimétrique de Denigés modifié par D. Florentin.

50cc d'eau dans un tube Nessler – on ajoute, 1cc d'une solution sulfurique de molybdate d'ammoniaque [100cc de sol. aqueuse à 10% de molybdate d'ammoniaque; 300cc d'acide sulfurique à 50% en poids] – on agite et on ajoute 3 à 4 gouttes d'une solution de chlorure stanneux fraîche. [0,1 g d'étain pur dissous dans 2cc d'HCl pur en présence d'une goutte de

sulfate de Cu en solution - chauffer à l'ébullition et étendre à 10cc avec H^2O]. On agite et après 10 m, on évalue P^2O^5 , il s'est formé une coloration bleue. On compare avec une série de tubes faits dans les mêmes conditions avec des doses connues de phosphate de soude, 0,1 mg à 4 mg de P^2O^5 par litre. On peut aussi faire des étalons plus stables avec une solution aqueuse de carmin d'indigo.

Analyse des eaux minérales

A. Identification des eaux de sources connues.

Il est facile de trouver des chiffres officiels des analyses d'eaux minérales autorisées. Une analyse sommaire peut être faite en recherchant: le résidu à $180^{\circ}C$ - l'alcalinité totale - l'alcalinité soluble - les sulfates - les sulfures - les chlorures - le fer - la lithine. Par comparaison et un peu d'habitude, on identifie assez sûrement si les méthodes d'analyse employées sont exactes.

Il suffit de se reporter aux méthodes indiquées.

B. Eaux minérales de sources nouvelles.

Il peut être demandé au chimiste canadien si une eau de source peut être classée parmi les eaux minérales et quels sont les éléments principaux; nous insisterons donc sur quelques dosages assez délicats.

En plus des éléments de potabilité bactériologique, et des déterminations chimiques qu'on fait habituellement; il faut s'attacher à faire une *analyse complète*. C'est un travail très délicat, long et qui demande des investigations au lieu même de la source et une quantité d'eau pouvant aller jusqu'à 10 litres au moins.

Les éléments à doser, en plus de ceux déjà vus sont: les gaz dégagés par la source; les gaz dissous dans l'eau; l'acide carbonique libre et combiné; l'hydrogène sulfuré, les sulfhydrates; les bisulfures; les hyposulfites; l'iode; le brome; le fluor; la lithine; la potasse, la

soude; l'acide borique; l'arsenic, le zinc, l'acide crénique, la radioactivité.

1. MATIÈRES EN SUSPENSION.

L'analyse des eaux minérales doit se faire sur des eaux limpides. Il est parfois nécessaire de filtrer ou simplement de décantier.

On peut déterminer la proportion des éléments non dissous en filtrant un volume d'eau connu sur un double filtre en papier séché au préalable à 100°C et amené au même poids sec. On dessèche les 2 filtres à 100°C et on les pèse en mettant chacun sur un plateau de la balance. L'augmentation de poids du filtre ayant retenu les matières donne la quantité cherchée pour le volume filtré.

On peut examiner au microscope ou faire l'analyse du dépôt, les composés le plus souvent rencontrés sont CaCO_3 , Fe_2O_3 , Al_2O_3 , SiO_2 .

NOTE

*Identification des eaux. Aquamétrie.*¹

S'il est impossible d'identifier sûrement les eaux ordinaires et de les grouper géographiquement et géologiquement à cause de leur variété infinie; les eaux minérales possèdent une composition qualitative et quantitative individuelle et presque spécifique; il n'y a pas deux eaux minérales qui renferment tous les mêmes éléments en quantité identique. E. Bonjean qui a étudié la question sous tous ses aspects, indique que d'une façon générale, on peut 1° reconnaître si une eau minérale est authentique. 2° identifier ou au moins classer une eau minérale quelconque par la détermination de 4 facteurs de base groupés sous le nom d'*Aquamétrie*.

Alcalinité totale et permanente.

Chlorures.

Nitrates.

Degré hydrotimétrique total et permanent En cas d'incertitude, le dosage des sulfates vient lever les doutes.

¹ E. Bonjean.— Identification des eaux minérales. *Aquamétrie (Annales des Falsifications, Paris, 1909)*. *Traité d'hygiène: Martin & Bouardel, Tome II.*

Nous renvoyons aux *Tables aquamétriques* de Bonjean qu'on trouve dans les traités d'analyse des eaux ou dans le traité d'Hygiène de Martin et Bouardel. Tome II page 424. Ces tables donnent les eaux européennes. On peut les compléter en prenant les analyses des eaux minérales américaines et canadiennes dans les rapports officiels.

Doivent être dosés à la source: les gaz dégagés: les sulfures, bisulfures, sulfhydrates, hyposulfites. Pour réussir les épreuves il faut une grande habileté et de l'expérience. Il est prudent de répéter plusieurs fois les déterminations et d'éliminer des moyennes les expériences qui n'ont pas pleinement réussi.

Recherches qualitatives de CO² et H²S.

Matériel: éprouvettes à bords droits de 50cc graduées en 1/2cc – tube en caoutchouc pouvant s'adapter aux éprouvettes – entonnoir pouvant aussi être relié au tube de caoutchouc – capsule en porcelaine de 500cc pour supporter les éprouvettes (petits gazomètres à eau) – bouchons de liège sans fissures et s'adaptant bien aux éprouvettes – pipettes à extrémité recourbée pour mettre les réactifs dans les éprouvettes tenues verticalement.

Réactifs. (1) Solution de potasse à 20%.

(2) Solution de: Bichlorure de cuivre 10 g
Ammoniaque 100 g
Eau distillée ad. 1000cc

Prélèvement. On relie une éprouvette avec le tube de l'entonnoir au moyen du tube en caoutchouc. On porte le tout sous l'eau au-dessus d'un dégagement gazeux. Les bulles montent dans l'éprouvette et chassent l'eau. Quand l'éprouvette est pleine de gaz on détache sous l'eau et on glisse au-dessous une capsule remplie d'eau. En maintenant le tout vertical on peut emplir ainsi les éprouvettes avec du gaz.

Recherche de CO². On introduit un peu de solution de potasse dans une éprouvette et de l'eau, on note

le volume occupé. On bouche et on agite pour absorber CO_2 , on replace l'éprouvette dans la capsule et on débouche sous l'eau. Une différence plus ou moins grande entre le dernier volume et le premier indique beaucoup ou peu de CO_2 .

Recherche de H_2S . Une éprouvette contenant du gaz reçoit par la pipette recourbée 10cc de solution ammoniacale de bichlorure de cuivre. On ferme sous l'eau. On agite et s'il se forme un précipité noir de sulfure de cuivre, l'eau renferme H_2S en quantité appréciable.

Recherche de l'hydrogène sulfuré et des sulfures. Les sulfures sont en général faciles à déceler par l'odeur, même à dose faible. On peut caractériser plus sûrement en faisant bouillir l'eau dans un ballon et en faisant passer les vapeurs sur un papier filtre imprégné de solution d'acétate de plomb précipité par la potasse et le précipité redissous dans un excès de réactif. L'hydrogène sulfuré noircit le papier. Les sulfures se caractérisent après avoir acidulé l'eau par HCl puis faisant bouillir. Un moyen plus sensible est d'ajouter à l'eau alcalinisée par un peu de lessive de soude 1 à 2cc de nitroprussiate de soude en solution. Les sulfures donnent une coloration violette.

Dosage. Réactifs (1) Solution de bichlorure de cuivre ammoniacale (déjà vu).

(2) Eau bromée pure, de distillation d'une eau bromurée ordinaire dans un appareil sans joint autre qu'en verre rodé.

(3) Chlorure de baryum (comme pour le dosage des sulfates).

Sur le terrain. Bouteille de 2 litres avec un col étranglé pouvant être relié par un caoutchouc au petit tube de l'entonnoir - entonnoir et papiers filtres Berzélius ou équivalents - pipettes à bout

recourbé – éprouvettes en verre bouchées à l'émeri – capsule de 500cc.

On recueille le gaz dans la bouteille de 2 litres au moyen du dispositif avec l'entonnoir; on note le volume du gaz; on introduit 30cc de solution de chlorure cuivrique ammoniacal – on bouche avec un bon bouchon en liège et on agite 10 m. On filtre sur papier pour retenir le sulfure de cuivre. Le filtre est lavé à l'eau distillée et placé dans une éprouvette bouchée à l'émeri.

Le dosage se continue au laboratoire. Le filtre est séché à 100°C; on le place ensuite dans un Erlenmeyer bouché à l'émeri et avec une pipette à brome, on ajoute par petite quantité la quantité d'eau bromée pure pour transformer le sulfure en sulfate. On chauffe doucement pendant 10 m après addition de 10cc d'eau bromée. On en ajoute si nécessaire. Quand le sulfure est oxydé, on évapore à sec pour chasser le brome, on redissout le sulfate de Cu avec de l'eau acidulée par HCl et on dose par précipitation avec BaCl² comme pour doser les sulfates. On multiplie par 0,146 le poids de sulfate de Ba, ce qui donne la quantité d'H²S contenue dans le volume de gaz prélevé.

2. DOSAGE DE CO² DANS LES GAZ DE LA SOURCE.

Réactifs. Solution de potasse pure.

Matériel: Eprouvettes de 200cc graduées, diamètre 1,5 à 2cc, (les éprouvettes des appareils d'Orsat peuvent être employées) la partie supérieure doit être plus étroite et graduée aussi – entonnoir pour recueillir le gaz – tube en caoutchouc – éprouvettes non graduées et étranglées en un point près de l'ouverture (5 à 6 cm) pour le transport des gaz privés de H²S et CO². L'appareil de prise de gaz est constitué par l'entonnoir dont la tige entre dans un bouchon de caoutchouc qui se loge au gros bout de l'éprouvette graduée de 200cc dont la partie supérieure est fermée

par un robinet, la tige portant ce robinet débouche au centre d'une petite cuvette entonnoir à bords droits. Dans cette cuvette on pourra recueillir les gaz qui n'auront pas été absorbés dans la grande éprouvette graduée. Une lampe pour fermer les éprouvettes – une cuve à eau ou à mercure – un baromètre à mercure ou équivalent calibré – un thermomètre.

Dosage. On recueille une quantité mesurée de gaz (on mesure en portant l'éprouvette sur la cuve à eau ou à mercure). On note p et t . pour ramener à 0 et 760 mm. On introduit 10cc de solution concentrée de potasse avec une pipette recourbée; on agite, note et mesure le volume de gaz restant non absorbé par KOH. La différence entre les 2 mesures, moins le volume d' H^2S dosé, donne la quantité de CO^2 .

3. GAZ AUTRES QUE H^2S ET CO^2 .

Les déterminations qu'il peut y avoir à faire deviennent assez compliquées et ne doivent être entreprises que par des spécialistes de l'analyse des gaz, surtout s'il s'agit de gaz rares comme l'hélium, l'argon.

Pour l'hydrogène et les hydrocarbures, les méthodes ordinaires de l'analyse de ces gaz sont suffisantes.

4. GAZ DISSOUS. [Acide carbonique, oxygène, azote].

Le prélèvement de l'échantillon se fait dans une éprouvette bouchée à l'émeri. Pour faire dégager les gaz que contient l'eau, on peut les aspirer par le vide (méthode exacte) ou ce qui est plus simple les faire se dégager par ébullition.

On peut monter différents appareils, il suffit de savoir éviter les erreurs et on monte aisément un dispositif. Les gaz étrangers à l'eau, ceux des tubes et appareils de dégagement doivent être chassés, puis en faisant bouillir l'eau échantillon jusqu'à ce que le dégagement gazeux cesse; on recueille dans une éprouvette graduée, maintenue sur une cuve d'eau

bouillie ou de mercure. On note le volume V quand les gaz sont refroidis à t sous la pression H . On ramène à 0° et 760 mm et à 1 litre d'eau.

$$V^\circ = V_t \times \frac{H - f}{760} \times \frac{1}{1 + 0,00367 \times t} \times \frac{1.000}{x}$$

x volume d'eau en cc. f tension de la vapeur d'eau à t .

On détermine sur ce *volume total* V , les proportions de CO^2 , O, N.

On absorbe CO^2 en agitant avec de la potasse concentrée; soit le volume restant V' (à la même t et pression H) puis O par agitation avec une solution d'acide pyrogallique soit V'' . On possède alors: $V - V'$; volume de l'acide carbonique (si H^2S est présent il faut l'enlever au moyen du sulfate de cuivre).

— $V' - V''$, volume d'oxygène. L'azote est le volume gazeux non absorbé V'' .

On ramène le tout à 1 litre 0° et 760. Pour obtenir en poids, on multiplie le volume par le poids du cc. 1 mg 43 pour O; 1,256 pour N; 1,977 pour CO^2 . Ces méthodes sont suffisantes. Il en existe de plus précises pour lesquelles nous renvoyons aux Traités d'analyse des gaz.

DOSAGE DE LA SILICE, DU FER, DE L'ALUMINE, DE LA CHAUX, DE LA MAGNÉSIE, DU MANGANÈSE, DE LA POTASSE, DE LA SOUDE, DE LA LITHINE, DANS LES EAUX MINÉRALES.

5. DOSAGE DE LA SILICE. Ce dosage est assez délicat; par les méthodes ordinaires on peut faire une erreur allant jusqu'à 10%.

Évaporer à siccité au bain-marie (ou à l'étuve à 100) 1 litre d'eau à analyser qu'on aura rendue acide par 2 à 3cc d' HCl exempt de fer. (L'évaporation peut être faite dans une capsule en platine, en silice ou à défaut en bonne porcelaine). Le résidu est repris

humecté avec HCl pur et évaporé au bain-marie. Il est bon pour insolubiliser complètement, la silice de refaire l'opération une autre fois, humecter le résidu avec de l'eau acidulée et évaporer à nouveau. La silice doit être alors insolubilisée et les nitrates et carbonates transformés en chlorures.

Reprendre par l'eau légèrement acidulée pour dissoudre les sels solubles, chauffer au bain-marie pour agglomérer la silice. Filtrer soigneusement sur un filtre plié en quatre. Recueillir et conserver le filtrat. Laver le filtre avec de l'eau distillée chaude tant que le liquide ne précipite plus avec le nitrate d'argent (absence de chlorure sur le filtre). Sécher le filtre à l'étuve. Calciner dans une capsule en platine tarée. Refroidir dans un dessiccateur et peser le plus tôt possible. Le poids, moins la tare, est celui de la silice dans le volume évaporé.

Il faut s'assurer que c'est de la silice seule. Au résidu on ajoute une petite quantité de fluorure d'ammonium et quelques gouttes d' H^2SO^4 . On chauffe au bain de sable, on calcine, on pèse. Si le résidu était de silice pure, le fluorure de silicium formé s'est volatilisé, le résidu est alors nul. Si on trouve un poids il faut le soustraire du précédent pour avoir SiO^2 pur.

6. FER

Le liquide filtrat précédent est additionné de 3cc d'acide nitrique pur, on chauffe à l'ébullition 5 m. On neutralise franchement (ajouter doucement) par l'ammoniaque pur, (un petit papier tournesol sert d'indicateur). Le fer, l'alumine, l'acide phosphorique sont précipités. Le chauffage accélère et facilite l'agglomération du précipité.

On filtre sur un filtre plié en 4 et on lave à l'eau distillée chaude. Si on craint un entraînement de chaux et de magnésie on refait une deuxième précipitation après avoir dissous le premier précipité par HCl dilué.

Le précipité contenant le fer est dissous dans HCl

dilué, on ajoute 5 g de bitartrate de potassium pur et de l'ammoniaque jusqu'à réaction alcaline, puis du sulfhydrate d'ammoniaque. Le fer se précipite en FeS . On laisse déposer dans un flacon bien bouché, on filtre, on lave le précipité. Les liquides sont toujours conservés et mélangés pour les autres dosages. Le précipité sur le filtre est dissous dans de l'acide nitrique à 5%. Le liquide est bouilli pendant 10 m et rendu alcalin par l'ammoniaque, ajouté avec précautions. On forme ainsi un précipité de Fe^{2}O^3 qui est recueilli sur un filtre. On lave, on sèche à 100cc. on calcine dans une capsule tarée. Le poids P obtenu est Fe^{2}O^3 et les impuretés. On reprend par HCl dilué, le liquide décanté contient Fe^{2}O^3 , on lave, on filtre à nouveau, on sèche, on calcine, on pèse. Le poids P' représente les impuretés. La différence $P - P' = \text{Fe}^{2}\text{O}^3$ pur contenu dans le volume d'eau évaporé.

7. ALUMINE

Les liquides d'où on a retiré le fer sont rassemblés, on ajoute du carbonate de soude pur et on évapore à sec. On calcine légèrement avec du nitrate de potasse pur afin de détruire le sulfhydrate d'ammoniaque. On reprend par l'eau bouillante et un peu d'HCl. En ajoutant à cette dernière solution de l'ammoniaque en léger excès on précipite l'alumine. On recueille sur un filtre, on lave à l'eau ammoniacale (1+3) et on conserve toujours les liquides. On sèche, calcine, pèse dans une capsule tarée. Le poids P contient l'alumine et l'acide phosphorique. On dissout avec un peu d'acide azotique étendu et on dose l'acide phosphorique (voir p. 340). Le poids trouvé pur est retranché du poids P précédent, la différence représente l'alumine dans le volume évaporé.

8. MANGANÈSE.

Le liquide de l'opération précédente (d'où on a extrait l'alumine et l'acide phosphorique) est aci-

dulé par HCl et concentré à 25cc. On neutralise par NH_3 , on ajoute du sulfhydrate d'ammoniaque et on laisse à l'étuve 24 h à 35 - 40°C. Le manganèse finit par précipiter. On filtre et on lave à l'eau distillée. (Les liqueurs sont encore conservées). Le précipité est dissous par HCl et on le reprécipite par le sulfhydrate d'ammoniaque; il est recueilli sur un filtre, on a MnS . On calcine, dans une capsule tarée, en faisant arriver dans la capsule un courant d'H par le couvercle percé d'un trou et muni d'une tubulure. Le résidu de sulfure de manganèse est pesé. L'augmentation de poids de la capsule $P \times 0,816$ donne l'oxyde de manganèse dans le volume d'eau évaporé.

9. CHAUX ET MAGNÉSIE.

On prend le liquide filtré restant du dosage du manganèse. On ajoute HCl et on concentre, une filtration enlève le soufre. Le filtrat est amené avec de l'eau distillée à un volume fixé et on en prélève la moitié sur laquelle on dose la chaux et la magnésie comme il est indiqué à propos des eaux ordinaires (p. 367). L'autre partie reste pour doser la potasse et la soude.

10. POTASSIUM.

Réactifs. (1) Eau de baryte; 200 g dans un litre d'eau distillée. Agiter souvent pendant plusieurs jours, puis filtrer. Conserver en flacons bien bouchés par un dispositif pour empêcher l'air de venir en contact autrement qu'après être passé sur de la chaux sodée pour arrêter CO_2 .

(2) Solution de chlorure de platine; 1 g dans 100cc d'eau distillée.

(3) Solution de carbonate d'ammoniaque; 100 g dans 1 litre d'eau distillée.

(4) Solution d'oxalate d'ammoniaque; 100 g dans 1 litre d'eau distillée.

(5) Mélange alcool-éther, 1 partie d'éthanol à 90° et 5 parties d'éther sulfurique.

(6) Solution de formiate de sodium; 5 g dans 100cc d'eau distillée.

Dosage. Dans la deuxième partie réservée du dosage de la chaux et magnésie, on ajoute de l'oxalate d'ammoniaque et de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de précipité. On laisse au repos 12 h, on décante sur un filtre et on filtre le précipité pour retenir l'oxalate de chaux; on lave. Dans le filtrat, on ajoute de l'eau de baryte pour précipiter la magnésie et l'acide phosphorique, on filtre, on s'assure que l'opération est complète en ajoutant un peu d'eau de baryte à une prise du filtrat. Au filtrat on ajoute du carbonate d'ammoniaque en quantité juste suffisante pour précipiter l'excès de baryte. On filtre sur un filtre sec et on recueille dans un ballon sec bien lavé. Le filtrat ne doit plus précipiter avec le carbonate d'ammoniaque. On y ajoute 5cc d'oxalate d'ammoniaque pour s'assurer que toute la chaux et la baryte sont éliminées. On filtre et on évapore le liquide dans une capsule en platine ou quartz. On sèche à 100°C, on calcine pour volatiliser les sels ammoniacaux, il faut éviter les projections en recouvrant la capsule. Le résidu charbonneux est repris par l'eau bouillante et on filtre pour séparer. Le filtre est lavé à l'eau bouillante. Le liquide et les eaux de lavage sont évaporés jusqu'à 5cc dans une capsule en platine. On fait agir HCl pur pour transformer les carbonates en chlorures; il faut aller doucement pour éviter les pertes par projections.

On évapore à sec, on sèche à 110°, on pèse, ce qui donne la quantité de sels dans la capsule. On reprend le résidu par un peu d'eau pour dissoudre, et on ajoute la solution de chlorure de platine; tous les chlorures alcalins se transforment en chloroplatinates. Le poids précédent en milligrammes $\times 2,28$ représente

la quantité de chlorure de platine qu'il faut ajouter (on prend 3 fois le poids).

On évapore au bain-marie avec beaucoup de précautions pour éviter que le résidu dessèche sur les bords de la capsule, ce qui aurait pour effet de rendre le chloroplatinate de sodium insoluble dans l'alcool éther. Quand le volume est réduit au minimum on ajoute 50cc du mélange alcool-éther, on couvre et on laisse macérer 24 h. Le chloroplatinate de potassium précipite, celui de sodium demeure soluble. On filtre sur un filtre plié en 4 et on lave le chloroplatinate de potassium sur le filtre avec l'alcool-éther jusqu'à ce que le liquide filtre incolore. Il faut conserver les liquides. On sèche lentement, on reprend le précipité par une solution chaude de formiate de sodium qui décompose; le platine obtenu est recueilli sur un filtre, on lave à l'eau bouillante, sèche, calcine. L'augmentation de poids de la capsule $\times 0,482$ donne la quantité de potasse en K^2O dans la moitié du volume d'eau employé pour l'analyse. On peut faire une erreur allant jusqu'à 5% si la concentration du liquide a été mal conduite avant le traitement par l'alcool-éther.

NOTE

On peut éviter la transformation en platine, recueillir et peser le chloroplatinate de potassium. Dans ce cas, le poids $\times 0,307$ donne le potassium en KCl ; ou $\times 0,194$ en K^2O .

11. SODIUM.

Le liquide hydro-alcoolique éthéré venant du dosage de la potasse est évaporé avec précautions pour enlever l'alcool-éther. On traite par H^2S , qui précipite le platine. On filtre, on lave à l'eau bouillante. Le filtrat contient la soude en chlorure de sodium.

On ajoute de l'acide sulfurique, on évapore à sec dans une capsule de platine pour chasser HCl , les chlorures se transforment en sulfates. On calcine au

rouge sombre, on laisse refroidir dans un dessiccateur à acide et on pèse. L'augmentation de poids $\times 0,4368$ donne la quantité de soude en Na^2O (0,823 pour NaCl) contenue dans la moitié du volume d'eau primitif employé pour l'analyse.

12. DOSAGE DE L'ARSENIC.

Il faut évaporer 4 à 5 litres d'eau acidulée par 5cc d'acide sulfurique pur sans arsenic, jusqu'à émission de vapeurs sulfuriques; après refroidissement on ajoute 100cc d'eau.

Les 100cc sont introduits dans le flacon producteur d'hydrogène d'un appareil disposé pour former de l'hydrogène arsénié en présence d'arsenic, on observe les anneaux dans la partie refroidie du tube après chauffage par une grille. On peut comparer avec les anneaux produits par une solution d'acide arsénieux de titre connu. Et, si la quantité est supérieure à 0,mg 7, les anneaux peuvent être pesés. Avec habileté on peut faire le dosage à 1% près.

13. DOSAGE DES IODURES. IODE.

La plupart du temps on se trouve à doser les iodures et bromures avec les chlorures quand on précipite ces derniers par le nitrate d'argent et repos à l'obscurité.

Le dosage de l'iode peut se faire sur les eaux qu'on soupçonne en renfermer une quantité suffisante (sources au voisinage de la mer par exemple). Le procédé de A. Carnot est assez employé.

On concentre jusqu'à 1 litre, 30 ou 40 litres d'eau au moins suivant la richesse présumée. L'eau doit être alcaline, sinon, on la rend telle par un peu de carbonate de soude ajouté avant l'évaporation.

On met l'eau concentrée dans une boule à décanter; on ajoute 10 gouttes d'acide sulfurique concentré saturé de vapeurs nitreuses, puis 10cc de chloroforme. On agite plusieurs fois vigoureusement. L'iode se

déplace et se dissout dans le chloroforme qui se colore en violet plus ou moins foncé suivant la quantité d'iode. On abandonne pour séparer le chloroforme qui se place au fond de la boule; on soutire et recueille sur un filtre plié en 4 légèrement mouillé.

Le traitement est recommencé autant que nécessaire pour que l'iode soit tout extrait. Les portions de chloroforme sont lavées sur le filtre pour éliminer l'acide; puis en perçant le filtre on recueille le chloroforme dans une fiole de 125cc bouchant à l'émeri. Le filtre est lavé avec 30cc de bicarbonate de soude à 0,5%. On titre l'iode avec une solution d'hyposulfite de soude fraîche N/10 ou N/100. Il faut agiter vigoureusement après chaque addition d'hyposulfite, on pousse jusqu'à décoloration. Le nombre de cc employé $\times 12,7$ ou 1,27 donne en mg, la quantité d'iode contenue dans le volume d'eau primitif.

NOTE

Le chloroforme peut être remplacé par le bisulfure de carbone.

14. DOSAGE DES BROMURES. BROME.

Les liquides de lavage et le liquide d'où on a séparé l'iode sont transvasés dans un flacon à long col; on ajoute quelques cc d'acide chromique à 10% et 2 à 4cc d'acide sulfurique à $\frac{1}{2}$. Le col du matras est étiré au chalumeau et fermé à la lampe. On chauffe pendant 30 m en autoclave à 110°, attendre que le matras soit refroidi, ne pas l'introduire dans l'autoclave froid, mais chauffer en même temps. Après refroidissement, casser la pointe et mettre le contenu du matras dans une boule à décantier. Le brome mis en liberté est épuisé avec du chloroforme qu'on recueille sur un papier filtre mouillé. On lave et on introduit dans une fiole de 125cc bouchant à l'émeri comme on a fait pour le dosage de l'iode; la fiole contiendra un peu de solution d'iodure de potassium fraîchement préparée. Le brome libère une quantité d'iode équi-

valente qu'on sépare et titre comme précédemment. Le poids d'iode $\times 0,629$ donne la quantité de brome en milligrammes contenu dans le volume primitif.

15. CHLORURES, CHLORE.

Du dosage total des chlorures, bromures et iodures ramenés à 1 litre et calculé en sels d'argent, on retranche les iodures d'argent et bromures d'argent pour obtenir les chlorures seuls d'où on peut déduire le chlore.

NOTE

On conserve les liquides si on veut doser la lithine.

16. RECHERCHE ET DOSAGE DE LA LITHINE.

Dosage des plus délicat avec les méthodes actuelles car le phosphate basique de lithine qu'on isole est un peu soluble dans l'eau. La lithine est facilement entraînée dans les précipités et les plus grands soins doivent être pris dans les lavages, particulièrement le contrôle au spectroscope pour être certain que la raie rouge caractéristique est bien disparue.

L'examen qualitatif au spectroscope sur un résidu d'évaporation est parfois utile avant d'entreprendre le dosage. Il faut opérer en comparaison avec une eau qui ne contient pas de lithium et une dans laquelle on en a mis un peu si on n'est pas familier avec les méthodes spectroscopiques.

On transforme tous les sels alcalins d'une quantité d'eau évaporée en chlorures et on évapore à sec, puis à l'étuve à 120°C . On traite alors par l'*éthanol absolu*, chaud. On filtre pour séparer le chlorure de lithium beaucoup plus soluble dans l'éthanol que les autres chlorures, on renouvelle le traitement à l'éthanol tant que le liquide filtré donne la raie rouge du Li au spectroscope.

L'éthanol est chassé par distillation, le résidu est dissous dans l'eau distillée chaude, puis évaporé à sec au bain-marie avec quelques gouttes de solution de soude et un excès de phosphate de sodium pur à 5% pour précipiter la lithine en phosphate Li^3PO^4 .

On reprend le résidu par une petite quantité d'eau distillée tiède pour dissoudre les sels solubles, on ajoute le même volume d'ammoniaque et on laisse reposer 24 h à 30-35°C. Le précipité de phosphate de lithine est séparé par filtration et lavé avec une eau ammoniacale (1+1), puis séché à 100°C.

On peut calciner, ou mieux séparer le précipité sur un papier noir glacé et calciner le filtre seul puis le précipité dans une même capsule de platine tarée. Le poids de phosphate $\text{Li}^3\text{PO}^4 \times 1,0978$ ou 0,388 donne en LiCl ou Li^2O , le sel de lithium contenu dans le volume d'eau primitif.

Si on redoute la présence de magnésie et d'acide phosphorique, il faut les éliminer. L'acide phosphorique par traitement avec du perchlorure de fer à 5%; la magnésie par l'eau de chaux puis l'oxalate d'ammonium pour éliminer la chaux. Il faut alors vérifier qu'on n'entraîne pas de lithium dans les précipités et eaux de lavage.

17. RECHERCHE ET DOSAGE DE L'ACIDE BORIQUE.

On peut identifier l'acide borique ou les borates en traitant les cendres d'une eau par un peu d' HCl , en évaporant à sec et reprenant par le méthanol pur. On délaye et on met le feu dans un endroit sombre; la présence d'acide borique se révèle par la coloration verte que prend la flamme. Quand cette dernière est jaune et qu'il y a de l'acide borique, la coloration verte apparaît en bordure de la flamme.

Dosage. Réactifs. (1) Alcool méthylique pur, (méthanol.) On peut préparer celui du commerce en le

traitant au réfrigérant ascendant pendant une heure à l'ébullition avec du sodium pur, puis en distillant.

(2) Sodium pur (purifié à l'alcool, ne contenant pas de bore).

(3) Eau de baryte saturée à froid; 200 g dans 100cc d'eau, agiter, conserver 2 jours et filtrer.

(4) Solution d'iodure et d'iodate de K; 10 g d'iodure de potassium dans 200cc d'eau et 4 g d'iodate de potassium.

(5) Eau de baryte étendue 1/10.

(6) Acide chlorhydrique étendu 1/10.

(7) Solution titrée d'acide borique. Sécher de l'acide ordinaire dans un dessiccateur à vide et acide sulfurique. Dissoudre 1 g dans 1000cc d'eau distillée.

Appareil. Ballon de 200cc fermé par un bouchon à 2 trous, par l'un passe le tube d'une boule à robinet, par l'autre un tube relié à un réfrigérant en serpentín placé verticalement. Le bout du réfrigérant est relié à une allonge qui débouche dans un Erlenmeyer fermé par un bouchon à 2 trous, le second trou donne accès à un tube relié à un tube laveur à 3 boules renfermant du méthanol pour recueillir l'acide borique qui pourrait s'échapper. L'erenmeyer est plongé dans de l'eau très froide.

Mode opératoire. 2 litres d'eau ou plus sont rendus nettement alcalins par de la soude pure. On évapore à sec dans une capsule jusqu'au moment où on pourra transvaser dans le ballon de 200cc. Le ballon chauffé au bain de sable donne un résidu bien sec. On relie le ballon à l'appareil et, par l'entonnoir à robinet, on ajoute 20cc de méthanol pur et 3 à 4cc d'acide sulfurique pur. Le tout lentement en évitant les soubresauts. Le mélange entre en ébullition, on recueille l'éther méthylborique et le méthanol qui distillent. Quand l'ébullition cesse on chauffe au bain de sable et on distille jusqu'à formation de fumées blanches,

le mélange est agité doucement de temps à autre sans défaire l'appareil, on agite le support par exemple. On ajoute 20cc de méthanol et on distille pour laver tout l'appareil.

On réunit dans une capsule les liquides distillés et le méthanol du tube laveur. On ajoute un peu de phénolphtaléine et on neutralise par de l'eau de baryte pure (20cc), on chasse le méthanol au bain-marie. Quand le méthanol est parti, on neutralise la baryte par HCl 1/10. On ajoute quelques gouttes d'hélianthine jusqu'à coloration rose, puis un léger excès. Le tout est introduit dans un ballon surmonté d'un réfrigérant en spirale ascendant; en chauffant 10 m on décompose l'éther méthylborique.

Le contenu du ballon est transvasé dans un beaker, on lave le ballon à l'eau distillée bouillie et dans les liquides, on verse goutte à goutte la solution d'iodure et d'iodate. L'acide chlorhydrique se décompose, l'iode est mis en liberté et colore en jaune; on décolore par adjonction répétée de petites quantités d'hyposulfite de sodium pulvérisé. La réaction est jugée terminée quand le liquide possède la coloration de l'hélianthine neutre.

On peut alors titrer l'acide borique avec l'eau de baryte titrée. La liqueur se colore en rose (à cause de la phénolphtaléine ajoutée) on ajoute de la mannite en poudre, la coloration change en jaune.

L'addition de baryte est continuée tant que la mannite ajoutée ne fait plus virer la teinte rose.

On a titré la baryte contre une solution d'acide borique à 1% en présence de phénolphtaléine. 1cc de baryte correspond à x mg d'acide borique pur.

Soit $Ncc \times x$ mg d'acide borique pur = la quantité d'acide borique dans 2 litres ou plus, suivant le volume primitif. Le procédé est précis 1/1000.

18. DOSAGE DU FLUOR.

Concentrer 3 litres d'eau à 200cc. Ajouter 10cc de

carbonate de soude à 10% et 10cc de chlorure de calcium à 10%, faire bouillir. Laisser déposer 12 h. Décanté sur un filtre et laver le précipité plusieurs fois à l'eau distillée. Détacher le filtre, sécher, calciner au rouge dans une capsule en platine. Laisser refroidir, ajouter de l'acide acétique à 10% pour dissoudre la chaux, chauffer, faire bouillir pour expulser l'acide acétique en excès, filtrer le résidu insoluble, l'acétate de chaux soluble passe.

Sécher le filtre à 110°C. Détachez-le du papier, le recueillir sur un papier glacé; calciner le filtre séparément, puis le résidu et achever la calcination. Peser au refroidissement, soit P.

On délaye dans de l'acide sulfurique concentré et on chauffe longtemps pour expulser les acides fluorhydrique et sulfurique en excès.

On calcine au rouge et on pèse à froid. Soit p le poids; $p - P \times 0,655$ représente la quantité de fluor contenue dans un litre d'eau.

19. DOSAGE DU ZINC.

Cet élément peut se rencontrer dans des eaux minérales. Comme leur consommation n'est pas continue, le zinc peut être toléré. D'ailleurs on sait depuis les travaux de Gabriel Bertrand que le zinc est nécessaire à la nutrition et qu'il posséderait même une action synergique lorsqu'il est associé aux vitamines.

Réactifs. (1) Eau distillée redistillée, dans un appareil en verre ou en argent.

(2) Ammoniaque pure. Distiller celle du commerce dans un appareil en verre et la recueillir dans l'eau distillée précédente.

(3) Acide chlorhydrique pur. Comme pour l'ammoniaque. On peut prendre l'acide CP sans zinc.

(4) Solution d'oxalate d'ammoniaque pur. Faire recristalliser plusieurs fois jusqu'à résidu nul à la

calcination. On vérifie que le sel CP ne laisse pas de résidu.

(5) Eau de chaux; 100 g de chaux de la calcination du nitrate et 500cc d'eau pure. Filtrer avant l'emploi.

Dosage. Evaporer à sec 1 ou 2 litres d'eau. Traiter le résidu plusieurs fois par HCl (CP) dans une capsule en platine, calciner au rouge sombre à chaque opération, reprendre par l'eau distillée pure et filtrer. La solution reçoit 30cc d'eau de chaux pure filtrée et 10% d'ammoniaque pure. Filtrer, faire bouillir pour chasser l'ammoniaque.

Après refroidissement il se dépose du zincate de calcium mélangé d'un peu de carbonate de calcium. Filtrer, laver le précipité à l'eau pure. Dissoudre avec HCl pur et évaporer à sec pour chasser HCl. Reprendre par l'eau puis ajouter de l'ammoniaque pour rendre fortement ammoniacal puis de l'oxalate d'ammoniaque qui précipite la chaux. On filtre pour séparer la chaux, le filtrat contient le zinc; on évapore dans une capsule en platine et on calcine pour décomposer l'oxalate; on ajoute de l'acide sulfurique CP, on évapore et on recalcine. Le sulfate de zinc formé est pesé. Le poids $\times 0,403$ donne la quantité de zinc par litre si on a pris un litre d'échantillon. Si on veut un dosage très précis, il faut corriger en traitant de l'eau distillée par la chaux et l'ammoniaque puis précipitant par l'oxalate. Un peu d'oxalate de chaux peut être soluble, on en retranche le poids du précédent.

20. AUTRES MÉTAUX.

Plomb et Cuivre. Ces métaux ne sont pas considérés comme éléments constitutifs normaux des eaux minérales. Leur présence est indésirable et peut provenir surtout des canalisations ou appareils. Les dosages se font comme il a été indiqué aux eaux douces.

EXAMEN MICROBIOLOGIQUE DES EAUX MINÉRALES

On procédera comme pour l'eau potable. La minéralisation peut avoir une influence sur la nature des bactéries. Nous avons déjà signalé que des espèces vivaient en présence du fer et de composés sulfurés. Il n'en reste pas moins comme condition absolue de potabilité que les bactéries du groupe coli doivent être absentes.

Comme les eaux minérales sont le plus souvent livrées au commerce dans des bouteilles et que les eaux minéralisées nettoient très mal les récipients, il ne faut pas négliger d'examiner l'eau qui servira au rinçage de tous les ustensiles et bouteilles afin de s'assurer de sa pureté bactériologique. C'est un point qu'on néglige souvent à propos des petites sources livrant de l'eau dans un périmètre restreint.

RÉSISTIVITÉ ÉLECTRIQUE.

Les ions (anions et cations) provenant des sels, acides ou bases qui se trouvent dissociés dans l'eau par leur dissolution, conduisent le courant électrique. La conductibilité est même proportionnelle à la quantité d'ions dissociés; donc, alors que l'eau pure oppose une grande résistance au passage du courant, la même eau qui renferme des sels offrira une résistance d'autant plus petite que la quantité d'ions sera plus grande.

On peut mesurer assez facilement la résistivité électrique des eaux au moyen de l'appareil de Kohbrausch: curseur mobile sur une règle relié à un récipient muni de deux électrodes parallèles contenant l'eau, puis à une boîte à résistance, une batterie de pile, une bobine de Rhumkorff et un téléphone. En manœuvrant le curseur, on arrive à l'extinction du son dans le téléphone. La position du curseur dépend de la

résistance électrique de l'eau et de celle de la boîte à résistance. On peut donc connaître la résistance de l'eau par deux méthodes suivant qu'on déplacera le curseur, la résistance dans la boîte étant fixée; ou que, le curseur étant immobile en un point connu, on fera varier la résistance par l'intermédiaire des fiches de la boîte.

La technique est assez délicate surtout en ce qui regarde la température, qui doit être prise au dixième de degré.

L'influence des gaz (CO_2 surtout) qui se dégagent des eaux minérales rend les mesures variables si on n'a pas pris soin de faire bouillir l'eau assez longtemps. Cette méthode, dont on trouvera la technique précise dans les auteurs, par exemple dans F. Diénert. Eaux douces et eaux minérales (Analyses) peut permettre un contrôle rapide de la constance de composition des eaux de sources ou de suivre les variations saisonnières qui peuvent donner lieu à des litiges si elles ne sont pas bien connues.

Il faut se méfier ici d'un chiffre relativement facile à obtenir mais très délicat à rendre significatif.

RADIOACTIVITÉ.

Certaines eaux surtout minérales et les gaz qui s'échappent de quelques sources, manifestent des propriétés analogues à la radioactivité. Il est vraisemblable de penser que la dissociation de certaines substances particulièrement radioactives abandonnent à l'eau qui vient en contact avec elles, les éléments de désintégration qui ont la propriété d'ioniser les gaz les rendant par conséquent conducteurs ce qui leur confère la propriété de décharger plus ou moins rapidement un électroscope chargé. La vitesse de décharge peut s'évaluer et donner, après étalonnage, la mesure du courant de déperdition.

L'unité de mesure est le *curie* quantité maxima d'émanation que donne 1 g de radium. En pratique on prend le *millicurie*, pour les eaux le *milligramme minute*, quantité d'émanation dégagée en 1 m par 1 mg de radium et qui est 1/20.000 millicurie. On se sert aussi du *millimicrocurie*. Unités plus en rapport avec l'ordre de grandeur de l'émanation mesurable des sources.

On évalue la vitesse de chute de la feuille d'aluminium de l'électroscope dont les gaz sont mis en contact avec l'émanation captée de l'eau ou qui s'en dégagent (nombre de divisions franchies dans un temps donné, observées au moyen d'une loupe). L'appareil prend le nom de *fontaktoscope* et peut contenir plusieurs litres d'eau. L'étalonnage est fait en volts, correspondant à l'écartement des feuilles, il faut le faire pour chaque détermination.

Les mesures les plus exactes se font naturellement au lieu des sources. Dans beaucoup de cas on se contente d'un examen qualitatif en observant si une eau placée dans le fontaktoscope décharge l'électroscope placé à la partie supérieure.

RADIUM. Recherche qualitative.

On fait bouillir l'eau pendant 30 m; on laisse refroidir dans un flacon bien bouché et on garde 48 h. Puis on mesure l'émanation dégagée. Si l'eau ne renferme pas de radium, l'ébullition a chassé l'émanation et l'épreuve demeure négative. Si l'émanation est positive c'est que du radium (ou des composés) a continué sa désintégration et a émis une nouvelle quantité d'émanations.

On peut donner une mesure en étalonnant l'appareil avec un composé radioactif. Ce travail ne peut être bien fait que par des spécialistes ayant l'habitude de manier le radium car il y a un grand nombre de causes d'erreurs.

CALCUL DES ÉLÉMENTS
CONTENUS DANS L'EAU MINÉRALE

La méthode la plus simple repose sur une hypothèse qui n'est pas exacte (comme les autres d'ailleurs dans le même ordre d'idée) mais qui facilite singulièrement les calculs.

1° Unir l'acide sulfurique au baryum puis au strontium, calcium, sodium et potassium.

2° Unir ensuite le brome au magnésium, et s'il en reste, au calcium.

3° Unir l'iode au magnésium puis au calcium.

4° Unir le chlore au calcium (restant dans l'eau après ébullition), puis au potassium, lithium, ammonium, sodium, magnésium.

5° Unir l'acide phosphorique au calcium.

6° Le reste du Ca et Mg est à l'état de carbonate.

7° Le reste du Na, K, Li est à l'état de carbonate.

8° Le fer est à l'état de carbonate ferreux; le manganèse, de carbonate manganoux.

9° Unir aux carbonates neutres, l'acide carbonique non combiné qui reste pour former des bicarbonates. S'il reste du CO^2 on le met comme gaz libre.

***XXV. Analyses d'eaux minérales (Mineral Analysis)**

Les procédés décrits dans les paragraphes précédents sont indiqués pour l'examen des eaux potables ou rendues potables par purification. Les ions (éléments et radicaux) dosés sont mentionnés en parties par million et en milli-équivalents. Les milli-équivalents sont calculés du montant d'ions donnés en parties par million, divisé par la valeur du poids de combinaison (poids ionique divisé par la valence) de l'ion.

1. SOLIDES DISSOUS (dissolved solids). Doser comme indiqué dans XIII, 2. Le résidu devra être séché une heure à 103°C . Les eaux turbides devront être filtrées

et la composition des matières en suspension déterminée séparément, ou la quantité notée comme matière en suspension (XIV).

2. ALCALINITE ET ACIDITÉ. Déterminer comme indiqué dans XVI. Noter en radicaux acides.

3. CHLORURES (chloride). Déterminer comme indiqué dans XVIII.

4. NITRATES (Nitrate). Déterminer comme dans XI. Noter en NO^3 .

Séparation de la silice, du fer, de l'alumine, du calcium et magnésium.

5. SILICE (Silica).

1° *Méthode gravimétrique.*

Évaporer dans du platine 100 à 1000 cc d'échantillon ou une quantité suffisante pour avoir un résidu pesant 0,4 à 0,6 g et renfermant de préférence 0,1 à 0,2 g de calcium. Quand le résidu est presque sec ajouter 1cc d'acide chlorhydrique (1 dans 1) et, après avoir humidifié les cotés de la capsule, évaporer à sec; si une trop grande quantité de matière organique est présente, carbonisez-la dans un radiateur (XIII, 3). Humidifier le résidu avec de l'acide chlorhydrique dilué et expulser l'excès d'acide par chauffage au bain-marie. Ajouter quelques gouttes d'acide chlorhydrique, dissoudre dans l'eau chaude et filtrer. Laver le résidu avec de l'eau chaude. Évaporer le filtrat à sec, répéter la filtration, et mélanger les deux résidus. Si on ne veut pas une grande précision, la seconde évaporation avec l'acide chlorhydrique peut être supprimée. Mettre en ignition et peser le résidu insoluble. Ajouter 2 gouttes d'acide sulfurique concentré et un peu d'acide fluorhydrique, volatiliser les acides, mettre en ignition et peser encore. La perte de poids est la silice (SiO^2). Un poids de matières non volatiles excédant 0,5 mg devra être analysé.

2° *Méthode colorimétrique.*

1. Réactifs: Molybdate d'ammonium. . . 30 g
 HCl 1:1 200 cc.
 H²O. 400 cc.

2. Standards, 0,530 g K^2CrO^4 dans 100 cc d'eau. — Un cc de cette solution est équivalent à 1 mg de SiO^2 . Des standards permanents donnent une lecture directe en parties par million quand on employe 50 cc d'échantillon, peuvent être faits comme montré dans la table 12.

3° *Mode opératoire.*

50 cc d'échantillon sont mesurés dans un tube Nessler de forme haute. On ajoute 5 cc de réactif au molybdate. Le mélange est convenablement agité et abandonné au repos environ 15 m., pas plus de 20 m. La couleur jaune développée est alors comparée avec les standards au chromate.

TABLE 12.— COULEURS STANDARDS POUR LE DOSAGE DE LA SILICE

<i>cc de chromate dilués à 55 cc.</i>	<i>P. p. m. SiO^2 quand on employe 50 cc. d'échantillon.</i>
0,0.....	0
0,1.....	2
0,2.....	4
0,3.....	6
0,4.....	8
0,5.....	10
0,6.....	12
0,7.....	14
0,8.....	16
0,9.....	18
1,0.....	20
1,1.....	22
1,2.....	24
1,3.....	26
1,4.....	28
1,5.....	30

Les restrictions à cette méthode sont:

- 1° Elle ne détermine pas la silice en suspension.
- 2° Les phosphates gênent.
- 3° Les acides minéraux forts en excès sur ceux du réactif empêchent le développement de la coloration maximum.
- 4° L'hydrogène sulfuré donne une coloration bleue au lieu de jaune et on doit l'enlever auparavant.

6. FER ET ALUMINIUM.

Chauffer à l'ébullition le filtrat venant du résidu insoluble, oxyder avec de l'acide nitrique concentré ou du brome et concentrer à environ 100 cc. Ajouter un léger excès d'ammoniaque, bouillir 1 m. et filtrer. Dissoudre le précipité sur le filtre dans une petite quantité d'acide chlorhydrique dilué, chaud. Reprécipiter dans un volume d'environ 25 cc avec de l'ammoniaque, filtrer et laver. Si le précipité est petit, la mise en solution et la reprécipitation peuvent être retranchées.

7. FER.

Si on ne doit pas doser l'aluminium, dissoudre le précipité lavé dans une quantité connue d'acide chlorhydrique et s'assurer de l'oxydation par addition d'acide nitrique, employer environ 1 cc de chacun des acides. Doser le fer colorimétriquement en sulfocyanure (XX). Si la quantité de fer est grande, le précipité sera dissous dans l'acide sulfurique, le fer réduit par le zinc ou par une autre façon, et on titrera avec le permanganate de potassium.

Si on doit doser l'aluminium, incinérer le précipité et peser en oxydes de fer et d'aluminium. Fondre avec du pyrosulfate de sodium ou de potassium et dissoudre le résidu refroidi. Précipiter le fer avec de l'ammoniaque et doser colorimétriquement comme ci-dessus, ou réduire le fer dans la solution du mélange fondu et titrer avec le permanganate de potassium.

8. ALUMINIUM.

Calculer l'oxyde de fer correspondant au fer et le soustraire du poids des deux oxydes calcinés. L'aluminium est pour 53% dans le reste. S'il y a beaucoup de phosphates, ils doivent être dosés dans un échantillon séparé et la quantité en P_2O_5 soustraite du poids des deux oxydes calcinés.

9. CALCIUM.

Concentrer à environ 100 cc le filtrat de la séparation du fer et de l'aluminium et ajouter peu à peu un excès de solution fraîche saturée d'oxalate d'ammo-

nium à la solution ammoniacale chaude. Maintenir la solution chaude et remuer par intervalles jusqu'à ce que le précipité se dépose rapidement et laisse un liquide clair surnageant. Filtrer, dissoudre le précipité dans un peu d'acide chlorhydrique dilué, chaud, et reprécipiter avec de l'ammoniaque et de l'oxalate d'ammonium. Si on ne veut pas une grande précision on peut omettre cette solubilisation et la reprécipitation; le premier précipité doit être lavé à clair avec de l'eau chaude. Garder le filtrat pour le dosage du magnésium. Incinérer le précipité et le peser en oxyde de calcium, 71,46 pour cent est l'équivalent de calcium (Ca); ou dissoudre le précipité dans de l'acide sulfurique à 2% chaud et titrer avec la solution standard de permanganate de potassium.

10. MAGNÉSIUM.

Acidifier avec de l'acide chlorhydrique le filtrat venant de la séparation du calcium et concentrer à environ 100 cc. Ajouter 20 cc d'une solution saturée de phosphate de sodium ammoniacal ($\text{NH}_4\text{NaHPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$), refroidir et rendre légèrement mais distinctement alcalin en ajoutant de l'ammoniaque goutte à goutte. Laisser reposer la solution pendant 4 h., puis filtrer et laver avec 3% d'hydroxyde d'ammonium. Dissoudre le précipité, (spécialement en présence d'une grande quantité de sodium ou potassium,) dans un léger excès d'acide hydrochlorique dilué et reprécipiter le magnésium avec de l'ammoniaque et quelques gouttes de solution de soude ammoniacale. Si on ne veut pas une grande précision on peut omettre cette mise en solution et reprécipitation. Incinérer le précipité et le peser en pyrophosphate de magnésium dont 21,84% sont équivalents au magnésium (Mg). S'il y a du manganèse il est précipité avec le magnésium et il faudra faire une correction après avoir dosé le manganèse dans un échantillon séparé. Le poids de pyrophosphate de manganèse est égal à 2,586 fois le poids du manganèse.

SÉPARATION DU SULFATE; SODIUM ET POTASSIUM

11. SULFATE.

Évaporer à sec 100 ou 1000 cc d'échantillon, ou une quantité suffisante pour avoir un résidu pesant 0,4 à 0,5 g et renfermant de préférence 0,05 à 0,2 g de sodium. Acidifier le résidu avec de l'acide chlorhydrique et enlever la silice comme dans 5. Ajouter un léger excès d'une solution chaude de chlorure de baryum au filtrat chaud et le réchauffer, agiter par intervalles une demi-heure jusqu'à ce que le précipité dépose rapidement et laisse un liquide surnageant clair. Sécher, incinérer, et peser le précipité de sulfate de baryum dont 41,14% égalent le sulfate (SO_4).

Si l'échantillon contient beaucoup de sulfate, spécialement si le calcium est en grande quantité, on obtient de meilleurs résultats en précipitant suivant la méthode de Johnston et Adams: au filtrat venant de la silice, ajouter un égal volume d'acide chlorhydrique concentré et un léger excès de chlorure de baryum. Évaporer à sec. Reprendre par l'eau et quelques gouttes d'acide chlorhydrique, laisser digérer jusqu'à ce que le précipité se dépose rapidement, filtrer et incinérer.

12. SODIUM ET POTASSIUM.

Évaporer à sec le filtrat venant du sulfate de baryum et chauffer le résidu à feu nu au rouge pour enlever les sels d'ammonium. Reprendre avec 25 ou 100 cc d'eau, ajouter un léger excès de solution saturée d'hydroxyde de baryum et chauffer à l'ébullition. Après 30 m. filtrer et laver le précipité avec de l'eau chaude. Ajouter de l'ammoniaque et du carbonate d'ammoniaque au filtrat et chauffer dans un bain-marie jusqu'à ce que les carbonates de calcium et de baryum déposent, laissant un liquide clair au-dessus du précipité. Filtrer, évaporer le filtrat à siccité et incinérer au rouge sombre pour expulser les sels d'ammonium. Reprendre dans quelques cc d'eau chaude, filtrer et laver en gardant un petit volume. Répéter l'addition d'ammoniaque et de carbonate d'ammoniaque et les opérations ulté-

rieures jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité par addition de ces réactifs. Transvaser le filtrat final dans une petite capsule de platine, ajouter quelques gouttes d'acide hydrochlorique et évaporer à siccité. Chauffer lentement pour faire partir les sels d'ammonium et finalement chauffer à feu nu au rouge. Refroidir et peser. Reprendre les chlorures de sodium et de potassium dans quelques cc d'eau. Filter à travers un petit papier et laver. Incinérer le papier filtre dans une capsule de platine, refroidir et peser. La différence entre les 2 poids est le poids des chlorures de sodium et de potassium. Si on ne veut pas séparer le sodium du potassium, multiplier le poids des mélanges de chlorures par 0,3934 pour obtenir le sodium et le potassium en sodium.

13. POTASSIUM.

1° *Mode opératoire.* A la solution des chlorures de sodium et potassium ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique dilué (1 à 3) et 1 cc de chlorure platinique à 10% (PtCl_4) pour chaque 30 mg de chlorures combinés. Évaporer au bain-marie, jusqu'à masse sirupeuse, ensuite laisser la dessiccation se faire à la température du laboratoire. Traiter le résidu froid avec de l'éthanol à 80%, et filtrer. Laver le précipité avec l'alcool à 80% jusqu'à ce que le filtrat ne soit pas coloré longtemps. Sécher le précipité et le dissoudre dans l'eau chaude. Évaporer la solution à sec dans une capsule en platine et peser en chloroplatinate de potassium (K_2PtCl_6). Le poids de potassium (K) est 16,09% du poids et l'équivalent en chlorure de potassium (KCl) est 30,67% de ce poids. Soustraire du poids des chlorures combinés, le poids de chlorure de potassium. Le poids de sodium est 39,34% de la différence.

2° *Deuxième mode opératoire.* A la solution des chlorures de sodium et de potassium ajouter quelques gouttes d'acide hydrochlorique dilué (1 à 3). Ajouter la solution chloroplatinique avec un léger excès pour la précipitation complète du potassium présent et évaporer la solution sur un bain-marie à consistance sirupeuse jusqu'à ce que la solidification se fasse

au refroidissement. Immerger le résidu refroidi avec une petite quantité d'alcool à environ 80%, broyer parfaitement avec un pilon fait en agrandissant le bout d'un agitateur en verre et laisser reposer 30 m. La solution alcoolique devra être colorée si on a bien employé un excès de solution acide chloroplatinique. Passer le liquide à travers un petit filtre, et avant d'ajouter plus d'alcool, frotter encore le résidu avec le pilon. Continuer le lavage par décantation avec les petites portions d'alcool jusqu'à ce que le liquide devienne incolore. Généralement 3 ou 4 lavages sont suffisants. Transvaser le précipité sur le filtre et laver 2 ou 3 fois avec de l'alcool. Dissoudre le précipité dans l'eau chaude, le laver à travers le filtre dans un bocal de dimension convenable. A la solution chaude, ajouter environ 1 cc d'acide chlorhydrique concentré et environ 0,5 g de magnésium en ruban (qu'on aura préalablement lavé dans l'eau) pour chaque 0,2 gr de potassium présent, remuer la solution et maintenir le magnésium au fond du beaker au moyen d'une baguette en verre. Quand le magnésium est pratiquement dissous, ajouter quelques cc d'acide chlorhydrique dilué et laisser sédimenter le précipité floconneux de platine. Le liquide surnageant devra être parfaitement clair et limpide comme de l'eau si la réduction est complète. Pour être certain, on ajoute plus de magnésium; dans ce cas la solution noircit si la réduction est incomplète. Ajouter alors de l'acide chlorhydrique concentré et bouilli pour dissoudre tous sels basiques, filtrer, laver convenablement avec de l'eau chaude, incinérer et peser. Le poids de potassium est 40,06% du poids de platine, et le poids du chlorure de potassium est 76,39% du poids du platine. Calculer la teneur en sodium par différence.

3° *Troisième mode opératoire.* A la solution chaude des chlorures combinés, ajouter en léger excès de la quantité requise d'acide perchlorique (HClO_4) à 20% pour se combiner avec les bases. (1 cc d'acide perchlorique à 20% est équivalent à 90 mg de potassium).

Évaporer la solution à sec, dissoudre le résidu dans 10 cc d'eau chaude et une petite quantité d'acide

perchlorique, et évaporer encore à siccité. Répéter l'addition d'eau, d'acide perchlorique et évaporer jusqu'à apparition de fumées blanches en évaporant à sec. Ajouter au résidu 25 cc d'alcool à 96% contenant 0,2% d'acide perchlorique (1 cc d'acide perchlorique à 20% dans 100 cc d'alcool à 98%). Casser le résidu avec un agitateur. Décanter le liquide surnageant dans un creuset de Gooch taré qu'on aura lavé avec la solution alcoolique d'acide perchlorique à 0,2%. Si le précipité est trop abondant, le dissoudre dans l'eau chaude et répéter l'évaporation avec l'acide perchlorique. Laver le précipité d'un coup par décantation avec la solution alcoolique d'acide perchlorique à 0,2%, transvaser le précipité dans le creuset et laver le plusieurs fois avec la solution alcoolique d'acide perchlorique à 0,2%. Sécher le creuset à 120-130° c. pendant 1 h., refroidir et le peser. L'augmentation de poids est le perchlorate de potassium ($KClO_4$). Le poids de potassium équivalent est 28,22% et le poids équivalent de chlorure de potassium 53,81% du chlorate de potassium. Calculer la teneur en sodium par différence.

*XXVI. Méthodes rapides d'analyse d'eaux pour les générateurs à vapeur

L'objet de ces méthodes rapides est de développer une uniformité et de comprendre les effets causés par les différents constituants normalement rencontrés dans les eaux pour permettre de porter rapidement un jugement intelligent sur la qualité de l'approvisionnement. Ce qui suit paraît être bien adapté pour la pratique courante.

1. EXPRESSION DES RÉSULTATS.

Les méthodes suivantes sont arrangées pour exprimer les rapports en parties par million.

Quand on veut exprimer en grains par gallon américain qui est équivalent à parties par 58.341 les résultats devront être divisés par 17,1; ou bien on emploiera 58,3 cc d'échantillon au lieu de 100 cc mentionnées, la lecture sera alors directe en grains par gallon améri-

cain. Pour exprimer en grains par gallon impérial qui est équivalent à parties par 70.000 les résultats devront être divisés par 14,3; ou bien on emploiera 70 cc d'échantillon au lieu de 100 cc, la lecture sera alors directe en grains par gallon impérial.

2. COMBINAISONS HYPOTHÉTIQUES

Quoique le dosage des substances de l'eau soit fait généralement en éléments et radicaux, on exprime les résultats d'analyse pour les eaux d'alimentation des générateurs à vapeur selon la méthode des combinaisons hypothétiques. Afin de maintenir une uniformité les règles suivantes sont recommandées:

1° *Silice*, comme trouvée, excepté dans les eaux alcalines renfermant des silicates alcalins.

2° *Oxydes de fer et alumine*, comme trouvés, excepté dans les cas spéciaux d'acidité où un dosage plus poussé devra être fait. (Le fer est fréquemment présent dans les eaux en bicarbonate ferreux; dans les eaux de surface fortement colorées il est combiné partiellement aux matières organiques. Dans le premier cas, l'acide carbonique libre et demi-combiné est corrosif, étant mis libre au contact de l'air ou par chauffage dans la chaudière avec accompagnement de composés ferriques.)

3° *Les combinaisons des radicaux positifs* devront être faites avec les radicaux négatifs dans l'ordre suivant:

(Radicaux positifs)	(Radicaux négatifs)
Calcium	Carbonate
Magnésium	Sulfate
Sodium	Nitrate
Potassium	Chlorure

3. CLASSEMENT DES RÉSULTATS

Incrustants. Il est entendu que la silice, les oxydes de fer et d'aluminium, les combinaisons du calcium et du magnésium seront classés comme solides incrustants.

Non incrustants. Les composés du sodium et autres combinaisons alcalines ainsi que les substances organiques seront classées comme solides non incrustants.

Corrosifs. Tous les acides, les sulfates de fer et d'aluminium, les chlorures et nitrates de calcium, le sulfate de magnésium (en quantité appréciable), les chlorures et nitrates seront classés comme sels corrosifs. L'acide carbonique libre et demi-combiné en quantité appréciable et l'oxygène dissous, si le p H est au-dessous de 10, seront aussi mis dans cette classe.

4. CHAMP D'ACTION OU VÉRIFICATION RAPIDE.

Le domaine des épreuves pour les eaux d'alimentation des générateurs à vapeur est généralement limité à la connaissance approximative de la dureté totale ou de la quantité totale des matières formant incrustations contenues dans l'eau, et la division de ce nombre en alcalinité (dureté carbonatée) et dureté non carbonatée, aussi bien que le rapport approximatif des sels de calcium et magnésium. Avec de l'expérience dans les manipulations, les modes opératoires suivants peuvent donner des résultats satisfaisants.

1° *Réactifs.*

- 1° Solution standard de chlorure de calcium. Voir XV.
- 2° Solution standard de savon. Voir XV.
- 3° Acide sulfurique N/50.
- 4° Carbonate de sodium N/50.
- 5° Phénolphthaléine, indicateur.
- 6° Méthyl orange, indicateur.

2° *Mode opératoire.*

- 1° *Dureté totale.* Voir XV.
- 2° *Alcalinité.* Titrer 100 cc d'eau à essayer avec l'acide sulfurique N/50, méthyl orange indicateur. Le nombre de cc d'acide sulfurique N/50 employé, multiplié par 10, donne l'alcalinité (A) ou dureté

carbonatée plus toute causticité, directement en parties par million en carbonate de calcium.

Dans le cas d'eaux alcalines, si la dureté totale est plus grande que l'alcalinité, la différence entre les deux représente la dureté non carbonatée. Si la dureté totale est plus faible que l'alcalinité, la différence est le carbonate de sodium, tous les éléments de la dureté sont sous la forme de dureté carbonatée. Dans le cas des eaux acides, toute la dureté doit être dureté non carbonatée.

3° *Alcalinité négative* ou eaux acides. Dans le cas où l'eau à analyser est acide au méthyl orange, titrer 100 cc d'échantillon avec le carbonate de sodium N/50, méthyl orange indicateur. L'alcalinité négative ou l'acidité est obtenue directement en parties par million de carbonate de calcium en multipliant par 10.

4° *Epreuves sur les eaux traitées*. Quand l'eau à essayer a été traitée au carbonate de soude et à la chaux, titrer 100 cc d'eau avec l'acide sulfurique N/50, phénolphthaléine indicateur. Multiplier la lecture par 20 et noter comme "module de causticité" (C) (causticity modulus).

Ajouter du méthyl orange à la solution colorée et continuer le titrage avec l'acide sulfurique N/50; noter la lecture finale (qui est la somme de la quantité requise pour la phénolphthaléine et le méthyl orange) multipliée par 10 comme alcalinité (A).

La détermination de la dureté (H) peut être faite comme suit:

La différence entre la dureté (H) et l'alcalinité (A) indique un surtraitement par le procédé carbonate de soude, si l'alcalinité (A) est en excès; ou un sous-traitement si la dureté (H) est en excès, le tout directement en parties par million de carbonate de calcium. De même, l'excès de module caustique (C) sur l'alcalinité (A) indique un surtraitement avec la chaux et la soude caustique, tandis que l'excès d'alcalinité (A) sur la module caustique (C) indique un sous-traitement, chacun étant rapporté directement en parties par million de carbonate de calcium. En d'autres termes,

cette différence montre la quantité de l'excès ou du manque d'hydrate alcalin.

5. MÉTHODES RAPIDES DE LABORATOIRE.

Les méthodes suivantes peuvent être employées comme procédés de routine au laboratoire quand on veut obtenir des résultats rapidement et suffisamment précis pour différencier entre eux les constituants normaux présents dans les eaux, et donner des informations suffisantes pour établir un rapport d'analyse permettant de formuler un jugement sur les effets généraux de la qualité de l'eau examinée pour l'usage dans une chaudière.

1° *Réactifs.* Solution de savon standard. (Voir XV). 2° Acide sulfurique N/50. 3° Carbonate de sodium N/50. 4° Réactif à la soude N/20. Préparé en mélangeant des volumes égaux de carbonate de sodium N/20 et d'hydroxyde de sodium N/20. (Le réactif à la soude employé dans les analyses d'eaux pour l'hygiène est fort à N/10). 5° Solution standard de chlorure de sodium. Dissoudre 1 g de chlorure de sodium pur dans 1 litre d'eau distillée. 1 cc est équivalent à 1 mg de NaCl. (La base de cette solution 5 est différente de celle employée dans les analyses pour l'hygiène, cette dernière est basée sur Cl, pas sur NaCl). 6° Solution de nitrate d'argent standard. Peser environ 2,906 g de nitrate d'argent et dissoudre dans 1 litre d'eau distillée. Ajuster pour que 1 cc de cette solution soit équivalent à 1 cc de solution 5 de chlorure de sodium standard, 1 cc est équivalent à 1 mg de NaCl. 7° Phtaléine indicateur. 8° Méthyl orange indicateur. 9° Chromate de potassium indicateur. 10° Eau de chaux saturée (dont la teneur en hydroxyde de calcium est connue).

2° *Mode opératoire.*

1° *Solides totaux dissous.* Évaporer 100 cc d'eau (filtrée si nécessaire) à sec dans une capsule tarée et chauffer le résidu 1 h. à 103° C. Refroidir dans un excitateur et peser. Le nombre de milligrammes 10

fois, donnera directement le total des solides en parties par million.

2° *Alcalinité.* Titrer 100 cc d'eau avec l'acide sulfurique N/50 et le méthyl orange, multiplier par 10, on obtient les parties par million, directement en bicarbonate, carbonate et alcalinité exprimée en carbonate de calcium, CaCO_3 .

Si l'échantillon est une eau traitée à la chaux ou au carbonate de soude (soda ash) ou une eau de chaudière, le module de causticité et l'alcalinité devront être déterminés comme indiqué dans l'épreuve rapide de vérification (Rapid check test) et le rapport fait en accord.

3° *Dureté totale.* Une approximation de la dureté totale pour comparaison, peut être obtenue avec l'épreuve au savon comme décrit dans les épreuves rapides de vérification.

4° *Dureté non carbonatée.* Bouillir au moins 15 m. 200 cc d'eau échantillon dans un Erlenmeyer de 300 cc. Des résultats de l'épreuve de dureté, calculer la quantité de réactif à la soude nécessaire et en ajouter un excès d'au moins 10 cc. Bouillir encore au moins 10 m. Transvaser dans un flacon gradué de 200 cc., refroidir et faire le plein à la marque avec de l'eau distillée exempte d'acide carbonique. Filtrer 100 cc et titrer le filtrat avec la solution d'acide sulfurique N/50 et le méthyl orange. Une épreuve à blanc sera faite de la même manière sur 200 cc. d'eau distillée qui recevra la même quantité de réactif à la soude. La différence entre la quantité d'acide sulfurique N/50 requise pour neutraliser 100 cc d'eau témoin et 100 cc d'échantillon, multipliée par 10, donne la dureté non carbonatée directement en parties par million de carbonate de calcium. Si la différence est négative, cela indique la présence de carbonate de sodium, d'hydroxyde de sodium en quantité est exprimée en carbonate de sodium CaCO_3 .

5° *Magnésium.* Prendre 200 cc d'eau à examiner dans un Erlenmeyer de 300 cc et neutraliser exactement avec la solution d'acide sulfurique N/50, au méthyl orange. Bouillir 15 m. pour expulser tout l'acide

carbonique libre et ajouter de la solution saturée de chaux, jusqu'à ce qu'il y ait un excès d'au moins 10 cc, ce qui sera indiqué par une épreuve de dureté. Continuer l'ébullition pour au moins 10 m. Transvaser dans un flacon jaugé de 200 cc, refroidir et compléter le volume avec de l'eau distillée exempte d'acide carbonique. Filtrer et titrer 100 cc avec la solution d'acide sulfurique N/50 et le méthyl orange. Faire de la même façon une épreuve à blanc avec 200 cc d'eau distillée qui recevra la même quantité d'eau de chaux. La différence entre la quantité d'acide sulfurique N/50 requise pour neutraliser 100 cc d'eau distillée et 100 cc d'échantillon, multipliée par 10, donne les composés du magnésium présents en parties par million de carbonate de calcium.

NOTE

Si l'eau renferme en quantité appréciable des sels de fer et d'aluminium, ils devront être enlevés avant d'appliquer cette méthode.

6° *Chlorure de sodium.* Titrer 100 cc d'eau à examiner avec la solution de nitrate d'argent standard en employant le chromate de potassium comme indicateur. Le résultat, dix fois, donne directement les chlorures en parties par million de NaCl.

7° *Silice, fer, aluminium.* S'il est reconnu que ces 3 éléments sont présents pour plus de 20 parties par million, on devra les séparer et les peser par les méthodes gravimétriques ordinaires. S'il y en a moins que 20 parties par million, on peut employer la méthode colorimétrique rapide pour la silice et le fer. On détermine l'aluminium par différence.

8° *Sulfates.* Il est rarement nécessaire de faire ce dosage dans les analyses d'eaux pour chaudières puisque la différence entre les solides totaux et les constituants calculés peut être prise pour être les sulfates non incrustants. Si la quantité de matières organiques et de nitrates semble élevée, on fera un dosage gravimétrique en sulfate de baryum, ou par la méthode turbidimétrique de Muer, ou bien par la méthode sulfophotométrique de Parr.

6° EXPOSÉ DES RÉSULTATS

On peut employer les méthodes suivantes pour calculer, dans la moyenne des eaux, les combinaisons hypothétiques.

a) En faisant le rapport final, comparer les résultats pour la dureté non carbonatée et le magnésium. Si la dureté non carbonatée est en excès sur le magnésium, calculer le magnésium en sulfate de magnésium. Calculer le reste de la dureté non carbonatée en sulfate de calcium. L'alcalinité est alors indiquée comme entièrement due au carbonate de calcium.

b) Si la dureté non carbonatée est moindre que le magnésium, la calculer en sulfate de magnésium et le reste du magnésium en carbonate de magnésium. Le carbonate de magnésium est soustrait du chiffre pour l'alcalinité. La différence entre l'alcalinité et le carbonate de magnésium est alors indiquée en carbonate de calcium.

c) Si la dureté non carbonatée est négative, faire la diminution convenable dans le chiffre de l'alcalinité pour le carbonate de sodium, calculer le magnésium en carbonate de magnésium, faire en sus la diminution dans l'alcalinité, et le reste de l'alcalinité est le carbonate de calcium.

d) La différence entre les solides totaux et la somme de sulfate de magnésium, carbonate de magnésium, sulfate de calcium, carbonate de calcium, chlorure de sodium, carbonate de sodium, oxydes de fer et alumine, silice, donne la quantité de sulfates, nitrates et matières organiques non incrustantes. Il n'est généralement pas nécessaire de séparer les trois derniers constituants dans les analyses ordinaires, excepté si, après chauffage du résidu des solides totaux, une décoloration noire apparaît, indiquant une teneur élevée en matières organiques qui peuvent causer des mousses dans le générateur.

NOTE

Si la différence plus haut mentionnée est négative, le résultat indique des chlorures de calcium ou magnésium ou des nitrates, dans ce cas il sera nécessaire de faire un dosage des sulfates pour trouver une combinaison hypothétique plus probable.

7° MÉTHODES ADDITIONNELLES

1° *Calcium*. A 200 cc d'eau, ajouter 10 cc de solution saturée de chlorure d'ammonium et 1 cc d'ammoniaque en solution (1:1). Précipiter le calcium en ajoutant une solution saturée d'acide oxalique recristallisé jusqu'à une réaction légèrement acide au tournesol ou jusqu'à disparition d'odeur ammoniacale. Il est préférable d'ajouter la moitié de l'acide oxalique en premier et d'agiter vigoureusement avant d'obtenir la réaction acide finale. Ajouter 5 cc de solution saturée d'oxalate d'ammonium, bouillir fortement pour 15 m. ou chauffer pendant une heure ou deux au bain-marie, le beaker étant entouré de vapeur vive; ensuite filtrer sur amiante dans un creuset Gooch en platine préalablement incinéré mais non taré. Laver le beaker quatre ou cinq fois avec de l'eau chaude de haut en bas, décanter dans le creuset chaque fois. Laver le creuset une fois ou deux, enlever le et laver l'extérieur. Le total des eaux de lavage est ordinairement entre 35 et 50 cc. Ne nettoyez pas le beaker avec une tige caoutchoutée (policeman) mais placez le creuset dans le beaker. Ajouter de l'eau bouillante en quantité suffisante pour recouvrir le creuset. Ajouter 10 cc d'acide sulfurique (1:1) et titrer l'acide oxalique produit par l'action de l'acide sulfurique sur le précipité, avec une solution de permanganate de potassium N/25. Soustraire 0,1 cc pour un blanc, chaque cc de solution de permanganate N/25 employé sera égal à 10 parties par million de calcium en carbonate de calcium.

2° *Nitrates*. Employer la méthode à l'acide phénol-disulfonique. Voir XI.

3° *Acide carbonique*. Titrer 100 cc d'échantillon avec une solution de carbonate de sodium N/50, phénol-phtaléine indicateur. Le résultat en cc, 10 fois donne en parties par million de carbonate de calcium.

4° *Oxygène dissous*. Voir XXIV.

Analyse des incrustations

(des générateurs à vapeur)

Préparation de l'échantillon. Prélever un échantillon moyen d'environ 100 g en recueillant de la substance adhérente aux parties métalliques autant que des dépôts superposés. Le mieux est de prendre des anneaux aussi entiers que possible.

Pulvériser en évitant l'échauffement et passer au tamis de 100 mailles au pouce.

Eau hygroscopique. 2 g de poudre placés dans une capsule en platine ou en quartz plate sont laissés dans l'étuve à 110°C jusqu'à poids constant, les 3 dernières pesées devant être faites d'heure en heure. La perte de poids $\times 50$ donne l'eau hygroscopique % de matière. On peut sécher environ 20 g d'échantillon pour faire les déterminations sur la matière sèche, ou bien il faudra ramener à cet état, connaissant la teneur en eau.

Perte au feu. La substance sèche (2 g) est calcinée fortement durant au moins 2 h au contact de l'air. On laisse refroidir dans un dessiccateur et on pèse, il faut obtenir au moins 2 poids identiques après une seconde calcination.

La perte $\times 50$ représente % l'eau totale, les matières organiques, l'acide carbonique et autres éléments volatils (si on a mis des désincrustants à base de pétrole).

Dosage de la silice. Attaquer 1 g de substance sèche par 25cc d'HCl 1+1; si des matières organiques sont présentes, mettre un peu d'acide nitrique. Faire attention aux projections, opérer lentement surtout si du gaz se dégage. Evaporer à sec au bain de sable ou sur une plaque chauffante. Humecter au refroidissement avec HCl et évaporer une seconde fois pour insolubiliser la silice. Reprendre par 10cc d'HCl chauffer au bain de sable, ajouter 30cc d'eau, laisser

reposer 10 m et filtrer. Laver le précipité à l'eau chaude jusqu'à ce que l'eau de lavage soit neutre. Sécher le filtre à 105-110. Mettre dans une capsule de platine tarée, calciner. L'augmentation de poids de la capsule $\times 100$ donne la silice $\text{SiO}_2\%$. Ce résidu peut contenir des parties insolubles, particulièrement du baryum, si on a employé un désincruster à l'aluminate de baryum.

Fer et Alumine. On continue l'analyse tel qu'il a été indiqué () au chapitre des eaux. Le 1 g primitif représentant les parties solides qu'on analyse dans les eaux.

Chaux et Magnésie.

Sulfates - Phosphates - Cuivre.

Acide carbonique. Au moyen d'un appareil approprié pour ce dosage en partant de 1 g de substance en poudre ou sèche, on fait dégager CO_2 avec de l'acide chlorhydrique 1+1 en quantité pesée dans l'appareil; il faut opérer lentement et aspirer le gaz avec une pompe ou avec la bouche, avant de faire la pesée finale.

La perte de poids représente CO_2 pour 1 g. En $\times 2,2727$ on a le résultat en carbonate de calcium.

Huiles. On extrait dans un extracteur sur 5 g au moyen de l'éther si on opère à chaud, ou du chloroforme si on veut aller plus vite et travailler à froid. On filtre le résidu si on travaille à froid, on lave le filtre à l'éther et on évapore à la température le liquide renfermant l'huile dans une capsule tarée.

L'augmentation de poids est comptée comme huiles et graisses et exprimée $\%$.

Autres substances (venant surtout des désincrusterants). Les mucilages se trouvent par la matière organique. On peut être amené à doser les tanins qui se reconnaissent à la coloration noire en présence

du fer. Suivant les écarts qui apparaissent à l'analyse en totalisant, on est amené à rechercher les substances qui ont été introduites dans l'eau.

Un examen microscopique renseigne sur la nature des cristaux, leur disposition qu'il est bon de noter. On indiquera aussi la consistance des incrustations et, si on peut, la dureté en comparant avec l'échelle de Mohr.

Substances solubles dans l'eau.

2 g de substance en poudre sont mis à bouillir 15 m avec 100cc d'eau distillée. Refroidir, filtrer dans un flacon jaugé de 500cc, laver à l'eau distillée chaude et compléter le volume à 500cc.

Doser, sur des portions de 100cc; les sulfates; les chlorures; la chaux et magnésie; les phosphates; l'alcalinité totale. Exprimer en %.

Suivant les résultats, on peut calculer les combinaisons et déduire les sels présents. Il est commode de savoir la solubilité des principales substances qu'on peut trouver dans 100cc d'eau bouillante.

<i>Insolubles</i>	<i>Pour cent</i>	<i>Très solubles</i>	
Mg ³ (PO ⁴) ²	Ca(OH) ²	0,06	Na Cl
Ca ³ (PO ⁴) ²	Mg(OH) ²	0,	Na ² SO ⁴
BaSO ⁴	CaCO ³	0,01	Na ² CO ³
	MgCO ³	0,01	CaCl ²
	CaSO ⁴	0,22	Mg Cl ²
	CaSiO ³	0	
	MgSiO ³	0	

Analyse chimique de la glace

On procède comme pour les eaux, sur l'eau de fusion à la température ordinaire. Il arrive parfois que la glace se présente en plusieurs parties claires, laiteuses, sale et boueuse. Suivant l'usage, il faudra faire les déterminations sur la partie claire ou traiter l'eau totale de fusion comme on le ferait pour une eau trouble.

Les échantillons de glace arrivent souvent enveloppés dans du papier ou entourés de sciure, il est bon de laver le morceau avant de le laisser fondre et de ne recueillir que l'eau de la fusion de la vraie glace sans les impuretés apparentes superficielles.

Il arrive que les glaces artificielles fabriquées dans les usines où fonctionnent des compresseurs à ammoniaque montrent à l'analyse une quantité d'ammoniaque qui pourrait en condamner l'emploi. Il faut éviter de conclure rapidement car dans ce cas, l'ammoniaque n'origine pas de la décomposition microbienne de substances azotées, sa signification est différente.

Dosage de l'eau H²O

Par absorption. Même à la température ordinaire, l'eau est absorbée par: l'anhydride phosphorique, le chlorure de calcium anhydre, l'acide sulfurique concentré, les sulfates de sodium ou de cuivre anhydres. L'augmentation de poids permet un dosage assez précis.

Par hydratation. Les traces d'eau se reconnaissent dans un liquide organique surtout, par la teinte bleue que prend le sulfate de cuivre anhydre qui est blanc. Une solution limpide d'alcoolate de baryum donne un précipité blanc avec des traces d'eau. Le carbure de calcium peut être employé pour trouver l'eau par exemple dans l'alcool, l'éther, le chloroforme et même pour l'éliminer. L'acétylène formé est facilement identifiable.

Par dessiccation. Dans les substances qui en contiennent, il suffit de les dessécher: (1) à froid dans le vide sec si ce sont des substances altérables à chaud.

(2) à douce chaleur dans le vide.

(3) au bain-marie d'eau qui bout à 100°, donnant environ 97°C au sein de la substance.

(4) dans l'étuve à air sec chaud.

(5) dans une étuve à 100° ou 110°C (à gaz ou électrique munie d'un régulateur).

(6) au rouge dans un creuset.

On a coutume de laisser la dessiccation se faire jusqu'à poids constant, sauf quand on opère dans des conditions bien déterminées. La perte de poids représente l'eau. On établit le pourcentage.

Il faut se souvenir que l'eau s'évapore seulement si l'atmosphère où se fait le départ de vapeur d'eau n'est pas déjà saturée d'eau. Il faut donc ventiler les étuves et veiller à ce que l'eau qui peut se condenser ne retombe pas dans la substance.

Les substances qui renferment des matières volatiles, ammoniac, anhydride carbonique, acides chlorhydrique, acétique, huiles essentielles, etc. ne peuvent être desséchées pour le dosage de l'eau par ce procédé seul.

Si le corps est oxydable à l'air, il faut opérer dans un courant de gaz inerte insoluble dans la substance; hydrogène, azote ou gaz carbonique.

Certaines substances qui renferment par exemple des glucides ne doivent pas être chauffées trop longtemps ni surtout au-dessus de 104°C. Les sucres caramélisent, et quand il y a de l'acidité, une partie s'invertit par hydrolyse.

Les substances qui renferment des protides peuvent coaguler et empêcher le départ de l'eau des parties internes. Quand ce sont des lipides qui sont présents, surtout avec les alcalis, il se forme des savons ou une couche d'huile qui surnage ou fait croûte et entrave le départ de l'eau. On obvie dans ces deux cas aux inconvénients, en délayant ou broyant la substance avec du sable lavé sec ou de la silice sèche, ce qui divise la matière et facilite la dessiccation. Il est recommandable de toujours opérer dans des capsules ou récipients à fond plat, sur des petites quantités de matière, suivant la précision de la balance, et en préle-

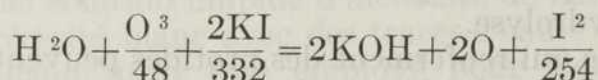
vant un échantillon moyen aussi homogène que possible. Se méfier si on pulvérise la matière, le frottement dégage de la chaleur et on fait une perte d'eau si on n'opère pas avec prudence.

On peut doser l'eau de cristallisation par exemple dans les substances comme la craie, le pétrole, la pâte de bois, les savons, etc., par *entraînement* au moyen du pétrole, du toluène, du xylène, de l'acétate d'amyle ou autres corps à point d'ébullition plus élevé et non miscibles à l'eau; il suffit de mesurer le volume d'eau dans un tube gradué où on aura recueilli le distillat. V. Cerchez et C. Panaiteson ont montré récemment que l'emploi du xylène permettait de doser l'eau de cristallisation de beaucoup de sels, au moins pour ceux qui perdent leur eau à 130°C.

Il faut savoir, enfin, que des sels perdent leur dernière molécule d'eau à des températures assez élevées. Ex: sulfate de zinc à 238°C; sulfate ferreux à 300°, sulfate de cuivre à 200°C etc.

Dosage de l'ozone

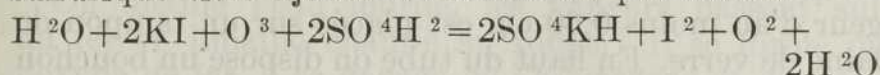
L'ozone agissant sur l'iodure de potassium en solution met l'iode en liberté selon l'équation:



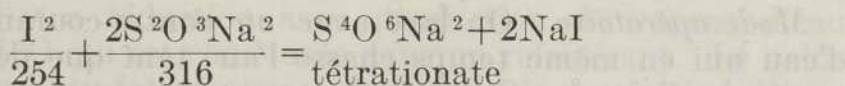
l'iode colore l'eau en jaune ou, si on emploie comme indicateur l'*empois* d'amidon à 2%, une coloration bleue.

Pour le dosage de l'ozone, cette réaction fournit des réactions secondaires avec formation d'iodites, d'hypoiodites, d'iodates, periodates qui apportent des erreurs au titrage de l'iode libre ou de la potasse. Elle ne peut servir que pour des dosages relatifs en observant rigoureusement le même mode opératoire (température surtout et vitesse de titrage). Il est mieux d'atté-

nuer l'influence de ces réactions par l'emploi d'acide sulfurique titré ajouté à l'iodure de potassium.



L'iode libéré correspond assez exactement à l'ozone. Le dosage se fait avec une solution titrée d'hypo-sulfite de soude.



316 gr d'hypo-sulfite de soude anhydre ou 496 cristallisé à $5\text{H}^2\text{O}$, correspondent à 24 grammes d'ozone. On fait une solution titrée à 6 gr 583 d'hypo-sulfite anhydre ou 10,328 cristallisé par litre; 1cc correspond à 1 milligramme d'ozone.

[O^3 ne cède qu'un atome d'O actif.]

Employer des barboteurs bouchant à l'émeri et des joints au mercure, le caoutchouc étant attaqué par l'air ozoné.

On prélève l'air ozoné en volume connu mesuré au compteur, 10 à 25 litres qu'on fait passer dans les 3 barboteurs, bulle à bulle, 10 litres environ en 3 minutes.

Le premier barboteur doit être plus grand que les 2 autres. Le volume des solutions d'iodure de potassium (16 g.6 par litre) et d'acide sulfurique (9 gr.8 par litre) doit être d'environ 500cc à répartir dans les 3 flacons. L'iode libéré est titré sur une partie du total des 3 flacons après passage de l'air ozoné.

Echangeurs de bases

Mesure du pouvoir d'échange et de consommation de sel.

Méthode Patin. Appareil: tube en verre ou pyrex de 4 cm de diamètre et 1 m de haut, placé verticalement. La base est bouchée et laisse passer un tube

d'évacuation mettant la sortie de l'eau à un niveau tel que le tube ne puisse se vider. Une couche d'échangeur d'au moins 0,60 cm est placée sur un tampon de laine de verre. En haut du tube on dispose un bouchon à 3 trous recevant: un thermomètre, un tube d'alimentation d'eau dure, un tube pour la saumure qui doit descendre juste au niveau du lit d'échangeur.

Mode opératoire. On lave avec un contre-courant d'eau qui en même temps chasse l'air, tant que des particules flottent. On arrête le courant d'eau quand le tube est plein - on fait arriver l'eau salée à 10% en évitant sa dilution dans l'eau du tube - on laisse en contact un temps donné et on évacue. On rince avec de l'eau jusqu'à ce que l'eau sortant du tube marque 0° hydrotimétrique. On recueille l'eau traitée. On continue jusqu'à ce que l'eau marque 1° puis encore une fois jusqu'à 3 ou 5°. Connaissant le degré hydrotimétrique de l'eau brute et sachant que 1° correspond à 5,7 mg de CaO par litre, on calcule le pouvoir d'échange: quantité de chaux ou magnésie exprimée en poids de CaO pour 100 gr d'échangeur sec. (Si on mesure le pouvoir d'échange en CaCO_3 il faut multiplier par 1,78.)

On régénère, on rince, on épuise à nouveau. L'opération est répétée jusqu'à résultats constants.

On peut faire varier la quantité de sel employé pour régénérer.

Quand le produit est trop tassé on le souève par un violent courant d'eau ascendant.

La consommation de sel est le poids de chlorure de sodium en milligrammes dépensé pour obtenir une baisse de 1° hydrotimétrique sur 1 litre d'eau, ou le poids en gr pour 1° dans 1 m³ d'eau.

Après les essais, on vide le tube, l'échangeur est séché à 105°C et pesé. On possède alors la perte en poids durant les cycles.

Analyse de l'eau lourde D^2O

On distille l'eau lourde, les vapeurs passent sur du fer en limaille chauffé au rouge. Il se forme de l'oxyde de fer, il se dégage de l'hydrogène et du deuterium. La densité du mélange gazeux (D^2, H^2) augmente. L'oxygène de l'eau étant fixé sur le fer, en faisant passer de l'hydrogène sur cet oxyde de fer, il y a réduction avec production de vapeur d'eau H^2O qui est condensée dans un réfrigérant. Le poids de l'eau formé permet de déduire la proportion d'oxygène que renfermait l'eau lourde, puis le rapport du nombre de molécules d'eau lourde D^2O au nombre de H^2O de l'échantillon, et par suite la proportion de D. C'est par ce procédé qu'on a pu étudier les variations de densité en fonction des concentrations en D.

Contrôle des analyses chimiques

On peut se contenter de faire le total des bases et des acides, puis retrancher l'eau de combinaison des hydracides et de H^2S . Le poids doit être très voisin de celui du résidu solide obtenu sur le même volume d'eau. Il faut savoir toutefois que, pendant le chauffage à $180^\circ C$, on peut faire déjà une perte en Cl et surtout en CO^2 à cause de la décomposition partielle des chlorures et du carbonate de magnésium quand l'eau en renferme une proportion assez grande.

Par mesure de la résistivité électrique, sachant qu'une eau riche en chlorure, ayant une résistivité de 3000 ohms cm^3 à $18^\circ C$ doit être pauvre en chaux (moins de 100 mg au litre) en magnésie et acide sulfurique. Réciproquement, pour une résistivité égale, si l'eau contient plus de 100 mg de chaux et de magnésie 8 à 10 mg, 3 à 4 mg d'acide sulfurique, son titre en chlore doit être autour de 10 à 12 mg au litre.

Une eau de résistivité 1200 ohms doit être riche en chlore ou en chaux, plus de 200. A 2100 elle devra

être riche en chaux et magnésie si sa teneur en Cl est petite. Avec les résultats de l'analyse chimique on contrôle de la façon suivante. Soit en milligrammes, les expressions suivantes:

	<i>Bases ramenées en chaux</i>		<i>Acides ramenés en chlore</i>	
CaO (Chaux)	a =	a chaux	—	
MgO (Magnésie)	b =	1,4 b	—	
Na ² O (Soude)	c =	0,903 c	—	
K ² O (Potasse)	d =	0,594 d	—	
Li ² O (Lithine)	e =	1,866 e	—	
NH ³ (Ammoniaque)	f =	1,646 f	—	
Poids M en chaux				
Cl (Chlore)	g	—	= 1,000 g	chlore
SO ³ (Ac. sulfurique)	h	—	= 0,887 h	"
SiO ² (Silice)	i	—	= 1,183 i	"
NO ³ H (Ac. nitrique)	j	—	= 0,563 j	"
NO ² H (Ac. nitreux)	k	—	= 0,755 k	"
P ² O ⁵ (Ac. phosphorique)	l	—	= 0,750 l	"
CO ² (Ac. carbonique)	m	—		
total		—	= 1,613 (m-n)	"
CO ² (Ac. carbonique libre ou 1/2 combiné)	n			Poids N en chlore

Une analyse exacte doit donner

$$\frac{M}{N} = \frac{28}{35,5} = 0,788$$

Pour les eaux minérales, il faut contrôler la teneur en éléments minéraux. On traite le résidu au rouge par l'acide sulfurique pur, on évapore, on recalcine et on pèse, on obtient P; tous les sels sont transformés en sulfates excepté l'alumine, la silice, le fer.

On dose l'alumine en phosphate d'alumine, s'il n'y a pas assez de phosphates, il reste de l'alumine. S'il y a trop d'acide phosphorique il est en pyrophosphate de sodium dans les eaux alcalines et de calcium dans les autres. Il faut alors diminuer dans le calcul les poids de sulfate de soude ou de chaux correspondants.

On fait le calcul en mettant toutes les bases en

sulfates, on ajoute le poids de Fe^2O^3 , de phosphate d'alumine, Al^2O^3 s'il y a lieu, la silice, le pyrophosphate de soude ou de chaux. Le total est P' on retranche p poids des sulfates de soude ou de chaux correspondant aux pyrophosphates de soude et de chaux et on doit avoir $P' - p = P$.

Eaux résiduaires ou usées

Ces eaux sont de nature très diverse suivant leur origine et les analyses à faire sont plus ou moins complètes suivant le but à atteindre.

Quand il faut choisir un système d'épuration on doit faire une analyse aussi complète que possible pour bien connaître les substances à transformer ou éliminer. Par exemple, la quantité de matières organiques et inorganiques, la présence de substances antiseptiques, toxiques, l'abondance de matières grasses, etc., qui, dans les procédés d'épuration biologiques, jouent un rôle important.

Il faut aussi suivre la composition de l'eau selon les saisons et contrôler les résultats sur les effluents des appareils d'épuration. Dans ces cas, une analyse plus sommaire est suffisante.

Examen physique. La couleur et le dépôt peuvent donner des indications sur la nature des impuretés, on en fait rarement une mesure.

L'odeur n'est importante que dans les contrôles d'installation où son caractère avant et après traitement, surtout après incubation, renseigne parfaitement sur l'efficacité du procédé. Incubation 7 jours à 30°C .

Examen chimique.

Les éléments à étudier sont très variables suivant l'origine des eaux, surtout pour les eaux résiduaires industrielles. Dans le chapitre des Eaux usées ou résiduaires nous avons indiqué quelles sont les prin-

principales substances rencontrées dans les eaux provenant d'une industrie connue. Il est impossible de donner une méthode d'analyse, on s'attachera d'abord à faire les examens suivants:

1. Matières organiques et minérales en suspension.
2. Résidu sec à 110°C.
3. Perte au rouge.
4. Oxydabilité au permanganate en milieu acide à chaud (10 m) et à froid (3 m).
5. Azote: organique-ammoniacal-nitreux-nitrique.
6. Chlorure.
7. Alcalinité ou acidité.

Puis selon les origines, on recherche les substances particulières.

Tous les dosages sont faits sur l'eau décantée ou filtrée. Les résultats s'expriment comme d'habitude en milligrammes par litre, ou parties par million.

1° *Matières en suspension.*

Par filtration ou centrifugation si le liquide filtre difficilement.

On filtre un volume connu sur un filtre taré, on égoutte, sèche à 110° et on pèse jusqu'à poids constant. La différence des 2 poids est comptée comme matières en suspension, on ramène au litre.

Surtout quand l'eau renferme des matières colloïdales la filtration peut être remplacée par la centrifugation. On abandonne le liquide au repos au frais 5 à 6 h. On décante, le dépôt est agité avec le restant de l'eau et le tout versé dans un tube de centrifugeuse. On centrifuge, décante, et le dépôt est mis en suspension dans de l'eau distillée puis recentrifugé. Si on a opéré dans des tubes tarés on sèche à 110° et on pèse. Sinon il faut verser le dépôt dans une capsule tarée, laver le tube à l'eau distillée, sécher à 110°C et peser après refroidissement dans un dessic-

cateur. Après calcination au rouge et pesée à froid, on obtient, par différence, les matières organiques, le résidu étant compté comme matières minérales en suspension.

2° *Résidu sec à 110°C.* Evaporer un volume d'eau connu au bain-marie puis à l'étuve à 110° jusqu'à poids constant. Peser à froid, la capsule étant refroidie dans un dessiccateur.

3° *Perte au rouge* Le résidu sec à 110° est chauffé au rouge sombre dans un four à moufle jusqu'à disparition des particules charbonneuses. On laisse refroidir dans un dessiccateur et on pèse. La différence entre le résidu sec à 110° et le résidu final est comptée comme perte au rouge.

4° *Oxydabilité*, au permanganate en milieu acide. On procède comme pour les eaux ordinaires. Il faut diluer après quelques essais afin d'avoir des résultats convenables à cause de la grande quantité de matières organiques.

Pour les eaux d'effluents d'épurateurs on détermine l'oxydabilité à froid; après un contact de 3 m avant et après incubation à 30°C. Un effluent bien épuré demande à peu près la même quantité de permanganate avant et après incubation. Un liquide putrescible demande plus d'oxygène après incubation.

5° *Azote organique.*

Employer la méthode Kjeldhal. Suivant l'impureté des eaux on fait le dosage sur 50, 100, 200cc. 10 à 20cc d'acide sulfurique concentré; 0,5 g de sulfate ferreux pour détruire les nitrates et nitrites, des fragments de pierre ponce. On chauffe jusqu'à décoloration vert clair. Après refroidissement on dilue, on rend alcalin par la soude concentrée en faisant attention d'éviter tout échauffement et on distille. On recueille dans un ballon contenant N/25 ou 50cc de

solution N/10 d'acide sulfurique. Après avoir distillé les 2/3 du liquide on arrête en prenant garde d'aspirer le liquide dans le ballon à distiller, on fait bouillir le distillat quelques minutes pour chasser CO_2 . On titre l'excès d'acide avec une solution N/10 de potasse. Soit N potasse, la différence $N - n$ représente en cc l'acide N/10 combiné à l'ammoniaque distillé.

$(N - n) 1,4$ exprime en milligrammes, la quantité d'azote; on retranche l'azote ammoniacal et on ramène au litre l'azote organique trouvé.

Azote ammoniacal.

Pour de petites quantités on fait une nesslerisation et comparaison colorimétrique. Les eaux résiduaires sont souvent colorées, louches, renferment des sulfures et sulfocyanates qui influent sur le réactif de Nessler; il faut éliminer ces substances.

On traite 100cc d'eau par 1cc de sous-acétate de plomb et on précipite l'excès par une solution de soude qui sépare aussi les sels alcalino-terreux. On ramène à un volume connu, on décante, on filtre sur papier exempt d'ammoniaque et on nesslerise.

Si l'eau ne peut être décolorée ou clarifiée, il faut distiller. On opère sur 100 ou 500cc, on ajoute un peu de magnésie calcinée et on distille en chauffant avec précaution pour éviter les mousses. On recueille l'ammoniaque dans de l'acide et continue comme pour le dosage de l'azote organique.

Azote nitreux.

On peut employer la méthode décrite aux analyses d'eaux ordinaires pour les teneurs jusqu'à 50 mg par litre. On est souvent obligé de diluer les eaux résiduaires qui sont colorées.

On calcule en nitrite de soude. La détermination n'est pas très importante.

Azote nitrique.

Pour les teneurs allant jusqu'à 250 - 300 mg par litre en nitrate de potasse, on peut appliquer la méthode donnée pour les eaux ordinaires en ayant soin d'éliminer les chlorures quand leur dose est supérieure à 100 mg par litre.

On prend 5, 10, 20cc du liquide suivant sa teneur, on place dans un ballon jaugé de 100cc, on ajoute un peu d'eau distillée puis du sulfate d'argent (0,44%) 1cc précipite 1 mg de Cl. On met un léger excès, il faut rendre ce liquide acide pour avoir une bonne précipitation. On complète à 100, on ajoute un peu de carbonate de chaux en poudre pour neutraliser, on agite, on filtre. Sur une prise de 10cc on ajoute 2 à 3 gouttes de soude en solution, on évapore à sec, laisse refroidir et traite par le réactif sulfo-phénique. On continue l'analyse comme pour les eaux potables en tenant compte de la dilution. La quantité de nitrate de potassium trouvée $\times 0,1384$ donne en mg par litre la quantité d'azote nitrique.

Pour des dosages très précis on emploie la méthode de Schloesing et Müntz décrite par exemple aux *Méthodes actuelles d'expertises chimiques* de A. Kling. Tome V, Chap. III, par J. Lafore.

6° Chlorures.

En milieu azotique, par une méthode volumétrique. Si la coloration empêche de voir le virage, on décolore au préalable avec du noir animal sans chlorures, ou au moyen d'une solution de sulfate d'alumine. On dose sur le liquide filtré.

7° Alcalinité et Acidité.

Comme pour les eaux ordinaires, avec l'acide sulfurique N ou N/10. Hélianthine comme indicateur. Les liquides très colorés sont essayés à la touche sur un papier tournesol sensible.

Pour l'acidité, solution de potasse N ou N/10; hélianthine indicateur.

Epreuve des poissons.

Pour constater si l'eau épurée diluée ne renferme plus de substances toxiques pour les poissons on fait l'épreuve suivante.

Dans 2 aquariums semblables alimentés à l'eau courante on place des poissons rouges, perches, goujons, etc. (des espèces différentes). Pour faire l'essai on arrête le courant d'eau, on insuffle un courant d'air continu dans les 2 aquariums. Dans l'un on ajoute 1 litre d'eau épurée pour 50 d'eau ordinaire. Et on observe durant 7 jours. Si les poissons vivent, l'eau ne renferme pas de principes toxiques à la dilution 1 dans 50. Le deuxième aquarium sert de témoin. On peut varier la dilution.

Interprétation des résultats

POUR JUGER DE L'ÉPURATION SATISFAISANTE D'UNE EAU RÉSIDUAIRE ON EXAMINE LES DONNÉES SUIVANTES

1° Matières en suspension. Maximum 0,03 g par litre.

2° Oxygène empruntée au permanganate après 3 m; avant et après 7 jours en flacons bouchés à l'émeri à 30°C d'incubation.

Quantité de permanganate sensiblement constante en 3 m, avant et après 7 jours d'incubation à 30°C.

3° Odeur après 7 jours d'incubation à 30°C. Pas d'odeur putride ou ammoniacale.

4° Epreuve des poissons. Survie des poissons après 7 jours dans les 2 aquariums.

Comme on ne se préoccupe pas de la pureté bactériologique, il est bien évident qu'en aucun cas il ne faudra tolérer le déversement d'une eau épurée dans

les puisards ou autres lieux pouvant contaminer des sources ou nappes d'eau utilisées pour la boisson. Ces eaux sont destinées à être déversées dans les cours d'eau. Il faut savoir: que les matières grasses rendent l'épuration biologique impossible, les lits bactériens se colmatent rapidement et deviennent inefficaces, on doit éliminer ces matières autant qu'on le peut.

— que les eaux trop acides ou alcalines renfermant des produits toxiques antiseptiques doivent être neutralisées avant le traitement biologique.

— que le dosage du chlore est commode pour identifier des prélèvements avant et après épuration; la quantité est à peu près invariable.

— que le dosage de l'azote permet de contrôler l'efficacité des procédés d'épuration. Une eau d'égout renferme N sous forme organique et ammoniacale. Les microbes épurants doivent gazéifier et minéraliser l'azote; il y aura donc épuration parfaite quand l'azote se retrouvera à l'état de nitrate; il peut subsister un peu de nitrite et d'ammoniaque qui n'indiquent pas un traitement incomplet du moment que l'eau demeure imputrescible.

IIe PARTIE

*Examen des eaux fortement polluées:

Eaux d'égoût, d'effluents, de rivières; eaux résiduaires industrielles.

I. RÉCOLTE DES ÉCHANTILLONS.

1° Échantillon représentatif. Il faut apporter beaucoup de soins à prélever un échantillon représentant bien l'eau polluée. Les conditions très variées sous lesquelles sont prélevés les échantillons rendent impossible de fixer des règles absolues.

2° *Méthodes d'échantillonnage* des eaux d'égouts

et d'effluents. La méthode standard consiste à prélever des échantillons composites pendant 2 périodes de 12 h. ou une de 24. Les portions individuelles doivent être prises dans une bouteille à large goulot ou récipient ayant un diamètre à l'ouverture d'au moins 25 mm et une capacité d'au moins 120 cc, un litre est préférable. Ils devront être prélevés toutes les heures et dans quelques cas à des intervalles d'une demi-heure, puis mélangés à la fin de l'échantillonnage ou placés dans une seule bouteille.

Il est bien de combiner les volumes des portions individuelles pour qu'elles soient en rapport autant que possible avec le débit. Ce qui est obtenu convenablement en prenant un multiple simple en cc du débit par pied-seconde ou autre unité de débit. Ou, choisir un facteur convenable pour que l'échantillon final n'exécède pas 4 litres.

3° *Quantité requise pour l'analyse.* Un volume de 2 litres est suffisant pour les eaux d'égouts et de rivières. Si on décide d'employer un antiseptique pour conserver l'échantillon il faudra le prélever en double.

4° *Conservation des échantillons.* Les échantillons des eaux polluées devront être analysés le plus tôt possible après le prélèvement. Aucune méthode de conservation ordinaire n'est entièrement satisfaisante, et l'agent conservateur devra être choisi et ajouté comme si chaque portion devait être analysée seule. Quand il est impossible de faire l'analyse avant 4 à 6 h., les échantillons peuvent être traités avec 6 cc de chloroforme par litre et placés dans une glacière jusqu'à l'analyse. Ce chloroforme renferme quelquefois des substances oxydables; on s'en débarrasse en le lavant avec de l'eau distillée. Le chloroforme sans refroidissement, ne conserve pas les nitrates. L'acide sulfurique, quand il est ajouté de la même façon pour donner une acidité de 1.000 parties par million, se montre bon conservateur de l'équilibre original entre les différentes formes d'azote. L'aldéhyde formique peut être ajouté aux portions dans lesquelles on doit doser les nitrites, solides totaux, perte au feu et matières grasses. Les échantillon pour déterminer la stabilité relative

et la demande biochimique en oxygène doivent être libres d'antiseptique.

II. EXAMEN PHYSIQUE.

La température des portions doit être notée à un degré près, en centigrade, au moment du prélèvement. La turbidité, couleur, odeur ne sont pas considérées comme essentielles; si on veut ces déterminations il faut les faire comme il est indiqué dans la partie I, Sec. III, IV, V.

III. EXPRESSION DES RÉSULTATS.

Comme il est indiqué dans la première partie. VI.

IV. AZOTE AMMONIACAL

La nesslerisation directe est préférable à la méthode par distillation qui donne un louche. La distillation donne des résultats trop forts à cause de l'hydrolyse des matières azotées.

NESSLERISATION DIRECTE

1° *Réactifs.* (a) Sulfate de cuivre, 100 g au litre d'eau distillée exempte d'ammoniaque. (b) Acétate de plomb, 100 g au litre d'eau distillée. (c) Sulfate de zinc. Solution saturée. (d) Hydroxyde de sodium, 500 g au litre d'eau distillée.

2° *Mode opératoire.* Dans une bouteille de 120 cc ou un tube court, ajouter à 100 cc d'échantillon, 1 cc de solution de sulfate de cuivre puis 1 cc de solution d'hydroxyde de sodium, mélanger vigoureusement et clarifier par repos ou centrifugation. Si le liquide surnageant n'est pas parfaitement clair, il est nécessaire de prendre un échantillon frais dans lequel on aura ajouté en premier la solution d'alcali puis le sulfate de cuivre.

Si l'échantillon renferme H^2S , ajouter en premier 1 cc de solution d'acétate de plomb puis 1 cc d'alcali. Si on manque la clarification, prendre une portion fraîche de l'échantillon, ajouté d'abord 1 cc de solution saturée de sulfate de zinc puis 1 cc d'alcali. Le sulfate de zinc est généralement plus efficace que l'acétate de plomb. Diluer 5 cc au moins du liquide surnageant

et compléter à 50 cc dans un tube de Nessler avec de l'eau distillée exempte d'ammoniaque. Nessleriser et comparer avec les standards comme il a été indiqué dans la première partie. VII.

DISTILLATION.

3° *Réactifs.* (a) Carbonate de sodium (pour les échantillons acides.) 100 g au litre d'eau distillée.

4° *Mode opératoire.* Entraîner à la vapeur comme il a été indiqué dans la première partie VII. 3. Mettre 10 à 100 cc d'échantillon dans un flacon de Kjeldahl de 500 cc. Si l'échantillon est acide à l'hélianthine, neutraliser avec le carbonate de sodium. Diluer à 300 cc et nessleriser selon Partie I. VII.

V. AZOTE ORGANIQUE.

Le rapport de l'azote organique à l'azote total est variable dans les eaux d'égouts à cause de la quantité très variable de l'urée décomposée. Quelques laboratoires ont cessé de faire cette détermination pour cette raison. D'autres la font encore pour comparer les résultats avec ceux des années écoulées, mais les résultats sont généralement multipliés par un facteur donnant l'azote total. Si on veut faire la détermination on procédera comme il a été indiqué dans la première partie VIII, en employant un volume d'échantillon approprié.

VI. AZOTE ORGANIQUE.

L'azote organique comprend l'azote équivalent aux composés azotés dans leurs différents stages d'hydrolyse depuis les molécules compliquées de composés azotés jusqu'aux acides aminés. Dans les eaux non stérilisées les composés azotés organiques sont progressivement transformés en ammoniac par les bactéries saprophytes; dans les eaux conservées au chloroforme, la transformation en ammoniac se continue. En conséquence les analyses pour l'azote organique doivent être faites dans une période très courte de temps après le prélèvement ou il faut conserver avec un antiseptique approprié. (Ile partie, I, 4.)

La méthode originelle de Kjeldahl s'est montrée

applicable à l'analyse des eaux d'égouts, les dernières recherches ont montré que l'adjonction de quelques catalyseurs comme le sulfate de cuivre hâtaient la digestion et que l'addition de sulfate de potassium ou de sodium aidait la réduction de certains composés azotés résistants, par accroissement de la température de digestion.

Des récentes recherches ont montré que le permanganate de potassium pouvait causer une perte en azote si on l'ajoute trop tôt après la digestion; on peut donc s'en dispenser.

Le choix de la méthode dépend surtout de l'eau et de la précision requise. Pour les eaux d'égouts renfermant moins de 40 à 50 mg d'azote organique par litre, les méthodes par distillation et nesslerisation, ou bien la nesslerisation directe après digestion, sont satisfaisantes. Pour les eaux renfermant une quantité élevée de résidus azotés, la distillation dans l'acide est plus précise.

La nesslerisation directe demande moins d'attention que la méthode par distillation et est spécialement bonne pour le travail de contrôle dans les installations de contrôle. Pour un travail précis la méthode par distillation est préférable.

Réactifs. (a) Sulfate de cuivre. Voir IV. 1 (a).

(b) Acide sulfurique concentré renfermant peu d'azote.

(c) Sulfate de potassium ou de sodium anhydre, en poudre.

(d) Hydroxyde de sodium. Voir IV. 1 (d).

(e) Acide sulfurique: 0,05N.

(f) Hydroxyde de sodium: 0,05N.

(g) Rouge de méthyle. 1 g dans 100 cc d'éthanol à 95 c.

1° *Distillation et nesslerisation.*

Mettre 100 cc ou moins d'échantillon dans un flacon de Kjeldahl de 500 cc et distiller pour chasser l'ammoniac; ajouter 10 cc d'acide sulfurique et 1 cc de solution de sulfate de cuivre et 5 g de sulfate de potas-

sium ou de sodium. Digérer sous une hotte, à flamme basse, pendant 30 m quand le liquide est devenu incolore. Refroidir un peu et diluer à environ 250 cc avec de l'eau distillée exempte d'ammoniaque. Ajouter quelques gouttes de phénolphaléine, et avec précaution, la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à alcalinité; relier immédiatement avec un appareil à distiller; distiller l'ammoniaque dans des tubes de Nessler. Nessleriser et comparer avec les standards (1ère partie VII, 3). Ce total devra être corrigé par une détermination à blanc avec les mêmes quantités de réactifs employés dans la détermination. Cette détermination à blanc devant être répétée quand on emploie une nouvelle solution d'acide ou d'alcali.

2° *Distillation dans l'acide.*

Employer 100 cc d'échantillon ou moins. Distiller pour chasser l'ammoniaque et ajouter les réactifs comme dans 1. Faire digérer et neutraliser. Distiller environ 200 cc dans 25 cc ou plus d'acide 0,05 N auquel on a ajouté 3 gouttes de rouge de méthyle. Titrer l'excès d'acide avec 0,05N d'hydroxyde de sodium. 1 cc d'acide 0,05 N équivaut à 0,7004 mg d'azote.

3° *Nesslerisation directe.*

A 100 cc ou moins d'échantillon, ne contenant plus d'ammoniaque libre, ajouter les réactifs comme dans 10, digérer pendant 30 m quand le liquide est devenu clair. Mettre le liquide et rincer le flacon dans un jaugé de 250 cc et ajuster avec de l'eau distillée exempte d'ammoniaque. Introduire avec une pipette 50 cc dans un tube de Nessler de 100 cc, ajouter lentement de l'alcali jusqu'à réaction alcaline en refroidissant sous un courant d'eau froide. Diluer à la marque avec de l'eau distillée sans ammoniaque, mélanger convenablement et laisser au repos 24 h. Nessleriser une partie aliquote du liquide surnageant. Faire une détermination à blanc en répétant exactement les opérations et corriger en conséquence.

VII. AZOTE NITREUX.

La méthode est la même que celle employée pour l'analyse des eaux douces, 1ère partie X.

VIII. AZOTE NITRIQUE.

Employer la méthode décrite dans la 1ère partie XI (méthode par réduction). A remarquer que durant une longue digestion alcaline, une hydrolyse appréciable de l'urée et des protéines peut se faire, donnant des résultats élevés.

IX. OXYGÈNE CONSOMMÉ

En employant un volume approprié, faire tel que décrit dans la 1ère partie XII. La remarque relative aux différents résultats en fonction des diverses dilutions est très appropriée dans l'examen des eaux d'égouts.

X. OXYGÈNE DISSOUS.

Tel qu'indiqué dans la première partie XXIV. Si l'eau d'égout ou d'effluents partiellement épuré ou des eaux fortement polluées donnent une teneur en nitrites égale ou supérieure à 0,1 partie par million, il faut employer la modification au permanganate dans tout ce travail.

XI. STABILITÉ RELATIVE DES EFFLUENTS.

Le temps requis pour dissiper l'oxygène disponible dans un échantillon sous différentes conditions bien définies et contrôlées de température, tel qu'indiqué par la décoloration du bleu de méthylène, du point de vue de putrescence, est une mesure de la stabilité relative, qui est le rapport en pour cent de l'oxygène disponible dissous, plus l'oxygène des nitrites et nitrates, à l'oxygène total nécessaire pour satisfaire à la demande biochimique d'oxygène. (Voir IIe partie XII.)

La relation entre le temps requis pour décolorer l'indicateur à 20° C et le nombre de stabilité relative (table 13) ne peut être appliquée aux résultats d'incubation obtenus à une autre température. Des résultats approchés peuvent être obtenus en l'absence d'un incubateur approprié en abandonnant à la température de la pièce dans des récipients clos. L'incubation à 37° C n'est pas recommandable, quoique cette température élevée soit quelque fois employée, les résultats auxquels on arrive avec la méthode à 20° sont obtenus en moitié moins de temps. Si on pratique l'incubation

à 37° C, l'observateur pourra faire une table comparative.

La méthode suivante a été développée dans l'étude des effluents d'un filtre à aspersion, mais elle s'est montrée suffisante pour les effluents des autres procédés d'épuration biologique. Elle n'est pas applicable aux eaux turbides des rivières, parce que l'argile en suspension aura une absorption partielle ou complète de l'indicateur coloré; dans de telles eaux, la stabilité relative peut être calculée de l'oxygène initial disponible et de celui demandé pour les processus biochimiques, déterminé selon la méthode exposée plus loin XII.

Dans les effluents qui renferment de l'alcalinité caustique libre ou de l'acidité à l'hélianthine ou au bleu de bromo-thymol, la stabilité relative vraie ne peut être déterminée immédiatement avec le bleu de méthylène: une approximation peut être faite après neutralisation au bleu de bromo-thymol et ensemencement avec des bactéries de l'eau d'égout normale.

S'il y a du chlore libre, de l'hypochlorite de calcium, des bisulfites, des sels de cuivre ou autres germicides, la méthode n'est pas applicable.

1° *Réactif.* (a) Bleu de méthylène. Dissoudre 0,5 g de sel double de zinc ou d'une variété commerciale dans l'eau et diluer au litre.

2° *Mode opératoire.* Recueillir dans une bouteille de 150 cc bouchant à l'émeri un échantillon d'eau claire. Si la quantité d'oxygène dissous est petite, observer les précautions indiquées dans la 1ère partie XXIV. Attacher un joint à eau tel que dans 2e partie XII et monter la température de l'échantillon à 20° C. Ajouter exactement 0,4 cc de solution de bleu de méthylène, introduit de préférence au-dessous de la surface du liquide. Incuber à 20° C \pm 2° C jusqu'à décoloration, observer l'échantillon au moins 2 fois par jour. Il est rarement nécessaire d'incuber plus de 10 jours.

Le nombre de la stabilité relative correspondant aux résultats de laboratoire est trouvé dans la Table 13 ou calculé de la relation théorique: $S = 100 (1 -$

0,794t). S étant la stabilité exprimée en pourcentage et t le temps en jours, requis pour la décoloration à 20°C .

TABLE 13. NOMBRES DE STABILITÉ RELATIVE

<i>Temps requis pour décoloration à 20°C.</i>		<i>Stabilité relative</i>	
<i>T</i>	<i>S</i>	<i>T</i>	<i>S</i>
Jours	Pourcentage	Jours	Pourcentage
0,5	11	8,0	84
1,0	21	9,0	87
1,5	30	10,0	90
2,0	37	11,0	92
2,5	44	12,0	94
3,0	50	13,0	95
4,0	60	14,0	96
5,0	68	16,0	97
6,0	75	18,0	98
7,0	80	20,0	99

*XII. Demande biochimique d'oxygène.

La demande biochimique d'oxygène désignée souvent B. O. D. (biochemical oxygen demand) des eaux d'égouts, des effluents d'égouts, des eaux polluées ou des eaux résiduaires industrielles est l'oxygène requis, en parties par million, durant la stabilisation des matières organiques décomposables sous l'action des bactéries aérobies. La stabilisation complète demande un temps très long, s'étendant au delà de 100 jours à 20°C , mais comme une telle période d'incubation est impraticable on se contente d'une durée d'incubation moindre 1, 2, 5, 10 et 20 jours à 20°C sont ordinaires, et la période de 5 jours est la plus communément employée.

L'incubation à 20°C durant 5 jours (120 h) est recommandée comme méthode standard.

L'incubation pour des périodes de temps autres que 5 jours ou à des températures autres que 20°C est occasionnellement désirable. Dans ces cas, les facteurs

de conversion donnés par Phelps¹ seront employés pour amener à la méthode standard B. O. D. dont les résultats seront notés.

La méthode des dilutions est recommandée. Elle comprend l'addition d'un excès d'oxygène dissous au moyen d'une dilution convenable avec une eau dont on connaît la quantité d'oxygène dissous. L'oxygène dissous est déterminé avant et après incubation. La déplétion, corrigée pour la perte en oxygène dissous dans un échantillon d'eau diluée, incubée de la même façon, est multipliée par le facteur de dilution pour donner la demande biochimique en oxygène.

Il est essentiel que le développement normal des bactéries soit assuré; en conséquence, des résultats certains ne peuvent être obtenus si l'échantillon dilué renferme une alcalinité caustique, du chlore libre ou autres substances bactéricides. Dans ce cas, les substances bactéricides doivent être neutralisées, réduites ou enlevées, si possible, et l'eauensemencée avec les bactéries venant d'une eau d'égout. Un récent travail indique aussi que la présence de protozoaires et autres micro-organismes supérieurs est nécessaire pour compléter la flore d'une façon satisfaisante.

MÉTHODE DE DILUTION.

Si la demande en oxygène n'est pas connue approximativement, on fait quelques dilutions pour couvrir l'échelle des déplétions attendues. Pour les eaux d'égouts brutes une série de 40, 20, 10 cc dilués à 1000 cc est suggérée. La déplétion devra être de préférence de 40% en plus du contenu initial en oxygène dissous.

Pour obtenir des résultats constants de 2 dilutions ou plus, il est essentiel que l'eau employée pour diluer soit exempte de demande en oxygène ou que sa quantité soit connue. Une eau satisfaisante aura une déplétion de moins de 0,2 parties par million en 5 jours à 20° C.

¹ E. B. Phelps.—Relation of time and temperature to the biochemical oxygen demand of sewage. Sewage Whs. J. No. 2-559 (1930).

L'eau de dilution devra aussi être libre de matières organiques et ne causer aucune déplétion dans l'eau d'égout diluée. Quelques eaux de robinets peuvent être préparées pour satisfaire à ces exigences en les abandonnant pendant 8 à 10 jours à 20° C ou à la température du laboratoire. Beaucoup d'eaux de robinets ne sont pas satisfaisantes d'une façon uniforme. L'eau distillée ne satisfait pas, elle donne des résultats trop bas, particulièrement avec les fortes dilutions (moins de 1%).

Ces difficultés sont levées en employant une eau de dilution synthétique, composée d'eau distillée additionnée d'une petite quantité de sels inorganiques. Les plus communément employés sont le bicarbonate de sodium (NaHCO_3) et le phosphate de potassium (KH_2PO_4).

1° Réactifs et appareils.

(a) L'eau de dilution doit être faite avec de l'eau distillée aérée renfermant 300 parties par million de bicarbonate de sodium sec et frais ajouté après l'aération. L'eau sera employée immédiatement, mais si elle est conservée plusieurs jours ou semaines, il est mieux de la protéger contre les pertes de CO_2 en la bouchant convenablement. Quand on emploie l'eau, il faut la siphonner pour éviter l'entraînement d'air dans la préparation de la dilution.

(b) Bouteilles à incubation de 250 à 300 cc de capacité avec un bouchon émeri, nettoyées avec un mélange d'acide chromique, rincées et séchées avant l'emploi.

(c) Comme précaution contre la possibilité d'entrée d'air dans la bouteille à dilution, il est recommandable d'user d'un joint à eau.

(d) Étuve ou incubateur à air ou bain-marie, contrôlé par un thermostat entre 1° et 20° C.

2° Mode opératoire.

Déterminer l'oxygène dissous dans l'échantillon tel qu'indiqué dans la 1ère partie XXIV. (Il doit être nul dans une eau d'égout septique ou résiduaire

concentrée). Si l'échantillon est acide ou contient de l'alcalinite hydroxyle, la neutraliser avec du carbonate de sodium ou de l'acide chlorhydrique et ense-mencer ensuite avec des bactéries d'eau d'égout.

Préparer des dilutions de l'échantillon dans des flacons jaugés ou des cylindres, siphonner environ $\frac{1}{2}$ de l'eau de dilution pour la concentration maximum employée en évitant absolument d'entraîner de l'air; puis ajouter la portion de l'échantillon et emplir à la marque avec de l'eau de dilution en déplaçant le siphon de haut en bas pour assurer un mélange convenable. Le mélange est mieux fait en employant une baguette en verre ou une spirale en métal.

Siphonner l'échantillon dilué dans une bouteille à incubation, emplir jusqu'au haut du collet en caoutchouc avant d'insérer le bouchon. (Une portion de cette dilution et des autres devront être conservées pour déterminer l'oxygène dissous).

Préparer les dilutions suivantes moins concentrées avec les mêmes précautions; ce qui se fait bien en ajoutant de l'eau de dilution à la quantité restante de chaque dilution précédente.

Déterminer et calculer le contenu en oxygène initial dans les échantillons dilués; si la quantité dosée est moindre que le calcul, cela indique une demande immédiate et on peut la calculer. Incuber les différentes dilutions ensemble avec une dilution à blanc, pour 5 jours à 20° C (faire attention aux jours de fêtes et au dimanche). Au bout de ce temps, doser l'oxygène dissous dans chaque dilution et dans l'échantillon à blanc de l'eau de dilution, et corriger la perte en plus ou moins, proportionnellement au volume d'eau de dilution.

Si des concentrations de moins de 50 cc par litre sont employées, la perte entière dans l'échantillon témoin doit être soustraite des déplétions.

On note la demande en parties par million d'oxygène pour le nombre de jours d'incubation établi.

XIII. SOLIDES TOTAUX.

Comme indiqué dans la première partie XIII. Sécher à 103° C. Si on désire les matières volatiles

et les solides fixes, incinérer lentement au début et continuer au rouge sombre jusqu'à disparition des particules brunes. Les solides dissous sont obtenus par différence.

Dans l'analyse des liqueurs lourdes, telle que liquides venant des boues de digestion des cuves, l'alcalinité se montre souvent plus élevée que les cendres. Ceci est dû à la présence de sels ammoniacaux carbonés et d'acides gras volatils qui se dégagent durant l'évaporation et le séchage.

XIV. SOLIDES EN SUSPENSION.

Comme il est indiqué dans la première partie XIV, employer un échantillon plus petit ne donnant pas plus de 20 mg de rendement. Sécher pour 1 h. à 103° C. Si le poids des matières fixes et volatiles doit être déterminé dans ce résidu, il est nécessaire d'incinérer le creuset, qu'on aura pesé au préalable, quand le matelas filtrant sera sec.

Une couche fraîche doit être préparée pour chaque détermination. La comparaison des résultats de cette méthode avec l'enlèvement réel des matières solides donne constamment des résultats trop bas. L'erreur, qui peut atteindre plus de 10%, provient des difficultés de prélever un échantillon réel et d'obtenir une portion réelle de l'échantillon sur la partie soumise à la filtration.

XV. MATIÈRES GRASSES (GRAISSES).

Les matières grasses ou graisses présentes dans les eaux d'égouts sont le plus souvent combinées en savons de calcium et magnésium, mais désignent aussi les huiles et graisses minérales: dans l'évaporation à sec, pratiquement toutes les graisses libres sont converties en savons, insolubles dans l'éther éthylique mais solubles dans l'éther de pétrole. L'acidification libère les acides gras libres, solubles dans l'éther. Plusieurs lavages avec l'éther éthylique sont suffisants pour enlever la plus grande partie des acides gras. L'éther éthylique dissout aussi les substances autres que les graisses, telles que les gommes, résines, etc. L'éther de pétrole est le meilleur solvant pour les graisses vraies, mais

son action est lente et demande une extraction continue pendant plusieurs heures.

1° *Réactifs.* (a) Éther éthylique, exempt d'humidité.

(b) Acide chlorhydrique, en solution approximativement normale.

2° *Mode opératoire.* Concentrer 500 cc ou plus d'échantillon dans une capsule à évaporation, jusqu'à 50 cc environ. Râcler toute la matière solide des côtés de la capsule dans le liquide avec une tige en verre munie d'un petit morceau de caoutchouc, ajouter quelques gouttes d'oranger de méthyle et rendre légèrement acide avec HCl. Évaporer à sec, sécher le résidu 30 m à 103° C et extraire avec l'éther bouillant, frotter le fond et les côtes de la capsule pour être certain de mettre toute la matière grasse en solution. On doit faire au moins 3 extractions. Décanter la solution éthérée, ou si elle est trouble au travers d'un filtre sec de 5 cm dans une bouteille à gros goulot tarée; évaporer l'éther et sécher le résidu à 103° C jusqu'à poids constant. L'augmentation de poids est la matière soluble dans l'éther.

XVI. CHLORURE.

Si l'échantillon renferme de l'hydrogène sulfuré, acidifier avec de l'acide sulfurique et bouillir pendant quelques minutes. Refroidir, neutraliser avec du bicarbonate de soude, diluer au volume original et procéder comme indiqué dans la première partie XVIII, 3.

XVII. FER.

Doser comme indiqué dans la première partie XX ou XXV.

XVIII. CHLORE RESTANT.

Les méthodes colorimétriques décrites dans la première partie XIX sont généralement impropres avec les eaux d'égouts brutes et les effluents, à cause de la turbidité et des autres facteurs interférents. Dans ces cas, il est recommandable de doser le chlore par

titration iodométrique. Sous certaines conditions spéciales il est possible d'employer la méthode à l'orthotolidine (1ère partie XIX). L'emploi de verres préparés ou de liquides standards est acceptable seulement quand des méthodes effectives de compensation sont employées et quand les valeurs ont été sérieusement vérifiées par iodométrie.

XIX. CONCENTRATION EN IONS HYDROGÈNE.

En compensant pour la turbidité, procéder comme indiqué dans la première partie XVII.

IIIe PARTIE

*Examen des boues et vase d'eaux d'égouts

I. PRÉLÈVEMENT DES ÉCHANTILLONS.

On prélève des échantillons représentatifs des boues et vases en prenant un certain nombre d'échantillons individuels combinés pour faire un échantillon composite. Les échantillons doivent être pris et composés dans les bouteilles à large goulot et placés dans une glacière jusqu'au moment de l'analyse. Si des déterminations extractives par l'éther doivent être faites, il ne faut pas ajouter de chloroforme. Si l'eau se sépare au repos, il faudra la réincorporer avec l'échantillon avant l'analyse.

Les tourteaux (press-cake) ou boues sèches, doivent être échantillonnés en pelletant un tas qu'on divise en quarts en rejetant les quarts opposés. Les boues séchées sur lits de sable doivent être exemptes, autant que possible, de particules adhérentes de sable ou gravier.

Les vases de fond doivent être recueillies avec des sondes ou tuyaux coniques, dragues ou autres dispositifs à échantillonnage. Si la surface au fond est noire et plus profondément formée d'argile pure, on prélève seulement à la couche de surface. Les échantillons seront conservés en ajoutant 5 g de benzoate de soude ou 2 cc d'acide sulfurique concentré à 80 g de boue.

II. RÉACTION.

La réaction doit être déterminée dans une suspension aqueuse avec l'oranger de méthyle, le rouge de méthyle et la phtaléine du phénol, ou autres indicateurs mentionnés dans la première partie. XVII.

III. POIDS SPÉCIFIQUE, DENSITÉ.

Peser à 0,1 g près un flacon à gros goulot ou une bouteille à densité pour poudre, vide; emplir avec de l'eau distillée, peser. Ensuite emplir complètement avec la boue ou vase fraîche. Faire attention de ne pas comprimer en plaçant le bouchon. Le poids spécifique est égal au rapport des poids de boue ou vase à celui d'un égal volume d'eau.

Si la matière ne coule pas facilement emplir le flacon taré aussi complètement que possible sans faire de pression, peser et emplir complètement avec de l'eau distillée. Laisser reposer quelques minutes pour que l'air inclus s'échappe. Ajouter alors plus d'eau pour emplir si nécessaire et peser. La densité est égale au poids de la matière divisé par le poids de l'eau distillée moins le poids de l'eau ajoutée.

On note la densité avec deux décimales.

IV. HUMIDITÉ.

Peser à 0,01 g près, 25 à 100 g de boue humide dans une capsule à évaporation tarée. Sécher au bain-marie ou dans une étuve à 103° C; peser et resécher jusqu'à poids constant à 3 mg près. La perte de poids est notée comme humidité.

V. MATIÈRES FIXES ET VOLATILES.

Les matières volatiles dosées par la perte à la calcination incluent les matières organiques et la proportion décomposée des carbonates qui donnent CO^2 , ce dosage dépend donc de la température et durée de calcination ainsi que de la quantité de carbonates présents.

Mode opératoire. Chauffer le résidu du dosage de l'humidité; en premier, doucement, puis sur un bec Mecker ou dans un moufle jusqu'à disparition du carbone. Refroidir dans un dessiccateur et peser;

le résidu est noté comme matières fixes; la différence de poids entre le résidu sec primitif et le résidu de la calcination est égal aux matières volatiles.

VI. AZOTE ORGANIQUE.

L'azote total dans les boues d'eaux d'égout peut être dosé avec assez de précision par distillation dans l'acide. La nesslerisation directe du liquide digéré ne donne qu'un résultat approximatif. Digestion avec le sulfate de potassium ou de sodium en accord avec la méthode officielle de Gunning modifiée pour les engrais. Si les essais prouvent que les boues digèrent rapidement et complètement seulement avec l'acide et le sulfate de cuivre, on peut omettre l'addition de sulfate de potassium ou de sodium.

Réacifs. Tels que mentionnés dans la deuxième partie, VI.

1° Distillation dans l'acide.

Sécher un échantillon de boue ou vase sur un bain-marie et finalement à l'étuve à 103° C. Broyer la matière sèche convenablement en poudre fine et placer dans une bouteille bouchée à l'émeri, sécher encore 30 m. à 103° C.

Peser avec précision 0,3 à 1,05 g de boue sèche ou 1 à 5 g de vase sèche et introduire dans un flacon Kjeldahl de 500 cc; ajouter 20 cc d'acide sulfurique, 1 cc de solution de sulfate de cuivre à 10% et 10 g de sulfate de potassium ou de sodium anhydre. Mélanger convenablement. Digérer lentement sur une flamme basse jusqu'à cessation des écumes, puis 30 m quand la liqueur est devenue incolore. Refroidir un peu, diluer à 300 cc avec de l'eau distillée exempte d'ammoniaque et opérer comme indiqué dans la 2e partie V. Une épreuve à blanc doit être faite en même temps si les réactifs ne sont pas de grande pureté.

2° Nesslerisation directe.

Peser avec précision un échantillon de 0,2 à 0,5 g. Ajouter les réactifs et digérer. Diluer et refroidir le

digéré; mettre dans un flacon de 250 cc et diluer jusqu'à la marque. Avec une pipette prendre 25 cc qu'on introduit dans un flacon de 100 cc bouchant à l'émeri; opérer comme indiqué dans la deuxième partie V.

VII. MATIÈRES GRASSES (GRAISSES)

Le dosage de la graisse vraie dans les boues d'eaux d'égouts est approximatif. L'extraction continue pendant 6 h et plus, avec l'éther éthylique extrait les gommes, résines, cires, huiles minérales et graisses. L'éther de pétrole est inerte et respecte les gommes, etc., mais est plus efficace que l'éther éthylique comme solvant des matières grasses, huiles minérales et graisses. L'extraction continue est nécessaire pour enlever complètement les graisses: les lavages répétés ne sont pas efficaces.

Si on ne dispose pas d'un appareil d'extraction Soxhlet ou autre, la boue sèche peut être traitée dans une capsule en porcelaine plusieurs fois avec de l'éther bouillant. Cette méthode donne seulement des résultats approximatifs.

Réactifs. (a) Éther de pétrole PE, 40-60° C.

(b) Acide chlorhydrique, approximativement N.

1° *Extraction à l'éther de pétrole.*

Peser 2 à 10 g de boue sèche dans une cartouche à extraction ou papier filtre exempt de matières grasses. Extraire au Soxhlet ou appareil similaire pendant 4 ou 6 h. Faire bouillir (lentement) l'excès de dissolvant, sécher le résidu gras à 103° C., refroidir dans un dessiccateur et peser. Refaire sécher et peser jusqu'à poids constant.

2° *Acidification et extraction.*

Placer 2 g ou plus de boue sèche dans une capsule en porcelaine, ajouter de l'eau et quelques gouttes d'oranger de méthyle. Rendre distinctement acide avec HCl; évaporer la mixture acidifiée jusqu'à siccité sur un bain-marie et finalement à 103° C. Racler toute

la substance sur les côtés et au fond de la capsule avec une spatule et transporter dans une cartouche à extraction ou un papier filtre. Extraire; sécher jusqu'à poids constant et peser comme précédemment.

Méthode d'analyse au moyen de la cellule photoélectrique

La grande sensibilité de la cellule photo-électrique peut être employée pour comparer les colorations. Certaines réactions spécifiques utilisées en analyse chimique sont mises à profit (néphélométrie) et par des méthodes simples, on fait des dosages assez rapidement avec une précision au moins aussi grande que par les comparaisons de teintes par l'œil humain, qui est remplacé par l'œil électrique. L'application au dosage des principaux éléments qui permettent de juger de la potabilité d'une eau a été faite avec succès¹. P. Rumpf a mis au point le dosage de NH_4 , NO_2 , NO_3 , Cl , SO_4 avec l'appareil, cellule et comparateur photo-électrique de Prolabo¹. Nous ne pouvons ici détailler toute la technique, qui est simple si on passe sur la description de l'appareil, et nous renvoyons pour l'application au mémoire de M. Rumpf et aux notices de Prolabo.

La méthode est appliquée au contrôle des eaux d'alimentation de la ville de Grenoble en France. Elle mérite une attention spéciale et la consécration du temps pour peut-être devenir d'un emploi courant dans les installations de surveillance d'épuration des eaux pour l'alimentation des villes.

¹ P. Rumpf.— Méthode de surveillance rapide des eaux à l'aide d'une cellule photoélectrique. Bull. Soc. Chim. No 3, janvier 1933.

¹ Prolabo. (Rhône-Poulenc) 12, rue Pelée, Paris.

IVe PARTIE

*Examen microscopique de l'eau

I. DÉFINITIONS ET PORTÉE.

L'examen microscopique de l'eau comprend l'analyse qualitative des espèces d'organismes microscopiques présents, l'estimé quantitatif de leur nombre, masse et une vue sommaire des substances inanimées ou, amorphes et autres détritiques. Toutes ces informations sont importantes pour estimer la qualité d'une eau et peuvent servir à un ou plusieurs des objets suivants: 1° Pour expliquer la cause de la coloration et turbidité, la présence d'odeurs et goûts indésirables dans l'eau et indiquer la méthode propre à les enlever.

2° Pour aider dans l'interprétation de l'analyse chimique.

3° Pour identifier la source d'une eau mélangée avec une autre.

4° Pour expliquer l'obstruction des tuyaux et des filtres et pour aider dans les plans et opérations des ouvrages hydrauliques.

5° Pour indiquer la pollution par égouts ou eaux résiduaires industrielles.

6° Pour indiquer les progrès de la purification spontanée des cours d'eau ou autres masses liquides.

7° Pour aider à expliquer le mécanisme des méthodes biologiques de traitement des eaux d'égouts.

8° Pour aider dans l'étude des aliments du poisson, des crustacés et autres organismes aquatiques.

Le terme "*organismes microscopiques*" devra inclure tous les organismes qui sont microscopiques ou à peine visibles à l'œil nu, à l'exception des bactéries. Le terme "*Plankton*" est synonyme, quand il est employé dans un sens large, pour désigner non seulement les formes libres surnageantes, mais aussi, toutes les petites formes qui sont ordinairement attachées aux bords ou au fond. Sont inclus avec les microorganismes les

groupes comme les plantes telles que les diatomacées (algues), les chlorophyceae, les cyanophyceae et les fungis; et aussi les animaux, protozoaires, rotifères, crustacés, poriferas, bryozoas et un grand nombre de petits vers et larves d'insectes.

Les masses informes de matières organiques, la vase, les débris d'organismes aquatiques et les pédoncules étêtés comme le carchesium, devront être considérés comme matières amorphes. De toutes façons, les espèces prédominantes et qualités de ces matières amorphes devront être mentionnées, car elles ont une valeur dans l'interprétation de l'analyse et renseignent sur les activités biologiques de l'eau.

La description du matériel et des méthodes peut être omise ici. Il faut une grande habitude pour faire cet examen et la description des formes qu'on rencontre est mieux faite par l'image. Nous renvoyons aux auteurs Ward & Whipple: *Fresh water biology*. John Wiley, N.Y. (1918). *Standard Methods for the Examination of Water and Sewage*. A. P. H. A., 1933—Whipple: *Microscopy of Drinking Water* 4th Edit., (John Wiley, N.Y., 1927).

CHAPITRE DEUXIÈME

EXAMEN BACTÉRIOLOGIQUE

Nos méthodes actuelles de bactériologie sont très relatives; elles ne peuvent nous indiquer tous les germes qui sont très vraisemblablement présents dans les eaux. Nous ne trouvons et comptons que ceux qui se développent sur les milieux de cultures choisis. Certes l'expérience nous apprend que les résultats indicatifs sont suffisants mais il ne faut pas oublier que les germes du sol, bactéries nitrifiantes, et beaucoup d'espèces pathogènes sont d'une recherche très difficile. Les germes anaérobies sont aussi d'une recherche et d'un dénombrement imprécis. Il y a lieu ici de faire part de deux tendances dans les analyses bactériologiques. D'un côté, la standardisation américaine qui fixe d'une façon détaillée le mode opératoire des analyses, ainsi que sont définies les compositions des milieux de culture et des réactifs; de l'autre, le point de vue européen qu'on peut trouver exprimé dans cette phrase d'Edmond Bonjean¹ "l'unification des méthodes d'analyses bactériologiques nous paraît plutôt fâcheuse; elle aurait tendance à consacrer définitivement des procédés dont la perfection et même la suffisance sont loin d'être établies; l'unification est commode; mais n'est-elle pas le contraire du progrès scientifique et la perpétuation de l'insuffisance et parfois de l'erreur". Notre expérience de l'emploi des méthodes américaines nous permet de déclarer que ce point de vue européen est

¹ E. Bonjean.—Traité d'Hygiène de Martinet Brouardel. Tome II.

scientifiquement et philosophiquement exact pour ce qui est de la *numération des germes*. Du point de vue pratique, il vaut mieux s'en tenir à des méthodes unifiées revisables périodiquement et ne pas *considérer les chiffres absolus* mais s'attacher davantage *aux espèces*. Les méthodes unifiées et standards ont l'avantage de mieux permettre des comparaisons et de faire des statistiques. Elles peuvent, la plupart du temps, être confiées dans leur exécution à des aides ou assistants qui, par habitude, peuvent devenir assez habiles; cela soulage beaucoup le personnel scientifique qui peut s'adonner à la recherche et aux problèmes autres que le simple contrôle, particulièrement l'amélioration des procédés d'analyses.

Les bactériologistes américains d'ailleurs, après bien des erreurs toutefois, en sont arrivés là. Ce qui gêne le plus dans les analyses bactériologiques c'est le public, les médecins et les juges, pour qui un nombre exprimé sur le rapport d'un analyste, n'est pas sans créer une impression désagréable. La phobie du microbe existe encore chez beaucoup de gens instruits. Il faudra donc être très circonspect dans la conclusion à donner à propos d'un examen bactériologique.

MICROGRAPHIE

Les eaux, surtout celles exposées à l'air, peuvent contenir un très grand nombre de matières organisées et non organisées en suspension ou en surface. Débris végétaux et animaux, organismes microbiens dont beaucoup sont heureusement inoffensifs et qu'on élimine facilement par filtration ainsi que les terres, silices, calcaires, argiles.

Parmi les microbes ou organismes vivant dans l'eau il faut prêter attention aux *parasites intestinaux*. Ils se rencontrent à l'état d'œufs, de larves ou d'embryons que l'eau véhicule jusque dans l'organisme humain où s'effectue leurs métamorphoses.

Les parasites intestinaux pondent généralement des œufs doués d'une grande résistance aux agents destructeurs de toute sorte; comme ils sont petits (environ 50μ) ils peuvent pénétrer par fissures dans les eaux profondes et les contaminer.

Des infusoires, flagellés, coccidies, amibes, s'acclimatent dans le corps humain et peuvent causer des désordres. De plus, s'ils ne sont pas dangereux, ces organismes peuvent proliférer et rendre l'eau impropable, occasionnant l'obstruction des canalisations ou des filtres.

Nous ne pouvons donner ici même une énumération des microbes des eaux. L'identification ne peut bien se faire que par habitude et reconnaissance avec les images ou la vue des individus sous le microscope. [Voir E. Bonjean, chapitre Parasites intestinaux des eaux. Traité d'Hygiène de Martin et Brouardel, Tome II, page 326 et suivantes].

Il existe des préjugés qui font déclarer une eau bonne ou mauvaise suivant la présence de tel ou tel organisme animal ou végétal. Par exemple "on dit" que les eaux où vivent les écrevisses, les larves d'éphémères, les petits mollusques, celles où pousse le cresson sont bonnes et pures. Ce sont des erreurs comme la déclaration que les eaux sont mauvaises où l'on trouve des Cypris, Cyclops, Gammarus, Beggiatoa, etc.

On peut retenir cependant que quelques organismes ne vivent bien que dans des eaux qui renferment certains corps chimiques. Par exemple, les Leptothrix et Cladothrix indiquent la présence de fer – les Beggiatoées, la présence des composés sulfurés – les Leptonitis lactués et Saccharomycés indiquent les eaux résiduelles de sucrerie, d'amidonnerie ou des industries de fermentation. En raisonnant et en confirmant par les analyses il est possible de déceler les contaminations par les eaux usées ou résiduaires.

Les organismes autres que les bactéries, le plus communément rencontrés dans les eaux sont: les moisiss-

ures, levures, Cladotrix, Crenothrix; Cypris (ostracode), Cyclops, Gammarus, Asellus aquaticus, Macrobiosus (ours aquatique), Melosira, Navicula, Peridinium, Cœlospherum, Clathrocystis, Anabœma, Spyrogira, Protococcus, Tabellaria.

Les algues qui peuvent devenir gênantes par prolifération excessives sont : les Crenothrix, Cladotrix, Leptothrix, Spongilla fluviatilis, Selenosporium aquæductum (masses gélatineuses adhérentes surtout au bois), Leptomitia lactues.

Le développement abondant de quelques organismes modifie les propriétés organoleptiques des eaux.

Odeur fétide: Characées, Chara Nivella, Tolypella.

Odeurs de poisson et de géranium: Asterionella formosa.

Odeurs aromatiques: Cyclotella, Tabellaria, Cryptomonas, Mallomonas.

Odeur herbacée: Cyanophycées (Anabœma, Aphanizomenon, Kiouleria, Clathrocystis, Cœlospherium) des Diatomées (Synedra, Melosira).

Odeur de poisson: Chlorophycées (Volvox, Eudorina, Pandorina, Dictyosphaerum).

Odeur d'huile de foie de morue: Protozoaires (Uroglena).

Odeur de concombre: Synura.

Odeur de moisi: Penicillium glaucum, Aspergillus niger, Mucor mucedo et racemosus.

EXAMEN MICROGRAPHIQUE.

Laisser déposer l'eau dans un vase conique ou centrifuger. Avec le dépôt, faire un certain nombre de préparations qui seront examinées sous des grossissements différents. Répéter les examens sur l'eau laissée quelques jours à 20°C.

Il faut savoir éliminer du dépôt les corps banaux comme les fibres végétales ou animales, les cellules

végétales, grains de pollen, spores et champignons. Distinguer les cellules animales qui sont plutôt rares.

Les parasites vivants, larves ou œufs *ne prennent pas les matières colorantes* en solution aqueuse faible. Les préparations peuvent être fixées au formol (10%) ou à l'acide osmique (1%), ce qui permet de déterminer les formes, dimensions, couleur, structure et d'identifier.

INTERPRÉTATION DE LA FLORE ET FAUNE DES EAUX

Les espèces les plus communes rencontrées dans les eaux sont: Cypris (ostracode); Cyclops; Gammarus; Asellus aquaticus; Macrobiosus (ours aquatique); Melosira; Navicula; Peridinium; Cœlospherum; Clathrocystis; Anabœma; Spyrgira; Protococcus; Tabe-laria; les moisissures; Cladotrix, Crenothrix; les levures (eaux résiduaires). La filtration enlève généralement tous ces organismes qui n'ont pas grande signification du point de vue de l'hygiène. Les seuls inconvénients sont parfois dans les canalisations qui sont envahies par les algues et champignons dont les masses gélatineuses adhèrent aux parois. (Crenothrix, Cladotrix, Leptothrix, Spongilla fluviatilis, Selenosporium aquæductum, Leptomitilactues.

La prolifération trop intense peut modifier le goût et l'odeur et les parasites intestinaux peuvent causer des ennuis.

Flore. Diatomées. Organismes qu'on tend à classer parmi les plantes malgré la mobilité de quelques espèces. Pourvues d'une enveloppe siliceuse, leurs formes sont très variées, souvent géométriques et faciles à reconnaître. Se rencontrent surtout dans les eaux pures.

Algues vertes. En quantité moyenne, ces organismes, dégageant de l'oxygène, oxydent les matières organiques et opèrent une sorte d'épuration de l'eau. Renferment de la chlorophylle et de l'amidon.

Algues bleues. Vivent dans les eaux stagnantes, non potables (*Oscillaria*). Longs filaments cloisonnés.

Algues blanches. Longs filaments sans chlorophylle (*Leptothrix*, *Cladotrix*, *Beggiatose*, *Crénothrix*). Comme elles absorbent de l'oxygène c'est un mauvais indice, de plus elles donnent un mauvais goût.

Champignons. Rarement à l'état normal, la prolifération est difficile, cependant, grâce aux spores elle peut se manifester très longtemps si les conditions de vie deviennent favorables. Les levures se reconnaissent facilement, se développent sur la gélatine en colonies très grosses, blanc nacré ou jaunâtre. Les moisissures sont surtout les genres *mucor*, *penicillium*, *aspergillus*, *saprolegnia*; les spores de ces organismes sont parfois abondantes dans les cultures et, à la suite des vibrations ou chocs, les moisissures poussent et envahissent la plaque; on trouve aussi souvent les spores dans les préparations microscopiques.

Faune. Protozoaires. Ces animaux simples se trouvent en grande quantité dans les eaux riches en matières organiques ou stagnantes. Leur présence est un indice de mauvaise qualité. Des espèces comme l'*amœba coli* causent des dysenteries très graves, surtout dans les pays chauds.

En plus des amibes, masse protoplasmique avec ou sans noyau ni enveloppe rigide, on trouve des rhizopodes qui ont une coquille calcaire (foraminifères) ou un squelette siliceux (radiolaires); des infusoires avec cils vibratiles; des rotifères (pluricellulaires), des arthropodes (*daphnis*, gelops); puis des hydres d'eau douce, lentilles d'eau, filaires dans les eaux stagnantes; des larves d'insectes qui peuvent être redoutables. (transport des maladies: paludisme, fièvre jaune, maladie du sommeil). Tous ces organismes ne devant pas être présents dans les bonnes eaux surtout après épuration.

Enfin, des éléments dangereux, très difficiles à

mettre en évidence sont les parasites intestinaux qui condamnent naturellement l'usage d'une eau pour la boisson.

Prélèvement des échantillons d'eaux pour examen bactériologique

Pour les eaux destinées aux usages alimentaires, on peut dire que leur sort dépend du résultat de l'examen bactériologique. Or ce résultat dépend en grande partie de la manière dont les échantillons ont été prélevés et conservés jusqu'à leur étude.

En plus des précautions générales mentionnées à propos de la prise des échantillons pour l'analyse chimique, *il faut éviter absolument toute contamination accidentelle*. Or il faut s'imposer des techniques minutieuses et notre expérience nous a appris que bien peu de personnes, hormis les bactériologistes professionnels, sont capables de prélever en toute sûreté les échantillons d'eau. Beaucoup d'ingénieurs même, n'ayant pas manipulé longtemps au laboratoire de bactériologie, passent sur des précautions qui leur paraissent illusoire ou ne se rendent pas compte qu'ils font un prélèvement défectueux. Beaucoup d'analystes, surtout dans les cas de litige ou lorsqu'il s'agit de prendre des décisions graves pour encourager ou interdire des travaux d'aqueduc, préfèrent prendre eux-mêmes leurs échantillons. Chaque fois que cela est possible, c'est la méthode la plus sage, elle met aussi à l'abri des supercheries, des faux échantillons ou des échantillonnages trompeurs renfermant des antiseptiques comme des échantillons contaminés accidentellement.

Chaque fois qu'un bactériologiste n'a pas prélevé lui-même l'échantillon, il est en droit de réserver sa conclusion et, s'il n'est pas certain que la prise a été faite selon les règles de l'art, il est préférable pour tout le monde qu'il refuse de faire l'examen ou qu'il

en confirme le résultat par une prise d'échantillon faite par lui-même.

De plus, les conditions du prélèvement sont tellement variables qu'il faut se rendre compte des conditions locales avant d'agir. La règle qui doit dominer est de recueillir un *échantillon réel aseptiquement* et de le conserver dans son état. On peut diviser les opérations en 4 groupes:

(a) Préparation du matériel au laboratoire.

Pipettes en verre, stérilisées au four à flamber 1 h à 170°C enroulées dans du papier et stérilisées ensuite 1 h à 110; on peut faire des pipettes Pasteur en étirant des tubes de verre à la lampe et fermant à la flamme l'extrémité effilée, l'autre étant bouchée au coton; en brisant avec une pince flambée, le vide partiel dans le tube capillaire aspire une quantité d'eau, ne convient que pour prélever de petits échantillons (jusqu'à 5cc). On peut sceller à la flamme et conserver l'échantillon dans la pipette.

Bouteilles, en verre blanc, bouchées à l'émeri, capacité 150cc; stérilisées au four à flamber 1 h à 170°C. On préfère souvent attacher le bouchon enveloppé au goulot de la bouteille qui sera fermée avec du coton, le tout étant enveloppé dans du papier ou de la toile stérilisé convenablement.

On conserve et transporte dans des boîtes en étain (qui ne rouillent pas) ou en fer-blanc.

L'étiquetage se fait mieux avec une corde et une étiquette volante. Les étiquettes collées sont la plupart du temps décollées en arrivant au laboratoire. Les boîtes peuvent aussi être numérotées en creux dans le métal et le numéro gravé sur la bouteille; on prendra alors les indications relatives à l'échantillon sur un carnet ou une feuille de rapport qu'on pourra introduire dans la boîte.

On conseille de prendre trois échantillons en tubes et trois en bouteilles.

Il faut emporter sur les lieux: une lampe à alcool ou

petite lampe à souder pour flamber convenablement avant et après, tous les tubes et bouteilles, ainsi que les parties des orifices de sortie de l'eau à prélever; des pinces, brucelles et d'autres plus fortes en métal pour tenir les flacons; une boîte à compartiments pouvant contenir de la glace ou des boîtes permettant l'expédition dans la glace avec des parois isolées si on ne peut pratiquer l'ensemencement sur place. Quand on peut faire l'opération au lieu du prélèvement, il est évident qu'il faut disposer d'un matériel approprié et transportable.

b) Préparation des lieux.

On ne peut indiquer ici que des précautions générales: s'assurer que l'eau ne sera pas accidentellement ou volontairement contaminée plusieurs jours avant le prélèvement (lavage de linge, animaux, dépôts d'ordures, baignades, etc.) — s'assurer que l'eau soit renouvelée (écoulement ou pompage) — éviter qu'on introduise des objets dans l'eau — pour les puits neufs, s'assurer que les maçonneries ont été convenablement rincées par l'eau qu'on extrait du puits ou que la tuyauterie neuve est bien nettoyée par l'eau vraie. Dans une canalisation, faire circuler l'eau jusqu'à ce qu'on atteigne une eau qui n'a pas séjourné dans les tuyaux.

Pour les eaux de surface, éviter de prélever des eaux de surface ou de fond et prendre garde de contaminer l'eau avec de la terre ou les chaussures. Eviter les aides zélés mais incompétents qui, par leurs gestes, peuvent provoquer des éboulements ou des projections de poussières, renverser les flacons ou les contaminer tout simplement.

c) Prélèvement.

(a) en lieu facile. Toujours flamber les orifices par où l'eau s'écoule. Flamber les pinces, les pipettes, les goulots des flacons, avant et après l'emplissage. Flamber les bouchons et les bouteilles emplies et

boucher. Flamber les orifices des boîtes en étain avant de les mettre dans la valise ou la boîte à expédition.

(β) en profondeur. Généralement avec des dispositifs spéciaux. Le plus simple et le meilleur pourvu qu'il puisse fonctionner au niveau désiré. Par exemple un matras portant un bout effilé à la lampe qu'on casse sous l'eau en tirant une ficelle; le flacon s'emplit. Après la remontée on scelle à la lampe.

Si on veut prélever dans des bouteilles il suffit de les disposer dans une cage métallique suspendue au bout d'un fil métallique, le tout pouvant être parfaitement flambé. On débouche à la hauteur voulue en tirant sur un autre fil au bout duquel est attaché le bouchon.

(γ) Pour prélever à une certaine distance du bord d'un cours d'eau, étang ou réservoir, on peut prendre une longue tige métallique en fourche et conduire la bouteille flambée au point où on veut prendre l'eau, le goulot étant toujours tourné en sens inverse du courant.

Il peut arriver qu'on n'ait pas à sa disposition de bouteille stérilisée. On peut prélever un échantillon convenable, surtout s'il s'agit d'une canalisation à robinet, en rinçant 4 ou 5 fois l'intérieur de la bouteille avec l'eau qu'elle doit contenir, la bouteille étant préalablement bien lavée et rincée à l'eau bouillie si possible. Dans aucun cas il ne faudra négliger de flamber le goulot avant et après avec le bouchon, qui peut à la rigueur être en liège pourvu qu'on le carbonise légèrement.

d) Conservation et transport.

Si l'ensemencement n'est pas fait sur place, il faut que les échantillons soient conservés pour la durée de l'expédition à une température inférieure à 8°C afin de retarder le développement microbien.

Pour un transport rapide on met simplement de la

glace dans la valise autour des bouteilles. Pour un transport d'une durée de plusieurs heures, il faut disposer la bouteille dans son étui au centre d'une caisse avec des morceaux de glace assez gros (un œuf) et entourer le tout de sciure de bois. L'expérience et la température du moment indiquent la quantité de glace et la capacité de la caisse. Nous recommandons les boîtes à beurre canadiennes de forme cubique dans lesquelles on peut mettre plusieurs kilos de glace et de la sciure. Etiqueter en mentionnant: Echantillon pour examen bactériologique. Expédier et livrer sans retard avec la date et l'heure de la remise à l'expéditeur.

Il est bien évident que chaque service d'hygiène peut avoir son expérience propre et sa méthode, mais les précautions qui paraissent illusoires aux personnes peu versées dans les minuties de la bactériologie sont toujours à respecter.

Ve PARTIE

*Examen bactériologique de l'eau

I. MATÉRIEL.

1° *Bouteilles à échantillon.* Bouteille en verre de bonne qualité, la forme et la dimension importent peu pourvu qu'on puisse mettre une quantité d'eau suffisante pour les épreuves à faire. Il faut pouvoir laver et stériliser la bouteille facilement et qu'elle puisse renfermer l'échantillon à l'abri des contaminations. Une bouteille bouchée à l'émeri de 125 ou 250 cc convient (4 ou 8 oz). Le bouchon et le goulot devront être recouverts d'une feuille de métal (étain ou aluminium), la bouteille enveloppée dans un papier et placée dans une boîte convenable pour le transport. (Il faut stériliser la bouteille avec un papier. On peut mettre chaque bouteille dans une boîte en étain ou aluminium, les boîtes en fer-blanc rouillent vite).

2° *Pipettes.* L'erreur de graduation ne devra jamais être de plus de 2%. Le bout de chaque pipette sera protégé avec un bouchon de coton.

(Les pipettes droites sont les meilleures pour cet usage 1, 5, 10 cc., donnant un écoulement rapide du liquide. Il faut les stériliser, soit individuellement en prenant la précaution de les envelopper dans un papier ou en petite quantité dans des tubes métalliques. Le bouchon de coton doit être coupé au ras de l'extrémité.)

3° *Bouteilles à dilution.* De forme haute et d'une capacité d'au moins double du volume employé. Les bouteilles bouchées à l'émeri sont préférables mais on peut employer celles bouchées au coton en prenant garde aux contaminations et à la perte de volume que peut subir l'eau de dilution après quelques jours de conservation.

Les bouteilles recommandées pour les dilutions dans l'analyse du lait sont préférables.

4° *Boîtes de Petri.* Diamètre 10 cm, hauteur au moins 1 cm.; couvercle en verre ou matière poreuse de préférence. Le fond de la boîte ne doit pas contenir de bulles d'air, être aussi plat que possible pour assurer une répartition du milieu en épaisseur uniforme.

5° *Tubes à fermentation.* Contenant au moins deux fois le volume d'eau à éprouver. Les tubes droits (Durham) sans bord recourbé, contenant un petit tube renversé (vial) sont à recommander (facilité du nettoyage et de la stérilisation).

6° *Stérilisation.* La verrerie devra être stérilisée pendant au moins une heure à 170° C. Si on est certain d'une température constante, enregistrée, on peut considérer 160° C comme suffisant.

Les bouteilles à échantillon peuvent être stérilisées au four comme ci-dessus ou à l'autoclave pendant 30 m à 15 lb. de pression.

II. PRODUITS.

1° *Eau.* Eau distillée pour toutes les préparations de milieu de culture et des réactifs.

2° *Extrait de viande.* Une marque quelconque peut être employée (Bacto-beef extract, Liebig, Bovril). Ne pas employer d'infusion de viande.

3° *Peptone.* Bacto-peptone ou autre marque ayant donné des résultats comparables.

4° *Sucres.* Tous les sucres devront être chimiquement purs et bien conservés.

5° *Agar. Gélose.* De bonne qualité. Beaucoup de géloses commerciales renferment des sels de l'eau de mer. On les enlève en laissant tremper la gélose dans l'eau distillée qu'on jette, ou égoutte la gélose lavée avant l'usage.

6° *Gélatine.* Pâle et de bonne qualité (en feuille transparente) ne devra pas renfermer d'impuretés, surtout d'antiseptiques. Le point de fusion d'une solution à 10% doit être de 25° ou au-dessus.

7° *Produits chimiques.* Un effort spécial doit être fait pour n'employer que des produits chimiquement purs.

III. PRÉPARATION DES MILIEUX DE CULTURE.

1° *Ajustement de la réaction.* La réaction des milieux de culture devra être fixée en ions hydrogène. L'épreuve de contrôle d'ajustement à la concentration requise peut être faite électrométriquement ou colorimétriquement. La dernière est satisfaisante.

Les exemples suivants montrent le mode opératoire recommandé.

Dans deux éprouvettes de mêmes dimensions, forme et couleur (6 pouces par $\frac{1}{2}$ conviennent) mettre 5 cc d'eau distillée dans chaque. Prélever 10 cc du milieu à ajuster et en ajouter 5 cc dans chacune des éprouvettes. Dans l'une ajouter 0,5 cc d'une solution d'un indicateur adéquat pour couvrir l'échelle du pH désiré. Il faut que la quantité d'indicateur soit bien la même que dans les standards.

Comparer au comparateur (comparator block) les teintes des éprouvettes en superposant celle renfermant le milieu dilué plus l'indicateur, avec une éprouvette contenant de l'eau distillée, et un autre jeu conte-

nant une éprouvette avec le milieu dilué sans indicateur, avec la couleur standard du pH désiré. Titrer l'éprouvette du milieu dilué plus l'indicateur, avec une solution ajustée 1:10 d'une solution normale d'hydroxyde de sodium, jusqu'à ce que la teinte vue à travers l'éprouvette d'eau distillée concorde avec la coloration du pH standard observé à travers l'éprouvette du milieu dilué sans indicateur. Calculer la quantité de solution normale qui doit être ajoutée au milieu pour atteindre le point. Après l'adjonction, vérifier la réaction.

La réaction finale pour bouillon, gélatine, gélose doit être entre pH 6,4 et 7,0. Pour le milieu d'Endo (formule standard) la réaction doit être, après addition des produits chimiques, pH 7,8 à 8,2.

L'accroissement de la concentration en ions hydrogène durant la stérilisation varie légèrement avec le modèle du stérilisateur employé et la réaction initiale doit être accordée pour obtenir à la fin un pH convenable. La chute dans la lecture du pH sera généralement entre 0,2 et 0,4.

2° *Stérilisation.* Tous les milieux, excepté ceux préparés avec des sucres, devront être stérilisés à l'autoclave à 15 lb. (120° C) pour 15 m. quand la pression a atteint 15 lb. On aura préalablement chassé l'air de l'autoclave en laissant sortir la vapeur vive quelques minutes avant de laisser monter la pression. Autant que possible, après stérilisation, les milieux seront enlevés de l'autoclave et refroidis rapidement. Le refroidissement rapide et immédiat est indispensable pour la gélatine et les milieux au lactose. Les milieux doivent être stérilisés dans des petits récipients et il ne faut pas les entasser. Aucune portion du milieu ne devra être à plus de 2,5 cm de la surface extérieure du verre ou de la surface du milieu.

3° *Clarification.* La question de savoir si les milieux doivent être clarifiés dépend de son usage, de l'expérience et des désirs du laboratoire. N'importe quelle méthode de clarification peut être employée, si elle laisse le milieu suffisamment limpide pour l'identification des bactéries et qu'elle n'enlève pas d'éléments

nutritifs. On peut clarifier par centrifugation, filtration sur papier, coton, toile à fromage ou serviette.

4° *Bouillon nutritif*. Ajouter 3 g d'extrait de bœuf et 5 g de peptone à 1000 cc d'eau distillée. Chauffer lentement au bain-marie à 65° C, agiter jusqu'à dissolution. Remplacer la perte de poids avec de l'eau distillée et ajuster la réaction pour que le point final soit entre pH 6,4 et 7,0. Remettre à bouillir à feu nu, refroidir à 25° C, rempacer le poids perdu avec de l'eau distillée et clarifier.

Répartir dans des éprouvettes, 10 cc dans chaque tube; ou dans d'autres récipients. Stériliser comme il a été dit.

5° *Bouillons sucrés*. Les bouillons sucrés devront être préparés de la même manière générale que les autres, avec addition de 0,5% du sucre requis. Il n'est pas nécessaire d'enlever le sucre musculaire de l'extrait de bœuf, la peptone ne renferme pas de sucre fermentescible. La réaction des bouillons sucrés sera la même que les autres. La stérilisation sera faite dans l'autoclave à 15 lb. pour 15 m, quand la pression de 15 lb. sera atteinte, mais il faut veiller à ce que le temps total du chauffage ne soit pas plus de 30 m. (Les sucres s'hydrolysent). S'il est impossible de limiter à 30 m le temps de chauffage avec le sucre, il est mieux de faire une solution de sucre à 10 ou 20% dans l'eau distillée, de la stériliser en la maintenant 15 m à 15 lb. ou stérilisation à 100° (dans l'appareil Arnold pour 1 h 1/2). Cette solution sera ajoutée au milieu stérilisé pour faire une solution à 0,5% et le mélange réparti dans les éprouvettes, (stérilisées) puis on stérilisera à 100° C pendant 30 m. On peut aussi ajouter à chaque tube de bouillon stérilisé, la quantité de sucre en solution stérilisée, avec une pipette stérilisée. Les tubes ainsi préparés seront maintenus à l'étuve à 37° C pendant 24 h avant l'emploi, pour s'assurer qu'ils sont stériles.

6° *Gélatine*. Ajouter 3 g d'extrait de bœuf, 5 g de peptone et 120 g de gélatine dans 1000 cc d'eau distillée. Chauffer lentement au bain-marie à 65° C jusqu'à ce que tout soit dissous. Refaire le poids avec de l'eau

distillée et ajuster la réaction pour avoir une valeur finale du pH entre 6,4 et 7,0. Mettre à bouillir en agitant vigoureusement. Refaire le poids et clarifier. Répartir dans les récipients désirés et stériliser tel que dit plus haut.

7° *Gélose nutritive.* Ajouter 3 g d'extrait de bœuf, 5 g de peptone et 15 g de gélose à 1000 cc d'eau distillée. Faire bouillir jusqu'à dissolution complète de la gélose. Refaire le poids avec de l'eau distillée chaude et ajuster pour que, après stérilisation, la réaction finale soit comprise entre pH 6,4 et 7,0. Faire bouillir, agiter fréquemment, refaire le poids avec de l'eau distillée chaude et clarifier.

Répartir dans les récipients voulus et stériliser.

8° *Milieu de Endo.* (a) Préparation de la gélose mère. Ajouter 5 g d'extrait de bœuf, 10 g de peptone et 30 g de gélose à 1000 cc d'eau distillée. Procéder comme dans (7) et ajuster le pH entre 7,8 et 8,2. Cette gélose devra être clarifiée suffisamment par un des moyens suivants. Vu que la gélose à 3% est plutôt difficile à filtrer et que ce milieu spécial doit être exempt de précipité, le mode opératoire (2) est probablement le meilleur à suivre.

Mode (1). Faire bouillir à feu nu, agiter constamment, filtrer au travers coton ou linge (on peut employer un entonnoir à filtration chaude).

Mode (2). Mettre la gélose dans un récipient à parois verticales et placer dans l'autoclave à 15 lb. pour 15 m.

Arrêter l'autoclave et laisser la gélose se solidifier (si possible une nuit). La retirer du récipient en la déposant sur un papier (glacé si possible) et enlever les débris qui ont sédimenté au fond. Couper et fondre la partie claire et répartir dans des flacons de 100 cc ou plus en laissant de la place pour ajouter les autres substances qui compléteront le milieu.

Stériliser à l'autoclave 15 m à 15 lbs comme déjà indiqué.

(b) *Préparation du milieu d'Endo* en boîtes de Pétri. Faire une solution à 10% de fuchsine basique dans l'alcool à 95%, laisser déposer 24 h., décantier et filtrer le liquide surnageant. C'est la solution mère. On doit employer la fuchsine basique certifiée.

Quand on est prêt à faire les boîtes, fondre la portion de la solution mère de gélose et, à chaque 100 cc, ajouter les ingrédients suivants dans l'ordre donné, mélanger convenablement après l'adjonction du dernier réactif.

1% de solution stérile de lactose, 0,5 cc de solution concentrée de fuchsine basique (10% dans l'alcool) et 0,125 g de sulfite de sodium anhydre C.P. dissous dans une petite quantité d'eau distillée chaude. La solution de sulfite doit être faite fraîchement chaque fois. Mélanger convenablement. Mettre dans les boîtes de Pétri, laisser solidifier dans l'étuve avant l'emploi.

On inocule en rayant la surface.

(c) *Formule facultative pour le milieu d'Endo:*

K ² HPO ⁴	3,5 g
"Difco" peptone	10,0 g
Gélose (lavée et séchée).	15,0 g
Eau distillée.	1 litre
Lactose CP.	10,0 g

A chaque 100 cc du mélange ci-dessus on ajoute:

Sulfite de sodium anhydre	0,25 g
Fuchsine basique (pararosani- line et rosaniline) en solution filtrée à 10% dans l'alcool à 95%	0,5 cc.

9° *Gélose au bleu de méthylène éosine.* Ajouter 10 g de peptone, 2 g de phosphate dipotassique (K²HPO⁴) et 15 g de gélose ordinaire à 1000 cc d'eau distillée. Bouillir jusqu'à ce que tous les ingrédients soient dissous et refaire le poids du à l'évaporation, avec de l'eau distillée. Il n'est pas nécessaire d'ajuster la réaction.

— Mettre des quantités de 100 ou 200 cc dans des ballons ou bouteilles et stériliser en autoclave 15 m à 15 lb.

Juste au moment de l'emploi, fondre la gélose mère et ajouter les ingrédients suivants à chaque 100 cc.

5 cc de lactose en solution stérile à 20%.

2 cc d'éosine jaune en solution aqueuse à 2%.

2 cc de bleu de méthylène en solution aqueuse à 0,5%.

Mêler parfaitement et mettre dans des boîtes de Petri, laisser durcir et inoculer en rayant la surface.

Il est admissible d'ajouter tous les ingrédients à la solution mère de gélose au moment de sa préparation, de mettre en tube et de stériliser. Le milieu se décolore durant la stérilisation, mais la couleur revient après refroidissement.

10° *Bile peptonée, lactosée, au vert brillant.* Ce milieu peut être employé pour culture en union avec le bouillon de lactose standard pour les installations de contrôle de purification d'eau seulement. Il renferme le vert brillant à la concentration de 1:75.000 et 2% de bile.

Dissoudre 10 g de peptone et 10 g de lactose dans 500 cc d'eau distillée. Ajouter 200 cc de bile de bœuf fraîche ou 20 g de bile de bœuf séchée dissous dans 200 cc d'eau. Il ne faut pas employer une bile séchée qui aurait un pH moindre que 7,0. Ajouter de l'eau distillée pour obtenir un total de 975 cc et ajuster la réaction pour pH = 7,4. Ajouter 13,3 cc d'une solution à 0,1% de vert brillant (certifié) dans l'eau, compléter à 1000 cc et filtrer sur coton. Répartir dans des tubes à fermentation et stériliser comme dans III, 5. La réaction après stérilisation (déterminée par le potentiomètre (électrode d'hydrogène de préférence) ou la méthode colorimétrique) doit être au moins pH 7,1 et pas plus de 7,4.

Lorsque 10 cc d'eau ou plus doivent êtreensemencés, la concentration des ingrédients devra être augmentée comme il est indiqué plus bas.

Quantité d'eau échantillon	Concentration des ingrédients par 1000 cc. de milieu	Quantité de milieu par tube
1 cc ou moins	10 g peptone 10 g lactose 200 cc bile de bœuf 13,3 cc de vert brillant à 0,1%	10 cc
10 cc ou 100 cc	20 g peptone 20 g lactose 400 cc bile de bœuf 26,6 cc vert brillant à 0,1%	10 ou 100 cc
10 cc	15 g peptone 15 g lactose 300 cc bile de bœuf 20 cc vert brillant à 0,1%	20 cc
10 cc	13,3 g peptone 13,3 g lactose 266,6 cc bile de bœuf 17,7 de vert brillant à 1%	30 cc

Le milieu peut être employé sous la forme déshydratée aux concentrations suivantes:

Quantité d'échantillon d'eau	Quantité de milieu déshydraté par 1000 cc. d'eau distillée	Quantité de milieu par tube
1 cc. ou moins	40 g.	10 cc.
10 ou 100 cc.	80 g.	10 ou 100 cc.
10 cc.	60 g.	20 cc.
10 cc.	53 g.	30 cc.

11° *Couleurs certifiées.* Pour la préparation des milieux, on ne devra employer que des matières colorantes certifiées. Si on en employe d'autres, la quantité devra être déterminée pour chaque échantillon.

12° Variations autorisées pour les milieux:

(a) L'emploi des milieux desséchés est autorisé pourvu que les épreuves comparatives aient montré que les résultats étaient équivalents avec ceux obtenus avec les milieux fraîchement préparés.

(b) Quand de grandes quantités d'eau sont à essayer dans le bouillon lactosé, on emploie le double ou le triple de la quantité des ingrédients dans les milieux, mais la concentration finale des ingrédients dans le milieu, après que l'échantillon est ajouté ne doit pas être plus grande qu'il est demandé dans le milieu standard et pas moins que les $\frac{2}{3}$ de la concentration dans le standard.

IV. ECHANTILLONS.

1° *Récolte.* Les échantillons pour examen bactériologique devront être récoltés dans des bouteilles qui auront été nettoyées parfaitement, rincées avec de l'eau propre et stérilisées comme indiqué à I, 6.

Il faut bien s'assurer de prélever des échantillons représentant l'eau à examiner et voir à ce qu'aucune contamination se fasse au moment de l'emplissage des bouteilles ou avant l'examen.

2° *Transport et conservation.* A cause du développement rapide de la flore bactérienne des eaux, les bouteilles d'échantillons seront conservées au-dessous de 10° C et il est toujours bon que l'analyse soit faite rapidement et le plus tôt possible après la récolte.

Le temps alloué pour la conservation et le transport des échantillons bactériologiques entre l'emplissage des bouteilles et l'analyse ne devra pas être plus de 6 h. pour les eaux impures et pas plus de 12 h. pour les eaux relativement pures. Durant ce temps de conservation, la température sera maintenue entre 6 et 10° C. Si un changement est fait à cette règle, il faudra le mentionner en faisant le rapport.

V. DILUTIONS.

Les bouteilles et éprouvettes pour les dilutions doivent être emplies avec la quantité voulue d'eau du

robinet pour que, après stérilisation, elles renferment exactement 9 cc ou 99cc. La quantité exacte d'eau peut être seulement déterminée par expérience avec l'autoclave employé. Si on veut, la dilution à 9 cc peut être mesurée d'un flacon d'eau stérile, avec une pipette stérile.

Les bouteilles à dilutions devront être stérilisées à l'autoclave 15 m à 15 lb. (120° C) quand la pression est montée à 15 lb.

Les bouteilles à échantillons devront être agitées vigoureusement 25 fois et 1 cc retiré pour ajouter à la bouteille ou éprouvette à dilution. L'eau distillée ne doit pas être employée pour les dilutions. Chaque bouteille ou éprouvette à dilution après l'adjonction de 1 cc de l'échantillon devra être vigoureusement agitée 25 fois avant de faire une seconde dilution ou avant de prélever l'échantillon à ensemer.

VI. ENSEMENCEMENT (Mise en boîte).

Tous les échantillons et bouteilles à dilution devront être agités vigoureusement 25 fois avant qu'on prenne l'échantillon pour ensemer. L'ensemencement doit être fait immédiatement après la dilution. On place en premier 1 cc d'échantillon ou de sa dilution dans la boîte de Pétri. On ajoute ensuite 10 cc du milieu liquifié, ramené à la température de 40° C (température qui ne brûle pas la main) dans la boîte qui contient le cc d'eau. Le couvercle de la boîte de Pétri sera juste soulevé pour permettre d'introduire la pipette ou le milieu de culture et tous les flacons ou éprouvettes devront avoir le goulot flambé avant l'introduction du milieu dans la boîte. On mêle convenablement l'eau et le milieu en imprimant à la boîte fermée un mouvement de rotation. Toutes les boîtes doivent être refroidies aussi rapidement que possible et placées dans l'étuve appropriée. Les boîtes avec le milieu d'Endo doivent être ensemencées en faisant des stries à la surface avec une ose de platine ou une baguette de verre stérile chargée de la substance à répandre. Les boîtes, avec le milieu au bleu de méthylène éosine, sont préparées de la même manière.

VII. INCUBATION.

Les boîtes de gélatine devront être incubées 48 h à 20° C dans une étuve ventilée et obscure, dans une atmosphère saturée d'humidité.

(Il est prudent de retourner les boîtes solidifiées avant de mettre dans les étuves si les couvercles ne sont pas faits en matière poreuse. Les gouttes d'eau qui se condensent, surtout dans les étuves à 37° C, retomberaient à la surface du milieu solidifié et provoqueraient la confusion des colonies.)

Les boîtes de gélose employées pour la numération sont incubées à 20 et 37° C. Le temps d'incubation à 20° C sera de 48 h et 24 h à 37° C. L'étuve doit être obscure, ventilée et l'atmosphère pratiquement saturée d'humidité. Les boîtes recouvertes doivent être retournées. Si un changement est fait à ces précautions, il faudra le mentionner dans le rapport.

En faisant le rapport d'examen d'une eau, on doit indiquer de quel milieu on s'est servi pour faire la numération ainsi que la température et le temps d'incubation.

VIII. NUMÉRATION.

Dans la préparation des boîtes, on doit ensemençer avec une quantité d'eau à examiner de telle sorte que le nombre des colonies soit de 30 à 300 sur une boîte, et on vise toujours à ce qu'au moins deux boîtes donnent un même nombre de colonies dans ces limites. Ou il est possible d'obtenir des boîtes montrant un nombre de colonies dans ces limites, ces boîtes seulement seront considérées pour faire le rapport, excepté quand, la même quantité d'eau ayant été ensemençée dans 2 boîtes ou plus, une donne un nombre de colonies dans ces limites et les autres donnent moins de 30 ou plus de 300. Dans ce cas, le résultat inscrit sera la moyenne de toutes les boîtes ensemençées avec la même quantité d'eau.

Il n'est pas bon, ordinairement, d'ensemencer avec plus de 1 cc d'eau dans une boîte; toutefois, quand le nombre total de colonies développées d'un cc est moins de 30, il est évidemment nécessaire d'enregistrer les résultats observés, malgré la règle générale donnée.

La numération devra être faite avec une loupe donnant un grossissement d'environ $2\frac{1}{2}$ diamètre.

IX. EPREUVE POUR LA RECHERCHE DES INDIVIDUS DU GROUPE COLI-AÉROGÈNE

1° *Introduction et définition.* Il est recommandé qu'on considère dans le groupe coli-aérogène tous les bacilles, Gram négatif, non sporulés, fermentant le lactose avec formation de gaz et se développant aérobiquement dans les milieux solides standards.

La formation de 10% ou plus de gaz dans le bouillon lactosé standard en tubes à fermentation après 24 h à 37° C, est une présomption évidente de la présence d'individus de ce groupe, puisque la majorité des bactéries donnant cette réaction appartiennent à ce groupe.

L'apparition de colonies aérobies fendant les milieux lactosés d'Endo ou au bleu de méthylène éosine, sur des boîtes ensemencées avec du bouillon lactosé provenant des tubes à fermentation ayant donné du gaz, confirme d'une manière satisfaisante la présomption.

Pour la démonstration complète de la présence d'organismes de ce groupe, il est nécessaire de montrer que une ou plus des colonies aérobies de la boîte sont bien des bacilles non sporulés ayant un Gram négatif, quand inoculés dans un bouillon lactosé et qu'il y a formation de gaz dans les tubes.

Il est recommandé que les épreuves standards pour le groupe coli-aérogène soient: l'une, *l'épreuve de présomption*, l'autre *l'épreuve de confirmation partielle* et *l'épreuve décisive*. Chaque épreuve étant applicable dans des circonstances déterminées. Seulement, pour le contrôle de purification dans les installations d'épuration, il est permis d'employer ensemble l'ensemencement dans le bouillon lactosé standard et la bile lactosée, peptonée au vert brillant, et d'interpréter les résultats sans autre confirmation.

2° ÉPREUVE DE PRÉSOMPTION.

(a) *Inoculation.* Inoculer une série de tubes à fermentation contenant du bouillon lactosé, avec une quantité mesurée d'eau à examiner. Chaque tube à

fermentation doit contenir au moins le double de bouillon que la quantité d'eau qui sera mise. Quand il faut examiner une plus grande quantité que 10 cc, il est nécessaire d'inoculer plusieurs tubes avec 10 cc chacun.

Les portions de l'échantillon d'eau employées pour inoculer le bouillon lactosé devront varier nécessairement avec la nature de l'eau à examiner. Toutefois, dans les analyses d'eaux potables (crues ou purifiées) il est recommandé que les séries standards consistent en 5 de 10 cc et une de 1 cc.

(b) *Incubation et lecture.* Les tubes sont incubés 48 h à 37° C.

Examiner chaque tube après 24 et 48 h et noter la formation de gaz. On devra distinguer entre:

(1) Absence de gaz.

(2) Formation de gaz occupant moins de 10% de la bouteille vial interne.

(3) Formation de gaz occupant 10% et plus de la bouteille vial interne.

Il n'est pas nécessaire de noter plus de détails sur la formation de gaz pour faire les épreuves standards prescrites.

(c) *Epreuve présomptive positive.* La formation en 24 h. de gaz occupant 10% ou plus du volume de la bouteille vial dans le tube à fermentation est une *épreuve présomptive positive*.

(d) *Epreuve douteuse.* S'il n'y a pas de gaz formé en 24 h., ou si le gaz est pour moins de 10% du volume de la bouteille vial, l'incubation devra être continuée à 48 h. La présence de gaz en n'importe quelle quantité dans les tubes après 48 h est une *épreuve douteuse* qui, dans tous les cas, demande confirmation.

(e) *Epreuve négative.* L'absence de formation gazeuse après 48 h d'incubation fait l'*épreuve négative*.

(La limite arbitraire de 48 h d'observation exclut les organismes du groupe qui peuvent former du gaz lentement, mais pour le cas des épreuves standards cette exclusion occasionnelle est sans gravité.)

3° ÉPREUVE PARTIELLEMENT CONFIRMÉE.

(a) *Préparation des boîtes.* Faire l'ensemencement d'une boîte ou plus de milieu d'Endo ou de bleu de méthylène éosine, avec les tubes qui ont montré une formation de gaz avec la plus petite quantité d'eau. Il est désirable de faire cet ensemencement le plus tôt possible après la formation du gaz. Si la formation de gaz apparaît au bout des 24 h, faire l'ensemencement à ce moment. Si au bout de 48 h. il s'est formé du gaz dans des tubes contenant moins d'eau que dans ceux où le gaz s'est formé après 24 h., on doit prendre de ces tubes. (Par exemple, si l'eau qui a été examinée en quantité de 10 cc., 1 cc et 0,1 cc et que le gaz se soit formé dans 10 cc et 1 cc, pas dans 0,1 cc, l'épreuve de confirmation sera faite seulement avec la quantité de 1 cc).

Afin d'obtenir des résultats nets avec les milieux mentionnés ici, il est essentiel que les boîtes soient rayées de telle façon qu'on trouve quelques colonies distinctes.

(b) *Incubation des boîtes.* Les boîtes sont incubées à 37° C pour 18 à 24 h.

(c) *Résultats, typiques et atypiques, (nets ou flous).*

(1) Si des colonies typiques se sont développées sur le milieu durant cette période, l'épreuve de confirmation partielle peut être considérée comme positive. (2) S'il ne s'est pas développé de colonies typiques en dedans de 24 h, l'épreuve ne peut pas être encore considérée définitivement négative, attendu qu'il arrive que des individus du groupe coli-aérogène, manquent de former des colonies typiques sur les milieux d'Endo ou au bleu de méthylène éosine; ou que les colonies se développent lentement. Dans ce cas, il est toujours nécessaire de compléter l'épreuve comme indiqué en 4 (b) et (c).

4° ÉPREUVE DÉCISIVE.

(a) *De boîtes typiques.* Des boîtes des milieux d'Endo ou de bleu de méthylène à l'éosine, comme indiqué en 3, cueillir une ou plusieurs colonies typiques et les porter chacune sur une éprouvette de gélose inclinée et dans un tube à fermentation contenant du bouillon lactosé.

(b) *De boîtes atypiques.* S'il n'est pas apparu de colonies typiques au bout de 24 h., incuber encore 24 h.; après, avec deux ou plus de colonies considérées comme pouvant appartenir au groupe coli-aérogène, qu'elles soient typiques ou non, on ensemence des éprouvettes de gélose inclinées et du bouillon lactosé en tubes à fermentation.

(c) *Interprétation de (a) et (b).* Les tubes à fermentation ensemencés seront incubés jusqu'à formation de gaz, sans dépasser cependant 48 h. Les éprouvettes de gélose inclinées seront incubées à 37° C pendant 24 h. lorsqu'un examen microscopique devra être fait d'au moins une culture, choisie si possible en correspondance avec un tube à fermentation ayant montré du gaz. S'il n'y a pas de tubes à fermentation contenant du gaz au bout de 24 h., toutes les éprouvettes de gélose inclinées devront être examinées et les tubes correspondants mis de côté le jour suivant.

La formation de gaz dans le bouillon lactosé et la preuve que les bacilles qui ont poussé sur la gélose inclinée sont Gram négatif et non sporulés, seront considérées comme une épreuve finale satisfaisante, démontrant la présence de membres du groupe coli-aérogène. L'absence de gaz dans le bouillon lactosé ou le manque de preuve que les bacilles dans les cultures où il s'est formé du gaz sont Gram négatif et non sporulés, constitue une épreuve négative.

Quand des organismes sporulés sont trouvés dans le lactose fermenté, la culture devra être étudiée plus avant pour vérifier la présence possible de bactéries sporulées du groupe coli-aérogène.

X. APPLICATION ET APERCUS SUR LES DIFFÉRENTES ÉPREUVES DONNÉES DANS LA SECTION IX.

Le tableau suivant ⁽¹⁾ donnera la marche à suivre pour accomplir les différentes épreuves d'identification du groupe coli-aérogène.

XI. APERÇU D'UNE MÉTHODE CONFIRMATIVE.

Sur les eaux en traitement, en employant la bile au vert brillant.

(a) Disposer sur un support ou dans un récipient, un certain nombre pair d'éprouvettes (une de bouillon lactosé, une de bile au vert brillant) tel que requis pour ensemençer les échantillons.

(b) Inoculer chaque éprouvette avec la quantité voulue d'échantillon, ce sera la première éprouvette.

(c) Incuber à 37° C. Observer la formation de gaz au bout de 24 h ou de 48 h, comme déjà indiqué.

(d) Si en dedans des 48 h on a observé du gaz dans une paire quelconque de bouillon lactosé, on fait un prélèvement de la culture et on inocule une éprouvette de bile au vert brillant.

Ces éprouvettes seront considérées comme deuxièmes.

Les incuber à 37° C et abandonner les premières éprouvettes.

(e) Observer la formation de gaz dans les secondes éprouvettes au bout de 24 puis 48 h.

(f) Si en dedans de 48 h on observe plus de 10% de gaz dans la bile au vert brillant, on note positif pour le groupe coli-aérogène correspondant à la première éprouvette de bouillon lactosé.

(g) Toute évaluation de quantité du groupe coli-aérogène résultant de la quantité de gaz observée dans les secondes éprouvettes devra être mise en rapport avec la quantité ensemençée dans la première éprouvette de bouillon lactosé.

(h) Si en dedans de 48 h il s'est formé 10% ou plus de gaz dans les éprouvettes primaires de bile au vert brillant, on devra noter positif, et le contrôleur de l'installation devra prendre pour évident que les organismes du groupe coli-aérogène ont filtré.

XII. EXPRESSION DES RÉSULTATS

1° NUMÉRATION TOTALE.

Afin d'éviter d'exprimer les résultats avec une fausse précision, la numération des colonies de bactéries par ce devra être faite comme suit:

Nombre de bactéries par cc :

de	1 à	50 notées telles que trouvées		
	51 à	100	avec approximation de	5
	101 à	250	"	10
	251 à	500	"	25
	501 à	1000	"	50
	1001 à	10.000	"	100
	10.001 à	50.000	"	500
	50.001 à	100.000	"	1.000
	100.001 à	500.000	"	10.000
	500.001 à	1.000.000	"	50.000
	1.000.001 à	10.000.000	"	100.000

Ceci s'appliquant pour la gélatine à 20° C et la gélose à 20 et 37° c.

2° GROUPE COLI-AÉROGÈNE.

(a) *Discussion et interprétation de la méthode.* Les principes généraux et règles suivantes devront être suivis pour donner une signification quantitative aux épreuves pour déterminer le groupe coli-aérogène.

D'ordinaire, on examine au moins trois portions de chaque échantillon, les portions étant des multiples ou fraction de cc: par exemple 10 cc 1 cc et 0,01 cc, etc. Il est essentiel que les dilutions ne donnent pas de résultats positifs si les quantités entières supérieures n'en donnent pas; si on a une épreuve négative avec 10 cc, les plus petites quantités devront être négatives. Pour s'assurer de semblables résultats il est souvent nécessaire d'ensemencer 4 ou 5 dilutions surtout dans l'examen des échantillons de qualité inconnue. La valeur quantitative d'une série d'épreuves est perdue, à moins que tout, ou une grande proportion des petites quantités éprouvées, ait donné des résultats négatifs.

En notant une épreuve seule, il est simplement préférable d'inscrire les résultats tels qu'observés, en indiquant les quantités éprouvées et les résultats pour chacune, plutôt que d'essayer d'exprimer les résultats en organismes par cc.

Toutefois, en résumant les résultats de séries d'épreuves, il est désirable, pour la simplicité, d'exprimer les résultats en termes nombre d'organismes coli-aérogènes par cc ou par 100 cc. Le nombre par cc est la réciproque de la plus petite portion (exprimée en cc)

ayant donné un résultat positif. Par exemple, le résultat: 1 cc plus; 0,1 cc plus; 0,01 cc négatif, sera noté comme 10 par cc. Une exception devra être faite dans le cas où un résultat négatif est obtenu dans une quantité supérieure, alors que dans une quantité inférieure il a été positif; par exemple dans un résultat tel que: 10 cc plus; 1 cc moins; 0,1 cc plus. Dans ce cas, le résultat devra être noté comme indiquant un nombre d'organismes coli-aérogènes par cc égal à la réciproque de la portion au-dessus de la plus faible, ayant donné une épreuve positive, ce qui donne un résultat plus probable.

Quand les épreuves sont faites avec les quantités plus grandes que 1 cc donnant des résultats moyens plus petits que 1 par cc, il est plus approprié d'exprimer les résultats par 100 cc.

(b) *Illustration d'un calcul de coli-aérogènes.* La table suivante montre la méthode pour noter et faire la moyenne des résultats d'épreuves pour le groupe coli-aérogène.

<i>Résultats des épreuves et quantités</i>				<i>Nombre d'organismes du groupe coli-aérogène</i>	
10 cc	1 cc	0,1 cc	0,01 cc	par cc	par 100 cc
+	—	—	—	0,1	10
+	+	—	—	1,0	100
+	+	+	—	10,0	1.000
+	+	+	+	100,0	10.000
+	+	—	+	10,0	1.000
Totaux (pour moyennes).....				121,1	12.110
Moyenne de 5 épreuves.....				24,0	2.400
(ajustée en chiffres significatifs)					

(c) *Il est reconnu* que ces résultats ne sont pas corrects mathématiquement, mais cette méthode est donnée vu qu'elle s'applique facilement.

*Opérations
requises
ulté-
rieurement*

Marche à suivre pour les opérations

- A. Inoculer le bouillon lactosé dans les tubes à fermentation; incuber 24 h. à 37 °C; observer la formation des gaz dans chaque tube.
- 1° Une formation gazeuse de 10% ou plus constitue une épreuve de présomption positive.
- a) Pour toutes les portions, sauf pour les petites, d'un échantillon quelconque donnant du gaz au bout de ce temps, et pour toutes les portions en incluant les plus petites pour les eaux d'égout et avec eaux brutes cette épreuve est suffisante. Aucune
- b) Pour les petites portions ayant formé du gaz, excepté dans l'examen des eaux d'égouts ou eaux brutes. C
- 2° Moins de 10% de gaz formé en 24 h., douteux. B
- B Incuber pour encore 24 h. pour faire au total 48 h. et observer la formation de gaz.
- 1° Quantité quelconque de gaz formé, épreuve douteuse qui devra toujours être conduite plus loin. C
- 2° Pas de formation gazeuse au bout de 48 h.; épreuve finale négative. Aucune
- C Ensemencer une boîte avec un tube d'une petite portion d'échantillon ayant donné du gaz après 24 ou 48 h.; incuber 18 ou 24 h. et observer les colonies.
- 1° Une ou plusieurs colonies d'apparence typiques.
- a) Si on veut seulement l'épreuve de confirmation partielle. Aucune
- b) Si on désire l'épreuve complète, sélectionner une ou plus de colonies typiques pour identification E
- 2° Pas de colonies typiques D
- D Remettre la boîte dans l'étuve pour encore 18 ou 24 h., ensuite, s'il est apparu des colonies typiques ou non, sélectionner deux ou plus ressemblant autant que possible à celles du groupe coli-aérogène E

E Ensemencer chaque colonie dans:—

- 1° Bouillon lactosé en tube à fermentation; incubé juste 48 h. à 37° C. Observer la formation de gaz..... Aucune
- 2° Sur gélose inclinée, incubé 24 h. à 37° C.
- a) S'il s'est formé du gaz dans le bouillon lactosé inoculé avec la culture correspondante F
- b) S'il ne s'est pas formé de gaz, l'épreuve est complète et négative..... Aucune

F Faire une coloration Gram et examiner au microscope.

- 1° Si la préparation montre un Gram négatif et des bacilles non sporulés dans une culture apparemment pure, la démonstration de la présence du groupe coli-aérogène est complète Aucune
- 2° Si la préparation ne montre pas de bacilles non sporulés ou montre un mélange de bactéries sporulées et d'autres formes. G

G Réensemencer jusqu'à obtention d'une culture pure, sélectionner quelques colonies de bacilles et reprendre en E et F.

Pour que les résultats notés puissent être vérifiés et évalués avec prudence, il est nécessaire que le rapport montre non seulement la moyenne des nombres d'organismes par cc, mais aussi le nombre d'échantillons examinés; et, pour chaque dilution, le nombre total des épreuves faites ainsi que la quantité ou le pourcentage positif.

3° INTERPRÉTATION DES RÉSULTATS DES COLI-AÉROGÈNES.

Voir les recommandations adoptées pour les eaux de boissons au Cours de génie sanitaire ou dans les "Standard methods for the examination of Water and Sewage", 7e édition, 1933.

La définition donnée du groupe coli-aérogène inclut ensemble les organismes appelés type fécal et non fécal. Actuellement, toute tentative pour différencier dans les eaux de boisson l'un des deux types est regardée comme sans garantie. Toutefois, pour encourager les travaux dans ce sens, les méthodes commu-

nément employées pour différencier dans le groupe coli-aérogène les organismes du type fécal du type non fécal, seront données plus loin.

XIII. MARCHE A SUIVRE POUR LA ROUTINE JOURNALIÈRE POUR L'EXAMEN DES ÉCHANTILLONS D'EAUX.

Premier jour.

- 1° Préparer les dilutions voulues.
- 2° Ensemencer 2 boîtes de gélatine ou de gélose pour chaque dilution, et incubé à 20° C.
- 3° Ensemencer deux boîtes de gélose pour chaque dilution et incubé à 37° C.
- 4° Inoculer les tubes à fermentation contenant le bouillon lactosé avec les quantités appropriées pour l'épreuve du groupe coli-aérogène. Prendre deux tubes pour chaque quantité.

Note.— Lorsqu'on fait des épreuves répétées sur une eau de même source, par exemple dans le contrôle des approvisionnements publics, il n'est pas nécessaire de faire des doubles des boîtes ou tubes à fermentation de chaque dilution. Dans ces cas, il est suffisant de faire des doubles, seulement pour les dilutions dans lesquelles il sera le plus probable d'avoir de 30 à 300 colonies par boîtes.

Deuxième jour.

- 1° Compter les colonies sur boîtes de gélose faite le premier jour et incubées à 37° C.
- 2° Noter le nombre des tubes à fermentation qui montent 10% ou plus de gaz.

Note.— Dans le cas où on veut seulement l'épreuve de présomption, les tubes à fermentation montrant plus de 10% de gaz à ce moment peuvent être mis de côté.

- 3° Ensemencer des boîtes avec les milieux d'Endo ou bleu de méthylène éosine, avec les plus petites portions de chaque échantillon ayant montré du gaz. Incuber à 37° C.

Note.— Dans le cas où il y a moins de 10% de gaz dans les petites portions, il est bien de faire une boîte aussi avec la portion plus grande suivante, de sorte que, dans le cas où la plus petite portion donne un résultat négatif, il devient possible de démontrer les organismes du groupe coli-aérogène dans la dilution suivante.

Troisième jour.

1° Compter les bactéries sur les boîtes du premier jour et incubées à 20° C.

2° Noter le nombre des tubes à fermentation additionnels qui montrent 10% ou plus de gaz.

3° Examiner les boîtes à l'Endo et au bleu de méthylène éosine. Si des colonies typiques se sont développées, sélectionner une ou plus et porter chacune dans un tube à fermentation au bouillon lactosé et sur gélose inclinée, les deux devant être incubés à 37° C.

4° S'il ne s'est pas développé de colonies typiques, incuber des boîtes encore 24 h.

5° Recommencer le mode opératoire 3 du second jour, si les tubes des petites portions montrent du gaz.

Quatrième jour.

1° Sélectionner au moins deux colonies, qui soient typiques ou non, venant des boîtes d'Endo ou de bleu de méthylène éosine qui ont été incubées 24 h. de plus; porter chacune dans un tube à fermentation au bouillon lactosé et sur gélose inclinée, et compléter l'épreuve comme pour les colonies typiques.

2° Examiner les tubes à fermentation inoculés le jour précédent avec les boîtes. Les tubes qui ont du gaz peuvent être mis de côté une fois que le résultat sera noté. Ceux dans lesquels il ne s'est pas formé de gaz devront être incubés 24 h de plus.

3° Examiner au microscope les éprouvettes de gélose inclinée correspondant au tube à fermentation inoculés des boîtes et montrant du gaz.

4° Traiter les boîtes selon le mode opératoire du cinquième jour.

Cinquième jour.

1° Examiner les tubes à fermentation remis à l'étuve le jour précédent.

2° Continuer l'examen des boîtes et cultures venant du 4^e jour.

Sixième jour.

1° Examiner les tubes à fermentation et éprouvettes de gélose inclinée venant des manipulations du deuxième jour.

***Standards bactériologiques**

L'examen bactériologique de l'eau est aujourd'hui reconnu comme étant de la plus grande importance du point de vue de l'hygiène.

Le ministère de la Santé publique aux États-Unis a édicté des recommandations pour juger de la qualité des eaux de boissons; on les trouvera dans le Cours de Génie sanitaire ou dans les documents officiels.

Ici, nous pouvons indiquer les normes généralement admises pour interpréter les résultats des examens bactériologiques. On s'attache surtout à la présence du bacille coli, sans toutefois rejeter la numération des colonies en boîtes de Petri incubées à 20 et 37° C. (il n'est pas mentionné de limites au nombre de colonies, c'est par l'ensemble des résultats analytiques que l'analyste pourra formuler ses conclusions, en tenant compte des circonstances locales).

En suivant les modes opératoires décrétés et la façon de compter le bacille coli, il faut retenir que la *limite tolérable sera de 1 par 100 cc* (sujet toujours à l'interprétation, par exemple en cas d'épidémie ou de contamination certaine). Onensemencera au moins 5 tubes à fermentation avec 10 cc d'eau. (1) Quand 10% des portions de 10 cc donnent des résultats positifs, il est plus que probable que le bacille coli est présent pour environ 1 par 100 cc d'eau, ceci sujet à l'erreur probable qui est en rapport avec le nombre de portions éprouvées.

(2) Occasionnellement, trois ou plus des 5 tubes de 10 cc constituant un *échantillon unique* peuvent mon-

trer du bacille coli. Ceci ne doit pas être admis si on le rencontre dans plus que:

a) 5% des échantillons standards lorsque 20 ou plus ont été examinés.

b) un échantillon standard quand moins de 20 ont été examinés.

Par exemple, quand le nombre total d'échantillons est moins de 6, la rencontre d'épreuves positives dans 3 ou plus des 5 portions d'un échantillon simple quelconque, malgré qu'il soit permis d'après (2) devra constituer un manque à rencontrer (1).

Analyse bactériologique de la glace

S'il s'agit d'un morceau de glace qui doit être utilisé en entier, on doit le laver à l'eau stérilisée pour enlever les impuretés accidentelles de l'emballage (papier, sciure, linge). Comme il peut être long d'attendre que tout le morceau soit fondu, on peut pratiquer l'échantillonnage en surface et en profondeur en cassant la glace avec un pic flambé, on recueille les morceaux avec des pinces flambées et on les introduit dans des flacons à large goulot stérilisés ou dans des boîtes de Pétri stérilisées. On laisse fondre à la température de la pièce et on pratique l'examen sur l'eau fondue comme pour une eau ordinaire. Il faut savoir que dans les glaces naturelles, ainsi que nous l'avons fait remarquer, on peut trouver plus de bactéries sur la partie de la glace en contact avec l'eau (base du bloc) à moins que la partie supérieure n'ait été récemment contaminée, ce qui arrive souvent par les chevaux ou les hommes qui récoltent la glace et marchent dessus avec des bottes plus ou moins souillées. Si l'échantillon est gris et très sale, il faudra s'attacher à prendre un échantillon moyen et répéter l'examen qualitatif sur l'eau de fusion totale du bloc placé dans un récipient stérile.

Les résultats peuvent s'interpréter en cc ou en grammes.

Examen morphologique des bactéries

Sans-colorants; vivants. Il va de soi que toutes les précautions doivent être prises en manipulant les germes vivants car il peut se faire que les bactéries pathogènes passent inaperçues à cause de leur petit nombre mais contaminent l'opérateur ou ses aides.

L'examen des milieux liquides se fait en prélevant une goutte avec une pipette Pasteur effilée, on place sur une lame séchée, on recouvre d'une lamelle et on observe sans condensateur Abbé, en diaphragmant et donnant un éclairage oblique. Trop de lumière ne permet pas de distinguer nettement.

Les colonies sur milieux solides sont prélevées avec le fil de platine et délayées convenablement dans une goutte d'eau distillée sans germes.

On peut noter: la forme, la mobilité et la présence de spores.

Les épreuves d'agglutination se font par ce procédé.

Avec coloration. Les cultures vivantes peuvent être colorées au moyen de solution aqueuse de rubine, d'éosine ou de bleu de méthylène.

Pour conserver et déterminer mieux la forme, on fixe les germes sur la lame, les opérations sont les suivantes: étalement aussi uniforme que possible - séchage (sans dépasser 60°) - dégraissage au xylol s'il y a lieu - séchage - fixation soit en passant dans une flamme, soit par solution alcoolique - coloration - lavage - séchage - examen sous huile à immersion. Condensateur Abbé, grossissement et éclairage aussi forts que possible.

Les colorants les plus employés sont:

FUCHSINE PHÉNIQUÉE DE ZIEHL

Dissoudre en agitant (au mortier) Fuchsine	1
Acide phénique neigeux	5
Alcool à 96 au moins	10
Après 24 h. ajouter 90 cc d'eau distillée.	

VIOLET PHÉNIQUÉ DE NICOLLE

Solution alcoolique saturée de violet de gentiane. 10 cc.
 Eau phéniquée à 1%. 100 cc.

BLEU DE LOFFLER

Solution de potasse caustique à $\frac{1}{10.000}$ 100 cc.
 Solution alcoolique saturée de bleu de méthylène. 30 cc.

NOTE

Le rouge neutre (neutral red) utilisé pour la recherche des bacilles coli est le chlorhydrate de dimethyldiamino toluphénazine symétrique, soluble dans l'eau en rouge rubis. D'autres germes que les bacilles coli peuvent donner les mêmes réactions.

Les réducteurs, en solution acide, changent la coloration en une fluorescence verdâtre par réflexion et rouge groseille par transparence.

Les réducteurs, en solution alcaline, forment l'hydrobase de la substance en rompant le noyau azoté de la phénazine; il se produit une solution fluorescente verte par réflexion et jaune serin par transparence.

On employe généralement: milieu. 96 cc
 Solution de rouge neutre à 0,25%. 4 cc
 Le bacille typhique ne donne pas la réaction.
 Le bacille coli et les paratyphiques la donnent.

MILIEUX SPÉCIAUX

A la bile —

Bile de bœuf fraîche, filtrée, non diluée. 100 g.
 Peptone 1
 Lactose. 1
 Chauffer à 100 pendant 20 m. Refroidir, décant. Mettre en tube, stériliser à 100 pendant 20 m., trois jours consécutifs.

On peut remplacer la bile par son sel:

Taurocholate de soude. 0,50 g
 Peptone 2,00
 Eau 100,00

Après chauffage et filtration, on ajoute —

Lactose. 1,00 g
 Solution de rouge neutre à 1%. 0,25

MÉTHODE DE GRAM.

Liquide de Gram ou de Lugol.

Iode en cristaux.....	1 g
Iodure de potassium.....	2 g
Eau distillée.....	200cc

Sur la culture fixée et dégraissée, on verse le violet aniline d'Ehrlich:

Solution alcoolique saturée de violet de gentiane	2cc
Alcool absolu.....	1cc
Eau saturée d'aniline.....	9cc

ou le violet phéniqué de Nicolle; on laisse 3 minutes, on égoutte l'excès de colorant *et sans laver* on met du liquide de Gram, il se forme une pellicule mordorée, on laisse agir 2 à 3 m – on décolore en faisant tomber sur la lame de l'alcool absolu, quand l'excès de colorant est disparu (15s) on lave au xylol – on sèche – on examine.

NOTE

L'iode a la propriété de former avec les colorants dérivés de la pararosaniline (violet de gentiane, violets penta et hexaméthylés, bleu Victoria) des combinaisons non dissociables par l'alcool. Certains organismes ont pour cette combinaison une affinité spéciale qui fait que l'alcool ne peut l'entraîner avec un contact ménagé. Ces organismes sont Gram positif, ils prennent le Gram. Ceux qui n'ont pas d'affinité, laissent partir la combinaison quand on fait agir l'alcool. Ces organismes ne prennent pas le Gram, ils sont Gram négatif et peuvent se colorer avec un autre colorant.

MILIEUX SPÉCIAUX

Bouillon au bleu de méthylène, érythrosine, rouge de bromo-crésol

Milieu pour ensemencement primaire, au lieu du bouillon lactosé. C'est le bouillon lactosé et peptoné tel que la formule donnée auquel on ajoute les colorants indiqués.

La formule suivante modifiée est recommandable.

Lactose.....	7,5 g.
Peptone.....	12,5
Extrait de bœuf.....	1,25
$K^2HPO^4 \cdot 3H^2O$	3,6
KH^2PO^4	0,5
Erythrosine.....	0,01
Rouge de bromo-cresol.....	0,016
Bleu de méthylène.....	0,025
Eau distillée pour.....	1000

Pour des portions de 10cc employer 15cc de milieu. Pour 1cc ou moins, diluer 1 litre de milieu à environ 1600cc et mettre 15cc par tube.

Les organismes du groupe coli-aérogène sont décelés rapidement par un changement de couleur significatif dans le milieu et plus tard, par la production de gaz. C'est un milieu de confirmation directe.

Bouillons phéniqués

Chantemesse et Widal ont montré les premiers que les bacilles typhiques et coli, ainsi que quelques autres espèces, possédaient une résistance relative à l'acide phénique, alors que le plus grand nombre d'autres microbes sont détruits. Cette observation a été mise à profit pour identifier les bacilles typhiques et coli dans les eaux.

Les techniques sont assez variables, le point important est de réaliser un milieu liquide dans lequel, lorsque l'échantillon d'eau est ajouté, (bouillon, eau de peptone) la concentration en acide phénique pur soit de 1 à 1,25 pour 1000, le meilleur développement sélectif se faisant avec une incubation à 42°C. On peut recommander le procédé Miquel.

Solution de peptone phéniquée:

Eau distillée.....	1000cc
Peptone.....	100 g
Chlorure de sodium.....	25 g
Acide phénique neigeux.....	6 g

(Si on veut employer le milieu pour rechercher l'indol produit par le bacille coli, on porte la dose de peptone à 200, la peptone étant essayée comme indiqué pour faire la recherche de l'indol).

Dissoudre la peptone et le sel à chaud dans 700cc d'eau, l'acide phénique dans le reste. La solution de peptone est mise à bouillir 10 m, filtrer; on y ajoute la solution phéniquée, on complète à 1000 avec de l'eau distillée et on répartit dans des ballons de 100 par dose de 10cc et dans d'autres de 150 par dose de 25cc. On stérilise 10 m à 105 en autoclave.

Mode opératoire. Ajouter 40cc d'eau à essayer dans le ballon renfermant 10cc de solution phéniquée; et 100cc au ballon qui contient 25cc. Porter à l'étuve à 42°C. Si le liquide se trouble après 20 ou 24 h il y a presque sûrement une des espèces cherchées. Les liquides peuvent même se troubler dès 10 h ou 18 h; cette végétation rapide est particulière, dans ce milieu, aux bacilles coli et typhiques. On complète en passant dans des tubes contenant du bouillon ou eau de peptone phéniquée à 1,25 pour 1000 et on procède à une identification plus rigoureuse.

Espèces qu'on peut trouver dans les milieux phéniqués: en plus des bacilles coli et d'Eberth qui généralement poussent les premiers, on peut rencontrer dans ces milieux les espèces suivantes qui se différencient assez bien sous le microscope ou par des cultures en bouillon et gélose ordinaires.

B. paratyphiques A et B; B. entéritidis; B. de la psittocose; B. typhi murium; B. du hog-choléra; B. foecalis alcaligenes; B. dysenteriae; toutes espèces d'ailleurs non souhaitables.

Il faut savoir aussi que le B. mesentericus vulgatus, sans véritablement troubler le bouillon phéniqué, apparaît sous forme de flocons irréguliers puis forme un voile épais, plissé, le liquide sous jacent devient clair. Ce bacille ne résiste pas à un deuxième passage en

milieu phéniqué. Le bacille rouge de Globig forme aussi un voile, puis on voit le liquide sous jacent s'éclaircir. On peut rencontrer aussi deux Streptocoques, l'un donnant un trouble uniforme, l'autre des flocons denses, on les différencie facilement au microscope ainsi que quelques microcoques. Le *B. pyocyanique* peut se développer parfois dans les milieux phéniqués, son odeur particulière l'identifie facilement. Signalons aussi les espèces suivantes qui peuvent parfois végéter mais dont la différenciation n'offre pas de difficultés: *cladotrix*, *leptotrix*, levures; *B. violaceus*, *ochraceus*, *fluorescens* liquéfaciens, *subtilis*, *pyocyanus*, *anthracis*; *micrococcus pyogenes aureus*.

Enfin il faut savoir que dans les milieux phéniqués, le *B. typhique* se développe sous la forme d'*éléments courts* qui peuvent être confondus avec des cocci.

Gélose phéniquée - lactosée - tournesolée

A 10cc de gélose peptonée on ajoute 0,20 g de lactose, 1cc de teinture de tournesol neutre et 4 gouttes d'eau phéniquée à 5%. On stérilise en autoclave.

L'incubation se fait à 37°C au bout de 10 à 12 h on trouve les colonies rosées: colibacille; ou bleues: bacille typhique; qu'il suffit d'identifier plus complètement.

Milieu d'Elsner (pour la recherche du colibacille). Pomme de terre épluchée 500 g. Gélatine blanche 150 g. Iodure de potassium 10 g par litre. Eau 800 g. On prend les 500 g de pommes de terre épluchées et on met dans 900 g d'eau — on passe au hache-viande avec le liquide et on laisse macérer au frais à l'obscurité 24 h en hiver, 12 en été. On filtre le jus sur papier Chardin — on le divise en 2 parties égales. Dans l'une on fait dissoudre la gélatine au bain-marie; dans l'autre, on neutralise exactement avec de la

soude étendue. On mélange. On met à l'autoclave 30 m à 110°C. On filtre sur papier Chardin dans un entonnoir à filtration chaude. On recueille dans un ballon jaugé; on fait dissoudre l'iodure dans un peu d'eau, on ajoute à la masse et on complète au litre.

On répartit et stérilise en 2 fois successives à 48 h d'intervalle pendant 15 m à 105°C.

Emploi. On ensemence avec de la culture provenant d'un bouillon phéniqué au millième. 1 goutte de culture est diluée avec 10cc de bouillon stérile et on prend une goutte de cette dilution pour 10 cc de gélatine en boîte de Pétri. On examine après 4 jours d'incubation à 20°C, les colonies qui poussent appartiennent au plus à 4 espèces. Le bacille coli se développe bien, puis à un degré moindre le bacille typhique et quelques espèces qui se rapprochent des précédentes.

On examine les colonies au microscope et on peut ainsi éliminer rapidement les coccus (coccus urea, caudicans, plumosus) des gros bacilles (acidi lactici, albus, fluorescens longus, urea). Les bacilles ressemblant au coli ou typhiques sont repris et ensemencés sur eau de peptone ou milieux spécifiques.

Essais d'identification des Bacilles typhiques et Coli

Dans certains cas, surtout durant les épidémies ou sur les eaux nettement contaminées qui pourraient être livrées à la consommation, il est utile de pousser le diagnostic au delà des épreuves ordinaires décrites afin d'être encore plus affirmatif, ou pour compléter un travail plus scientifique que l'examen quantitatif. N'oublions pas que dans le cas d'examen bactériologique c'est la *qualité* qui compte le plus, c'est-à-dire l'*identité* des microbes. On a proposé plusieurs méthodes pour arriver à différencier surtout les espèces qui

poussent bien dans les mêmes milieux et qui ont une origine commune. Bacilles typhiques – paratyphiques A et B; Bacilles Coli.

On part des colonies qui se sont développées sur les milieux différentiels, colorés ou phéniqués et on fait de nouveaux ensemencements sur les milieux suivants:

(a) Sur gélatine inclinée en stries; pour le pouvoir liquéfiant (il doit être nul) et le pouvoir chromogène; qui doit être nul aussi avec les 4 espèces mentionnées.

(b) Sur gélatine d'Elsner, pour vérifier les développements et l'absence de liquéfaction.

(c) Sur gélatine lactosée en piqure, pour observer la fermentation.

(d) Sur lait, pour voir l'acidification et la précipitation de caséine.

(e) Sur gélose inclinée, pour examen morphologique (dimensions, mobilité, Gram).

(f) Sur gélose de l'un des différents milieux comme Endo – Bleu de méthylène éosine – (Levine's) – acétate de plomb.

(g) En bouillon au rouge neutre.

(h) En eau de peptone, pour recherche de l'indol (après 4 jours).

(i) En eau de peptone, pour la recherche des séro-réactions (3 à 4 tubes de 10cc pour chaque espèce).

Le tableau suivant résume les caractères principaux des germes étudiés.

Réactions	<i>B. coli</i>	<i>B. typhi-</i> <i>que</i> <i>Eberth</i>	<i>Paraty-</i> <i>phique</i> <i>A</i>	<i>Paraty-</i> <i>phique</i> <i>B</i>
Liquéfaction	nulle	nulle	nulle	nulle
Mobilité	peu	très	très	très
Gram	négatif	négatif	négatif	négatif
Indol	positif	négatif	négatif	traces
Rouge neutre	positif	négatif	positif	positif
Fermentations:				
lactose	gaz	pas de gaz	pas de gaz	pas de gaz
glucose	gaz	pas de gaz	gaz	gaz
mannite	gaz	gaz	gaz	gaz
dulcité	gaz	pas de gaz	gaz	gaz
Lait	coagule	rien	rien	acide puis alcalin
Agglutination (sérum)				
Eberth	rien	positif	rien	rien
Para A	rien	rien	positif	rien
Para B	rien	rien	rien	positif

E. BONJEAN

Bien qu'on ait trouvé une quarantaine d'espèces de bactéries dans l'eau (Bonjean & Dimitri) donnant beaucoup des réactions ci-haut mentionnées, seuls les bacilles coli vrais et les trois bacilles typhiques donnent toutes les réactions.

On a divisé le Groupe *Bacterium coli* en 4 types: *B coli* communior qui fermente le saccharose et la dulcité.— *B*, aérogène qui fermente le saccharose et pas la dulcité.— *B coli* communis qui ne fermente pas le saccharose mais fermente la dulcité.— *B acidi lactici* qui ne fermente ni le saccharose ni la dulcité. Les 4 fermentant le lactose et poussant bien dans les milieux à la bile lactosée et peptonée.

Germes anaérobies.

La connaissance des organismes vivant sans air est quelquefois utile car ces microbes sont très abondants dans la flore intestinale. (77% dans les fèces). Les procédés de recherches relèvent de techniques bactériologiques spéciales pour lesquelles nous renvoyons aux traités.

On peut parfois se faire une idée suffisante de la présence de telles espèces en ensemençant dans des bouillons ou gélatine, sur lesquels on met une couche d'huile minérale neutre. On peut également isoler de l'air les milieux coulés en boîte de Petri en répandant, après ensemencement, une couche d'huile minérale.

Il faut savoir qu'on risque dans ces recherches de trouver les germes anaérobies facultatifs.

Coloration des cils

Cette technique est quelquefois précieuse pour identifier le bacille typhique car sa mobilité très grande est due aux cils vibratiles dont il est pourvu en grande quantité.

Mode opératoire. Prélever une fraction d'une jeune culture sur gélose ou gélatine inclinée, sans entraîner de milieu - délayer dans 1 cc d'eau distillée stérile - répartir avec une pipette effilée quelques gouttes sur des lames neuves lavées à l'alcool et séchées - sécher à l'étuve - fixer à froid pendant une heure ou à chaud 15 m avec la solution suivante (en évitant la dessiccation).

Sol. aqueuse d'acide osmique à 2%	1 g
Sol. de tanin à 25%	2 g

laver à l'eau distillée - sensibiliser 2 à 3 m. avec une solution de nitrate d'argent à 1% bien claire - (il se forme une teinte grisâtre) - enlever l'excès de nitrate sans laver - réduire pendant 2 m avec la solution:

Acide gallique.....	5 g
Tanin.....	8 g
Acétate de soude fondu.....	10 g
Eau distillée.....	350 g

laver à l'eau distillée - laisser sécher - examiner. (On

peut éclaircir à l'essence de clou de girofle – dégraisser avec le xylol ou le mélange alcool éther; monter au baume de Canada dilué dans le xylol).

Examen physiologique

Lorsqu'il est absolument nécessaire d'identifier une espèce pathogène, on a recours à l'inoculation au cobaye ou à un autre animal.

Par exemple, une culture en bouillon ordinaireensemencée de 10cc d'eau à étudier est incubée 4 jours à 37°. On pratique une injection intrapéritonéale avec une dose de ce bouillon de 0,3cc par 100 g d'animal. L'observation de l'animal, le relevé de sa température et l'autopsie, permettent le plus souvent une identification, surtout quand on réensemence avec un prélèvement des organes qui à l'autopsie se montrent les plus touchés.

Autres bactéries pathogènes

En plus des espèces de bacilles typhiques, l'eau peut véhiculer d'autres germes qui demandent des recherches assez délicates, nous renvoyons aux traités de bactériologie et à notre Fascicule: Microbiologie industrielle. Les espèces à rechercher sont surtout: B. dysentérique – B. fœcalis alcaligènes – B. perfringens – B. pyocyanique – Staphylococcus pyogènes aureus – Streptocoque pyogène – Entérocoque – Proteus vulgaris – B. anthracis ou B. charbonneuse – Vibriion cholérique – B. de Koch – B. de Klebs (diph-térie) – Vibriion septique – pour ne citer que les principales espèces.

Réaction de l'indol

La présence de l'indol dans des cultures est spécifique de la vie de certaines espèces bactériennes. Particulièrement le bacille coli est un producteur d'indol

(contrairement au bacille typhique) et comme la réaction est relativement simple, la recherche de l'indol peut servir comme moyen rapide d'identifier le bacille coli dans l'eau (surveillance des installations de purification). L'indol se forme aux dépens du tryptophane; il faut donc partir d'un milieu de culture qui renferme ce corps; les milieux à base de peptone dérivée d'un protéide tryptophanique (oblige à sélectionner les peptones) ou ceux à base de tryptophane pure sont indispensables. (Bacto-peptone de Difco ou le bouillon au tryptophane même marque sont satisfaisants). On conseille (A. Sartory) de donner la préférence aux peptones pancréatiques parce que, dans la dislocation de la molécule protéique, la trypsine pousse l'hydrolyse plus loin que la pepsine; le tryptophane étant alors complètement libéré, son attaque est plus facile, la réaction est plus nette. On peut reconnaître les peptones pancréatiques parce qu'elles donnent avec l'eau de brome une coloration rouge violacée intense qui passe au brun avec un excès de réactif.

Bouillon de peptone.

Peptone (choisie).....	25 g
Eau distillée.....	1000 g

Neutraliser. Stériliser - filtrer - répartir dans les éprouvettes - stériliser.

A remarquer qu'il ne faut pas de sucre, qui empêche la production d'indol. La peptone sera choisie comme ne donnant pas primitivement seule la réaction de l'indol et la donnant avec certitude après ensemencement d'une souche connue de coli-bacilles.

NOTE

Avec la bacto peptone Difco, solution Dunham's, on obtient la réaction au bout de 24 h.

Procédé Denigés à la vanilline (modifié).

Ajouter à 5cc de culture en eau de peptone ayant été incubée 2 à 4 jours à 37; 5 gouttes d'une solution de Vanilline à 5% dans l'éthanol à 95%, puis 2 cc d'acide sulfurique ou chlorhydrique concentré. L'indol donne une belle coloration orangé clair qui se développe à son maximum en 2 ou 3 m. (sensibilité, avec H^2SO^4 1 dans 2.000.000; avec HCl 1 dans 5.000.000).

Le tryptophane donne une coloration violet rouge (grenadine).

La couleur est soluble ou insoluble de la façon suivante.

	Avec H^2SO^4 ou HCl	Solubilité dans			
		Chloroforme		Alcool	
		H^2SO^4	HCl	H^2SO^4	HCl
Indol.....	orange	ins.	lég. sol.	—	ins.
Scatol.....	rouge	sol.	sol.	—	sol.
Tryptophane..	violet rouge	ins.	ins.	—	ins.

Procédé d'Ehrlich à la para-diméthylamido benzal-déhyde.

Ajouter à 3 cc de culture 1 cc de solution de para-diméthylamido benzaldehyde dans l'éthanol à 95% et 10 gouttes d'HCl concentré.

L'indol donne une coloration rose rouge soluble dans le chloroforme; le tryptophane donne une coloration bleue insoluble dans le chloroforme et qui fonce en 30 h. La présence des deux corps donne une couleur violette qui, traitée par le chloroforme, cède son rouge s'il y a de l'indol, (sensibilité 1/1.000.000). Cette réaction est assez coûteuse lorsqu'il s'agit de contrôle quotidien.

Procédé Weyl-Legal. La plus nette des réactions.

A une culture (10 cc) on ajoute 1 cc d'une solution de nitroprussiate de soude à 5%, puis quelques gouttes de potasse. En présence d'indol il se produit une coloration rouge assez foncé qui vire du

bleu de Prusse au vert par adjonction d'acide acétique cristallisable.

Dans tous les cas il est prudent de faire la réaction au moins dans 3 tubes, pour éviter en partie les causes d'erreur et ne pas se contenter d'une seule épreuve sauf si la méthode est bien au point et éprouvée par l'expérience personnelle de l'opérateur. L'indol n'est pas seulement donné par le coli bacille, mais se rencontre dans beaucoup de fermentations putrides des protides, le vibrion cholérique le produit. Souvent l'indol est associé au scatol qui est un méthylindol.

***Caractéristiques physiques et chimiques acceptables pour les approvisionnements d'eaux**

D'après les méthodes décrites sous A. P. H. A.

1° *Turbidité*. Maximum 10 (échelle silice) et en général pas plus de 5.

2° *Couleur*. Maximum 20 (échelle au cobalt) et de préférence moins que 10.

3° *Pas d'odeur d'hydrogène sulfuré*, chlore, ou autre substance; et libre d'odeurs occasionnées par la présence d'organismes microscopiques.

SUBSTANCES CHIMIQUES QUI PEUVENT SE TROUVER DANS LES EAUX NATURELLES

1° Plomb (Pb); pas plus de 0,1 partie par million.

Cuivre (Cu); pas plus de 0,2 partie par million.

2° Zinc (Zn); pas plus de 5,0 parties par million.

3° Sulfate (SO^4); pas plus de 250 parties par million.

4° Magnésium (Mg); pas plus de 100 parties par million.

5° Solides totaux; pas plus de 1.000 parties par million.

6° Chlore (Cl); pas plus de 250 parties par million.

7° Fer (Fe); pas plus de 0,3 partie par million.

Substances chimiques pouvant se trouver dans les eaux surtraitées.

1° L'eau ne devra pas renfermer d'alcalinité caustique.

2° L'eau ne devra pas sentir ou goûter le chlore libre.

3° L'eau peut renfermer une alcalinité résiduelle d'eau plus 10 parties par million, si elle a été traitée avec du sulfate d'aluminium ou autre composé de l'aluminium.

4° Les carbonates de sodium et de potassium, pris ensemble et calculés en carbonate de calcium normal, ne devront pas excéder 50 parties par million.

Il est généralement bon d'insister pour que des efforts soient faits pour trouver des eaux de boissons satisfaisant à ces normes, cependant on est parfois obligé de considérer la région et de modifier un peu, pour certains éléments, s'il n'est pas possible de faire un approvisionnement autrement.

*Méthodes non standards

On considère dans ce chapitre des méthodes utiles mais pas encore suffisamment certaines ou étudiées assez pour rentrer dans la catégorie de méthodes officielles aux États-Unis.

1. Bore

On a étudié le dosage quantitatif du bore en solution aqueuse diluée par titrage électrométrique (en employant l'électrode à l'hydroquinone) ou avec les indicateurs de pH. Le mode opératoire pour la méthode électrométrique est le suivant:

(1) Prendre 250 cc d'eau renfermant pas plus de 1 mg B. (2) Ajouter une solution de NaCl pour porter la concentration en Cl à 0,1N. (3) Acidifier avec H^2SO^4/N en employant le bromothymol bleu comme indicateur, ajouter 0,5 cc en excès. (4) Faire bouillir pour expulser CO^2 . (5) Refroidir et ajouter NaOH pour neutraliser approximativement. (6) Saturer avec l'hydroquinone et préparer pour le titrage électrométrique. (7) Ajouter 0,0231 de NaOH/N jusqu'à indication nulle au galvanomètre et agiter pour bien mettre en équilibre (pH doit être environ

7,3 à 16° C). (8) Ajouter 10 g de mannite neutre, l'acidité de la solution augmentant brusquement il faut protéger le galvanomètre. (9) Ajouter 0,0231 de NaOH/N jusqu'à obtenir encore le point nul. (10) Faire un blanc. Les 0,0231 de solution NaOH/N exempt de CO² employés en 5-7 et 9 sont équivalents à 0,25 mg de Bore par cc. La burette employée doit permettre de lire le 0,01 cc. La méthode est supposée donner des résultats plus précis que celle par distillation, mais elle n'est pas sûre avec les eaux contenant beaucoup de phosphates ou de silicates.

*II Epreuve de stabilité carbonatée

La stabilité des constituants carbonatés de l'eau et la tendance qu'ont les eaux à corroder les métaux ou déposer une pellicule de carbonate peuvent être évaluées approximativement par l'épreuve dont la technique suit:

1° Doser l'alcalinité à l'hélianthine (ou indicateur semblable) sur une portion de l'échantillon.

2° Prendre une quantité égale d'échantillon et ajouter du carbonate de calcium CP précipité en excès, agiter quelques minutes, laisser déposer et filtrer. Doser l'alcalinité comme dans (1).

3° Si l'alcalinité dans (2) est plus grande que dans (1) cela veut dire que l'eau n'est pas saturée de constituants carbonatés et qu'elle sera corrosive.

4° Si l'alcalinité dans (1) et (2) est égale, l'eau est en équilibre avec les carbonates.

5° Si l'alcalinité dans (1) est plus grande que dans (2) l'eau est sursaturée avec des carbonates et elle déposera dans les tuyaux, etc.

*IV Fluor

Le dosage quantitatif du fluor dans l'eau peut être fait par la méthode de Fairchild's modifiée par Churchill. Mode opératoire.

1° Mettre 100 cc d'échantillon dans un Erlenmeyer de 250 cc, ajouter une goutte de rouge de méthyle et acidifier à la goutte avec HCl/N.

2° Ajouter 20 cc d'une solution de NaCl à 20% filtrer, laver et rejeter tout précipité.

3° Ajouter un excès de FeCl_3 , 0,08M plus que requis pour avoir $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaF} = \text{FeF}_3 + 3\text{NaCl}$; 5cc est la bonne quantité pour une quantité de fluor de 0,001 à 0,01 g.

4° Ajouter 2 cc de HCl/N et 10 cc de KI à 5%.

5° Boucher le flacon et immerger au bain-marie à $38^\circ \pm 1^\circ \text{C}$ pendant 30 m.

6° Refroidir rapidement et titrer avec la solution d'hyposulfite (4,354 g par litre — 0,001 g F par cc).

7° Déduire la quantité d'hyposulfite nécessaire pour une épreuve à blanc faite simultanément en suivant de 1 à 7.

8° La différence entre 6 et 7 représente la quantité de fluor contenue dans 100 cc d'échantillon.

*V Iode

Méthode McClendon modifiée

1° Évaporer 50 à 100 litres d'échantillon jusqu'à 1 litre; filtrer les solides et évaporer à 110°C . avec le filtrat dans une capsule en nickel ou platine.

2° Pulvériser le résidu et placer dans une nacelle en nickel, introduire la nacelle dans un tube à combustion en Pyrex qui a une portion étirée qu'on relie à un flacon renfermant NaOH, 0,1.

3° Faire la succion dans le flacon, chauffer le tube et la nacelle avec précaution en évitant la fusion des cendres. Quand la poudre devient blanche, la combustion est complète.

4° Transvaser les cendres de la nacelle dans un beaker de 100 cc, rincer le tube avec une solution alcaline (2). Bouillir jusqu'à ce que le résidu soit entièrement lessivé. Évaporer à 20 cc et filtrer.

5° Neutraliser le filtrat avec de l'acide phosphorique en employant un papier au rouge de phénol comme indicateur, ajouter une goutte d'acide arsénieux et transvaser dans un entonnoir à séparation de 30 cc.

6° Ajouter de l'acide phosphorique jusqu'à coloration jaune au papier enduit de bromo-phénol bleu, et ajouter 1 cc de CCl_4 , une goutte d'acide nitrosyl-sulfurique, agiter 100 fois et laisser décanter.

7° Soutirer CCl_4 dans une petite éprouvette. Refaire l'extraction une seconde fois avec 1 cc de CCl_4 et ajouter à la première quantité.

8° Préparer un standard par dilution à 20cc de 0,5 — 1,0 — 15,0cc de solution de KI (1cc = 0,01 mg I) et traiter tel que dans (5) avec l'acide arsénieux, et l'extraction comme dans 6 et 7. Les standards devront représenter 5 à 150 billionnièmes de milligramme d'iode dans l'échantillon. Diviser le résultat par le nombre de litres évaporés et rapporter en parties par billion d'iode.

*VII Phénols

On peut employer deux méthodes.

A. *Méthode colorimétrique de Gibbs* modifiée par Baylis et Gullans par production d'une coloration bleue avec le 2,6 - dibromo-quinone chloroïmide en solution.

1° Addition d'acide phosphorique pour amener le pH au-dessous de 6,5; distillation, recueillir dans des tubes à comparaison de 100cc.

2° Ajustement de la portion distillée au pH 9,6 - 10.

3° Addition de 2,6 - dibromo-quinone chloroïmide en solution et repos 12 à 16 h.

4° Comparaison avec les couleurs développées avec le même réactif et des quantités de phénol connues.

B. *Méthode Fox et Gange* modifiée par Furman et Kruger.

1° Distillation, recueillir dans des tubes à comparaison de 50 ou 100 cc.

2° Addition d'acide sulfanilic diazotisé et d'hydroxyde de sodium, laisser reposer 10 m.

3° Comparaison avec des standards semi-permanents au chloro-platinate de potassium.

Au cas où l'examen n'est pas fait promptement, il est nécessaire d'ajouter NaOH ou KOH pour empêcher la perte en phénol.

Les deux méthodes ne donnent pas la totalité du phénol présent. La méthode A est plus longue que B. Le réactif 2,6—dibromoquinone chloriome est instable à l'état sec aussi bien qu'en solution et ne donne pas de coloration avec le para-crésol. Les deux réactifs ont la même sensibilité; 0,001 mg de phénol dans les tubes de 100 cc sans concentration par distillation. La méthode B présente des difficultés pour comparer les échantillons riches en phénols et crésols avec des standards artificiels au platine.

Phénols dans les eaux résiduaires

Pour doser les phénols dans les échantillons qui en renferment plus de 35 parties par million, on préférera la méthode titrimétrique du distillé bromé.

Après purification préliminaire, suivant les cas, et traitement, une partie aliquote devant renfermer environ 0,02 g de phénols est traitée avec bromure de potassium et acidifiée. Après ajustement de la température à 25°C on ajoute du bromate de potassium en solution et après 1 h de repos, une solution d'iodure de potassium. L'iode libéré est titré avec la solution d'hyposulfite. On fait parallèlement une épreuve à blanc et le phénol est évalué par différence entre les deux titrages.

***VIII Phosphates**

Méthode Scott.

1° Evaporer à sec 50 cc d'échantillon après addition de 3 cc de HNO_3 (d:1,07). Dessécher 2 h à 100°C.

2° Reprendre avec 50 cc d'eau distillée. Ajouter 4 cc de solution de molybdate d'ammonium (50 g au litre) et 2 cc de HNO_3 .

3° Comparer dans des tubes de 50 cc (240 m m) avec des tubes contenant une solution de phosphate traitée de la même manière. La solution de phosphate standard est faite avec 0,532 g de $\text{Na}^2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, CP

et 100 cc d' HNO_3 (d:1,07) dilués à 100 cc. 1 cc renferme 0,0001 g de P_2O_5 .

Les silicates solubles et le fer gênent la réaction.

*IX Solides totaux (dans les saumures)

Le dosage des solides totaux dans les eaux renfermant beaucoup de sel se fait mal par l'évaporation à 100–150°C à cause des degrés de décomposition variables. Zingalian et Withrow recommandent l'évaporation et la calcination à 750°C jusqu'à poids constant en employant la formule suivante pour calculer les solides totaux.

$$\text{TS} = \text{R} + 0,577 \text{MgCl}_2 + \text{K} \times \text{CaCl}_2$$

TS: solides totaux.

R: résidu (pesé à 750°C).

$$0,577 = \frac{\text{MgCl}_2 - \text{MgO}}{\text{MgCl}_2}$$

K = 0,02	pour CaCl_2	= 25 à 50% en NaCl
0,01	“ “	= 10 à 20% “ “
0,00	“ “	= moins de 10% en NaCl

*X Zinc

Le dosage de petites quantités de zinc peut se faire par la méthode néphélométrique au ferrocyanure de Fairshall et Richardson.

1° Evaporer une quantité d'eau connue, dissoudre le résidu dans 6N, HCl redistillé et de l'eau chaude.

2° Ajouter 5 g de citrate de sodium, 2 mg de sulfate de cuivre et quelques gouttes de bleu de thymol. Ajouter KOH dilué jusqu'à ce que la solution tourne au jaune. Ajouter du bleu de chloro-phénol bromé. Si la solution est seulement bleuâtre ajouter de HCl dilué jusqu'à ce que la couleur jaune réapparaisse.

3° Saturer avec H_2S la solution refroidie, filtrer les sulfures de Zn et Cu, laver jusqu'à éliminer les sels de Fe.

4° Dissoudre les sulfures avec $\text{HNO}_3 - \text{HCl}$; évaporer à sec deux fois avec HCl, dissoudre dans HCl et répéter (2) en omettant l'addition de citrate de sodium.

5° Redissoudre le précipité de sulfures comme avant, ajouter 5 cc de 6N. HCl au résidu avec 20 cc d'eau distillée. Saturer lentement la solution refroidie avec H^2S et filtrer. Le filtrat renferme le Zn en chlorure.

6° Evaporer et dissoudre le résidu dans 5 à 6 gouttes de 6N, HCl et un peu d'eau. Faire le plein à 25 cc dans un flacon jaugé. Sur une partie aliquote (5 à 10 cc) ajouter 10 cc de 0,1341 N de KOH, neutraliser exactement l'excès de KOH avec 0,1 N, HCl.

7° Diluer à presque 50 cc, ajouter 1 cc d'une solution de ferrocyanure de potassium à 2%, ajuster exactement à 50 cc et mêler convenablement de suite. La solution est alors 0,002N concernant l'acide et 0,0268 mol. concernant KCl.

8° Les standards néphélométriques devront être préparés de la même manière pour être certain des mêmes concentrations en sels et acides. Si on emploie les tubes Nessler, les standards devront varier de 0,05 à 0,5 mg par variations de 0,05 mg. Le fond des tubes et une bande autour du ménisque devront être noircis.

De l'eau trouvée dans certains districts miniers renferme plus de 50 parties par million de Zn. En appliquant la méthode ci-dessus la quantité d'échantillon évaporée devra donner le Zn au dedans des limites fixées en 8 et les résultats seront calculés sur la base partie par million.

*XI Carbone dans les eaux d'égouts

Dosage quantitatif par la méthode de Mohlman et Edwards basée sur l'absorption de CO^2 engendré par $Ba(OH)^2$ sous la forme $BaCO^3$.

1° Un échantillon contenant environ 10 à 30 mg de C est introduit dans un flacon de Kjeldahl (A) relié à un train d'absorption ou flacon F contenant 75 cc de 0,1 $Ba(OH)^2/N$. Une pompe à vide aspire CO^2 exempt d'air dans le système à la vitesse de 100 à 200 bulles par minute.

2° 10 cc d'acide chromique (340 g de Cr^2O^3 dans

400 cc d'eau distillée sous $\text{CO}^2 + \text{q.s. de H}^3\text{PO}^4$ à 85% pour faire 1000 cc) sont ajoutés par un entonnoir à séparation dans le flacon (2), 50 cc d'acide sulfo phosphorique (volume égal de H^2SO^4 concentré et H^3PO^4 à 85%) sont ajoutés de la même manière. Faire bouillir lentement durant 2 h.

3° Le chlore libre produit pendant la digestion est absorbé dans une boule de Geissler placée entre les flacons A et F. Elle est emplie avec une solution saturée de KI acidifié avec H^2SO^4 .

4° La tour d'absorption entre le flacon F et la pompe à vide est lavée dans le flacon F avec de l'eau distillée exempte de CO^2 .

L'excès de $\text{Ba}(\text{OH})^2$ est titré avec HCl 0,1/N pour obtenir la valeur totale en carbone.

5° Il est bon de faire une épreuve à blanc pour corriger à cause du CO^2 des appareils et de celui qui s'introduit pendant le titrage.

***XX Distinction des membres du groupe coli-aérogène d'origine fécale et non fécale**

Les épreuves suivantes sont provisoirement recommandées pour distinguer entre les organismes d'origine fécale et non fécale du groupe coli-aérogène. Actuellement nos connaissances sont insuffisantes pour justifier l'adoption d'aucune épreuve ou groupe d'épreuves. Les méthodes sont présentées avec l'espoir que leur évidence positive ira en grandissant.

1. EPREUVE AU ROUGE DE MÉTHYLE

(a) Milieu à la peptone.

1° A 800cc d'eau distillée ajouter 5 g de protéose-peptone Difco, ou peptone Witte's (on ne peut substituer d'autres peptones); 5 g de dextrose CP et 5 g de phosphate d'hydrogène dipotassique (K^2HPO^4). Une solution diluée de K^2HPO^4 devra donner une coloration rose distincte avec la phénolphtaléine.

2° Chauffer pendant 20 m. au-dessus de la vapeur et agiter occasionnellement.

3° Filtrer à travers un papier filtre plié, refroidir à 20°C et diluer à 1000 cc avec de l'eau distillée.

4° Répartir en portions de 10 cc dans des éprouvettes stérilisées.

5° Stériliser par chauffage discontinu pendant 20 m. trois jours successifs.

(b) *Milieu synthétique.*

1° Dissoudre 7 g de phosphate disodique anhydre (Na^2HPO^4) en 8,8 g cristallisé ($\text{Na}^2\text{HPO}^4,2\text{H}^2\text{O}$), 2 g de phtalate de potassium acide, 1 g d'acide aspartique et 4 g de dextrose dans 800 cc d'eau distillée chaude.

2° Refroidir et diluer à 1 litre à la température du laboratoire.

3° Stériliser dans l'autoclave 15 m quand la pression est à 15 lb, mais que le temps total de chauffage dans l'autoclave ne dépasse pas 30 m.

NOTE

La réaction du milieu se trouve fixée par sa composition, elle est très près de pH 7,0. Les ingrédients, sauf le dextrose, devront être recristallisés. $\text{Na}^2\text{HPO}^4,2\text{H}^2\text{O}$ est obtenu en exposant le $\text{Na}^2\text{HPO}^4,12\text{H}^2\text{O}$ recristallisé à l'air pendant 2 semaines. Le sel anhydre est obtenu par dessiccation dans le vide à 100°C.

(c) *Solution indicatrice.* Dissoudre 0,1 g de rouge de méthyle dans 300 cc d'alcool et diluer à 500 cc avec de l'eau distillée.

(d) *Mode opératoire.* Ensemencer des portions de 10 cc de milieu. Incuber à 37°C pour 4 jours. Employer 5 cc de culture pour l'épreuve au rouge de méthyle et 5 cc pour la réaction Voges-Praskaner. A 5 cc de culture ajouter 5 gouttes de solution d'indicateur au rouge de méthyle.

(e) *Noter une couleur rouge* distincte du rouge de méthyle + ; une couleur distincte jaune —, et une couleur intermédiaire, douteuse ?

2. EPREUVE VOGES-PRASKANER

(a) *Mode opératoire.* Au 5 cc de culture restant de l'épreuve au rouge de méthyle, ajouter 5 cc d'une

solution à 10% d'hydroxyde de potassium et laisser déposer une nuit. Une épreuve positive est indiquée par la coloration rose de l'éosine.

3. EPREUVE DE L'ACIDE URIQUE

(a) *Milieu.* Dissoudre 5 g de chlorure de sodium; 0,2 g de sulfate de magnésium; 0,1 g de chlorure de calcium; 1 g de phosphate acide dipotassique; 30,1 g de glycérine et 0,5 g d'acide urique dans 1000 cc d'eau distillée exempte d'ammoniaque.

Répartir dans des éprouvettes et stériliser.

(b) *Mode opératoire.* Incuber la culture 4 jours à 37°C et noter le développement + ou —.

4. EPREUVE AU CITRATE DE SODIUM

(a) *Milieu.* Dissoudre 1,5 g de phosphate de sodium et d'ammonium (microcosmic salt); 1 g de phosphate de potassium dihydrogène; 0,2 g de sulfate de magnésium et 2,5 à 2 g de citrate de sodium en cristaux dans 1 litre d'eau distillée.

(b) *Mode opératoire.* Incuber à 37°C pendant 4 jours et noter le développement + ou —.

5. EPREUVE AU CELLOBIOSE

(a) *Milieu.* A 100 cc d'un bouillon *non sucré* renfermant 0,3% d'extrait de bœuf et 0,5% de peptone, ajouter 0,25 g de cellobiose (Difco) et un indicateur milieu acide, 1 cc d'une solution à 0,05% de rouge de bromo-crésol. Mettre dans de petits tubes à fermentation 1 cc par tube et stériliser à l'Arnold, 48 m pendant 3 jours successifs.

(b) *Mode opératoire.* Ensemencer les tubes en cueillant avec un fil de platine d'une boîte ou d'une gélose inclinée. Incuber à 37°C pendant 24 ou 48 h. Observer la production d'acide et de gaz et noter + ou —.

*XV Bouillon au violet cristal

Pour ensemencement primaire en remplacement du bouillon lactosé. On ajoute au bouillon de lactose pep-

toné, du violet cristal à la concentration de 1:700.000 ce qui n'affecte pas le développement des bacilles intestinaux et est suffisant pour empêcher le développement des autres pouvant causer des erreurs dans l'épreuve de présomption.

*XVII Gélose au ferrocyanure citraté

D'après les études faites au laboratoire du Département d'hygiène de Chicago, on peut se servir de gélose au ferrocyanure de potassium citraté pour cultiver le bacille coli et les bacilles aérogènes.

Le milieu après 24 h d'ensemencement et incubation à 37°C peut donner un développement suffisant pour permettre d'identifier les colonies du groupe coli-aérogène qui sont en saillies sur fond rose en contraste avec les formes étrangères. Pour une numération finale on recommande d'incuber 36 à 40 h. Il est bon que les techniciens qui emploient ce milieu pour la première fois se familiarisent avec l'apparence que prend sur le coli bacille et les bacilles aérogènes venant de cultures pures.

Solution A — (1 litre)

Sulfite de sodium, C P anhydre Na^2SO^3	3,8 g.
Phosphate de potassium monobasique CP. KH^2PO^4	7,5
Phosphate de sodium et d'ammonium CP. NaNH^4 $\text{HPO}^4. 4\text{H}^2\text{O}$	45,4
Eau distillée stérile.....	757,0 cc
Solution de lactose CP à 20%.....	200,0 cc
(passée 15 m. à la vapeur vive)	
Fuchsine basique, solution à 4% dans alcool à 95%.....	18,0 cc
Solution de ferrocyanure de potassium CP à 9% K^4Fe $(\text{CN})^63\text{H}^2\text{O}$	25,0 cc

Solution B. Solution de citrate ferrique à 1,33% (U.S.P. soluble) chauffée dans la vapeur vive 15 m.

Les solutions de lactose et de ferrocyanure forment les solutions mères et sont gardées dans une glacière. 10cc de A sont ajoutés à 100cc de gélose spéciale Difco à 1,75%; on agite et on ajoute 3cc de B et on agite encore. Il n'est pas nécessaire d'ajuster le pH.

100cc de solution A sont suffisants pour faire à peu

près 56 boîtes. Pour un volume de 1/10 de la formule et qui nécessiterait 0,38 g de sulfite de sodium anhydre, il est plus simple et plus précis de faire une solution à 10% (1 g dans 10cc d'eau distillée) et d'employer 3,8cc puis réduire la quantité d'eau distillée à environ 72cc.

Ensemencement

Boîtes. Les boîtes de Petri standard (10 cm). Quand on fait l'épreuve sur 10cc (pour gagner du temps les 10cc sont introduits avec une pipette à écoulement rapide) on met l'eau en premier dans la boîte. Si on fait l'épreuve avec 1cc ou moins il faut d'abord introduire dans la boîte 10cc d'eau stérile, puis l'échantillon.

20cc de gélose fondue à $\pm 50^\circ\text{C}$ contenant les solutions A et B.

Couche superficielle. Quand la gélose est durcie, on ajoute environ 4cc de gélose pour couvrir la surface. Aussitôt que cette couche formant couvercle est durcie, les boîtes sont renversées et incubées à 37°C .

Le meilleur éclairage pour faire la numération est donné par une lumière indirecte diffusée avec un fond blanc. La lumière directe peut être employée mais les résultats sont moins satisfaisants pour différencier les colonies.

***XII Sulfure dans les eaux d'égout**

Méthode de Salle et Reinke.

1° Ajouter à 100cc d'échantillon dans une bouteille de 120cc (4 oz), 1cc de tartrate d'antimoine $[\text{K}(\text{SbO})\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^6\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}]$ en solution (50 g par litre avec 10 g de gélatine et 1cc de formaldéhyde). Ajouter quelques cristaux de NaCl. Après mélange, ajouter 1cc d'acide HCl 1+1. Une couleur jaune indique la présence de H^2S .

2° Comparer avec des standards faits avec $\text{K}^2\text{Cr}^2\text{O}^7$ (0,25 g par 100cc). On emploie 6,8 de solution pour chaque partie de S par million. Faire les standards de 0,5 --- 5,0 parties de S par million avec 100cc d'eau

distillée dans des bouteilles de 4 oz. Comparer les couleurs.

Le total sulfure et soufre peut être obtenu de la façon suivante. Le sulfure non volatil peut être dosé après avoir agité et soufflé H^2S engendré, jusqu'à ce que son odeur ne puisse être distinguée. Le sulfure volatil peut être déduit par différence.

*XIII Sédiments solides dans les eaux d'égout

Méthode Buswell et Symons.

1° Mettre 1000cc d'échantillon dans un tube vertical ($1\frac{3}{4}$ " diamètre \times 3 pieds de long) bouché à un bout avec un bouchon en caoutchouc.

2° Après 1 h de repos, donner au tube un mouvement de rotation pour dégager les particules qui adhèrent à la paroi.

3° Après 1 h de repos additionnel, siphonner le liquide surnageant jusqu'à un volume restant de \pm 50cc de liquide et solides.

4° Enlever le bouchon et mettre le liquide et les solides dans une capsule à évaporation. Rincer le tube avec l'eau distillée et ajouter à la capsule. Évaporer au bain-marie et peser.

5° Le chiffre brut sera corrigé pour avoir les matières sédimentables en déduisant les solides dissous dans l'eau.

Recherche des infiltrations

On retiendra, pour rechercher les origines d'une pollution ou tracer les voies souterraines des filets d'eau, la méthode de coloration à la fluorescéine (phtaléine de la résorcine) dont l'application remonte à 1877 (T. Brink sur le Danube). La méthode n'est certes pas exempte de critiques mais, si on ne lui demande pas plus qu'elle peut donner, son emploi est commode.

1° La fluorescéine doit être jetée en solution, par exemple pour 1 kilogramme on peut diluer dans 10

litres ou 50 litres avec de l'ammoniaque ($\frac{1}{2}$ litre pour 50); le liquide sera alors jeté sur toute la largeur du courant en une *seule fois*, ou au milieu de la nappe ou puits, afin que les bords ne retiennent pas de matière colorante.

2° Il faut prélever de l'eau aux postes qu'on veut surveiller avant la mise du colorant afin de comparer.

3° Les prélèvements doivent être fréquents et prolongés longtemps.

4° L'examen des eaux doit se faire au fluorescope, qui permet de déceler 1 dans 10 ou 20.000.000.000, quand l'observateur possède la faculté d'apprécier les couleurs convenablement.

5° Les échantillons doivent être filtrés ou très limpides; il faut les conserver et examiner à l'abri de la lumière qui décolore la fluorescéine sans possibilité de raviver la teinte.

6° Les sols tourbeux décolorent, il faut employer alors la fuchsine acide, qui peut être régénérée par l'acide acétique. L'acide carbonique décolore la fluorescéine mais elle peut revivre par action de l'ammoniaque. Les argiles de décalcification peuvent retenir les matières colorantes, il faut alors employer des substances chimiques (chlorure de sodium ou de calcium ou des levures de bière).

Mesure de la porosité

La porosité d'un sable ou d'une roche peut s'exprimer par la formule suivante:

$$P = 100 \frac{W}{V} = 100 \frac{V - v}{V} = 100(ds - da) = 100 \left(\frac{\delta - da}{\delta} \right)$$

On choisit selon les facilités de mesure l'expression qui convient en rapport avec les méthodes qu'on peut employer pour déterminer les valeurs.

- V étant le volume de l'échantillon
W le volume de ses vides (pores et interstices, ou le volume de l'eau qui peut saturer l'échantillon sec).
v la somme des volumes des grains ou fragments constituants pris isolément.
da le poids spécifique *apparent* de l'échantillon (vides pleins d'air)
ds le poids spécifique *saturé* (vides pleins d'eau)
 δ le poids spécifique *vrai* de l'échantillon.

1° Mesure de la quantité d'eau nécessaire pour saturer l'échantillon sec. Il faut que les interstices soient larges pour éviter la capillarité; autrement on ne peut chasser l'air complètement et le remplacer par l'eau.

2° Mesure de V et v. Si l'échantillon est cohérent, on trouve V en cherchant la perte de poids du fragment choisi. On le plonge dans l'eau distillée maintenue à température constante, après avoir obstrué les pores avec de la paraffine fondue dont on tiendra compte (poids adhérent). On a da en divisant le poids dans l'air par la perte de poids dans l'eau. Si le corps est pulvérulent, V est la capacité du vase qui le contient et da, le quotient du poids dans l'air, par V.

Pour avoir v, on broie l'échantillon pour que les grains passent au tamis de 100 mailles au moins, on sèche 1 h à 100 - 150°C et on laisse refroidir et reprendre l'eau hygroscopique normale. On pèse au picnomètre, qui permet de peser l'eau déplacée par les grains dont on veut avoir le volume total.

3° Mesure de δ ; comparaison avec da. On mesure la densité vraie par la méthode ordinaire sur un fragment compact ou grains séparés. La densité d'un sable siliceux ordinaire sert de base, on la compte 2,65 à 2,70.

4° Mesure du poids spécifique après saturation par l'eau et comparaison de ds et da. Il est souvent difficile de saturer complètement d'eau à cause de la présence d'air.

5° Méthode de l'expansion d'un gaz. (Washburn et Bunting). On peut employer de l'air, de l'hydrogène ou de l'hélium. Prendre 2 vases étanches à l'air et dont le volumé est connu; les réunir par un tube capillaire muni, ainsi que chaque vase, de robinets d'isolement. Dans le premier vase, placer l'échantillon de volume connu; faire le vide partiel assez fort, le second vase étant à la pression atmosphérique. Mettre en communication avec le premier et mesurer, à température constante, la pression qui résulte. Un calcul simple proportionnel donne le volume des vides.

Voir: MELCHER. Determination of pore space of oil and gas sands. *Mining and Metallurgy* No 160 - 1920.

WASHBURN and BUNTING. Porosity: determination of porosity by the method of gas expansion. *American Ceramic Soc. Journal*. Vol. 5 - 1922.

Définitions de quelques coefficients

Coefficient de clarté (fineness).

$$F_i = T_u / S_m$$

T_u ; étant la turbidité, nombre de parties par million d'un standard connu, représentant les matières en suspension qui empêchent la transmission de la lumière.

S_m ; étant le poids des matières en suspension dans l'eau.

Quand les particules en suspension sont très fines, il en suffit d'une quantité relativement petite en poids pour donner une turbidité élevée. Le rapport précédent mesure donc la moyenne du poids ou les dimensions des particules en suspension.

Coefficient de mousse.

$$f = 62rNa + 78rK = 2,7Na + 2K$$

Il y a un intérêt à connaître le nombre d'heures que

peut fonctionner une chaudière, en charge normale, sans danger de mousse. L'expression est donnée par la formule suivante:

$$H = \frac{a}{b} \left(\frac{c}{f} - 1 \right)$$

a = capacité de la chaudière en eau

b = quantité horaire d'eau d'alimentation

f = coefficient de mousse

c = constante représentant en parties par million, la concentration saline qui cause des mousses excessives dans le type de chaudière envisagée.

c adopté aux États-Unis est:

chaudière de locomotive. 2.500 à 3.500

locomobile. 4.000 à 5.000

chaudière à tubes d'eau

(type Babcock & Wilcox). 5 à 7.000

chaudière horizontale à tubes de

retour. 8 à 10.000

chaudière, ancien type à retour

d'eau. 17.000

On classe les eaux selon f:

(1) f moindre que 60; eau ne donnant *pas de mousses*

(2) f plus que 60 et moindre que 200; eau *demi-mousseuse*

(3) f plus grand que 200; eau *mousseuse*

Coefficient de corrosion.

On l'exprime de la façon suivante:

$$C = 1,008(rH + rAl + rFe + rMg - rCO^3 - rHCO^3) \\ = H + 0,1116Al + 0,0361Fe + 0,0828Mg - 0,0336CO^3 \\ - 0,0165HCO^3$$

On peut classer les eaux en trois classes.

(1) C; positif, l'eau est certainement *corrosive*

- (2) $C + 0,0503Ca$, négatif; *non corrosive*
 (3) C ; négatif, mais $c + 0,0503 Ca$ positif, eau *demi-corrosive*.

Incrustations. On peut calculer en livre par 1000 gallons américains (4 litres) la quantité d'incrustation donnée par une eau.

$$\begin{aligned} Sc \text{ (scale)} &= 0,00833 Sm + 0,00833 Cm + 0,3rFe \\ &\quad + 0,142rAl + 0,168rMg + 0,492rCa \\ Se &= 0,00833 Sm + 0,00833 Cm + 0,0107Fe + 0,0157Al \\ &\quad + 0,0138Mg + 0,0246 Ca. \end{aligned}$$

La valeur de rCa ne doit pas excéder $rCO^3 + rHCO^3 + rSO^4$. Ca ne doit pas être supérieur à $0,668 CO^3 + 0,328 HCO^3 + 0,417 SO^4$

On a ainsi les incrustations et les boues (sous certaines conditions de marche). Pour connaître la quantité d'incrustations dures en lb par 1.000 gallons (U S) on applique les formules suivantes.

$$\begin{aligned} Hs(\text{hard scale}) &= 0,00833 SiO^2 + 0,168rMg + 0,567(rCl \\ &\quad + rSO^4 - rNa - rK) \\ \text{ou } Hs &= 0,00833SiO^2 + 0,0138Mg + (0,016Cl + \\ &\quad 0,0118SO^4 - 0,0246Na - 0,0145K) \end{aligned}$$

On déduit alors le *coefficient d'incrustations dures*

$$h = \frac{Hs}{Sc}$$

Les eaux peuvent alors se classer de la manière qui suit:

- (1) h moins de 0,25 = incrustations molles
- (2) h entre 0,25 et 0,5 = incrustations moyennes
- (3) h plus de 0,5 = incrustations dures.

On peut ajouter

- Eaux: (a) Sc moins que 1 = très peu incrustantes
 (b) Sc entre 1 et 2 = peu incrustantes
 (c) Sc entre 2 et 4 = incrustantes
 (d) Sc plus que 4 = très incrustantes.

Dosage du phosphate dans l'eau des chaudières

Méthode approximative à la chaufferie.

Prélever 1cc d'eau de chaudière, filtrer - ajouter 5cc d'une solution à 34% de nitrate d'ammoniaque - faire bouillir. D'autre part, chauffer à 70°C; 20cc d'une solution nitromolybdique faite en mélangeant 1 partie d'acide nitrique à 19B, avec 8 de solution aqueuse de molybdate d'ammonium à 3% et 3 parties d'eau.

Quand on mélange rapidement les liquides dans ces conditions, une eau qui renferme au moins 50mg de P^2O^5 par litre donne immédiatement un trouble jaune de phosphomolybdate.

Le trouble apparaît au bout de 30 secondes pour 34mg de P^2O^5 ; 1 minute pour 20mg; 2 minutes pour 8gr.

Si le liquide reste limpide après 5 minutes, on peut conclure à l'absence de phosphate.

Pour un dosage précis on peut employer la méthode de Joulie à l'acétate d'urane.

Calcul des doses de désincrustants

Connaissant la composition chimique de l'eau en quantité de sels incrustants, il est possible d'établir théoriquement la forme qui représentera la combinaison obtenue en ajoutant tel ou tel sel. De la formule, on déduit le poids de substance nécessaire pour la réaction. Le calcul n'est plus possible avec les substances colloïdales et on doit s'en rapporter à l'expérience pour chaque cas et observer les résultats en examinant les cristaux.

Il existe des formules qui sont utiles, au moins pour donner une base. Une des plus utilisées aux États-Unis est la formule de Stabler pour le traitement chaux-soude.

Chaux = $0,00931 Fe + 0,0288 Al + 0,0214 Mg + 0,258H$
 $+ 0,00426 HCO^3 + 0,0118 CO^2$ (gaz)

Soude (soda ash) = $0,0167 \text{ Fe} + 0,0515 \text{ Al} + 0,0232 \text{ Ca} + 0,0382 \text{ Mg} + 0,462 \text{ H} - 0,0155 \text{ CO}^3 - 0,00763 \text{ HCO}^3$

La chaux étant en morceau CaO à 90% de rendement; la soude à 95%.

Quand les quantités sont exprimées en parties par million, le résultat est trouvé en lb par 1000 gallons. Si on use de chaux hydratée il faut $\times 1,32$ le chiffre trouvé pour CaO.

Quand les quantités sont exprimées en combinaison hypothétique, les formules deviennent:

Chaux = $0,00833$ (Carbonate de sodium $\times 0,529$) + (chlorure de magnésium $\times 0,589$) + sulfate de magnésium $\times 0,466$ + (Bicarbonate de magnésium $\times 0,767$) + (carbonate de magnésium $\times 1,330$) + (bicarbonate de calcium $\times 0,346$) + (carbonate de calcium $\times 0,560$).

Soude (soda ash) = $0,00833$ (chlorure de calcium $\times 0,955$) + (Chlorure de magnésium $\times 1,113$) + (sulfate de magnésium $\times 0,881$) + (sulfate de calcium $\times 0,779$).

Quand les expressions sont en grains par gallon américain, diviser par 7 ou multiplier par 0,00833.

Pour le phosphate de soude Na^2PO^4 on se sert de la formule de LeTellier et Sunder.¹

$$[\text{PO}^4] = K \left[\int \text{ de } p \right] \times [\text{SO}^4]^{3/2} \times D^{1/2} [\text{SO}^4]$$

PO^4 et SO^4 sont comptés en millionième (mg par litre).

K est une variable pour chaque pression; pour 10 atm. $K = 1,64 \times 10^{-4}$

D est fonction de p et de SO^4 ; pour une concentration en sulfate de 1/1.000; $D = 0,65$ d'où pour 10 atm, la quantité de PO^4 nécessaire serait de 4×10^{-6} (mg par litre).

¹ LETELLIER et SUNDER. Congrès de Chimie industrielle, Paris: oct. 1925.

Exemples d'analyses d'eau

(Parties par million)

ANALYSES AMÉRICAINES

	EN POIDS		
Matières en suspension.....	30,00	118,00	0,00
Matières colloïdales.....	3,07	9,36	11,23
Silice (SiO ²).....	3,00	6,80	11,00
Oxyde de fer Fe ² O ³	0,07	0,06	0,23
Alumine Al ² O ³	—	2,50	—
CO ²	10,00	0,0	7,50
Calcium Ca.....	11,00	16,00	64,00
Magnésium Mg.....	2,80	4,20	12,00
Sodium Na.....	4,60	7,90	48,00
Potassium K.....	1,10	—	—
Hydrogène H.....	0,0	0,08	0,0
En valeurs réactives			
Ca.....	0,55	0,80	3,19
Mg.....	0,23	0,34	0,98
Na.....	0,20	0,34	2,08
K.....	0,03	—	—
H.....	0,0	0,08	0,0
Somme des radicaux positifs.....	1,01	1,56	6,25
Carbonate (CO ³).....	0,0	0,0	tr.
Bicarbonate (HCO ³).....	41,00	0,0	156,00
Sulfate (SO ⁴).....	6,80	76,0	51,0
Chlore (Cl).....	7,0	2,70	97,0
Nitrate (NO ³).....	0,0	1,20	0,40
En valeurs réactives			
CO ³	0,0	0,0	0,0
HCO ³	0,67	0,0	2,55
SO ⁴	0,14	1,58	1,06
Cl.....	0,20	0,08	2,74
NO ³	0,0	0,02	0,01
Somme des radicaux négatifs.....	1,01	1,68	6,36
Coefficient de mousse f.....	15	21	130
Coefficient de corrosion C.....	-0,44	0,42	-1,58
C+0,0503 Ca.....	0,11	1,23	1,63
Incrustations Sc			
(lb par 1000 gal. U.S).....	0,59	1,51	1,84
Incrustations dures Hs.....	0,12	0,56	0,85
Coefficient de dureté h.....	0,20	0,37	0,46
Coefficient alcali k.....	290	440	22
Chaux à 90% pour adoucir 1000 g.	0,35	0,11	1,01
Carbonate de Na à 95 " " "	0,05	0,57	0,75

CHAPITRE TROISIÈME

Signification des données analytiques Interprétation des résultats

Cette partie peut se placer en guise de conclusion aux analyses dont nous avons exposé les méthodes. Elle est d'une très grande importance et il faut une certaine expérience et des *méthodes* et des *eaux* pour donner une conclusion à un examen sommaire ou complet. Néanmoins, il faut que l'on sache sur quoi peut se baser l'analyste qui donne son avis et comment on doit s'initier à l'expérience que confèrent les années de pratique.

Il y a deux questions à traiter ici; en premier la *signification* d'une substance trouvée à l'analyse dans l'eau; en second, comment interpréter le *chiffre* de l'examen quantitatif. C'est qu'il y a dans l'eau des substances normales et d'autres qui sont anormales. Les substances normales peuvent être sans influence sur la qualité de l'eau pour un emploi déterminé ou bien être en quantité trop forte et devenir indésirables ou nuisibles. A partir de quelle limite, une ou des substances peuvent-elles être considérées comme condamnables? Il en est pour lesquelles la question est nettement tranchée; pour d'autres, c'est affaire de considérations locales ou d'avis théoriques.

Les moyens d'investigations chimiques, bactériologiques et géologiques doivent généralement être employés concurremment pour émettre une opinion solide sur les qualités d'une eau, chaque fois qu'il s'agit d'un travail important. Il faut être en garde contre la tendance, provenant d'une habitude professionnelle, de vouloir assigner plus d'importance à un seul genre d'examen. Les cas très nets, évidemment, ne souffrent pas de discussion, mais il en est d'autres, en plus grand nombre, qui offrent vérita-

blement des difficultés et peuvent donner lieu à des discussions. C'est pour ces cas qu'il faut connaître ce qui suit, qui est valable aussi bien pour l'hygiène que pour l'industrie.

Sels calcaires et magnésiens. Origine géologique, due à la nature des terrains d'où vient l'eau. Sans être absolument indispensables dans l'eau de boisson, ces éléments peuvent être souhaitables en quantité modérée, on peut accepter jusqu'à 200 et 250 mg par litre.

A l'état de sulfate, par exemple, la chaux donne un goût peu agréable.

On a prétendu, sans preuves certaines, que la chaux causait la carie dentaire, le contraire semblerait plutôt vrai d'après des observations statistiques.

Les eaux trop calcaires déposent quand l'acide carbonique s'en dégage. Elles peuvent donc avoir des inconvénients pour les usages domestiques et industriels, formant des dépôts qui peuvent nuire.

Les sels de magnésie en trop grande quantité ont des propriétés laxatives, variables suivant les individus.

Sulfates. C'est le gypse, d'origine géologique, qui se rencontre à des doses très variées. Les roches en sulfate de chaux soluble sont très abondantes et, par la composition de l'eau, on peut même identifier un gisement de gypse dans le sol.

Au-dessus de 300 mg par litre l'eau est dite séléniteuse, son goût est manifeste. Le corps n'est pas dangereux cependant puisque des eaux de Vittel titrent jusqu'à 1 gramme par litre et sont consommées sans ennui, si l'usage n'est pas trop prolongé.

Par contre les eaux séléniteuses conviennent mal pour les usages domestiques, (durcissement des légumes à la cuisson), cuisson des aliments, lavage, etc. ainsi qu'aux usages industriels; elles doivent être traitées dans presque tous les cas.

Sans autres minéralisations excessives, les eaux

séléniteuses ne peuvent donc être tolérées que pour la boisson, si on n'a pas mieux. Lorsque la nature géologique des terrains n'explique pas la présence du sulfate de chaux, il faut penser à un apport étranger sous forme d'acide sulfurique.

Gaz dissous; oxygène et acide carbonique, autres gaz.

L'oxygène de l'eau provient de l'air surtout; les eaux superficielles et les eaux d'origine peu profonde en renferment donc davantage (4 à 12cc) que celles qui proviennent des couches profondes du sous-sol. Il faut savoir cependant que si une eau superficielle est riche en matières organiques et en germes aérobie, sa teneur en oxygène peut diminuer beaucoup. Il ne faudra pas conclure en assimilant l'eau à une eau profonde.

Dans le cas d'une eau de puits ou source, le dosage n'a pas de valeur si l'eau a été en contact avec l'atmosphère. La diminution de la quantité en fonction du temps est un indice défavorable (m. organiques et microbes). Une eau très profonde qui contiendrait beaucoup d'O devrait être regardée comme suspecte.

L'acide carbonique existant en grande quantité dans le sous-sol, l'eau en dissout beaucoup, même jusqu'à saturation. Si la quantité est très considérable il s'agit sûrement d'une eau profonde et presque toujours minérale.

CO² tient en dissolution les calcaires, une perte en CO² (diminution de pression, le contact avec l'air, la chaleur) provoque donc le dépôt de sels. Les dépôts peuvent être utiles ou nuisibles suivant les cas, parfois ils protègent les canalisations contre la corrosion, d'autres fois ils peuvent obstruer les conduites.

Pour la boisson la teneur en O n'a pas grande importance (sauf les variations) une eau aérée est toujours plus agréable à boire, il faudra tenir compte de ce fait dans le cas des sources profondes captées

à l'abri de l'air. Dans l'industrie on évite l'air ou l'oxygène, surtout dans les générateurs à vapeur (corrosion).

La présence de CO^2 est bonne pour l'eau de boisson qui est rendue piquante et agréable, ayant même des propriétés digestives. CO^2 aurait aussi une action stimulante sur la respiration, facilitant le mécanisme de la transpiration en été.

Les eaux industrielles chargées de CO^2 doivent en être débarrassés avant l'emploi non seulement à cause du gaz mais à cause de la présence des calcaires qui viendraient à déposer dans les tuyaux, organes internes des machines ou cuves.

Parmi les autres gaz, seuls les gaz rares sont intéressants dans les eaux très profondes. L'hélium indique presque sûrement la radioactivité.

Les hydrocarbures gazeux sont malodorants, rendent l'eau impropre aux usages domestiques, surtout si le méthane (le plus fréquent) est engendré par des décompositions organiques. Dans les industries, des eaux qui contiennent des vapeurs d'hydrocarbures sont dangereuses: dans les conduites, à la faveur de frottement ou d'étincelles il peut y avoir des explosions.

Hydrogène sulfuré. Son origine est le plus souvent géologique. Les eaux qui traversent des terrains gypseux, marneux, pyriteux en sont chargées, le plus souvent accompagné de fer. Beaucoup d'eaux minérales en contiennent. L' H^2S peut être anormal dans le cas des eaux contaminées surtout par des égouts, il est engendré par la putréfaction. Alors que dans le premier cas l'eau est bactériologiquement pure, elle est très contaminée dans le second et renferme d'autres substances comme l'ammoniaque, les nitrites et nitrates qui permettent de conclure à la contamination.

Il faut savoir que des eaux non contaminées, demeu-

rant dans des bouteilles ou canalisations un certain temps, peuvent sentir H^2S . Ces eaux sulfhydriques ne sont pas condamnables pour la boisson. La production de gaz est due à des bactéries banales qui agissent sur les sulfates et la matière organique. En changeant l'eau de la canalisation, elle devient bonne et sans odeur.

Notre odorat est très sensible à ce gaz, davantage que les réactions chimiques. Le goût est typique et on peut s'y habituer; ce qui fait qu'il n'est pas nécessaire de condamner l'eau pour la boisson si elle ne renferme pas trop de fer. L'eau qui sent perd rapidement son odeur au contact de l'air.

L'industrie peut se servir des eaux sulfhydriques, surtout quand elles ont été dans des réservoirs ouverts. Dans ce cas, si elles contiennent du fer il déposera et l'eau sera améliorée. L'industrie des boissons et aliments, cependant, doit rejeter ces eaux.

Composés azotés. Azote ammoniacal, nitreux, nitrique, organique.

L'azote gazeux venant de l'air ne présente aucun intérêt. Il n'en est pas de même des autres composés azotés.

L'azote ammoniacal peut avoir deux origines: matières animales et matières végétales.

Dans le premier cas, les sels ammoniacaux de l'eau originent d'une souillure; eau d'égout, purin, urines, matières fécales. Cette origine est confirmée facilement par d'autres épreuves et surtout par l'examen bactériologique.

Dans le second cas, l'ammoniaque provient des matières organiques végétales qui sont en décomposition dans les terrains marécageux ou tourbeux, elles renferment peu de chlore (chlorure), peu de résidu fixe.

C'est surtout par l'examen du chiffre des matières organiques qu'on peut confirmer l'origine. En solu-

tion alcaline, les m. o. d'origine animale donnent généralement un chiffre plus élevé qu'en solution acide.

De toute façon, ces eaux ne peuvent être employées pour boire. L'industrie ne peut les utiliser que pour le lavage des sols et autres gros usages.

Des eaux artésiennes profondes contiennent de l'azote ammoniacal sans autre indice de contamination; elles sont pures.

D'autres eaux qui traversent des terrains granitiques boisés ou gneissiques peuvent contenir de l'azote organique, mais peu de chlore ou d'ammoniac. L'azote a une origine végétale et l'eau n'est pas contaminée.

Nitrites. Ont pour origine une décomposition incomplète des matières azotées. Stade intermédiaire entre l'azote ammoniacal et l'acide nitrique, on peut dire que les nitrites indiquent un état d'épuration non achevée; de plus comme ces corps sont instables, leur présence indique que la contamination ne date pas de longtemps. La transformation de l'azote se fait le plus souvent dans le sol grâce aux bactéries nitrifiantes qu'il contient.

Il faut condamner les eaux qui renferment des nitrites et confirmer la contamination par l'examen bactériologique; le dosage des chlorures, m. organiques.

L'industrie n'a aucun intérêt à user de ces eaux, sauf pour les emplois sans conséquence.

Nitrates. L'origine de l'eau renseigne sur la provenance des nitrates.

Les terrains schisteux et granitiques sont faiblement nitrifiants; sauf exception, les eaux qui en originent comptent peu de nitrates. Les terrains calcaires et sableux à végétation abondante chargent les eaux en nitrates. L'eau est bonne dans les deux cas si les chlorures sont en petite quantité, l'examen bactériologique bon et les autres formes d'azote nulles.

Les nitrates parviennent de l'oxydation des matières

organiques dans le sol. Ils n'indiquent pas uniquement un stade final d'épuration d'eau contaminée puisque, même dans des régions sans végétation ou contamination on trouve des eaux qui en sont chargées (Sahara).

C'est donc en considérant l'association des nitrates aux autres substances azotées et aux chlorures, puis à l'examen bactériologique qu'il devient possible de porter un jugement.

L'origine végétale des nitrates n'a pas du tout la même signification que l'origine animale qui se trouve confirmée par les alentours du lieu d'où provient l'eau (agglomération, fosses d'aisance, purin).

Pour les usages domestiques et industriels on peut recommander les eaux nitratées avec les réserves mentionnées plus haut. Lorsque les nitrates originent de substances animales il faudra être très prudent avant d'en recommander l'emploi et, pour boire surtout, ne conclure qu'après plusieurs examens en saisons différentes pour être bien certain que le terrain épurant possède bien sa force durant l'année.

Les eaux nitratées renfermant des chlorures doivent être suspectées. Là encore *des* examens bactériologiques permettront de juger. Toutefois, si nitrates et chlorures sont en quantité et que l'examen bactériologique soit favorable, dans le cas de puits peu profonds, il faut condamner l'eau. La souillure est presque toujours certaine, il suffit de connaître la topographie du voisinage du puits et les niveaux du terrain.

Certaines eaux ne renferment que des traces d'azote (des 3 formes), si une analyse bactériologique est favorable, on doit les regarder comme très pures.

D'autres eaux renferment beaucoup de nitrates, mais pas de nitrites ni d'ammoniac; elles sont pures si l'examen bactériologique l'indique. L'eau peut avoir été contaminée et s'est épurée totalement dans le sol ou bien avoir traversé des terrains engraisés au nitrate ou qui en contiennent naturellement. La

distinction est à faire. Il faut bien se garder de conclure qu'une eau est pure si elle ne renferme pas de nitrates et impure dans le cas contraire.

Les eaux nitratées sont excellentes pour la culture. L'industrie peut s'en servir sans dommage.

Phosphates. Des eaux venant de terrains granitiques et gneissiques peuvent renfermer des phosphates, mais la quantité est toujours très petite.

Les eaux passant sur des terrains engraisés aux phosphates peuvent alors en contenir davantage.

Dans la plupart des cas les phosphates ont une origine de contamination (matières fécales, urines, eaux résiduaires industrielles). Il faut savoir que si les pollutions traversent des terrains calcaires il y a transformation des phosphates en phosphate tricalcique insoluble et que la contamination de l'eau tout en étant certaine par d'autres indices, peut ne pas être accusée par la présence de phosphates dans l'eau.

Ces eaux sont naturellement à condamner pour les usages domestiques. On peut les employer pour l'irrigation.

Matières organiques. Origine végétale ou animale; et pour les deux il faut considérer le cas d'un apport accidentel temporaire n'ayant pas de signification.

On fixe la limite admissible pour suspecter une eau à 2 mg par litre, évaluée en oxygène. Il faut être prudent. Des eaux peuvent renfermer plus de 2 mg et n'être aucunement dangereuses si elles originent de régions où il y a beaucoup d'humus ou de tourbe, mais par leur teneur en matières organiques ces eaux peuvent facilement se contaminer et entretenir une flore bactérienne importante dans les conduites, elles deviennent souvent malodorantes.

Dans d'autres cas, 1,5 mg en oxygène doit inviter à la prudence surtout si la quantité est supérieure en milieu alcalin à celle en milieu acide (origine animale).

Les eaux sont le plus souvent suspectes et contaminées, ou contaminables.

Pour boire on ne peut les recommander sauf quand l'origine de la matière est nettement végétale et qu'il n'y a pas d'autres contre indication ou que la région n'a pas d'autre sorte d'eau.

Pour l'industrie il faut veiller au dépôt dans les conduites, à l'influence sur les produits chimiques (beaucoup d'industries ne peuvent les employer, voir Usages industriels de l'eau, p. 191). La production de vapeur n'est pas recommandable non plus.

Chlorures. Venant du sol, les chlorures sont sans importance et au bord de la mer ou dans des puits artésiens profonds on peut tolérer, même pour boire, 1 gr au litre. Au-dessus, la dose devient perceptible au goût.

Dans les autres cas, les chlorures ont une origine douteuse. Contamination urinaire surtout. Il suffit donc dans les cas où la dose est un peu forte d'examiner les autres indices de pollution.

L'industrie peut se servir des eaux modérément chlorurées sans inconvénient. A doses élevées et surtout si l'eau est évaporée, les chlorures sont indésirables.

Fer, alumine, manganèse. Origine géologique; terrains pyriteux.

Les eaux sont colorées et ont une saveur métallique. Parfois l'eau est limpide à la source et ne se trouble qu'au contact de l'air, en circulant dans les tuyaux par transformation des éléments qui s'oxydent.

Etant turbides et troubles, formant des dépôts, ces eaux sont peu recommandables sans traitement aussi bien pour boire que pour les usages industriels.

Plomb. Ce corps origine toujours des canalisations et se trouve dans l'eau à la faveur du peu de minéralisation de l'eau qui empêche la formation de composés insolubles protecteurs du métal. Les conduites et

réservoirs en plomb étant en disparition, le cas n'est plus important. Toutefois l'analyste doit être prudent à ce sujet quand l'eau contient un peu de CO_2 , des matières organiques et peu de sels. Des eaux de mines peuvent à ce point de vue être toxiques.

Cuivre. Le cuivre provient aussi des canalisations ou des mines ou à l'état de sulfate quand il y a une contamination par des eaux résiduaires. C'est surtout en présence de CO_2 que Cu devient inquiétant. Il faut proscrire les réservoirs en cuivre bien que l'on ait peu d'accidents à redouter de ce métal. Se souvenir que du sulfate de Cu peut être ajouté à l'eau pour la purifier des algues et infusoires et qu'aucun accident n'a été signalé par l'usage d'eaux traitées.

Zinc. Le carbonate de zinc peut être toxique, il provient des tuyaux et réservoirs. L'eau de boisson ne doit jamais être conservée dans des réservoirs ou sceaux en zinc ou en fer galvanisé. L'eau des toitures en zinc est à redouter pour la boisson.

Les autres éléments que peut contenir l'eau (sauf les eaux minérales) n'ont pas de significations spéciales. Suivant l'usage auquel on destine une eau, il est facile de rechercher le ou les éléments indésirables et d'agir en conséquence. Si l'analyste sait les fonctions de l'eau dans une industrie particulière et qu'il se renseigne aussi sur l'état de la canalisation et conservation, il peut répondre facilement à la question: L'eau X est-elle bonne pour tel usage?

Examen bactériologique. Cet examen qui peut dire si une eau est bonne, mauvaise ou suspecte (au point de vue hygiène) ne peut toutefois à lui seul trancher la question d'une *bonne eau*.

C'est donc pour le cas de preuve de mauvaise qualité que l'examen bactériologique apporte toute sa force. Quand le nombre des germes est élevé et qu'il a été isolé des espèces pathogènes ou douteuses, la

TABLEAU DOCUMENTAIRE POUR CLASSER LES EAUX EN CATEGORIES,
POUR LES USAGES ORDINAIRES DOMESTIQUES ET INDUSTRIELS.

(J. DIEUDONNÉ)

	EAU			
	<i>Pure</i>	<i>Potable</i>	<i>Suspecte</i>	<i>Mauvaise</i>
Extrait à 180.....	—	—	Plus de 500	—
Alcalinité totale en CaCO_3	—	—	Plus de 250%	—
Ammoniaque, Nitrites.....	0	0	Moins de 1	Plus de 1
Chlorures en NaCl	Moins de 30	30 à 80	80 à 160	Plus de 160
Sulfates en SO^4Ca	Moins de 10	10 à 50	Plus de 50	—
Chaux totale.....	—	—	Plus de 250	—
Magnésic.....	—	—	Plus de 30	—
Phosphates en P^2O^5	—	—	Plus de 0,5	—
H^2S	0	0	traces	—
M. O. en oxygène (permanganate en liqueur acide).....	Moins de 1	1 à 2	2 à 4	Plus de 4
Degré hydrotimétrique total (français).....	5 à 15	15 à 60	60 à 100	Plus de 100

En milligrammes par litre.

Comme nous l'avons vu, ce tableau doit être pris comme indication seulement et non dans un sens absolu.

question est réglée; en tant que l'échantillonnage et la conservation sont à l'abri de tout soupçon.

Si l'examen bactériologique est satisfaisant à tous les points de vue, l'eau ne sera de bonne qualité que si l'analyse chimique le confirme.

Vient donc la question de savoir ce qu'on doit comprendre par *nombre de germes*. Les avis sont très partagés, et on va comprendre pourquoi.

Le nombre des germes devrait être complété par une information plus essentielle qui est le *nombre d'espèces*. Les deux nombres, de germes et d'espèces sont excessivement variables suivant la *nature du milieu* sur lequel on fait la culture. D'où la nécessité de bien s'entendre sur la méthode et sur la préparation et composition des milieux. Le nombre de germes ne peut donc être fixé d'une façon absolue pour classer une eau. Il demeure relatif et on gardera le terme eau très pure à celle qui ne contiendra pas de germes microbiens ou n'en montrera qu'un très petit nombre; par exemple moins de 10 au cc. Avec bien entendu la réserve que nous allons faire sur les espèces et l'obligation de faire plusieurs examens en des temps différents. La désignation n'étant valable longtemps que si un contrôle périodique ne la révèle pas abusive. [Une contamination est toujours possible dans les eaux exploitées ou manipulées, même par des machines ou emmagasinées dans des réservoirs ouverts ou fermés].

La présence d'une seule ou de peu d'espèces peut être regardée comme acceptable, même si la quantité est abondante (sauf le cas du groupe Coli-aérogène ou de bactéries nettement pathogènes) car il y a des bactéries, moisissures et levures absolument inoffensives. Toutefois si la quantité est accusée continuellement il y a lieu de rechercher la *cause* car, en aucun cas pour l'eau potable, un grand nombre de peu d'espèces n'est un *caractère normal*.

Par contre un grand nombre d'espèces, même en

petite quantité pour chacune, est toujours un mauvais indice.

Nous arrivons maintenant au cas le plus délicat qui est celui des espèces trouvées. La *pierre de touche* actuellement reconnue pour la conclusion d'un examen bactériologique est fournie par le *groupe coli-aérogène*. Nous écartons l'identification nette, bien que très difficile, des bacilles typhiques, paratyphiques, vibrions cholériques et autres espèces nettement dangereuses, *quel que soit le nombre d'individus*.

Ce qu'on redoute dans les eaux potables est la contamination par les matières fécales ou les urines qui sont des véhicules certains de microbes pathogènes. Une contamination de cette nature est toujours caractérisée par plusieurs espèces: B-Coli; bactéries putrides; M. uréa; B. proteus, staphylocoques, pyocyniques pour ne citer que les principales. On cherche à identifier surtout le B-Coli parce que c'est plus facile et qu'il est toujours le plus abondant. Après avoir été catégorique pendant longtemps et admis que sa présence en quelque quantité que ce soit était de nature à condamner une eau sans appel, on s'est aperçu que ce bacille faisait partie d'un groupe dont tous les éléments ne signifient pas la même chose et qu'il était même une bactérie assez banale dans le sol, les poussières atmosphériques ou dans les contaminations peu dangereuses et que sa présence seule, n'impliquait pas du tout absolument une contamination par des matières fécales et urinaires d'origine humaine (la plus dangereuse).

Le nom B. Coli impliquait bien, à l'origine, une provenance intestinale (colon) mais il ne s'ensuit pas que les espèces analogues classées par la suite sous cette désignation aient nécessairement même origine.

Quand l'eau renferme un grand nombre de bacilles du groupe Coli, elle doit être immédiatement suspectée car, une eau normale ne renferme pas d'éléments favorables au développement des espèces de

ce groupe. Si le nombre est entre 1 et 50 au cc l'eau est classée sans discussion. On confirme par les autres espèces et les composés chimiques qui soulignent la pollution.

C'est le cas du *petit nombre* de B. Coli ou du groupe Coli-aérogène qui est le plus difficile à régler. *On ne devra jamais baser sa conclusion sur ce seul caractère*, présence du B. Coli. On peut déclarer (avec réserves toutefois) une eau comme bonne si elle accuse jusqu'à 50 B. Coli par litre et que les autres caractères microbiologiques et chimiques soient favorables. Dans tous les cas on recherchera si la contamination est banale et évitable.

L'épreuve à l'indol (page 463) et la recherche de la virulence peuvent aider si on constate, à l'usage de l'eau, des accidents intestinaux. En cas de virulence nette, l'eau sera déclarée dangereuse car le B-Coli peut devenir pathogène quel que soit le nombre trouvé dans l'eau. Le B-Coli banal, apporté accidentellement dans l'eau sans son cortège fécal, si on peut dire, ne prolifère pas et n'est pas virulent.

On entendra donc comme grand nombre de colibacilles 1 par cc, soit 1000 au litre; petit nombre, jusqu'à 50 au litre; sans regarder ces chiffres d'une manière absolue mais les laissant sujets à confirmation et consolidation par les autres données de l'analyse chimique et de l'examen bactériologique poussé jusqu'au bout.

La présence d'espèces *anaérobies* indique presque à coup sûr une contamination par matières fécales fraîches; la conclusion est très facile à tirer.

Si, à cause des circonstances, on est obligé de tolérer l'usage de l'eau, il faudra la traiter et contrôler les résultats sur des quantités allant au moins à 100 cc d'eau afin de bien s'assurer du nombre de B-coli ayant résisté au traitement. On tolérera quelques germes non pathogènes sporulés par cc, de suite après l'épuration, car, au bout d'un certain temps, dans les

canalisations et réservoirs il peut y avoir pullulation de germes d'espèces banales. Il faut veiller aussi à une recontamination des eaux traitées qui paraissent dans quelques circonstances, plus aptes au développement bactérien, sans doute à cause de la présence des substances issues des microbes morts et de la suppression de la concurrence vitale entre les espèces.



BIBLIOGRAPHIE ⁽¹⁾

NATURE ET ORIGINE, OUVRAGES GÉNÉRRUX

Pour mémoire il faut citer comme modèle du genre les livres de Belgrand sur les Eaux du département de la Seine, Paris, vers 1872 à 1887. Ces travaux ont été résumés par Imbeaux dans: Les eaux de Paris, Versailles et la banlieue. Paris 1903.

Daubrée.

Les eaux souterraines.
Paris, 1887.

Jacquot et Willm.

Eaux minérales de la France.
1894.

L. de Launay.

Recherche, captage et aménagement des sources thermo-
minérales.
Paris, 1899.

H. Boursault.

Recherche des eaux potables et industrielles.
Encyclopédie Léaute, Paris.

E.-A. Martel.

Nouveau traité des eaux souterraines.
Doin, Paris, 1921.

(EP) Dr E. Imbeaux.

Essai d'hydrogéologie.
Dunod, Paris, 1930.

(1) Nous ne donnons pas une bibliographie complète. Nous nous limiterons aux ouvrages essentiels en langue française et anglaise. Les ouvrages précédés des lettres (EP) sont ceux qui existent dans la bibliothèque de l'École Polytechnique de Montréal. On trouvera dans le cours de l'ouvrage un certain nombre de références indiquées au bas des pages.

- Slichter.
Motions of underground waters. U.S. Geolo. Survey No. 67.
Washington, U.S., 1902.
- De Lapparent.
Traité de géologie.
Paris, 1905.
- P.-F. Chalon.
Eaux souterraines.
Paris, 1913.
- A. Berget.
Les problèmes de l'Océan.
Flammarion, Paris, 1920.
- E. Fichot.
Les marées et leur utilisation industrielle.
Gauthier Villars, Paris, 1923.
- (EP) Eydoux.
Hydraulique industrielle.
J.-B. Baillièrre, Paris, 1923.
- A. Berget.
Les marées. Leur calcul et leur utilisation.
La Science Moderne, Paris, 1924 (page 73).
- C. Vallaux.
Le Gulf Stream.
La Science Moderne, Paris, 1929 (page 457).
- A. Guillen.
Notions d'hydrologie appliquée à l'hygiène.
- Martin.
Industrial Chemistry.
New-York, 1921.
- (EP) L. de Launay, E.-A. Martel et Ed. Bonjean.
Le sol et l'eau. Tome II du Traité d'hygiène de Martin et
Brouardel.
Paris, 1925.
- (EP) Dr E. Molinari.
Chimie générale et industrielle. Tome I.
Dunod, Paris, 1926.

- (EP) P. Baud.
Chimie industrielle.
Masson, Paris, 1927.
- (EP) Rogers.
Industrial Chemistry.
Van Nortrand, New-York.
- (EP) J. Satterly and R. T. Elworthy.
Mineral springs of Canada:
I The Radioactivity of some Canadian Mineral Springs;
II The Chemical Character of some Can. Mineral Springs.
Dept. of Mines Nos 435-472, Ottawa, 1917-1918.
- (EP) Paul Pascal et Paul Baud.
Traité de chimie minérale. Tome I Eau, par J. Barbaudy.
Masson, Paris, 1931.
- Piéry et Milhaud.
Les eaux minérales radioactives.
Doin, Paris, 1924.
- (EP) Sir W. Barret and Th. Besterman.
The Divining rod.
Methuen, London, 1926.
- E. Bosset.
Essai de théorie du pendule.
Durville, Paris, 1927.
- Abbé Ferran.
Vie et découverte d'un bacillogyre ou l'art de lire à travers
la terre.
Penne du Tarn, France, 1926.
- P. Landesque.
Hydrologie et hydrosopie.
Dunod, Paris, 1920.
- H. Mager.
Les sourciers et leurs procédés.
Dunod, Paris, 1926.
- B. Padey.
Traité complet des secrets de la baguette et du pendule
des sourciers.
Desforges, Paris, 1927.

Abbé Mermet.

Le pendule révélateur.
Cognac, 1928.

(EP) H. de France.

Le sourcier moderne.
Librairie agricole, Paris, 1929.

(EP) C.-L. Cumming.

Les puits artésiens de Montréal.
Ottawa, 1917

(EP) G. C. Whipple, G. M. Fair and M. C. Whipple.

The Microscopy of Drinking Water.
John Wiley & Sons, New-York, 1927.

(EP) S. Cate Prescott and Ch. E. Amory Winslow.

Elements of Water Bacteriology.
New-York, 1924.

(EP) E. Delhotel.

Traité de l'Épuration des eaux naturelles et industrielles.
Paris, 1893.

(EP) Paul Lheureux.

L'alimentation des villes en eaux potables.
Albin Michel, Paris, 1927.

A. M. Buswell.

The Chemistry of water and sewage treatment.
The Chemical Catalog Co., New York, 1928.

(EP) Frank Dixey.

A practical handbook of Water Supply.
Th. Murby, Londres, 1931.

UTILISATION

De la Coux.

L'eau dans l'industrie.
Dunod, Paris, 1907.

G. Bourrey.

L'eau dans l'industrie.
Doin, Paris, 1909.

- F. Dienert.
Hydrologie agricole.
Baillièrre, Paris, 1919.
- (EP) S. Powell.
Boiler feed water purification.
McGraw Hill, New-York, 1927.
- (EP) E. Rolants.
Les eaux usées.
Baillièrre, Paris, 1925.
- (EP) E. Sauvage.
Production, Condensation de la vapeur. Chap. VI, Alimentation.
J.-B. Baillièrre, Paris, 1923.
- (EP) Charles De Brie.
Les chaudières à vapeur. Chap. XXIII, Epuration, Dégazage
Dunod, Paris, 1931.
- (EP) The American Society of Mechanical Engineers.
Boiler construction code. (Appendix, Feedwater Analysis).
New-York, 1931.
- (EP) L. Allen Harding.
Steam Power Plant Engineering. (Chap. Feedwater Purification).
John Wiley, New-York, 1932.
- (EP) F. T. Morse.
Power Plant Engineering and Design, Chap. XI.
Van Nostrand, New-York, 1932.
- (EP) F. Diénert.
Epuration des eaux par les échangeurs de bases.
Chimie & Industrie, No 2 août, 1929.
- (EP) P. Patin.
Sur quelques progrès récents dans l'adoucissement des eaux naturelles.
Chimie & Industrie, avril, 1928 (7e congrès).
- (EP) R. Stumper.
Etudes théoriques et expérimentales sur la formation des incrustations de chaudières.
Chimie & Industrie, No 1, 1928.

- (EP) R. Escourron.
La suppression des incrustations dans les chaudières.
Chimie & Industrie, No 2 février, 1930.
- D. Faucheur.
Epuración des eaux par le phosphate de soude.
Chimie & Industrie, No 3 *bis* mars, 1932.
- G. Paris.
Les corrosions du fer et leur suppression par le dégazage de l'eau.
Chimie & Industrie, juillet, 1921.
- R. E. Hall.
A physico-chemical study of scale formation and boiler water conditioning.
Mining and Metallurgical Investigations. Bull. No. 24, 1927.
- P. Bunau-Varilla.
La radiolyse chimique.
Baillièrre, Paris, 1927.
- (EP) Guy Lanctot.
Etude de l'eau du port de Montréal pour la production de vapeur.
Revue Trimestrielle Canadienne No 71, Montréal, Sept. 1932
- (EP) L. Germain.
Epuración par les phosphates alcalins de l'eau d'alimentation des chaudières.
Chaleur & Industrie, Nov.-Déc., 1932.
- F. Delarozière.
Le phosphate trisodique et la lutte contre le tartre des chaudières.
La Revue des Produits Chimiques, No 9-10, Paris, 1933

COMPOSITION ET ANALYSE

- Ed. Bonjean.
Identification des eaux minérales.
Aquamétrie (Annales des Falsifications) Paris, 1909.
- (EP) Dr A. Calmette.
Recherches sur l'épuration biologique et chimique des eaux d'égouts. 9 volumes.
Masson, Paris, 1905-1914.

- (EP) F. Diénert.
Eaux douces et eaux minérales.
(Manuels pratiques d'Analyses chimiques.)
Béranger, Paris, 1912.
- (EP) A. Kling.
Méthodes actuelles d'expertises employées au Laboratoire
municipal de Paris. Tome V. Eaux et air. (Dieudonné-
Lombard-Lafore).
Dunod, Paris, 1922.
- W. W. Scott.
Standard Methods of Chemical Analysis. Vol. II.
Van Norstrand, New-York, 1922.
- A. Calmette, L. Nègre et Boquet.
Manuel Technique de microbiologie et sérologie.
Masson, Paris, 1925.
- (EP) F. W. Tanner.
Bacteriology (Chap. Water Bacteriology).
New-York, 1928.
- (EP) Ward Giltner.
Laboratory Manual in General Microbiology.
New-York, 1923.
- Prof. V. Villavecchia.
Traité de chimie analytique appliquée.
Tome I.
Masson, Paris, 1919.
- A. Meurice.
Cours d'analyse quantitative.
Dunod, Paris, 1926.
- Ch. Griffiths & L. Levi.
Traité d'analyses industrielles.
Dunod, Paris, 1924.
- (EP) Charles R. Cox.
Water Supply Control.
New York State Department of Health.
Albany, 1930.
- Standard Methods for the Examination of Water and Sewage.
American Public Health Association.
New-York, 1933.

INDEX⁽¹⁾

A

abiotique, 9
Abraham, 112
abyssiniens (puits), 49
acide urique (épreuve), 476
acidité, 300
acoustèle, 38
affleurement (sources), 29
agar, 430
Agfil (proc.), 178
alcalinité, 299, 374, 377
algues (destruction), 22
alkali (coefficient), 208
alumine, 349, 367, 378, 496
ambre gris, 14
ammoniaque, 260
ampholyte, 75
anaérobies, 461
analyse des eaux, 229, 372, 487
antitartrants, 179
aquamétrie, 342
Aral (lac), 20
aridité (indice), 16
Aristote, 23
artésiennes (sources), 30
Arrhénius, 255
arsenic, 383
Atlantique (océan), 13
autojavellisation, 104
azéotrope, 73
azote albumineux, 265

azote nitreux, 269
azote nitrique, 271
azote organique, 266
azotés (composés), 492

B

Babcock Wilcox, 136
B. typhique, 459
B. coli, 459
bactéries (pathogènes), 463
bactéries (morphologie), 453
bactériologie, 418
baguette, 40
Baltique (mer), 13
Barbaudy, 74
Barnes, 62
bassins (fluviaux), 28
bassins (hydrogéologique), 28
Baylis, 470
Berkefeld (filtre), 98
Bernard Palissy, 23
Bertrand (Gabriel), 359
Berthelot, 5, 6
Berzélius, 4
bile, 435
bimère, 83
bleu de Löffler, 454
Bonjean, 104, 111, 270, 283,
343, 418.
bore, 467.

¹ Ne sont portées à l'index que les choses essentielles qu'on peut avoir à chercher, ainsi que les noms d'auteurs.

- bored (wells), 49.
 borique (acide), 356.
 boues, 411.
 boiler compounds, 179.
 B.O.D., 405.
 Bouret, 254.
 Bordas, 135.
 Boutron & Boudet, 284.
 bouillons nutritifs, 432, 456.
 Brickwedde, 7.
 brome, 354.
 bromures, 354.
 brouillard, 54, 57.
 Bryan, 31.
 Bunau-Varilla, 105.
 Bunting, 482.
- C
- calcaires, 489.
 calcium, 367, 380.
 calculs (éléments), 364.
 caléfaction, 67.
 Calmette, A., 215.
 carbone, 473.
 carboferrite, 115.
 Caspienne (mer), 13, 20.
 Cavendish, 4, 146.
 Catalytique (rôle de l'eau), 82.
 cellobiose, 476.
 cellule photoélectrique
 (analyse), 415.
 Chamberland (bougies), 98.
 Chantemesse, 456.
 Chaptal, 59.
 chaux, 350, 355.
 Chicago, 477.
 chloration, 105.
 chlore, 103, 312, 355.
 chlorination, 105.
 chlorures, 307, 355, 496.
 chlorure de Na, 378.
 Churchill, 468.
 cils (coloration), 402.
 citernes, 55.
 citrates (de Na), 476.
- clarification (des milieux), 431.
 Clarke, 13, 146, 148, 284.
 clarté (coefficient), 244.
 coagulants, 168.
 coefficient alcali, 208.
 coefficient de clarté, 482.
 coefficient de corrosion, 483.
 coefficient de mousse, 482.
 coli-aérogène, 440, 445.
 combustion (de H dans O), 7.
 combinaisons hypothétiques,
 373.
 condensation (atm.), 59.
 contrôle (analyses), 389.
 corrosifs, 374.
 corrosion, 15, 140, 170.
 correction (des eaux), 92.
 corps (act. de l'eau), 79.
 couleurs, 244, 436.
 Courmont, 102.
 Cumberland (proc.), 178.
 Cumming, 51.
 curie (unité), 363.
 cuivre, 324, 326, 360, 497.
 crachements, 140.
 craquelage (tôle), 136.
 cryoscopique (cte), 76.
- D
- Daguin (acoustèle), 38.
 Darnell, 105.
 Daubrée, 27.
 Davaine, 107.
 deactivator, 176.
 débit (des sources), 30, 35.
 De Frise (proc.), 111.
 dégazage, 170, 172, 175.
 degré (hydrotim.), 286, 289.
 Deherain, 22.
 deka, 186.
 déliquescents, 77.
 Denigés, 268, 340, 465.
 densité (des eaux), 249.
 désaération, 172.
 Descartes, 23.

désinfection (de l'eau), 95.
 désincrusters, 179, 485.
 désincrusters (collo.), 183.
 détartrants, 179.
 déversement (sources), 29.
 deuterium, 7.
 diaclasiennes (sources), 29.
 Dieudonné, 260, 498.
 Difco, 463.
 dihydrol, 83.
 dihydron, 83.
 dilutions, 437.
 diplogène, 7, 9.
 dissolvant (eau), 72.
 distillation, 205.
 Dixon, 6.
 doucil, 151.
 driven wells, 49.
 Dulong, 4.
 Dumas, 4.
 dureté, 89, 286, 294, 377.
 dureté (non carbo.), 377.
 dureté permanente, 286.
 dureté temporaire, 286.
 dureté totale, 286.
 Duyck (proc.), 110.

E

eau (agriculture), 206.
 eaux (analyses), 229.
 eaux (boisson), 87.
 eaux (canaux), 20.
 eaux (classement), 10.
 eau (composition), 5.
 eau (condensation), 200.
 eau (de constitution), 77.
 eaux (correction), 113.
 eaux (cours d'eau), 16.
 eau (de cristallisation), 76.
 eau distillée, 170.
 eau (dosage), 384.
 eau (ébullition), 69.
 eau (éléments de), 4.
 eau (épuration), 92.
 eau (des étangs), 21.
 eau (de forage), 22.

eau (formation), 5.
 eau fossile, 26.
 eau juvénile, 26.
 eau des lacs, 20.
 eau de lavage (rues), 213.
 eau lourde, 7, 8, 389.
 eau des marais, 21.
 eau des mares, 21.
 eaux médicinales, 231.
 eaux ménagères, 213.
 eau des mers, 10.
 eaux minérales artificielles,
 125, 127.
 eaux minérales (analyses),
 341.
 eaux minérales, 115.
 eaux minérales (gaz des), 124.
 eau des mines, 22.
 eau naturelle, 88.
 eau dans l'organisme, 86.
 eau non potable, 233.
 eau (prop. chimiques), 77.
 eau (prop. phy-chim.), 72.
 eau (prop. phys.), 64.
 eaux pour industries, 191.
 eaux polluées (anal.), 397.
 eau potable, 88, 230.
 eau de puits, 22.
 eau pure, 3, 60.
 eaux résiduaires, 211, 215.
 eaux résiduaires (analy.), 391.
 eau de Seltz, 129.
 eaux de sources, 22, 29.
 eaux souterraines, 22, 24, 31.
 eaux superficielles, 10.
 eau très pure, 61.
 eau (usage scientifique), 191,
 204.
 eaux usées, 211.
 eau (utilisations), 85.
 eaux vannes, 212.
 ébullition (eau), 100.
 échangeurs (de bases), 149.,
 387.
 échantillonnage, 236.
 échantillonnage (bactériolo-
 gique), 424, 427.

effluents (stabilité), 493.
 Ehrlich, 455, 465.
 Eichhorn, 150.
 Elsner (milieu), 458.
 Elworthy, 117.
 embrittlement, 136.
 emergence (sources), 30.
 Endo (milieu), 433.
 ensemencement, 438.
 épuration (eau chaud.), 140.
 épuration interne, 177.
 épuration préalable, 144.
 Escourron, 184, 187.
 étain (dosage), 326.
 eutexie, 74.
 examen bactériologique, 418,
 428, 497.
 examen complet, 232.
 examen microscopique, 416.
 examen rapide, 231.
 examen physiologique, 463.
 examen sommaire, 231.
 exsurgence, 30.

F

Fairchild, 468.
 Fairshall, 472.
 faune, 423.
 fausse dureté, 295.
 fer (dosage), 314, 378, 496.
 fer ferreux, 320.
 fer (eaux minérales), 348, 367.
 fiche (p. analyse), 237.
 filoniennes (sources), 29.
 fineness, 244.
 fissures, 24.
 Fisher, 143.
 floculantes (subst.), 168.
 flore, 422.
 Florentin, 340.
 fluor, 358, 468.
 fluoresceine, 38.
 fontactoscope, 363.
 forage, 48.
 Fox et Gange, 470.
 fragilité caustique, 158.

Frésenius, 252.
 Freysinge-Roche (pro), 108.
 Frost, 8.
 fuchsine (phéniquée), 453.

G

Gaillard, 106.
 Gans, 150.
 Gartner, 34.
 Gay-Lussac, 4.
 Gaz dissous, 490.
 gaz (eaux miné.), 343.
 gélatine, 430, 432.
 gélose, 430, 433, 434.
 générateurs (eau p.), 135.
 Geneste-Herschler, 98.
 génie sanitaire, 1.
 geysers, 29, 42.
 Gibbs, 470.
 glace (analy. bacté.), 452.
 glace artificielle, 133.
 glace comestible, 131.
 glace (p. phys.), 62.
 glaces (variétés), 62.
 Gram, 455.
 Granval & Lajoux, 270, 274.
 graisses, 409, 414.
 grêle, 56.
 Griess, 267.
 griffon (des sources), 36, 116.
 groupe coli (distinction), 475.
 Gulf Stream, 14.

H

Halbfass, 27.
 Hall, 156, 158.
 hardness, 294.
 Henry (loi), 173.
 Hilgard & Longbridge, 208.
 Hoppe-Segler, 86.
 Humboldt, 4.
 humidité, 52.
 hydraulique, 1.
 hydrates, 76.

hydrogéologie, 1.
 hydrogels, 77.
 hydrogénèse, 51.
 hydrogène lourd, 7.
 hydrogène sulfuré, 331, 491.
 hydrographie, 1.
 hydrol, 83.
 hydronol, 83.
 hydrolyse, 81.
 hydrosols, 77.
 hydroxydes, 77.
 hydrophones, 38.
 hydrosphère, 10.
 hydrotimétrie, 284.
 hygrométrie, 52.
 hypochlorites, 103, 311.

I

Imbeaux, 29.
 incrustants, 373.
 incrustations, 135, 139, 141,
 381.
 incubation, 439, 484.
 indol, 463.
 infiltrations, 479.
 intercalaires, 30.
 intermittentes, 30.
 interprétation (géochimique),
 255.
 interprétation (résultats),
 396, 488.
 iode, iodures, 353, 469.
 ionisation, 75.
 ions h., 306.
 ions (méthode), 255.
 isopiézométriques, 26.
 isotonicite, 86.

J

Jackson, 242.
 jaillissantes (sources), 29, 30.
 Javel (eau), 103.
 javellisation, 105.
 Johnstone, 13.

K

Karplus, 142.
 katadyn, 113.
 Kellermann, 22.
 Kepler, 23.
 Kestner-Paris, 176.
 Kjeldahl, 266.
 Knapp, 150.
 Knapen, 58, 59.
 Krausse, 113.

L

lac salé, 20.
 lactose (bile), 435.
 Lambert (proc.), 109.
 Lamy, 167.
 Lanctot, 153.
 Lapeyrère (proc.), 109.
 Laplace, 4.
 lather factor, 295.
 Lavoisier, 4.
 Letellier & Sunder, 164, 486.
 Levy (pipette), 332.
 Lewis, 7.
 lithine, 355.
 Loffler, 454.
 Lombard (meth.), 268.
 Lucrèce, 23.
 Lugol, 455.

M

MacDonald, 7.
 magnésie, 350.
 manganèse, 321, 349, 368, 377,
 496.
 marais (à sangsues), 21.
 marées, 14.
 Mariotte, 23.
 Marmier, 111.
 Martel, 30.
 matières grasses, 409, 414.
 matières réductrices, 283.
 matières organiques, 274, 495.
 matières en suspension, 283,
 342.

Maury, 52.
 McClendon, 469.
 Melcher, 482.
 mers (Méditerranée), 12, 13.
 météorologie, 1.
 Meunier, 4.
 microbes, 95.
 microbiologie, 361.
 micrographie, 419, 421.
 microscopie, 416.
 Miguel, 100.
 milieux spéciaux, 454.
 millicurie, 363.
 Mitscherlich, 150.
 mofettes, 29.
 Mohlman, 473.
 monomère, 83.
 Moore, 22.
 morphologie (bactéries), 453.
 Muller, 168.
 Murray, 4.
 Murphy, 7.

N

Naegeli, 22.
 nappes (éléments caract.), 26.
 natrolithe, 151.
 neige, 56.
 Nernst, 78.
 Nessler (réactif), 260.
 Nichols, 62.
 Nicolle, 454.
 Nil, 16.
 nitrates (dos.), 270, 271, 493.
 nitrites (dos.), 267, 493.
 non incrustants, 374.
 Norton, J. F., 235.
 nuage, 53.
 numération, 439, 444.

O

océan Atlantique, 12, 13.
 océan Indien, 13.
 océans (composition), 13.

odeurs, 246, 421.
 oléate d'éthanolamine, 288.
 ondes hertziennes, 39.
 or (dans l'eau de mer), 11.
 Otto, 112.
 oxygène (demande bioch.), 405.
 oxygène (dépense), 278.
 oxygène dissous, 332.
 ozone (dosage), 386.
 ozone (stérilisation), 111.

P

Palmer, 255.
 parasites (intestinaux), 419.
 Parchinger, 59.
 parties (par million), 258.
 Patin (méthode), 387.
 Pech, Dr, 123.
 pendule, 39, 40.
 pérennes (sources), 30.
 perméabilité, 25.
 permo, 151.
 permutite, 149.
 peptone, 430.
 Petri (boîtes), 429.
 Phelps, 406.
 phénols, 470.
 phosphates, 340, 471, 485, 495.
 phtaléine du phénol, 38.
 piezométrique, 50.
 plankton, 416.
 Platon, 23.
 pluie, 53.
 plomb, 325, 360, 496.
 pluviométrique (régime), 27.
 polarité, 115.
 pores, 24.
 porosité, 24, 480.
 potassium, 350.
 Powell, 156, 171, 259.
 puits aériens, 37.
 puits, 45.
 puits (Montréal), 51.
 purification, 151.

Q

quadrature (marée), 14.
qutan, 186.

R

radioactivité, 39, 131, 362.
radium, 363.
Raoult (lois), 76.
Raulin, 22, 113.
rayons ultra-violets, 101.
refinite, 151.
résidu sec, 281, 282.
résurgence, 30.
résistivité électrique, 361.
Richardson, 472.
Rideal-Stewart (méth.), 334.
Rimattei, 61.
Rolants, 215.
Rouge (mer), 13.
rouge neutre, 454.
rouille, 174.
Rouquette (comprimés), 106.
rosée, 57.
routoirs, 21.
Roozeboom, 77.
ruissellement (coef.), 27.
Rumpf, 415.
Rutherford, 7, 9.

S

Sable & Reinke, 478.
salinité (eau de mer), 13.
salinité, 256.
salses, 29.
Sartory, 464.
Satterly, 117.
saumures, 472.
saveur, 246.
scales (boiler), 135.
Schuber, 58.
Scott, 471.
sédiments, 479.
sels (eau de mer), 11.

Serpollet, 67.
sertal, 151.
signification (analyse), 488.
silice, 347, 365, 378.
siphon, 130.
sodium, 352, 369.
solfatare, 29.
solex, 186.
solides (dissous), 364, 376.
solides totaux, 472.
sondages, 37.
Sorensen, 75.
souillures, 18.
sources, 29, 31.
sources (fausses), 30.
sourciers, 39.
sparklet, 130.
sphéroïdal, 67.
stabilité (carbonatée), 468.
Stabler, 485.
standards (bacté.), 451.
stérilisation, 93, 100.
Stumper, 142.
Suess, 23.
sucres, 430.
suffioni, 29.
Sulfrian, 251.
sulfates, 337, 369, 378, 489.
sulfures, 478.
super spruce, 186.
Sutherland, 83.
syzygies (marées), 14.

T

Tammann, 141-143.
tartres, 135.
tartrifuges, 179.
Taylor, 7.
telluriques (courants), 39.
Thalès de Milet, 23.
thermophone, 241.
thermomètres (spéc.), 241.
Tilleux (filtres), 99.
Tixier-Cambier (proc.), 109.
tragasol, 186.
transcristallisation, 142.

transformation (fact.), 258.
trihydrol, 83.
trimère, 83.
Trommsdorff (réact.), 267.
turbidité, 242.

U

unités (chimiques), 253.
uramine, 38.
Urey, 7.

V

Vaillard (comprimés), 108.
valences, 253.
Van der Made, 112.
vaporisation, 66.
vapeur d'eau, 66.
vase, 411.
Vergnoux, 108.
vérification (analyse), 374.
Vieille, 6.
Vincent, 106.

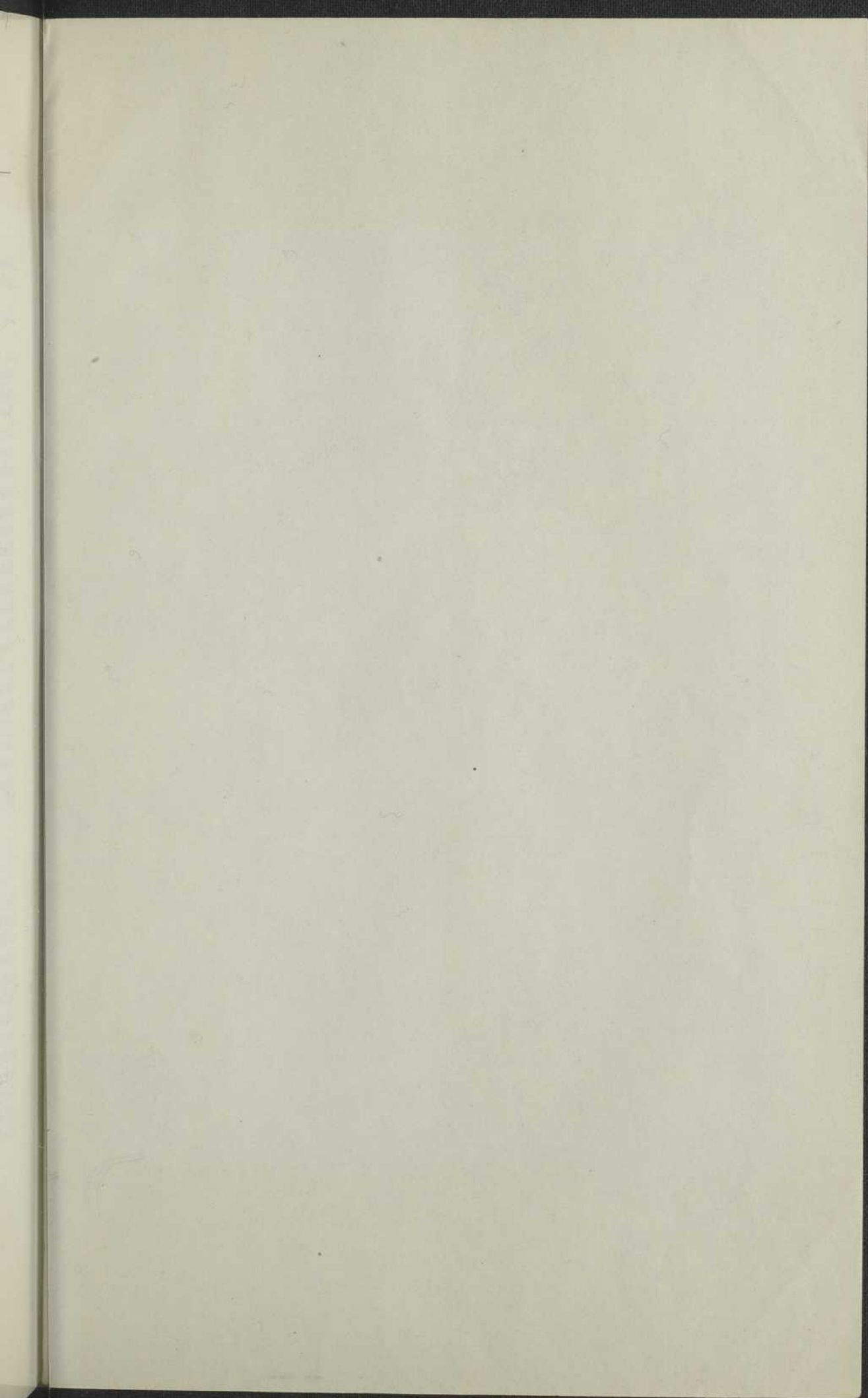
violet phéniqué, 454.
Vitruve, 23.
Voges-Praskaner, 475.
Volger, 23.
Vossius, 23.

W

Wada, 100.
Washburn, 7, 482.
waterphones, 38.
Way, 150.
wells, 49.
Weyl-Legal, 465.
Widal, 456.
Winkler (méth.), 334.

Z

zéolithes, 149.
Zibold, 58.
Ziehl (fuchsine), 453.
zinc, 326, 359, 472, 497.
Zsigmondy, 141.



... ..
... ..
... ..
... ..

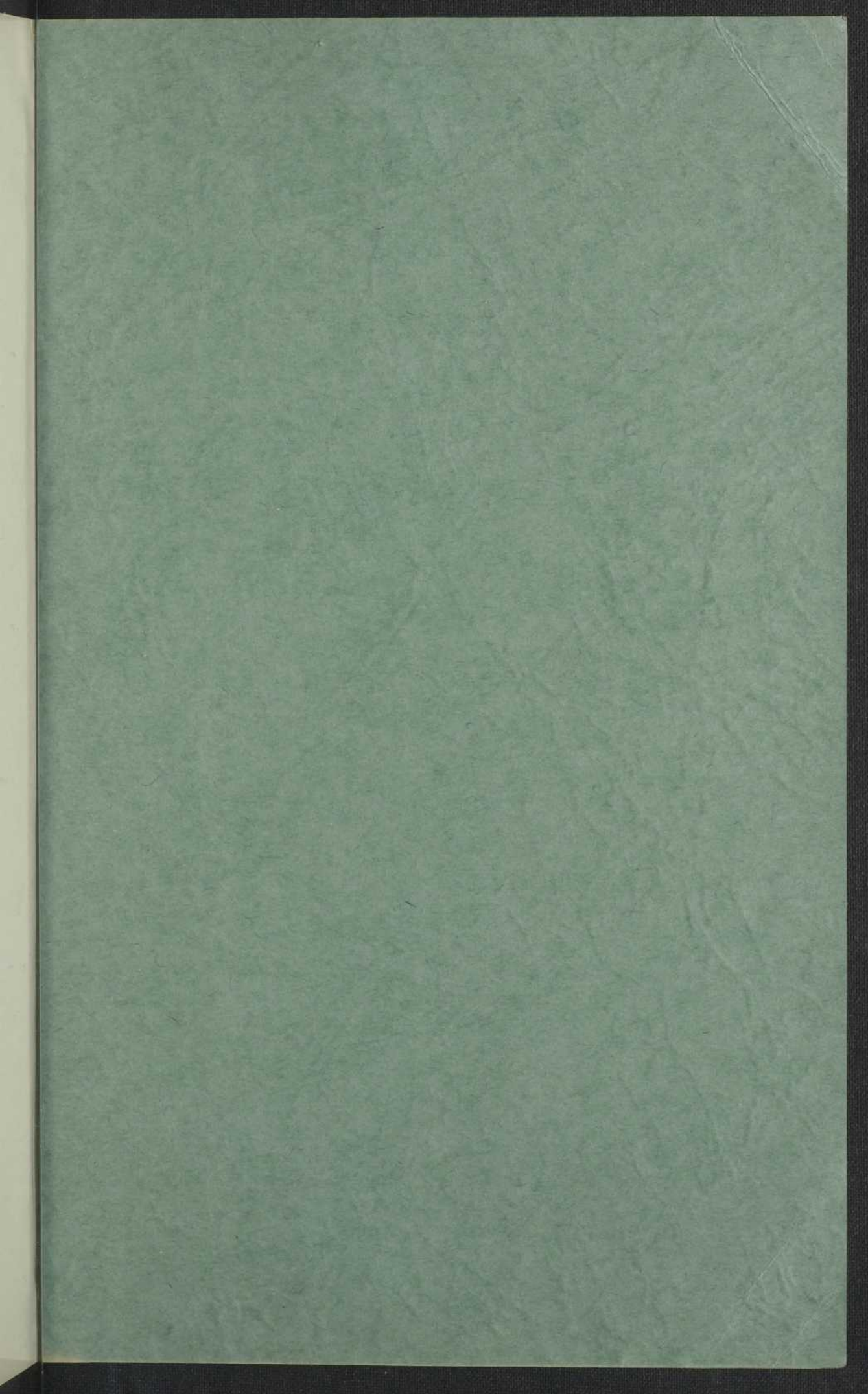
... ..
... ..
... ..
... ..

... ..
... ..
... ..

... ..
... ..
... ..
... ..

... ..
... ..
... ..
... ..
... ..
... ..
... ..

... ..
... ..
... ..
... ..
... ..
... ..



BNQ



C 000 354 850