

DV A 1598
K. 0077

L'EAU POTABLE

SOCIÉTÉ ANONYME
DES

USINES A TUBES DE LA MEUSE
FLÉMALLE-HAUTE

L'EAU POTABLE

L'eau chimiquement pure répond à la formule H^2O . C'est une curiosité de laboratoire car il est extrêmement difficile de la produire ; une eau même soigneusement distillée contient toujours des traces de sels et surtout de gaz.

Par conséquent une eau potable contiendra différents éléments dissous. Dans la présente note, nous allons étudier d'une façon succincte les qualités et propriétés qu'elle doit posséder pour répondre à ces emplois.

PROPRIÉTÉS PHYSIQUES

Turbidité.

Les matières en suspension créant un trouble sont : l'argile, les éléments ferrugineux et carbonatés, les micro-organismes, les matières organiques, etc.

L'eau ne se trouble pas nécessairement par la présence de particules. De même le nombre de bactéries peut être énorme sans nuire à la clarté de l'eau à cause des dimensions très réduites de ces organismes.

Pour troubler l'eau il faut que les corpuscules en suspension soient d'une taille suffisamment grande et qu'ils soient en nombre suffisant.

Les hygiénistes ne croient pas pouvoir cependant condamner à priori, au point de vue potabilité, une eau qui n'est pas claire et transparente. Mais une turbidité élevée rend l'eau désagréable et indique souvent une corruption de l'eau.

C'est pourquoi on cherche à rendre l'eau potable aussi limpide que possible.

Si la quantité de matières en suspension est importante, on détermine le poids des matières solides en suspension par filtration sur creuset de GOOCH, dans des conditions bien déterminées, de façon à recueillir autant que possible pratiquement la totalité des éléments en suspension.

On ajoute souvent les caractéristiques de ces matières : on dit qu'elles sont sableuses, argileuses, à petit ou à gros flocon.

On se contente souvent d'estimer qualitativement l'eau au point de vue transparence : on dit que l'eau est claire, ou accuse une plus ou moins grande opalescence ou une certaine turbidité.

L'estimation quantitative de la turbidité est moins fréquente, mais se pratique pourtant actuellement en maints endroits. Le nombre des types de turbidimètres américains, allemands et français est très grand et les unités employées sont conventionnelles, étant donné que toute comparaison est fonction de l'acuité visuelle de l'analyste.

Quelques procédés sont standardisés (par exemple par le Standard Methods of Water Analysis). Le principe de la majeure partie de ces turbidimètres est

L'EAU POTABLE

basé sur des comparaisons colorimétriques avec des solutions-types. Récemment on a construit des turbidimètres à cellule photo-électrique : cette cellule produit un courant électrique proportionnel à l'intensité du faisceau de lumière diffusée reçue par elle.

D'autres turbidimètres sont constitués par des cylindres incolores qu'on remplit de l'eau à étudier, en agitant cette eau afin de mettre éventuellement tout en suspension. On essaye de lire des chiffres standard mis en-dessous des cylindres et on note la hauteur du cylindre en centimètres, permettant de lire distinctement les chiffres.

Des solutions standard de comparaison employées en Amérique se préparent comme suit :

1,246 gr. de chloroplatine de potasse correspondant à 0,5 gr. de Pt et 1 gr. de chlorure de cobalt, correspondant à 0,25 gr. de cobalt, sont dissous dans 100 cc. d'acide chlorhydrique à 1,19 et on ajoute de l'eau distillée pour faire un litre.

On appelle cette solution 500 (soit 500 mgrs de Pt par litre). Par dilution on obtient des turbidités de différentes valeurs d'échelles.

Couleur.

L'eau pure a une faible coloration bleue, que l'on peut observer dans des bassins de natation dont l'eau est très propre.

Les eaux riches en fer sont colorées en vert ou en jaune et ont un aspect peu agréable.

Des eaux peuvent ne pas être colorées au captage, mais se colorer ensuite lors d'une aération à cause de l'oxydation du fer. Une quantité suffisante de produits humiques colore également l'eau.

Goût.

Des matières organiques (algues en décomposition, par exemple), des éléments ferrugineux (pour des teneurs supérieures à 100 mgrs/litre pour une eau douce) et divers sels pour des teneurs diverses donnent à l'eau un goût bien marqué.

Nous donnons à titre indicatif un tableau donnant, suivant certains auteurs, la limite de perceptibilité au goût de certains sels :

Chlorure sodique	165 mgrs/litre
Chlorure calcique	470 mgrs/litre
Chlorure magnésique	135 mgrs/litre
Chlorure ferrique	0,35 mgrs/litre
Chlorure de Manganèse	1,8 mgrs/litre

L'EAU POTABLE

Sulfate de fer	1,6 mgrs/litre
Sulfate de Manganèse	15,7 mgrs/litre
Sulfate calcique	70,0 mgrs/litre
Sulfate Magnésique	250 mgrs/litre
Carbonate monosodique	450 mgrs/litre, etc...

Ce tableau, sans être rigoureux, dans cette estimation éminemment subjective, donne une idée comparative de l'influence des divers sels sur le goût de l'eau.

Odeur.

On cherche à éviter toute odeur à l'eau lors de la distribution.

Les algues (dans les eaux superficielles) donnent par leur décomposition, une odeur spéciale de poisson.

La présence de traces d'acide sulfhydrique crée également une odeur caractéristique qui se confond parfois avec celle de la décomposition des algues : un cristal de sulfate de cuivre fait disparaître l'odeur due à l'acide sulfhydrique. Si l'odeur ne disparaît pas, cela indique la présence de matières en décomposition.

Les éléments humiques donnent une odeur de putréfaction.

Le fer en grande quantité communique une odeur rappelant celle de l'encre.

Lors du traitement au chlore, si on exagère la dose de chlore injectée on peut percevoir une odeur persistante de chlore. D'ailleurs des traces minimes de phénol (dans des eaux superficielles) donnent avec le chlore une odeur d'iodoforme.

Autres caractéristiques physiques.

Contentons-nous, afin de ne pas prolonger outre mesure la présente note, d'énumérer les autres caractéristiques physiques qu'on cherche à estimer.

La Conductibilité de l'eau intéresse souvent les chercheurs et les laboratoires, notamment ceux s'occupant d'eaux de distribution des grandes villes (Paris et Bruxelles, par exemple). La conductibilité ou la résistivité de l'eau est en rapport direct (mais non proportionnel) avec les sels dissous dans l'eau et cela permet un contrôle quotidien et rapide : on est averti aussitôt lorsqu'un apport anormal de sels a lieu.

La conductibilité de l'eau serait par exemple quadruplée par 10 mgrs de chlorure sodique.

Des appareils de différents types pour la mesure de la conductibilité sont mis sur le marché.

La radio-activité est également parfois étudiée, mais seulement pour des eaux minérales ayant un caractère curatif.

On mesure encore dans certains cas l'indice de réfraction de l'eau qui est fonction non seulement des électrolytes (comme pour la conductibilité) mais également des colloïdes. Cela permet d'évaluer les colloïdes par différence.

Cette mesure permet également de vérifier le degré d'efficacité de certains traitements de précipitation des éléments colloïdaux.

CARACTÉRISTIQUES CHIMIQUES

Nous ne croyons pas utile de procéder à une description détaillée des modes opératoires pour la détermination de la teneur en différents éléments qu'on dose généralement dans les eaux.

Il serait plus utile de donner une description succincte des caractéristiques chimiques dans les limites où cela peut intéresser les techniciens s'occupant du captage et de la distribution de l'eau potable. Nous renvoyons les chimistes aux ouvrages cités dans la bibliographie publiée à la fin de la présente note.

a) la concentration en ions H ou la valeur du pH d'une eau.

Une eau neutre accuse un pH égal à 7 ce qui veut dire que la concentration en ions H est de 10^{-7} . Quand la valeur du pH est inférieure à 7 l'eau est acide, quand le pH dépasse 7 la réaction de cette eau est basique.

On trouvera ci-dessous un tableau donnant la relation entre la valeur du pH et la concentration en ions H.

SIGNIFICATION DU CHIFFRE EXPRIMANT le pH			
pH	Concentration en ions H	pH	Concentration en ions H
n,00	$1,00 \cdot 10^{-n}$	n,50	$3,16 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,05	$8,91 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,55	$2,82 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,10	$7,94 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,60	$2,51 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,15	$7,08 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,65	$2,24 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,20	$6,31 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,70	$2,00 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,25	$5,62 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,75	$1,78 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,30	$5,02 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,80	$1,59 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,35	$4,47 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,85	$1,41 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,40	$3,98 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,90	$1,26 \cdot 10^{-(n+1)}$
n,45	$3,55 \cdot 10^{-(n+1)}$	n,95	$1,12 \cdot 10^{-(n+1)}$

Soit un pH de 6,65.

Dans ce cas : $N = 6$. Par conséquent $n + 1 = 7$.

La concentration en ions H = $2,24 \cdot 10^{-7}$.

La détermination du pH peut se faire par un procédé potentiométrique ou par un procédé colorimétrique.

L'électrode à hydrogène habituellement utilisée pour la mesure potentiométrique du pH ne convient pas pour les eaux car le courant d'hydrogène chasse l'acide carbonique et influence la mesure. On a recours soit à une électrode à antimoine, soit à une électrode à quinhydrone.

On mesure le potentiel d'une électrode à antimoine ou à quinhydrone plongée dans l'eau à étudier par rapport à un niveau de potentiel fixe fourni par une électrode au calomel reliée à la première par un pont conducteur (K Cl) dans de l'agar-agar.

L'EAU POTABLE

TABLEAU

EXTRAIT DE L'OUVRAGE

« Die Chemische Untersuchung von Wasser und Abwasser »

Par le Dr. Ing. J. TILLMANS

CO ₂ semi combiné mgrs/l	Dureté (due aux carbonates) en ° Fr.	CO ₂ libre inactif mgrs/l	CO ₂ semi combiné en mgrs/l	Dureté due aux carbonates en ° Fr.	CO ₂ libre inactif en mgrs/l
5,0	1,04	0,0	105,0	23,3	29,5
15,0	3,36	0,2	107,5	23,8	32,3
17,5	3,84	0,4	110,0	24,4	35,0
20,0	4,35	0,5	112,5	24,9	37,8
22,5	5,06	0,6	115,0	25,4	40,7
25,0	5,58	0,7	117,5	26,1	43,8
27,5	6,10	0,9	120,0	26,7	47,0
30,0	6,62	1,0	122,5	27,1	50,2
32,5	7,14	1,2	125,0	27,7	54,0
35,0	7,66	1,4	127,5	28,1	57,4
37,5	8,32	1,6	130,0	28,7	61,0
40,0	8,88	1,7	132,5	29,4	64,7
42,5	9,36	2,1	135,0	29,9	68,5
45,0	9,98	2,4	137,5	30,4	72,3
47,5	10,44	2,7	140,0	30,9	76,4
50,0	11,16	3,0	142,5	31,5	80,5
52,5	11,68	3,5	145,0	32,2	85,0
55,0	12,18	3,9	147,5	32,6	89,1
57,5	12,74	4,2	150,0	33,2	93,5
60,0	13,24	4,8	152,5	33,6	98,0
62,5	13,76	5,2	155,0	34,2	103,0
65,0	14,44	6,0	157,5	34,6	107,0
67,5	15,14	6,7	160,0	35,5	112,5
70,0	15,46	7,5	162,5	35,9	117,5
72,5	16,18	8,3	165,0	36,5	122,5
75,0	16,60	9,2	167,5	37,0	127,6
77,5	17,28	10,4	170,0	37,6	132,9
80,0	17,78	11,5	172,5	38,2	138,0
82,5	18,20	12,8	175,0	38,5	143,8
85,0	18,82	14,1	177,5	38,9	149,1
87,5	19,24	15,6	180,0	39,6	154,5
90,0	19,82	17,2	182,5	40,2	160,0
92,5	20,05	19,0	185,0	40,8	165,5
95,0	21,04	20,7	187,5	41,5	171,0
97,5	21,52	22,7	190,0	42,0	176,6
100,0	22,06	25,0	192,5	42,6	182,3
102,5	22,52	27,3	195,0	43,1	188,0
			200,0	44,2	199,5

On forme ainsi une pile dont la f.e.m. est fonction du pH de l'eau étudiée. L'électrode à quinhydrone convient jusqu'à $\text{pH} = 8$. Beaucoup d'expérimentateurs l'emploient même jusqu'à $\text{pH} = 9$.

Les mesures colorimétriques sont très répandues et il existe sur le marché des échelles préparées. Mentionnons les tableaux de CLARK et les verres colorés de HELIGE.

b) Teneur en acide carbonique libre.

La teneur en acide carbonique libre est définie par titration d'un échantillon d'eau (200 cc) en présence de phénolphtaléine comme indicateur, avec une liqueur de soude titrée. Si l'on prend une solution 1/22 normale, chaque cc de cette liqueur correspond à 10 mgrs de CO_2 /litre. Ce dosage se fait sur place. Quand la teneur en acide carbonique libre est particulièrement élevée, on doit parfois prendre des dispositions spéciales pour ne pas perdre du gaz pendant le dosage.

c) Teneur en acide carbonique semi-combiné.

On appelle acide carbonique semi-combiné, la moitié d'acide carbonique qui entre dans la composition des bicarbonates.

La teneur en acide carbonique semi-combiné est déterminée par titration d'un échantillon d'eau (100 cc, par exemple) en présence du vert de Bromocrésol ou de méthylorange avec une solution titrée d'acide sulfurique. Si l'on emploie une solution 1/22 normale, chaque cc correspond à 10 mgrs d'acide carbonique semi-combiné.

A noter que cette dénomination est purement conventionnelle. Dans différents ouvrages, on le note également acide carbonique lié ou combiné. Mais pour la bonne règle et pour éviter toute confusion, nous conseillons de conserver l'expression impropre de semi-combiné.

Remarquons qu'il s'établit un équilibre entre les teneurs en acide carbonique et semi-combiné. Cet équilibre a été étudié par Tillmans. Le tableau de la page précédente donne la quantité d'acide carbonique libre nécessaire pour maintenir en solution une quantité correspondante d'acide carbonique semi-combiné (les bicarbonates).

Si la teneur en acide carbonique libre est inférieure à celle nécessaire pour l'équilibre, il y aura tendance à la décomposition de bicarbonates et à la précipitation des carbonates.

Si, au contraire, la teneur en acide carbonique libre est supérieure à celle nécessaire pour l'équilibre, les bicarbonates sont maintenus entièrement en solution et il y a empêchement à la précipitation des carbonates et à la formation d'une couche protectrice arrêtant la corrosion des conduites métalliques.

On dit dans ce cas qu'il y a de l'acide carbonique agressif, car cet acide carbonique est agressif pour le marbre.

d) Teneur en oxygène.

Le dosage en oxygène se fait généralement par l'introduction de chlorure manganeux et de soude dans un échantillon d'eau prélevé avec des précautions spéciales. L'oxygène dissous dans l'eau oxyde le sel manganeux et permet un

titrage quantitatif : on ajoute de l'acide chlorhydrique en présence d'iodure de potassium. L'iode mis en liberté est titré par l'hyposulfite.

Remarque concernant les gaz dissous.

L'acide carbonique libre et l'oxygène et très souvent la mesure du pH se font sur place à l'endroit même du prélèvement d'eau et immédiatement après ce prélèvement. Autrement on court le risque de faire des erreurs importantes.

L'oxygène dissous dans l'eau peut varier entre des limites assez étendues : certaines eaux renferment des traces seulement, d'autres sont saturées d'oxygène.

La teneur d'une eau en oxygène en état de saturation dépend de la température et de la pression. Pour nos régions, on peut considérer que cette teneur se situe le plus souvent entre 11 et 13 mgrs par litre.

Notons que la teneur en oxygène pour l'état de saturation est généralement indiquée dans les formulaires comme étant approximativement cinq fois plus élevée que celle renseignée par nous ci-dessus. Cela provient du fait que les formulaires indiquent l'état de saturation sous pression d'une atmosphère d'oxygène, tandis que nous indiquons l'état de saturation sous pression d'une atmosphère d'air (dans lequel l'oxygène rentre pour 1/5).

Notons qu'au point de vue hygiénique, ainsi que de la bonne conservation et du bon fonctionnement d'appareils coûteux, tels que les compteurs, et des constructions en béton ou en métal, tels les réservoirs, les conduites, les vannes, etc., on préfère une eau riche en oxygène.

On cherche en plus à réaliser une valeur de pH assez élevée (plus l'eau est douce et plus élevée doit être la valeur du pH).

Enfin, quand l'eau est riche en acide carbonique libre, on cherche à diminuer cette teneur et notamment à éliminer l'acide carbonique en excès appelé acide carbonique agressif pour le marbre ou, plus simplement, acide carbonique agressif.

e) Le fer et le manganèse dans l'eau.

Le fer et le manganèse se trouvent dans l'eau sous forme d'hydroxydes, bicarbonates ou sulfates. On les trouve également combinés avec des produits organiques.

Parmi les procédés de dosage du fer, citons celui qui nous paraît d'une application pratique : l'échantillon d'eau, 25 cc par exemple, est oxydé avec de l'eau oxygénée et acidulé avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré ; on y ajoute quelques cc de sulfocyanure de potasse. On compare la coloration obtenue avec un échantillon d'eau distillée préparé de la même façon et auquel on ajoute une quantité de solution titrée de fer suffisante pour obtenir la même teinte. Quand il s'agit de très faibles quantités (moins de 0,1 mgr/litre), la teinte devient trop faible. On est alors obligé de concentrer l'eau pour pouvoir titrer avec plus de précision.

L'EAU POTABLE

Il existe différentes méthodes pour le dosage du manganèse. Signalons celle de Marshall, qui repose sur le principe suivant : les sels de manganèse se trouvant en solution chaude avec du persulfate potassique et du nitrate d'argent forment un acide manganique, qu'on peut titrer colorimétriquement.

La présence du fer et du manganèse dans l'eau est très gênante : ces métaux s'oxydent et se déposent sur les parois des lavabos, évier, baignoires, etc...

Une eau ferrugineuse tache le linge. Le fer rend l'eau trouble, la colore et lui donne souvent un goût désagréable ; bref, le fer crée des ennuis lors de l'emploi de l'eau.

Les industries telles que tanneries, savonneries, teintureries, brasseries, papeteries, etc., sont souvent gênées par la présence du fer dans l'eau utilisée. D'ailleurs, une eau pouvant déposer du fer peut obstruer les canalisations et créer des perturbations dans l'exploitation d'une distribution d'eau potable.

Il est intéressant de signaler qu'on a actuellement identifié un grand nombre de bactéries ferrugineuses et manganifères : mentionnons à titre d'exemple : les bactéries *Gallionella Ferruginea* et *Grenothrix Polyspora*.

Quand on se trouve en présence d'une eau riche en fer et en manganèse il faut la débarrasser de ces métaux. Nous en parlerons plus loin au sujet de la correction des eaux.

Il est intéressant d'indiquer les proportions dans lesquelles se trouvent le fer et le manganèse dans les roches terrestres :

Renseignements tirés d'un article de DIENERT dans la « Technique Sanitaire et Municipale, Juin 1938 ».				
	Roches éruptives %	Argiles et schistes %	Grès %	Calcaire %
Fe ₂ O ₃	2,58	4,02	1,07	0,54
Fe O	3,40	2,45	0,30	—
Manganèse	0,10	—	—	0,05

Dans les eaux artésiennes, il y a généralement du fer et du manganèse ainsi que dans les eaux qui sortent de certains terrains sablonneux ou détritiques (alluvions).

Beaucoup d'eaux commencent à se troubler rapidement à l'air à cause de l'oxydation rapide des sels de fer. Même si ces sels ne se précipitent pas rapidement, il faut s'en débarrasser quand leur teneur dépasse une certaine limite.

En Hollande, en Allemagne et assez fréquemment en Belgique, on préfère de ne pas dépasser 0,1 mgr/litre de fer. On est parfois plus tolérant et on admet même quelques dixièmes de mgr de fer par litre.

Le manganèse est également toléré dans des proportions extrêmement restreintes. On considère souvent comme limite, une teneur de 0,03 % de manganèse.

Nous examinerons plus loin les moyens économiques de déferrisation et de déminéralisation d'une eau.

f) Caractéristiques diverses de l'eau.

Nous allons exposer ci-dessous les déterminations et les dosages des éléments qu'on cherche couramment dans l'eau.

I. — DURETÉ DE L'EAU

La mesure des duretés d'une eau, l'hydrotimétrie, a pour objet de donner approximativement la teneur en sels d'une eau, surtout des sels de calcium et de magnésium. On distingue :

- une dureté temporaire ou dureté carbonatée. Cette dureté est due aux bicarbonates de calcium et de magnésium ;
- une dureté permanente ; cette dureté est due à la présence dans l'eau des chlorures, sulfates, nitrates, phosphates et silicates de calcium et de magnésium ;
- une dureté totale qui est la somme des duretés permanente et temporaire.

La dureté due aux carbonates dissous dans l'eau a été appelée temporaire parce qu'en faisant bouillir l'eau on transforme les bicarbonates solubles en carbonates insolubles et la dureté qui résulte de ces sels disparaît.

Pour la détermination de la dureté, il existe des unités françaises, allemandes et anglaises.

Un degré hydrotimétrique allemand correspond à 10 mgrs/l. de Ca O ;

Un » » français » à 10 mgrs/l. de Ca CO₃ ;

Un » » anglais » à 10 mgrs/0,7 l. de CaCO₃.

Il résulte de cette définition, le tableau suivant :

Un degré allemand correspond à 1,25° anglais ou à 1,79° français ;

Un » anglais » à 0,8° allemand ou à 1,43° français ;

Un » français » à 0,56° allemand ou à 0,70° anglais.

Pour définir les duretés d'une eau on a souvent recours à la méthode au savon :

Une solution alcoolique de savon produit dans une eau une mousse persistante si elle est exempte de sels de calcium et magnésium. Si ces sels sont présents, on consomme une quantité correspondante de la solution de savon avant que cette mousse n'apparaisse.

Quand on procède au dosage, il faut adopter une concentration donnée de savon.

La méthode Boutron-Boudet consiste à opérer sur un échantillon d'eau de 40 cc. La solution de savon pour la titration renferme par litre 28 grs d'huile d'amande rance ou similaire, 10 cc. de soude caustique à 36° Bé et d'alcool à 60° Gay-Lussac en quantité suffisante pour faire un litre.

Nous n'entrerons pas dans les détails descriptifs des différentes méthodes de la définition des duretés d'une eau. Disons seulement que le principe de la méthode au savon a été formulé par Clark en Angleterre.

L'EAU POTABLE

Blacker a imaginé une variante avec du palmitate de soude et phénolpha-
léine comme indicateur.

Il est pourtant intéressant de noter qu'il est possible de définir la dureté
carbonatée par dosage des bicarbonates avec une solution titrée, par exemple
acide sulfurique 1/22 normal et vert de bromocrésol ou méthylorange comme
indicateur. Si on adopte 100 cc comme échantillon d'eau chaque cc d'une solu-
tion d'acide sulfurique N/22 correspond à 10 mgrs d'acide carbonique semi-
combiné, c'est-à-dire à la moitié d'acide carbonique rentrant dans les bicar-
bonates (voir plus haut).

Cette définition est très importante. Comme nous l'avons déjà exposé plus
haut, la teneur en bicarbonates permet de connaître la quantité d'acide carbo-
nique libre qu'on peut tolérer dans l'eau sans la rendre agressive.

Avant de terminer nous donnerons ci-dessous un tableau montrant la rela-
tion entre la dureté et les différents sels dissous.

La première colonne donne la teneur d'un élément donné en mgrs/litre
nécessaire pour augmenter la dureté d'une eau d'un degré hydrotimétrique fr.
La seconde colonne donne le coefficient par lequel il faut multiplier le poids
d'un élément donné pour l'exprimer en degrés français de dureté.

TABLEAU

SPÉCIFICATION	Colonne I Poids en mgrs/litre correspondant à 1° hydrotim. français	Colonne II Coefficient pour traduire le poids en degrés de dur.
Oxyde de calcium Ca O	5,7	0,17
Carbonate de calcium Ca CO ³	10,0	0,10
Oxyde de Magnésium Mg O	4,1	0,24
Carbonate de Magnésium Mg CO ³	8,4	0,12
Sulfate calculé en :		
a) anhydride sulfurique (SO ³)	8,2	0,12
b) ions SO ⁴	9,7	0,1
c) en sulfate de Calcium (Ca SO ⁴)	14,0	0,07
d) en sulfate de magnésium (Mg SO ⁴)	12,0	0,08
Chlorure calculé en :		
a) ions chlore (Cl)	7,3	0,14
b) chlorure de calcium (Ca Cl ²)	11,4	0,09
c) chlorure de magnésium (Mg Cl ²)	9,8	0,1

On dose dans l'eau d'autres éléments qui peuvent éventuellement s'y trou-
ver et influencer sa dureté. Notons seulement que certains éléments, les sels
alcalins notamment, peuvent diminuer la dureté.

En général, la mesure de la dureté est une façon grossière de déterminer
la richesse en sels d'une eau donnée.

II. — DOSAGE

DES MATIÈRES ORGANIQUES DANS L'EAU

Le principe de ce dosage consiste à définir la quantité de permanganate
de potasse nécessaire pour obtenir une coloration rose persistante.

Celle-ci indique la fin de l'oxydation des matières organiques. La solution de permanganate est vérifiée par une titration avec une solution donnée d'acide oxalique.

On exprime les résultats soit en mgrs de permanganate, soit en mgrs d'oxygène, soit parfois en mgrs d'acide oxalique.

On emploie souvent une solution N/100 de permanganate. On adopte également d'autres solutions, par exemple à 0,5 gr. de permanganate par litre. Dans ce cas chaque cc de liqueur employé pour la titration contient 0,5 mgr. de permanganate. Chaque cc de permanganate correspond à 0,1266 mgr d'oxygène ; 0,5 mgr de permanganate correspond presque à 1 mgr d'acide oxalique.

WOOD ET KUBBEL qui ont mis au point ce procédé admettent qu'en moyenne le poids des matières organiques oxydées est 5 fois plus grand que le poids du permanganate consommé. Ce chiffre est d'ailleurs souvent contesté.

Il est important de noter que certains corps autres que les matières organiques peuvent se trouver dans l'eau et consommer de l'oxygène, par exemple : les sels ferreux, les sulfures, les nitrites, etc. Dans ce cas, les résultats sont faussés : on prend parfois des précautions pour éviter ces erreurs.

On peut négliger les nitrites dont la teneur est le plus souvent nulle ou très petite. Les sulfures et l'acide sulfhydrique peuvent être éliminés par introduction de nitrate de cadmium. On prélève l'échantillon d'eau dans la partie surnageante et clarifiée.

Les sels ferreux s'oxydent assez souvent à l'air. On est obligé parfois d'introduire dans l'eau une solution de soude caustique pour faciliter l'oxydation. Le dosage des matières organiques se fait sur l'eau filtrée.

A noter qu'il s'agit d'un dosage approximatif. Nous préférons désigner les résultats obtenus par ce procédé comme : « Matières oxydables au permanganate », afin de souligner que ce qu'on obtient par ce procédé intéresse non seulement les matières organiques mais également différents autres éléments réducteurs se trouvant éventuellement dans l'eau.

III. — LA DEMANDE BIOCHIMIQUE D'OXYGÈNE « BIOCHEMICAL OXYGEN DEMAND »

B.O.D.

Le permanganate utilisé pour oxyder les matières organiques étant un agent très énergique, agissant même sur des matières qui n'absorbent pas d'oxygène dans les conditions naturelles, on a cherché une autre épreuve capable de refléter plus sûrement le besoin en oxygène d'une eau polluée.

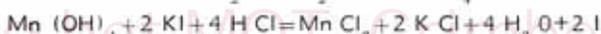
A cet effet, on recherche l'oxygène consommé par l'eau brute soumise à un essai d'incubation pendant un temps convenu.

Pour que l'activité microbienne ne soit pas diminuée ou annihilée, les eaux sont neutralisées et l'oxygène nécessaire aux bactéries, pour que celles-ci puissent détruire les matières organiques sans **putréfaction**, est fournie en quantité mesurable par dilution de l'eau brute par une eau saturée d'oxygène.

L'EAU POTABLE

On se contente souvent de déterminer la demande biochimique en 5 jours, ce qui représente à peu près les 2/3 de la quantité nécessaire en 20 jours, durée nécessaire à une oxydation complète.

Le principe sur lequel repose le dosage de l'oxygène dissous comme déjà exposé ci-dessus, consiste dans l'oxydation en milieu alcalin de l'oxyde manganéux en un oxyde plus élevé du même métal qui, à son tour, libère l'iode de l'iodure de potassium dans le milieu rendu acide : l'iode mis en liberté est titré par l'hyposulfite.



On détermine la teneur en oxygène lors de la mise en route de l'essai dans un flacon et après cinq jours dans un deuxième flacon.

La différence entre les deux déterminations représente l'oxygène absorbé par l'échantillon.

On exprime les résultats en milligrammes d'oxygène par litre.

Aux Etats-Unis on s'est mis d'accord pour faire **L'EPREUVE DE DECOLO-
RATION DU BLEU DE METHYLENE**, lequel se décolore plus ou moins rapide-
ment, sous l'influence des ferments réducteurs de telle façon que le temps né-
cessaire pour cette décoloration indique la **STABILITE RELATIVE** de l'échan-
tillon : cette stabilité relative n'est autre que le rapport de la quantité d'oxy-
gène disponible à la quantité qui serait nécessaire pour une conservation indé-
finie. L'échantillon d'eau prélevé est porté à l'étuve soit à 20°, soit à 37° (si
l'on cherche à obtenir rapidement des résultats approximatifs). Le nombre de
jours que demande la décoloration pour se produire donne la stabilité relative
indiquée par le petit tableau ci-dessous :

NOMBRE DE JOURS NÉCESSAIRES A LA DÉCOLOURATION		STABILITÉ RELATIVE
20°	37°	
0,5	0,25	11
1	0,5	21
2	1	37
3	1,5	50
4	2	60
5	2,5	68
6	3	75
7	3,5	80
8	4	84
9	4,5	87
10	5	90
12	6	94
14	7	96
16	8	97
18	9	98
20	10	99

On remarquera qu'après le 10^e jour la stabilité relative est de l'ordre de 90 %. Après le 5^e jour la stabilité relative est de 68 %.

IV. — L'AMMONIAQUE DANS L'EAU

L'ammoniaque est un élément indésirable dans l'eau. Sa présence est un indice de la pollution de l'eau pour la décomposition des matières organiques renfermant des produits azoteux. On retrouve également parfois presque 1 mgr d'ammoniaque dans les eaux ferrugineuses par suite de phénomènes physico-chimiques.

Pour doser l'ammoniaque total dans l'eau on compare colorimétriquement le liquide additionné du réactif de NESSLER avec des témoins préparés à partir de solutions à titre connu de chlorure ammonique.

L'ammoniaque libre et albuminoïde se détermine par distillation : au début on capte l' NH_3 libre et salin ; ensuite on ajoute au résidu refroidi une solution de permanganate et on continue la distillation pour recueillir l'ammoniaque albuminoïde.

V. — ÉLÉMENTS DIVERS COURANTS

L'analyse complète d'une eau comporte la détermination des teneurs en : **sulfates, chlorures, calcium, magnésium**, etc. suivant des procédés courants qu'on trouve dans tous les manuels de chimistes. On ajoute également le poids du **résidu fixe**, calculé en mgrs par litre et obtenu par séchage à 110° C jusqu'au poids constant. Le **résidu calciné** s'obtient sur le même échantillon maintenu à 800° pendant une heure environ.

On attache de l'importance également au dosage des **nitrites** et surtout des **nitrites** dans l'eau ; en eux-mêmes les nitrites ne présentent pas d'inconvénient au point de vue hygiène, mais ils servent comme indice de pollution. Toutefois on rencontre des nitrates et même des nitrites dans des eaux non polluées (par exemple dans des eaux ferrugineuses).

VI. — ÉLÉMENTS DIVERS NON COURANTS

1) **Silice.**

On complète actuellement une analyse générale d'une eau par la détermination de la teneur en silice. On retrouve généralement cet élément dans les eaux potables en faibles quantités. Mais parfois la teneur en silice peut atteindre jusqu'à 30 mgrs et plus par litre.

2) **Alumine.**

On détermine cet élément avec le fer sur l'échantillon d'eau obtenu après élimination de la silice. On retrouve de l'alumine en quantité appréciable quand l'eau rencontre des silicates d'aluminium solubles.

3) Alcalis.

Il est parfois important de déceler et doser les alcalis dans les eaux. Le plus souvent on rencontre des sels sodiques spécialement sous la forme de chlorure sodique.

4) Plomb.

On cherche souvent le plomb dans les eaux. En effet, on connaît l'agressivité des nombreuses qualités des eaux douces sur le plomb et le danger que présente au point de vue hygiénique même de très faibles teneurs en plomb (saturnisme).

5) Quand une eau est traitée, on cherche les éléments résultant de ce traitement : par exemple le CHLORE LIBRE quand l'eau est traitée au chlore ; l'ALUMINE, quand on traite au sulfate d'alumine ; la CHAUX, quand l'eau est désacidifiée par la chaux.

Quand l'eau est traitée avec de la calcite ou de la dolomie calcinée connue sous le nom de « MAGNO », on contrôle l'effet du traitement, mais non pas les éléments dissous parce que leur dissolution se règle automatiquement.

EXAMEN BACTÉRIOLOGIQUE D'UNE EAU

L'examen bactériologique d'une eau portant sur la recherche des bactéries engendrant des maladies, fait l'objet de recherches souvent assez délicates de laboratoires appropriés.

Une analyse bactériologique courante, porte sur le nombre de bactéries non pathogènes et également sur le nombre de bactéries de Coli.

La présence d'un nombre non exagéré de bactéries non pathogènes est toléré. Mais quand la teneur en bactéries atteint quelques cents, la qualité de l'eau est considérée comme douteuse.

La présence des bactéries Coli par contre, est indésirable, parce qu'elle indique une pollution. L'eau est alors suspecte au point de vue hygiénique.

La détermination du nombre de bactéries non pathogènes et la recherche des bactéries Coli se font en Belgique par les instituts bactériologiques provinciaux ou d'Etat.

Il faut considérer ces instituts comme seuls compétents pour déclarer une eau propre ou polluée au point de vue bactériologique.

TRAITEMENT DES EAUX POTABLES

Une eau ne peut pas souvent être distribuée telle qu'elle est captée. On est alors obligé de la corriger.

En effet, l'eau peut être acide ; elle peut contenir trop de fer ou de manganèse ; elle peut être riche en matières organiques ou bactéries et donc être

contaminée. Enfin, elle peut être trouble, colorée, désagréable au point de vue odeur ou goût, etc...

Nous indiquerons dans les grandes lignes les principes d'application. Mais nous nous hâtons d'ajouter que pour chaque cas particulier il faut rechercher les moyens les plus convenables et les plus économiques pour la correction de l'eau.

I. — PROBLÈME DE DESACIDIFICATION

L'acidité d'une eau peut être due à la présence de gaz dissous (acide carbonique et sulfhydrique), des acides organiques et même minéraux. Ces derniers éléments se rencontrent dans les eaux douces. L'acidité d'une eau présente un grand inconvénient : une eau acide attaque le plomb (danger grave de saturnisme), les produits à base de ciment et les métaux non protégés.

On est à peu près d'accord actuellement pour n'assigner au CO_2 aucun rôle prépondérant dans la réaction d'une eau avec les métaux, tandis que l'agressivité d'une eau riche en acide carbonique libre pour des produits à base de ciment est très intense.

Les acides dont la molécule contient de l'oxygène sont en général passivants. Ce rôle passivant du CO_2 est faible. L'action d'ailleurs très importante du CO_2 dans les eaux dures est une action au second degré : la présence du CO_2 libre en excès sur le CO_2 nécessaire pour maintenir les bicarbonates en solution empêche la formation d'une couche de calcaire adhérente sur le métal et permet donc à la corrosion de se produire.

Tillmans appelle ce CO_2 en excès sur le CO_2 nécessaire pour maintenir les bicarbonates en solution « CO_2 empêchant la formation d'une couche de rouille protectrice » (Rostschutzverhindernde Kohlensäure).

Les considérations qui précèdent montrent clairement dans quelle limite de CO_2 libre la précipitation d'une couche protectrice de calcite est impossible. L'expérience montre qu'il faut une certaine quantité d'oxygène dans l'eau pour que la couche soit continue et adhérente et qu'elle protège ainsi complètement le métal. L'explication serait fournie par l'abaissement de la teneur en ions hydrogène par suite de l'ionisation du fer et de son oxydation à l'état ferrique. Le pH est donc localement élevé au voisinage du fer, ce qui peut provoquer la précipitation du bicarbonate en sursaturation sous forme de calcite.

Il résulte de ces considérations que le rapport des gaz dissous dans l'eau telle qu'elle est captée doit subir parfois des corrections. Ce traitement est souvent très économique et simple. Le but à atteindre est d'agir sur un des facteurs de l'équilibre de façon à déplacer celui-ci jusqu'à la formation de la couche protectrice.

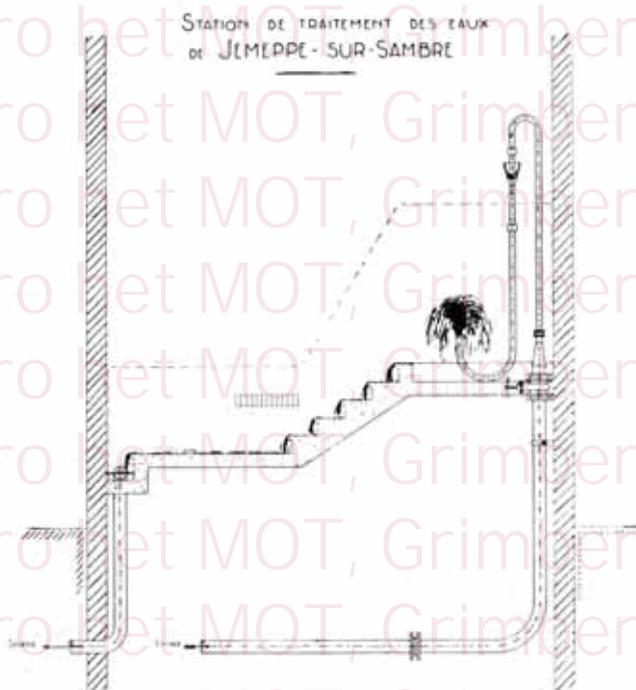
Le traitement peut être simplement physique ou chimique.

On peut envisager plusieurs moyens :

1°) **L'aération de l'eau** : a l'avantage de ne nécessiter aucun réactif chimique.

La teneur en CO_2 diminue en même temps que la teneur en oxygène de l'eau

augmente. Nous avons utilisé ce moyen dans une station d'essai pour traiter 200 m³/jour. Elle est représentée par la figure ci-dessous.



L'eau avait les caractéristiques suivantes :

$$\text{CO}_2 = 30 \text{ mgrs/litre} \quad \text{O}_2 = 7 \text{ mgrs/litre.}$$

après aération on a obtenu les résultats suivants :

$$\text{CO}_2 = 15 \text{ mgrs/litre} \quad \text{O}_2 = 11,8 \text{ mgrs/litre.}$$

le pH passe de 7,1 à 7,6. Alors que de multiples perforations mettaient la conduite en péril avant traitement, après celui-ci, le nombre de perforations est tombé très fortement, confirmant donc l'exactitude de la théorie.

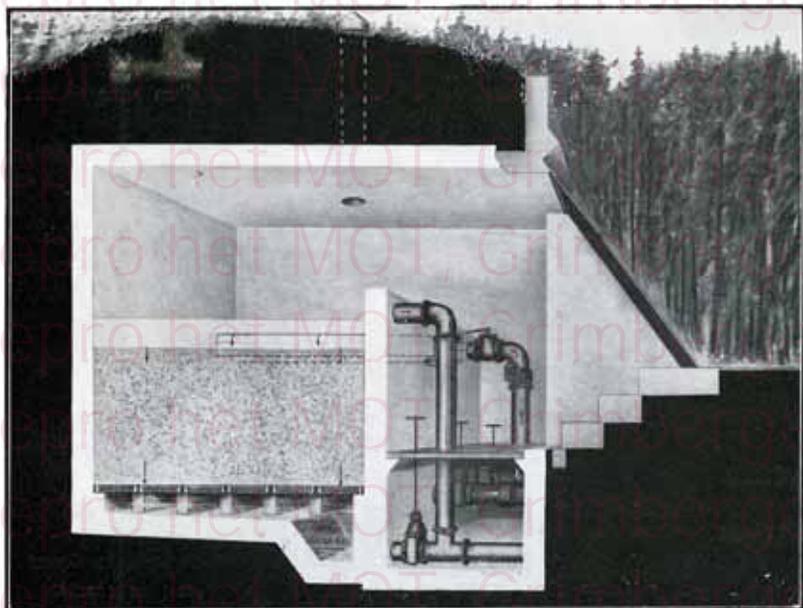
2°) Le traitement chimique par filtration sur de la calcite.

Ce système a l'avantage de la simplicité. Par contre il a un grand défaut : il est manifestement impossible de dépasser l'équilibre et en pratique très difficile de l'atteindre puisque la vitesse de réaction diminue au fur et à mesure qu'on approche de l'équilibre pour devenir nulle lorsqu'on l'atteint.

3°) L'injection d'eau de chaux, simple en théorie, est assez difficile à réaliser.

Elle nécessite, en effet, des doseurs d'eau de chaux compliqués et une surveillance incessante.

4°) Un quatrième système s'est actuellement implanté en Allemagne. C'est la filtration sur la dolomie semi-calcinée appelée «MAGNO» représentée schématiquement par la figure ci-dessous



Dans son état d'utilisation, le Magno est formé de granules de carbonate de chaux et d'oxyde de magnésium obtenus par un traitement adéquat du carbonate double de Ca et de Mg. Ce produit peut être utilisé directement dans les filtres où il ne nécessite aucune surveillance à part des lavages assez espacés. La consommation est pratiquement proportionnelle au débit d'eau.

Lorsqu'il s'agit des eaux douces, l'aération n'est pas un remède et il faut parfois même l'éviter. L'acidité est souvent due à la présence des acides organiques et parfois aux acides minéraux (par exemple l'acide sulfurique).

Il faut donc neutraliser l'acidité de l'eau soit avec de la chaux, soit avec la calcite, soit avec du Magno. Avec ce dernier produit il est facile d'augmenter la valeur du pH de l'eau, ce qui est très important.

Nous croyons utile d'ajouter qu'à l'état actuel des études techniques à ce sujet, à notre connaissance, de nombreuses questions restent encore à résoudre.

Les études se poursuivent dans différents laboratoires scientifiques et industriels notamment aux Laboratoires des Usines à Tubes de la Meuse.

Il faut admettre que tous les matériaux peuvent être attaqués par une eau acide agressive.

Afin d'augmenter la sécurité des canalisations véhiculant une eau potable, nous procédons de la façon suivante :

- a) on protège les conduites avec le bitume de pétrole, d'une qualité bien appropriée, produit insensible à l'action des eaux, même très acides ;
- b) on étudie l'agressivité de l'eau par des procédés qui s'inspirent des principes de l'école de Tillmans en Allemagne de façon à trouver des moyens de correction.

Dans ce but nous avons procédé à la mise au point d'un appareil corrométrique permettant de procéder à des mesures directes de corrosion.

Il permet de déceler la tendance d'une eau à former une couche protectrice, de vérifier si le traitement préconisé est efficace, de ne pas exagérer dans l'emploi des produits servant pour le traitement, etc.

En effet, si l'enduit bitumineux met efficacement la conduite à l'abri de toute attaque, il ne reste pas moins des pièces exposées à la corrosion : compteurs, vannes, etc. Dans ces conditions la correction de l'eau s'impose toujours.

II. — DÉFERRISATION ET DÉMANGANISATION

Le procédé classique pour enlever le fer et le manganèse d'une eau afin de la rendre potable, consiste dans la suite des opérations suivantes :

AERER pour chasser l'acide carbonique libre et augmenter la teneur en oxygène de l'eau ;

OXYDER les ions ferreux et manganés, donner le temps à l'oxygène dissous de transformer les ions ferreux et manganés en ions ferriques et manganés c'est-à-dire en éléments précipitables ; la réaction est la suivante :



ALCALINISER pour faciliter la précipitation.

FILTRER l'eau pour retenir l'hydroxyde précipité.

Toutefois, cela ne suffit pas dans de nombreux cas et notamment quand le fer et le manganèse se trouvent dans des combinaisons assez complexes avec des acides humiques ou minéraux, avec des matières organiques ou bactéries, etc.

Chaque fois quand l'aéragé simple ne suffit pas, le problème de déferrisation et de démanganisation se complique.

Quoique dans ce cas une étude préalable de laboratoire s'impose, on peut suivre certaines directives.

Quand l'eau accuse une acidité, il y a lieu de l'alcaliniser : avec la calcite, la chaux ou le Magno. L'avantage du Magno consiste à pouvoir alcaliniser relativement vite et automatiquement. Cela facilite la précipitation des sels de fer et du manganèse.

On est parfois obligé d'employer des flocculants (sels de fer et d'alumine, par exemple) afin d'amorcer la précipitation.

Dans certains cas on doit procéder à des traitements spéciaux : au chlore ou à l'ozone par exemple.

Enfin, il faut régler la vitesse de filtration (sur sable ou coke) afin de retenir les sels précipités.

III. — GÉNÉRALITÉS SUR LA CORRECTION DE L'EAU

Nous avons exposé d'une façon très succincte les problèmes de désacidification et de déferrisation.

La correction de l'eau s'impose dans certains cas.

La description détaillée sort du cadre de la présente note.

Contentons-nous d'énumérer les ennuis rencontrés et qui imposent une correction de l'eau.

Le goût désagréable ou l'odeur d'une eau peuvent être causés par la présence du fer ou du manganèse ou de certains gaz (acide sulfhydrique, par exemple); par la décomposition des matières organiques ou le développement des algues, etc.

Pour que l'eau soit potable, il faut la débarrasser des éléments causant ce goût ou cette odeur. L'aération ou un autre traitement appliqué peut déjà (en déferrisant ou en oxydant les matières organiques) corriger l'eau. Le chlore ou l'ozone sont des oxydants très énergiques.

Parfois on a recours à l'ammoniaque ou au charbon activé pour désodoriser rapidement l'eau.

On est parfois obligé de lutter contre le développement des algues.

Le sulfate de cuivre en quantité infinitésimale est le principal remède dans ce cas.

La couleur et la turbidité sont souvent des inconvénients qui imposent une correction de l'eau: filtrage avec, souvent, emploi des coagulants, tels que sulfate d'alumine, alun ou chlorure ou encore chlorosulfate ou sulfate de fer; clarification par décantation, etc. L'aération est d'ailleurs très souvent utile pour aider la décoloration ou la clarification de l'eau.

LE TRAITEMENT DE L'EAU PAR FILTRATION SUR MAGNO

On a vu dans le chapitre précédent les avantages et inconvénients des différents systèmes de désacidification de l'eau.

Il en résulte que le système idéal doit répondre aux conditions suivantes:

- 1) La désacidification doit être automatique de façon à pouvoir être produite par simple filtration;
- 2) Le matériau filtrant ne doit pas s'agglomérer à la longue;
- 3) Il doit avoir une efficacité constante dans le temps;
- 4) Son emploi doit être économique.

Le produit Magno possède ces différents avantages comme l'a démontré le D^r Louwe KOOIJMANS au cours des essais de longue durée sur l'eau d'UTRECHT (Water - 3 et 17 - 12 - 1937).

En effet, il possède les avantages du marbre au point de vue automaticité; sans souffrir de la paresse réactive bien connue de celui-ci.

L'EAU POTABLE

EXEMPLE. — Temps nécessaire pour désacidifier 1 m³ d'eau en contact avec 1 tonne de marbre ou du Magno (grosseur de grains 2-3 mm).

	Marbre	Magno
CO ² libre : 20 mgrs/l.	45 min.	—
30 mgrs/l.	95 min.	—
40 mgrs/l.	180 min.	—
50 mgrs/l.	260 min.	—
90 mgrs/l.	—	20 minutes.

(K. SCHELLING - Vom Wasser 1937, 41).

Avec un filtre nettoyé à intervalles suffisamment rapprochés, on ne constate aucune tendance à l'agglomération du produit.

D'autre part on constate que après une période de mise en route où le pH atteint une valeur assez élevée quoique ne compromettant pas la potabilité de l'eau, il se produit une stabilisation de celui-ci.

Enfin, si on tient compte de la diminution importante des frais de premier établissement et d'entretien, on peut se rendre compte que dans beaucoup de cas on peut comparer avec avantage le prix de revient du m³ d'eau désacidifiée par le Magno avec celui des procédés qui utilisent une matière première à meilleur marché comme la calcite ou la chaux.

Montrons comme on peut, d'après Schilling, calculer la consommation théorique respectivement de marbre, d'hydrate calcique et de Magno :

1) **MARBRE.** — $\text{CO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

44 gr de CO² libre nécessitent 100 grammes de Ca CO³ et fournissent 44 gr de CO² semi-combiné.

D'où :

1 gramme de CO² libre nécessite 2,3 gr. de marbre et fournit 1 gramme de CO² semi-combiné.

2) **CHAUX.** — $2\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

88 grammes de CO² libre nécessitent 74 grammes de Ca (OH)² et fournissent 44 grammes de CO² semi-combiné ; donc 1 gr. de CO² libre correspond à 0,84 gr. de chaux et fournit 0,5 gr. de CO² semi-combiné.

3) **MAGNO.** — $3\text{CO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{MgO} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

132 grammes de CO² libre nécessitent 140 grammes de Magno et fournissent 88 grammes de CO² semi-combiné. Un gramme de CO² libre nécessite 1,06 gr. de Magno et fournit 0,66 gr. de CO² semi-combiné.

On peut résumer ces calculs dans le tableau suivant où on a indiqué également les consommations pratiques :

Produit	Consommation théorique par gr/CO ² libre	Augmentation de la dureté en ° Fr.	Consommation pratique
1) Marbre	2,3 gr.	0,230	2,5
2) Chaux	0,84	0,114	1
3) Magno	1,06	0,152	1,3

Le grand avantage du magno réside dans l'utilisation d'appareils simples analogues à ceux qui sont utilisés pour le marbre mais beaucoup plus petits (environ 5 fois). Cet avantage est difficile à chiffrer.

Il faut encore ajouter à l'actif du Magno son pouvoir très grand de **déferri-sation** et de **démanganisation**. On sait, en effet, qu'il est nécessaire pour déferri-ser d'aérer, d'alcaliniser puis de filtrer. Un filtre à Magno permet de réaliser ces 3 opérations sans appareillage spécial.

Les résultats sont très favorables. On tombe en pratique jusqu'en dessous de 0,1 mgr/l. qui constitue encore une teneur acceptable.

Lorsque à côté du fer existe du manganèse, ce dernier est souvent en même temps précipité sans dispositif spécial.

Dans le cas d'une eau riche en manganèse mais ne contenant pas de fer, l'expérience montre qu'il suffit de disposer dans le fond du filtre une couche de Magno imbibée de bioxyde de manganèse pour se débarrasser du manganèse de l'eau.

Ajoutons encore que les filtres à Magno fonctionnent par passage de haut en bas. Le fer, le manganèse et les autres impuretés se déposent donc à la partie supérieure où elles sont facilement enlevées par un nettoyage en sens inverse.

Résultats d'exploitation de quelques stations :

I. — **SOLINGEN.** — Débit : 830 m³/heure.

Eau brute : CO₂ 6 mgrs/litre.

Dureté : 1,2° Fr.

Fer : 0,15 mgr/litre.

Manganèse : traces.

Après filtration à la vitesse de 20 m/heure, dans 6 filtres, de 3 mètres de diamètre remplis de 21 tonnes de Magno, on obtient une eau à pH=8,3, déferri-sée complètement.

II. — **SAATZ.** — Débit : 200 m³/heure.

Eau brute : CO₂ libre : 52 mgrs/litre

Fer : 2,0 mgrs/litre

Manganèse : 0,02 mgrs/litre

Dureté

Carbonatée : 14,8° Fr.

Eau traitée : CO₂ libre : 13 mgrs/litre

Fer : 0,0

Manganèse : 0,0

Dureté

Carbonatée : 19,5° Fr.

On pourrait multiplier ces exemples. Nous croyons cependant inutile d'insister, estimant que la valeur du procédé est suffisamment démontrée.

BIBLIOGRAPHIE

- 1) **BERL-LUNGE.**
Chemisch-Technische Untersuchungsmethodem.
- 2) **Dr. ED. IMBEAUX.**
Qualités de l'eau et moyen de correction.
- 3) **TILLMANS.**
Die Chemische Untersuchungen von Wasser und Abwasser.
- 4) **G. BATA ET E. LECLERC.**
Chimie des Matériaux Techniques.
- 5) **KALENDER FÜR GAS-U. WASSERFACH.**
- 6) **H. KLUT.**
Untersuchung des Wassers an Ort und Stelle.
- 7) **CLARCK.**
Determination of hydrogen ions.
- 8) **Dr. KOLTHOFF.**
The colorimetric and Potentiometric Determination of pH.
- 9) **A. MEYER.**
Trinkwasser aus Talsperren.
- 10) **HUYBRECHTS.**
Le pH et sa mesure.

Repro het MOT, Grimbergen

Imp. G. DELACRE et Soeur, S.N.C., CHARLEROI.

Repro het MOT, Grimbergen

Repro het MOT, Grimbergen