

---

# Le pH

La marge acceptable du pH de l'eau potable est comprise entre 6,5 et 8,5. La corrosion du métal peut devenir sérieuse en-dessous d'un pH de 6,5; l'incrustation et l'entartrage peuvent s'amplifier à un pH supérieur à 8,5. L'accroissement du pH réduit aussi progressivement l'efficacité du chlore comme désinfectant.

## Définition et mesure

La valeur p d'une entité est définie comme le logarithme décimal négatif de cette entité; ainsi,

$$pM = -\log_{10}M$$

où M peut être une activité, une concentration ou une constante d'équilibre. Le pH d'une solution est le logarithme décimal négatif de l'activité des ions hydrogènes  $a_{H^+}$  :

$$pH = -\log_{10}(a_{H^+})$$

Dans une solution diluée, l'activité des ions hydrogène est à peu près égale à leur concentration.

On mesure ordinairement le pH d'un échantillon d'eau par une méthode électrométrique à l'aide d'une électrode de verre.<sup>(1,2)</sup> On peut donc, dans une perspective opérationnelle, définir le pH en fonction de E, soit la force électromotrice en volts mesurée entre une électrode de verre et une électrode de référence lorsque les électrodes sont plongées dans l'échantillon, et de  $E_B$ , soit la force électromotrice obtenue lorsque les électrodes sont plongées dans une solution tampon de référence, le pH de cette solution étant représenté par  $pH_B$ .<sup>(2)</sup> L'expression mathématique de cette définition est la suivante :

$$pH = pH_B + [(E - E_B)F/2,3026RT]$$

où F désigne la constante de Faraday, R la constante des gaz et T la température absolue. La solution tampon de référence fait donc partie intégrante de la méthode normalisée.

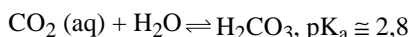
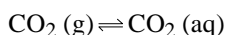
La température produit deux effets importants sur la mesure du pH.<sup>(1,2)</sup> La différence de potentiel par unité de pH varie (selon le terme considéré dans l'équation) approximativement de 55 mV/unité de pH à 5 °C à 66 mV/unité de pH à 60 °C;<sup>(2)</sup> on peut corriger la

situation grâce au système de compensation de température dont sont munis les meilleurs appareils du commerce. Les constantes de l'équilibre chimique existant dans une solution tampon varient, modifiant ainsi le  $pH_B$ ; le  $pH_B$  doit donc être corrigé en fonction de la température. On connaît le pH des solutions tampons, à différentes températures. Les changements de température modifient également l'équilibre ionique de tous les acides et bases faibles présents dans un échantillon d'eau. L'importance de cet effet dépend, dans une large mesure, de l'alcalinité de l'échantillon. Il faut donc enregistrer la température de l'échantillon en même temps que la mesure du pH.

À des pH élevés, les cations des métaux alcalins et alcalino-terreux interfèrent avec l'action des électrodes de verre. C'est ce qu'on appelle «l'effet de l'ion sodium». Dans le cas des électrodes de verre normales, à tout usage, cet effet se fait sentir à des pH au-dessus de 10,5 environ; les mesures sont alors entachées d'erreurs.<sup>(3)</sup> Dans le but d'éviter de telles erreurs, on conseille, pour mesurer les pH supérieurs à 10, d'utiliser un type d'électrode conçu pour une forte alcalinité.<sup>(1,2)</sup>

## Facteurs influençant l'échelle des pH

Le pH d'une solution aqueuse est une mesure de l'équilibre acide-base réalisé par différents composés dissous; dans la plupart des eaux naturelles, il est contrôlé par le mécanisme d'équilibre anhydride carbonique – bicarbonate – carbonate. Voici les divers types d'équilibre en cause :<sup>(4)</sup>



où les valeurs pK sont les valeurs à 25 °C.

Tous ces équilibres subissent l'influence de la température;  $K_w$  accuse les plus grandes variations. Dans l'eau pure, lorsque la température augmente de 25 °C, le pH diminue d'environ 0,45.<sup>(5)</sup> Dans les eaux

ayant un pouvoir tampon dû aux ions bicarbonate, carbonate et hydroxyde, l'effet de la température est modifié.<sup>(5)</sup>

Le pH de la plupart des sources d'eau brute est compris entre 6,5 et 8,5.<sup>(6)</sup> Dans certaines sources d'eau douce, cependant, le pH peut être considérablement plus bas à cause du lessivage des acides organiques provenant de la végétation en décomposition<sup>(7)</sup> et de la présence d'anhydride carbonique dissous.<sup>(8)</sup> Dans certaines sources d'eau souterraines, l'anhydride carbonique issu de l'oxydation bactériologique ne peut être libéré dans l'atmosphère et il en résulte un pH encore plus bas.<sup>(9)</sup>

La concentration d'ions hydrogène peut être modifiée sensiblement au cours du traitement de l'eau. La chloration tend à abaisser le pH tandis que l'adoucissement de l'eau à l'aide du procédé chaux/soude l'élève. Une étude portant sur les réseaux d'aqueduc des 100 plus grandes villes des États-Unis<sup>(10)</sup> a révélé que, même si toutes les villes utilisaient une source d'eau brute dont le pH était inférieur à 9, l'eau potable distribuée par 17 de ces villes avait un pH supérieur à 9. L'échelle du pH dans l'eau traitée s'étendait de 5 à 10,5 (valeur médiane de 7,5).

### Le pH en fonction de la corrosion et de l'entartrage

Les pertes économiques dues à la corrosion dans les conduites maîtresses et les installations de traitement de l'eau sont évaluées à 375 millions de dollars par année aux États-Unis.<sup>(11)</sup> Par ailleurs, les dépôts de carbonate de calcium diminuent la capacité de distribution tout en faisant grimper les coûts de pompage.<sup>(12)</sup>

Les métaux utilisés dans les réseaux de distribution, comme la fonte, l'acier et le cuivre, ont tendance à se corroder au contact de l'eau à cause de leur instabilité thermodynamique. Les tuyaux de béton, d'amiante-ciment et de fonte enduite de ciment, tous largement utilisés dans les réseaux d'aqueduc, peuvent aussi se détériorer. Les eaux naturelles contiennent des gaz, des substances colloïdales et divers corps électrolytiques et non électrolytiques qui déterminent, avec le pH, l'ampleur des risques de corrosion dans une situation donnée.<sup>(7)</sup> En général, la présence d'anions formant des composés solubles avec un métal augmente le pouvoir corrosif de l'eau face à ce métal, tandis que la présence d'anions formant des composés insolubles peut en augmenter la passivité.

Drane résume comme suit le rôle du pH dans la corrosion des métaux utilisés dans les réseaux de distribution :<sup>(7)</sup>

1. L'acier se corrode approximativement à la même vitesse à tous les pH mesurés habituellement dans les eaux naturelles. La forme de la corrosion dépend cependant du pH. À des pH compris entre 7,5 et 9, les produits de corrosion ont tendance à former une croûte

durcie. À des pH moins élevés, les dépôts sont moins considérables, bien qu'on remarque parfois une forme de dépôt très dur dans les tuyaux qui sont en usage depuis un certain nombre d'années. La perte de charge due à l'entartrage d'un tuyau se manifeste le plus souvent à des pH plutôt élevés; à des pH plutôt bas, on se plaint plus fréquemment de la couleur rougeâtre donnée à l'eau par la présence de déchets de corrosion en suspension. La fonte se comporte de la même façon que l'acier dans une eau alcaline; à des pH plutôt bas, elle est sujette à la graphitisation.

2. Le cuivre est très sensible au pH. Dans les eaux agressives, il se corrode un peu; une petite quantité de cuivre en solution peut tacher les tissus et les accessoires de plomberie. En outre, lorsque le cuivre se dépose à nouveau sur les surfaces en aluminium et sur les surfaces galvanisées, il y a formation de cellules électrochimiques qui sont à l'origine de piqûres dans le métal. Dans la plupart des eaux, le pH critique est d'environ 7; dans les eaux douces contenant des acides organiques, il peut être plus élevé.

3. La corrosion du plomb est fonction de la teneur en carbonates, du pH et des constituants minéraux. La méthode de contrôle la plus simple consiste ordinairement à augmenter le pH en ajoutant un alcali. À des pH supérieurs à 7, peu d'eau sont agressives à l'égard du plomb.

La corrosion attaque l'enduit de zinc qui recouvre le fer et l'acier galvanisés de la même façon qu'elle attaque le fer, mais ordinairement plus lentement. Les eaux très alcalines, dont le pH est supérieur à 10,5 environ, peuvent attaquer le zinc<sup>(13)</sup> et détruisent souvent les revêtements galvanisés.

Les dépôts de carbonate de calcium peuvent aider à contrôler la corrosion. Les facteurs qui influent sur ce processus sont la température, le pH, les matières dissoutes totales, la dureté, l'anhydride carbonique et l'alcalinité. En pratique, un traitement rigoureux visant à maintenir l'équilibre carbonate de calcium/bicarbonate est absolument impossible. En conséquence, on a établi des rapports semi-empiriques et empiriques en utilisant des paramètres facilement mesurables.

L'un des premiers parmi ces rapports a été établi par Langelier,<sup>(5,14)</sup> qui a étudié le rapport mathématique entre le carbonate de calcium, le bicarbonate de calcium et le gaz carbonique dans l'eau. Ce rapport est défini sous sa forme la plus simple par l'équation suivante, applicable lorsque le  $pH_s$  se situe entre 6,5 et 9,5 :<sup>(15)</sup>

$$pH_s = pCa^{2+} + pAlc + (pK_2 - pK_s)$$

où  $pH_s$  (le pH de saturation) est le pH pour lequel, sans qu'il y ait de changement en ce qui concerne l'alcalinité, la teneur en calcium ou les matières dissoutes, l'eau ne dépose ni ne dissout le carbonate de calcium; les autres termes sont définis comme suit :

$pCa^{2+}$	est le logarithme négatif de la concentration de calcium, exprimé en mg de $CaCO_3/L$ ,
$pAlc$	est le logarithme négatif de l'alcalinité déterminée avec le méthylorange, exprimé en mg de $CaCO_3/L$ ,
$pK_s$	est le logarithme négatif du produit de solubilité de $CaCO_3$ , et
$pK_2$	est le logarithme négatif de la constante d'ionisation de $HCO_3^-$ .

Le terme ( $pK_2 - pK_s$ ) est fonction de la force ionique et de la température. On a dressé des nomogrammes qui établissent un rapport entre cette quantité et les paramètres mesurés de l'eau, par exemple le pH, les matières dissoutes totales, l'alcalinité et la température.<sup>(5,6,14)</sup>

On définit l'indice de saturation de Langelier comme la différence entre le pH réel de l'eau et le pH de saturation.

$$\text{Indice de saturation} = \text{pH} - \text{pH}_s$$

Un indice de saturation positif indique que l'eau a tendance à entartrer, tandis qu'un indice de saturation négatif indique qu'elle a tendance à dissoudre le tartre, à être agressive.

Bien que le produit de solubilité du carbonate de calcium diminue lorsque la température augmente, ce qui provoque une augmentation des dépôts à des températures plus élevées dans presque toutes les conditions, il n'en est pas de même pour les eaux peu alcalines (<50 mg/L exprimé en  $CaCO_3$ ). Dans ces eaux, la diminution du pH en fonction de la température est plus importante que la diminution de la solubilité du carbonate de calcium. Cette diminution du pH, à des températures supérieures à 55 °C environ, augmente de fait la solubilité du carbonate de calcium. L'effet produit sur l'indice de saturation se fait particulièrement sentir dans les canalisations véhiculant de l'eau chaude dont l'alcalinité est inférieure à 25 mg/L, car l'alcalinité est insuffisante pour tamponner l'effet de la température sur le pH.<sup>(16)</sup>

Ryznar a établi un rapport empirique, soit l'indice de stabilité, à partir du pH de saturation de Langelier :<sup>(17)</sup>

$$\text{Indice de stabilité} = 2 \text{pH}_s - \text{pH}$$

Un indice supérieur à 7 environ correspond à une eau corrosive, tandis qu'un indice inférieur à 7 caractérise une eau qui a tendance à entartrer. Cet indice revêt une certaine importance lorsqu'il s'agit d'évaluer des eaux de composition très différente.

L'American Water Works Association a établi un indice d'agressivité en rapport avec les tuyaux d'amiante-ciment :<sup>(18)</sup>

$$\text{Indice d'agressivité} = \text{pH} + \log (\text{Alc}) (Ca^{2+})$$

Lorsque l'indice est inférieur à 10, cela signifie que l'eau ne peut pas être utilisée dans de tels tuyaux.

On utilise également de nombreux autres indices, par exemple l'excès momentané, l'indice de force motrice, l'essai au marbre, l'indicateur de stabilité de Enslow, qui sont tous basés sur le système d'équilibre carbonate de calcium–bicarbonate. On a déjà parlé de ces indices<sup>(15)</sup> dans le document portant sur l'adoucissement de l'eau.

En modifiant le pH et la teneur en calcium (normalement en utilisant de la chaux ou du gaz carbonique), on peut empêcher la corrosion, mais à condition que le système carbonate/bicarbonate soit bien équilibré. Une eau parfaitement en équilibre, c'est-à-dire qui vient juste d'être stabilisée en ce qui concerne le carbonate de calcium, est ordinairement corrosive pour le fer et l'acier parce qu'elle n'a pas le pouvoir de former un dépôt de carbonate de calcium. Par contre, une eau sursaturée aura tendance à entartrer si elle n'est pas bien traitée. Selon la façon dont il adhère au métal et selon sa porosité, le tartre peut entraver ou non la corrosion. McClanahan et Mancy ont étudié le rapport entre le pH et la qualité des dépôts de carbonate.<sup>(12)</sup>

Les caractéristiques suivantes s'appliquent au traitement idéal de l'eau en ce qui concerne l'arrêt de la corrosion et la diminution des problèmes d'entartrage :<sup>(19)</sup>

- l'eau doit être sursaturée de carbonate de calcium (excès de 4 à 10 mg/L);
- la teneur en calcium et l'alcalinité doivent être supérieures à 40 mg/L, le tout exprimé en  $CaCO_3$ ;
- le rapport alcalinité/chlorure et sulfate doit être d'au moins 5:1, toutes les concentrations étant exprimées en équivalents de  $CaCO_3$ ;
- le pH doit être compris entre 6,8 et 7,3.

Les eaux extrêmement dures ne soulèvent ordinairement pas de graves problèmes de corrosion, mais elles ont tendance à entartrer exagérément et réduisent aussi l'efficacité des savons. On élimine ordinairement la dureté de l'eau en précipitant les cations qui la produisent : le calcium sous forme de carbonate et le magnésium sous forme d'hydroxyde. On ajoute ordinairement de la chaux, en prévoyant un excès calculé, faisant ainsi précipiter la plus grande partie du  $CaCO_3$  et du  $Mg(OH)_2$ ; puis, pour enlever l'excès de chaux et toute dureté non carbonatée, on ajoute du carbonate de sodium. Une eau ainsi traitée aura un pH de l'ordre de 10,9 et aura tendance à entartrer.<sup>(15)</sup> La stabilisation peut être réalisée par recarbonatation (addition de gaz carbonique) jusqu'à ce que le pH soit compris entre 9,7 et 10, et par l'addition de 0,25 à 0,5 mg de polyphosphate de sodium/L.<sup>(15)</sup> Certains experts<sup>(20)</sup> recommandent plutôt la recarbonatation jusqu'à un pH de 8,6 pour stabiliser l'eau au cas où il se formerait d'autres dépôts excessifs de carbonate de calcium dans le réseau de distribution.

Il convient de mentionner un dernier point en ce qui concerne la corrosion et l'entartrage : la formation d'un film biologique utile ou nuisible à la surface des canalisations. Ce film peut prévenir l'enlèvement des produits d'oxydation sur les parois des tuyaux ainsi que la pénétration d'oxygène jusqu'à ces tuyaux, enrayant ainsi la corrosion. En revanche, les dépôts excessifs peuvent créer à la surface des tuyaux une zone de pH peu élevé en formant du gaz carbonique, ce qui peut entraîner une corrosion localisée, même si les indices de stabilité et d'agressivité de l'eau sont favorables.<sup>(21)</sup> La couleur rouge de l'eau provient souvent d'une croissance soudaine de bactéries ferrugineuses qui donnent de l'hydrate ferrique comme produit métabolique terminal. La croissance des bactéries ferrugineuses peut être telle que les tuyaux peuvent se boucher complètement en quelques semaines. La croissance des bactéries ferrugineuses dépend beaucoup du pH; elle se produit à des pH compris entre 5,5 et 8,2, le pH optimal étant d'environ 6,5.<sup>(22)</sup>

### Rapports entre le pH et les autres paramètres de la qualité de l'eau

Comme l'équilibre chimique d'une solution aqueuse fait invariablement intervenir des ions hydrogène (et hydroxyle), le pH sera lié, d'une ou de plusieurs façons différentes, à presque tous les autres paramètres de la qualité de l'eau.

### Caractéristiques physiques

Le goût et l'odeur de l'eau potable proviennent d'une grande diversité de causes; aucune généralisation n'est possible en ce qui concerne l'effet du pH sur ces paramètres. Dans l'eau exposée à la contamination par le soufre, la formation de sulfure d'hydrogène gazeux (odeurs d'œufs pourris) est thermodynamiquement favorisée lorsque le pH est inférieur à 7 environ.<sup>(13)</sup> Le trichlorure d'azote, qui a une odeur piquante désagréable,<sup>(23)</sup> a tendance à se former en plus grandes concentrations à des pH faibles (<pH 7) au cours du procédé de chloration.<sup>(24)</sup> On prétend également qu'une eau dont le pH est élevé acquiert un goût amer.<sup>(25)</sup>

Dans un échantillon d'eau donné, l'intensité de la coloration augmente avec l'élévation du pH.<sup>(26)</sup> Cet effet indicateur a amené à imaginer que toutes les mesures à effectuer dans la perspective du contrôle de la qualité devraient se faire à un pH normalisé de 8,3.<sup>(27)</sup>

On peut supprimer la turbidité, les composés sapides et odorants, les microorganismes ainsi que la couleur par une combinaison des procédés de coagulation, de floculation et de filtration. L'efficacité des procédés de coagulation et de floculation dépend en grande partie du pH, et il est d'usage courant, dans le traitement de l'eau, d'ajuster le pH afin de former le meilleur floc possible.<sup>(28,29)</sup> L'efficacité de la filtration est, dans certains cas, également fonction du pH.<sup>(30)</sup>

### Caractéristiques microbiologiques

Même si la plupart des microorganismes tolèrent la gamme des pH que l'on trouve habituellement dans les sources d'eau, la plage qui favorise leur croissance rapide se limite ordinairement à une unité de pH ou moins.<sup>(22,31,32)</sup>

En ce qui concerne la qualité microbiologique de l'eau, l'influence du pH sur l'efficacité de la désinfection par le chlore revêt une grande importance. Le pouvoir germicide du chlore dans l'eau diminue à mesure que le pH augmente; on attribue ce fait à la diminution de la concentration d'acide hypochloreux lorsque le pH augmente.<sup>(33-36)</sup> L'acide hypochloreux a un pouvoir germicide 100 fois plus grand environ que celui de l'ion hypochlorite.<sup>(37)</sup> La plupart des eaux naturelles, cependant, contiennent de l'azote ammoniacal qui réagit avec le chlore et l'acide hypochloreux pour former des monochloramines, des dichloramines et des trichloramines (chlore combiné disponible) dont la quantité relative dépend du pH. Dans de nombreuses usines de traitement ayant recours à la désinfection par le chlore, sinon dans la plupart, on ajoute suffisamment de chlore pour oxyder tout l'ammoniac et maintenir un excès de chlore libre (chloration au point critique). Dans ces conditions, la concentration d'acide hypochloreux est maximale à un pH d'environ 7,5 et elle est plus faible à des pH plus bas et plus élevés.<sup>(24)</sup>

La chloration de l'eau vise deux buts. Elle sert d'abord à rendre inactifs les organismes pathogènes présents dans l'eau avant que celle-ci ne pénètre dans le réseau de distribution. Elle a aussi pour but de faire en sorte que le chlore résiduel libre subsiste jusqu'au robinet du consommateur. On peut soutenir qu'un pH élevé, avec la réduction du pouvoir germicide qu'il provoque, nuit à l'efficacité du chlore libre dans le réseau de distribution. Cependant, il faut se rappeler que le système acide hypochloreux/ion hypochlorite forme un équilibre chimique et que l'élimination de l'acide hypochloreux au cours de la réaction avec les microorganismes entraînera, s'il y a du chlore résiduel libre, la formation d'acide hypochloreux additionnel. L'acide hypochloreux réagit moins vite comme désinfectant à des pH moins élevés, mais ce ralentissement peut être compensé par une durée de contact plus longue. Le paramètre important est ici le chlore total disponible (exprimé en HOCl et en OCl<sup>-</sup>).

L'ozone, qui est utilisé dans plus de 20 installations de traitement d'eau au Québec,<sup>(38)</sup> et le bioxyde de chlore, qui est employé principalement au Canada pour contrôler le goût et l'odeur, sont aussi des agents de désinfection. Leur efficacité n'est pas modifiée aux pH que l'on rencontre ordinairement dans l'eau potable. Le bioxyde de chlore a un pouvoir germicide comparable à celui de l'acide hypochloreux, tandis que celui de l'ozone est de beaucoup supérieur.<sup>(24)</sup>

### Caractéristiques chimiques

La corrosion dans le système d'aqueduc est une source importante de contamination de l'eau par le métal.<sup>(39)</sup> Deux des métaux les plus susceptibles de causer des problèmes sont le plomb et le cadmium. Le plomb est réfractaire à la corrosion à des pH supérieurs à 6 dans l'eau pure; en présence de carbonates et de bicarbonates, le plomb est passif à des pH compris entre 4 et 12 environ, mais il peut être attaqué par la corrosion à des pH supérieurs à 12.<sup>(13)</sup> Une étude portant sur une eau potable peu alcaline au pH passablement bas a révélé de fortes concentrations de plomb dans l'eau potable circulant dans des tuyaux en plomb.<sup>(40)</sup> Le cadmium, dans l'eau pure, est passif à des pH compris entre 9 et 13,5 environ, mais des données expérimentales indiquent qu'il ne se corrode véritablement qu'à des pH inférieurs à 6.<sup>(13)</sup>

Des études en laboratoire ont montré que l'eau dont l'indice d'agressivité était inférieur à 10 favorisait la libération des fibres d'amiante provenant des tuyaux en amiante-ciment.<sup>(40)</sup> On a également souligné que les tuyaux enduits d'une couche de goudron pouvaient être une source d'hydrocarbures aromatiques polycycliques (HAP) à cause du lessivage effectué par l'eau.<sup>(40)</sup>

Les trihalométhanes se forment au cours de la chloration des eaux contenant du carbone organique. Les mécanismes admis de formation des trihalométhanes supposent une réaction initiale de l'acide hypochloreux avec les précurseurs organiques, la substitution aromatique électrophilique du chlore positif et l'addition électrophilique de chlore positif à la double liaison convenablement activée,<sup>(41)</sup> et plus particulièrement la réaction du chlore avec les structures m-dihydroxybenzène à l'intérieur du réseau cristallin d'acide fulvique.<sup>(42)</sup> Ces réactions, de même que la réaction plus simple des haloformes, sont catalysées par une base. En laboratoire<sup>(43)</sup> et dans une usine de traitement de l'eau,<sup>(44)</sup> on a montré que, pour une teneur en carbone organique et une dose de chlore données, des concentrations plus fortes de trihalométhanes se forment lorsque le pH est plus élevé.

### Effets sur la santé

Étant donné que le pH est lié à divers autres paramètres, il n'est pas possible de déterminer s'il existe un rapport direct entre le pH et la santé de l'homme. Dans la mesure où le pH modifie le procédé de traitement de l'eau qui contribue à éliminer les virus, les bactéries et d'autres organismes nuisibles, on peut dire qu'il a des effets indirects sur la santé. La destruction des virus, aux pH élevés que l'on rencontre au cours de l'adoucissement de l'eau par le procédé chaux/soude, peut être considérée comme utile. Par contre, l'augmentation de la génération de trihalométhanes à des pH élevés peut être néfaste.

Au cours d'une des rares études épidémiologiques sur les réseaux de distribution d'eau potable dans lesquelles le pH était un des paramètres pris en considération, Taylor et ses collaborateurs<sup>(45)</sup> n'ont pu établir de rapport important entre les cas d'hépatite infectieuse et le pH de l'eau traitée. Cette étude a été effectuée dans 16 villes américaines utilisant des eaux de surface comme source d'eau potable.

### Justification

1. Aucun effet précis du pH sur la santé ne nous permet de fixer les limites de celui-ci pour l'eau potable. Le contrôle du pH sert avant tout à réduire la corrosion et l'entartrage.

2. En général, la corrosion du métal devient importante à des pH inférieurs à 6,5 environ; les problèmes d'incrustation et d'entartrage se font surtout sentir à des pH supérieurs à 8,5 environ.

3. L'échelle acceptable du pH dans l'eau est donc de l'ordre de 6,5 à 8,5. En général, les eaux dont le pH est compris entre ces valeurs peuvent être stabilisées, en ce qui concerne la corrosion et l'entartrage, par un simple ajustement du pH. Lorsque le pH est maintenu en dessous de 8,5, le pouvoir de désinfection du chlore est accru et la production de trihalométhanes est réduite.

### Références bibliographiques

1. American Public Health Association/American Water Works Association/Water Pollution Control Federation. Standard methods for the examination of water and wastewater. 14<sup>e</sup> édition. Washington, DC (1976).
2. American Society for Testing and Materials. Standard method of test for pH of water and waste water. Dans : Annual book of ASTM standards. Part 31. Philadelphia, PA. p. 178 (1976).
3. Feldman, I. Use and abuse of pH measurements. Anal. Chem., 28 : 1859 (1956).
4. Goldman, J.C., Porcella, D.B., Middlebrooks, E.J. et Toerien, D.F. Compte rendu. The effect of carbon on algal growth — its relationship to eutrophication. Water Res., 6 : 637 (1972).
5. Langelier, W.F. Effect of temperature on the pH of natural waters. J. Am. Water Works Assoc., 38 : 179 (1946).
6. Webber, W.J., Jr., et Stumm, W. Mechanism of hydrogen ion buffering in natural waters. J. Am. Water Works Assoc., 55 : 1553 (1963).
7. Drane, C.W. Natural waters. Dans : Corrosion. 2<sup>e</sup> édition. L.L. Shreir (dir. de publ.). Newnes-Butterworths, London, U.K.
8. Butler, G. et Ison, W.C.K. Corrosion and its prevention in waters. Reinhold, New York, NY. p. 25 (1966).
9. Sawyer, C.N. et McCarty, P.L. Acidity. Dans : Chemistry for sanitary engineers. 2<sup>e</sup> édition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 320 (1967).
10. Durfur, C.N. et Becker, E. Selected data on public supplies of the 100 largest cities in United States, 1962. J. Am. Water Works Assoc., 56 : 237 (1964).

11. Hudson, H.E., Jr., et Gilcreas, F.W. Health and economic aspects of water hardness and corrosiveness. *J. Am. Water Works Assoc.*, 68 : 201 (1976).
12. McClanahan, M.A. et Mancy, K.H. Effect of pH on quality of calcium carbonate film deposited from moderately hard and hard water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 66 : 49 (1974).
13. Pourbaix, M. Atlas of electrochemical equilibria in aqueous solutions. 2<sup>e</sup> édition. National Association of Corrosion Engineers, Houston, TX (1974).
14. Langelier, W.F. Chemical equilibria in water treatment. *J. Am. Water Works Assoc.*, 38 : 169 (1946).
15. Dye, J.F. et Tuetper, J.L. Chemistry of the lime-soda process. Dans : Water quality and treatment; a handbook of public water supplies. 3<sup>e</sup> édition. American Water Works Association. McGraw-Hill, Toronto. p. 313 (1971).
16. Larson, T.E. Corrosion phenomena — causes and cures. Dans : Water quality and treatment; a handbook of public water supplies. 3<sup>e</sup> édition. American Water Works Association. McGraw-Hill, Toronto. p. 295 (1971).
17. Ryznar, J.W. A new index for determining amount of calcium carbonate scale formed by a water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 36 : 472 (1944).
18. American Water Works Association. AWWA Standard C400-77 revision of C400-75. Denver, CO (1977).
19. Merrill, D.T. et Sanks, R.L. Corrosion control by deposition of CaCO<sub>3</sub> films: Part 1. A practical approach for plant operators. *J. Am. Water Works Assoc.*, 69 : 592 (1977).
20. Sawyer, C.N. et McCarty, P.L. Residual chlorine and chlorine demand. Dans : Chemistry for sanitary engineers. 2<sup>e</sup> édition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 363 (1967).
21. O'Connor, J.T., Hash, L. et Edwards, A.B. Deterioration of water quality in distribution systems. *J. Am. Water Works Assoc.*, 67 : 113 (1975).
22. Shair, S. Iron bacteria and red water. *Ind. Water Eng. (mars-avril)* : 16 (1975).
23. American Water Works Association Research Foundation. Handbook of taste and odor control experiences in the U.S. and Canada. American Water Works Association, Denver, CO (1976).
24. Morris, J.C. Chlorination and disinfection — state of the art. *J. Am. Water Works Assoc.*, 63 : 769 (1971).
25. U.S. Environmental Protection Agency. Statement of basis and purpose for the National Secondary Drinking Water Regulations. Mars (1977).
26. Black, A.P. et Christman, R.F. Characteristics of coloured surface waters. *J. Am. Water Works Assoc.*, 55 : 753 (1963).
27. Singley, J.E., Harris, R.H. et Maudling, J.S. Correction of color measurements to standard conditions. *J. Am. Water Works Assoc.*, 58 : 455 (1966).
28. Sawyer, C.N. et McCarty, P.L. Chemical coagulation of water. Dans : Chemistry for sanitary engineers. 2<sup>e</sup> édition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 341 (1967).
29. Maudling, J.S. et Harris, R.H. Effect of ionic environment and temperature on the coagulation of color-causing organic compounds with ferric sulfate. *J. Am. Water Works Assoc.*, 60 : 460 (1968).
30. AWWA Research Committee on Coagulation. Coagulation–filtration practice as related to research. A committee report. *J. Am. Water Works Assoc.*, 66 : 502 (1974).
31. Davis, B.D., Dulbeco, R., Eisen, H.N., Ginsberg, H.S. et Wood, W.B., Jr. Microbiology. 2<sup>e</sup> édition. Harper and Row, New York, NY. p. 92 (1973).
32. Rudolfs, W., Falt, L.L. et Ragatzkie, R.A. Literature review on the occurrence and survival of enteric, pathogenic, and relative organisms in soil, water, sewage, and sludges, and on vegetation. *Sewage Ind. Wastes*, 22 : 1261 (1950).
33. Butterfield, C.T., Wattie, E., Megregian, S. et Chambers, C.W. Influence of pH and temperature on the survival of coliforms and enteric pathogens when exposed to free chlorine. *Public Health Rep.*, 58 : 1837 (1943).
34. Smith, W.W. et Bodkin, R.E. The influence of hydrogen ion concentration on the bactericidal action of ozone and chlorine. *J. Bacteriol.*, 47(A17) : 445 (1944).
35. Scarpino, P.V., Berg, G., Chang, S.L., Dahling, D. et Lucas, M. A comparative study of the inactivation of viruses in water by chlorine. *Water Res.*, 6 : 959 (1972).
36. Kott, Y., Nupen, E.M. et Ross, W.R. The effect of pH on the efficiency of chlorine disinfection and virus enumeration. *Water Res.*, 9 : 869 (1975).
37. White, G.C. Chlorination and dechlorination: a scientific and practical approach. *J. Am. Water Works Assoc.*, 60 : 540 (1968).
38. Fédération des associations canadiennes de l'environnement et organismes des gouvernements fédéral et provinciaux. Inventaire national des systèmes municipaux d'aqueduc et d'égout au Canada 1975 (1975).
39. Craun, G.E. et McCabe, L.J. Problems associated with metals in drinking water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 67 : 593 (1975).
40. McFarren, E.F., Buelow, R.W., Thurnau, R.C., Gardels, M., Sorrell, R.K., Snyder, P. et Dressman, R.C. Water quality deterioration in the distribution system. Water Quality Technology Conference, Kansas City, MO, décembre (1977).
41. Morris, J.C. et McKay, G. Formation of halogenated organics by chlorination of water supplies. U.S. Environmental Protection Agency Rep. EPA 600/1-75-002 (1975).
42. Rook, J.J. Chlorination reactions of fulvic acids in natural waters. *Environ. Sci. Technol.*, 11 : 478 (1977).
43. Stevens, A.A., Slocum, C.J., Seeger, D.R. et Robeck, G.G. Chlorination of organics in drinking water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 68 : 615 (1976).
44. Harms, L.L. et Looyenga, R.W. Chlorination adjustment to reduce chloroform formation. *J. Am. Water Works Assoc.*, 69 : 258 (1977).
45. Taylor, F.B., Eagen, J.H., Smith, H.F.D., Jr., et Coene, R.F. The case for water-borne infectious hepatitis. *Am. J. Public Health*, 56 : 2093 (1966).