



Santé
Canada Health
Canada

*Votre santé et votre
sécurité... notre priorité.*

*Your health and
safety... our priority.*

Le pH de l'eau potable

Document de consultation publique

établi par le Comité fédéral-provincial-territorial
sur l'eau potable

La période de consultation se termine le
16 mars 2015

Canada 

Le pH de l'eau potable
Document de consultation publique
Table des matières

Objectif de la consultation	1
Partie I. Vue d'ensemble et application	2
1.0 Recommandation proposée	2
2.0 Sommaire	2
2.1 Caractéristiques de la qualité de l'eau	2
2.2 Procédés de traitement	2
2.3 Réseaux de distribution.....	2
2.4 Effets sur la santé	3
3.0 Application de la recommandation	3
3.1 Surveillance.....	3
Partie II. Considérations scientifiques et techniques	4
4.0 Définition et mesures	5
4.1 Définition du pH	5
4.2 Mesure du pH.....	6
4.2.1 Méthodes d'analyse approuvées	8
5.0 Lien entre le pH et les caractéristiques de la qualité de l'eau	9
5.1 Caractéristiques physiques.....	9
5.1.1 Température	9
5.2 Caractéristiques chimiques	9
5.2.1 Carbone inorganique dissous	9
5.2.2 Alcalinité.....	10
5.2.3 Intensité du pouvoir tampon	11
5.2.4 Dureté.....	12
5.2.5 Métaux	13
5.3 Caractéristiques microbiologiques.....	13
6.0 Procédés de traitement de l'eau potable et pH.....	14
6.1 Coagulation traditionnelle et améliorée	15
6.2 Désinfection et formation de sous-produits	16
6.2.1 Désinfection	16
6.2.2 Sous-produits de désinfection	18
6.3 Adoucissement par précipitation.....	20
6.4 Adsorption.....	21
6.5 Oxydation chimique.....	22
6.6 Filtration sur membrane	23
6.7 Échange d'ions.....	23
6.8 Stripage à l'air et aération	24

6.9	Ajustement du pH dans le traitement de l'eau potable	24
7.0	Considérations relatives aux réseaux de distribution.....	24
7.1	Réseaux de distribution et changement de pH.....	24
7.2	Lien entre le pH et la corrosion.....	25
7.3	Exemples d'installations qui distribuent de l'eau dont le pH est supérieur à 8,5 ...	27
8.0	Effets du pH sur la santé	27
8.1	Régulation du pH dans le corps humain	28
8.2	Alimentation et pH.....	28
8.3	Effets secondaires du pH	28
8.4	Effets sur la peau.....	29
	8.4.1 Irritation de la peau chez l'homme	29
	8.4.2 Irritation de la peau chez l'animal	29
8.5	Effets du pH sur les yeux des humains et des animaux	30
8.6	Le pH et les caries.....	31
8.7	Le pH et les cheveux.....	31
9.0	Évaluation	32
9.1	Considérations internationales	32
10.0	Conclusion	32
11.0	Références bibliographiques.....	33
	Annexe A : Liste des acronymes	44
	Annexe B : Tableaux des valeurs CT pour l'inactivation des protozoaires entériques à 20 °C et à diverses valeurs de pH	45

Le pH de l'eau potable

Objectif de la consultation

Le Comité fédéral-provincial-territorial sur l'eau potable a évalué l'information disponible sur le pH dans le but de mettre à jour la recommandation en vigueur sur le pH de l'eau potable. La présente consultation vise à recueillir des commentaires sur la recommandation proposée et la démarche suivie pour l'élaborer.

La plage acceptable des valeurs de pH dans la recommandation en vigueur, établie en 1979, visait principalement à minimiser la corrosion. La recommandation reposait sur les connaissances et la compréhension de la corrosion au moment de son élaboration. Depuis, la base de connaissances sur le contrôle de la corrosion s'est grandement approfondie et améliorée. La version mise à jour du présent document reconnaît ces nouvelles données scientifiques et élargit la plage acceptable de pH pour permettre aux responsables de réseaux d'établir la valeur convenant le mieux à la qualité de leur eau et à leurs procédés de traitement, tout en réduisant au maximum les rejets de métaux qui pourraient nuire à la santé humaine dans l'ensemble du réseau de distribution.

Le CEP a demandé que ce document soit mis à la disposition du public pour qu'il puisse le commenter. Les commentaires, avec justification pertinente le cas échéant, sont les bienvenus. Ils peuvent être envoyés au Secrétariat du CEP par courrier électronique (water_eau@hc.sc.gc.ca), ou au besoin par la poste (Secrétariat du CEP, Bureau de la qualité de l'eau et de l'air, Santé Canada, 3e étage, 269, avenue Laurier Ouest (IA 4903D), Ottawa (Ontario) K1A 0K9). Tous les commentaires doivent être reçus avant le 16 mars 2015.

Les commentaires reçus dans le cadre de cette consultation seront acheminés au membre du CEP approprié, accompagnés du nom de l'auteur et de son organisme. Les personnes qui ne souhaitent pas que leur nom et celui de leur organisme soient transmis aux membres du CEP doivent joindre une déclaration à cet effet à leurs commentaires.

Il convient de noter que ce document technique sur le pH de l'eau potable fera l'objet d'une révision après évaluation des commentaires reçus et que, s'il y a lieu, une recommandation pour la qualité de l'eau potable sera formulée. Ce document doit donc être considéré uniquement comme une ébauche pour commentaires.

Janvier 2014

Le pH

Partie I. Vue d'ensemble et application

1.0 Recommandation proposée

La plage acceptable proposée pour le pH de l'eau potable est de 7 à 10,5 en vue d'atteindre les objectifs en matière de qualité de l'eau et de contrôle de la corrosion.

2.0 Sommaire

Le pH est une mesure de l'acidité ou de l'alcalinité de l'eau. Le contrôle du pH est important durant le traitement de l'eau potable afin de maximiser l'efficacité du traitement, et dans le réseau de distribution, afin de contrôler la corrosion et de réduire le relargage du réseau et des éléments de plomberie.

Dans le présent document technique, on recense et on évalue les liens entre le pH et d'autres caractéristiques de la qualité de l'eau, procédés de traitement de l'eau et considérations relatives au réseau de distribution. On décrit également les risques pour la santé d'une exposition à des pH extrêmes.

Récemment, Santé Canada a terminé son examen des aspects à considérer du pH dans l'eau potable. La recommandation proposée qui en résulte est une plage acceptable de pH de 7 à 10,5 pour l'eau potable traitée.

À sa réunion du printemps 2014, le Comité fédéral-provincial-territorial sur l'eau potable a examiné le document technique sur le pH de l'eau potable et approuvé sa publication à des fins de consultation publique.

2.1 Caractéristiques de la qualité de l'eau

Le pH de l'eau est lié à d'autres caractéristiques de l'eau, notamment : les propriétés physiques (principalement la température); les caractéristiques chimiques, comme les niveaux de carbone organique dissous et de dureté, ainsi que l'alcalinité et les propriétés tampons de l'eau; et les caractéristiques microbiologiques, comme le biofilm.

2.2 Procédés de traitement

Le pH peut avoir un effet important sur la chimie de l'eau, qui se répercute de façon importante sur le rendement de nombreux procédés de traitement, dont la coagulation et la désinfection. Même si le pH de l'eau est un paramètre important dans la formation de sous-produits de désinfection, ses effets varient d'un sous-produit à l'autre. Il est donc nécessaire de surveiller le pH tout au long du traitement et de l'ajuster au besoin.

2.3 Réseaux de distribution

L'ajustement et le contrôle du pH dans le réseau de distribution, entre autres par un tamponnage adéquat, sont essentiels pour contrôler la corrosion et minimiser l'exposition aux métaux comme le plomb. Le tamponnage permet de réduire l'effet possible d'autres caractéristiques de l'eau sur le pH. Un pH élevé (jusqu'à 10,5) dans le réseau de distribution réduira les concentrations de plomb et d'autres métaux au robinet.

2.4 Effets sur la santé

Rien n'indique que le pH dans l'alimentation (aliments ou eau potable) ait des effets nocifs directs. Des pH extrêmes ont été associés à certains effets sur la santé, dont une irritation de la peau et des yeux. L'effet le plus important du pH sur la santé est indirect et lié à l'exposition aux métaux relargués dans le réseau de distribution et aux sous-produits de désinfection formés par des procédés de traitement.

3.0 Application de la recommandation

Remarque : Des instructions spécifiques concernant l'application des recommandations doivent être obtenues auprès de l'autorité appropriée en matière d'eau potable dans le secteur de compétence concerné.

Selon les données scientifiques actuelles, la recommandation pour le pH dans l'eau devrait être suffisamment flexible pour permettre aux responsables des réseaux d'établir le pH convenant le mieux à leurs objectifs particuliers en matière de qualité de l'eau. La plage acceptable de pH de 7 à 10,5 devrait offrir aux installations la latitude requise pour atteindre les objectifs en matière de qualité de l'eau et limiter les concentrations de contaminants et la corrosion par la combinaison de traitements adaptés aux matériaux du réseau de distribution et de la plomberie domestique. Il est important de noter que le pH ne peut être considéré de façon isolée dans le contrôle de la corrosion. Il ne suffit pas d'ajuster le pH; d'autres paramètres, dont l'alcalinité et le carbone inorganique dissous, doivent aussi être pris en considération.

3.1 Surveillance

La fréquence à laquelle on surveillera le pH dépend du but ou de l'objectif particulier de la surveillance. La fréquence de surveillance du pH dans le contexte de l'exploitation ou d'un procédé particulier peut varier, et la surveillance n'est pas généralement effectuée de façon isolée. L'analyse sur place des paramètres de la qualité de l'eau comprend le pH, la concentration résiduelle de chlore, la turbidité et la température afin d'obtenir les conditions de base pour dégager les tendances propres à la qualité de l'eau à travers l'usine de traitement. De plus, la surveillance de ces paramètres et d'autres paramètres de la qualité de l'eau, dont le carbone inorganique dissous, l'alcalinité, les nitrates et les nitrites, aide l'exploitant à maintenir la qualité de l'eau dans le réseau de distribution et à détecter les changements qui peuvent entraîner de la corrosion. Il convient de surveiller le pH dans le réseau de distribution, et les endroits particulièrement importants à surveiller sont notamment les zones où le temps de résidence est élevé (p. ex., les culs-de-sac), celles où on effectue de l'entretien ou des améliorations (p. ex., application de revêtement de ciment dans les tuyaux) et les points dans le réseau où les sources d'eau se mélangent.

La surveillance du pH devrait être continue au point d'entrée de l'eau traitée dans le réseau de distribution et tout le long du réseau. Là où la surveillance continue est impossible, il convient de prélever régulièrement des échantillons ponctuels et de les analyser pour que toute fluctuation de la qualité de l'eau soit détectée et que les problèmes qui la causent soient réglés.

Pour l'efficacité du réseau de distribution, le pH de l'eau qui y circule ne devrait pas varier de plus de 0,2 unité de pH. Les changements de pH dans le réseau de distribution peuvent indiquer une détérioration de la qualité de l'eau, et les fluctuations de pH devraient être réduites au maximum. Si le pH change de façon inhabituelle ou inattendue dans le réseau de distribution, il convient d'enquêter et d'en déterminer la cause.

La surveillance du pH est utilisée de pair avec la surveillance des résidus de désinfectant, de l'alcalinité, du carbone inorganique dissous et des nitrites en vue d'assurer le maintien de la qualité de l'eau du réseau de distribution et le contrôle de la corrosion.

Partie II. Considérations scientifiques et techniques

4.0 Définition et mesures

4.1 Définition du pH

À une température donnée, le pH, qui est le logarithme négatif de l'activité des ions hydrogène, mesure l'acidité ou la basicité de l'eau (APHA et coll., 2012). L'activité des ions hydrogène est pratiquement égale à sa concentration dans la plupart des eaux potables. C'est pourquoi elle est généralement présentée comme une concentration (Sincero et Sincero, 2003; Schock et Lytle, 2011). L'eau pure est légèrement ionisée; si la réaction est à l'équilibre, le produit ionique (K_e) peut être exprimé par l'équation suivante (Sincero et Sincero, 2003; APHA et coll., 2012) :

$$\begin{aligned} K_e &= [H^+] \times [OH^-] && \text{(Équation 1)} \\ &= 1,01 \times 10^{-14} \text{ à } 25 \text{ °C} \end{aligned}$$

et

$$\begin{aligned} [H^+] &= [OH^-] \\ &= 1,005 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

où :

- $[H^+]$ est l'activité des ions hydrogène (mol/L);
- $[OH^-]$ est l'activité des ions hydroxyde (mol/L).

L'activité des ions hydrogène, aussi appelée concentration efficace, fait référence aux ions qui participent à la réaction et diffère de la concentration réelle des ions en solution. L'échelle logarithmique est une façon pratique d'exprimer les activités ioniques :

$$\begin{aligned} (-\log_{10}[H^+]) + (-\log_{10}[OH^-]) &= -\log_{10}K_e && \text{(Équation 2)} \\ &= 14 \text{ à } 25 \text{ °C} \end{aligned}$$

ou

$$pH + pOH = pK_e \quad \text{(Équation 3)}$$

où :

- $pH = -\log_{10}[H^+]$;
- $pOH = -\log_{10}[OH^-]$;
- $pK_e = -\log_{10}K_e$.

L'équation 3 montre que le pH augmente en fonction de la diminution du pOH et vice versa, tandis que pK_e est une constante à une température donnée. Le pH est généralement représenté sur une échelle de 0 à 14, où 7 correspond au pH neutre (à 25 °C), et les activités des ions hydrogène et hydroxyde sont chacune d'environ 10^{-7} mol/L. Le point de neutralité dépend de la température : le pH neutre se situe à 7,5 à 0 °C et à 6,5 à 60 °C. Les eaux naturelles ont

habituellement des valeurs de pH qui varient de 4 à 9; cependant, la plupart sont légèrement alcalines en raison de la présence de bicarbonates et de carbonates des métaux alcalins et alcalino-terreux. Comme l'échelle est logarithmique, une baisse de pH de 1,0 unité multiplie l'acidité par 10 (APHA et coll., 2012).

Dans une enquête nationale menée par Santé Canada en 2009 et 2010, les valeurs de pH de 129 échantillons d'eau brute ont été mesurées dans 64 installations de traitement en hiver et en été. Les données pour l'eau brute ont montré que le pH variait de 4,6 à 8,57 dans 93 échantillons d'eau de surface et de 6,1 à 9,18 dans 36 échantillons d'eau souterraine (Santé Canada, 2012b).

4.2 Mesure du pH

Le pH est l'un des plus importants paramètres opérationnels de la qualité de l'eau. Sa mesure correspond à l'un des tests les plus fréquemment utilisés en chimie de l'eau. Chacun des procédés dans le traitement de l'eau est fonction du pH, y compris la coagulation, la précipitation, l'adoucissement de l'eau, la désinfection et le contrôle de la corrosion.

La méthode la plus précise de mesure du pH d'un échantillon d'eau est la méthode potentiométrique. Elle se fonde sur l'équation de Nernst, qui décrit la relation entre le potentiel galvanique d'une paire d'électrodes définie et l'activité des ions hydrogène (Dye, 1952; Kohlmann, 2003) :

$$E = E_0 - 2,303 \frac{RT}{nF} * \log a_{H^+}$$

où :

- E est le potentiel total entre deux électrodes (mV);
- E_0 est le potentiel standard de l'électrode en fonction de la température;
- R est la constante des gaz parfaits ($J \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$);
- T est la température absolue ($^{\circ}\text{K}$);
- n est la valence (charge) de l'ion ($n = 1$ pour H^+);
- F est la constante de Faraday (C mol^{-1});
- a_{H^+} est l'activité des ions hydrogène.

La méthode potentiométrique utilise un pH-mètre, qui comprend une électrode de mesure du pH (généralement une électrode de verre), une électrode de référence, un voltmètre à haute impédance et un appareil de compensation de la température. L'électrode de référence est une électrode au calomel, une électrode argent-chlorure d'argent ou une autre électrode de référence à potentiel constant. Les électrodes de mesure du pH et de référence peuvent être deux électrodes physiquement distinctes connues sous le nom de paire d'électrodes. Pour des raisons pratiques, la plupart des pH-mètres modernes ont maintenant leurs deux électrodes placées dans un dispositif unique de verre connu sous le nom d'électrode combinée.

En immergeant les électrodes dans une solution de référence, un circuit se forme avec le potentiomètre dont la mesure est employée pour déterminer l'activité des ions hydrogènes. L'électrode de référence doit avoir un potentiel constant et stable pour donner une mesure précise. Un écart du potentiel de l'électrode de référence provoquera un changement dans le potentiel de l'ensemble, ce qui modifiera la lecture du pH à l'appareil de mesure (Kohlmann, 2003).

Le terme « $2,303 \frac{RT}{nF}$ », fondé sur l'équation de Nernst, est appelé « facteur de pente ». Il décrit le changement de potentiel total entre les électrodes de mesure et de référence chaque fois que l'activité de l'ion H^+ est multipliée par 10. Le facteur de pente augmente de 59,16 mV chaque

fois que l'activité des ions hydrogène est multipliée par 10 à une température de 25 °C. En théorie, le potentiel mesuré à un pH de 7 (point isopotential) est de 0 mV (Kohlmann, 2003).

La mesure précise du pH demande l'étalonnage du pH-mètre par l'utilisation de tampons dont le pH est connu, et son réglage. L'étalonnage est réalisé pour compenser les changements de potentiel dans les électrodes de mesure et de référence ainsi que tout changement de potentiel entre ces électrodes. L'étalonnage exige aussi la vérification de la pente de l'électrode de mesure et devrait être effectué au moins une fois par jour (U.S. EPA, 1982). Comme la force ionique de l'eau peut avoir un effet sur la mesure du pH, d'autres mesures d'assurance et de contrôle de la qualité, telle l'utilisation d'une solution témoin ou de référence qui a une force ionique similaire à celle de l'échantillon d'eau, devraient être envisagées.

La température joue de deux façons sur la mesure potentiométrique du pH en système fermé : 1) un effet mécanique dû aux changements physiques des propriétés de l'électrode; et 2) un effet chimique causé par les changements d'équilibre dans l'échantillon d'eau (APHA et coll., 2012). L'électrode de verre étant un conducteur ionique, les fluctuations de température influenceront sur sa résistance, ce qui faussera les mesures de pH. Plus la température monte, plus la résistance dans l'ampoule de verre de l'électrode diminue.

La couleur, la turbidité, et les agents oxydants et réducteurs ne perturbent pratiquement pas le fonctionnement des électrodes de verre. Cependant, à des pH supérieurs à 10, ces électrodes sont perturbées par les cations de lithium, de sodium et de potassium. Afin de réduire la possibilité de ce type d'erreur (erreur alcaline), il convient de prendre les mesures à des pH supérieurs à 10 au moyen d'électrodes spéciales à faible erreur attribuable au sodium (APHA et coll., 2012). L'erreur acide touche les valeurs très basses du pH, habituellement sous 1,0. Comme le pH est bien supérieur à cette valeur pour la plupart des applications de traitement de l'eau, l'erreur acide est rare (Kohlmann, 2003).

Dans un système fermé, tout changement de température de l'échantillon testé provoque aussi un changement de l'activité des ions hydrogène dans la solution, et par conséquent de son pH. Une diminution d'environ 0,45 unité de pH survient si on augmente la température de l'eau pure de 25 °C (Langelier, 1946). C'est pourquoi les pH-mètres incluent généralement un dispositif de compensation de température dans le circuit de mesure. Il est important de mesurer le pH aussitôt que possible après le prélèvement d'un échantillon afin de minimiser l'effet de la température (Larson, 1975; Kohlmann, 2003). La température de l'échantillon peut prendre du temps à se stabiliser dans des conditions d'eau froide. Les analystes doivent donc s'assurer que le pH-mètre a atteint l'équilibre durant l'analyse d'eau froide afin d'assurer une mesure précise.

Comme le pH de l'eau est régulé par le système d'équilibre dioxyde de carbone-bicarbonate-carbonate, tout changement dans la concentration de dioxyde de carbone (CO₂) joue sur le pH de l'eau. Il faudrait prélever les échantillons avec précaution pour minimiser l'aération et les éclaboussures, et les analyser dès que possible après le prélèvement en prenant très grand soin de ne pas les agiter ou les remuer rapidement durant la mesure. Les eaux qui ne sont pas en équilibre avec l'atmosphère (p. ex., les eaux souterraines et les eaux à pH élevé) peuvent subir des changements lorsqu'elles sont exposées à l'atmosphère (voir la Figure 1); c'est pourquoi les contenants des échantillons devraient être remplis entièrement et scellés jusqu'à l'analyse, et mesurés dans un système fermé si possible.

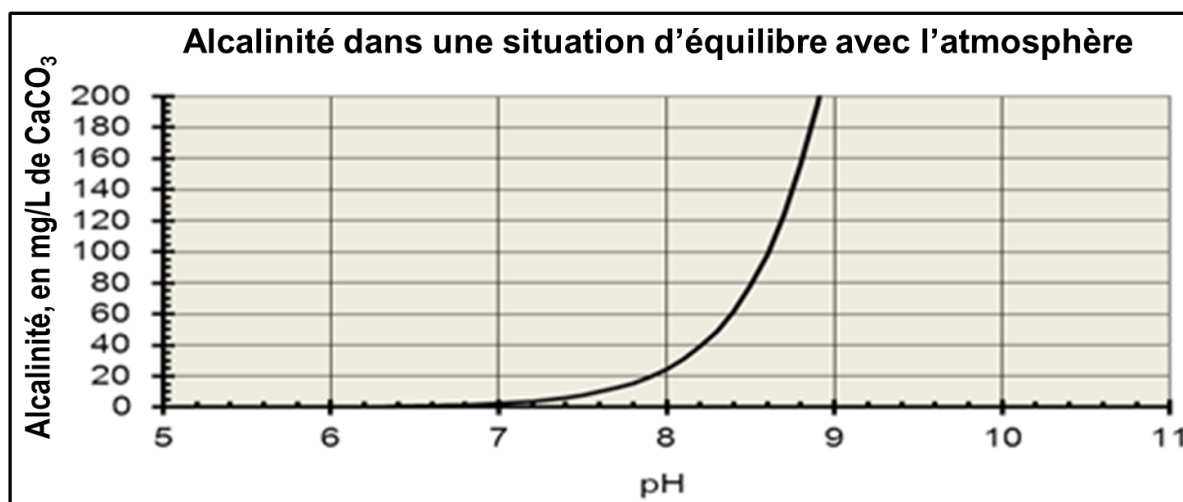


Figure 1 Effet de la perte de CO₂ sur le pH lorsque l'échantillon est exposé à l'atmosphère (à 25 °C) (Schock, 2013)

Les pH-mètres pour utilisation en laboratoire ou sur le terrain se trouvent facilement chez divers vendeurs et fournisseurs. Les pH-mètres portatifs en format de poche, à piles, conviennent à l'utilisation sur le terrain. Ces appareils portatifs peuvent mesurer les valeurs de pH avec une précision de $\pm 0,05$ unité. Les modèles plus grands et plus sophistiqués peuvent atteindre une précision de $\pm 0,01$ unité. Il faut les manipuler avec soin et, en général, remplacer périodiquement leurs électrodes.

Les autres méthodes pour déterminer le pH d'une solution font appel à des indicateurs et à des colorimètres. Les indicateurs (tournesol) sont des matériaux qui changent de couleur lorsqu'exposés à différentes valeurs de pH. La couleur d'une bandelette de papier mouillé est comparée à une échelle de couleur standard. Ces bandelettes indicatrices de pH sont généralement utilisées pour obtenir des mesures préliminaires ou pour des échantillons de faible volume, et ne peuvent pas servir à la surveillance du pH en continu. Le colorimètre est un appareil dans lequel un flacon est rempli d'un volume d'échantillon adéquat auquel est ajouté un réactif. La couleur de l'échantillon change, et on compare le résultat à une roue de couleur ou à un spectre standard pour interpoler la valeur du pH (Kohlmann, 2003).

4.2.1 Méthodes d'analyse approuvées

L'U.S. Environmental Protection Agency (U.S. EPA) a approuvé deux méthodes d'analyse (méthodes 150.1 et 150.2) pour mesurer le pH dans l'eau potable (U.S. EPA, 2011). Il s'agit de deux méthodes potentiométriques, où le pH de l'échantillon est déterminé de façon électrométrique par l'emploi soit d'une électrode de verre en combinaison avec une électrode de référence, soit d'une électrode combinée. La méthode 150.2 peut être utilisée pour effectuer la mesure en ligne du pH des échantillons de façon continue.

Les méthodes suivantes, établies par des organismes d'élaboration de normes consensuelles volontaires, sont approuvées par l'U.S. EPA et permettent de mesurer le pH : ASTM D 1293 (ASTM, 1984, 1995, 1999) et SM 4500-H⁺ B (APHA et coll., 1992, 1995, 1998 et 2005) ainsi que la version en ligne de SM 4500-H⁺ B-00 (APHA et coll., 2011).

5.0 Lien entre le pH et les caractéristiques de la qualité de l'eau

Le pH de l'eau peut influencer sur les caractéristiques physiques, chimiques et microbiologiques de l'eau décrites ci-dessous, et dans certains cas, ces caractéristiques peuvent agir sur lui.

5.1 Caractéristiques physiques

Les caractéristiques physiques de l'eau comprennent la température, la couleur, le goût, l'odeur, la turbidité et les matières dissoutes totales. La température est la caractéristique physique qui joue le plus sur le pH de l'eau.

5.1.1 Température

Les changements de température agissent sur l'équilibre d'ionisation de tout acide et toute base faibles présents dans l'eau. L'augmentation de la température de l'eau fait augmenter la dissociation de l'eau, ce qui fait diminuer le pH. Dans l'eau pure, une diminution de pH d'environ 0,45 unité survient si la température augmente de 25 °C, passant de 75 °C à 100 °C (Langelier, 1946; Dye, 1952; Larson et Henley, 1955a,b). Cependant, si des acides et des bases faibles sont présents dans l'eau, l'ampleur de cet effet dépendra alors de l'alcalinité et de la teneur en carbone inorganique dissous (CID) de l'eau. La Figure 2 présente un exemple de la façon dont un pH observé à 10 °C doit être corrigé afin d'obtenir le pH correspondant pour une température de 25 °C pour des eaux de différente alcalinité.

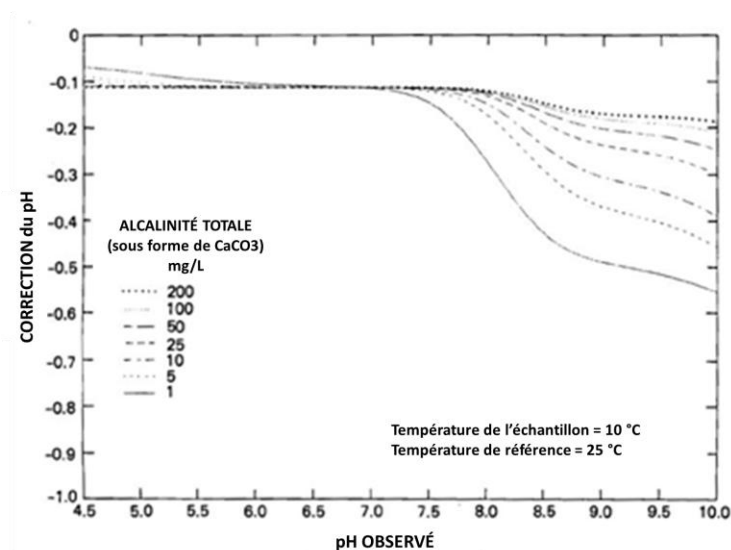


Figure 2 Exemple de correction du pH de 10 °C à 25 °C pour des eaux de différente alcalinité (Schock, 2013)

5.2 Caractéristiques chimiques

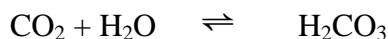
5.2.1 Carbone inorganique dissous

La chimie du carbone inorganique joue un rôle important dans de nombreuses applications de traitement de l'eau, dont la coagulation, l'adoucissement de l'eau, la corrosion, l'oxydation et de nombreux procédés qui mettent en jeu des réactions acide-base.

Le CID est la somme des concentrations de toutes les espèces de carbone inorganique dissoutes dans l'eau, y compris le dioxyde de carbone (CO_2), le bicarbonate (HCO_3^-) et le

carbonate (CO_3^{2-}) dissous, ainsi que des espèces de carbonate liées aux métaux sous forme de paires d'ions ou de complexes. Le CID s'exprime communément en milligrammes de carbone par litre (mg C/L).

S'il est dissous dans l'eau, le dioxyde de carbone est hydraté par les molécules d'eau pour former de l'acide carbonique (H_2CO_3) :



Cependant, dans cette réaction, la concentration de dioxyde de carbone dissous dépasse celle de l'acide carbonique, et il n'existe qu'une faible proportion d'acide carbonique. Le symbole H_2CO_3^* représente la somme des concentrations de CO_2 et de H_2CO_3 dans l'eau (Stumm et Morgan, 1996; Butler et Cogley, 1998; Edzwald et Tobiason, 2011; Crittenden et coll., 2012). Dans l'eau pure en contact avec l'atmosphère, le CID se définit simplement par la formule suivante :

$$\text{CID} = [\text{H}_2\text{CO}_3^*] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}]$$

Comme le H_2CO_3^* a des propriétés acides, la concentration de CID est un paramètre important dans de nombreux procédés appliqués à l'eau de surface et à l'eau souterraine, où il peut modifier le pH. L'altération des minéraux de silicate d'aluminium ou de carbonate augmente la concentration de bicarbonate dans l'eau à la source, ce qui fait augmenter le pH. La respiration des algues et la biodégradation de la matière organique font augmenter la concentration de dioxyde de carbone et diminuer le pH de l'eau. Toutes ces réactions jouent sur la concentration de CID, le pH et la composition chimique de l'eau (Edzwald et Tobiason, 2011). Les espèces de bicarbonate et de carbonate affectent de nombreuses réactions importantes dans la chimie de la corrosion, comme celles qui permettent à l'eau de former une incrustation protectrice ou une couche de passivation à base de carbonate métallique (Schock et Lytle, 2011). La concentration de CID joue un rôle important dans la stabilisation du pH de l'eau et peut être calculée si le pH, l'alcalinité, la température et la force ionique sont connus. Toutefois, dans certaines analyses de l'eau, si la concentration de CID est faible (sous 5 mg/L), la présence d'acides faibles (p. ex., l'acide phosphorique) et de bases (p. ex., l'hypochlorite de sodium et de calcium dissocié) peut contribuer à l'alcalinité et compliquer le calcul de la concentration de CID à partir des résultats de pH et d'alcalinité (Butler et Cogley, 1998; Schock et Lytle, 2011).

On trouve les conditions de système fermé (c.-à-d. sans contact avec l'air) dans les eaux souterraines, la couche de fond de la colonne d'eau stratifiée de lacs et de réservoirs, les réseaux de distribution ainsi que dans de nombreux procédés de traitement des eaux. En système fermé, la teneur totale de carbone inorganique est constante (Edzwald et Tobiason, 2011). Plusieurs auteurs ont montré que la représentation graphique de la concentration de carbone inorganique de 10^{-3} M (ou 12 mg/L, une condition courante dans les approvisionnements d'eau) en fonction du pH à 25 °C indique que la forme principale de carbone inorganique est H_2CO_3^* à un pH inférieur à 5, HCO_3^- à un pH de 6,3 à 10,3 et CO_3^{2-} à un pH supérieur à 10 (Stumm et Morgan, 1996; Butler et Cogley, 1998; Edzwald et Tobiason, 2011; Crittenden et coll., 2012).

5.2.2 Alcalinité

L'alcalinité est la mesure de la capacité de l'eau à neutraliser les acides. Elle est influencée par la présence de bases conjuguées de carbone inorganique (HCO_3^- et CO_3^{2-}) et d'acides organiques ainsi que d'orthophosphates (H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} et PO_4^{3-}), d'ammoniac et de silicate, qui

consomment tous l'acide (H^+) lorsqu'ajoutés à l'eau. L'alcalinité peut aussi être influencée par la présence de l'ion OH^- si sa proportion dépasse celle de l'ion H^+ . Dans la plupart des approvisionnements d'eau et des applications de traitement de l'eau, les principales bases conjuguées sont celles qui proviennent du carbone inorganique. Dans le cas simple de contribution négligeable des autres acides faibles et des bases par rapport au système de l'acide carbonique, l'alcalinité totale (T_{ALC}) est décrite par la formule suivante (Edzwald et Tobiason, 2011) :

$$T_{ALC} = [HCO_3^-] + 2[CO_3^{2-}] + [OH^-] - [H^+]$$

Auparavant, l'alcalinité était caractérisée comme ayant des formes opérationnelles exprimées par l'alcalinité à la phénolphtaléine et l'alcalinité totale (APHA et coll., 2012). L'alcalinité à la phénolphtaléine et l'alcalinité totale sont mesurées par titrage, mais chacune a un point de virage de titrage différent.

L'eau ayant un pH supérieur à 8,3 aurait une alcalinité à la phénolphtaléine, qui est due principalement à la présence d'ions carbonate ou hydroxyde. L'alcalinité à la phénolphtaléine est déterminée par titrage à un point de virage de pH de 8,3, qui correspond à la conversion des ions carbonate en ions bicarbonate. La phénolphtaléine est un indicateur qui passe de rose à incolore à un pH de 8,3 lorsque cette conversion survient.

L'alcalinité totale est le point de virage final du titrage alcalimétrique. Elle est déterminée par le titrage du point d'équivalence de l'acide carbonique. Dans le domaine de l'eau potable en Amérique du Nord, l'alcalinité est le plus souvent exprimée en milligrammes de carbonate de calcium par litre (mg/L de $CaCO_3$) (Edzwald et Tobiason, 2011). Dans les applications relatives aux approvisionnements et aux traitements de l'eau, on suppose habituellement que le point de virage du titrage est un pH de 4,5, soit un point de pH équivalent à une alcalinité légèrement supérieure à 150 mg/L sous forme de $CaCO_3$ (APHA et coll., 2012). Cependant, le pH du point d'équivalence varie selon les concentrations de carbonate, de bicarbonate, d'hydroxyde et d'autres anions consommateurs de protons plus faibles que ce point de virage et peut se situer entre 8,3 et 4,5 (Stumm et Morgan, 1996; Butler et Cogley, 1998). Dans les eaux où l'alcalinité est élevée, le point de virage du titrage est une approximation.

Pour déterminer le point de virage du titrage de l'alcalinité totale, il existe quatre grandes méthodes dont les degrés de précisions varient (APHA et coll., 2012) :

- 1) l'utilisation d'un colorant indicateur, comme l'indicateur mixte rouge de méthyle-vert de bromocrésol, qui passe du vert au rose à un pH de 4,5;
- 2) le titrage direct au pH-mètre à un pH de 4,5;
- 3) le titrage complet au point d'équivalence de l'acide carbonique, déterminé par l'une de plusieurs approches mathématiques ou graphiques; ou
- 4) à des alcalinités inférieures à 20 mg/L de $CaCO_3$, la méthode 2320B-4d élaborée par Larson et Henley (1955a,b), qui prévoit l'ajout d'acide et la mesure du pH en deux points. Cette méthode utilise la relation linéaire entre la quantité d'acide ajoutée et le changement du pH pour calculer l'alcalinité.

5.2.3 Intensité du pouvoir tampon

On comprend souvent mal la différence entre l'alcalinité et l'intensité du pouvoir tampon de l'eau. L'alcalinité est la mesure de la capacité de l'eau à neutraliser les acides, tandis que l'intensité du pouvoir tampon est la capacité de l'eau à offrir une résistance aux fluctuations de pH causées par l'ajout de produits chimiques de traitement de l'eau ou par des changements de la

qualité de l'eau dans le réseau de distribution. L'intensité du pouvoir tampon est définie comme étant la dérivée de la courbe de titrage de l'alcalinité totale (Stumm et Morgan, 1996; Butler et Cogley, 1998). Cette capacité de l'eau à résister aux fluctuations de pH est fortement influencée par la concentration de CID, le pH et l'alcalinité de l'eau, tout en étant fonction de la température et de la force ionique. La Figure 3 montre qu'à un pH donné, l'eau à forte concentration de CID (et donc à alcalinité élevée) a une intensité de pouvoir tampon élevée (Kirmeyer et coll., 2000; Schock et Lytle, 2011).

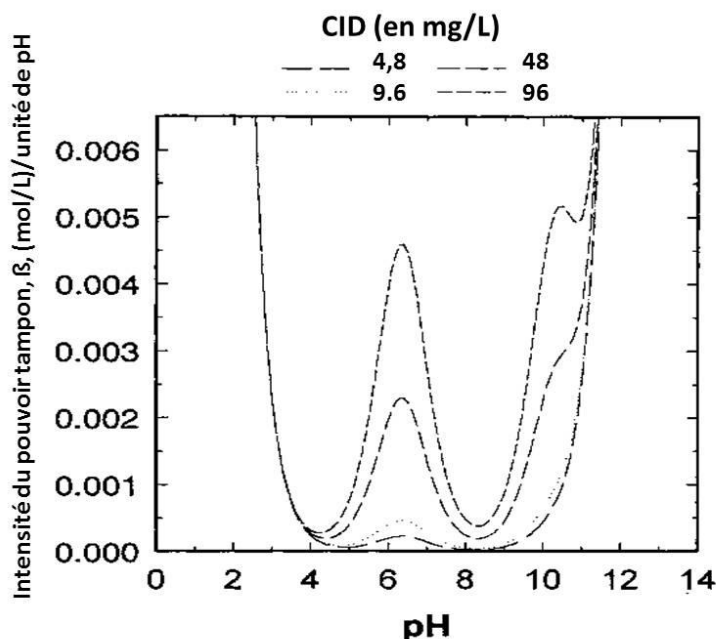


Figure 3 Effet de la concentration de CID et du pH sur l'intensité du pouvoir tampon à 25 °C et à une force ionique de 0 (Schock, 2013)

En général, l'intensité du pouvoir tampon des eaux naturelles est plus élevée à des pH d'environ 6,3 et 10,3, qui correspondent respectivement aux constantes d'équilibre pK_1 et pK_2 du système des carbonates. L'intensité minimale du pouvoir tampon de l'eau est à un pH de 8,3 environ, soit au point où le pH est égal à $\frac{1}{2}(pK_1 + pK_2)$ du système des carbonates (Butler et Cogley, 1998; Clement et Schock, 1998; Kirmeyer et coll., 2000; Schock et Lytle, 2011).

5.2.4 Dureté

La dureté est principalement causée par la présence de calcium et de magnésium dans l'eau et elle est exprimée en mg/L de CaCO_3 . En général, la dureté carbonatée est définie par la concentration dans l'eau des cations Ca^{2+} et Mg^{2+} qui sont associés aux anions de l'alcalinité (HCO_3^- et CO_3^{2-}) (Randtke, 2011; Crittenden et coll., 2012). En général, l'eau qui présente une concentration de carbonate de calcium inférieure à 75 mg/L est considérée comme de l'eau douce; entre 75 et 150 mg/L, on parle d'eau à dureté moyenne; entre 150 et 300 mg/L, d'eau dure; et à plus de 300 mg/L, d'eau à dureté élevée (Post et coll., 2011). Le carbonate de calcium, l'hydroxyde de magnésium et de nombreux autres oxydes de carbonate solides sont moins solubles à des valeurs de pH plus élevées; c'est pourquoi l'augmentation du pH de l'eau dure peut

causer des effets secondaires non voulus, comme l'augmentation des incrustations dans l'usine de traitement et le réseau de distribution.

L'indice de Langelier (IL) permet de déterminer si une incrustation de carbonate de calcium va se former ou non, à partir de l'équation suivante :

$$IL = pH - pH_s$$

où pH_s est le pH auquel l'eau est saturée en carbonate de calcium.

Si IL est supérieur à 0, l'eau aura tendance à précipiter des incrustations de $CaCO_3$. S'il est inférieur à 0, l'eau aura tendance à dissoudre ces incrustations. L'indice de Langelier n'est pas un indice de corrosion. Même s'il permet généralement de prédire si le $CaCO_3(s)$ va précipiter ou se dissoudre, il ne peut prédire la quantité précipitée ou si la structure du solide précipité offrira une résistance à la corrosion (Larson, 1975). Il importe de prévoir la formation de carbonate de calcium, car : 1) elle définit une contrainte (la formation d'une incrustation nuisible) sur la capacité d'ajuster le pH; 2) il peut en être tenu compte dans le but de minimiser la détérioration des revêtements de ciment; et 3) elle peut aider à surveiller l'uniformité des procédés de traitement (p. ex. l'adoucissement à la chaux). De nombreuses méthodes de calcul et empiriques permettent d'estimer l'apparition des incrustations. La précision de l'estimation n'est pas assurée, car de nombreux paramètres de la chimie de l'eau interfèrent avec la nucléation, la croissance et le dépôt d'incrustations causées par la dureté. L'enjeu est de connaître : 1) les concentrations, les espèces et les constantes de formation de la complexation de ligands importants qui peuvent solubiliser le carbonate de calcium, 2) la cinétique de la nucléation et de la croissance du carbonate de calcium et 3) la présence de cations et d'anions capables d'inhiber la nucléation et la croissance du carbonate de calcium (Schock et Lytle, 2011). Les logiciels actuels ne permettent pas de composer avec ces limites.

5.2.5 Métaux

Le pH joue sur les métaux qui sont présents dans l'eau traitée par suite de la corrosion du plomb, du cuivre, du fer et d'autres matériaux à l'intérieur des canalisations. Les propriétés des espèces métalliques solides et aqueuses dans l'eau dépendent du pH. En général, la solubilité des espèces métalliques augmente à mesure que le pH diminue, ce qui cause de fortes concentrations de métaux dans l'eau. Les changements de forme (complexes, ions libres, paires d'ions) des métaux dans l'eau causés par le pH peuvent altérer considérablement la solubilité, la charge superficielle et parfois la toxicité aquatique des métaux. Cette relation est fonction d'autres facteurs de la qualité de l'eau, comme l'alcalinité, la concentration de CID, les quantités d'oxydants et la concentration d'autres constituants, comme le chlore, le sulfate, les matières organiques naturelles (MON), les inhibiteurs de corrosion et l'ammoniac.

5.3 Caractéristiques microbiologiques

La plage habituelle de pH des approvisionnements d'eau permet généralement la croissance d'un biofilm. Les biofilms sont des communautés de microorganismes qui adhèrent aux surfaces et qui peuvent être libérées dans l'eau, selon leurs caractéristiques physiques et chimiques. Les biofilms qui se constituent dans les réseaux de distribution et dans la plomberie des bâtiments pourraient être liés aux incrustations formées par la corrosion (sous-produits de la corrosion), et cette association risque de faire écran à la désinfection. Cette interaction peut causer une corrosion influencée par les microorganismes (CIM) dans le réseau de distribution : les

bactéries réagissent avec les matériaux des tuyaux, ce qui crée des microenvironnements qui peuvent altérer le pH et d'autres caractéristiques chimiques de l'eau et aussi changer les incrustations des sous-produits de la corrosion à la surface des matériaux (LeChevallier et coll., 1993). La CIM peut produire des conditions de pH localement plus faibles, ce qui cause de la corrosion et de la piqûration, et peut modifier la solubilité des métaux et le potentiel d'oxydoréduction de l'eau (Lee et coll., 1980; Schock et Lytle, 2011). La nitrification est causée par les bactéries nitrifiantes présentes dans le réseau de distribution et survient fréquemment lorsque la chloramine est utilisée comme désinfectant secondaire. La nitrification peut abaisser le pH de l'eau et provoquer la corrosion du plomb (Douglas et coll., 2004; Edwards et Dudi, 2004; Zhang et coll., 2008, 2010).

6.0 Procédés de traitement de l'eau potable et pH

Il est nécessaire de caractériser la source d'eau pour déterminer les problèmes de traitement possibles et évaluer les technologies dont on peut raisonnablement s'attendre à ce qu'elles respectent les objectifs en matière de qualité de l'eau. Le pH est l'une des variables générales de la qualité de l'eau qui doit être considérée au moment de choisir et de configurer les séquences de traitement pour une source d'eau donnée. Le pH peut avoir un effet important sur le rendement des procédés de traitement (p. ex., la coagulation, la désinfection et l'adoucissement par précipitation) et la chimie de l'eau. Le pH de l'eau durant le procédé de coagulation influe sur la chimie du coagulant et doit être régulé pour optimiser le rendement et à minimiser la quantité de coagulants dans l'eau traitée. L'efficacité des différents désinfectants utilisés dans le traitement de l'eau dépend aussi fortement du pH de l'eau. Les variations quotidiennes et saisonnières du pH sont susceptibles d'avoir un effet sur la stabilité du désinfectant et la valeur CT (le produit de la concentration résiduelle de désinfectant [C] et du temps de contact avec le désinfectant [T]) exigés pour la désinfection.

Le pH de l'eau a aussi été qualifié comme étant l'un des plus importants paramètres qui jouent sur la formation et la spéciation des sous-produits de désinfection (SPD) (Stevens et coll., 1989). Les études et les observations de terrain montrent que la formation des trihalométhanes (THM) augmente généralement à un pH élevé, tandis que celle des acides haloacétiques (AHA) suit la tendance inverse. On a également montré que le pH joue sur la formation d'autres SPD comme le bromate (von Gunten, 2003) et la *N*-nitrosodiméthylamine (NDMA) (Mitch et Sedlak, 2002). Cependant, l'ajustement du pH pour contrôler la formation des SPD n'est pas un procédé simple puisque l'altération de la chimie de l'eau peut avoir un effet sur d'autres procédés (p. ex., la coagulation et la désinfection).

L'effet du pH sur la solubilité des sous-produits de corrosion formés durant le processus de corrosion (p. ex., les solides du plomb et les incrustations passivantes) est primordial pour comprendre la concentration des métaux au robinet.

En général, il faut tenir compte des procédés particuliers et des objectifs généraux de traitement (p. ex., la coagulation, la désinfection, la formation de SPD et le contrôle de la corrosion) au moment de choisir le pH le mieux adapté. Même si le pH fait partie intégrante des procédés individuels, il peut être nécessaire de l'ajuster pour obtenir une qualité d'eau optimale dans le réseau de distribution et, pour finir, au robinet. Il est impératif de réguler le pH durant tout le procédé de traitement, et de surveiller régulièrement le pH de l'eau à la source et dans le réseau de distribution (Kirmeyer et coll., 2002).

6.1 Coagulation traditionnelle et améliorée

Le procédé de coagulation est une étape essentielle dans le traitement traditionnel de l'eau et son efficacité dépend de plusieurs facteurs, dont le pH. Les coagulants ajoutés à l'eau s'hydrolysent rapidement et forment des précipités insolubles qui déstabilisent les particules colloïdales chargées négativement, comme l'argile, les algues, les spores et les virus. Cette déstabilisation permet l'agrégation de particules par des interactions chimiques et de van der Waals (Stumm et Morgan, 1969; Crittenden et coll., 2012).

Les sels d'aluminium et de fer sont les principaux coagulants utilisés dans le traitement de l'eau potable. La solubilité des précipités d'hydroxyde d'aluminium et de fer qui en résulte dépend du pH de l'eau, et ce pH doit être pris en compte afin de maximiser le rendement du coagulant et à minimiser la quantité résiduelle d'aluminium et de fer dans l'eau traitée. Des produits d'hydrolyse solubles se forment lorsque les précipités d'hydroxyde métallique sont dissous. Des produits d'hydrolyse chargés positivement ainsi que des ions de Al^{3+} et de Fe^{3+} se forment à des pH faibles, alors que seuls des produits d'hydrolyse chargés négativement se forment à des pH plus élevés. La zone de précipitation de l'hydroxyde d'aluminium se situe dans une plage de pH de 5,5 à 7,7, et sa solubilité minimale survient à un pH d'environ 6,3 à 25 °C. La plage de pH pour la précipitation du fer est d'environ 5,0 à 8,5, et sa solubilité minimale survient à un pH d'environ 8,0. Les espèces ferriques sont moins solubles dans une plage plus large de pH (Letterman et Yiacoumi, 2011; Crittenden et coll., 2012). La solubilité minimale de tout coagulant dépend de la qualité particulière de l'eau et doit être déterminée au cas par cas. La solubilité de l'aluminium (c.-à-d. la présence de résidus d'aluminium dans l'eau traitée) peut faire problème à certaines installations où l'alun est employé comme coagulant et où le procédé s'effectue à un pH inférieur à 6,0 (U.S. EPA, 2007). Inversement, une valeur de pH supérieure à la valeur optimale dans une eau donnée où se trouve un mélange particulier de coagulants et d'aide-coagulants sous forme de polymère peut entraîner une trop grande solubilité de l'aluminium et des résidus dans le réseau de distribution.

Auparavant, la coagulation était utilisée et optimisée pour éliminer la turbidité (particules). Cependant, les procédés de coagulation peuvent aussi être optimisés pour l'élimination des MON à l'aide de fortes doses de coagulants et par l'optimisation du pH. La coagulation améliorée est considérée comme l'une des meilleures technologies pour l'élimination des précurseurs des SPD dans les installations de traitement d'eau traditionnelles qui traitent l'eau de surface ou l'eau souterraine sous l'influence de l'eau de surface. Les procédés de traitement associent l'exigence d'élimination du carbone organique total (COT) à l'alcalinité de l'eau brute afin d'éviter l'ajout de fortes doses de coagulants pour réduire le pH entre 5 et 6, la plage où les coagulants semblent être le plus efficaces (Krasner et Amy, 1995; Letterman et Yiacoumi, 2011). Les niveaux de COT, de pH et d'alcalinité sont les principaux facteurs déterminant l'efficacité de la coagulation améliorée pour une source d'eau donnée. Les essais de floculation sont un outil efficace pour déterminer le pH cible de la coagulation et identifier les tendances d'élimination des précurseurs durant le procédé. Comme l'ajout d'alun et de sels ferriques fait diminuer le pH, le pH permettant d'éliminer le COT pour obtenir une certaine qualité de l'eau peut être atteint par l'augmentation progressive de la dose de coagulants, l'ajout d'un acide ou une combinaison des deux (Krasner et Amy, 1995; Vrijenhoek et coll., 1998; U.S. EPA, 2008). Cependant, la valeur cible de pH dépend de l'alcalinité de l'eau brute, et il faut prendre en compte que des doses de coagulants plus élevées sont nécessaires pour réduire le pH d'une eau dont l'alcalinité est élevée. Afin d'atteindre le degré d'élimination du COT désiré, les pH sont de 5,5, 6,3, 7,0 et 7,5 dans des eaux où les valeurs d'alcalinité sont respectivement de 0 à 60, > 60 à 120, > 120 à 240 et > 240 mg/L de $CaCO_3$ (U.S. EPA, 1999a, 2008). Dans de l'eau à faible alcalinité (< 60 mg/L de $CaCO_3$), si l'ajout de faibles

quantités de coagulants provoque une baisse du pH sous sa valeur cible avant que l'élimination du COT soit réalisée, l'ajout d'une base est nécessaire pour conserver le pH (U.S. EPA, 1999a).

L'élimination des précurseurs des SPD par des polymères cationiques peut aussi être influencée par le pH de l'eau traitée (Amy et Chadik, 1983; U.S. EPA, 1999a). Amy et Chadik (1983) ont étudié l'élimination des précurseurs des THM par coagulation à l'aide d'un polymère cationique comme seul coagulant dans sept sources d'eau naturelles. Les résultats ont démontré que la diminution du pH d'environ 7,6 à 6,0 faisait augmenter l'élimination des précurseurs des THM dans toutes les eaux soumises aux essais.

Les changements dans la chimie de l'eau qui accompagnent la réduction du pH dans la coagulation améliorée se répercutent sur d'autres procédés de traitement. Les effets secondaires potentiellement importants de la coagulation améliorée ont été déterminés pour quatre procédés de traitement : 1) la désinfection primaire, 2) le contrôle des contaminants inorganiques, 3) l'élimination des particules et des pathogènes, et 4) la manipulation des résidus. La réduction du pH améliore les caractéristiques de désinfection du chlore et de l'ozone (O_3), diminue l'efficacité du dioxyde de chlore et tend à déstabiliser la monochloramine (Carlson et coll., 2000). Un pH plus faible peut mener à la formation de flocons moins denses et plus fragiles, ce qui diminue l'efficacité du procédé de clarification, dont un cycle de filtration plus court et une percée prématurée. Le pH optimal devrait être choisi en trouvant un juste équilibre entre les avantages de mieux éliminer les précurseurs et les effets négatifs possibles sur l'élimination de la turbidité et la corrosion du béton et des équipements mécaniques de l'installation à plus faible pH (Singer, 1999; Carlson et coll., 2000; U.S. EPA, 2008), et il pourra être nécessaire d'augmenter le pH par la suite.

6.2 Désinfection et formation de sous-produits

6.2.1 Désinfection

En général, il faut désinfecter tous les approvisionnements d'eau potable et maintenir une concentration résiduelle de désinfectant dans tout le réseau de distribution. Divers facteurs physiques, chimiques et biologiques peuvent jouer sur l'efficacité de la désinfection. On sait que la température et le pH sont deux facteurs physiques importants dans le procédé d'inactivation des désinfectants les plus fréquemment utilisés (U.S. EPA, 1999b; Clark et Boutin, 2001).

Le chlore est le désinfectant le plus fréquemment utilisé dans le traitement de l'eau, en désinfection primaire et secondaire. Il est généralement utilisé sous trois formes : 1) chlore gazeux sous pression qui est dissous dans l'eau au point d'application, 2) solution d'hypochlorite de sodium, et 3) hypochlorite de calcium solide (U.S. EPA, 1999b). L'efficacité de la désinfection au chlore dépend fortement du pH de l'eau. Le gaz chloreux ajouté à l'eau est rapidement hydrolysé pour former de l'acide hypochloreux (HOCl), un acide faible qui se dissocie pour produire l'ion hypochlorite (OCl^-) qui a une constante de dissociation (pK_a) d'environ 7,6 à 20 °C. La distribution des espèces de chlore dépend du pH de l'eau, les espèces dominantes étant le HOCl à un pH inférieur à 7,6 et l'ion OCl^- à un pH supérieur à 7,6 (Haas, 2011). L'effet germicide du HOCl est supérieur à celui de l'ion OCl^- , ce qui rend la désinfection au chlore plus efficace à des valeurs de pH faibles (U.S. EPA, 2007). Il importe cependant de noter que le HOCl est tout de même une excellente façon d'inactiver les bactéries et les virus, le chlore libre étant un oxydant très puissant, même à des valeurs de pH élevées.

L'efficacité d'inactivation du chlore gazeux et de l'hypochlorite est la même que celle du chlore à la même valeur de pH. Cependant, l'ajout de chlore gazeux peut réduire le pH de l'eau, et l'ajout d'hypochlorite de sodium ou de calcium mène à la formation de l'ion hydroxyde, qui peut faire augmenter le pH; ces deux effets possibles dépendent du pouvoir tampon de l'eau. C'est

pourquoi, en l'absence d'un ajustement de pH qui permet de maintenir le pH de l'eau traitée, le chlore gazeux a une efficacité de désinfection supérieure à celle de l'hypochlorite (U.S. EPA, 1999b).

L'augmentation du pH réduit l'efficacité de l'inactivation par le chlore et il faut donc augmenter la valeur CT (voir les tableaux des valeurs CT pour l'exemple de *Giardia* à l'annexe B). L'emploi du chlore libre à 20 °C combiné à l'augmentation du pH à 10 à partir d'une plage d'entre 6 et 9 réduit de 8 à 10 fois le taux d'inactivation des virus, selon le log d'inactivation recherché (Santé Canada, 2011a). De façon similaire, afin d'atteindre 3 log d'inactivation des kystes de *Giardia lamblia* avec une concentration résiduelle de chlore inférieure à 0,4 mg/L à 20 °C ainsi que des pH de 8,5 et de 6,5, les valeurs CT requises sont respectivement de 89 mg·min/L et de 44 mg·min/L (Santé Canada, 2012a). À 10 °C, pour obtenir 0,5 log d'inactivation, un temps de contact de 16 minutes permet de réduire la concentration résiduelle de chlore de 1,2 mg/L à un pH de 7,0 à 1,0 mg/L à un pH de 6,5 (U.S. EPA, 2007).

Le dioxyde de chlore (ClO_2) est un désinfectant qui peut remplacer le chlore en désinfection primaire. Il désinfecte par oxydation; son efficacité est éprouvée contre les bactéries, les virus et les kystes de *Giardia*, et il permet une certaine inactivation des oocystes de *Cryptosporidium* à des températures plus élevées (Santé Canada, 2012a). Il oxyde efficacement les composés de fer, de manganèse et ceux responsables du goût et des odeurs; il produit de faibles concentrations de THM et d'AHA, mais il peut former d'autres SPD, dont le chlorite et le chlorate (U.S. EPA, 2007). Le dioxyde de chlore est présent dans l'eau potable sous forme de gaz non dissocié à des valeurs de pH de 6 à 9, et son efficacité en désinfection augmente avec le pH dans cette plage (Benarde et coll., 1965; Berman et Hoff, 1984; Chen et coll., 1985; Clark et Boutin, 2001). Berman et Hoff (1984) ont observé une inactivation des virus supérieure à 99 % à partir d'une dose de dioxyde de chlore de 0,5 mg/L à un pH de 6 en une minute. À un pH de 10, le même taux d'inactivation a été atteint en moins de 15 secondes à l'aide de la même dose de désinfectant. Barbeau et coll. (2005) ont découvert que l'efficacité du dioxyde de chlore contre les spores de bactéries et les bactériophages était plus élevée à un pH de 8,5 qu'à un pH de 6,5.

L'ozone (O_3) est un puissant désinfectant/oxydant qui peut être utilisé pour atteindre divers objectifs de traitement, dont la désinfection, l'oxydation de composés organiques (y compris les composés responsables du goût et des odeurs), l'élimination des contaminants traces et le prétraitement qui précède les procédés biologiques. L'ozone est très efficace contre les virus, mais l'est légèrement moins contre les oocytes de *Cryptosporidium* (U.S. EPA, 2007). Tout comme le dioxyde de chlore, l'ozone est présent dans l'eau sous forme de gaz dissous. Il subit donc des pertes par volatilisation et demande en oxydant de l'eau. Certains rapports suggèrent que l'ozone dissous est relativement insensible au pH et que l'efficacité de la désinfection ne dépend pas du pH dans la plage où il se situe habituellement dans le traitement de l'eau (Clark et Boutin, 2001; U.S. EPA, 2007; Santé Canada, 2012a). Cependant, le taux de décomposition de l'ozone augmente dans des solutions à pH plus élevé où divers oxydants de réactivité différente sont formés, ce qui peut jouer sur l'inactivation des microorganismes (U.S. EPA, 1999b; Carlson et coll., 2000; Haas, 2011). Les principaux sous-produits de l'ozonation ne sont pas soumis à des réactions favorisées à pH élevé (c.-à-d. les réactions d'hydrolyse alcaline). Le pH joue plutôt un rôle dans l'altération du taux de décomposition de l'ozone en radicaux hydroxyle. L'augmentation du pH cause une accélération du taux de décomposition de l'ozone. On a avancé que ce processus de décomposition était responsable d'une diminution de la formation traditionnelle de sous-produits d'ozonation (p. ex., les aldéhydes; Reckhow et Singer, 2011).

L'efficacité des rayons ultraviolets (UV) dans la désinfection primaire de l'eau dépend de l'intensité de la lumière et de la durée d'exposition des microorganismes. Étant donné que le

mécanisme d'inactivation aux rayons UV semble être photochimique, le pH ne devrait pas altérer son efficacité. Cependant, comme le pH peut modifier les caractéristiques d'absorption de la lumière de la matière humique dans l'eau, il peut jouer indirectement sur l'efficacité de la désinfection en changeant la demande en désinfectant (U.S. EPA, 2007; Haas, 2011).

Le traitement aux chloramines utilisé comme désinfectant secondaire dans le traitement de l'eau potable a gagné en popularité en raison des préoccupations grandissantes à l'égard des effets nocifs attribués aux SPD chlorés. Sur le plan chimique, les chloramines forment un groupe complexe de désinfectants (mono-, di- et trichloramines); la monochloramine est l'espèce privilégiée pour la désinfection en raison de ses propriétés biocides ainsi que des problèmes de goût et d'odeur associés aux di- et trichloramines (Kirmeyer et coll., 2004). Le rapport entre le chlore et l'ammoniac, le pH et la méthode d'application sont des paramètres critiques dans l'évaluation de l'utilisation de chloramine comme désinfectant secondaire (Hoff, 1986). Le taux de formation de monochloramine dépend fortement du pH. Les conditions optimales de formation de la monochloramine sont des pH qui varient de 6,5 à 9,0 (le pH idéal est 8,3) et un rapport de poids chlore:azote ammoniacal de 3:1 à 5:1 (Daniel, 1998; Kirmeyer et coll., 2004). Un pH de 4 à 6 favorise la formation de dichloramine, tandis qu'un pH inférieur à 4,4 favorise la formation de trichloramine (U.S. EPA, 1999b). L'efficacité de la désinfection à la monochloramine dépend du pH et augmente à pH faible, l'hydrolyse partielle de la monochloramine en chlore libre jouant probablement un rôle important (Fleischacker et Randtke, 1983; Hoff, 1986; Clark et Boutin, 2001). En général, le pH est maintenu à plus de 8,3 en désinfection à la monochloramine. Même si la monochloramine est plus stable que le chlore libre, elle se décompose et libère de l'ammoniac libre, un facteur qui contribue à la nitrification dans le réseau de distribution. Une eau à pH acide catalyse la désintégration de la monochloramine, et la concentration résiduelle de désinfectant chute à un pH égal ou inférieur à 6 (Reckhow et Singer, 2011). De plus, la nitrification peut abaisser le pH de l'eau et est considérée comme une cause de relargage du plomb dans l'eau potable (Douglas et coll., 2004).

6.2.2 *Sous-produits de désinfection*

Les SPD sont une conséquence involontaire des procédés de désinfection ou d'oxydation dans le traitement de l'eau potable. De nombreux facteurs s'ajoutent à la nature des MON pour déterminer la composition des SPD. Le choix du désinfectant et de la dose appliquée, le pH et la température peuvent tous jouer sur la formation de SPD. Les données scientifiques actuelles montrent que les avantages de la désinfection de l'eau potable (taux réduits de maladies infectieuses) dépassent largement tout risque pour la santé lié aux SPD.

La réaction globale entre le chlore et les MON est relativement insensible au pH employé par l'ensemble des pratiques courantes de traitement des eaux (Reckhow et Singer, 2011). Cependant, la formation de certains SPD halogénés est fortement influencée par la valeur de pH de l'eau (Fleischacker et Randtke, 1983). Les THM et les AHA sont les deux principaux groupes de SPD halogénés présents dans l'eau potable. L'augmentation du pH favorise la formation des THM, tandis qu'elle réduit la formation des AHA (Krasner et coll., 1989; Pourmoghaddas et Stevens, 1995). La formation des THM a tendance à être faible à un pH de 5, mais elle augmente d'environ 20 % à une plage de pH de 7 à 8,2 et d'environ 40 % si le pH est supérieur à 8,5 (Edwards et Reiber, 1997a,b; Navalon et coll., 2008; U.S. EPA, 2008; Reckhow et Singer, 2011). La formation accrue des THM à pH élevé est due aux réactions d'hydrolyse basique, qui favorisent la formation des THM. Les AHA ne sont pas touchés par ces réactions, mais leur potentiel de formation est faible à pH élevé en raison de leurs mécanismes de formation (Reckhow et Singer, 2011). Il est important de noter que les acides dihaloacétique et

trihaloacétique ont différents mécanismes de formation et dépendent donc différemment du pH : la formation de l'acide dihaloacétique est relativement indépendante du pH, tandis que la formation de l'acide trihaloacétique diminue à mesure que le pH augmente (U.S. EPA, 2008; Reckhow et Singer, 2011). Les documents techniques des recommandations sur les THM et les AHA (Santé Canada, 2006, 2008a) contiennent des renseignements détaillés à ce sujet.

Les ions chlorite et chlorate se forment dans l'eau potable lorsque le dioxyde de chlore est utilisé dans le procédé de traitement. Pour les applications dans l'eau potable, le dioxyde de chlore est produit sur place à partir de la réaction entre le chlorite de sodium et soit le chlore gazeux ou l'acide hypochloreux dans des conditions acides. Les valeurs de pH privilégiées sont généralement de 3,5 à 5,5 puisque les conditions acides (c.-à-d. un pH de 2,5 à 3) mènent à la formation de chlorate (Gates et coll., 2009). Afin de contrer l'alcalinité du chlorite de sodium et de l'hydroxyde produit dans la réaction, de l'acide est ajouté avec l'acide hypochloreux pour maintenir un pH optimal pour la production de dioxyde de chlore (Gordon et coll., 1990; U.S. EPA, 1999b; Singer et Reckhow, 2011). L'utilisation précise (mise au point) du générateur de dioxyde de chlore, son entretien adéquat et la technologie de production employée influent grandement sur l'efficacité de production du dioxyde de chlore et le taux de formation du chlorite et d'autres sous-produits indésirables, comme le chlorate, le peroxyde d'hydrogène et le perchlorate (Gordon, 2001; Gates et coll., 2009). Les solutions d'hypochlorite contiennent diverses impuretés, dont le bromate, le chlorate et le chlorite. Ces impuretés peuvent être présentes durant la fabrication ou se former durant le transport et l'entreposage. Le chlorate et le chlorite sont des produits connus de dégradation de l'hypochlorite (Gordon et coll., 1995). Cette dégradation est associée à des facteurs comme le pH et la température. Snyder et coll. (2009) ont découvert que la régulation du pH des solutions d'hypochlorite dans une plage de 11 à 13, même après dilution, aide à prévenir la décomposition rapide du chlorate et sa formation subséquente. Il faut cependant noter que la décomposition à un pH supérieur à 13 cause la formation de perchlorate. Environ 50 à 70 % du dioxyde de chlore consommé par les réactions d'oxydation est réduit en chlorite dans les conditions habituelles de traitement de l'eau (Werdenhoff et Singer, 1987). La production de chlorite et de chlorate peut augmenter dans un réseau à forte demande en oxydant et à pH supérieur à 9. Dans des conditions alcalines, le dioxyde de chlore se décompose pour former à la fois du chlorite et du chlorate (Aieta et Berg, 1986; U.S. EPA, 2007). Le document technique des recommandations sur le chlorite et le chlorate (Santé Canada, 2008b) contient des renseignements plus détaillés sur le dioxyde de chlore.

L'ajout d'ozone à de l'eau qui contient naturellement du bromure cause la formation d'espèces aqueuses de brome (ions hypobromite [OBr^-] et acide hypobromeux [HOBr]), qui mène à la formation de SPD inorganiques et organiques (Haag et Hoigné, 1983; Krasner et coll., 1993; Siddiqui et Amy, 1993). À un pH de 8,86 à 20 °C, ces deux espèces de brome sont également distribuées. L'oxydation du bromure en composés de brome inorganiques et (ou) organiques durant l'ozonation est fonction de la qualité de l'eau et des variables du traitement de l'eau (Amy et coll., 1997). Le bromate (BrO_3^-), un SPD inorganique, peut être formé par de nombreux mécanismes (Song et coll., 1997; von Gunten et Oliveras, 1998). Le pH de l'eau durant l'ozonation a deux effets principaux sur la formation du bromate. Dans le mécanisme direct, l'oxydation induite par l'ozone moléculaire, le bromure est d'abord oxydé en HOBr/OBr^- , puis en bromite (BrO_2^-) et finalement en BrO_3^- . À faible pH, l'équilibre entre les espèces aqueuses de brome (HOBr/OBr^-) est déplacé vers l'acide hypobromeux, ce qui diminue la concentration de l'ion hypobromite plus réactif. La diminution du pH entraîne généralement la diminution de la formation de bromate (Amy et coll., 1997; Song et coll., 1997; Williams et coll., 2003). Song et coll. (1997) et Williams et coll. (2003) ont observé une diminution d'environ 50 % de la

formation de bromate lorsqu'on fait passer le pH de 7,5 à 6,5. Les avantages de la diminution du pH pour limiter la formation de bromate peuvent être compensés par la formation de composés organiques bromés totaux, comme le bromoforme et les acides bromoacétiques. Comme l'acide hypobromeux et les MON servent de réactifs principaux dans la formation des composés organiques bromés totaux, leur production devrait être favorisée à faible pH (Haag et Hoigné, 1983; Amy et coll., 1997; Song et coll., 1997). Le document technique de la recommandation sur le bromate contient des renseignements plus détaillés sur le bromate (Santé Canada, 1998).

Il existe peu d'information scientifique sur les sous-produits formés par la photolyse directe sous l'action des rayons UV ou sur les facteurs qui peuvent jouer sur la formation de sous-produits (Malley et coll., 1995). Même si la lumière UV ne contribue pas à la formation des SPD comme les THM et les AHA, elle peut influencer les précurseurs des SPD à de fortes doses d'UV, en dehors des pratiques de désinfection (Linden et Rosenfeldt, 2011). De faibles changements dans la structure des MON ont été rapportés, mais aucun effet sur la formation des THM ou des AHA n'a été noté (Magnuson et coll., 2002). Dans les sous-produits provoqués par les UV, la photolyse de nitrate en nitrite peut être préoccupante. La formation de nitrite est un processus complexe et peut être influencée par la présence de matière organique et par le pH. Cependant, si la concentration de nitrate est inférieure à 10 mg/L d'azote ammoniacal, la possibilité de formation de nitrite est minimale (Linden et Rosenfeldt, 2011).

La NDMA est un SPD qui contient de l'azote et qui peut se former durant le traitement de l'eau potable, particulièrement durant la chloramination et, dans une plus faible mesure, la chloration (Charrois et Hrudey, 2007; Nawrocki et Andrzejewski, 2011; Reckhow et Singer, 2011). D'après une étude en laboratoire (Schreiber et Mitch, 2005), le degré de chloration des précurseurs organiques azotés et la formation partielle de dichloramine sont deux facteurs importants qui peuvent influencer la formation de la NDMA. L'étude montre que la formation de la NDMA, qui fait intervenir la dichloramine et la diméthylamine, dépend fortement du pH. Si les chloramines sont formées *in situ* dans de l'eau désionisée et à des rapports molaires du chlore à l'ammoniac inférieurs à 1 (rapport massique du chlore à l'azote ammoniacal de 5:1), la formation de la NDMA est de 10 à 100 fois moindre à un pH de 5,1 qu'à un pH de 6,9 ou de 8,8, respectivement. De plus, les réactions où la dichloramine intervient montrent une plus grande formation de la NDMA à partir de la diméthylamine par rapport à la diméthylamine chlorée à un pH de 6,9, tandis qu'à un pH de 5,6, une plus grande quantité de NDMA est formée par la réaction avec la diméthylamine chlorée (Schreiber et Mitch, 2005). Le document technique de la recommandation sur la NDMA (Santé Canada, 2011b) contient des renseignements plus détaillés.

6.3 Adoucissement par précipitation

L'adoucissement par précipitation, souvent appelé adoucissement à la chaux, repose sur la précipitation de carbonate de calcium et d'hydroxyde de magnésium [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] surtout pour éliminer la dureté (ions Ca^{2+} et Mg^{2+}). Elle peut aussi servir à éliminer divers contaminants organiques et inorganiques dissous. Les procédés d'adoucissement à la chaux se divisent généralement en trois groupes : 1) l'adoucissement traditionnel à la chaux pour éliminer la dureté carbonatée (emploi de chaux seulement), 2) l'adoucissement à la chaux et au carbonate de sodium pour éliminer la dureté carbonatée et non carbonatée (p. ex., le sel de sulfate ou le sel chloré), et 3) l'adoucissement par la chaux en excès pour éliminer à la fois le calcium et le magnésium et parfois la silice (U.S. EPA, 2007).

La conversion du bicarbonate en carbonate est fonction du pH de l'eau. En théorie, l'utilisation complète de l'alcalinité bicarbonatée dans une précipitation de calcium requiert une valeur de pH supérieure à 12. En pratique, le pH optimal pour la précipitation du carbonate de

calcium peut être aussi bas que 9,5, puisqu'une quantité importante de carbonate est en équilibre avec le bicarbonate et que la quantité de carbonate formée augmente à mesure que la précipitation se produit (Crittenden et coll., 2012). La précipitation d'hydroxyde de magnésium nécessite un pH supérieur à 10,5, soit plus que ce qui peut être atteint par l'ajout stoechiométrique de chaux. C'est pourquoi la chaux est ajoutée en excès, ce qui permet d'augmenter le pH jusqu'au point où l'hydroxyde de magnésium précipite (Randtke, 2011).

L'adoucissement amélioré consiste en l'élimination améliorée des précurseurs des SPD au moyen de l'adoucissement par précipitation. En général, il s'agit d'ajouter un coagulant et d'augmenter la dose de chaux pour élever le pH et éliminer une plus grande quantité de carbone organique, par l'augmentation présumée des interactions entre les ions calcium et les précurseurs. Si du magnésium se trouve dans l'eau brute et que le pH est haussé à des valeurs de 10,5 à 10,8, la coprécipitation de l'hydroxyde de magnésium et du carbonate de calcium améliorera l'élimination des précurseurs (U.S. EPA, 1999a, 2008).

L'adoucissement par précipitation produit de l'eau dont le potentiel de formation de tartre est important, et le pH élevé peut favoriser la formation de THM. En général, l'eau traitée qui provient d'installations d'adoucissement tend à être moins corrosive pour les matériaux du réseau de distribution. Auparavant, le pH de l'eau traitée des installations d'adoucissement se situait entre 7,5 et 10 (U.S. EPA, 2007; Elder et Budd, 2011). Cependant, afin de prévenir l'incrustation des matériaux filtrants et le dépôt en excès de tartre de CaCO_3 dans le réseau de distribution, certaines installations de traitement ajoutent du dioxyde de carbone (recarbonatation) afin de réduire le pH et de stabiliser l'eau avant sa distribution. Au moment de choisir le pH cible de l'eau traitée, il convient de tenir compte du pH optimal pour le contrôle de la corrosion.

6.4 Adsorption

L'alumine activée, les adsorbants d'oxyde ferrique granulaire et d'hydroxyde ferrique granulaire ainsi que les oxydes de fer qui recouvrent divers milieux ou auxquels ils sont incorporés peuvent être employés pour éliminer les anions de contaminants inorganiques, dont l'arsenic, le fluorure, le sélénium, la silice, le phosphate, le vanadate et les anions des MON (fulvate), de l'eau potable.

L'adsorption sur alumine activée est un procédé physicochimique par lequel les ions présents dans l'eau d'alimentation sont adsorbés sur une surface composée d'alumine activée et oxydée. Ce processus est sensible au pH en raison de la nature amphotère de l'alumine activée. L'alumine activée adsorbe les anions lorsque le pH est inférieur à son point isoélectrique. Le point isoélectrique ou le pH au point de charge nulle est défini comme la valeur de pH pour laquelle la charge nette de surface est nulle. En ce qui a trait à l'alumine activée, le pH au point de charge nulle se situe entre 8,2 et 9,2 selon la pureté du milieu. Un certain nombre d'études ont montré que l'élimination optimale est atteinte à un pH de 5,5 à 6,0 pour l'arsenic et le fluorure et à un pH de 5,0 à 6,0 pour le sélénium (Clifford, 1999; U.S. EPA, 2002, 2004; Meenakshi et Maheshwari, 2006). Au-delà de la valeur du pH au point de charge nulle, l'alumine activée peut surtout adsorber les cations, mais son utilisation comme échangeur de cations est rare dans le traitement de l'eau (Clifford et coll., 2011), à l'exception de son usage pour éliminer le radium (Clifford et coll., 1988).

Plusieurs milieux à base de fer ont montré une affinité à adsorber l'arsenic sous ses deux formes [As(III) et As(V)]. Le rendement du milieu d'adsorption dépend de facteurs comme la concentration et les espèces d'arsenic, le pH, la présence d'anions concurrents et les caractéristiques propres au milieu, dont sa durée de vie et le temps de contact en fût vide requis. Toutefois, le pH de l'eau joue très différemment sur les adsorptions de As(III) et de As(V).

L'adsorption de As(V) diminue à mesure que le pH augmente de 3 à 10, car plus le pH augmente, moins la charge de surface du milieu est positive, ce qui diminue l'attraction vers les espèces de As(V) chargées négativement (H_2AsO_4^- et HAsO_4^{2-}). Le H_2AsO_4^- domine dans la plage de pH de 2,0 à 7,0 et le HAsO_4^{2-} dans la plage de pH de 7,0 à 11,0. L'adsorption de As(III) augmente à des valeurs de pH plus élevées et atteint son maximum à un pH de 9,0, probablement en raison du fait que l'espèce neutre, H_3AsO_3 , prédomine pour As(III) dans la plage de pH des eaux naturelles. À un pH de 9,0, la forme H_2AsO_3^- est présente, ce qui augmente l'affinité pour les surfaces solides de fer chargées positivement. L'adsorption efficace de l'arsenic sous ses deux formes se situe dans une plage de pH de 6,0 à 7,5, As(V) étant mieux adsorbé vers le bas de cette plage et As(III) vers le haut de cette plage (Jain et Loeppert, 2000). La plage optimale de pH pour l'élimination de l'arsenic est propre à chaque type de milieu testé et peut se situer entre 5,5 et 9,0 (U.S. EPA, 2004).

6.5 Oxydation chimique

Les procédés d'oxydation chimique jouent un rôle important dans le traitement de l'eau potable. Ces procédés changent l'état d'oxydation des constituants en une forme qui ne peut pas être éliminée facilement dans les étapes de traitement suivantes. Les oxydants chimiques les plus courants sont le chlore, l'ozone, le dioxyde de chlore et le permanganate. Comme la plupart de ces produits chimiques sont aussi des désinfectants, l'oxydation se produit, dans une certaine mesure, même lorsque ces produits chimiques sont utilisés principalement pour inactiver les microbes. L'ozone est parfois utilisé conjointement avec le peroxyde d'hydrogène ou la lumière UV dans ce qu'on appelle les procédés d'oxydation avancée. Ces oxydants réduisent les espèces inorganiques, dont le fer, le manganèse, le sulfure et les composés organiques synthétiques, et peuvent aussi être utilisés pour détruire les composés responsables du goût et des odeurs, et éliminer la couleur.

L'efficacité du traitement à l'aide de ces procédés d'oxydation est influencée par le pH ainsi que la température, la dose d'oxydant, le temps de réaction et la présence de substances interférentes. Les réactions d'oxydation avec le chlore tendent à être plus efficaces à pH faible, tandis que les taux cinétiques d'oxydation au permanganate tendent à être plus élevés à mesure que le pH augmente (Singer et Reckhow, 2011).

Les principales variables influant sur l'oxydation des précurseurs des SPD par l'ozone, avant la chloration, sont le pH, l'alcalinité, la dose d'ozone et la nature des contaminants organiques. À pH faible, l'oxydation des précurseurs des SPD par l'ozone est plutôt efficace. Cependant, au-dessus d'un pH critique donné, l'ozone devient moins efficace, ce qui peut faire augmenter le taux des précurseurs des sous-produits de la chloration. Pour la plupart des substances humiques, le pH critique est à 7,5 puisque le taux de décomposition de l'ozone en radicaux hydroxyle augmente rapidement. C'est pourquoi, à des pH de 6 à 7 où l'ozone moléculaire prédomine, les précurseurs initiaux des sous-produits de THM sont de nature différente de ceux formés par l'oxydation des radicaux hydroxyle à des pH plus élevés (U.S. EPA, 1999b).

Le manganèse est habituellement éliminé de l'eau par oxydation/coagulation/filtration directe ou par adsorption/oxydation (p. ex., les sables verts) dans un lit filtrant (Singer et Reckhow, 2011). Le manganèse sous forme de Mn(II) dissous peut être directement oxydé en précipité de $\text{MnO}_2(\text{s})$, qui est éliminé en aval par des procédés physiques comme la clarification et la filtration ou par filtration sur membrane. Les vitesses des réactions d'oxydation, et donc les dimensions du bassin de contact requis, dépendent du pH. Les principes du traitement au manganèse par utilisation d'adsorption/oxydation sont fondés sur la présence d'oxydes de

manganèse dans le milieu filtrant. Les oxydes de manganèse sont capables d'adsorber le Mn(II) dissous. La surface des oxydes agit ensuite comme catalyseur pour l'oxydation de Mn(II) adsorbé de façon à ce que davantage d'oxydes soient produits. Lors de l'utilisation d'un milieu filtrant recouvert d'oxyde de manganèse, on doit prendre soin de maintenir des conditions de pH et d'oxydation optimales dans le lit filtrant. La cinétique et la capacité de sorption augmentent à mesure que le pH de l'eau augmente. Afin d'assurer l'élimination efficace du manganèse, des valeurs de pH légèrement alcalines (7 à 8) sont recommandées (Knocke et coll., 1988, 1991; Kohl et Medlar, 2006).

6.6 Filtration sur membrane

Les procédés sur membrane comprennent des barrières semi-perméables qui permettent le passage sélectif des composants. Il existe deux principaux groupes de membranes : 1) la microfiltration (MF) et l'ultrafiltration (UF), qui éliminent les particules, et 2) l'osmose inverse (OI) et la nanofiltration (NF), qui éliminent les particules et les matières dissoutes (Elder et Budd, 2011). La MF et l'UF se font à partir de membranes à faible pression qui éliminent les particules dont la taille est supérieure à celle des pores de la membrane. Les microbes (bactéries, *Cryptosporidium*, *Giardia*) et une partie du carbone organique peuvent être éliminés par ces procédés. Les membranes de NF ont des pores dont la taille se situe entre celles des pores des membranes d'UF et d'OI. La NF et l'OI permettent d'éliminer les minéraux (p. ex., le sodium, le sulfate, le chlore, le calcium, le magnésium et les ions bicarbonate), ce qui peut rendre l'eau traitée plus corrosive et augmenter le relargage de métaux dans le réseau de distribution (Duranceau et Taylor, 2011). L'élimination des contaminants peut causer un déséquilibre des minéraux, qui peut aggraver la corrosivité de l'eau traitée (Schock et Lytle, 2011). Un ajustement du pH et de l'alcalinité après le traitement peuvent être nécessaires pour contrôler la corrosion après l'OI et la NF (U.S. EPA, 2007).

6.7 Échange d'ions

L'échange d'ions est utilisé pour éliminer les constituants ioniques dissous de l'eau. Dans les applications de traitement de l'eau potable, le procédé d'échange d'ions sert principalement en adoucissement et en déminéralisation de l'eau (p. ex., l'élimination de Ca^{2+} , Mg^{2+} et SO_4^{2-}). L'adoucissement de l'eau est le procédé d'échange de cations le plus largement utilisé, où les ions chargés positivement en surface d'un milieu d'échange d'ions sont échangés avec des ions chargés positivement dans l'eau. Ce procédé n'altère pas le pH, la concentration de CID, la concentration en oxygène dissous, la concentration de chlore, la température ou l'alcalinité de l'eau traitée, mais il fait augmenter le contenu en solides dissous (Sorg et coll., 1999; Elder et Budd, 2011). Le milieu d'échange d'anions remplace les ions chargés négativement en solution (le nitrate, le fluorure, le sulfate et l'arsenic) par des ions du milieu chargés négativement (généralement du chlorure) afin d'éliminer ces contaminants de l'eau (U.S. EPA, 2012).

Les résines échangeuses de cations fortement acides agissent dans une très large plage de pH, car les groupements fonctionnels attachés à la matrice (les groupements sulfonates) sont fortement acides et sont ionisés dans toute l'échelle de pH. Les résines échangeuses de cations faiblement acides ne peuvent échanger des ions que dans des milieux à pH neutre à alcalin puisque les groupements fonctionnels (les carboxylates) ne sont pas ionisés à plus faible pH. La capacité maximale des résines est atteinte à un pH de 10 à 11 (Clifford et coll., 2011).

Les groupements fonctionnels d'amines quaternaires des résines échangeuses d'anions fortement alcalines sont ionisés à des pH de 1 à 13. Les résines échangeuses d'anions faiblement

alcalines ne sont utiles qu'à des pH acides (< 6), où les groupements fonctionnels peuvent agir comme des surfaces d'échange chargées positivement pour les anions (Clifford et coll., 2011).

6.8 Stripage à l'air et aération

Le stripage à l'air et l'aération sont des procédés de transfert de gaz qui peuvent éliminer les gaz dissous comme le sulfure d'hydrogène (H₂S) et le dioxyde de carbone, oxyder le fer et le manganèse, et retirer certains goûts et odeurs de l'eau. Ces procédés sont aussi utilisés pour éliminer les composés organiques volatils (COV) et le radon en solution. Le taux de transfert gazeux de ces constituants en solution est influencé par le pH et la solubilité de ces constituants dans l'eau par rapport à leur pression partielle correspondante en phase gazeuse. Par exemple, à pH neutre, l'ammoniac est présent sous forme d'ion dans l'eau et ne peut être strippé. À pH plus élevé (supérieur à 9 ou 10), il devient toutefois soluble et peut être strippé (Hand et coll., 2011).

6.9 Ajustement du pH dans le traitement de l'eau potable

Dans les installations de traitement de l'eau potable, le pH peut être ajusté à divers endroits pour optimiser l'efficacité des procédés de traitement comme la coagulation ou la désinfection. L'ajustement du pH influe sur l'efficacité de la coagulation dans l'élimination des matières organiques et de la turbidité et peut jouer sur l'efficacité de la désinfection primaire et secondaire. Il influe aussi sur la formation des SPD. L'ajustement du pH de l'eau traitée peut aider à réduire le relargage de métaux dans l'eau distribuée; par exemple, l'augmentation du pH demeure l'une des méthodes les plus efficaces pour minimiser les niveaux de plomb et de fer dans l'eau potable distribuée.

Les produits chimiques utilisés dans le traitement afin d'ajuster le pH sont notamment la soude caustique, la potasse et la chaux. L'utilisation du CO₂ permet aussi un ajustement minimal du pH, soit à l'aide de carbonate ou de bicarbonate de sodium; toutefois, cette combinaison sert principalement à ajuster l'alcalinité. L'aération est une méthode de traitement sans produits chimiques par laquelle de l'air est introduit dans l'eau, ce qui élimine le CO₂ et cause l'augmentation du pH. Une autre méthode d'ajustement du pH est l'utilisation de contracteurs au calcaire : l'eau circule à travers un lit de pierre à chaux broyée, qu'elle dissout, ce qui provoque l'augmentation du pH (ainsi que de l'alcalinité [ou la concentration de CID] et la concentration de calcium). Ces deux dernières méthodes ne permettent pas de réguler précisément le pH. Une combinaison de chaux ou de soude caustique et de dioxyde de carbone améliore la précision, car le pH et l'alcalinité de l'eau peuvent être ajustés séparément.

7.0 Considérations relatives aux réseaux de distribution

7.1 Réseaux de distribution et changement de pH

Des facteurs chimiques, physiques et biologiques peuvent affecter le pH de l'eau tout au long du système de traitement et du réseau de distribution. Le pouvoir tampon de l'eau est lié au pH, à l'alcalinité et à la concentration de CID. Comme indiqué précédemment, les eaux qui contiennent suffisamment de CID subissent peu de fluctuations de pH, les ions bicarbonate et carbonate dans l'eau amortissant le changement. L'effet tampon le plus important se produit à un pH de 6,3 et à un pH supérieur à 9. C'est pourquoi, les eaux traitées dans la plage de pH de 8 à 8,5 et où la concentration de CID est faible (< 10 mg C/L) ont tendance à présenter un pH très variable dans le réseau de distribution. La baisse du pH de ces eaux a tendance à être causée par des installations d'entreposage non couvertes, l'activité de nitrification dans le réseau de distribution et la corrosion des tuyaux en fonte. Ces eaux peuvent aussi subir une augmentation de

pH dans le réseau de distribution si des tuyaux de ciment sont présents. La dégradation des matériaux à base de ciment peut être une source d'hydroxyde de calcium (chaux) dans l'eau distribuée, ce qui peut faire augmenter le pH et l'alcalinité.

Le tamponnage adéquat dans le réseau de distribution est important pour contrôler la corrosion (Schock et Lytle, 2011). Si le pH est ajusté pour limiter les rejets de plomb et de cuivre, il est essentiel de maintenir le pH cible dans le réseau de distribution jusqu'à la tuyauterie des bâtiments où le rejet de ces métaux se produit. Le maintien du pH dans des plages précises est nécessaire dans l'utilisation d'inhibiteurs de la corrosion à base de phosphate de façon à limiter efficacement les rejets de plomb et de cuivre. Même si le pH de l'eau traitée est maintenu dans la plage adéquate pour les inhibiteurs (pH 7,2 à 7,8), les changements de pH dans le réseau de distribution dus à un tamponnage inadéquat peuvent réduire l'efficacité de l'inhibiteur d'orthophosphate.

La nitrification dans le réseau de distribution est associée à l'utilisation de chloramines en désinfection secondaire et à la présence d'ammoniac en excès. La nitrification peut abaisser le pH et l'alcalinité de l'eau, ce qui peut accélérer la corrosion du laiton et causer des problèmes de rejets de plomb (Skadsen, 2002; Douglas et coll., 2004).

Les pics de pH causés par un temps de rétention prolongé dans des tuyaux en amiante-ciment ou à revêtement de ciment peuvent créer des régions à pH élevé (Leroy et coll., 1996; Kirmeyer et coll., 2000) et à fortes concentrations de THM (Kirmeyer et coll., 2000) dans le réseau de distribution.

7.2 Lien entre le pH et la corrosion

L'effet du pH sur la solubilité des sous-produits formés durant le processus de corrosion (p. ex., les solides du plomb et les incrustations passivantes) est primordial pour comprendre la concentration des métaux au robinet. Le rejet de métaux à partir des matériaux utilisés dans les réseaux de distribution et la plomberie des bâtiments est influencé par le pH, mais aussi par l'alcalinité et la concentration de CID de l'eau, puisque ces derniers influencent la formation d'incrustations passivantes à la surface des matériaux. Ces incrustations passivantes à la surface des tuyaux aident à prévenir les rejets de plomb ou de cuivre dans l'eau (Schock et Lytle, 2011). L'effet du pH sur le rejet de ces deux métaux est présenté ci-dessous.

Le rejet de plomb peut provenir de divers matériaux à base de plomb utilisés dans le réseau de distribution et la plomberie des bâtiments. Ces matériaux sont entre autres les conduites de branchement en plomb de faible diamètre, les tuyaux en acier galvanisé, les soudures de plomb, les éléments de laiton et de bronze, les robinets et les raccords dans les habitations et les autres bâtiments. C'est la solubilité des principaux sous-produits de la corrosion du plomb, notamment les solides du plomb divalent [Pb(II)] comme la cérusite (PbCO_3), l'hydrocérusite [$\text{Pb}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$] et l'hydroxyde de plomb [$\text{Pb}(\text{OH})_2$], qui détermine en grande partie la concentration de plomb au robinet (Schock, 1980, 1990; Sheiham et Jackson, 1981; Boffardi, 1988, 1990; U.S. EPA, 1992; Leroy, 1993). Les minéraux des incrustations passivantes varient selon le pH et l'alcalinité de l'eau. Par exemple, une étude de McNeill et Edwards (2004) a montré qu'à un pH de 7,2 l'hydrocérusite est la principale incrustation à une alcalinité de 15 mg/L de CaCO_3 , mais que la cérusite domine si l'alcalinité est de 300 mg/L de CaCO_3 . Toutefois, à une alcalinité de 45 mg/L de CaCO_3 , la cérusite est la principale incrustation à un pH de 7,2, tandis que l'hydrocérusite domine à un pH de 7,8.

Dans les réseaux de distribution, les sous-produits de la corrosion du plomb sont généralement moins solubles dans une eau à pH élevé. L'examen des données des installations montre que les concentrations de plomb les plus faibles au robinet sont associées à des pH

supérieurs à 8 (Karalekas et coll., 1983; Lee et coll., 1989; Dodrill et Edwards, 1995; Douglas et coll., 2004). Plusieurs réseaux de distribution de l'eau ont augmenté le pH dans une plage de 9 à 10 pour un contrôle optimal des rejets de plomb (Douglas et coll., 2004; MOE, 2009; Massachusetts Water Resources Authority, 2010). En théorie, les modèles de solubilité du plomb pour le Pb(II) montrent que les concentrations les plus faibles de plomb surviennent à un pH d'environ 9,8 (Schock, 1989; Schock et coll., 1996). Cependant, les relations de solubilité théorique n'ont pas encore été élaborées pour les solides du Pb(IV); ce pH optimal pourrait donc ne pas être valide pour limiter les rejets de plomb lorsque les conditions de qualité de l'eau favorisent la formation d'incrustations de plomb tétravalent [Pb(IV)] comme le dioxyde de plomb (PbO₂). Il est intéressant de noter que des solides du Pb(IV) ont été trouvés sur les tuyaux de plomb de plusieurs réseaux de distribution à fort potentiel d'oxydoréduction (Schock et coll., 1996; Schock et Lytle, 2011). Du dioxyde de plomb a aussi été trouvé dans des eaux à pH faible et souvent dans des eaux à forte alcalinité (Schock et coll., 2001, 2005). Lytle et Schock (2005) ont aussi montré que les composés de Pb(IV) se forment rapidement à des pH de 6 à 6,5 dans des eaux à concentrations résiduelles de chlore libre relativement élevées (conditions fortement oxydantes).

Le rejet de plomb à partir des soudures de plomb est principalement contrôlé par la corrosion galvanique, et l'augmentation du pH est associée à une diminution de la corrosion de ces soudures de plomb (Oliphant, 1983; Schock et Lytle, 2011). L'utilisation d'orthophosphates pour limiter les rejets de plomb doit se faire dans des conditions strictes d'entretien du réseau de distribution où le pH est maintenu dans une plage de 7,2 à 7,8 de façon à former des films de passivation d'orthophosphate de Pb(II).

Le rejet de cuivre dépend en grande partie du pH. Si le cuivre se corrode, il s'oxyde en espèces Cu(I) (cuivreuses) et Cu(II) (cuivriques), qui peuvent former des incrustation protectrices (passivantes) à base de carbonate de cuivre à la surface des matériaux de plomberie en cuivre. La formation d'incrustations dépend du pH, et des concentrations de CID et d'oxydants dans l'eau (Atlas et coll., 1982; Pisigan et Singley, 1987; Schock et coll., 1995; Ferguson et coll., 1996). En général, la solubilité du cuivre augmente (c.-à-d. la concentration du cuivre augmente) à mesure que la concentration de CID augmente et que le pH diminue (Schock et coll., 1995; Ferguson et coll., 1996). La concentration du cuivre peut être contrôlée efficacement à des pH inférieurs à ceux qui peuvent être considérés comme optimaux pour limiter le rejet de plomb. Les eaux souterraines à alcalinité élevée et à forte concentration de CID entraînent généralement des problèmes de corrosion du cuivre. Dans ces cas, il peut être impossible d'ajuster le pH en raison du potentiel de précipitation de carbonate de calcium.

Le rejet de fer à partir de matériaux à base de fer du réseau d'eau potable, comme la fonte, l'acier et la fonte ductile, a été modélisé à partir de la formation d'incrustations protectrices composées de solides ferreux (FeCO₃). Généralement, la concentration de fer dans l'eau brute est inversement proportionnelle au pH (Karalekas et coll., 1983; Kashinkunti et coll., 1999; Sarin et coll., 2003), car la vitesse de corrosion et le degré de tuberculisation du fer ont tendance à augmenter à mesure que le pH augmente, en particulier dans une plage de pH de 7 à 9 (Larson et Skold, 1958; Stumm, 1960; Pisigan et Singley, 1987). La vitesse d'oxydation du fer augmente en fonction de l'augmentation du pH, ce qui cause à la fois une diminution du rejet de fer et des épisodes d'eaux rouges. Les eaux dont le pouvoir tampon est élevé atténuent les changements de pH. Ce pH relativement stable favorise la formation de solides de fer plus protecteurs, et le rejet de fer est alors plus faible.

Les revêtements de zinc sur le fer et l'acier galvanisé se corrodent de façon similaire au fer, mais les réactions de corrosion sont habituellement plus lentes. Si les tuyaux sont neufs, la

corrosion dépend fortement du pH. Pisigan et Singley (1985) ont trouvé qu'à un pH inférieur à 7,5, la concentration de zinc augmente dans l'eau potable (concentration de CID de 50 mg C/L). À des pH de 7,5 à 10,4, l'hydrozincite, le sous-produit de corrosion le plus stable, domine. Les eaux très alcalines (c.-à-d. à pH > 10,4) peuvent être agressives pour le zinc et vont souvent éliminer les revêtements galvanisés (les hydroxydes de zinc dominant). La nature du film de passivation formé sur le tuyau change en fonction de divers facteurs chimiques. Les eaux où la concentration de CID est modérée et le pouvoir tampon élevé semblent produire des films de passivation adéquats (Crittenden et coll., 2012). Des études ont montré une augmentation de la vitesse de corrosion du zinc en fonction de l'augmentation de la dureté carbonatée, même en présence d'orthophosphate. Cette augmentation peut être causée par la formation de complexes carbonatés aqueux qui augmentent la solubilité du zinc (Schock et Lytle, 2011).

L'eau à faible pH, faiblement alcaline et à faible teneur en calcium est particulièrement corrosive pour les matériaux en ciment. Les tuyaux en amiante-ciment sont particulièrement sensibles à l'eau à faible pH (pH < 7,5 à 8,0) et à concentration de sulfate élevée (Schock et Lytle, 2011). La chaux du ciment libère dans l'eau potable des ions calcium et hydroxyde qui peuvent entraîner une hausse importante du pH selon le pouvoir tampon de l'eau (Leroy et coll., 1996). Le document de conseils sur le contrôle de la corrosion dans les réseaux de distribution d'eau potable (Santé Canada, 2009) contient des renseignements plus détaillés.

7.3 Exemples d'installations qui distribuent de l'eau dont le pH est supérieur à 8,5

Dans une enquête nationale effectuée par Santé Canada en 2009 et en 2010, les pH de 127 échantillons d'eau traitée et de réseaux de distribution ont été mesurés dans 64 usines de traitements en hiver et en été. Les données ont montré que 12,5 % des usines de traitement distribuaient de l'eau à des pH supérieurs à 8,5, dont une installation où le pH de l'eau atteignait 9,6 (Santé Canada, 2012b). Au Canada tout comme aux États-Unis, bon nombre de réseaux ont ajusté le pH de l'eau distribuée à des valeurs supérieures à 8,5 spécifiquement pour limiter le plomb. Ces usines de traitements sont entre autres à Ottawa en Ontario (Douglas et coll., 2007), à Saskatoon en Saskatchewan (City of Saskatoon, 2012), à Boston au Massachusetts (Massachusetts Water Resources Authority, 2010), à Cincinnati en Ohio (les usines de traitement de Miller et de Bolton) (Greater Cincinnati Water Works, 2012), à San Francisco et à Oakland en Californie (Wilczak et coll., 2010), à Ann Arbor au Michigan (Skadsen, 2002), et à Providence au Rhode Island (Yanonni et Covellone, 1998; Marchand et Rabideau, 2011). Huit de ces réseaux (tous les réseaux précédemment énumérés à l'exception de l'usine de traitement de Miller à Cincinnati) fournissent de l'eau potable traitée à un pH de 9,0 ou plus, et Providence maintient le pH à 10,2 dans l'eau distribuée (Marchand et Rabideau, 2011). Ces réseaux règlent leurs procédés de traitement dans le but d'atteindre l'élimination ou l'inactivation optimale des contaminants microbiologiques, physiques et chimiques tout en tentant de minimiser le rejet de métaux dans leurs réseaux de distribution.

8.0 Effets du pH sur la santé

Dans l'ensemble, les données ne montrent aucune association entre le pH de l'alimentation (aliments ou eau potable) et des effets nocifs directs, même si une irritation de la peau et des muqueuses peut survenir des suites d'une exposition cutanée à des valeurs de pH extrêmes (OMS, 2007). Cependant, le pH peut influencer la solubilité de certaines substances dans le réseau de distribution, ce qui augmente le risque d'exposition à des contaminants et peut causer des effets nocifs.

8.1 Régulation du pH dans le corps humain

La digestion de la plupart des aliments et les processus physiologiques comme la respiration cellulaire peuvent produire des variations de la charge acide ou alcaline dans le corps humain (Cordain et coll., 2005). Le corps maintient l'homéostasie en absorbant et en supportant les variations de pH en continu de façon à maintenir le pH du sang entre 7,36 et 7,4 (Arnett, 2007; Vormann et Remer, 2008). Pour y arriver, il dispose de trois principaux systèmes, dont les tampons (p. ex., le carbonate et l'acide carbonique), qui empêchent les changements de pH immédiats. De plus, la ventilation par les poumons et la réabsorption et l'excrétion d'ions par le système rénal sont des systèmes de régulation du pH à court et à long termes. L'acidose métabolique (pH faible des liquides corporels) ou l'alcalose (pH élevé des liquides corporels) peuvent être causés par des maladies graves ou des épisodes extrêmes, comme des vomissements sévères, de la diarrhée, des maladies rénales, bronchiques ou gastro-intestinales, du diabète et un excès d'apport en protéines ainsi que de l'exercice intense, le vieillissement ou la ménopause (Swenson, 2001; Cordain et coll., 2005; Institute of Medicine, 2005; Arnett, 2007; Kaplan et Kallum, 2011).

8.2 Alimentation et pH

L'effet du pH de l'alimentation sur le pH sanguin est controversé (Buclin et coll., 2001; Vormann et Goedecke, 2006; Fenton et Lyon, 2011). On a soulevé l'hypothèse selon laquelle une alimentation qui comprend des aliments produisant des doses élevées de composés acides après métabolisme (riche en protéines et pauvre en fruits et en légumes) cause une diminution du pouvoir tampon du corps (Vormann et Goedecke, 2006). On a suggéré une augmentation du risque de développer des maladies chroniques comme l'ostéoporose dans des études d'observation (Marsh et coll., 1988; Tucker et coll., 1999; Frassetto et coll., 2000).

Un pH physiologique faible (basé sur les concentrations de sodium et de bicarbonate dans le sérum) a été associé à des niveaux élevés de marqueurs de l'inflammation métabolique (la protéine C réactive et la leucocytémie) chez les adultes qui ont participé à la U.S. National Health and Nutrition Examination Survey de 1999 à 2006 (Farwell et Taylor, 2010). Toutefois, le plan de l'étude de prévalence n'a pas permis de conclure à l'existence d'une relation de cause à effet, et les résultats ont pu être influencés par de multiples biais (p. ex., l'alimentation des participants n'était pas contrôlée).

Les effets rapportés ci-dessus ne s'appliquent pas au pH de l'eau potable. Les acides et les bases présents dans l'eau potable sont extrêmement dilués de telle sorte qu'ils n'influencent pas le pH du corps. De la même façon, les aliments qui ont un pH naturellement faible (p. ex., le jus de citron et le vinaigre, dont les pH sont respectivement de 3,4 et de 2,8) ne représentent pas de risque pour la santé pour les individus qui les consomment (OMS, 2007).

8.3 Effets secondaires du pH

Comme décrit dans les sections précédentes, le pH de l'eau potable est étroitement lié à d'autres aspects de la qualité de l'eau (Nordberg et coll., 1985; NHMRC, 1996). L'eau acide peut mobiliser certains métaux du sol et des réseaux de tuyauterie, ce qui augmente leur biodisponibilité et change leur toxicité (Nordberg et coll., 1985; Traina et Laperche, 1999; Langmuir et coll., 2005). Par exemple, une augmentation des concentrations d'aluminium, de cadmium, de sélénium, d'arsenic, de plomb et de cuivre dans l'eau potable peut être causée par un pH faible et peut présenter un risque pour la santé humaine (NHMRC, 1996). Le changement de toxicité causé par une variation de pH est toutefois propre à chaque métal et à chaque organisme (Ho et coll., 1998; Tan et Wang, 2011).

8.4 Effets sur la peau

8.4.1 Irritation de la peau chez l'être humain

Les valeurs de pH extrêmes (supérieures à 11 et inférieures à 4) de certaines solutions peuvent augmenter les effets d'irritation de la peau.

Des hommes en santé de l'armée américaine ont développé des éruptions cutanées, des vésicules, des phlyctènes et du purpura sous-unguéal (saignement sous les ongles) sur leurs mains après les avoir immergées dans de l'eau très chaude qui contenait un détergent à lessive puissant (métasilicate de sodium, tripolyphosphate de sodium et carbonate de sodium) à un pH de 11,35 pendant environ 4 à 8 heures (Goldstein, 1968). Il a été impossible de déterminer avec certitude lequel de ces agents avait causé les effets.

La perte par évaporation sur la peau (une mesure du dommage à la couche cornée de l'épiderme) a été mesurée chez 19 volontaires en santé exposés à un savon commercial parmi cinq (pH de 3,6 à 10,33) ou à de l'eau distillée (pH de 5,6) pendant 24 heures (Hassing et coll., 1982). L'effet des savons aux pH de 10,33 ou de 5,86 n'était pas différent de celui de l'eau distillée. Les savons dont le pH était de 5,78 ou de 3,6 ont cependant causé une augmentation importante de la perte par évaporation sur la peau. La perte par évaporation sur la peau de l'avant-bras a augmenté fortement chez deux hommes après exposition à de l'hydroxyde de sodium (NaOH) en solution à un pH supérieur à 11,3 pendant 1 heure (Spruit et Malten, 1968). Des cloques se sont formées à un pH de 11,95. Les solutions à des pH de 7, 8, 9 et 10 n'ont eu aucun effet sur la peau intacte.

Des nettoyeurs pour les mains au pH variant de 3,5 à 10,07 ont été testés en fonction de leur pouvoir d'irritation (van Ketel et coll., 1984). Les résultats étaient basés sur la sévérité de l'érythème, de la desquamation et de la fissuration de la peau des mains. Seul le plus acide (pH de 3,5) a augmenté la sévérité de l'érythème et de la fissuration de façon importante.

Wahlberg (1984) a appliqué différentes concentrations d'hydroxyde de sodium dans de l'eau distillée (pH de 11,6; 11,7 et 12,7) ou de l'huile soluble (pH de 10) sur les cuisses d'un homme en santé pendant 5 minutes. Seule la solution dont le pH était de 12,7 a produit une augmentation importante de la circulation sanguine et de l'érythème. Hansen (1983) a fait des recherches sur les maladies de la peau chez 541 femmes de ménage qui travaillaient dans un hôpital du Danemark et dans un groupe témoin composé de 157 employés de commerce principalement affectés à du travail dans des conditions sèches. Les femmes de ménage ont été exposées à des détergents commerciaux (souvent alcalins) par des timbres appliqués sur leur dos pendant 48 heures. Elles ont développé beaucoup plus de dermatose professionnelle (prévalence de 15,3 %) caractérisée par de l'érythème avec infiltration de papules ou de vésicules que le groupe témoin (rapport des cotes = 2,00; $P < 0,025$). Les détergents contenaient de nombreuses substances, dont certaines étaient allergènes (le formaldéhyde, le nickel, etc.), des composés alcalins (le carbonate de sodium, le phosphate trisodique, le métasilicate de sodium, etc.) et des composés acides (l'acide phosphorique, l'acide chlorhydrique, etc.). Il a été impossible de déterminer avec certitude lequel de ces agents avait causé les effets.

8.4.2 Irritation de la peau chez les animaux

Le pH de différentes substances appliquées sur la peau d'animaux ne s'est pas révélé être un bon indicateur de l'irritation, mais a semblé augmenter les effets néfastes des substances sur la peau.

Le pouvoir irritant de 56 produits chimiques (sous forme liquide ou solide) utilisés par l'industrie cosmétique sur la peau de lapins albinos (souche néo-zélandaise) exposés pendant 4 ou 23 heures a été évalué selon trois protocoles différents : 1) la méthode d'essai officielle du gouvernement français pour évaluer l'irritation des produits cosmétiques et de parfumerie, 2) les

méthodes de l'Association Française de Normalisation (AFNOR) et 3) la méthode utilisée par l'Organisation de Coopération et de Développement Économiques (OCDE) en ce qui concerne les produits pour la peau (Guillot et coll., 1982b). Le pH n'était pas un bon indicateur du pouvoir irritant de ces produits chimiques. Par exemple, tandis que le sulfate de diméthyle (pH de 1) était un irritant sévère, l'acide oxalique (pH de 1) n'était qu'un irritant moyen, et trois autres composés aux valeurs de pH de 2 à 3 n'étaient pas irritants. Les auteurs ont indiqué que les substances alcalines tendaient à être irritantes, mais d'autres propriétés chimiques étaient responsables de l'amplification des effets. Des résultats similaires ont été obtenus avec des produits chimiques dont les valeurs de pH étaient supérieures à 10, qui étaient classés de non irritants à modérément irritants, à la fois sous forme liquide et solide.

Des souris qui ont reçu des injections intradermiques d'une solution isotonique (1:1 histidine glutamate et lysine glutamate) dans l'abdomen ont montré des signes d'irritation à un pH inférieur ou égal à 4 et à un pH supérieur ou égal à 10 (Bucher et coll., 1979). Les pH étaient ajustés avec de l'acide chlorhydrique (HCl) et du chlorure de sodium (NaCl).

8.5 Effets du pH sur les yeux des humains et des animaux

De l'enflure et une opacité de la cornée, des conjonctivites, du pannus et du kératocône ont été observés dans les yeux d'animaux exposés à des acides et des bases. L'effet irritant de l'eau dépend de la valeur du pH et du pouvoir tampon de l'eau et du tissu exposé. En théorie, l'eau à faible pouvoir tampon (une faible concentration d'espèces carboniques) et à pH de 3,5 à 10,5 peut être neutralisée par le liquide lacrymal (McKean et Nagpal, 1991).

Les yeux normaux de 6 hommes et de 21 lapins ont été exposés à des échantillons d'eau de lac (deux lacs intérieurs en Ontario : le lac Clearwater, pH de 4,5, ayant une capacité de neutralisation des acides de $-40 \mu\text{eq/L}$; et le lac Red Chalk, pH de 6,5, ayant une capacité de neutralisation des acides de $70 \mu\text{eq/L}$) durant 5 et 15 minutes respectivement. À l'exception d'une congestion conjonctivale, aucun symptôme ni aucun effet indésirable n'a été observé au niveau des structures externes de l'œil des sujets exposés. Les auteurs ont conclu que l'eau de lac à pH aussi faible que 4,5 n'est pas dangereuse pour les tissus oculaires externes (Basu et coll., 1982, 1984).

Les cornées de lapins et d'humains (de donneurs de la banque d'yeux humains Wisconsin Lions) ont été exposées pendant 3 heures à une solution à pH variable (3,5 à 10) composée de sels utilisés comme véhicules de médicaments intraoculaires (Gonnering et coll., 1979). Une augmentation importante de l'enflure de la cornée chez les lapins s'est produite en dehors de la plage de pH de 6,5 à 8,5 ($P > 0,001$). Le microscope électronique a révélé des altérations ultrastructurales des cellules endothéliales de la cornée (enflure cytoplasme et des jonctions cellulaires perturbées). Aucun détail n'a été donné sur les effets des solutions à pH supérieur à 8,5 sur les cornées humaines. La seule information fournie sur les effets chez les humains a été l'enflure de la cornée à un pH de 5,5. Les auteurs ont déclaré que l'enflure de la cornée chez les lapins et les humains aurait pu être évité avec l'utilisation d'une solution plus complète (c.-à-d. qui contient du glucose et du bicarbonate).

Le pouvoir irritant pour les yeux de 56 produits chimiques (sous forme liquide ou solide) utilisés par l'industrie cosmétique a été évaluée à l'aide de lapins albinos (souche néo-zélandaise) exposés pendant 4 ou 23 heures (Guillot et coll., 1982a). Les substances ont été instillées dans la conjonctive inférieure d'un des yeux chez les lapins qui ont été observés pendant 1 heure et ensuite chaque jour jusqu'au quatrième. Le pouvoir irritant des substances (non irritante, légèrement irritante, modérément irritante ou fortement irritante) a été noté sur une échelle de 1 à 8 selon la sévérité de l'érythème et de l'œdème à l'endroit traité. Les substances au pH inférieur à

2 se sont classées fortement irritantes; celles au pH de 2 à 3, modérément à fortement irritantes; celles au pH de 10 à 11, modérément à fortement irritantes; et celles à pH 7, non irritantes ou légèrement irritante en général, à l'exception de deux substances qui se sont classées fortement irritantes.

Dans une autre étude, les auteurs ont observé les effets de la durée d'exposition et de différentes concentrations d'acides et de bases déposés sur la cornée de lapins néo-zélandais (deux groupes d'au moins six lapins par matériau d'essai; Murphy et coll., 1982). En général, les acides (pH de 0,1 à 2,7) et les bases (pH de 11,3 à 13,5) ont causé une opacité de la cornée, des conjonctivites, du pannus et du kératocône. L'opacité causée par les acides était le résultat d'une nécrose de coagulation, tandis que celle causée par les bases était le produit d'une nécrose humide. Toutes les bases étaient toxiques à un pH supérieur à 12,8. La sévérité augmentait en fonction de la durée d'exposition, et les acides et les bases plus faibles nécessitaient une plus longue période d'exposition pour produire de l'opacité. Les auteurs ont déclaré que d'autres facteurs ont probablement contribué au pouvoir irritant, comme la concentration de la substance, sa capacité de pénétration et son activité intrinsèque. Par exemple, les solutions d'acide chlorhydrique (pH de 1,28), d'acide citrique (pH de 2,1) et d'hydroxyde de sodium (pH de 12,8) n'ont eu aucun effet, tandis que le phénol (pH de 7,7) a produit de l'opacité.

En général, de faibles variations de pH n'ont aucun effet sur les yeux en raison du pouvoir tampon de ces derniers. Les preuves d'effets indésirables sur les yeux ne sont pas assez détaillées pour déterminer une plage de pH sécuritaire, même si les conjonctivites, l'enflure et l'opacité de la cornée tendent à se produire à des valeurs de pH extrêmes dans les solutions étudiées (en dehors de la plage de pH de 5 à 11).

8.6 Le pH et la carie dentaire

Groeneveld et Arends (1975) ont suggéré que le pH buccal influençait le développement de la carie dentaire. Afin de tester cette hypothèse, 15 prémolaires humaines extraites ont été exposées à des agents de décalcification (hydroxybutylcellulose et acide lactique) dans une solution tampon à pH variable (4, 4,5 ou 5) pendant 4, 6, 9 ou 11 jours. Le pH n'a que légèrement influencé la déminéralisation et l'épaisseur de la couche de surface. Toutefois, la profondeur des lésions sous-cutanées a doublé à des pH de 4 à 5 après 11 jours. Une nette augmentation de la perte de phosphate a aussi été observée à un pH inférieur à 3 (Cutress, 1966; de Rooij et Arends, 1983).

L'exposition *in vitro* d'émail dentaire et de dentine humains réduits en poudre à des préparations d'enzymes de phosphatase alcaline provenant d'*Escherichia coli* a produit une augmentation de la libération de phosphate par hydrolyse enzymatique des constituants organiques à un pH de 7 (Makinen et Paunio, 1970).

8.7 Le pH et les cheveux

Des gouttes d'un agent anticoagulant pour tuyaux (produit non précisé) qui contenait de l'hydroxyde de sodium à un pH de 13,5 ont été appliquées sur la tête d'un homme (Morris, 1952). Le jour suivant, on a observé une perte de cheveux, des pustules et un érythème cutané sur la zone touchée, effets qui se sont tous atténués après un certain temps (délai non précisé).

On a démontré qu'une solution de soude caustique ou de potasse à un pH supérieur à 9,2 hydrolysait et décomposait les liaisons disulfures de la cystine de la kératine de la laine de façon similaire à ses effets sur les cheveux et les ongles humains *in vitro* (Chiego et Silver, 1942).

9.0 Évaluation

Le principal effet direct indésirable causé par des valeurs de pH extrêmes (inférieures à 5 et supérieures à 11) est une augmentation de l'irritation de la peau et des yeux. Il n'existe pas de données convaincantes selon lesquelles les valeurs de pH de l'eau potable peuvent altérer le pH du corps. Les valeurs de pH extrêmes peuvent produire des effets secondaires sur la santé en changeant la solubilité et la toxicité de certaines substances qui peuvent se trouver dans les réseaux de distribution d'eau potable. De nombreux facteurs sont en cause, dont la composition du réseau de canalisations et la qualité de la source d'eau, ce qui rend l'évaluation très complexe. Ces effets sur la santé seront traités dans le document technique de la recommandation appropriée.

Les données sont insuffisantes pour permettre d'établir une recommandation pour la santé en ce qui concerne le pH. Les principales considérations sanitaires entourant le pH sont indirectes. La protection de la santé est réalisée par la régulation du pH pour le bon fonctionnement des procédés d'élimination des contaminants, le maintien de la qualité de l'eau, le maintien de l'intégrité des éléments du réseau de distribution de l'eau potable et la mise en œuvre efficace et sécuritaire du procédé de désinfection.

9.1 Considérations internationales

Aucune organisation reconnue n'a établi de valeur de pH pour l'eau potable en fonction de critères de santé. Toutes les réglementations et les recommandations ont établi une plage de pH de 6,5 à 8,5 fondée sur l'optimisation de la désinfection de l'eau et la minimisation de la corrosion des éléments de la plomberie selon les données connues au moment de leur élaboration. L'U.S. EPA (1988) a inscrit le pH dans les *National Secondary Drinking Water Regulations* (norme non contraignante) d'après des préoccupations d'ordre esthétique, notant que l'eau potable à pH faible pouvait avoir un goût métallique amer et celle à pH élevé une sensation glissante au toucher et un goût de carbonate de sodium. Toutefois, les connaissances en matière de contrôle de la corrosion ont connu une avancée importante ces dernières années, et les organismes de réglementation ont permis à de nombreuses installations de traiter l'eau à des pH supérieurs à cette plage pour régler les problèmes de rejet de plomb et de désinfection (p. ex., la stabilité des chloramines). C'est pourquoi l'U.S. EPA (2013) étudie actuellement la possibilité de revoir son niveau de contamination maximal de second ordre (Secondary Maximum Contaminant Level) pour le pH.

L'OMS (2007) et l'Australie (NHMRC, 2011) ont déclaré que tout effet du pH sur la santé est probablement indirect et lié soit à une augmentation de l'ingestion de métaux qui proviennent de la plomberie et des tuyaux ou d'une désinfection inadéquate. L'OMS (2007) a défini la plage optimale de pH des approvisionnements d'eau entre 6,5 et 9,5 et a également indiqué que la valeur optimale peut varier selon la composition de l'eau et des matériaux utilisés dans le réseau de distribution.

10.0 Conclusion

Aucune preuve convaincante ne permet d'établir que le pH aux valeurs trouvées dans l'eau potable peut directement affecter la santé. C'est ainsi qu'aucun effet particulier sur la santé ne peut servir à définir des limites de pH dans l'eau traitée. Le pH est un paramètre important à surveiller et à réguler dans l'ensemble des usines de traitement et des réseaux de distribution afin de maximiser l'efficacité des procédés de traitement tout en minimisant la formation des SPD et le relargage de métaux des matériaux.

Les données scientifiques actuelles indiquent que la plage acceptable de pH dans l'eau traitée devrait être flexible pour permettre aux réseaux d'établir le pH convenant le mieux à leurs objectifs particuliers en matière de qualité de l'eau. La plage acceptable de pH proposée de 7,0 à 10,5 devrait offrir aux installations la latitude requise pour atteindre les objectifs en matière de qualité de l'eau et de contrôle des concentrations de contaminants et de la corrosion par la combinaison de méthodes de traitement adaptées aux matériaux du réseau de distribution et de la plomberie des bâtiments.

11.0 Références bibliographiques

Aieta, E., et J. Berg (1986). A review of chlorine dioxide in drinking water treatment. *J. Am. Water Works Assoc.*, 78(6): 62–72.

Amy, G., et P. Chadik (1983). Cationic polyelectrolytes as primary coagulants for removing trihalomethane precursors. *J. Am. Water Works Assoc.*, 75(10): 527–531.

Amy, G., P. Westerhoff, R. Minear et R. Song (1997). Formation and control of brominated ozone by-products. Water Research Foundation, Denver, Colorado.

APHA, AWWA, WEF (1992). Standard methods for the examination of water and wastewater, 18^e édition. American Public Health Association, American Water Works Association et Water Environment Federation, Washington D.C.

APHA, AWWA, WEF (1995). Standard methods for the examination of water and wastewater, 19^e édition. American Public Health Association, American Water Works Association et Water Environment Federation, Washington D.C.

APHA, AWWA, WEF (1998). Standard methods for the examination of water and wastewater, 20^e édition. American Public Health Association, American Water Works Association et Water Environment Federation, Washington D.C.

APHA, AWWA, WEF (2005). Standard methods for the examination of water and wastewater, 21^e édition. American Public Health Association, American Water Works Association et Water Environment Federation, Washington D.C.

APHA, AWWA, WEF (2011). Standard methods for the examination of water and wastewater, 4500-H⁺ pH Value (version en ligne). American Public Health Association, American Water Works Association et Water Environment Federation, Washington D.C. Internet : www.standardmethods.org/Store/ProductView.cfm?ProductID=185.

APHA, AWWA, WEF (2012). Standard methods for the examination of water and wastewater, 22^e édition. American Public Health Association, American Water Works Association et Water Environment Federation, Washington D.C.

Arnett, T.R. (2007). Acid–base regulation of bone metabolism. *Int. Congr. Ser.*, 1297: 255–267. Disponible à : [www.homepages.ucl.ac.uk/~ucgatma/Anat3048/PAPERS%20etc/International%20Congress%20Series%201297,%20255-267%20\(2007\).pdf](http://www.homepages.ucl.ac.uk/~ucgatma/Anat3048/PAPERS%20etc/International%20Congress%20Series%201297,%20255-267%20(2007).pdf).

ASTM (1984). D1293-84: Standard test methods for pH of water. ASTM International, West Conshohocken, Pennsylvania.

ASTM (1995). D1293-95: Standard test methods for pH of water. ASTM International, West Conshohocken, Pennsylvania.

Atlas, D., J. Coombs, et O.T. Zajicek (1982). The corrosion of copper by chlorinated drinking waters. *Water Res.*, 16: 693–698.

Barbeau, B., D. Huffman, C. Mysore, R. Desjardins, B. Clément et M. Prévost (2005). Examination of discrete and confounding effect of water quality parameters during the inactivation of MS2 phages and *Bacillus subtilis* spores with chlorine dioxide. *J. Environ. Eng. Sci.*, 4: 139–151.

- Basu, P.K., M. Avaria et S.M. Hasany (1982). Effects of acidic lake water on the eye. *J. can. ophthalmol. / Can. J. Ophthalmol.*, 17(2): 74–78.
- Basu, P.K., M. Avaria, A. Cutz et M. Chipman (1984). Ocular effects of water from acidic lakes: an experimental study. *J. can. ophthalmol. / Can. J. Ophthalmol.*, 19(3): 134–141.
- Benarde, M., B. Israel, V. Olivieri et M. Grandstorm (1965). Efficiency of chlorine dioxide as bactericide. *Appl. Microbiol.*, 13(5): 776–780.
- Berman, D., et J. Hoff (1984). Inactivation of simian rotavirus SA11 by chlorine, chlorine dioxide, and monochloramine. *Appl. Environ. Microbiol.*, 48(2): 317–323.
- Boffardi, B.P. (1988). Lead in drinking water-causes and cures. *Public Works*, 119(11): 67-70.
- Boffardi, B.P. (1990). Minimization of lead corrosion in drinking water. *Mater. Perform.*, 29(8): 45-49.
- Bucher, K., K.E. Bucher et D. Walz (1979). Irritant actions of unphysiological pH values. A controlled procedure to test for topical irritancy. *Agents Actions*, 9(1): 124–132.
- Buclin, T., M. Cosma, M. Appenzeller, A.F. Jacquet, L.A. Decosterd, J. Biollaz et P. Burckhardt (2001). Diet acids and alkalis influence calcium retention in bone. *Osteoporos. Int.*, 12(6): 493–499.
- Butler, J.N., et D.R. Cogley (1998). Ionic equilibrium solubility and pH calculations. John Wiley & Sons, New York, New York.
- Carlson, K., S. Via, B. Bellamy et M. Carlson (2000). Secondary effects of enhanced coagulation and softening. *J. Am. Water Works Assoc.*, 92(6): 63–75.
- Charrois, J.W.A., et S.E. Hrudehy (2007). Breakpoint chlorination and free-chlorine contact time: implications for drinking water N-nitrosodimethylamine concentration. *Water Res.*, 41: 674–682.
- Chen, Y., O. Sproul, et A. Rubin (1985). Inactivation of *Naegleria gruberi* cysts by chlorine dioxide. *Water Res.*, 19(60): 783–789.
- Chiego, B. et H. Silver (1942). *The effect of alkalis on the stability of keratins. J. Invest. Dermatol.*, 5(95).
- City of Saskatoon (2012). *Typical water quality characteristics. Water and Wastewater Treatment Branch*, Saskatoon, Saskatchewan. Disponible à :
www.saskatoon.ca/DEPARTMENTS/Utility%20Services/Water%20and%20Wastewater%20Treatment/Water%20Treatment%20Plant/Treatment%20Process/Pages/WaterQualityDetails.aspx.
- Clark, R., et B. Boutin (2001). Controlling disinfection by products and microbial contaminants in drinking water. National Risk Management Research Laboratory, Office of Research and Development, U.S. Environmental Protection Agency, Cincinnati, Ohio 45268. (EPA/600/R-01/110).
- Clement, J.A., et M.R. Schock (1998). Buffer intensity: what it is, and why it's critical for controlling distribution system water quality, dans *Proceedings of the AWWA Water Quality Technology Conference*, San Diego, California. American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Clifford, D.A. (1999). Ion exchange and inorganic adsorption, 9^e chapitre dans *Water quality and treatment: a handbook of community water supplies*, 5^e édition, sous la direction de R.D. Letterman, American Water Works Association, Denver, CO; McGraw-Hill, New York, New York.
- Clifford, D.A., W. Vijjeswarapu et S. Subramonian (1988). Evaluating various adsorbents and membranes for removing radium from groundwater. *J. Am. Water Works Assoc.*, 80: 94–104.

- Clifford, D., T. Sorg et G. Ghurye (2011). Ion exchange and adsorption of inorganic contaminants, 12^e chapitre dans *Water quality and treatment: a handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, CO; McGraw-Hill, New York, New York.
- Cordain, L., S.B. Eaton, A. Sebastian, N. Mann, S. Lindeberg, B.A. Watkins, J.H. O'Keefe et J. Brand-Miller (2005). Origins and evolution of the western diet: Health implications for the 21st century. *Am. J. Clin. Nutr.*, 81(2): 341–354.
- Crittenden, J.C., R.R. Trussell, D.W. Hand, K.J. Howe et G. Tchobanoglous (2012). *Water treatment: principles and design*, 3^e édition. John Wiley & Sons, Hoboken, New Jersey.
- Cutress, T.W. (1966). Effect of sodium fluoride solutions of varying pH on solubility of bovine enamel. *Arch. Oral Biol.*, 11(1): 121–130.
- Daniel, P. (1998). Balancing multiple water quality objectives. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado. 80235-3098.
- de Rooij, J.F., et J. Arends (1983). Phosphate diffusion in whole bovine enamel. III. pH dependency. *Caries Res.*, 28(7): 575.
- Dodrill, D.M., et M. Edwards (1995). Corrosion control on the basis of utility experience. *J. Am. Water Works Assoc.*, 87(7): 74–85.
- Douglas, I., J. Guthmann, Q. Muylwyk et V. Snoeyink (2004). Corrosion control in the city of Ottawa—comparison of alternatives and case study for lead reduction in drinking water, dans *Proceedings of the 11th Canadian National Drinking Water Conference and 2nd Policy Forum*, April 3–6, Calgary, Alberta, sous la direction de W. Robertson et de T. Brooks, Association canadienne des eaux potables et usées / Canadian Water and Wastewater Association, Ottawa, Ontario.
- Douglas, I., A. Campbell et Q. Muylwyk (2007). Lead control in soft water: Experience from a Canadian utility, dans *Proceedings of the Annual Conference and Exposition*, juin 2007. American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Duranceau, S.J., et J.S. Taylor (2011). Membranes, chapitre 11 dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.
- Dye, J.F. (1952). Calculation of effect of temperature on pH, free carbon dioxide, and the three forms of alkalinity. *J. Am. Water Works Assoc.*, 44(4): 356–372.
- Edwards, M., et A. Dudi (2004). Role of chlorine and chloramine in corrosion of lead-bearing plumbing materials. *J. Am. Water Works Assoc.*, 96(10): 69–81.
- Edwards, M., et S. Reiber (1997a). A general framework for corrosion control based on utility experience. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado (AwwaRF Report 90712A).
- Edwards, M., et S.H. Reiber (1997b). Predicting Pb and Cu corrosion by-product release using CORRODE software. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado (AwwaRF Report 90712B).
- Edzwald, J.K., et J.E. Tobiasson (2011). Chemical principles, source water composition, and watershed protection, 3^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado; McGraw-Hill, New York, New York.
- Elder, D., et G. Budd (2011). Overview of water treatment processes, 5^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado; McGraw-Hill, New York, New York.

- Farwell, W.R., et E.N. Taylor (2010). Serum anion gap, bicarbonate and biomarkers of inflammation in healthy individuals in a national survey. *J. Assoc. méd. Can. / Can. Med. Assoc. J.*, 182(2): 137–141.
- Fenton, T.R., et A.W. Lyon (2011). Milk and acid–base balance: proposed hypothesis versus scientific evidence. *J. Am. Coll. Nutr.*, 30(5 Suppl. 1): 471S–475S.
- Ferguson, J.L., O. von Franqué et M.R. Schock (1996). Corrosion of copper in potable water systems, dans *Internal corrosion of water distribution systems*, 2^e édition. American Water Works Association Research Foundation et DVGW Technologiezentrum Wasser, Denver, Colorado, p. 231–268.
- Fleischacker, S., et S. Randtke (1983). Formation of organic chlorine in public water supplies. *J. Am. Water Works Assoc.*, 75(3): 132–138.
- Frassetto, L.A., K.M. Todd, R.C. Jr. Morris et A. Sebastian (2000). Worldwide incidence of hip fracture in elderly women: Relation to consumption of animal and vegetable foods. *J. Gerontol. A Biol. Sci. Med. Sci.*, 55(10): M585–M592.
- Gates, D., G. Ziglio et K. Ozekin (2009). State of science of chlorine dioxide in drinking water. Water Research Foundation et Fondazione AMGA, Denver, Colorado 80235.
- Goldstein, N. (1968). “KP” dermatitis. *J. Occup. Med.*, 10(8): 423–425.
- Gonnering, R., H.F. Edelhauser, D.L. Van Horn et W. Durant (1979). The pH tolerance of rabbit and human corneal endothelium. *Invest. Ophthalmol. Vis. Sci.*, 18(4): 373–390.
- Gordon, G. (2001). Is all chlorine dioxide created equal? *J. Am. Water Works Assoc.*, 93(4): 163–173.
- Gordon, G., B. Sloopmaekers, S. Tachiyashiki et D. III Wood, (1990). Minimizing chlorite ion and chlorate ion in water treated with chlorine dioxide. *J. Am. Water Works Assoc.*, 82(4): 160–165.
- Gordon, G., L. Adam et B. Bubnis (1995). Minimizing chlorate formation in drinking water when hypochlorite ion is the chlorinating agent. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado.
- Greater Cincinnati Water Works (2012). 2010 Annual Report. Greater Cincinnati Water Works, Cincinnati, Ohio. Disponible à : www.cincinnati-oh.gov/water/linkservid/D146DA6A-B1D7-4099-AD3A66E6D2FCF553/showMeta/0/.
- Groeneveld, A., et J. Arends (1975). Influence of pH and demineralization time on mineral content, thickness of surface layer and depth of artificial caries lesions. *Caries Res.*, 9(1): 36–44.
- Guillot, J.P., J.F. Gonnet, C. Clement, L. Caillard et R. Truhaut (1982a). Evaluation of the ocular-irritation potential of 56 compounds. *Food Chem. Toxicol.*, 20(5): 573–582.
- Guillot, J.P., M.C. Martini, J.Y. Giauffret, J.F. Gonnet et J.Y. Guyot (1982b). Safety evaluation of some humectants and moisturizers used in cosmetic formulations. *Int. J. Cosmet. Sci.*, 4(2): 67–80.
- Haag, W.R., et J. Hoigné (1983). Ozonation of bromide-containing waters: kinetics of formation of hypobromous acid and bromide. *Environ. Sci. Technol.*, 17: 261–267.
- Haas, C.N. (2011). Chemical disinfection, 17^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado. McGraw-Hill, New York, New York.
- Hand, D.W., D.R. Hokanson et J.C. Crittenden (2011). Gas–liquid processes: Principles and applications, 6^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado; McGraw-Hill, New York, New York.

- Hansen, K.S. (1983). Occupational dermatoses in hospital cleaning women. *Contact Dermatitis*, 9(5): 343–351.
- Hassing, J.H., J.P. Nater et E. Bleumink (1982). Irritancy of low concentrations of soap and synthetic detergents as measured by skin water loss. *Dermatologica*, 164(5): 314–321.
- Ho, K.T., A. Kuhn, M.C. Pelletier, T.L. Hendricks et A. Helmstetter (1999). pH dependent toxicity of five metals to three marine organisms. *Environ. Toxicol.*, 14(2): 235–240.
- Hoff, J. (1986). Inactivation of microbial agents by chemical disinfectants. Water Engineering Research Laboratory, Office of Research and Development, U.S. Environmental Protection Agency, Cincinnati, Ohio (EPA/600/2-86/067).
- Jain, A., et R.H. Loeppert (2000). Effect of competing anions on the adsorption of arsenate and arsenite by ferrihydrite. *J. Environ. Qual.*, 29: 1422–1430.
- Kaplan, L.J., et J.A. Kellum (2010). Fluids, pH, ions and electrolytes. *Curr. Opin. Crit. Care*, 16(4): 323–331.
- Karalekas, P.C., C.R. Ryan et F.B. Taylor (1983). Control of lead, copper, and iron pipe corrosion in Boston. *J. Am. Water Works Assoc.*, 75(2): 92–95.
- Kashinkunti, R.D., D.H. Metz, D.J. Hartman et J. DeMarco (1999). How to reduce lead corrosion without increasing iron release in the distribution system, dans *Proceedings of the AWWA Water Quality Technology Conference*, Tampa Bay, FL. American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Kirmeyer, G., M. Friedman, J. Clement, A. Sandvig, P. Noran, K. Martel, M. LeChevallier, C. Volk, E. Anton, D. Hildebrand, J. Dyksen et R. Chushing (2000). *Guidance manual for maintaining distribution system water quality*. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado.
- Kirmeyer, G., M. Friedman, K. Martel, G. Thompson, A. Sandvig, J. Clement et M. Frey. (2002). *Guidance manual for monitoring distribution system water quality*. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado.
- Kirmeyer, G., K. Martel, G. Thompson, L. Radder, W. Klement, M. LeChevallier, H. Baribeau et A. Flores (2004). *Optimizing chloramine treatment*, 2^e édition. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado.
- Knocke, W., J. Hamon et C. Thompson (1988). Soluble manganese removal on oxide-coated filter media. *J. Am. Water Works Assoc.*, 80(12): 65–70.
- Knocke, W., S. Occiano et R. Hultage (1991). Removal of soluble manganese by oxide-coated filter media: sorption rate and removal mechanism issues. *J. Am. Water Works Assoc.*, 83(8): 64–69.
- Kohl, P.M., et S.J. Medlar (2006). Occurrence of manganese in drinking water and manganese control. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado; U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C.; IWA Publishing, London, United Kingdom (AwwaRF Report 91147).
- Kohlmann, F.J. (2003). *What is pH and how is it measured: a technical handbook for industry*. Hach Company. Disponible à : www.hach.com/quick.search-download.search.jsa?keywords=HANDBOOK.
- Krasner, S., et G. Amy (1995). Jar-test evaluations of enhanced coagulation. *J. Am. Water Works Assoc.*, 87(10): 93–107.
- Krasner, S.W., M.J. McGuire, J.G. Jacangelo, N.L. Patania, K.M. Reagan et E.M. Aieta (1989). The occurrence of disinfection by-products in US drinking water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 81: 41–53.
- Krasner, S., W. Glaze, H. Weinberg, P. Daniel et I. Najm (1993). Formation and control of bromate during ozonation of water containing bromide. *J. Am. Water Works Assoc.*, 85(1): 73–81.

- Langelier, W.F. (1946). Effect of temperature on the pH of natural waters. *J. Am. Water Works Assoc.*, 38: 179–185.
- Langmuir, D. Chrostowski, P., Vigneault, B. et Chaney, R. (2005). Issue paper on the environmental chemistry of metals. U.S. Environmental Protection Agency Risk Assessment Forum. Washington, DC 20460 Contract #68-C-02-060
- Larson, T.E. (1975). Corrosion by domestic waters. Illinois State Water Survey, Urbana, Illinois (Bulletin 59).
- Larson, T.E., et L. Henley (1955a). Determination of low alkalinity or acidity in water. *Anal. Chem.*, 27(5): 851–852.
- Larson, T.E., et L. Henley (1955b). Determination of low alkalinity or acidity in water –Correction. *Anal. Chem.*, 27(8): 1286–1286.
- Larson, T.E., et R.V. Skold (1958). Current research on corrosion and tuberculation of cast iron. *J. Am. Water Works Assoc.*, 50(11): 1429–1432.
- LeChevallier, M., C. Lowry, R. Lee et D. Gibbon (1993). Examining the relationship between iron corrosion and the disinfection of biofilm bacteria. *J. Am. Water Works Assoc.*, 85(7): 111–123.
- Lee, R.G., W.C. Becker et D.W. Collins (1989). Lead at the tap: sources and control. *J. Am. Water Works Assoc.*, 81(7): 52–62.
- Lee, S.H., J.T. O’Connor et S.K. Banerji (1980). Biologically mediated corrosion and its effects on water quality in distribution systems. *J. Am. Water Works Assoc.*, 72(11): 636–645.
- Leroy, P. (1993). Lead in drinking water—origins; solubility; treatment. *J. Water Supply Res. Technol. – Aqua*, 42(4): 223–238.
- Leroy, P., M.R. Schock, I. Wagner et H. Holschulte (1996). Cement-based materials, dans *Internal corrosion of water distribution systems*, 2^e édition. American Water Works Association Research Foundation et DVGW Technologiezentrum Wasser, Denver, Colorado. p. 313–388.
- Letterman, R., et S. Yiaccoumi (2011). Coagulation and flocculation, 8^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.
- Linden, K., et E. Rosenfeldt (2011). Ultraviolet light and processes, 18^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.
- Lytle, D.A., et M.R. Schock (2005). The formation of Pb(IV) oxides in chlorinated water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 97(11): 102–114.
- Magnuson, M., K. Kelty, K. Linden, W. Fromme, D. Metz et R. Kashinkunt (2002). Effect of UV radiation on organic extracted from treated Ohio river water studied through the use of electrospray mass spectrometry. *Environ. Sci. Technol.*, 36: 5252–5260.
- Makinen, K.K., et I.K. Paunio (1970). The pH-dependent liberation of phosphate from human dental enamel and dentine by ammonium sulphate. *Acta Chem. Scand.*, 24(5): 1541–1550.
- Malley, J., J. Shaw et J. Ropp (1995). Evaluation of by-products produced by treatment of groundwater with ultraviolet irradiation. American Water Works Association Research Foundation, Denver, Colorado.
- Marchand, P. et S. Rabideau (2011). Corrosion control and partial lead service replacement, dans *Proceedings of the American Water Works Association Annual Conference and Exhibition*, June 12–16, Washington D.C.

Marsh, A.G., T.V. Sanchez, O. Michelsen, F.L. Chaffee et S.M. Fagal (1988). Vegetarian lifestyle and bone mineral density. *Am. J. Clin. Nutr.*, 48(3 Suppl.): 837–841.

Massachusetts Water Resources Authority (2010). 90th percentile lead levels for MWRA fully-served communities: 1992–2010. Massachusetts Water Resources Authority, Boston, Massachusetts. Disponible à : www.mwra.com/watertesting/lead/webgraphs/2010/2010-march-640.jpg.

McKean, C.J.P., et N.K. Nagpal (1991). Ambient water quality criteria for pH. Technical appendix. Water Quality Branch, Water Management Division, Ministry of Environment, Victoria, British Columbia.

McNeill, L.S., et M. Edwards (2004). Importance of Pb and Cu particulate species for corrosion control. *J. Environ. Eng.*, 130(2): 136–144.

Meenakshi, S., et Maheshwari, R.C. (2006). Fluoride in drinking water and its removal. *J. Hazard. Mater.*, 137(1): 456–463.

MEO (2009). Guidance document for preparing corrosion control plans for drinking water systems. Ministère de l'Environnement de l'Ontario, Toronto (Ontario). Disponible à : <http://dr6j45jk9xcmk.cloudfront.net/documents/1542/4-1a-19-corrosion-control-en.pdf>.

Mitch, W.A., et D.L. Sedlak (2002). Formation of N-nitrosodimethylamine (NDMA) from dimethylamine during chlorination. *Environ. Sci. Technol.*, 36(4): 588–595.

Morris, G.E. (1952). Chemical alopecia: a unique case. *AMA Arch. Ind. Hyg. Occup. Med.*, 6(6): 530–531.

Murphy, J.C., Osterberg, R.E., Seabaugh, V.M. et Bierbower, G.W. (1982). Ocular irritancy responses to various pHs of acids and bases with and without irrigation. *Toxicology*, 23(4):281-91.

National Research Council (2005). Dietary reference intakes for water, potassium, sodium, chloride, and sulfate. The National Academies Press, Washington D.C., p. 285–324.

Navalon, S., M. Alvaro et H. Garcia (2008). Carbohydrates as trihalomethanes precursors. Influence of pH and the presence of Cl⁻ and Br⁻ on trihalomethanes formation potential. *Water Res.*, 42: 3990–4000.

Nawrocki, J., et P. Andrzejewski (2011). Nitrosamines and water. *J. Hazard. Mater.*, 189(1–2): 1–18.

NHMRC (2011). Physical and Chemical Quality of Drinking Water, 3^e chapitre dans Australian drinking water guidelines. National Health and Medical Research Council, Commonwealth of Australia.

Nordberg, G.F., R.A. Goyer et T.W. Clarkson (1985). Impact of effects of acid precipitation on toxicity of metals. *Environ. Health Perspect.*, 63: 169–180.

Oliphant, R.J. (1983). Summary report on the contamination of potable water by lead from soldered joints. Water Research Centre, Swindon, United Kingdom (External Report 125-E).

OMS (2007). pH in drinking-water, document d'information aux fins de l'élaboration des Directives pour la qualité de l'eau de boisson de l'Organisation mondiale de la Santé. Organisation mondiale de la Santé / World Health Organization, Genève, Suisse (WHO/SDE/WSH/07.01/1). Disponible à : www.who.int/water_sanitation_health/dwq/chemicals/ph_revised_2007_clean_version.pdf

Osterberg, R.E., V.M. Seabaugh et G.W. Bierbower (1982). Ocular irritancy responses to various pHs of acids and bases with and without irrigation. *Toxicology*, 23(4): 281–291.

Pisigan, R.A., et E. Singley (1985). Effects of Water Quality Parameters on the Corrosion of Galvanized Steel. U.S. Environmental Protection Agency, Cincinnati, Ohio (Report No. EPA/600/J-85/250).

Pisigan, R.A., et E. Singley (1987). Influence of buffer capacity, chlorine residual, and flow rate on corrosion of mild steel and copper. *J. Am. Water Works Assoc.*, 79(2): 62–70.

Post, G., T. Atherhold et P. Cohn. (2011). Health and aesthetic aspects of drinking water, 2^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.

Pourmoghaddas, H., et P.C. Stevens (1995). Relationship between trihalomethanes and haloacetic acids with total organic halogen during chlorination. *Water Res.*, 29: 2059–2062.

Randtke, S. (2011). Precipitation, coprecipitation et precipitative softening, 13^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.

Reckhow, D., et P. Singer (2011). Formation and control of disinfection by products, 19^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.

Santé Canada. (1998). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – Le bromate, Bureau des dangers des produits chimiques, Direction générale de la protection de la santé, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/index-fra.php#doc_tech.

Santé Canada. (2006). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – Les trihalométhanes, Bureau des dangers des produits chimiques, Direction générale de la protection de la santé, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/index-fra.php#doc_tec.

Santé Canada. (2008a). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – Les acides haloacétiques, Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/index-fra.php#doc_tec.

Santé Canada. (2008b). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – Le chlorite et le chlorate, Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/index-fra.php#doc_tec.

Santé Canada. (2009). Document de conseils sur le contrôle de la corrosion dans les réseaux de distribution d'eau potable, Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Ottawa (Ontario), n° au catalogue H128-1/09-595F. Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/index-fra.php#conseils.

Santé Canada. (2011a). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – Les virus entériques, Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/enteric-enterovirus/index-fra.php.

Santé Canada. (2011b). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – La N-nitrosodiméthylamine (NDMA), Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/ndma/index-fra.php.

Santé Canada. (2012a). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada – Document technique – Protozoaires entériques : *Giardia* et *Cryptosporidium*, Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Ottawa (Ontario). Disponible à : www.hc-sc.gc.ca/ewh-semt/pubs/water-eau/protozoa/index-fra.php.

- Santé Canada. (2012b). Communication personnelle d'A.-M. Tugulea, Bureau de la science de la santé environnementale et de la recherche, Santé Canada.
- Sarin, P., J.A. Clement, V.L. Snoeyink et W.M. Kriven (2003). Iron release from corroded, unlined cast-iron pipe. *J. Am. Water Works Assoc.*, 95(11): 85–96.
- Schock, M.R. (1980). Response of lead solubility to dissolved carbonate in drinking water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 72(12): 695-704.
- Schock, M.R. (1989). Understanding corrosion control strategies for lead. *J. Am. Water Works Assoc.*, 81(7): 88-100.
- Schock, M.R. (1990). Internal corrosion and deposition control, dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.
- Schock, M. (2013). Figures fournies par M.R. Schock. Communication personnelle de M.R. Schock. Office of Research and Development, U.S. Environmental Protection Agency.
- Schock, M.R., D.A. Lytle et J.A. Clement (1995). Effect of pH, DIC, orthophosphate, and sulfate on drinking water cuprosolvency. U.S. Environmental Protection Agency, Cincinnati, Ohio (Report No. EPA/600/R-95/085).
- Schock, M.R., I. Wagner et R.J. Oliphant (1996). Corrosion and solubility of lead in drinking water, dans *Internal corrosion of water distribution systems*. 2^e édition. American Water Works Association Research Foundation et DVGW Technologiezentrum Wasser, Denver, Colorado. p. 131-230.
- Schock, M.R., S.M. Harmon, J. Swertfeger et R. Lohmann (2001). Tetravalent lead: a hitherto unrecognized control of tap water lead contamination, dans *Proceedings of the AWWA Water Quality Technology Conference*, 11-15 novembre, Nashville, Tennessee. American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Schock, M.R., K.G. Scheckel, M. DeSantis et T.L. Gerke (2005). Mode of occurrence, treatment and monitoring significance of tetravalent lead, dans *Proceedings of the AWWA Water Quality Technology Conference*, 6-10 novembre, Québec, Québec. American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Schreiber, M., et W. Mitch (2005). Influence of the order of reagent addition on NDMA formation during chloramination. *Environ. Sci. Technol.*, 39(10): 3811–3818.
- Sheiham, I., et P.J. Jackson, (1981). The scientific basis for control of lead in drinking water by water treatment. *J. Inst. Water Eng. Sci.*, 35(6): 491–515.
- Siddiqui, M., et G. Amy (1993). Factors affecting the DBP formation during ozone–bromide reaction. *J. Am. Water Works Assoc.*, 85(1): 63–72.
- Sincero, A., et Sincero, G. (2003). *Physical and chemical treatment of water and wastewater*. IWA Publishing, London, United Kingdom.
- Singer, P.C. (dir.) (1999). *Formation and control of disinfection by-products in drinking water*. American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Singer, P.C., et D.A. Reckhow (2011). Chemical oxidation, 7^e chapitre dans *Water quality and treatment: A handbook on drinking water*, 6^e édition, sous la direction de J.K. Edzwald, American Water Works Association, Denver, Colorado.; McGraw-Hill, New York, New York.
- Skadsen, J. (2002). Effectiveness of high pH in controlling nitrification. *J. Am. Water Works Assoc.*, (94)7: 73-83
- Snyder, S.A., B.D. Stanford, A.N. Pisarenko, G. Gordon et M. Asami (2009). Hypochlorite—an assessment of factors that influence the formation of perchlorate and other contaminants. American Water Works Association et Water Research Foundation, Denver, Colorado. (projet n° 4147).

- Song, R., P. Westerhoff, R. Minear et G. Amy (1997). Bromate minimization during ozonation. *J. Am. Water Works Assoc.*, 89(6): 69–78.
- Sorg, T., M. Schock et D. Lytle (1999). Ion exchange softening: effect on metal concentrations. *J. Am. Water Works Assoc.*, 8: 85–97.
- Spruit, D., et K.E. Malten (1968). Estimation of the injury of human skin by alkaline liquids. *Berufsdermatosen*, 16(1): 11–24.
- Stevens, A.A., L.A. Moore et R.J. Miltner (1989). Formation and control of non-trihalomethane disinfection by-products. *J. Am. Water Works Assoc.*, 81(8): 54–60.
- Stumm, W. (1960). Investigation on the corrosive behavior of waters. *Am. Soc. Civil Eng., J. Sanit. Eng. Div. Proc.*, 86: 27–45.
- Stumm, W., et J.J. Morgan (1969). Chemical aspects of coagulation. *J. Am. Water Works Assoc.*, 54(8): 971–994.
- Stumm, W., et J.J. Morgan (1996). *Aquatic chemistry: chemical equilibria and rates in natural waters*, 3^e édition. Wiley, New York, New York.
- Swenson, E.R. (2001). Metabolic acidosis. *Respir. Care*, 46(4): 342–353.
- Tan, Q.G., et W.X. Wang (2011). Acute toxicity of cadmium in *Daphnia magna* under different calcium and pH conditions: Importance of influx rate. *Environ. Sci. Technol.*, 45(5): 1970–1976.
- Traina, S.J., et V. Laperche (1999). Contaminant bioavailability in soils, sediments, and aquatic environments. *Proc. Natl. Acad. Sci. U.S.A.*, 96(7): 3365–3371.
- Tucker, K.L., M.T. Hannan, H. Chen, L.A. Cupples, P.W. Wilson et D.P. Kiel (1999). Potassium, magnesium, and fruit and vegetable intakes are associated with greater bone mineral density in elderly men and women. *Am. J. Clin. Nutr.*, 69(4): 727–736.
- U.S. EPA (1982). Method 150.1. pH—Electrometric. Office of Groundwater and Drinking Water, U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (EPA 600/4-79-020).
- U.S. EPA (1988). National Secondary Drinking Water Regulations. CFR 40 Part 143, 53 FR 37412, September 26. U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C.
- U.S. EPA (1992). Lead and Copper Rule guidance manual. U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (Report No. EPA/811/B-92/002).
- U.S. EPA (1999a). Enhanced coagulation and enhanced precipitative softening guidance manual. Office of Water, U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (EPA 815-R-99-012).
- U.S. EPA (1999b). Alternative disinfectants and oxidants guidance manual. Office of Water, U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (EPA 815-R-99-014).
- U.S. EPA (2002). Review of literature on removal of fluoride from drinking water. Ébauche de rapport. Office of Water, U.S. Environmental Protection Agency, Cincinnati, Ohio.
- U.S. EPA (2004). Technology selection and system design: U.S. EPA arsenic removal technology demonstration program round 1. Document établi par L. Wang, W.E. Condit et A.S.C. Chen, Battelle, Columbus, Ohio, pour l'U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (EPA/600/R-05/001) Disponible à : <http://nepis.epa.gov/Adobe/PDF/2000D1MP.pdf>

- U.S. EPA (2007). Simultaneous compliance guidance manual for the long term 2 and stage 2 DBP rules. Office of Water, U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (EPA 815-R-07-017).
- U.S. EPA (2008). Stage 2 disinfectants and disinfection by-products rule. Operational evaluation guidance manual. Office of Water, U.S. Environmental Protection Agency, Washington D.C. (EPA 815-R-08-018).
- U.S. EPA (2011). Analytical methods recommended for drinking water monitoring of secondary contaminants. U.S. Environmental Protection Agency. Disponible à :
<http://water.epa.gov/scitech/drinkingwater/labcert/upload/815b14005.pdf>
- U.S. EPA (2012). Drinking water treatability database. Office of Research and Development, U.S. Environmental Protection Agency, Cincinnati, Ohio. Internet : <http://ofmpub.epa.gov/tdb/pages/general/home.do>.
- U.S. EPA (2013). Personal communication from J. Kempic. Office of Ground Water and Drinking Water. U.S. Environmental Protection Agency.
- van Ketel, W.G., D.P. Bruynzeel, P.D. Bezemer et H.I. Stamhuis (1984). Toxicity of handcleaners. *Dermatologica*, 168(2): 94–99.
- von Gunten, U. (2003). Ozonation of drinking water: Part II. Disinfection and byproduct formation in presence of bromide, iodide or chlorine. *Water Res.*, 37(7): 1469–1487.
- von Gunten, U., et Y. Oliveras (1998). Advanced oxidation of bromide-containing waters: bromate formation mechanisms. *Environ. Sci. Technol.*, 32(1): 63–70.
- Vormann, J., et T. Goedecke (2006). Acid–base homeostasis: latent acidosis as a cause of chronic diseases. *Schweiz. Zschr. GanzheitsMedizin*, 18(5): 255–266.
- Vormann, J., et T. Remer (2008). Dietary, metabolic, physiologic, and disease-related aspects of acid–base balance: Foreword to the contributions of the Second International Acid–Base Symposium. *J. Nutr.*, 138(2): 413S–414S.
- Vrijenhoek, E.M., A.E. Childress, M. Elimelech, T.S. Tanaka et M.D. Beuhler (1998). Removing particles and THM precursors by enhanced coagulation. *J. Am. Water Works Assoc.*, 90(4): 139–150.
- Wahlberg, J.E. (1984). Skin irritancy from alkaline solutions assessed by laser Doppler flowmetry. *Contact Dermatitis*, 10(2): 111. doi: 10.1111/j.1600-0536.1984.tb00351.x
- Werdenhoff, K., et P. Singer (1987). Chlorine dioxide effect on THMFP and TOXFP and the formation of inorganic by-products. *J. Am. Water Works Assoc.*, 79(9): 107–113.
- Wilczak, A., D.R. Hokanson, R.R. Trussell, M. Boozarpour et A.F. Degraça (2010). Water Conditioning for LCR Compliance and Control of Metals Release in San Francisco’s Water System. *J. Am. Water Works Assoc.*, 102(3): 52–64.
- Williams, M.D., B.M. Coffey et S.W. Krasner (2003). Evaluation of pH and ammonia for controlling bromate during *Cryptosporidium* disinfection. *J. Am. Water Works Assoc.*, 95(10): 82–93.
- Yannoni, C.C., et M.A. Covellone (1998). Pipe loop demonstration study of corrosion control alternatives at a pH of 10. *J. N. Engl. Water Works Assoc.*, 112(22): 132–146.
- Zhang, Y., A. Griffin et M. Edwards (2008). Nitrification in premise plumbing: role of phosphate, pH, and pipe corrosion. *Environ. Sci. Technol.*, 42(12): 4280–4284.
- Zhang, Y., M. Edwards, A. Pinto, N. Love, A. Camper, M. Rahman et H. Baribeau (2010). Effect of nitrification on corrosion in the distribution system. American Water Works Association Research Foundation et American Water Works Association, Denver, Colorado.

Annexe A : Liste des acronymes

AHA	acide haloacétique
CID	carbone inorganique dissous
CIM	corrosion influencée par les microorganismes
COT	carbone organique total
COV	composé organique volatil
CT	produit de la concentration résiduelle de désinfectant (C) et du temps de contact avec le désinfectant (T)
EPA	Environmental Protection Agency (États-Unis)
IL	indice de Langelier
MF	microfiltration
MON	matières organiques naturelles
NDMA	<i>N</i> -nitrosodiméthylamine
NF	nanofiltration
OI	osmose inverse
SPD	sous-produit de désinfection
THM	trihalométhane
UF	ultrafiltration
UV	ultraviolet

Annexe B : Tableaux des valeurs CT pour l'inactivation des protozoaires entériques à 20 °C et à diverses valeurs de pH

Tableau B.1. Valeurs CT (en mg·min/L) pour l'inactivation à 99,9 % (3 log) des kystes de *Giardia lamblia* par le chlore libre à 20 °C

Résidus (mg/L)	pH						
	6,0	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0
< 0,4	36	44	52	62	74	89	105
0,6	38	45	54	64	77	92	109
0,8	39	46	55	66	79	95	113
1,0	39	47	56	67	81	98	117
1,2	40	48	57	69	83	100	120
1,4	41	49	58	70	85	103	123
1,6	42	50	59	72	87	105	126
1,8	43	51	61	74	89	108	129
2,0	44	52	62	75	91	110	132
2,2	44	53	63	77	93	113	135
2,4	45	54	65	78	95	115	139
2,6	46	55	66	80	97	117	141
2,8	47	56	67	81	99	119	143
3,0	47	57	68	83	101	122	146

Tableau B.2. Valeurs CT (en mg·min/L) pour l'inactivation à 90% (1 log) des kystes de *Giardia lamblia* par le chlore libre à 20 °C

Résidus (mg/L)	pH						
	6	6,5	7,0	7,5	8,0	8,5	9,0
< 0,4	12	15	17	21	25	30	35
0,6	13	15	18	21	26	31	36
0,8	13	15	18	22	26	32	38
1,0	13	16	19	22	27	33	39
1,2	13	16	19	23	28	33	40
1,4	14	16	19	23	28	34	41
1,6	14	17	20	24	29	35	42
1,8	14	17	20	25	30	36	43
2,0	15	17	21	25	30	37	44
2,2	15	18	21	26	31	38	45
2,4	15	18	22	26	32	38	46
2,6	15	18	22	27	32	39	47
2,8	16	19	22	27	33	40	48
3,0	16	19	23	28	34	41	49

