



Health
Canada

Santé
Canada

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

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

Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada: Fer

Document technique pour
consultation publique

Fin de la période de consultation
le 28 novembre 2023

Canada

Objectif de la consultation

Le présent document technique évalue les renseignements disponibles sur le fer dans le but de mettre à jour la valeur de recommandation pour le fer dans l'eau potable. Cette consultation vise à solliciter des commentaires sur la recommandation proposée, la démarche suivie pour l'élaborer et les répercussions possibles de sa mise en œuvre.

Le document technique existant sur le fer dans l'eau potable, élaboré en 1978, recommandait un objectif d'ordre esthétique (OE) de $\leq 0,3$ mg/L (300 μ g/L). Aucune recommandation fondée sur la santé n'avait été établie à l'époque, du fait qu'il n'existait aucune preuve convaincante et solide indiquant que le fer dans l'eau potable pouvait être la cause d'effets nocifs chez l'être humain. Une revue de la littérature confirme, qu'à ce jour, il n'est pas nécessaire d'établir une recommandation basée sur la santé. Le présent document propose un OE de $\leq 0,1$ mg/L (100 μ g/L) pour le fer total dans l'eau potable en fonction de considérations d'ordre esthétique et de traitement. Ce document a été révisé par des experts externes et modifié par la suite.

Ce document est mis à la disposition du public pour une période de consultation de 60 jours. Veuillez nous faire parvenir vos commentaires (avec justification, au besoin) à Santé Canada par courriel à l'adresse suivante : water-eau@hc-sc.gc.ca.

Vous pouvez aussi transmettre vos commentaires par la poste à l'adresse suivante :

Bureau de la qualité de l'eau et de l'air
Santé Canada
269, avenue Laurier Ouest (IA 4903D)
Ottawa (Ontario) K1A 0K9

Tous les commentaires doivent être reçus avant le 28 novembre 2023. Les commentaires reçus dans le cadre de la consultation seront transmis, avec le nom et l'affiliation de leurs auteurs, aux membres du Comité fédéral-provincial-territorial sur l'eau potable (CEP). Les personnes ne souhaitant pas que leur nom et leur affiliation soient communiqués aux membres du CEP doivent joindre à leurs commentaires une déclaration à cet égard.

Il convient de noter que le présent document technique pourrait être révisé après évaluation des commentaires reçus et que, si nécessaire, une recommandation pour la qualité de l'eau potable sera formulée. Ce document devrait donc être considéré strictement comme une ébauche pour commentaires.

Recommandation proposée

Un objectif d'ordre esthétique (OE) de $\leq 0,1$ mg/L (100 μ g/L) est proposé pour la concentration totale de fer dans l'eau potable.

Résumé

Le présent document technique a été préparé en collaboration avec le Comité fédéral-provincial-territorial sur l'eau potable et évalue toute l'information disponible sur le fer.

Exposition

Le fer est un métal omniprésent qui pénètre dans l'environnement à partir de sources naturelles et à la suite d'activités humaines. Il est présent principalement sous forme de composés organiques et inorganiques et, dans une moindre mesure, sous sa forme métallique. Le fer est surtout utilisé pour la production d'acier et dans des applications industrielles, commerciales et celles liées à des produits de consommation, comme les conduites d'eau, les batteries, les pesticides, les engrais, les cosmétiques, les additifs alimentaires et les suppléments multivitaminés.

La population canadienne est exposée au fer principalement par les aliments et, dans une moindre mesure, par l'eau potable, principalement en raison de la corrosion du réseau de distribution. L'exposition par l'eau potable représente moins de 10 % de la consommation quotidienne totale de fer. Dans la plupart des sources d'eau au Canada, la concentration médiane de fer est inférieure à 1 mg/L. On retrouve généralement des concentrations plus élevées dans les eaux souterraines. La teneur en fer de l'eau traitée qui entre dans le réseau de distribution est généralement très faible. Des concentrations élevées de fer sont susceptibles d'entraîner un mauvais goût (goût amer ou métallique) et un changement de la couleur de l'eau.

Effets sur la santé

Le fer est un élément essentiel pour l'humain. Toutefois, l'exposition par voie orale à des concentrations très élevées peut avoir des effets indésirables sur la santé, les troubles gastro-intestinaux étant l'effet le plus sensible. Le poids de la preuve scientifique indique que le fer n'est pas toxique pour la reproduction ou le développement et qu'il n'est pas cancérigène.

Considérations esthétiques

Les préoccupations au sujet du fer dans l'eau potable sont souvent liées aux plaintes des consommateurs concernant un changement de la couleur de l'eau. L'OE proposé de $\leq 0,1$ mg/L (100 μ g/L) vise à réduire au minimum la coloration de l'eau en raison de la présence d'oxydes de fer et à améliorer la confiance des consommateurs à l'égard de la qualité de l'eau potable. Il est important de noter que lorsque du fer et du manganèse (Mn) sont présents dans l'eau, l'enlèvement du fer améliore généralement celui du Mn et réduit ainsi le risque pour la santé associé à ce métal.

Considérations relatives à l'analyse et au traitement

L'élaboration d'une recommandation pour l'eau potable tient compte de la capacité de mesurer le contaminant et de l'enlever des sources d'approvisionnement en eau potable. Plusieurs méthodes d'analyse sont disponibles pour mesurer le fer dans l'eau à des concentrations bien inférieures à l'OE proposé. Le fer total, qui comprend les formes dissoute et particulaire du fer dans un échantillon d'eau, devrait être mesuré.

À l'échelle municipale, les technologies de traitement qui permettent de réduire efficacement les concentrations de fer dans l'eau potable comprennent l'aération, l'oxydation chimique suivie de la filtration, la coagulation, l'adsorption, la filtration sur membrane et la coagulation suivie de l'ultrafiltration. La performance de ces technologies dépend de facteurs comme les espèces de fer, le pH, le type de coagulant, la dose de coagulant et le type d'adsorbant. À l'aide de contrôles de procédés appropriés, ces technologies permettent d'atteindre des concentrations dans l'eau traitée bien inférieures à l'OE proposé. La plupart des installations de traitement bien exploitées et optimisées peuvent atteindre des concentrations de fer de 0,1 mg/L ou moins dans l'eau traitée. L'OE proposé de $\leq 0,1$ mg/L réduirait au minimum la présence d'eau colorée et de problèmes de goût, aiderait à enlever le Mn coïncident, assurerait le maintien du désinfectant résiduel et améliorerait la confiance des consommateurs en la qualité de l'eau potable. Avant la mise en œuvre à grande échelle, des études à l'échelle de banc d'essai et/ou pilotes devraient être menées avec l'eau de la source d'approvisionnement pour assurer un enlèvement suffisant du fer et optimiser la performance.

Dans les cas où l'on souhaite enlever le fer à l'échelle des petits systèmes ou résidentielle, par exemple, un puits privé, un dispositif de traitement de l'eau potable résidentiel peut être une option. Bien qu'il n'existe actuellement aucun dispositif de traitement certifié pour l'enlèvement du fer de l'eau potable, des technologies efficaces sont disponibles, notamment l'échange d'ions, les filtres oxydants et l'osmose inverse. Lors de l'utilisation d'un dispositif de traitement de l'eau potable résidentiel, il est important de prélever des échantillons d'eau entrant et sortant du dispositif de traitement et de les envoyer à un laboratoire accrédité pour analyse, afin de s'assurer que l'enlèvement du fer est adéquat. L'utilisation et l'entretien de routine des dispositifs de traitement, y compris le remplacement des composants des filtres, doivent être effectués conformément aux spécifications du fabricant.

Réseau de distribution

Il est recommandé aux responsables de systèmes de distribution d'eau potable d'élaborer un plan de gestion du réseau de distribution afin de réduire au minimum la libération de fer et le potentiel de contaminants coïncidents dans le réseau. Il s'agit notamment de la réduction de la concentration de fer entrant dans le réseau de distribution et de l'entretien du réseau de distribution (nettoyage des conduites principales). Il est particulièrement important de maintenir des conditions chimiques et biologiques stables de qualité de l'eau dans l'ensemble du système et de réduire au minimum les perturbations physiques et hydrauliques qui peuvent libérer des sous-produits de corrosion du fer.

Application des recommandations

Des conseils spécifiques concernant l'application des recommandations pour l'eau potable devraient être obtenus auprès de l'autorité appropriée en matière d'eau potable.

Tous les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient mettre en place une approche axée sur la gestion des risques, par exemple une approche « de la source au robinet » ou un plan de gestion de la sécurité sanitaire de l'eau pour assurer la salubrité de l'eau. Ces stratégies nécessitent une évaluation du réseau pour : caractériser la source d'approvisionnement en eau, décrire les barrières de traitement qui préviennent ou réduisent la contamination, déterminer les conditions pouvant entraîner une contamination et mettre en œuvre des mesures de contrôle. Une surveillance opérationnelle est alors établie, et des protocoles opérationnels et de gestion sont institués (p. ex. modes opératoires normalisés, mesures correctives et interventions en cas d'incident). D'autres protocoles pour valider le plan de gestion de la sécurité sanitaire de l'eau sont adoptés (par exemple tenue de registres, satisfaction des consommateurs) . Il faut aussi former les opérateurs pour veiller à ce que ce le plan soit efficace en tout temps.

Étant donné que les teneurs en fer varient considérablement dans les sources d'eau, dans les installations de traitement et surtout dans les réseaux de distribution, les programmes de surveillance doivent être adaptés à chaque système pour permettre aux responsables de systèmes de distribution d'eau potable de bien comprendre les teneurs en fer « de la source au robinet ». Les programmes de surveillance devraient être conçus en fonction des facteurs de risque qui contribuent à la probabilité de trouver des concentrations élevées de fer dans le système d'approvisionnement en eau potable. Ces facteurs peuvent comprendre l'infrastructure historique (p. ex. la présence de conduites principales en fonte sans revêtement), le manque de traitement, l'entretien limité du réseau de distribution et la composition chimique variable de l'eau des sources et des réseaux de distribution. Les lieux d'échantillonnage, la fréquence et le type d'échantillons qui devraient être prélevés varieront selon l'objectif souhaité (comme l'identification des sources de fer, la réduction au minimum de l'accumulation et de l'enlèvement du Mn coïncident) et selon les considérations particulières au site. La section 5.2 contient des suggestions de détails de surveillance pour différents points d'un réseau d'eau potable.

La concentration totale de fer dans l'eau potable devrait être surveillée dans l'eau du robinet en cas de changements de couleur (eau colorée). Les épisodes de coloration de l'eau peuvent être accompagnés par la libération de contaminants accumulés, notamment l'arsenic (As), le plomb (Pb), le Mn et les contaminants radiologiques. Les oxydes de fer peuvent adsorber et accumuler ces contaminants et les libérer dans l'eau et les installations de plomberie. Par conséquent, les épisodes d'eau colorée ne devraient pas être considérés uniquement comme un problème d'ordre esthétique; ils devraient déclencher un processus d'échantillonnage du fer et d'autres métaux et, le cas échéant, des travaux d'entretien du réseau de distribution.

Table des matières

Résumé	i
Exposition.....	i
Effets sur la santé.....	i
Considérations esthétiques	i
Considérations relatives à l'analyse et au traitement	ii
Réseau de distribution	ii
Application des recommandations	iii
1.0 Considérations relatives à l'exposition.....	1
1.1 Identité de la substance	1
1.2 Utilisations, sources et devenir environnemental.....	1
1.3 Exposition.....	3
1.4 3	
2.0 Considérations relatives à la santé.....	11
2.1 Importance.....	11
2.2 Toxicocinétique	12
2.3 Effets sur la santé	14
2.4 Effets sur la santé humaine.....	15
2.1.1 Exposition aiguë.....	15
2.4.1 Exposition à court terme	15
2.4.2 Exposition chronique	17
2.5 Effets sur la santé des animaux de laboratoire	19
2.5.1 Toxicité aiguë.....	19
2.5.2 Toxicité subaiguë	19
2.5.3 Toxicité chronique	20
2.5.4 Cancérogénicité.....	21
2.5.5 Toxicité pour la reproduction et le développement	21
2.6 Fer et infections	21
2.7 Génotoxicité	21
2.8 Mode d'action	22
2.9 Études retenues.....	23
3.0 Calcul de la valeur basée sur la santé (VBS).....	24
4.0 Considérations liées à l'analyse et au traitement.....	25
4.1 Méthodes d'analyse pour la détection du fer	25
4.1.1 Méthodes normalisées.....	25
4.1.2 Préparation des échantillons	26
4.1.3 Analyseurs colorimétriques en ligne et portatifs	26
4.2 Considérations relatives au traitement	27
4.2.1 Considérations esthétiques.....	27
4.2.2 Chimie du fer	29
4.3 Traitement à l'échelle municipale	30

4.3.1	Coagulation conventionnelle	32
4.3.2	Oxydation chimique et séparation physique	33
4.3.3	Oxydation, adsorption et filtration	40
4.3.4	Adoucissement à la chaux et par échange d'ions.....	43
4.3.5	Filtration sur membrane	43
4.3.6	Filtration biologique.....	44
4.3.7	Séquestration.....	47
4.4	Traitement à l'échelle résidentielle	48
4.5	Considérations relatives au réseau de distribution	50
4.5.1	Corrosion du fer et dépôts.....	52
4.5.2	Accumulation, libération et transport du fer dans les réseaux de distribution....	53
4.5.3	Activité microbienne et produits chimiques dans les réseaux de distribution d'eau potable	55
4.6	Gestion des résidus.....	56
5.0	Stratégies de gestion.....	56
5.1	Stratégies de contrôle	56
5.1.1	Traitement.....	57
5.1.2	Réseau de distribution.....	57
5.2	Surveillance.....	57
5.2.1	Caractérisation des sources d'eau	57
5.2.2	Traitement	58
5.2.3	Réseau de distribution.....	58
5.2.4	Milieu résidentiel	59
6.0	Considérations internationales	59
7.0	Justification	60
8.0	Références	62
	Annexe A : Liste des abréviations.....	79
	Annexe B. Données canadiennes sur la qualité de l'eau	80
	Annexe C : Résumé de l'enlèvement du fer pour les technologies à l'échelle résidentielle	81

1.0 Considérations relatives à l'exposition

1.1 Identité de la substance

Le fer (Fe) est un métal essentiel hautement réactif et abondant dans la croûte terrestre. Le fer divalent (Fe(II) ou ferreux) et le fer trivalent (Fe(III) ou ferrique) sont les espèces de fer les plus courantes, et les espèces les plus pertinentes sur les plans biologique et toxicologique (PubChem, 2004; Ponka et coll., 2015; U.S. GS, 2017; ECCC, 2019). Le tableau 1 présente certaines propriétés physicochimiques du fer.

Tableau 1. Propriétés du fer élémentaire pertinentes à sa présence dans l'eau potable

Propriété	Valeur	Interprétation
N° CAS	7439-89-6	s.o.
Masse moléculaire (g/mol)	55,84	s.o.
Solubilité dans l'eau (mol/L)	11,2*	Insoluble dans l'eau à température ambiante, à un pH neutre ou alcalin
Pression de vapeur (Pa)	1 à 1 455°C	Solide, non volatile à température ambiante
Coefficient de partage n-octanol-eau (K_{oe})	-0,77*	Insoluble dans les solvants de type gras

Source : PubChem (2004), sauf si spécifié autrement.

*Extrait de la base de données en ligne CompTox Chemicals aux États-Unis.s.o. – sans objet.

Le fer est présent sous forme non hémique dans l'eau, alors qu'il est présent sous forme hémique et non hémique dans les aliments (voir la section 1.3). Les concentrations de fer dans l'eau potable et les recommandations nutritionnelles en fer sont exprimées en fer total, c'est-à-dire Fe(II) et Fe(III). Le fer ferreux est hautement soluble dans l'eau et il s'agit de l'espèce la plus biodisponible. Dans les sections ci-dessous, « fer total » désigne la somme de tous les états d'oxydation majeurs du fer non hémique (c.-à-d. Fe(II), Fe(III)). Le terme « fer » (Fe) est utilisé pour désigner le Fe(II) ou le Fe(III), et les cycles du fer entre ces deux états oxydatifs. Dans tous les autres cas, l'espèce de fer est précisée.

1.2 Utilisations, sources et devenir environnemental

Utilisations : Le fer est encore extrait au Canada et la majeure partie de la production de minerai se fait au Québec et à Terre-Neuve-et-Labrador. En 2018, le Canada était le huitième producteur mondial de minerai de fer avec une production totale de 52,4 millions de tonnes (Mt), des exportations totalisant environ 48 Mt et des importations estimées à 10,1 Mt (ECCC, 2019; RNC, 2019). À l'échelle mondiale, jusqu'à 98 % du minerai de fer extrait sert à fabriquer de l'acier. Le reste est utilisé dans de nombreuses applications autres que l'acier, par exemple, comme matériau de construction dans les conduites d'eau en fonte et les tuyaux en fer galvanisé (acier) des installations de plomberie, comme ingrédient actif dans les pesticides ou comme nutriment dans les engrais (OMS, 2003; PubChem, 2004; Ponka et coll., 2015; Santé Canada, 2017, 2018; ECCC, 2019; RNC, 2019).

Sources : Le fer peut pénétrer dans l'environnement à partir de sources naturelles et anthropiques. À l'exception de certains dépôts rares au Canada, comme la fosse du Labrador dans le nord du Labrador et le nord-est du Québec, le fer se trouve habituellement dans le sol, les roches et les sédiments comme composés dans lesquels les minéraux d'oxyde (p. ex. l'hématite) sont prédominants (OMS, 2003; PubChem, 2004; NHMRC et NRMCC, 2011; Ponka et coll., 2015; U.S. GS, 2017; ECCC, 2019). Le fer est rejeté dans l'environnement à partir de ces sources naturelles par l'activité volcanique, l'altération et le relargage. Les activités agricoles (p. ex. l'utilisation de pesticides et d'engrais) peuvent également contribuer à la concentration de fer dans le sol. Le fer dans l'air est principalement attribuable aux émissions provenant d'activités industrielles comme l'exploitation minière, la fonte et la combustion de combustibles fossiles, notamment le charbon et le coke. Enfin, dans les eaux naturelles, le fer peut être présent à des concentrations de fond naturelles en raison des processus géologiques (p. ex. la percolation du sol, le ruissellement) et, dans une moindre mesure, des activités humaines, notamment les eaux de drainage des mines, les effluents miniers acides et le ruissellement agricole (OMS, 2017; ECCC, 2019). Cependant, les matériaux à base de fer comme la fonte, le fer ductile, le fer galvanisé et l'acier sont les principales sources de fer dans les réseaux de distribution d'eau potable. Le fer peut être libéré directement à partir de matériaux à base de fer ou indirectement sous forme de sous-produits de corrosion du fer, ou de tubercules, qui se forment pendant le processus de corrosion (Civardi et Tompeck, 2015). Il peut également être présent dans l'eau potable en raison de son utilisation pour le traitement de l'eau (p. ex. les coagulants à base de fer) (OMS, 2017).

Devenir environnemental : Dans l'air, les composés du fer sont transportés sous forme de particules soufflées par le vent (c.-à-d. poussière ou cendres volcaniques) qui se retrouvent sur le sol et dans l'eau par dépôt humide et sec. Bien qu'il soit peu probable que le fer se volatilise à partir du sol et de l'eau en raison de ses propriétés physicochimiques, il peut être déplacé du sol et des sédiments par adsorption aux boues.

Dans l'environnement, le fer est soumis à une série de réactions d'oxydoréduction, également appelées cycle du fer, dans lesquelles le fer à l'état de valence zéro (Fe^0) est oxydé en Fe(II) et en Fe(III) , qui à leur tour alternent entre ces deux états d'oxydation. Cette situation entraîne habituellement la formation de composés mixtes ferreux/ferriques, notamment des hydroxydes et des oxydes. Toutefois, le devenir et la prévalence de chaque état d'oxydation dépendront de plusieurs facteurs physicochimiques, notamment le potentiel d'oxydoréduction, la température, la présence d'agents séquestrants organiques et inorganiques (comme le carbone organique et la matière organique dissous), l'exposition au soleil et la présence de microorganismes métabolisant le fer (Peeters et coll., 2016; ECCC, 2019).

Dans les milieux anaérobies comme les eaux souterraines, l'eau interstitielle des sédiments et les cours d'eau acide, le fer ferreux est l'espèce prédominante. Bien qu'ils soient stables à un pH neutre ou alcalin, les complexes de fer ferreux hydroxylés (p. ex. Fe(II) -minéraux) sont solubles dans des conditions acides où ils se dissolvent facilement pour libérer des ions ferreux (Fe^{2+}). Par conséquent, même si les concentrations de fer peuvent augmenter en l'absence de ligands complexants, elles diminueront en leur présence, ce qui favorisera la formation de boues minérales noires (Peeters et coll., 2016). Lorsque l'eau est retenue dans des rivières et des ruisseaux, les concentrations de fer augmentent. La quantité de fer dissous dans l'eau de surface dépend des caractéristiques du sol et de la quantité de vie végétale présente. La décomposition de

la matière organique (algues, feuilles et autres matières végétales) dans les parties inférieures d'un réservoir peut entraîner des conditions anaérobies (c.-à-d. un taux d'oxygène dissous proche de zéro), ce qui favorise la conversion du fer (et du manganèse [Mn]) en composés solubles dans ces zones (Civardi et Tompeck, 2015).

Dans les milieux aérobie, comme les couches supérieures de sol et les eaux de surface aérées, le Fe(III) est habituellement l'espèce prédominante. Néanmoins, les concentrations de fer ont tendance à être faibles dans les eaux oxygénées. Le fer peut exister sous forme d'ion (Fe^{3+}) dans des conditions fortement acides (p. ex. pH inférieur à 3), mais il précipitera principalement sous forme de complexes de Fe(III) organiques et inorganiques (p. ex. avec des acides organiques) faiblement solubles à un pH neutre à alcalin (Peeters et coll., 2016; ECCC, 2019). Ainsi, le fer dissous est généralement présent dans les milieux aquatiques (aérés) sous la forme de suspensions insolubles de particules d'hydroxyde ferrique ($\text{Fe}(\text{OH})_n$), qui peuvent se déposer sous forme de dépôts de couleur rouille (p. ex. dans les réservoirs et les tuyaux) et de limons (p. ex. dans les cours d'eau). Ils peuvent également former des dépôts jaune-brun sur les sédiments de fond et dans de nombreux ruisseaux drainant les régions d'extraction de charbon (OMS, 2003; Ponka et coll., 2015; OMS, 2017). Le fer dissous est parfois présent sous forme d'oxyde ferrique (Fe_2O_3), qui précipite en formant des dépôts rouges. Cela entraîne une turbidité et une diminution de la pénétration de la lumière (ECCC, 2019).

Enfin, le fer peut également favoriser la croissance de ferrobactéries dans le réseau de distribution ou l'aqueduc, ce qui entraîne le dépôt de couches visqueuses sur les tuyaux (OMS, 2017).

1.3 Exposition

1.4

Les principales sources d'exposition au fer pour la population canadienne en général sont les aliments et, dans une moindre mesure, l'eau potable (IOM, 2001; Santé Canada, 2009; Santé Canada, 2010; Santé Canada, 2017). Bien qu'elle soit rare, l'exposition au fer par le biais de l'air peut se produire à proximité des industries (p. ex. les fonderies) avec des apports d'environ 25 µg/jour dans les régions urbaines (OMS, 2003).

Au Canada, l'absorption moyenne totale de fer varie de 14,3 à 18,3 mg par jour, principalement à partir des aliments. L'exposition par le biais de l'eau potable représente moins de 10 % de l'absorption quotidienne totale moyenne. De l'eau potable contenant une concentration moyenne de fer de 1 mg/L ne contribuerait à l'apport quotidien que par environ 1,5 mg, car le potentiel d'exposition par inhalation et par voie cutanée due à l'usage d'eau potable est négligeable.

Eau potable : Les provinces et les territoires ont fourni des données de surveillance de l'eau (approvisionnement municipal et non municipal). Lorsque cela était indiqué, les données ont été séparées en sources d'eau souterraine et d'eau de surface. Lorsque le type de source ne pouvait pas être discerné, il a été classé comme eau souterraine ou/et eau de surface. Les échantillons ont été divisés en eau brute, eau traitée et eau distribuée. Lorsque cela n'était pas indiqué ou qu'il était impossible à déterminer, les échantillons ont été classés dans la catégorie BTD (brut/traité/distribué). Les concentrations totales de fer ont également été obtenues de l'Enquête nationale sur l'eau potable (Santé Canada, 2017). Les données d'exposition fournies reflètent les

différentes limites de détection de la méthode (LDM) des laboratoires accrédités utilisés par les secteurs de compétence, ainsi que leurs programmes de surveillance respectifs. Par conséquent, l'analyse statistique des données ne donne qu'une image limitée de l'exposition.

Tableau 2. Présence de fer total dans l'eau potable au Canada

Secteur de compétence (LD mg/L)	Type de système d'eau Municipal/ non municipal/Se mi-public	Type d'eau	Nombre de détections/ échantillons	% détections	Concentration (mg/L)		
					Médiane	Moyenne	90e percentile
Colombie-Britannique ¹ (0,01–0,1) [2010–2020]	Municipal	Eau souterraine – brute	166/197	84,3	0,10	0,72	1,63
		Eau souterraine – traitée	3/5	60,0	0,16	0,62	NC
		Eau souterraine – distribuée	83/83	100	0,10	0,25	0,43
		Eau souterraine – BTD	406/500	81,2	0,05	0,35	0,85
		Eau de surface – brute	45/49	91,8	0,06	0,10	0,21
		Eau de surface – traitée	9/10	90,0	0,02	0,04	0,13
		Eau de surface – distribuée	18/18	100	0,10	0,20	0,83
		Eau de surface – BTD	150/173	86,7	0,05	0,19	0,39
		Eau souterraine et/ou de surface – brute	22/30	73,3	0,12	0,50	2,0
		Eau souterraine et/ou de surface – traitée	2/5	40,0	< LD	0,12	NC
		Eau souterraine et/ou de surface – distribuée	7/7	100	0,10	0,15	NC
		Eau souterraine et/ou de surface – BTD	169/240	70,4	0,03	0,35	0,54
		Manitoba ² (0,01–0,1) [2010–2020]	Semi-public	Eau souterraine – brute	176/207	85,0	0,43
Eau souterraine – traitée	141/214			65,9	0,05	0,31	0,81
Eau souterraine – distribuée	10/14			71,4	0,06	0,28	1,4
Eau souterraine – non désinfectée	338/427			79,2	0,16	0,60	1,65

Secteur de compétence (LD mg/L)	Type de système d'eau Municipal/ non municipal/Se mi-publique	Type d'eau	Nombre de détections/ échantillons	% détections	Concentration (mg/L)		
					Médiane	Moyenne	90e percentile
		Eau de surface – brute	44/49	89,8	0,17	0,41	0,80
		Eau de surface – traitée	34/50	68,0	0,05	0,13	0,32
		Eau de surface – distribuée	6/10	60,0	0,02	0,17	1,06
		ESIDES – brute	37/44	84,1	0,14	1,18	1,29
		ESIDES – traitée	32/55	58,2	0,02	0,09	0,26
		ESIDES – distribuée	2/2	100	0,07	0,07	NC
		ESIDES – non désinfectée	38/46	82,6	0,09	0,45	1,47
	Municipal	Eau souterraine – brute	676/778	86,9	0,44	0,91	2,44
		Eau souterraine – traitée	486/745	65,2	0,07	0,35	1,06
		Eau souterraine – distribuée	162/224	72,3	0,05	0,40	1,11
		Eau souterraine – non désinfectée	4/4	100	0,33	0,40	NC
		Eau de surface – brute	546/622	87,8	0,19	0,44	0,87
		Eau de surface – traitée	290/613	47,3	< LD	0,12	0,32
		Eau de surface – distribuée	128/178	71,9	0,03	0,13	0,29
		ESIDES – brute	119/166	71,7	0,21	0,53	1,48
		ESIDES – traitée	72/166	43,3	< LD	0,15	0,47
		ESIDES – distribuée	21/51	41,2	< LD	0,21	0,52
		ESIDES – non désinfectée	6/6	100	0,15	0,31	NC
		Nouveau-Brunswick ³ (0,001–0,02) [2010–2020]	Semi-publique	Eau souterraine – brute	157/201	78,1	0,75
Eau souterraine – traitée	247/742			33,3	< LD	0,04	0,05
Eau souterraine – distribuée	128/250			51,2	0,01	0,05	0,15

Secteur de compétence (LD mg/L)	Type de système d'eau Municipal/ non municipal/Se mi-publique	Type d'eau	Nombre de détections/ échantillons	% détections	Concentration (mg/L)		
					Médiane	Moyenne	90e percentile
		Eau souterraine – BTD	191/420	45,5	< LD	0,23	0,17
	Municipal	Eau souterraine – brute	1 327/2 178	60,9	0,02	0,13	0,34
		Eau souterraine – traitée	4/31	12,9	< LD	0,01	0,02
		Eau souterraine – distribuée	324/821	39,5	< LD	0,03	0,05
		Eau de surface – brute	163/191	85,3	0,06	0,07	0,14
		Eau de surface – distribuée	236/297	79,5	0,03	0,07	0,14
		Eau souterraine et de surface – brute	125/155	80,7	0,14	0,40	1,17
		Eau souterraine et de surface – traitée	3/4	75,0	0,01	0,01	NC
		Eau souterraine et de surface – distribuée	782/942	83,0	0,04	0,08	0,17
			Eau souterraine – brute	106/295	35,9	< LD	0,22
Terre-Neuve-et-Labrador⁴ (0,03 et 0,05) [2013–2020]	Municipal	Eau souterraine – distribuée	483/2 001	24,1	< LD	0,07	0,11
		Eau de surface – brute	839/1 004	83,6	0,10	0,17	0,42
		Eau de surface – distribuée	3 767/5 109	73,7	0,08	0,16	0,36
Nouvelle-Écosse⁵ (0,05) [2000–2020]	Semi-publique	Eau souterraine – brute	59/155	38,1	< LD	0,46	0,87
		Eau souterraine – traitée	138/331	41,7	< LD	0,31	0,53
		Eau souterraine – BTD	399/726	55,0	0,04	0,43	0,84
		Eau de surface – brute	13/19	68,4	0,05	0,08	0,20
		Eau de surface – traitée	5/9	55,6	0,03	0,13	NC
	Municipal	Eau souterraine – brute	141/300	47	< LD	0,21	0,43

Secteur de compétence (LD mg/L)	Type de système d'eau Municipal/ non municipal/Se mi-publique	Type d'eau	Nombre de détections/ échantillons	% détections	Concentration (mg/L)		
					Médiane	Moyenne	90e percentile
		Eau souterraine – traitée	56/243	23,0	< LD	0,07	0,13
		Eau souterraine – BTD	6/18	33,3	< LD	0,18	0,87
		Eau de surface – brute	139/178	78,1	0,16	0,24	0,47
		Eau de surface – traitée	206/565	36,5	< LD	0,07	0,14
		Eau de surface – distribuée	3/25	12,0	< LD	0,04	0,11
		Eau souterraine – brute	74/91	91,3	0,33	1,08	2,6
Ontario ⁶ (0,0005–0,1) [2018–2020]	Non municipal	Eau souterraine – traitée	89/142	62,7	0,09	0,27	0,64
		Eau souterraine – distribuée	45/73	61,6	0,03	0,20	0,79
		Eau de surface – brute	4/10	40,0	< LD	0,03	0,16
		Eau de surface – distribuée	4/5	80,0	0,01	0,02	NC
		Eau souterraine et de surface – distribuée	3/14	21,4	< LD	0,06	0,12
		Eau souterraine – brute	3 324/4 238	78,4	0,13	0,41	0,95
	Municipal	Eau souterraine – traitée	1 826/2 292	79,7	0,05	0,17	0,49
		Eau souterraine – distribuée	1 682/2 326	72,3	0,05	0,08	0,20
		Eau de surface – brute	941/1 098	85,7	0,09	0,23	0,34
		Eau de surface – traitée	730/1 461	50,0	0,01	0,03	0,08
		Eau de surface – distribuée	2 439/4 101	59,5	0,03	0,05	0,10
		Eau souterraine et de surface – traitée	30/52	57,7	0,01	0,03	0,03
		Eau souterraine et de surface – distribuée	657/931	70,6	0,02	0,06	0,11

Secteur de compétence (LD mg/L)	Type de système d'eau Municipal/ non municipal/Se mi-public	Type d'eau	Nombre de détections/ échantillons	% détections	Concentration (mg/L)		
					Médiane	Moyenne	90e percentile
		Eau souterraine – BTD	1 769/ 24 331	7,3	< LD	0,03	< LD
Île-du-Prince-Édouard ^{7a} (0,002) [2019–2022]	Non municipal et municipal	Eau souterraine – brute	2 121/15 119	14,0	0,003	0,048	0,003
Saskatchewan ⁸ (0,0005–0,1) [2010–2020]	Municipal	Eau de surface – brute	3 784/3 937	96,1	0,02	0,31	0,54
		Eau souterraine et/ou de surface – traitée	84/92	91,3	0,01	0,29	0,27
		Eau souterraine et/ou de surface – distribuée	2 059/2 396	85,9	0,02	0,37	1,03
		Eau souterraine – traitée	2 375/3 316	71,6	0,05	0,20	0,59
Canada ^b	Municipal	Eau souterraine – distribuée	2 734/5 455	50,1	0,03	0,08	0,18
		Eau de surface – traitée	1 235/2 649	46,6	< LD	0,06	0,15
		Eau de surface – distribuée	6 591/9 728	67,8	0,06	0,11	0,24

BTD – Eau brute, traitée ou distribuée (non précisé); ESIDES – Eau souterraine sous l'influence directe d'eau de surface; LD – Limite de détection; < LD – Inférieur à la limite de détection (pour la médiane avec < 50 % de détection; pour le 90e percentile avec < 10 % de détection et la moyenne avec 0 % de détection); NC – Non calculé en raison de la taille insuffisante de l'échantillon.

À des fins d'analyse, les valeurs inférieures à la LD ont été attribuées à la moitié de la LD.

^a Toutes les valeurs analysées étaient pour le fer dissous.

^b Les valeurs canadiennes ont été calculées comme étant la moyenne pondérée des concentrations de Fe des provinces/territoires (P/T) ci-dessus [somme des (nombre d'échantillons des P/T) × (concentration moyenne de Fe P/T)]/nombre total d'échantillons.

¹ British Columbia Ministry of Health (2021).

² Développement durable Manitoba (2021).

³ Ministère de l'Environnement et des Gouvernements locaux du Nouveau-Brunswick (2019).

⁴ Newfoundland and Labrador Department of Municipal Affairs and Environment (2019).

⁵ Ministère de l'Environnement de la Nouvelle-Écosse (2019).

⁶ Ministère de l'Environnement, de la Protection de la nature et des Parcs de l'Ontario (2019).

⁷ Ministère des Communautés, des Terres et de l'Environnement de l'Île-du-Prince-Édouard (2019).

⁸ Saskatchewan Water Security Agency (2019).

Tableau 3. Enquête nationale sur l'eau potable [2009–2010]

Type d'eau	Été (mg/L)					Hiver (mg/L)				
	Détections / échantillons	% détection	Médiane	Moyenne	90e	Détections / échantillons	% détection	Médiane	Moyenne	90e
Puits – brute	4/17	23,5	< LDD	0,20	0,70	0/9	0	< LDD	< LDD	< LDD
Puits – traitée	1/16	6,3	< LDD	0,07	< LDD	0/9	0	< LDD	< LDD	< LDD
Puits – distribuée	6/51	11,8	< LDD	0,08	0,15	4/27	14,8	< LDD	0,09	0,24
Lac – brute	5/16	31,3	< LDD	0,19	0,81	1/11	9,1	< LDD	0,10	< LDD
Lac – traitée	1/16	6,3	< LDD	0,05	< LDD	1/11	9,1	< LDD	0,06	< LDD
Lac – distribuée	6/51	11,8	< LDD	0,07	0,15	2/16	12,5	< LDD	0,07	0,10
Rivière – brute	16/28	57,1	0,13	0,58	1,61	5/19	26,3	< LDD	0,37	0,73
Rivière – traitée	2/22	9,1	< LDD	0,07	< LDD	0/11	0	< LDD	< LDD	< LDD
Rivière – distribuée	8/77	10,4	0,05	0,07	0,10	1/30	3,3	< LDD	0,05	< LDD

LDD – Limite de détection à déclarer; < LDD – Inférieure à la limite de détection signalée (pour la médiane avec < 50 % de détection; pour le 90e percentile avec < 10 % de détection et la moyenne avec 0 % de détection).

LDD = 0.1 mg/L. À des fins d'analyse, les valeurs inférieures à la LDD ont été considérées comme égales à la moitié de la valeur de la LDD.

Aliments : Le fer est naturellement présent dans une variété d'aliments d'origine végétale ou animale. Il peut également être ajouté à certains aliments et préparations pour nourrissons à titre de supplément et il est disponible sous forme de (ou dans certains) suppléments alimentaires et médicaments d'ordonnance. En général, bien que les suppléments puissent augmenter l'apport quotidien médian en fer d'environ 1 mg chez les hommes et chez les femmes, les aliments peuvent augmenter l'apport quotidien de 1 mg/jour chez les femmes et de 5 mg/jour chez les hommes (IOM, 2001).

Les données les plus récentes sur l'exposition alimentaire des Canadiens au fer proviennent de l'Enquête sur la santé dans les collectivités canadiennes (ESCC) - Nutrition, qui fournit des estimations des apports habituels en fer provenant des aliments à l'aide de données recueillies à l'échelle nationale, régionale et provinciale auprès de Canadiens âgés d'un an et plus, utilisant les apports nutritionnels de référence de 16 groupes âge-sexe et des rappels alimentaires de 24 heures, en 2004 et en 2015 (ESCC-Nutrition). Les données de 2004 et 2015 de l'ESCC - Nutrition excluent les suppléments ainsi que les femmes enceintes et celles qui allaitent puisqu'elles sont assujetties à un ensemble différent de recommandations nutritionnelles. Selon les données de l'ESCC-Nutrition, en 2004, l'apport alimentaire en fer des Canadiens (\pm écart-type [ET]) variait entre $9,6 \pm 0,2$ et $18,8 \pm 0,4$ mg/jour, les hommes ayant les apports les plus

élevés. En 2015, les apports alimentaires en fer les plus élevés ont aussi été obtenus chez les hommes, avec une légère réduction de leur valeur (moyenne \pm ET : $8,3 \pm 0,2$ à $16,3 \pm 0,4$ mg/jour). Les doses absorbées variaient de $12,3 \pm 0,2$ à $16,3 \pm 0,4$ mg/jour chez les hommes de 9 à 71 ans, et de $9,9 \pm 0,2$ à $12 \pm 0,2$ mg/jour chez les femmes de la même catégorie d'âge. Les apports alimentaires étaient de $8,3 \pm 0,2$ mg/jour pour les enfants des deux sexes de 1 à 3 ans, et de $11,4 \pm 0,2$ mg/jour pour ceux de 4 à 8 ans. Des concentrations semblables (soit de 10 à 20 mg/jour) ont été signalées dans la littérature pour une alimentation typique occidentale mixte (Geisser et Burckhardt, 2011; Fonseca-Nunes et coll., 2014).

Les aliments couramment consommés au Canada ont été analysés pour déterminer leur teneur en fer et les concentrations estimées ont été déclarées dans la base de données du Fichier canadien sur les éléments nutritifs (FCÉN) utilisée pour l'ESCC-Nutrition de 2015 (FCÉN 2015). Selon la base de données du FCÉN de 2015, les niveaux de fer étaient faibles (à savoir < 1 à ≤ 5 mg/kg) pour les graisses et les huiles, de nombreux fruits, les légumes non verts, le café, le thé, l'eau municipale non contaminée et les produits laitiers. Les niveaux étaient moyens (> 5 à ≤ 10 mg/kg) pour la viande (viande rouge, volaille, porc), les œufs (jaunes), le poisson, les légumes verts, les céréales, les graines, les noix, les haricots, etc., et ils étaient élevés (> 10 à $123,6$ mg/kg) pour des aliments comme le foie et les abats, le gibier, les algues, les épices, le pain, les céréales de petit déjeuner, les produits céréaliers et d'autres aliments enrichis. La base de données du FCÉN de 2015 ne faisait pas explicitement état des concentrations de fer dans les préparations pour nourrissons ou le lait maternel humain. Cependant, des concentrations moyennes de fer de 0,35 à 6 mg/L pour les préparations pour nourrissons et de 0,2 à 0,5 mg/L pour le lait humain ont été signalées ailleurs (IOM, 2001; Quinn, 2014; EFSA, 2015; Hare et coll., 2018).

Le fer est généralement présent dans les aliments sous deux formes principales, qui contiennent toutes deux le minéral à l'état ferrique, soit le fer hémique (organique) et le fer non hémique (inorganique). Le fer non hémique est la forme la plus répandue dans les aliments d'origine végétale ou animale, les aliments enrichis et les suppléments, et environ 60 % du fer dans les aliments d'origine animale est du fer non hémique (Collard, 2009; Santé Canada, 2009; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Anderson et Frazer, 2017). Le fer non hémique est la principale source de nutriments pour les nourrissons (Collard, 2009). Le fer hémique est surtout présent dans les aliments d'origine animale et sa contribution à l'apport quotidien total en fer est estimée entre 4 % et 6 % (IOM, 2001; Collings et coll., 2013; Ashmore et coll., 2016; Chang et coll., 2019).

Autres voies d'exposition : Les personnes au Canada peuvent être exposées au fer par le biais du sol et de l'air ambiant. Le fer est présent dans le sol à différentes concentrations, principalement sous forme de complexes d'hydroxyle. Toutefois, en raison de ses propriétés physicochimiques et de ses utilisations prévues, le sol ne devrait pas constituer une source importante d'exposition pour la population générale du Canada (Santé Canada, 2017).

Des données sur les concentrations de fer dans l'air ambiant au Canada ne sont pas disponibles dans la littérature scientifique. Cependant, le fer est un métal non volatil et les concentrations de fer dans l'air devraient être négligeables dans les milieux non professionnels. Des concentrations variant de 50 à 90 ng/m³ ont été rapportées dans des régions éloignées; dans des centres urbains, les concentrations ont atteint 1.3 µg/m³. Des concentrations plus élevées peuvent être observées à

proximité de milieux industriels, comme les fonderies. Des niveaux 10 fois plus élevés que les niveaux urbains mentionnés ont été signalés à proximité d'usines de production de fer et d'acier (OMS, 2003; Ponka et coll., 2015).

Biosurveillance : La ferritine sérique, une protéine réactive de la phase aiguë, est considérée comme une mesure représentant les réserves en fer total de l'organisme (van der A et coll., 2006; Cooper et coll., 2012; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Ginzburg et Vinchi, 2019). Une concentration sérique de ferritine (ou ferritinémie) inférieure à 12 µg/L est associée à des réserves de fer totalement épuisées dans le corps, tandis que des concentrations supérieures à 200 µg/L (chez les femmes) et à 300 µg/L (chez les hommes) peuvent indiquer une surcharge en fer (biochimique). Une ferritinémie supérieure ou égale à 30 µg/L et inférieure à 200 µg/L est habituellement associée à un bilan en fer adéquat (c.-à-d., la concentration des réserves de fer) (IOM, 2001; EFSA, 2004; EFSA, 2015; Ashmore et coll., 2016).

Les concentrations de ferritine sérique ont été mesurées dans les cycles 2 à 6 de l'Enquête canadienne sur les mesures de la santé (ECMS) (Statistique Canada, 2019). Les données de ces enquêtes indiquent que plus de 95 % des Canadiens âgés de 3 à 79 ans avaient une ferritinémie adéquate (ce qui donne à penser que les réserves de fer étaient élevées) et que les hommes avaient des concentrations plus élevées que les femmes. Les concentrations de ferritine sérique (comme mesures de la tendance centrale) rapportées pour les Canadiens des deux sexes âgés de 6 à 19 ans étaient de 42, 36, 33, 31 et 33 µg/L en 2011, 2013, 2015, 2017 et 2019, respectivement. Des concentrations plus élevées ont été rapportées (comme mesures de la tendance centrale) pour les hommes et les femmes âgés de 20 à 79 ans (96, 80, 75, 76 et 77 µg/L en 2011, 2013, 2015, 2017 et 2019, respectivement) (Statistique Canada, 2021).

2.0 Considérations relatives à la santé

2.1 Importance

Le fer est un oligo-élément nécessaire à la biosynthèse de diverses hémoprotéines (hémoglobine, myoglobine, par exemple) et enzymes (cytochromes, catalases, peroxydases, ribonucléotides réductases, entre autres), ainsi que plusieurs autres protéines liant le fer et des groupes prosthétiques (p. ex. les grappes de fer-soufre) qui sont essentielles à chaque étape de la vie pour les processus biologiques de nombreux organismes vivants, incluant les humains. Ces processus comprennent l'érythropoïèse, le transport et le stockage de l'oxygène, les processus mitochondriaux, la synthèse et la réparation de l'ADN, les neurotransmetteurs et la synthèse de la myéline, la défense de l'hôte, la réplication cellulaire, le métabolisme (p. ex. l'homéostasie du glucose) et la croissance (OIM, 2001; OMS, 2003; EFSA, 2004; Santé Canada, 2009; Beguin et coll., 2014; Ashmore et coll., 2016; Czerwonka et Tokarz, 2017; Muckenthaler et coll., 2017).

Chez les personnes en bonne santé, le fonctionnement optimal de ces processus dépend de l'homéostasie du fer. Cette dernière est régulée par l'hormone hépatique hepcidine, un réactif de type II de la phase aiguë, et maintenue par une régulation rigoureuse de l'absorption (intestinale), de la distribution, du stockage, du métabolisme et de la libération du fer (p. ex. libération de fer recyclé par les macrophages) (Andrews et Schmidt, 2007; Collard, 2009; Beguin et coll., 2014; Kew, 2014; Schrier, 2015; Anderson et Frazer, 2017).

Les mécanismes homéostatiques ne sont pas pleinement opérationnels chez les nourrissons de 6 mois ou moins. Cependant, les réserves de fer initiales établies pendant la grossesse suffisent généralement à répondre aux besoins des nouveau-nés à terme et en bonne santé (nés d'une grossesse normale) au cours des six premiers mois de leur vie. À ce jour, aucune étude n'a révélé une augmentation des risques graves pour la santé causés par le fer chez les nouveau-nés allaités, même lorsqu'ils recevaient une supplémentation en fer significative. On pense que cette situation est attribuable à la lactoferrine, une glycoprotéine et chélateur du fer que l'on trouve abondamment dans le lait maternel humain (Collard, 2009; Santé Canada, 2009; Santé Canada, 2009; Lipinski et coll., 2013).

Afin de maintenir les concentrations de fer dans les intervalles physiologiques optimaux et d'éviter les conséquences néfastes pour la santé d'une carence en fer ainsi que d'une surcharge en fer chez les Canadiens en bonne santé, les autorités de la santé ont établi des apports alimentaires de références selon le sexe et l'âge (IOM, 2001; Santé Canada, 2010). Les apports nutritionnels recommandés (ANR) de 7 à 27 mg par jour ont été établis pour répondre aux besoins en fer de presque tous les Canadiens en bonne santé. Les doses à l'extrémité inférieure (c.-à-d. ANR de 7 à 9 mg/jour) sont recommandées pour les enfants jusqu'à l'âge de 13 ans, les hommes adultes et les femmes qui allaitent de plus de 19 ans, ainsi que les femmes ménopausées de plus de 51 ans. Les doses intermédiaires (c.-à-d. ANR à 18 mg/jour) sont recommandées pour les enfants (4 à 8 ans), les adolescents (14 à 18 ans), les femmes qui allaitent de moins de 18 ans et les femmes non enceintes en âge de procréer (femmes de 19 à 50 ans ayant des règles). Les femmes enceintes de 18 ans et plus ont l'apport alimentaire en fer le plus élevé (27 mg/jour). Les besoins en fer des végétariens sont environ 1,8 fois plus élevés que ceux des personnes qui consomment de la viande. Enfin, des apports maximaux tolérables ont été fixés comme suit : 40 mg/jour pour les nourrissons, les enfants et les adolescents jusqu'à l'âge de 13 ans; et 45 mg/jour pour les adolescents de 14 ans et plus et les adultes, notamment les femmes enceintes et les femmes qui allaitent (OIM, 2001; Santé Canada, 2010).

2.2 Toxicocinétique

La pharmacocinétique du fer diffère entre les humains et les autres espèces animales (IOM, 2001; OMS, 2003; ECHA, 2020). Chez l'humain, le fer non hémique présente des caractéristiques pharmacocinétiques non linéaires par voie orale avec des concentrations sériques maximales qui dépendent des composés du fer et des doses administrées, et des demi-vies sériques apparentes variant entre 4 et 6 heures (Tenenbein, 1998; Whittaker et coll., 2002; Geisser et Burckhardt, 2011; Bateman et coll., 2018; ECHA, 2020). Le corps humain conserve très bien le fer, une petite quantité étant absorbée quotidiennement pour compenser les très petites pertes basales estimées à environ 0,05 % de la teneur en fer du corps (environ 1 à 2 mg/jour) chez des femmes qui n'étaient pas en période de menstruation (OIM, 2001; OMS, 2003; EFSA, 2004; EFSA, 2015; Schrier, 2015; Czerwonka et Tokarz, 2017; Weiss et coll., 2018; Zhang et coll., 2019). On estime que les pertes supplémentaires moyennes sont d'environ 15 à 70 mg par mois pendant les menstruations pour les femmes en préménopause (OMS, 2003; EFSA, 2004).

Absorption : Chez l'humain, le fer non hémique est principalement absorbé par le duodénum. Dans les cellules intestinales, il est absorbé sous forme de fer ferreux au niveau de la membrane apicale et de Fe(III) au niveau de la membrane basolatérale (Andrews et Schmidt, 2007; Dunn et

coll., 2007; Collard, 2009; Anderson et Frazer, 2017; Czerwonka et Tokarz, 2017). Le transporteur des métaux divalents N°1 (*Divalent Metal Transporter 1* ou *DMT1*), exprimé sur la membrane apicale, et le transporteur de ferroportine, sur la membrane basolatérale, transportent le fer à travers l'entérocyte. L'hepcidine inhibe les deux transporteurs intestinaux (Tenenbein, 1998; Geisser et Burckhardt, 2011; Kew, 2014; Ginzburg et Vinchi, 2019). La biodisponibilité du fer non hémique est estimée entre 2 % et 20 % dans les régimes alimentaires nord-américains typiques. Les taux d'absorption devraient être plus faibles chez les végétariens et les nourrissons de 7 à 12 mois, mais ils augmentent pendant la grossesse (OIM, 2001; Domellof, 2007; Collings et coll., 2013; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Schrier, 2015; Ashmore et coll., 2016; Czerwonka et Tokarz, 2017; Rodriguez-Ramiro et coll., 2019). Chez les personnes en bonne santé, de nombreux facteurs alimentaires et liés à l'individu (p. ex. les facteurs lumineux) peuvent moduler l'absorption du fer non hémique. Il s'agit notamment des activateurs, comme l'acide ascorbique, l'acide citrique et la viande, et des inhibiteurs, comme les polyphénols, les phytates, les tanins et le calcium, qui ont également une incidence sur le fer hémique, le zinc et le cuivre (Collings et coll., 2013; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Schrier, 2015; Anderson et Frazer, 2017; Czerwonka et Tokarz, 2017; Rodriguez-Ramiro et coll., 2019).

Distribution : Le fer libre est presque toujours séquestré sous forme non toxique par liaison aux protéines dans tout le corps (Geisser et Burckhardt, 2011; Anderson et Frazer, 2017). Dans les entérocytes, le fer non hémique peut être stocké sous forme de ferritine pour répondre aux besoins de l'organisme. Une fois en circulation, le Fe(III), la forme en circulation du fer, est lié à la protéine de transport du plasma, à savoir la sidérophiline, et distribué à différents organes pour qu'il soit directement utilisé ou conservé, selon les besoins (Geisser et Burckhardt, 2011). La sidérophiline plasmatique a un taux de saturation normal d'environ 30 % chez les humains en bonne santé, ce qui laisse une capacité tampon suffisante contre le fer circulant non lié à la sidérophiline. Le fer circulant non lié à la sidérophiline est la principale source d'accumulation de fer libre (qui est hautement réactif et toxique à des doses élevées) dans les organes (principalement le foie et le cœur) et est associée à une surcharge de fer lorsque la saturation plasmatique en sidérophiline dépasse 60 % (Geisser et Burckhardt, 2011; Ashmore et coll., 2016; Anderson et Frazer, 2017; Muckenthaler et coll., 2017; Ginzburg et Vinchi, 2019).

Chez les adultes en bonne santé, la concentration totale de fer dans le corps varie généralement de 40 à 70 mg/kg p.c. (poids corporel), les hommes présentant des concentrations plus élevées que les femmes. Le fer dans l'organisme est principalement distribué dans les cellules érythroïdes de la moelle (60 % à 80 %), suivi des réserves de ferritine dans le foie, puis dans le système réticuloendothélial comme la rate, le tractus gastro-intestinal, les muscles, l'hémoglobine et une variété d'enzymes (OIM, 2001; Santé Canada, 2009; Geisser et Burckhardt, 2011; Collings et coll., 2013; Kew, 2014; Schrier, 2015; Anderson et Frazer, 2017; Czerwonka et Tokarz, 2017; Zhang et coll., 2019).

Métabolisme : Dans le tractus gastro-intestinal, le Fe(III) ingéré est réduit en fer ferreux par le cytochrome B de la ferriréductase duodénale sur les membranes apicales des entérocytes pour permettre son transport. À la sortie de l'intestin, le fer ferreux nouvellement transloqué est réoxydé en fer ferrique par l'héphaestine, une ferroxidase liée à la membrane, pour permettre son absorption. Au sein des cellules, en plus d'être stocké, le fer participe à plusieurs processus métaboliques. Par exemple, la principale réserve de fer est dirigée vers les mitochondries, où il

participe à la biogenèse des grappes d'ions-soufre et de l'hème (Andrews et Schmidt, 2007; Dunn et coll., 2007; Collard, 2009; Anderson et Frazer, 2017; Muckenthaler et coll., 2017).

Élimination : Il n'existe pas de mécanisme d'excrétion clair et précis du fer chez les humains (Tenenbein, 1998; Domellof, 2007; Kew, 2014; Ashmore et coll., 2016; Ginzburg et Vinchi, 2019). De petites pertes (de 1 à 2 mg/jour) de ce nutriment se produisent par desquamation des cellules dans les matières fécales, l'urine, la sueur et la peau morte, mais les pertes dans les trois derniers milieux sont négligeables. D'autres pertes se produisent pendant les saignements menstruels (OMS, 2003; EFSA, 2004; Geisser et Burckhardt, 2011; Kew, 2014; Ashmore et coll., 2016; Zhang et coll., 2019). En plus de la desquamation des entérocytes, les sécrétions intestinales peuvent également contribuer à la perte de fer dans les matières fécales (IOM, 2001; OMS, 2003; Andrews et Schmidt, 2007; Anderson et Frazer, 2017; Weiss et coll., 2018). Il existe certaines indications selon lesquelles les pertes de fer dans les voies gastro-intestinales sont plus élevées chez les tout-petits (0,022 mg/kg p.c. par jour) que chez les adolescents et les adultes (0,014 mg/kg p.c. par jour) (Domellof, 2007).

Modélisation pharmacocinétique physiologique : Aucune donnée disponible.

2.3 Effets sur la santé

La surcharge en fer systémique, généralement définie chez l'être humain comme une augmentation de la concentration totale de fer dans le corps qui entraîne des concentrations supérieures à 5 g (Kew, 2014), peut entraîner une accumulation de fer dans les organes du corps (en particulier le foie, le cœur et les organes endocriniens), ce qui peut avoir des effets néfastes sur la santé. Cela peut se produire à cause de facteurs environnementaux, génétiques ou une combinaison de ceux-ci. L'accumulation est habituellement associée avec les effets sur la santé bien documentés des troubles du métabolisme du fer, notamment les syndromes primaires (ou héréditaires) et secondaires (ou acquis) de surcharge en fer (Agrawal et coll., 2017; Ginzburg et Vinchi, 2019; Zhang et coll., 2019). La plupart de ces syndromes héréditaires (p. ex. hémochromatose héréditaire) et acquis (p. ex. la surcharge en fer provenant du régime alimentaire africain ou la sidérose bantoue; β -thalassémie) sont peu courants, voire rares. Le taux de prévalence de l'hémochromatose héréditaire varie d'environ 0,25 % à 0,5 % (EFSA, 2004; Anderson et Frazer, 2017). L'hémochromatose héréditaire est aussi couramment associée à la cirrhose (parfois accompagnée d'un carcinome hépatocellulaire et d'une fibrose sévère), à la cardiomyopathie, au diabète de type 2 et à d'autres endocrinopathies (Beguïn et coll., 2014; Ashmore et coll., 2016). Les patients atteints d'hémochromatose héréditaire peuvent également présenter un risque accru de cancer extra-hépatique, notamment le cancer du sein et le cancer colorectal (Torti et Torti, 2013).

Une surcharge en fer causée par l'exposition par voie orale au fer est rare chez les personnes en bonne santé présentant une suffisance en fer, en raison de l'homéostasie (EFSA, 2015; Weiss et coll., 2018). Cependant, certaines données suggèrent que l'exposition par voie orale à un excès de fer non hémique peut entraîner une gamme d'effets indésirables locaux et systémiques. Elle a également été associée à une interférence avec l'absorption ou le métabolisme d'autres nutriments et infections. Par conséquent, les sections suivantes portent sur les effets nocifs de l'exposition à un excès de fer non hémique par voie orale.

2.4 Effets sur la santé humaine

Les données humaines indiquent que la surexposition au fer non hémique par voie orale peut entraîner une toxicité pour de nombreux organes, le tractus gastro-intestinal étant le plus sensible. Des effets indésirables sur la croissance, le développement cognitif et moteur et des infections chez les nourrissons et les jeunes enfants présentant une suffisance en fer ont également été observés (Iannotti et coll., 2006; Domellof, 2007; Lönnerdal, 2017).

2.1.1 Exposition aiguë

La toxicité aiguë découlant de l'exposition par voie orale au fer non hémique est rare chez les humains. Dans une telle situation, les effets sont habituellement pires lorsque le fer est consommé seul. Des cas d'intoxication ont été rapportés après une ingestion accidentelle ou de nature suicidaire de fer médicinal ou de suppléments de fer pour adultes (et de multivitamines contenant du fer), en particulier par des enfants de moins de 6 ans (Pestaner et coll. 1999; IOM, 2001; EFSA, 2004; U.S. EPA, 2006; Chang and Rangan, 2011; Bateman et coll., 2018). Plusieurs cas de gastrite induite par des comprimés de fer ont également été rapportés à la suite de complications liées à l'administration de doses thérapeutiques de comprimés de fer, en particulier chez des patients âgés (Hashash et coll., 2013; Liabeuf et coll., 2014; Morais et coll., 2017; Sunkara et coll., 2017; Onorati et coll., 2020).

Les symptômes de l'intoxication sont généralement caractérisés par cinq étapes : la toxicité gastro-intestinale, la stabilité relative, le choc circulatoire et l'acidose, l'hépatotoxicité et la cicatrisation gastro-intestinale (Tenenbein, 1998; Whittaker et coll., 2002; EFSA, 2004; Chang et Rangan, 2011; EFSA, 2015; Bateman et coll., 2018).

Une toxicité n'est habituellement pas observée à des doses orales égales ou inférieures à 20 mg de Fe/kg p.c. Bien que des doses orales aussi faibles que 20 à 60 mg Fe/kg p.c. soient potentiellement toxiques, les doses létales sont généralement considérées être autour de 200 à 300 mg Fe/kg p.c. (IOM, 2001; Whittaker et coll., 2002; Makrides et coll., 2003; OMS, 2003; EFSA, 2004; U.S. EPA, 2006; Bateman et coll., 2018). Parmi les suppléments les plus étudiés, le pentacarbonyl de fer et le sulfate de Fe(II) sont les plus toxiques, suivis du D-gluconate de Fe(II) et du fumarate ferreux (Radtke et coll., 2004; Geisser et Burckhardt, 2011; Cancelo-Hidalgo et coll., 2013; Anderson et Frazer, 2017).

2.4.1 Exposition à court terme

Une surexposition à court terme au fer non hémique ingéré par voie orale peut causer une détresse gastro-intestinale (p. ex. douleurs abdominales, constipation, nausées, vomissements et diarrhée). L'exposition peut, dans une moindre mesure, nuire à l'absorption d'autres nutriments, notamment le zinc (Makrides et coll., 2003; EFSA, 2004; Tolkien et coll., 2015; Low et coll., 2016). La toxicité du fer non hémique ingéré par voie orale a surtout été étudiée dans le cadre d'études cliniques à court terme d'une durée moyenne de deux semaines. Les sujets de ces études, habituellement en bonne santé ou déficients en fer, recevaient du fer médicinal ou un supplément de fer sous forme de sels de fer (surtout du sulfate de Fe(II)) ou de pentacarbonyl de fer, sous forme de comprimés, de capsules ou de formulation liquide (Tolkien et coll., 2015; Low et coll., 2016).

Parmi les quelques études menées sur des personnes en bonne santé, l'étude de Tolkien et coll. (2015) fournit la meilleure analyse des effets sur la santé de l'ingestion de fer non hémique au sein de la population générale. Cette revue systématique et méta-analyse Cochrane a porté sur 20 essais randomisés contrôlés (ERC) et placebo, au cours desquels 3 168 adultes, hommes et femmes non enceintes, ont reçu de façon aléatoire de 20 à 222 mg Fe/jour par voie orale (le fer était fourni sous forme de sulfate de Fe(II)) pendant 1 à 26 semaines. On a constaté une augmentation significative du risque d'effets secondaires liés au système gastro-intestinal (rapport des cotes [RC], 2,32; intervalle de confiance [IC] à 95 %, 1,74-3,08; $p < 0,0001$) (Tolkien et coll., 2015). Les symptômes gastro-intestinaux les plus fréquemment signalés étaient la nausée, la constipation et la diarrhée. Dix-neuf des vingt études incluses dans la revue étaient des ERC à double insu avec (généralement) des participants non anémiques en bonne santé. La revue a révélé que l'association entre la dose et les effets secondaires gastro-intestinaux n'était pas significative ($p = 0,17$) (Tolkien et coll., 2015).

Les résultats de cette revue sont étayés par les résultats d'une autre analyse systématique et méta-analyse Cochrane qui a porté sur 33 ERC et quasi ERC chez des femmes non enceintes en âge de procréer (Low et coll., 2016). Ils sont également appuyés par les résultats d'autres études prospectives montrant des effets secondaires gastro-intestinaux à des doses semblables chez des personnes en bonne santé (voir IOM, 2001), des patients atteints d'une carence en fer (Ulvik et coll., 2013) ou des donneurs de sang en bonne santé (Radtke et coll., 2004; Bialkowski et coll., 2015). Dans une étude parallèle randomisée à double insu, avec groupe contrôle placebo, au cours de laquelle des donneurs de sang (hommes et femmes) en bonne santé ont consommé 60 mg de fer non hémique par jour sous forme de suppléments pendant un mois, on a observé une augmentation importante de la fréquence de la constipation ($p < 0,05$) et de l'incidence totale des effets secondaires gastro-intestinaux ($p < 0,01$) (Frykman et coll., 1994). Dans cette étude, une dose minimale avec effet nocif observé (LOAEL de 60 mg Fe/jour a été déterminée en fonction de la détresse gastro-intestinale.

De même, quatre autres ERC (Radtke et coll., 2004; Ulvik et coll., 2013; Pereira et coll., 2014; Bialkowski et coll., 2015) ont démontré que l'ingestion de ≥ 40 mg de fer non hémique par jour pendant une courte période entraînait des effets secondaires gastro-intestinaux qui étaient généralement bénins.

Toutes ces constatations concordent avec les conclusions d'évaluations antérieures selon lesquelles les effets secondaires gastro-intestinaux de l'exposition orale au fer non hémique sont couramment observés à des concentrations de fer supérieures à 50 à 60 mg de Fe/jour, particulièrement si le fer est pris seul (EFSA, 2015).

Dans l'ensemble, il existe des preuves d'un lien de causalité entre l'absorption élevée à court terme de fer non hémique par voie orale et les effets gastro-intestinaux nocifs; ces effets sont généralement observés à des doses supérieures à 20 mg de Fe/jour, c'est-à-dire à partir de 30 à 40 mg de Fe/jour. Le risque d'effets nocifs gastro-intestinaux est plus élevé lorsque le fer est pris par voie orale que par voie intraveineuse (Makrides et coll., 2003; EFSA, 2004; EFSA, 2015; Markova et coll., 2015; Tolkien et coll., 2015; Low et coll., 2016). On a signalé que la supplémentation en fer à des concentrations inférieures à 30 mg Fe/jour n'a pas d'effet sur les concentrations sériques de zinc (Makrides et coll., 2003). Une LOAEL de 60 mg de Fe/jour,

fondée sur des effets secondaires gastro-intestinaux (temporaires) chez l'humain a été déterminée aux fins de l'évaluation des risques (Frykman et coll., 1994).

2.4.2 Exposition chronique

Les effets néfastes sur la santé découlant d'une exposition chronique au fer par voie orale ont été étudiés principalement chez les personnes atteintes de troubles du métabolisme du fer.

Cependant, on fait valoir que la surexposition chronique peut être toxique pour les personnes apparemment en bonne santé présentant une suffisance en fer. Par conséquent, les chercheurs concentrent de plus en plus leurs efforts sur l'étude de l'association entre le fer et la toxicité chronique, notamment l'hépatotoxicité, la toxicité cardiovasculaire, la toxicité hormonale, la neurotoxicité et le cancer.

Hépatotoxicité : Les données probantes à ce jour, qui sont fondées principalement sur un consensus d'experts, n'appuient pas une association entre la surexposition chronique au fer non hémique et la toxicité hépatique chez les personnes en bonne santé présentant une suffisance en fer. Selon les données disponibles, l'exposition chronique au fer non hémique entraîne rarement des lésions au foie chez ces personnes (EFSA, 2004; Chang et Rangan, 2011; Kew, 2014; Bloomer et Brown, 2019).

Toxicité cardiovasculaire (maladies coronariennes) : Conformément aux conclusions d'évaluations antérieures (IOM, 2001; EFSA, 2004), les données actuelles ne soutiennent pas l'idée d'une association entre le fer non hémique et la toxicité cardiovasculaire chez les personnes en bonne santé présentant une suffisance en fer, bien que ce type de fer puisse être un facteur de risque de maladie coronarienne. Cependant, les données épidémiologiques sur la relation entre le risque de maladie coronarienne et diverses variables liées à l'apport et le statut en fer ont été incohérentes. Des associations positives ont été observées entre la maladie coronarienne et des mesures de l'exposition au fer dans certaines études (Salonen et coll., 1992; Salonen et coll., 1998; de Valk et Marx, 1999; van der A et coll., 2005; Alissa et coll., 2007; Hunnicutt et coll., 2014), tandis que d'autres ont signalé des associations négatives (van der A et coll., 2006; Mørkedal et coll., 2011; Hunnicutt et coll., 2014; Das De et coll., 2015; Gill et coll., 2017) ou aucune association (Danesh et Appleby, 1999; van der A et coll., 2005; Kaluza et coll., 2014; Reyes et coll., 2020).

Diabète sucré de type 2 : Les données actuelles n'appuient pas une association entre le fer non hémique et le diabète de type 2 chez les personnes en bonne santé présentant une suffisance en fer. Des associations significativement positives ont été signalées entre cet effet sur la santé et la ferritine dans des revues systématiques et des méta-analyses d'études prospectives (Bao et coll., 2012; Kunutsor et coll., 2013) et d'études d'observation (Zhao et coll., 2012; Orban et coll., 2014; Kataria et coll., 2018). Des associations positives ont également été relevées entre le diabète de type 2 et les réserves corporelles de fer dans de grandes études de cas-témoins prospectives nichées (Salonen et coll., 1998; Jiang et coll., 2004b). Toutefois, ces résultats n'ont pas été corroborés par d'autres études prospectives, qui n'ont révélé aucune association significative avec des variables d'exposition plus étroitement liées, comme le fer total alimentaire, le fer non hémique et les apports en fer supplémentaires (Jiang et coll., 2004a; Bao et coll., 2012; Kataria et coll., 2018).

Neurotoxicité : Il n'existe aucune donnée probante soutenant une neurotoxicité liée à un excès de fer non hémique consommé par voie orale chez des personnes en bonne santé. Cependant, les preuves tirées d'études mécanistiques et de certains résultats d'imagerie par résonance magnétique (IRM) (p. ex. l'accumulation de fer dans la *substantia nigra* du cerveau des patients souffrant d'une neurodégénérescence associée à la pantothénate kinase, de la maladie de Parkinson ou de la maladie d'Alzheimer) ne sont toujours pas concluantes. L'IRM peut facilement détecter l'accumulation de fer dans le cerveau dans certains cas de neurodégénérescence avec accumulation de fer dans le cerveau malgré l'absence d'une relation étiologique claire avec la maladie, ce qui remet en question le rôle de l'excès de fer comme cause principale de ces maladies multifactorielles (Hayflick et Hogarth, 2011; Chen et coll., 2019). Dans l'ensemble, les données probantes sur la neurotoxicité chronique du fer chez l'humain, qui proviennent principalement de quelques études sur les nourrissons et les enfants, sont incohérentes (Agrawal et coll., 2017). Bien qu'aucune association n'ait été trouvée entre le fer et le développement cognitif chez les nourrissons nourris au lait enrichi de fer (Iglesias et coll., 2018), des associations positives ont été signalées pour le développement neurologique de l'enfant (y compris les aspects mentaux, psychomoteurs et comportementaux) et le comportement plus tard dans la vie, ainsi que des scores neuropsychologiques (cognitifs et visuels-moteurs) moins favorables (Lozoff et coll., 2012; Iglesias et coll., 2018; Gahagan et coll., 2019).

Cancer : Malgré les preuves de cancérogénicité du fer fondées sur des données mécanistiques (Chan et coll., 2005; Torti et Torti, 2013; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Manz et coll., 2016) et des données sur les patients atteints d'hémochromatose héréditaire et de surcharge en fer lié au régime alimentaire africain (Fonseca-Nunes et coll., 2014; Kew, 2014; Chua et coll., 2016), l'association entre la prise de fer non hémique par voie orale et le cancer chez l'humain n'est toujours pas concluante. Conformément aux conclusions d'évaluations antérieures (EFSA, 2004; IOM, 2001), les données épidémiologiques sont toujours équivoques et ne permettent pas d'établir une relation dose-réponse entre le fer non hémique consommé par voie orale et le cancer dans la population générale (Chan et coll., 2005; Shyu et coll., 2013; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Chua et coll., 2016).

Des résultats mitigés ont été rapportés concernant l'association entre le fer alimentaire, le fer en suppléments et les biomarqueurs du fer et le cancer colorectal, du sein, gastrique ou œsophagien (Tseng et coll., 1997; Fonseca-Nunes et coll., 2014; Ashmore et coll., 2016). Les chercheurs n'ont trouvé aucune association entre des niveaux plus élevés d'apport en fer alimentaire, provenant de suppléments ou total ainsi que plusieurs biomarqueurs du statut en fer et le cancer colorectal (Chan et coll., 2005), gastrique (Cook et coll., 2012), du sein (Kabat et coll., 2007; Kabat et coll., 2010; Chang et coll., 2019) ou endométrial (Kabat et coll., 2008) ni pour tous les types de cancer combinés (Herberg et coll., 2005).

Une réduction du risque a été rapportée entre i) la consommation de fer alimentaire ou de suppléments en fer et le cancer de la portion supérieure du tube digestif (EFSA, 2004; Dawsey et coll., 2014); ii) la consommation de suppléments en fer et le cancer de l'œsophage; ou iii) les biomarqueurs des réserves en fer (principalement la ferritine sérique) et le cancer en général (Fonseca-Nunes et coll., 2014).

Enfin, certaines études ont mis en évidence des associations positives entre le fer alimentaire et celui provenant de suppléments ainsi que les biomarqueurs du fer et le cancer colorectal (EFSA, 2004; Bastide et coll., 2011; Meng et coll., 2019), gastrique (Dawsey et coll., 2014) ou mammaire (Moore et coll., 2009; Chua et coll., 2016; Diallo et coll., 2016; Chang et coll., 2019), ou le cancer en général (Beguïn et coll., 2014; Chua et coll., 2016).

2.5 Effets sur la santé des animaux de laboratoire

Des études ont montré que la toxicité aiguë du fer non hémique consommé par voie orale varie de faible à modérée, et que ce fer n'est pas toxique pour la reproduction ou le développement ni cancérogène.

2.5.1 Toxicité aiguë

Des études ont montré que le fer non hémique présente une toxicité aiguë considérée comme faible à modérée lorsque consommé par voie orale. Les sels ferreux sont généralement plus toxiques que les sels ferriques (sels de Fe(III)). La toxicité varie selon l'espèce animale et le sexe, ainsi que selon la formulation, le composé ou le complexe du fer. Le pentacarbonyl de fer est le moins toxique et le sulfate de Fe(II) compte parmi les plus toxiques. De plus, les mâles sont moins sensibles que les femelles (Kawabata et coll., 1989; Whittaker et coll., 2002; OMS, 2003; Wan et coll., 2015; Zhu et coll., 2016). Selon le composé, des valeurs de dose létale médiane par voie orale de 246 à 600 mg Fe/kg p.c. par jour ont été signalées chez la souris (Sato et coll., 1992; OMS, 2003; EC HA, 2020) et des valeurs de 220 à > 2 000 mg Fe/kg p.c. par jour chez le rat (Sato et coll., 1992; Whittaker et coll., 2002; OMS, 2003; Wan et coll., 2015; Zhu et coll., 2016; ECHA, 2020). De plus, selon le composé, l'exposition aiguë au fer par voie orale peut causer des effets indésirables dont la gravité varie dans le tractus gastro-intestinal, le foie et, potentiellement, les reins et la rate (Whittaker et coll., 2002; Fang et coll., 2018). Les effets sur le tractus gastro-intestinal sont réversibles à la suite de la cessation de l'exposition (Wan et coll., 2015).

2.5.2 Toxicité subaiguë

L'exposition subaiguë au fer non hémique a entraîné, de manière constante, des lésions à plusieurs organes, notamment le foie, la rate, les reins et le tractus gastro-intestinal. Ceci a été démontré dans plusieurs modèles expérimentaux d'animaux. La toxicité systémique est généralement liée à la dose. Elle est observée à la suite d'une surcharge en fer à des doses très élevées (Appel et coll., 2001; Dongiovanni et coll., 2013; Toyoda et coll., 2014; Wan et coll., 2015; Zhu et coll., 2016; Fang et coll., 2018) (tableau 2). L'hépatotoxicité est le résultat indésirable le plus souvent signalé (Bacon et coll., 1985; Kawabata et coll., 1989; Myers et coll., 1991; Toyoda et coll., 2014; Zhu et coll., 2016; Ding et coll., 2021).

Tableau 4. Données sélectionnées sur la toxicité subaiguë observée à la suite d'une administration de doses répétées de fer par voie orale

NOAEL(mg Fe/kg par jour)	Espèce, sexe, nombre	Durée de l'exposition	Composé et dose(s)	Effets critiques	Réf..
NOAEL > 196 mg/kg/j	Rat mâle Wistar (10/groupe)	90 jours	100, 200 mg/kg sous forme de pentacarbonyl de fer. Gavage.	Aucun effet pertinent sur le plan toxicologique.	Zhu et coll. (2016)
NOAEL = 95 (mâles); 117,4 (femelles)	Rats F344, mâles et femelles (10/sexe)	90 jours	Chlorure ferrique hexahydraté : 80, 154, 277, 550, 1 231 mg/kg/j chez les mâles/88, 176, 314, 571, 1 034 mg/kg/j chez les femelles. Eau potable.	Réduction du gain de poids corporel.	Sato et coll. (1992)
NOAEL = 55 (mâles); 110,1 (femelles)	Rats (125 mâles/250 femelles)	Mâles : 0 à 42 jours Femelles : 0 à 4 jours post-partum	Chlorure de Fe(II) anhydre : 125 (mâle), 250 (femelle), 500 mg/kg/j (500 ~ 220,5 mg Fe/kg/j) Gavage. Effectué conformément au GT 422 de l'OCDE et aux BPL.	Mâles : changements du poids des organes. Femelles : changement du poids des organes et résultats histologiques.	Beom (2004)*
NOAEL = 20,1	Rat (OCDE 422)	Voir OCDE 422	FeSO ₄ .7H ₂ O : 1, 30, 100, 300, 1 000 mg/kg/j. (1 000~200 mg Fe/kg/j) Gavage. Effectué conformément au GT 422 de l'OCDE et aux BPL.	Mâles : hématoïèse extramédullaire de la rate. Femelles : concentrations accrues de phosphate inorganique	Furuhashi (2002)*
NOAEL = 8 mg/kg p.c.	Rat mâle Sprague Dawley (10/groupe) : 100–105 g chaque.	30 jours	Solution de FeSO ₄ : 0, 8, 16, 24 mg de Fe dans le véhicule (1 mL de 0,01 mol/L de HCl). Gavage	Réduction du poids corporel. Lésions au foie et aux intestins.	Fang et coll. (2018)
NOAEL = 137,5 mg/kg p.c.	Rats F344 mâles et femelles	13 semaines	Citrate de Fe(III) : 0, 143,9, 595,9, 2 834,7 mg Fe/kg p.c./j chez les mâles/0, 147,7, 601,4, 2 845,6 mg Fe/kg p.c./j chez les femelles.	Réduction importante du poids corporel chez les deux sexes à la dose la plus élevée.	Toyoda et coll. (2014)
NOAEL > 77,9 mg/kg/j	Rat Sprague Dawley (10/sexe/groupe)	28 jours (étude BPL)	N-carbamyl glycine ferreux : 0, 150, 300, 600 mg/kg p.c./j Régime alimentaire	Aucun effet	Wan et coll. (2015)
NOAEL = 11,5 mg/kg/j	Rats, mâles, 40/groupe	61 jours	Sulfate de fer : 2,84, 5,69, 11,54 mg/kg/j EDTA de fer sodique : 2,81, 5,67, 11,19 mg/kg/j Régime alimentaire	Aucun effet toxicologique significatif.	Appel et coll. (2001)

BPL – Bonnes pratiques de laboratoire; EDTA – Acide éthylènediaminetétracétique; essai 422 – Étude combinée de toxicité à doses répétées et de dépistage de la toxicité pour la reproduction et le développement; NOAEL – dose sans effet nocif observé; OCDE – Organisation de coopération et de développement économiques.

*Comme indiqué dans le rapport ECHA (2020).

2.5.3 Toxicité chronique

Selon les données limitées disponibles, l'hépatotoxicité est le principal effet indésirable de l'exposition chronique au fer non hémique par voie orale, bien qu'elle se produise habituellement après une surcharge en fer et à des doses très élevées (Plummer et coll., 1997; Tjalkens et coll.,

1998; Stål et coll., 1999; Asare et coll., 2006; Bloomer et Brown, 2019). L'hépatotoxicité, démontrée par l'augmentation des concentrations sériques d'aminotransférases (alanine aminotransférase et aspartate aminotransférase) et de marqueurs hépatiques du stress oxydatif et des nodules prénéoplasiques ou foyers hépatiques, a été observée après que des rats ou des souris aient été nourris avec un régime riche en composés de fer (Ramm et coll., 1995; Tjalkens et coll., 1998; Stål et coll., 1999; Asare et coll., 2006). Les données limitées semblent également indiquer que la gravité des effets dépend de la dose de fer élémentaire (Sato et coll., 1992; Inai et coll., 1994; Plummer et coll., 1997; Asare et coll., 2006).

2.5.4 Cancérogénicité

Il n'y a aucune preuve de la cancérogénicité du fer lorsque consommé par voie orale (Stål et coll., 1997; ECHA, 2020). L'administration à vie de sels de fer par voie orale à des souris et des rats n'a eu aucun effet significatif sur l'incidence des tumeurs ou sur la distribution de différents types de tumeurs chez les femelles ou les mâles (Sato et coll., 1992; Inai et coll., 1994; Stål et coll., 1999; Asare et coll., 2006).

2.5.5 Toxicité pour la reproduction et le développement

Il n'y a aucune preuve de la toxicité du fer sur la reproduction et le développement. Les données d'études expérimentales sur des animaux indiquent que les composés du fer ne sont pas reprotoxiques, embryotoxiques ou tératogéniques (OMS, 2003; U.S. EPA, 2006; ECHA, 2020).

2.6 Fer et infections

Le fer est essentiel pour de nombreuses entérobactéries pathogènes de l'intestin (p. ex. les espèces *E. coli*, *Escherichia/Shigella* et *Clostridium*) et l'exposition par voie orale à un excès de fer non hémique peut favoriser leur croissance, leur abondance et leur virulence (Yilmaz et Li, 2018). Cette consommation pourrait altérer les fonctions du microbiote et de la barrière des voies gastro-intestinales (EFSA, 2004; Dostal et coll., 2014; Gies et coll., 2018; Brabin et coll., 2019). Par la suite, cela pourrait accroître le risque d'inflammation et d'infections des voies gastro-intestinales (et respiratoires), comme le démontrent les données sur les jeunes enfants présentant une suffisance en fer (Sazawal et coll., 2006; Zimmermann et coll., 2010; Soofi et coll., 2013; Jaeggi et coll., 2015; Paganini et coll., 2017) et les animaux de laboratoire présentant une suffisance en fer (Constante et coll., 2017; Fang et coll., 2018; Hoffmann et coll., 2021).

2.7 Génotoxicité

Les données actuellement disponibles n'indiquent aucune preuve de génotoxicité du fer (OMS, 2003; U.S. EPA, 2006; NHMRC et NRMCC, 2011; Wan et coll., 2015; ECHA, 2020). De nombreux sels de fer inorganiques ont donné des résultats négatifs dans des essais de génotoxicité in vivo (p. ex. chlorure de Fe(III), chlorure de Fe(II), sulfate de Fe(II)) et in vitro (p. ex. chlorure de Fe(III), diphosphate ferrique, orthophosphate ferrique, chlorure de Fe(II), sulfate de Fe(II)) (Stål et coll., 1997; OMS, 2003; Toyoda et coll., 2014; Wan et coll., 2015; ECHA, 2020). Par exemple, des résultats négatifs ont été obtenus pour le chlorure de Fe(III), le chlorure de Fe(II) et le sulfate de Fe(II) dans des tests in vivo d'aberration chromosomique sur des cellules de mammifères. Ces sels ont tous donné des résultats négatifs aux essais de mutation in vitro sur des bactéries, au test de mutation génétique sur des cellules de mammifères et aux

essais d'aberration chromosomique dans des cellules de mammifères (ECHA, 2020). Dans la plupart des essais de génotoxicité, des résultats négatifs ont également été obtenus pour le pentacarbonyle de fer et de nombreux complexes de fer, notamment le citrate de Fe(III), le lactate ferreux, le D-gluconate de Fe(II), le fer dextran et le N-carbamyl glycine ferreux (OMS, 2003; EFSA, 2004; Toyoda et coll., 2014).

2.8 Mode d'action

Le mode d'action par lequel un excès de fer non hémique consommé par voie orale provoque des lésions gastro-intestinales, soit un effet local, n'a pas encore été entièrement caractérisé. À ce jour, l'hypothèse la mieux étayée pour le mode d'action est une lésion directe et locale (p. ex. une simple irritation, une érosion ou une inflammation plus grave) de la muqueuse du tractus gastro-intestinal (EFSA, 2004; U.S. EPA, 2006; Onorati et coll., 2020). Certaines études ont également mentionné des changements dans la composition ou le métabolisme du microbiote intestinal, mais ces effets n'ont pas été entièrement étudiés à ce jour (Tolkien et coll., 2015; Qi et coll., 2020).

Des éléments de preuve convaincants tirés d'observations de dépôts de fer dans le tractus gastro-intestinal dans des cas d'ingestion de fer thérapeutique ou chez des patients qui ont des antécédents de supplémentation orale en fer appuient la conclusion selon laquelle l'ingestion de fer non hémique entraîne et aggrave les lésions muqueuses érosives ou corrosives (Sunkara et coll., 2017). Les principales caractéristiques (macroscopiques) des lésions du tractus gastro-intestinal causées par du fer non hémique consommé par voie orale sont l'érosion (souvent accompagnée d'ulcères non hémorragiques), l'érythème et la coloration brun-jaunâtre de la muqueuse du tractus gastro-intestinal. Les résultats d'endoscopies des voies gastro-intestinales et de la gastroscopie proviennent de plusieurs cas d'intoxication au fer, notamment des patients qui ont une gastrite induite par des comprimés de fer (Cimino-Mathews et coll., 2010; Liabeuf et coll., 2014; Morais et coll., 2017; Sunkara et coll., 2017; Onorati et coll., 2020).

Les résultats histologiques des biopsies gastro-intestinales ont confirmé la présence de dépôts de fer cristallin, parfois lourds, habituellement brun-noir, dans la muqueuse gastro-intestinale des patients qui ont une gastrite érosive et des ulcères liés au fer consommé par voie orale (p. ex. des comprimés) (Haig et Driman, 2006; Cimino-Mathews et coll., 2010; Sunkara et coll., 2017; Ching et coll., 2019; Onorati et coll., 2020). Ces dépôts de fer peuvent être extracellulaires ou intracellulaires et se produire dans les macrophages, l'épithélium glandulaire et les vaisseaux sanguins (Morais et coll., 2017; Onorati et coll., 2020).

Deux événements clés ont été identifiés pour les lésions corrosives de la muqueuse induites par la consommation de fer non hémique par voie orale : i) la formation d'hydroxyde ferrique (une espèce corrosive, aussi appelée rouille) et d'une espèce réactive de l'oxygène (ERO); et ii) les dommages directs à la muqueuse du tractus gastro-intestinal (Tenenbein et coll., 1998; IOM, 2001; Jiang et coll., 2004b; Collard, 2009; Cimino-Mathews et coll., 2010; Manz et coll., 2016; Anderson et coll., 2017; Sunkara et coll., 2017; Fang et coll., 2018; Bloomer et Brown, 2019; Chen et coll., 2019; Ginzburg et coll., 2019; Zhang et coll., 2019; Onorati et coll., 2020). La plupart des données probantes à l'appui de ces événements clés reposent sur un consensus d'experts.

En cas d'exposition par voie orale à un excès de fer non hémique, la majeure partie du fer excédentaire n'est pas absorbé dans le lumen du tractus gastro-intestinal et les muqueuses en raison de l'homéostasie. Dans le premier événement clé (formation d'hydroxyde ferrique), les propriétés pro-oxydatives du fer et les caractéristiques de l'environnement du tractus gastro-intestinal (p. ex. degré élevé d'activité métabolique cellulaire, pH) conduisent à la participation de tout fer libre non absorbé à une série de réactions incluant celles catalytiques. Il s'agit notamment de la réaction de Haber Weiss, qui produira des ERO (p. ex. des radicaux hydroxyles) et des réactions de Fenton, qui généreront de l'hydroxyde ferrique (Tenenbein, 1998; Qi et coll., 2020). Des études in vitro ont montré une corrélation entre le fer libre intracellulaire et le stress oxydatif (EFSA, 2004). On a également établi un lien entre les espèces réactives de l'oxygène et les altérations muqueuses des lésions gastriques ou intestinales (Liabeuf et coll., 2014).

Le second événement clé résulte de l'action de l'espèce chimiquement réactive nouvellement formée. Lorsque la production d'ERO dépasse la capacité des systèmes antioxydants endogènes, les espèces réactives commencent à s'accumuler dans le lumen ou les cellules des muqueuses du tractus gastro-intestinal. En raison d'une stase prolongée, ils peuvent blesser directement la muqueuse de la voie gastro-intestinale par corrosion (dans le cas de l'hydroxyde ferrique) ou par oxydation (dans le cas d'ERO). Cela entraînera une irritation (c.-à-d. une lésion érosive semblable aux brûlures chimiques), une inflammation focale et une ulcération, respectivement (EFSA, 2004; Jiang et coll., 2004b; Hashash et coll., 2013; Liabeuf et coll., 2014; Anderson et Frazer, 2017; Zhang et coll., 2019; Onorati et coll., 2020; Qi et coll., 2020).

Dans l'ensemble, l'état de la lésion résultante dépendra des concentrations locales de fer libre dans le tractus gastro-intestinal et du temps de contact (IOM, 2001; EFSA, 2004; Hashash et coll., 2013; Onorati et coll., 2020).

2.9 Études retenues

La pharmacocinétique du fer diffère entre les humains et les autres espèces animales. Selon les données pharmacocinétiques chez l'humain, les nourrissons et les femmes enceintes ne sont pas plus sensibles au fer que la population générale. Même si les personnes âgées peuvent présenter des symptômes gastro-intestinaux graves en raison de changements au niveau des habitudes alimentaires (parmi d'autres facteurs), cela se produit habituellement dans le contexte d'une thérapie de fer supervisée par leur médecin. À la suite d'une revue de la littérature, le point de départ le plus bas et correspondant à une toxicité gastro-intestinale a été identifié dans une étude clinique à court terme (Frykman et coll., 1994).

Le choix de l'étude avec groupe contrôle placebo et à double insu de Frykman et coll. (1994) comme étude clé pour l'évaluation des risques liés au fer dans l'eau potable en est un cohérent avec les approches utilisées dans d'autres évaluations (IOM, 2001). Malgré certaines limites (p. ex. étude à court terme), cette étude fournit des preuves solides d'une présence de troubles gastro-intestinaux chez les sujets présentant une suffisance en fer. La population de cette étude comprend des hommes et des femmes en bonne santé et des femmes non enceintes, et la substance chimique à l'essai est pertinente pour les utilisations de l'eau potable. Les résultats de cette étude sont corroborés par d'autres études cliniques portant sur des sujets semblables

(Radtke et coll., 2004; Ulvik et coll., 2013; Pereira et coll., 2014; Bialkowski et coll., 2015; Tolkien et coll., 2015; Low et coll., 2016).

Dans le cadre de l'étude, 97 hommes et femmes adultes suédois qui étaient des donneurs réguliers de sang ont reçu 60 mg de Fe total/jour (sous forme de fer non hémique seulement), 18 mg de Fe total/jour (sous forme de mélange de fer non hémique et de fer hémique) ou un placebo pendant un mois pour évaluer les effets secondaires de ces suppléments de fer. À la fin de la période de supplémentation, la seule différence majeure entre les participants à l'étude était la différence significative observée dans les effets secondaires. Le groupe de personnes qui ont seulement reçu du fer non hémique affichait une fréquence de constipation beaucoup plus élevée ($p < 0,05$) et une incidence totale de tous les effets secondaires ($p < 0,01$) que les autres groupes. Une LOAEL de 60 mg de Fe total/jour (sous forme de fer non hémique seulement) a été relevée dans le cadre de cette étude pour une supplémentation quotidienne en fer fondée sur la détresse gastro-intestinale (Frykman et coll., 1994). À cette LOAEL, l'IOM (2001) a ajouté la dose journalière moyenne estimée en Europe de 11 mg de fer alimentaire total, pour estimer une LOAEL de 70 mg/jour (arrondie) à une dose totale de fer et pour connaître les effets gastro-intestinaux. Compte tenu de la nature bénigne des effets gastro-intestinaux observés, l'IOM (2001) a appliqué un facteur d'incertitude de 1,5 pour estimer une NOAEL de 45 mg/jour pour l'absorption totale de fer (arrondie).

3.0 Calcul de la valeur basée sur la santé (VBS)

Un apport maximal tolérable (AMT) de 45 mg/jour pour l'apport total en fer, fondé sur la toxicité gastro-intestinale chez les humains, a été établi pour les adultes apparemment en bonne santé (IOM, 2001; Santé Canada, 2010). Au moyen de cet AMT, une valeur basée sur la santé (VBS) pour le fer total (Fe(II) et Fe(III)) dans l'eau potable est calculée comme suit :

$$VBS = \frac{45 \text{ mg/jour} \times 0,9 \times 0,2}{1,53 \text{ L/jour}}$$

$$VBS = 5,3 \frac{\text{mg total Fe}}{\text{L} \left(\frac{5 \text{ mg total Fe}}{\text{L}} \text{ arrondi} \right)}$$

où :

- 45 mg par jour (pour l'apport total en fer) est l'AMT (IOM, 2001; Santé Canada, 2010).
- 0,9 est le pourcentage de contribution du fer non hémique à l'apport total en fer.
- 0,2 est la valeur du facteur d'allocation par défaut décrite dans Krishnan et Carrier (2013), bien que les données suggèrent que la contribution de la concentration dans l'eau potable pourrait être inférieure (voir la section 1.3).
- 1,53 L/jour correspond à la consommation quotidienne d'eau potable d'un adulte canadien (Santé Canada, 2021). En raison de ses propriétés physicochimiques, l'exposition au fer par le biais de l'eau de la douche ou du bain ne devrait pas être significative. Par conséquent, une évaluation de l'exposition par voies multiples, telle que décrite par Krishnan et Carrier (2008), n'a pas été effectuée.

4.0 Considérations liées à l'analyse et au traitement

4.1 Méthodes d'analyse pour la détection du fer

4.1.1 Méthodes normalisées

Les méthodes normalisées disponibles pour analyser le fer total dans l'eau potable et leurs LDM respectives sont résumées dans le tableau 5. Les LDM dépendent de la matrice de l'échantillon, des instruments et des conditions de fonctionnement choisies; elles varient d'un laboratoire à l'autre. Les analyses du fer doivent être effectuées conformément aux directives de l'autorité responsable en matière d'eau potable. Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient confirmer que les limites de déclaration de la méthode sont suffisamment basses pour assurer une quantification précise à des concentrations inférieures à l'OE proposé.

Tableau 5. Méthodes normalisées d'analyse du fer total dans l'eau potable

Méthode (référence)	Méthodologie	LDM (µg/L)	Interférences/commentaires
'U.S. EPA Methods			
EPA 200.5 Rev 4.2 (U.S. EPA, 2003)	Spectrométrie d'émission atomique à plasma à couplage inductif en visée axiale (AVICP-AES)	3,3	Interférences de la matrice : calcium, magnésium et sodium > 125 mg/L et silice > 250 mg/L
EPA 200.7 Rev 4.4 (U.S. EPA, 1994a)	Spectrométrie d'émission atomique au plasma couplé par induction (ICP-AES)	30	Interférences de la matrice : solides dissous totaux > 0,2 % en poids par volume (p/v)
EPA 200.9 Rev.2.2 (U.S. EPA, 1994b)	Absorption atomique du four au graphite et à température stabilisée (AA-FG)	n.d.	s.o.
Standard Methods de l'APHA			
SM 3111 B (APHA et coll., 2017)	Méthode avec flamme air-acétylène directe	20	s.o.
SM 3113 B (APHA et coll., 2017)	Spectrométrie d'absorption atomique électrothermique (AA-VF)	1	s.o.
SM 3120 B (APHA et coll., 2017)	Spectrométrie d'émission au plasma d'argon couplé avec un spectromètre de masse (ICP-MS)	30	Interférence de la matrice : matières dissoutes totales > 1 500 mg/L
3500 – Fe B (APHA et coll., 2017)	Méthode de la phénanthroline	10	Substances interférentes : agents oxydants puissants, c'est-à-dire cyanure, nitrate, phosphate, chrome et zinc, à des concentrations 10 fois plus élevées que la concentration en fer.

APHA – American Public Health Association; LDM – limite de détection de la méthode; n.d. – non disponible; s.o. – sans objet.

4.1.2 Préparation des échantillons

Le fer total comprend les fractions dissoutes et particulaires (en suspension) du fer dans un échantillon d'eau, analysé à l'aide de méthodes de détection du fer total récupérable. L'analyse du fer total est nécessaire aux fins de comparaison avec l'OE proposé.

La quantification exacte du fer dissous, du fer particulaire et du fer total dans les échantillons dépend des étapes appropriées de conservation et de traitement des échantillons. Il est très difficile d'empêcher l'oxydation du Fe(II) lors du transport d'un échantillon d'eau contenant du Fe(II) d'un site de prélèvement à un laboratoire pour analyse, car le Fe(II) n'est pas stable et se transforme en Fe(III) en solution en contact avec l'air. Pour cette raison, la détermination du fer ferreux doit être effectuée sur le terrain au moment de l'échantillonnage, et une attention particulière doit être accordée à la réduction de l'exposition de l'échantillon à l'atmosphère.

La méthode SM 3030B fournit des directives sur les procédures de filtration et de préservation (acidification) pour la détermination des métaux dissous ou particulaire (APHA et coll., 2017). Il est important de noter que pour déterminer les concentrations de fer dissous, les échantillons devraient être filtrés et le filtrat devrait être acidifié à un pH inférieur à 2 au moment du prélèvement (et non au laboratoire). La distinction entre les fractions dissoute et particulaire dans un échantillon dépend du type de filtre et de la taille des pores. Par conséquent, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable qui peuvent observer des particules ou des colloïdes plus petits présents dans l'eau devraient évaluer si la taille standard du filtre (membrane avec pores de 0,4 à 0,45 µm de diamètre) est appropriée. Des renseignements sur les méthodes de fractionnement des constituants dans l'eau en fractions dissoute, colloïdale et particulaire sont disponibles ailleurs (Brandhuber et coll., 2013).

À l'heure actuelle, les méthodes 200.5, 200.7 et 200.9 de l'Environmental Protection Agency des États-Unis (U.S. EPA) et SM 3113B n'exigent pas de digestion acide à chaud pour les métaux récupérables totaux, à moins que la turbidité de l'échantillon soit supérieure à une (1) unité de turbidité néphélométrique (UTN) (U.S. EPA, 1994 a, 1994b, 2003; APHA et coll., 2017). Il est recommandé de vérifier que la récupération adéquate des métaux a eu lieu dans différentes matrices d'échantillons en comparant les échantillons digérés et non digérés (APHA et coll., 2017).

4.1.3 Analyseurs colorimétriques en ligne et portatifs

Des analyseurs commerciaux en ligne et des trousse d'analyse portatives sont disponibles pour quantifier le fer dissous et le fer total dans l'eau de source et l'eau potable, lesquels sont généralement basés sur la méthode colorimétrique. Les analyseurs en ligne peuvent être utilisés pour obtenir une indication rapide ou en continue (unités en ligne seulement) des changements des concentrations de fer.

En général, les méthodes en ligne disponibles commercialement permettent de mesurer les concentrations de fer entre 0,01 et 1,0 mg/L, mais les concentrations plus élevées doivent être diluées. Des trousse d'analyse portatives peuvent être utilisées pour mesurer rapidement les concentrations de fer dans l'eau potable. Les trousse d'analyse commerciales disponibles sont capables de mesurer des concentrations de fer comprises entre 0,009 et 3,0 mg/L. Pour mesurer

avec précision la concentration de fer à l'aide de ces analyseurs, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient élaborer un programme d'assurance et de contrôle de la qualité (AQ/AC) comme ceux décrits dans la méthode SM 3020 (APHA et coll., 2017). De plus, une vérification périodique des résultats par un laboratoire accrédité est recommandée. Les responsables de systèmes de distribution devraient vérifier auprès de l'autorité responsable en matière d'eau potable si les résultats des analyses sont acceptables pour la production de rapports de conformité.

4.2 Considérations relatives au traitement

Divers processus physiques, chimiques et biologiques peuvent être utilisés pour enlever le fer des sources d'eau potable. Les méthodes de traitement pour l'enlèvement du fer reposent souvent sur une combinaison de procédés, comme l'oxydation, l'adsorption ou l'enlèvement des particules (clarification ou filtration des particules), pour transformer et éliminer les formes dissoutes et particulaires de fer.

Pour choisir le système de traitement approprié ou optimiser un système existant, il est important de comprendre la forme de fer (dissous, colloïdal ou particulaire) présent dans l'eau de la source d'approvisionnement (Postawa et Hayes, 2013). Le traitement de ces fractions de fer varie, et il est essentiel de savoir quelles formes de fer sont présentes pour comprendre les mécanismes réels d'enlèvement du fer (Knocke et coll., 1993; Carlson et coll., 1997).

En plus du fer présent dans l'eau de la source d'approvisionnement, l'ajout de produits chimiques et les procédés de l'installation de traitement peuvent contribuer à la quantité de fer à gérer dans l'installation de traitement. Les principales sources de fer provenant des opérations de l'installation de traitement comprennent 1) l'utilisation de coagulants à base de fer; 2) la resolubilisation du fer particulaire stocké dans les bassins de sédimentation vers le Fe(II) en raison des conditions anoxiques dans le bassin; et 3) la présence de fer dans les circuits de recyclage des opérations de traitement des matières solides (Cornwell et Lee, 1993, 1994). Les sels à base de fer sont souvent utilisés comme coagulants dans les procédés de traitement de l'eau. Une des sources de fer dans l'eau potable est constituée de sous-produits de corrosion (tubercules) provenant de matériaux à base de fer (p. ex. fonte, acier galvanisé) dans les systèmes de distribution et de plomberie (Sarin et coll., 2003; Civardi et Tompeck, 2015). Selon la composition chimique de l'eau, les conditions hydrauliques et l'efficacité des procédés de traitement physique, des résiduels de fer peuvent être présents dans l'eau traitée et contribuer à l'accumulation de fer dans le réseau de distribution (U.S. EPA, 2006; Friedman, 2010).

4.2.1 Considérations esthétiques

La présence de fer ferrique à des concentrations élevées est responsable de la couleur brun rougeâtre indésirable de l'eau. Les seuils de perception de la couleur et du goût varient d'une personne à l'autre et dépendent de l'espèce de fer présente dans l'eau.

Le fer est présent à divers degrés dans les eaux naturelles. La teneur en fer de l'eau traitée qui entre dans le réseau de distribution est généralement très faible. Le fer entre souvent en solution à partir de vieilles conduites de distribution en fonte sans revêtement et d'autres matériaux à base de fer dans le réseau de distribution. À des concentrations de fer supérieures à 0,05 ppm, l'eau

peut devenir colorée; des taches peuvent se former sur la plomberie et les vêtements; et des précipités peuvent se former à une vitesse directement proportionnelle aux concentrations de fer dans l'eau et aux conditions d'oxydation/de réduction.

Les éléments métalliques comme le fer sont responsables de goût et de couleur qui peuvent diminuer le degré de confiance des consommateurs à l'égard de l'eau potable. Dans l'eau, le Fe(II) a un goût métallique astringent et une odeur métallique très forte. Plusieurs études ont examiné les seuils d'acceptation visuels et gustatifs du fer dans l'eau potable (Dietrich, 2015; Sain et Dietrich, 2015). De nombreux consommateurs peuvent percevoir un goût différent à des concentrations inférieures à 0,17 mg Fe²⁺/L, et certains peuvent détecter des concentrations aussi faibles que 0,007 mg Fe²⁺/L (Dietrich, 2015). La couleur découlant du fer est facile à reconnaître dans un verre d'eau à une concentration de 0,3 mg Fe(III)/L, mais elle n'est pas facilement détectée visuellement à 0,03 mg Fe(III)/L (Dietrich, 2015; Sain et Dietrich, 2015).

Une étude d'essais gustatifs (tests de goût utilisant cinq critères) menée avec des participants de plusieurs nationalités aux États-Unis, a déterminé les seuils de goût des ions ferreux et cuivriques dans l'eau ultrapure à température ambiante. Ce critère de choix forcé est considéré comme un solide critère de discrimination. Pour les ions ferreux, les seuils varient de 0,003 à plus de 5 mg/L. Les auteurs de cette étude ont noté qu'environ 90 % des membres du groupe étaient capables de détecter les ions ferreux dans l'eau à une concentration égale ou inférieure à 0,3 mg/L. Les seuils gustatifs de la population ont été déterminés à 0,031 mg/L et 0,05 mg/L pour les ions ferreux en utilisant respectivement la régression logistique et la méthode de la moyenne géométrique. Cependant, aucune perception du goût ou de la saveur n'a été observée pour les ions Fe(III), même à 20 mg/L de Fe³⁺. Cette étude a révélé que les ions ferreux produisaient de faibles goûts amers et salés, ainsi qu'une sensation astringente dans la bouche, alors que les ions Fe(III) ne produisaient aucune de ces sensations (Ömür-Özbek et Dietrich, 2011).

De plus, les résultats de la même étude suggèrent qu'à une concentration de 0,3 mg/L de Fe, de nombreux consommateurs ont été en mesure de détecter un changement à la couleur attribuable au Fe(III). Les auteurs ont constaté que 84 % et 50 % des sujets de cette étude étaient capables de détecter le Fe(III) à des concentrations de 0,18 mg/L et de 0,06 mg/L, respectivement. À une concentration de 0,03 mg/L, le pourcentage des participants qui ont été en mesure de détecter la présence de fer dans l'eau (21 %) correspondait à la probabilité de deviner l'échantillon exact (1 sur 5, ou 20 %) (Ömür-Özbek et Dietrich, 2011).

La présence de fer à des concentrations de 0,05 mg/L et plus peut entraîner des taches sur la plomberie et les vêtements. Dans sa forme particulière, le fer (communément appelé rouille) est présent dans l'eau du robinet en raison de la corrosion des tuyaux en fer. Il constitue une source courante de plaintes des consommateurs (Dietrich, 2015). À une concentration en fer de 0,3 mg/L, les consommateurs peuvent remarquer le goût du fer ferreux et voir des taches de rouille et de fer (Dietrich et Burlingame, 2015). Cela montre qu'une concentration de 0,3 mg/L n'est pas assez faible pour réduire les plaintes au sujet de la couleur et du goût de l'eau ou pour améliorer la confiance des consommateurs à l'égard de la qualité de l'eau potable (Dietrich, 2015; Dietrich et Burlingame, 2015). Pour cette raison, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient atteindre l'OE proposé de $\leq 0,1$ mg/L pour la conception et le fonctionnement des technologies de traitement du fer.

4.2.2 Chimie du fer

Il est important de connaître la chimie et la microbiologie du fer dans les systèmes d'approvisionnement en eau potable pour déterminer le système de traitement le plus approprié ou pour évaluer et optimiser les systèmes déjà utilisés pour l'enlèvement du fer.

Le fer et le manganèse (Mn) sont souvent présents ensemble dans les sources d'eau potable. Cependant, le fer est plus abondant dans les minéraux, et les oxydes de fer sont plus facilement réduits que les oxydes de Mn. Par conséquent, le fer est probablement présent à des concentrations beaucoup plus élevées que le Mn (Kohl et Medlar, 2006). Le fer est généralement présent dans l'eau aux états d'oxydation ferreuse et ferrique. L'état d'oxydation du fer est contrôlé par le potentiel d'oxydoréduction et le pH de l'eau. Le Fe(II) réduit, un cation métallique divalent libre et soluble, peut être oxydé et précipité sous forme de Fe(III) en augmentant le potentiel d'oxydation, le pH, ou les deux. En général :

- À un pH < 5, les deux états d'oxydation du fer sont très solubles (ce qui n'est pas le cas pour le Mn).
- À un pH de 5 à 8, le fer a tendance à être plus sensible aux changements du potentiel d'oxydation/réduction que le Mn.
- À un pH élevé (> 8), le fer et le Mn ont tendance à être insolubles.

Dans des conditions anoxiques, comme dans les eaux souterraines ou dans l'hypolimnion des réservoirs eutrophes, le fer peut être présent à l'état relativement soluble de Fe(II). Lorsque le Fe(II) est exposé à l'oxygène ou à un désinfectant ou à un oxydant pendant le traitement et la distribution de l'eau, il est oxydé sous forme de Fe(III) insoluble, qui précipite et provoque la libération de fer du réseau de distribution.

Le fer est fréquemment détecté dans les eaux de surface en raison de la chélation. Les agents chélateurs les plus importants sont les matières organiques (Sharma et coll., 2001; Postawa et Hayes, 2013). En présence de matières organiques comme les acides humiques et fulviques, une réaction de complexation du fer se produit facilement à un pH supérieur à 5,5 (Sommerfeld, 1999). Le carbone organique dissous (COD) peut former des complexes avec le Fe(II) et le Fe(III) et avoir un impact sur la spéciation et la solubilité du fer. L'oxydation du Fe(II) est retardée par les réactions de complexation avec de la matière organique naturelle. Les matières organiques peuvent former des complexes solubles avec le Fe(III), augmentant ainsi la solubilité globale du fer dans des conditions pertinentes pour l'eau potable (Knocke et coll., 1990, 1992, 1993).

Bien que le fer colloïdal ne soit pas fréquent, il peut se former en raison de l'adsorption du COD sur l'hydroxyde ferrique (Knocke et coll., 1993; Carlson et coll., 1997) et par sorption/cooordination avec les produits chimiques inorganiques ajoutés à des fins de séquestration, comme les polyphosphates et les silicates (Robinson et Reed, 1990). Ahmad et coll. (2019) ont étudié la formation de solides de fer et de Mn pendant la co-oxydation avec l'oxygène, le permanganate et l'acide hypochloreux (HOCl) en présence d'ions phosphate, silicate et calcium. L'oxydation du fer et du Mn par l'oxygène ou le HOCl a produit des suspensions qui se sont agrégées rapidement, tandis que le permanganate de potassium (KMnO₄) a généré des suspensions colloïdales stables. Cette agrégation a diminué en présence de

phosphate et de silicate, mais le calcium a neutralisé les effets de l'oxyanion. D'autres études (Hem, 1960; Jobin et Ghosh, 1972; Theis et Singer, 1973) fournissent des renseignements détaillés sur la capacité des composés organiques à se transformer en fer.

4.3 Traitement à l'échelle municipale

La caractérisation de l'eau de la source d'approvisionnement, notamment la concentration et la forme de fer présent et les résultats d'autres paramètres de l'eau (p. ex. le pH, l'alcalinité, le carbone organique, le Mn et la dureté), est une étape critique. Des facteurs comme le traitement utilisé, l'élimination des boues excédentaires et la facilité d'exploitation influent sur le choix du procédé de traitement. On recommande de mener des essais pilotes et des études à l'échelle du banc d'essai pour s'assurer que la source d'eau peut être traitée avec succès et pour optimiser les conditions d'exploitation pour l'enlèvement du fer. Le fer et le Mn se côtoient fréquemment dans les approvisionnements en eau potable, et le fer dans les approvisionnements en eau peut avoir une incidence sur le traitement du Mn (Brandhuber et coll., 2013).

Lorsqu'il est présent dans l'eau de la source d'approvisionnement, le Fe(II) dissous est souvent l'espèce prédominante (p. ex. dans les eaux souterraines ou les lacs anoxiques). Le fer dissous Fe(II) peut être enlevé ou contrôlé grâce à une gestion de l'approvisionnement en eau brute, l'oxydation chimique et la séparation physique des particules (clarification et filtration), l'adsorption et l'oxydation, la filtration biologique et l'échange d'ions.

La technologie efficace la plus utilisée pour réduire les concentrations de fer dans l'eau potable est celle qui consiste à oxyder directement le Fe(II) dissous pour former des particules de Fe(III). Les particules sont ensuite enlevées par un procédé physique, comme la clarification et la filtration sur milieu granulaire ou la filtration sur membrane à basse pression. Le fer particulaire ou colloïdal peut être enlevé efficacement par coagulation conventionnelle suivie de procédés de clarification et de filtration sur milieux filtrants (Odell, 2010) ou par filtration sur membrane à basse pression (microfiltration ou ultrafiltration) (Civardi et Tompeck, 2015). Ces procédés permettent habituellement d'obtenir des concentrations de fer inférieures à 0,05 mg/L dans l'eau traitée.

Une autre technique de traitement courante pour l'enlèvement du fer est l'utilisation de milieux filtrants recouverts d'oxyde de manganèse ($MnO_{x(s)}$) qui adsorbent directement le Fe(II) dissous. Le Fe(II) adsorbé est oxydé à la surface à l'aide d'un oxydant comme le chlore libre ou le $KMnO_4$, qui est souvent appliqué par intermittence avec le lavage à contre-courant pour enlever les particules de fer oxydées. L'utilisation continue d'un oxydant en amont du matériau filtrant est susceptible d'oxyder le Fe(II) en solution sous forme colloïdale ou particulaire avant la filtration, ce qui nécessite une filtration efficace des particules pour ensuite retirer le fer. Selon le pH et la teneur en oxygène dissous (OD) de l'eau, une combinaison de fer dissous et de fer particulaire peut être présente avant et après l'ajout d'oxydants, de sorte qu'il peut y avoir adsorption/oxydation de surface et des mécanismes de filtration des particules. Bon nombre de ces technologies, en particulier les milieux filtrants recouverts de $MnO_{x(s)}$, peuvent être utilisées pour enlever efficacement le fer de l'eau potable dans les petits réseaux. Les milieux filtrants recouverts de $MnO_{x(s)}$ sont également couramment utilisés pour le retrait du Mn. Par conséquent, lorsque le fer est présent avec le Mn dans l'eau de la source d'approvisionnement, cela peut avoir une incidence sur l'oxydation du Mn et entraver son enlèvement si le fer n'est pas retiré au

départ. Le fer est plus facile à oxyder que le Mn, peu importe le pH. Par conséquent, la demande en oxydant du fer doit être satisfaite avant qu'une oxydation importante du Mn puisse se produire (Brandhuber et coll., 2013). Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient effectuer des essais de floculation pour déterminer quels oxydants sont efficaces pour leur source d'eau et leur installation de traitement avant de choisir un oxydant pour l'enlèvement du fer.

Le type de traitement le plus efficace pour l'enlèvement du fer dépendra du type et de la concentration de fer dans la source d'eau, de la composition chimique globale de l'eau et d'autres objectifs applicables en matière de qualité de l'eau. Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient surveiller les installations de traitement pour s'assurer que les procédés unitaires enlèvent adéquatement le fer.

Les limites pour le fer dans l'eau traitée étaient historiquement fondées sur des considérations esthétiques et la faisabilité du traitement. Cependant, des études ont établi que les particules de fer provoquent une coloration de l'eau potable et qu'elles sont visibles pour les consommateurs à des concentrations aussi faibles que 0,05 mg/L. Par ailleurs, les consommateurs perçoivent le goût à des concentrations aussi faibles que 0,017 mg/L (Dietrich, 2015; Dietrich et Burlingame, 2015; Sain et Dietrich, 2015). De nombreuses études ont révélé que les installations de traitement peuvent enlever le fer pour atteindre une concentration inférieure à 0,05 mg/L dans l'eau traitée grâce à l'optimisation des installations de traitement (nouvelles ou existantes).

Les répercussions de l'accumulation et de la libération de fer et de métaux concomitants dans les réseaux de distribution ont également été bien documentées. Par exemple, des métaux préoccupants pour la santé, comme le plomb et l'arsenic, peuvent être adsorbés sur les dépôts de corrosion du fer ou y être incorporés, puis être libérés à des niveaux dépassant les concentrations autorisées au robinet (Lytle et coll., 2004; Schock, 2005; Schock et coll., 2008, 2014; Friedman et coll., 2010; Brandhuber et coll., 2015; Santé Canada, 2019a, b). Les concentrations élevées de fer dans l'eau du robinet sont généralement associées à l'accumulation et à la libération de fer dans le réseau de distribution plutôt qu'à des concentrations élevées de fer dans la source ou l'eau traitée (Brandhuber et coll., 2015). Le fait que les sous-produits de corrosion du fer peuvent épuiser les résiduels de désinfectant est particulièrement préoccupant pour la santé (Frateur et coll., 1999).

D'après les renseignements susmentionnés, il est recommandé que la concentration totale en fer dans les installations de traitement soit égale ou inférieure à l'OE (soit $\leq 0,1$ mg/L) (Brandhuber et Tobiason, 2018). Il est possible d'atteindre cet objectif dans la plupart des installations de traitement correctement exploitées et optimisées. L'atteinte de cet objectif réduira au minimum les plaintes des consommateurs concernant l'eau colorée et le goût causé par la libération de sous-produits de corrosion du fer. Il réduira également l'accumulation d'autres métaux, comme le plomb, sur les dépôts de fer dans le réseau de distribution et leur libération subséquente dans l'eau distribuée. Un autre aspect important de l'enlèvement du fer est sa capacité à influencer sur l'enlèvement du Mn coïncident. Étant donné que le fer est le premier métal à être oxydé, il exercera une demande oxydante avant l'oxydation du Mn. Pour cette raison, la concentration d'oxydants utilisés pour l'oxydation de l'ion manganèse divalent, Mn(II), devra être augmentée pour répondre à la demande en oxydant du Fe(II). Le Fe(II) est facilement oxydé par l'oxygène et le chlore libre, mais aucune de ces substances n'est particulièrement efficace pour l'oxydation

du Mn(II). L'utilisation d'oxygène et de chlore libre devrait être envisagée pour l'enlèvement du fer lorsqu'il faut également tenir compte du Mn dans la source d'eau.

4.3.1 Coagulation conventionnelle

La coagulation conventionnelle suivie de la filtration est la méthode d'enlèvement privilégiée lorsque la teneur en fer dans la source d'eau est supérieure à 5,0 mg/L, particulièrement dans les systèmes à débit d'eau élevé. Ce procédé est couramment utilisé pour les réactions de complexation organique du fer dans les sources d'eau (Devis, 1997). Il est important de noter que la coagulation sert à déstabiliser le fer particulaire pour l'agrégation subséquente et la précipitation ou l'adsorption directe de la matière organique naturelle (MON) avec du fer complexé.

Certaines études ont révélé que la coagulation par l'alun à des pH et à des doses optimisées pour l'enlèvement du COD élimine efficacement le fer organiquement complexé dans l'eau (Knocke et coll., 1990, 1992, 1993; Devis, 1997). Knocke et coll. (1990, 1992) ont signalé que la distribution de poids moléculaire (DPM) des fractions de COD affectaient l'efficacité du procédé (voir le tableau 6). On a découvert que l'alun enlevait efficacement le Fe(II) organiquement complexé avec des fractions hydrophobes de COD à forte DPM, mais son efficacité diminuait lorsque le COD était principalement hydrophile. Les auteurs ont conclu que l'ajout d'un oxydant suivi d'une coagulation par l'alun améliorerait l'enlèvement du fer en présence de fractions de COD à faible DPM (l'oxydation du fer est abordée à la section 4.3.2). Deux usines à grande échelle utilisant un traitement conventionnel par coagulation et une étape d'oxydation avant la filtration ont enlevé 94 à 96 % de Fe(II) dissous, ce qui a permis d'obtenir une concentration en fer de 0,03 mg/L dans l'eau traitée (voir le tableau 6). Une installation de traitement de l'eau qui a signalé un problème d'odeur âcre et de précipité brun-noir dans son eau distribuée a effectué des essais de floculation à différentes doses de KMnO_4 , suivis d'une coagulation conventionnelle. L'eau de surface présentait une demande chimique en oxygène élevée, entre 12 et 30 mg/L, ce qui indique que l'eau contenait des matières organiques. Les essais de floculation ont révélé une élimination de 95 % du fer par préoxydation à l'aide de KMnO_4 , suivie d'une coagulation par l'alun à un pH de 7,6 (Khadse et coll., 2015).

Tableau 6. Enlèvement du fer par la préoxydation, la coagulation conventionnelle et l'enlèvement de particules

Espèces de fer dans la source d'eau	Description du procédé	Espèces de fer dans l'eau traitée (mg/L) ou pourcentage d'enlèvement	Références
Fer total 0,29 à 2,4 mg/L Fe(II) dissous jusqu'à 0,5 mg/L	ITE à grande échelle (22 MGJ) : Eau de surface; coagulation, floculation/sédimentation, chloration avant la filtration bicouche. Qualité de l'eau brute : COD : 4,0 à 8,0 mg/L; pH de 6,0 (pour une élimination efficace du COD); doses d'alun de 20 à 80 mg/L.	Eau décantée : Concentration moyenne de fer total : 0,17 Concentration moyenne de fer dissous : 0,07 Effluent de chloration/filtration : Concentration moyenne de fer total : 0,04 Concentration moyenne de fer dissous : 0,03	Knocke et coll. (1990)

Espèces de fer dans la source d'eau	Description du procédé	Espèces de fer dans l'eau traitée (mg/L) ou pourcentage d'enlèvement	Références
Fer total 0,4 à 1,1 mg/L Fe(II) dissous 0,3 à 0,8 mg/L	ITE à grande échelle (2 MGJ) : Eau de surface; préoxydation avec KMnO_4 (0,4 à 1,1 mg/L); coagulation, floculation, sédimentation, filtration bicouche (aucun autre paramètre opérationnel n'a été fourni).	Effluent de floculation : Concentration moyenne de fer total : 0,5 Concentration moyenne de fer dissous : 0,3 Effluent de filtration : Concentration moyenne de fer total : 0,04 Concentration moyenne de fer dissous : 0,03	
Fer dissous jusqu'à 1,5 mg/L	Essais de floculation : Eau de surface; KMnO_4 à une dose de 2,5 mg/L; alun à 30 mg/L et chaux à 20 mg/L; filtration au sable Qualité de l'eau brute : Demande chimique en oxygène de 9 à 20 mg/L; alcalinité totale de 108 à 216 mg/L sous forme de CaCO_3 ; dureté totale de 80 à 192 mg/L sous forme de CaCO_3 , pH de 7,0 à 8,2, Mn de 0,23 à 1,7 mg/L.	Eau traitée : 0,08 mg/L	Khadse et coll. (2015)
Fe(II) dissous à 2,0 mg/L	Données des tests de laboratoire : a) Coagulation seule : doses d'alun de 50 mg/L; utilisation d'une fraction de COD à forte DPM de 10 mg/L; pH de 6,0 à 6,3.	a) Fe(II) dissous : < 0,05 mg/L (en présence d'une fraction de COD à forte DPM).	Knocke et coll. (1990); Knocke et coll. (1992)
	b) Coagulation seule : doses d'alun de 50 mg/L; fraction de COD à faible DPM de 10 mg/L; pH de 6,0 à 6,3.	b) Fe(II) dissous : 0,6 à 0,7 mg/L (en présence d'une fraction de COD à faible DPM).	
	c) Préoxydation : 2,5 mg/L de KMnO_4 appliqué pour le fer complexé avec une fraction de COD à faible DPM; dose d'alun de 40 mg/L.	c) Fe(II) dissous : < 0,05 mg/L (en présence d'une fraction de COD à faible DPM).	
Fe(II) dissous 8,0, 12,2 et 17,0 mg/L	Essais de floculation : Eau de surface; coagulation à un pH de 6,5 avec 40 mg/L d'alun; filtration; suivie d'une oxydation avec 2,5 mg/L de KMnO_4 , pH de 8,5; filtration avec du papier filtre avec pores de taille 0,22 μm .	Enlèvement : > 99 % pour les 3 concentrations de fer dans l'affluent	Zogo et coll. (2011)

COD – carbone organique dissous; DPM – distribution des poids moléculaires; ITE – Installation de traitement de l'eau; MGJ – Million de gallons par jour.

4.3.2 Oxydation chimique et séparation physique

Lorsque la forme prédominante du fer dans la source d'eau est le fer dissous Fe(II), l'oxydation qui transforme le Fe(II) en précipités de Fe(III) suivie d'une séparation des particules s'avère une méthode de traitement efficace. L'oxydation peut être obtenue par transfert d'oxygène dans l'eau à partir de l'air (aération) et par dosage d'autres oxydants comme le chlore, le permanganate, l'ozone ou le dioxyde de chlore. L'efficacité du processus global dépend en grande partie de la capacité des oxydants à oxyder complètement les particules de Fe(II) en Fe(III) et de la capacité des procédés de séparation physique subséquents à enlever efficacement les particules de fer. L'efficacité de l'oxydation dépend de plusieurs facteurs, dont le pH, le temps de réaction et la demande totale d'oxydant dans l'eau (p. ex. présence de nitrate, d'ammoniac et de composés organiques) (Knocke et coll., 1990; Casale et coll., 2002; Lenz et coll., 2004; Brandhuber et coll., 2013). Une fois le Fe(II) dissous oxydé en particules de fer, il est possible de l'enlever au

moyen de la coagulation et de la floculation, de la sédimentation ou de la flottation à l'air dissous et de la filtration sur milieu granulaire. La filtration sur membrane à basse pression (ultrafiltration et microfiltration) peut également être utilisée (Choo et coll., 2005; Chen et coll., 2011; Fakhfekh et coll., 2017; Cheng et coll., 2020).

Divers agents oxydants peuvent être utilisés pour changer l'état d'oxydation du Fe(II) dissous dans l'approvisionnement en eau potable : O_{2(aq)} (aération), chlore libre, KMnO₄, ozone (O₃) et dioxyde de chlore (ClO₂). Lors d'essais en laboratoire, Knocke et coll. (1990) ont signalé une oxydation instantanée du Fe(II) dissous par le KMnO₄, le ClO₂ ou l'O₃ dans une marge de pH allant de 5,0 à 7,0 en l'absence de carbone organique. De même, on a constaté que le chlore libre produisait des vitesses d'oxydation rapides pour le Fe(II) dissous.

Tableau 7. Exigences théoriques en matière d'oxydation du Fe(II)

	Oxygène	Chlore	MnO ₄ ⁻	ClO ₂	O ₃
Oxydant mg/L/1 mg/L Fe(II)	0,14	0,64	0,71	1,2	0,43

Adapté de Tobiasson et Brandhuber (2018).

Les sources d'eau souterraine affichant des concentrations élevées de Fe(II) présentent souvent des concentrations élevées d'autres constituants, notamment le Mn(II) dissous, le COD et l'arsenic, ainsi que l'ammoniac et le sulfure d'hydrogène (H₂S). Bien qu'il existe de nombreuses similitudes entre les méthodes de traitement utilisées pour l'enlèvement du fer et celles utilisées pour l'enlèvement du Mn, il faut tenir compte de certaines différences importantes dans la composition chimique du fer et du Mn. Le fer est généralement oxydé beaucoup plus rapidement et par une plus grande variété d'oxydants que le Mn. Lorsque le fer et le Mn sont présents, le fer est oxydé en premier, ce qui exerce une demande oxydante qui doit être satisfaite avant que l'oxydation du Mn puisse se produire (Tobiasson et coll., 2016). La dose d'oxydant prévue pour l'oxydation du Mn(II) devra être augmentée pour tenir compte de la présence de Fe(II) dans l'eau brute. Comme le Fe(II) est facilement oxydé par l'oxygène et le chlore libre et qu'aucune de ces substances n'est particulièrement efficace pour l'oxydation du Mn(II), il convient de commencer par utiliser l'un de ces oxydants, suivi d'un oxydant fort pour l'oxydation du Mn(II). L'oxydation du Mn(II) peut être effectuée avant ou après l'enlèvement des précipités de fer par clarification ou filtration. La séquence dans laquelle les oxydants sont ajoutés est importante pour la conception et le fonctionnement des installations (Knocke et coll., 1991; Brandhuber et coll., 2013).

La présence de H₂S favorise l'utilisation de l'aération comme traitement de recharge pour l'enlèvement du fer. La présence d'ammoniac avec le fer ajoute à la complexité du traitement, parce que la demande en oxydant pour l'ammoniac doit être satisfaite avant que le fer puisse être oxydé (Civardi et Tompeck, 2015). Il convient également de noter que l'arsenic est souvent coïncident avec le fer. Cette situation peut être avantageuse, car l'arsenic est adsorbé efficacement par les oxydes de fer qui se forment au cours de l'étape d'oxydation.

Des concentrations de COD supérieures à 2,5 mg/L peuvent créer un problème d'oxydation du fer dissous Fe(II) en raison de la formation de complexes Fe(II)/Fe(III)-COD (dont il est question à la section 4.2.1) (Knocke et coll., 1990, 1993; Sommerfeld, 1999). Le type de matière organique et la fraction de DPM correspondante influent sur l'oxydation et l'enlèvement

subséquent du fer dans l'eau. Knocke et coll. (1992) ont résumé l'efficacité de l'oxydation du fer Fe(II) dissous par le KMnO_4 , le ClO_2 et le chlore libre en présence de différentes fractions de DPM de matières organiques. Un faible taux d'enlèvement du fer (< 25 %) a été observé dans les systèmes lorsqu'une réaction de fer dissous Fe(II) avait créé un complexe avec des acides humiques de masse moléculaire élevée. Les complexes étaient très résistants à l'oxydation, même à des doses élevées d'oxydants (jusqu'à 800 % de l'exigence stochiométrique pour l'oxydation du Fe[II]). Une oxydation du fer plus efficace a été observée dans les systèmes où le fer dissous Fe(II) était complexé par des acides fulviques de faible masse moléculaire (< 1 000 unités de masse atomique) (Knocke et coll., 1990).

Aération : L'aération suivie d'une filtration rapide sur sable est un traitement couramment utilisé pour enlever le fer des eaux souterraines (Sharma et coll., 2001). L'oxygène de l'atmosphère réagit avec le Fe(II) soluble dans l'eau brute pour former des oxydes de Fe(III) insolubles, qui s'agglomèrent en gros floccs lourds et qui sont retirés dans des lits filtrants (granulés de 0,7 à 2,5 mm). L'aération augmente également le pH en retirant le CO_2 des eaux souterraines, et la méthode peut augmenter le taux d'oxydation du fer (selon le pH de l'eau brute) (Civardi et Tompeck, 2015).

En règle générale, le procédé d'aération/de filtration, à l'aide d'un aérateur, d'un réservoir de rétention ou de sédimentation et de lits filtrants, est utilisé pour l'eau de source d'approvisionnement avec des concentrations de fer supérieures à 5,0 mg/L (Wong, 1984). La sédimentation avant la filtration peut également être nécessaire à ces concentrations élevées. Cette étape permet de réduire la quantité de solides enlevés par les filtres et entraîne des cycles de filtrage plus longs (Civardi et Tompeck, 2015). Selon l'alcalinité de l'eau brute et le degré d'aération requis, on peut utiliser plusieurs dispositifs d'aération différents. Les aérateurs à pression sont le dispositif de choix lorsque l'alcalinité est supérieure à 250 mg/L sous forme de carbonate de calcium (CaCO_3). Si l'alcalinité est inférieure à 250 mg/L sous forme de CaCO_3 , il est préférable d'utiliser des buses de pulvérisation, un aérateur en cascade ou un aérateur à tour conditionnée. Après aération, l'eau est filtrée à l'aide de filtres sous pression ou à gravité ouverte (sable de silice, anthracite, sable vert de manganèse). En général, la filtration des eaux souterraines se fait à un taux de filtration de 7 à 12 m/h (Postawa et Hayes, 2013). Ce mécanisme de formation de floccs est limité dans la mesure où le fer colloïdal et les molécules organiques qui peuvent former un complexe avec le fer peuvent passer à travers le filtre. De plus, la formation de floccs réduit le temps de fonctionnement des filtres et produit une boue, qui doit ensuite être éliminée.

Une augmentation de la température, du pH, de l'alcalinité et du temps de rétention accélérera le taux d'oxydation du Fe(II) par l'oxygène. Le taux de réaction est un processus lent à un pH < 7,0, environ 40 % et 10 % de Fe(II) étant oxydés à des pH de 6,9 et de 6,6 respectivement (Knocke et coll., 1993). Le taux de réaction pour l'oxydation du fer organiquement complexe est un processus trop lent pour qu'il soit une option économique dans les systèmes de traitement de l'eau (Kohl et Medler, 2006).

Une étude pilote a révélé que l'aération suivie de la chloration et de la microfiltration enlevait efficacement le fer dans l'eau potable (voir le tableau 8). Les précipités se sont accumulés sur la membrane de microfiltration, ce qui a amélioré l'enlèvement du fer et du Mn par l'activité autocatalytique. Le lavage à contre-courant avec de l'eau traitée a enlevé les boues qui se

formaient sur la membrane. La composition chimique des boues comprenait principalement du fer, du Mn, du calcium et des traces d'autres oxydes (Chen et coll., 2011). Ces résultats sont conformes à ceux rapportés par Cheng et coll. (2020) sur l'enlèvement du fer dans les eaux souterraines au moyen de l'aération et de l'ultrafiltration. La taille des particules de fer formées par l'oxydation variait de 1,5 à 50 µm. Les auteurs ont conclu que les membranes d'ultrafiltration dont la taille des pores est inférieure à 1 µm seraient un processus de séparation efficace pour les particules d'oxyde de fer.

Tableau 8. Enlèvement du fer par aération/filtration

Espèces de fer dans la source d'eau (mg/L)	Description du processus	Fe(II) dans l'eau traitée ou % d'enlèvement	Références
Fe(II) – 0,35 à 1,8	Échelle pilote, eaux souterraines : Aération en cascade (2 min) suivie de l'oxydation par le chlore (teneur en Cl ₂ résiduel libre de 0,3 à 0,7 mg/L) et de la microfiltration (taille de filtration : 0,1 µm). Qualité de l'eau brute : Mn(II) : > – 0,5 mg/L	Après l'aération/la chloration : Fe(II) : 0,1 mg/L Microfiltration : Fe(II) : 0,02 mg/L	Chen et coll. (2011)
Fe(II) – 3,0	Étude en laboratoire : Aération, filtration/ultrafiltration au sable vert de manganèse Qualité de l'eau brute : Eau simulée – Fe(II) 3,0 ± 0,1 mg/L; Mn(II) : 1,0 ± 0,1 mg/L; pH de 6,75 ± 0,25; turbidité < 1 UTN.	Après l'aération : Fe(II) : 75 % à 85 % Ultrafiltration : Fe(II) : 100 %	Cheng et coll. (2020)
Fe(II) – 7,0 à 15,0	Essai en laboratoire : Eau souterraine; aération pendant 15 minutes à un pH de 8,0, suivie d'une membrane de microfiltration polymérique (porosité de 0,2 µm) Qualité de l'eau brute : Mn 1,8 à 2,0 mg/L; COD < 2,0 mg/L; pH 8,0 et 8 °C; alcalinité 19 à 230 mg CaCO ₃ /L; dureté 19 à 230 mg CaCO ₃ /L; turbidité < 0,2 UTN; pH 6,9 à 7,2.	Perméat de microfiltration : Fe(II) : < 0,1 mg/L	Ellis et coll. (2000)

COD – carbone organique total

Chlore : En général, on recommande une combinaison de chloration suivie d'une filtration pour l'enlèvement du fer présent à une faible concentration (< 2,0 mg/L) (Wong, 1984). Des études cinétiques ont révélé que le chlore libre oxydait efficacement le fer dissous Fe(II) à des pH supérieurs à 5,0 et en présence de faibles concentrations de COD dans la source d'eau. Une concentration de Fe(II) soluble de 2,0 mg/L a été réduite à un niveau inférieur à 0,1 mg/L avec une dose de chlore proche des exigences stochiométriques (0,63 mg/L) à un pH de 6,5, une température de 25 °C et une concentration de COD inférieure à 1,0 mg/L, en 6 à 8 secondes. Le taux d'oxydation diminuait avec la baisse de la température de l'eau, mais augmentait avec l'augmentation du pH. On a noté que l'augmentation du taux n'était pas linéaire avec l'augmentation du pH en raison du changement de spéciation du chlore à un pH supérieur à 8,0 (Knocke et coll., 1990). Cependant, il a été démontré que le chlore libre était un oxydant inefficace du point de vue de l'enlèvement du fer organiquement complexé (Knocke et coll., 1990; Knocke et coll., 1992). Les données ont montré une oxydation de moins de 10 % en présence de 2,0 mg/L de Fe(II) et de 5,0 mg/L d'acide fulvique, en utilisant des doses de chlore

correspondant à 400 % des exigences stochiométriques, à des pH de 6,0 à 7,5 et avec un temps de contact allant jusqu'à 210 minutes (Knocke et coll., 1992).

Le procédé de préchloration exige une évaluation de la qualité de l'eau de la source d'approvisionnement afin de déterminer la quantité de matière organique naturelle qui peut mener à la formation de composés organiques chlorés en tant que sous-produits de désinfection (SPD). Le fer est oxydé plus rapidement que les SPD qui sont générés par la réaction entre le chlore libre et la MON. Par conséquent, la réaction d'oxydation du fer ne peut être ciblée que dans l'eau brute. La dose de chlore devrait être suffisante pour oxyder le fer sans laisser de résiduels de chlore (Tobiason et Brandhuber, 2018). De plus amples renseignements sur la formation de SPD sont disponibles dans les lignes directrices de Santé Canada sur les trihalométhanes et les acides haloacétiques (Santé Canada, 2006 a, b).

Certaines installations de traitement des eaux souterraines utilisent plus d'un oxydant pour enlever le fer et le Mn de leurs sources d'eau. Comme la vitesse d'oxydation du fer est plus rapide que celle du Mn, la séquence d'ajout d'oxydants est un facteur de conception et d'exploitation important. Si on ajoute du chlore et du KMnO_4 simultanément pour l'oxydation du Fe(II) et du Mn(II) respectivement, le KMnO_4 réagira avec le Fe(II) au lieu du Mn(II), puisque la cinétique de réaction favorise cette interaction. Le chlore libre restant ne sera pas efficace pour l'oxydation du Mn(II) et, par conséquent, il en résultera une faible oxydation du Mn(II). Un ajout graduel des oxydants, suivi du chlore et du KMnO_4 , et un temps de contact suffisant favorisent une oxydation efficace du fer et du Mn (Knocke et coll., 1991).

Plusieurs études de cas utilisant une combinaison de chloration suivie d'une filtration bicouche (anthracite/sable) ont démontré l'efficacité de l'enlèvement du fer dans les sources d'eau à faibles concentrations de COD. Les résultats ont indiqué une oxydation rapide du fer avec un pourcentage élevé de fer converti en $\text{Fe}(\text{OH})_3$ en réponse à l'ajout de chlore (Wong, 1984; Knocke et coll., 1990; Brandhuber et coll., 2013) (voir le tableau 9). Schneider et coll. (2001) ont mené une étude pour déterminer si la microfiltration sur membrane pouvait être utilisée au lieu des milieux filtrants pour l'enlèvement du fer et du Mn dans une usine de filtration conventionnelle. Les essais menés avec une variété d'oxydants, notamment le chlore (dose non précisée), ont montré un enlèvement de 98 % du fer avec une réduction de la concentration dans l'affluent de 0,65 mg/L à 0,01 mg/L.

Tableau 9. Enlèvement du Fe(II) par chloration/filtration bicouche (anthracite/sable)

Espèces de fer dans la source d'eau	Description du processus	Fe(II) dans l'eau traitée ou % d'enlèvement	Références
Fer total : 0,7 à 2,3 mg/L	<p>Grande échelle : ITE à 10 MGJ (eaux souterraines) : Préchloration avec 1,5 mg/L de chlore et un temps de contact de 1 min, suivie de 0,2 à 0,4 mg/L de KMnO_4; floculation; filtration bicouche (anthracite/sable) (TCH 1,5 à 2,5 gpm/pi²); désinfection secondaire avec 1,0 mg/L de HOCl.</p> <p>Qualité de l'eau brute : pH de 7,1 à 7,3; alcalinité de 260 à 290 mg/L (sous forme de CaCO_3); dureté de 375 à 400 mg/L (sous forme de CaCO_3); température de 13 à 16 °C; Mn total de 0,14 à 0,25 mg/L; faible</p>	<p>Après la chloration : Concentration moyenne de fer dissous : Fe(II) 0,5 mg/L</p> <p>Après KMnO_4/floculation : Concentration moyenne de Fe(II) dissous : 0,1 mg/L</p> <p>Eau traitée : Concentration moyenne de Fe(II) dissous : 0,1 mg/L</p>	Knocke et coll. (1990)

Espèces de fer dans la source d'eau	Description du processus	Fe(II) dans l'eau traitée ou % d'enlèvement	Références
	concentration de COD (non déclarée). Mn(II) 0,14 à 0,25 mg/L		
Fer dissous 1,5 à 2,5 mg/L	<p>Échelle pilote (eaux souterraines) : Préchloration avec 2 à 3 mg/L de chlore; 3 filtres bicouches parallèles (anthracite/sable) (TCH 3 gpm/pi² chacun); KMnO₄ à 1,4 mg/L; suivi de 3 milieux à particules grossières de Mn parallèles en deuxième étape (TCH 10 gpm/pi² chacun); polymère cationique.</p> <p>Qualité de l'eau brute : COT ~ 1,0 mg/L; pH de 7,0 à 7,2; Mn 0,15 à 0,25 mg/L.</p>	<p>Après la filtration bicouche : Fe(II) dissous : < 0,05 mg/L</p>	Brundhuber et coll. (2013); Tobiason et Brandhuber (2018)
Fer dissous à 2,0 mg/L	<p>Échelle pilote (eaux souterraines) : Chloration : Doses de HOCl supérieures aux doses stochiométriques (non fournies); temps de réaction de 20 min; filtration bicouche (anthracite/sable); taux de filtration de 5,0 gpm/pi².</p> <p>Qualité de l'eau brute : Alcalinité de 77,0 mg/L (en CaCO₃); matières dissoutes totales 162,0 mg/L; Mn 2,0 mg/L; ajustement du pH à 8,5; turbidité 1,5 UTN.</p>	Fe(II) dissous : > 90 %	Wong, 1984

COT – carbone organique total; ITE – Installation de traitement de l'eau; MGJ – Million de gallons par jour; TCH – taux de charge hydraulique.

Permanganate : Le permanganate est un oxydant couramment utilisé, disponible sous forme solide (KMnO₄) ou liquide (MnNaO₄). Le KMnO₄ est un oxydant de force moyenne qui est largement utilisé pour l'oxydation du Fe(II) et du Mn(II) solubles dans les installations de traitement de l'eau. Knocke et coll. (1990) ont étudié la cinétique de l'oxydation du Fe(II) par le KMnO₄ et constaté que le processus était extrêmement rapide. Les résultats ont montré une oxydation complète de 2,0 mg/L de Fe(II) avec une dose de KMnO₄ égale à 105 % des exigences stochiométriques, à un pH de 5,5, à une température de 20 °C et à une faible concentration de COD (inférieure à 1,0 mg/L). Les auteurs ont conclu que l'oxydation du fer non complexé par le KMnO₄ s'est produite instantanément, quelle que soit la température de l'eau, à des valeurs de pH de 5,5 ou plus. Toutefois, la présence de COD a eu une incidence importante sur la capacité du KMnO₄ à oxyder le Fe(II) en raison de la formation de fer organiquement complexé, qui était extrêmement résistant à l'oxydation. Les doses de KMnO₄ correspondant à 440 % des exigences stochiométriques n'ont entraîné qu'une oxydation de 22 % de 2,0 mg/L de Fe(II) soluble en présence de 5,0 mg/L d'acide humique à un pH de 7,5 et un temps de contact de 30 minutes (Knocke et coll., 1990, 1993). Knocke et coll. (1993) ont signalé que le Fe(II) complexé par de la matière organique de poids moléculaire inférieur (acides fulviques) était plus efficacement oxydé par le KMnO₄. Une dose de KMnO₄ de 2,5 mg/L en présence de 3,0 mg/L d'acide fulvique avec un temps de contact de 60 minutes était nécessaire pour réduire 2,0 mg/L de Fe(II) soluble à environ 1,0 mg/L à un pH de 6,5 et à 25 °C. Une augmentation de la dose de KMnO₄ à 5,5 mg/L a entraîné l'enlèvement complet de 2,0 mg/L de Fe(II) soluble après 105 minutes dans les mêmes conditions (pH, COD et température). Ces résultats ont montré de façon concluante que l'oxydation du fer complexé nécessite des doses excessivement élevées de KMnO₄ et une longue période de rétention pour enlever le fer. Knocke et coll. (1987) ont fait remarquer que l'utilisation de KMnO₄ pour oxyder le Fe(II) et le Mn(II) lorsqu'une quantité importante de matière organique est présente dans l'eau de la source d'approvisionnement peut être peu pratique en raison des coûts élevés des produits chimiques. Il est important de noter que,

lorsqu'on utilise du permanganate, il est essentiel d'établir un dosage précis pour éviter tout excès de permanganate dans l'eau traitée. L'excès de permanganate peut produire de l'eau colorée (c.-à-d. une eau rosée, une précipitation de $MnOx_{(s)}$) dans le réseau de distribution, ce qui entraîne une augmentation des plaintes des consommateurs, et la quantité présente peut dépasser la concentration maximale acceptable de manganèse (Santé Canada, 2019b).

Une installation de traitement utilisant une combinaison d'oxydation par le $KMnO_4$ suivie d'un mélange conventionnel, d'une floculation, d'une décantation et d'une filtration bicouche a pu enlever 95 % du Fe(II) soluble avec des concentrations dans l'affluent de l'ordre de 0,3 à 0,8 mg/L (voir le tableau 10) (Knocke et coll., 1990). Dans une autre étude à grande échelle, les données indiquaient une élimination à 97 % d'une concentration de Fe(II) de 0,4 mg/L dans l'affluent en utilisant le $KMnO_4$ suivi d'une ultrafiltration (AWWA, 2005).

Tableau 10. Enlèvement du Fe(II) par oxydation avec du $KmnO_4$ suivie d'une filtration

Espèces de fer dans la source d'eau	Description du processus	Fe(II) dans l'eau traitée	Références
Fer total : 0,4 à 1,1 mg/L Fer dissous : 0,3 à 0,8 mg/L	Système d'eau de surface à grande échelle , 2 MGJ : Préoxydation avec $KmnO_4$ (0,1 à 1,0 mg/L); mélange rapide, floculation; sédimentation; filtration bicouche. Qualité de l'eau brute : Mn(II) à 0,67 mg/L; aucune autre information n'a été fournie.	Après la floculation : Concentration moyenne de Fe(II) dissous : 0,3 mg/L Après la filtration : Concentration moyenne de Fe(II) dissous : 0,04 mg/L	Knocke et coll. (1990)
Fer dissous : 0,4 mg/L	Eau souterraine à grande échelle (flux de fonctionnement net de 25 MGJ) : Ajout de $KmnO_4$ par oxydation, mélangeur statique suivi de l'ultrafiltration (trois réservoirs à membrane immergée en parallèle). Récupération du système d'ultrafiltration à 95 %. Récupération globale du système > 99 %. Qualité de l'eau brute : alcalinité 57 mg/L (sous forme de $CaCO_3$); dureté 79 mg/L (sous forme de $CaCO_3$); Mn 0,62 mg/L; turbidité 1,52 UTN.	Fe(II) dissous : 0,01 mg/L	AWWA (2005)

MGJ – Million de gallons par jour.

Dioxyde de chlore : Bien que les taux d'oxydation obtenus avec le ClO_2 soient légèrement moins rapides que ceux obtenus avec le $KmnO_4$, Knocke et coll. (1991) ont observé que même à 20 °C, en utilisant une dose stochiométrique de 125 % de ClO_2 à un pH de 5,5, plus de 90 % de la concentration initiale de Fe(II) de 2 mg/L était oxydée en 5 secondes en l'absence de matière organique. Cependant, le fer lié à un complexe organique était stable même en présence de fortes concentrations stochiométriques de doses de ClO_2 . Les résultats étaient semblables à ceux signalés pour l'oxydation du fer par le chlore libre et le $KmnO_4$. Des doses de ClO_2 allant jusqu'à 1 500 % des exigences stochiométriques ont entraîné l'enlèvement de moins de 10 % à 15 % de 2,0 mg/L de Fe(II) dissous en présence de 5,0 mg/L d'acide humique pour des pH de 6,5 et de 8,0 (Knocke et coll., 1991, 1993). Des résultats similaires ont été signalés pour l'oxydation du Fe(II) complexé avec des acides fulviques (< 10 % d'enlèvement).

L'oxydation du Fe(II) par le ClO₂ a produit des anions chlorure (Cl⁻). Les anions chlorite (ClO₂⁻) sont un sous-produit d'oxydation résultant de l'utilisation du ClO₂ pour le traitement du Mn. L'une des techniques disponibles pour éliminer les anions ClO₂⁻ de l'eau potable consiste à ajouter du Fe(II) pour réduire le ClO₂⁻ en chlorure (Cl⁻); le Fe(II) est oxydé en Fe(III) et crée des précipités de Fe(OH)₃. Dans un procédé où l'enlèvement du Mn est le principal objectif, le Fe(OH)₃ produit pourrait améliorer les processus de coagulation/floculation utilisés dans l'installation de traitement selon l'emplacement de cet ajout de Fe(II) (Brandhuber et coll., 2013). Étant donné que la recommandation pour l'eau potable fondée sur la santé pour le chlorite et le chlorate au Canada est de 1,0 mg/L, les installations de traitement utilisant du ClO₂ ne devraient pas dépasser une dose d'alimentation de 1,2 mg/L (Santé Canada, 2008). Cette dose d'alimentation maximale limite la concentration de fer qui peut être gérée à l'aide du ClO₂. Il est important de comprendre le ClO₂⁻ et d'avoir la capacité de gérer ses propriétés chimiques pour assurer la conformité des SPD connexes et traiter l'enlèvement du fer et du Mn.

Schneider et coll. (2001) ont mené une étude pilote pour déterminer si la microfiltration par membrane pouvait remplacer la filtration sur milieu filtrant pour l'enlèvement du Mn dans une usine de filtration conventionnelle. Ils ont signalé l'enlèvement complet d'une concentration de fer dans l'affluent de 0,84 mg/L à l'aide de dioxyde de chlore (dose non fournie).

Ozone : L'ozone peut être utilisé pour l'oxydation du fer et du Mn, mais il ne s'agit pas d'une solution retenue fréquemment, parce que les coûts d'investissement liés sont plus élevés que les autres méthodes disponibles.

Nieminski et Evans (1995) ont mené des essais pilotes pour déterminer si l'ozone pouvait remplacer le chlore pour oxyder le fer dans une usine de filtration conventionnelle. La qualité de l'eau brute au site de traitement présentait une alcalinité de 100 à 150 mg/L (sous forme de CaCO₃), une dureté de 170 à 220 mg/L (sous forme de CaCO₃), une très faible concentration de carbone organique total (COT) (< 0,3 mg/L) et un pH entre 7,0 et 8,1. L'application d'une dose d'ozone de 2,0 mg/L suivie d'une filtration sous pression (milieu filtrant non précisé) a entraîné une diminution de la concentration de fer dans l'affluent de 0,4 mg/L à moins de 0,02 mg/L.

Cromley et O'Connor (1976) ont fait remarquer que lorsque le fer était oxydé par l'ozone, les concentrations résiduelles de fer soluble étaient plus élevées que prévu. Les auteurs ont conclu que l'utilisation de l'ozone favorisait l'oxydation de la matière organique, entraînant la formation de groupes fonctionnels carboxyliques supplémentaires, qui jouaient un rôle dans la complexation du fer. Dans une étude à l'échelle pilote, une dose d'ozone de 6,0 mg/L a permis une oxydation à 96 % de 9,9 mg/L de fer Fe(II) dissous en présence de 7,8 mg/L de COT. Cependant, les auteurs ont signalé que les précipités résultants n'avaient pas été retirés efficacement par un filtre à anthracite et à sable avec un taux de charge hydraulique de 5,0 m/h (Sallanko et coll., 2006).

4.3.3 Oxydation, adsorption et filtration

L'adsorption et la filtration sont des procédés souvent installés dans les installations de traitement des eaux souterraines pour l'enlèvement du fer et du Mn, habituellement lorsque les deux substances sont présentes. Les milieux filtrants granulaires utilisés pour enlever le fer et le Mn par sorption et oxydation de la surface sont semblables, puisqu'ils dépendent d'un

revêtement de surface de $\text{MnO}_{2(s)}$. Les matériaux de base varient, mais la fonction du revêtement de surface de $\text{MnO}_{2(s)}$ est souvent la même (Sommerfeld, 1999).

Filtration au sable vert de manganèse : Le sable vert de manganèse est un milieu filtrant granulaire de couleur violet-noir traité à partir de sable glauconieux recouvert d'une mince couche de dioxyde de manganèse, $\text{MnO}_{2(s)}$. Avant d'être utilisé, le sable vert est conditionné en le trempant dans une solution de KMnO_4 ou de chlore. Une fois que les filtres de sable vert sont correctement conditionnés, l'enlèvement du fer et du Mn se fait par filtration et adsorption (Kohl et Medlar, 2006). Étant donné que la perte de charge générée est supérieure à une profondeur de lit équivalente de sable de silice, la plupart des utilisations de sable vert se font dans le cadre de la filtration sous pression (Brandhuber et coll., 2013).

Les filtres au sable vert conviennent aux systèmes d'eaux souterraines dont les concentrations en fer et en Mn sont inférieures à 5 mg/L. Les milieux filtrants à base de sable vert ont une capacité d'adsorption du fer de 0,13 livre par pied cube (59 g/0,028 m³), et la capacité d'enlèvement augmente avec le pH de l'eau. Les taux de chargement hydraulique et de lavage à contre-courant dépendent du milieu utilisé (taille et profondeur) et de la température de l'eau. La chute de pression maximale dans le milieu doit être maintenue sous 6 à 8 psi pour éviter la dégradation du sable vert. Pour maintenir la capacité d'adsorption du sable vert de manganèse, le lit est régénéré, de façon continue ou intermittente, et lavé à contre-courant (Sommerfeld, 1999; Casale et coll., 2002; Kohl et Medlar, 2006).

Un processus de régénération continue est utilisé pour les eaux de puits dans les cas où l'enlèvement du fer est le principal objectif (Civardi et Tompeck, 2015). La régénération continue consiste à injecter un oxydant (chlore ou KMnO_4 pour l'enlèvement du Mn(II)) ou une combinaison de deux oxydants dans l'eau brute avant le contact avec le sable vert. La plus grande partie du Fe(II) dissous dans la source d'eau est directement oxydée en Fe(III), et le sable vert fonctionnera principalement comme un procédé d'enlèvement des particules. Si du Fe(II) dissous atteint le milieu de sable vert, il peut être enlevé par adsorption et oxydation sur le revêtement de surface de $\text{MnO}_{x(s)}$ (Sommerfeld, 1999; Kohl et Medlar, 2006; Tobiason et Brandhuber, 2018). Un excès d'oxydant est nécessaire pour assurer la régénération des sites d'adsorption de $\text{MnO}_{x(s)}$. Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable doivent savoir que l'utilisation continue de KMnO_4 peut entraîner un changement de couleur de l'eau traitée en raison d'un excès de permanganate. Une solution de rechange à la régénération des milieux de sable vert est l'utilisation de chlore libre sur les milieux de sable vert en combinaison avec des doses plus faibles de KMnO_4 , ou sans KMnO_4 . Le maintien d'une concentration de chlore libre supérieure à 0,3 mg/L dans l'eau filtrée aide à assurer une bonne régénération du sable vert. Parmi les avantages de l'utilisation du chlore pour la régénération, mentionnons la réduction des coûts des produits chimiques, la réduction de la charge de solides dans le filtre et l'élimination du risque d'obtenir une eau colorée rose. Toutefois, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient évaluer ces avantages par rapport à la formation de SPD lorsqu'ils utilisent du chlore pour la régénération. Il faut procéder au lavage à contre-courant du milieu filtrant pour retirer les particules accumulées (Brandhuber et coll., 2013; Tobiason et Brandhuber, 2018).

La régénération intermittente nécessite l'utilisation de sable vert de manganèse pour adsorber directement le Fe(II) dissous à de faibles concentrations (et le Mn(II)) jusqu'à ce que la

pénétration commence. Le milieu filtrant est ensuite régénéré à l'aide d'un oxydant (habituellement du MnO_4) pour oxyder le Fe(II) réduit adsorbé, qui est ensuite lavé à contre-courant (sous forme de fer à particules oxydées). Ainsi, la surface du milieu filtrant est complètement oxydée et restaure sa capacité d'adsorption du Fe(II) (Civardi et Tompeck, 2015). Les pratiques de régénération intermittente présentent un avantage lorsque les constituants de l'eau brute, comme le carbone organique, l'ammoniac et le sulfure d'hydrogène interfèrent avec les procédés de préoxydation et de filtration (Sommerfeld, 1999).

Des études menées dans plusieurs installations à grande échelle d'une capacité de production allant de 0,06 à 2,0 millions de gallons par jour (MGJ) ont démontré l'efficacité de l'enlèvement du fer à l'aide d'une combinaison d'oxydation (oxydant non précisé) suivie d'une filtration au sable vert de manganèse. Les eaux d'alimentation contenant des concentrations de fer de 1,01 à 5,5 mg/L ont été réduites à des concentrations inférieures à la limite de détection (non précisée) à 0,3 mg/L dans les eaux traitées (Metcalf, 2000).

Filtration d'oxyde de fer : Sharma et coll. (1999) ont effectué des essais par lots avec une eau souterraine synthétique afin de quantifier la capacité d'adsorption de différents milieux filtrants, notamment le sable vierge et le sable usé (naturellement recouvert d'oxyde de fer). Bien qu'une augmentation de la capacité d'adsorption avec des pH croissants ait été observée pour les milieux de sable vierges et usés, l'étude a clairement démontré que le sable recouvert d'oxyde avait une meilleure capacité d'adsorption que le sable vierge. Lorsque le pH est passé de 6,0 à 6,5, les capacités d'adsorption ont augmenté de 55 % pour le sable vierge et de 91 % pour le sable usé, tandis que les augmentations étaient de 66 % et de 174 %, respectivement, à un pH de 7,0. En pratique, l'étude a démontré que si le Fe(II) adsorbé sur le milieu filtrant est oxydé, l'oxyde de fer s'accumule et forme un revêtement capable d'adsorber le Fe(II) dans l'eau. Cependant, des taux de réaction différents ont été observés pour l'adsorption de Fe(II) sur le milieu filtrant et pour l'oxydation de Fe(II) dans l'eau. Les auteurs ont découvert que l'efficacité de l'enlèvement du fer par un filtre peut être améliorée en maximisant l'adsorption de Fe(II) sur le milieu recouvert d'oxyde de fer. Il a également été déterminé qu'il est essentiel de maintenir des conditions de procédé adéquates pour utiliser la capacité du milieu recouvert d'oxyde de fer.

Sable de silicate d'aluminium imprégné de $MnO_{2(s)}$: Le fer peut être enlevé par filtration avec un milieu de sable de silicate d'aluminium imprégné de $MnO_{2(s)}$ et aéré en amont du filtre. Cette technologie a été utilisée principalement dans des points d'utilisation, et parfois dans le traitement des eaux municipales (Sommerfeld, 1999). Le $MnO_{2(s)}$ agit comme catalyseur pour l'oxydation du fer soluble en hydroxydes ferriques, qui précipitent sous une forme filtrable (Sommerfeld, 1999; Hiiob et Karro, 2012). Les paramètres de la qualité de l'eau comme l'OD, le COT, le sulfure d'hydrogène et le pH influent grandement sur l'efficacité de cette technologie. La concentration d'OD doit être d'au moins 15 % de la concentration de fer; la concentration de matière organique devrait être inférieure à 4,0 à 5,0 mg/L; l'eau ne devrait contenir aucun sulfure d'hydrogène et son pH devrait être supérieur à 6,8 (Hiiob et Karro, 2012). Le lavage à contre-courant des filtres est nécessaire pour retirer les dépôts d'hydroxydes ferriques.

Hiiob et Karro (2012) ont signalé que le sable de silicate d'aluminium imprégné de $MnO_{2(s)}$, avec une aération en amont du filtre, était efficace pour enlever 85 % et 99 % du fer à l'échelle pilote dans deux systèmes d'eau souterraine. Une réduction des concentrations de fer de 3,56 mg/L à

0,27 mg/L dans un système et de 1,68 mg/L à 0,04 mg/L dans l'autre système a été obtenue dans l'eau traitée.

Filtration sur pyrolusite : Le fer peut être enlevé de la solution par adsorption sur un lit rempli de pyrolusite granulaire, qui est la forme minérale du $MnO_{2(s)}$ (p. ex. aucun revêtement requis) (Casale et coll., 2002; Kohl et Medlar, 2006; Tobiasson et coll., 2006). Habituellement, les filtres à pyrolusite sont un mélange de pyrolusite et de sable allant de 10 % de pyrolusite/90 % de sable à 50 % de pyrolusite/50 % de sable (en pourcentage du volume). Le rapport nécessaire entre la pyrolusite et le sable dépendra des concentrations de fer à retirer de l'eau brute. Selon la qualité de la source d'eau, l'aération peut être efficace pour le fer oxydant. Étant donné que le chlore est habituellement ajouté avant le filtre pour régénérer continuellement le milieu de pyrolusite, il oxydera également le fer. La régénération intermittente avec de l'eau de lavage à contre-courant chlorée peut également être une méthode efficace. L'un des avantages de l'utilisation de milieux filtrants de pyrolusite est qu'il est possible d'obtenir des taux de filtration plus élevés que dans le cas des procédés au sable vert (Sommerfeld, 1999; Casale et coll., 2002). Le milieu de pyrolusite a une densité très élevée (> 4,0) et nécessite des taux de charge hydraulique beaucoup plus élevés pendant les opérations de lavage à contre-courant pour fluidiser le milieu filtrant (Odell et Cyr, 1998; Kohl et Medlar, 2006). Casale et coll. (2002) ont indiqué que l'augmentation du taux de filtration permet de réduire les coûts de construction et la taille des filtres.

Il existe peu d'information sur l'efficacité de la pyrolusite pour l'enlèvement du fer. Olanczuk-Neyman et coll. (2001) ont signalé qu'un lit filtrant à double couche (sable/pyrolusite) à l'échelle pilote a permis d'enlever en moyenne 89 % du fer dans les eaux souterraines. Les concentrations moyennes de fer dans l'affluent de 1,1 mg/L (qui variaient entre 0,2 et 2,0 mg/L) ont été ramenées à une moyenne de 0,12 mg/L.

4.3.4 Adoucissement à la chaux et par échange d'ions

Dans les installations de traitement où l'adoucissement se fait à la chaux (hydroxyde de calcium) ou à la soude (carbonate de sodium), il est également possible d'enlever le fer en augmentant le pH de l'eau au-delà de la solubilité de l'hydroxyde de fer et des phases solides de carbonate. Étant donné que l'adoucissement à la chaux est plus coûteux que d'autres procédés d'enlèvement du fer, cette méthode est habituellement utilisée seulement lorsqu'un adoucissement important de l'eau est nécessaire en plus de l'enlèvement du fer et/ou du Mn (Wormald et Clark, 1994; Hamann et coll., 1990; Benefield et Morgan, 1990; Sommerfeld, 1999).

Le Fe(II) dissous peut également être enlevé par échange de cations à l'aide de milieux d'échange cationique habituellement utilisés pour l'adoucissement par échange d'ions. Comme pour les autres procédés d'échange de cations, le lavage à contre-courant avec une solution de saumure enlève le fer (ainsi que le calcium, le magnésium et le Mn(II)) accumulé sur la résine. Si l'oxydation du Fe(II) se produit pendant le procédé, les précipités qui en résultent peuvent recouvrir et encrasser le milieu (Sommerfeld, 1999).

4.3.5 Filtration sur membrane

Les membranes d'ultrafiltration peuvent être une solution économique pour enlever les particules de fer. En général, elles sont une solution adéquate pour l'eau de puits qui est sous l'influence

directe de l'eau de surface, lorsque la concentration combinée de fer et de Mn est supérieure à 5 mg/L, ou comme solution de rechange à la filtration par sable/anthracite pour l'eau de surface. Leur utilisation dans ces conditions permet d'éliminer une partie des pathogènes sans recourir à un système de filtration spécialisé et sans ajouter de coagulant, ce qui réduit l'espace requis et les coûts des produits chimiques (c.-à-d. moins de chlore nécessaire).

Des essais de traitement par lots avec des membranes d'ultrafiltration ont été effectués avec de l'eau d'alimentation contenant 1,0 mg/L de fer en filtration frontale. L'enlèvement substantiel du fer a été réalisé sans ajout de chlore. Il variait de 66 % à 92 % (concentrations dans l'affluent de 0,4 à 1,0 mg/L). L'efficacité d'enlèvement du fer dissous a augmenté très rapidement et a atteint près de 100 % en 20 minutes avec une dose de chlore aussi faible que 0,5 mg/L de Cl₂ (Choo et coll., 2005).

Deux membranes de nanofiltration en polyamide (NF-PA) et d'ultrafiltration en polyamide (UF-PA) disponibles dans le commerce ont été testées en laboratoire à une concentration dans l'eau d'alimentation de 100 mg/L afin d'examiner leur capacité à traiter les eaux souterraines. Les résultats expérimentaux ont montré qu'à un pH compris entre 3 et 11, le rejet par la membrane augmentait à mesure que le pH de la solution d'alimentation augmentait pour les deux membranes. L'enlèvement du fer par la membrane de NF-PA à des pH de 9 et 11 a permis d'obtenir des concentrations de perméat de 0,08 et de 0,12 mg Fe/L, respectivement. La membrane d'UF-PA a obtenu des concentrations de fer dans le perméat de 0,12, 0,07 et 0,13 mg Fe/L à des pH de 7, 9 et 11. Le rejet de Fe a été fructueux à un pH de 9 et plus. Lorsque le pH de la solution d'alimentation a été réglé en dessous de 7, le rejet du fer par les membranes de NF et d'UF était faible (Kasim et coll., 2017). Le fer peut encrasser les membranes prématurément, de sorte qu'il peut être nécessaire d'ajuster le procédé ou la qualité de l'eau (p. ex. en maintenant des conditions anoxiques dans l'eau) pour réduire au minimum l'encrassement (Duranceau, 2001).

4.3.6 Filtration biologique

L'enlèvement biologique peut être une méthode efficace, économique et respectueuse de l'environnement pour enlever le fer et le Mn présents dans les eaux des sources d'approvisionnement. La filtration biologique est principalement utilisée pour les eaux souterraines de qualité plus stable, car les populations microbiennes sur le filtre pourraient ne pas réagir assez rapidement aux changements de la qualité de l'eau (Tobiason et Brandhuber, 2018). De grandes populations bactériennes naturellement présentes dans l'eau et le sol peuvent s'établir dans les filtres. Ces bactéries oxydent le fer et créent des précipités de métal dans le milieu filtrant (Mouchet, 1992; Sogaard et coll., 2000; Williams, 2002; Štembal et coll., 2005; Kohl et Medlar, 2006; Burger et coll., 2008; Marsadi et coll., 2018; Earle et coll., 2020). Les bactéries oxydant le fer ont la propriété unique de provoquer l'oxydation et la précipitation du fer dissous dans des conditions de pH et de potentiel d'oxydoréduction intermédiaire entre celles des eaux souterraines naturelles et celles requises pour l'enlèvement classique (physique/chimique) du fer (Mouchet et coll., 1992). L'oxydation biologique du fer s'est révélée être le procédé le plus favorable lorsque les conditions d'oxydation physicochimique du fer n'étaient pas optimales (Vet et coll., 2011).

De nombreuses souches de bactéries différentes ont été relevées dans la littérature comme étant capables d'oxyder le Fe(II); les bactéries du genre *Gallionella*, *Leptothrix*, *Crenothrix* et *Siderocapsa* en sont des exemples (Kohl et Medlar, 2006). La recherche a montré que les mécanismes intervenant dans l'enlèvement du Fe(II) par les ferrobactéries comprennent l'oxydation intercellulaire par action enzymatique ou l'oxydation extracellulaire causée par l'action catalytique des polymères excrétés par les ferrobactéries. Certains types de ferrobactéries hétérotrophes peuvent également utiliser la fraction organique du fer complexé organiquement, libérant le fer qui peut ensuite être oxydé (Mouchet, 1992). La forme des précipités pendant l'oxydation biologique du Fe(II) est plus compacte que celle des dépôts amorphes qui se forment pendant la précipitation chimique (Mouchet, 1992; Baudish, 2010). Le lavage à contre-courant du milieu retire le métal oxydé accumulé, ainsi qu'une partie du biofilm (Tobiason et Brandhuber, 2018).

La détermination du temps d'acclimatation requis constitue un défi majeur dans l'établissement d'une population microbienne viable permettant l'oxydation et l'enlèvement efficaces du Fe(II). Cette période dépend du pH, de la température et des éléments nutritifs (N, P), mais il est possible de la réduire en introduisant une petite quantité de milieu filtrant recueilli à partir d'un filtre biologiquement actif et mature (Tekerekopoulou et coll., 2013; McClellan, 2015). Les vitesses de croissance des microorganismes oxydants le Fe(II) sont généralement plus rapides que celles des organismes qui favorisent l'oxydation du Mn(II). Les conditions de fonctionnement optimales pour l'oxydation du fer comprennent des pH compris entre 6,5 et 7,2, un potentiel d'oxydoréduction d'environ 200 mV, des concentrations d'OD de 5,0 à 25 mg/L et températures de 10 °C à 25 °C. Le fer et le Mn peuvent être oxydés et enlevés simultanément selon leurs concentrations et la configuration du réacteur. Cependant, les deux métaux sont souvent traités en étapes distinctes, parce que le fer est facilement oxydé par l'aération et que des conditions différentes sont nécessaires pour obtenir une oxydation et une élimination optimales du Mn. S'il n'est pas retiré en premier, le fer peut nuire à l'oxydation et à l'élimination du Mn (Mouchet, 1992; Sommerfeld, 1999; Kohl et Medlar, 2006; Tekerekopoulou et coll., 2013). Kohl et Medlar (2006) ont déclaré qu'un protocole de traitement type pour l'enlèvement simultané du fer et du Mn nécessiterait deux étapes de biofiltration distinctes, avec une aération initiale pour l'enlèvement du Fe(II), suivie d'une étape d'aération secondaire, d'un ajustement du pH et d'une filtration biologique du Mn(II), et un traitement ultérieur, comme la désinfection, à l'étape finale. McClellan (2015) a décrit qu'un tel système dans lequel le processus de filtration biologique traitait efficacement l'eau avec des concentrations de fer et de Mn de 3 mg/L et de 2,5 mg/L, respectivement. Des concentrations inférieures aux limites de détection de 0,1 mg/L et de 0,02 mg/L pour le fer et le Mn, respectivement, ont été obtenues sans l'utilisation d'oxydants chimiques et avec beaucoup moins de lavage à contre-courant que dans le processus d'oxydation chimique.

Plusieurs étapes de traitement peuvent être nécessaires pour enlever le fer plus efficacement en fonction des contaminants présents dans l'eau brute (p. ex. Mn, NH₃). Des études ont révélé que l'ammoniac présent dans l'eau de la source d'approvisionnement nécessitait l'utilisation d'un traitement biologique au fer en amont de l'étape de la nitrification (Mouchet, 1992; Kohl et Dixon, 2012). L'oxydation biologique du fer par les microorganismes *Gallionella ferruginea* et *Leptothrix ochracea* s'est révélée être une technologie prometteuse pour l'enlèvement efficace de l'arsenic des eaux souterraines. Au cours du processus, des oxydes de fer se sont déposés dans le milieu filtrant, ainsi que des microorganismes, ce qui a créé un environnement propice à

l'adsorption et à l'enlèvement de l'arsenic dans les courants d'eau (Katsoyiannis et Zouboulis, 2004).

Les avantages de la filtration biologique comprennent un taux de filtration élevé (jusqu'à 50 m/h), un sable grossier (0,95 à 1,35 mm), une capacité de rétention élevée (1 à 5 kg Fe/m³), l'élimination des réactifs chimiques, une réduction des coûts d'investissement et d'exploitation et une bonne capacité de traitement des boues (Mouchet, 1992; Tekerlekopoulou et coll., 2013).

Des usines de filtration biologique à échelle pilote et à grande échelle ont réussi à enlever le fer des eaux souterraines dans une proportion de 93 % à 99 % (voir le tableau 11).

Tableau 11. Enlèvement du fer par filtration biologique

Espèces de fer dans la source d'eau	Description du processus	Fe(II) dans l'eau traitée ou % d'enlèvement	Références
Fe(II) dissous : 1,5 à 2,0 mg/L	Grande échelle : ITE (eaux souterraines) (6,5 MGJ). Une partie de l'eau est traitée par osmose inverse. Débit restant : Filtration biologique au 1^{er} stade : pH de 7,4; faible concentration d'OD (non fournie) pour l'enlèvement du fer. Filtration biologique au 2^e stade : O ₂ ajouté; ajustement du pH à 7,7 pour l'enlèvement du Mn. Les eaux traitées biologiquement et par osmose inverse ont été mélangées avant la distribution. Qualité de l'eau brute : Azote ammoniac 1,4 à 1,7 mg/L; Mn(II) 0,08 à 0,12 mg/L.	1 ^{er} stade : Fe(II) dissous : < 0,1 mg/L	Brandhuber et coll. (2013)
Fe(II) dissous – 2,3 mg/L	Eaux souterraines à grande échelle 0,6 MGJ : Aération, suivie de 3 filtres biologiques avec gravier/sable en parallèle (taux de charge hydraulique [TCH] 2 gpm/pi ²). Lavage à contre-courant tous les 3 jours 14 gpm/pi ² . Qualité de l'eau brute : pH de 7,48; OD de 1,22 mg/L; Potentiel d'oxydoréduction 114 mV; COT à 1,2 mg/L	Après l'aération : Fe(II) : 0,2 Après la filtration bicouche : Fe(II) : < 0,025	Lytle et coll. (2007)
Fe(II) dissous : 0,75 à 1,1 mg/L	Eaux souterraines à grande échelle 2 200 m³/h : Aération en cascade; milieux filtrants : 4 filtres à gravité avec une profondeur de sable de 1,4 m; taux de filtration : 22 à 23 m/h; Le filtre fonctionne pendant 48 heures; le lavage à contre-courant dure 8,5 minutes avec < 0,2 % de l'eau du produit.	Effluent filtré après 10 heures : 0,1 mg/L Après 24 heures : < 0,03 mg/L	Mouchet (1992)
Fer total : 6 à 8 mg/L	Échelle pilote (eaux souterraines) : Aération; 2 colonnes de filtration parallèles a) sable de manganèse (débit de 3,9 m/h) et b) sable de silice (débit de 3,1 m/h); matériau inoculé – sable usagé d'un filtre à sable lent. Qualité de l'eau brute : Faible teneur en matières organiques; pH de 7,2; OD de 5 mg/L; Mn de 1,5 à 2,25 mg/L.	Deux colonnes : 99 %	Qin et coll. (2009)

COT – carbone organique total; ITE – Installation de traitement de l'eau; MGJ – Million de gallons par jour ; OD – oxygène dissous.

Il est important que les responsables de systèmes de distribution d'eau potable qui envisagent de passer de la filtration sur milieu enrobé de MnO_{x(s)} à la filtration biologique tiennent compte des métaux accumulés (y compris le fer) sur le milieu filtrant, qui pourraient être libérés dans l'eau une fois le chlore libre résiduel libre épuisé (Gabelich et coll., 2006; Kohl et Dixon, 2012). Les

revêtements de $MnO_{x(s)}$ sur les milieux filtrants ont également démontré une affinité importante pour l'adsorption d'autres métaux, notamment l'aluminium, le fer, le calcium et plusieurs métaux lourds. On recommande aux installations qui ont l'intention de convertir un filtre existant contenant un milieu filtrant enrobé de $MnO_{x(s)}$ de retirer ce filtre et de le nettoyer ou de le remplacer avant d'entreprendre la filtration biologique (Kohl et Dixon, 2012).

4.3.7 Séquestration

La séquestration est une mesure de contrôle qui vise à limiter les problèmes de qualité de l'eau d'ordre esthétique associés à l'oxydation du Fe(II) dissous, qui entraîne la formation de particules de Fe(III) dans le réseau de distribution. Dans le cas du fer, la séquestration est généralement considérée comme une mesure de contrôle temporaire, étant donné que son effet est d'une durée limitée (Kohl et Medlar, 2006). Les agents séquestrant comprennent des composés comme l'hexamétaphosphate et le polyphosphate. La séquestration n'est généralement pas recommandée comme stratégie pour traiter l'eau colorée, car elle peut avoir un effet négatif sur d'autres métaux, comme le plomb.

Les polyphosphates ont été utilisés avec succès pour contrôler les épisodes d'eau rouge (Lytle et Snoeyink, 2002). Lorsque le fer est oxydé (habituellement par du chlore) pour former une forme ferrique colloïdale, un polyphosphate est ajouté pour stabiliser les particules de fer colloïdales qui sont trop petites pour causer une couleur ou une turbidité apparente (Sommerfeld, 1999; Casale et coll., 2002; Kohl et Medlar, 2006). Cependant, les polyphosphates sont généralement utilisés pour la séquestration et l'atténuation de l'eau colorée provenant du Mn et du fer présents dans la source d'eau. De nombreux chercheurs ont conclu à tort que les sous-produits du fer avaient diminué avec l'utilisation du polyphosphate, alors qu'en fait, les concentrations de fer ou les taux de corrosion du fer avaient peut-être augmenté (McNeill et Edwards, 2001).

Certains réseaux contenant naturellement du fer dans leur source d'eau appliquent des polyphosphates pour séquestrer le fer avant la chloration. Les agents séquestrant sont habituellement utilisés lorsque les concentrations de fer dans l'eau sont inférieures à 2 mg/L (Kohl et Medlar, 2006). Cependant, en raison des réactions d'hydrolyse qui coupent les liaisons de phosphate, ce qui entraîne la conversion des polyphosphates en orthophosphate, l'efficacité de l'agent séquestrant diminue avec le temps. Ces réactions libèrent des ions de fer dans l'eau, où ils s'oxydent, se déposent et s'accumulent dans le réseau de distribution; ils peuvent ainsi être libérés à nouveau (Friedman et coll., 2010). Étant donné la propension des métaux comme le Pb et le Mn à s'adsorber sur le fer (voir section 4.3), la consommation de l'eau entraînera une exposition à ces métaux et à d'autres métaux préoccupants pour la santé. De plus, on a signalé que l'utilisation de polyphosphate augmentait les concentrations de plomb et de cuivre selon certains facteurs comme la qualité de l'eau et le pH (Santé Canada, 2022).

Même s'il ne s'agit pas techniquement d'un agent séquestrant, le silicate de sodium est également utilisé pour atténuer la coloration causée par le fer. À l'instar des polyphosphates, le silicate de sodium est une mesure de contrôle temporaire pour le fer, parce que son effet est de courte durée (Robinson et coll., 1992). Le silicate de sodium est un composé basique, et son utilisation est toujours associée à une augmentation du pH. Li et coll. (2021) ont constaté qu'à des doses élevées de silicate de sodium (48 mg/L), les dépôts de corrosion dans les sections de

tuyaux en fonte et les entrées de service en plomb étaient dispersées, ce qui a entraîné une augmentation importante de la libération de plomb et de fer.

Même si les produits séquestrants peuvent réduire les impacts visuels du fer, il s'agit d'une mesure temporaire qui peut avoir des effets négatifs sur d'autres métaux présents (p. ex. le plomb et le cuivre). Il n'est pas recommandé d'utiliser des agents séquestrants pour traiter l'eau colorée en raison du fer ou d'autres métaux.

4.4 Traitement à l'échelle résidentielle

Dans les cas où l'on souhaite éliminer le fer à l'échelle résidentielle, par exemple, lorsque l'eau potable d'une résidence provient d'un puits privé, un dispositif de traitement résidentiel pourrait être employé pour diminuer les concentrations de fer dans l'eau potable. Avant d'installer un dispositif de traitement, il faut faire analyser l'eau pour en déterminer les caractéristiques chimiques générales, de même que la concentration de fer dans la source d'approvisionnement en eau. Il faudrait faire analyser périodiquement l'eau qui entre dans le dispositif de traitement et l'eau traitée par un laboratoire accrédité afin de vérifier et confirmer l'efficacité du dispositif de traitement. Étant donné que la capacité d'enlèvement du fer des dispositifs peut diminuer avec le temps, ils doivent être entretenus ou remplacés.

Les consommateurs devraient vérifier la durée de vie prévue des composants de leur dispositif de traitement selon les recommandations du fabricant et veiller à leur entretien au besoin. Santé Canada ne recommande aucune marque particulière de dispositif de traitement de l'eau potable, mais conseille fortement aux consommateurs d'utiliser des dispositifs dont la conformité aux normes pertinentes de NSF International Standard/American National Standards Institute (NSF/ANSI) est certifiée par un organisme de certification accrédité. Les normes sont des exigences minimales relatives aux matériaux, à la conception et à la construction des dispositifs de traitement de l'eau potable qui peuvent être vérifiées par un tiers. On s'assure ainsi que les matériaux contenus dans le dispositif ne libèrent pas de contaminants dans l'eau potable (c.-à-d. innocuité des matériaux). Par ailleurs, les normes comportent des exigences en matière de performance qui établissent le degré d'enlèvement qui doit être assuré à l'égard de certains contaminants (p. ex. déclaration de réduction) potentiellement présents dans les approvisionnements en eau.

Les organismes de certification (c.-à-d. les tiers), qui doivent être accrédités par le Conseil canadien des normes (CCN), garantissent qu'un produit est conforme aux normes en vigueur. Voici quelques-uns des organismes accrédités au Canada (CCN, 2023) :

- [Groupe CSA](#)
- [NSF International](#)
- [Water Quality Association](#)
- [UL LLC](#)
- [Bureau de normalisation du Québec](#)
- [International Association of Plumbing and Mechanical Officials](#)
- [Truesdail Laboratories Inc.](#)

Il est possible d'obtenir une liste à jour des organismes de certification accrédités auprès du Conseil canadien des normes.

Il existe actuellement des dispositifs de traitement certifiés pour l'enlèvement du fer dans l'eau potable dans une résidence. Le fonctionnement de ces dispositifs repose sur des procédés d'adsorption. La norme 42 de la NSF/ANSI 42 (Drinking Water Treatment Units—Aesthetic Effects) s'applique à l'enlèvement du fer présent dans l'eau potable. Pour qu'un dispositif de traitement de l'eau potable soit certifié conforme à la norme 42 pour l'enlèvement du fer, il doit pouvoir réduire une concentration moyenne de 3,0 à 5,0 mg/L ou de 9,0 à 11,0 mg/L dans l'eau d'alimentation (affluent) à une concentration maximale de 0,3 mg/L dans l'eau traitée (NSF International, 2021).

Le choix du système de traitement le plus efficace pour un ménage dépend de divers facteurs, notamment la concentration et la forme (dissoute ou particulaire) du fer et d'autres paramètres comme la dureté, l'alcalinité, le Mn, le sulfure, l'ammoniac et le COD présents dans l'eau de la source d'approvisionnement. Un rapport détaillé a été préparé par Brodeur et Barbeau (2015) d'après les données de l'étude de Barbeau et coll. (2011) sur l'efficacité des technologies de traitement pour l'enlèvement du Mn dans les eaux souterraines. Ce rapport comprenait les résultats d'enlèvement du fer par 96 systèmes utilisant diverses technologies à une concentration moyenne dans l'affluent de 583,6 µg/L (0,584 mg/L) et de concentration dans l'eau traitée de 88,5 µg/L (0,0885 mg/L) (élimination moyenne de 82,6 %). Plus de 83 % des systèmes ont pu atteindre une concentration de fer inférieure à 100 µg/L (0,1 mg/L) dans l'eau traitée. Les résultats de chaque technologie sont présentés ci-dessous et résumés à l'annexe C (tableau C.1).

Les adoucisseurs d'eau classiques conçus pour enlever les ions responsables de la dureté (Ca^{2+} et Mg^{2+}) qui traitent l'eau au point d'entrée de la maison reposent sur la technologie des échanges d'ions et ils ont le potentiel d'enlever le fer. Brodeur et Barbeau (2015) ont observé l'efficacité d'enlèvement (-1 968 % à 97 %) des systèmes d'échange d'ions résidentiels ($n = 54$). Cependant, les auteurs ont constaté que les systèmes étaient généralement efficaces, 75 % des systèmes ayant enlevé 97 % du fer, atteignant des concentrations inférieures à 81 µg/L dans l'eau traitée (concentrations dans l'affluent allant jusqu'à 644 µg/L). La résine utilisée dans les systèmes d'échange d'ions est sélective vers les cations responsables de la dureté (calcium et magnésium). Par conséquent, l'enlèvement du fer au moyen d'adoucisseurs d'eau sera moins efficace lorsque la dureté de l'eau de la source d'approvisionnement est très élevée. Les personnes qui suivent un régime alimentaire à faible teneur en sodium ou qui doivent limiter leur exposition au potassium doivent savoir que les systèmes d'adoucissement résidentiels augmenteront la concentration de sodium ou de potassium dans l'eau traitée.

On a constaté que les filtres à charbon actif pouvaient réduire les concentrations de fer dans l'eau potable au point d'utilisation. Brodeur et Barbeau (2015) ont observé que les systèmes au charbon actif permettaient d'enlever en moyenne 86 % du fer (de 47,8 % à 100 %) pour 17 des 18 systèmes testés (concentrations dans les affluents de 6,7 à 850 µg/L). Cependant, un des systèmes a rejeté du fer total, avec une concentration dans l'affluent de 17,3 µg/L, ce qui a donné une concentration dans l'eau traitée de 48,1 µg/L (-178 % de l'enlèvement du Fe). Seulement deux (6 %) des systèmes affichaient une concentration dans l'eau traitée supérieure à 100 µg/L (0,1 mg/L).

Les systèmes de traitement de l'eau par osmose inverse se sont révélés efficaces et fiables pour réduire les concentrations de fer dans l'eau potable dans les points d'utilisation. Cependant, les membranes des systèmes par osmose inverse sont plus efficaces pour enlever le fer dissous, car la forme oxydée peut causer de graves problèmes d'encrassement. Brodeur et Barbeau (2015) ont signalé que les systèmes d'osmose inverse au points d'utilisation (n = 9) étaient capables d'atteindre des concentrations dans l'eau traitée inférieures à 6,0 µg/L alors que la teneur en fer dans l'eau de puits variait de 784 µg/L à 16,8 µg/L (enlèvement de 75 % à 99 %).

Les filtres oxydants au point d'entrée, comme les filtres au sable vert, permettent d'enlever le fer à l'échelle résidentielle. Ces systèmes ont un milieu filtrant avec un revêtement d'oxyde de Mn qui adsorbe puis oxyde le fer dissous. On les appelle souvent des filtres au sable vert de manganèse. Les filtres au sable vert nécessitent beaucoup d'entretien, notamment une régénération fréquente avec un oxydant et un lavage à contre-courant régulier pour retirer les particules de fer oxydées. L'oxydant privilégié est le chlore, bien que le permanganate de potassium puisse également être efficace. Lorsqu'ils ne sont pas utilisés ou entretenus correctement, les filtres au sable vert peuvent libérer du fer dans l'eau du robinet (Barbeau et coll., 2011). Brodeur et Barbeau (2015) ont rapporté des données sur l'enlèvement du fer concernant trois filtres au sable vert installés dans des résidences. Tous les systèmes étaient capables d'enlever le fer à une concentration bien inférieure à 100 µg/L, pour des concentrations dans l'affluent allant de 675 µg/L à 2 562 µg/L. Les propriétaires doivent soigneusement étudier le choix et le fonctionnement de ces types de systèmes de traitement pour l'enlèvement du fer, en particulier s'ils servent en même temps à retirer le Mn. Il est également important de surveiller régulièrement la concentration de Mn dans l'eau traitée par filtration au sable vert pour s'assurer que le système fonctionne correctement et qu'il ne libère pas de Mn.

Selon la concentration de fer dans la source d'eau et le type de traitement choisi, les ménages possédant un puits privé peuvent vouloir traiter l'eau au point d'entrée afin de réduire la probabilité de coloration de l'eau et de coloration des vêtements pendant la lessive.

4.5 Considérations relatives au réseau de distribution

Le réseau de distribution est un système dynamique sur les plans hydraulique, physique, chimique et biologique qui a des répercussions importantes sur la réalisation de l'OE au robinet du consommateur. Les concentrations de fer supérieures à 0,05 mg/L peuvent donner lieu à des plaintes au sujet de la coloration de l'eau, des appareils sanitaires et de la coloration des vêtements pendant la lessive, ainsi qu'à une insatisfaction générale à l'égard de la qualité de l'eau (Sommerfeld, 1999; Casale et coll., 2002; Kohl et Medlar, 2006; Tobiason et coll., 2008).

Dans certains cas, les problèmes de fer au robinet ne sont pas associés à des concentrations élevées de fer dans l'eau de l'affluent et ne peuvent donc pas être estimés en évaluant les concentrations de fer à l'entrée du réseau de distribution. Ces concentrations élevées de fer au robinet sont plutôt le résultat de la libération ou de la remise en suspension du fer accumulé dans le réseau de distribution et la plomberie à partir de concentrations faibles, mais constantes, de fer présent dans la source ou l'eau traitée. Les dépôts de fer accumulés peuvent être libérés périodiquement en raison de perturbations physiques ou hydrauliques ou d'une composition chimique instable de l'eau et peuvent pénétrer dans l'eau du réseau de distribution, ce qui entraîne des plaintes concernant la couleur de l'eau.

Les ions Fe(II) produits par les réactions de corrosion des tuyaux en fer peuvent soit être libérés dans l'eau, soit être déposés (s'accumuler) sous forme de dépôt sur le tuyau en fer corrodé. La libération de fer désigne le transport du fer de la surface du métal ou du dépôt de corrosion vers l'eau, sous forme soluble et particulaire. La forme soluble peut se produire par corrosion de la conduite ou par dissolution des composants ferreux des dépôts incrustés (Benjamin et coll., 1996; Sarin, 2004a; Sarin et coll., 2004 b). La libération du fer sous forme particulaire se produit par un décapage hydraulique qui remet en suspension les précipités de fer déposés à la surface des dépôts. La mesure dans laquelle les processus de libération ou d'accumulation se produisent est une fonction complexe de la qualité de l'eau (p. ex. OD, pH, alcalinité, conductivité, inhibiteurs) et des conditions hydrauliques (Benjamin et coll., 1996; McNeill et Edwards, 2001; Sarin et coll., 2004 b).

Les consommateurs qui s'approvisionnent en eau à partir de tuyaux en fer se plaignent souvent d'une eau rouge ou colorée, en particulier dans les zones stagnantes du réseau de distribution. La stagnation de l'eau entraîne une diminution rapide de l'oxygène et d'autres oxydants près des dépôts de corrosion et permet aux ions Fe(II) de se diffuser à partir des dépôts dans l'eau. L'eau colorée se forme lorsque le fer pénètre dans l'eau sous forme de particules ferriques ou sous forme d'ions Fe(II) oxydés pour former des particules ferriques (Sarin, 2004a). Selon Benjamin et coll. (1996), les problèmes de coloration de l'eau sont souvent causés par les dépôts de corrosion et découlent souvent de variations de la qualité de l'eau, comme des changements du pH, une diminution de l'alcalinité et un changement du carbone inorganique dissous. Imran et coll. (2005) ont signalé que la libération d'eau colorée dans les réseaux de distribution était causé par la libération de sous-produits de corrosion provenant de tuyaux en fer non revêtus et galvanisés.

Il ne faut pas considérer que l'eau colorée peut être consommée sans danger ou qu'il s'agit uniquement d'un problème esthétique, car les particules de fer peuvent adsorber des contaminants comme l'arsenic, le Pb, le Mn, l'uranium et les radionucléides, et les libérer par la suite pendant les épisodes de coloration de l'eau. Bien qu'il existe des stratégies ou des techniques pour contrôler la couleur de l'eau, il est important de comprendre qu'il n'existe aucune solution universelle.

Pour comprendre le problème de coloration de l'eau, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable doivent tenir compte des renseignements sur les clients, des caractéristiques du système d'approvisionnement en eau, des opérations de traitement de l'eau, de la qualité de l'eau et des analyses des dépôts. De plus, ils doivent déterminer si le problème de l'« eau rouge » est chronique ou aigu. Les problèmes aigus peuvent souvent être réglés en modifiant les procédures opérationnelles, tandis que les problèmes chroniques exigent souvent des changements dans les sources d'eau, le traitement, et parfois la réhabilitation des réseaux de canalisations (Clement et coll., 2002). Brandhuber et Tobiason (2018) ont suggéré que, pour éviter les problèmes chroniques, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient viser une concentration de fer de 0,1 mg/L dans l'eau traitée. Lorsque la concentration de fer entrant dans le réseau de distribution est réduite au minimum, il faudrait également mettre en œuvre des pratiques exemplaires pour maintenir des conditions chimiques et biologiques stables de qualité de l'eau dans l'ensemble du réseau.

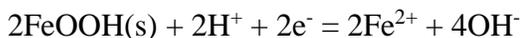
4.5.1 Corrosion du fer et dépôts

Les tuyaux en fer sont fréquemment utilisés dans les réseaux de distribution d'eau potable. Il s'agit habituellement de tuyaux en fonte et en fonte ductile (Benjamin et coll., 1996; Świetlik et coll., 2012; Folkman, 2018). Lorsque les tuyaux en fer sont exposés à de l'eau aérée ou chlorée, le fer métallique est oxydé en Fe(II) (les tuyaux sont corrodés). Les ions Fe(II) produits par la réaction de corrosion peuvent se dissoudre dans l'eau ou précipiter sous forme de dépôt sur la conduite corrodée. Les interactions des surfaces corrodées des tuyaux en fer avec l'eau sont importantes, car plusieurs problèmes distincts (mais connexes) peuvent se produire dans un réseau de distribution :

- Perte de masse de la conduite par l'oxydation du fer métallique en espèces de fer soluble ou par la formation de dépôts ferrifères;
- Accumulation de dépôt de corrosion sous forme de gros tubercules qui augmentent la perte de charge et diminuent la capacité hydraulique;
- Libération de fer soluble ou particulaire dans l'eau qui diminue sa qualité esthétique et peut entraîner des plaintes des consommateurs au sujet de l'eau rouge;
- Épuisement des désinfectants en raison de la corrosion du fer;
- Biofilm protégé par les dépôts de corrosion de fer;
- Les dépôts de corrosion du fer influent sur la formation de SPD.
- Les oxydes de fer adsorbent et accumulent des contaminants inorganiques, comme l'arsenic, le plomb, le Mn, l'uranium et les radionucléides, qui peuvent être libérés dans l'eau et les installations de plomberie.

Le potentiel de corrosion du fer est généralement modélisé en fonction de la concentration d'OD dans l'eau et du pH (Benjamin et coll., 1996; Revie et Uhlig, 2008). Les désinfectants, comme le chlore et la monochloramine, influent sur le potentiel d'oxydoréduction de l'eau potable et, par conséquent, sur le taux de corrosion du fer (Benjamin et coll., 1996; McNeill et Edwards, 2001; Sarin et coll., 2004 b). Bien que ces désinfectants soient des accepteurs d'électrons efficaces, leurs concentrations sont généralement inférieures à la concentration d'OD dans le réseau de distribution. Dans la plage de pH de l'eau potable (soit de 7,0 à 10,5) (Santé Canada, 2015), la réduction de l'OD est la réaction cathodique la plus importante qui entraîne l'oxydation du fer métallique (Sarin et coll., 2004 b). Toutefois, pendant la stagnation, la concentration d'oxygène ou de désinfectants près de la paroi de la conduite peut avoisiner zéro. Dans ces conditions, une réduction de l'ion hydrogène peut se produire, ainsi qu'une réduction de Fe(III) en Fe(II) (voir l'équation 1) (Benjamin et coll., 1996).

Équation 1



Les dépôts de corrosion du fer sont des dépôts complexes et hétérogènes, et il est difficile de prévoir leur comportement dans le réseau de distribution. Des études microscopiques des dépôts de corrosion du fer ont révélé trois régions structurelles distinctes : a) une couche superficielle non fixée; b) une couche dense, en forme de coquille, sous la surface supérieure; et c) une structure poreuse, avec du Fe(II) près de la paroi du tuyau. L'état d'oxydation du fer dans les dépôts augmente avec la distance par rapport à la paroi de la conduite (Clement et coll., 2002;

Sarin et coll., 2001; Sarin et coll., 2004a). Les dépôts de corrosion associés aux tuyaux en fonte ductile sont souvent composés d'oxydes de fer, d'oxyhydroxydes de fer, d'hydroxycarbonates, de carbonates et d'hydroxysulfates. Les phases minérales du fer les plus courantes comprennent la goethite (α -FeOOH), la lépidocrocite (γ -FeOOH), la ferrihydrite ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), la sidérite (FeCO_3), la magnétite (Fe_3O_4) et un assortiment de composés mixtes de carbonate/sulfate/chlorure ferreux et ferriques comprenant des rouilles vertes (Schock, 2005; Dodge et coll., 2002). La composition et la structure des dépôts de fer dépendent des paramètres de la qualité de l'eau (pH, alcalinité, intensité du pouvoir tampon, MON, OD), de facteurs physiques comme les modèles d'écoulement et les fluctuations saisonnières de la température, l'activité microbiologique et les pratiques de traitement de l'eau, comme l'utilisation d'inhibiteurs de corrosion (Clement et coll., 2002; Sarin et coll., 2004 b). Benjamin et coll. (1996) ont étudié la corrosion des tuyaux en fer et en acier et la formation de dépôts de fer. Les eaux à faible alcalinité produisaient des dépôts de fer épais (2 à 3 cm) et non fixés, avec une croûte brun-orange foncé contenant des taches de jaune et les tubercules pouvaient être facilement raclés. En revanche, les dépôts qui se sont formés dans des eaux à forte teneur en carbonate de calcium étaient minces (≤ 1 mm), durs et fortement attachés à la surface du métal. Benjamin et coll. (1996) et Sarin et coll. (2004 b) fournissent des renseignements plus détaillés sur la chimie de la corrosion du fer et la formation de dépôts. Imran et coll. (2005) ont conclu qu'une alcalinité supérieure à 80 mg/L sous forme de CaCO_3 avait un effet bénéfique sur la réduction de l'eau rouge. Par conséquent, il a été recommandé qu'en plus de réduire au minimum les chlorures et les sulfates, l'alcalinité supérieure à 80 mg/L sous forme de CaCO_3 soit ciblée dans les réseaux de distribution.

4.5.2 Accumulation, libération et transport du fer dans les réseaux de distribution

La forme réduite des ions de fer est naturellement présente dans les réserves d'eau souterraine. À la suite de la chloration (ou d'un autre procédé oxydant), les ions de fer sont oxydés en précipités d'oxyde ferrique hydraté relativement insolubles. En l'absence d'un procédé efficace d'enlèvement des matières solides en aval, ces précipités peuvent pénétrer dans le réseau de distribution sous forme de matières solides résiduelles. Selon les conditions hydrauliques, les solides peuvent s'accumuler à la surface de la tuyauterie du réseau de distribution et dans les réservoirs de stockage (Carrière et coll., 2005; U.S. EPA, 2006; Friedman et coll., 2010, 2016).

L'étendue de l'accumulation de dépôts non fixés a été étudiée dans quatre réseaux de distribution de trois villes canadiennes avec une combinaison différente de matériaux de conduite (PVC/fonte, fonte/fonte ductile, PVC/fonte/fonte ductile). Le fer était la principale fraction (de 32 à 76 %) des dépôts rincés de tous les réseaux de distribution, suivi de la matière organique (de 14 à 24 %) et des composés silico-aluminium (de 7 à 16 %). Les auteurs ont conclu que le fer dans les dépôts est attribuable à la corrosion des tuyaux en fer et qu'il est affecté par la corrosivité de l'eau et les propriétés hydrauliques. Ils ont également déclaré que la présence de matière organique était attribuable à la grande affinité de la matière organique pour le fer (Carrière et coll., 2005).

Friedman et coll. (2010) ont déterminé la composition élémentaire de 46 échantillons de tuyaux (fonte, fonte ductile et fer galvanisé) et de 26 échantillons de solides rincés (tuyaux en fonte, en ciment et en PVC). Les teneurs en fer variaient de 6,8 à 46,8 % en poids pour les échantillons de tuyaux et de 5,1 à 43,9 % en poids pour les solides rincés. De même, Peng et Korshin (2011) ont

signalé une concentration de fer de 33,5 % en poids dans les échantillons prélevés par rinçage hydraulique fournis par un système de distribution d'eau potable qui dépend des eaux souterraines de plusieurs puits. Dans une autre analyse détaillée de la composition élémentaire, on a constaté que les tubercules présents sur des tuyaux en fer galvanisé vieux de 80 ans et des tuyaux en fonte sans revêtement vieux de 90 ans étaient principalement composés de fer (Clement et coll., 2002).

Il a été démontré que les précipités ferriques cristallins et amorphes ont une affinité de sorption modérée à élevée pour divers éléments inorganiques et radiologiques. Certaines études révèlent que les précipités de fer adsorbent et accumulent continuellement de faibles concentrations de constituants inorganiques à l'état de trace. Ces précipités peuvent ensuite libérer les contaminants adsorbés à des concentrations élevées dans l'eau du robinet à la suite de changements de la qualité de l'eau, de la variabilité de la source d'eau, de perturbations hydrauliques ou de réparations de conduites (Reiber et Dostal, 2000; Camara et coll., 2003; Lytle et coll., 2004; Schock, 2005; Deshommes et coll., 2010, 2012; Friedman et coll., 2010, 2016).

Le plomb a une grande affinité pour les dépôts de fer et pourrait s'accumuler dans les dépôts après des années d'exposition à de faibles concentrations de plomb dans l'eau (Schock et coll., 2008; McFadden et coll., 2011). McFadden et coll. (2011) ont découvert que les dépôts de corrosion du fer pouvaient agir comme une source persistante de plomb longtemps après le remplacement complet d'une entrée de service en plomb. De fortes corrélations ont été établies entre les particules/colloïdes de plomb et les particules de fer détectées dans l'eau du robinet (Hulsmann, 1990; Deshommes, et coll., 2010, 2012; Friedman et coll., 2010; Camara et coll., 2013). Camara et coll. (2013) ont observé que des concentrations élevées de plomb ($> 10 \mu\text{g/L}$) dans l'eau du robinet étaient associées à la présence de particules de fer. Une autre étude a révélé que, en plus des matériaux contenant du plomb dans la plomberie du bâtiment, le plomb particulaire présent dans l'eau du robinet était attribuable à l'adsorption du plomb dissous sur les dépôts de fer qui se sont formés dans l'entrée de service en plomb et la plomberie du site (y compris les tuyaux en fer galvanisé) (Deshommes et coll., 2010). Il est important de tenir compte de l'impact des dépôts de fer contenant du plomb, car toute modification du traitement entraînant des changements dans la qualité de l'eau pourrait déstabiliser les dépôts et déplacer le plomb dans la solution (Schock, 2005; Copeland et coll., 2007).

Les précipités de fer oxydé et les dépôts de corrosion du fer ont une grande affinité pour l'arsenic et une grande capacité à concentrer ce dernier dans les solides de fer et à sa surface. Une étude a été menée pour déterminer la composition élémentaire et la minéralogie des solides de rinçage des bornes d'incendie et des solides provenant des canalisations. Toutes les sources d'eau contenaient de l'arsenic (jusqu'à $69 \mu\text{g/L}$) et du fer (jusqu'à $2,5 \text{ mg/L}$). La concentration d'arsenic de tous les solides variait de 10 à $13\,650 \mu\text{g/g}$, et l'élément principal dans la plupart des solides était le fer, à des concentrations variant de 70 à 337 mg/g pour les solides de rinçage des bornes d'incendie et de 40 à 592 mg/g pour les solides provenant des canalisations (Lytle et coll., 2004). Scanlan (2003) a constaté qu'au cours d'une période de rinçage de 10 minutes, les concentrations dans le circuit d'écoulement avaient augmenté pour l'arsenic (passant de 21 à $151 \mu\text{g/L}$), le plomb (de 56 à $1\,370 \mu\text{g/L}$) et l'antimoine (de $7,6$ à $27 \mu\text{g/L}$). Peng et Korshin (2011) ont relevé une association importante entre l'arsenic, le chrome et le vanadium et les fractions d'oxyde de fer cristallin des dépôts de corrosion ($19,8 \%$, $18,6 \%$ et $20,3 \%$, respectivement). Les minéraux du fer, associés à la corrosion du fer provenant des conduites principales d'eau,

présentent une forte tendance à adsorber et à accumuler l'uranium (Dodge et coll., 2002; Schock et coll., 2005; Lytle et coll., 2014; Stewart et coll., 2015).

Dans le cadre d'une étude menée par Reiber et Dostal (2000), des échantillons d'eau ont été prélevés dans l'ensemble du réseau de distribution et analysés afin d'y déceler des contaminants inorganiques à l'état de trace. L'enquête a révélé que l'eau colorée contenait des concentrations très élevées de fer (de 8 à 412 mg/L) et de cuivre (de 8 à 300 mg/L). L'analyse des échantillons de tuyaux (fonte non revêtue et fer/acier galvanisé) a révélé la présence d'arsenic, de cuivre et de plomb. Les auteurs ont observé une accumulation de matières inorganiques sur les dépôts de corrosion du fer à la suite d'une remobilisation causée par des changements apportés au procédé de traitement (mise en œuvre de la chloration) (Reiber et Dostal, 2000). Valentine et Stearns (1994) et Field et coll. (1995) ont signalé des concentrations élevées de radon (^{222}Rn) (jusqu'à 2 676 pCi/L) dans des échantillons d'eau du robinet. Les deux études ont fait état d'une augmentation des concentrations de ^{222}Rn avec une augmentation de la distance (temps de séjour dans l'eau) depuis les points d'entrée du système. Dans chaque cas, on a déterminé qu'il s'agissait d'une accumulation de radium (^{226}Ra) dans les dépôts des tuyaux en fer et que sa désintégration alpha était responsable de concentrations élevées de ^{222}Rn dans l'eau. Même si les deux installations d'approvisionnement en eau avaient de faibles concentrations de ^{226}Ra dans leur eau traitée, les concentrations de ^{226}Ra dans les dépôts des conduits variaient de 13 à 270 pCi/g.

4.5.3 Activité microbienne et produits chimiques dans les réseaux de distribution d'eau potable

La corrosion des tuyaux en fer dans un réseau de distribution favorise la croissance microbienne par plusieurs mécanismes. L'oxydation du Fe(II) en Fe(III) par le chlore appauvrit les résiduels de désinfectant dans le réseau de distribution et permet la croissance microbienne (LeChevallier et coll., 1993; Benjamin et coll., 1996; Schwake et coll., 2016). De plus, des espèces de chlore peuvent être consommées dans les réactions de corrosion du fer, accélérant ainsi le processus de corrosion (McNeill et Edwards, 2001). Le chlore libre s'épuise plus rapidement que la monochloramine par ce mécanisme, mais les deux réactions sont pertinentes sur les échelles de temps caractéristiques de la distribution de l'eau (Frateur et coll., 1999; Vikesland et Valentine, 2000). L'épuisement du chlore protège à la fois les bactéries associées au plancton et au biofilm (LeChevallier et coll., 1990, 1993; Gibbs et coll., 2004).

Des bactéries oxydant le fer peuvent être présentes dans les biofilms que l'on trouve dans l'eau potable. Ces bactéries convertissent le Fe(II) en Fe(III), qui se dépose ensuite à l'extérieur des cellules bactériennes. Les ferrobactéries ne présentent pas un danger pour la santé publique, mais elles sont considérées comme des microbes nuisibles, puisqu'elles peuvent précipiter de grandes quantités de fer pouvant causer des problèmes de goût et d'odeur, de l'écume, de couleur et d'augmentation de la turbidité. De plus, l'encrassement biologique du fer peut réduire le débit dans le réseau de distribution et entraîner la détérioration de la tuyauterie de distribution (U.S. EPA, 2006).

La relation entre la corrosion du fer et la formation de SPD est complexe, et plusieurs processus distincts peuvent jouer un rôle important. En raison de la réaction du chlore avec le Fe(II), le chlore disponible qui peut réagir avec les précurseurs des SPD peut être limité (Rossman et coll.,

2001). De plus, il a été démontré que le Fe(II) dégrade les SPD par la déshalogénéation réductrice et d'autres mécanismes (Chun et coll., 2005, 2007). Les dépôts de corrosion du fer peuvent aussi être une source de précurseur des SPD. Ce précurseur comprend la MON adsorbée et les substances polymériques extracellulaires associées aux bactéries formant des biofilms (Rossman et coll., 2001; Wang et coll., 2012b). Les oxydes de fer adsorbent de préférence la MON qui est enrichie en carbone aromatique (Korshin et coll., 1999) et en structures phénoliques (Reckhow et coll., 1990; Korshin et coll., 1999). De plus, on a constaté que la MON réagissait davantage avec le chlore lorsqu'elle était adsorbée sur la goethite (Hassan et coll., 2006), l'un des minéraux de fer les plus courants dans les dépôts de fer (Benjamin et coll., 1996).

4.6 Gestion des résidus

L'incidence de la gestion des résidus et les enjeux connexes doivent être pris en compte lors de l'évaluation et du choix de tout procédé de traitement de l'eau. La plupart des résidus produits par une installation de traitement de l'eau devront être traités.

Les technologies de traitement peuvent produire une variété de résidus comme de l'eau de lavage, de l'eau de rejet/concentré et des déchets de régénération des milieux. Si des résidus sont rejetés directement dans un plan d'eau ou si le procédé de traitement des résidus crée un rejet dans un plan d'eau, il faut communiquer avec l'autorité responsable en matière d'eau potable pour confirmer les exigences applicables.

5.0 Stratégies de gestion

Tous les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient mettre en œuvre une approche de gestion des risques, comme l'approche de la source au robinet ou du plan de gestion de la sécurité sanitaire de l'eau pour assurer la salubrité de l'eau (CCME, 2004; OMS, 2012, 2017). Ces approches exigent une évaluation du réseau pour caractériser la source d'approvisionnement en eau, décrire les procédés de traitement qui empêchent ou réduisent la contamination, déterminer les conditions pouvant entraîner une contamination et mettre en œuvre des mesures de contrôle. Une surveillance opérationnelle est ensuite établie, et des protocoles opérationnels et de gestion sont institués (p. ex. procédures opérationnelles standardisées, mesures correctives et interventions en cas d'incident). Une surveillance de la conformité est établie ainsi que d'autres protocoles permettant de valider le plan de gestion de la sécurité sanitaire de l'eau sont mis en œuvre (p. ex. la tenue de registre, la satisfaction des consommateurs). Les opérateurs doivent aussi recevoir une formation pour assurer en tout temps l'efficacité du plan de gestion de la sécurité sanitaire de l'eau (Smeets et coll., 2009).

5.1 Stratégies de contrôle

Les stratégies de contrôle visant à réduire le fer comprennent les suivantes :

- Contrôle des concentrations dans l'eau de la source d'approvisionnement :
 - eaux souterraines : mélange de sources multiples
 - eaux de surface : aération du réservoir, profondeurs de prise d'eau multiple
- Traitement pour l'enlèvement du fer :

- plusieurs options (voir les sections 4.2 à 4.4)
- Gestion du fer existant dans le système de distribution
- Entretien et renouvellement du système de distribution

5.1.1 Traitement

De nombreux systèmes fournissent un traitement uniquement en réponse à des épisodes d'accumulation excessive de dépôts, de changement de couleur ou de coloration, et à des plaintes de clients. Toutefois, étant donné l'affinité adsorbante particulière du fer pour les contaminants inorganiques et radiologiques à l'état de trace réglementés, son enlèvement peut aider à réduire l'accumulation de contaminants à l'état de trace dans les réseaux de distribution et ainsi réduire les risques pour la santé publique associés aux libérations intermittentes. De plus, l'enlèvement du fer facilite celui du Mn, réduisant ainsi les risques pour la santé publique liés au Mn. Il est également important de fournir de l'eau potable avec une coloration minimale, car les consommateurs peuvent chercher à consommer d'autres sources moins sûres. Par conséquent, les responsables de systèmes de distribution d'eau potable devraient s'efforcer d'enlever le fer pour respecter l'OE proposé avant la distribution afin de réduire au minimum les plaintes relatives à l'eau colorée et d'améliorer la confiance des consommateurs à l'égard de la qualité de l'eau potable.

5.1.2 Réseau de distribution

Les options suivantes permettent de limiter les effets négatifs de la libération et de la précipitation du fer dans le réseau de distribution :

- Choisir le matériau des tuyaux
- Produire de l'eau de qualité non corrosive ayant des propriétés chimiques stables qui seront maintenues dans l'ensemble du réseau de distribution
- Limiter et éliminer l'accumulation de dépôts au moyen d'un rinçage régulier et d'un nettoyage mécanique
- Réduire les concentrations de fer et d'autres contaminants à l'état de trace qui entrent dans le réseau de distribution d'eau

5.2 Surveillance

5.2.1 Caractérisation des sources d'eau

Les concentrations de fer dans une source d'eau peuvent varier d'une saison à l'autre ou d'une source à l'autre. La présence de fer dissous dans certains lacs et réservoirs profonds peut être due à la stratification, un phénomène susceptible de créer des conditions anaérobies dans la zone des eaux de fond et de provoquer la dissolution du fer contenu dans les dépôts de fond. Les espèces de fer dissous sont ensuite dispersées dans le plan d'eau général par l'inversion annuelle de la masse d'eau. Les réservoirs subissent périodiquement des épisodes où des conditions anaérobies sont présentes dans la couche inférieure du bassin de retenue et où des quantités excessives de fer soluble sont libérées dans la colonne d'eau.

Il faut caractériser les sources d'eau pour déterminer la concentration et la forme du fer dans celles-ci. Il est recommandé d'échantillonner les eaux souterraines tous les six mois. Il faudrait analyser des échantillons des eaux de surface quatre fois par année, avec un échantillonnage plus fréquent pendant les périodes où des concentrations élevées de fer sont plus susceptibles d'être présentes dans les eaux de surface, comme pendant la stratification thermique en été et le renversement des lacs à l'automne. Il est possible d'augmenter la fréquence de la surveillance du fer si les concentrations sont très variables, et de la diminuer lorsqu'elles sont très basses. Il convient également de noter que le fer et le Mn se côtoient souvent dans l'eau de la source d'approvisionnement et peuvent également causer un changement de couleur de l'eau. Par conséquent, on recommande que les responsables de systèmes de distribution d'eau potable déterminent si le Mn est également présent dans la source d'eau.

5.2.2 Traitement

Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable qui traitent leur eau pour en extraire le fer devront effectuer une surveillance fréquente de l'eau brute et de l'eau traitée afin d'apporter les ajustements nécessaires aux procédés et de s'assurer que les procédés de traitement enlèvent efficacement le fer à des concentrations inférieures à l'OE proposé. La fréquence de surveillance de l'eau traitée dépendra des données historiques sur les fluctuations du fer dans l'eau brute et du type de procédé de traitement mis en place. Par exemple, une surveillance quotidienne peut s'avérer nécessaire dans les installations de traitement des eaux de surface dont les concentrations en fer fluctuent et qui utilisent l'oxydation et la filtration comme traitement. La surveillance dans l'installation de traitement, aux étapes clés du traitement, peut être nécessaire si le responsable d'un système de distribution a de la difficulté à contrôler les concentrations de fer dans l'eau traitée. Une filtration appropriée devrait être effectuée sur une partie des échantillons prélevés afin de déterminer les composants du fer dissous et du fer particulaire. Cette étape est importante pour déterminer le type de traitement nécessaire et pour évaluer la performance de l'installation de traitement.

Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable qui éprouvent des difficultés à contrôler le fer dans l'eau traitée et qui utilisent du permanganate de potassium, du dioxyde de chlore ou de l'ozone pour oxyder directement le fer peuvent également envisager de quantifier la fraction de fer colloïdal de certains échantillons au cours du traitement. Dans de nombreux cas, la surveillance des procédés dans une installation de traitement peut être effectuée au moyen de méthodes colorimétriques afin de réduire les coûts d'analyse.

5.2.3 Réseau de distribution

Étant donné que le fer peut s'accumuler et être libéré dans les systèmes de distribution, il convient d'assurer une surveillance à différents endroits dans les systèmes où le fer se trouve (ou aux endroits où il a été présent par le passé) dans la source d'eau ou dans les systèmes de distribution ou de plomberie (c.-à-d. les tuyaux en fonte ou en fer galvanisé). Cette surveillance permettra de s'assurer que les opérations et l'entretien assurent le maintien de concentrations de fer sous l'OE proposé dans le réseau de distribution. Le fer total dans l'eau potable devrait également être surveillé au robinet en cas de changement de couleur (eau colorée) pour déterminer si les concentrations dépassent l'OE proposé.

La libération du fer a tendance à être sporadique, de sorte qu'il est difficile d'établir un programme de surveillance systématique pour détecter efficacement la présence de fer dans l'eau du robinet résultant de la libération de fer dans le réseau de distribution. Dans le cas du fer à l'état particulaire, la turbidité pourrait être une méthode efficace et facile à mettre en œuvre pour la surveillance, car elle peut servir de valeur de substitution pour la concentration totale de fer dans de nombreux systèmes d'approvisionnement en eau (Imran et coll., 2005; Boxall et Saul, 2005; Burlingame et coll., 2006; Mutoti et coll., 2007 a, b; Dietrich, 2015).

La détection d'un changement de couleur apparente peut également être utilisée comme valeur de substitution du fer total dans le cadre d'un programme de surveillance. Il a été démontré qu'il y a une forte corrélation entre la présence de fer total sous forme particulaire et la couleur apparente. La couleur apparente est facile à analyser régulièrement sur place à l'aide d'un spectrophotomètre (Imran et coll., 2005).

De plus, les facteurs de risque associés à l'accumulation et à la libération de fer dans le réseau de distribution pourraient être utilisés comme indicateurs du moment (fondé sur les événements) et de l'endroit où surveiller la libération de fer. Une surveillance fondée sur les événements peut être nécessaire dans les circonstances où le risque de libération est accru, par exemple, à la suite de perturbations hydrauliques du système (comme une rupture de la conduite principale ou le rinçage des bornes d'incendie) ou de changements dans la composition chimique de l'eau (comme des changements dans le pH, la température, le type d'eau de la source d'approvisionnement ou un mélange d'eau non contrôlé, l'ajout de chlore résiduel ou un mélange de désinfectant non contrôlé).

Idéalement, les sites d'échantillonnage du réseau de distribution devraient être situés dans des zones présentant des facteurs de risque accru de la libération de fer (p. ex. des zones où les tuyaux sont corrodés/tuberculés, les matériaux des tuyaux, les biofilms) et des facteurs de risque de libération en fonction de l'événement. Une surveillance devrait également être effectuée lors de tout événement mettant en cause de l'eau colorée. Toutefois, l'absence d'eau colorée ne doit pas être interprétée comme l'absence de la libération de fer. La surveillance du fer devrait être effectuée en conjonction avec d'autres métaux qui peuvent être présents dans le réseau de distribution et dont la libération a été démontrée avec le fer (p. ex. arsenic, plomb, Mn). Les responsables de systèmes de distribution d'eau potable qui prennent des mesures préventives, maintiennent des conditions hydrauliques et physiques stables et disposent de données de référence indiquant que le fer est peu présent ou absent dans le réseau peuvent réduire la fréquence de leurs contrôles.

5.2.4 Milieu résidentiel

Les propriétaires de puits privés qui utilisent un dispositif de traitement résidentiel doivent régulièrement faire vérifier l'eau qui entre dans le dispositif ainsi que l'eau traitée pour s'assurer de l'efficacité de celui-ci.

6.0 Considérations internationales

D'autres organisations nationales et internationales disposent de lignes directrices, de normes et/ou de valeurs recommandées pour le fer dans l'eau potable. Les valeurs varient en fonction de

la date à laquelle remonte l'évaluation sur laquelle elles sont fondées, et en fonction des différentes politiques et approches, telles que le choix de l'étude principale.

Tableau 12. Comparaison des valeurs internationales relatives au fer dans l'eau potable

Organisme (année)	Valeur (mg/L)
Santé Canada – valeur proposée de la recommandation (2023)	OE ≤ 0,1
U.S. EPA ^a	CMSC = 0,3
OMS (2003; confirmée en 2004 et 2011) ^b	Aucune précisée
Australie (1996; 2011; mis à jour en 2018)	OE ≤ 0,3
Commission européenne (2017, 2020) ^c	0,2

CMSC – concentration maximale secondaire de contaminants; OE – objectif d'ordre esthétique.

^a Disponible à l'adresse <https://www.epa.gov/sdwa/secondary-drinking-water-standards-guidance-nuisance-chemicals>. L'U.S. EPA a également établi une dose de référence subaiguë et chronique provisoire de 0,7 mg/kg p.c. par jour en fonction des effets gastro-intestinaux nocifs, en utilisant la même étude clé que l'IOM (U.S. EPA, 2006).

^b Selon une dose journalière maximale admissible provisoire de 0,8 mg/kg p.c., fondée sur un effet non précisé, établie par le Comité d'experts FAO/OMS sur les additifs alimentaires (JECFA) en 1983, l'OMS (2003) a mentionné qu'une valeur dans l'eau potable d'environ 2 mg/L peut être dérivée, ce qui ne présente pas un danger pour la santé. La valeur du JECFA a été établie comme mesure de précaution contre l'accumulation excessive de fer dans le corps.

^c Valeur du paramètre indicateur, pour la surveillance opérationnelle et l'acceptabilité par les consommateurs (UE, 2020). Cette valeur est basée sur l'OMS (2003).

7.0 Justification

Le fer est un métal omniprésent dans l'environnement. Il est principalement exploité pour fabriquer de l'acier et être utilisé dans diverses applications industrielles et commerciales et de produits de consommation. Bien que les aliments soient la principale source d'exposition des Canadiens au fer, ce dernier peut également être présent dans l'eau dû à des sources naturelles, tels que les processus d'altération des roches et des sols, ou dû aux matériaux de tuyauterie utilisés dans le réseau de distribution. Le fer est plus répandu dans les eaux souterraines que dans les eaux de surface. Il peut également se trouver dans l'eau potable en raison de la libération de sous-produits de corrosion provenant des tuyaux en fonte et des tuyaux galvanisés. Il peut causer une coloration de l'eau, des taches sur les vêtements et des problèmes de goût. Le fer non hémique est la forme de fer que l'on trouve dans l'eau potable, les ions Fe(II) et Fe(III) étant les espèces les plus répandues.

Le fer est un élément essentiel pour presque tous les organismes vivants. Par conséquent, on ne s'attend pas à ce que le fer non hémique présent dans l'eau potable ait des effets systémiques importants sur la santé des personnes en bonne santé, y compris les femmes enceintes et les nourrissons nourris au biberon, en raison de l'homéostasie. Les données actuelles indiquent que le fer non hémique n'est ni génotoxique, ni cancérigène, ni toxique pour la reproduction lorsqu'il est consommé par voie orale. Cependant, en raison de ses propriétés pro-oxydatives, ce métal peut, à des concentrations très élevées, endommager de nombreux systèmes du corps humain, le tractus gastro-intestinal étant le système le plus sensible. La supplémentation des adultes avec des doses orales de 60 mg ou plus de fer non hémique par jour a entraîné des

troubles gastro-intestinaux importants (Frykman et coll., 1994). Un apport maximal tolérable de 45 mg par jour a été établi pour le fer (Santé Canada, 2010; IOM, 2001).

Santé Canada, en collaboration avec le Comité fédéral-provincial-territorial sur l'eau potable, propose un objectif d'ordre esthétique (OE) de 0,1 mg (100 µg/L) pour le fer total dans l'eau potable. L'OE proposé peut être mesuré de façon fiable au moyen des méthodes analytiques disponibles et peut être atteint par les traitements de l'eau potable disponibles. Cependant, le fer (à faible concentration) peut causer des problèmes opérationnels et esthétiques dans les installations de traitement et les réseaux de distribution, entraîner une coloration de l'eau, tacher les appareils ménagers et abîmer les vêtements pendant la lessive. L'OE proposé est établi à un niveau qui permettra de réaliser ce qui suit :

- Réduire les plaintes des consommateurs au sujet d'une coloration de l'eau, de tâches sur les vêtements et du goût
- Accroître la stabilité du désinfectant résiduel lorsque les concentrations de fer sont contrôlées
- Réduire au minimum l'accumulation excessive de dépôts dans le réseau de distribution;
- Favoriser l'enlèvement du Mn coïncident
- Réduire les risques pour la santé publique associés aux événements intermittents de libération de fer ayant adsorbé des traces de contaminants inorganiques et radiologiques qui constituent eux-mêmes un danger pour la santé
- Être mesurable par des méthodes analytiques disponibles et atteignable par des technologies de traitement couramment accessibles

Compte tenu des considérations soulevées, un OE de $\leq 0,1$ mg/L est proposé pour le fer total. Dans le cadre de son processus continu de révision des recommandations, Santé Canada continuera de surveiller les nouvelles recherches à ce sujet et recommandera au besoin toute modification jugée appropriée au présent document technique.

8.0 Références

- Agrawal, S., Berggren, K.L., Marks, E. et Fox, J.H. (2017). Impact of high iron intake on cognition and neurodegeneration in humans and in animal models: A systematic review. *Nutr. Rev.*, 75(6): 456–470.
- Ahmad, A., van der Wal, A., Bhattacharya, P. et van Genuchten, C. (2019). Characteristics of Fe and Mn bearing precipitates generated by Fe(II) and Mn(II) co-oxidation with O₂, MnO₄ and HOCl in the presence of groundwater ions. *J. Water Res.*, 161: 505–516.
- Alissa, E.M., Ahmed, W.H., Al-ama, N. et Ferns, G.A.A. (2007). Relationship between indices of iron status and coronary risk factors including diabetes and the metabolic syndrome in Saudi subjects without overt coronary disease. *Journal of Trace Elements in Medicine and Biology*, 21(4): 242–254.
- APHA, AWWA et WEF. (2017). Standard methods for the examination of water and wastewater. 23^e édition. (version en ligne). Standard methods for the examination of water and wastewater. American Public Health Association. Disponible à <https://www.standardmethods.org/>
- Anderson, G.J. et Frazer, D.M. (2017). Current understanding of iron homeostasis. *Am. J. Clin. Nutr.*, 106(Suppl 6): 1559S-1566S.
- Andrews, N.C. et Schmidt, P.J. (2007). Iron homeostasis. *Annu. Rev. Physiol.*, 69: 69–85.
- Appel, M.J., Kuper, C.F. et Woutersen, R.A. (2001). Disposition, accumulation and toxicity of iron fed as iron (II) sulfate or as sodium iron EDTA in rats. *Food Chem. Toxicol.*, 39(3): 261–269.
- Asare, G.A., Paterson, A.C., Kew, M.C., Khan, S. et Mossanda, K.S. (2006). Iron-free neoplastic nodules and hepatocellular carcinoma without cirrhosis in wistar rats fed a diet high in iron. *J. Pathol.*, 208(1): 82–90.
- Ashmore, J.H., Rogers, C.J., Kelleher, S.L., Lesko, S.M. et Hartman, T.J. (2016). Dietary iron and colorectal cancer risk: A review of human population studies. *Crit. Rev. Food Sci. Nutr.*, 56(6): 1012–1020.
- AWWA (2005). Microfiltration and ultrafiltration membranes for drinking water. Manual for water supply practices M53. American Water Works Association. Première édition.
- Bacon, B.R., Park, C.H., Brittenham, G.M., O'Neill, R. et Tavill, A.S. (1985). Hepatic mitochondrial oxidative metabolism in rats with chronic dietary iron overload. *Hepatology*, 5(5): 789–797.
- Bao, W., Rong, Y., Rong, S. et Liu, L. (2012). Dietary iron intake, body iron stores, and the risk of type 2 diabetes: A systematic review and meta-analysis. *BMC Med.*, 10: 119-7015-10-119.
- Barbeau, B., Carrière, A., et Bouchard, M. (2011). Spatial and temporal variations in manganese concentrations in drinking water. *J. Environ. Sci. Health A Tox. Hazard. Subst. Environ. Eng.*, 46(6): 608–616.
- Bastide, N.M., Pierre, F.H.F. et Corpet, D.E. (2011). Heme iron from meat and risk of colorectal cancer: A meta-analysis and a review of the mechanisms involved. *Cancer Prev. Res. (Phila)*, 4(2): 177.
- Bateman, D.N., Eagling, V., Sandilands, E.A., Jackson, G., Crawford, C., Hawkins, L., Cheung, T., Cooper, G., Bradberry, S.M., Thompson, J.P., Thomas, S.H.L. et Eddleston, M. (2018). Iron overdose epidemiology, clinical features and iron concentration-effect relationships: The UK experience 2008-2017. *Clin. Toxicol. (Phila)*, 56(11): 1098–1106.
- Beguín, Y., Aapro, M., Ludwig, H., Mizzen, L. et Österborg, A. (2014). Epidemiological and nonclinical studies investigating effects of iron in carcinogenesis—A critical review. *Crit. Rev. Oncol.*, 89(1): 1–15.

- Benefield, L.D. et Morgan, J.M., 1990 (4^e éd.). *Chemical Precipitation. Water Quality and Treatment*, (F.W. Pontius, editor). McGraw-Hill, New York.
- Benjamin, M.M., Sontheimer, H., et Leroy, P. (1996) Corrosion of iron and steel. In *Internal corrosion of water distribution systems*. 2^e édition. American Water Works Association Research Foundation and DVGW Technologiezentrum Wasser, Denver, CO. p. 46.
- Bialkowski, W., Bryant, B.J., Schlumpf, K.S., Wright, D.J., Birch, R., Kiss, J.E., D'Andrea, P., Cable, R.G., Spencer, B.R., Vij, V. et Mast, A.E. (2015). The strategies to reduce iron deficiency in blood donors randomized trial: Design, enrolment and early retention. *Vox Sang.*, 108(2): 178–185.
- Bloomer, S.A. et Brown, K.E. (2019). Iron-induced liver injury: A critical reappraisal. *Int. J. Mol. Sci.*, 20(9): 10.3390/ijms20092132.
- Boxall, J. B. et Saul, A. J. (2005). Modeling Discoloration in Potable Water Distribution Systems. *Jour. Environ. Eng.*, 131(5).
- Brabin, B., Gies, S., Roberts, S.A., Diallo, S., Lompo, O.M., Kazienga, A., Brabin, L., Ouedraogo, S. et Tinto, H. (2019). Excess risk of preterm birth with periconceptional iron supplementation in a malaria endemic area: Analysis of secondary data on birth outcomes in a double blind randomized controlled safety trial in Burkina Faso. *Malaria Journal*, 18(1): 161.
- Brandhuber, P., Clark, S., Knocke, W. et Tobiason, J. (2013). *Guidance for the treatment of manganese*. Water Research Foundation, Denver, Colorado.
- Brandhuber, P. et Tobiason, J. (2018). Iron and manganese control. 15th Annual EPA Drinking Water Workshop Small Systems Challenges and Solutions. Cincinnati, OH, 31 août 2018, séance de formation pratique.
- British Columbia Ministry of Health (2019). *Communication personnelle avec D. Fishwick*.
- Brodeur, M.E. et Barbeau, B. (2015). Performance of point-of-use and point-of-entry technologies for the removal of manganese in drinking water: Summary of the EDU-MANGO Epidemiological Study. Rapport préparé pour Santé Canada et disponible sur demande.
- Burger, M.S., Krentz, C.A., Mercer, S.S. et Gagnon, G.A. (2008). Manganese removal and occurrence of manganese oxidizing bacteria in full-scale biofilters. *J. Water Supply Res. Technol. Aqua.*, 57(5), 351–359.
- Camara, E., Montreuil, K.R., Knowles, A.K. et Gagnon, G.A. (2013). Role of the water main in lead service line replacement: A utility case study. *J. Am. Water Works Assoc.*, 105(8): E423-E431.
- Cancelo-Hidalgo, M., Castelo-Branco, C., Palacios, S., Haya-Palazuelos, J., Ciria-Recasens, M., Manasanch, J. et Pérez-Edo, L. (2013). Tolerability of different oral iron supplements: A systematic review. *Curr. Med. Res. Opin.*, 29(4): 291–303.
- Carrière, A., Gauthier, V., Desjardins, R. et Barbeau, B. (2005). Evaluation of loose deposits in distribution systems through unidirectional flushing. *J. Am. Water Works Assoc.*, 97(9), 82–92.
- Casale, R.J., LeChevallier, M.W. et Pontius, F.W. (2002). *Manganese control and related issues*. AWWARF et American Water Works Association. Denver, Colorado.
- CCME (2004). *De la source au robinet : Guide d'application de l'approche à barrières multiples pour une eau potable saine*. Conseil canadien des ministres de l'environnement, Winnipeg, Manitoba.

CCN (2022). Répertoire des organismes de certification accrédités de produits, de processus et de services. Conseil canadien des normes, Ottawa, Ontario. Disponible à <https://www.scc.ca/fr/accreditation/certification-de-produits-procedes-et-services/repertoire-des-organismes-de-certification-accredites>

Chan, A.T., Ma, J., Tranah, G.J., Giovannucci, E.L., Rifai, N., Hunter, D.J. et Fuchs, C.S. (2005). Hemochromatosis gene mutations, body iron stores, dietary iron, and risk of colorectal adenoma in women. *J. Natl. Cancer Inst.*, 97(12): 917–926.

Chang, T.P. et Rangan, C. (2011). Iron poisoning: A literature-based review of epidemiology, diagnosis, and management. *Pediatr. Emerg. Care*, 27(10): 978–985.

Chang, V.C., Cotterchio, M. et Khoo, E. (2019). Iron intake, body iron status, and risk of breast cancer: A systematic review and meta-analysis. *BMC Cancer*, 19(1): 543.

Chen, P., Totten, M., Zhang, Z., Bucinca, H., Erikson, K., Santamaría, A., Bowman, A.B. et Aschner, M. (2019). Iron and manganese-related CNS toxicity: Mechanisms, diagnosis and treatment. 19(3): 243–260.

Chen, W.H., Hsieh, Y.H., Wu, C.C., Wan, M.W., Futralan, C.M. et Kan, C.C. (2011) The on-site feasibility study of iron and manganese removal from groundwater by hollow-fiber microfiltration. *J. Water Supply Res. Technol. Aqua.*, 60(6): 391.

Cheng, L.H., Xiong, X.X., Cai, S., Li, D.W. et Xu, Z.H. (2020). Aeration-manganese sand filter-ultrafiltration to remove iron and manganese from water: Oxidation effect and fouling behavior of manganese sand coated film. *J. Water Proc. Eng.*, 38:101621.

Ching, D., Mews, C., Crompton, C., Ravikumar, M. et Abeysuriya, D. (2019). Iron pill-induced gastritis in the paediatric population. *Case Rep. Pediatr.*, 2019: 7527608.

Choo, K., Lee, H. et Choi, S. (2005). Iron and manganese removal and membrane fouling during UF in conjunction with prechlorination for drinking water treatment. *J. Membr. Sci.*, 267(1-2): 18–26.

Chua, A.C.G., Knuiman, M.W., Trinder, D., Divitini, M.L. et Olynyk, J.K. (2016). Higher concentrations of serum iron and transferrin saturation but not serum ferritin are associated with cancer outcomes. *Am. J. Clin. Nutr.*, 104(3): 736–742.

Cimino-Mathews, A., Broman, J.H., Westra, W.H. et Illei, P.B. (2010). Iron pill-induced tumefactive mucosal injury of the hypopharynx. *Am. J. Surg. Pathol.*, 34(11): 1720–1722.

Civardi, J. et Tompeck, M. (2015). *Iron and Manganese Removal Handbook* (deuxième édition). American Water Works Association.

Clement, J., Hayes, M., Sarin, P., Kriven, W.M., Bebee, J., Jim, K., Backett, M., Snoeyink, V.L., J. Kirmeyer, G.J. et Pierson, G. (2002). *Development of Red Water Control Strategies*. Publication No. 90883. AWWARF et American Water Works Association. Denver, Colorado.

Collard, K.J. (2009). Iron homeostasis in the neonate. *Pediatrics*, 123(4): 1208–1216.

Collings, R., Harvey, L.J., Hooper, L., Hurst, R., Brown, T.J., Ansett, J., King, M. et Fairweather-Tait, S.J. (2013). The absorption of iron from whole diets: A systematic review. *Am. J. Clin. Nutr.*, 98(1): 65–81.

Constante, M., Fragoso, G., Lupien-Meilleur, J., Calvé, A. et Santos, M.M. (2017). Iron supplements modulate colon microbiota composition and potentiate the protective effects of probiotics in dextran sodium sulfate-induced colitis. *Inflamm. Bowel Dis.*, 23(5): 753–766.

- Cook, M.B., Kamangar, F., Weinstein, S.J., Albanes, D., Virtamo, J., Taylor, P.R., Abnet, C.C., Wood, R.J., Petty, G., Cross, A.J. et Dawsey, S.M. (2012). Iron in relation to gastric cancer in the alpha-tocopherol, beta-carotene cancer prevention study. *Cancer Epidemiol. Biomarkers Prev.*, 21(11): 2033.
- Cooper, M., Greene-Finestone, L., Lowell, H., Levesque, J. et Robinson, S. (2012). Iron sufficiency of Canadians. *Health Rep.*, 23(4): 41–48.
- Copeland, R.C., Lytle, D.A. et Dionysious, D.D. (2007). Desorption of arsenic from drinking water distribution system solids. *Environ. Monit. Assess.*, 127: 523. Cornwell, D.A., and Lee, R. (1993). *Recycle Stream Effects on Water Treatment*. AWWARF et American Water Works Association, Denver.
- Cornwell, D.A. et Lee, R. (1994). Waste Stream Recycling: Its Effects on Water Quality. *J. Am. Water Works Assoc.*, 86:11:50.
- Cromley, J.T. et O'Connor, J.T. (1976). Effect of ozonation on the removal of iron from a groundwater. *J. Am. Water Works Assoc.*, 68(6):315.
- Czerwonka, M. et Tokarz, A. (2017). Iron in red meat—friend or foe. *Meat Sci.*, 123: 157–165.
- Danesh, J. et Appleby, P. (1999). Coronary heart disease and iron status. *Circulation*, 99(7): 852–854.
- Das De, S., Krishna, S. et Jethwa, A. (2015). Iron status and its association with coronary heart disease: Systematic review and meta-analysis of prospective studies. *Atherosclerosis*, 238(2): 296–303.
- Dawsey, S.P., Hollenbeck, A., Schatzkin, A. et Abnet, C.C. (2014). A prospective study of vitamin and mineral supplement use and the risk of upper gastrointestinal cancers. *PLoS One*, 9(2): e88774-e88774.
- Deshommes, E., Laroche, L., Nour, S., Cartier, C. et Prévost, M. (2010). Source and Occurrence of Particulate Lead in Tap Water. *Water Res.*, 44:12:3734.
- Deshommes, E., Nour, S., Richer, B., Cartier, C. et Prévost, M. (2012). POU devices in large buildings: lead removal and water quality. *J. Am. Water Works Assoc.*, E282-E297.
- de Valk, B. et Marx, J.J.M. (1999). Iron, Atherosclerosis, and Ischemic Heart Disease. *Arch. Intern. Med.* 159(14): 1542–1548.
- Développement durable Manitoba (2019). Communication personnelle avec Dr. H.D. Coulibaly.
- Diallo, A., Deschasaux, M., Partula, V., Latino-Martel, P., Srouf, B., Hercberg, S., Galan, P., Fassier, P., Guéraud, F., Pierre, F.H. et Touvier, M. (2016). Dietary iron intake and breast cancer risk: Modulation by an antioxidant supplementation. *Oncotarget*, 7(48): 79008–79016.
- Dietrich, A.M. (2015). *USEPA Secondary Maximum Contaminant Limits: A Strategy for Drinking Water Quality and Consumer Acceptability* (Project No. 4537). Water Research Foundation, Denver, Colorado.
- Dietrich, A.M. et Burlingame, G.A. (2015). Critical review and rethinking of USEPA secondary standards for maintaining organoleptic quality of drinking water. *Environ. Sci. Technol.*, 49:708-20. PMID 25517292 DOI: 10.1021/Es504403T
- Ding, H., Zhao, Y., Yu, X., Chen, L., Han, J. et Feng, J. (2021). Tolerable upper intake level of iron damages the liver of weaned piglets. *J. Anim. Physiol. Anim. Nutr. (Berl)*, 105(4): 668–677.
- Dodge, D.J., Francis, A.J., Gillow, J.B., Halada, G.P. et Clayton, C.R. (2002). Association of Uranium with Iron Oxides Typically Formed on Corroding Steel Surfaces. *Environ. Sci. Technol.*, 36:3504.

Domellof, M. (2007). Iron requirements, absorption and metabolism in infancy and childhood. *Curr. Opin. Clin. Nutr. Metab. Care*, 10(3): 329–335.

Dongiovanni, P., Ruscica, M., Rametta, R., Recalcatti, S., Steffani, L., Gatti, S., Girelli, D., Cairo, G., Magni, P., Fargion, S. et Valenti, L. (2013). Dietary iron overload induces visceral adipose tissue insulin resistance. *Am. J. Pathol.*, 182(6): 2254–2263.

Dostal, A., Baumgartner, J., Riesen, N., Chassard, C., Smuts, C.M., Zimmermann, M.B. et Lacroix, C. (2014). Effects of iron supplementation on dominant bacterial groups in the gut, faecal SCFA and gut inflammation: A randomised, placebo-controlled intervention trial in South African children. *Br. J. Nutr.*, 112(4): 547–556.

Duranceau, S.J. (2001). *Membrane practices for water treatment* (première édition. American Water Works Association, Denver, Colorado.

Dunn, L.L., Suryo Rahmanto, Y. et Richardson, D.R. (2007). Iron uptake and metabolism in the new millennium. *Trends Cell Biol.*, 17(2): 93–100.

Earle, M., Breda, I.L., Stoddart, A.K. et Gagnon, G.A. (2020). Predicting manganese and iron precipitation in drinking water biofilters. *AWWA Water Sci.*, 3 (1): e1216 <https://doi.org/10.1002/aws2.1216>

ECCE (2019). *Loi canadienne sur la protection de l'environnement (1999)*. Recommandations fédérales pour la qualité de l'environnement - Fer. Version provisoire pour consultation publique. Environnement et Changement climatique Canada. Gouvernement du Canada.

ECHA (2020). REACH registration dossier for hydronium;iron(3⁺);hexahydroxide;disulfate. EC number: 940-441-4. Dernière mise à jour le 11 novembre 2020. European Chemical Agency, <https://echa.europa.eu/brief-profile/-/briefprofile/100.232.301>.

EFSA (2004). Opinion of the scientific panel on dietetic products, nutrition and allergies [NDA] related to the tolerable upper intake level of iron. European Food Safety Authority. *EFSA Journal*, 2(11): 125.

EFSA (2015). Scientific opinion on dietary reference values for iron. EFSA Panel on dietetic products, nutrition and allergies (NDA). European Food Safety Authority. *EFSA Journal*, 13(10): 4254.

Fakhfekh, R., Chabanon, E., Mangin, D., Amar, R.B. et Charcosset, C. (2017). Removal of iron using an oxidation and ceramic microfiltration hybrid process for drinking water treatment. *Desalin. Water Treat.*, 66: 210-220.

Fang, S., Zhuo, Z., Yu, X., Wang, H. et Feng, J. (2018b). Oral administration of liquid iron preparation containing excess iron induces intestine and liver injury, impairs intestinal barrier function and alters the gut microbiota in rats. *J. Trace Elem. Med. Biol.*, 47 : 12-20.

Field R.W., Fisher E.L., Valentine, R.L. et Kross, B.C. (1995). Radium-bearing pipe scale deposits—implications for national waterborne radon sampling methods. *Am J. Public Health*. 85(4):567–70.

Fonseca-Nunes, A., Jakszyn, P. et Agudo, A. (2014). Iron and cancer risk—A systematic review and meta-analysis of the epidemiological evidence. *Cancer Epidemiol. Biomarkers Prev.*, 23(1): 12.

Folkman, S. (2018). *Water main break rates in the USA and Canada: A comprehensive study*. Utah State University Buried Structures Laboratory, Logan, UT.

Frateur, I., Deslouis, C., Kiene, L., Levi, Y. et Tribollet, B. (1999). Free chlorine consumption induced by cast iron corrosion in drinking water distribution systems. *Water Res.*, 33(8): 1781–1790.

- Friedman, M.J., Hill, A.S., Reiber, S.H., Valentine, R.L., Larsen, G., Young, A., Korshin, G.V. et Peng, C-Y. (2010). Assessment of inorganics accumulation in drinking water system scales and sediments. Water Research Foundation et United States Environmental Protection Agency, Denver, Colorado.
- Friedman, M.J., Hill, A., Booth, S., Hallett, M., McNeill, L., McLean, J., Stevens, D., Sorensen, D., Hammer, T., Kent, W., De Haan, M., MacArthur, K. et Mitchell, K. (2016). Metals accumulation and release within the distribution system: evaluation and mitigation. Water Research Foundation et United States Environmental Protection Agency, Denver, Colorado.
- Frykman, E., Bystrom, M., Jansson, U., Edberg, A. et Hansen, T. (1994). Side effects of iron supplements in blood donors: Superior tolerance of heme iron. *J. Lab. Clin. Med.*, 123(4): 561–564.
- Gahagan, S., Delker, E., Blanco, E., Burrows, R. et Lozoff, B. (2019). Randomized controlled trial of iron-fortified versus low-iron infant formula: Developmental outcomes at 16 years. *J. Pediatr.*, 212: 124–130.e1.
- Geisser, P. et Burckhardt, S. (2011). The pharmacokinetics and pharmacodynamics of iron preparations. *Pharmaceutics*, 3(1): 12–33.
- Geldreich E.E. et LeChevallier, M.W. (1999). Microbial quality control in distribution systems. Dans : R. D. Letterman, Ed., *Water Quality and Treatment: A Handbook of Community Water Samples*, 5^e édition, McGraw-Hill, New York, 1999, p. 1–18,49.
- Gibbs, S.G., Meckes, M.C., Green, C.F. et Scarpino, P.V (2004). Evaluation of the ability of chlorine to inactivate selected organisms from the biofilm of a drinking water distribution system simulator following a long-term wastewater cross connection. *J. Environ. Eng. Sci.* 3(2): 97–105.
- Gies, S., Diallo, S., Roberts, S.A., Kazienga, A., Powney, M., Brabin, L., Ouedraogo, S., Swinkels, D.W., Geurts-Moespot, A., Claeys, Y., D’Alessandro, U., Tinto, H., Faragher, B. et Brabin, B. (2018). Effects of weekly iron and folic acid supplements on malaria risk in nulliparous women in Burkina Faso: A periconceptional, double-blind, randomized controlled noninferiority trial. *J. Infect. Dis.*, 218(7): 1099–1109.
- Gill, D., Del Greco, M.F., Walker, A.P., Srari, S.K.S., Laffan, M.A. et Minelli, C. (2017). The effect of iron status on risk of coronary artery disease. *Arterioscler. Thromb. Vasc. Biol.*, 37(9): 1788–1792.
- Ginzburg, Y.Z. et Vinchi, F. (2019). Chapitre 72 - iron overload. Dans *Transfusion medicine and hemostasis* (troisième édition). Shaz, B.H., Hillyer, C.D. and Reyes Gil, M. (eds.). Elsevier, p. 433-436. eBook ISBN: 9780128137277
- Haig, A. et Driman, D.K. (2006). Iron-induced mucosal injury to the upper gastrointestinal tract. *Histopathology*, 48(7): 808–812.
- Hamann, C.L., McEwen, J.B. et Myers, A.G. (1990). Guide to selection of water treatment processes, p. 157-187. Dans F.W. Pontius (ed.), *Water quality and treatment*. AWWA, McGraw-Hill, Inc., Toronto.
- Hare, D.J., Cardoso, B.R., Szymlek-Gay, E.A. et Biggs, B. (2018). Neurological effects of iron supplementation in infancy: Finding the balance between health and harm in iron-replete infants. *The Lancet Child & Adolescent Health*, 2(2): 144–156.
- Hashash, J.G., Proksell, S., Kuan, S.F. et Behari, J. (2013). Iron pill-induced gastritis. *ACG Case Rep. J.*, 1(1): 13–15.
- Hayflick, S.J. et Hogarth, P. (2011). As iron goes, so goes disease? *Haematologica*, 96(11): 1571–1572.

- Hercberg, S., Estaquio, C., Czernichow, S., Mennen, L., Noisette, N., Bertrais, S., Renversez, J., Briancon, S., Favier, A. et Galan, P. (2005). Iron status and risk of cancers in the SU.VI.MAX cohort. *J. Nutr.*, 135(11): 2664–2668.
- Hem J. D. (1960) Complexes of ferrous iron with tannic acid. Geological Survey Water-Supply Paper # 1459D.
- Hiiob, M. et Karro, E. (2012). Iron in the Middle Devonian aquifer system and its removal at Yru County water treatment plants, Estonia [raud kesk-devoni phjaveekompleksis ja selle rastus vrumaa veepuhastussysteemide nitel]. *Estonian Journal of Earth Sciences*, 61(3): 181–190.
- Hoffmann, A., Haschka, D., Valente de Souza, L., Tymoszuk, P., Seifert, M., von Raffay, L., Hilbe, R., Petzer, V., Moser, P.L., Nairz, M. et Weiss, G. (2021). Baseline iron status and presence of anaemia determine the course of systemic salmonella infection following oral iron supplementation in mice. *Ebiomedicine*, 71: 103568.
- Hunnicutt, J., He, K. et Xun, P. (2014). Dietary iron intake and body iron stores are associated with risk of coronary heart disease in a meta-analysis of prospective cohort studies. *J. Nutr.*, 144(3): 359–366.
- Hulsmann, A.D. (1990). Particulate lead in water supplies. *Water and Environment Journal*, 4(1): 19–25.
- Iannotti, L.L., Tielsch, J.M., Black, M.M. et Black, R.E. (2006). Iron supplementation in early childhood: Health benefits and risks. *Am. J. Clin. Nutr.*, 84(6): 1261–1276.
- Iglesias, L., Canals, J. et Arija, V. (2018). Effects of prenatal iron status on child neurodevelopment and behavior: A systematic review. *Crit. Rev. Food Sci. Nutr.*, 58(10): 1604–1614.
- Imran, S.A., Dietz, J.D., Mutoti, G., Taylor, J.S., Randall, A. A. et Cooper, C.D. (2005). Red water release in drinking water distribution systems. *J. Am. Water Works Assoc.*, 97(9), 93–100.
- Inai, K., Fujihara, M., Yonehara, S. et Kobuke, T. (1994). Tumorigenicity study of ferric citrate administered orally to mice. *Food Chem. Toxicol.*, 32(6): 493–498.
- IOM (2001). Dietary reference intakes for vitamin A, vitamin K, arsenic, boron, chromium, copper, iodine, iron, manganese, molybdenum, nickel, silicon, vanadium, and zinc. Food and Nutrition Board, Institute of Medicine. National Academy Press, Washington, DC, USA, 797 p.
- Jaeggi, T., Kortman, G.A., Moretti, D., Chassard, C., Holding, P., Dostal, A., Boekhorst, J., Timmerman, H.M., Swinkels, D.W., Tjalsma, H., Njenga, J., Mwangi, A., Kvalsvig, J., Lacroix, C. et Zimmermann, M.B. (2015). Iron fortification adversely affects the gut microbiome, increases pathogen abundance and induces intestinal inflammation in Kenyan infants. *Gut*, 64(5): 731–742.
- Jiang, R., Ma, J., Ascherio, A., Stampfer, M.J., Willett, W.C. et Hu, F.B. (2004a). Dietary iron intake and blood donations in relation to risk of type 2 diabetes in men: A prospective cohort study. *Am. J. Clin. Nutr.*, 79(1): 70–75.
- Jiang, R., Manson, J.E., Meigs, J.B., Ma, J., Rifai, N. et Hu, F.B. (2004b). Body iron stores in relation to risk of type 2 diabetes in apparently healthy women. *Jama*, 291(6): 711–717.
- Jobin R. et Ghosh M.M. (1972). Effect of buffer intensity and organic matter on the oxygenation of ferrous iron. *J. Am. Water Works Assoc.* 64: 590.
- Kabat, G.C., Miller, A.B., Jain, M. et Rohan, T.E. (2008). Dietary iron and haem iron intake and risk of endometrial cancer: A prospective cohort study. *Br. J. Cancer*, 98(1): 194–198.
- Kabat, G.C., Miller, A.B., Jain, M. et Rohan, T.E. (2007). Dietary iron and heme iron intake and risk of breast cancer: A prospective cohort study. *Cancer Epidemiol. Biomarkers Prev.*, 16(6): 1306.

Kabat, G.C., Cross, A.J., Park, Y., Schatzkin, A., Hollenbeck, A.R., Rohan, T.E. et Sinha, R. (2010). Intakes of dietary iron and heme-iron and risk of postmenopausal breast cancer in the national institutes of Health–AARP diet and health study. *Am. J. Clin. Nutr.*, 92(6): 1478–1483.

Kaluza, J., Larsson, S.C., Håkansson, N. et Wolk, A. (2014). Heme iron intake and acute myocardial infarction: A prospective study of men. *Int. J. Cardiol.*, 172(1): 155–160.

Kasim, N., Mohammad, A.W. et Abdullah, S.R.S. (2017). Iron and manganese removal by nanofiltration and ultrafiltration membranes: influence of pH adjustment. *Malaysian J. Analytical Sci*, 21(1): 149–158. DOI: <http://dx.doi.org/10.17576/mjas-2017-2101-17>

Kataria, Y., Wu, Y., Horskjær, P.D., Mandrup-Poulsen, T. et Ellervik, C. (2018). Iron status and gestational Diabetes—A meta-analysis. *Nutrients*, 10(5).

Katsoyiannis, I.A. et Zouboulis, A.I. (2004). Biological treatment of Mn(II) and Fe(II) containing groundwater: kinetic considerations and product characterization. *Water Res.*, 38: 1922.

Kawabata, T., Ogino, T. et Awai, M. (1989). Protective effects of glutathione against lipid peroxidation in chronically iron-loaded mice. *Biochim. Biophys. Acta*, 1004(1): 89–94.

Kew, M.C. (2014). Hepatic iron overload and hepatocellular carcinoma. *Liver Cancer*, 3(1): 31–40.

Khadse, G.K., Patni, P.M., et Labhasetwar, P.K. (2015). Removal of iron and manganese from drinking water supply. *Sustain. Water Resour. Manag.* 1:157–165

Knocke, W.R., Hoehn, R.C, et Sinsabaugh, R.L (1987). Using alternative oxidants to removal dissolved manganese from waters laden with organics. *J. Am. Water Works Assoc.* 79(3):75

Knocke, W.R., Van Benschoten, J.E., Kearney, M., Soborski, A. et Reckhow, D.A. (1990). Alternative oxidants for the removal of soluble manganese. AWWARF et American Water Works Association, Denver, Colorado.

Knocke, W.R., Conley, L. et Van Benschoten, J.E. (1992). Impact of dissolved organic carbon on the removal of iron during water treatment. *Water Res.* 26(11): 1515.

Knocke, W.R., Shorney, H.L. et Bellamy, J. (1993). Impacts of dissolved organic carbon on iron removal. AWWARF et American Water Works Association, Denver, Colorado.

Knocke, W.R., Occiano, S.C. et Hungate, R. (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.

Knowles, A.D., Nguyen, C.K., Edwards, M.A., Stoddart, A., McIlwain, B. et Gagnon, G.A. (2015). Role of iron and aluminum coagulant metal residuals and lead release from drinking water pipe materials. *J. Environ. Sci. Health A Tox. Hazard. Subst. Environ. Eng.*, 50(4): 414–423.

Kohl, P.M. et Medlar, S.J. (2006). Occurrence of manganese in drinking water and manganese control. American Water Research Foundation, American Water Works Association et IWA Publishing. Denver, Colorado.

Kohl, P.M. et Dixon, D. (2012). Occurrence, impacts and removal of manganese in biofiltration processes. Water Research Foundation, Denver, Colorado.

Korshin, G.V., Ferguson, J.F., Lancaster, A.N. et Wu, H. (1999). Corrosion and metal release for lead-containing materials: influence of NOM. Water Research Foundation, Denver, Colorado. (AWWA Research Foundation Project No. 90759. No. 4349).

- Krishnan, K. et Carrier, R. (2008). Approaches for evaluating the relevance of multiroute exposures in establishing guideline values for drinking water contaminants. *J. Environ. Sci. Health. C. Environ. Carcinog. Ecotoxicol. Rev.*, 26(3): 300–316.
- Krishnan, K. et Carrier, R. (2013). The Use of Exposure Source Allocation Factor in The Risk Assessment of Drinking-Water Contaminants. *Journal of Toxicology and Environmental Health, Part B: Critical Reviews*, 16:1, 39–51
- Kunutsor, S.K., Apekey, T.A., Walley, J. et Kain, K. (2013). Ferritin levels and risk of type 2 diabetes mellitus: An updated systematic review and meta-analysis of prospective evidence. *Diabetes Metab. Res. Rev.*, 29(4): 308–318.
- LeChevallier M.W., Lowry C.D., Lee R.G. et Gibbon D.L. (1993). Examining the relationship between iron corrosion and disinfection of biofilm bacteria. *J. Am. Water Works Assoc.* 85(7):111–23.
- Li, B., Trueman, B.F., Rahman, M.S., Gao, Y., Park, Y. et Gagnon, G. (2019). Understanding the impacts of sodium silicate on water quality and iron oxide particles. *Environ. Sci. Water Res. Technol.*. DOI : 10.1039/c9ew00257j.
- Liabeuf, S., Gras, V., Moragny, J., Laroche, M.L., Andrejak, M. et French National Network of Pharmacovigilance Centers (2014). Ulceration of the oral mucosa following direct contact with ferrous sulfate in elderly patients: A case report and a review of the French National Pharmacovigilance Database. *Clin. Interv. Aging*, 9: 737–740.
- Lipinski, P., Stys, A. et Starzynski, R.R. (2013). Molecular insights into the regulation of iron metabolism during the prenatal and early postnatal periods. *Cell. Mol. Life Sci.*, 70(1): 23–38.
- Lönnerdal, B. (2017). Excess iron intake as a factor in growth, infections, and development of infants and young children. *Am. J. Clin. Nutr.*, 106: 1681S-1687S.
- Low, M., Speedy, J., Styles, C.E., De-Regil, L. et Pasricha, S.R. (2016). Daily iron supplementation for improving anaemia, iron status and health in menstruating women. *Cochrane Database Sys. Rev.*, (4).
- Lozoff, B., Castillo, M., Clark, K.M. et Smith, J.B. (2012). Iron-fortified vs low-iron infant formula: Developmental outcome at 10 years. *Arch. Pediatr. Adolesc. Med.*, 166(3): 208–215.
- Lytle, D.A. et Snoeyink, V.L. (2002) Effect of ortho- and polyphosphate on the properties of iron particles and suspensions. *J. Am. Water Works Assoc.*, 94(10): 87–99.
- Lytle, D.A., Sorg, T.J. et Frietch, C. (2004). Accumulation of Arsenic in Drinking Water Distribution Systems. *Environ. Sci. Technol.* 38(20): 5365–5372.
- Lytle, D.A., Sorg, T.J., Wang, L., Muhlen, C., Rahrig, M. et French, K. (2007). Biological nitrification in a full-scale and pilot-scale iron removal drinking water treatment plant. *J. Water Supply Res. Technol. Aqua.*, 56(2): 125–136.
- Makrides, M., Crowther, C.A., Gibson, R.A., Gibson, R.S. et Skeaff, C.M. (2003). Efficacy and tolerability of low-dose iron supplements during pregnancy: A randomized controlled trial. *Am. J. Clin. Nutr.*, 78(1): 145–153.
- Manz, D.H., Blanchette, N.L., Paul, B.T., Torti, F.M. et Torti, S.V. (2016). Iron and cancer: Recent insights. *Ann. N.Y. Acad. Sci.*, 1368(1): 149–161.
- Markova, V., Norgaard, A., Jørgensen, K. et Langhoff-Roos, J. (2015). Treatment for women with postpartum iron deficiency anaemia. *Cochrane Database Syst. Rev.*, (8).
- McClellan, J.N. (2015) Biological iron & manganese treatment:5 years of operating experience in Cavendish VT. *Journal NEWWA*. December.

- McFadden, M., Giani, R., Kwan, P. et Reiber, S.H. (2011). Contributions to drinking water lead from galvanized iron corrosion scales. *J. Am. Water Works Assoc.*, 103:4:76.
- Meng, Y., Sun, J., Yu, J., Wang, C. et Su, J. (2019). Dietary intakes of calcium, iron, magnesium, and potassium elements and the risk of colorectal cancer: A meta-analysis. *Biol. Trace Elem. Res.*, 189(2): 325-335.
- Metcalf, M. (2000). Pressure filtration for iron and manganese removal. *J. New England Water Works Assoc.*, 114(3): 187.
- Ministère de l'Environnement et des Gouvernements locaux du Nouveau-Brunswick (2019). Communication personnelle avec K. Gould.
- Ministère de l'Environnement et du Changement climatique de la Nouvelle-Écosse (2019). Communication personnelle avec A. Polegato.
- Ministère de l'Environnement, de la Protection de la nature et des Parcs de l'Ontario (2019). Communication personnelle avec S. Deshpande.
- Ministère des Communautés, des Terres et de l'Environnement de l'Île-du-Prince-Édouard (2019). Communication personnelle avec G. Somers.
- Moore, A.B., Shannon, J., Chen, C., Lampe, J.W., Ray, R.M., Lewis, S.K., Lin, M., Stalsberg, H. et Thomas, D.B. (2009). Dietary and stored iron as predictors of breast cancer risk: A nested case-control study in Shanghai. *Int. J. Cancer*, 125(5): 1110-1117.
- Morais, R., Ribeiro, A., Paiva, D., Rios, E., Rodrigues, S. et Macedo, G. (2017). Iron pill-induced gastroduodenopathy. *Porto Biomed. J.*, 2(6): 344-346.
- Mørkedal, B., Laugsand, L.E., Romundstad, P.R. et Vatten, L.J. (2011). Mortality from ischaemic heart disease: Sex-specific effects of transferrin saturation, serum iron, and total iron binding capacity. The HUNT study. *Eur. J. Cardiovasc. Prev. Rehabil.*, 18(5): 687-694.
- Mouchet, P. (1992). From conventional to biological removal of iron and manganese in France. *J. Am. Water Works Assoc.*, 84(4): 158-167.
- Muckenthaler, M.U., Rivella, S., Hentze, M.W. et Galy, B. (2017). A red carpet for iron metabolism. *Cell*, 168(3): 344-361.
- Myers, B.M., Prendergast, F.G., Holman, R., Kuntz, S.M. et LaRusso, N.F. (1991). Alterations in the structure, physicochemical properties, and pH of hepatocyte lysosomes in experimental iron overload. *J. Clin. Invest.*, 88(4): 1207-1215.
- Newfoundland and Labrador Department of Municipal Affairs and Environment (2019). Communication personnelle avec H. Khan.
- NHMRC et NRMCC (2011). Australian drinking water guidelines - paper 6, version 3.5 (mis à jour en août 2018). National Water Quality Management Strategy. National Health and Medical Research Council, National Resource Management Ministerial Council. Commonwealth of Australia, Canberra.
- NSF International (2021). NSF/ANSI Standard 42: Drinking water treatments units— Aesthetic effects. NSF International/American National Standards Institute. NSF International, Ann Arbor, MI.
- OCDE Essai 422. (2015) Organisation de coopération et de développement économiques. Essai 422 - Étude combinée de toxicité à doses répétées et de dépistage de la toxicité pour la reproduction et le développement.

Disponible à https://www.oecd-ilibrary.org/fr/environment/essai-n-422-etude-combinee-de-toxicite-a-doses-repetees-et-de-depistage-de-la-toxicite-pour-la-reproduction-et-le-developpement_9789264242722-fr

Odell, L.H. (2010). Treatment technologies for groundwater. American Water Works Association. Denver, Colorado.

OMS (2003). Iron in drinking-water. Background document for development of WHO *guidelines for drinking-water quality* (en anglais seulement). Organisation Mondiale de la santé, WHO/SDE/WSH/03.04/08, Genève.

OMS (2012). Planifier la gestion de la sécurité sanitaire de l'eau pour l'approvisionnement en eau des petites communautés. Organisation mondiale de la Santé, Genève, Suisse. Disponible à <https://www.who.int/fr/publications/i/item/9789241548427>

OMS (2017). Projet de coopération concernant les paramètres liés à l'eau potable. Soutien à la révision de l'annexe I de la Directive 98/83/CE du Conseil relative à la qualité des eaux destinées à la consommation humaine (directive sur l'eau potable) – *recommandations*. Organisation mondiale de la Santé - Bureau régional pour l'Europe. Organisation mondiale de la Santé - Europe, Bonn (Allemagne).

OMS (2017). Directives de qualité pour l'eau de boisson : Quatrième édition intégrant le premier additif. Organisation mondiale de la santé, Genève, Suisse. Disponible à <https://www.who.int/fr/publications/i/item/9789241549950>

Ömür-Özbek, P. et Dietrich, A.M. (2011). Retronasal perception and flavour thresholds of iron and copper in drinking water. *J. Water Health*, 9 (1), 1–9.

Onorati, M., Nicola, M., Renda, A., Lancia, M. et Di Nuovo, F. (2020). Iron overload in gastric mucosa: Underdiagnosed condition rarely documented in clinical and pathology reports. *Cureus*, 12(5): e8234.

Orban, E., Schwab, S., Thorand, B. et Huth, C. (2014). Association of iron indices and type 2 diabetes: A meta-analysis of observational studies. *Diabetes Metab. Res. Rev.*, 30(5): 372–394.

Paganini, D. et Zimmermann, M.B. (2017). The effects of iron fortification and supplementation on the gut microbiome and diarrhea in infants and children: A review. *Am. J. Clin. Nutr.*, 106: 1688S-1693S.

Peeters, K., Lespes, G., Zuliani, T., Scancar, J. et Milacic, R. (2016). The fate of iron nanoparticles in environmental waters treated with nanoscale zero-valent iron, FeONPs and Fe₃O₄NPs. *Water Res.*, 94: 315–327.

Peng, C-Y. et Korshin, G.V. (2011). Speciation of trace inorganic contaminants in corrosion scales and deposits formed in drinking water distribution systems. *Water Res.*, 45: 5553–5563.

Pereira, D.I.A., Couto Irving, S.S., Lomer, M.C.E. et Powell, J.J. (2014). A rapid, simple questionnaire to assess gastrointestinal symptoms after oral ferrous sulphate supplementation. *BMC Gastroenterology*, 14: 103–103.

Pestaner, J.P., Ishak, K.G., Mullick, F.G. et Centeno, J.A. (1999). Ferrous sulfate toxicity: A review of autopsy findings. *Biol. Trace Elem. Res.*, 69(3): 191–198.

Plummer, J.L., MacKinnon, M., Cmielewski, P.L., Williams, P., Ahern, M.J., Ilsley, A.H. et de la M Hall, P. (1997). Dose-related effects of dietary iron supplementation in producing hepatic iron overload in rats. *J. Gastroenterol. Hepatol.*, 12(12): 839–842.

Ponka, P., Tenenbein, M. et Eaton, J.W. (2015). Chapitre 41 – iron. Dans *Handbook on the toxicology of metals* (quatrième édition): 879–902.

Postawa, A. et Hayes, C. (2013). Best practice guide on the control of iron and manganese in water supply. IWA Publishing. London, UK.

PubChem (2004). PubChem compound summary for CID 23925, Fe. [Consultation le 16 janvier 2021]. National Library of Medicine (US), National Center for Biotechnology Information, Bethesda, MD. Disponible à <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/Fe>

Qi, X., Zhang, Y., Guo, H., Hai, Y., Luo, Y. et Yue, T. (2020). Mechanism and intervention measures of iron side effects on the intestine. *Crit. Rev. Food Sci. Nutr.*, 60(12): 2113–2125.

Qin, S., Ma, F., Huangc, P. et Yangb, J. (2009). Fe (II) and Mn (II) removal from drilled well water: A case study from a biological treatment unit in Harbin. *Desalination* 245: 183–193.

Quinn, E.A. (2014). Too much of a good thing: Evolutionary perspectives on infant formula fortification in the United States and its effects on infant health. *Am. J. Hum. Biol.*, 26(1): 10–17.

Radtke, H., Tegtmeier, J., Rocker, L., Salama, A. et Kiesewetter, H. (2004). Daily doses of 20 mg of elemental iron compensate for iron loss in regular blood donors: A randomized, double-blind, placebo-controlled study. *Transfusion*, 44(10): 1427–1432.

Ramm, G.A., Li, S.C., Li, L., Britton, R.S., O’Neill, R., Kobayashi, Y. et Bacon, B.R. (1995). Chronic iron overload causes activation of rat lipocytes in vivo. *Am. J. Physiol.*, 268(3 Pt 1): G451–8.

Reiber, S. et Dostal, G. (2000). Well Water Disinfection Sparks Surprises. *Opflow*, 26(3).

Revie, R.W. et Uhlig, H.H. (2008) *Corrosion and Corrosion Control. An Introduction to Corrosion Science and Engineering*. 4^e édition, John Wiley & Sons, New Jersey.

Reyes, C., Pons, N.A., Reñones, C.R., Gallisà, J.B., Val, V.A., Tebé, C. et Mateo, G.F. (2020). Association between serum ferritin and acute coronary heart disease: A population-based cohort study. *Atherosclerosis*, 293: 69–74.

RNC (2019). *Faits sur le minerai de fer*. Ressources naturelles Canada. Gouvernement du Canada. Disponible à <https://ressources-naturelles.canada.ca/nos-ressources-naturelles/mines-materiaux/faits-mineraux-metaux/faits-sur-le-minerai-de-fer/20594>

Robinson, R.B. et Reed, G.D. (1990). *Sequestering Methods of Iron and Manganese Treatment*. American Water Works Association Research Foundation. Denver, Colorado. (Report 90558).

Robinson, R.B., Reed, G.D. et Frazier, B. (1992). Iron and Manganese Sequestration Facilities Using Sodium Silicate. *J. Am. Water Works Assoc.*, 84(2), 77–82.

Rodriguez-Ramiro, I., Dell’Aquila, C., Ward, J.L., Neal, A.L., Bruggraber, S.F.A., Shewry, P.R. et Fairweather-Tait, S. (2019). Estimation of the iron bioavailability in green vegetables using an in vitro digestion/Caco-2 cell model. *Food Chem.*, 301: 125292.

Rossman, L.A., Brown, R.A., Singer, P.C. et Nuckols, J.R. (2001) DBP formation kinetics in a simulated distribution system. *Water Res.*, 35 (14): 3483–3489.

Sain, A. et Dietrich, A.M. (2015). Rethinking aesthetic guidelines for manganese and iron in drinking water. *J. Water Supply Res. Technol. Aqua*, 64 (7): 775–782.

Sain, A., Griffin, A. et Dietrich, A.M. (2014). Assessing taste and visual perception of Mn(II) and Mn(IV) in Drinking Water. *J. Am. Water Works Assoc.*, 106(1): E32–34 et <http://dx.doi.org/10.5942/jawwa.2014.106.0003>, E32-E40.

Sallanko, J., Lakso, E. et Ropelinen, J. (2006). Iron behavior in the ozonation and filtration of groundwater. *Ozone-Sci. Eng.*, 28: 269.

Salonen, J.T., Nyyssönen, K., Korpela, H., Tuomilehto, J., Seppänen, R. et Salonen, R. (1992). High stored iron levels are associated with excess risk of myocardial infarction in eastern Finnish men. *Circulation*, 86(3): 803–811.

Salonen, J.T., Tuomainen, T.P., Nyyssönen, K., Lakka, H.M. et Punnonen, K. (1998). Relation between iron stores and non-insulin dependent diabetes in men: Case-control study. *Bmj*, 317(7160): 727.

Santé Canada (2008). 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, Santé Canada, Ottawa (Ontario).

Santé Canada (2009). Lignes directrices sur la nutrition pendant la grossesse à l'intention des professionnels de la santé - Fer. Gouvernement du Canada.

Santé Canada (2010). Tableaux des ANREF. Gouvernement du Canada. Disponible à <https://www.canada.ca/fr/sante-canada/services/aliments-nutrition/saine-alimentation/apports-nutritionnels-reference/tableaux.html>

Santé Canada (2017). Communication personnelle avec Anca-Maria Tugulea, Bureau de la science et de la recherche en santé environnementale.

Santé Canada (2017). Fer (présent sous forme de phosphate ferrique) et préparations commerciales apparentées. Document de consultation. Projet de décision de réévaluation. Agence de réglementation de la lutte antiparasitaire. PRVD2017-21.

Santé Canada (2018). Fer (présent sous forme de phosphate ferrique) et préparations commerciales connexes. *Décision finale*. Décision de réévaluation. Agence de réglementation de la lutte antiparasitaire. RVD2018-23.

Santé Canada (2019a). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada : Document technique – Le plomb. Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Santé Canada, Ottawa, Ontario. Disponible à <https://www.canada.ca/content/dam/hc-sc/documents/services/publications/healthy-living/guidelines-canadian-drinking-water-quality-guideline-technical-document-lead/guidance-document/document-reference.pdf>.

Santé Canada (2019b). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada : Document technique – Le manganèse. Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Santé Canada, Ottawa, Ontario. Disponible à <https://www.canada.ca/content/dam/hc-sc/documents/services/publications/healthy-living/guidelines-canadian-drinking-water-quality-guideline-technical-document-manganese/pub-manganese-0212-2019-fra.pdf>.

Santé Canada (2021). Facteurs d'exposition utilisés dans les évaluations des risques pour la santé humaine au Canada. Fiche de renseignements. Santé Canada, Ottawa, Ontario. Disponible à <https://www.canada.ca/fr/sante-canada/services/substances-chimiques/fiches-renseignements/facteurs-exposition-evaluations-risques-sante-humaine-canada.html>.

Santé Canada (2022). Recommandations pour la qualité de l'eau potable au Canada : Document de conseils sur l'échantillonnage et les mesures d'intervention pour le contrôle de la corrosion. Bureau de l'eau, de l'air et des changements climatiques, Direction générale de la santé environnementale et de la sécurité des consommateurs, Santé Canada, Ottawa, Ontario.

Sarin, P., Snoeyink, V.L., Bebee, J., Kriven, W.M. et Clement, J.A. (2001). Physico-chemical characteristics of corrosion scales in old iron pipes. *Water Res.*, 35(12), 2961–2969.

- Sarin, P., Clement, J.A., Snoeyink, V.L. et Kriven, W.M. (2003) Iron release from corroded, unlined cast-iron pipe. *J. Am. Water Works Assoc.*, 95(11): 85–96.
- Sarin, P., Snoeyink, V.L., Bebee, J., Jim, K.K., Beckett, M.A., Kriven, W.M. et Clement, J.A. (2004a). Iron release from corroded iron pipes in drinking water distribution systems: effect of dissolved oxygen. *Water Res.*, 38(5), 1259–1269.
- Sarin, P., Snoeyink, V.L., Lytle, D.A. et Kriven, W.M. (2004b). Iron corrosion scales: model for scale growth, iron release, and coloured water formation. *J. Environ. Eng.*, 130(4), 364–373.
- Saskatchewan Water Security Agency (2019). Communication personnelle avec S. Ferris.
- Sato, M., Furukawa, F., Toyoda, K., Mitsumori, K., Nishikawa, A. et Takahashi, M. (1992). Lack of carcinogenicity of ferric chloride in F344 rats. *Food Chem. Toxicol.*, 30(10): 837–842.
- Sazawal, S., Black, R.E., Ramsan, M., Chwaya, H.M., Stoltzfus, R.J., Dutta, A., Dhingra, U., Kabole, I., Deb, S., Othman, M.K. et Kabole, F.M. (2006). Effects of routine prophylactic supplementation with iron and folic acid on admission to hospital and mortality in preschool children in a high malaria transmission setting: Community-based, randomised, placebo-controlled trial. *Lancet*, 367(9505): 133–143.
- Schneider, C., Johns, P. et Huehmer, R.P. (2001). Removal of manganese by microfiltration in a water treatment plant. Dans *Proceedings of the AWWA membrane technology conference, Denver, Colorado*. American Water Works Association.
- Schock, M.R. (2005). Distribution systems as reservoirs and reactors for inorganic contaminants. Chapitre 6. Dans *Distribution system water quality challenges in the 21st century—a strategic guide*. M.J. Macphee (ed.). American Water Works Association, Denver, Colorado.
- Schock, M.R., Hyland, R.N. et Welch, M.M. (2008). Occurrence of contaminant accumulation in lead pipe scales from domestic drinking-water distribution systems. *Environ. Sci. Technol.*, 42(12): 4285–4291.
- Schock, M.R., Cantor, A., Triantafyllidou, S., Desantis, M.K. et Scheckel, K.G. (2014). Importance of pipe deposits to Lead and Copper Rule compliance. *J. Am. Water Works Assoc.*, 106(7): E336–E349.
- Schrier, S.L. (2015). So you know how to treat iron deficiency anemia. *Blood*, 126(17): 1971.
- Schwake, D.O., Garner, E., Strom, O.R., Pruden, A. et Edwards, M.A. (2016). Legionella DNA markers in tap water coincident with a spike in Legionnaires' disease in Flint, MI. *Environ. Sci. Technol. Lett.*, 3(9), 311–315.
- Sharma, S.K., Kappelhof, J., Groenendijk, M. et Schippers, J.C. (2001). Comparison of physicochemical iron removal mechanisms in filters. *J. Water Supply Res. Technol. Aqua.*, 50(4): 187–198.
- Shyu, H., Lung, C., Ho, C., Sun, Y.I., Ko, P., Huang, J., Pan, C., Chiang, Y., Chen, S. et Liaw, Y. (2013). Geographic patterns of hepatocellular carcinoma mortality with exposure to iron in groundwater in Taiwanese population: An ecological study. *BMC Public Health*, 13(1): 352.
- Smeets, P.W.M.H., Medema, G.J. et Van Dijk, J.C. (2009). The Dutch secret: How to provide safe drinking water without chlorine in the Netherlands. *Drink. Water Eng. Sci.*, 2(1): 1–14.
- Sommerfeld, E.O. (1999). Iron and manganese removal handbook. American Water Works Association. Denver, Colorado.
- Soofi, S., Cousens, S., Iqbal, S.P., Akhund, T., Khan, J., Ahmed, I., Zaidi, A.K. et Bhutta, Z.A. (2013). Effect of provision of daily zinc and iron with several micronutrients on growth and morbidity among young children in Pakistan: A cluster-randomised trial. *Lancet*, 382(9886): 29–40.

Stål, P., Olsson, J., Svoboda, P., Hultcrantz, R., Harms-Ringdahl, M. et Eriksson, L.C. (1997). Studies on genotoxic effects of iron overload and alcohol in an animal model of hepatocarcinogenesis. *J. Hepatol.*, 27(3): 562–571.

Stål, P., Wang, G.S., Olsson, J.M. et Eriksson, L.C. (1999). Effects of dietary iron overload on progression in chemical hepatocarcinogenesis. *Liver*, 19(4): 326–334.

Statistique Canada (2019). Enquête canadienne sur les mesures de la santé (ECMS). Sommaire du contenu des cycles 1 à 8.

Statistique Canada (2021). Enquête canadienne sur les mesures de la santé (ECMS). Tableau 13-10-0336-01 État nutritionnel de la population à domicile. DOI : <https://doi.org/10.25318/1310033601-fra>

Štembal, T., Markić, M., Ribičić, N., Briški, F. et Sipos, L. (2005). Removal of ammonia, iron and manganese from groundwaters of northern Croatia—pilot plant studies. *Process Biochem.* 40: 327–335.

Stewart, B., Cismasu, A., Williams, K., Peyton, B., Peter S. et Nico, P. (2015). Reactivity of uranium and ferrous iron with natural iron oxyhydroxides. *Environ. Sci. Technol.*, 49: 10357–10366.

Sunkara, T., Caughey, M.E., Nigar, S., Olivo, R. et Gaduputi, V. (2017). Iron pill gastritis: An under diagnosed condition with potentially serious outcomes. *Gastroenterology Res.*, 10(2): 138–140.

Świetlik, J., Raczyk-Stanisławiak, U., Piszora, P. et Nawrocki, J. (2012). Corrosion in drinking water pipes: The importance of green rusts. *Water Res.*, 46(1), 1-10

Tekerlekopoulou, A.G., Pavlou, S. et Vayenas, D.V. (2013). Removal of ammonium, iron and manganese from potable water in biofiltration units: a review. *J. Chem. Technol. Biotechnol.*, 88(5), 751–773.

Tenenbein, M. (1998). Toxicokinetics and toxicodynamics of iron poisoning. *Toxicol. Lett.*, 102-103: 653–656.

Theis T.L. et Singer P.C. (1973) The stabilization of ferrous iron by organic compounds in natural waters. Dans : Trace metals and metal-organic interactions in natural waters. ed. Singer P. C.). Ann Arbor Science, Ann Arbor, Michigan.

Tjalkens, R.B., Valerio, L.G., Jr, Awasthi, Y.C. et Petersen, D.R. (1998). Association of glutathione S-transferase isozyme-specific induction and lipid peroxidation in two inbred strains of mice subjected to chronic dietary iron overload. *Toxicol. Appl. Pharmacol.*, 151(1): 174–181.

Tobiason, J.E., Islam, A.A., Knocke, W.R., Goodwill, J., Hargette, P., Bouchard, R. et Zuravnsky, L. (2008). Characterization and performance of filter media for manganese control. American Water Works Research Foundation, Denver, Colorado.

Tobiason, J. et Brandhuber, P. (2018). 15th Annual EPA Drinking Water Workshop Small Systems Challenges and Solutions. Cincinnati, Ohio.

Tolkien, Z., Stecher, L., Mander, A.P., Pereira, D.I. et Powell, J.J. (2015). Ferrous sulfate supplementation causes significant gastrointestinal side-effects in adults: A systematic review and meta-analysis. *PLoS One*, 10(2): e0117383.

Torti, S.V. et Torti, F.M. (2013). Iron and cancer: More ore to be mined. *Nature Reviews Cancer*, 13(5): 342–355.

Toyoda, T., Cho, Y., Mizuta, Y., Akagi, J. et Ogawa, K. (2014). A 13-week subchronic toxicity study of ferric citrate in F344 rats. *Food and Chemical Toxicology*, 74: 68–75.

Tseng, M., Sandler, R.S., Greenberg, E.R., Mandel, J.S., Haile, R.W. et Baron, J.A. (1997). Dietary iron and recurrence of colorectal adenomas. *Cancer Epidemiol. Biomarkers Prev.*, 6(12): 1029.

Ulvik, R.J., Moller, R. et Hervig, T. (2013). Dietary supplement of iron for iron deficiency. *Tidsskr. nor. Laegeforen.*, 133(8): 845–849.

UE (2020). Proposition de directive du Parlement Européen et du Conseil relative à la qualité des eaux destinées à la consommation humaine (refonte). Conseil de l'Union Européenne. Union Européenne, 2017/0332(COD), Brussels.

U.S. EPA (1994a). Method 200.7: Determination of metals and trace elements in water and wastes by inductively coupled plasma-atomic emission spectrometry. Rev 4.4. Environment Monitoring Systems Laboratories. Office of Research and Development, Cincinnati, Ohio.

U.S. EPA (1994b). Method 200.9, Revision 2.2: Determination of trace elements by stabilized temperature graphite furnace atomic adsorption. Environment Monitoring Systems Laboratories. Office of Research and Development, Cincinnati, Ohio.

U.S. EPA (2003). Method 200.5. Determination of trace elements in drinking water by axially viewed inductively coupled plasma-atomic emission spectrometry. National Exposure Research Laboratory. Office of Research and Development. Cincinnati, Ohio. EPA 600/R-06/115.

U.S. EPA (2006). Provisional peer reviewed toxicity values for iron and compounds (CASRN 7439-89-6). Derivation of subchronic and chronic oral RfDs. national center for environmental assessment. Office of Research and Development. U.S. Environmental Protection Agency, EPA/690/R-06/020F, Cincinnati, OH.

U.S. GS (2017). U.S. geological survey. 2017 minerals yearbook. Iron ore. U.S. Department of the Interior.

Valentine, R.L. et Stearns, S.W. (1994). Radon release from water distribution system deposits. *Environ. Sci. Technol.*, 28(3): 534–537.

van der A, D.L., Marx, J.J.M., Grobbee, D.E., Kamphuis, M.H., Georgiou, N.A., van Kats-Renaud, J.H., Breuer, W., Cabantchik, Z.I., Roest, M., Voorbij, H.A.M. et van der Schouw, Y.T. (2006). Non-transferrin-bound iron and risk of coronary heart disease in postmenopausal women. *Circulation*, 113(16): 1942–1949.

van der A, D.L., Grobbee, D.E., Roest, M., Marx, J.J.M., Voorbij, H.A. et van der Schouw, Y.T. (2005). Serum ferritin is a risk factor for stroke in postmenopausal women. *Stroke*, 36(8): 1637–1641.

Vikesland, P.J. et Valentine, R.L. (2000). Reaction pathways involved in the reduction of monochloramine by ferrous iron. *Environ. Sci. Technol.*, 34: 83: <http://dx.doi.org/10.1021/es990511p>

Wan, D., Zhou, X., Xie, C., Shu, X., Wu, X. et Yin, Y. (2015). Toxicological evaluation of ferrous N-carbamylglycinate chelate: Acute, sub-acute toxicity and mutagenicity. *Regul. Toxicol. Pharmacol.*, 73(2): 644–651.

Weiss, A., Spektor, L., Cohen, L.A., Lifshitz, L., Magid Gold, I., Zhang, D.L., Truman-Rosentsvit, M., Leichtmann-Bardoogo, Y., Nyska, A., Addadi, S., Rouault, T.A. et Meyron-Holtz, E.G. (2018). Orchestrated regulation of iron trafficking proteins in the kidney during iron overload facilitates systemic iron retention. *PLoS One*, 13(10): e0204471.

Whittaker, P., Ali, S.F., Imam, S.Z. et Dunkel, V.C. (2002). Acute toxicity of carbonyl iron and sodium iron EDTA compared with ferrous sulfate in young rats. *Regul. Toxicol. Pharmacol.*, 36(3): 280–286.

Yilmaz, B. et Li, H. (2018). Gut microbiota and iron: The crucial actors in health and disease. *Pharmaceuticals (Basel)*, 11(4): 10.3390/ph11040098.

Zhang, H., Zhabyeyev, P., Wang, S. et Oudit, G.Y. (2019). Role of iron metabolism in heart failure: From iron deficiency to iron overload. *Biochimica et Biophysica Acta (BBA) - Molecular Basis of Disease; Genetic and Epigenetic Regulation of Aging and Longevity*, 1865(7): 1925–1937.

Zhao, Z., Li, S., Liu, G., Yan, F., Ma, X., Huang, Z. et Tian, H. (2012). Body iron stores and heme-iron intake in relation to risk of type 2 diabetes: A systematic review and meta-analysis. *PLoS One*, 7(7): e41641.

Zhu, Q., Qian, Y., Yang, Y., Wu, W., Xie, J. et Wei, D. (2016). Effects of carbonyl iron powder on iron deficiency anemia and its subchronic toxicity. *J. Food Drug Anal.*, 24(4): 746–753.

Zimmermann, M.B., Chassard, C., Rohner, F., N'goran, E.K., Nindjin, C., Dostal, A., Utzinger, J., Ghattas, H., Lacroix, C. et Hurrell, R.F. (2010). The effects of iron fortification on the gut microbiota in African children: A randomized controlled trial in Cote d'Ivoire. *Am. J. Clin. Nutr.*, 92(6): 1406–1415.

Zogo, D., Bawa, L.M., Soclo, H.H. et Atchekpe, D. (2011). Influence of pre-oxidation with potassium permanganate on the efficiency of iron and manganese removal from surface water by coagulation-flocculation using aluminium sulphate: Case of the Okpara dam in Republic of Benin. *J. Environ. Chem. and Ecotox.* Vol 3 (1):1–8.

Annexe A : Liste des abréviations

AMT	apport maximal tolérable
ANR	apport nutritionnel recommandé
ANSI	American National Standards Institute
As	arsenic
CCN	Conseil canadien des normes
COD	carbone organique dissous
COT	carbone organique total
DPM	distribution des poids moléculaires
ERC	essai randomisé contrôlé
ERO	espèce réactive de l'oxygène
ESCC	Enquête sur la santé dans les collectivités canadiennes – Nutrition
ET	écart-type
FCÉN	fichier canadien sur les éléments nutritifs
Fe	fer
Fe(II)	fer ferreux
Fe(III)	fer ferrique
LDM	limite de détection de la méthode
LD	limite de détection
LDR	limite de détection à déclarer
LOAEL	dose minimale avec effet nocif observé
Mn	l'élément manganèse, quel que soit son état de valence
Mn(II)	ion manganèse divalent
MON	matière organique naturelle
Mt	millions de tonnes
NF	nanofiltration
NOAEL	dose sans effet nocif observé
OD	oxygène dissous
OE	objectif d'ordre esthétique
PA	polyamide
p.c.	poids corporel
SPD	sous-produit de désinfection
UF	ultrafiltration
U.S. EPA	Environmental Protection Agency des États-Unis
UTN	Unité de turbidité néphélométrique
VBS	valeur basée sur la santé

Annexe B. Données canadiennes sur la qualité de l'eau

Tableau B1. Études de surveillance des eaux souterraines pour certaines provinces

Province ou territoire (LDM mg/L)	Nombre de détections/d'échantillons	% détections	Concentration (mg/L)		
			Médiane	Moyenne	90e percentile
Manitoba (0,01–0,1) [2010–2020]	149/155	96,1	0,80	1,34	2,40
Nouvelle-Écosse (0,05) [2000–2020]	1 907/2 770	68,8	0,05	0,67	1,12
Québec (0,005–0,1) [2004–2014]	1 792/3 013	59,5	0,06	2,47	3,60

Annexe C : Résumé de l'enlèvement du fer pour les technologies à l'échelle résidentielle

Tableau C1. Performance des technologies aux points d'utilisation et aux points d'entrée pour l'enlèvement total du Fe (fer) selon la technologie de traitement (Brodeur et Barbeau, 2015)

Installations de traitement de l'eau		Moyenne	Médiane	Min	Max	Pourcentage des échantillons dépassant		Centile	
						300 µg /L	100 µg /L	75e	95e
Total (n = 96)	Affluent (µg/L)	583,6	166,0	6,7	7 008	35,4 %	64,6 %	49,7	2 709
	Effluent (µg/L)	88,5	14,3	0,06	2 195	5,2 %	16,7 %	604	374
	% d'enlèvement	82,6	93	-1 968	% 100 %	-	-	98	100
Échange d'ions (n = 54)	Affluent (µg/L)	586	240	8,8	7 008	53 %	43 %	644	2 255
	Eau traitée (µg/L)	88,2	37	3	993	6 %	22 %	81	405
	% d'enlèvement	79 %	92 %	-1 968	% 97 %	-	-	97 %	99 %
Charbon actif (n=18)	Affluent (µg/L)	133	65	6,7	850	43 %	53 %	157	-
	Eau traitée (µg/L)	25	3,5	0,06	176	0 %	6 %	13	-
	% d'enlèvement	86 %	94 %	-178	% 100 %	-	-	98 %	-
Osmose inverse (n = 9)	Affluent (µg/L)	201	84	16,8	784	22 %	44 %	338	-
	Eau traitée (µg/L)	2,91	2,6	1,1	5,6	0 %	0 %	4,4	-
	% d'enlèvement	93 %	97 %	75 %	99 %	-	-	99	-
Sable vert (n = 3)	Affluent (µg/L)	1 312	700	675	2 562	100 %	100 %	-	-
	Eau traitée (µg/L)	8,48	12,6	0,25	12,6	0 %	0 %	-	-
	% d'enlèvement	99 %	100 %	98 %	100 %	-	-	-	-
Microfiltre en céramique	Affluent (µg/L)	166	-	-	-	0 %	100 %	-	-

(n = 1)	Eau traitée (µg/L)	2	-	-	-	0 %	0 %	-	-
	% d'enlèvement	99 %	-	-	-	-	-	-	-
Filtre à sédiments (n = 1)	Affluent (µg/L)	79,3	-	-	-	0 %	0 %	-	-
	Eau traitée (µg/L)	7,8	-	-	-	0 %	0 %	-	-
	% d'enlèvement	-917	-	-	-	-	-	-	-
Combinaisons (n = 10)	Affluent (µg/L)	1 609	353	13,6	6 214	50	80	3 346	-
	Eau traitée (µg/L)	315	13,9	1,8	2 195	20	20	267	-
	% d'enlèvement	76,8 %	81 %	35 %	100 %	-	-	0,99	-

Brodeur, M.E. et Barbeau, B. (2015). Performance of point-of-use and point-of-entry technologies for the removal of manganese in drinking water: Summary of the EDU-MANGO Epidemiological Study. Rapport préparé pour Santé Canada et disponible sur demande.