

Caractéristiques des eaux potables

II. Propriétés physiques de l'eau

1. Température

La température joue un rôle dans la solubilité des sels et surtout des gaz, dans la dissociation des sels dissous donc sur la conductivité électrique, dans la détermination du pH, pour la connaissance de l'origine de l'eau et des mélanges éventuels etc... Pour l'eau potable, sa température doit se situer entre 8 et 15 °C donc la température maximale acceptable est de 15°C. Dans les eaux naturelles et au-dessus de 15°C, il y a risque de croissance accélérée de microorganismes, d'algues, entraînant des goûts et des odeurs désagréables ainsi qu'une augmentation de la couleur et de la turbidité

2. Température d'ébullition

Elle est anormalement plus élevée que celle des composés hydrogénés de masses moléculaires du même ordre. Cette anomalie est due à l'existence de liaisons hydrogène intermoléculaires dans la phase liquide.

Tableau. Température d'ébullition de quelques composées

corps	Masse moléculaire	Température d'ébullition (°C)
CH ₄	16	-161
NH ₃	17	- 33
H ₂ O	18	+ 100
H ₂ S	34	62
HCl	36	85

3. Masse volumique

Elle varie avec la température et la pression, mais aussi avec la teneur en sels dissous.

La masse volumique de l'eau est maximale à la température de 4 °C (1 g /cm³) alors qu'en phase solide elle n'est que de 0,88.

Tableau. Masse volumique et volume massique d'eau

T °C	4 °C	15 °C	20 °C
Masse volumique (g /cm ³)	1	0,999160	0,998259

4. Conductivité de l'eau

L'eau est légèrement conductrice. Cette conductivité très faible, mais jamais nulle. La conductivité électrique s'exprime en micro siemens/cm (µs/ cm).

La mesure de la conductivité électrique permet d'évaluer rapidement mais très approximativement la minéralisation globale de l'eau (la concentration des sels dissous dans l'eau) et d'en suivre l'évolution

Relation entre la conductivité et la minéralisation

Conductivité < 100 $\mu\text{s/cm}$	→ Minéralisation très faible
100 $\mu\text{s/cm}$ < Conductivité < 200 $\mu\text{s/cm}$	→ Minéralisation faible
200 $\mu\text{s/cm}$ < Conductivité < 333 $\mu\text{s/cm}$	→ Minéralisation moyenne
333 $\mu\text{s/cm}$ < Conductivité < 666 $\mu\text{s/cm}$	→ Minéralisation moyenne accentuée
666 $\mu\text{s/cm}$ < Conductivité < 1000 $\mu\text{s/cm}$	→ Minéralisation importante
Conductivité > 1000 $\mu\text{s/cm}$	→ Minéralisation élevée

5. Le Potentiel d'hydrogène (pH)

Le pH d'une eau représente son acidité ou son alcalinité ; à pH= 7 une eau est dite neutre, à un pH inférieur à 7 une eau dite acide et à un pH supérieur à 7, elle est dite basique. Le pH des eaux naturelles est lié à la nature des terrains traversés, il varie habituellement entre 6,8 et 7,6. D'une façon générale, les eaux très calcaires ont un pH élevé et celles provenant de terrains pauvres en calcaire ou siliceux ont un pH voisin de 7 et quelquefois inférieur

6. La turbidité

C'est la propriété d'une eau d'être trouble. La mesure de la turbidité donne une indication sur la teneur en matières solides en suspension (colloïdales : argiles, limons, grains de silice, matières organiques, etc). Elle peut être déterminée par une mesure de l'absorption de la lumière par les solides en suspension

7. La viscosité

Elle diminue lorsque la température croît ; par contre, elle augmente avec la teneur en sels dissous. Contrairement aux autres liquides, une pression modérée, rend l'eau moins visqueuse aux basses températures.

8. La tension superficielle

Elle est définie comme une force de traction qui s'exerce à la surface du liquide en tendant toujours à réduire le plus possible l'étendue de cette surface. Elle est extrêmement élevée ; égale à 73erg/cm à 18°C.

III. Propriétés chimiques de l'eau

L'énergie de formation de la molécule d'eau, 242kJ/mol, est élevée. Il s'ensuit que l'eau possède une grande stabilité. Cette stabilité, associée aux propriétés électriques et à la constitution moléculaire de l'eau, la rend particulièrement apte à la mise en solution de nombreux corps gazeux, liquides

polaires, et surtout solide. La plupart des substances minérales peuvent se dissoudre dans l'eau, ainsi qu'un grand nombre de gaz et de produits organiques

1. Solvant

L'eau est un solvant pour de nombreux solides, comme le sucre ou le sel.

Au-delà d'une certaine quantité de produit, l'eau ne peut plus le dissoudre : la solution est dite saturée. L'excédent reste au fond du récipient à l'état solide. Après évaporation de l'eau, il réapparaît sous forme de cristaux. Les composants peuvent toujours être séparés par évaporation.

L'eau est un très mauvais solvant pour les hydrocarbures, qui sont des hydrophobes (ce sont des graisses). Pour que l'eau puisse laver un produit gras, il faut lui adjoindre un savon.

Certains liquides se mélangent à l'eau ; ils deviennent invisibles. D'autres semblent se mélanger à l'eau quand on agite la solution très fort, mais ils se séparent au bout d'un moment plus ou moins long.

2. Oxygène dissous

La teneur de l'oxygène dissous dans l'eau dépasse rarement 10 mg/l. Elle est fonction de l'origine de l'eau : les eaux superficielles peuvent contenir des quantités relativement importantes proches de la saturation, par contre, les eaux profondes n'en contiennent le plus souvent que quelques mg/l.

Des faibles teneurs en oxygène, peuvent entraîner une altération organoleptique de l'eau. Dans les milieux à faible taux de renouvellement (lacs, retenues de barrages, etc.) la teneur en oxygène dissous a tendance à diminuer avec la profondeur, et des phénomènes anaérobies peuvent se développer dans les fonds.

Les phénomènes d'autoépuration naturelle dans les eaux superficielles sont fonctions des teneurs en oxygène dissous.

Autoépuration (ou auto-purification)

Processus naturel, biologique, chimique et physique au cours duquel un milieu pollué retrouve son état initial non pollué. Grâce à ce phénomène, les cours d'eau se débarrassent de la pollution faible par le biais de micro-organismes

3. Gaz carbonique (anhydride carbonique, CO₂)

Généralement les eaux de surface ne contiennent pas plus de 10 mg/l d'anhydride carbonique.

Toutefois, les eaux ayant une activité biologique intense (lacs, étangs, canaux...) sont susceptibles d'avoir des teneurs de plusieurs dizaines de mg/l. Les eaux souterraines peuvent aussi présenter des teneurs élevées probablement liées à l'activité bactérienne des sols.

Le CO₂ est une composante majeure de l'équilibre calco-carbonique

L'équilibre calco-carbonique

Chapitre N° 1-2

Pour une teneur donnée en hydrogénocarbonates de calcium et de magnésium, il existe une quantité nécessaire d'anhydride carbonique pour stabiliser les hydrogénocarbonates et éviter la précipitation des carbonates. Cette quantité est connue sous le nom d'anhydride carbonique équilibrant. Si une eau contient une quantité supérieure à cette quantité nécessaire, cet excès constitue l'anhydride carbonique agressif.

Par contre, dans le cas où la quantité d'anhydride carbonique libre est inférieure à la quantité théorique d'anhydride carbonique équilibrant, il y aura précipitation des carbonates et incrustation.

Exemple: pour le cas des hydrogénocarbonates de Calcium, la réaction qui a lieu :



4. Matières dissoutes (Substances dissoutes)

Il s'agit essentiellement des sels minéraux qui sont dissociés par l'eau, qui est un solvant pratiquement universel. Une partie de la matière organique est également sous forme dissoute. Les sels minéraux dissous se trouvent dissociés dans l'eau en cations et anions et représente la minéralisation de l'eau.

Minéralisation d'une eau

Est la somme des teneurs des cations et anions exprimée en mg/l. Les principaux ions présents peuvent être classés selon leur fréquence de présence décroissante (Tableau) :

Cations et masse atomique (g/mole)		Anions et masse atomique (g/mole)	
Calcium (Ca ⁺⁺)	40	Hydrogénocarbonates (HCO ₃ ⁻)	61
Magnesium (Mg ⁺⁺)	24	Chlorures (Cl ⁻)	35,5
Sodium (Na ⁺)	23	Sulfates (SO ₄ ⁻)	96
Ammonium (NH ₄ ⁺)	18	Nitrates (NO ₃ ⁻)	62
Fer ferreux (Fe ⁺⁺)	56	Fluorures (F ⁻)	19
Potassium (K ⁺)	39	Phosphates (PO ₄ ⁻)	95

Emploi du milliéquivalent

Pour faciliter les calculs et pour permettre d'établir des bilans ioniques caractéristiques, on a pris l'habitude d'évaluer les résultats des analyses non pas en grammes par litre mais en équivalents grammes par litre. Le sous multiple est le milli-équivalent (meq.l⁻¹).

Le milliéquivalent par litre (meq.l⁻¹) est la quantité de l'électrolyte considéré dissoute dans un litre de solution égale au millième de l'équivalent-gramme de cet électrolyte.

L'équivalent-gramme est le quotient de la masse molaire d'un corps par le nombre de charges de même signe portées par les ions que libère en solution aqueuse une molécule de ce corps.

Par exemple, la masse molaire du chlore étant de 35,5 g, si une eau contient 2 g de chlore par litre, on peut exprimer ce résultat en écrivant qu'elle contient :

$$\frac{2}{\frac{35.5}{1}} = 0.05634 \text{ équivalent – gramme de chlore par litre}$$

Soit 56,34 milliéquivalent de chlore par litre (56,34 meq.l⁻¹)

Emploi du Degré français

Dans la pratique du traitement de l'eau il est d'usage d'employer des unités plus petites que le milliéquivalent gramme pour tenir compte de l'ordre de grandeur des concentrations en jeu, on utilise le degré français qui correspond à un cinquième du milliéquivalent-gramme ou l'équivalent en CaCO₃.

$$1 \text{ meq.l}^{-1} = 5 \text{ °F}$$

$$1 \text{ ° F} = 10 \text{ mg/l CaCO}_3$$

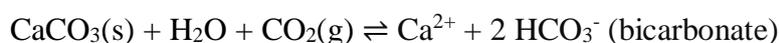
5. Matières en suspension (MES)

Les matières en suspension comprennent toutes les matières minérales ou organiques qui ne se solubilisent pas dans l'eau. Elles incluent les argiles, les sables, les limons, les matières organiques et minérales de faible dimension, le plancton et autres micro-organismes de l'eau. La quantité de matières en suspension varie notamment selon les saisons et le régime d'écoulement des eaux. Ces matières affectent la transparence de l'eau et diminuent la pénétration de la lumière et, par conséquent, la photosynthèse. Elles peuvent également gêner la respiration des poissons. Par ailleurs, les matières en suspension peuvent accumuler des quantités élevées de matières toxiques (métaux, pesticides, huiles minérales, hydrocarbures aromatiques polycycliques...)

Processus d'altération

Les processus d'altération consiste en des réactions de dissolution des roches les plus abondantes (silicates, oxydes, carbonates). Ils peuvent être considérés comme des réactions entre les bases des roches et les acides de l'atmosphère, principalement l'acide carbonique (H₂CO₃)

H₂CO₃* qui se forme dans l'eau à partir de CO₂. La composition des phases dissoutes résulte de ces différentes réactions.

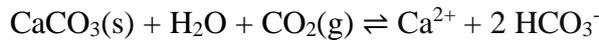


Ou pour les silicates:

Minéral + H₂O + H₂CO₃* ⇌ cations + anions + acide silicique (H₄SiO₄) + minéral argileux

Voici les réactions typiques d'altération des minéraux :

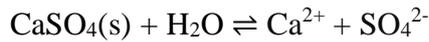
Calcite



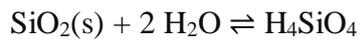
Dolomite



Anhydrite (Gypse CaSO₄. 2 H₂O)



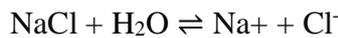
Quartz (Granite)



Feldspath ou Albite (dans le granite par exemple)



Sel

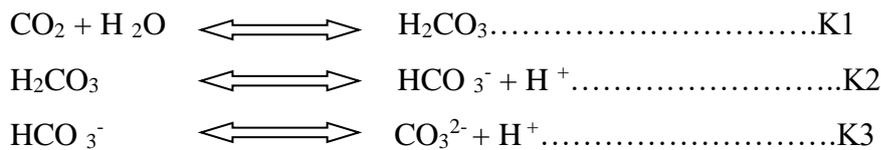


Les réactions d'altération apportent en particulier les principaux cations et anions dans les eaux (Ca²⁺, Mg²⁺, Na⁺, HCO₃⁻, Cl⁻, SO₄²⁻).

Les interactions entre l'eau, les roches et le CO₂ de l'atmosphère tamponnent les eaux par rapport aux conditions acide-base.

Différentes formes du carbone lié au CO₂

Comme il ya un équilibre entre le CO₂ gaz et CO₂ aqueux que ce dernier se transforme suivant les réactions:



On peut
$$k_1 = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{CO}_2 \text{ aq}]}$$

$$K_3 = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

Le Carbone total (C_T) = [CO₂]_{aq} + [HCO₃⁻] + [CO₃²⁻]

Donc on aura :

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \text{CT} - [[\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_2]_{\text{aq}}]$$

6. Titre hydrotimétrique TH (la dureté totale de l'eau)

La dureté d'une eau est due à la présence des ions métalliques bivalents. Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Sr^{2+} etc., les plus abondants étant les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} . En pratique, on considère souvent que la dureté totale d'une eau de consommation est égale à la somme de sa dureté calcique et de sa dureté magnésienne (duretés dues aux ions Ca^{2+} et Mg^{2+}).

$$\text{TH} = [\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}]$$

6.1. Types de dureté :

On classe la dureté d'une eau en deux types : dureté calcique ou dureté magnésienne (classification selon les ions métallique présents) ; dureté carbonatée ou dureté non carbonatée (classification selon les anions associés à ces ions métalliques). Les relations entre la dureté, l'alcalinité et les différents ions en solution sont illustrées à la figure

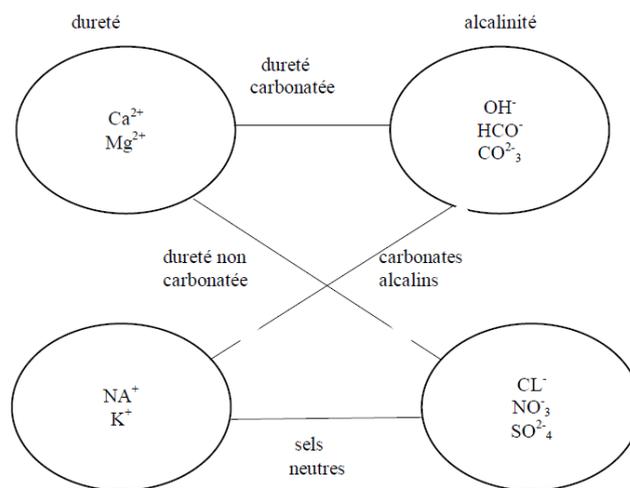
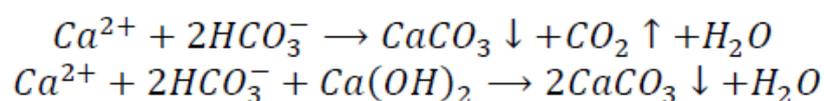


Figure. relations entre les divers ions présents dans l'eau.

6.2. Dureté calcique et magnésienne

On considère que la dureté carbonatée correspond à la partie de la dureté totale chimiquement équivalente à la quantité de bicarbonates présents dans une eau. Puisque la mesure de la quantité de bicarbonates (exprimée en CaCO_3). Correspond en général à l'alcalinité de l'eau, on peut dire que l'alcalinité de la plupart des eaux est égale à leur dureté carbonatée.

Les ions bicarbonates ont une certaine importance, puisqu'ils constituent une source d'ions carbonates. Les quels favorisent la précipitation de Ca^{2+} sous forme de CaCO_3 lorsque la température est élevée. Cette précipitation, qui a lieu dans des bouilloires, est régie par les équations suivantes :



On peut par ailleurs considérer que la dureté carbonatée correspond à la partie de la dureté totale imputable à l'action de l'acide carbonique sur les calcaires. Autrefois, on appelait la dureté carbonatée « dureté temporaire » à cause du fait qu'une ébullition prolongée peut entraîner une précipitation des ions carbonates.

- Ou dureté calcique) qui mesure la concentration en ions Ca^{2+}

$$\text{TH}_{\text{Ca}} = [\text{Ca}^{2+}]$$

- Ou dureté magnésienne qui mesure la concentration en ions Mg^{2+} .

$$\text{TH}_{\text{Mg}} = [\text{Mg}^{2+}]$$

6.3. Duretés carbonatée et non carbonatée :

On appelle dureté non carbonatée la partie de la dureté qui n'est pas chimiquement équivalente à la quantité de carbonates. Ce type de dureté est en général associé aux sulfates, chlorures, nitrates, etc. On calcule habituellement la valeur de la dureté non carbonatée en soustrayant celle de l'alcalinité de celle de la dureté totale (exprimées en CaCO_3). Autrefois, on appelait la dureté non carbonatée « dureté permanente » à cause du fait qu'on ne peut pas l'éliminer ou la faire précipiter par ébullition.

$$\text{TH} = \text{Dureté temporaire} + \text{Dureté permanente}$$

La dureté carbonatée Correspond à la teneur en carbonate et hydrogénocarbonate de calcium et magnésium ($\text{CaCO}_3, \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{MgCO}_3, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$). Le titre hydrotimétrique peut se mesurer par des méthodes volumétriques à l'aide de :

–Liquueur de savon : méthode qui consiste à ajouter une liquueur de savon jusqu'à apparition d'une mousse persistante.

–Liquueur complexométrique (dosage à l'EDTA).

L'**EDTA** est l'abréviation de l'acide **éthylène-Diamine-tétra-Acétique**, une substance chimique employée d'une part pour le titrage de TH, et d'autre part comme chélateur du fer,

En chimie, l'EDTA est utilisé pour doser par complexométrie les ions métalliques en solution (T.H.).

- Une eau très dure présente des inconvénients d'utilisation, tels que la diminution des propriétés des détergents des lessives, savons et les dépôts de tartre sur les parois des canalisations d'eau.

- Une eau trop douce est une eau corrosive. Elle attaque les parois des canalisations d'eau et contribue à la dégradation de la qualité de l'eau à la suite de la dissolution de métaux lourds tels que le plomb.
- ❖ La dureté s'exprime en ppm ou mg/l de CaCO₃ ou en degrés français (°f) : 1°f = 10 ppm de CaCO₃.
- ❖ Un degré français correspond à 4 mg de calcium ou 2.4 mg de magnésium par litre d'eau.

6.4. Expression de la dureté

Il faut exprimer les concentrations de tous les ions (anions et cations) en concentrations équivalents de CaCO₃ pour faciliter les calculs nécessaires à l'élaboration des procédés d'adoucissement, on relie cette transformation à l'aide de l'expression suivante :

$$C_{(CaCO_3)} = \frac{C \times 50}{ME}$$

Où :

$C_{(CaCO_3)}$ = Concentration de l'ion (mg/L de CaCO₃)

C = Concentration de l'ion (mg/L)

ME = Masse équivalente de l'ion (masse atomique divisée par valence)

On qualifie la dureté d'une eau :

- Eau très douce : dont le TH est compris entre 1 et 5°f.
- Eau de faible dureté : dont le TH est compris entre 5 et 12°f
- Eau de dureté moyenne : dont le TH est compris entre 12 et 25°f.
- Eau très dure : dont le TH est compris entre 25 et 50°f
- Eau de dureté très élevée : dont le TH peut aller jusqu'à 150°f.

7. Alcalinité

A l'inverse de l'acidité, l'alcalinité d'une eau correspond à la présence de bases et de sels d'acides faibles. Dans les eaux naturelles, l'alcalinité résulte le plus généralement à la présence d'hydrogénocarbonates, carbonates et hydroxydes

7.1. Titre alcalimétrique hydroxyde (TAOH)

Le titre alcalimétrique hydroxyde (TAOH), mesure les hydroxydes.

7.2. Le titre alcalimétrique simple (TA)

Quantité d'alcalins sous forme de carbonates et d'hydroxyde. On détermine le TA par neutralisation avec un acide fort (H_2SO_4 ou HCl), en présence d'un indicateur coloré (phénolphthaléine).

$$\text{TA} = [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{OH}^-]$$

Si $\text{pH} > 8.3 \rightarrow \text{TA} \neq 0$, si $\text{pH} < 8.3 \rightarrow$ la phénolphthaléine est incolore $\rightarrow \text{TA} = 0$

7.3. Titre alcalimétrique complet (TAC)

Le titre alcalimétrique complet (TAC) mesure la totalité des hydroxydes et des carbonates (l'ensemble des anions suivants : OH^- , CO_3^{2-} et HCO_3^-).

Le TAC est déterminé par neutralisation de toute l'alcalinité par un acide fort, en présence d'un indicateur coloré (Hélianthine).

$$\text{TAC} = [\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{TAC} = \text{TA} + [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{Si TA} = 0 \rightarrow \text{TAC} = [\text{HCO}_3^-], (\text{pH} < 8.3)$$

8.1. Indice de Rysnar

L'indice de Rysnar est un indice empirique:

$$\text{Ir} = 2\text{pH}_s - \text{pH}$$

Avec $\text{pH}_s = \text{pH}$ de saturation calculé à l'aide du diagramme *Hoover-Langelier*.

- Si pH de l'eau $> \text{pH}_s$, on a l'**entartrage**.
- Si pH de l'eau $< \text{pH}_s$, on a la **dissolution du CaCO_3**
- pH_s est fonction :
 - du TAC : plus TAC est élevé, plus pH_s est faible
 - du TH Ca : plus TH Ca est élevé, plus pH_s est faible
 - la température : plus la T° est élevée, plus pH est faible
 - la salinité totale : plus la salinité est faible, plus il y a entartrage

❖ si $\text{Ir} < 6$, eau à **tendance incrustante**

❖ si $\text{Ir} > 6$, eau à **tendance corrosive**

9. Titre en acides forts (TAF)

Il donne la concentration en acides forts (chlorhydrique, sulfurique, nitrique, phosphorique) qui ne sont présents que si $\text{pH} < 4,5$ (ce qui n'est pas le cas des eaux naturelles). Ces acides sont dosés par

une solution de soude en présence d'hélianthine.

10. Titre en sels d'acides forts (SAF)

Il représente la somme des anions forts : chlorure, nitrite, nitrate, sulfate, sulfite, phosphate. Cette mesure est faite après traitement de l'eau par une résine échangeuse de cations; les sels sont alors transformés en acides que l'on dose en présence d'hélianthine.

$$\text{SAF}=[\text{Cl}^-]+[\text{NO}_3^-]+[\text{SO}_4^{2-}]$$

11. Carbone organique total (COT)

Il s'agit du carbone contenu dans les matières organiques inertes dissoutes et dans les organismes vivants ; il est mesuré sous forme de CO_2 après oxydation complète.

12. Aperçu général du contenu des eaux naturelles

12.1. Les matières minérales

L'eau contient beaucoup d'ions dissous dont les principaux sont le calcium (Ca^{2+}), le magnésium (Mg^{2+}), le sodium (Na^+), le potassium (K^+), les carbonates (CO_3^{2-}), les bicarbonates (HCO^-), les sulfates (SO^{2-}), les chlorures (Cl^-) et les nitrates (NO^-). Ils proviennent pour l'essentiel du lessivage des sols par les eaux de pluie. Aussi, leur teneur dépend-elle directement de la nature des roches du bassin versant. Elle peut varier du milligramme par litre au gramme par litre pour les eaux les plus salées.

En moins grande concentration (du microgramme au milligramme par litre), l'eau contient aussi des éléments nutritifs, ou nutriments, que sont l'azote (contenu dans l'ammoniac, les nitrites et les nitrates), le phosphore (contenu dans les phosphates) et la silice, mais aussi le fer et le manganèse. D'autres éléments ne sont présents qu'à l'état de trace (de 0,1 à 100 microgrammes par litre), comme l'arsenic, le cuivre, le cadmium, le manganèse, le fer, le zinc, le cobalt, le plomb... Ils proviennent des roches mais aussi parfois des activités industrielles et domestiques. L'eau contient aussi des matières minérales en suspension (matériaux argileux, limons, ...etc).

12.1. Les matières organiques

Les matières organiques peuvent être présentes sous forme dissoute (carbohydrates, acides humiques, pigments et composés d'origine artificielle comme les hydrocarbures, les solvants chlorés,

ou les pesticides), ou en suspension (déchets végétaux, plancton...). Elles proviennent pour l'essentiel de la dégradation de la matière organique présente dans le milieu ou dans les sols lessivés par les pluies (décomposition des plantes et des animaux), mais aussi de composés issus de l'activité humaine. Leur concentration, infime dans les eaux profondes, peut atteindre quelques dizaines de milligrammes par litre dans les eaux de surface.

13. Propriétés organoleptiques de l'eau

Concernant les qualités sensibles de l'eau (la couleur, la saveur, l'odeur, la transparence); ces critères n'ont pas de valeur sanitaire directe, une eau peut être trouble, colorée, sentir le chlore et être parfaitement consommable d'un point de vue sanitaire.

13.1. La turbidité

Elle est causée, dans les eaux, par la présence de matières en suspension (MES), comme les argiles, les limons et les micro-organismes. Une faible part de la turbidité peut être due également à la présence de matières colloïdales d'origine organique ou minérale

13.2. La couleur

Les eaux naturelles sont toujours plus ou moins colorées. Leur couleur varie du jaune paille à peine perceptible au brun rougeâtre, selon la nature et la concentration des matières colorantes. Ces matières sont le plus souvent d'origine naturelle et proviennent de la dégradation de matières végétales. Le degré de couleur dépend non seulement de la concentration en matières colorantes, mais aussi du pH et de la turbidité.

13.3. Goût et odeur

La saveur et l'odeur anormales sont causées par la présence dans l'eau des matières organiques dissoutes provenant de la décomposition des matières organiques végétales, de résidus agricoles, de rejets urbains ou industriels et les métabolites de certains microorganismes

14. Cations majeurs et mineurs des eaux naturelles

14. 1. Eléments majeurs

- **Anions** : HCO_3^- : ion hydrogénocarbonate (bicarbonate), Cl^- : ion chlorure, SO_4^{2-} : ion sulfate.
Parfois : NO_2^- : ion nitrite, NO_3^- : ion nitrate, PO_4^{3-} : ion phosphate, F^- : ion fluorure

- **Cation** : Ca^{2+} : ion calcium, Mg^{2+} : ion magnésium, Na^+ : ion sodium, K^+ : ion potassium.

14. 2. Eléments mineurs

- **Métaux** : Fe : fer, Mn : manganèse, Pb : plomb...
- **Isotopes** : ^{18}O , D (^2H) : deutérium, T (^3H) : tritium...
- **Organiques** : hydrocarbures (C_xH_y).
- **Autres** : oxygène dissous
- **Pesticides** : tout produit destiné à lutter contre des parasites animaux et végétaux des cultures.

15. Eléments chimiques

15.1. Les Cations

Le calcium Ca^{2+}

Limite ou référence de qualité : aucune. Ils ont un rôle essentiel dans la croissance osseuse, la minéralisation des dents et la contraction musculaire. Une carence en calcium est responsable à long terme d'ostéoporose.

Le fer Fe^{2+}

Référence de qualité : 0,2 mg/l. Il est un constituant fondamental de l'hémoglobine. Une insuffisance, plus fréquente chez les femmes, provoque des états de fatigue voire une anémie. En excès, cet élément produit une coloration de l'eau.

Le potassium K^+

Limite ou référence de qualité : aucune. Il a un rôle essentiel dans les échanges cellulaires et dans la contraction musculaire. Une eau riche en potassium est déconseillée en cas d'insuffisance rénale.

Le magnésium Mg^{2+}

Limite ou référence de qualité : aucune. Il contribue au bon fonctionnement du système nerveux et à la contraction musculaire. Une carence est responsable de crampes, de spasmophilie, d'anxiété, de nervosité et de troubles digestifs. A forte dose il peut avoir un effet laxatif.

Le sodium Na^+

Référence de qualité : 200 mg/l. Il a un rôle dans les échanges cellulaires et dans le maintien de l'hydratation de l'organisme. Les carences sont quasiment inexistantes étant donné que l'alimentation couvre largement les besoins en sel, voire est souvent trop salée. Attention cependant aux pertes chez les sportifs...

Un excès de sodium peut cependant jouer un rôle non négligeable dans le

développement de l'hypertension chez le sujet prédisposé.

15.2. Les Anions

Les bicarbonates HCO_3^-

Limite ou référence de qualité : aucune. Ils agissent en facilitant la digestion et sont alcalinisant.

Les chlorures Cl^-

Référence de qualité : 250 mg/l. Ils sont un composant essentiel des liquides de l'organisme et sont indispensables à la digestion.

Les fluorures F^-

Limite de qualité : 1,5 mg/l. Ils contribuent à la minéralisation des dents et du squelette. Une insuffisance entraîne un risque plus important de développer des caries. Mais, absorbés en trop grande quantité (au-dessus de 10 mg/jour), ils sont toxiques et ils se combinent au calcium, ce qui pourrait fragiliser les os et les dents.

Les sulfates SO_4^{2-}

Référence de qualité : 250 mg/l. Ils ne sont pas assimilés par l'organisme. Leur élimination entraîne avec eux la perte d'autres minéraux.

Les nitrates NO_3^-

Limite de qualité : 50 mg/l. Les légumes et la charcuterie constituent la principale source de nitrates dans notre alimentation, avant l'eau. Les nitrates sont une substance indésirable en quantité excessive mais non toxiques. Une fois ingérés, les nitrates peuvent être transformés en nitrites et être alors à l'origine de problèmes toxicologiques particulièrement graves chez les nourrisso

