

Il est possible de prévoir le comportement d'une eau vis-à-vis de son milieu si l'on connaît la nature et la concentration des ions, des gaz et des matières organiques présents dans une eau, c'est-à-dire si l'on dispose d'une analyse. Par ailleurs, certains ions aux comportements similaires peuvent être analysés globalement et regroupés en titres.

Une analyse d'eau peut porter sur ses caractéristiques :

- physiques : température, aspect (limpidité ou turbidité), pouvoir colmatant et caractéristiques organoleptiques ;
- physico-chimiques : la conductivité, le pH ;
- chimiques : ions dissous (majeurs ou à l'état de traces) ;
- microbiologiques : bactéries, moisissures, algues.

Pour réaliser ces analyses, des prélèvements seront réalisés selon les règles de l'art, en des points représentatifs de l'installation (voir § 2.5).

## 2.1 Caractéristiques physiques

### 2.1.1 Température

La mesure in situ de la température permet de mieux connaître le caractère d'une eau et son comportement dans un circuit (voir aussi le chapitre 3) : ce paramètre est essentiel, notamment dans les notions d'équilibre calcocarbonique.

La température influe également sur certains paramètres physico-chimiques mesurés in situ (notamment pH, conductivité, redox, etc.). La plupart des appareils de mesure de ces paramètres possède une sonde de température intégrée qui corrige (compense) la valeur à une température de référence (généralement 25 °C).

### 2.1.2 Matières en suspension

La mesure des matières en suspension (MES) dans l'eau permet d'évaluer les risques (dépôts, détérioration des organes, en particulier de faible section, etc.) et de prévoir le traitement approprié en fonction de la charge de matières.

La présence de matières en suspension dans l'eau est souvent responsable de la turbidité de celle-ci (l'inverse n'étant pas systématiquement vrai). La mesure des matières en suspension est réalisée par filtration d'un volume connu d'eau sur un support calibré et s'exprime en  $\text{mg.l}^{-1}$ .

### 2.1.3 Turbidité

La turbidité est la propriété d'une eau à présenter un aspect trouble, par opposition à la limpidité. Ce paramètre est un indicateur de la qualité d'une eau. La turbidité est souvent confondue avec la teneur en matières en suspension, alors que d'autres éléments (l'hydroxyde de fer en particulier, mais également les micro-organismes) peuvent rendre l'eau turbide. La mesure de turbidité ne remplace donc pas une mesure en laboratoire de la teneur en matières en suspension, puisque les deux valeurs obtenues ne peuvent être corrélées.

La turbidité s'évalue manuellement, en comparant l'eau à analyser à une eau de référence rendue artificiellement turbide par addition d'un réactif approprié. Cette mesure est de nos jours réalisée à l'aide de turbidimètres mesurant le pouvoir de diffraction de la lumière par les solides en suspension (néphélométrie) contenus dans l'échantillon. Il existe plusieurs méthodes basées sur la diffraction de la lumière, chacune ayant son unité et son témoin. Les principales sont :

- l'unité NTU (*Nephelometric Turbidity Units*) : unité la plus utilisée ;
- l'unité JTU (*Jackson Turbidity Units*) : son témoin est une solution de sulfate d'hydrazine et de hexaméthylène tétramine ;
- l'unité FTU (*Formazine Turbidity Units*) : utilise également une solution de sulfate d'hydrazine et de hexaméthylène tétramine, mais de concentration différente ;
- la goutte de mastic : dont la base est une solution alcoolique à  $1 \text{ g.l}^{-1}$  de mastic végétal.

Il n'existe pas de relation théorique directe entre ces différentes unités, mais il est admis qu'une unité NTU équivaut à une unité JTU.

### 2.1.4 Pouvoir colmatant ou Fouling Index

Il s'agit de l'aptitude d'une eau à colmater les pores d'un tamis très fin (maille inférieure à 0,5  $\mu\text{m}$ ). Le pouvoir colmatant d'une eau est lié à la présence de particules solides très fines (solides en suspension et colloïdes). La connaissance du pouvoir colmatant est indispensable pour l'approche d'un traitement de séparation sur membranes.

L'indice de colmatage (ou Fouling Index), qui résulte d'un calcul intégrant des volumes et des temps, s'exprime en valeur absolue, sans unité.

### 2.1.5 Caractères organoleptiques de l'eau

#### 2.1.5.1 Couleur

La couleur est évaluée par comparaison de l'échantillon à la couleur de solutions de référence. Elle est souvent due à la présence de composés du fer ou du manganèse.

#### 2.1.5.2 Saveur

La détermination s'effectue en goûtant différentes dilutions de l'échantillon. La nature de la saveur doit être précisée (amère, goût de terre, goût chloré, etc.). Certaines molécules sont susceptibles de donner du goût à l'eau, même lorsqu'elles sont présentes en très faible quantité (quelques  $\mu\text{g.l}^{-1}$ ), comme par exemple les chloramines.

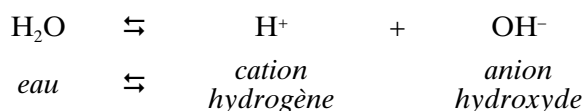
#### 2.1.5.3 Odeur

Il s'agit de déterminer le seuil de perception de l'odeur en diluant l'échantillon jusqu'à la disparition de son odeur. Comme pour la saveur, la nature de l'odeur doit être précisée (odeur de chlore, d'herbe, de moisi, etc.).

## 2.2 Caractéristiques physico-chimiques

### 2.2.1 Potentiel hydrogène (pH)

L'eau, comme les sels minéraux, s'ionise partiellement suivant la réaction réversible :



En s'ionisant, l'eau pure libère autant d'ions  $\text{H}^+$  (caractéristiques des acides) que d'ions  $\text{OH}^-$  (caractéristiques des bases). Elle a donc à la fois la caractéristique des acides (libération d'ions  $\text{H}^+$ ) et celle des bases (libération d'ions  $\text{OH}^-$ ). Elle est dite neutre. Cette dissociation de l'eau est fonction de la température : plus la température augmente, plus la dissociation est importante.

Les acides sont quant à eux constitués par l'association d'un anion de nature variable et d'un ou de plusieurs cations hydrogène  $\text{H}^+$ . Mis en solution dans de l'eau, ils provoquent par dissociation une augmentation de la concentration en ions  $\text{H}^+$ . Les bases constituées par l'association d'un cation de nature variable et d'un ou plusieurs anions hydroxyde  $\text{OH}^-$  libéreront, en solution dans de l'eau, des ions  $\text{OH}^-$ .

Le pH indique la concentration en ions  $\text{H}^+$  d'une solution, ou plus exactement le cologarithme décimal de cette concentration :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Dans cette formule, la concentration en ions hydrogène  $[\text{H}^+]$  est exprimée en moles par litre. Le pH s'exprime sans unité. L'échelle des pH s'étend de 1 à 14. En effet, le produit ionique de l'eau est :

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Pour l'eau chimiquement pure, la concentration en ions  $\text{H}^+$  sera égale à celle des ions  $\text{OH}^-$  ( $10^{-7}$  mole.l<sup>-1</sup>). Le pH de l'eau pure à 25 °C est donc égal à 7. Si l'on ajoute un acide à de l'eau pure, la concentration en  $\text{H}^+$  augmente et le pH diminue. À l'inverse, si l'on ajoute une base à de l'eau pure, la concentration en  $\text{OH}^-$  augmente, celle en  $\text{H}^+$  diminue et par conséquent le pH augmente.

D'autres éléments dissous dans l'eau ont des propriétés acides ou basiques et peuvent donc influencer sur le pH. Si les composés ne sont pas totalement dissociés dans l'eau, ces acides et bases sont dits faibles.

- Les eaux possédant un pH voisin de 7 sont dites neutres car elles ont le même pH que l'eau pure ;
- les eaux dont le pH est inférieur à 7 sont dites acides ;
- celles dont le pH est supérieur à 7 sont dites basiques (ou encore alcalines).

#### Remarque

Le pH à lui seul ne permet pas de présumer du comportement d'une eau, puisque des eaux acides ( $\text{pH} < 7$ ) peuvent se comporter comme des bases, et des eaux alcalines ( $\text{pH} > 7$ ) peuvent s'avérer comparables à des eaux acides (voir également le chapitre 3).

Sur le terrain comme au laboratoire, le pH est déterminé soit par méthode colorimétrique (comparaison de la couleur développée par un réactif avec des couleurs témoins), soit plus simplement par mesure de potentiel à l'aide d'un pH-mètre.

**2.2.2 Conductivité et résistivité**

Toute eau est plus ou moins conductrice du courant électrique. Cette conductivité est due aux charges électriques des ions présents dans l'eau et permet donc d'apprécier la quantité de sels dissous dans l'eau. Si la mesure de la conductivité (ou de son inverse la résistivité) donne une indication rapide de la quantité de minéraux dissous dans l'eau, par une mesure de résistance simple et fiable, elle ne permet pas pour autant d'identifier les différents ions présents (fig. 2.1). Ce paramètre doit impérativement être mesuré sur le terrain. La procédure est simple et permet d'obtenir une information rapide et globale sur la composition d'une eau. Dans le cas des eaux déminéralisées, cette mesure détermine le degré de pureté de l'eau.

La conductivité s'exprime en microsiemens par centimètre ( $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ ), tandis que la résistivité s'exprime en ohm-centimètre (ohm.cm) ou en mégohm-centimètre (1 mégohm = 1 000 000 ohms). Les relations entre ces unités sont :

$$\text{Conductivité (en } \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}) = \frac{1}{\text{résistivité (en } \text{M}\Omega\cdot\text{cm})}$$

$$\text{Résistivité (en Mohm}\cdot\text{cm)} = \frac{1}{\text{conductivité (en } \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1})}$$

Le degré de dissociation des ions  $\text{H}^+$  et  $\text{OH}^-$ , ainsi que la mobilité de ces ions sont dépendants de la température (fig. 2.2). La conductivité de l'eau sera donc fortement influencée par ce paramètre : plus la température augmente, plus la conductivité est élevée. Les résultats de mesure doivent donc être rapportés à 20 ou 25 °C. Les appareils de mesure utilisés sur le terrain effectuent en général automatiquement cette compensation.

**2.3 Caractéristiques chimiques**

**2.3.1 Unités**

Lors de sa dissolution, un sel minéral donne naissance à autant de charges électriques positives (les

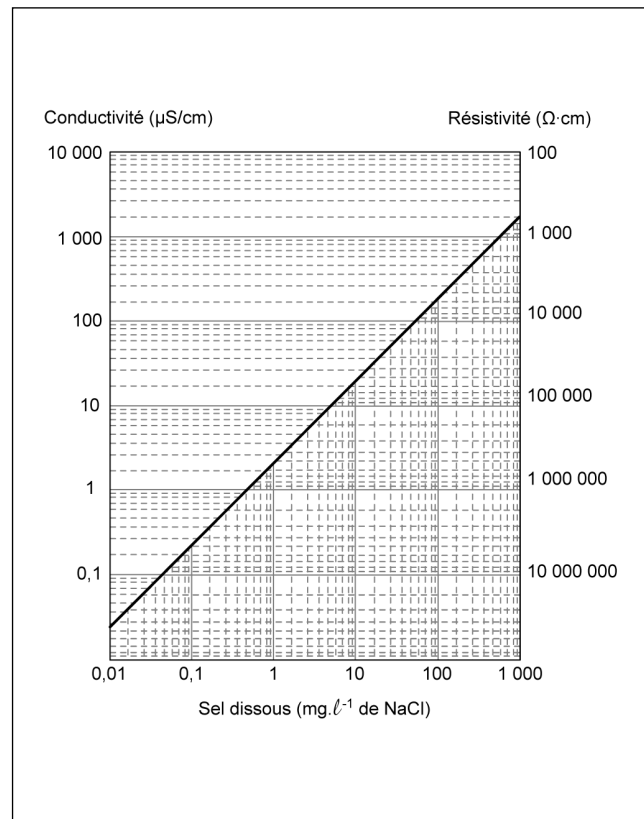


Fig. 2.1 – Relation conductivité/résistivité/salinité pour une solution de chlorure de sodium NaCl

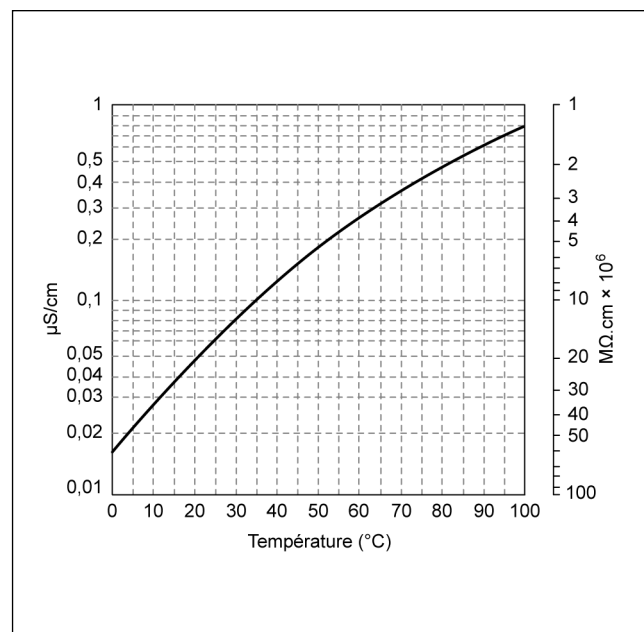


Fig. 2.2 – Conductivité et résistivité théoriques de l'eau pure en fonction de la température

cations) que de charges électriques négatives (les anions). L'unité d'expression de la concentration des différents ions présents dans l'eau devrait être la mole par litre ( $\text{mol.l}^{-1}$  utilisée en chimie) ou ses sous-multiples. Cette unité est peu usitée par les professionnels du traitement de l'eau. Elle est généralement exprimée en milligramme par litre ( $\text{mg.l}^{-1}$ ) pour les éléments majeurs, ou en microgramme par litre (ou  $\mu\text{g.l}^{-1}$ ) pour les éléments présents à l'état de trace. Dans le cas de l'eau, on écrit également :

- $1 \text{ mg.l}^{-1} = 1 \text{ ppm}$  (partie par million) ;
- $1 \mu\text{g.l}^{-1} = 1 \text{ ppb}$  (partie par billion).

Si l'on souhaite additionner les concentrations de plusieurs ions, il n'est pas possible d'utiliser les unités ci-avant. C'est pourquoi le traicteur d'eau fait appel à l'équivalent ou au milliéquivalent par litre, ou bien encore au degré français, qui sont des unités tenant compte à la fois de la concentration et des charges électriques, et qui peuvent s'additionner.

Dans les calculs de dimensionnement d'installations de traitement d'eau, l'unité utilisée est l'équivalent par litre ( $\text{eq.l}^{-1}$ ) et son sous-multiple le milliéquivalent par litre ( $\text{meq.l}^{-1}$ ) :

$$1 \text{ milliéquivalent par litre de l'élément} = \frac{\text{Masse molaire de l'élément}}{\text{Valence} \times 1\,000}$$

Ainsi, pour l'ion calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ , la masse d'une mole de calcium étant de 40 grammes), nous aurons :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole } \text{Ca}^{2+} &= 40 \text{ grammes} \\ 1 \text{ millimole } \text{Ca}^{2+} &= 40 \text{ milligrammes} \\ \text{Valence } \text{Ca}^{2+} &= 2 \quad (2 \text{ charges positives}) \\ 1 \text{ meq.l}^{-1} \text{ } \text{Ca}^{2+} &= 20 \text{ mg par litre } (40/2) \end{aligned}$$

De même pour le carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole } \text{CO}_3^{2-} &= 60 \text{ grammes} \\ 1 \text{ millimole } \text{CO}_3^{2-} &= 60 \text{ milligrammes} \\ \text{Valence du } \text{CO}_3^{2-} &= 2 \quad (2 \text{ charges négatives}) \\ 1 \text{ meq.l}^{-1} \text{ } \text{CO}_3^{2-} &= 30 \text{ mg par litre } (60/2) \end{aligned}$$

Un milliéquivalent de calcium et un milliéquivalent de carbonate peuvent s'associer pour former un milliéquivalent de carbonate de calcium :

$$1 \text{ meq.l}^{-1} \text{ de } \text{Ca}^{2+} + 1 \text{ meq.l}^{-1} \text{ de } \text{CO}_3^{2-} = 1 \text{ meq.l}^{-1} \text{ de } \text{CaCO}_3$$

En plus de cette unité internationale, il existe des unités nationales telles que le degré français ( $^{\circ}\text{f}$ ), le degré allemand ( $^{\circ}\text{dH}$ ), le ppm as  $\text{CaCO}_3$  (ou partie par million de carbonate de calcium, unité utilisée aux États-Unis) (tab. 2.1).

**Tab. 2.1 – Correspondance entre les diverses unités internationales couramment utilisées en traitement de l'eau**

Unité d'origine	Équivalences	
1 °f	0,2 meq.l <sup>-1</sup>	
1 meq.l <sup>-1</sup>	5 °f	
1 °f	0,56 °dH	10 ppm as CaCO <sub>3</sub>
1 °dH	1,786 °f	17,86 ppm as CaCO <sub>3</sub>
1 ppm as CaCO <sub>3</sub>	0,1 °f	0,056 °dH

Le tableau 2.2 indique, pour les principaux ions rencontrés, la correspondance en milligramme par litre du milliéquivalent par litre et du degré français.

### 2.3.2 Titres

Pour les ions majeurs, qui constituent l'essentiel des composants d'une eau naturelle, les titres (exprimés en  $\text{meq.l}^{-1}$  ou en  $^{\circ}\text{f}$ ) regroupent un ensemble d'ions.

#### 2.3.2.1 Titre hydrotimétrique (TH)

Appelé aussi dureté totale, le titre hydrotimétrique mesure l'ensemble des ions alcalinoterreux, c'est-à-dire essentiellement les ions calcium et magnésium ( $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ ). Le titre hydrotimétrique calcique (ou TH calcique), qui ne mesure que la teneur en ions calcium, est parfois distingué du titre hydrotimétrique magnésien (ou TH magnésien), qui ne mesure que la teneur en ions magnésium.

Le TH se mesure par méthode volumétrique.

#### Remarque

Le TH est totalement indépendant du pH, bien que ces deux notions soient, à tort, souvent associées.

#### 2.3.2.2 Titre alcalimétrique simple (TA)

Ce titre mesure la totalité des bases libres, une des deux valences des ions carbonate et une des trois valences des ions orthophosphate. On peut ainsi écrire :

$$\text{TA} = [\text{OH}^-] + \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{2} + \frac{[\text{PO}_4^{3-}]}{3}$$

La mesure du TA s'effectue in situ par addition d'acide titré en présence d'un indicateur pH, la phénolphthaléine, l'addition étant arrêtée lorsque

Tab. 2.2 – Équivalence en mg.l<sup>-1</sup> du milliéquivalent.l<sup>-1</sup> et du degré français

Élément	Formule	Masse molaire	Valeur (mg.l <sup>-1</sup> )	
			Pour 1 meq.l <sup>-1</sup>	Pour 1 °f
<i>Sels de calcium</i>				
Carbonate	CaCO <sub>3</sub>	100	50	10
Bicarbonate (hydrogénocarbonate)	Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	162	81	16,2
Sulfate	CaSO <sub>4</sub>	136	68	13,6
Chlorure	CaCl <sub>2</sub>	111	55,5	11,1
Oxyde	CaO	56	28	5,6
Hydroxyde	Ca(OH) <sub>2</sub>	74	37	7,4
<i>Sels de magnésium</i>				
Carbonate	MgCO <sub>3</sub>	84	42	8,4
Bicarbonate (hydrogénocarbonate)	Mg(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	146	73	14,6
Sulfate	MgSO <sub>4</sub>	120	60	12
Chlorure	MgCl <sub>2</sub>	95	47,5	9,5
Oxyde	MgO	40	20	4
Hydroxyde	Mg(OH) <sub>2</sub>	58	29	5,8
<i>Sels de sodium</i>				
Carbonate	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	106	53	10,6
Bicarbonate (hydrogénocarbonate)	NaHCO <sub>3</sub>	84	84	16,8
Sulfate	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	142	71	14,2
Chlorure	NaCl	58,5	58,5	11,7
Oxyde	Na <sub>2</sub> O	62	31	6,2
Hydroxyde	NaOH	40	40	8
Nitrate	NaNO <sub>3</sub>	85	85	17
Orthophosphate	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	164	54,7	10,9
<i>Sels de potassium</i>				
Carbonate	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	138	69	13,8
Bicarbonate (hydrogénocarbonate)	KHCO <sub>3</sub>	100	100	20
Sulfate	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	174	87	17,4
Chlorure	KCl	74,5	74,5	14,9
Oxyde	K <sub>2</sub> O	78	39	7,8
Hydroxyde	KOH	56	56	11,2
Nitrate	KNO <sub>3</sub>	101	101	20,2
Orthophosphate	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	212,3	106,2	21,2
<i>Cations</i>				
Calcium	Ca <sup>2+</sup>	40	20	4
Magnésium	Mg <sup>2+</sup>	24,3	12,2	2,43
Sodium	Na <sup>+</sup>	23	23	4,6
Potassium	K <sup>+</sup>	39	39	7,8
Ammonium	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	18	18	3,6
Fer ferreux	Fe <sup>2+</sup>	55,8	27,9	5,6
Fer ferrique	Fe <sup>3+</sup>	55,8	15,3	3,07
Aluminium	Al <sup>3+</sup>	27	9	1,8
<i>Anions</i>				
Carbonate	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	60	30	6
Bicarbonate (hydrogénocarbonate)	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	61	61	12,2
Sulfate	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	96	48	9,6
Sulfite	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	80	40	8
Chlorure	Cl <sup>-</sup>	35,5	35,5	7,1
Hydroxyde	OH <sup>-</sup>	17	17	3,4
Nitrate	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	62	62	12,4
Orthophosphate	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	95	32,7	6,3
Hydrogénosilicate	HSiO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	77	77	15,4
Silicate	SiO <sub>2</sub>	60	60	12
Dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>	44	44	8,8

l'échantillon vire du rouge à l'incolore (le pH est alors égal à 8,3). Le TA est donc nul lorsque le pH de l'eau est inférieur à 8,3.

### 2.3.2.3 Titre alcalimétrique complet (TAC)

Ce titre mesure l'ensemble des anions suivants :

- hydroxyde des bases libres  $\text{OH}^-$  ;
- carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$  ;
- hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$  ;
- hydrogénosilicate  $\text{HSiO}_3^-$  ;
- ainsi que deux des trois valences des ions ortho-phosphate ( $\text{PO}_4^{3-}$ ).

On peut alors écrire :

$$\text{TAC} = [\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{HSiO}_3^-] + \frac{2 \times [\text{PO}_4^{3-}]}{3}$$

La mesure du TAC s'effectue in situ comme celle du TA. Seul l'indicateur coloré est différent (méthylorange appelé aussi hélianthine), l'addition d'acide titré étant arrêtée lorsque l'échantillon vire du jaune franc au jaune orangé (le pH est alors égal à 4,5). Le TAC n'est donc positif que si le pH est supérieur à 4,5 (c'est le cas de toutes les eaux naturelles).

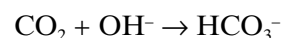
Généralement, pour les eaux de distribution publique dont le pH est inférieur à 8,3, le TA étant nul, on considère que le TAC correspond, à très peu de chose près, à la teneur en hydrogénocarbonate, ces eaux étant pauvres en hydrogénosilicate, et le plus souvent exemptes de phosphate.

Ce sont donc le dioxyde de carbone, les ions bicarbonate, les ions carbonate, et les ions hydroxyde qui conféreront à l'eau son caractère.

### 2.3.2.4 Signification des titres alcalimétriques TA et TAC

Parmi le dioxyde de carbone, les ions bicarbonate, les ions carbonate, et les ions hydroxyde, seuls deux éléments pourront coexister car :

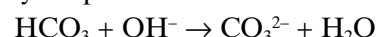
– Le  $\text{CO}_2$  réagit avec les ions hydroxydes pour former des ions hydrogénocarbonates suivant la réaction :



– Le  $\text{CO}_2$  réagit avec les ions carbonates pour former des ions hydrogénocarbonates suivant la réaction :



– Les ions hydrogénocarbonates réagissent avec les ions hydroxydes pour former des ions carbonates :



Ainsi les eaux peuvent-elles se présenter selon les compositions du tableau 2.3.

### 2.3.2.5 Titre en acides forts (TAF)

Ce titre indique la concentration en acides forts libres, acides :

- chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) ;
- sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ;
- nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) ;
- phosphorique ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

Ces acides sont dosés par addition d'une solution titrée de soude en présence de méthylorange jusqu'au virage du rouge au jaune de l'indicateur coloré, ce réactif étant rouge aux pH inférieurs à 4,5 et jaune aux pH supérieurs à 4,5. Ainsi :

- le TAF ne peut être positif que si le pH de l'eau est inférieur à 4,5 ;
- lorsque le TAF est positif, le TAC est nul.

Tab. 2.3 – pH, TA et TAC des différentes eaux

Constituants	pH	TA	TAC	Remarques
$\text{CO}_2$ seul	< 4,5	0	0	TAC = 0
$\text{CO}_2$ et $\text{HCO}_3^-$	4,5 à 8,3	0	> 0	$[\text{HCO}_3^-] = \text{TAC}$
$\text{HCO}_3^-$ et $\text{CO}_3^{2-}$	> 8,3	> 0	> 0	TA < TAC/2 $[\text{CO}_3^{2-}] = 2 \text{ TA}$ $[\text{HCO}_3^-] = \text{TAC} - 2 \text{ TA}$
$\text{CO}_3^{2-}$ seul	> 8,3	> 0	> 0	TAC = 2 TA
$\text{CO}_3^{2-}$ et $\text{OH}^-$	> 8,3	> 0	> 0	TA > TAC/2 $[\text{CO}_3^{2-}] = 2 (\text{TAC} - \text{TA})$ $[\text{OH}^-] = 2 \text{ TA} - \text{TAC}$
$\text{OH}^-$ seul	> 9	> 0	> 0	$[\text{OH}^-] = \text{TA} = \text{TAC}$

**2.3.2.6** Titre en sels d'acides forts (SAF)

Le titre en sels d'acides forts, appelé aussi titre en anions forts, indique la somme des anions :

- chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) ;
- sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) ;
- nitrite ( $\text{NO}_2^-$ ) ;
- nitrate ( $\text{NO}_3^-$ ) ;
- sulfite ( $\text{SO}_3^{2-}$ ) ;
- phosphate ( $\text{PO}_4^{3-}$ ).

Pour mesurer ce titre, un échantillon d'eau est traité sur une colonne garnie de résine échangeuse de cations sous forme  $\text{H}^+$ . Cette résine échange tous les cations de l'eau contre des ions  $\text{H}^+$ , qui réagissent avec les anions pour former les acides (acides forts). Un TAF mesurable est alors obtenu selon la méthode décrite précédemment. La mesure du SAF est donc une mesure indirecte.

Dans certaines conditions, cette réaction peut avoir lieu dans le milieu directement : dans ce cas, les anions réagissant avec les ions  $\text{H}^+$  de l'eau lui confèrent un caractère corrosif.

**2.3.3** Autres paramètres importants en chimie de l'eau

Après avoir évoqué les ions majeurs de l'eau, souvent exprimés en titres, nous citerons de manière non exhaustive les analyses dont l'importance est significative en traitement de l'eau.

**2.3.3.1** Fer et manganèse

Le fer est présent dans les eaux naturelles sous différentes formes :

- ionique : fer ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  et fer ferrique  $\text{Fe}^{3+}$  ;
- solides : oxydes de fer  $\text{Fe}_x\text{O}_y$  et hydroxydes de fer  $\text{Fe}_x(\text{OH})_y$  ;
- des formes colloïdales : inclusions dans des complexes organiques ou minéraux (humates de fer, par exemple).

De même, le manganèse peut se trouver sous forme soluble, solide ou colloïdale.

La variation de solubilité des différents degrés d'oxydation de ces ions sera utilisée pour parvenir à leur élimination : fer ferreux oxydé en fer ferrique (par le chlore, par exemple) qui précipite avec des hydroxydes (donc dans des eaux non acides) et peut être ainsi séparé de l'eau par filtration. Ces ions ou formes métalliques pouvant réagir dans des phénomènes d'oxydoréduction, ce caractère sera utilisé pour leur élimination (oxydation par le chlore du fer provenant d'un forage, par exemple).

À l'intérieur des bâtiments, la présence de fer ou d'autres métaux dans l'eau témoigne d'une dégradation du réseau par corrosion, qu'il conviendra d'enrayer.

**2.3.3.2** Baryum et strontium

Les cations baryum ( $\text{Ba}^{2+}$ ) et strontium ( $\text{Sr}^{2+}$ ) sont, comme le magnésium et le calcium, des ions alcalino-terreux. Leur présence, même en faible quantité peut perturber les procédés de traitement de l'eau : fixation irréversible sur des résines d'adoucissement ou précipitation rapide côté rejet d'une membrane d'osmose, du fait de la très faible solubilité du sulfate de baryum et du sulfate de strontium.

**2.3.3.3** Silice

L'élément silicium est présent dans l'eau sous différentes formes :

- silice colloïdale ( $\text{SiO}_2$ ), dont la présence se retrouve par la mesure du Fouling Index ;
- formes dissoutes, la proportion de chaque espèce variant en fonction du pH.

La plupart des bulletins d'analyse indiquent la teneur en silice dissoute, exprimée le plus souvent en  $\text{SiO}_2$ . Lorsqu'il y a présence de silice, il est important d'en connaître la forme, de manière à l'éliminer. Dans le traitement de chaudières en particulier, la silice doit être parfaitement éliminée, le risque de dépôt de tartre siliceux (vitreux, très dur) étant particulièrement important en raison de la conjonction pH, température et pression. Ce tartre très adhérent et difficile à éliminer perturbe les transferts thermiques.

**2.3.3.4** Matières oxydables

En fonction du type d'eau, les matières oxydables seront évaluées par des critères différents.

• *Demande chimique en oxygène (DCO)*

Utilisée pour l'analyse des effluents, cette mesure englobe les sels minéraux oxydables et la majeure partie des composés organiques (excepté les hydrocarbures minéraux) attaqués par un oxydant puissant. Exprimée en  $\text{mg.l}^{-1}$  d' $\text{O}_2$ , elle représente l'ensemble de la charge d'un effluent.

• *Demande biologique en oxygène (DBO)*

Utilisée également sur les effluents, cette mesure représente la quantité d'oxygène nécessaire pour oxyder par voie biologique les composés organiques biodégradables de l'effluent. Elle est exprimée en  $\text{mg.l}^{-1}$  d' $\text{O}_2$ .

La DBO et la DCO permettent de caractériser un effluent de manière globale mais ne donnent pas d'indication sur la nature de la charge de celui-ci.

- *Oxydabilité au permanganate de potassium*

La mesure de l'oxydabilité au permanganate de potassium est plutôt réservée aux eaux peu chargées. Cette technique consiste à oxyder les matières organiques oxydables par le permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ) à chaud. Cette mesure est effectuée soit en milieu acide, soit en milieu alcalin.

#### Remarques

Tout comme les paramètres DCO et DBO, cette mesure est quantitative et ne permet d'identifier ni l'origine ni la nature des matières organiques oxydées.

Toutes les matières organiques ne sont pas oxydables dans de telles conditions opératoires.

Une mesure effectuée en milieu alcalin ne donne pas obligatoirement les mêmes résultats qu'une mesure en milieu acide.

L'expression « oxygène cédé par le permanganate » est souvent rencontrée car le résultat de la mesure est le plus souvent exprimé en  $\text{mg.l}^{-1}$  d'oxygène cédé par le permanganate pour l'oxydation des matières organiques.

- *Carbone organique total (COT)*

La teneur en carbone organique total correspond au carbone (mesuré sous forme de  $\text{CO}_2$  après une oxydation complète) contenu dans les matières organiques inertes dissoutes et dans les organismes vivants. Cette mesure permet notamment d'apprécier le niveau de qualité biologique des eaux ultra-pures.

### 2.3.4 Balance ionique

Le plus souvent, les résultats de l'analyse chimique d'une eau sont présentés sous forme d'un tableau qui fournit les concentrations en ions majeurs, avec d'un côté les cations, et de l'autre les anions. Pour

chaque ion analysé, le résultat est exprimé en milliéquivalents par litre (ou en degré français, au moins pour ce qui concerne les titres TH, TA et TAC), et en milligrammes par litre. Un exemple de bulletin d'analyse chimique est proposé avec le tableau 2.4.

#### 2.3.4.1 Équilibre de la balance ionique

Dans l'exemple ci-avant (tab. 2.4), le total des cations exprimé en degrés français (ou en  $\text{meq.l}^{-1}$ ) est bien égal au total des anions, puisque l'analyse indique :

– total des cations : 30 °f ;

– total des anions : 30 °f.

La balance ionique est équilibrée.

Cet équilibre de la balance ionique permet d'estimer l'ensemble des ions alcalins (sodium  $\text{Na}^+$  et potassium  $\text{K}^+$ ), difficiles à mesurer hors du laboratoire, à partir des autres titres de l'eau. Nous pouvons en effet écrire :

$$\text{TH} + [\text{Na}^+ + \text{K}^+] = \text{TAC} + \text{SAF}$$

Et donc :

$$[\text{Na}^+ + \text{K}^+] = (\text{TAC} + \text{SAF}) - \text{TH}$$

Une telle estimation de la teneur en alcalins n'est possible que si les titres TH, TAC et SAF sont mesurés avec une précision suffisante, et exprimés dans la même unité ( $\text{meq.l}^{-1}$  ou °f).

#### 2.3.4.2 Salinité totale cationique (STC)

La salinité totale cationique correspond à la somme des cations exprimée en milléquivalents par litre ou en degrés français. Toujours dans le même exemple (tab. 2.4), la salinité totale cationique est de 30 °f, soit 6,0  $\text{meq.l}^{-1}$ .

#### 2.3.4.3 Salinité totale anionique (STA)

La salinité totale anionique est la somme des anions exprimée en milliéquivalents par litre ou en degrés

Tab. 2.4 – Exemple d'analyse chimique d'une eau

Cations					Anions				
Titre	Ions	°f	$\text{meq.l}^{-1}$	$\text{mg.l}^{-1}$	Titre	Ions	°f	$\text{meq.l}^{-1}$	$\text{mg.l}^{-1}$
TH	$\text{Ca}^{2+}$	23	4,6	92	TAC	$\text{HCO}_3^-$	22	4,4	268
	$\text{Mg}^{2+}$	4	0,8	9,7		$\text{HSiO}_3^-$	1	0,2	15
	$\text{Na}^+$	2,1	0,42	9,7	SAF	$\text{Cl}^-$	1,5	0,30	10
	$\text{K}^+$	0,9	0,18	7,0		$\text{SO}_4^{2-}$	4,7	0,94	45
							$\text{NO}_3^-$	0,8	0,16
<b>Total cations</b>		<b>30</b>	<b>6,0</b>	<b>118,4</b>	<b>Total anions</b>		<b>30</b>	<b>6,0</b>	<b>348</b>



français, telle qu'elle apparaît dans l'analyse ci-avant (tab. 2.4.), soit 30 °f ou 6 meq.l<sup>-1</sup> (cette grandeur est égale à la précédente).

Dans le cas d'un traitement par résine échangeuse d'anions fortement basique, il convient d'ajouter à cette salinité anionique la salinité correspondant au CO<sub>2</sub> dissous.

#### 2.3.4.4 Minéralisation totale

La minéralisation totale (ou total des sels dissous [TDS], ou encore salinité totale) est la masse totale de sels dissous par litre d'eau. La minéralisation totale s'exprime en mg.l<sup>-1</sup>.

## 2.4 Caractéristiques microbiologiques

Un micro-organisme présent dans l'eau est un être vivant qui appartient au règne :

- bactérien : organismes unicellulaires vivant en colonie ou isolés, dépourvus de membrane nucléaire ; les bactéries se reproduisent par division lorsque le milieu est favorable, et produisent des spores dans le cas de conditions défavorables ;
- végétal : les plus connus sont les champignons (dépourvus de chlorophylle et donc incapables de photosynthèse) et les algues, micro-organismes chlorophylliens ;
- animal : notamment les êtres unicellulaires, et en particulier les protozoaires.

#### Remarque

Les virus doivent être classés à part : ils sont constitués de grosses molécules (acide nucléique et protéines), mais nécessitent une cellule hôte pour se développer.

Le milieu aqueux étant un milieu vivant, la présence d'organismes dans l'eau peut être bénéfique pour l'homme (autoépuration des eaux), ou au contraire lui être néfaste (développement d'organismes pathogènes tels que *Legionella pneumophila*, *Pseudomonas aeruginosa*). De nombreux micro-organismes sont responsables de réactions chimiques, telles que les fermentations utilisées en industrie.

## 2.5 Prélèvement des échantillons

Le prélèvement d'eau est d'une importance primordiale puisqu'il est à la base du diagnostic et des préconisations du traiteur d'eau. Une mauvaise

exécution de cette opération peut conduire à des résultats erronés.

Il est donc impératif de connaître :

- le but de l'analyse (état initial, contrat de suivi, etc.) ;
- le type d'échantillon à prélever (eau brute, eau traitée, etc.) ;
- la représentativité des échantillons (suivant le cas, on cherche à faire ressortir soit la qualité moyenne, soit les caractéristiques extrêmes, soit les deux) ;
- le type d'analyse demandée (physico-chimique, microbiologique, etc.), ce qui permettra de définir le volume à prélever et le flaconnage ;
- la conservation des caractéristiques de l'eau au cours du prélèvement et éventuellement au cours du transport (en évitant les transferts de gaz, l'oxydation par l'air, les réactions avec le flaconnage, les contaminations accidentelles, etc.).

#### Recommandation

Pour toutes ces raisons, il est recommandé de faire appel à du personnel formé (souvent un préleveur du laboratoire chargé de l'analyse).

### 2.5.1 Règles communes de prélèvement

- Avoir les mains très propres ;
- rincer plusieurs fois le flacon avec l'eau à analyser, sauf préparation antérieure du flacon (prélèvement pour bactériologie, métaux lourds, cyanures, etc.) ;
- connaître le volume nécessaire pour les déterminations ;
- étiqueter clairement les flacons pour éviter toute confusion (un marqueur peut être utilisé, à condition que son encre soit indélébile) ;
- remplir les flacons jusqu'à débordement afin de les boucher sans bulle d'air (en cas d'impossibilité, ne laisser qu'une bulle de 1 cm<sup>3</sup> environ sous le bouchon) ; il est déconseillé de sceller les bouchons ;
- lorsqu'elles sont indispensables à l'étude, procéder sur place à la détermination des caractéristiques susceptibles d'évoluer pendant le transport : température, résistivité (ou conductivité), pH, gaz dissous (O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, etc.), composés de l'azote (NH<sub>4</sub><sup>+</sup> et NO<sub>2</sub><sup>-</sup> en particulier), désinfectants résiduels (chlore, ozone, chloramines, ClO<sub>2</sub>), fer dissous, alcalinité, etc. ;
- pour les déterminations qui seront faites au laboratoire, les échantillons d'eau doivent être acheminés dans les meilleurs délais, surtout s'il est demandé des analyses bactériologiques ; dans tous les cas, une réfrigération à 4 °C environ est souhaitable.

### 2.5.2 Flaconnage

Il est préférable d'utiliser des flacons neufs en polyéthylène (éviter le verre) pour les analyses physico-chimiques de l'eau. Le même type de flacon peut être utilisé en microbiologie, s'il a subi un traitement complémentaire (flacon stérile). Ce type de flacon est généralement fourni par le laboratoire chargé de cette analyse et de son prélèvement.

#### **Important**

Les contenants susceptibles de créer des interférences sur le résultat de l'analyse (contenant usagé, matières non inertes, etc.) sont à proscrire.

Pour certaines analyses, des précautions particulières doivent être respectées :

- pour la détermination de certains métaux, prélever l'eau dans des flacons en polyéthylène dans lesquels une faible quantité d'acide (2 à 5 ml d'acide pur par litre d'eau) de qualité pure pour analyse (acide chlorhydrique ou nitrique de préférence) aura été introduite ; l'analyse réalisée dans ce cas donnera la concentration en métal total dans l'échantillon ;
- pour la détermination de la silice, du sodium et du bore, utiliser impérativement des flacons en polyéthylène.

Pour les analyses moins courantes ou particulières (cyanures, DCO, COT, huiles, etc.), le mode de prélèvement et le flaconnage sont fournis par le laboratoire spécialisé.

### 2.5.3 Mode de prélèvement

Celui-ci doit être adapté au type d'analyses de l'eau souhaité.

#### 2.5.3.1 Réseau de distribution ou circuit industriel

Ouvrir la prise d'échantillon suffisamment longtemps afin de recueillir une eau représentative du circuit. Le temps nécessaire dépend de la disposition des lieux et du débit du robinet : il varie de 30 secondes à quelques minutes (si la prise d'échantillon n'a pas été utilisée depuis un certain temps). En outre, le robinet doit avoir coulé à débit constant, pour éviter toute variation de vitesse susceptible de

détacher des dépôts (provenant de salissures, de la corrosion, etc.) fixés aux parois des canalisations.

Pour un prélèvement bactériologique, des règles particulières doivent être respectées et il est préférable de confier les opérations de prélèvement et d'analyse à un laboratoire spécialisé. Par ailleurs, s'il s'agit d'un circuit industriel où règnent une température et une pression élevées (chaudières en particulier), la personne en charge du prélèvement doit respecter les consignes de sécurité et prendre toutes précautions utiles pour éviter l'évaporation partielle, la dilution avec de l'eau d'alimentation ou de condensation, etc. La prise d'échantillon doit en principe être équipée d'un refroidisseur.

Pour les pressions plus faibles (moins de 10 bars), il est possible de recueillir l'eau dans un récipient plongé dans de l'eau froide en circulation.

#### 2.5.3.2 Milieu naturel

##### • Eaux de surface

Le prélèvement doit être effectué au point envisagé pour la future prise d'eau. Les analyses des eaux de surface doivent tenir compte des variations dans le temps (cycle saisonnier) et dans l'espace (par exemple, évolution des caractéristiques en fonction de la profondeur dans un lac ou dans un barrage).

##### • Eaux souterraines

L'eau d'un puits non exploité n'étant absolument pas représentative et son analyse ne pouvant fournir aucun renseignement utilisable, il faut impérativement l'équiper d'une pompe que l'on fait débiter si possible comme en exploitation normale, plusieurs jours avant de recueillir un échantillon.

#### 2.5.3.3 Piscines

Qu'il s'agisse d'analyses quotidiennes (pH, température, résiduel d'oxydant, etc.) ou bien d'analyses régulières (microbiologie), les prélèvements doivent respecter les consignes citées précédemment. Pour les premières, il convient de réaliser les mesures sur place. Pour les secondes, l'opération est généralement sous-traitée auprès d'un laboratoire compétent.