

# Solutions aqueuses ioniques



*Chimie*

## Pré-requis

Etre capable de :

- ❖ Calculer le nombre de moles d'atomes (de molécules, d'ions, ...) contenus dans une masse donnée de corps pur.

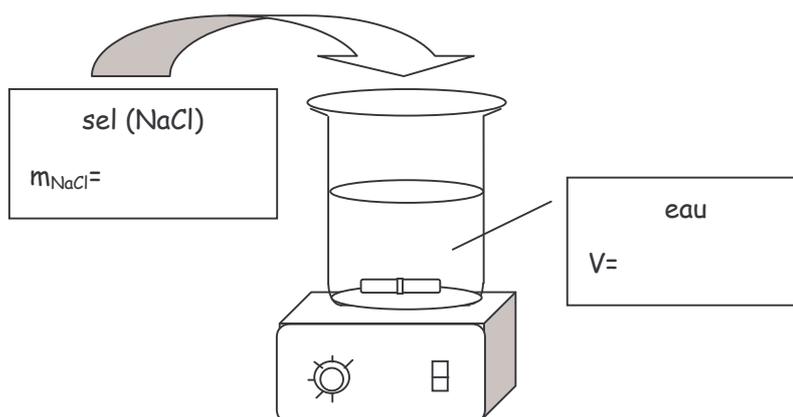
## Objectifs

Etre capable de :

- Déterminer la concentration molaire ou massique d'une espèce chimique dans une solution ;
- Identifier des ions en solution ;
- Classer des eaux minérales en fonction de leur dureté.

## I. Solution aqueuse

TP : Solubilité du sel



Dans un bécher contenant de l'eau, on dissout des cristaux de chlorure de sodium NaCl.

- L'eau dissocie les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  formant initialement le chlorure de sodium : on obtient une **solution aqueuse**.
- Lorsque l'on verse une quantité trop importante de sel de table dans l'eau, celui-ci ne se dissout plus.

### A. Définitions

Dans l'expérience précédente, l'eau est le **solvant** et le chlorure de sodium est le **soluté**.  
La solution est **saturée** quand *il n'est plus possible de dissoudre de soluté*.

## B. Concentration d'une solution

### 1. Concentration massique

La **concentration massique**  $C_m$  d'une espèce chimique est la *masse de cette espèce chimique dissoute dans un litre de solution*.

Elle s'exprime en **g/L**. On a donc la relation :

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ avec } \begin{cases} C_m : \text{concentration massique (g/L)} \\ m : \text{masse de l'espèce chimique (g)} \\ V : \text{volume de la solution (L)} \end{cases}$$

Exemple : eau d'Arvie®

### 2. Concentration molaire

La **concentration molaire** d'une espèce chimique A est la *nombre de moles de cette espèce dissoute dans un litre de solution*.

Elle s'exprime en **mol/L**. On a donc la relation :

$$[A] = \frac{n}{V} \text{ avec } \begin{cases} [A] : \text{concentration molaire de l'espèce chimique A (mol/L)} \\ n : \text{nombre de moles de A (mol)} \\ V : \text{volume de la solution (L)} \end{cases}$$

NB : relation entre concentration massique et concentration molaire

$$[A] = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{V} \times \frac{1}{M} = \frac{C_m}{M}$$

Exercices 1 et 2

## C. Solubilité

La **solubilité**  $s$  d'un composé ionique dans l'eau est la *quantité maximale de ce composé que l'on peut dissoudre pour obtenir un litre de solution*.

On l'exprime en **g/L** ou en **mol/L**.

Exemple : chlorure de sodium

$$s_{\text{théorique}} = \frac{m_{\text{max}}}{V} \approx 360\text{g/L}$$

Remarque :

La solubilité dépend de la température.

Exercice 3

## II. Identification d'ions en solution

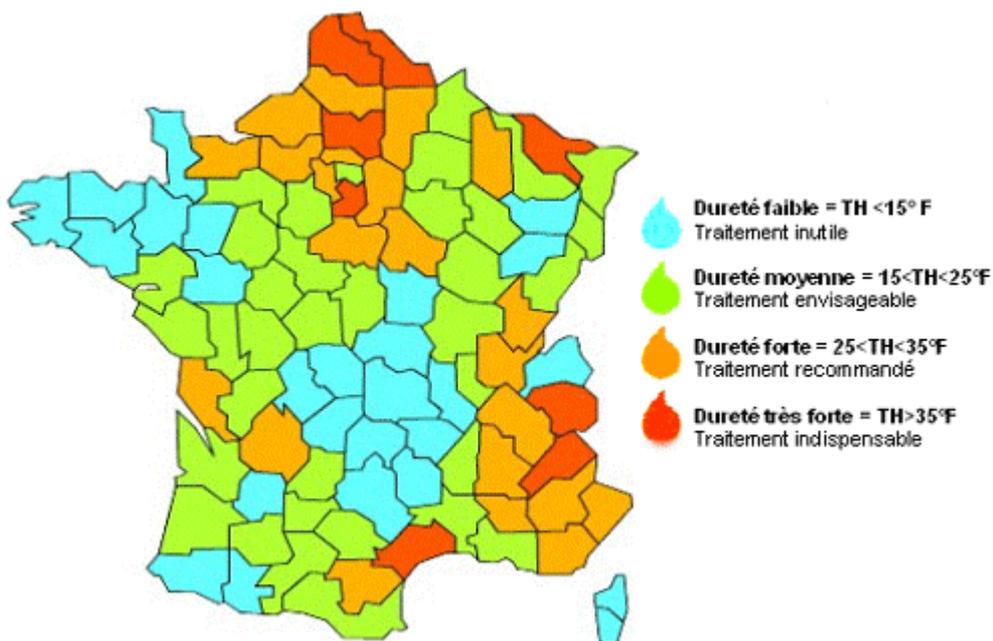
*TP : Identification d'ions en solution*

## III. Dureté des eaux naturelles minérales

### A. Définition

La **dureté** est le caractère d'une eau contenant des ions calcium ou magnésium.

Elle se mesure en France par le **degré hydrotimétrique français**, exprimé en °TH (pour titre hydrotimétrique)



### B. Degré hydrotimétrique français

1° TH correspond à une concentration globale de  $10^{-4}$  mol/L d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  ou  $\text{Mg}^{2+}$ .

Exemple : eau d'Arvie®

A l'aide du document donné dans l'exemple du I.B.1. et du tableau ci-contre, indiquer quelle est la dureté de l'eau d'Arvie®.

Eaux très douces	0 à 5°TH
Eaux douces	5 à 15°TH
Eaux demi-dures	15 à 25°TH
Eaux dures	> 25°TH
Eaux potables de ville	< 30°TH

$$\left. \begin{aligned} [\text{Ca}^{2+}] &= \frac{n}{V} = \frac{C_m}{M} = \frac{170 \cdot 10^{-3}}{40,1} \approx 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \\ [\text{Mg}^{2+}] &= \frac{92 \cdot 10^{-3}}{24,3} \approx 3,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned} \right\} [\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = 8,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 80,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Donc l'eau d'Arvie® a un degré hydrotimétrique de 80,3°TH : cette eau serait donc impropre à la consommation dans une municipalité !



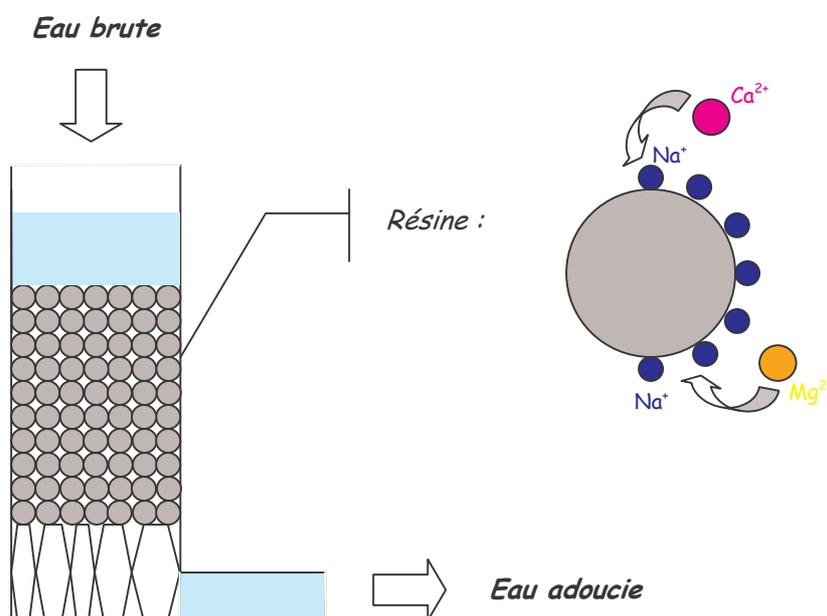
Remarques :

- ❖ une eau dure (140°TH) empêche le savon de mousser ;
- ❖ une eau dure favorise la formation du tartre  $\text{CaCO}_3$ , qui est insoluble et qui se fixe sur les parois métalliques des tuyauteries ou des cuves des appareils ménagers lorsque la température de l'eau est inférieure à  $70^\circ\text{C}$ .

Exercices 4 et 5

### C. Résines échangeuses d'ions

Le principe de l'adoucissement de l'eau est de remplacer les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  par des ions sodium  $\text{Na}^+$  en effectuant une permutation avec une résine cationique échangeuse d'ions :



La résine perd progressivement son aptitude à adoucir l'eau ; il est nécessaire de la régénérer. Pour cela, on fait passer sur la résine une solution concentrée de chlorure de sodium.

Exercice 6