



## Quelques rappels essentiels ...

Synthèse

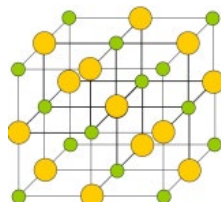
### A : Le composé ionique et sa dissolution

#### ► Formule du composé

- ► Un composé ionique est un solide composé d'ions régulièrement disposés dans l'espace
- ► Le composé ionique, électriquement neutre, contient autant de charges positives que de charges négatives

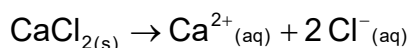
Sa formule, dite formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents sans en mentionner les charges

Formule du soluté		
<b>chlorure de calcium</b>		CaCl <sub>2</sub> (s)
Cl <sup>-</sup>	Ca <sup>2+</sup>	
<b>carbonate de potassium</b>		K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (s)
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	K <sup>+</sup>	
<b>nitrate de cuivre</b>		Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (s)
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Cu <sup>2+</sup>	
<b>sulfate de fer III</b>		Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (s)
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Fe <sup>3+</sup>	

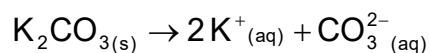


#### ► Equation de la dissolution

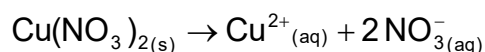
→ du chlorure de calcium dans l'eau



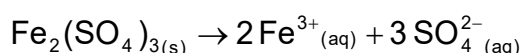
→ du carbonate de potassium dans l'eau



→ du nitrate de cuivre dans l'eau



→ du sulfate de fer dans l'eau



#### ► Formule de solution

- Après la dissolution du soluté, la solution contient des ions dispersés en solution.

Formule de la solution	
<b>chlorure de calcium</b>	(Ca <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> ; 2 Cl <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> )
<b>carbonate de potassium</b>	(2 K <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub> ; CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> )
<b>nitrate de cuivre</b>	(Cu <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> ; 2 NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> )
<b>sulfate de fer</b>	(2 Fe <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub> ; 3 SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> )

## B : Les concentrations

### ▶ Les concentrations en soluté apporté

La concentration en masse	La concentration en quantité de matière
<p>▶ La concentration en masse (<i>en soluté apporté</i>) d'une solution est égale au quotient de la masse de soluté introduit par le volume de la solution</p> $C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$	<p>▶ La concentration en quantité de matière (<i>en soluté apporté</i>) d'une solution est égale au quotient de la quantité de matière de soluté introduit par le volume de la solution</p> $C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$
$m_{\text{soluté}} \text{ ( g ) } ; n_{\text{soluté}} \text{ ( mol ) } ; V_{\text{solution}} \text{ ( L ) } ; C_m \text{ ( g.L}^{-1} \text{ ) } ; C \text{ ( mol.L}^{-1} \text{ )}$	
<p>▶ Les concentrations en masse et en quantité de matière sont reliées par les relations :</p> $C_m = C \times M_{\text{soluté}} \text{ ou } C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}}$	

**Démonstration :**  $C_m = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2} \times M_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} \times M_{\text{CaCl}_2} = C \times M_{\text{CaCl}_2}$

### ▶ Les concentrations en ions présents dans la solution

- La concentration en masse (*ou en quantité de matière*) en soluté apporté indique la masse (*ou la quantité de matière*) de soluté qui a été introduit dans le solvant pour préparer la solution.

Une fois que le soluté est dissout dans l'eau, il n'y en a plus dans la solution (*à part le cas des solutions saturées*). La solution contient alors des ions

$[ions] = \frac{n_{ions}}{V_{solution}}$	<p>▶ La concentration (en quantité de matière) en ions présents dans une solution est égale au quotient de la quantité de matière de ces ions dans la solution par le volume de la solution</p>
$n_X \text{ ( mol ) } ; V_{\text{solution}} \text{ ( L ) } ; [X] \text{ ( mol.L}^{-1} \text{ )}$	

**EXEMPLE :** Une solution de 250,0 mL de chlorure de calcium est obtenue par la dissolution de 6,0 g de soluté.  $M_{\text{soluté}} = 111 \text{ g.mol}^{-1}$

Concentrations en chlorure de sodium (apporté) :				
Concentration en masse : $C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{6,0}{0,25} = 24 \text{ g.L}^{-1}$	Concentration en quantité de matière : $C = \frac{C_m}{M} = \frac{24}{111} = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$			
<p style="color: #00a0e3;"><b>Concentration en ions <math>\text{Cl}^-</math> et <math>\text{Ca}^{2+}</math></b></p> $\text{CaCl}_2 \text{ (s)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{Cl}^- \text{ (aq)}$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">1 mol</td> <td style="padding: 2px 10px;">1 mol</td> <td style="padding: 2px 10px;">2 mol</td> </tr> </table> <p>D'après les coefficients de l'équation, la dissolution de 1 mol de <math>\text{CaCl}_2</math> forme 1 mol d'ions <math>\text{Ca}^{2+}</math> et 2 mol d'ions <math>\text{Cl}^-</math> : <math>n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{CaCl}_2}</math> et <math>n_{\text{Cl}^-} = 2 \times n_{\text{CaCl}_2}</math></p>	1 mol	1 mol	2 mol	$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = C = 0,22 \text{ mol/L}$ $[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \times n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times C = 0,44 \text{ mol/L}$
1 mol	1 mol	2 mol		