

Fiche 0 :

Quelques rappels essentiels ...

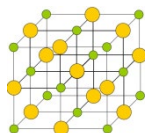
A : Le composé ionique et sa dissolution

► Formule du composé

► ► Un composé ionique est un solide composé d'ions régulièrement disposés dans l'espace

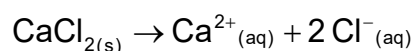
► ► Le composé ionique, électriquement neutre, contient autant de charges positives que de charges négatives

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

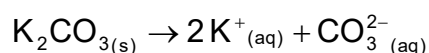


► Equation de la dissolution

→ du chlorure de calcium dans l'eau



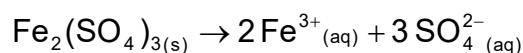
→ du carbonate de potassium dans l'eau



→ 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 du soluté		
chlorure de calcium		CaCl ₂ (s)
Cl ⁻	Ca ²⁺	
carbonate de potassium		K ₂ CO ₃ (s)
CO ₃ ²⁻	K ⁺	
nitrate de cuivre		Cu(NO ₃) ₂ (s)
NO ₃ ⁻	Cu ²⁺	
sulfate de fer III		Fe ₂ (SO ₄) ₃ (s)
SO ₄ ²⁻	Fe ³⁺	

Formule de la solution	
chlorure de calcium	(Ca ²⁺ _(aq) ; 2 Cl ⁻ _(aq))
carbonate de potassium	(2 K ⁺ _(aq) ; CO ₃ ²⁻ _(aq))
nitrate de cuivre	(Cu ²⁺ _(aq) ; 2 NO ₃ ⁻ _(aq))
sulfate de fer	(2 Fe ³⁺ _(aq) ; 3 SO ₄ ²⁻ _(aq))

B : Les concentrations

► Concentration massique

► ► La concentration massique en soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la masse de soluté introduit par le volume de la solution

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

→ m_{soluté} (g) ; V_{solution} (L) ; C_m (g.L⁻¹)

EXEMPLE : On dissout **6,0 g** de sulfate de fer dans **250,0 mL**

- Calculer la concentration massique de la solution en sulfate de fer

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{6,0}{0,25} = \mathbf{24 \text{ g.L}^{-1}}$$

► Concentration molaire

► ► La concentration molaire en soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la quantité de matière de soluté introduit par le volume de la solution

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ ou } C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}}$$

→ $n_{\text{soluté}}$ (mol) ; V_{solution} (L) ; C (mol.L⁻¹)

► ► Les concentrations molaire et massique sont reliées par les relations :

$$C_m = C \times M_{\text{soluté}} \text{ ou } C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}}$$

► Concentration effective en ions

• La concentration en soluté apporté indique la quantité 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 des ions :

► ► La concentration molaire effective d'un ion X présent en solution est égale au quotient de la quantité de matière de cet ion dans la solution par le volume de la solution

$$[X] = \frac{n_X}{V_{\text{solution}}}$$

→ n_X (mol) ; V_{solution} (L) ; $[X]$ (mol.L⁻¹)

EXEMPLE : On dissout 6,0 g de sulfate de fer dans 250,0 mL ; $M_{\text{soluté}} = 399,9 \text{ g.mol}^{-1}$

- Calculer la concentration molaire de la solution en sulfate de fer

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{6,0}{399,9 \times 0,25} =$$

0,06 mol.L⁻¹

EXEMPLE : Calculer la concentration molaire d'une solution de sulfate de fer de concentration massique $C_m = 24 \text{ g.L}^{-1}$; $M_{\text{soluté}} = 399,9 \text{ g.mol}^{-1}$

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{24}{399,9} = \mathbf{0,06 \text{ mol.L}^{-1}}$$

► ► Dans une solution (a X^{b+}_(aq) ; b Y^{a-}_(aq)) ayant une concentration molaire C, on a

$$[X^{b+}] = a \times C \quad ; \quad [Y^{a-}] = b \times C$$

EXEMPLE : Donner les concentrations des ions présents dans une solution de sulfate de fer de concentration $C = 0,06 \text{ mol.L}^{-1}$

Formule de la solution (2 Fe³⁺_(aq) ; 3 SO₄²⁻_(aq))

$$[\text{Fe}^{3+}] = 2 \times C = \mathbf{0,12 \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 3 \times C = \mathbf{0,18 \text{ mol.L}^{-1}}$$