

Fiche 0 :

Quelques rappels essentiels ...

Exercice 1

1) Masses molaires des composés

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$\text{Al}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_3$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, 5 \text{ H}_2\text{O}$
132,1 g.mol⁻¹	390,6 g.mol⁻¹	489,9 g.mol⁻¹

2) Quantité de matière dans l'échantillon : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$; $m = 18 \text{ g}$; $n = \frac{m}{M} = \frac{18}{180} = \mathbf{0,1 \text{ mol}}$

3) Quantité de matière dans l'échantillon : $M = 306 \text{ g.mol}^{-1}$; $m = 125 \text{ g}$; $n = \frac{m}{M} = \frac{125}{306} = \mathbf{0,41 \text{ mol}}$

4) Quantité de matière dans l'échantillon : $M = 176 \text{ g.mol}^{-1}$; $m = 500 \text{ mg} = 0,5 \text{ g}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,5}{176} = \mathbf{2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

5) Masse de glucose : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$; $n = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$m = n \times M = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 180 = \mathbf{4,5 \text{ g}}$$

6) Masse de saccharose : $M = 342 \text{ g.mol}^{-1}$; $n = 0,02 \text{ mol}$

$$m = n \times M = 0,02 \times 342 = \mathbf{6,8 \text{ g}}$$

Exercice 2

1) Masse de glucose à peser : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$; $V = 250 \text{ mL}$; $C_m = 50 \text{ g.L}^{-1}$

$$C_m = \frac{m}{V} \rightarrow m = C_m \times V = 50 \times 0,25 = \mathbf{12,5 \text{ g}}$$

2) Masse de glucose à peser : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$; $V = 500 \text{ mL}$; $C = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$m = n \times M = C \times V \times M = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 0,5 \times 180 = \mathbf{2,3 \text{ g}}$$

3) $M = 180 \text{ g.mol.L}^{-1}$; $m = 15 \text{ g}$; $V = 300 \text{ mL}$

Concentration massique : $C_m = \frac{m}{V} = \frac{15}{0,3} = \mathbf{50 \text{ g.L}^{-1}}$

Concentration molaire : $C = \frac{m}{M \times V} = \frac{15}{180 \times 0,3} = \mathbf{0,28 \text{ mol.L}^{-1}}$ Ou $C = \frac{C_m}{M} = \frac{50}{180} = \mathbf{0,28 \text{ mol.L}^{-1}}$

4) $M = 180 \text{ g.mol.L}^{-1}$; $m = 144 \text{ g}$; $V = 400 \text{ mL}$

Concentration molaire : $C = \frac{m}{M \times V} = \frac{144}{0,4 \times 180} = \mathbf{2,0 \text{ mol.L}^{-1}}$

Exercice 3

1)

S ₁ : solution concentrée initiale	
V ₁ = ???	C ₁ = 0,1 mol.L ⁻¹
S ₂ : solution diluée finale	
V ₂ = 250 mL	C ₂ = 0,01 mol.L ⁻¹

Lorsque l'on passe d'une solution de concentration 0,1 mol.L⁻¹ à une solution de concentration 0,01 mol.L⁻¹, on effectue une dilution par 10 ; si on veut obtenir 250 mL de solution diluée, **il faut prélever 25 mL de solution concentrée**

Autre méthode : Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté introduit :
n₁ = n₂

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \rightarrow V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1} = \frac{0,01 \times 250}{0,1} = \mathbf{25 \text{ mL}}$$

Il faut prélever 25 mL de la solution concentrée afin de préparer la solution diluée

2)

S ₁ : solution concentrée initiale	
V ₁ = ???	C ₁ = 0,1 mol.L ⁻¹
S ₂ : solution diluée finale	
V ₂ = 100 mL	C ₂ = 0,05 mol.L ⁻¹

Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté introduit : n₁ = n₂

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \rightarrow V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1} = \frac{0,05 \times 100}{0,1} = \mathbf{50 \text{ mL}}$$

On prélève 50 mL de la solution concentrée avec une pipette jaugée ; on verse le prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

3)

S ₁ : solution concentrée initiale	
V ₁ = 10 mL	C ₁ = 2,5.10 ⁻² mol.L ⁻¹
S ₂ : solution diluée finale	
V ₂ = 250 mL	C ₂ = ??????????

On effectue une dilution par 25 lorsque l'on passe de 10 mL de solution concentrée à 250 mL de solution diluée ; la solution diluée sera 25 fois moins concentrée que la solution initiale

$$C_2 = \frac{C_1}{25} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{25} = \mathbf{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Autre méthode : Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté introduit :
n₁ = n₂

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \rightarrow C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 10}{250} = \mathbf{C_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

4)

S ₁ : solution concentrée initiale	
V ₁ = 150 mL	C ₁ = 2,0.10 ⁻¹ mol.L ⁻¹
S ₂ : solution diluée finale	
V ₂ = ??????	C ₂ = ??????????

On effectue une dilution par 5

$$C_2 = \frac{C_1}{5} = \frac{2 \cdot 10^{-1}}{5} = \mathbf{0,04 \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$V_2 = 5 \times V_1 = 5 \times 150 = \mathbf{750 \text{ mL}}$$

On obtiendra une solution de concentration 0,04 mol.L⁻¹ en rajoutant 600 mL d'eau à la solution concentrée.

5)

<i>S₁: solution concentrée initiale</i>	
V ₁ = 150 mL	C ₁ = 0,20 mol.L ⁻¹
<i>S₂: solution diluée finale</i>	
V ₂ = 400 mL	C ₂ = ????????

Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté introduit : $n_1 = n_2$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \rightarrow C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0,2 \times 0,15}{0,4} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 4

formules brutes des composés ioniques :

Le fluorure de cuivre	Le chlorure de calcium	Le sulfure d'aluminium
CuF₂	CaCl₂	Al₂S₃

Equations de dissolution dans l'eau

Du carbonate de potassium	$K_2CO_3 \rightarrow 2 K^+ + CO_3^{2-}$
Du nitrate de cuivre	$Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2 NO_3^-$

Exercice 5

1) Une solution de nitrate d'aluminium a une concentration de 0,25 mol.L⁻¹

Formule de la solution : (Al³⁺ ; 3 NO₃⁻)

Concentrations effectives en ions dans la solution :

$$[Al^{3+}] = C = 0,25 \text{ mol.L}^{-1} ; [NO_3^-] = 3 \times C = 3 \times 0,25 = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$$

2) Une solution de phosphate de cuivre a une concentration de 0,50 mol.L⁻¹

Formule de la solution : (3 Cu²⁺ ; 2 PO₄³⁻)

Concentrations effectives en ions dans la solution :

$$[Cu^{2+}] = 3 \times C = 3 \times 0,5 = 1,5 \text{ mol.L}^{-1} ; [PO_4^{3-}] = 2 \times C = 2 \times 0,5 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 6

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

Concentration C de la solution : On a $[Fe^{3+}] = 2 \times C \rightarrow C = \frac{[Fe^{3+}]}{2} = \frac{0,50}{2} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration des ions sulfate : $[SO_4^{2-}] = 3 \times C = 3 \times 0,25 = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 7

On dissout **26,8 g** de chlorure de baryum dans de l'eau et on obtient **250,0 mL** de solution.

Equation de dissolution du chlorure de baryum dans l'eau: $\text{BaCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

Concentration molaire en soluté apporté de la solution $M_{\text{soluté}} = 208,4 \text{ g.mol}^{-1}$

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{26,8}{208,4 \times 0,25} = 5,14 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Concentrations molaires effectives des ions en solution

$$[\text{Ba}^{2+}] = C = 5,14 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{Cl}^-] = 2 \times C = 1,03 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 8

On veut préparer **100,0 mL** de solution de chlorure de fer (III) de concentration molaire en soluté apporté **0,25 mol.L⁻¹**

Equation de dissolution du chlorure de fer III dans l'eau $\text{FeCl}_{3(s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$

Masse de chlorure de fer que l'on doit peser $M_{\text{soluté}} = 162,3 \text{ g.mol}^{-1}$

$$m_{\text{soluté}} = C \times M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}} = 0,25 \times 162,3 \times 0,1 = 4,1 \text{ g}$$

Concentrations molaires effectives des ions en solution

$$[\text{Fe}^{3+}] = C = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}; [\text{Cl}^-] = 3 \times C = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 9

On veut préparer **500,0 mL** d'une solution aqueuse de permanganate de potassium de concentration molaire en soluté apporté **1,0.10⁻² mol.L⁻¹**

Dissolution du permanganate de potassium $\text{KMnO}_{4(s)} \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$

Masse de permanganate de potassium à peser $M_{\text{soluté}} = 158 \text{ g.mol}^{-1}$

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 0,5 \times 158 = 0,79 \text{ g}$$

Concentrations molaires effectives des ions: $[\text{MnO}_4^-] = [\text{K}^+] = C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Dilution par 10 de la solution

Si :	$C_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	Vi = 10,0 mL
Sf :	Cf = 1,0.10⁻³ mol.L⁻¹	Vf = 100,0 mL

- prélever 10,0 mL de la solution concentrée à l'aide d'une fiole jaugée.
- verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 100,0 mL.
- compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

Exercice 10

On souhaite préparer **100,0 mL** de solution de sulfate de zinc de concentration **$1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$** en soluté apporté $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Masse de soluté à peser $M_{\text{soluté}} = 287,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 0,100 \times 287,5 = 0,43 \text{ g}$$

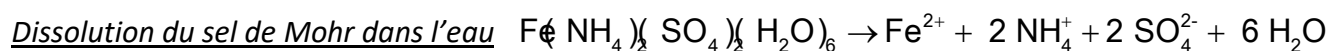
Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{Zn}^{2+}] = C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{SO}_4^{2-}] = C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 11

Le sel de Mohr est un solide de formule $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

La dissolution du sel de Mohr dans l'eau donne une solution contenant des ions ammonium NH_4^+ , des ions sulfate SO_4^{2-} et des ions fer



Formule de la solution : $(\text{Fe}^{2+}; 2 \text{NH}_4^+; 2 \text{SO}_4^{2-})$

Masse molaire du sel de Mohr : $M = 392 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse de soluté à peser

$$m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}} = C \times V_{\text{solution}} \times M_{\text{soluté}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 0,200 \times 392 = 1,18 \text{ g}$$

Concentrations molaires effectives des ions

$$[\text{Fe}^{2+}] = C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{SO}_4^{2-}] = 2 \times C = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{NH}_4^+] = 2 \times C = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 12

Pour lutter contre les incendies de forêt, il est possible de larguer sur la végétation qui ne s'est pas encore enflammée un produit ignifugeant comme une solution de phosphate d'ammonium à la concentration massique de **65 g.L^{-1}**



Formule de la solution $(3 \text{NH}_4^+_{(\text{aq})}; \text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})})$

Concentration molaire de la solution : $C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{65}{149} = 0,44 \text{ mol.L}^{-1}$

Concentrations molaires en ions : $[\text{NH}_4^+] = 3 \times C = 1,3 \text{ mol.L}^{-1}; [\text{PO}_4^{3-}] = C = 0,44 \text{ mol.L}^{-1}$