

## Quelques rappels essentiels ...

### Exercice 1

#### 1) Masses molaires des composés

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$\text{Al}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_3$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, 5 \text{ H}_2\text{O}$	$\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2(\text{H}_2\text{O})_6$
<b>132,1 g.mol<sup>-1</sup></b>	<b>390,6 g.mol<sup>-1</sup></b>	<b>489,9 g.mol<sup>-1</sup></b>	<b>392 g.mol<sup>-1</sup></b>

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 en masse de glucose :  $C_m = \frac{m}{V} = \frac{15}{0,3} = \mathbf{50 \text{ g.L}^{-1}}$

Concentration en quantité de matière de glucose :  $C = \frac{m}{M \times V} = \frac{15}{180 \times 0,3} = \mathbf{0,28 \text{ mol.L}^{-1}}$

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 en quantité de matière de glucose :  $C = \frac{m}{M \times V} = \frac{144}{0,4 \times 180} = \mathbf{2,0 \text{ mol.L}^{-1}}$

## Exercice 3

1)

<i>S<sub>1</sub>: solution concentrée initiale</i>	
V <sub>1</sub> = ???	C <sub>1</sub> = 0,1 mol.L <sup>-1</sup>
<i>S<sub>2</sub>: solution diluée finale</i>	
V <sub>2</sub> = 250 mL	C <sub>2</sub> = 0,01 mol.L <sup>-1</sup>

Lorsque l'on passe d'une solution de concentration 0,1 mol.L<sup>-1</sup> à une solution de concentration 0,01 mol.L<sup>-1</sup>, 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 :  
n<sub>1</sub> = n<sub>2</sub>

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

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

2)

<i>S<sub>1</sub>: solution concentrée initiale</i>	
V <sub>1</sub> = ???	C <sub>1</sub> = 0,1 mol.L <sup>-1</sup>
<i>S<sub>2</sub>: solution diluée finale</i>	
V <sub>2</sub> = 100 mL	C <sub>2</sub> = 0,05 mol.L <sup>-1</sup>

Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté introduit : n<sub>1</sub> = n<sub>2</sub>

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

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)

<i>S<sub>1</sub>: solution concentrée initiale</i>	
V <sub>1</sub> = 10 mL	C <sub>1</sub> = 2,5.10 <sup>-2</sup> mol.L <sup>-1</sup>
<i>S<sub>2</sub>: solution diluée finale</i>	
V <sub>2</sub> = 250 mL	C <sub>2</sub> = ??????????

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 :  
n<sub>1</sub> = n<sub>2</sub>

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \rightarrow C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0,01 \times 2,5 \cdot 10^{-2}}{0,25} = \mathbf{C_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

4)

<i>S<sub>1</sub>: solution concentrée initiale</i>	
V <sub>1</sub> = 150 mL	C <sub>1</sub> = 2,0.10 <sup>-1</sup> mol.L <sup>-1</sup>
<i>S<sub>2</sub>: solution diluée finale</i>	
V <sub>2</sub> = ??????	C <sub>2</sub> = ??????????

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<sup>-1</sup> en rajoutant 600 mL d'eau à la solution concentrée.

5)

<i>S<sub>1</sub>: solution concentrée initiale</i>	
V <sub>1</sub> = 150 mL	C <sub>1</sub> = 0,20 mol.L <sup>-1</sup>
<i>S<sub>2</sub>: solution diluée finale</i>	
V <sub>2</sub> = 400 mL	C <sub>2</sub> = ????????

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
<b>CuF<sub>2</sub></b>	<b>CaCl<sub>2</sub></b>	<b>Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub></b>

#### 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<sup>-1</sup>

Formule de la solution : (Al<sup>3+</sup> ; 3 NO<sub>3</sub><sup>-</sup>)

Concentrations 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<sup>-1</sup>

Formule de la solution : (3 Cu<sup>2+</sup> ; 2 PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>)

Concentrations 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 Fe<sup>3+</sup> ; 3 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>)

Concentration en quantité de matière de soluté apporté:

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

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

<b>Exercice 7</b>
-------------------

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 en quantité de matière de soluté apporté dans la solution:  $M_{\text{soluté}} = 208,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

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

Concentrations en ions dans la solution

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

<b>Exercice 8</b>
-------------------

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

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  $M_{\text{soluté}} = 162,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

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

Concentrations en ions dans la solution

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

<b>Exercice 9</b>
-------------------

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

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

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

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

Concentrations en ions dans la solution:  $[\text{MnO}_4^-] = [\text{K}^+] = C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Dilution par 10 de la solution

Si :	$C_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	<b>Vi = 10,0 mL</b>
Sf :	<b>Cf = 1,0.10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup></b>	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

<b>Exercice 10</b>
--------------------

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

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

Concentrations en ions

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

<b>Exercice 12</b>
--------------------

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  **$65 \text{ g.L}^{-1}$**

Equation de dissolution du soluté :  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-}$

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

Concentration en quantité de matière de phosphate d'ammonium apporté :  $C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{65}{149} = \mathbf{0,44}$   
 **$\text{mol.L}^{-1}$**

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