

## Corrigé des exercices

### Concentrations et dilutions

#### Exercice 1 : chlorure de cuivre (II)

Dissolution du solide

$CuCl_2$  donne  $Cu^{2+} + 2Cl^-$  autant de charges positives que de charges négatives.

La solution reste électriquement neutre

Concentration

$$[Cu^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}; [Cl^-] = 2[Cu^{2+}] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

#### Exercice 2 : Facteur de dilution

1- Combien de fois dilue-t-on la solution initiale ?

Dilution :  $n_{mère} = n_{fille} \Rightarrow n_0 = n$

Avec :  $n = C.V$  et  $n_0 = C_0.V_0 \Rightarrow C_0.V_0 = C.V$

Facteur de dilution :  $\gamma = \frac{C_0}{C} = \frac{V}{V_0} \Rightarrow \gamma = \frac{2}{0,2} = 10$

La solution a été diluée 10 fois.

2- Quelle quantité de matière en diiode a-t-on dissout dans les 100mL de la solution diluée ?

D'après la question précédente :

$$n = C.V = 0,2 \times 100 \times 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

#### Exercice 3 : sulfate de cuivre penta hydraté

Masse molaire de sulfate de cuivre penta hydraté :

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = M(Cu) + M(S) + 9M(O) + 10M(H)$$

$$M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 63,5 + 32 + 9 \times 16 + 10 \times 1 = 249,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Quantité de matière de sulfate de cuivre dans la solution

$$n = C \cdot V$$

$$n = 0,1 \times 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

Masse de sulfate de cuivre II :

$$m = n \cdot M$$

$$m = 249,5 \times 0,01 = 2,49 \text{ g}$$

## Exercice 4 : chlorure de sodium

1- la concentration massique de cette solution :

La masse d'un litre de solution :

$$\rho = \frac{m'}{V} \Rightarrow m' = \rho \cdot V \Rightarrow$$

$$m' = 1,0 \text{ g/cm}^3 \times 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ g}$$

La masse de chlorure de sodium dans un litre de solution :

$$m = 0,9\% \cdot m' \Rightarrow m = \frac{0,9}{100} \times 1000 = 9 \text{ g}$$

La concentration massique :

$$C_m = \frac{m}{V} \Rightarrow C_m = \frac{9}{1} = 9 \text{ g.L}^{-1}$$

2- Concentration molaire

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{avec } n = \frac{m}{M}$$

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

La masse molaire :

$$M(NaCl) = M(Na) + M(Cl) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C = \frac{9}{58,5 \times 1} = 0,154 \text{ mol.L}^{-1}$$

## Exercice 5 : Chlorure de baryum

1- La concentration massique  $C_m$  de cette solution :

$$\text{Pourcentage massique de chlorure de baryum} = \frac{m_{BaCl_2}}{m_{BaCl_2} + m_{eau}} \times 100$$

$$\frac{31,2}{31,2+100} \times 100 = 28,78\%$$

Densité = 1,24 signifie que 1L a une masse de 1240 g

$$\text{Et contient en masse } C_m = \frac{1240}{0,2878} = 294,9 \text{ g.L}^{-1}$$

2- La concentration des espèces ioniques dans la solution :

La masse molaire de chlorure de baryum est :  $M(BaCl_2) = M(Ba) + 2M(Cl)$

$$M(BaCl_2) = 137 + 2 \times 35,5 = 208 \text{ g.mol}^{-1}$$

La concentration molaire ( $\text{mol.L}^{-1}$ ) = concentration massique ( $\text{g.L}^{-1}$ ) / masse molaire ( $\text{g.mol}^{-1}$ )

$$C = \frac{C_m}{M} \Rightarrow C \frac{294,9}{208} = 1,41 \text{ mol.L}^{-1}$$

$BaCl_2$  Donne en solution  $Ba^{2+} + 2Cl^-$  autant de charges positives que de charges négatives.

La solution reste électriquement neutre

Concentration des ions :

$$[Ba^{2+}] = 1,41 \text{ mol.L}^{-1}; [Cl^-] = 2[Ba^{2+}] = 2,82 \text{ mol.L}^{-1}$$

## Exercice 6 : sulfate de cuivre

La solubilité est la masse maximale de soluté (sulfate de cuivre) que l'on peut dissoudre dans un solvant.

Si la solubilité est à  $350 \text{ g.L}^{-1}$  cela signifie que l'on peut dissoudre jusqu'à 350 g de sulfate de cuivre dans 1L d'eau.

On sait que :

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{or} \quad n = \frac{m}{M} \quad \text{donc} \quad C = \frac{m}{M \cdot V}$$

Il vient :

$$m = C \cdot M \cdot V$$

Calculons la masse molaire du sulfate de cuivre :

$$\begin{aligned} M &= M(Cu) + M(S) + 9M(O) + 10M(H) \\ M &= 63,5 + 32 + 9 \times 16 + 10 \times 1 = 249,5 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

Application numérique :

$$m = 0,1 \times 249,5 \times 1 = 25 \text{ g}$$

Cette masse est inférieur à la masse maximale que l'on peut dissoudre dans 1L d'eau donc la solution n'est pas saturée. On peut préparer cette solution à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

### Exercice 7 : Préparation d'une solution de glucose

1- Préparation de la solution mère.

1.1-La masse molaire du glucose :

$$M_{\text{glucose}} = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

1.2- la concentration molaire C de la solution :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

A.N:

$$C = \frac{1,8}{180 \times 50 \times 10^{-3}} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

2- Pour diluer 10 fois la solution précédente, il faut prélever :

$$V = \frac{C' \cdot V'}{C} = \frac{V'}{10} = \frac{100}{10} = 10 \text{ mL}$$

De la solution mère avec une pipette jaugée de 10 mL.

On verse les 10 mL dans la fiole jaugée de 100 mL, on rince la pipette jaugée à l'eau distillée en versant l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.

On ajoute de l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge en prenant compte de bien agiter le mélange pour obtenir une solution fille homogène.

## Exercice 8 : Préparation d'une solution de sulfate cuivrique

-La masse molaire du composé  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  est :

$$M=63,5+32+16\times 4+5 \times (1\times 2+16)$$

$$M=294,5 \text{ g/mol}$$

-La quantité de matière de sulfate cuivrique que doit contenir la solution de concentration C est de volume V est :

$$n=C.V = 0,10 \times 0,500 = 0,050 \text{ mol}$$

-La masse m du soluté que doit contenir la solution est donc :

$$m = n.M = 0,050 \times 294,5 = 12,475 \text{ g}$$

-Le technicien pèse  $m = 12,47 \text{ g}$  de sulfate cuivrique en utilisant une balance à affichage digital. Il prélève le solide en poudre avec une spatule et le place dans une capsule.

-Il place cette masse dans une fiole jaugée de 500 mL . Il ajoute un peu d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Il rend homogène la solution en agitant la fiole préalablement bouchée.

## Exercice 9 : Solution d'acide nitrique commerciale

1- Calculons la concentration de la solution « mère » :

La masse volumique de la solution commerciale (solution « mère ») est donnée par la relation :

$$d = \frac{\rho_{mère}}{\rho_{eau}} \Rightarrow \rho_{mère} = d \cdot \rho_{eau} = 1,33 \times 1000 = 1330 \text{ g/L}$$

-Un litre de la solution mère pèse 1330 g. Comme le pourcentage massique en acide nitrique est de 52,5 %, on peut dire :

1 litre de solution mère de l'acide nitrique contient  $m = 1330 \times \frac{52,5}{100} = 6898,25 \text{ g}$  d'acide nitrique.

-La masse molaire de l'acide nitrique est :

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \times 16 = 63 \text{ g/mol}$$

- 1 litre de solution mère contient  $n = \frac{m}{M} = \frac{6898,25}{63} = 11,08 \text{ moles}$  d'acide.

-La concentration molaire volumique de la solution mère est donc :

$$C_{mère} = \frac{n}{V} = \frac{11,08}{1} = 11,08 \text{ mol/L}$$
$$C_{mère} \approx 11,1 \text{ mol/L}$$

2- Décrivons la façon de préparer la solution diluée :

La solution diluée ou solution fille contient :

$$n_{fille} = C_{fille} \cdot V_{fille} = 0,1 \times 0,500 = 0,050 \text{ mol}$$

Cette quantité doit être amenée par un volume  $V_{mère}$  de la solution mère. On a donc :

$$n_{fille} = n_{prélevé \text{ dans } mère}$$
$$C_{fille} \cdot V_{fille} = C_{mère} \cdot V_{prélevé \text{ dans } mère}$$
$$0,10 \times 1,0 = 11,08 \times V_{prélevé \text{ dans } mère}$$
$$V_{prélevé \text{ dans } mère} = 0,0090L = 9 \text{ mL}$$

Préparation :

On place un peu d'eau distillée dans une fiole jaugée de 1 litre. Avec une pipette graduée de 10mL, on ajoute 9mL de la solution commerciale. On agite puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On bouche la fiole et on agite de nouveau pour homogénéiser la solution.

## Exercice 10 : Quelques solutions

1- La quantité de matière de soluté (le solide dissout) (*mol*) =concentration (*mol.L<sup>-1</sup>*) fois volume (*litre*) :

$$n = C \cdot V$$

$$n = 0,02 \times 0,050 = 10^{-3} \text{ mol}$$

2- La quantité de matière de soluté dans 100mL :

$$n = C \cdot V$$

$$n = 0,1 \times 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

La masse de soluté = quantité de matière (mol) fois la masse molaire  $CuSO_4$ (g.moL<sup>-1</sup>).

$$M(CuSO_4) = M(Cu) + M(O) + 4M(O)$$

$$M(CuSO_4) = 63,5 + 32 + 4 \times 16 = 159,5 \text{ g.moL}^{-1}$$

$$m = n \cdot M$$

$$m = 0,01 \times 159,5 = 1,59 \text{ g}$$

3- Volume de la solution :

Volume en mL	Masse de soluté en g
100	1,59
V=100/1,59 = 62,9 mL	1

4- Les formules des composés ioniques :

noms	Ions de composé	Formule
Nitrate de calcium	$Ca^{2+}$ et $NO_3^{2-}$	$Ca(NO_3)_2$
Sulfate d'ammonium	$2NH_4^+$ et $SO_4^{2-}$	$(NH_4)_2SO_4$
Carbonate de sodium	$2Na^+$ et $CO_3^{2-}$	$Na_2CO_3$
Chlorure de magnésium	$Mg^{2+}$ et $Cl^-$	$MgCl_2$

## Exercice 11 : Etude d'une solution d'éosine

1- Masse molaire :

$$M(C_{20}H_6O_5Br_4Na_2) = 20M_C + 6M_H + 5M_O + 4M_{Br} + 2M_{Na}$$

$$M = 20 \times 12 + 6 \times 1 + 5 \times 16 + 4 \times 80 + 2 \times 23$$

$$M = 692 \text{ g.mol}^{-1}$$

2- Quantité de matière :

On sait que :

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{50,0}{692} = 7,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3- Concentration  $C_0$  :

On sait que :

$$C_0 = \frac{n}{V} \Rightarrow C_0 = \frac{7,23 \cdot 10^{-2}}{250 \cdot 10^{-3}} = 2,89 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

4- Concentration  $C_1$  :

Quand on effectue une dilution le nombre de mole ne change pas :  $n_0 = n_1$

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1 \Rightarrow C_1 = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_1}$$

$$C_1 = \frac{2,89 \cdot 10^{-1} \times 20}{200} = 2,89 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

5- Concentration massique  $C_m$  :

On sait que :

$$C_m = \frac{m}{V} \Rightarrow m = n \cdot M$$

$$C_m = \frac{n \cdot M}{V} \Rightarrow C_1 = \frac{n}{V} \Rightarrow C_m = C_1 \cdot M$$

$$C_m = 2,89 \cdot 10^{-2} \cdot 692 = 20,0 \text{ g.L}^{-1}$$