

## S'entraîner aux calculs de concentration

Formules à nécessaires à connaître :

- Quantité de matière :  $n = \frac{m}{M}$
- Concentration molaire :  $C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$
- Dilution :  $C_{\text{mère}} \times v_{\text{prél}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$

Définitions à connaître :

- Soluté : solide, liquide ou gaz qu'on dissout
- Solvant : liquide qui dissout
- Solution : liquide obtenu par dissolution d'un soluté dans un solvant

### I. Calculs nécessaires à la préparation de solutions :

#### 1. A partir d'une masse de composé ionique solide :

- a. On prépare une solution de chlorure de cuivre II en prélevant  $m=2,48\text{g}$  de chlorure de cuivre II solide. Le volume final de solution préparé est  $V=250\text{mL}$ . Calculer la concentration  $C$  de la solution.

étape préliminaire : identifier les infos qui concernent le soluté, le solvant et la solution

soluté : chlorure de cuivre II ;  $m = 2,48\text{ g}$  ;  $M_{\text{CuCl}_2} = M_{\text{Cu}} + 2M_{\text{Cl}}$

solvant : eau

solution :  $V_{\text{solution}} = 250\text{ mL}$  ;  $C = ?$

1<sup>ère</sup> étape : calcul de la quantité de matière de soluté :

$$n_{\text{CuCl}_2} = \frac{m_{\text{CuCl}_2}}{M_{\text{CuCl}_2}}$$

A.N.  $M_{\text{CuCl}_2} = 134,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $C = \frac{2,48}{134,5} = 1,84\cdot 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

2<sup>ème</sup> étape : calcul de la concentration de la solution :

$$C = \frac{n_{\text{CuCl}_2}}{V_{\text{sol}}}$$

A.N.  $C = \frac{1,84\cdot 10^{-2}}{0,250} = 7,38\cdot 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Remarque : on peut aussi établir la formule littérale finale avant de passer aux applications numériques :

Formule littérale finale :  $C = \frac{\frac{m_{\text{CuCl}_2}}{M_{\text{CuCl}_2}}}{V} = \frac{m_{\text{CuCl}_2}}{M_{\text{CuCl}_2}\cdot V}$

A.N.  $C = \frac{2,48}{134,5 \times 0,250} = 7,38\cdot 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Intérêt : le calcul est plus juste, vue la précision des résultats.

- b. Calculer la masse de chlorure de sodium qu'il faut prélever pour préparer 500mL de solution de concentration  $1,0\cdot 10^{-1}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

étape préliminaire : identifier les infos qui concernent le soluté, le solvant et la solution

soluté : chlorure de sodium II ;  $m = ?$  ;  $M_{\text{NaCl}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}}$

solvant : eau

solution :  $V_{\text{solution}} = 500\text{ mL}$

1<sup>ère</sup> étape : Calcul de la quantité à dissoudre :  $n_{\text{NaCl}} = C \cdot V$

2<sup>ème</sup> étape : calcul de la masse :  $m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}}$

D'où la formule littérale finale :  $m_{\text{NaCl}} = C \cdot V \cdot M_{\text{NaCl}}$

A.N.

$$M_{\text{NaCl}} = 94,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 4,70 \text{ g}$$

2. A partir d'une masse ou d'un volume de composé liquide pur :

- a. On prépare une solution alcoolique en diluant 11,5mL d'éthanol pur dans de l'eau, le volume final de solution étant de 100mL. On dit que la solution obtenue est de 11,5°alcoométrique.

formule de l'éthanol :  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Masse volumique de l'éthanol pur :  $\mu = 800 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Déterminer la concentration molaire de cette solution.

étape préliminaire : identifier les infos qui concernent le soluté, le solvant et la solution

soluté : éthanol ;  $V_{\text{eth}} = 11,5 \text{ mL}$  ;  $M_{\text{eth}} = 2M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} + 6M_{\text{H}}$  ;  $\mu = 800 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

solvant : eau

solution : solution alcoolique ;  $V_{\text{solution}} = 100 \text{ mL}$

1<sup>ère</sup> étape : calcul de la masse d'éthanol dissoute :

$$m_{\text{eth}} = \mu \cdot V_{\text{eth}}$$

2<sup>ème</sup> étape : calcul de la quantité d'éthanol correspondante :

$$n_{\text{eth}} = \frac{m_{\text{eth}}}{M_{\text{eth}}}$$

3<sup>ème</sup> étape : calcul de la concentration :

$$C = \frac{n_{\text{eth}}}{V_{\text{sol}}}$$

Formule littérale finale :  $C = \frac{\mu \cdot V_{\text{eth}}}{M_{\text{eth}} \cdot V}$

$$\text{A.N.} \quad C = \frac{800 \times 11,5 \cdot 10^{-3}}{46 \times 100 \cdot 10^{-3}} = 2,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. A partir d'une masse ou d'un volume de composé liquide non pur :

L'étiquette d'une solution commerciale d'ammoniac indique :

masse volumique  $\mu = 0,95 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  ; pourcentage massique en ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) : 28% ; masse molaire moléculaire de l'ammoniac :  $17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

On cherche à déterminer la concentration molaire de la solution commerciale.

étape préliminaire : identifier les infos qui concernent le soluté, le solvant et la solution

soluté : ammoniac ;  $M_{\text{am}} = 17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; 28% de la masse de la solution

solvant : eau

solution : solution commerciale ;  $\mu = 0,95 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

- masse  $m_{\text{sol}}$  d'un volume  $V$  de solution :

$$m_{\text{sol}} = \mu_{\text{sol}} \cdot V$$

- masse d'ammoniac  $m_{\text{NH}_3}$  présent dans ce volume  $V$  :

$$m_{\text{NH}_3} = \frac{28}{100} m_{\text{sol}}$$

$$\text{d'où } m_{\text{NH}_3} = \frac{28}{100} \cdot \mu_{\text{eau}} \cdot d \cdot V$$

- quantité de matière  $n$  d'ammoniac correspondante :

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}}$$

$$\text{d'où } n_{\text{NH}_3} = \frac{28}{100} \cdot \frac{\mu_{\text{eau}} \cdot d \cdot V}{M_{\text{NH}_3}}$$

- concentration molaire  $C$  de cette solution :

$$C = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V}$$

$$\text{d'où } C = \frac{28}{100} \cdot \frac{\mu_{\text{eau}} \cdot d}{M_{\text{NH}_3}}$$

$$\text{A.N.} \quad C = \frac{28}{100} \times \frac{1000 \times 0,95}{17} = 16 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercices :

### 12. Solution d'éthanol

Une solution aqueuse  $S_1$  d'éthanol à 95 % en volume contient 95 mL d'éthanol de formule  $C_2H_6O$  dans un volume de 100 mL de solution. La densité de l'éthanol pur est  $d = 0,79$ . Le pictogramme ci-contre figure sur le flacon.



1. Calculer la masse d'éthanol dans 100 mL de solution  $S_1$ .
2. Quelle est la concentration molaire  $C_1$  de l'éthanol dans cette solution ?
3. On souhaite préparer, à partir de cette solution, un volume  $V_2 = 100,0$  mL de solution  $S_2$  d'éthanol à 70 %.
  - a. Calculer le volume  $V_1$  de solution  $S_1$  à prélever.
  - b. Décrire le mode opératoire de cette préparation en précisant les règles de sécurité à suivre.

**Donnée**

Masse volumique de l'eau  $\mu_0 = 1\,000\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### 13. Antigel \* (voir les difficultés du chapitre)

Le liquide, utilisé dans les circuits de refroidissement des moteurs de voitures, contient un antigel.

C'est une solution aqueuse de glycol de formule brute  $C_2H_6O_2$ . Une solution  $S_1$  d'antigel, liquide jusqu'à  $-35^\circ\text{C}$ , contient 46 % en masse de glycol. Sa densité par rapport à l'eau est  $d_1 = 1,074$ .

1. Calculer la concentration molaire du glycol dans cette solution  $S_1$ .
2. Par dilution, on obtient une solution  $S_2$  d'antigel, contenant 36 % en masse de glycol, qui reste liquide jusqu'à  $-25^\circ\text{C}$ . Indiquer comment préparer un litre de solution  $S_2$  à partir de la solution  $S_1$ .

**Donnée :**

Masse volumique de l'eau  $\mu_0 = 1\,000\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### 14. Solution d'acide éthanoïque \*\*

(voir les difficultés du chapitre)

Une solution  $S_0$  d'acide éthanoïque  $C_2H_4O_2$  a une densité par rapport à l'eau  $d = 1,05$ . Le pourcentage massique en acide éthanoïque vaut  $P = 90,0\%$ .

1. Calculer la concentration molaire  $C_0$  de l'acide éthanoïque dans cette solution.
2. On dilue cette solution 200 fois de façon à obtenir un volume  $V = 100$  mL de solution diluée. Décrire, avec précision, le protocole expérimental de cette dilution en indiquant les précautions à prendre sachant que la solution  $S_0$  est corrosive.

3. Quel volume de solution  $S_0$  faut-il prélever pour obtenir une solution de degré d'acidité égal à 7,0, de volume  $V' = 1,0$  L et de masse volumique  $\mu' = 1,01\text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  ?

**Donnée :**

Masse volumique de l'eau  $\mu_0 = 1,00 \times 10^3\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Un vin présente un degré alcoométrique égal à 11,5 ; cela signifie que  $V=100$  mL de ce vin contiennent  $v_{\text{eth}}=11,5$  mL d'éthanol pur. La densité de l'éthanol est de  $d=0,82$ . Calculer la masse volumique de l'éthanol pur. En déduire la masse d'éthanol qu'il y a dans un litre de vin.

Rappels :

- définition de la densité :  $d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}$  où les masses volumiques  $\rho$  sont exprimées dans les mêmes unités
- définition de la masse volumique :  $\rho = \frac{m_{\text{corps}}}{V_{\text{corps}}}$
- Masse volumique de l'eau :  $\rho_{\text{eau}} = 1,00\text{g/mL}$

n°12 :

1.  $m_{eth} = \mu_{eth} \cdot V_{eth}$   
or  $V_{eth} = \frac{95}{100} V_{sol}$

et  $\mu_{eth} = d \cdot \mu_0$

d'où  $m_{eth} = \frac{95}{100} d \cdot \mu_0 \cdot V_{sol}$

A.N.  $m_{eth} = \frac{95}{100} \times 0,79 \times 1000 \times 0,1000 = 75g$

2.  $C_1 = \frac{n_{eth}}{V_{sol}}$  or  $n_{eth} = \frac{m_{eth}}{M_{eth}}$

D'où  $C_1 = \frac{m_{eth}}{M_{eth} \cdot V_{sol}}$

En utilisant le résultat de la question précédente :  $C_1 = \frac{75}{46 \times 0,1000} = 16 mol \cdot L^{-1}$

3. Calcul de la concentration de la solution à 70% : en utilisant les formules littérales des deux questions précédentes, on arrive à :

$C_2 = \frac{\frac{70}{100} d \cdot \mu_0}{M_{eth}}$  A.N.  $C_2 = \frac{\frac{70}{100} \times 790}{46} = 12 mol \cdot L^{-1}$

Calcul de dilution :  $C_{mère} \times v_{prél} = C_{fille} \times V_{fille}$

$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

d'où

$V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1}$

Ou bien

Le facteur de dilution est :  $F = \frac{C_1}{C_2}$  A.N.  $F = \frac{16}{12} = 1,3$

Le volume à prélever est donc :  $V_1 = \frac{V_2}{F}$  A.N.  $V_1 = \frac{100,0}{1,3} = 77 mL$

n°13 :

1.  $C_1 = \frac{n_{gly}}{V_{sol}}$

or  $n_{gly} = \frac{m_{gly}}{M_{gly}}$

D'où  $C_1 = \frac{m_{gly}}{M_{gly} \cdot V_{gly}}$

Or  $m_{gly} = \frac{46}{100} m_{sol}$

or  $m_{sol} = \mu_{sol} \cdot V_{sol}$

avec  $\mu_{sol} = d_1 \cdot \mu_0$

d'où  $m_{gly} = \frac{46}{100} d_1 \cdot \mu_0 \cdot V_{sol}$

On a finalement :  $C_1 = \frac{\frac{46}{100} d_1 \cdot \mu_0}{M_{gly}}$

A.N.  $C_1 = \frac{\frac{46}{100} \times 1074}{62} = 8,0 mol \cdot L^{-1}$

2. Concentration de la solution à 36% : en utilisant les formules littérales des deux questions précédentes, on arrive à :

$C_2 = \frac{\frac{36}{100} d_1 \cdot \mu_0}{M_{gly}}$  A.N.  $C_2 = \frac{\frac{36}{100} \times 1074}{62} = 6,2 mol \cdot L^{-1}$

Le facteur de dilution est :  $F = \frac{C_1}{C_2}$  A.N.  $F = \frac{8,0}{6,2} = 1,3$

Le volume à prélever est donc :  $V_1 = \frac{V_2}{F}$  A.N.  $V_1 = \frac{1,0}{1,3} = 0,77 L$

1. Par la méthode précédente, on arrive à :  $C_0 = \frac{\frac{90}{100}d \cdot \mu_0}{M_{ac}}$

A.N.  $C_0 = \frac{\frac{90}{100} \times 1,05 \times 10^3}{60} = 15,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2. Voir TP (utilisation pipette, fiole jaugée, conditionnement)

Volume à prélever :  $v = \frac{V}{F}$  A.N.  $v = \frac{100}{200} = 0,50 \text{ mL}$

Remarque : dans ce cas, il vaut mieux préparer une solution intermédiaire diluée 20×, puis diluer cette solution 10×.

3. Le degré d'acidité correspond à la masse d'acide présent dans 100mL de solution.

1,0L de solution à 7° contient donc  $m=70\text{g}$  d'acide éthanöique.

Cette masse  $m$  est contenue dans un volume  $V$  de  $S_0$ , telle que :  $m = C_0 \cdot V \cdot M_{ac}$

d'oü  $V = \frac{m}{C_0 \cdot M_{ac}}$  A.N.  $V = 7,4 \cdot 10^{-2} \text{ L}$  soit 74mL