

Concentration Molaire : exercices. Correction.

1. Exercice 1 :

1. La concentration molaire d'une espèce moléculaire est le :

a. ~~Quotient de la masse de soluté par la masse de solution.~~

Lorsqu'on parle de concentration molaire (volumique), il est question de quantité de matière et de volume de solution.

b. ~~Quotient de la masse de soluté par le volume de la solution.~~ Ceci est la définition de la concentration massique.

c. ~~Quotient de la quantité de matière de soluté par la masse de la solution.~~

Il faut faire intervenir le volume de la solution obtenue et non la masse.

d. Quotient de la quantité de matière de soluté par le volume de la solution.

Bonne définition.

2. Une concentration molaire peut s'exprimer en :

a. mol / L	 b. g / L (Concentration Massique) 	c. mmol / L	d. mol / m ³
------------	---	-------------	-------------------------

3. Dans une solution, les concentrations molaire et massique d'un soluté, de masse molaire M , sont liées par la relation :

On peut retrouver les bonnes équations en utilisant les unités

Concentration massique	Concentration molaire	Masse molaire	$C_m = C \cdot M$
C_m	C	M	
g / L	mol / L	g / mol	

2. Exercice 2

Par définition : $C = \frac{n}{V}$

$$C = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{250 \cdot 10^{-3}}$$

$$C = 4,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Exercice 3

Quantité de matière d'acide benzoïque

Par définition : $n = C \cdot V$

$$n = 1,5 \times 10^{-2} \times 23,0 \times 10^{-3}$$

$$n \approx 3,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

4. Exercice 4.

1. Quantité de matière de fructose

Par définition : $n = \frac{m}{M}$

$$n = \frac{25}{180}$$

$$n \approx 0,139 \text{ mol}$$

2. Concentration molaire de ces solutions en fructose.

Par définition : $C = \frac{n}{V}$ (2)

En combinant (1) et (2), on tire :

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

$$C = \frac{25,0}{180 \times 500 \times 10^{-3}}$$

$$C \approx 0,278 \text{ mol} / \text{L}$$

5. Exercice 5

1. Quantité de matière d'éosine à dissoudre

Par définition : $n = C \cdot V$

$$n = 2,90 \times 10^{-2} \times 250,0 \times 10^{-3}$$

$$n \approx 7,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Masse d'éosine.

Par définition : $m = n \cdot M$

$$m = 7,25 \times 10^{-3} \times 693,6$$

$$m \approx 5,03 \text{ g}$$

3. Préparation de cette solution à partir de l'éosine solide (poudre rouge-brun)

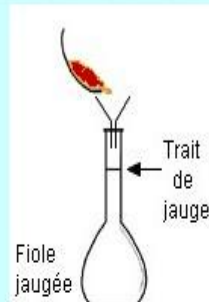
Première étape :

À l'aide d'une balance électronique, on détermine la valeur de la masse de soluté



Deuxième étape :

On verse le soluté dans la fiole jaugée de volume approprié (ici 250,0 mL)



Troisième étape :

On ajoute de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$ de la graduation.



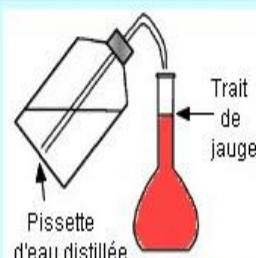
Quatrième étape :

On agite pour dissoudre, mélanger et homogénéiser



Cinquième étape :

On complète avec une pissette d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.



Sixième étape :

On agite pour homogénéiser. La solution est prête.

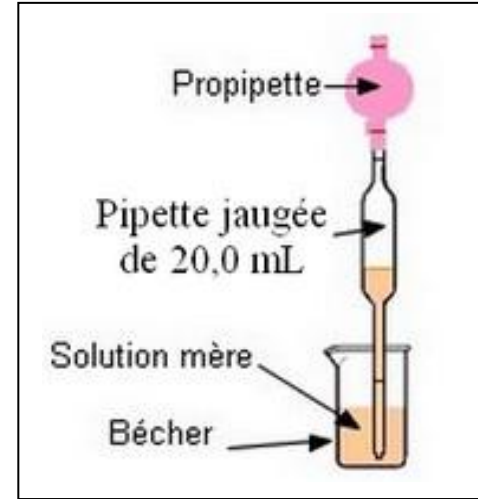


6. Exercice 6

1. Prélever le volume V_0 en utilisant une pipette jaugée (20,0 mL) munie de sa propipette.

2. Facteur de dilution :

Le facteur de dilution est égal au rapport de la concentration de la solution mère C_0 par la concentration de la solution fille C .



$$f = \frac{C_0}{C}$$

Du fait qu'au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté : $n = C \cdot V = C_0 \cdot V_0$ l'expression du facteur de dilution devient :

$$f = \frac{V}{V_0} = \frac{500}{20,0}$$

$$f = 25$$

3. Concentration C de la solution obtenue. On peut utiliser la présentation suivante :

$C_0 =$	Dilution	$C =$	
$S_0 \{ \begin{array}{l} V_0 = ? \\ n_0 = C_0 \cdot V_0 \end{array}$	$\rightarrow$	$S_1 \{ \begin{array}{l} V = \\ n = C \cdot V \end{array}$	
Solution mère		Solution fille	

Lors d'une dilution, la concentration molaire du soluté diminue, mais sa quantité de matière ne change pas :

$$C_0 \cdot V_0 = C \cdot V$$

$$C = C_0 \cdot \frac{V_0}{V}$$

$$C = 5,00 \times 10^{-2} \cdot \frac{20}{500}$$

$$C \approx 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$$

7 . Exercice 7 :

a)- Masse molaire de l'aspirine : $M_{asp} = M(C_9H_8O_4)$

$$M_{asp} = 9 M(C) + 8 M(H) + 4 M(O)$$

$$M_{asp} = 9 \times 12,0 + 8 \times 1,01 + 4 \times 16,0$$

$$M_{asp} \approx 180 \text{ g / mol}$$

masse molaire de l'acide ascorbique : $M_{asb} = M(C_6H_8O_6)$

$$M_{asb} = 6 M(C) + 8 M(H) + 6 M(O)$$

$$M_{asb} = 6 \times 12,0 + 8 \times 1,01 + 6 \times 16,0$$

$$M_{asb} \approx 176 \text{ g / mol}$$

b)- Quantité de matière d'aspirine présente :

$$n_{asp} = \frac{m_{asp}}{M_{asp}} \quad (1)$$

$$n_{asp} = \frac{0,500}{180}$$

$$n_{asp} \approx 2,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Quantité de matière d'acide ascorbique :

$$n_{asb} = \frac{m_{asb}}{M_{asb}} \quad (1)$$

$$n_{asb} = \frac{0,200}{176}$$

$$n_{asb} \approx 1,14 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

c)- Concentration molaire de l'aspirine :

$$C_{asp} = \frac{n_{asp}}{V}$$

$$C_{asp} = \frac{2,78 \times 10^{-3}}{0,1}$$

$$C_{asp} = \frac{\quad}{0,150}$$

$$C_{asp} \approx 1,85 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$$

Concentration de l'acide ascorbique :

$$C_{asb} = \frac{n_{asb}}{V}$$

$$C_{asb} = \frac{1,14 \times 10^{-3}}{0,150}$$

$$C_{asb} \approx 7,58 \times 10^{-1} \text{ mol / L}$$

8 . Exercice 8 :

a)- Masse molaire de l'acide éthanoïque : $M = M(C_2H_4O_2)$

$$M = 2 M(C) + 4 M(H) + 2 M(O)$$

$$M = 2 \times 12,0 + 4 \times 1,01 + 2 \times 16,0$$

$$M \approx 60 \text{ g / mol}$$

b)- Masse d'acide éthanoïque dans 1 litre de vinaigre : L'appellation vinaigre à 8 ° signifie que dans 100 mL de solution, il y a 8 mL d'acide éthanoïque.

En conséquence dans 1 litre (1000 mL) de vinaigre, il y a 80 mL d'acide éthanoïque.

Masse d'acide éthanoïque dans 1 litre de vinaigre : $m = \rho \cdot V$

$$m = 1,05 \times 80$$

$$m \approx 84 \text{ g}$$

c)- Quantité de matière de vinaigre dans 1 L :

$$n = \frac{m}{M} \quad (1)$$

$$n = \frac{84}{60}$$

$$n \approx 1,4 \text{ mol}$$

d)- Concentration en acide éthanoïque du vinaigre à 8 ° :

$$C = \frac{n}{V} \quad (1)$$

$$C = \frac{1,4}{1,0}$$

$$C \approx 1,4 \text{ mol / L}$$

9. Exercice 9 :

a)- Concentration molaire de cette solution :

- Pourcentage massique : 28,0 %. Cela signifie que 100 g de solution renferme 28,0 g d'ammoniac pur.

Masse molaire de l'ammoniac : $M = M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3 M(\text{H})$

$$M = 14,0 + 3 \times 1,0 \approx 17,0 \text{ g / mol}$$

- Masse de 1,00 litre de solution commerciale :

La masse volumique de l'eau : $\rho_0 = 1,00 \text{ g / cm}^3$

On a la masse de la solution commerciale : $m = \rho \cdot V$

$$\text{et la densité } d = \frac{\rho(\text{solution})}{\rho(\text{eau})} = \frac{\rho}{\rho_0} \quad \text{d'où } m = \rho_0 \cdot d \cdot V$$

$$m = 1,00 \times 0,950 \times 1000$$

$$m \approx 950 \text{ g}$$

- Masse d'ammoniac dans 1,00 litre de solution commerciale :

$$m(\text{NH}_3) = \frac{28}{100} \cdot m$$

$$m(\text{NH}_3) = \frac{28}{100} \times 950$$

$$m(\text{NH}_3) \approx 266 \text{ g}$$

➤ Quantité de matière d'ammoniac :

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} \quad (1)$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{266}{17,0}$$

$$n(\text{NH}_3) \approx 15,7 \text{ mol}$$

➤ Concentration de la solution commerciale :

$$C = \frac{n(\text{NH}_3)}{V}$$

$$C = \frac{15,7}{1,00}$$

$$C \approx 15,7 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$$

b)- Préparation de 1 litre de solution diluée :

$$\begin{array}{lcl}
 C = 15,7 \text{ mol / L} & \text{Dilution} & \\
 S \quad \{ \quad V = ? & \rightarrow & \\
 n = C \cdot V & & \\
 \text{Solution mère} & &
 \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl}
 C_1 = C / 100 & & \\
 S_1 \quad \{ \quad V_1 = 1,00 \text{ L} & & \\
 n_1 = C_1 \cdot V_1 & & \\
 \text{Solution fille} & &
 \end{array}$$

Au cours de la dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté, ici l'ammoniac.

En conséquence :

$$n = n_1$$

$$C \cdot V = C_1 \cdot V_1$$

$$V = V_1 \cdot \frac{C_1}{C}$$

$$V = \frac{V_1}{100}$$

$$V \approx 10 \text{ mL}$$

- Matériel : bécher, fiole jaugée de 1 L, pipette jaugée de 10 mL avec propipette, pipette simple pour ajuster le volume, gants et lunettes car la solution mère est très concentrée, pissette d'eau distillée et récipient d'eau distillée.

□ Mode opératoire :

- On verse un peu de solution mère dans un bécher (on ne pipette jamais dans le récipient qui contient la solution mère).
- On prélève le volume $V = 10 \text{ mL}$ à l'aide d'une pipette jaugée muni de sa propipette.
- On verse un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée car la solution mère est très concentrée.
- On verse le volume $V = 10 \text{ mL}$ dans la fiole jaugée de 1 L.
- On remplit la fiole jaugée environ aux trois quarts avec de l'eau distillée. On mélange.
- On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- On ajuste le niveau avec une pipette simple.
- On bouche et on agite pour homogénéiser.

10. Exercice 10

1. Volume V_0 de solution de Lugol doit-il prélever ? Il effectue une dilution. Au cours de la dilution, il y a conservation de la quantité de matière de diiode.

$C_0 = 4,10 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$	Dilution	$C = 5,90 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$
$S_0 \{ V_0 = ?$	$\rightarrow$	$S_1 \{ V = 100 \text{ mL}$
$n_0 = C_0 \cdot V_0$		$n = C \cdot V$
Solution mère		Solution fille

$$C_0 \cdot V_0 = C \cdot V$$

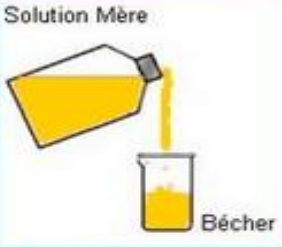
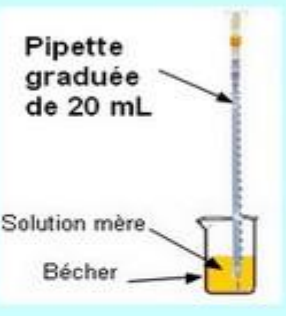
$$V_0 = V \cdot \frac{C}{C_0}$$

$$V_0 = 100 \times \frac{5,90 \times 10^{-3}}{4,10 \times 10^{-2}}$$

$$4,10 \times 10^{-2}$$

$$V_0 = 14,4 \text{ mL}$$

2. Mode opératoire. Verser environ 30 mL de solution de Lugol dans un bécher. Prélever 20 mL de solution de Lugol à l'aide d'une pipette graduée de 20 mL. Verser les 14,4 mL de solution dans une fiole jaugée de 100 mL. Remplir la fiole jaugée aux $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée. Boucher, agiter. Compléter jusqu'au trait de jauge et homogénéiser. La solution est prête.

Première étape : Verser suffisamment de solution Mère dans un bécher	Deuxième étape : On prélève le volume nécessaire de solution Mère à l'aide d'une pipette graduée de 20 mL	Troisième étape : On verse le volume nécessaire de solution dans la fiole jaugée de volume approprié..
 On ne pipette jamais directement dans le flacon qui contient la solution Mère		
Quatrième étape : On ajoute de l'eau distillée et on agite mélanger et homogénéiser	Cinquième étape : On complète avec une pissette d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.	Sixième étape : On agite pour homogénéiser. La solution est prête.
