

Correction

Exercice 1 : Métaux précieux.

1. $M_{Ag} = 107,87 \text{ g/mol}$ $M_{Au} = 196,97 \text{ g/mol}$ $M_{Pt} = 195,08 \text{ g/mol}$

2. $n = \frac{m}{M}$ ou $\left\{ \begin{array}{l} m : \text{la masse de matière [g]} \\ M : \text{la masse molaire [g.mol}^{-1}\text{]} \\ n : \text{la quantité de matière [mol]} \end{array} \right.$

$$n_{Ag} = \frac{m_{Ag}}{M_{Ag}} = \frac{10.10^{-3}}{107,87} = 9,2.10^{-5} \text{ mol} \quad n_{Au} = \frac{m_{Au}}{M_{Au}} = \frac{10.10^{-3}}{196,97} = 5,1.10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{Pt} = \frac{m_{Pt}}{M_{Pt}} = \frac{10.10^{-3}}{195,08} = 5,1.10^{-5} \text{ mol}$$

3. $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M \Rightarrow m_{Ag} = n_{Ag} \times M_{Ag} = 1 \times M_{Ag} = 107,87 \text{ g}$

De la même manière $m_{Au} = 196,97 \text{ g}$ $m_{Pt} = 195,08 \text{ g}$

Exercice 2 : Sylvain est-il malade ?

Le **cholestérol** a pour masse molaire
 $M(C_{27}H_{46}O) = 27 M_C + 46 M_H + M_O = 27 \times 12 + 46 \times 1 + 16 = 386 \text{ g/mol}$

Concentration molaire

$$C = 10,5 \text{ mmol/L}$$

Concentration massique

$$C_m = 2,20 \text{ g/L}$$

En fait on veut passer des mol \rightarrow g

On utilise donc

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m_{C_{27}H_{46}O} = n_{C_{27}H_{46}O} \times M_{C_{27}H_{46}O}$$

$$m_{C_{27}H_{46}O} = 10,5.10^{-3} \times 386 = 4,05 \text{ g}$$

Donc 10,5 mmol correspond à 4,05g ce qui est bien supérieur à 2,20g
Sylvain est donc bien malade.

Exercice 3 : Solution sucrée.

Le **fructose** ($C_6H_{12}O_6$) a pour masse molaire :

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g/mol}$$

1. $C_m = \frac{m}{V}$ ou $\left\{ \begin{array}{l} C : \text{concentration massique de la solution [g/L]} \\ m : \text{la masse du soluté à dissoudre [g]} \\ V : \text{le volume du solvant [L]} \end{array} \right.$

$$C_m = \frac{250}{2} = 125 \text{ g/L}$$

2. $C = \frac{n}{V}$ ou $\left\{ \begin{array}{l} C : \text{concentration molaire de la solution [mol/L]} \\ n : \text{la quantité de matière [mol]} \\ V : \text{le volume de la solution [L]} \end{array} \right.$

(Formule 1)

Nous n'avons pas n : la quantité de matière [mol] qui correspond à $m = 250$ g

On utilise comme d'habitude la formule $n = \frac{m}{M} = \frac{250}{180} = 1,39 \text{ mol}$

On reprend la formule 1 $C = \frac{n}{V} = \frac{1,39}{2} = 0,70 \text{ mol/L}$

3.

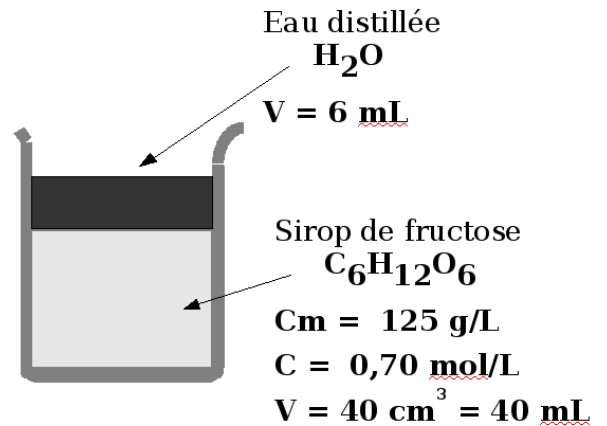
$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C \cdot V = 0,70 \times 40 \cdot 10^{-3} = 28 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Dans les 40 mL de sirop de glucose il y a

de glucose.

La nouvelle solution est composée de
 $n = 28 \cdot 10^{-3}$ mol de glucose dans $V = 40 + 6 = 46$ mL
Donc la concentration est :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{28 \cdot 10^{-3}}{46 \cdot 10^{-3}} = 0,68 \text{ mol/L}$$



C'est cohérent: la solution est un peu moins concentrée puisqu'on a rajouté un peu d'eau.

4. $n = 28 \cdot 10^{-3}$ mol de glucose correspond $m = n \times M = 28 \cdot 10^{-3} \times 180 = 5,04$ g

BONUS :

Exercice 4 : Solution de sulfate de cuivre.

1. Le sulfate de cuivre (CuSO_4) a pour masse molaire :
 $M(\text{CuSO}_4) = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4 M_{\text{O}} = 63,5 + 32 + 4 \times 16 = 159,5 \text{ g/mol}$

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C \cdot V = 0,5 \times 0,2 = 0,1 \text{ mol}$$

Ce qui correspond à $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M = 0,1 \times 159,5 = 15,9 \text{ g}$

2. Diluer au 1/10

Cela signifie que je prélève un échantillon de 10 cL de cette solution que je mets dans un récipient de 1L.
Je prends $V = 10$ cL de cette solution avec une pipette graduée.

Je mets ces 10 cL dans une fiole jaugée de 1L

J'obtiens 1 L de solution de concentration $C = 0,01 \text{ mol/L}$ (1/10 de la concentration d'origine)

Remarque : on aurait pu réaliser de même en prélevant 1 cL de cette solution pour un récipient de 10 cL.
On retrouve la proportion $1/10^{\text{ème}}$