



### Exercice 1 : Masse molaire

La masse molaire du diiode est :

$$M(I_2) = 2 \times M(I)$$

$$M(I) = 126,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(I_2) = 2 \times 126,9 = 253,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse molaire de l'ammoniac est :

$$M(NH_3) = M(N) + 3 \times M(H)$$

$$M(N) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(H) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(NH_3) = 14,0 + 3 \times 1,0 = 17,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse molaire de l'acide sulfurique est :

$$M(H_2SO_4) = 2 \times M(H) + M(S) + 4 \times M(O)$$

$$M(H) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(S) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(H_2SO_4) = 2 \times 1,0 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 98,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

### Exercice 2 :

#### Méthode pour résoudre un problème :

- 1- Je me pose les questions :
  - a. Qu'est-ce que je cherche, c'est-à-dire quelle grandeur ?
  - b. Quelle est sa notation ?
- 2- Qu'est-ce que je connais, c'est-à-dire quelles sont les données de l'énoncé et leurs notations ?
- 3- Quelle formule que je connais pourrait relier ces grandeurs ?
- 4- J'applique la formule pour obtenir ce que je cherche.

1.

*Je cherche la quantité de matière  $n(Fe)$  de fer.*

*Je connais la masse de fer  $m(Fe)$ .*

*Je sais que :*

$$n(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)}$$

*J'applique la formule pour obtenir ce que je cherche.*

$$n(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)}$$

$$m(Fe) = 25 \text{ g}$$

$$M(Fe) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(Fe) = \frac{25}{55,8} = 0,45 \text{ mol}$$

2.

*Je cherche la quantité de matière  $n(\text{méthane})$  de méthane gazeux.*

*Je connais le volume de méthane  $V(\text{méthane})$ , et le volume molaire  $V_M$*

*Je sais que :*

$$n(\text{méthane}) = \frac{V(\text{méthane})}{V_M}$$

*J'applique la formule pour obtenir ce que je cherche.*

$$n(\text{méthane}) = \frac{V(\text{méthane})}{V_M}$$

$$V(\text{méthane}) = 40 \text{ L}$$

$$V_M = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(\text{méthane}) = 40 / 24,0 = 1,7 \text{ mol}$$

3.

Je cherche  $n$  et je connais  $V$  et  $C$ .

$$\text{On sait que } C = \frac{n}{V}$$

$$\text{Donc } n = C \times V$$

$$C = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$V = 1,5 \text{ L}$$

$$n = 0,25 \times 1,5 = 3,8 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

### Exercice 3 : Concentration

Je cherche la concentration en quantité de matière  $C$  d'une solution de chlorure de fer (III).

Je connais le volume de solution  $V$ , et la masse de chlorure de fer (III)  $m$  et la masse molaire  $M$  du chlorure de fer (III).

Je sais que :

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

$$\text{J'en déduis que } C = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{M \times V}$$

J'applique la formule pour obtenir ce que je cherche.

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

$$M(\text{FeCl}_{3(s)}) = M(\text{Fe}) + 3 \times M(\text{Cl}) = 56,0 + 3 \times 35,0 = 161 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

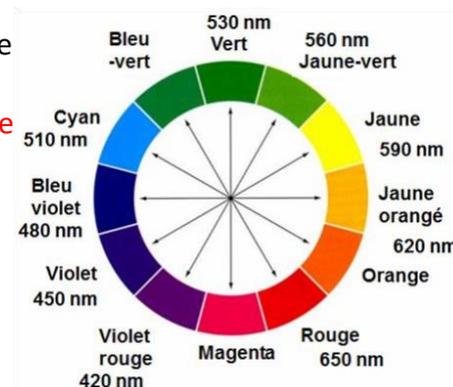
$$M = 5,7 \text{ g}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 100 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$C = 5,7 / (100 \cdot 10^{-3} \times 161) = 3,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

#### Exercice 4 : Couleur d'une solution

1. On observe une forte absorption entre 400 nm et 500 nm, cet intervalle correspond aux couleurs violette et bleue.
2. D'après le cercle chromatique la solution est donc jaune-orangée, **une solution diffuse la couleur complémentaire de la couleur absorbée.**



#### Exercice 5 :

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. La masse molaire du saccharose est :

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12M(C) + 22M(H) + 11M(O)$$

$$M(C) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(H) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2. La quantité de matière de saccharose  $n(C_{12}H_{22}O_{11})$  dans le morceau de sucre est :

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})}$$

$$m = 3 \text{ g}$$

$$M = 342,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{3}{342,0} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

#### Exercice 6 :

→ VAL : Analyser un résultat numérique : analyse comparative

1. La quantité de matière de  $n(CO_2)$  émise est :

$$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_M}$$

$$V(CO_2) = 6,05 \cdot 10^3 \text{ L}$$

$$V_M = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n(CO_2) = \frac{6,05 \cdot 10^3}{24,0} = 2,52 \cdot 10^2 \text{ mol}$$

2. Le véhicule ne bénéficie pas du bonus écologique car  $n(CO_2)$  est supérieur à la « norme » de  $4,55 \times 10^1$  mol.

#### Exercice 7 :

1. On cherche la concentration en quantité de matière d'éosine C.  
On connaît sa concentration en masse t et sa masse molaire M.  
On sait que

$$C = \frac{n}{V}$$

$$t = \frac{m}{V}$$

$$n = \frac{m}{M} \text{ donc}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} = \frac{m}{V \times M} = \frac{t}{M}$$

$$t = 20,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = 694 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$C = \frac{20,0}{694} = 2,88 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. La quantité de matière d'éosine contenue dans l'unidose est :

$$n = C \times V$$

$$C = 2,88 \cdot 10^2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V = 2 \text{ mL} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$n = 2,88 \cdot 10^2 \times 2 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

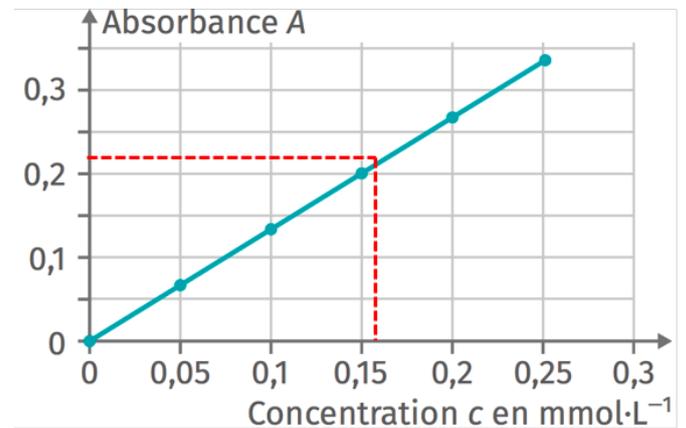
### Exercice 8 :

1. La droite d'étalonnage est :

2. D'après lecture graphique, la concentration de la solution est  $c_{\text{inc}} = 0,16 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  (tracé en pointillés rouge)

En effet,

1,2 cm	0,05 mmol·L <sup>-1</sup>
3,8 cm	0,16 mmol·L <sup>-1</sup>



3. D'après la loi de Beer-Lambert :  $A = \epsilon \times l \times C$

Le coefficient d'extinction molaire  $\epsilon$  est :

$$\epsilon_{540} = \frac{A}{l \cdot c}$$

$$A = 0,21$$

$$l = 1,0 \text{ cm}$$

$$c = 1,4 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\epsilon_{540} = \frac{0,21}{1,0 \times 1,4 \cdot 10^3} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$

### Exercice 9 :

1. Par lecture graphique, on trouve :  $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 195 \text{ g}$

En effet,

0,7 cm	10 g
3,8 cm	$140 + 3,8 \times$ $10/0,7 = 194 \text{ g}$

2. La masse molaire du saccharose est :

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12M(\text{C}) + 22M(\text{H}) + 11M(\text{O})$$

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

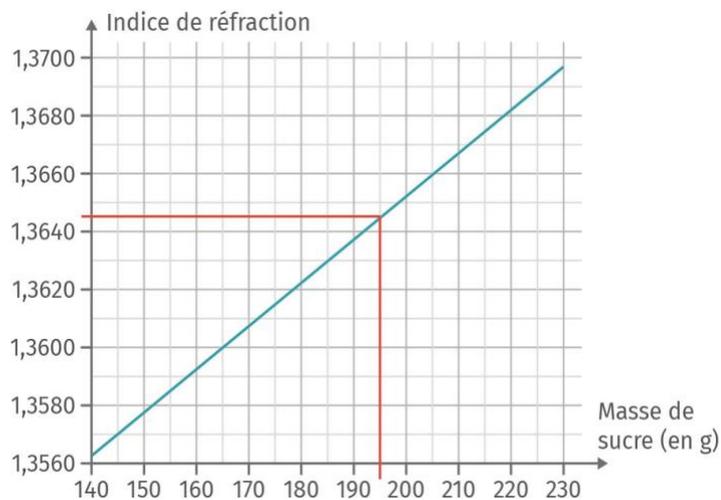
La quantité de saccharose correspondante est :

$$n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} = \frac{194}{342,0} = 0,567 \text{ mol}$$

3. La quantité satisfaisante de saccharose justifiant le début des récoltes est de

$$n_{\min} = 0,585 \text{ mol pour 1L de jus de raisin.}$$

Or  $n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,567 \text{ mol}$ , le viticulteur devrait attendre une maturation plus avancée des raisins avant de commencer sa récolte.



### Exercice 10 :

1. La masse molaire de l'aspartame est :

$$M_{\text{aspartame}} = 14M(\text{C}) + 18M(\text{H}) + 5M(\text{O}) + 2M(\text{N}) = 14 \times 12,0 + 18 \times 1,0 + 5 \times 16,0 + 2 \times 14,0 = 294,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La quantité d'aspartame contenue dans 1,0 L de soda est :

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

$$m_{\text{aspartame}} = 500 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$M_{\text{aspartame}} = 294,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{aspartame}} = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{294,0} = 1,70 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

2. La masse maximale d'aspartame ingérable quotidiennement par cet adolescent est :

$$m_{\max} = 40 \times 55 = 2,2 \text{ g/jour}$$

Le volume maximal de soda ingérable est :

1,0 L	0,500 g
$V_{\max}$	2,2 g

$$V_{\max} = \frac{2,2 \times 1}{0,500} = 4,4 \text{ L}$$

### Exercice 11 :

1. La masse molaire du chlorure d'argent AgCl est :

$$M(\text{AgCl}) = M(\text{Ag}) + M(\text{Cl})$$

$$M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{AgCl}) = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La quantité de chlorure d'argent AgCl obtenue est :

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

$$m_{\text{AgCl}} = 0,10654 \text{ g}$$

$$M_{\text{AgCl}} = 143,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{0,10654}{143,4} = 7,430 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

2. La quantité de  $\text{RaCl}_2$  ayant réagi est :

$$n_{\text{RaCl}_2} = \frac{n_{\text{AgCl}}}{2}$$

$$n_{\text{RaCl}_2} = \frac{7,430 \cdot 10^{-4}}{2} = 3,715 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

3.  $n_{\text{RaCl}_2} = \frac{m_{\text{RaCl}_2}}{M_{\text{RaCl}_2}}$

Donc, la masse molaire de  $\text{RaCl}_2$  est :

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

$$m_{\text{RaCl}_2} = 0,10925 \text{ g}$$

$$n_{\text{RaCl}_2} = 3,715 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$M_{\text{RaCl}_2} = \frac{0,10925}{3,715 \cdot 10^{-4}} = 294,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La masse molaire du radium Ra est :

$$M(\text{RaCl}_2) = M(\text{Ra}) + 2M(\text{Cl}) \Leftrightarrow M(\text{Ra}) = M(\text{RaCl}_2) - 2M(\text{Cl}) = 294,1 - 2 \times 35,5 = 223,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

4. La masse molaire du radium est  $M_{\text{th}}(\text{Ra}) = 226,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . L'écart entre les 2 mesures est :

$$\frac{M_{\text{th}}(\text{Ra}) - M(\text{Ra})}{M_{\text{th}}(\text{Ra})} = \frac{226,0 - 223,1}{226,0} = 1,29 \%$$

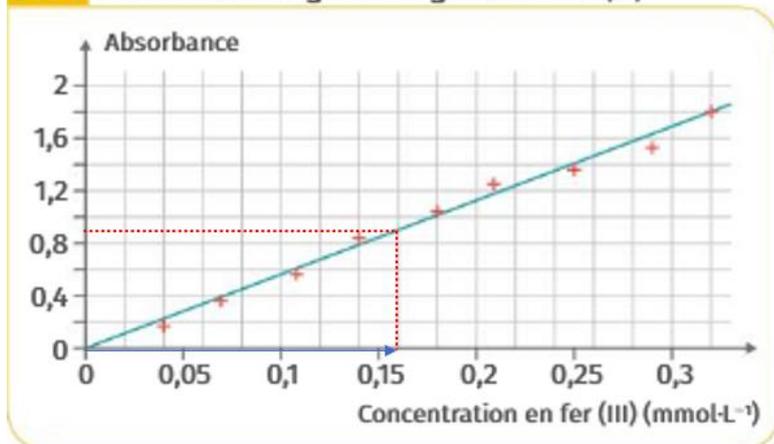
La différence provient de la précision des mesures et des incertitudes expérimentales.

### Exercice 12 :

1. Après lecture graphique, la concentration  $c$  en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de l'ion fer (III) dans le vin correspondant à une absorbance  $A = 0,90$  est de  $0,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

1,8 cm	$0,05 \cdot 10^{-3}$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
5,6 cm	$0,16 \cdot 10^{-3}$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Doc. 1 Courbe d'étalonnage du dosage des ions fer (III)



2. La concentration en masse de l'ion fer (III) dans le vin est :

$$\gamma = \frac{m}{v}$$

$$\text{Or } m = n \times M$$

$$\text{Donc } \gamma = \frac{n \times M}{v} = c \times M$$

$$M = 55,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$C = 0,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\gamma = 55,9 \times 0,16 \cdot 10^{-3} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = 8,4 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$$

3.  $\gamma = 8,4 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1} < 10 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  donc il n'y a pas de risque de casse ferrique du vin pour le moment.

### Exercice 13 :

1. La masse molaire de la caféine est :

$$M(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 8M(\text{C}) + 10M(\text{H}) + 4M(\text{N}) + 2M(\text{O})$$

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{N}) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 8 \times 12,0 + 10 \times 1,0 + 4 \times 14,0 + 2 \times 16,0 = 194,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2. La quantité de caféine dans une boisson s'obtient par la relation  $n = \frac{m}{M}$

Boisson	Masse en (g)	Quantité de matière n (mol)
Expresso	$63 \times 10^{-3}$	$n_{C_8H_{10}N_4O_2} = \frac{m_{C_8H_{10}N_4O_2}}{M_{C_8H_{10}N_4O_2}} = 3,2 \times 10^{-4}$
Thé	$58 \times 10^{-3}$	$3,0 \times 10^{-4}$
Cola	$40 \times 10^{-3}$	$2,1 \times 10^{-4}$
Boisson énergisante	$80 \times 10^{-3}$	$4,1 \times 10^{-4}$

3. Pour déterminer la concentration en quantité de matière :

$$C = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{m}{M} \text{ donc}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} = \frac{m}{V \times M}$$

Boisson	Quantité de matière n (mol)	Volume V (L)	Concentration (mol·L <sup>-1</sup> )
Expresso	$3,2 \times 10^{-4}$	$50 \times 10^{-3}$	$6,4 \times 10^{-3}$
Thé	$3,0 \times 10^{-4}$	$200 \times 10^{-3}$	$1,5 \times 10^{-3}$
Cola	$2,1 \times 10^{-4}$	$330 \times 10^{-3}$	$6,4 \times 10^{-4}$
Boisson énergisante	$4,1 \times 10^{-4}$	$250 \times 10^{-3}$	$1,6 \times 10^{-3}$

4. La DJA en mg/kg de caféine est :

$$DJA_{max} = n_{max} C_8H_{10}N_4O_2 \times M_{C_8H_{10}N_4O_2}$$

$$n_{max} C_8H_{10}N_4O_2 = 1,55 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$M_{C_8H_{10}N_4O_2} = 194,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$DJA_{max} = 194,0 \times 1,55 \cdot 10^{-5} = 3,01 \cdot 10^{-3} \text{ g/kg} = 3,01 \text{ mg/kg}$$

5. La DJA de Marlène est :

$$DJA_{max}(\text{Marlène}) = m_{marlène} DJA_{max}$$

$$m_{\text{marlène}} = 50 \text{ kg}$$

$$DJA_{\text{max}} = 3,01 \text{ mg/kg}$$

$$DJA_{\text{max}}(\text{Marlène}) = 50 \times 3,01 = 150 \text{ mg}$$

La masse de caféine ingérée par Marlène tous les jours est :

$$DJA(\text{Marlene}) = 58 + 2 \times 40 + 80 = 218 \text{ mg} > DJA_{\text{max}}(\text{Marlene})$$

Marlène prend un risque pour sa santé car elle ingère trop de caféine quotidiennement.

#### Exercice 14 :

1. Rayan n'a pas choisi une longueur d'onde qui correspond à un maximum d'absorption pour la solution contenant des ions permanganate. De ce fait, les valeurs d'absorbance mesurées sont petites et l'imprécision est importante. La Loi de Beer-Lambert est difficilement vérifiable.