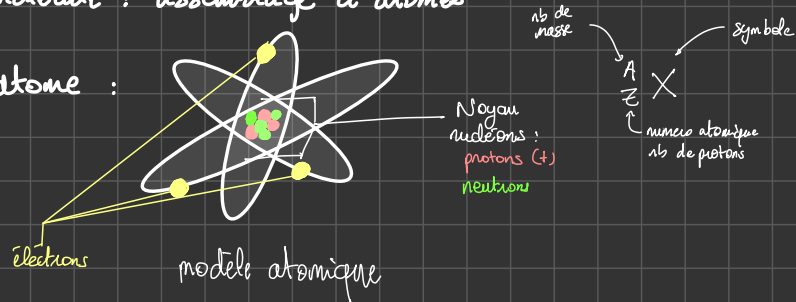


Constitution et transformation de la matière

I - Quantité de matière, comment compter des entités chimiques.

- molécule : assemblage d'atomes

- atome :



isotope : atome avec le même nombre de protons et électrons mais un nombre de neutrons différents

Pour compter la quantité de matière, on utilise le nombre d'Avogadro

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N = n \times N_A$$

nombre d'entités chimiques

no de paquets en mol

constante d'Avogadro

1 mol = 1 paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités

masse molaire : masse d'1 mole d'entités chimiques d'une espèce.

Notée M et son unité g/mol $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$M = M_{\text{entité}} \times N_A$$

Annotations: M (g·mol⁻¹) is "masse d'une mole"; $M_{\text{entité}}$ (g) is "masse d'une entité"; N_A (mol⁻¹) is "nombre d'entités dans 1 mole".

atome . $M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

molécule . $M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H})$
 $= 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

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

Annotations: n is "nb de moles"; m is "m échantillon"; M is "m molaire de l'entité chimique".

500 g de Fer

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

$$\frac{500}{55,8} = 8,9 \text{ moles}$$

masse volumique :

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

(rho)

$$\left(n = \frac{\rho \times V}{M} \right)$$

Concentration :

Concentration
massique →

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ en } g \cdot L^{-1}$$

Concentration
molaire →

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ en } mol \cdot L^{-1}$$

Demo :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{m_{\text{soluté}}}{M}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M} \times \frac{1}{V_{\text{solution}}} = \frac{C_m}{M}$$

$$C = \frac{C_m}{M}$$

Concentration molaire →

Concentration massique

masse molaire

Exercice n°1

Calculer la masse molaire des espèces chimiques ou composés ioniques suivants :

- 1- Le paracétamol : $C_8H_9NO_2$
- 2- La vitamine C de formule : $C_6H_8O_6$
- 3- Le sel de Mohr de formule $Fe(SO_4)_2(NH_4)_2 \cdot 6(H_2O)$

$$\begin{aligned} 1. & \quad 8 \times M(C) + 9 \times M(H) + M(N) + 2 \times M(O) \\ & = 8 \times 12 + 9 \times 1 + 14 + 2 \times 16 \\ & = 151 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2. & \quad 6 \times M(C) + 8 \times M(H) + 6 \times M(O) \\ & = 6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16 \\ & = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Exercice n°2

Une molécule d'eau de formule H_2O a une masse égale à : $2,99 \times 10^{-23} g$.
Calculer la masse molaire de l'eau de deux manières différentes.

$$\begin{aligned} \bullet M & = m_{\text{entité}} \times N_A \\ & = 2,99 \cdot 10^{-23} \times 6,02 \cdot 10^{23} \\ & = 17,9998 \\ & \approx 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Exercice n°3

La posologie quotidienne maximale d'aspirine $C_9H_8O_4$ est de 3,0g.

- 1- Calculer la masse molaire de l'aspirine.
- 2- Exprimer puis calculer la quantité de matière maximale d'aspirine autorisée par jour.
mol
- 3- En déduire le nombre maximum de molécules d'aspirine pouvant être absorbées quotidiennement.

$$\begin{aligned} 1) & \quad 9 \times M(C) + 8 \times M(H) + 4 \times M(O) \\ & = 108 + 8 + 64 \\ & = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$2) \quad n = \frac{m}{M} = \frac{3,0}{180} = 0,017 \text{ mol}$$

$$3) \quad N = m_{\text{entité}} \times N_A = 0,017 \times 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$N = 1,023 \times 10^{22} \text{ atomes}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

$$\begin{aligned} \textcircled{2} &= 56 + (32 + 4 \times 16) \times 2 + (14 + 4 \times 1) \times 2 + \\ & \quad 6(2 + 16) \\ &= 392 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Exercice n°4

La propanone de formule chimique C_3H_6O est un solvant très utilisé en chimie organique.

- 1- Calculer la masse molaire de la propanone.
- 2- Calculer la quantité de matière de propanone contenue dans 100 mL de propanone.

Donnée : $\rho(C_3H_6O) = 0,78 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

$$\begin{aligned} 1) \quad M(C_3H_6O) &= M(C) \times 3 + M(H) \times 6 \\ & \quad + M(O) \\ &= 36 + 6 + 16 \\ &= 58 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2) \quad n &= \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,78 \times 100}{58} \\ &= 1,4 \text{ mol} \end{aligned}$$

Exercice 4 corrigé disponible

A l'aide d'une balance, on veut prélever une quantité de matière égale à 0.137 mol de sulfate de cuivre II :

- 1) Donnez la **formule chimique** du sulfate de cuivre II. *0.5pt*
- 2) Calculez la **masse molaire** du sulfate de cuivre II. *1pt*
- 3) Calculez la **masse de solide à prélever**. *1pt*
- 4) Qu'est-ce que le **nombre d'Avogadro** ? *0.5pt*
- 5) Calculez le **nombre d'entités** contenues dans cet échantillon de sulfate de cuivre II. *1pt*
- 6) Généralement le sulfate de cuivre est dit **pentahydraté**. Qu'est-ce que cela signifie ? *0.5pt*

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32,1$ $M(\text{O}) = 16,0$ (en g/mol)
 $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1) Formule chimique du sulfate de cuivre II : CuSO_4 .

$$\begin{aligned} 2) \quad M(\text{CuSO}_4) &= M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) \\ &= 63,5 + 32,1 + 4(16) \\ &= 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$3) \quad m = n \times M = 0,137 \times 159,6 \approx 21,9 \text{ g}$$

4) Le nombre d'Avogadro est la quantité de matière dans une mole = un paquet = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

$$5) \quad N = n \times N_A = 0,137 \times 6,02 \times 10^{23} = 8,25 \times 10^{22} \text{ entités.}$$

6) Chaque molécule de CuSO_4 est entourée de 5 molécules d'eau.

$$n = \frac{m}{M} \quad n = n_{\text{ent}} \times N_A$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Cu}) + 4 \times n(\text{H})$$

m°5: Dans les conditions usuelles de pression et de température, 1 mol de gaz parfait occupe toujours le même volume = $24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \begin{matrix} V_m: \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \\ V: \text{L} \end{matrix} \quad n: \text{mol}$$

n°16.

$$C_m(C_2H_4O_2) = \frac{m(C_2H_4O_2)}{V_{sol}} = \frac{\frac{6}{100} \times m(Vin)}{V_{sol}}$$

$$= \frac{\frac{6}{100} \times \rho(Vin) \times V_{sol}}{V_{sol}}$$

$$= \frac{6}{100} \times \rho(Vin)$$

$$= \frac{6}{100} \times 11 = 0,066 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$C_m(C_2H_4O_2) = 66 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

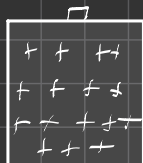
$$2. C = \frac{n(HCl)}{V_{sol}} = \frac{\frac{m(HCl)}{M(HCl)}}{V_{sol}} = \frac{m(HCl)}{M(HCl) \times V_{sol}}$$

$$C = \frac{\frac{33}{100} \times m(sol)}{M(HCl) \times V_{sol}} = \frac{\frac{33}{100} \times \rho(sol) \times V_{sol}}{M(HCl) \times V_{sol}}$$

$$C = \frac{\frac{33}{100} \times d(sol) \times \rho(eau)}{M(HCl)}$$

$$C = \frac{\frac{33}{100} \times 1,119 \times 10 \times 10 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{1,0 + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

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



$$d(A) = \frac{\rho(A)}{\rho(eau)}$$

$$3) a) C = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{solution})}$$

$$= \frac{\frac{m(NH_3)}{M(NH_3)}}{V_{sol}} = \frac{m(NH_3)}{M \times V_{sol}}$$

$$= \frac{28}{100} \times m = \frac{0,28 \times \rho \times V}{M \times V}$$

$$= \frac{0,28 \times d \times \rho(eau)}{M(NH_3)}$$

$$= \frac{0,28 \times 0,950 \times 1,0}{17,01 + 3 \times 1,0}$$

$$= \frac{0,28 \times 0,950 \times 1,0}{17,01}$$

$$= 0,0156 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$= 1,56 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Exercices du chapitre 1 : La quantité de matière

Exercice n°1

Calculer la masse molaire des espèces chimiques ou composés ioniques suivants :

- 1- Le paracétamol : $C_8H_9NO_2$
- 2- La vitamine C de formule : $C_6H_8O_6$
- 3- Le sel de Mohr de formule $Fe(SO_4)_2(NH_4)_2 \cdot 6(H_2O)$

Exercice n°2

Une molécule d'eau de formule H_2O a une masse égale à : $2,99 \times 10^{-23}g$.
Calculer la masse molaire de l'eau de deux manières différentes.

Exercice n°3

La posologie quotidienne maximale d'aspirine $C_9H_8O_4$ est de $3,0g$.

- 1- Calculer la masse molaire de l'aspirine.
- 2- Exprimer puis calculer la quantité de matière maximale d'aspirine autorisée par jour.
- 3- En déduire le nombre maximum de molécules d'aspirine pouvant être absorbées quotidiennement.

Exercice n°4

La propanone de formule chimique C_3H_6O est un solvant très utilisé en chimie organique.

- 1- Calculer la masse molaire de la propanone.
- 2- Calculer la quantité de matière de propanone contenue dans $100 mL$ de propanone.

Donnée : $\rho(C_3H_6O) = 0,78 g \cdot mL^{-1}$

Exercice n°5

Une pièce de 50 centimes de masse $7,80 g$ est constituée d'un alliage de plusieurs métaux. La composition en masse de cet alliage est de 89% de cuivre (Cu), 5% d'aluminium (Al), 5% de zinc (Zn) et 1% d'étain (Sn).

- 1- Calculer la masse de chaque métal dans une pièce de cinquante centimes.
- 2- En déduire la quantité de matière de chaque métal contenu dans une pièce de 50 centimes.

Exercice n°6

L'élément chimique bore (B) est présent à l'état naturel sous la forme de deux isotopes stables :

- 19,9% de $^{10}_5\text{B}$
- 80,1% de $^{11}_5\text{B}$

- 1- Calculer la masse d'un atome de bore pour lequel le nombre de masse $A = 10$.
- 2- Calculer la masse molaire du bore 10. Puis en déduire celle du bore 11.
- 3- En tenant compte des proportions isotopiques, calculer la masse molaire de l'élément chimique bore.
- 4- Vérifier votre réponse à l'aide de la classification périodique des éléments.

Donnée : $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Exercice n°7

L'étiquette d'un liquide déboucheur de canalisation indique qu'il contient 10% en masse d'hydroxyde de sodium NaOH . Un particulier verse 400 mL de ce boucheur dans son évier.

La masse volumique du déboucheur de canalisation est égale à $\rho = 1,1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

- 1- Calculer la masse d'un litre de déboucheur de canalisation.
- 2- En déduire la masse d'hydroxyde de sodium contenue dans un litre de déboucheur.
- 3- Calculer la concentration molaire en soluté apporté de NaOH du déboucheur.
- 4- Calculer la quantité de matière de NaOH versé dans l'évier du particulier.

Exercice n°8

On dissout 10 g de bicarbonate de sodium NaHCO_3 dans un litre d'eau.

- 1- Calculer la masse molaire du bicarbonate de sodium.
- 2- Calculer la concentration massique et la concentration molaire de la solution obtenue.

Exercice n°9

Une solution d'eau sucrée a été préparée par dissolution de 12 g de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ pour obtenir un volume total de solution $V_{solution} = 100 \text{ mL}$. La masse de la solution obtenue vaut 103,92 g.

- 1- Calculer la masse volumique ρ de la solution d'eau sucrée.
- 2- Calculer la concentration massique C_m de la solution.
- 3- Calculer la masse molaire M du saccharose.
- 4- Démontrer la relation liant la concentration molaire à la concentration massique.
- 5- Calculer la concentration molaire d'eau sucrée à partir de la concentration massique.

Exercice n°10

On dispose d'un flacon contenant 50 mL de dioxyde de dioxygène à 20°C et 1013 hPa.

- 1- Calculer la quantité de matière de dioxygène contenue dans le flacon.
- 2- En déduire la masse de dioxygène contenue dans le flacon.
- 3- Une balance au dg près sera-t-elle suffisante pour peser le dioxygène ? Justifier.

Exercice n°11

Avec une pipette jaugée, un élève prélève un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Il introduit ce prélèvement dans une fiole jaugée de volume $V_2 = 250 \text{ mL}$ puis complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée et agite la fiole pour homogénéiser.

- 1- Donner le nom de la manipulation réalisée par l'élève.
- 2- Calculer la concentration molaire C_2 de la solution d'acide chlorhydrique obtenue après agitation.

- 1- Calculer la masse molaire du bicarbonate de sodium.
- 2- Calculer la concentration massique et la concentration molaire de la solution obtenue.

Exercice n°9

Une solution d'eau sucrée a été préparée par dissolution de 12 g de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ pour obtenir un volume total de solution $V_{solution} = 100 \text{ mL}$. La masse de la solution obtenue vaut 103,92 g.

- 1- Calculer la masse volumique ρ de la solution d'eau sucrée.
- 2- Calculer la concentration massique C_m de la solution.
- 3- Calculer la masse molaire M du saccharose.
- 4- Démontrer la relation liant la concentration molaire à la concentration massique.
- 5- Calculer la concentration molaire d'eau sucrée à partir de la concentration massique.

Exercice n°10

On dispose d'un flacon contenant 50 mL de dioxyde de dioxygène à 20°C et 1013 hPa.

- 1- Calculer la quantité de matière de dioxygène contenue dans le flacon.
- 2- En déduire la masse de dioxygène contenue dans le flacon.
- 3- Une balance au dg près sera-t-elle suffisante pour peser le dioxygène ? Justifier.

Exercice n°11

Avec une pipette jaugée, un élève prélève un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$. Il introduit ce prélèvement dans une fiole jaugée de volume $V_2 = 250 \text{ mL}$ puis complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée et agite la fiole pour homogénéiser.

- 1- Donner le nom de la manipulation réalisée par l'élève.
- 2- Calculer la concentration molaire C_2 de la solution d'acide chlorhydrique obtenue après agitation.

Composition système chimique – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

- a. Quelle est la quantité de matière correspondant à une masse $m=15,4\text{g}$ de magnésium?
b. Combien y a-t-il d'atomes dans $15,4\text{g}$ de magnésium?
- a. Quelle est la masse de $1,25\text{ mol}$ de sulfure de fer II ?
b. Quelle est la masse d'un atome d'aluminium?
- a. Quel est le volume occupé par $0,80\text{ mol}$ de dioxygène dans les conditions normales de température et de pression?
b. Quel est le volume occupé par $7,80\text{g}$ de dioxygène dans les conditions normales de température et de pression?
c. Quelle est la masse volumique du dioxygène?

Exercice 2 corrigé disponible

On donne les masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Oxygène :16 Hydrogène : 1 Azote :14 Chlore 35,5 Iode :127 Carbone 12

Le nombre d'Avogadro est $6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$

- Combien y a-t-il d'atomes dans une molécule d'acide sulfurique H_2SO_4 ?
- Combien y a-t-il d'atomes dans $1,0\text{ mole}$ d'acide sulfurique ?
- Combien y a-t-il d'atomes dans $3,0\text{g}$ de nitrate d'argent AgNO_3 ?
- Calculer la masse de $12,04 \cdot 10^{23}$ molécules de chlorure d'hydrogène HCl .

Exercice 3 corrigé disponible

- Déterminer la masse molaire des molécules suivantes :
 - le propane C_3H_8
 - la saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 - l'aspirine $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
 - sulfate de cuivre pentahydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 - l'ion nitrate NO_3^-
 - l'ion ammonium NH_4^+
- Quelle quantité de matière y a-t-il dans 200mL d'alcool $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ de masse volumique $0,78\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$?
- On considère le gaz butane C_4H_{10} dans les conditions où le volume molaire est : $24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$
Combien y a-t-il de molécules de butane et quelle est la quantité de matière de butane dans 25mL ?

Exercice 4 corrigé disponible

A l'aide d'une balance, on veut prélever une quantité de matière égale à $0,137\text{ mol}$ de **sulfate de cuivre II** :

- Donnez la **formule chimique** du sulfate de cuivre II. *0.5pt*
- Calculez la **masse molaire** du sulfate de cuivre II. *1pt*
- Calculez la **masse de solide à prélever**. *1pt*
- Qu'est-ce que le **nombre d'Avogadro** ? *0.5pt*
- Calculez le nombre d'entités** contenues dans cet échantillon de sulfate de cuivre II *1pt*
- Généralement le sulfate de cuivre est dit **pentahydraté**. Qu'est ce que cela signifie ? *0.5pt*

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5$ $M(\text{S}) = 32,1$ $M(\text{O}) = 16,0$ (en g/mol)
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$

Composition système chimique – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

- a. Quelle est la quantité de matière correspondant à une masse $m=15,4\text{g}$ de magnésium?
b. Combien y a-t-il d'atomes dans $15,4\text{g}$ de magnésium?
- a. Quelle est la masse de $1,25\text{ mol}$ de sulfure de fer II ?
b. Quelle est la masse d'un atome d'aluminium?
- a. Quel est le volume occupé par $0,80\text{ mol}$ de dioxygène dans les conditions normales de température et de pression?
b. Quel est le volume occupé par $7,80\text{g}$ de dioxygène dans les conditions normales de température et de pression?
c. Quelle est la masse volumique du dioxygène?

Exercice 2 corrigé disponible

On donne les masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Oxygène :16 Hydrogène : 1 Azote :14 Chlore 35,5 Iode :127 Carbone 12

Le nombre d'Avogadro est $6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$

- Combien y a-t-il d'atomes dans une molécule d'acide sulfurique H_2SO_4 ?
- Combien y a-t-il d'atomes dans $1,0\text{ mole}$ d'acide sulfurique ?
- Combien y a-t-il d'atomes dans $3,0\text{g}$ de nitrate d'argent AgNO_3 ?
- Calculer la masse de $12,04 \cdot 10^{23}$ molécules de chlorure d'hydrogène HCl .

Exercice 3 corrigé disponible

- Déterminer la masse molaire des molécules suivantes :
 - le propane C_3H_8
 - la saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 - l'aspirine $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
 - sulfate de cuivre pentahydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 - l'ion nitrate NO_3^-
 - l'ion ammonium NH_4^+
- Quelle quantité de matière y a-t-il dans 200mL d'alcool $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ de masse volumique $0,78\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$?
- On considère le gaz butane C_4H_{10} dans les conditions où le volume molaire est : $24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$
Combien y a-t-il de molécules de butane et quelle est la quantité de matière de butane dans 25mL ?

Exercice 4 corrigé disponible

A l'aide d'une balance, on veut prélever une quantité de matière égale à $0,137\text{ mol}$ de **sulfate de cuivre II** :

- Donnez la **formule chimique** du sulfate de cuivre II. *0.5pt*
- Calculez la **masse molaire** du sulfate de cuivre II. *1pt*
- Calculez la **masse de solide à prélever**. *1pt*
- Qu'est-ce que le **nombre d'Avogadro** ? *0.5pt*
- Calculez le nombre d'entités** contenues dans cet échantillon de sulfate de cuivre II *1pt*
- Généralement le sulfate de cuivre est dit **pentahydraté**. Qu'est ce que cela signifie ? *0.5pt*

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32,1$ $M(\text{O}) = 16,0$ (en g/mol)
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$

$$9000 \rightarrow 9,0 \times 10^3$$

Exercice 5 corrigé disponible

Lors d'une réaction chimique, on a recueilli 50 cm³ de dioxyde de carbone, sous la pression atmosphérique et à 20°C. Le volume molaire dans ces conditions est V_m = 24.4 L/mol

1) Calculez la quantité de matière de dioxyde de carbone recueilli.

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{50 \times 10^{-3}}{24,4} = 0,0020 \text{ mol}$$

2) Déterminez la masse de dioxyde de carbone correspondante.

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times M(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times (n(\text{C}) + 2 \times n(\text{O})) \\ = 0,0020 \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 0,088 \text{ g}$$

Données : M(C) = 12.0 g/mol M(O) = 16.0g/mol

Exercice 6 corrigé disponible

On veut faire réagir de la limaille de fer avec du soufre en poudre. Lorsque la réaction est complète, une mole d'atomes de fer réagit avec une mole d'atomes de soufre pour donner une mole de sulfure de fer (FeS).

On pèse m = 8,24g de Fer pour faire notre réaction :

1) Quelle est la quantité de matière de fer ainsi prélevée ?

2) Quel est le nombre d'atome N correspondant ?

Données : M(Fe) = 55.8 g/mol M(S) = 32.1g/mol N_A = 6.02 * 10²³ mol⁻¹

Exercice 7 corrigé disponible

1. Le méthane CH₄ est un gaz dans les conditions normales de température et de pression.

a. Quelle est la masse molaire du méthane ?

b. Quelle est en g.L⁻¹, la masse volumique du méthane dans les conditions normales de température et de pression ?

c. La comparer à celle de l'air dans les mêmes conditions sachant que l'air est constitué de 80% de diazote et de 20% de dioxygène (pourcentages en nombre de molécules).

2. On donne la masse volumique de l'alcool ordinaire liquide (éthanol) : 0,78g.cm⁻³. Le volume molaire d'un gaz dans les conditions envisagées est de 22,4 L.mol⁻¹.

a. Compléter le tableau suivant :

	Alcool liquide C ₂ H ₆ O	Dichlore gazeux Cl ₂
Nombre de molécules dans une mole		
Nombre d'atomes dans une mole		
Masse d'une mole		
Volume occupé par une mole		

b. Quelle est en g.L⁻¹, la masse volumique du dichlore dans les conditions envisagées ?

3. Une pièce d'or de masse 15g est constituée d'atomes d'or de masse 3,3.10⁻²⁵kg.

a. Quel est le nombre d'atomes d'or et de la pièce ?

b. Sachant qu'un atome d'or comporte 197 nucléons de masse 1,67.10⁻²⁷kg et 79 électrons de masse négligeable, retrouver la valeur de la masse d'un atome d'or.

Exercice 8 corrigé disponible

(A2 B1) Compléter le tableau suivant :

Formule	Nom	Masse molaire (g · mol ⁻¹)	Masse (g)	Quantité de matière (mol)
HCl			7,3	
SO ₄ ²⁻				1,25
NO ₂	dioxyde d'azote		50	
SO ₂				10 ⁻²
CaCO ₃	carbonate de calcium			0,50
	dihydrogène	2	1	

Exercice 9 corrigé disponible

Déterminer la masse molaire des entités suivantes :

- a. Epsomite $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ c. Glucose $C_6H_{12}O_6$
b. Calcaire $CaCO_3$ d. Urée CH_4N_2O

Données : $M_{Ca} = 40,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{Mg} = 24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_S = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 10 corrigé disponible

On désire fabriquer un volume $V_1 = 200 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse notée S_1 de sulfate de cuivre $CuSO_4$ de concentration en quantité de matière C_1 égale à $0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- Déterminer la quantité de sulfate de cuivre anhydre nécessaire pour la préparation de cette solution.
- En déduire la masse m du sulfate de cuivre anhydre à préparer. On donne $M_{Cu} = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Quel contenant doit-on utiliser pour fabriquer la solution ?
- Déterminer la concentration massique t (ou le titre massique) de cette solution.
- On désire préparer par dilution un volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ d'une nouvelle solution notée S_2 à partir de cette première solution S_1 . La concentration en quantité de matière de S_2 doit être égale à $C_2 = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer par un calcul clair le volume de la solution mère à prélever. Quel type de verrerie utilise-t-on pour ça ?

Exercice 11 corrigé disponible

- On considère deux corps purs, à 20 °C éthanol C_2H_6O (1) ; plomb Pb (s);
 - Convertir les masses volumiques de l'éthanol et du plomb en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
 - Pour chacun des deux corps purs, calculer la masse et le volume d'une quantité de matière égale à $0,100 \text{ mol}$.
- On dispose d'une solution aqueuse homogène d'éthanol, C_2H_6O (aq), de concentration molaire $c = 2,06 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer la masse d'éthanol qu'il a fallu dissoudre pour obtenir $V = 0,5 \text{ L}$ de solution.
Données : Masse volumique de l'éthanol : $789 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$. Masse volumique du plomb : $11,34 \cdot 10^3 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.
Masse molaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : carbone $M(C) = 12$; hydrogène $M(H) = 1$; oxygène $M(O) = 16$; plomb $M(Pb) = 207$.

Exercice 12 corrigé disponible

Un laboratoire d'analyse de biologie médicale indique à un patient le résultat de sa glycémie : Glycémie à jeun : $1,2 \text{ g/L}$ La glycémie représente la concentration massique C_m de glucose ($C_6H_{12}O_6$) par litre de sang. Quelle est la quantité de matière de glucose dans le corps de cette personne sachant que le volume sanguin est d'environ $5,0 \text{ L}$?

Exercice 13 corrigé disponible

- Calculer la quantité de matière correspondant à $0,920 \text{ g}$ d'éthanol dont la formule est C_2H_6O .
- L'hexane est un liquide, à pression et température ordinaires, de formule C_6H_{14} et dont la masse volumique est $\rho = 0,66 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Quel volume d'hexane faut-il prélever pour obtenir $0,10 \text{ mol}$ de ce liquide ?

Exercice 14 corrigé disponible

Compléter le tableau suivant concernant des solides

Espèce chimique	Nom	Glace	Vitamine C (acide ascorbique)	Acide stéarique (constituant des bougies)
	Formule brute	H_2O	$C_6H_8O_6$	$C_{18}H_{36}O_2$
Masse molaire moléculaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)				
Masse volumique ($\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$)		0,917		0,941
Densité			1,65	
Masse			500 mg	
Quantité de matière (mol)		1,35		
Volume (mL)				120

Exercice 15 corrigé disponible

Compléter le tableau suivant concernant des liquides

Espèce chimique	Nom	Ethanol ou alcool éthylique	Octane (constituant de l'essence)	Styrène (conduit au polystyrène)
	Formule brute	C_2H_6O	C_8H_{18}	C_8H_8
Masse molaire moléculaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)				
Masse volumique à ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)		0,789		0,906
Densité			0,703	
Masse				28 g
Quantité de matière (mol)			3,2	
Volume (mL)		43,2		

Exercice 16

1. Le vinaigre peut être considérée comme une solution aqueuse d'acide éthanoïque.

L'étiquette d'un vinaigre indique : 6,0°. Cela signifie que le pourcentage en masse d'acide éthanoïque $C_2H_4O_2$ est égal à 6 %. On mesure la masse volumique de ce vinaigre : $\rho_{\text{vinaigre}} = 1,1 \text{ g/mL}$

Calculer, en g/L, la concentration massique d'acide éthanoïque dans ce vinaigre. On justifiera soigneusement.

2. On dispose d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique de densité $d_{\text{solution}} = 1,119$ et de pourcentage massique $P_{HCl} = 33 \%$. Quelle est sa concentration molaire C_{HCl} ?

3. L'étiquette d'un flacon contenant une solution d'ammoniac NH_3 porte les indications suivantes :

Densité : 0,950 ; pourcentage massique en ammoniac : 28 %

a. Déterminer la concentration molaire de cette solution.

Masse volumique de l'eau : $\rho \gg 1,00 \text{ g/cm}^3$

b. Faire la liste du matériel et décrire le mode opératoire permettant la préparation, à partir de la solution précédente de 1 L de solution 100 fois moins concentrée.

4. Le vin contient de l'éthanol (alcool) dissous dans de l'eau.

L'étiquette d'un vin indique 10 % d'alcool. Cela signifie qu'un volume de 100 mL de vin contient 10 mL d'éthanol C_2H_6O .

La masse volumique de l'éthanol est : $\rho_{\text{éthanol}} = 789 \text{ g/L}$, celle du vin est :

$$\rho_{\text{vin}} = 996 \text{ g/L}$$

Calculer la concentration massique de l'éthanol dans ce vin. Justifier soigneusement.

Exercice 17

Un pharmacien veut préparer une sirop à base de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Pour cela, il pèse $m = 25,0 \text{ g}$ de saccharose qu'il dissout pour former une solution de 100,0 mL d'eau.

➤ Données : $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- Calculer la masse molaire M du saccharose en détaillant votre calcul
- Donner le protocole détaillé pour réaliser cette dissolution. Préciser le matériel utilisé sans le schématiser.
- Calculer le titre massique t de la solution.
- La solubilité du saccharose à 25°C est de 2,0741 g de saccharose par g d'eau. Au-delà de cette valeur, le saccharose ne se dissout pas totalement. Qu'en est-il de cette solution ? La masse volumique de l'eau est à donner.
- Quelle est la concentration molaire C en saccharose de la solution obtenue ?
- Le seuil de reconnaissance moyen du saccharose est de $0,017 \text{ mol.L}^{-1}$. Que peut-on en conclure pour cette solution ?

Exercice 18

➤ **Données** : $M(H) = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(N) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- Le Red Bull® est une boisson tonifiante mais qui a suscité une certaine controverse en raison de sa teneur en taurine notamment.

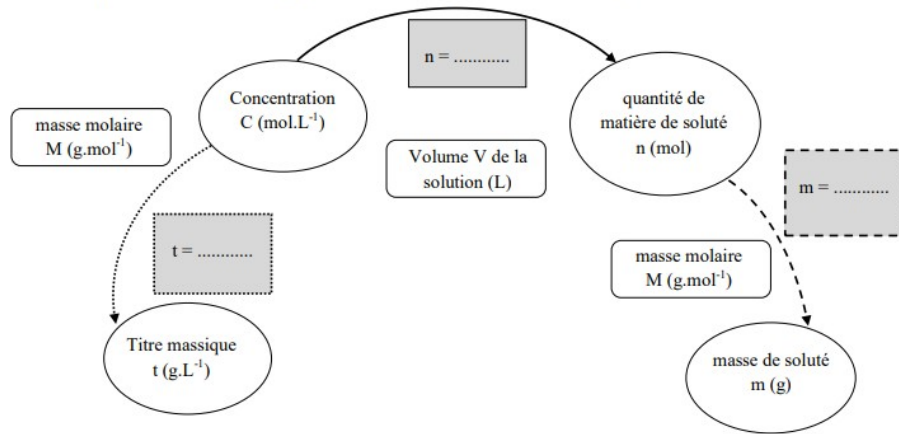


1. La taurine

- La taurine est une molécule dont la formule brute est $C_2H_7NO_3S$.
- On appelle DJA - Dose Journalière Admissible - la quantité de matière maximale d'une substance que l'on peut ingérer quotidiennement. Si on dépasse la DJA, il peut y avoir des risques pour la santé.
- La DJA conseillée est de 5 mmol (millimoles) en ce qui concerne la taurine.
 - Calculer la masse molaire M de la taurine.
 - Donner la relation entre la quantité de matière n , la masse m et la masse molaire M en précisant les unités.
 - Sur le document de consoGlobe, l'indication pour la taurine « 5 x plus que le besoin journalier » est-elle exacte ? Justifier par un calcul.
 - A l'aide des différentes informations et de vos connaissances, répondez en argumentant par des phrases à la question suivante : (10 lignes maximum)
Y a-t-il des risques pour la santé en buvant une canette de Red Bull® ?

Exercice 19

- Compléter cette carte mentale par les relations manquantes dans les cases grisées.



Exercice 20

Deux échantillons, l'un de platine (métal de symbole Pt, de densité 21,5), et l'autre de paraffine (cire de formule C₂₅H₅₂), ont pour masse 1,000 kg.

- Qu'appelle-t-on masse volumique de la paraffine ? Quelle est son unité ?
- Quelle est la quantité de matière contenue dans chaque échantillon ?
- Quel est le volume de l'échantillon de platine ?
- L'échantillon de paraffine a un volume de 1,20 L. La paraffine est-elle plus dense ou moins dense que le platine ?

Données : M_{Pt} : 195,1 g.mol⁻¹ ; M_H : 1,0 g.mol⁻¹ ; M_C : 12,0 g.mol⁻¹ ; M_N : 14,0 g.mol⁻¹ ;

Exercice 21

Pour une infection provoquée par le virus Influenza, deux types de médicaments peuvent être prescrits : les antipyrétiques tels l'Ibuprofène ou les antiviraux comme l'Oséltamivir. Pour varier le traitement, un médecin propose des comprimés d' « Oséltamivir 75 mg » à un patient qui utilisait jusqu'alors de l' « Ibuprofène 100 mg ».

- Ecrire la formule brute de l'Ibuprofène.
- La masse d'un comprimé d' « Ibuprofène 100mg » est de 300 mg, celle d'un comprimé d' « Oséltamivir 75 mg » est de 225 mg. Expliquer la différence entre la masse notée sur l'étiquette et celle mesurée pour chacun des comprimés.
- Déterminer la quantité de matière en principe actif contenue dans le comprimé d' « Ibuprofène 100 mg ».
- Calculer la masse d'Oséltamivir correspondant à la même quantité de matière.
- Calculer le nombre de comprimés « Oséltamivir 75 mg » à prescrire à un patient pour que la quantité de matière de principe actif soit identique à celle de l' « Ibuprofène 100 mg ».

- La boîte d'Advil contient des comprimés d'Ibuprofène. En examinant la boîte sur la photographie ci-contre, pensez-vous que ce soit le médicament générique ?



Données en chimie :

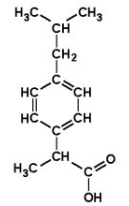
Le nombre d'Avogadro est $\mathcal{N}_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Le numéro atomique du carbone est $Z=6$

Masses molaires en g/mol : M(H) = 1,0 M(C) = 12,0 M(O) = 16,0
M(ibuprofène)=206 M(oséltamivir)=312

Propylène glycol : C₃H₈O₂ M=76,0 g.mol⁻¹ masse volumique M_V = 1,040 g.mL⁻¹

Résorcine : C₆H₆O₂



Molécule d'Ibuprofène

Exercice 22

Sur une ordonnance, un dermatologue indique la composition d'une préparation médicamenteuse contre l'acné :

RESORCINE : 0,145 MOL
PROPYLENE GLYCOL : 29,0 mL

Pour réaliser la préparation, la préparatrice ne dispose que d'une balance et n'a pas le matériel nécessaire pour mesurer un volume.



- Calculer la masse molaire de la résorcine
- Déterminer la masse m de résorcine à prélever
- Calculer la masse m' de Propylène glycol à prélever.
- Montrer que la formule du Propylène glycol ne suffit pas à connaître la molécule : pour cela, vous écrirez 2 formules semi-développées correspondant à 2 isomères possibles.

Exercice 23

La nicotine, avec ou sans tabac.

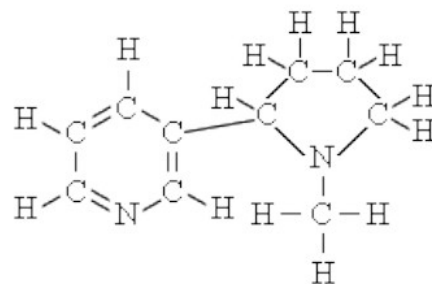
La nicotine est un alcaloïde naturellement présent dans les feuilles de tabac qui doit son nom à Jean Nicot ambassadeur français au Portugal vers 1560 et un des premiers importateurs de tabac en France.

Document 1 :

La nicotine confère aux plantes des propriétés acaricides, insecticides, fongicides. Chez l'homme, la nicotine est responsable de la dépendance au tabac qui reste de loin la première cause de mortalité en France. La nicotine augmente le taux du neuromédiateur dopamine ce qui affecte les voies du cerveau contrôlant la satisfaction et le plaisir qui est directement responsable de la dépendance du fumeur.

Un cigarette contient en moyenne 10mg de nicotine dont environ 6% est très rapidement absorbé par le fumeur, principalement au niveau des poumons où elle est transportée par des particules de goudron.

La masse molaire de la nicotine est environ $162\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$



Formule développée de la nicotine

Partie 1 : Atomes et Structure de la molécule : (durée conseillée 10minutes)

- 1.1 Quels sont les éléments chimiques constituant la molécule de nicotine ?
- 1.2 Quelle est la formule brute de la molécule de nicotine ?
- 1.3 Recalculer la valeur de sa masse molaire.
- 1.4 Expliquer le nombre de liaison covalentes formées par les éléments H et C dans cette molécule.
- 1.5 Quelle est la composition de l'atome d'azote N ?

Partie 2 : Questions générales (durée conseillée 10minutes)

- 2.1 Calculer à partir du document 1 et des données ci-dessous, la concentration massique de la nicotine dans le sang d'un fumeur après avoir fumé une cigarette.
- 2.2 Supposons qu'un fumeur fume un paquet de 20 cigarettes par jour. Quelle masse de nicotine absorbe-t-il dans son organisme en une journée ?
- 2.3 Rappeler la définition de la mole.
- 2.4 Quelle est la relation pour calculer la quantité de matière à partir de la concentration molaire ? Préciser les unités.
- 2.5 Quelle est la relation pour calculer la quantité de matière à partir de la masse ? Préciser les unités.
- 2.6 Quelle est la quantité de matière journalière de nicotine absorbée ?

La plupart des fumeurs se rendant compte de leur erreur tentent un jour ou l'autre arrêter de fumer. Pas si facile une fois qu'ils sont pris au piège de la dépendance. Différentes possibilités d'aide au sevrage tabagique existent parmi lesquelles les « patchs » et les « e-cigarettes » qui l'un comme l'autre constituent un apport de nicotine sans le tabac, les goudrons et les innombrables substances toxiques et/ou cancérogènes.

Données :

Volume sanguin d'un adulte : 5,5 litres
Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$
Masses molaires (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : $M_H = 1,0$; $M_O = 16,0$; $M_C = 12,0$; $M_N = 14,0$
Masse d'un nucléon : $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{kg}$

Partie 3 : Le patch (durée conseillée 12minutes)



Que contient NICOPATCH ?

La substance active est :

Nicotine : 17,5 mg, pour un dispositif transdermique de 10cm^2 .
Un dispositif transdermique délivre 7 mg de nicotine par 24 h.
Nicotine : 35,0 mg, pour un dispositif transdermique de 20cm^2 .
Un dispositif transdermique délivre 14 mg de nicotine par 24 h.
Nicotine : 52,5 mg, pour un dispositif transdermique de 30cm^2 .
Un dispositif transdermique délivre 21 mg de nicotine par 24 h.

Les autres composants sont :

Copolymère de méthacrylates alcalins (Eudragit E100), Enveloppe externe : Film polyester aluminisé, Couches de la matrice : Duro-Tak 387-2516, Miglyol 812, Eudragit E100, Support non tissé : Papier 26 g/m^2 , Couche adhésive : Duro-Tak 387-2516, Miglyol 812, Feuille de protection détachable : Film polyester aluminé siliconé.

- 3.1 Remarquez-vous un lien entre la surface des différents dispositifs trans-dermiques (patchs) et la teneur en nicotine.
- 3.2 Proposer une explication au fait qu'un patch contenant 35,0mg ne délivre que 14mg de nicotine.
- 3.3 Selon vous, pourquoi les données quantitatives sont exprimées en mg et non en mole ?
- 3.4 Estimer le nombre de molécules de nicotine contenues dans le patch le plus fort.
- 3.5 Quelle est la quantité de matière de nicotine diffusée dans l'organisme en une journée avec le type de patch proposé en illustration ?
- 3.6 Cette quantité suffirait-elle à remplacer la nicotine habituellement absorbée par un fumeur de 20 cigarettes/jour ?
- 3.7 Quel modèle de patch conviendrait le mieux à cet ex- fumeur ?

Partie 4 :



Indications portées par une notice d'e-liquide :

Volume total : 10mL
Propylène Glycol (<80%), glycérine végétale (<20%), arômes, eau, alcool, nicotine.
Contient de la nicotine : 19,9 mg/mL
Produit déconseillé aux femmes enceintes.
Toxique en cas d'ingestion.
Toxique par contact avec la peau.

D'autres dosages sont proposés dans le commerce :

0mg/mL, 6 mg/mL, 11mg/mL, 16mg/mL

- 4.1 Comment appelle-t-on en chimie cet e-liquide ?
- 4.2 Quel rôle joue la nicotine ?
- 4.3 Quel rôle jouent le propylène glycol et la glycérine ?
- 4.4 Que signifie l'indication 0mg/mL en particulier ?
- 4.5 Calculer la concentration molaire de la nicotine en mol/L dans l' e-liquide décrit.

- 4.6 Le réservoir d'une e-cigarette a un volume $V=1,6\text{mL}$. Quelle quantité de matière de nicotine trouve-t-on dans ce réservoir après le remplissage ?
- 4.7 Quelle est la masse correspondante de nicotine ?
- 4.8 En supposant que ce soit la consommation d'une journée d'un vapoteur, suffit-elle à remplacer la nicotine habituellement absorbée par un fumeur à 20 cigarettes par jour ?
- 4.9 Dans ces conditions, quel serait le dosage le plus adapté ?
- 4.10 Pour adapter sa consommation à ses besoins, un vapoteur introduit dans le réservoir $0,6\text{mL}$ d'e-liquide à $19,9\text{mg/mL}$ puis $1,0\text{mL}$ de propylène glycol. Quelle opération chimique a-t-il réalisé ?
- 4.11 Calculer la concentration du mélange réalisé.