

Exercices de Chimie
La mole, du microscopique au macroscopique

Pour pratiquer la chimie, on doit avoir une idée du nombre d'entités microscopiques qui composent les échantillons macroscopiques qui nous entourent. Ce nombre, qu'on notera N , est énorme...

Exercice 1

On considère un clou en fer de masse $m = 6,3$ g. Ce clou est composé d'atomes de fer, de numéro atomique $Z = 26$ et de nombre de masse $A = 56$. En évaluant la masse d'un atome de fer, donnez une estimation du nombre N d'atomes de fer qui constituent le clou.

Ce nombre est si énorme qu'il semble plus facile de regrouper les atomes par lots, par paquets d'atomes. Le chimiste les appelle **moles** ; plutôt que de donner le nombre N d'entités qui constituent un échantillon, il donne le nombre n de moles qui le constituent : ce nombre n s'appelle la **quantité de matière** d'entités de l'échantillon.

Par définition, **1 mole d'atomes représente $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes**. Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro** et noté \mathcal{N}_A .

$$\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \text{ (mol}^{-1} \text{ signifiant « par mole »)}$$

Exercice 2

- 1) Quelle est la quantité de matière $n(\text{fer})$ d'atomes de fer présente dans notre clou ?
- 2) Combien de temps (secondes, minutes, heures, etc...) faudrait-il pour tous les compter, à raison d'un par seconde ?

Nombre N d'entités chimiques, quantité de matière n et nombre d'Avogadro sont reliés par la relation mathématique (proportionnalité) simple

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

Les atomes sont tous différents car constitués d'un nombre différents de protons, de neutrons et d'électrons. Leur masse est par conséquent différente. On appelle **masse molaire atomique** \mathcal{M} , en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (« grammes par mole »), la masse d'une mole d'atomes.

A titre d'exemple, la masse molaire du carbone est de $12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$: cela signifie que 1 mol d'atomes de carbone pèse 12,0 g, ou 12,0 g de carbone renferment 1 mol d'atomes de carbone, soit $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

A titre de comparaison, la masse molaire atomique du fer est $\mathcal{M}(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$: l'atome de fer contenant plus de particules (26 protons, 30 neutrons et 26 électrons) que celui de carbone (6 protons, 6 neutrons et 6 électrons), il est plus lourd... et 1 mol d'atomes de fer (soit $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes) pèse 55,8 g alors qu'1 mol d'atomes de carbone pèse 12,0 g.

Exercice 3

La masse molaire du cuivre est $\mathcal{M}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Quelle serait la masse d'un clou de cuivre contenant la même quantité de matière d'atomes que notre clou de fer ?

On peut calculer la masse molaire d'une espèce moléculaire en ajoutant les masses molaires atomiques des atomes qui la constituent.

Exercice 4

Calculer la masse molaire moléculaire de l'acide acétique CH_3COOH , sachant que $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, que $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et que $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Quantité de matière n de l'échantillon, masse m de l'échantillon et masse molaire \mathcal{M} de l'espèce chimique sont reliés par la relation mathématique simple (proportionnalité)

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

Pour les échantillons solides, au laboratoire, cette relation permet de calculer la masse m de solide à peser si l'on veut en prélever une quantité de matière n .

Exercice 5

1) Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre $\text{CuSO}_4(\text{s})$, (s) signifiant qu'il s'agit d'un solide.

On donne $\mathcal{M}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\mathcal{M}(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $\mathcal{M}(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

2) Comment faire, au laboratoire, pour prélever 1,7 mol de sulfate de cuivre ?

Pour les échantillons liquides, la relation précédente restant valable, il faut en plus faire intervenir la masse volumique ρ (ou la densité d) de l'espèce concernée, puisqu'elle exprime la masse par litre ou par m^3 . En effet, au laboratoire, les liquides sont prélevés par mesure de leur volume.

Exercice 6

1) Calculer la masse molaire du cyclohexane $\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l})$, (l) signifiant liquide.

On rappelle $\mathcal{M}(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $\mathcal{M}(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

2) Comment faire pour prélever $1,81 \cdot 10^{-1}$ mol de cyclohexane au laboratoire, sachant que la densité de ce solvant est de 0,78 ?

Pour les échantillons gazeux, on introduit une grandeur appelée volume molaire, notée V_m et exprimé en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$, caractérisant le volume occupé par 1 mol de gaz. Quantité de matière n , volume V de gaz, et volume molaire V_m sont reliés par la relation simple

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

Le volume molaire dépend des conditions de pression et de température ; si ces dernières restent les mêmes, le volume molaire est le même pour tous les gaz (loi d'Avogadro-Ampère) : à 0°C , sous 1 013 hPa, 1 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ ou 1 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ occupent 22,4 L ; on dit qu'à 0°C sous 1 013 hPa le volume molaire des gaz est $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 7

Le gaz de ville est le méthane, de formule $\text{CH}_4(\text{g})$.

Calculer la masse molaire de ce gaz, à partir des données de l'exercice précédente.

Calculer le volume occupé par 13,4 mol de méthane à 0°C sous 1 013 hPa.

Calculer la masse correspondante.

En déduire la densité du méthane par rapport à l'air, dont la masse volumique est de $1,29 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ à 0°C et sous 1 013 hPa.