

CHAPITRE 1

La mole, une unité pour la chimie

1. Rappels de seconde

Réactivons les connaissances de seconde :

En quelques lignes, quelques mots, quelques formules ou quelques valeurs, indiquez tout ce dont vous vous souvenez à propos de la mole et de la quantité de matière

Bilan à retenir :

Applications :

Nombre d'entités présentes	Quantité de matière
$8,12 \times 10^{24}$ atomes de cuivre	
$3,81 \times 10^{18}$ molécules de saccharose	
	2,0 mol de fer
	0,15 mol d'eau
	5,2 mmol de glucose

2. Les relations importantes à connaître

En chimie, on a souvent besoin de connaître le nombre d'entités chimiques, et donc la quantité de matière, mais les grandeurs mesurables expérimentalement sont la masse et le volume et non la quantité de matière.

Il faut donc trouver des façons simples de passer des grandeurs mesurables à la quantité de matière.

2.1 Relation entre masse et quantité de matière

La méthode utilisée en seconde pour déterminer une quantité de matière à partir d'une masse était relativement laborieuse, elle s'appuyait sur les relations ci-dessous.

$$n = \frac{N}{N_A} \qquad N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} \qquad N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La grandeur $m_{\text{entité}}$ étant très petite, et la valeur N_A très grande, les calculs à faire sont source d'erreur.

A partir de maintenant, nous allons utiliser une méthode plus simple dérivant de celle-ci.

ACTIVITE DECOUVERTE

1. Montrer que l'on peut relier la quantité n d'entités présentes dans un échantillon à la masse m de cet échantillon par la relation :

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{avec } M = m_{\text{entité}} \times N_A$$

2. Que représente la grandeur M ? Quelle est son unité ?

On appelle cette grandeur M :

3. Dans le cas du carbone dont la masse d'un atome vaut $m_C = 2,00 \times 10^{-23} \text{ g}$, calculer M pour le carbone

4. Application : calculer, en utilisant M , la quantité de matière n_C pour un échantillon de $m = 18 \text{ g}$ de carbone

5. Rechercher l'écriture et la composition d'un atome de carbone. Que remarque-t-on ?

Cette observation se généralise à tous les atomes. La grandeur N_A n'a pas été choisie par hasard ! Elle a été choisie de telle façon que la valeur de la masse molaire d'un isotope corresponde à son nombre de nucléons.

6. En vous appuyant sur cette propriété, déterminer la masse molaire M de l'eau H_2O sachant que l'atome d'hydrogène se note ${}^1_1\text{H}$ et celui d'oxygène ${}^{16}_8\text{O}$

Bilan : La masse molaire

- La masse molaire notée M est la masse d'une mole d'entités chimiques, son unité est donc $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- La valeur N_A de la constante d'Avogadro a été choisie de telle façon que la valeur de la masse molaire d'un isotope corresponde à son nombre de nucléons.

Ainsi, 1 mol de carbone $^{12}_6\text{C}$ pèse 12 g et se note $M_{^{12}_6\text{C}} = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou $M(^{12}_6\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Remarque : Les éléments chimiques existent parfois sous la forme de plusieurs isotopes de masses différentes. Dans un échantillon, on trouve un mélange des différents isotopes de l'élément étudié. Sur Terre, les abondances de chaque isotope sont toujours les mêmes quel que soit l'échantillon. On a donc déjà calculé et reporté les masses molaires de tous les éléments en tenant compte de leur abondance isotopique. C'est la valeur indiquée dans la classification périodique des éléments

Pour chaque élément, il faut utiliser la valeur de la masse molaire fournie par la classification.

- Pour déterminer la masse molaire d'un corps pur polyatomique (molécule par exemple), on recherche dans la classification périodique la masse molaire de chaque élément le constituant puis on additionne les masses molaires des atomes présents en tenant compte de leur nombre.
- Pour les ions polyatomiques, on procède de même, sans tenir compte de la charge électrique de l'ion.

Une fois la masse molaire d'une entité connue, on peut relier masse d'un échantillon et quantité de matière :

Relation à retenir :

Exercices d'applications (en groupe pour s'entraider et faire connaissance)

- En utilisant un tableau périodique, déterminer les masses molaires des espèces chimiques suivantes :

Cuivre métallique	Dioxygène
Ion chlorure : Cl^-	Chlorure de sodium : NaCl
Ion sulfate : SO_4^{2-}	Sulfate de cuivre : CuSO_4
Éthanol : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	Glucose : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Acétone : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	Dichlorométhane : CH_2Cl_2

Tous les exercices qui suivent utilisent ces espèces chimiques là.

- Déterminer les masses des échantillons suivants, détailler calculs et conversions

4,0 mol de chlorure de sodium	
7,3 mmol de glucose	
0,80 mol de dioxygène	
5,6 μmol d'ion sulfate	

- Déterminer la quantité de matière des échantillons suivants, détailler calculs et conversions

10 g de sulfate de cuivre	
39 mg d'éthanol	
5,0 tonnes de cuivre	
1,0 kg de glucose	

2.2 Relations entre volume et quantité de matière pour un corps pur

En chimie, seuls les solides sont pesés. Pour les liquides ou les gaz, même s'ils ont une masse, on évite de les poser sur une balance et on mesure plutôt le volume occupé par ces corps.

1^{er} cas : Volume occupé par les corps purs liquides

Pour passer de la masse au volume, on utilise la notion de masse volumique ou la notion de densité. Une fois la masse déterminée, on est ramené au cas précédent.

Masse volumique ρ :

C'est la masse d'une unité de volume.

Unités possibles : g.L^{-1} ; g.mL^{-1} ; kg.L^{-1} ; kg.m^{-3} .

Il faudra bien veiller à l'homogénéité des calculs.

Relation à retenir :

Densité d'un liquide ou d'un solide :

C'est la comparaison de sa masse volumique par rapport à celle de l'eau.

La masse volumique de l'eau est à connaître

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg.L}^{-1} \text{ ou } 1000 \text{ g.L}^{-1} \text{ ou } 1 \text{ g.mL}^{-1}$$

La densité est sans unité, ce qui suppose d'exprimer les deux masses volumiques dans la même unité.

Relation à retenir :

Exercices d'applications

- Déterminer la masse volumique de chaque liquide en g.L^{-1} , en g.mL^{-1} et en kg.L^{-1} .

Éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: $\rho = 780 \text{ g.L}^{-1}$

Dichlorométhane CH_2Cl_2 : $\rho = 1330 \text{ kg.m}^{-3}$

Acétone $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$: $d = 0,800$

- En utilisant les résultats des pages 3 et 4, compléter le tableau suivant. Détailler les calculs

Quantité de matière	Volume
$n(\text{éthanol}) = 2,0 \text{ mol}$	
$n(\text{dichlorométhane}) = 15 \text{ mmol}$	
	$V(\text{acétone}) = 1,0 \text{ L}$
	$V(\text{dichlorométhane}) = 1,5 \text{ mL}$

2^{ème} cas : Volume occupé par les gaz

L'état gazeux est un état de la matière dans lequel il y a du vide entre les constituants.

Conséquence : on a observé que, quel que soit le gaz, 1 mol de gaz occupe toujours le même volume à une température et une pression donnée. Il n'y a qu'à l'état gazeux que le volume d'une mole est indépendant de l'espèce chimique étudiée.

Cette grandeur s'appelle le **volume molaire des gaz**, notée V_m exprimée en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Une mole de gaz, à 20°C et pression atmosphérique occupe 24L, on a donc $V_{m,\text{gaz}} = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Une mole de gaz, à 0°C et pression atmosphérique occupe 22,4L, on a donc $V_{m,\text{gaz}} = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Relation à connaître :

Exercices d'applications

- Déterminer la quantité de matière ou le volume occupé par chaque gaz à 20°C

Quantité de matière	Volume
$n(\text{CO}_2) = 0,95 \text{ mol}$	
$n(\text{H}_2) = 48 \text{ mmol}$	
	$V(\text{O}_2) = 3,5 \text{ L}$
	$V(\text{N}_2) = 500 \text{ mL}$

Travail à faire :

- Construire une fiche-résumé comportant toutes les relations et informations importantes de ce chapitre. Vous pourrez utiliser votre fiche en classe, lors de la recherche d'exercices à la maison, mais pas en évaluation. Les formules sont donc à apprendre !
- **Faire les exercices 25, 28, et 33 pages 28-29**

2.3. Relation entre volume et quantité de matière pour une espèce en solution

Une solution est formée par un solvant liquide très largement majoritaire, dans lequel est dissous un ou plusieurs solutés.

- La **concentration en masse de soluté** (ou titre) notée t indique la masse de soluté par unité de volume de solution. Unité g.L^{-1}
- La **concentration en quantité de matière de soluté** notée c représente la quantité de matière de soluté par unité de volume de solution. Son unité est mol.L^{-1} .

Relations à connaître :

Remarque : on peut passer directement de la concentration en masse à la concentration en quantité en utilisant la masse molaire de l'espèce en solution :

Exercices

- Déterminer la masse de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ présente dans $V = 200 \text{ mL}$ de solution de concentration en masse $t = 15 \text{ g.L}^{-1}$
En déduire la quantité de glucose présente dans ce volume.
En déduire la concentration en quantité de matière de cette solution.

- Déterminer la masse de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ présente dans $V = 150 \text{ mL}$ de solution de concentration en quantité de matière $c = 0,60 \text{ mol.L}^{-1}$

- On dispose d'une solution de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ de titre $t = 32 \text{ g.L}^{-1}$.
On a besoin d'une quantité de glucose $n = 50 \text{ mmol}$. Déterminer quel volume il faut prélever ?

- On dissout $m = 46 \text{ g}$ de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ dans une fiole jaugée de volume $V = 100,0 \text{ mL}$. Après dissolution, ajustage au trait de jauge et homogénéisation, déterminer la concentration en quantité de matière de la solution ainsi fabriquée.

