

CHAP 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
$8,1 \times 10^{24}$ 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

ACTIVITÉ : À LA DÉCOUVERTE DE LA MASSE MOLAIRE

Document 1 : extrait d'une analyse de sang.

GLYCEMIE à jeun.	1,05 g/l
	5,83 mmol/l
(Glucose PAP Elitech-Selectra XL)	
Glycémie sur sérum	
UREE	0,39 g/l
	6,47 mmol/l

Dans une analyse de sang, les résultats sont donnés en masse (g, mg, µg...) mais également en quantité (mol, mmol, µmol...). Vérifions les équivalences de cette analyse pour le glucose et l'urée en raisonnant sur 1L de sang

Document 2 :

Extrait de la classification périodique des éléments

Données :

- La glycémie est le nom donné à la concentration du glucose dans le sang.
- Formule brute du glucose : $C_6H_{12}O_6$
- Formule brute de l'urée : CON_2H_4
- Masse d'un atome d'hydrogène H : $m_H = 1,66 \times 10^{-24}$ g
- Masse d'un atome de carbone C : $m_C = 2,0 \times 10^{-23}$ g
- Masse d'un atome d'oxygène O : $m_O = 2,66 \cdot 10^{-23}$ g
- Masse d'un atome d'azote N : $m_N = 2,32 \times 10^{-23}$ g
- Constante d'Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Isotope le plus abondant ^1_1H
- Isotope le plus abondant $^{12}_6\text{C}$
- Isotope le plus abondant $^{16}_8\text{O}$
- Isotope le plus abondant $^{14}_7\text{N}$

1. Calculer la masse notée M_H de 1 mol d'hydrogène à partir de la masse d'un atome d'hydrogène.

2. De même, calculer la masse notée M_C de 1 mol de carbone.

3. De même, calculer la masse notée M_O de 1 mol d'oxygène.

4. En utilisant le document 2, déterminer la masse. M_N de 1 mol d'azote

5. A partir des réponses 1, 2 et 3, calculer la masse notée $M(C_6H_{12}O_6)$ de 1 mol de glucose.

En déduire la quantité n de 1,05 g de glucose.

6. Calculer la masse notée $M(CON_2H_4)$ de 1 mol d'urée et en déduire la masse m de 6,47 mmol d'urée.

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 12g et se note $M(^{12}_6\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Les éléments chimiques existent parfois sous la forme de plusieurs isotopes de masses différentes. Dans un échantillon, on trouve les différents isotopes de l'élément étudié. Dans la classification périodique, les masses molaires indiquées pour chaque élément, tiennent compte des abondances de chaque isotope sur Terre.
Par exemple, le chlore existe sous la forme de 75 % de $^{35}_{17}\text{Cl}$ et de 25 % de $^{37}_{17}\text{Cl}$.
Dans la classification on trouve $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Pour déterminer la masse molaire d'une molécule, on recherche dans la classification périodique la masse molaire de chaque élément la constituant puis 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

1. 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

2. Déterminer les masses des échantillons suivants : Relation à utiliser :

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

3. Déterminer la quantité de matière des échantillons suivants : Relation à utiliser :

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

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 la masse volumique par rapport à l'eau.

La masse volumique de l'eau est connue

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

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

Relation à retenir :

Exercices d'applications

4. 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 $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$: $d = 0,80$

5. Déterminer la quantité de matière ou le volume occupé par les liquides suivants

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

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

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

3^{ème} cas : Volume occupé par les solutions

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 :

Exercices à rédiger sur une feuille annexe

7.1. 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 $t = 15 \text{ g.L}^{-1}$

7.2. En déduire la quantité de glucose présente dans ce volume.

7.3. En déduire la concentration en quantité de matière de cette solution.

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

9. On dispose d'une solution de glucose 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 ?

10. On dissout $m = 46 \text{ g}$ de glucose 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.

2.4. Dilution d'une solution

Diluer une solution consiste à prélever un petit volume de solution concentrée appelée solution mère et d'y ajouter du solvant de façon à diminuer la valeur de la concentration en soluté.

Au cours de la dilution la masse ou quantité de matière prélevée correspond à la masse ou la quantité de matière présente dans la solution fabriquée appelée solution fille. La quantité de matière se conserve.

On appelle **facteur de dilution**, le rapport des concentrations entre les solutions mère et fille ($F > 1$). On dit qu'on dilue "F fois".

Relations à connaître :

Exercices à rédiger sur une feuille annexe

11. On prélève $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de glucose de concentration en quantité de matière $c_1 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On les place dans une fiole jaugée de volume $V_2 = 250 \text{ mL}$.

On complète avec de l'eau distillée.

Déterminer la concentration en quantité de matière de la solution fille ainsi fabriquée.

12. Pour fabriquer $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution de glucose de concentration en masse $t = 2,0 \text{ g.L}^{-1}$ à partir d'une solution mère de concentration en masse $t_0 = 10,0 \text{ g.L}^{-1}$, quel volume de solution mère faut-il prélever ?

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, 26, 28, 31 et 33 page 28-29**