

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière

Chapitre 2 : Modélisation de la matière à l'échelle microscopique

I - De l'atome à l'élément chimique

1) Un modèle de l'atome

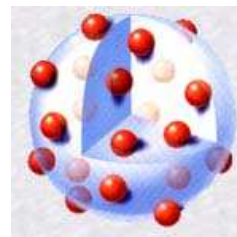
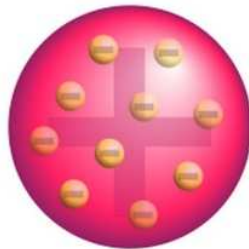
a) La structure de l'atome

Depuis plus d'un siècle, de nombreux modèles d'atomes ont été proposés tentant de mieux comprendre leurs propriétés.

En 1897, J.J. Thompson découvre le premier composant de l'atome : **l'électron**, particule de charge électrique négative.

En 1904, il propose un premier modèle d'atome, surnommé depuis « *le pudding de Thompson* ».

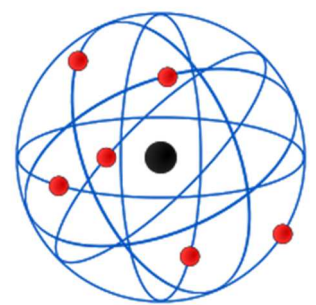
Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs « comme des raisins dans un cake ».



En 1912, Ernest Rutherford découvre le **noyau atomique**. Son nouveau modèle d'atome montre que sa charge électrique positive, ainsi que l'essentiel de sa masse, est concentrée en un noyau quasi-ponctuel.

En 1913, Niels Bohr propose un modèle essentiellement constitué de vide, c'est une révolution.

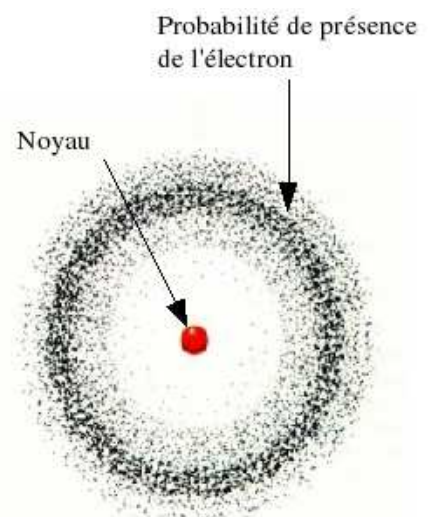
Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau tels des planètes autour du Soleil, d'où le nom de **modèle d'atome planétaire**.



En 1927, Erwin Schrodinger propose un modèle dans lequel les électrons n'ont plus de trajectoires bien définies mais des **zones de probabilité de présence** qui forment le nuage électronique.

Plus les points sont serrés, plus il y a de chances de trouver un électron dans cette zone.

De nombreuses recherches vont affiner ce modèle.

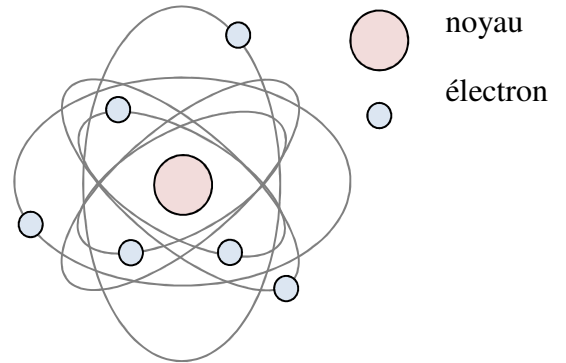


Nous retiendrons un modèle simple qui représente l'atome par un noyau, placé en son centre, autour duquel gravite(nt) un ou plusieurs électrons.

b) Les électrons

Les électrons, tous identiques, tournent autour du noyau à très grande vitesse sur des **trajectoires** que nous ne représenterons plus car elles sont **aléatoires**.

Chaque électron porte **une charge électrique négative élémentaire**, notée $-e$, qui est la plus petite charge connue.



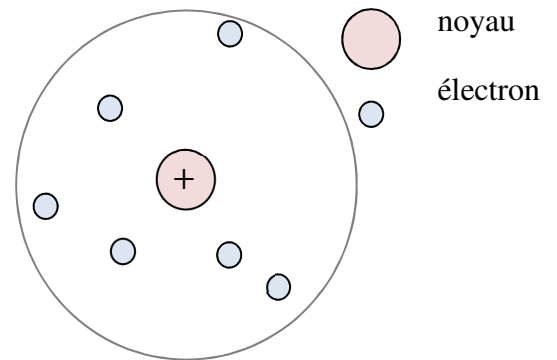
Chaque type d'atomes (carbone, oxygène, hydrogène etc.) est caractérisé par son nombre d'électrons.

Dans le modèle actuel, toutes les positions possibles des électrons autour du noyau forment le nuage électronique.

c) Le noyau

Le noyau est chargé positivement.

Son rayon est environ 100 000 fois plus petite que celui de l'atome.
Par analogie, si l'atome avait pour diamètre (double du rayon) la longueur d'un terrain de football (100 m), le noyau aurait 1 millimètre de diamètre !



L'atome est essentiellement constitué de vide.

Tous les atomes n'ont pas le même noyau !

La charge électrique et la masse varient suivant l'atome que l'on considère.

L'atome d'hydrogène possède le noyau le plus léger.

La masse d'un électron étant environ 2 000 fois plus petite que celle du noyau de l'atome d'hydrogène.

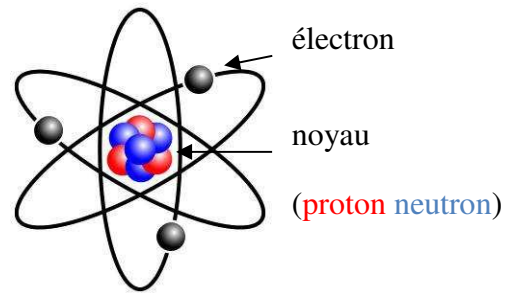
	rayon (en m)	masse (en kg)
atome	$\approx 10^{-10}$	10^{-27} à 10^{-25}
noyau	$\approx 10^{-15}$	10^{-27} à 10^{-25}
électron	<i>négligeable</i>	$\approx 10^{-30}$

La masse de tout atome est donc pratiquement concentrée dans son noyau.

d) Proton et neutron

Le noyau d'un atome est constitué de **protons** et de **neutrons** appelés nucléons qui ne sont pas des particules élémentaires.

Les neutrons sont électriquement neutres alors que les protons sont chargés positivement. Le nombre de protons de l'atome est caractérisé par le numéro atomique de l'élément chimique considéré, noté Z .



On en déduit que la charge positive d'un noyau, notée Q , est égale à la charge des Z protons qui le constituent, chacun de charge élémentaire e ($e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$) :

$$Q = Z \times e$$

Remarque :

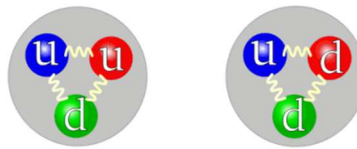
Bien que les neutrons et les protons constituent le noyau atomique, ces particules ne sont pas élémentaires.

En effet, les neutrons et les protons sont eux-mêmes constitués de quarks.

Un quark est une particule élémentaire qui se combine à un ou plusieurs autres quarks pour former des hadrons, famille de particules auquel les neutrons et les protons appartiennent.

proton

neutron



e) La représentation d'un atome

Le noyau d'un atome est constitué de protons et de neutrons appelés nucléons qui ne sont pas des particules élémentaires.

A
Z
X

A est le nombre de nucléons, c'est-à-dire la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

X est le symbole de l'atome considéré.

Z est le numéro atomique, c'est-à-dire le nombre de protons.

Le nombre de neutrons N d'un atome est donné par la relation : $N = A - Z$.

Exemples :

- l'élément chimique hydrogène H comporte 1 proton et 0 neutron (soit 1 nucléon) dans son noyau. Sa représentation est donc : 1_1H ;
- l'élément chimique oxygène O comporte 8 protons et 8 neutrons (soit 16 nucléons) dans son noyau. Sa représentation est donc : ${}^{16}_8O$.

Remarque 1 :

Des atomes ou des ions qui ont le même numéro atomique Z , mais des nombres de nucléons différents sont appelés isotopes.

Ainsi, les isotopes ont le même nombre de protons, mais des nombres de neutrons différents : ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ et ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ sont des isotopes.

Remarque 2 :

La masse d'un proton m_p et la masse d'un neutron m_n sont voisines. On écrit alors : $m_p \approx m_n = m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

La masse d'un électron, notée m_e a pour valeur $9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$, étant environ 2 000 fois plus petite que celle d'un nucléon.

Le noyau comportant A nucléons de masse m_n chacun, on en déduit :

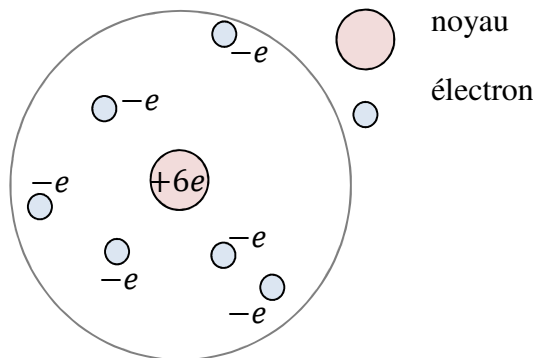
$$m = A \times m_{\text{nucléon}} = A \times m_n$$

Remarque 3 :

Il n'y a aucun lien entre le nombre de protons et le nombre de neutrons contenu dans un noyau.

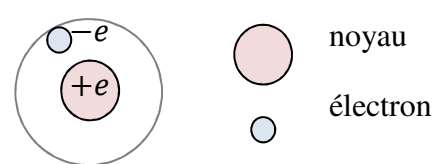
f) La charge électrique de l'atome

atome carbone C



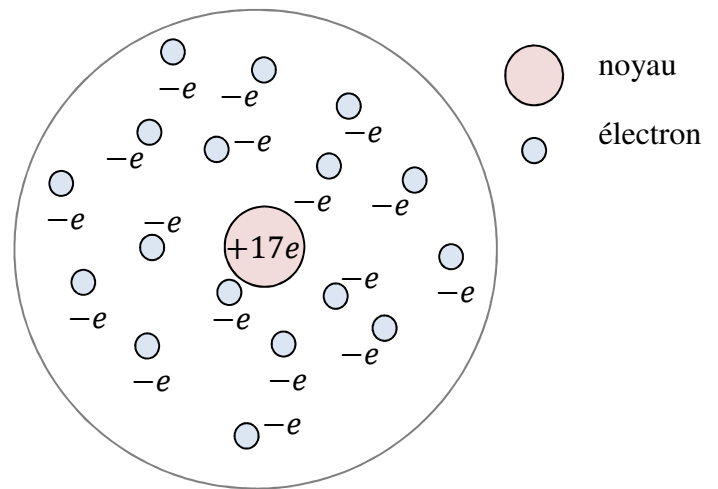
$$-6e + 6e = 0$$

atome hydrogène H



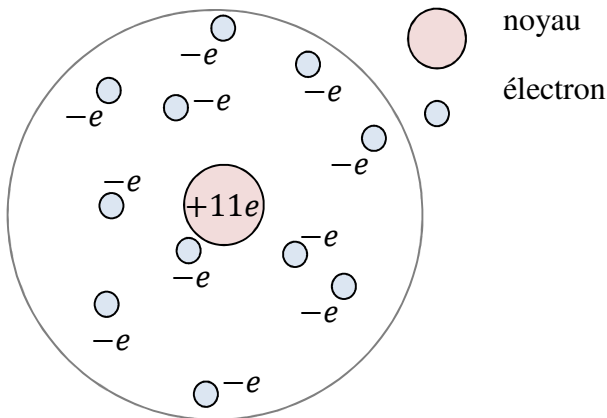
$$-e + e = 0$$

atome chlore Cl



$$-17e + 17e = 0$$

atome sodium Na



$$-11e + 11e = 0$$

Un atome n'est ni positif, ni négatif : il est électriquement neutre.

Le nombre de charges positives élémentaires portées par le noyau d'un atome est donc égale au nombre de charges négatives élémentaires présentes dans le cortège électronique, c'est-à-dire au nombre d'électrons.

La charge positive du noyau est opposée à l'ensemble des charges négatives des électrons.

Quelques exemples :

Elément chimique	Symbole	Nombre d'électrons	Nombre de protons
hydrogène	<i>H</i>	1	1
carbone	<i>C</i>	6	6
oxygène	<i>O</i>	8	8
aluminium	<i>Al</i>	13	13
chlore	<i>Cl</i>	17	17
fer	<i>Fe</i>	26	26
cuvire	<i>Cu</i>	29	29
zinc	<i>Zn</i>	30	30
or	<i>Au</i>	79	79

Remarque :

Dès l'instant où le nombre de charges positives n'est pas égal au nombre de charges négatives, on obtient un ion chargé positivement ou négativement.

g) Récapitulatif

Un atome est constitué d'un noyau (protons chargés positivement et neutrons non chargés), entouré d'électrons chargés négativement.

Un atome est électriquement neutre.

Par conséquent, un atome contient autant de protons que d'électrons, Z .

La structure d'un atome est dite lacunaire ; autrement dit, essentiellement constitué de vide.

La masse m d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau.

2) Répartition des électrons en couches

a) Les couches électroniques

En 1913, Niels Bohr propose un modèle atomique dans lequel les électrons se répartissent en couches électroniques dans l'état de plus basse énergie (fondamental).

Chaque couche électronique comporte des sous-couches, notée s et p , contenant chacune un nombre limité d'électrons :

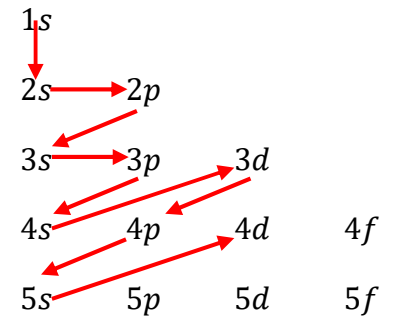
Couche	Sous-couche	Nombre maximal d'électrons	
1	1s	2	2
2	2s	2	8
	2p	6	
3	3s	2	8
	3p	6	

b) Remplissage en couche

Les électrons se répartissent sur les différentes couches électroniques selon des règles de remplissage précises appelées règles de Klechkowski.

Remarque :

Le remplissage se fait sur la $n - i\grave{e}me$ couche selon $2n^2$.



Les électrons remplissent progressivement les couches électroniques jusqu'au nombre maximal d'électrons qu'elle peut contenir, il y a saturation.

On remplit ainsi d'abord la couche 1, puis la couche 2 et pour finir la couche 3.

c) Configuration électronique d'un atome

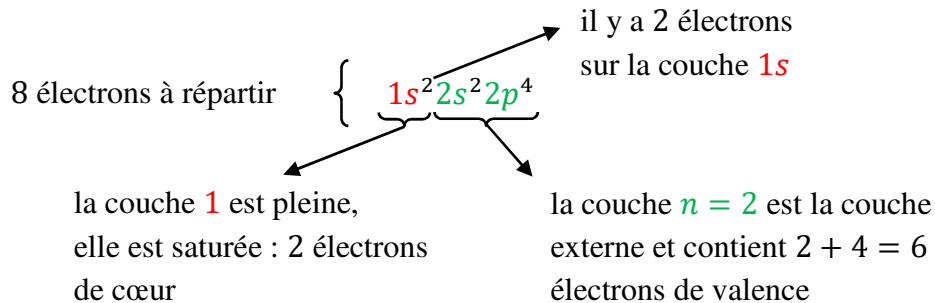
La configuration électronique d'un atome dans son état fondamental indique la répartition des électrons en précisant le numéro de la couche n suivi du nom de la sous-couche s ou p , puis du nombre d'électrons dans cette sous-couche.

La **dernière couche** de la structure électronique contenant des électrons est appelée **couche externe : ce sont les électrons de valence**.

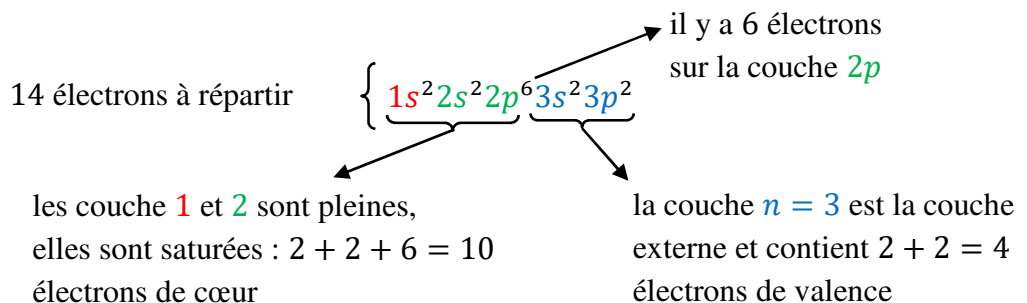
Les **autres couches** occupées par des électrons sont nommées **couches internes : ce sont les électrons de cœur**.

Exemples :

- la configuration de l'atome d'oxygène ${}^{16}_8O$ ($Z = 8$) dans l'état fondamental, qui contient 8 électrons est de :



- la configuration de l'atome de silicium ${}^{28}_{14}Si$ ($Z = 14$) dans l'état fondamental, qui contient 14 électrons est de :



Remarque :

Les électrons de valence d'un atome sont responsables de sa réactivité chimique.

d) Récapitulatif

Les Z électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques (notées $n = 1, 2, 3$, etc.), elles-mêmes composées d'une ou plusieurs sous-couches (notées s, p, d , etc.).

La répartition des électrons sur les différentes couches se nomme configuration ou structure électronique de l'atome.

Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent selon l'ordre suivant : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$.

Pour $Z \leq 18$, les électrons de valence sont ceux qui occupent la couche électronique de nombre n le plus élevé.

3) Le tableau périodique des éléments

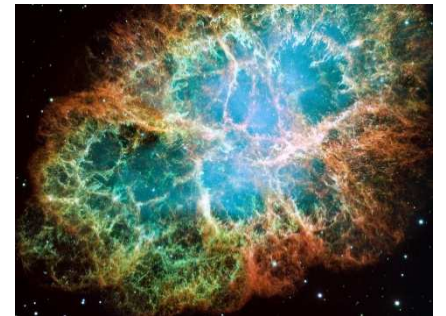
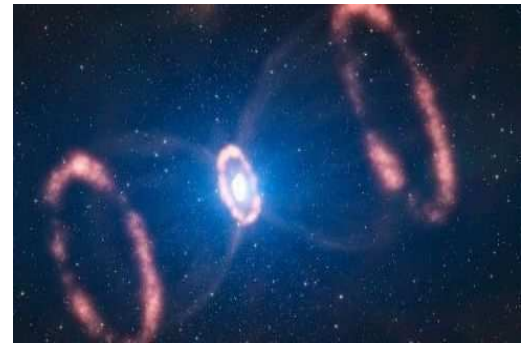
a) Origine des éléments chimiques

Selon la théorie du Big-Bang, le modèle aujourd'hui couramment admis, les premiers éléments, hydrogène et hélium, se sont assemblés il y a 13,7 milliards d'années.

Les éléments de numéro atomique plus élevé, comme le carbone, l'oxygène et le fer, sont ensuite nés au cœur des étoiles dans des conditions extrêmes de pression et de température.

En fin de vie, les étoiles les plus massives explosent et dispersent alors les éléments formés sous forme de nuages de poussière de gaz. Elles portent le nom de supernova.

Notre système solaire s'est formé par effondrement d'un tel nuage, il y a seulement 4,6 milliards d'années.



Toutes les entités chimiques (atomes ou ions) possédant le même numéro atomique Z appartiennent au même élément chimique.

Tout élément chimique est représenté par un symbole qui permet de l'identifier. Le symbole chimique est constitué d'une ou deux lettres provenant du nom de l'élément.

La première lettre est toujours en majuscule et la seconde toujours en minuscule.

Exemples :

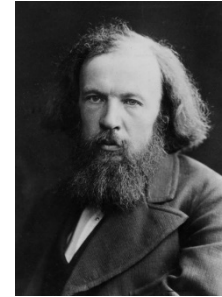
- l'élément fer a pour numéro atomique $Z = 26$ et pour symbole Fe .
Les écritures Fe , Fe^{2+} et Fe^{3+} désignent un atome de fer et des ions fer. Ils appartiennent à l'élément fer ;
- ${}^{54}_{26}Fe$ et ${}^{56}_{26}Fe$ sont les noyaux de deux atomes de fer différents mais comporte tous deux le même nombre de protons ($Z = 26$).

b) Les critères historiques de Mendeleïev

Au milieu du 19^{ème} siècle (1869), Mendeleïev utilise la masse des atomes pour les classer.

Il les « **range** » dans un tableau, par masse croissante, en regroupant des éléments présentant des **analogies de comportement**.

Pour expliquer certains **vides** dans son classement, il prédit alors avec succès l'existence d'éléments **non découverts** à son époque.



c) Le critère actuel de construction

Aux **92 éléments chimiques naturels** présents dans l'Univers s'ajoutent une trentaine d'éléments artificiels créés en laboratoire.

Les **118 éléments chimiques naturels ou artificiels** sont rangés en ligne par **numéro atomique Z croissant**.

Le remplissage progressif d'une ligne correspond au remplissage progressif d'une couche électronique.

Un changement de ligne s'effectue régulièrement lorsqu'une nouvelle couche électronique commence à être occupée.

Les lignes sont aussi appelées périodes.

La 1^{ère} ligne correspond à la couche $n = 1$: elle contient 2 éléments.

La 2^{ème} ligne correspond à la couche $n = 2$: elle contient 8 éléments.

La 3^{ème} ligne correspond à la couche $n = 3$: elle contient 8 éléments.

H																					He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	57-71	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	89-103	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo				
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

 1^{re} ligne : si le numéro de la **couche de valence** est 1

 2^e ligne : si le numéro de la **couche de valence** est 2

 3^e ligne : si le numéro de la **couche de valence** est 3

d) Notion de famille chimique

On nomme par famille chimique :

- les éléments d'une même colonne de la classification périodique ont des propriétés chimiques semblables ;
- les éléments d'une même famille possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

Exemple 1 :

La famille des halogènes est constituée des éléments de la 17^{ème} colonne, l'avant-dernière colonne du tableau périodique qui comporte tous 7 électrons de valence.

Les plus connus de ses éléments sont le fluor, le chlore, le brome et l'iode.

Exemple 2 :

La famille des gaz nobles est constituée des éléments de la 18^{ème} colonne, la dernière de la classification périodique.

Les plus connus de ses éléments sont l'hélium, le néon et l'argon.

Ils existent sous forme monoatomique et présentent une grande inertie chimique.

e) Récapitulatif

Dans une même ligne, les atomes des éléments ont les mêmes couches électroniques occupées.

Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

La classification périodique actuelle compte 18 colonnes et 7 lignes.

II - Quantités d'espèces chimiques

1) La mole

a) Du macroscopique au microscopique

Exemple :

Au niveau microscopique, un mousqueton en aluminium est formé d'atomes.

Au niveau macroscopique (à l'échelle humaine), on peut mesurer sa masse $m = 41 \text{ g}$.



Or la masse d'un atome d'aluminium est $m_a = 4,484 \times 10^{-26} \text{ kg}$.

On en déduit que le nombre d'atomes d'aluminium dans un mousqueton est de :

$$\begin{aligned} N &= \frac{m}{m_a} \\ N &= \frac{41 \times 10^{-3}}{4,484 \times 10^{-26}} \\ N &\approx 9,1 \times 10^{23} \end{aligned}$$

Le nombre d'atomes contenu dans ce mousqueton est d'environ $N \approx 9,1 \times 10^{23}$.

Ce nombre, extrêmement grand est difficile à mesurer avec précision.

Pour faciliter ce décompte, les « entités » sont regroupées en « paquets », appelés « moles ».

Remarque :

L'étude faite avec des atomes peut se généraliser à celle des molécules ou encore des ions. C'est pourquoi on utilisera le terme « entités chimiques » regroupant les molécules, les atomes, les ions etc.

b) La mole : unité de quantité de matière

Pour faciliter le comptage d'un grand nombre d'objet identiques (feuilles de papier, agrafes, grains de riz etc.), ceux-ci sont regroupés en paquets.

De la même manière, en chimie, les atomes, les molécules, les ions etc. sont regroupés en « paquets de matière ».

Les chimistes et les physiciens utilisent une grandeur adaptée à leur échelle appelée quantité de matière, notée n dont l'unité est la mole, de symbole « mol ».

Une mole d'entités est un « paquet » de $6,02 \times 10^{23}$ entités.

On peut aussi utiliser des sous-multiples de la mole :

- la millimole ($mmol$) telle que : $1\ mmol = 10^{-3}\ mol$;
- la micromole (μmol) telle que : $1\ \mu mol = 10^{-6}\ mol$.

c) La constante d'Avogadro

D'après la définition de la mole, le nombre N d'entités dans un système chimique est proportionnel à la quantité de matière n de ce dernier tel que :

$N = n \times N_A$	$\begin{array}{l} N \text{ sans unité} \\ n \text{ en mol} \\ N_A \text{ en mol}^{-1} \end{array}$
--------------------	--

N_A représente le nombre d'entités par mol , appelée constante d'Avogadro, et a pour valeur $N_A = 6,02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$.

Remarque :

L'unité mol^{-1} signifie qu'il y a $6,02 \times 10^{23}$ entités par mole.

Autrement dit, dans un paquet de matière, on trouve $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Exemples :

- ainsi, 2 moles de molécules de diiode correspondent à $12,04 \times 10^{23}$ de molécules de diiode ;
- dans $n = 1,25\ mol$ de carbone, il y a $N = 1,25 \times 6,02 \times 10^{23} = 7,53 \times 10^{23}$ atomes de carbone ;

- dans le mousqueton étudié précédemment, le nombre d'atomes d'aluminium était $N \approx 9,1 \times 10^{23}$.

On détermine la quantité de matière en aluminium contenu dans l'échantillon :

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{9,1 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} \approx 1,5 \text{ mol.}$$

d) Récapitulatif

La quantité de matière est une grandeur qui correspond au nombre d'atomes, d'ions ou de molécules identiques contenus dans un échantillon.

Elle est généralement notée avec la lettre n .

Son unité est la mole, de symbole mol .

Une mole de molécules (ou d'ions ou d'atomes) est un ensemble de $6,02 \times 10^{23}$ molécules (ou ions ou atomes) identiques.

Cette constante universelle est la constante d'Avogadro, notée N_A dont l'unité est mol^{-1} .

2) De la masse molaire à la quantité de matière

a) Masse molaire atomique

Par définition, la masse d'une mole d'atomes de carbone 12 (isotope $^{12}_6C$), qui contient 12 nucléons, est égale à 12,00 g.

En réalité, un échantillon d'atomes d'un même élément à l'état naturel est presque toujours un mélange d'isotopes qui, par définition, ont des nombres de nucléons A différents, donc des masses différentes.

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel, c'est-à-dire compte tenu de tous les isotopes et de leur abondance relative.

Pour un élément X , elle se note M_X , et s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.

Remarque :

Les masses molaires atomiques sont indiquées dans la classification périodique des éléments. Elles sont souvent données avec une décimale, mais elles sont en réalité connues avec une grande précision.

Exemple :

Dans un échantillon d'atomes de cuivre (Cu), à l'état naturel, on trouve 69,1 % de l'isotope $^{63}_{29}Cu$ et 30,9 % de l'isotope $^{65}_{29}Cu$.

La masse molaire de l'élément cuivre est par conséquent :

$$M_{Cu} = 0,691 \times 63 + 0,309 \times 65 = 63,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire de l'élément chimique cuivre (Cu) est $M_{Cu} = 63,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de ses molécules.

Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes présents dans la molécule et s'exprime également en $g \cdot mol^{-1}$.

Exemple :

L'urée a pour formule brute CH_4N_2O .

Les masses molaires des éléments sont de $M_C = 12,0 g \cdot mol^{-1}$ pour le carbone, de $M_H = 1,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'hydrogène, de $M_N = 14,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'azote et $M_O = 16,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'oxygène, on en déduit :

$$\begin{aligned}M_{CH_4N_2O} &= M_C + 4 \times M_H + 2 \times M_N + M_O \\M_{CH_4N_2O} &= 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 14,0 + 16,0 \\M_{CH_4N_2O} &= 60,0 g \cdot mol^{-1}\end{aligned}$$

La masse molaire d'une molécule d'urée est $M_{CH_4N_2O} = 60,0 g \cdot mol^{-1}$.

c) Masse molaire ionique

La masse molaire d'un ion monoatomique est la masse d'une mole de cet ion et s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.

La masse des électrons étant négligeable devant celle de l'atome, on considère que la masse molaire d'un ion monoatomique est égale à la masse molaire atomique de l'élément correspondant.

Exemple :

L'atome de chlore a une masse molaire de $M_{Cl} = 35,5 g \cdot mol^{-1}$ et donne en solution aqueuse l'ion $Cl_{(aq)}^-$.

La masse molaire de l'ion $Cl_{(aq)}^-$ est donc de $35,5 g \cdot mol^{-1}$ également.

Ceci se généralise aux ions polyatomiques.

La masse molaire d'un ion polyatomique est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments présents dans l'ion.

Exemple :

L'ion permanganate en solution aqueuse a pour formule $MnO_4^-_{(aq)}$.

Les masses molaires des éléments sont de $M_{Mn} = 54,9 g \cdot mol^{-1}$ pour le manganèse et de $M_O = 16,0 g \cdot mol^{-1}$ pour l'oxygène, on en déduit :

$$\begin{aligned}M_{MnO_4^-_{(aq)}} &= M_{Mn} + 4 \times M_O \\M_{MnO_4^-_{(aq)}} &= 54,9 + 4 \times 16,0 \\M_{MnO_4^-_{(aq)}} &= 118,9 g \cdot mol^{-1}\end{aligned}$$

La masse molaire de l'ion permanganate est $M_{MnO_4^-_{(aq)}} = 118,9 g \cdot mol^{-1}$.



d) Relation entre masse et quantité de matière

D'après la définition de la masse molaire M , la masse m d'un échantillon d'une espèce chimique et la quantité de matière n correspondante sont reliées par la relation :

$$m = n \times M \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en g.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

Exemple :

La quantité de matière contenue dans 5,0 g d'eau de masse molaire $M_{H_2O} = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$ est de :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{5,0}{18,0} \approx 0,28 \text{ mol}$$

La quantité de matière contenue dans 5,0 g d'eau est environ $n_{H_2O} \approx 0,28 \text{ mol}$.

e) Cas des liquides purs

Compte tenu de l'expression de la masse volumique ($m = \rho \times V$), il est possible de déterminer la quantité n d'entités dans un échantillon de masse m , constitué d'une espèce de masse volumique ρ et de masse molaire M , est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} \quad \left| \begin{array}{ll} n \text{ en mol} & V \text{ en L} \\ m \text{ en g} & \rho \text{ en g.L}^{-1} \\ M \text{ en g.mol}^{-1} & \end{array} \right.$$

Remarque :

Les précautions à prendre sont celles des unités des différentes grandeurs. L'expression littérale de la quantité de matière sera la même si l'on exprime ρ en $kg.L^{-1}$ et V en L par exemple.

e) Récapitulatif

La masse d'une mole d'atomes, d'ions ou de molécules identiques, est appelée masse molaire, et est notée M .

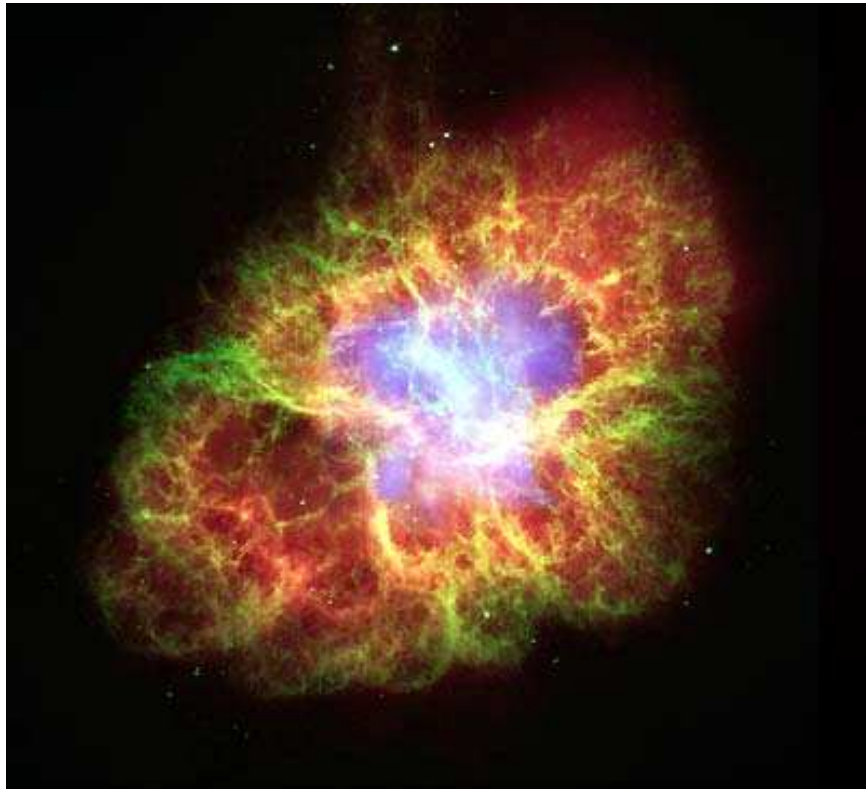
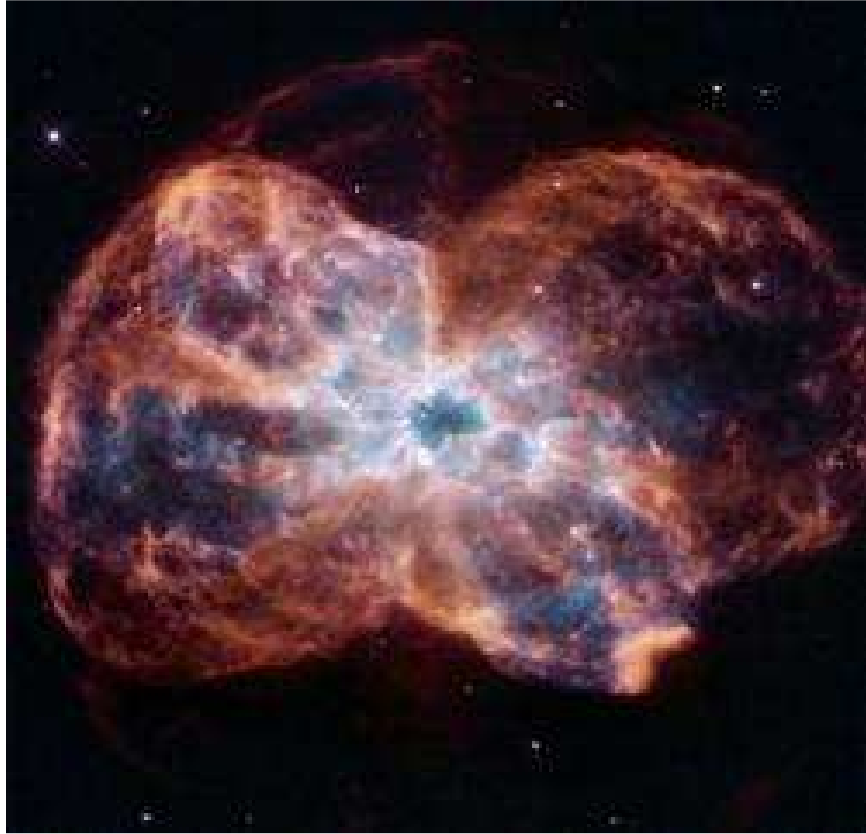
Son unité est le gramme par mole, notée $g.mol^{-1}$.

La masse molaire se calcule de différentes façons :

- **la masse molaire d'un atome est donnée dans la classification périodique. C'est aussi la masse d'un seul atome multipliée par la constante d'Avogadro ;**
- **la masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires des atomes qui la constitue ;**
- **la masse molaire d'un ion monoatomique est la même que celle de l'atome correspondant.**

ANNEXES

EXPLOSION D'ETOILE



AMEDEO AVOGADRO (1776 – 1856)



CARTE MENTALE

