

Chapitre 1 : La structure de la matière

La matière est constituée de petites particules invisibles à l'œil nu :

- Un atome est constitué d'un autour duquel gravitent des
- Une est constituée de plusieurs atomes.

I. Les atomes

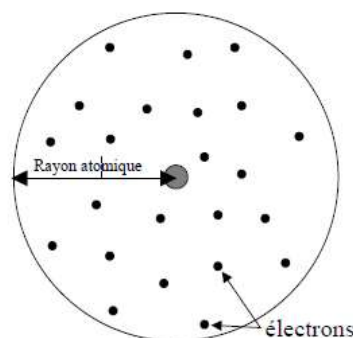
1. Définition, symbole

L'atome est la plus partie d'un élément qui puisse exister. Il existe une d'atomes différents. Chaque atome a son symbole : une majuscule suivie éventuellement d'une minuscule. Il existe environ 110 éléments chimiques. Un même élément peut avoir plusieurs entités chimiques (atomes, ions).

C : Carbone H : Hydrogène O : Oxygène N : Azote

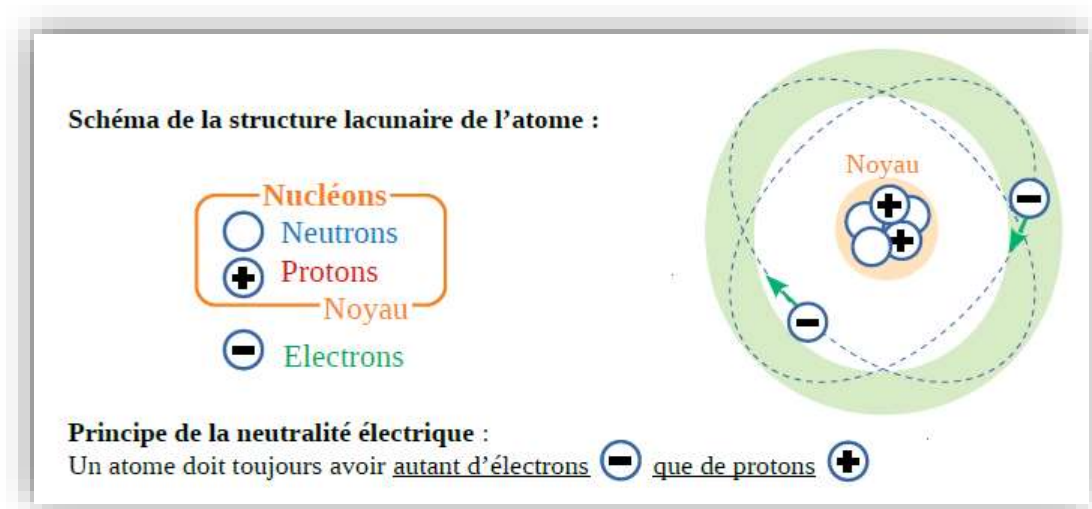
2. Représentation d'un atome

Un atome est constitué d'un noyau sphérique central, autour duquel gravitent des électrons. Ce modèle permet de décrire de façon simple l'atome. C'est le modèle de Rutherford (1910). On représente l'atome par une sphère, son rayon atomique a un ordre de grandeur de 10^{-10} m (0,1nm).



3. Structure d'un atome

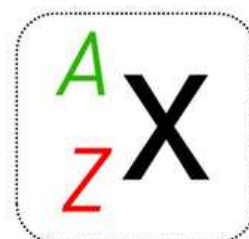
Les atomes se distinguent par le nombre de particules (protons, neutrons, électrons) qui les composent. Ils sont électriquement neutres. Un atome comporte un noyau et électrons (charge $-Ze$).



A nucléons dans le noyau : Z protons (charge $+Ze$) et N neutrons (pas de charge)

Représentation d'un atome appartenant à l'élément chimique de symbole X :

(avec Z caractéristique de l'élément X)



Remarque : ${}^A_Z X$ et ${}^A_Z X$ sont deux atomes isotopes (même élément chimique car même Z mais pas le même N)

II. La classification périodique des éléments

1. Le tableau

Les éléments chimiques y sont rangés par numéros atomiques (Z)

hydrogène H 1							hélium He 2
lithium Li 3	béryllium Be 4	bore B 5	carbone C 6	azote N 7	oxygène O 8	fluor F 9	néon Ne 10
sodium Na 11	magnésium Mg 12	aluminium Al 13	silicium Si 14	phosphore P 15	soufre S 16	chlore Cl 17	argon Ar 18

2. Les périodes

Les lignes sont appelées

On entame une nouvelle période lorsqu'on commence à remplir une nouvelle « couche ».

3. Les colonnes

Les colonnes forment des d'éléments : les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons externes (le nombre d'électrons externes conditionne en grande partie les propriétés chimiques des éléments).

III. Les molécules

1. Définition

Tous les atomes sont dotés d'un certain nombre de liaisons. Un atome ne se trouve jamais seul. En effet, pour parvenir à une situation stable les atomes se lient de façon à ce qu'il ne reste plus de liaisons libres. L'ensemble stable formé de plusieurs atomes est appelé molécule. Une molécule est une entité chimique formée de plusieurs atomes liés entre eux.

2. Formule brute

Elle indique le nombre invariant d'atomes de chacun des éléments qui la constitue



Exemple : NH_3 : la molécule est constituée de atomes d'hydrogène unis à atome d'azote.

Exemple : H_2O : la molécule est constituée de atomes d'hydrogène unis à atome d'oxygène.



3. Les alcanes

Les hydrocarbures saturés font partie de la famille des alcanes. La formule générale des alcanes à chaîne carbonée linéaire est : C_nH_{n+2} . Si n est inférieur à 5 les alcanes sont sous forme gazeuse, si n est supérieur à 5 ils sont sous forme liquide.

- Le méthane : CH_4 . C'est l'élément le plus connu et aussi le constituant principal des gaz naturels (de 83 à 98%).
- L'éthane : C_2H_6 . Il vient après le méthane, il se trouve entre 3 et 10% dans les gaz naturels.
- Le propane : C_3H_8 . C'est un gaz extrait du pétrole
- Le butane : C_4H_{10} . C'est aussi un gaz de pétrole, qui entre à raison de 69% dans la composition du butane commercial.
- Le pentane : C_5H_{12} . C'est un gaz lourd peu utilisé.
- L'hexane : C_6H_{14} . C'est un solvant ou une essence légère.
- L'heptane : C_7H_{16} . C'est un solvant ou une essence légère.
- L'octane : C_8H_{18} . C'est l'essence de traction automobile
- etc le dodécane $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ gazole.

IV. La quantité de matière

1. Définition de la mole

Pour éviter d'employer des nombres gigantesques en dénombrant atomes, molécules, électrons, les chimistes les comptent en !

Une mole contient N_A entités. N_A est le nombre d'Avogadro

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

La mole est l'unité de de matière (symbole : mol)

Exemples : 1 mole de protons, 1 mole d'électrons, 1 mole d'atomes, 1 mole d'ions, 1 mole de molécules, ...

1 mole de bonbons, c'est bonbons.

La quantité de matière notée n se calcule, elle ne se mesure pas...il n'y a pas de « *molmètre* ».

2. Masse molaire

La masse molaire M d'une substance est la masse d'une mole de cette substance. Dans le Système International d'unités, elle s'exprime en kilogrammes par mole (kg/mol), mais on l'exprime plus couramment en grammes par mole (g/mol ou $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). La valeur de la masse molaire atomique de chaque élément se trouve dans leur case du tableau périodique.

3. La relation entre la masse molaire, la masse et le nombre de moles

La masse molaire (M) d'une substance correspond à la masse (m) de la substance par rapport à un nombre de moles (n). D'où la relation :

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

M : masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

m : masse en g

n : quantité de matière en mol

4. La masse molaire atomique

On connaît la masse molaire de chaque atome. La valeur de la masse molaire atomique de chaque élément se trouve dans le tableau périodique :

Masse molaire atomique (g/mol)							
H Hydrogène 1							He Hélium 4
Li Lithium 6,9	Be Béryllium 9	B Bore 10,8	C Carbone 12	N Azote 14	O Oxygène 16	F Fluor 19	Ne Néon 20,2
Na Sodium 23	Mg Magnésium 24,3	Al Aluminium 27	Si Silicium 28,1	P Phosphore 31	S Soufre 32,1	Cl Chlore 35,5	Ar Argon 39,9
K Potassium 39,1	Ca Calcium 40,1						

Exemple : Un chimiste dispose de 7,98 g d'un échantillon de gaz et sait que cet échantillon contient 0,2 mol de ce gaz.

1. Calcule la masse molaire de ce gaz.
2. En déduis de quel gaz il pourrait s'agir.

5. Le calcul de la masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments chimiques constituant la molécule. L'unité est toujours le gramme par mole, notée $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exemple : la masse molaire de la molécule d'eau H_2O est

$$M(\text{H}_2\text{O}) = \dots\dots\dots$$

la masse molaire de la molécule de dioxyde de carbone CO_2 est

$$M(\text{CO}_2) = \dots\dots\dots$$

6. Le volume molaire

Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz, quelque soit le type de gaz, à une température et une pression précise. Il s'exprime en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

7. La relation entre le volume molaire, le volume et le nombre de moles

Selon la loi d'Avogadro, le volume d'un gaz est directement proportionnel à sa quantité de matière en mole pour des conditions de température et de pression constantes et ce, peu importe le gaz considéré.

L'espace qu'occupe un gaz ne dépend donc pas de sa nature. Il est déterminé par la quantité de particules qu'il contient.

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

V : volume molaire en litre par mole ($\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$)

V : volume en litre (L)

n : nombre de moles en moles (mol)

Le volume molaire est indépendant de la nature du gaz, il ne dépend que de la température et de la pression.

Très important : à température et pression fixées, tous les gaz possèdent le même volume molaire. Des mesures expérimentales ont permis de déterminer le volume molaire d'un gaz aux conditions expérimentales normales (TPN et TAPN) ; à $T = 20^\circ\text{C}$ et $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$: $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Conditions expérimentales	Température	Pression	Volume molaire
TPN (température et pression normales)	0°C ou 273 K	101,3 kPa	22,4 L/mol
TAPN (température ambiante et pression normale)	25°C ou 298 K	101,3 kPa	24,5 L/mol

Exemple : On dispose d'un volume de 11,2 L de dioxygène (O_2) mesuré dans les conditions normales de température et de pression (CNTP).

1. Calcule la quantité de matière n de dioxygène contenu dans ce volume.
2. Quelle masse de dioxygène cela représente ? Donnée : masse molaire du dioxygène $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$