

1. définition de l'atome

c'est la plus petite partie d'un corps simple (élément) pouvant entrer en réaction avec un autre corps simple pour donner un corps composé.

exemple:

- b) - définition de la mole:

on appelle mole d'un corps pur la masse d'un système constitué par N molécules de ce corps.

exemple:

- Une mole de molécules $\rightarrow N$ molécules.
- Une mole d'atomes $\rightarrow N$ atomes.
- Une mole de particule $\rightarrow N$ particules.

a) définition de nombre d'avogadro:

- on appelle nombre d'avogadro N le nombre de molécules contenues dans 22,4 litres d'un gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression ($T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$, $p = 1\text{atm}$).

Les différentes mesures physiques ont conduit à $N = 6,02 \times 10^{23}$ ~~par~~ déterminé.

c) - L'unité de masse atomique (u_{ma}):

On remarque qu'il est peu commode d'utiliser le gramme (g) ou le kilogramme (kg) comme unité de masse dans l'expression des masses des atomes ou des molécules. On définit une nouvelle unité de masse: l' u_{ma} (Unité de masse atomique) de la façon suivante:

$1 u_{ma} = \frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone 12.

$$12 \text{ g de } ^{12}\text{C} = 12 \text{ Uma} \times K$$

$$1 \text{ Uma} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{K} = \frac{1}{K} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

- Remarque:

La masse d'une molécule exprimée en Uma est numériquement égale à la masse d'une mole exprimée en gramme.

exemple: pour le ^{12}C

- Masse atomique = 12 Uma .

- Masse Molaire (Moléculaire) = 12 g .

2) Lois fondamentales de la chimie (lois pondérales):

1^{ère} loi: Loi de conservation de masse (Lavoisier - 1771):

« La masse d'un système isolé reste constante quelque soit les transformations chimiques dont il est le siège »

exemple: $2 \text{ g H}_2 + 16 \text{ g O}_2 \rightarrow 18 \text{ g d'eau (H}_2\text{O)}$

2^{ème} loi: Loi de conservation des éléments (Lavoisier - 1771):

« La nature et les masses des divers éléments que l'on peut extraire d'un système sont invariables quelque soit les transformations chimiques et physiques qu'il subit »

exemple: $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

3^{ème} loi: Loi des proportions définies (Proust 1801):

« Dans une espèce chimique définie, les proportions en poids des éléments combinés sont invariables »:

exemple: $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

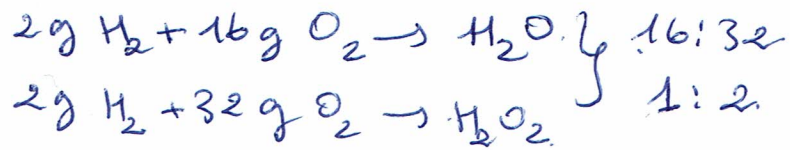
$$\text{H}_2 = \frac{2}{18} = 11,12\%$$

$$\text{O}_2 = \frac{16}{18} = 88,88\%$$

4^{ème} loi: loi des proportions multiples (Dalton 1803):

« lorsque 2 éléments donnent plusieurs composés, les diverses masses de l'un, qui se combinent à une même masse de l'autre sont entre elles dans un rapport simple ».

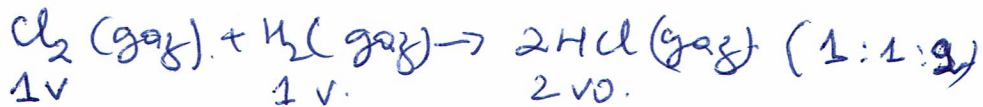
exemple:



5^{ème} loi: loi des combinaisons en volume (Gay-Lussac 1809):

« Quand deux gaz réagissent entre-eux, les volumes sont dans un rapport simple ».

exemple:



remarque:

Dans une réaction chimique lorsque les composés sont gazeux il est plus simple de raisonner sur les volumes que sur les masses, car celles-ci ne sont pas toujours dans un rapport simple.

I. L'Atome:

~~Les atomes sont des "petit grain de matière" qui constituent la matière, l'atome est un système complexe que l'on va étudier à l'aide d'un modèle simple~~

II. A structure de l'Atome:

Un Atome est constitué d'un noyau sphérique central, autour duquel gravitent des électrons.
Le 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 (0.1 nm). (1 Å)

II. B. noyau:

Le noyau a un rayon de l'ordre de 10^{-15} m (1 fermi), c'est à dire 100 000 fois plus petit que l'atome.

Il est constitué de nucléons:

- les protons.
- les neutrons.

II. B. 1: les protons (p)

Les protons ont une charge électrique positive de valeur égale à $e = 1.6 \times 10^{-19}$ C, c'est la plus petite charge électrique qui puisse porter une particule (charge élémentaire).

Les protons ont une masse égale à 1.673×10^{-27} kg, notée m_p .
 $m_p = 1.0071 \text{ u.m.a.}$

II. B. 2: les neutrons (n)

Les neutrons sont électriquement neutres.

Les neutrons ont une masse égale à 1.675×10^{-27} kg, notée m_n .

II. C: les électrons (e)

$m_e = 1.0083 \text{ u.m.a.}$

les électrons possèdent une charge électrique négative de valeur : $e^- = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

leur masse est environ 1800 fois plus petite que celle des nucléons ($m_{e^-} = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$). ($m_p = 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$) ($m_n = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$)

II - 1 : Composition de l'atome :

les atomes se distinguent par le nombre de particules (protons, neutrons, électrons) qui les composent.

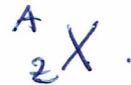
les atomes sont électriquement neutres.

- Représentation symbolique :

chaque atome est caractérisé par deux nombres.

le numéro atomique, noté Z ; il correspond au nombre de protons contenus dans le noyau, il est aussi appelé nombre de charge.

le nombre de nucléons, noté A ; il correspond au nombre de protons et de neutrons.



présent dans le noyau, il est aussi appelé ~~le~~ nombre de masse :

exemple : ${}^{12}_6 \text{C}$

le Carbone possède un numéro atomique $Z=6$, cela signifie que son noyau possède 6 protons.

son nombre de masse A est 12 ; donc son nombre de neutrons est : $A - Z = 12 - 6 = 6$ neutrons.

II - 1.1 : Nombre d'électrons :

Un atome isolé est électriquement neutre : La somme des charges électriques des particules est nulle, la charge du noyau est $+Ze$ (c'est pour cela Z est appelé nombre de charge) la charge des électrons doit donc être $-Ze$

Un électrons ayant une charge $-e$, l'atome possède autant d'électrons que de protons, c'est à dire Z électrons.

Exemple:

le carbone possède 6 protons, il a donc 6 électrons.

II - D.2 : masse d'un atome:

La masse d'un atome est approximativement égale à la somme de la masse des particules qui le composent:

$$m_{\text{atome}} \simeq Z m_p + (A - Z) m_N + Z m_e$$

On sait que la masse de l'électron est négligeable devant celle d'un nucléon, on va donc simplifier le calcul de la masse d'un atome en ne prenant en compte que les nucléons et en remarquant qu'elle est proportionnelle au nombre de nucléons A (d'où le nom de nombre de masse)

$$m_{\text{atome}} \simeq Z m_p + (A - Z) m_N \simeq A m_{\text{nucléon}}$$

Exemple:

Calcul la masse d'un atome de carbone

$$m_c \simeq 6 m_p + (12 - 6) m_N +$$

$$m_c \simeq 6 \times 1,673 \times 10^{-27} + (12 - 6) \times 1,675 \times 10^{-27} +$$

$$m_c \simeq 2,0088 \times 10^{-26} \text{ kg} \simeq 2,009 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

$$m_c \simeq 12 \times m_{\text{nucléon}} \Rightarrow m_c = 12 \times 1,674 \times 10^{-27} \Rightarrow m_c \simeq 2,0088 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

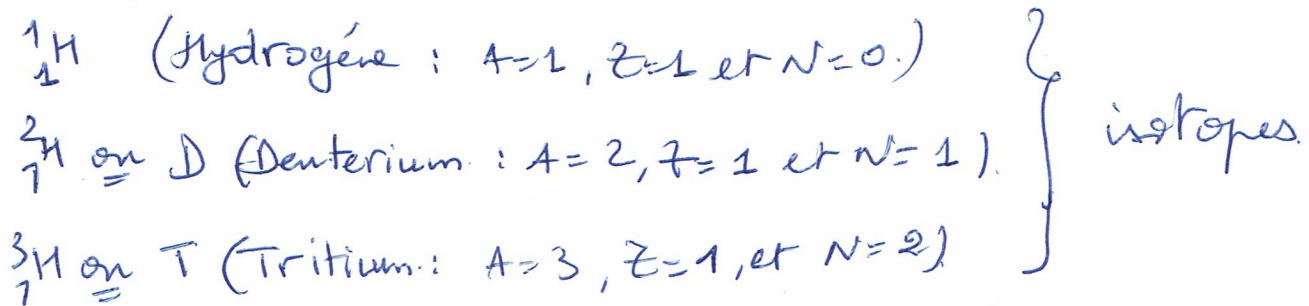
$$m_{\text{nucléon}} \simeq \frac{m_p + m_N}{2} \simeq 1,674 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

I-E- les isotopes:

A partir des nombres A , Z et N on peut définir un certain nombre de termes:

- isotones: même nombre de Neutrons (N)
- isobares: même nombre de nucléon (A) mais avec des nombres de protons et de neutrons différents; les noyaux ont sensiblement la même masse.
- isélectronique: même nombre d'électrons.
- isotopes: même nombre de protons (Z). (isotopes d'un même élément).

exemple:



remarque:

On constate que la valeur de Z définit non seulement le nombre de protons, mais aussi l'élément chimique.

* La masse atomique (M) d'un élément est liée à la masse des atomes (M_i) de ces isotopes par la relation $M = \sum x_i M_i$, où x_i est la fraction atomique de l'isotope i .
 x_i est appelée abondance relative (ou abondance naturelle) de l'isotope i $x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$, $\sum x_i = 100\%$ avec n_i nombre d'atome ou de mole de l'isotope i ; et $\sum n_i = n_T$: nombre totale d'atome ou de moles des isotopes de l'élément.

exemple:

Exemple:

	A=12	A=13	A=14	A=15	A=16	A=17	A=18
Carbone (Z=6)	98,9%	1,1%	Trace				
Azote (Z=7)			99,6%	0,4%			
Oxygène (Z=8)					99,8%	0,2%	0,15%

II-F Énergie de cohésion du noyau:

La masse des nucléons, pris séparément, est toujours supérieure à celle de noyau. Le défaut de masse (Δm):

$$\Delta m = |m_{\text{noyau}} - (\sum m_p + \sum m_n)| \approx |m_{\text{atome}} - (\sum m_p + \sum m_n)|$$

est transformé en énergie selon la relation $E = \Delta m c^2$

où c est la vitesse de la lumière (3×10^8 m/s)

E représente l'énergie de cohésion du noyau.

remarque:

l'énergie correspondante au défaut de masse de 1 u.a. soit:

$$E = 1,66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2 = 1,494 \times 10^{-10} \text{ joules ; soit } E = 931 \text{ MeV}$$

Conclusion: pour un noyau:

$$E(\text{joules}) = \Delta m(\text{kg}) \times c^2(\text{m/s})$$

$$E(\text{MeV}) = \Delta m(\text{u.a.}) \times 931(\text{MeV/u.a.})$$

Pour une mole: $E(\text{joules}) = E_{\text{noyau}}(\text{j}) \times N$

$$E(\text{joules}) = \Delta m(\text{kg}) \times c^2(\text{m/s})$$

$$E(\text{MeV}) = E_{\text{noyau}}(\text{MeV}) \times N$$

Les unités de l'énergie utilisées sont: MeV, J, cal, erg.

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} ; 1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J} ; 1 \text{ J} = 10^7 \text{ erg}$$

La comparaison de la stabilité des noyaux se fait sur la base des rapports $\frac{E}{A}$, A étant la somme des nucléons.

Exemple:

$${}^3_1\text{H}: \frac{E}{A} = 2,71 \text{ MeV/nucleon.}$$

$${}^{238}_{92}\text{U}: \frac{E}{A} = 7,57 \text{ MeV/nucleon.}$$

le noyau de ${}^{238}_{92}\text{U}$ est plus stable que celui de ${}^3_1\text{H}$.