

Chapitre 3 : Des atomes, des ions et des molécules au service du diagnostic médical.

I. L'atome.

1. Modèle de l'atome.

L'atome électriquement neutre est constitué d'un **noyau de charges positives** et d'**électrons de charges négatives** qui tournent autour du noyau. Le noyau est formé de nucléons (les **protons** de charges positives et les **neutrons** de charges neutres).

Pour représenter un atome X, on utilise le symbole A_ZX .

- A est le nombre de masse ; il représente le nombre de nucléons (protons et neutrons)
- Z est le nombre de charge ou numéro atomique ; il représente le nombre de protons

L'hydrogène : 1_1H le cuivre : ${}^{63}_{29}Cu$ le chlore : ${}^{35}_{17}Cl$

Savoir que l'atome est électriquement neutre.

2. Les constituants de l'atome.

L'atome est formé de trois types de particules : les électrons, les protons et les neutrons.

Pour représenter un atome X, on utilise le symbole A_ZX .

- Z représente le nombre de protons
- Le nombre de neutrons est donné par : $A-Z$
- Le nombre d'électrons est égal au nombre de proton dans un atome.

Exemple : le cuivre ${}^{63}_{29}Cu$ est composé de 29 protons, 34 ($63-29=34$) neutrons et 29 électrons

a) Les électrons

L'électron est chargé négativement, chaque électron a une charge notée : $-e$
 e est appelé la charge élémentaire est sa valeur est une constante : $1,6 \cdot 10^{-19} C$.

b) Le noyau

Le noyau est formé de nucléons : les protons et les neutrons.

- Le proton est chargé positivement, chaque proton a une charge notée $+e$
- Le neutron n'est pas chargé (charge nulle).

Le noyau est chargé positivement (les protons) et le nuage électronique est chargé négativement (les valeurs se compensent).
Un atome est électriquement neutre.

Connaître et utiliser le symbole A_ZX .
 Connaître le symbole de quelques éléments.
 Connaître la constitution d'un atome et de son noyau.

Les principaux atomes ...

	Z	A
Aluminium	Al	13 27
Argent	Ag	47 108
Argon	Ar	18 40
Azote	N	7 14
Beryllium	Be	4 9
Bore	B	5 11
Brome	Br	35 80
Carbone	C	6 12
Chlore	Cl	17 36
Cuivre	Cu	29 63
Fer	Fe	26 56
Fluor	F	9 19

Helium	He	2	4
Hydrogène	H	1	1
Lithium	Li	3	7
Magnésium	Mg	12	24
Néon	Ne	10	20
Nickel	Ni	28	59
Or	Au	79	197
Oxygène	O	8	16
Phosphore	P	15	31
Silicium	Si	14	28
Sodium	Na	11	23
Soufre	S	16	32

3. Les isotopes.



Des atomes ayant même numéro atomique Z , mais des nombres de nucléons A différents sont des isotopes.

Des isotopes ont même nombre de protons et même nombre d'électrons, mais des nombres de neutrons différents.

Les isotopes sont caractérisés par l'élément chimique.

L'élément est caractérisé par son numéro atomique Z .

L'élément X est le représentant de l'atome X ou de l'isotope X .

L'élément cuivre représente à la fois le métal cuivre et l'isotope cuivre 65.

Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément.

4. La structure électronique des atomes.



Donner la structure électronique d'un atome, c'est indiquer comment se place les électrons sur les couches.

Les électrons tournent autour du noyau sur des niveaux bien définis appelés aussi orbites ou couche électronique.

Les électrons occupent d'abord la couche K, puis quand elle est pleine (à 2 électrons) il occupe la couche suivante. La dernière couche occupée est appelée couche externe.

Le nombre d'électron sur la dernière couche (si ce n est pas la dernière) est au maximum de $2n^2$ où n est le numéro de la couche.

La couche externe (la dernière) a au maximum 8 électrons.

Numéro n de la couche	symbole	Nombre total d'électrons	Nombre maximum d'électrons
1	K	1 à 2	2
2	L	3 à 10	8
3	M	11 à 18	18

Exemples :

- Donner la structure électronique du néon $^{20}_{10}\text{Ne}$: 10 électrons donc K2 L8
- Donner la structure électronique de l'azote $^{14}_7\text{N}$: K2 L5
- Donner la structure électronique du calcium $^{40}_{20}\text{Ca}$: K2 L8 M8 N2

La dernière couche comportant des électrons est appelée couche externe.

L'azote a 5 électrons sur sa couche externe.

Dénombrer les électrons de la couche externe.

II. Les ions.

1. Définitions.



Un ion monoatomique est formé par un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Les ions portent une charge électrique que l'on indique en haut à droite du symbole.

Exemple :

- l'ion Cu^{2+} est un atome de cuivre Cu ayant perdu 2 électrons.
- l'ion chlorure Cl^- est un atome de chlore Cl qui a gagné un électron.

Les anions sont des ions négatifs alors que les cations sont des ions positifs.

Nom	Formule	Nom	Formule
Aluminium (III)	Al ³⁺	Bromure	Br ⁻
Argent	Ag ⁺	Chlorure	Cl ⁻
Calcium	Ca ²⁺	Fluorure	F ⁻
Cuivre (II)	Cu ²⁺	Nitrate	NO ₃ ⁻
Fer (II)	Fe ²⁺	Sulfate	SO ₄ ²⁻
Fer (III)	Fe ³⁺	Ammonium	NH ₄ ⁺
Potassium	K ⁺	Oxonium	H ₃ O ⁺
Sodium	Na ⁺	Zinc (II)	Zn ²⁺

2. Structure électronique des ions.

Exemple : atome de magnésium Mg : K2L8M2 donne l'ion Mg²⁺ : atome qui a perdu 2 électrons K2L8

Atome de sodium Na : K2L8M1 donne l'ion Na⁺ : atome qui a perdu 1 électron : K2L8



Les éléments de numéro atomique proche de l'hélium adoptent la structure électronique (K)² ; ils ont alors deux électrons sur leur dernière couche : c'est la règle du duet.

Les autres éléments adoptent la structure électronique avec 8 électrons sur leur dernière couche : c'est la règle de l'octet.

Attention : la règle de l'octet impose que sur la dernière couche, il y aura donc au maximum 8 électrons (même si la couche peut en accueillir plus) :

Exemple du calcium : Ca (Z=20) : (K)²(L)⁸(M)⁸(N)²

Le calcium va perdre 2 électrons pour satisfaire à la règle de l'octet : il devient l'ion calcium Ca²⁺.

Dénombrer les électrons de la couche externe.

Connaître et appliquer les règles du « duet » et de l'octet pour rendre compte des charges des ions monoatomiques usuels.

III. Les molécules.



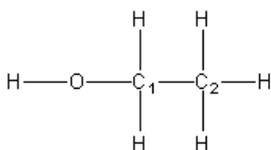
Une molécule est un assemblage limité d'atomes et de charge nulle.

La mise en commun de 2 électrons par 2 atomes est appelée une liaison covalente.

1. La représentation de la molécule.

Une molécule est représentée par sa formule développée qui indique l'emplacement et l'enchaînement des atomes.

Ethanol



Le carbone 1 met en commun 1 électron avec le carbone, met en commun un autre électron avec l'oxygène, un électron avec un hydrogène et un dernier électron avec un deuxième hydrogène.

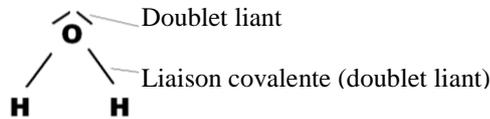
Dans une molécule, chaque atome doit satisfaire à la règle de stabilité.

Pour vérifier cela rapidement, on utilise la **représentation de Lewis**, qui en plus de la formule développée indique les électrons qui ne forment pas de liaisons covalentes.



La mise en commun de 2 électrons d'un même atome est appelé doublet non liant.

Exemple de la représentation de Lewis de l'eau :



↑ Représenter des formules développées et semi-développées correspondant à des modèles moléculaires.



2. La formule brute.

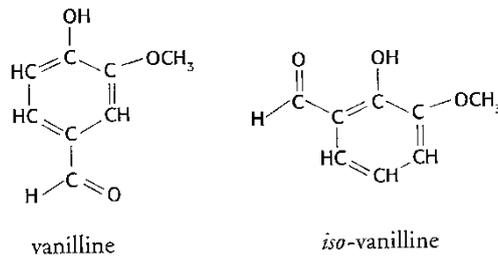
La formule brute d'une molécule donne le nombre de chacun des atomes constituant la molécule.

Exemple : le saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ est formé de 12 atomes de carbone (C), de 22 atomes d'hydrogène (H) et de 11 atomes d'oxygènes.

3. Des molécules identiques ?

Voici les formules développées de 2 molécules : la vanilline et l'iso-vanilline.

Ces 2 molécules ont la même formule brute mais l'enchaînement des atomes est différent, la molécule est donc différentes. Elles sont **isomères**.



Deux molécules de même formule brute mais de structures différentes (les atomes sont agencés différemment) sont appelées des isomères. Des isomères ont des propriétés différentes.

↑ Savoir qu'à une formule brute peuvent correspondre plusieurs formules semi-développées.