

LES ELEMENTS CHIMIQUES DANS L'UNIVERS

I- L'Atome

1- Historique du modèle de l'atome: Activité A05

2- Structure d'un atome : Un atome comprend un noyau central et un nuage électronique.

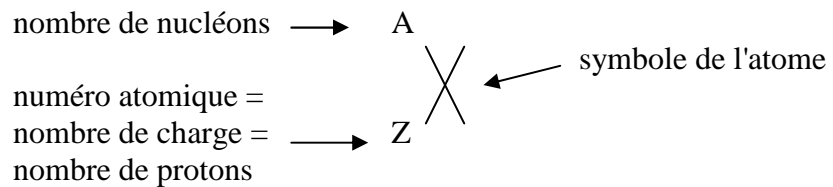
a) Le noyau : Il est constitué de nucléons : les protons et les neutrons.

* Caractéristiques :

Nucléon	Symbole	Masse (kg)	Rayon (m)	Charge électrique (C = coulomb)
proton	p	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,010^{-15}$	$+e = 1,6 \cdot 10^{-19}$
neutron	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$1,0 \cdot 10^{-15}$	0

e = charge élémentaire (mesurée par l'Américain Robert Millikan)

* Symbole d'un noyau :



Remarques : - les nombres A et Z sont des entiers naturels non nuls.
 - le nombre de neutrons dans un noyau est égal à $A - Z$.
 - la charge d'un noyau contenant Z protons est $+Ze$: un noyau est chargé positivement.

Exemple : ${}_{29}^{63}\text{Cu}$ \Rightarrow le noyau d'un atome de cuivre contient 29 protons et 34 neutrons

b) Le nuage électronique : Les électrons sont en mouvement incessant et désordonné autour du noyau, se déplaçant à grande vitesse (~ 2000 km/s) ; on ne peut pas positionner un électron mais donner sa probabilité de présence en 1 point (Ex : la probabilité de présence de l'électron d'un atome d'hydrogène est maximale au voisinage d'une sphère de rayon 53 pm (rayon de Bohr))

* Caractéristiques :

	Symbole	Masse (kg)	Rayon (m)	Charge électrique (C = coulomb)
électron	e^-	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$2,8 \cdot 10^{-15}$	$-e = -1,6 \cdot 10^{-19}$

* Constitution du nuage :

la charge d'un noyau composé de Z protons est $Q = +Ze$; la charge de N électrons est $Q' = -Ne$.
 Un atome est électriquement neutre donc $Q + Q' = 0 \Rightarrow +Ze - Ne = 0 \Rightarrow N = Z$.

* Conclusion : Dans un atome, il y a autant d'électrons que de protons.

* Exercice : Un atome a un noyau contenant 30 neutrons. La charge électrique du nuage électronique est $Q = -4 \cdot 10^{-18}$ C. Calculer :

- le nombre d'électrons dans le nuage : $Q = -Ne \Rightarrow N = Q / -e = -4 \cdot 10^{-18} / 1,6 \cdot 10^{-19} = 25$
- le nombre de protons dans le noyau : $Z = N = 25$
- le nombre de nucléons : $A = 25 + 30 = 55$

c) L'édifice atomique :

* Masse d'un atome : La masse d'un électron étant environ 2000 fois plus petite que celle d'un nucléon, la masse d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau.

Application : $m_p = m_n = m_{\text{nucléon}} = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} = A \cdot m_{\text{nucléon}}$$

Exemple : masse de l'atome de chlore dont le symbole du noyau est: ${}_{17}^{35}\text{Cl}$
 $m_{\text{Cl}} = 35 \times 1,7 \cdot 10^{-27} = 59,5 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

* Dimensions : Le rayon du noyau est environ 100000 fois plus petit que celui d'un atome : l'atome est constitué essentiellement de vide : on dit qu'un atome a une structure lacunaire (absence de matière). (analogie : le noyau d'un atome est comme une tête d'épingle au centre d'un stade circulaire de 100 m de diamètre)

* Activité : L'expérience de Rutherford (A06).

II- Les éléments chimiques :

1- Isotopie :

Définition : Des isotopes sont des atomes dont les noyaux possèdent le même nombre de protons mais des nombres différents de neutrons.

Exemple : le cuivre naturel est un mélange de 2 isotopes : le cuivre 63 dont le noyau s'écrit ${}_{29}^{63}\text{Cu}$ et le cuivre 65 dont le noyau s'écrit ${}_{29}^{65}\text{Cu}$

2- Les ions monoatomiques:

a) Les cations : c'est un ion positif ; il résulte de la perte d'un ou plusieurs électrons par un atome
Notation : X^{n+}

b) Les anions : c'est un ion négatif ; il résulte de la capture d'un ou plusieurs électrons par un atome.
Notation : X^{n-}

Remarque : La perte ou la capture d'un ou plusieurs électrons ne modifie pas le noyau d'un atome.

c) Exemple :

Nom de l'ion	Formule de l'ion	Charge de l'ion	Symbole du noyau	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
Ion fluorure	F ⁻	-e	${}_{10}^{19}\text{F}$	10	9	11
Ion cuivre II	Cu ²⁺	+2e	${}_{29}^{63}\text{Cu}$	29	34	27

3- L'élément chimique :

a) Définition : on donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules (atomes, ions,...) caractérisées par le même numéro atomique Z c'est à dire par le même nombre de protons dans leur noyau.

b) Généralités :

* On connaît actuellement (début 2000) 116 éléments chimiques (90 naturels, les autres artificiels).

* Chaque élément, classé dans un tableau appelé " classification périodique des éléments ", possède un nom et un symbole (voir classification périodique des éléments dans livre)

* Le numéro de la case de la classification dans lequel se trouve l'élément correspond au numéro atomique de l'atome correspondant.

c) Conservation des éléments au cours des transformations chimiques : TP04 : L'élément cuivre.

d) TP05 : Identification de quelques ions

III- Le cortège électronique :

1- Historique : activité A07

2- Structure électronique d'un atome :

a) Couches électroniques : Les électrons d'un atome sont liés au noyau. Pour les arracher à un atome, il faut fournir de l'énergie (certains sont plus faciles à arracher que d'autres).

On répartit les électrons du nuage électronique en couches correspondant au même niveau d'énergie d'extraction, chaque couche étant caractérisée par un nombre entier positif appelé nombre quantique.

Nombre quantique n	1	2	3	4	5	6	7
Désignation de la couche	K	L	M	N	O	P	Q

Remarque : Plus n est petit, plus les électrons sont liés au noyau.

b) Répartition des électrons dans les couches électroniques :

* 1ère règle : Principe de Pauli : Chaque couche contient un nombre limité d'électrons : le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à un niveau caractérisé par le nombre quantique n est $2n^2$.

Remarque : Quand le nombre maximal est atteint, on dit que la couche est saturée.

* 2ème règle : Principe de construction (ne s'appliquant que pour des atomes dont le numéro atomique $Z \leq 18$): Les électrons remplissent successivement les couches en commençant par celles ayant les nombres quantiques les plus faibles, soit d'abord le niveau K, puis, quand celui-ci est saturé, le niveau L, etc...

Remarque : L'état de l'atome, en appliquant cette règle, est appelé état fondamental.

3°) Structure électronique d'ion monoatomique : on applique les mêmes règles que pour les atomes

4°) Formule électronique : elle représente la structure électronique d'un atome ou d'un ion.

Règle : On écrit entre parenthèses la lettre désignant la couche, en indiquant, en exposant, le nombre d'électrons de la couche.

Compléter le tableau des formules électroniques de certains atomes (activité A07)

IV- Les règles du duet et de l'octet :

1°) Stabilité des atomes des gaz nobles : Dans l'Univers, les atomes des éléments restent rarement isolés : ils forment en général des édifices chimiques (molécules, cristaux,...)

Les atomes des gaz nobles sont les seuls qui existent isolément : on dit que ces atomes sont chimiquement stables ou qu'ils présentent une grande inertie chimique (ils ne forment pas d'ions et ne participent pas aux réactions chimiques).

Gaz noble	symbole	Numéro atomique	Nombre d'électrons de l'atome	Structure électronique
Hélium	He	2	2	(K) ²
Néon	Ne	10	10	(K) ² (L) ⁸
Argon	Ar	18	18	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

Cette stabilité chimique est due à leur structure électronique externe : soit 2 électrons (duet) pour l'hélium, soit 8 électrons (octet) pour les autres.

Règle : Lors des transformations chimiques, les atomes tendent vers une plus grande stabilité ; ils évoluent de manière à acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche :

- * en duet, pour les atomes de numéro atomique ≤ 4
- * en octet, pour les autres.

Remarque : Pour obéir à cette règle, les atomes ont 2 possibilités :

- * soit perdre ou gagner des électrons et se trouver à l'état d'ions monoatomiques
- * soit s'associer à d'autres atomes pour former des molécules ou des ions polyatomiques.

2- Formation d'ions monoatomiques :

a) Mise en évidence :

atome	Structure électronique	Ion correspondant	Structure électronique	Gaz noble le plus proche	Structure électronique
Li	(K) ² (L) ¹	Li ⁺	(K) ²	He	(K) ²
Na	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹	Na ⁺	(K) ² (L) ⁸	Ne	(K) ² (L) ⁸
Cl	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Cl ⁻	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	Ar	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

b) Conclusion : Les ions monoatomiques respectent les règles du duet et de l'octet.

c) Application :

atome	Structure électronique	Gaz noble le plus proche	Structure électronique du gaz	Structure électronique de l'ion	Ion correspondant
Be	(K) ² (L) ²	He	(K) ²	(K) ²	Be ²⁺
F	(K) ² (L) ⁷	Ne	(K) ² (L) ⁸	(K) ² (L) ⁸	F ⁻
S	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	Ar	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	S ²⁻

Cas particulier : l'ion hydrogène H⁺

V- La classification périodique des éléments

1- Historique : Activité A08 ou TP06

2- Les familles d'éléments : TP07