

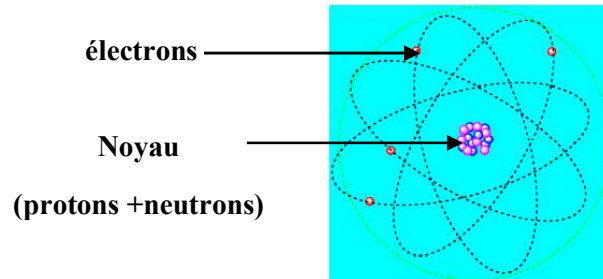
ATOMES

- I. ATOME ET PARTICULES ELEMENTAIRES**
- II. STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME D'HYDROGENE**
 - 1. L'atome d'hydrogène et la Physique classique
 - 2. Modèle de Bohr
 - 3. Spectre d'émission discontinu de l'atome H
 - 4. Spectre d'émission ou absorption
 - 5. Modèle ondulatoire
 - 6. Les nombres quantiques
 - 7. Géométrie des orbitales atomiques
- III. STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES**
 - 1. Règles de remplissages des OA
 - 2. Les ions
 - 3. L'état quantique excité
- IV. CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS (CPE)**

I. Atome et particules élémentaires

1. Atome

Un atome est constitué d'un noyau (chargé positivement) autour duquel gravitent un ou plusieurs électrons (chargé négativement). Le noyau de l'atome est composé de nucléons, les neutrons (ils sont neutres) et les protons (chargés positivement).



Dans un atome il y a autant de protons que d'électrons, donc un atome est électriquement neutre.

Un nucléide est noté $\frac{A}{Z}X$

X est le nom du nucléide,

A : nombre de nucléons (protons + neutrons)

Z : numéro atomique qui correspond au nombre de protons, mais aussi d'électrons (uniquement dans un atome).

On peut trouver le nombre de neutrons **N** par la formule $A = Z + N$ donc $N = A - Z$

Exemples

${}^1_1\text{H}$ $A = 1 ; Z = 1 ; N = A - Z = 1 - 1 = 0 ; 1$ électron (il y a autant de protons que d'électrons)

${}^{12}_6\text{C}$ $A = 12 ; Z = 6 ; N = A - Z = 12 - 6 = 6 ; 6$ électrons

${}^{23}_{11}\text{Na}$ $A = 23 ; Z = 11 ; N = A - Z = 23 - 11 = 12 ; 11$ électrons

Particule	Masse (kg)	Charge
Electron	$m_e = 9,31 \cdot 10^{-31}$	$-1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$
Proton	$m_p \approx 1835m_e \approx 1,67 \cdot 10^{-27}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$
Neutron	$m_N \approx 1835m_e \approx 1,67 \cdot 10^{-27}$	0

2. Ion

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

- **Cation** (ion chargé positivement)

Un cation est un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons.

Exemples

${}_{11}^{23}\text{Na}^+$ $A = 23 ; Z = 11 ; N = A - Z = 23 - 11 = 12 ; 10$ électrons (on a une charge positive donc l'atome a perdu un électron)

${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$ $A = 24 ; Z = 12 ; N = A - Z = 24 - 12 = 12 ; 10$ électrons (on a deux charges positives donc l'atome a perdu deux électrons)

${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$ $A = 27 ; Z = 13 ; N = A - Z = 27 - 13 = 14 ; 10$ électrons (on a trois charges positives donc l'atome a perdu trois électrons)

- **Anion** (ion chargé négativement)

Un anion est un atome qui a gagné un ou plusieurs électrons.

Exemples

${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$ $A = 35 ; Z = 17 ; N = A - Z = 35 - 17 = 18 ; 18$ électrons (on a une charge négative donc l'atome a gagné un électron)

${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$ $A = 16 ; Z = 8 ; N = A - Z = 16 - 8 = 8 ; 10$ électrons (on a deux charges négatives donc l'atome a gagné deux électrons)

3. Isotopes

Deux atomes d'un même élément chimique X sont dits isotopes s'ils possèdent le même numéro atomique Z et diffèrent par leurs nombres de masse (c'est-à-dire nombre de neutron différent).

Les isotopes d'un même élément chimique ont toujours des propriétés physico-chimiques très voisines.

Exemples

Les isotopes de l'hydrogène

${}_{1}^1\text{H}$ $Z = 1 ; A = 1 ; N = 0$

${}_{1}^2\text{H}$ $Z = 1 ; A = 2 ; N = 1$

${}_{1}^3\text{H}$ $Z = 1 ; A = 3 ; N = 2$

4. Mole

Une mole d'atomes est un paquet d'atomes refermant N_A atomes :

N_A est appelé **constante d'Avogadro**

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La masse du carbone $^{12}_6\text{C}$: est égale exactement 12 g, c'est la masse d'une mole de carbone.

5. Masse d'un atome m

Soit un nucléide ^A_ZX

$$m = Zm_p + (A - Z) m_N$$

Or $m_p \approx m_N$ donc $m = Am_p$

- **Unité de masse atomique : u.m.a**

L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12 ($^{12}_6\text{C}$). Elle correspond à la masse moyenne d'un nucléon. $1 \text{ u.m.a.} \approx m_p \approx m_N$.

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \text{ de la masse d'un atome } ^{12}_6\text{C} = \frac{1}{12} \times \frac{12 \cdot 10^{-3}}{N_A} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- **Masse atomique moyenne d'un élément :**

C'est la masse de cet élément en u.m.a. en tenant compte de ses isotopes.

$$M = \frac{\sum X_i M_i}{100}$$

M_i : masse de l'isotope i

X_i : abondance relative de l'isotope i

$$\sum X_i = 100$$

Exemple

Le chlore naturel contient 75% de l'isotope ^{35}Cl et 25% de l'isotope ^{37}Cl . La masse atomique moyenne est :

$$M = \frac{75 \times 35 + 25 \times 37}{100} = 35,5 \text{ u.m.a}$$