

Atomistique

I. Structure de l'atome

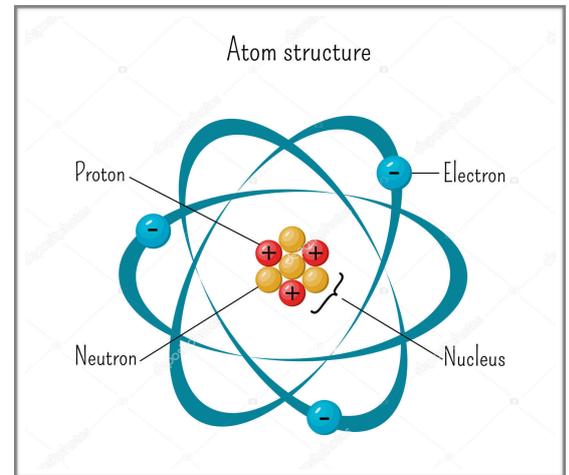
L'atome est formé par un noyau, chargé positivement, autour duquel gravite un nuage d'électrons, chargés négativement. L'atome est donc une entité globalement neutre car il y a autant de protons que d'électrons. Le noyau est composé de deux types de nucléons : les protons, chargés positivement et qui donnent sa charge positive au noyau, et les neutrons, de charge électrique neutre.

⚠ ATTENTION : les nucléons sont dans le NOYAU tandis que les électrons sont autour...mais toujours dans l'atome.

Piège concours « le noyau de l'atome de fer

($A=56; Z=26$) possède 30 neutrons, 26 protons et 26 électrons

»=> FAUX, il y a bien 26 électrons, mais AUTOUR du noyau.



Nom	Charge	Masse
Proton (P)	$q = + 1, 602 \times 10^{-19}$	$1,673 \times 10^{-27}$ kg
Neutron (N)	0	$1,673 \times 10^{-27}$ kg
Electrons (e)	$q = - 1, 602 \times 10^{-19}$	$9,109 \times 10^{-31}$ kg (2000x + léger)

II. Définitions

- Un nucléide est une espèce atomique caractérisée par son nombre de protons et de nucléons.

On le représente par ${}^A_Z X$ avec A le nombre de nucléons (aussi appelé nombre de masse), et Z le nombre de protons (ou numéro atomique). De ce fait, le nombre de neutrons vaut : $N = A - Z$.

- Un élément est défini par son nombre de protons (ou numéro atomique). Ainsi, des nucléides possédant le même numéro atomique porteront le même nom.
- Des nucléides sont dits isotopes d'un élément s'ils possèdent le même nombre de protons, mais pas le même nombre de nucléons (et donc pas le même nombre de neutrons). Même Z mais A différents.

exemple : L'hydrogène possède 3 isotopes : le protium (1 proton et 1 electron), le deutérium (1 proton, un neutron (2 nucléons) et un électron) et le tritium (1 proton, 2 neutron (3 nucléons) et un électron).

- La mole est une unité représentant une quantité de matière composées d'autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12, ce qui correspond au nombre

d'Avogadro N_A qui vaut $6,02.10^{23}$ (obtenu en faisant le rapport $12 \text{ g} / \text{masse d'un atome de carbone } 12 = 12 / 1,99625.10^{-23}$).

- La **masse atomique moyenne** d'un élément est la masse de l'élément en fonction de la répartition de ses différents isotopes : $M = \sum \tau M / \sum \tau$

Avec : T = le taux d'abondance d'un isotope

M = la masse atomique correspondant à cette atome.

- La **masse molaire atomique M d'un nucléide** est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en g.mol^{-1} . Elle correspond au nombre de masse A dans le tableau périodique des éléments.
- La **masse molaire d'une molécule** est la masse d'une mole de molécules de l'entité considérée. Elle se calcule en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Un ion est une entité chargée.

Quand l'atome perd un ou plusieurs électrons : formation d'un ion + (cation).

Quand l'atome gagne un ou plusieurs électrons : formation d'un ion - (anion).

III. Transitions énergétiques

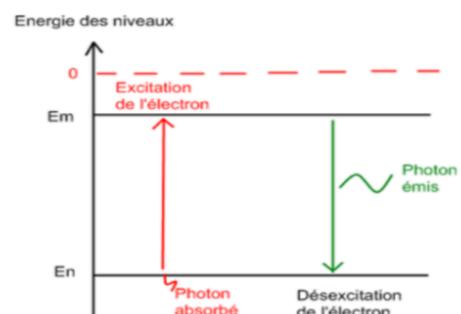
- Rayon de Bohr des orbites n** (numéro de la couche quantique (cf supra)) : est la longueur caractéristique séparant l'électron du proton. C'est donc un ordre de grandeur du rayon des atomes. Il vaut $r = n^2 \times 0,53$ (ÅNGSTROMS)
- Relation de Bohr** : c'est le passage d'un niveau d'énergie à un autre accompagné de l'émission (niveau sup vers niveau inf) ou de l'absorption (inf vers sup) d'un photon.

Avec :

- h = cste de Planck (donnée)
- ν = fréquence de résonance (donnée)
- λ = longueur d'onde (en m)
- c = célérité (vitesse de la lumière) = 3.10^8 m/s

$$|\Delta E| = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Emission et absorption



- Energie totale de l'atome d'hydrogène : $E_n = -13,6/n^2$ (ATTENTION EN eV)

IV. Nombres quantiques

On définit l'état d'un électron (son énergie, ses mouvements, la formes de l'orbitale) dans un atome par 4 paramètres : les nombres quantiques.

- n est le nombre quantique principal. n varie de 1 à 7. Il quantifie l'énergie de l'électron et définit la couche électronique ou orbite circulaire sur laquelle gravite l'électron. On note K la couche la plus proche du noyau ($n = 1$) et les suivantes L ($n = 2$), M ($n = 3$)...

remarque : si l'électron a quitté les orbites, l'atome est devenu un ion.

- l est le nombre quantique secondaire. Il introduit l'association des orbites elliptiques, correspondant à un nombre entier l tel que $0 \leq l \leq n - 1$, à une orbite circulaire (c'est-à-dire une valeur de n). Le nombre quantique secondaire caractérise la forme de l'orbitale et définit une sous-couche électronique ou un sous-niveau électronique.

$l = 0$ orbitale S (sharp)

$l = 2$ orbitale P (principal)

$l = 3$ orbitale d (diffuse)

$l = 4$ orbitale f (fundamental)

- m est le nombre quantique magnétique. Il quantifie l'orientation de l'orbitale par rapport à la direction du champ magnétique tel que $-l \leq m \leq +l$.

Ainsi : 1 orbital s; 3 orbitales p; 5 orbitales d; 7 orbitales f (de même énergie).

- s est le nombre quantique de spin où $s = +1/2$ et correspond à la rotation de l'électron sur lui-même. On peut alors décrire deux orientations : $m_s = +1/2$ (\uparrow) et $m_s = -1/2$ (\downarrow).

Nom orbitale	Nombre électrons max dans les orbitales
S	2 électrons
P	6 électrons
D	10 électrons
F	14 électrons

V. Configuration électronique

Connaitre structure des atomes H, C, N, O, F, Cl, Br, I.

- principe d'exclusion de Pauli : deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques
- principe de stabilité : état fondamental = énergie la plus basse
- règle de Klechkowski :

n \ l	1	2	3	4	5	6	7
0	1s	→ 2s	→ 3s	→ 4s	→ 5s	→ 6s	→ 7s
1		↓ 2p	→ 3p	→ 4p	→ 5p	→ 6p	→ 7p
2			↓ 3d	→ 4d	→ 5d	→ 6d	→ 7d
3				↓ 4f	→ 5f	→ 6f	→ 7f

- exceptions à la règle de Klechkowski : ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{47}\text{Ag}$
Petite astuce (très beau je vous l'accorde, mais efficace) :
Croque Mon $3d^5 4s^1 / 4d^5 5s^1$
Cul t'auras de l'Argent $3d^{10} 4s^1 / 4d^{10} 5s^1$
- Règle de Hund : maximum de spins parallèles

Une écriture simplifiée se fait en notant entre crochets le symbole du gaz rare le plus proche.

Cas général : enlever d'abord les électrons les plus externes, ceux qui correspondent à n le plus grand.

Cas des métaux de transition : enlever d'abord les électrons « s ». Voir exceptions.

Electrons de valence

Situés sur la couche la plus externe (couche de valence). Ce sont les seuls électrons à intervenir pour décrire la réactivité chimique.

Electrons de coeur : ceux proches du noyau.

VI. Tableau de classification périodique

118 éléments classés par numéro atomique (Z) croissant.

Classement en 7 lignes et 18 colonnes.

Période : éléments d'une même ligne qui possèdent donc le même nombre de couche électronique.

Famille : éléments d'une même colonne qui possèdent donc le même nombre d'électron de valence.

Familles :

* **Alcalins** ns^1

* **Alcalino-terreux** ns^2

I																	VIII																														
1 H																	2 He																														
II												IV	V	VI	VII																																
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																														
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																														
55 Cs	56 Ba	La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																														
87 Fr	88 Ra	Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo																														
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center;">57 La</td> <td style="text-align: center;">58 Ce</td> <td style="text-align: center;">59 Pr</td> <td style="text-align: center;">60 Nd</td> <td style="text-align: center;">61 Pm</td> <td style="text-align: center;">62 Sm</td> <td style="text-align: center;">63 Eu</td> <td style="text-align: center;">64 Gd</td> <td style="text-align: center;">65 Tb</td> <td style="text-align: center;">66 Dy</td> <td style="text-align: center;">67 Ho</td> <td style="text-align: center;">68 Er</td> <td style="text-align: center;">69 Tm</td> <td style="text-align: center;">70 Yb</td> <td style="text-align: center;">71 Lu</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">89 Ac</td> <td style="text-align: center;">90 Th</td> <td style="text-align: center;">91 Pa</td> <td style="text-align: center;">92 U</td> <td style="text-align: center;">93 Np</td> <td style="text-align: center;">94 Pu</td> <td style="text-align: center;">95 Am</td> <td style="text-align: center;">96 Cm</td> <td style="text-align: center;">97 Bk</td> <td style="text-align: center;">98 Cf</td> <td style="text-align: center;">99 Es</td> <td style="text-align: center;">100 Fm</td> <td style="text-align: center;">101 Md</td> <td style="text-align: center;">102 No</td> <td style="text-align: center;">103 Lr</td> </tr> </table>																		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																	
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																	

- * Halogènes $ns^2 np^5$
- * Gaz rares $ns^2 np^6$ sauf He $1s^2$ (saturation de la couche électronique).

VII. Energie d'ionisation (EI) et rayon atomique

L'énergie de première ionisation EI_1 est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome isolé à l'état gazeux $A(g)$ pour lui arracher un électron et former un ion positif (cation) selon la réaction $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^-$. Elle est strictement positive.

L'énergie de $n^{\text{ième}}$ ionisation EI_n est l'énergie requise pour arracher le $n^{\text{ième}}$ électron après que les $(n-1)$ premiers électrons ont été arrachés selon la réaction $A(g)^{(n-1)+} \rightarrow A(g)^{n+} + e^-$.

L'énergie d'ionisation s'exprime en eV ou en J et elle augmente avec le nombre d'électrons arrachés. En effet, arracher des électrons à un système stable nécessite davantage d'énergie.

- $0 < EI_1 < EI_{n-1} < EI_n$
- EI en J ou en eV
- $A_{(g)}^{(n-1)+} \xrightarrow{EI_n} A_{(g)}^{n+} + e^-$

⚠ Be et B font partie des exceptions de discontinuité des EI !

Be : $1s^2 2s^2$

B : $1s^2 2s^2 2p^1$

L'énergie de 1ère ionisation de Be est supérieure à celle de B !

Rayon atomique r : distance entre le noyau et l'électron périphérique (appartenant à la couche la plus externe occupée).

R augmente :

EI augmente :

Quelques valeurs de EN dans l'échelle de Pauling

- * Fluor F : élément le plus électronégatif (EN = 4)
- * Métaux comme le lithium, le sodium et le potassium : électropositifs.
- * Les halogènes sont également très électronégatifs.

