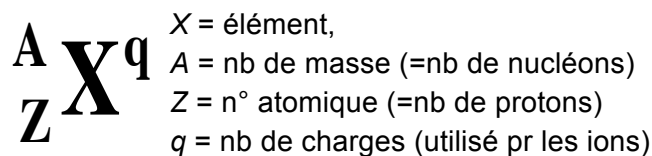


ATOMISTIQUE

I- L'atome



De là, on peut déduire le nombre de neutron : $N = Z - A$

Remarque : **Isotopes** = 2 atomes qui ont le même nb de protons mais un nb de neutrons différent (donc nb de nucléons différent) → **Z identique mais A et N différents.**

Cations = ion positif = perte d'électron(s) ≠ Anion = ion négatif = gain d'électron(s)

II- L'électromagnétisme

Un REM est une forme d'énergie. C'est un phénomène vibratoire caractérisé par sa vitesse, sa longueur d'onde et sa fréquence mis en relation sous la forme :

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

c = vitesse en $m \cdot s^{-1}$
λ = longueur d'onde en m
ν = fréquence en $s^{-1} = Hz$

L'interaction rayonnement-matière peut se faire sous forme *d'émission* (= production d'énergie) ou *d'absorption* de photons d'énergies quantifiées. Elle entraîne donc un échange d'énergie par quantité définies, multiples de l'énergie d'un photon → **L'énergie et la matière sont discontinues**

a. Calcul de l'énergie des photons :

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

E = énergie en J
h = Cte de Planck = $6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

En pratique, on utilise une formule plus simple, mais **attention aux unités !**

$$E = \frac{1240}{\lambda}$$

λ = longueur d'onde en nm
E = énergie en eV (1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J) :

b. Dualité onde/corpuscule :

À toute particule (sauf photon) peut être associée une onde de longueur d'onde de De Broglie :

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

m = masse en kg
v = vitesse en $m \cdot s^{-1}$

III- Les électrons

Dans l'atome, le ou les électrons sont définis par des fonctions d'ondes Ψ et leur énergie (E) est donnée par la résolution de l'équation de Schrödinger : $\mathbf{H}.\psi = \mathbf{E}.\psi$

- 4 paramètres (n, l, m, s) permettent la description du système électronique dans un atome.
- Les électrons sont sur des niveaux d'énergie quantifiés : on note l'énergie du niveau n "E_n"

L'atome est à l'état *fondamental* lorsque tous ses électrons (e⁻) sont au niveau le plus bas. Sinon, il y a eut transition électronique et l'atome est à l'état *excité*.

- Lors des transitions, l'échange d'énergie a lieu sous forme d'onde électromagnétique
- L'énergie nécessaire à une transition entre deux niveaux (par émission ou absorption) est quantifiée : $\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = h.v$
⇒ on a un spectre d'émission quantifié

1. Système monoélectronique = Hydrogéoïdes

Les hydrogéoïdes sont des atomes ou ions possédant 1 seul e⁻ (ex H : Z = 1 ; He⁺ : Z = 2 ; Li²⁺ : Z = 3)

a. Énergie du niveau n :

$$E_n = -\frac{K.Z^2}{n^2}$$

Z = numéro atomique
n = niveau d'énergie de l'e⁻ dans l'atome
K = constante (13,6 eV)

E_n est toujours négative !

Remarque : Si n = 1, l'atome est à l'état *fondamental*. Si n = 2, l'atome est au 1^e niveau *excité* !!!

b. Transition électronique :

$$E_{n' \rightarrow n} = 13,6 \times Z^2 \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

E est l'énergie nécessaire pour qu'un électron passe du niveau n au niveau n'.

2. Généralisation aux systèmes polyélectroniques

Les électrons sont définis comme des ondes, ils ne sont donc pas parfaitement localisables dans l'espace. Ils sont dans des orbitales atomiques (zones autour de l'atome, où la probabilité de trouver l'e⁻ est grande).

L'état d'un e⁻ dans un atome est défini par 4 nombres quantiques n, l, m et s.

- **n = nb principal = niveau d'énergie : n ≥ 1**
 - si n=1 → couche K
 - si n=2 → couche L
 - si n=3 → couche M...
- **l = nb secondaire = sous niveau : 0 ≤ l ≤ n-1**
Définit la forme de l'orbitale dans laquelle on trouve l'e⁻.
 - si l=0 → s
 - si l=1 → p
 - si l=2 → d
 - si l=3 → f
- **m = nb magnétique = direction : -l ≤ m ≤ +l**
 - si l=0 → m=0 : sous couche s à une case quantique
 - si l=1 → m = -1, 0, 1 : sous couches p à 3 cases quantiques.
 - si l=2 → m = -2, -1, 0, 1, 2 : sous couches d à 5 cases quantiques
- **s = spin : +1/2 ou -1/2**

3. Remplissage des OA :

a. Principe de Pauli

- * Dans un atome, il ne peut y avoir qu'un seul e⁻ défini par un même ensemble de valeur de 4 nombres quantiques (n, l, m et s)
- * Pour une case quantique donnée, on a n, l et m de fixés. Chaque case quantique comprend 2e⁻ au maximum (spin +1/2 et spin -1/2)

→ Représentation des cases quantiques : OA avec spin +1/2

| |
|---|
| ↑ |
|---|

OA pleine (spin +1/2 et -1/2)

| |
|----|
| ↑↓ |
|----|

b. Configuration électronique :

Définition : La configuration électronique est la distribution des Z électrons d'un atome.

Notation : On note le nombre d'e⁻ en exposant de l'OA : si il y a 5 e⁻ dans une OA 3p on note 3p⁵

Remarque : Pour les OA s : 1OA x 2 e⁻ = 2 e⁻ maxi

| |
|----|
| ↑↓ |
|----|

Pour les OA p : 3OA x 2 e⁻ = 6 e⁻ maxi

| | | |
|----|----|----|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |
|----|----|----|

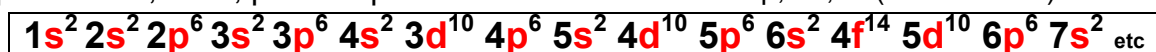
Pour les OA d : 5OA x 2 e⁻ = 10 e⁻ maxi

| | | | | |
|----|----|----|----|----|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |
|----|----|----|----|----|

- Règle du « n+l minimal » : Pour les OA vides, le remplissage prioritaire se fait pour le type d'OA dont la somme des nombres quantiques n+l est la plus petite. (Si n+l est la même entre 2 types d'OA, on choisit celles possédant le n le plus petit).

- Ordre de remplissage des OA : mnémo : **ss / ps ps / dps dps / fdps fdps**

On remplit l'OA 1s, la 2s, puis la 2p etc. ATTENTION : les OA 1p, 2d, 3f (ou inférieurs) n'existent pas !



- Exceptions : Elles concernent surtout les OA de type d :

- o **(n+1)s²nd¹⁰ → nd¹⁰(n+1)s²** : exemple : Zinc (Z=30) : 4s²3d¹⁰ devient 3d¹⁰4s²
- o **(n+1)s²nd⁴ → (n+1)s¹nd⁵** : exemple : Chrome (Z=24) : 4s¹ 3d⁵ et non 4s² 3d⁴
- o **(n+1)s²nd⁹ → (n+1)s¹nd¹⁰** : exemple : Cuivre (Z=29) : 4s¹3d¹⁰ et non 4s²3d⁹

- Règle de Hund : Les électrons occupent les cases quantiques avec des valeurs de spin qui vont maximiser la valeur du spin total → **on dispose d'abord des électrons célibataires ayant des spins parallèles avant de les mettre par paire.**

Exemple : Azote (Z=7) :



- Propriétés magnétiques :

- o Un atome ou ion est dit **paramagnétique** si il possède 1 ou plusieurs e⁻ célibataire.
- o Un atome ou ion est dit **diamagnétique** si il ne possède aucun électron célibataire

4. Ionisation

Pour écrire la configuration électronique d'un cation, il faut écrire la configuration de l'atome avant qu'il ait perdu ses électrons, puis les enlever, en enlevant d'abord ceux des couches les plus externes puis ceux des couches en cours de remplissage.

Exemples : Na (Z=11) : 1s²2s²2p⁶3s¹ → Na⁺ : 1s²2s²2p⁶

Fe (Z=26) : 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d⁶ → Fe²⁺ : 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁶.

5. Valence

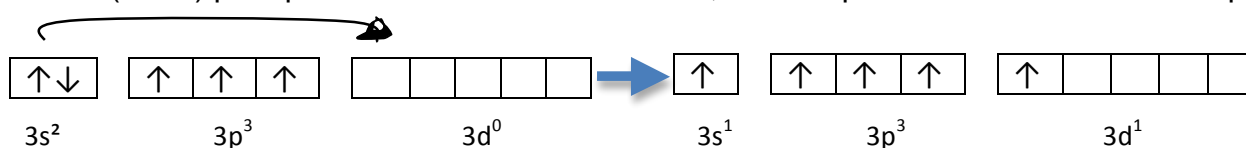
| | Définition | Exemple de l'oxygène (Z=8) |
|------------------------------|---|---|
| Couche de valence | Elle contient les e ⁻ les plus externes (possédant le n le plus élevé) | La couche de valence de l'oxygène est : 2s ² 2p ⁴ |
| Electrons de valences | Ce sont les e ⁻ qui se situent sur la couche de valence | L'oxygène a 2+4=6 électrons de valence. |
| Valence | C'est le nb d'e ⁻ célibataires de l'atome (à l'état fondamental) Elle représente le nb de liaison(s) disponible(s) avec cet atome | La valence de l'oxygène est de 2 |

Chez certains atomes, on peut passer en valence secondaire, (ou tertiaire) si ils possèdent :

- des doublets non liants
- des OA vides ou une sous couche différente susceptible d'accueillir un électron

Les hypervalences permettent d'augmenter le nombre de liaisons possibles par l'atome. Elles sont possibles sur les lignes 3 et 4 du tableau périodique des éléments.

Ex : P(Z=15) peut passer en valence secondaire, et donc passer de 3 à 5 liaisons disponibles :



IV- Tableau périodique des éléments

Classe les atomes en ligne (selon la période et la couche) et en colonne (selon le nb d'e⁻ de valence).

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|-------------------------------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|----------------|--------|--|--|---|---|--|--|
| ${}^1_1\text{H}$ 1s ¹ | S | ${}_Z\text{X}$ Couche de valence | | | | | | | | | | P | ${}^2_2\text{He}$ 1s ² | | | | |
| ${}^3_3\text{Li}$ 2s ¹ | ${}^4_4\text{Be}$ 2s ² | | | | | | | | | | | ${}^5_5\text{B}$ 2s ² 2p ¹ | ${}^6_6\text{C}$ 2s ² 2p ² | ${}^7_7\text{N}$ 2s ² 2p ³ | ${}^8_8\text{O}$ 2s ² 2p ⁴ | ${}^9_9\text{F}$ 2s ² 2p ⁵ | ${}^{10}_{10}\text{Ne}$ 2s ² 2p ⁶ |
| ${}^{11}_{11}\text{Na}$ 3s ¹ | ${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 3s ² | | | | | | | | | | | ${}^{13}_{13}\text{Al}$ 3s ² 3p ¹ | ${}^{14}_{14}\text{Si}$ 3s ² 3p ² | ${}^{15}_{15}\text{P}$ 3s ² 3p ³ | ${}^{16}_{16}\text{S}$ 3s ² 3p ⁴ | ${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 3s ² 3p ⁵ | ${}^{18}_{18}\text{Ar}$ 3s ² 3p ⁶ |
| ${}^{19}_{19}\text{K}$ 4s ¹ | ${}^{20}_{20}\text{Ca}$ 4s ² | $4s^2 3d^1$ | $4s^2 3d^2$ | $4s^2 3d^3$ | $4s^1 3d^3$ | $4s^2 3d^5$ | $4s^2 3d^6$ | $4s^2 3d^7$ | $4s^2 3d^8$ | $4s^1 3d^{10}$ | $4s^2$ | $4s^2 4p^1$ | $4s^2 4p^2$ | $4s^2 4p^3$ | $4s^2 4p^4$ | ${}^{35}_{35}\text{Br}$ 4s ² 4p ⁵ | ${}^{36}_{36}\text{Kr}$ 4s ² 4p ⁶ |
| $5s^1$ | $5s^2$ | $5s^2 4d^1$ | $5s^2 4d^2$ | $5s^2 4d^3$ | $5s^1 4d^3$ | $5s^2 4d^5$ | $5s^2 4d^6$ | $5s^2 4d^7$ | $5s^2 4d^8$ | $5s^1 4d^{10}$ | $5s^2$ | $5s^2 5p^1$ | $5s^2 5p^2$ | $5s^2 5p^3$ | $5s^2 5p^4$ | ${}^{53}_{53}\text{I}$ 5s ² 5p ⁵ | ${}^{54}_{54}\text{Xe}$ 5s ² 5p ⁶ |

Mnémono :

- 2^e ligne : **L**ise **B**ecqueta **B**ien **C**hez **N**otre **O**ncle **F**lorentin **N**estor
- 3^e ligne : **N**apoléon **M**angea **A**llégrement **S**ix **P**oulets **S**ans **C**laquer (d')**A**rgent
- 17^eème colonne (=halogène) : **F**lorentin **C**laqua **B**rutalement **I**rène **A** terre

Les colonnes regroupent des éléments comparables : des familles

- 1^{ère} = Hydrogène + Alcalins
- 2^{ème} = Alcalino-Terreux
- 17^{ème} = Halogènes
- 18^{ème} = Gaz Rares

Les lignes regroupent des catégories d'éléments

- 4, 5, 6^{ème} = métaux de transition
- 6^{ème} = lanthanides (4f^x)
- 7^{ème} = actinides (5f^x)