

Chapitre 1 : Constitution et cohésion au sein des atomes

Table des matières

1.	Atome et élément chimique.....	2
1.1	Composition d'un atome.....	2
1.2	Élément chimique et atomes isotopes.....	3
	Capacité n°1 : Déterminer la masse molaire d'un élément existant sous la forme de plusieurs atomes isotopes.	4
2	Structure électronique des atomes :.....	4
2.1	La quantification de l'énergie - L'atome d'hydrogène	4
2.2	Echange d'énergie entre l'atome et le milieu extérieur.	5
	Capacité n°2 : Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.....	7
2.3	L'atome polyélectronique	9
2.3.1	Notion de probabilité de présence :.....	9
2.3.2	Couches et sous-couches électroniques :	9
2.3.3	Les Orbitales Atomiques : OA.....	10
2.3.4	Conséquence pour l'atome polyélectronique :.....	12
2.4	Remplissage électronique des OA pour les atomes de $Z \leq 18$:.....	13
2.4.1	Configuration électronique des atomes :.....	13
	Capacité n°3 : Remplissage des OA	13
2.4.2	Electrons de cœurs, électrons de valence :.....	14
	Capacité n°4 : Electrons de cœur et de valence.....	14
2.4.3	Configuration électronique des ions :	14
3	Classification périodique :.....	16
3.1	Principe de remplissage :.....	16
3.2	Analyse par bloc	17
3.3	Analyse par famille	18
	Capacité n°5 : Autour de la classification périodique.....	18
3.4	Electronégativité	19
3.5	Polarisabilité	20
	Travaux dirigés n°1	21
	FORMULAIRE	23

1. Atome et élément chimique

1.1 Composition d'un atome

Un atome ${}^A_Z X$ se compose d'un **noyau** sphérique et d'un **cortège électronique** (ou nuage électronique).

NOYAU	NUAGE ELECTRONIQUE
<p>Le noyau est constitué de Z protons, chargés positivement, et de N neutrons, électriquement neutres.</p> <p>L'ensemble des protons et neutrons sont appelés nucléons</p>	<p>Il est constitué de Z électrons pour un atome.</p> <p>(un atome est neutre, donc possède autant d'électrons que de protons)</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Diamètre : de l'ordre de 10^{-15} m • Charge : + Z e • Cohésion entre nucléons assurée par des forces nucléaires de très courte portée 	<ul style="list-style-type: none"> • Diamètre : de l'ordre de 10^{-10} m • Charge : -Z e • Tous les électrons ne possèdent pas la même énergie

Masses et charges des trois particules élémentaires de l'atome

	Masse	Charge
Proton	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,01 u	+ e = + $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Neutron	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,01 u	0
Electron	$9,1 \cdot 10^{-31}$ kg	- e = - $1,602 \cdot 10^{-19}$ C

CONSEQUENCE : la masse de l'atome est concentrée au niveau du noyau ; c'est pourquoi A est appelé le nombre de masse.

A retenir :

<p>nombre de masse (A) \equiv nombre de nucléons, i.e. la somme du nombre de proton(s) et du nombre de neutron(s) constituant le noyau.</p> <p>nombre de charge (Z) \equiv nombre de proton constituant le noyau.</p> <p>Unité de masse atomique, notée u \equiv 1/12 de la masse d'un atome de ${}^{12}\text{C}$ Soit $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ si on souhaite utiliser une masse molaire Soit $1 \text{ u} = \frac{1}{N_A \cdot 10^3} = 1,660 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$</p>	$\begin{matrix} A & & X \\ & \diagdown & / \\ & Z & \end{matrix}$
---	---

1.2 Élément chimique et atomes isotopes

A retenir :

Élément chimique :

Ensemble des atomes et des ions ayant le même numéro atomique Z.

A un numéro atomique Z donné, est associé un symbole X (lettre majuscule ou deux lettres : une majuscule suivie d'une minuscule) correspondant à un élément chimique

Atomes isotopes :

Même numéro atomique Z, mais nombres de masse A différents.

Il s'agit donc des mêmes éléments (même Z, donc même nombre de protons) mais avec un nombre de neutrons différent.

Exemple 1 :

L'élément carbone a pour numéro atomique $Z = 6$; Il existe à l'état naturel sous la forme de trois atomes isotopes.

	<i>composition du noyau</i>		<i>abondance isotopique</i>
^{12}C	nombre de protons :	nombre de neutrons :	98,90 %
^{13}C	nombre de protons :	nombre de neutrons :	1,10%
^{14}C	nombre de protons :	nombre de neutrons :	radioactif ; à l'état de traces

Exemple 2 :

L'élément hydrogène a pour numéro atomique $Z = 1$; Cet élément existe également à l'état naturel sous la forme de trois atomes isotopes.

	<i>composition du noyau</i>		<i>abondance isotopique</i>
^1H (hydrogène)	nombre de protons : 1	nombre de neutrons : 0	99,98 %
^2H (deutérium)	nombre de protons : 1	nombre de neutrons : 1	0,015 %
^3H (tritium)	nombre de protons : 1	nombre de neutrons : 2	radioactif ; à l'état de traces

Un élément existe sous forme de divers isotopes, de nombres de masse A différents et donc de masse molaire différente : **pour un isotope donné, $M \approx A \text{ g/mol}$.**

Les masses molaires indiquées dans la classification périodique des éléments correspondent à celles de l'élément naturel, qui est pratiquement toujours un mélange de plusieurs isotopes.

La **masse molaire d'un élément chimique** s'obtient en faisant la moyenne des masses atomiques pondérée par les pourcentages isotopiques (selon leur abondance naturelle).

$$M_{zX} = \sum_i \%_{zX}^i \times M_{zX}^i \quad \text{avec} \quad \left\{ \begin{array}{l} M_{zX} : \text{masse molaire de l'élément naturel } {}_zX \\ \%_{zX}^i : \text{pourcentage naturel de l'isotope } {}_zX^i \\ M_{zX}^i : \text{masse molaire de l'isotope } {}_zX^i \end{array} \right.$$

Capacité n°1 : Déterminer la masse molaire d'un élément existant sous la forme de plusieurs atomes isotopes.

Le fer possède 28 isotopes connus, de nombre de masse variant de 45 à 72. Parmi ces isotopes, quatre sont stables, ${}^{54}\text{Fe}$, ${}^{56}\text{Fe}$, ${}^{57}\text{Fe}$ et ${}^{58}\text{Fe}$. ${}^{56}\text{Fe}$ étant largement le plus abondant (91,8 %), suivi de ${}^{54}\text{Fe}$ (5,8 % possiblement légèrement radioactif avec une demi-vie supérieure à $3,1 \times 10^{22}$ années), ${}^{57}\text{Fe}$ (2,1 %) et ${}^{58}\text{Fe}$ (0,30%).

Pourquoi la masse molaire du Fer dans la classification périodique est de 55,9 g/mol ?

2 Structure électronique des atomes :

2.1 La quantification de l'énergie - L'atome d'hydrogène

M. Planck fait l'hypothèse que la lumière et la matière peuvent échanger de l'énergie par quantités discrètes qu'il appelle quanta d'énergie..

A retenir :

Energie d'un photon :

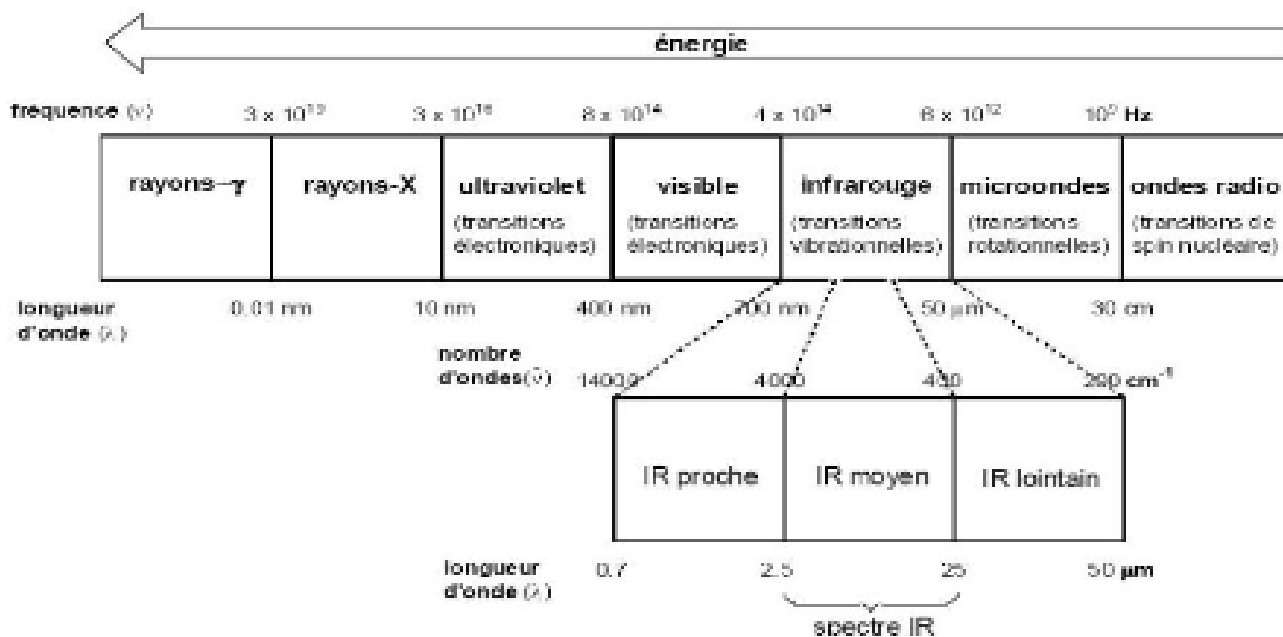
$$\mathcal{E} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad \text{avec} \quad \left\{ \begin{array}{l} h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \text{ (Constante de Planck)} \\ \lambda : \text{Longueur d'onde du rayonnement en m} \\ \mathcal{E} : \text{quantum d'énergie exprimée en J} \\ c : \text{célérité de la lumière dans le vide } (3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) \end{array} \right.$$

En 1905, Einstein reprend la théorie de Planck pour expliquer l'effet photoélectrique.

Lorsqu'un grain de lumière ayant une énergie suffisante rencontre un électron d'une plaque de zinc, cet électron est éjecté de la plaque. Einstein donne le nom de **photon** à ce grain de lumière qui a la même énergie que le quantum défini par Planck. C'est le début de la mécanique quantique.

2.2 Echange d'énergie entre l'atome et le milieu extérieur.

Rappel : Différents domaines spectraux :



En 1913, Niels Bohr utilise la quantification de la lumière pour expliquer les spectres atomiques.

Lorsqu'un atome se désexcite et passe d'un niveau E_p vers un niveau E_n , il émet un photon d'énergie :

$$E_p - E_n = h \cdot \nu$$

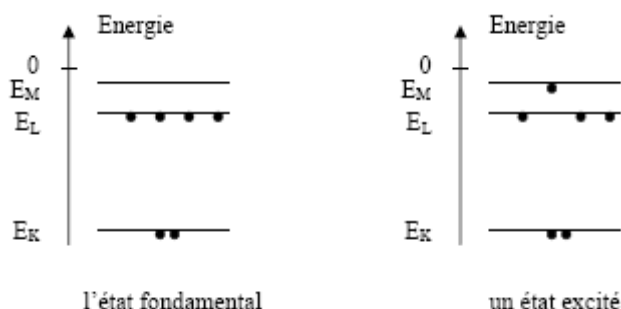
Il émet le postulat suivant :

- **Les variations d'énergie de l'atome sont quantifiés** : l'atome ne peut exister que dans certains états d'énergie invariants et bien définis.

- **Un photon de fréquence f ou ν est émis lorsque l'atome se désexcite en effectuant une transition d'un niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie E_n tel que : $E_p - E_n = h \cdot \nu$**

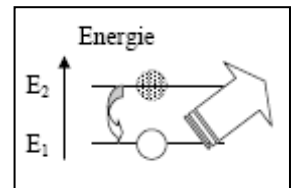
Pour chaque atome, on peut réaliser un diagramme des niveaux d'énergie de l'atome.

Exemple l'atome de carbone



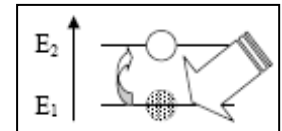
L'atome excité est instable. Il évolue, plus ou moins rapidement, vers un état plus stable. C'est-à-dire un état de plus faible énergie. Il restitue cette différence d'énergie sous forme d'un photon de fréquence ν et d'énergie :

$$\Delta E = E_2 - E_1.$$



Pour passer à un état excité, l'atome peut absorber de l'énergie sous forme radiative. C'est à dire par absorption d'un photon de fréquence ν et d'énergie :

$$\Delta E = E_2 - E_1.$$



Remarque si l'atome reçoit un photon d'énergie inférieure à $(E_2 - E_1)$, la transition n'a pas lieu.

L'énergie d'un photon est donnée par relation d'Einstein $\Delta E = h \cdot \nu$ où h est la constante de Planck et ν la fréquence de la radiation associée au photon



Henrich Geissler, mécanicien et physicien allemand,

Fils d'un souffleur de verre, Heinrich Geissler apprit lui-même ce métier. il utilisa ces savoirs pour la fabrication d'instruments de physique et de chimie.

Il fabrique, entre autres, les premiers thermomètres de précision à capillaire de verre.

En 1858, il réalise la construction en série des tubes à gaz raréfiés, auxquels il a donné le nom de tubes de Geissler.



Le principe de ces tubes est de mettre dans l'ampoule des gaz (comme du dihydrogène) sous faible pression (la pompe permet de réaliser le vide). On provoque à l'intérieur de l'ampoule de fortes décharges électriques, les atomes d'hydrogènes sont alors excités. En se désexcitant, ils émettent une lumière dont le spectre est discontinu.



Spectre d'émission de l'hydrogène dans le visible :

$$\lambda_{\alpha} = 656,3 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\beta} = 486,1 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\gamma} = 434,2 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\delta} = 410,2 \text{ nm}$$

A retenir : Postulat de Bohr

Pour l'atome d'hydrogène (un seul électron)

La valeur d'un niveau d'énergie n est : $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ en eV

$$n \in \mathbb{N}^*$$

Rq : n est appelé nombre quantique principal

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Capacité n°2 : Niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

Les différents niveaux d'énergie :



Niveau fondamental :

Energie d'ionisation :

Transition électronique :

Lors d'une excitation :



Lors d'une désexcitation :



Exemple : spectre d'émission de H dans le visible

Il correspond à des transitions électroniques (désexcitation) des niveaux $k > 2$ jusqu'au niveau 2.

Représenter sur un diagramme d'énergie les transitions correspondantes et retrouver les différentes longueurs d'onde d'émission données p6 :

2.3 L'atome polyélectronique

Le modèle de Bohr de l'atome a permis d'interpréter les spectres d'émission de l'atome d'hydrogène (un seul e^-) ; cependant, pour décrire les atomes polyélectroniques dans lesquels il faut ajouter à l'interaction noyau-électron, les interactions entre les électrons, des modèles plus élaborés sont nécessaires.

2.3.1 Notion de probabilité de présence :

Dans le modèle quantique actuellement en vigueur, on abandonne la notion de trajectoire des électrons autour du noyau.

Les électrons du cortège électronique d'un atome sont répartis dans des couches numérotées à partir de $n = 1$, et qui contiennent des sous-couches désignées par des lettres (s, p, d et f). Seule la probabilité de présence de chaque électron en un point donné de l'espace est connue.

Si l'on suppose que l'on peut photographier une infinité de fois l'atome d'hydrogène dans son état fondamental, la théorie quantique conduit à *un nuage électronique* dont l'intensité est une représentation de la probabilité de présence de l'électron

Dans le modèle quantique de l'atome, on n'attribue pas aux électrons une trajectoire définie (comme dans le modèle de Bohr). On considère qu'on peut seulement connaître la probabilité de présence de chacun d'eux en un point donné de l'espace entourant le noyau.



Le mouvement d'un électron correspondant à un niveau d'énergie E_i autour du noyau est décrit par des fonctions appelées **Orbitales Atomiques (OA)** qui permettent de décrire un volume dans lequel on aura 95 % de chance de trouver l'électron.

Chacune des sous-couches électroniques d'un atome contient une ou plusieurs **Orbitales Atomiques (OA)**.

2.3.2 Couches et sous-couches électroniques :

- **La couche électronique**

A retenir :

Le nombre quantique principal est noté n .

Il définit la couche électronique à laquelle appartient l'électron.

n est un entier positif non nul : $n \in \mathbb{N}^*$

Rem. : Il s'agit du même n qui apparaît dans le modèle de Bohr et qui permet de quantifier les niveaux d'énergie de l'électron. Les couches peuvent être nommées d'après une lettre majuscule : couche K ($n=1$), couche L ($n=2$), couche M ($n=3$), ...

- **Les sous-couches électroniques**

A retenir :

Chacune des couches électroniques d'un atome contient une ou plusieurs sous-couches

Une couche de nombre quantique principal n est divisée en n sous-couches.

Chaque sous-couche est désignée par une lettre : s , p , d et f .

Ainsi : la couche (K) correspondant à $n = 1$ contient une seule sous-couche notée : $1s$.

la couche (L) correspondant à $n = 2$ contient deux sous-couches notées : $2s$ et $2p$.

etc...

Les sous-couches pour les quatre 1ères couches sont détaillées dans le tableau suivant :

		Sous-couches			
n	1	$1s$	/	/	/
	2	$2s$	$2p$	/	/
	3				
	4				

2.3.3 Les Orbitales Atomiques : OA

Une OA est caractérisée par son énergie, sa forme (localisation probable de l'électron) et son orientation spatiale.

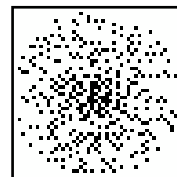
On symbolise une orbitale atomique par une « case quantique » :

Description géométrique des Orbitales Atomiques :

On représente de manière simplifiée les orbitales atomiques en dessinant la forme de la surface délimitant un volume à l'intérieur duquel la probabilité de trouver l'électron est la plus grande.

• Pour les Orbitales de types s : 1s, 2s, 3s...

Leur géométrie est sphérique autour du noyau :



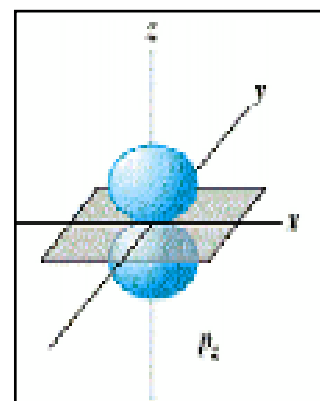
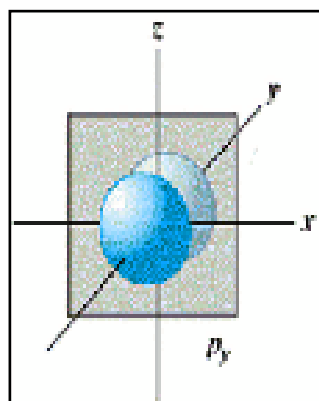
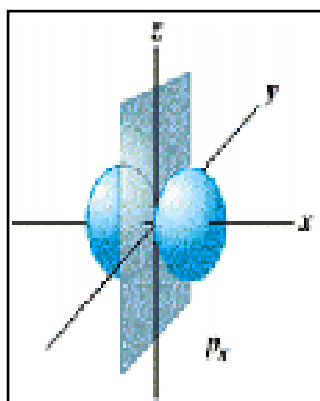
Rq : plus le niveau de la couche est élevé et plus le rayon de l'OA s est grand.

• Pour les Orbitales de types p : 2p, 3p...

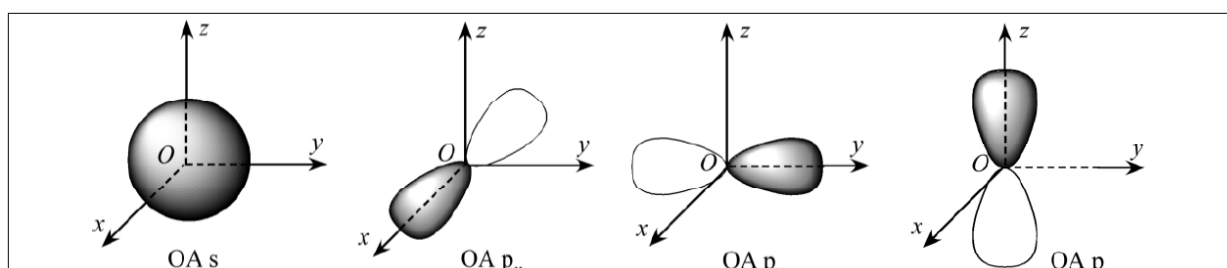
Dans une même sous-couche p, il existe 3 géométries d'orbitales différentes : p_x , p_y et p_z , correspondant à 3 OA différentes.

Chacune de ces OA p a les caractéristiques suivantes :

- ✓ 2 lobes dirigés selon l'axe correspondant.
- ✓ Symétrique par rapport au noyau et par rapport à l'axe correspondant.



Représentation des orbitales atomiques p

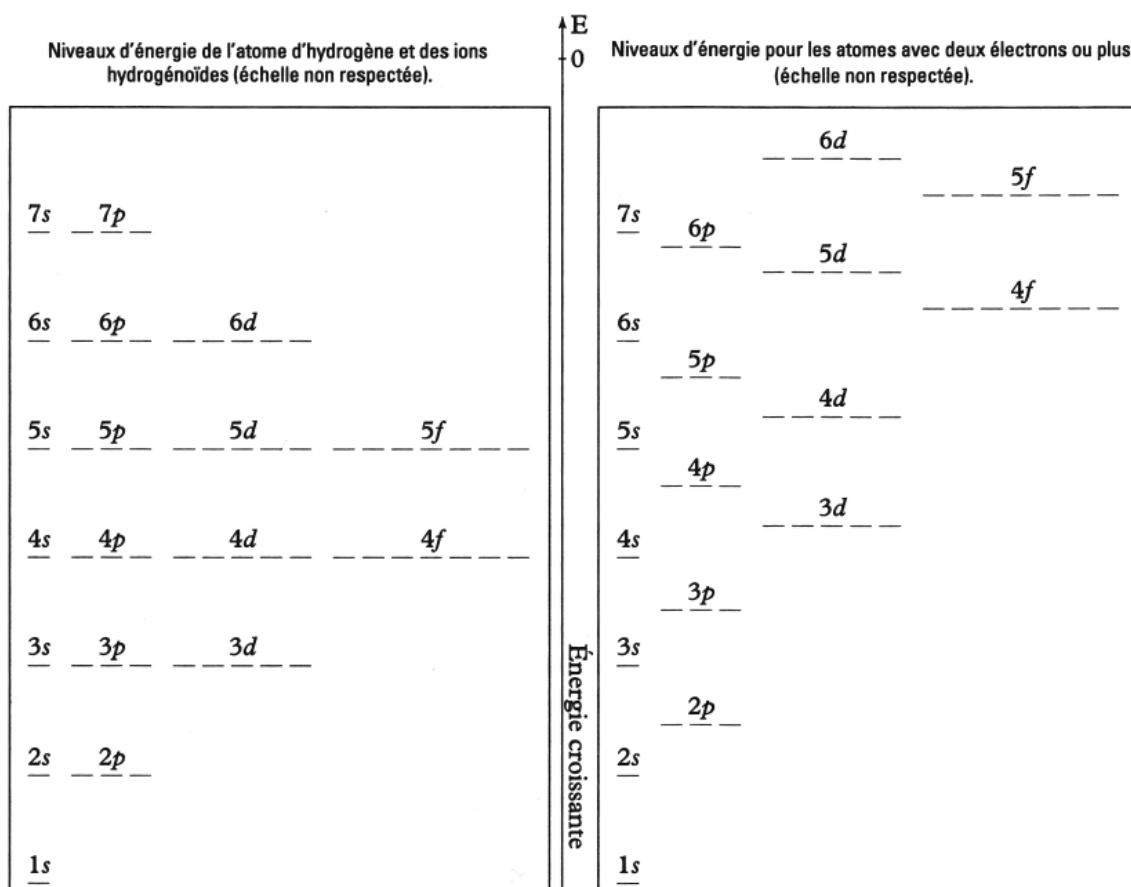


Rq : La représentation des OA d et f n'est pas au programme de la BCPST.

Une sous-couche d contient 5 OA.

Une sous-couche f contient 7 OA.

2.3.4 Conséquence pour l'atome polyélectronique :



Le diagramme énergétique de droite est valable pour tous les atomes polyélectroniques.

Seules les valeurs des énergies associées à chaque sous-couche changent suivant la nature de l'atome ; l'ordre reste le même.

2.4 Remplissage électronique des OA pour les atomes de $Z \leq 18$:

2.4.1 Configuration électronique des atomes :

Etablir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique consiste à indiquer la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques (1s, 2s, 2p, ...). Le nombre d'électrons dans chaque sous-couche est noté en exposant (ex : $1s^1$ pour ${}^1_1\text{H}$ dans son état fondamental).

Pour établir la configuration électronique à **l'état fondamental**, on respecte les règles suivantes :

- une OA contient au maximum 2 électrons.

Conséquences : une sous-couche s contient au maximum $2e^-$ et une sous-couche p contient au maximum $6e^-$.

- Le remplissage des couches et sous-couches se fait par énergie croissante.

ORDRE DE REMPLISSAGE DES SOUS-COUCHES ELECTRONIQUES
--

Capacité n°3 : Remplissage des OA

Exemple pour le Lithium Li (Z=3)

Exemple pour l'azote N (Z=7)

Carbone (Z=6)

Oxygène (Z =8)

Fluor (Z=9)

Argon (Z= 18)

2.4.2 Electrons de cœurs, électrons de valence :

A retenir :

Les électrons de valence sont :

les électrons qui possèdent le nombre quantique principal n le plus grand

ET

les électrons qui appartiennent à des sous-couches électroniques non totalement remplies.

Les électrons de cœur sont ceux qui peuplent les orbitales internes (les autres électrons)

Capacité n°4 : Electrons de cœur et de valence

[N] :

[Zr] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$

Zirconium

2.4.3 Configuration électronique des ions :

- **Cas des anions :**

Un anion est un élément qui a **gagné des électrons**.

Pour déterminer sa configuration, on rajoute le nombre d'électrons supplémentaires imposé par sa charge et en respectant les règles de remplissage.

Exemples :

[Cl] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ \Rightarrow Cl⁻

[S] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ \Rightarrow S²⁻

- **Cas des cations :**

Un cation est un élément qui a **perdu des électrons**.

Pour obtenir la configuration électronique d'un cation, il faut arracher le nombre d'électrons imposé par la charge parmi les électrons les plus faciles à arracher.

Si la dernière sous-couche occupée dans l'atome est de type ns ou np, ce sont ces électrons qui seront arrachés en premier.

Exemples :

[Mg] = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ \Rightarrow Mg²⁺

[Al] (Z = 13) = \Rightarrow Al³⁺

Il est possible de prévoir les ions les plus stables que peuvent former les atomes :

- ✓ Les **cations les plus stables** se forment en perdant des électrons pour avoir leur couche de valence remplie (ou saturée) : même configuration électronique qu'un gaz noble.
- ✓ Les **anions les plus stables** se forment en capturant des électrons pour avoir leur couche de valence remplie (ou saturée) : même configuration électronique d'un gaz noble.

Tableau de quelques ions stables :

Atome	Configuration électronique	Gaz noble proche	Ion	Configuration électronique
Hydrogène <i>H</i>	$1s^1$	<i>He</i>	Hydronium H^+	pas d'électron
Sodium <i>Na</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	<i>Ne</i>	Ion sodium Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$
Potassium <i>K</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	<i>Ar</i>	Ion potassium K^+	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Calcium <i>Ca</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	<i>Ar</i>	Ion calcium Ca^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnésium <i>Mg</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	<i>Ne</i>	Ion magnésium Mg^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6$
Chlore <i>Cl</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	<i>Ar</i>	Ion chlorure Cl^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Fluor <i>F</i>	$1s^2 2s^2 2p^5$	<i>Ne</i>	Ion fluorure F^-	$1s^2 2s^2 2p^6$

3 Classification périodique :

Group Period	→ 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	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
5	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
6	55 Cs	56 Ba	* 71 Lu	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
7	87 Fr	88 Ra	* 103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
			* 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		
			* 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		

Les trois 1^{ères} lignes de la classification périodique doivent être connues (Voir moyen mnémotechnique ci-dessous) :

Lili Bécha Bien Chez Notre Oncle Francois Nestor

Napoléon Mangea Allégrement Six Poulets Sans Claquer d'Argent (attention, argon)

3.1 Principe de remplissage :

La classification périodique actuelle est basée sur la configuration électronique des atomes.

- Les éléments sont rangés de gauche à droite **par ordre croissant de leur numéro atomique, Z**.
- A chaque fois que la configuration électronique de l'atome correspondant à l'élément considéré fait intervenir une nouvelle valeur du nombre quantique principal n , on utilise une nouvelle ligne et on revient à la première colonne.
- Pour $n > 1$, la n -ième ligne débute avec le remplissage des électrons de valence ns et s'achève avec le remplissage de la sous-couche np .

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1																	18	
1																	2	
2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	11	12											13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

Copyright © 2017 Eri Generatic

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103

A retenir :

Le tableau est constitué de :
 Lignes : Période
 Colonnes : Famille
 Séries (en dessous du tableau) : Lanthanides et Actinides

Les éléments chimiques sont rangés de gauche à droite par ordre croissant de numéro atomique Z.

Tous les éléments chimiques :

- d'une même période ont la même configuration de cœur
- d'une même famille ont la même configuration de valence

3.2 Analyse par bloc

On délimite 4 blocs, en fonction, de la nature s, p, d ou f de la sous-couche en cours de remplissage.

BLOC s	BLOC d	BLOC p	BLOC f
<i>Remplissage des sous-couches s</i>	<i>Remplissage des sous-couches d</i>	<i>Remplissage des sous-couches p</i>	<i>Remplissage des sous-couches f</i>

3.3 Analyse par famille

TOUS LES ELEMENTS CHIMIQUES D'UNE MEME COLONNE ONT LA MEME CONFIGURATION DE VALENCE.

Or, ce sont les électrons de valence qui sont responsables des propriétés chimiques ; les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques voisines : ils constituent une **FAMILLE CHIMIQUE**.

<p style="text-align: center;">COLONNE 1 FAMILLE DES ALCALINS (METAUX ALCALINS) Ex. :</p> <p style="text-align: center;">Configuration de valence en (SAUF l'hydrogène)</p> <p>L'électron de valence peut être facilement arraché pour former un cation monochargé (Na⁺, K⁺, ...), qui sera isoélectronique du gaz rare qui le précède.</p>	<p style="text-align: center;">COLONNE 2 FAMILLE DES ALCALINO-TERREUX (METAUX ALCALINO-TERREUX) Ex. :</p> <p style="text-align: center;">Configuration de valence en</p> <p>Les deux électrons de valence peuvent être facilement arrachés pour former un cation dichargé (Ca²⁺, Mg²⁺, ...), qui sera isoélectronique du gaz rare qui le précède.</p>
<p style="text-align: center;">COLONNE 17 FAMILLE DES HALOGENES Ex. :</p> <p style="text-align: center;">Configuration de valence en</p> <p>Ils captent facilement un électron pour former un anion monochargé particulièrement stable (F⁻, Cl⁻, ...) (isoélectronique du gaz rare qui le suit). Les corps simples correspondant sont des molécules diatomiques (F₂, Cl₂, ...).</p>	<p style="text-align: center;">COLONNE 18 FAMILLE DES GAZ NOBLES Ex. :</p> <p style="text-align: center;">Configuration de valence en</p> <p>Saturation des sous-couches ns et np, donc grande stabilité ⇒ Ce sont des gaz monoatomiques dans les CNTP, qui sont à peu près inertes chimiquement.</p>

Capacité n°5 : Autour de la classification périodique

1) Sachant que la configuration électronique de l'oxygène est : [O] = 1s² 2s² 2p⁴

Où se situe-t-il dans le tableau ?

Numéro de ligne :

Numéro de colonne :

2) Sachant que le strontium Sr est situé à la 5^{ème} ligne et à la 2^{ème} colonne, quels sont sa configuration électronique et son numéro atomique à l'état fondamental ? Quelle est la notation simplifiée de sa configuration ?

3.4 Electronégativité

A retenir :

ELECTRONEGATIVITE

Grandeur relative et sans dimension, notée χ , qui quantifie la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons de la liaison qui le lie à un autre atome

Plus l'électronégativité est élevée, plus l'atome « attire » vers lui les électrons de la liaison.

N'étant pas mesurable, elle est définie à partir d'échelles d'électronégativité.

L'**ECHELLE DE PAULING**, faisant intervenir les énergies de liaison, est la plus utilisée.

Cette échelle nécessite une référence : l'élément le plus électronégatif, le fluor ($\chi(F) = 3,98$)

Comme les gaz rares ne peuvent réaliser de liaison avec d'autres atomes, Pauling n'a pas pu définir d'électronégativité pour les gaz rares.

Valeurs de l'électronégativité dans l'échelle de Pauling

H 2,20											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	
Li 0,98	Be 1,57											Al 1,61	Si 1,93	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
Na 0,93	Mg 1,31											Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	In 1,78	Sn 1,80	Sb 2,05	Te 2,09	I 2,66
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,64	Mo 2,16	Tc 1,92	Ru 2,18	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	Ti 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20
Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,29	Ta 1,50	W 2,26	Re 1,94	Os 2,18	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00					
Fr 0,70	Ra 0,85	Ac 1,05														

CONSTATATIONS :

L'élément le plus électronégatif est et les halogènes sont très électronégatifs.

L'élément le moins électronégatif est et les alcalins sont très peu électronégatifs.

A retenir :

L'électronégativité augmente :

- de gauche à droite dans une période
- de bas en haut dans une colonne

3.5 Polarisabilité

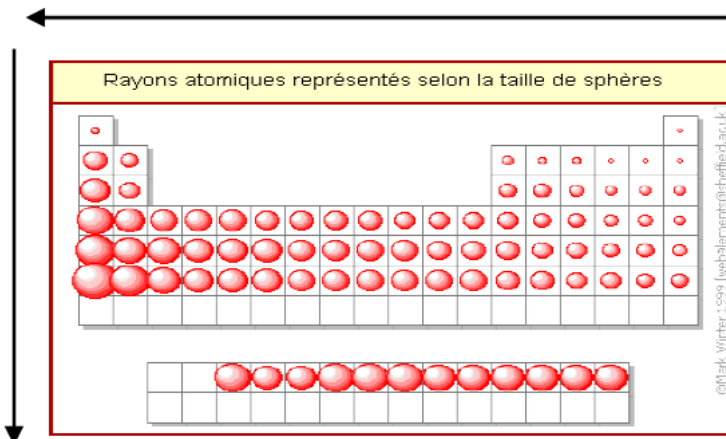
A retenir :

Polarisabilité atomique α :

Lorsqu'un atome est placé dans un champ électrique \vec{E} , son nuage électronique se déforme.

La polarisabilité α est la grandeur qui quantifie la capacité de déformation du nuage électronique de l'atome.

Elle augmente si le rayon atomique augmente : plus les e- de valence s'éloignent du noyau, moins ils sont attirés par le noyau et plus l'atome est polarisable.



Le rayon atomique augmente :

- en descendant le long d'une colonne,
- de la droite vers la gauche sur une période.

Justification qualitative :

- En descendant dans une colonne : l'électron de la dernière OA occupé se situe sur une OA de nombre quantique principal n de plus en plus grand, il est donc de plus en plus éloigné du noyau, donc le rayon augmente.
- En avançant dans une période : le nombre quantique principal de la dernière OA occupée reste le même donc cela n'a pas d'effet, mais il y a de plus en plus de proton dans le noyau donc l'attraction du noyau sur les électrons est plus grande. Les électrons sont donc plus proches du noyau, donc le rayon diminue.

A retenir :

La polarisabilité augmente :

- de droite à gauche dans une période
- de haut en bas dans une colonne

Travaux dirigés n°1

Ex.1 : Caractéristiques d'un atome (*)**

Soit le nucléide tel que $Z=6$ et $A=12$.

1. De quel élément s'agit-il ?
2. Préciser son nombre d'électrons, de protons et de neutrons.
3. Calculer le rayon et la masse volumique du noyau en utilisant une modélisation sphérique (le rayon R du noyau est bien approximé par la loi empirique suivante : $R=(\sqrt{2}).A^{(1/3)}$ [en fermis, 1 fermi= 10^{-15} m]).
4. Déterminer la densité du noyau (par rapport à l'eau).Commentaire sur les résultats.
5. Calculer la charge volumique du noyau.

Données : - masse d'un noyau de l'élément considéré $m = 1,992.10^{-26}$ kg
- $e=1,6.10^{-19}$ C

Ex.2 : Isotopie (Terminale) (*)**

Les éléments carbone et oxygène existent sous forme de différents isotopes. On rappelle que $Z(C)=6$ et $Z(O)=8$.

1. Préciser ce que sont deux « isotopes » d'un même élément.
2. Citer deux isotopes du carbone. Donner la structure du noyau et la configuration électronique dans chaque cas.
3. L'oxygène existe essentiellement sous deux formes isotopiques ^{16}O et ^{18}O dont les masses molaires sont respectivement $M_{16}=15,9949\text{g.mol}^{-1}$ et $M_{18}=17,9922\text{g.mol}^{-1}$. Sachant que la masse molaire de l'oxygène naturel est $15,9989\text{g.mol}^{-1}$, estimer les proportions des deux isotopes en calculant la fraction molaire de l'un ou l'autre des isotopes dans un échantillon naturel.

Ex.3 : Transitions électroniques de l'atome d'hydrogène ()**

Calculer dans le cas d'un atome d'hydrogène :

1. L'énergie (en eV puis en J) et la fréquence ν du photon exciteur permettant la transition de l'électron de l'état fondamental $n=1$ à l'état excité $n=5$.
2. L'énergie (en eV puis en J) et la fréquence ν du photon exciteur permettant d'ioniser l'atome initialement dans son état excité $n=5$.
3. La fréquence et la longueur d'onde du rayonnement émis quand l'atome passe de l'état excité $n=3$ à l'état excité $n=1$.
4. Dans chaque cas, préciser dans quel domaine du spectre électromagnétique se trouve le rayonnement. Calculer également le nombre d'onde $\sigma=1/\lambda$ (en m^{-1} puis cm^{-1}) du rayonnement.

Données : - $h=6,63.10^{-34}$ J.s, constante de Planck
- $c=3.10^8$ m.s⁻¹, vitesse de la lumière dans le vide
- 1 eV= $1,6.10^{-19}$ J

FORMULAIRE

- **Composition d'un atome :**

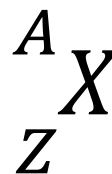
nombre de masse (A) \equiv nombre de nucléons, i.e. la somme du nombre de proton(s) et du nombre de neutron(s) constituant le noyau.

nombre de charge (Z) \equiv nombre de proton constituant le noyau.

Unité de masse atomique \equiv 1/12 de la masse d'un atome de ^{12}C

Soit 1 g.mol^{-1} si on souhaite utiliser une masse molaire

Soit $1 u = \frac{1}{N_A \cdot 10^3} = 1,660 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$



- **Energie d'un photon :**

$$\varepsilon = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad \text{avec} \quad \left\{ \begin{array}{l} h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s (Constante de Planck)} \\ \lambda : \text{Longueur d'onde du rayonnement} \\ \varepsilon : \text{quanta d'énergie exprimée en J} \\ c : \text{célérité de la lumière dans la vide} \end{array} \right.$$

- **Niveau d'énergie de l'atome d'hydrogène :**

La valeur d'un niveau d'énergie n est $\equiv E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ en eV

- **Remplissage des OA pour l'atome polyélectronique :**

Pour établir la configuration électronique à **l'état fondamental**, on respecte les règles suivantes :

- une OA contient au maximum 2 électrons.

Conséquences : une sous-couche s contient au max 2 e⁻ et une sous-couche p contient au maximum 6 e⁻.

- Le remplissage des couches et sous-couches se fait par énergie croissante (ordre de remplissage de la classification périodique).

Conséquences : l'ordre de remplissage est 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p etc...

- **Electrons de cœur et de valence :**

Les électrons de valence :

Sont les électrons qui possèdent le nombre quantique principal n le plus grand

ET

Sont les électrons qui appartiennent à des sous-couches électroniques non totalement remplies.

Les électrons de cœur sont ceux qui peuplent les orbitales internes