TUT'RENTRÉE S1 2015

CHIMIE GÉNÉRALE

COURS N°1

INTERACTIONS RAYONNEMENT / MATIÈRE

STRUCTURE DE L'ATOME (ATOMISTIQUE)

Le tutorat est gratuit. Toute reproduction ou vente est interdite.

PROGRAMME TUT'RENTRÉE 2015-2016

Un total de 4h d'enseignement composé de :

Cours n°1 :

- 2h de cours sur le Chapitre 1 : Interactions rayonnement/matière et structure de l'atome

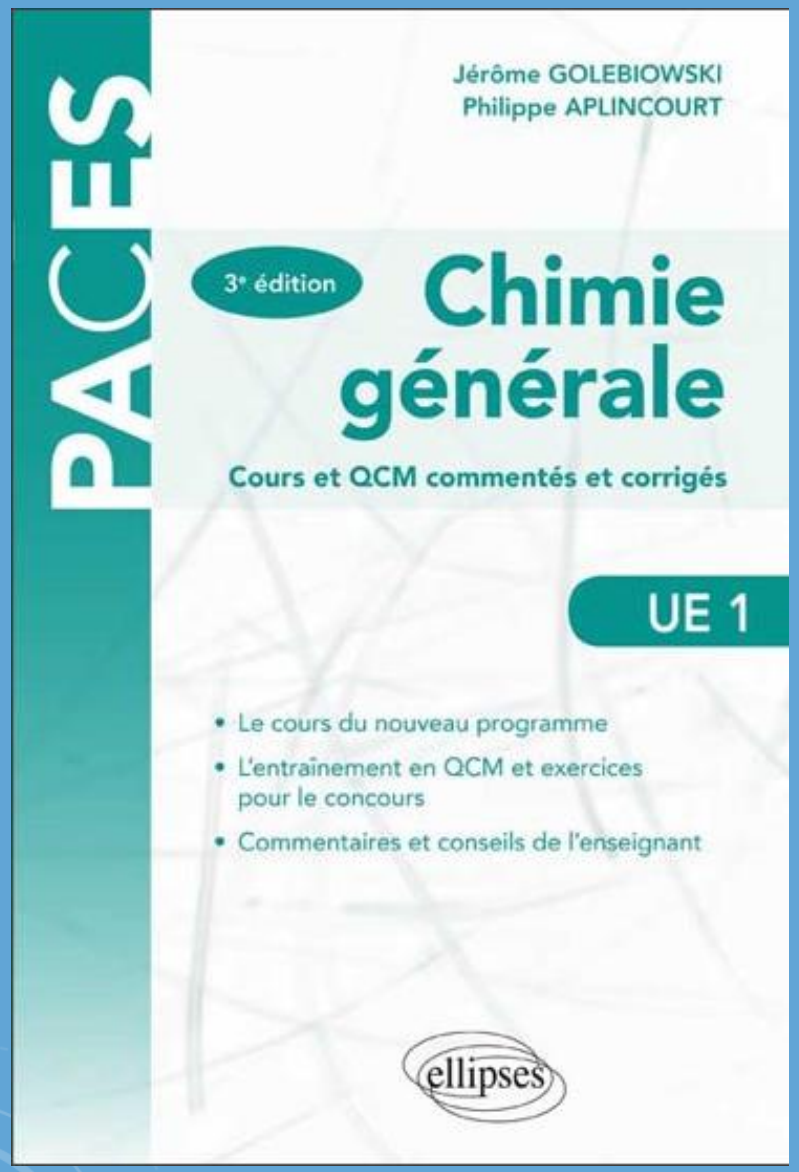
Cours n°2 :

- 2h de cours sur le Chapitre 3 : Thermodynamique + QCM

COMMENT ABORDER LA CHIMIE G DURANT L'ANNÉE ?

Vous suivrez les cours du Professeur **J.Golebiowski**

/! Afin de suivre sérieusement cette matière, il est très recommandé de se procurer le livre du Professeur qui sert officieusement de support de cours (Il n'y a pas de ronéos !)



Livre écrit par le professeur, présenté en cours.

Attention : Il est rapidement en rupture de stock à la rentrée !

De plus il vous faut **<u>la 3ème édition</u>** pour être à jour !

COMMENT ABORDER LA CHIMIE G DURANT L'ANNÉE ?

- L'année dernière la Chimie Générale au concours à été divisée en deux parties :
- Une au **S1** à travers l'UE 1 pour un total de **7 QCMs** (l'équivalent de 35 points +++)
- L'autre au **S2** à travers l'UE3b avec **2 QCMs** (~ 7 points)
- C'est une matière facile d'accès, où le travail est très souvent récompensé au concours !
- L'impasse dessus est quasiment impossible !

CHAPITRE 1 : INTERACTIONS RAYONNEMENT/MATIÈRE ET STRUCTURE DE L'ATOME

- I/ La Lumière
- II/ Interaction rayonnement-matière
- III/ Description de l'électron
- IV/ Configurations électroniques
- V/ Classification des éléments

Let's go pour le perfect !!!

I/ LA LUMIÈRE

- Lumière → Rayonnement électromagnétique
- **Célérité** de la lumière: $3.10^{8} m.s^{-1}$
- Elle a un comportement dual (onde/particule !)

I/ LA LUMIÈRE

- Elle peut-être considérée comme une **ONDE** (aspect ondulatoire)

  → **longueur d'onde (λ)** en m

  → **fréquence (ν)** en Hz (=s^{-1})

- Reliées par:

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

I/ LA LUMIÈRE

- Aspect corpusculaire → flux de particules énergétiques: **Photons**
- Photon → Quantité d'énergie transportée = **un QUANTUM**
- h = Constante de Planck = 6,62.10-34 J.s ou J.Hz-1

$$E(J) = h\nu = \frac{h * c}{\lambda}$$

EXEMPLE :

Quelle est la longueur d'onde d'un photon qui transporte une énergie de $6{,}6 \times 10^{-19}$ J ?

$C = 3.10^{8} m.s^{-1}$ $E = 6{,}6 \times 10^{-19}$ J $\lambda = ?$

$$E = \frac{h*c}{\lambda} = \frac{6{,}62 \text{ x}10-34\text{x } 3 \text{ x}108}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{6{,}62 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^{8}}{E}$$

$$\lambda = \frac{6{,}62 \times 10^{-34} \times 3 \text{ x}108}{6{,}6 \text{ x } 10-19} \approx 3 \times 10^{-7} \approx 300 \times 10^{-9} = 300 \text{ nm}$$

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

2 : « A » en exposant
= Nombre de masse
= Nombre de **nucléons**

$$^{A}_{Z}X^{q}$$

4 : « q » = Nombre de charges
(Soit q = 0 la forme atomique)

3 : « Z » = Numéro atomique =
Nombre de **protons**
(= nombre d'électron si sous forme atomique)

1 : « X » ou symbole de l'élément chimique
(Ex : $_{20}Ca$, $_{17}Cl$, $_{8}O$, $_{7}N$, etc…)

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

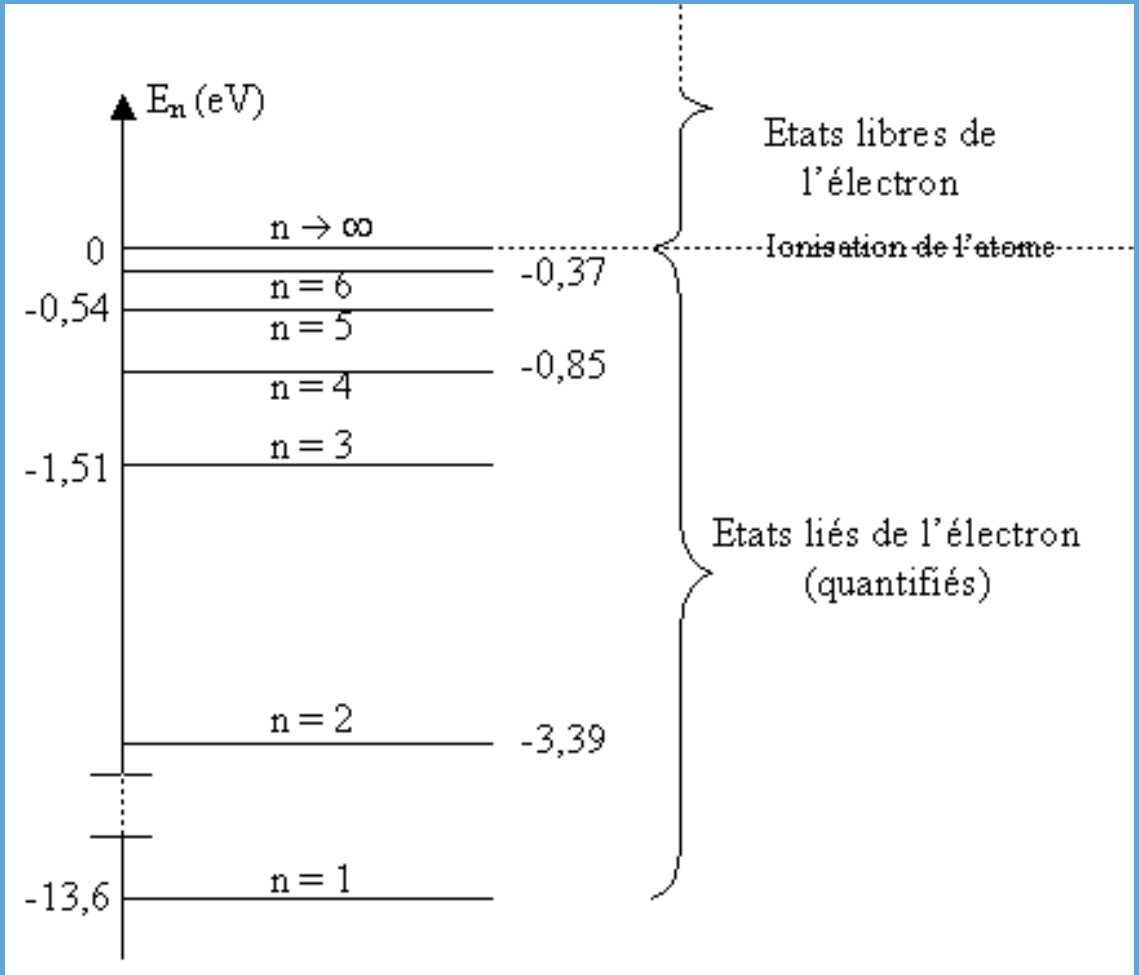
- Les **hydrogénoïdes** = atomes et ions ne possédant qu'un seul électron (*Ex : Atome d'hydrogène, $_2He^+$, etc…*).

- Energie **négative** et **discontinue**
  → Cet unique électron évolue sur un certain palier énergétique noté « n »
  → Energie **quantifiée**

- L'état fondamental désigne le palier énergétique noté « n = 1 »,
  → Niveau d'énergie le plus faible

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

$1eV = 1,6.10^{-19}$ J



II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

- **Formule de Rydberg :**

$$\boxed{E_n(J) = -\frac{R.h.c.Z^2}{n^2}}$$

Avec R = Constante de Rydberg = $1{,}1.10^7$m-1

EXEMPLE :

Calculez l'énergie de l'hydrogène au premier état excité:

1er état excité donc n=2

$$E_n(J) = -\frac{1,1\ x\ 10^{7} x\ 6,62\ x\ 10^{-34} x\ 3x\ 10^{8} x 1^{2}}{2^{2}}$$

$$E_n(J) = -\frac{21,8\ x\ 10^{-19}}{4} = -\ 5,46\ x\ 10^{-19}\ \text{J}$$

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

- Directement en eV

$$\boxed{E_n(eV) = -\frac{13,6.Z^2}{n^2}}$$

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

Le phénomène d'absorption :

- Absorption d'un photon d'énergie **quantifiée**, par un électron.
- Entrée de l'électron dans un « **état excité** ».
- L'électron change de niveau électronique « n » pour atteindre un niveau **n ≥ 2**

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

- Afin d'être absorbée un photon doit être d'énergie EXACTEMENT EGALE à la différence d'énergie entre deux niveaux « n ».
- Cette différence d'énergie est calculable en (eV) selon :

$$E_{h\nu} = \left|\Delta E_{n' \to n}\right| = \left|E_n - E_{n'}\right| = 13{,}6 . Z^2 . \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right)$$

L'ionisation : Si le photon est d'énergie supérieure à l'énergie d'ionisation alors l'excédent d'énergie, est transmis sous forme d'énergie cinétique à l'électron éjecté.

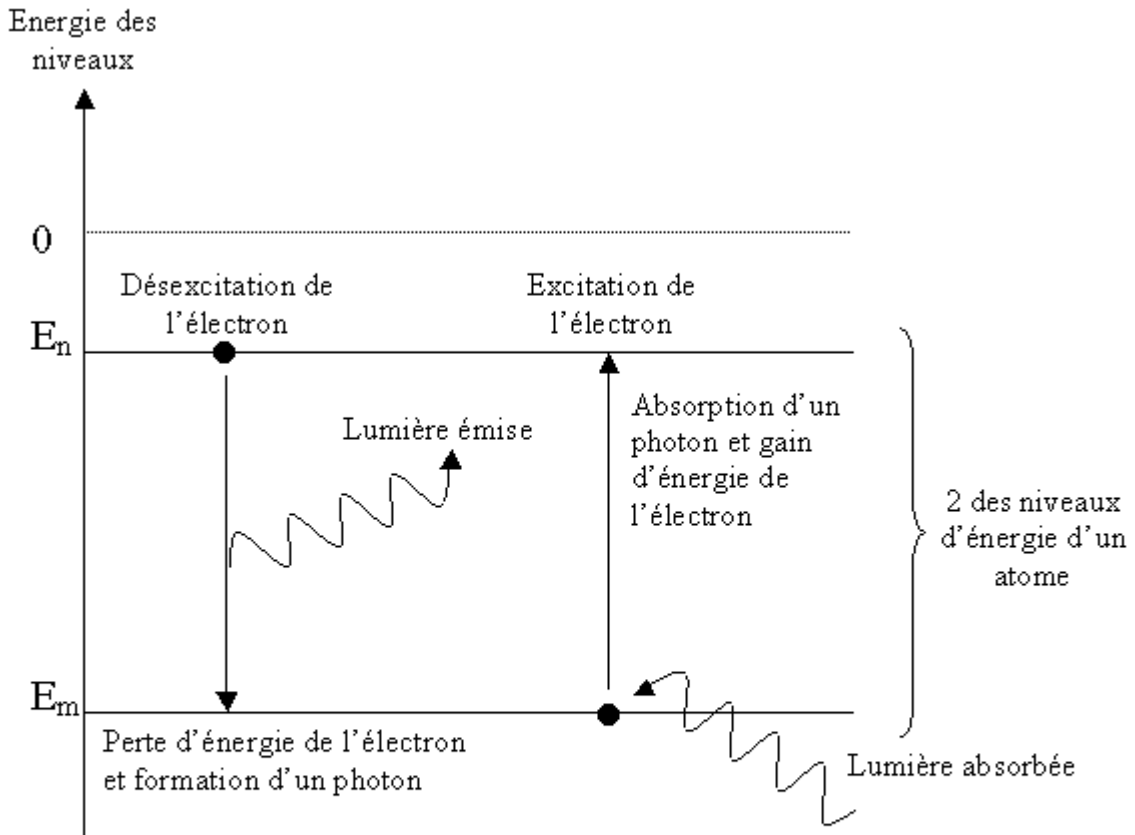
II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIÈRE

Le phénomène d'émission :

- Par nature un électron à tendance à **minimiser son énergie**, Il cèdera ainsi de l'énergie jusqu'à son retour vers l'état fondamental.
- Il faut utiliser la même formule:

$$E_{h\nu} = \left|\Delta E_{n' \to n}\right| = \left|E_n - E_{n'}\right| = 13{,}6 \,.\, Z^2 \,.\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2}\right)$$

II/ INTERACTION RAYONNEMENT/MATIERE



$$\Delta E = |E_n - E_m| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

- Comme le photon lumineux l'électron à un comportement **dualiste** (particulaire/ondulatoire)
- Une **particule** => **dehors** de l'atome (car ionisation).
- Une **onde** => **orbite autour de l'atome** où il possède alors une **énergie quantifiée**.
- Selon de Broglie n'importe quel corps de **masse *m*** *(kg)* et de **vitesse *v*** *($m.s^{-1}$)* inférieure à la vitesse de la lumière (comme un électron) peut être considéré également comme une onde de **matière =/= électromagnétique** !
- On lui doit la relation suivante :

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

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

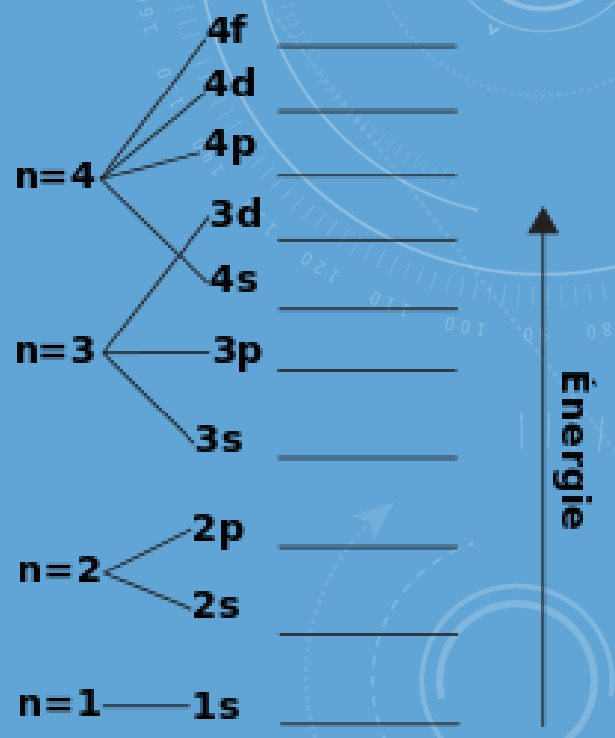
- Les orbitales atomiques sont la représentation probabiliste d'une zone de l'espace
- Elles représentent chacune une solution à l'équation de Schrödinger
- Ces solutions dépendent de **4 paramètres** que l'on appelle « **nombres quantiques** »
- Les édifices ne possédant qu'un seul électron (type hydrogénoïdes) ne sont concernés que par un seul nombre quantique principal « n »

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

- *Le nombre quantique principal « n »* :
- Egalement qualifié par le terme de « couche » (tels K,L,M,etc… au lycée)
- Il peut prendre n'importe quelle valeur entière positive supérieure à 0 ($n \geq 1$) jusqu'à $+\infty$.
- « Il détermine le niveau d'énergie dans lequel évolue l'électron »
- Rappel : **« n = 1 »** correspond à **l'état fondamental** , **« n = 2 »** correspond au **1er niveau excité**, etc…

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

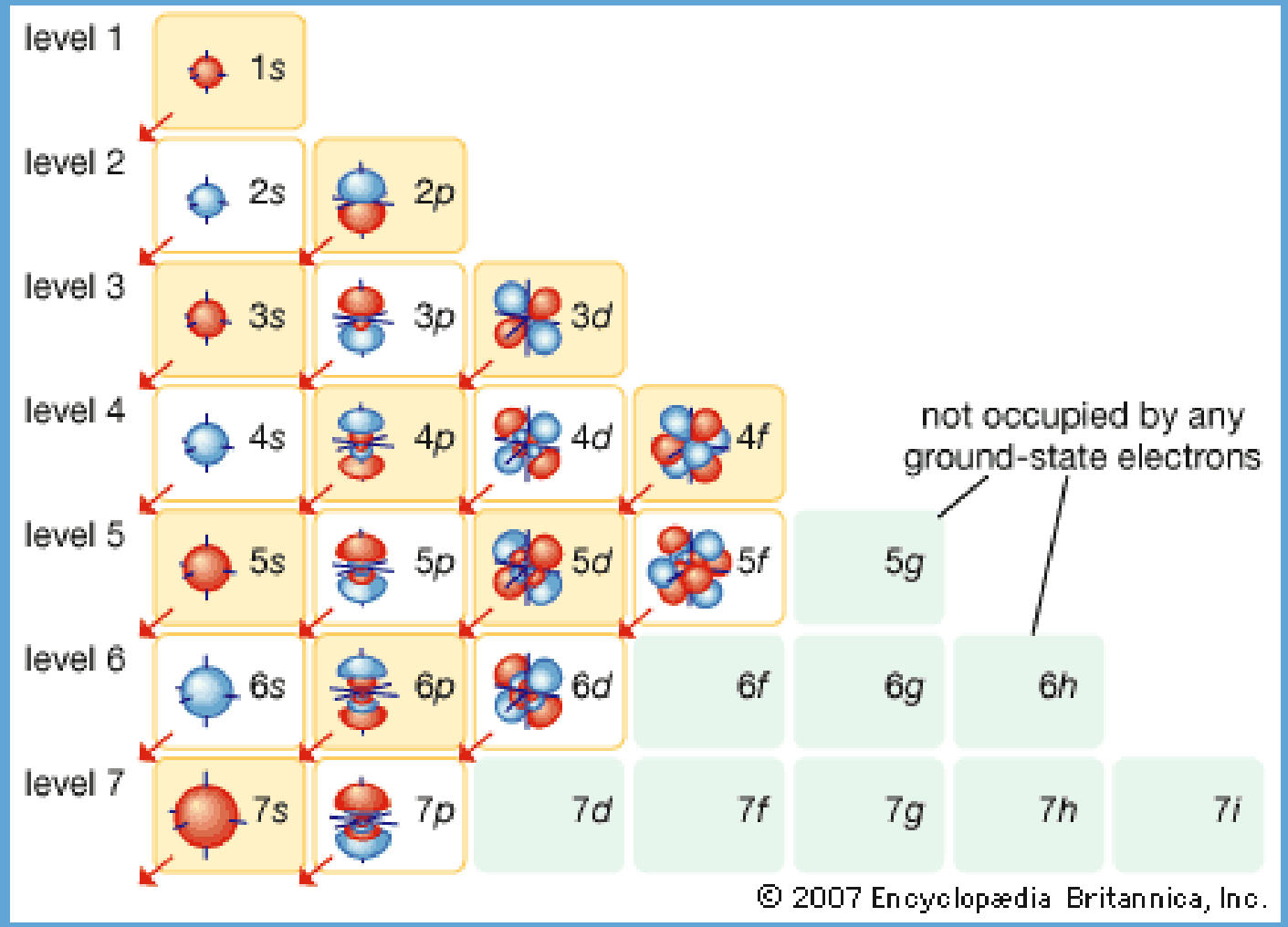
- *Le nombre quantique secondaire « l »* :
- Lorsque plusieurs électrons se situent sur une même couche « n », leurs propriétés sont différentes, pour les différencier on leur associe une sous-couche « l »
- Sa valeur doit être comprise en 0 et (n-1).
- Ex : si **« n » = 3**, alors « l » peut prendre les valeurs **{0;1;2}**
- La valeur de « l » « décrit la forme de la zone de l'espace dans laquelle la probabilité de trouver l'électron n'est pas nulle, on appelle cette zone une orbitale atomique »



III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

- *La forme des orbitales associées à « l »* :
- Lorsque « l = 0 », => OA de type 's ' ou sphérique pour « sharp »
- Lorsque « l = 1 », => OA de type 'p' ou en pelote pour « principal »
- Lorsque « l = 2 », => OA de type 'd' pour « diffuse »
- Lorsque « l = 3 », => OA de type 'f' pour « fundamental »

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON



III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

- *Le nombre quantique magnétique « m »* :
- Chaque électron appartenant à une couche « n » et une sous-couche « l » se voit associé également un nombre quantique « m » qui lui associe certaines propriétés magnétiques.
- Ce nombre m varie entre : **$-l \leq m \leq +l$**
- Par exemple si « l = 2 » alors « m » peut varier en {-2;-1;0;1;2}
- « La valeur de m défini la direction dans laquelle est dirigée l'OA »

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

- *Le nombre quantique de spin « s » :*
- Il fait référence à la **rotation** de l'électron sur lui-même, celui-ci ne peut tourner uniquement selon 2 direction.
- Ce qui lui donne deux valeurs possible, une rotation positive de spin **« s = +1/2 »**
- Ou une rotation négative de spin **« s = -1/2 »**

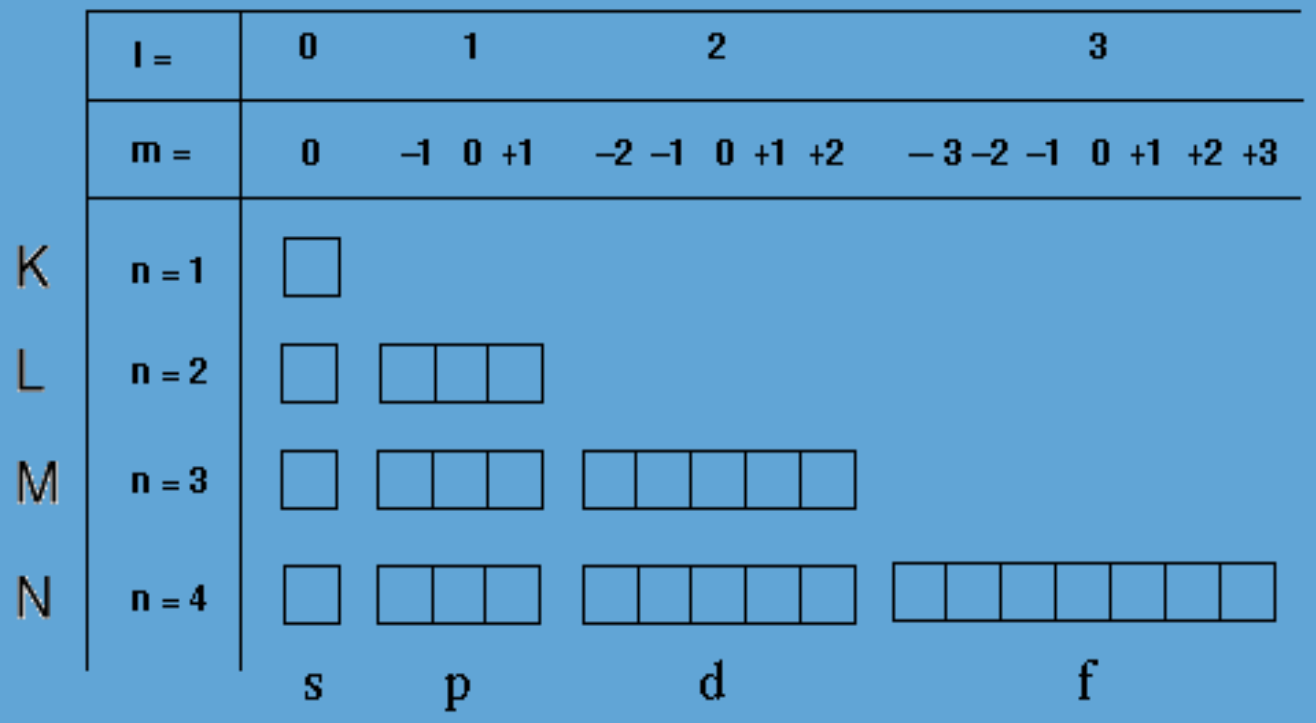
III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

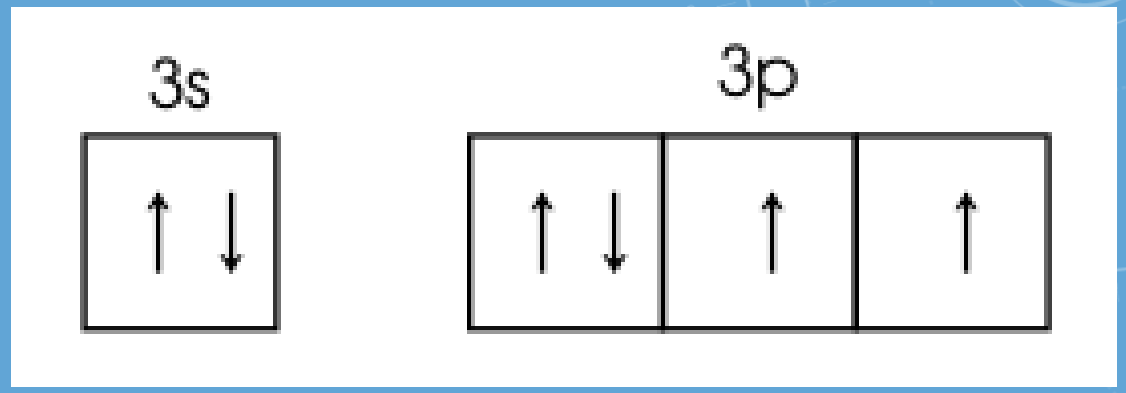
- La notation des orbitales atomiques se fait de la manière suivante :
  - *« valeur de n – symbole associé à l – direction associé à m »*
- *Exemple :* Pour les valeurs suivantes : n = 2; l = 1; m = 0;
- On obtient la notation « nl_m » => $2p_0$ ou $2p_z$ que l'on simplifiera en 2p.

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON

- *Les cases quantiques et le principe d'exclusion de Pauli* :
- Une **OA** peut également être représentée par une **simple case**
- Qui représente un « jeu **unique** de valeur » pour n, l et m !
- Or le principe de Pauli énonce que des électrons ne peuvent pas partager les 4 mêmes nombres quantiques (n,l,m,s) ! (Ex : Deux personnes ne peuvent pas avoir la même identité !)
- Ainsi pour la possibilité d'accueillir **2 électrons de spin « s » différents** → +1/2 et -1/2 !

III/ DESCRIPTION DE L'ÉLECTRON





- Electron de spin positif = flèche vers le haut !
- Electron de spin négatif = flèche vers le bas !
- On ne peut pas remplir une case avec des électrons de **<u>même spin</u>**, donc par des flèches dans le **<u>même sens</u>** !

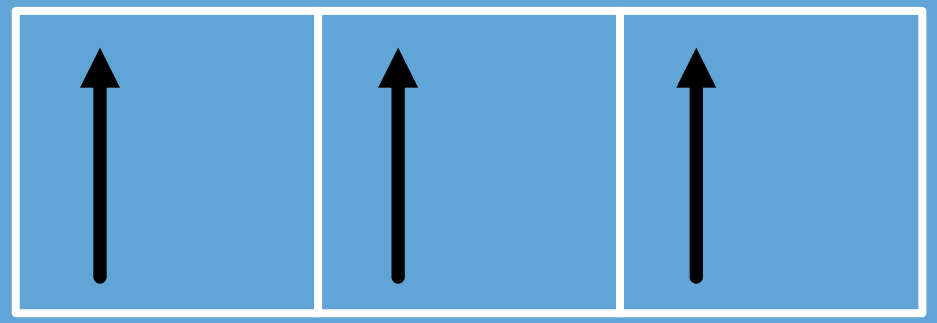
IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- *On note la configuration électronique comme ceci* :
- [X] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ … Et ce jusqu'à ce que tous les électrons soient associés à une OA.
- Remarque : On note **en exposant** le **nombre d'électrons de la sous couche**, et le nombre « m » est passé sous silence.
- Pour le remplissage on doit appliquer **les règles de Hund et de Pauli !**

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

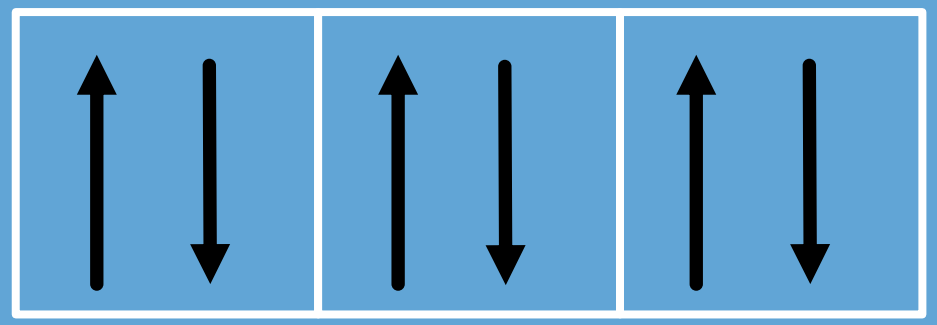
- *Les règles de Hund et Pauli* :
- On ne peut remplir une case quantique qu'avec des électrons de **spin opposés** (Règle de Pauli)
- Selon la règle de Hund remplir une par une les cases avec des électrons de **même spin** puis recommencer en y mettant les électrons de **spin opposé**.

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES



OA type **'np^3'**, électrons de spin positif = **+1/2**, flèche en haut

Puis



OA type **'np^6'**, électrons de spin négatif = **-1/2**, flèche en bas

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

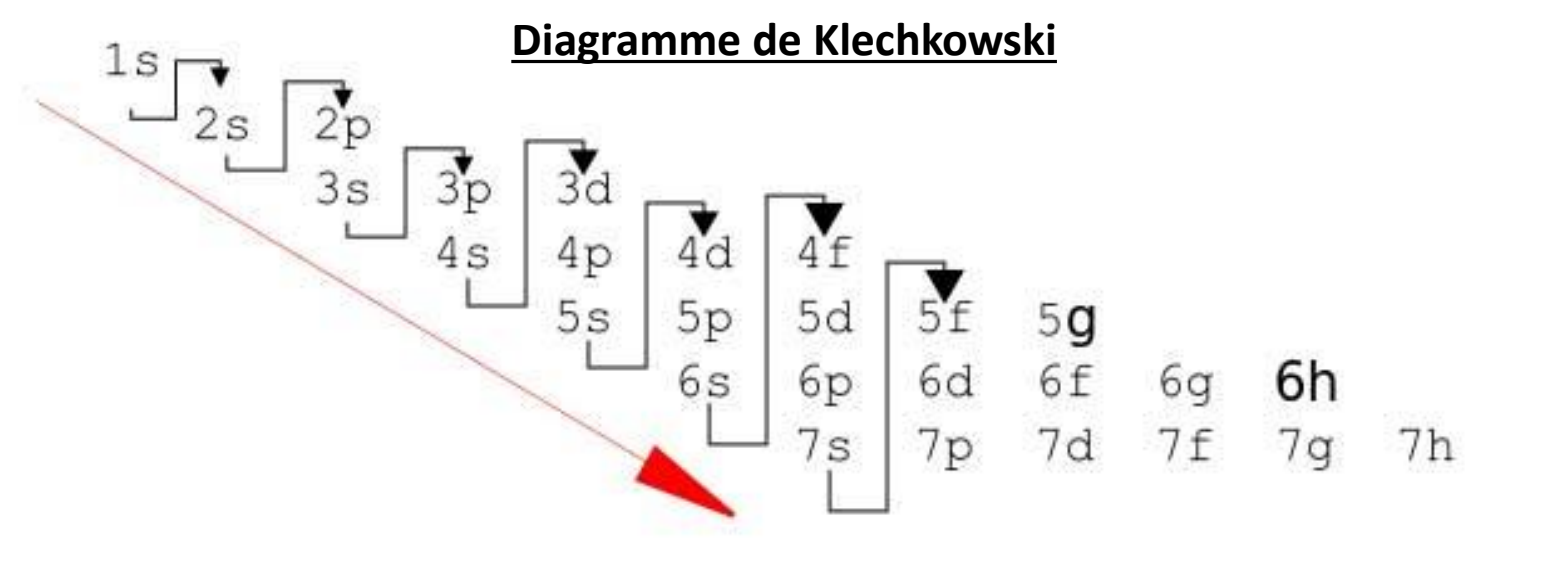
- L'écriture de la configuration électronique suit la règle du « n + l minimum »
- C'est-à-dire que pour retrouver l'ordre d'écriture des OA il faut additionner leur nombre « n » et leur nombre « l » , on classe alors les OA selon les valeurs croissantes de leur somme.

« n »	« l »	« n + l »	« écriture »
1	0	1	1s
2	0	2	2s
2	1	3	2p
3	0	3	3s
3	1	4	3p
4	0	4	4s
3	2	5	3d

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Lorsque 2 OA on la même valeur « n + l » on place **en priorité celui qui à le « n » le plus faible**.
- Ex: **3p** => « n + l » = **4** et **4s** => « n + l » = **4**.
- Ici on écrira 3p avant 4s !
- Pour retrouver facilement la hiérarchie des orbitales on peut suivre le **diagramme de Klechkowski**

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES



Mémoriser : ss ps ps dps dps fdps fdps

Numéroter à partir de : **1** pour ‘**s**’ / **2** pour ‘**p**’ / **3** pour ‘**d**’ / **4** pour ‘**f**’

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Autre astuce : Remplir un tableau comme celui-ci :
- Indiquez à chaque ligne le nombre « n » et à chaque colonne le nombre « l »
- Puis lire le tableau de la façon suivante :

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f …
6s 6p 6d … … …

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- *Dans le cas des ions :*

- **Anions** : rajouter des électrons à la suite de la configuration

- **Cations** : écrire **toute** la configuration puis enlever les derniers électrons (Attention à l'ordre il faut d'abord enlever les électrons de l'orbitale 4s avant ceux de l'orbitale 3d !)

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Quelques exemples (enfin … :p) !

- Le chlore : **17 électrons**

=> ss ps ps dps dps fdps fdps

- **s^2 s^2 p^6 s^2 p^5** ~~s dps dps fdps fdps~~

- **$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$**

- **$[_{17}Cl] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$**

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

Ion sodium Na^+

Sodium : **11 électrons**

$[Na] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$\mathbf{[Na^+] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6}$

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Il existe 3 exceptions notables quant à l'écriture des configurations électroniques on peut noter :
- Pour les OA de type **'d'** : -Leur saturation totale à l'aide de 10 électrons leur confère une grande stabilité ainsi, elles devront êtres écrites **avant** les orbitales 's'.
- *Ex du prof* : On écrira : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^{10}\ 4s^2}$

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- -Les cations formés à partir d'atomes dont les configurations finissent par **$4s^2 3d^x$, $5s^2 4d^x$** verront leurs électrons des **OA 's'** arrachés **avant** ceux des orbitales de type **'d'**

- -Les configurations finissant par **$4s^2\ 3d^4$** ou **$4s^2\ 3d^9$** ne seront **jamais rencontrées** car à l'instar du chrome (Z=24) et du cuivre (Z = 29) on **complète à moitié ou totalement** l'orbitale **'d'** avec les électrons de l'orbitale **'s'** pour des raisons de stabilité.

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Ex : [24Cr] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

  [29Cu] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1$

  (/!\ La sous couche $3d^{10}$ étant remplie elle passe avant $4s^1$!)

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- *Couches de Valence et de cœur* :
- On définit deux types d'électrons, **les plus périphériques** au noyau → électrons de valence
- Et les autres qui sont au **cœur** de l'atome

= **couche de cœur** → électrons de cœur

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Afin d'identifier les électrons de la couche de valence et ceux de la couche de cœur, il est nécessaire :

  -D'écrire la configuration électronique de l'élément

  -S'arrêter à la première sous-couche portant le « n » le plus élevé et tirer un trait juste avant

- *Ex* : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ |4s^2\ 3d^6$ (couche de valence de 8 électrons)

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- Il existe des raccourcis d'écriture de la configuration électronique :
- On utilise les **éléments des gaz rares/nobles** qui ont totalement rempli leur orbitales de valence
- Comme $_{2}He$, $_{10}Ne$, $_{18}Ar$, $_{36}Kr$, $_{54}Xe$…
- Pour **remplacer** les électrons de la **couche de cœur**

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- *Ex du prof* : $[_{20}Ca] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \mid 4s^2$ (possède 18 électrons de cœur)
- => $[_{20}Ca] = [_{18}Ar]\ 4s^2$
- *Remarque* : Un électron célibataire est un électron seul dans sa case quantique !

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

- *Les propriétés magnétiques des atomes* :
- Atomes **diamagnétiques** : possèdent **autant** d'électrons de spin +½ que de spin -½

  -> Pas d'électrons célibataires

- Atomes **paramagnétiques** : possèdent un **nombre différent** d'électrons de spin +½ et -½

  -> Un ou plusieurs électrons célibataires

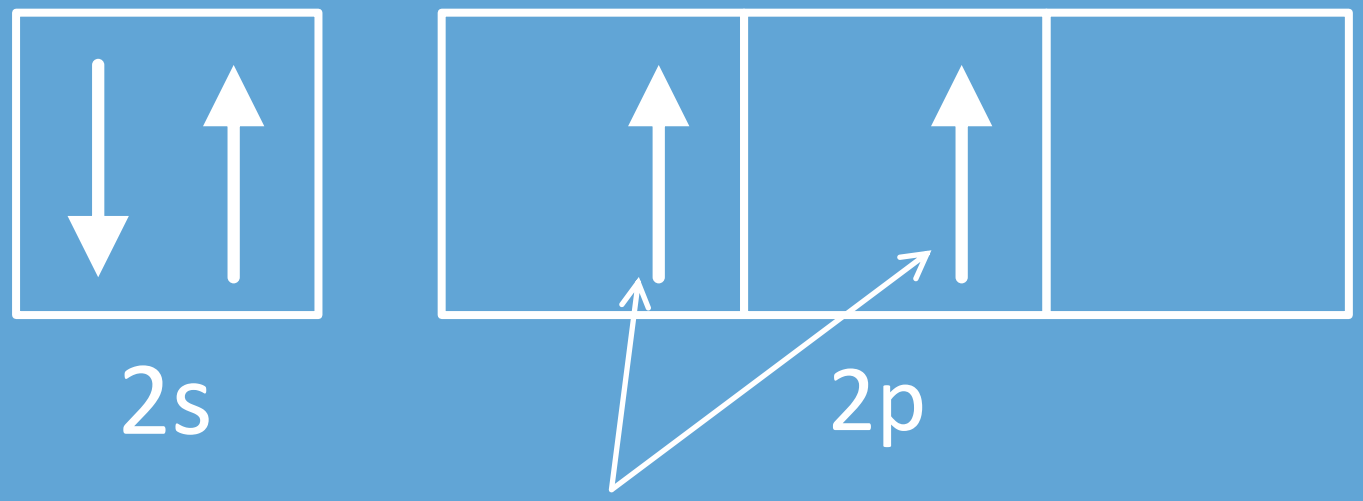
Attention : Un atome ayant un nombre pair d'électrons n'est pas toujours diamagnétique.

IV/ CONFIGURATIONS ÉLECTRONIQUES

Exemple

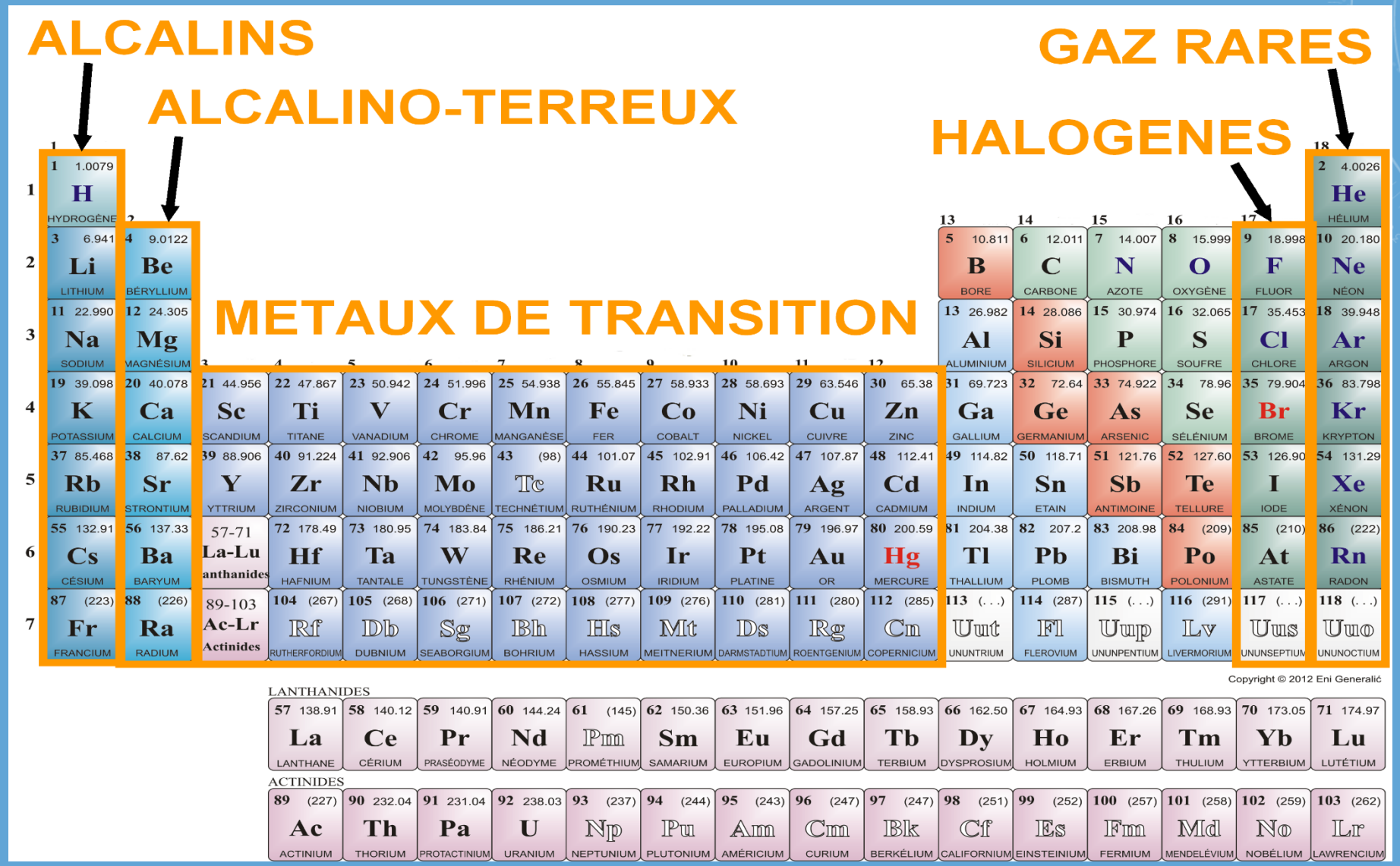
Le **Carbone** (6 électrons)

$[_6C] = 1s^2$ $\underline{\mathbf{2s^2\ 2p^2}}$

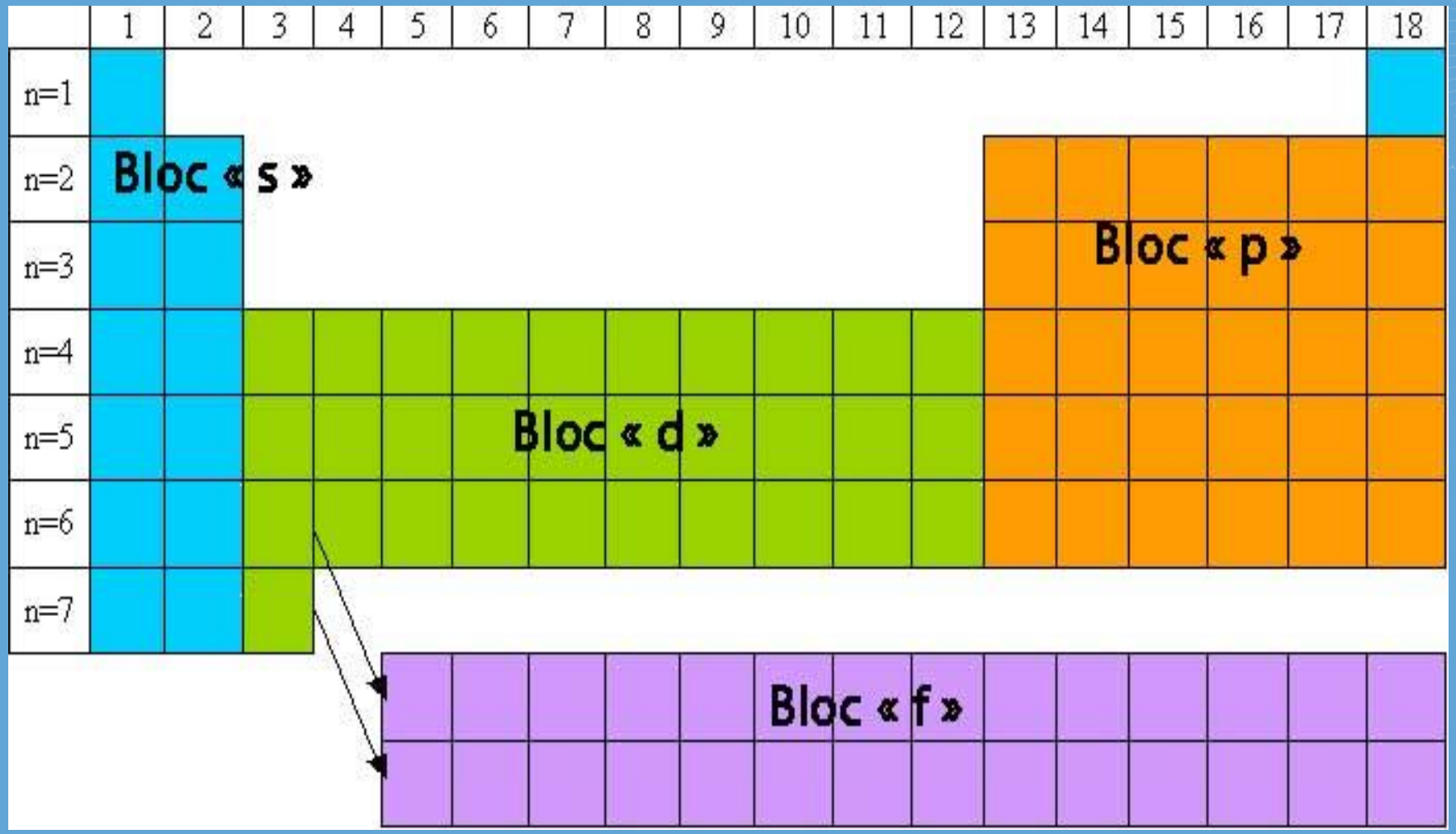


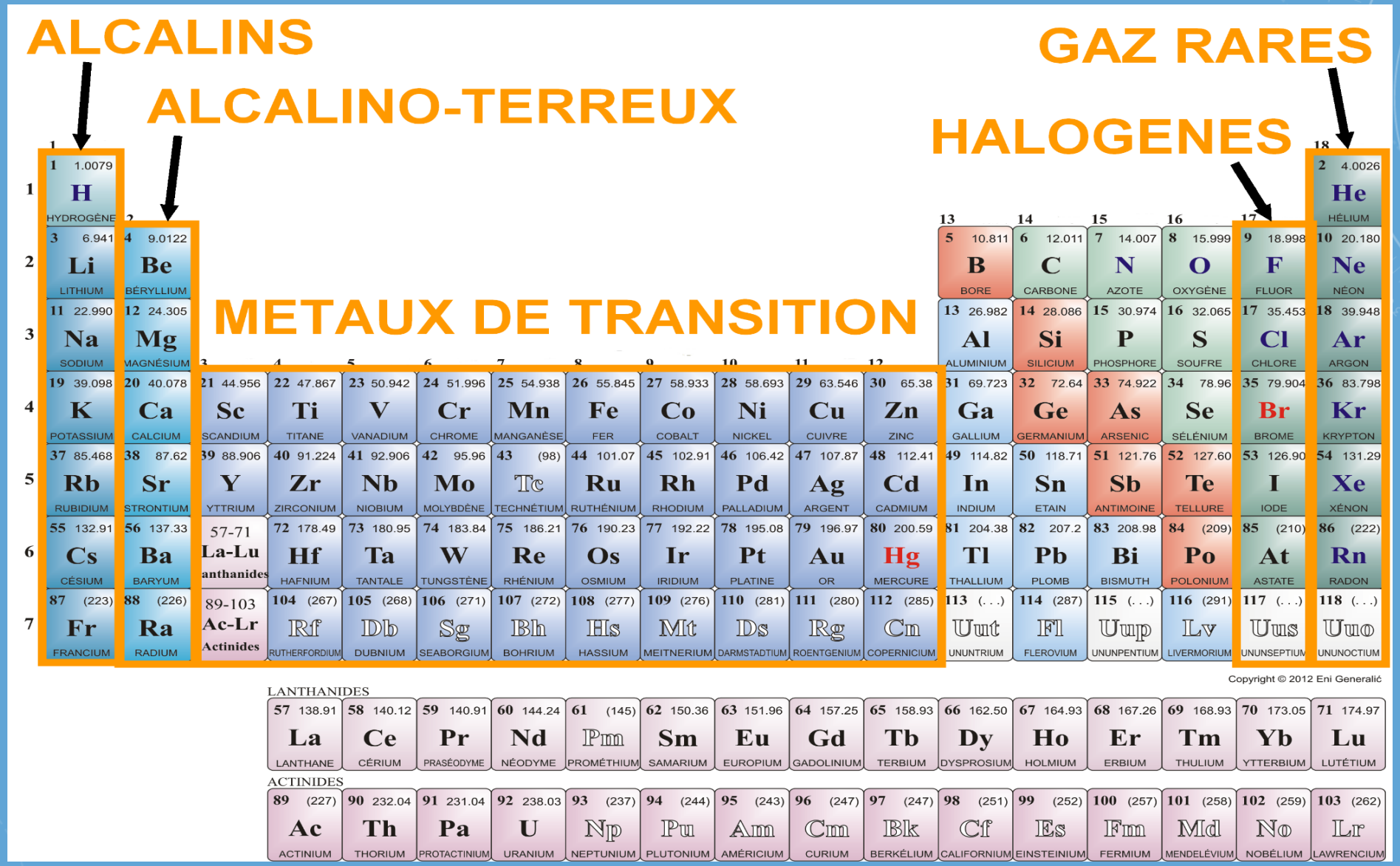
2 électrons célibataires !

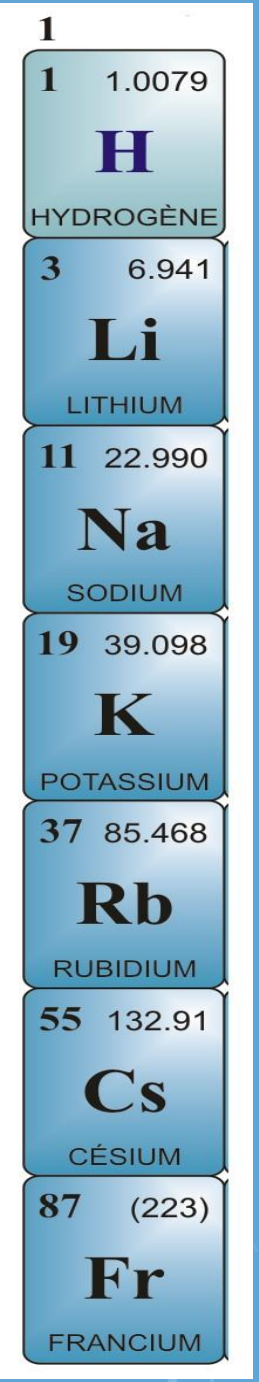
V/ CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS



V/ CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS




ALCALINS
ALCALINO-TERREUX
GAZ RARES
HALOGENES
METAUX DE TRANSITION
1 1.0079 H HYDROGÈNE
2 4.0026 He HÉLIUM
3 6.941 Li LITHIUM
4 9.0122 Be BÉRYLLIUM
5 10.811 B BORE
6 12.011 C CARBONE
7 14.007 N AZOTE
8 15.999 O OXYGÈNE
9 18.998 F FLUOR
10 20.180 Ne NÉON
11 22.990 Na SODIUM
12 24.305 Mg MAGNÉSIUM
13 26.982 Al ALUMINIUM
14 28.086 Si SILICIUM
15 30.974 P PHOSPHORE
16 32.065 S SOUFRE
17 35.453 Cl CHLORE
18 39.948 Ar ARGON
19 39.098 K POTASSIUM
20 40.078 Ca CALCIUM
21 44.956 Sc SCANDIUM
22 47.867 Ti TITANE
23 50.942 V VANADIUM
24 51.996 Cr CHROME
25 54.938 Mn MANGANÈSE
26 55.845 Fe FER
27 58.933 Co COBALT
28 58.693 Ni NICKEL
29 63.546 Cu CUIVRE
30 65.38 Zn ZINC
31 69.723 Ga GALLIUM
32 72.64 Ge GERMANIUM
33 74.922 As ARSENIC
34 78.96 Se SÉLÉNIUM
35 79.904 Br BROME
36 83.798 Kr KRYPTON
37 85.468 Rb RUBIDIUM
38 87.62 Sr STRONTIUM
39 88.906 Y YTTRIUM
40 91.224 Zr ZIRCONIUM
41 92.906 Nb NIOBIUM
42 95.96 Mo MOLYBDÈNE
43 (98) Tc TECHNÉTIUM
44 101.07 Ru RUTHÉNIUM
45 102.91 Rh RHODIUM
46 106.42 Pd PALLADIUM
47 107.87 Ag ARGENT
48 112.41 Cd CADMIUM
49 114.82 In INDIUM
50 118.71 Sn ETAIN
51 121.76 Sb ANTIMOINE
52 127.60 Te TELLURE
53 126.90 I IODE
54 131.29 Xe XÉNON
55 132.91 Cs CÉSIUM
56 137.33 Ba BARYUM
57-71 La-Lu anthanides
72 178.49 Hf HAFNIUM
73 180.95 Ta TANTALE
74 183.84 W TUNGSTÈNE
75 186.21 Re RHÉNIUM
76 190.23 Os OSMIUM
77 192.22 Ir IRIDIUM
78 195.08 Pt PLATINE
79 196.97 Au OR
80 200.59 Hg MERCURE
81 204.38 Tl THALLIUM
82 207.2 Pb PLOMB
83 208.98 Bi BISMUTH
84 (209) Po POLONIUM
85 (210) At ASTATE
86 (222) Rn RADON
87 (223) Fr FRANCIUM
88 (226) Ra RADIUM
89-103 Ac-Lr Actinides
104 (267) Rf RUTHERFORDIUM
105 (268) Db DUBNIUM
106 (271) Sg SEABORGIUM
107 (272) Bh BOHRIUM
108 (277) Hs HASSIUM
109 (276) Mt MEITNERIUM
110 (281) Ds DARMSTADTIUM
111 (280) Rg ROENTGENIUM
112 (285) Cn COPERNICIUM
113 (...) Uut UNUNTRIUM
114 (287) Fl FLEROVIUM
115 (...) Uup UNUNPENTIUM
116 (291) Lv LIVERMORIUM
117 (...) Uus UNUNSEPTIUM
118 (...) Uuo UNUNOCTIUM
Copyright © 2012 Eni Generalić
LANTHANIDES
57 138.91 La LANTHANE
58 140.12 Ce CÉRIUM
59 140.91 Pr PRASÉODYME
60 144.24 Nd NÉODYME
61 (145) Pm PROMÉTHIUM
62 150.36 Sm SAMARIUM
63 151.96 Eu EUROPIUM
64 157.25 Gd GADOLINIUM
65 158.93 Tb TERBIUM
66 162.50 Dy DYSPROSIUM
67 164.93 Ho HOLMIUM
68 167.26 Er ERBIUM
69 168.93 Tm THULIUM
70 173.05 Yb YTTERBIUM
71 174.97 Lu LUTÉTIUM
ACTINIDES
89 (227) Ac ACTINIUM
90 232.04 Th THORIUM
91 231.04 Pa PROTACTINIUM
92 238.03 U URANIUM
93 (237) Np NEPTUNIUM
94 (244) Pu PLUTONIUM
95 (243) Am AMÉRICIUM
96 (247) Cm CURIUM
97 (247) Bk BERKÉLIUM
98 (251) Cf CALIFORNIUM
99 (252) Es EINSTEINIUM
100 (257) Fm FERMIUM
101 (258) Md MENDELÉVIUM
102 (259) No NOBÉLIUM
103 (262) Lr LAWRENCIUM



V/ CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS

Les éléments Alcalins

- type ‘ns1’ (= finissant en ns1)
- Première colonne du tableau périodique
- Faible énergie d’ionisation et faible attachement électronique.
- Facilement des mono-cations (X^+)

→ ATTENTION: L’hydrogène n’est PAS un alcalin

Moyen mnémotechnique :

Homme **Li**bre **Naî**t **K**elques fois **Rob**uste c’est le **Cas** en **Fr**ance

ALCALINS

ALCALINO-TERREUX

GAZ RARES

HALOGENES

METAUX DE TRANSITION

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 1.0079 H HYDROGÈNE																	2 4.0026 He HÉLIUM
2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BÉRYLLIUM											5 10.811 B BORE	6 12.011 C CARBONE	7 14.007 N AZOTE	8 15.999 O OXYGÈNE	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NÉON
3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNÉSIUM											13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICIUM	15 30.974 P PHOSPHORE	16 32.065 S SOUFRE	17 35.453 Cl CHLORE	18 39.948 Ar ARGON
4	19 39.098 K POTASSIUM	20 40.078 Ca CALCIUM	21 44.956 Sc SCANDIUM	22 47.867 Ti TITANE	23 50.942 V VANADIUM	24 51.996 Cr CHROME	25 54.938 Mn MANGANÈSE	26 55.845 Fe FER	27 58.933 Co COBALT	28 58.693 Ni NICKEL	29 63.546 Cu CUIVRE	30 65.38 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALLIUM	32 72.64 Ge GERMANIUM	33 74.922 As ARSENIC	34 78.96 Se SÉLÉNIUM	35 79.904 Br BROME	36 83.798 Kr KRYPTON
5	37 85.468 Rb RUBIDIUM	38 87.62 Sr STRONTIUM	39 88.906 Y YTTRIUM	40 91.224 Zr ZIRCONIUM	41 92.906 Nb NIOBIUM	42 95.96 Mo MOLYBDÈNE	43 (98) Tc TECHNÉTIUM	44 101.07 Ru RUTHÉNIUM	45 102.91 Rh RHODIUM	46 106.42 Pd PALLADIUM	47 107.87 Ag ARGENT	48 112.41 Cd CADMIUM	49 114.82 In INDIUM	50 118.71 Sn ETAIN	51 121.76 Sb ANTIMOINE	52 127.60 Te TELLURE	53 126.90 I IODE	54 131.29 Xe XÉNON
6	55 132.91 Cs CÉSIUM	56 137.33 Ba BARYUM	57-71 La-Lu anthanides	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALE	74 183.84 W TUNGSTÈNE	75 186.21 Re RHÉNIUM	76 190.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINE	79 196.97 Au OR	80 200.59 Hg MERCURE	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb PLOMB	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATE	86 (222) Rn RADON
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinides	104 (267) Rf RUTHERFORDIUM	105 (268) Db DUBNIUM	106 (271) Sg SEABORGIUM	107 (272) Bh BOHRIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (276) Mt MEITNERIUM	110 (281) Ds DARMSTADTIUM	111 (280) Rg ROENTGENIUM	112 (285) Cn COPERNICIUM	113 (. . .) Uut UNUNTRIUM	114 (287) Fl FLEROVIUM	115 (. . .) Uup UNUNPENTIUM	116 (291) Lv LIVERMORIUM	117 (. . .) Uus UNUNSEPTIUM	118 (. . .) Uuo UNUNOCTIUM

Copyright © 2012 Eni Generalić

LANTHANIDES

57 138.91 La LANTHANE	58 140.12 Ce CÉRIUM	59 140.91 Pr PRASÉODYME	60 144.24 Nd NÉODYME	61 (145) Pm PROMÉTHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.05 Yb YTTERBIUM	71 174.97 Lu LUTÉTIUM

ACTINIDES

89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMÉRICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKÉLIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (258) Md MENDELÉVIUM	102 (259) No NOBÉLIUM	103 (262) Lr LAWRENCIUM

V/ CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS

Les Alcalino-terreux :

- Deuxième colonne du tableau périodique
- Se termine en ‘ns^2’
- 1ère énergie d’ionisation assez élevée mais en revanche une faible énergie de 2ème ionisation et un faible attachement électronique
- Rapidement des dications (X^{2+})

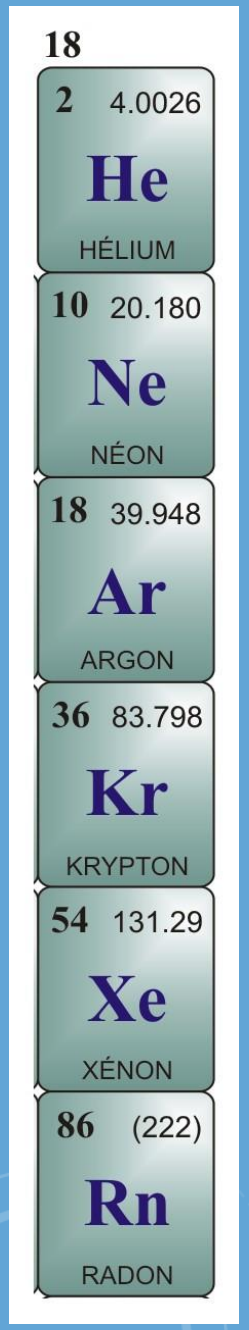
V/ CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS

Les halogènes :

- Se finit en '**ns^2 np^5**'
- **Avant-dernière** colonne du tableau périodique
- Attachement électronique est **élevé**
- Ils deviendront facilement des **mono-anions** (Ex : Cl^-, F^-, etc…)

Moyen mnémotechnique :

Florentin **Cl**aqua **Br**utalement **I**rène **A** **t**erre



V/ CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS

- **Les gaz rares *(ou gaz nobles)*** :
- De type '**ns^2 np^6**'
- **Dernière colonne** du tableau périodique
- Très **stables** → respectent la règle du duet (pour l'hélium) ou de l'octet
- Il n'ont ni un grand attachement électronique, ni une faible énergie d'ionisation

Attention: **Hélium** (type 1s2) est un gaz rare

Moyen mnémotechnique :

Hercule **Né**gligea d'**Ar**racher le **Kor**sage de **Xé**na et **Ron**fla

V/ CLASSIFICATIONS DES ÉLÉMENTS

- *Quelques moyens mnémotechniques UTILES pour le tableau périodique* :
- *Concernant la 2ème ligne* :

2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BÉRYLLIUM	5 10.811 B BORE	6 12.011 C CARBONE	7 14.007 N AZOTE	8 15.999 O OXYGÈNE	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NÉON			

- **Li**li **Bé**sa **B**ien **C**hez **N**otre **O**ncle **F**lorentin **Ne**stor
- *Concernant la 3ème ligne* :

3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNÉSIUM	13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICIUM	15 30.974 P PHOSPHORE	16 32.065 S SOUFRE	17 35.453 Cl CHLORE	18 39.948 Ar ARGON			

- **Na**poléon **Mang**ea **All**ègrement **Si**x **P**oulet **S**ans **Cl**aquer d'**Ar**gent

QUELQUES PETITS QCMS ? ☺

- QCM 1 : Donnez les propositions justes :
- A) La règle de Hund indique que 2 électrons ne peuvent avoir les 4 mêmes nombres quantiques
- B) $[_{24}Cr] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$
- C) $[_{46}Pd^+] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p6\ 5s^2\ 4d^7$
- D) Un électron peut avoir les nombres quantiques suivants : { n = 4 ; l = 2 ; m = -1 ; s = +1/2 }
- E) Toutes les propositions sont fausses

QCMS

- QCM 1 : Donnez les propositions justes :

A) La règle de Hund indique que 2 électrons ne peuvent avoir les 4 mêmes nombres quantiques.

⇒C'est le principe d'exclusion de Pauli

B) $[_{24}Cr] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$

⇒$[_{24}Cr] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^1\ 3d^5}$ (Attention à l'exception !)

C) $[_{46}Pd^+] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^7$

⇒$[_{46}Pd^+] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ \underline{5s^1\ 4d^8}$

D) Un électron peut avoir les nombres quantiques suivants : { n = 4 ; l = 2 ; m = -1 ; s = +1/2 }

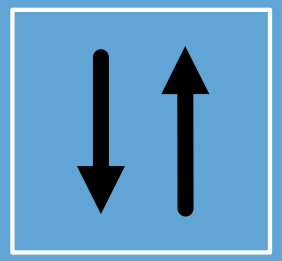
Réponse : D

QCMS

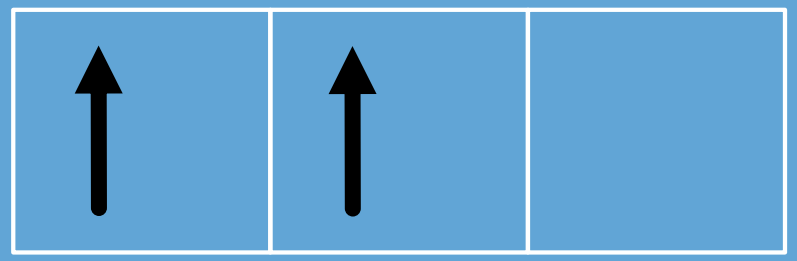
- QCM 2 : Identifiez les propositions justes
- A) L'atome de Fer [$_{26}$Fe] possède 8 électrons de valence
- B) L'atome de [$_{32}$Ge] est paramagnétique
- C) L'atome de [$_{33}$As] possède 6 électrons ayant un nombre quantique magnétique qui vaut +1
- D) Les halogènes ont une faible énergie d'ionisation
- E)Toutes les propositions sont fausses

QCMS

- QCM 2 : Identifiez les propositions justes
- A) L'atome de Fer [$_{26}$Fe] possède 8 électrons de valence
- => $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underline{4s^2\ 3d^6}$ soit 8 électrons de valence
- B) L'atome de [$_{32}$Ge] est paramagnétique
- =>



$4S^2$



$4p^2$ => 2 électrons célibataires

QCMS

- C) L'atome de [$_{33}$As] possède 6 électrons ayant un nombre quantique magnétique qui vaut +1
- => [$_{33}$As] = $1s^2\ 2s^2\ \underline{2p^6}\ 3s^2\ \underline{3p^6}\ \underline{3d^{10}}\ 4s^2\ \underline{4p^3}$ soit 7 électrons

- D) Les halogènes ont une faible énergie d'ionisation
- => Ils ont un fort attachement électronique donc une énergie d'ionisation élevée !
- E)Toutes les propositions sont fausses

MERCI À TOUS POUR VOTRE ATTENTION !

DES QUESTIONS ?

A bientôt pour le 2ème cours !

Bon courage pour la suite ☺ !

PS : La Chimie G vous aime <3 !