

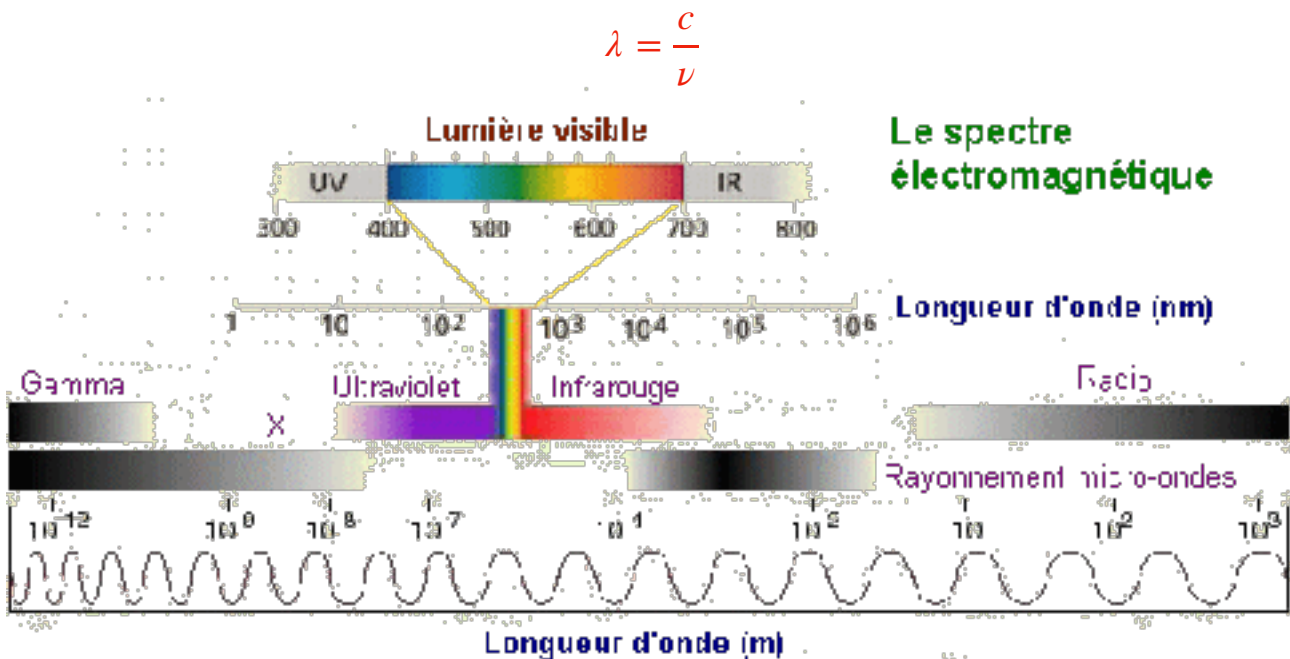
# Interactions rayonnement / matière.

## Structure de l'atome

### I. La lumière

La lumière est une forme de rayonnement électromagnétique, qui se propage dans le vide avec une vitesse de propagation appelée **célérité (c)** qui vaut  $3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Elle a un caractère **ondulatoire**, on peut donc calculer sa longueur d'onde ( $\lambda$ ) en mètre et sa fréquence ( $\nu$ ) en Hertz ou s<sup>-1</sup>



Comme c'est un **rayonnement électromagnétique** elle possède une énergie (E), véhiculée par les photons, qui transportent chacun un quantum d'énergie

On calcule l'énergie avec la formule :  $E = h \cdot \nu$ , où  $h$  est la constante de Planck, elle vaut  $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$

En ajoutant la longueur d'onde à l'équation ça donne :  $E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

(Pour calculer plus rapidement, apprenez que  $h \cdot c = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 \sim 20 \cdot 10^{-26}$ )

### II. Interaction rayonnement / matière

La lumière (=rayonnement EM) et la matière entrent en collision. A ce moment, le rayonnement EM peut être absorbé puis un autre rayonnement EM peut être émis, on

utilise cette application dans les rayons X par exemple (vous reverrez ça en UE3a plus en détail).

Grâce à la spectroscopie on peut mesurer ces spectres qui peuvent être continus (ex : la lumière naturelle) ou discontinus (ex: lampe à vapeur de sodium qui émet un rayonnement jaune quasi monochromatique)

### 1) L'électron dans l'atome

Le rayonnement électromagnétique issu de la matière provient des électrons qui la compose, on va donc utiliser les atomes d'hydrogène et les "hydrogénoïdes" pour étudier ces phénomènes car plus simple pour les illustrer.

Les hydrogénoïdes sont en fait les atomes qui ne possèdent qu'un seul électron (e-) (ex: H, He<sup>+</sup>,...)

L'énergie d'un électron est **négative** et **discontinue**, on parle **d'énergie quantifiée**, les électrons évoluent donc sur des paliers d'énergie discrets notés n.

⚠ Pour le niveau **fondamental**, n=1

⚠ Pour le **1er** niveau excité, n=2

La nature a tendance à faire en sorte que l'énergie d'un système soit toujours là plus basse possible.

On remarque que plus on augmente n plus les niveaux d'énergie sont proches car on calcule la valeur de ces niveaux d'énergie grâce à la formule :

$$E(J) = - \frac{R \cdot h \cdot c \cdot Z^2}{n^2}$$

Avec : R = constante de Rydbergh ~ 1,1.10<sup>7</sup> m

h = constante de Planck

c = célérité

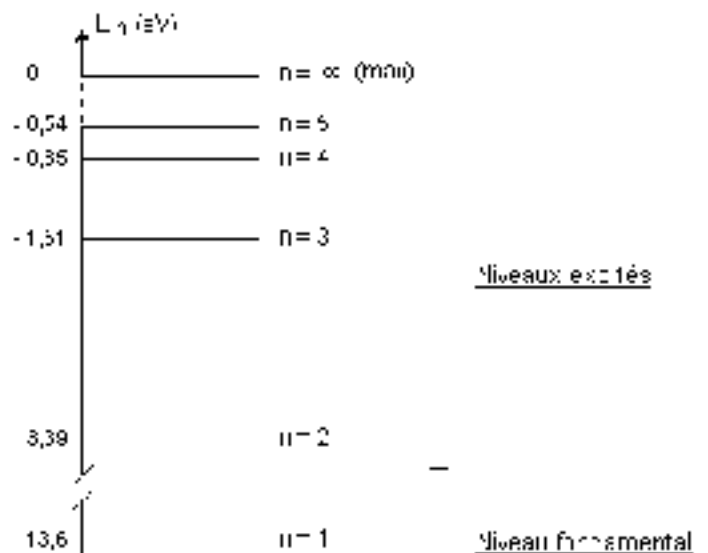
Z = numéro atomique

n = niveau sur lequel se trouve l'électron

Pour simplifier le calcul on peut convertir E en électron-Volt (eV) ce qui donne :

$$E(eV) = - \frac{13,6 \cdot Z^2}{n^2}$$

Conversion : **1eV = 1,6.10<sup>-19</sup> J ++**



## 2) Interaction électron / onde électromagnétique

### A) Absorption

Des photons peuvent être absorbés par un électron, ce qui augmentera son énergie, seulement si l'énergie acquise lui permet d'arriver sur un niveau d'énergie quantifié (en gros si notre palier est à -10,2 eV et qu'avec l'énergie du photon on arrive à -10 on pourra pas l'absorber). On parlera de **transition électronique**.

Pour la calculer :

- Soit vous calculez l'énergie au niveau n et au niveau de n' puis vous faites la soustraction
- Soit vous utilisez la formule suivante qui condense celle du dessus (sentez vous libre de choisir l'une ou l'autre, perso j'arrivais plus rapidement en calculant les deux énergies séparément, pour l'instant je vous conseil de suivre la formule d'après étant donné qu'on est encore à la TTR, mais pour le concours il faut que vous trouviez ce qui vous avantage le plus et que vous le développiez, c'est valable pour toutes les matières en P1 ;))

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

⚠ Si le photon n'apporte pas **exactement** l'énergie séparant 2 niveaux électroniques, alors on parlera **d'excitation électronique**.

### B) Ionisation

Si l'énergie du photon absorbé dépasse une certaine limite, appelée **énergie d'ionisation**, alors l'électron aura une énergie positive et sera éjecté de l'atome, le surplus d'énergie sera transformé en énergie cinétique (encore une fois vous le reverrez plus en détail en UE3a et ça sera valable pour les deux matières)

L'énergie d'ionisation correspond à la différence en le niveau fondamental n=1 et la valeur nulle correspondant au niveau n=∞

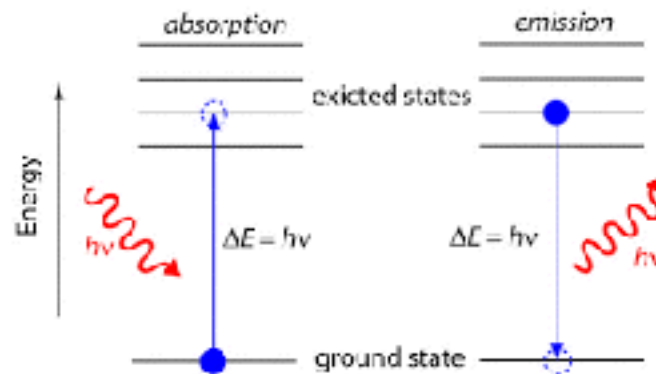
D'après la formule suivante :  $E_{h\nu} = |E_{\text{électron}}| + E_c$   
où  $E_{h\nu}$  = énergie du photon et  $E_c$  = Énergie cinétique

On peut calculer l'énergie cinétique en transformant en :  $E_c = E_{h\nu} - |E_{\text{électron}}|$

## C) Émission

Comme dit plus haut, la nature cherche à minimiser l'énergie du système, donc après une absorption d'un photon, son énergie ayant augmenté il va falloir la faire diminuer.

Pour cela l'électron doit perdre de l'énergie, on parlera de **désexcitation électronique** car on passe du niveau  $n'$  au niveau  $n$ . Lors de ce passage il libère un photon qui possède l'énergie correspondant à la différence en  $n'$  et  $n$  (*même formule que pour l'absorption*)



## III. Description de l'électron

### 1) Dualité onde/particule

On observe que lorsqu'il est dans un atome, l'électron a une énergie qui ne peut varier que par palier, de façon discontinue, par contre en dehors c'est une particule dotée d'une énergie qui varie de façon continue. Ce comportement est également visible chez le photon, c'est ce qu'on appelle la dualité onde/particule.

Dans l'atome : comportement ondulatoire

Hors de l'atome : comportement d'une particule

Louis de Broglie (prononcer « de Breuill ») a montré que n'importe quel corps de masse  $m$  et de vitesse  $v$  peut être représenté dans un monde ondulatoire, et donc représenté par une longueur d'onde.

**Longueur d'onde de Broglie** :  $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$

Contrairement aux ondes électromagnétique ce sont des **ondes de matière**, c'est à dire qu'elles traversent l'espace à la vitesse de la particule ( $\neq$  vitesse de la lumière). Bien qu'elle peut s'appliquer à tous les corps en mouvement, elle est intéressante pour le monde microscopique.

### 2) Orbitale atomique

Les particules sont représentées par des fonctions d'ondes (*qu'on ne verra pas en Chimie G*).

Ces fonctions varient selon **4 paramètres** que l'on appellera **nombre quantiques**.

Pour les hydrogénéoïdes un seul serait suffisant, mais dès qu'il y a plusieurs électrons d'autres sont nécessaires.

### **A) Le nombre quantique principal : « n »**

Il s'agit du **niveau d'énergie** dans lequel l'électron évolue, c'est le même que vu plus haut pour les hydrogénéoïdes.

n peut prendre toutes les valeurs de 1 (=fondamental) à  $\infty$

Point primordial : ça correspond aux couches K, L, M... qu'on peut voir au lycée ;)

### **B) Le nombre quantique secondaire (azimutal) : « l »**

Sur un palier n on peut retrouver un ou des « sous-paliers », qui sont quantifiés et caractérisés par le nombre « l ».

Ce nombre ne peut prendre que les valeurs comprises entre 0 et (n-1).

Cette valeur décrit la **forme** de l'orbitale atomique (OA) dans laquelle évoluera l'électron.

On nommera par des lettres chaque valeur de « l » : insérer schéma

Ex : n=3 -> l = {0,1,2}

### **C) Le nombre quantique magnétique : « m »**

Encore à l'intérieur des « sous-paliers » l on peut trouver des sous-niveaux, associés à des propriétés magnétiques de l'électron dans l'atome. Ces sous-niveaux, définis par le nombre entier « m » doit obligatoirement être compris entre -« l » et + « l »

Ce nombre m correspond à la direction de l'OA

Ex : si l = 1 -> m = {-1, 0, 1}

On va donc avoir 3 OA possibles dans chaque sous-niveau de l, qui pointeront dans 3 directions différentes dans l'espace. Ces 3 OA ont la même énergie, elles sont dites **dégénérées**.

### **D) Le nombre quantique de spin : « s »**

L'électron possède une propriété magnétique qui s'appelle le spin (=rotation).

Une particule ne peut tourner que sur la droite ou sur la gauche, le spin de l'électron ne peut donc prendre que 2 valeurs : +1/2 ou -1/2.

### 3) Notation des orbitales atomiques

Pour nommer une OA on le fait en écrivant « valeur de  $n$  - symbole associé à  $l$  - (direction associée à  $m$ ) »

Ex : si  $n = 3$ ,  $l = 1$  et  $m = 0$  ça donne :  $3p_0$  (vous verrez que la direction de  $m$  on s'en fou ;)

**Une OA représente donc la valeur de l'énergie et la zone de l'espace associée à l'électron**

### 4) Cases quantiques

Pour représenter plus facilement les OA on va utiliser ce qu'on appelle des « cases quantiques ». Chaque OA est représentée par une case quantique et chaque case quantique représente donc une combinaison unique de  $n, l$  et  $m$ .

Pour indiquer la présence d'un électron dans une case on le représente par une flèche, vers le haut si le spin est  $+$  et vers le bas s'il est  $-$ .

### Principe d'exclusion de Pauli

Les électrons ne peuvent pas partager exactement les 4 mêmes nombres quantiques, on dit qu'ils ne peuvent pas être dans le même « état quantique ». C'est pour ça qu'au maximum on retrouvera 2 électrons par case (on sait que chaque case = même  $n, l, m$ , donc la seule chose qui va changer entre les deux électrons va être leur spin).

- Pour  $l = 0$  (s) : on ne trouvera qu'une case quantique ( 2 électrons max)
- Pour  $l = 1$  (p) : on trouvera 3 cases quantiques (6 électrons max)
- Pour  $l = 2$  (d) : on trouvera 5 cases quantiques (10 électrons max)
- Pour  $l = 3$  (f) : on trouvera 7 cases quantiques (14 électrons max)

		$l = 0$	$l = 1$			$l = 2$					$l = 3$						
		$m = 0$	$-1$	$0$	$+1$	$-2$	$-1$	$0$	$+1$	$+2$	$-3$	$-2$	$-1$	$0$	$+1$	$+2$	$+3$
<b>K</b>	$n = 1$	<input type="checkbox"/>															
<b>L</b>	$n = 2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>												
<b>M</b>	$n = 3$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>							
<b>N</b>	$n = 4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
		<b>s</b>	<b>p</b>			<b>d</b>					<b>f</b>						

## IV. Configuration électronique

### 1) Règle de Hund

Cette règle dit qu'il faut maximiser la valeur du spin total, traduction => on remplit d'abord toutes les cases d'une même OA avec les électrons dans le même sens (que ce soit d'abord les positifs ou les négatifs c'est pareil) puis on complète par ceux de spin opposé avant de passer à une autre OA.

### 2) Remplissage des OA

Pour savoir quelle OA remplir en premier et quel ordre suivre il faut appliquer la règle du « n+l minimum » (ou règle de Madelung)

Ex : pour 1s  $n+l=1$  ; pour 2s  $n+l=2$  ; pour 2p  $n+l=3$ , on remplira d'abord 1s puis 2s puis 2p, etc...

Lorsque 2 OA ont le même n+l, celui qui a le n le plus petit est devant.

Ex : 3p = 4 et 4s = 4, on remplira d'abord 3p puis 4s

Un autre moyen de retenir l'ordre de remplissage des OA est d'utiliser le **diagramme de Klechkowsky** : insérer diagramme

Il s'agit du principe du n+l minimum « illustré », si vous voulez plus d'explications sur comment le construire je vous laisse aller voir la fiche de l'année dernière c'est très bien expliqué :)

*Perso je l'utilisais pas du tout c'est pour ça que je préfère vous laissez aller regarder la fiche de l'année dernière, mais vous prenez pas la tête avec ça faites le au feeling, reprenez les choses comme elles vous semblent le plus simple ;)*

**Le cas des ions** : pour les cations (ions +), on écrit d'abord la configuration électronique sans tenir compte de l'ionisation puis on enlève les derniers électrons placés (on enlève ceux de la couche 4s avant 3d) . Pour les anions (ion -) il s'agit simplement de rajouter des électrons à la suite de la configuration électronique de l'atome.

### 3) Exceptions

Les exceptions concernent surtout les OA de type d :

- On ne retrouvera jamais d'OA de type  $4s^2 3d^4$  ou  $4s^2 3d^9$  , à la place on aura  $4s^1 3d^5$  ou  $4s^1 3d^{10}$  (Ex : le chrome  $Z=24$  ou le cuivre  $Z=29$ )
- Dès qu'une OA d est remplie elle est beaucoup plus stable, les faisant passer devant les OA de type s, on écrira alors  $3d^{10} 4s^2$  et non  $4s^2 3d^{10}$
- Les cations formés à partir des atomes finissant par  $4s^2 3d^x$  ou  $5s^2 4d^x$  voient leur électrons des couches s arrachés avant leur couches d

#### 4) Couche de valence et de cœur

On peut définir 2 types d'électrons, les électrons de cœur et ceux de valence, ces derniers sont les plus périphériques. Ils sont dans des OA qui s'appelle la couche de valence, qui se trouve à droite de la première OA portant le nombre quantique  $n$  le plus élevé. Ceux de gauche sont dans la couche de cœur.

#### Raccourci d'écriture de la configuration électronique

Atome	Couche de cœur	Couche de valence
Phosphore (Z=15)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>
Fer (Z=26)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>
Germanium (Z=32)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>

Pour aller plus vite, on peut remplacer la couche de cœur par le gaz rare correspondant

Atome	Couche de cœur	Couche de valence
Calcium (Z=20)	[ <sub>18</sub> Ar]	4s <sup>2</sup>
Césium (Z=55)	[ <sub>54</sub> Xe]	6s <sup>1</sup>

On dit que le calcium a un « cœur Argon », et que le césium a un « cœur Xénon »

#### 5) Propriété magnétique des atomes

Grâce à la configuration électronique on peut prévoir si un atome possède des propriétés magnétiques

On distingue 2 types d'atomes :

- Les atomes **diamagnétiques** : ils possèdent autant d'e- avec des spin de +1/2 et -1/2
- Les atomes **paramagnétiques** : ils ont un nombre différent d'e- de spin +1/2 et -1/2

Ex : l'atome de Carbone (Z=6) -> 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> -> 2 e- célibataires -> paramagnétique

L'atome de Néon (Z=10) -> 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> -> 0 e- célibataire -> diamagnétique

⚠ Un nombre pair d'e- ne veut pas dire qu'il est forcément diamagnétique ⚠

## 6) Attachement électronique et énergie d'ionisation. Électronégativité

Les configurations remplies à 100% (s2 p6 d10 f14) sont plus stables que celles remplies à 50% (s1 p3 d5 f7) qui sont elle-même plus stables qu'une configuration quelconque.

Les éléments vont avoir tendance à vouloir gagner ou perdre des e- pour se rapprocher de la configuration électronique la plus stable la plus proche.

• **Attachement électronique** = énergie nécessaire pour gagner des électrons  
-> fort attachement électronique = gagne facilement des e-

• **Énergie d'ionisation** = énergie nécessaire pour perdre des électrons  
-> faible énergie d'ionisation = perd facilement des e-

**Électronégativité** = capacité d'un atome à attirer les électrons vers lui dans une liaison hétéroatomique.

C'est aussi la capacité de garder ses e- de valence.

## V. Classification des éléments et TPE

### A. Les Alcalins

- Ont une valence de type « ns<sup>1</sup> » avec  $n \geq 2$
- Correspondent à la première colonne du TPE ⚠ à l'exception de l'hydrogène qui n'appartient pas à cette famille
- Possède une faible énergie d'ionisation et un faible attachement électronique  
=> deviennent facilement des **mono-cations** (X<sup>+</sup>) (logique puisqu'ils vont se rapprocher du gaz rare le plus proche)

Moyen Mnémo : **H**omme **L**ibre **N**aît **K**elquesfois **R**obuste c'est le **C**asen **F**rance  
Hydrogène (pas un alcalin), Lithium, Sodium, Potassium, Rubidium, Césium, Francium

### B. Les Alcalino-terreux

- Ont une valence de type « ns<sup>2</sup> » avec  $n \geq 2$
- Correspondent à la deuxième colonne du TPE
- Possède une 1ère énergie d'ionisation assez élevée, mais une faible énergie de 2ème ionisation ainsi qu'un faible attachement électronique  
=> deviennent facilement des **di-cations** (X<sup>2+</sup>)

Moyen Mnémo : **B**ébert **M**angeait du **C**anard **S**ur un **B**ateau **R**apide.  
Béryllium, Magnésium, Calcium, Strontium, Baryum, Radium

## C. Les Halogènes

- Ont une valence de type «  $ns^2 np^5$  » avec  $n \geq 2$
  - Correspondent à l'avant-dernière colonne du TPE
  - Possèdent un fort attachement électronique
- => deviennent facilement des **mono-anions** (X<sup>-</sup>)

Moyen Mnémo : **Florentin Claqua Brutalement Irène Aterre**  
Fluor, Chlore, Brome, Iode, Astate

## D. Les gaz rares/nobles

- Ont une valence de type «  $ns^2 np^6$  », avec  $n \geq 1$
- L'Hélium en fait également partie
- Correspondent à la dernière colonne du TPE
- N'ont ni un grand attachement électronique ni une faible énergie d'ionisation : ils ont déjà une couche de valence remplie.

Moyen Mnémo : **Hercule Négligea d'Arracher le Korsage de Xéna et Ronfla**  
Hélium, Néon, Argon, Krypton, Xénon, Radon

## E. Les métaux de transition

- Ont une valence de type «  $(n+1)s^2 nd^x$  », avec  $n \geq 3$
- Appartiennent à la 4ème, 5ème, 6ème ligne du TPE
- Ont plutôt tendance à perdre des e<sup>-</sup> et devenir de cations

⚠ On oublie pas que leur deux premières ionisations éjectent les électrons des couches «  $(n+1)s$  » qui précède le niveau nd.

**L'électronégativité** est très forte en haut à gauche et est très faible en bas à gauche.

Mnémo Bonus :

Ligne 1 : **Lili Bésa Bien Chez Notre Oncle Florentin Nestor**  
Lithium, Béryllium, Bore, Carbone, Azote, Oxygène, Fluor, Néon

Ligne 2 : **Napoléon Mangea Allègrement Six Poulets Sans Claquer d'Argent**  
Sodium, Magnésium, Aluminium, Silicium, Phosphore, Souffre, Chlore, Argon

# Tableau Périodique des Éléments

1		2-10																11	12	13	14	15	16	17	18																									
IA																		IB	IIB	IIIA	IIIA	IIIA	IIIA	IIIA	IIIA	VIIIA																								
1	<b>H</b> Hydrogène 1,00794																			<b>B</b> Bore 10,811	<b>C</b> Carbone 12,011	<b>N</b> Azote 14,0064	<b>O</b> Oxygène 15,9994	<b>F</b> Fluor 18,9984	<b>Ne</b> Néon 20,1797																									
2	<b>Li</b> Lithium 6,941	<b>Be</b> Béryllium 9,0122																			<b>Al</b> Aluminium 26,9815	<b>Si</b> Silicium 28,0855	<b>P</b> Phosphore 30,9738	<b>S</b> Soufre 32,06	<b>Cl</b> Chlore 35,453	<b>Ar</b> Argon 39,948																								
3	<b>Na</b> Sodium 22,98977	<b>Mg</b> Magnésium 24,304																			<b>Ga</b> Gallium 69,723	<b>Ge</b> Germanium 72,630	<b>As</b> Arsenic 74,9216	<b>Se</b> Sélénium 78,96	<b>Br</b> Brome 79,904	<b>Kr</b> Krypton 83,798																								
4	<b>K</b> Potassium 39,0983	<b>Ca</b> Calcium 40,078	<b>Sc</b> Scandium 44,9559	<b>Ti</b> Titane 47,88	<b>V</b> Vanadium 50,9415	<b>Cr</b> Chrome 51,9961	<b>Mn</b> Manganèse 54,938	<b>Fe</b> Fer 55,845	<b>Co</b> Cobalt 58,9332	<b>Ni</b> Nickel 58,6934	<b>Cu</b> Cuivre 63,546	<b>Zn</b> Zinc 65,38	<b>Ga</b> Gallium 69,723	<b>Ge</b> Germanium 72,630	<b>As</b> Arsenic 74,9216	<b>Se</b> Sélénium 78,96	<b>Br</b> Brome 79,904	<b>Kr</b> Krypton 83,798																																
5	<b>Rb</b> Rubidium 85,4678	<b>Sr</b> Strontium 87,62	<b>Y</b> Yttrium 88,9058	<b>Zr</b> Zirconium 91,224	<b>Nb</b> Niobium 92,90638	<b>Mo</b> Molybdène 95,94	<b>Tc</b> Technétium 98,9062	<b>Ru</b> Ruthénium 101,07	<b>Rh</b> Rhodium 102,9055	<b>Pd</b> Paladium 106,42	<b>Ag</b> Argent 107,8682	<b>Cd</b> Cadmium 112,411	<b>In</b> Indium 114,818	<b>Sn</b> Étain 118,710	<b>Sb</b> Antimoine 121,757	<b>Te</b> Tellure 127,6	<b>I</b> Iode 126,905	<b>Xe</b> Xénon 131,29																																
6	<b>Cs</b> Césium 132,90545	<b>Ba</b> Baryum 137,327	<b>La</b> Lanthane 138,90547	<b>Hf</b> Hafnium 178,49	<b>Ta</b> Tungstène 180,9479	<b>W</b> Wolfram 183,84	<b>Re</b> Rhenium 186,207	<b>Os</b> Osmium 190,23	<b>Ir</b> Iridium 192,222	<b>Pt</b> Platine 195,084	<b>Au</b> Or 196,96657	<b>Hg</b> Mercure 200,59	<b>Tl</b> Thallium 204,3833	<b>Pb</b> Plomb 207,2	<b>Bi</b> Bismuth 208,9804	<b>Po</b> Polonium 209	<b>At</b> Astatine 210	<b>Rn</b> Radon 222																																
7	<b>Fr</b> Francium 223	<b>Ra</b> Radium 226	<b>Ac</b> Actinium 227	<b>Rf</b> Rutherfordium 261	<b>Db</b> Dubnium 262	<b>Sg</b> Seaborgium 266	<b>Bh</b> Bohrium 264	<b>Hs</b> Hassium 277	<b>Mt</b> Meitnerium 268	<b>Ds</b> Darmstadtium 271	<b>Rg</b> Roentgenium 272	<b>Uub</b> Ununbium 285	<b>Uut</b> Ununtrium 288	<b>Uuq</b> Ununquadium 289	<b>Uup</b> Ununpentium 288	<b>Uuh</b> Ununhexium 289	<b>Uu8</b> Ununoctium 294	<b>Uuo</b> Ununoktium 294																																
<p>NAMES PLACES IN BRACKETS ARE THOSE IN THE NEG CASE BY COMMON USAGE</p> <p>Group numbers 1-10 based on IUPAC recommendations for the periodic table</p>																																																		
<table border="1"> <tbody> <tr> <td>57</td> <td><b>La</b> Lanthane 138,90547</td> <td><b>Ce</b> Cérite 140,12</td> <td><b>Pr</b> Praseodyme 140,90766</td> <td><b>Nd</b> Néodyme 144,24</td> <td><b>Pm</b> Prométhée 145</td> <td><b>Sm</b> Samarium 150,36</td> <td><b>Eu</b> Europium 151,964</td> <td><b>Gd</b> Gadolinium 157,25</td> <td><b>Tb</b> Terbium 158,92534</td> <td><b>Dy</b> Dysprosium 162,5001</td> <td><b>Ho</b> Holmium 164,93032</td> <td><b>Er</b> Erbium 167,259</td> <td><b>Tm</b> Thulium 168,93402</td> <td><b>Yb</b> Ytterbium 173,045</td> <td><b>Lu</b> Lutécium 174,967</td> </tr> <tr> <td>89</td> <td><b>Ac</b> Actinium 227</td> <td><b>Th</b> Thorium 232,0377</td> <td><b>Pa</b> Protactinium 231,03688</td> <td><b>U</b> Uranium 238,02891</td> <td><b>Np</b> Neptunium 237</td> <td><b>Pu</b> Plutonium 244</td> <td><b>Am</b> Americium 243</td> <td><b>Cm</b> Curium 247</td> <td><b>Bk</b> Berkélium 247</td> <td><b>Cf</b> Californium 251</td> <td><b>Es</b> Einsteinium 252</td> <td><b>Fm</b> Fermium 257</td> <td><b>Mt</b> Meitnerium 268</td> <td><b>Nc</b> Néhenium 270</td> <td><b>Lr</b> Lutécium 260</td> </tr> </tbody> </table>																			57	<b>La</b> Lanthane 138,90547	<b>Ce</b> Cérite 140,12	<b>Pr</b> Praseodyme 140,90766	<b>Nd</b> Néodyme 144,24	<b>Pm</b> Prométhée 145	<b>Sm</b> Samarium 150,36	<b>Eu</b> Europium 151,964	<b>Gd</b> Gadolinium 157,25	<b>Tb</b> Terbium 158,92534	<b>Dy</b> Dysprosium 162,5001	<b>Ho</b> Holmium 164,93032	<b>Er</b> Erbium 167,259	<b>Tm</b> Thulium 168,93402	<b>Yb</b> Ytterbium 173,045	<b>Lu</b> Lutécium 174,967	89	<b>Ac</b> Actinium 227	<b>Th</b> Thorium 232,0377	<b>Pa</b> Protactinium 231,03688	<b>U</b> Uranium 238,02891	<b>Np</b> Neptunium 237	<b>Pu</b> Plutonium 244	<b>Am</b> Americium 243	<b>Cm</b> Curium 247	<b>Bk</b> Berkélium 247	<b>Cf</b> Californium 251	<b>Es</b> Einsteinium 252	<b>Fm</b> Fermium 257	<b>Mt</b> Meitnerium 268	<b>Nc</b> Néhenium 270	<b>Lr</b> Lutécium 260
57	<b>La</b> Lanthane 138,90547	<b>Ce</b> Cérite 140,12	<b>Pr</b> Praseodyme 140,90766	<b>Nd</b> Néodyme 144,24	<b>Pm</b> Prométhée 145	<b>Sm</b> Samarium 150,36	<b>Eu</b> Europium 151,964	<b>Gd</b> Gadolinium 157,25	<b>Tb</b> Terbium 158,92534	<b>Dy</b> Dysprosium 162,5001	<b>Ho</b> Holmium 164,93032	<b>Er</b> Erbium 167,259	<b>Tm</b> Thulium 168,93402	<b>Yb</b> Ytterbium 173,045	<b>Lu</b> Lutécium 174,967																																			
89	<b>Ac</b> Actinium 227	<b>Th</b> Thorium 232,0377	<b>Pa</b> Protactinium 231,03688	<b>U</b> Uranium 238,02891	<b>Np</b> Neptunium 237	<b>Pu</b> Plutonium 244	<b>Am</b> Americium 243	<b>Cm</b> Curium 247	<b>Bk</b> Berkélium 247	<b>Cf</b> Californium 251	<b>Es</b> Einsteinium 252	<b>Fm</b> Fermium 257	<b>Mt</b> Meitnerium 268	<b>Nc</b> Néhenium 270	<b>Lr</b> Lutécium 260																																			

Note: The isotopic numbers 1-118 are rounded to 1000000 in 1944 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the IUPAC recommendations of 2016.