

# COURS DE CHIMIE GENERALE INTRODUCTION

# Cours de Chimie Générale

Cours destiné aux étudiants du CMS

## COURS

Vendredi : 13h15-15h: CO3

## EXERCICES

Vendredi : 15h15-16h

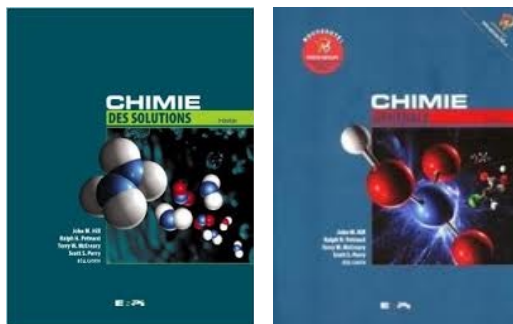


# Supports de cours

## Support de cours

- A télécharger depuis le site [\\_https://moodle.epfl.ch/course/view.php?id=14906](https://moodle.epfl.ch/course/view.php?id=14906)  
enregistrement automatique (identification personnelle EPFL)  
enregistrement manuel (si nécessaire) : cours PREPA-12  
clé d'accès: **genchem2021**

## Ouvrages de référence



**Chimie Générale**  
**Chimie des solutions**  
(Petrucci, Hill) PEARSON, ERPI, 2008



**Principes de chimie**  
(Tro) PEARSON, ERPI, 2015

# Programme du cours

## 1. Atomistique

modèle atomique, classification périodique des éléments.

## 2. Liaisons chimiques

différents types de liaison, hybridation, géométries de molécules,

## 3. Stoechiométrie (conservation de la matière)

Quantités chimiques. réaction équilibrée, réaction complète, réactions redox.

## 3. Equilibres Chimiques (conservation de l'énergie)

énergie chimique, éléments de thermodynamique, équilibres chimiques

## 4. Acides et bases

modèle de Bronsted,  $pK_a$  et  $pK_b$ , solutions tampon, titrage.

## 5. Cinétique chimique

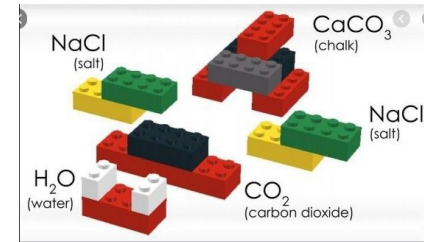
vitesse de réaction, ordre de réaction, énergie d'activation,, catalyse.

# COURS DE CHIMIE GENERALE

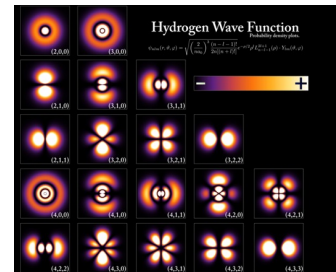
## 1. ATOMISTIQUE

# Atomistique

Les molécules sont constituées d'atomes qui partagent des électrons.



Les liaisons chimiques dépendent des électrons externes (et donc de la configuration électronique) des atomes



Les propriétés périodiques des atomes sont illustrées dans un tableau

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

# Les pionniers de l'hypothèse atomique



Au 4ème siècle avant notre ère, le philosophe Démocrite pense que la matière est formée de petites particules indivisibles. Il a nommé ces particules atomes (du grec *atomos* : indivisible).

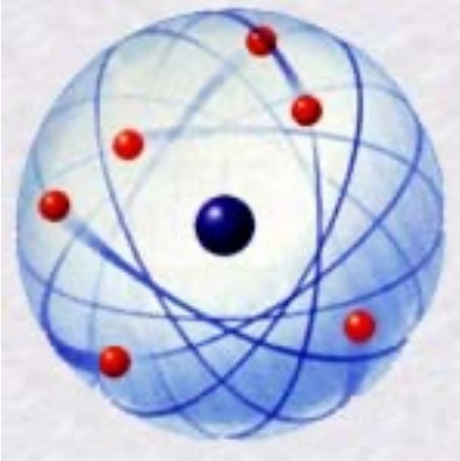


Question de base: pourquoi l'eau a-t-elle toujours la même masse et le même rapport de masse  
1g Hydrogène pour 8 g d'Oxygène

*John Dalton*  
1766-1844

# Quel est le modèle actuel de l'atome?

1



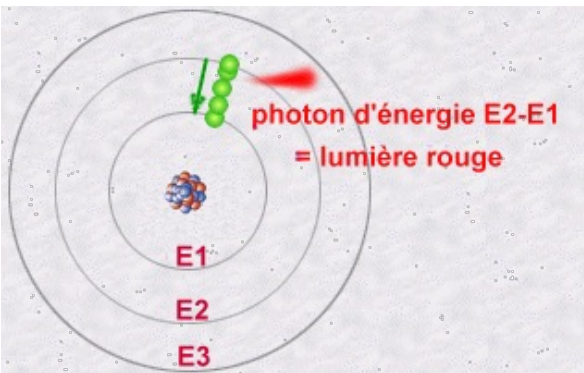
électron tourne autour du noyau  
de manière aléatoire

2



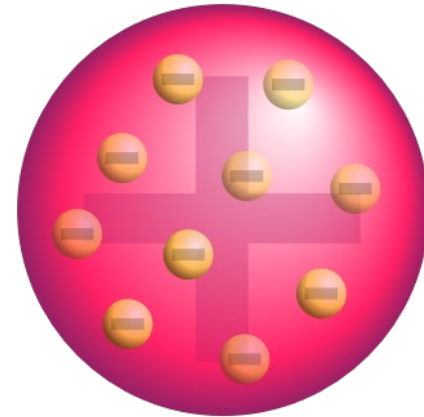
On ne sait pas précisément où est l'électron,  
Modèle mathématique

3



Électron tourne autour du noyau  
selon des orbites précises correspondant  
à des niveaux énergétiques

4



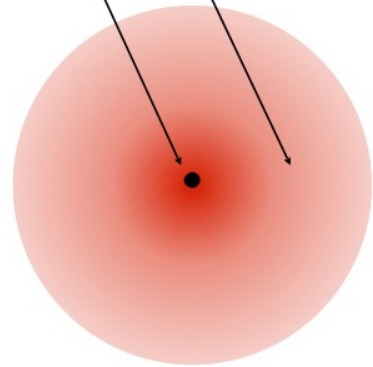
Charge positive distribuée uniformément sur une sphère  
Électrons distribués de manière à contrebalancer  
cette charge



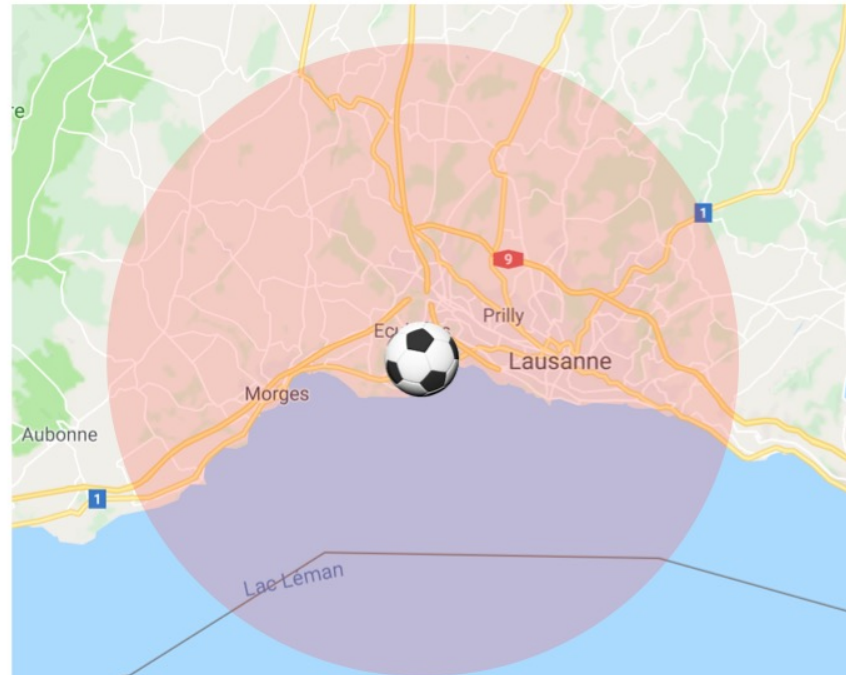
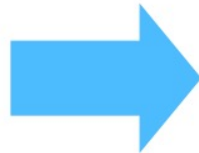
# L'atome est constitué d'un noyau et d'un nuage électronique

Noyau: Nuage électronique

ca. 1 fm  
 $10^{-15}$  m



Diameter:  
ca. 1 Ångstrom  
 $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$



## L'atome est plus que la somme de ses constituants

**TABLE 2.1 Comparison of the Proton, Neutron, and Electron**

| Particle | Charge         | Mass (amu)             |
|----------|----------------|------------------------|
| Proton   | Positive (1+)  | 1.0073                 |
| Neutron  | None (neutral) | 1.0087                 |
| Electron | Negative (1-)  | $5.486 \times 10^{-4}$ |

unité de masse atomique ( $u$ ): 1/12 masse d'un atome de  $^{12}\text{C}$

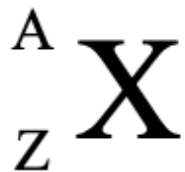
$$1 u = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Un atome de carbone  $^{12}\text{C}$  est constitué de 6 protons, 6 neutrons, 6 électrons  
Sa masse est égale à  $12 u$ . Elle est inférieure à la somme des masses de ses constituants.

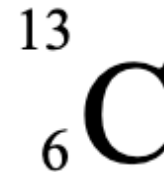
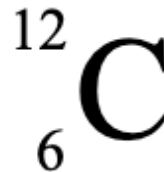
La masse manquante ( $\Delta m$ ) correspond aux énergies de liaison (principalement dans le noyau) et peut être calculée via l'équation relativiste:  $\Delta m = \Delta E / c^2$

## Les atomes d'un élément

- Les protons, neutrons, électrons sont les mêmes pour chaque élément
- Un élément est caractérisé par son nombre de protons (numéro atomique)
- Les isotopes d'un même élément diffèrent par leur nombre de neutrons



A nombre de masse  
Z numéro atomique



A - Z = nombre de neutrons: 6

7

La réactivité chimique dépend des électrons  
(et en particulier des électrons les moins bien stabilisés par le noyau)

## Question



L'uranium 238 contient

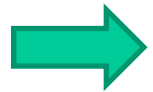
? Protons

? Neutrons

? Electrons

# Dualité onde/particule de l'électron

Déviaton d'un faisceau d'électrons dans un tube cathodique à l'aide d'un champ électromagnétique



Comportement d'une particule avec une certaine charge et une certaine masse

Conception classique

Passage d'un faisceau d'électrons à travers un arrangement régulier d'atomes

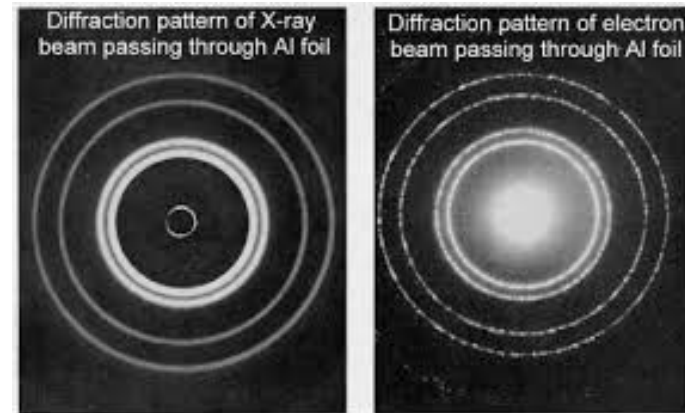


Comportement d'une onde (interférence)

Nouveauté quantique

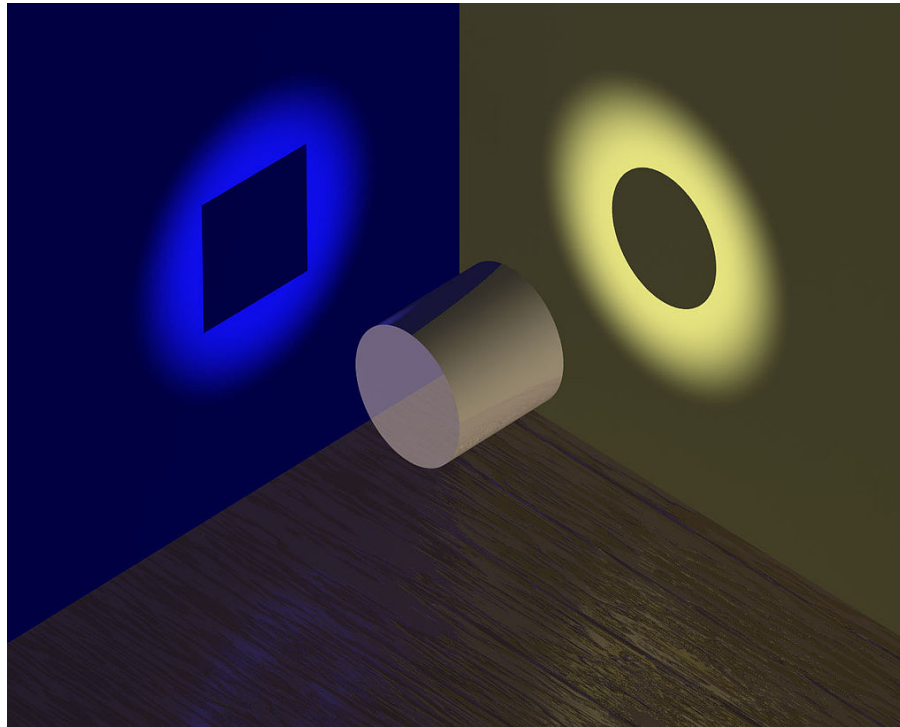


J.J Thomson Nobel prize 1906



G. P Thomson Nobel prize 1937  
C. Davisson L. Germer

# Dualité onde-particule de l'électron: une analogie



L'électron ne ressemble à rien de macroscopique. Suivant comment on l'observe il apparaît soit plutôt comme une onde, soit plutôt comme une particule.

# Structure de l'atome – conception (semi)quantique

## Travaux de Niels Bohr

- ▶ l'énergie d'un électron est quantifiée : niveaux d'énergie de l'atome

Valeurs permises  
des niveaux d'énergie

$$E_n = - \frac{R_H}{n^2}$$

$$R_H = me^4 / 8(\epsilon_0 h)^2$$

$$R_H = 2.179 \times 10^{-18} \text{ J}$$

ou 13.6 eV



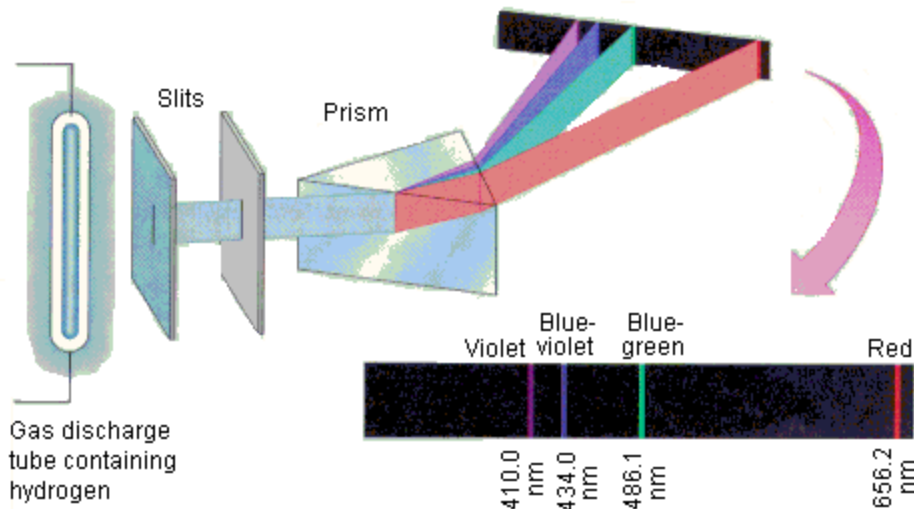
Niels Bohr  
Prix Nobel de Physique, 1922

$n$  = nombre entier 1, 2, 3...

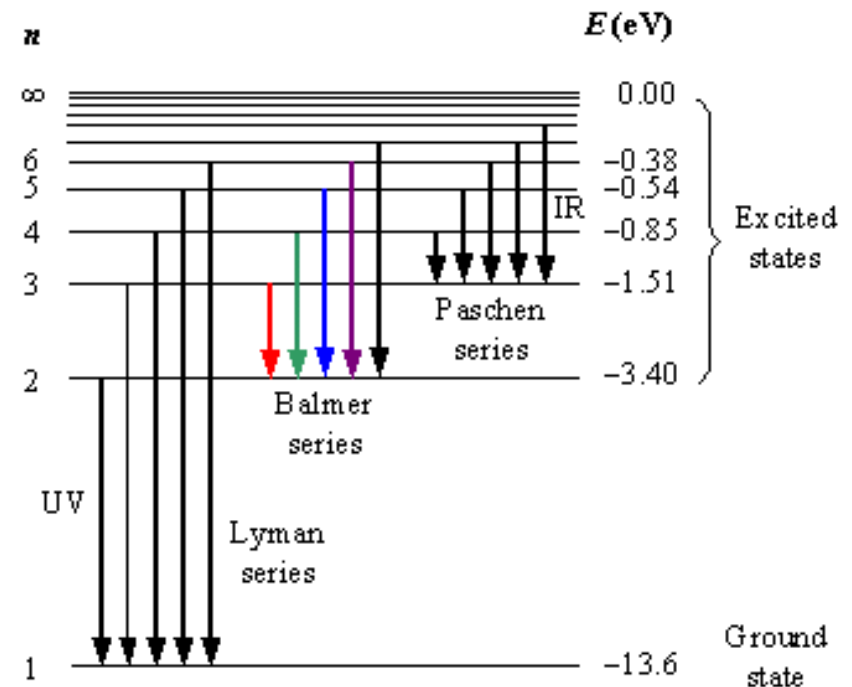
- ▶ **Postulat** : tant qu'un électron demeure à un niveau d'énergie donné, il ne peut pas émettre d'énergie sous forme de rayonnement électromagnétique
- ▶ Chaque valeur possible pour l'énergie correspond à une trajectoire circulaire et une distance noyau-électron
- ▶ **Le plus bas niveau d'énergie correspond à  $n = 1$  et à l'orbite la plus proche du noyau**
- ▶ Sans excitation, l'électron se trouve au niveau énergétique le plus bas = **état fondamental**
- ▶ Changements d'énergie de l'électron : **état excité**, ne se font que par sauts discontinus

# Modèle de Bohr (pour l'hydrogène)

Radiations émises par des atomes d'hydrogène excités



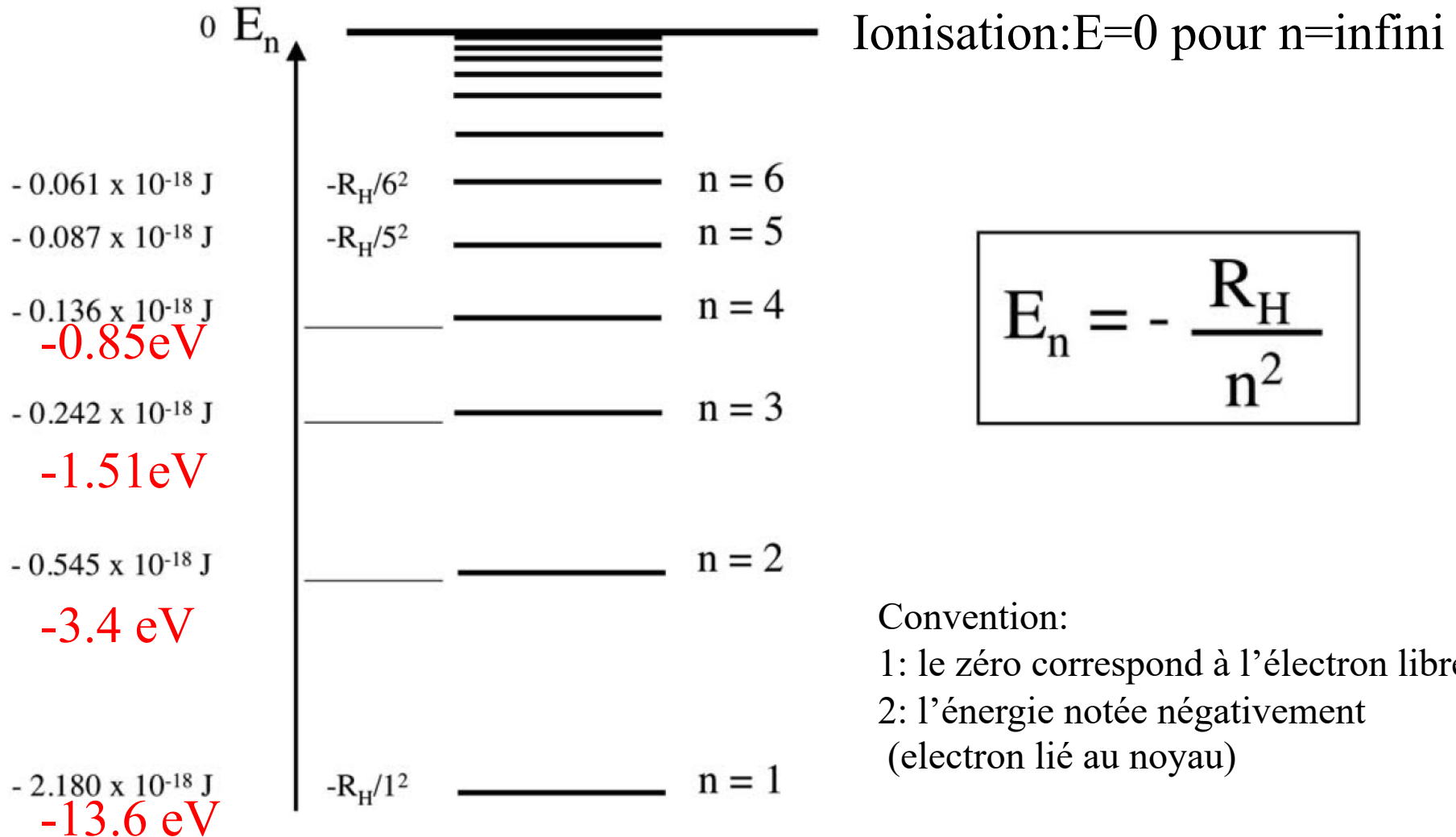
$$E_n = \frac{-13.6 \text{ eV}}{n^2}$$



Spectre de l'hydrogène atomique



# Modèle (semi-)quantique de Bohr pour l'atome (1913)



Les niveaux les plus stables correspondent aux orbites proches du noyau et ont une faible énergie (grande énergie négative)

# QUESTION?

L'énergie de l'état fondamental (n=1) d'un atome H est de -13.6 eV.

L'énergie nécessaire pour l'excitation de l'état fondamental à l'état n=2 est de:

1:  $\frac{1}{2} \cdot 13.6 \text{ eV}$

2:  $\frac{3}{4} \cdot 13.6 \text{ eV}$

3:  $\frac{1}{4} \cdot 13.6 \text{ eV}$

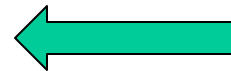
4:  $-\frac{3}{4} \cdot 13.6 \text{ eV}$

$$E_n = \frac{-13.6 \text{ eV}}{n^2}$$

# Modèle de Bohr (résumé)

- 1) on a un atome stable (sans explication physique: postulat)
- 2) L'énergie d'un électron est quantifiée
- 3) Bonne (mais imparfaite) explication du spectre de l'atome d'hydrogène et des atomes avec un seul électron  
(correction coulombique pour ions  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$  etc. :  $E = -Z^2 R_H / n^2$  ; Z: numéro atomique)

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



z: numéro atomique (1 pour H)

n: nombre quantique principal

Limitations:

- 1) N'explique pas la structure fine des spectres d'hydrogène (manque une information: le spin)
- 2) Ne s'applique pas aux atomes avec plusieurs électrons  
(les interactions entre électrons décrites par une valeur effective de Z)

$$E_n = -\frac{Z_{\text{eff}}^2 R_H}{n^2}$$

# Différences entre le modèle de Bohr et le modèle de Schrödinger

## Bohr

L'électron est décrit comme une particule avec une trajectoire précise.

Lois de la mécanique classique selon Newton.

Case quantique: définit seulement le niveau d'énergie de l'électron (orbite)

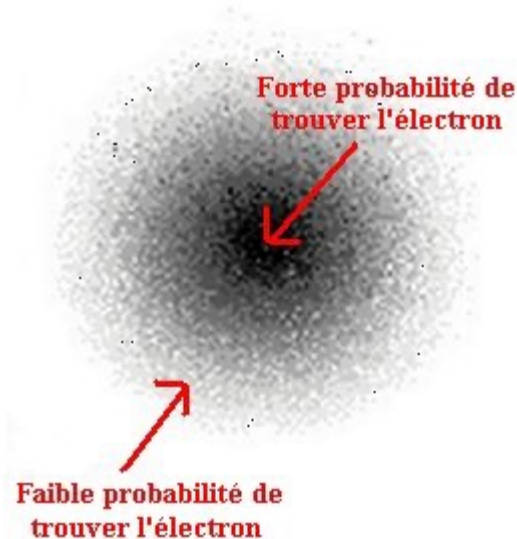
## Schrödinger

L'électron est décrit par une fonction d'onde  $\Psi$  liée à la probabilité de présence.

Lois de la mécanique quantique selon Schrödinger.

Orbitale: définit à la fois le niveau d'énergie et la probabilité de présence de l'électron.

# Modèle ondulatoire de l'atome



► **Interprétation de Max Born:** la probabilité de trouver un électron à un point donné de l'espace est proportionnelle à  $\Psi^2$ .

► Fonction d'onde d'amplitude élevée:  
**Forte probabilité de présence**

► Fonction d'onde de faible amplitude:  
**Faible probabilité de présence**

► **Orbitale atomique (solution de l'équation de Schrödinger)**

Fonction d'onde  $\Psi$  à laquelle correspond un ensemble de **3 nombres quantiques** ( $n, l, m_l$ )



Représentation en trois dimensions d'une région d'un atome où il existe une probabilité élevée de trouver des électrons

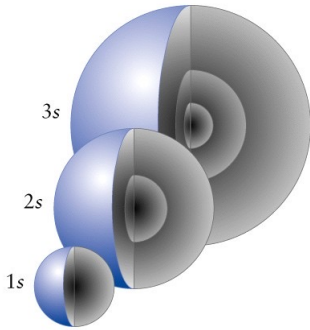
Pour décrire un électron dans une orbitale il faut un 4<sup>ème</sup> nombre quantique: le spin  
Qui peut prendre une valeur de  $+1/2$  ou  $-1/2$  pour un électron

# Les orbitales s,p,d,

## ➡ orbitale atomique s

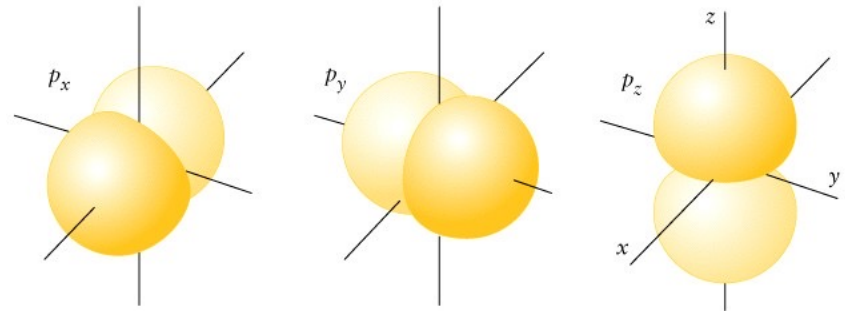
Nuage sphérique dont la densité diminue lorsque la distance au noyau augmente

Noëuds pour 2s, 3s, etc.

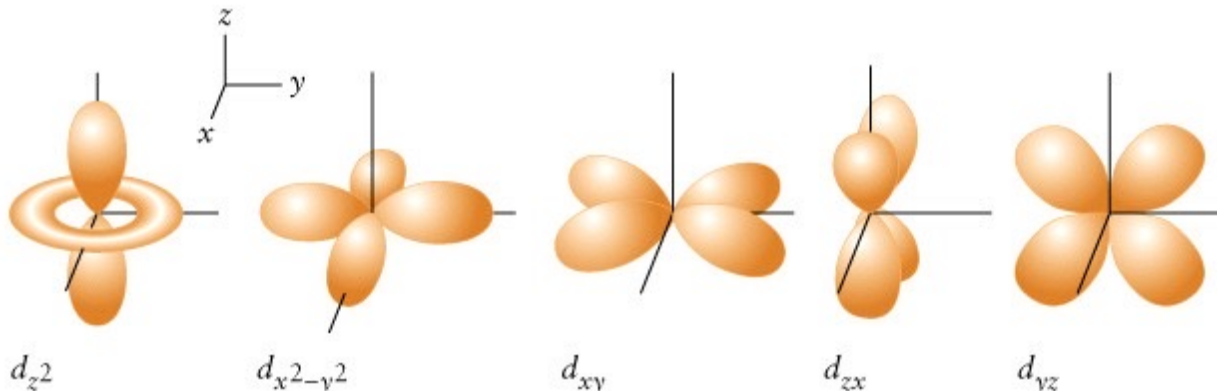


## ➡ orbitales atomiques p

Nuage avec deux lobes de part et d'autre du noyau. Trois orientations perpendiculaires possibles ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ).



Formes plus complexes. Pas de densité électronique au niveau du noyau.  
orbitales atomiques d



# Configuration électronique des atomes

## Configuration électronique d'un atome

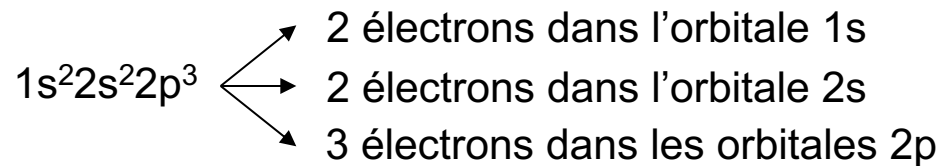
- décrit la distribution des électrons dans ses diverses orbitales

### Notation spdf

Niveau d'énergie  $n$  ▸ désigné par un nombre

Type d'orbitale  $l$  ▸ désigné par une lettre

Exposant ▸ nombre d'électrons se trouvant dans l'orbitale représentée



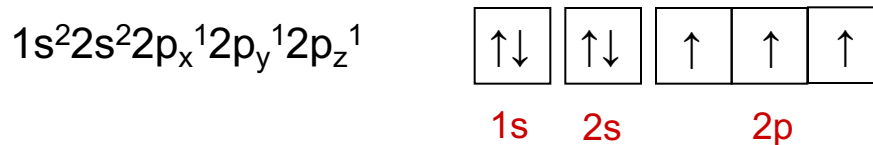
### Notation spdf étendue

▸ distribution des électrons dans les orbitales

▸ Représentation des «**cases quantiques**»

Orbitales d'un même type ▸ représentées par des carrés

Electrons ▸ représentées par des flèches



# Répartition des électrons autour du noyau

- Répartition en couches  $n = 1, 2, 3, \dots$  et sous couches ( $s, p, d, \dots$ )
- Le remplissage des couches et sous couches se fait selon la séquence d'énergie croissante (principe de construction => Aufbau)

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < \dots$$

- L'état fondamental s'établit à l'aide de:
  - **La règle d'exclusion de Pauli** : Une orbitale peut contenir au maximum deux électrons de spins opposés
  - **La règle de Hund** : L'arrangement le plus stable est celui correspondant au maximum d'électrons de spins parallèles.



# Configuration électronique

**Electrons de valence** Ce sont les électrons de la couche externe

➔ Les électrons occupant la couche ayant **la plus grande valeur de  $n$**   
***Ils déterminent en grande partie les propriétés chimiques d'un élément***

## Quelques exemples

C (carbone),  $Z = 6$



4 électrons de valence

N (azote),  $Z = 7$



5 électrons de valence

O (oxygène),  $Z = 8$



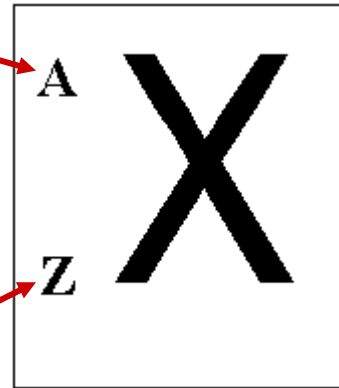
6 électrons de valence

## Principe d'exclusion de Pauli

Une orbitale comprend **au plus deux électrons** et ces électrons sont nécessairement de spins opposés.

Nombre de  
masse  
(nbre nucléons)  
neutrons, protons =  
= **nucléons**

**Numéro  
atomique**



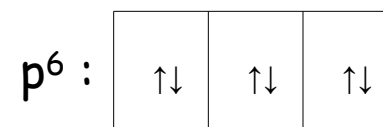
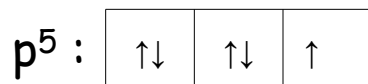
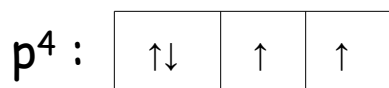
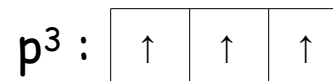
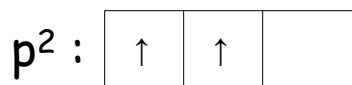
Wolfgang Pauli

**Numéro atomique  $Z$**  : nombre de protons du noyau  **$Z$**  est également égal au nombre d'électron (atome de charge nulle)

# Règle de Hund

**L'arrangement le plus stable est celui correspondant au maximum d'électrons de spins parallèles.**

Les 3 orbitales atomiques **p** ( $l = 1$ ) se remplissent donc ainsi :



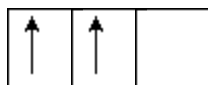
Exemples : configuration électronique du carbone (6 electrons)



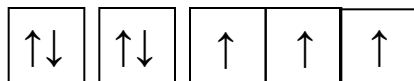
$1s^2$



$2s^2$



$2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

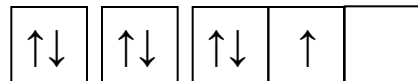


1s

2s

2p

exact

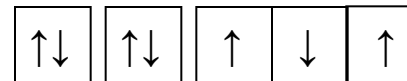


1s

2s

2p

inexact



1s

2s

2p

inexact

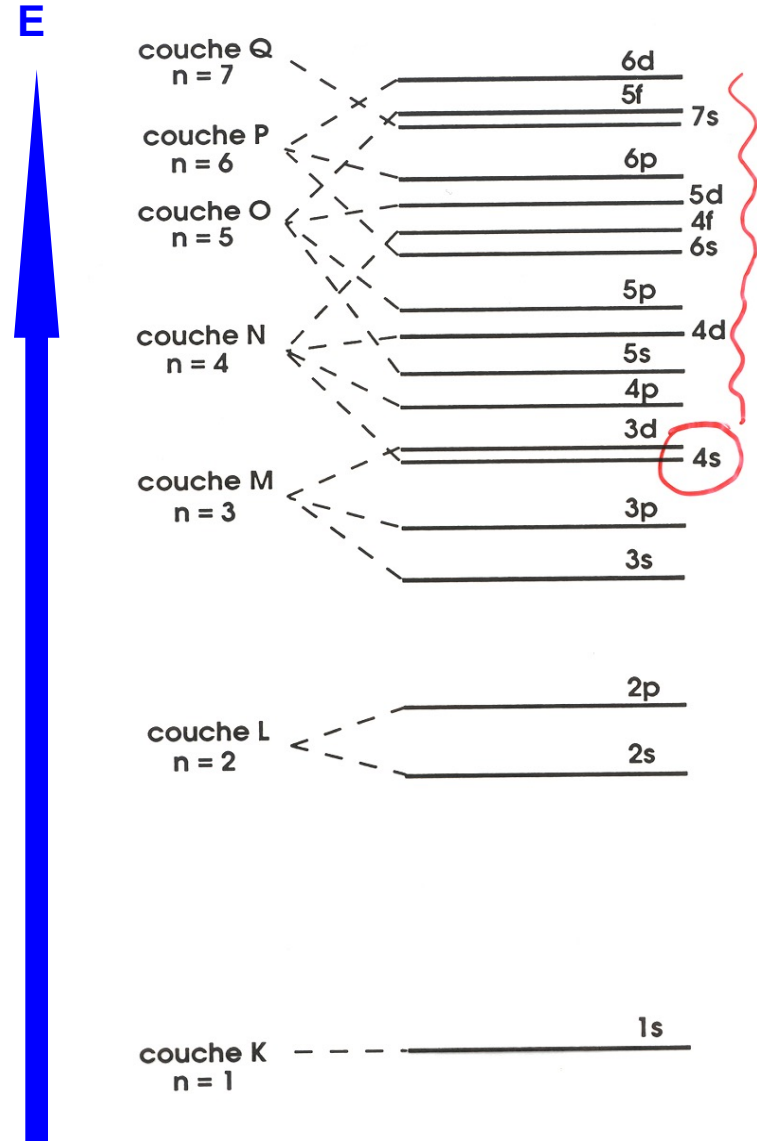
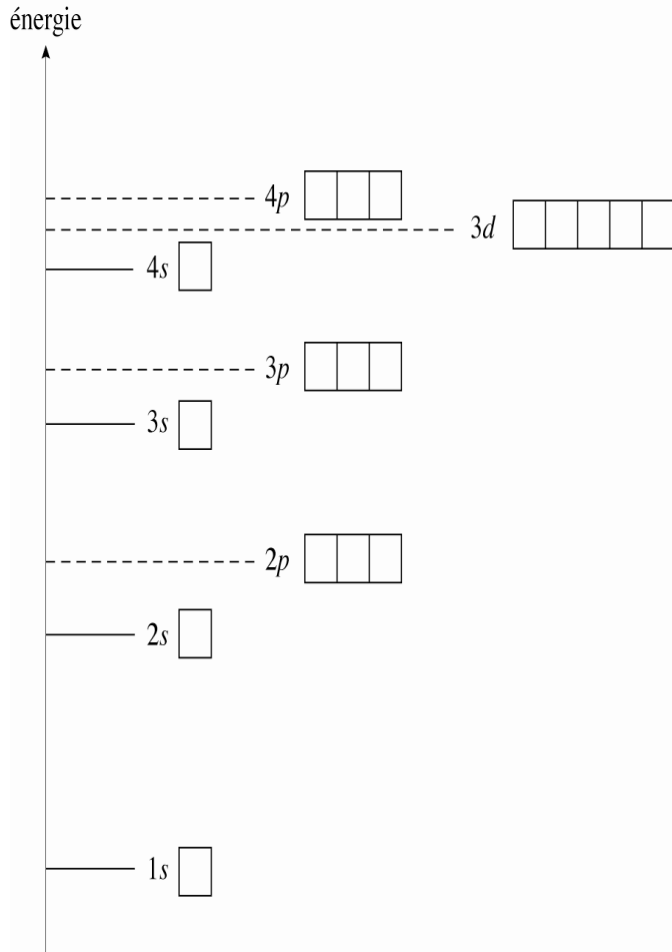


Friedrich Hund  
(1896-1997)

↑↓ électrons appariés      ↑ électron célibataire

# Configuration électronique des éléments

A l'état fondamental, les électrons occupent les orbitales correspondant aux **plus bas niveaux d'énergie possible**



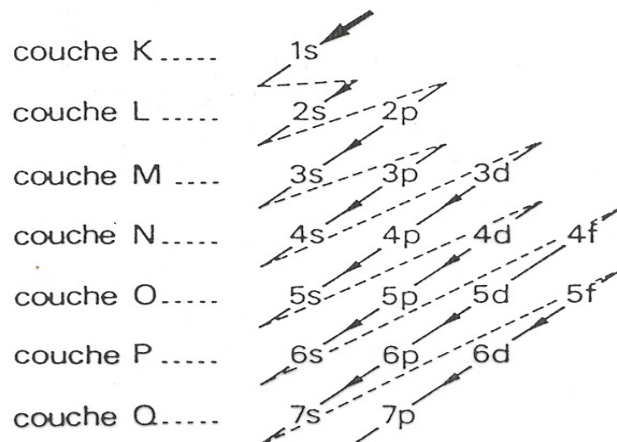
## Règle de Klechkowsky ou principe de stabilité:

Les électrons d'un atome (ou d'un ion) occupent dans l'état fondamental les orbitales atomiques de plus basse énergie, c'est-à-dire dans l'ordre :

**1s - 2s - 2p - 3s - 3p - 4s - 3d - 4p - 5s - 4d - 5p - 6s - 4f - 5d - 6p - 7s - 5f - 6d - 7p - 8s - ...**

## Configuration électronique des éléments

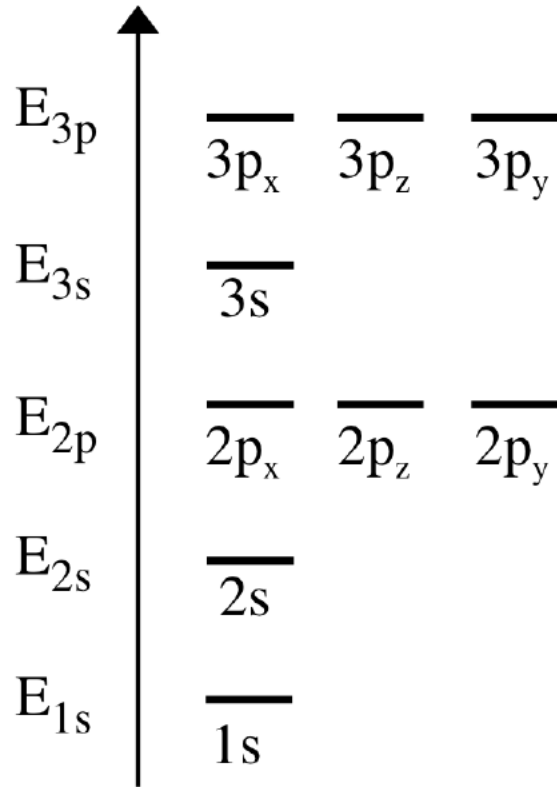
### **Procédure pour établir la configuration électronique des éléments dans leur état fondamental**



Vsevolod Klechkowski  
(1900-1972)

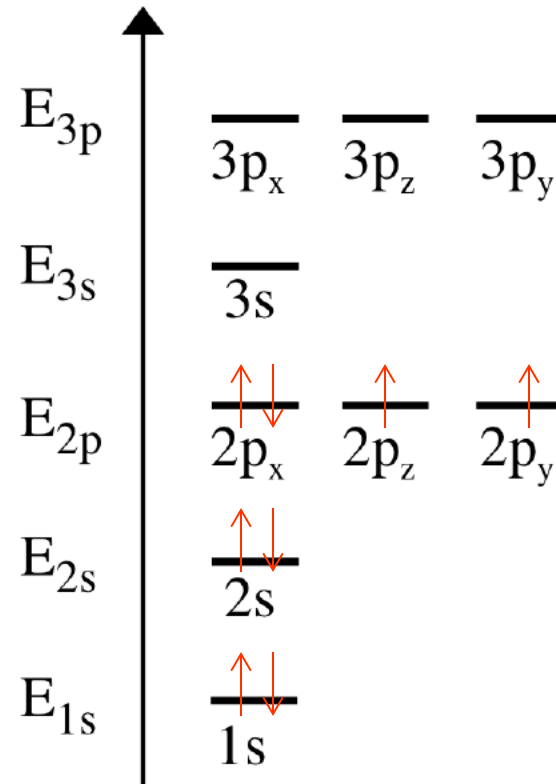
## EXERCICE :

écrire la configuration électronique de l'oxygène ( $z=8$ )



## EXERCICE :

écrire la configuration électronique de l'oxygène ( $z=8$ )



Configuration :  $1s^2 2s^2 2p^4$

2 électrons célibataires

# Configuration électronique et tableau périodique

|    |  |    |    |
|----|--|----|----|
| 1s | <b>Découpage du tableau périodique suivant le remplissage des sous-couches</b> |    | 1s |
| 2s |  | 2p |    |
| 3s |  | 3p |    |
| 4s | *  | 3d | 4p |
| 5s |  | 4d | 5p |
| 6s | *  | 5d | 6p |
| 7s | **   | 6d |    |
|    | *  | 4f |    |
|    | **   | 5f |    |

1s<sup>1</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>

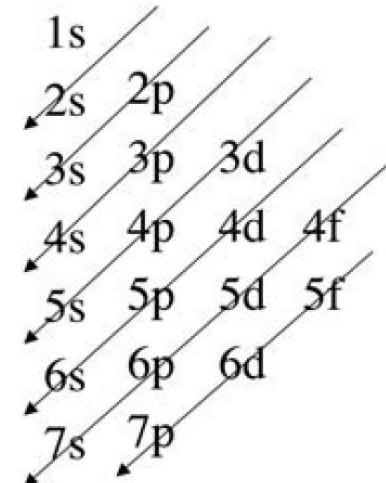
1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup>

1s<sup>2</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>

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>6</sup>



\*Les électrons occupent l'orbitale 4s avant l'orbitale 3d (l'atome a une énergie plus basse lorsque l'électron occupe l'orbitale 4s plutôt que 3d).

| élément | configuration électronique      |
|---------|---------------------------------|
| H       | $1s^1$                          |
| He      | $1s^2$                          |
| Li      | $1s^2 2s^1$                     |
| Be      | $1s^2 2s^2$                     |
| B       | $1s^2 2s^2 2p^1$                |
| C       | $1s^2 2s^2 2p^2$                |
| N       | $1s^2 2s^2 2p^3$                |
| O       | $1s^2 2s^2 2p^4$                |
| F       | $1s^2 2s^2 2p^5$                |
| Ne      | $1s^2 2s^2 2p^6$                |
| Na      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$           |
| Mg      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$           |
| Al      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$      |
| Si      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$      |
| P       | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$      |
| S       | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$      |
| Cl      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$      |
| Ar      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$      |
| K       | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ |



# Quelques exceptions à la règle de l'Aufbau

Pour décrire l'état fondamental, on ajoute (ou enlève) chaque électron de manière à avoir l'énergie la plus basse (l'atome le plus stable)

Des exceptions proviennent dans les cas où les niveaux d'énergies des orbitales sont très proches et où des effets secondaires peuvent devenir dominants.

1<sup>er</sup> type d'exception:

Les orbitales d à moitié ou complètement remplies sont plus stables que prévu et peuvent induire des exceptions à la règle de l'Aufbau

Exemples:

Cr: [Ar] 4s<sup>1</sup> 3d<sup>5</sup> (au lieu de 4s<sup>2</sup> 3d<sup>4</sup>)

Cu: [Ar] 4s<sup>1</sup> 3d<sup>10</sup> (au lieu de 4s<sup>2</sup> 3d<sup>9</sup>)

**PAS BESOIN DE CONNAITRE CES EXCEPTIONS,  
IL FAUT JUSTE SAVOIR QUE CELA EXISTE**

# Exceptions au principe de l'Aufbau

|   | 1                                      | 2                                       | 3   | 4   | 5   | 6  | 7   | 8   | 9  | 10   | 11  | 12   | 13   | 14   | 15   | 16  | 17   | 18  |
|---|--|---|---|---|---|--|---|---|--|--|---|--|--|--|--|---|--|---|
| 1 | 1<br><b>H</b><br>Hydrogène<br>1s¹      |   |   |   |   |  |   |   |  |  |   |  |  |  |  |   |  | 2<br><b>He</b><br>Hélium<br>1s²                       |
| 2 | 3<br><b>Li</b><br>Lithium<br>1s²2s¹    | 4<br><b>Be</b><br>Béryllium<br>1s²2s²   |   |   |   |  |   |   |  |  |   |  | 5<br><b>B</b><br>Bore<br>1s²2s²2p¹                   | 6<br><b>C</b><br>Carbone<br>1s²2s²2p²                | 7<br><b>N</b><br>Azote<br>1s²2s²2p³                    | 8<br><b>O</b><br>Oxygène<br>1s²2s²2p⁴                 | 9<br><b>F</b><br>Fluor<br>1s²2s²2p⁵                    | 10<br><b>Ne</b><br>Néon<br>1s²2s²2p⁶                  |
| 3 | 11<br><b>Na</b><br>Sodium<br>[Ne]3s¹   | 12<br><b>Mg</b><br>Magnésium<br>[Ne]3s² |   |   |   |  |   |   |  |  |   |  | 13<br><b>Al</b><br>Aluminium<br>[Ne]3s²3p¹           | 14<br><b>Si</b><br>Silicium<br>[Ne]3s²3p²            | 15<br><b>P</b><br>Phosphore<br>[Ne]3s²3p³              | 16<br><b>S</b><br>Sulfure<br>[Ne]3s²3p⁴               | 17<br><b>Cl</b><br>Chlore<br>[Ne]3s²3p⁵                | 18<br><b>Ar</b><br>Argon<br>[Ne]3s²3p⁶                |
| 4 | 19<br><b>K</b><br>Potassium<br>[Ar]4s¹ | 20<br><b>Ca</b><br>Calcium<br>[Ar]4s²   | 21<br><b>Sc</b><br>Scandium<br>[Ar]3d¹4s² | 22<br><b>Ti</b><br>Titane<br>[Ar]3d²4s²               | 23<br><b>V</b><br>Vanadium<br>[Ar]3d³4s²      | 24<br><b>Cr</b><br>Chrome<br>[Ar]3d⁵4s¹          | 25<br><b>Mn</b><br>Manganèse<br>[Ar]3d⁵4s²    | 26<br><b>Fe</b><br>Fer<br>[Ar]3d⁶4s²          | 27<br><b>Co</b><br>Cobalt<br>[Ar]3d⁷4s²          | 28<br><b>Ni</b><br>Nickel<br>[Ar]3d⁸4s²            | 29<br><b>Cu</b><br>Cuivre<br>[Ar]3d¹⁰4s¹          | 30<br><b>Zn</b><br>Zinc<br>[Ar]3d¹⁰4s²             | 31<br><b>Ga</b><br>Gallium<br>[Ar]3d¹⁰4s²4p¹         | 32<br><b>Ge</b><br>Germanium<br>[Ar]3d¹⁰4s²4p²       | 33<br><b>As</b><br>Arsenic<br>[Ar]3d¹⁰4s²4p³           | 34<br><b>Se</b><br>Sélénium<br>[Ar]3d¹⁰4s²4p⁴         | 35<br><b>Br</b><br>Brome<br>[Ar]3d¹⁰4s²4p⁵             | 36<br><b>Kr</b><br>Krypton<br>[Ar]3d¹⁰4s²4p⁶          |
| 5 | 37<br><b>Rb</b><br>Rubidium<br>[Kr]5s¹ | 38<br><b>Sr</b><br>Strontium<br>[Kr]5s² | 39<br><b>Y</b><br>Yttrium<br>[Kr]4d¹5s²   | 40<br><b>Zr</b><br>Zirconium<br>[Kr]4d²5s²            | 41<br><b>Nb</b><br>Niobium<br>[Kr]4d⁴5s¹      | 42<br><b>Mo</b><br>Molybdène<br>[Kr]4d⁵5s¹       | 43<br><b>Tc</b><br>Technétium<br>[Kr]4d⁵5s²   | 44<br><b>Ru</b><br>Ruthénium<br>[Kr]4d⁷5s¹    | 45<br><b>Rh</b><br>Rhodium<br>[Kr]4d⁸5s¹         | 46<br><b>Pd</b><br>Palladium<br>[Kr]4d¹⁰           | 47<br><b>Ag</b><br>Argent<br>[Kr]4d¹⁰5s¹          | 48<br><b>Cd</b><br>Cadmium<br>[Kr]4d¹⁰5s²          | 49<br><b>In</b><br>Indium<br>[Kr]4d¹⁰5s²5p¹          | 50<br><b>Sn</b><br>Étain<br>[Kr]4d¹⁰5s²5p²           | 51<br><b>Sb</b><br>Antimoine<br>[Kr]4d¹⁰5s²5p³         | 52<br><b>Te</b><br>Tellure<br>[Kr]4d¹⁰5s²5p⁴          | 53<br><b>I</b><br>Iode<br>[Kr]4d¹⁰5s²5p⁵               | 54<br><b>Xe</b><br>Xénon<br>[Kr]4d¹⁰5s²5p⁶            |
| 6 | 55<br><b>Cs</b><br>Césium<br>[Xe]6s¹   | 56<br><b>Ba</b><br>Baryum<br>[Xe]6s²    | 57<br><b>La</b><br>Lanthane<br>[Xe]5d¹6s² | * 72<br><b>Hf</b><br>Hafnium<br>[Xe]4f¹⁴5d²6s²        | 73<br><b>Ta</b><br>Tantale<br>[Xe]4f¹⁴5d³6s²  | 74<br><b>W</b><br>Tungstène<br>[Xe]4f¹⁴5d⁴6s²    | 75<br><b>Re</b><br>Rhénium<br>[Xe]4f¹⁴5d⁵6s²  | 76<br><b>Os</b><br>Osmium<br>[Xe]4f¹⁴5d⁶6s²   | 77<br><b>Ir</b><br>Iridium<br>[Xe]4f¹⁴5d⁷6s²     | 78<br><b>Pt</b><br>Platine<br>[Xe]4f¹⁴5d⁹6s¹       | 79<br><b>Au</b><br>Or<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s¹          | 80<br><b>Hg</b><br>Mercure<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²      | 81<br><b>Tl</b><br>Thallium<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p¹    | 82<br><b>Pb</b><br>Plomb<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p²       | 83<br><b>Bi</b><br>Bismuth<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p³       | 84<br><b>Po</b><br>Polonium<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁴     | 85<br><b>At</b><br>Astate<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁵        | 86<br><b>Rn</b><br>Radon<br>[Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁶        |
| 7 | 87<br><b>Fr</b><br>Francium<br>[Rn]7s¹ | 88<br><b>Ra</b><br>Radium<br>[Rn]7s²    | 89<br><b>Ac</b><br>Actinium<br>[Rn]6d¹7s² | * 104<br><b>Rf</b><br>Rutherfordium<br>[Rn]5f¹⁴6d²7s² | 105<br><b>Db</b><br>Dubnium<br>[Rn]5f¹⁴6d³7s² | 106<br><b>Sg</b><br>Seaborgium<br>[Rn]5f¹⁴6d⁴7s² | 107<br><b>Bh</b><br>Bohrium<br>[Rn]5f¹⁴6d⁵7s² | 108<br><b>Hs</b><br>Hassium<br>[Rn]5f¹⁴6d⁶7s² | 109<br><b>Mt</b><br>Meitnerium<br>[Rn]5f¹⁴6d⁷7s² | 110<br><b>Ds</b><br>Darmstadtium<br>[Rn]5f¹⁴6d⁸7s² | 111<br><b>Rg</b><br>Roentgenium<br>[Rn]5f¹⁴6d⁹7s² | 112<br><b>Cn</b><br>Copernicium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s² | 113<br><b>Uut</b><br>Ununtrium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²7p¹ | 114<br><b>Fle</b><br>Flerovium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²7p² | 115<br><b>Uup</b><br>Ununpentium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²7p³ | 116<br><b>Lv</b><br>Livermorium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁴ | 117<br><b>Uus</b><br>Ununseptium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁵ | 118<br><b>Uuo</b><br>Ununoctium<br>[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁶ |

6  
**C**  
Carbone  
1s²2s²2p²

**Numéro atomique**  
**symbole**  
Nom de l'élément  
Configuration électronique

Exceptions  
à l'Aufbau

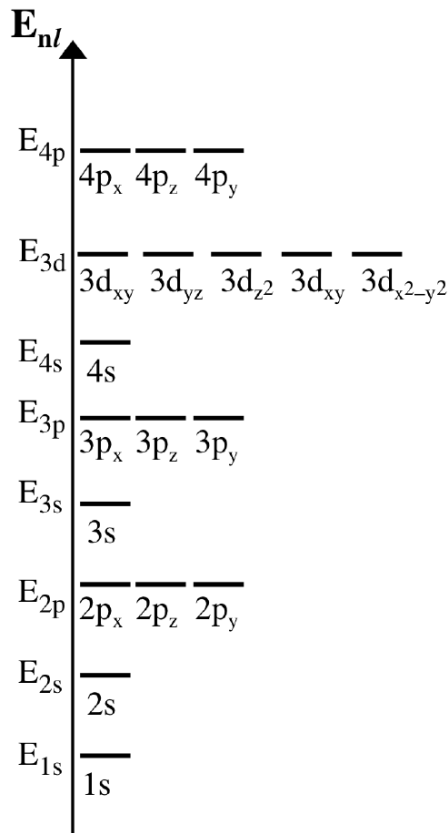
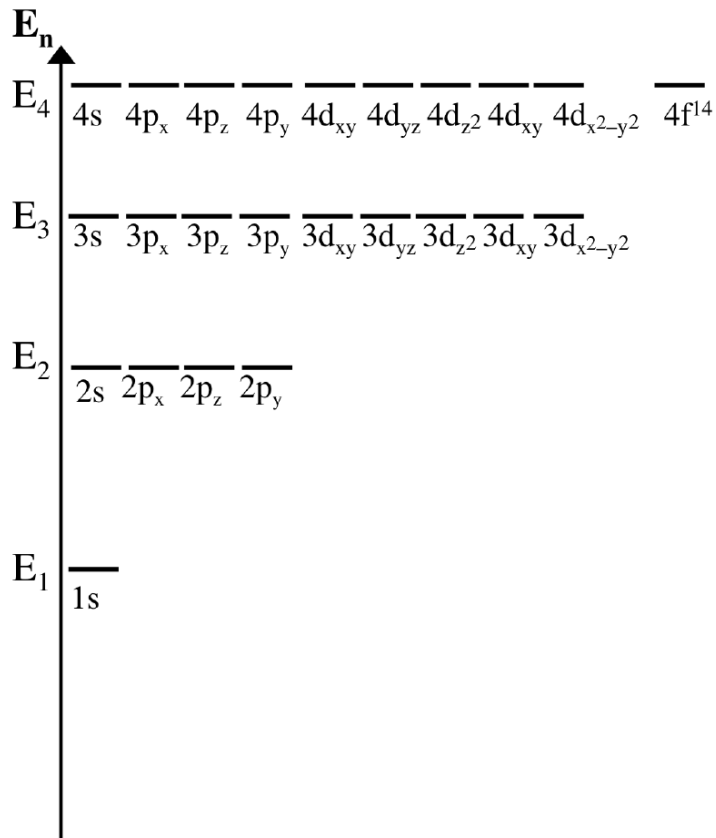
Supposé

|  |  |  |   |  |  |   |  |   |   |  |  |   |   |
|--|--|--|---|--|--|---|--|---|---|--|--|---|---|
| 58<br><b>Ce</b><br>Cérium<br>[Xe]4f¹5s²  | 59<br><b>Pr</b><br>Praseodyme<br>[Xe]4f³5s²      | 60<br><b>Nd</b><br>Néodyme<br>[Xe]4f⁴5s²   | 61<br><b>Pm</b><br>Prométhium<br>[Xe]4f⁵5s²   | 62<br><b>Sm</b><br>Samarium<br>[Xe]4f⁶5s²  | 63<br><b>Eu</b><br>Europium<br>[Xe]4f⁷5s²  | 64<br><b>Gd</b><br>Gadolinium<br>[Xe]4f⁷5s¹ | 65<br><b>Tb</b><br>Terbium<br>[Xe]4f⁹5s²   | 66<br><b>Dy</b><br>Dysprosium<br>[Xe]4f¹⁰5s²  | 67<br><b>Ho</b><br>Holmium<br>[Xe]4f¹¹5s²     | 68<br><b>Er</b><br>Erbium<br>[Xe]4f¹²5s²   | 69<br><b>Tm</b><br>Thulium<br>[Xe]4f¹³5s²      | 70<br><b>Yb</b><br>Ytterbium<br>[Xe]4f¹⁴5s² | 71<br><b>Lu</b><br>Lutécium<br>[Xe]4f¹⁴5s²    |
| 90<br><b>Th</b><br>Thorium<br>[Rn]6d²7s² | 91<br><b>Pa</b><br>Protactinium<br>[Rn]5f²6d¹7s² | 92<br><b>U</b><br>Uranium<br>[Rn]5f³6d¹7s² | 93<br><b>Np</b><br>Neptunium<br>[Rn]5f⁴6d¹7s² | 94<br><b>Pu</b><br>Plutonium<br>[Rn]5f⁶7s² | 95<br><b>Am</b><br>Américium<br>[Rn]5f⁷7s² | 96<br><b>Cm</b><br>Curium<br>[Rn]5f⁷7s²     | 97<br><b>Bk</b><br>Berkélium<br>[Rn]5f⁹7s² | 98<br><b>Cf</b><br>Californium<br>[Rn]5f¹⁰7s² | 99<br><b>Es</b><br>Einsteinium<br>[Rn]5f¹¹7s² | 100<br><b>Fm</b><br>Fermium<br>[Rn]5f¹²7s² | 101<br><b>Md</b><br>Mendelevium<br>[Rn]5f¹³7s² | 102<br><b>No</b><br>Nobélium<br>[Rn]5f¹⁴7s² | 103<br><b>Lr</b><br>Lawrencium<br>[Rn]5f¹⁴7s² |

# Comparaison entre atomes hydrogénoïdes et atomes à plusieurs électrons

Atome à 1 électron

Atome à plusieurs électrons



# Classification périodique des éléments

- ➡ Classification des éléments selon l'ordre croissant du numéro atomique  $Z$
- ➡ 92 premiers éléments: naturels. Pas d'autre possibilité, pas de case vide
- ➡ Les autres éléments (93- 118) ont été préparés artificiellement.
- ➡ Les **colonnes** sont désignées par un numéro de 1 à 18 ou par des symboles (IA, IIA, IIB...)
- ➡ Les éléments d'une **même colonne** constituent un **groupe** et certains portent un nom particulier (métaux alcalins, gaz rares, halogènes, alcalino-terreux...)
- ➡ Les **lignes** sont appelées **périodes**. Elles sont numérotées de 1 à 7
- ➡ Quatre **blocs** d'éléments (s, p, d, f) en fonction de la nature du niveau en cours de remplissage.

Les membres d'une même colonne ont tous le même nombre d'électrons de valence (électrons sur la dernière couche électronique de l'atome). Ils ont des propriétés semblables.

# Tendances périodiques

Rayon atomique

Energie d'ionisation

Affinité électronique

Electronégativité

Pouvoir oxydant

Caractère métallique

Structure atomique

données expérimentales  
obtenues dans un gaz

Liaison chimique

molécule

Plusieurs définitions:

- Calcul : 90% probabilité de trouver l'électron)
- Distance expérimentale entre deux atomes

Rayon atomique augmente de haut en bas le long d'un groupe

$$r \propto \frac{n^2}{Z_{eff}}$$

## Rayon atomique

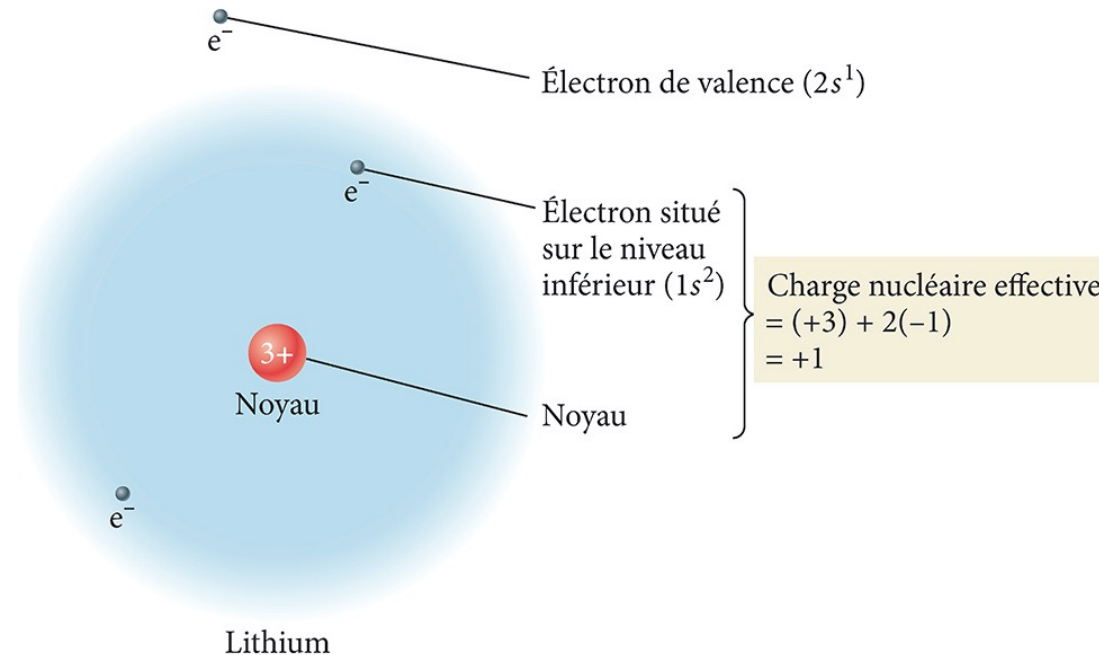
|   | 1         | 2         | 13        | 14        | 15        | 16        | 17        | 18 |
|---|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----|
| 2 | Li<br>157 | Be<br>112 | B<br>88   | C<br>77   | N<br>74   | O<br>66   | F<br>64   | Ne |
| 3 | Na<br>191 | Mg<br>160 | Al<br>143 | Si<br>118 | P<br>110  | S<br>104  | Cl<br>99  | Ar |
| 4 | K<br>235  | Ca<br>197 | Ga<br>153 | Ge<br>122 | As<br>121 | Se<br>117 | Br<br>114 | Kr |
| 5 | Rb<br>250 | Sr<br>215 | In<br>167 | Sn<br>158 | Sb<br>141 | Te<br>137 | I<br>133  | Xe |
| 6 | Cs<br>272 | Ba<br>224 | Tl<br>171 | Pb<br>175 | Bi<br>182 | Po<br>167 | At        | Rn |

Rayon atomique diminue de gauche à droite le long d'une période. ( $Z_{eff}$  augmente).

$Z_{eff}$  est la charge effective ressentie par l'électron le plus éloigné du noyau. Elle dépend de la charge du noyau et des autres électrons de l'atome.

# Charge nucléaire effective $Z_{\text{eff}}$

Charge effective  $Z_{\text{eff}}$  : charge nucléaire réelle – effet d'écran des autres électrons



Obtenu par calcul avec des méthodes avancées

Approximation avec les règles suivantes, pour un électron périphérique:

## Électrons internes

même couche et même sous-couche:

couche inférieure:

même couche et différente sous-couche

## écran

négligeable

total

partiel

# Question

Qui a le plus grand rayon atomique?

1. K (numéro atomique 19)
2. Cl (numéro atomique 17)

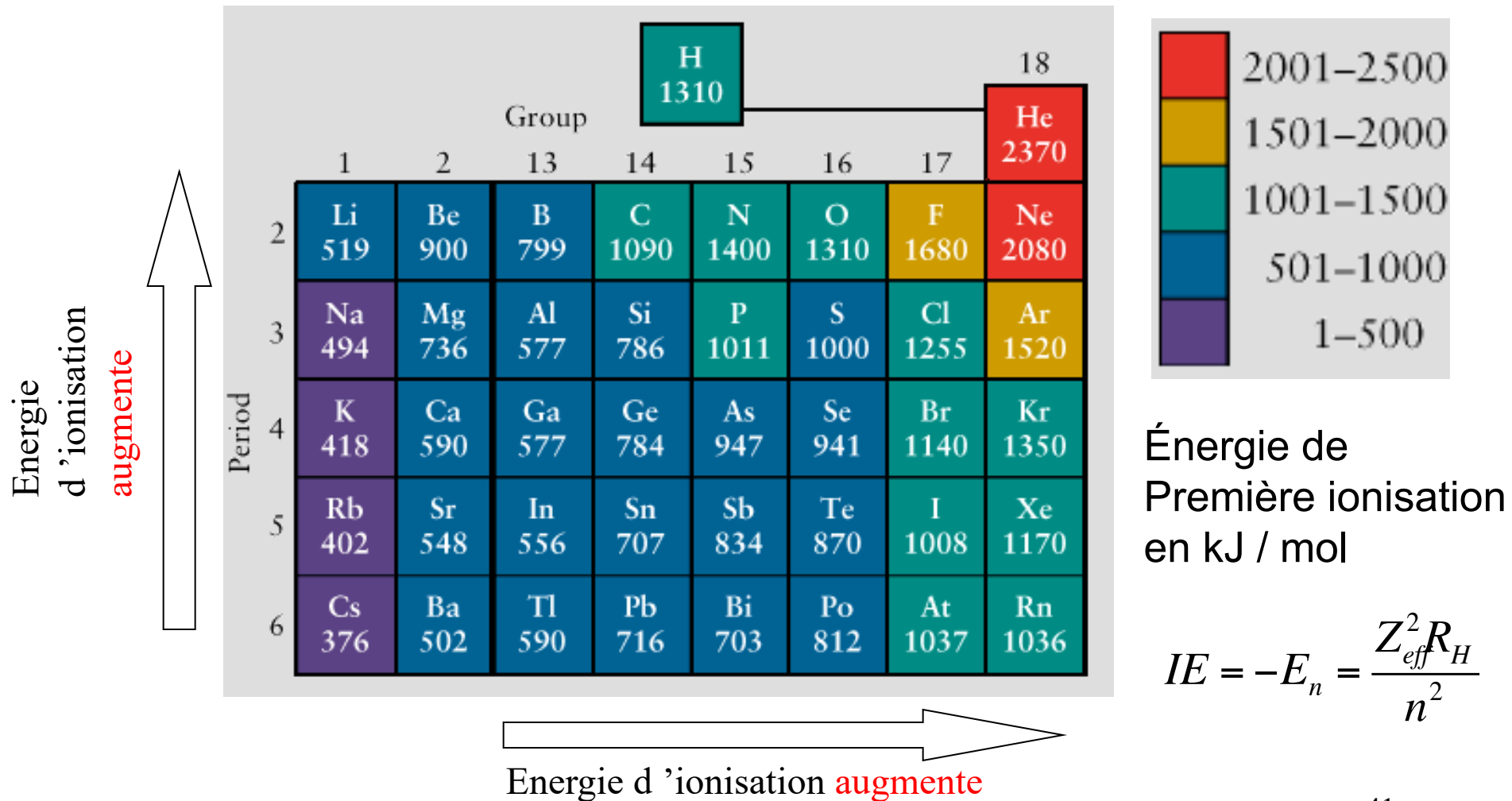
|   | 1  | 2   | 3   | 4   |  | 14  | 15  | 16   | 17   | 18  |  |   |   |   |   |  |   |   |
|---|--|---|---|---|--|---|---|--|--|---|--|---|---|---|---|--|---|---|
| 1 | 1<br><b>H</b><br>Hydrogène<br>1s¹            |   |   |   |  |   |   |  |  | 2<br><b>He</b><br>Hélium<br>1s²                 |  |   |   |   |   |  |   |   |
| 2 | 3<br><b>Li</b><br>Lithium<br>1s² 2s¹         | 4<br><b>Be</b><br>Béryllium<br>1s² 2s²          |   |   | 6<br><b>C</b><br>Carbone<br>1s² 2s² 2p²    |   | 5<br><b>B</b><br>Bore<br>1s² 2s² 2p¹                | 6<br><b>C</b><br>Carbone<br>1s² 2s² 2p²            | 7<br><b>N</b><br>Azote<br>1s² 2s² 2p³              | 8<br><b>O</b><br>Oxygène<br>1s² 2s² 2p⁴         | 9<br><b>F</b><br>Fluor<br>1s² 2s² 2p⁵            | 10<br><b>Ne</b><br>Neon<br>1s² 2s² 2p⁶          |   |   |   |  |   |   |
| 3 | 11<br><b>Na</b><br>Sodium<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ | 12<br><b>Mg</b><br>Magnésium<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² |   |   |  |   | 13<br><b>Al</b><br>Aluminium<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹ | 14<br><b>Si</b><br>Silicium<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p² | 15<br><b>P</b><br>Phosphore<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³ | 16<br><b>S</b><br>Soufre<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴ | 17<br><b>Cl</b><br>Chlore<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ | 18<br><b>Ar</b><br>Argon<br>1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ |   |   |   |  |   |   |
| 4 | 19<br><b>K</b><br>Potassium<br>[Ar] 4s¹      | 20<br><b>Ca</b><br>Calcium<br>[Ar] 4s²          | 21<br><b>Sc</b><br>Scandium<br>[Ar] 3d¹ 4s² | 22<br><b>Ti</b><br>Titane<br>[Ar] 3d² 4s² | 23<br><b>V</b><br>Vanadium<br>[Ar] 3d³ 4s² | 24<br><b>Cr</b><br>Chrome<br>[Ar] 3d⁵ 4s¹ | 25<br><b>Mn</b><br>Manganèse<br>[Ar] 3d⁵ 4s²        | 26<br><b>Fe</b><br>Fer<br>[Ar] 3d⁶ 4s²             | 27<br><b>Co</b><br>Cobalt<br>[Ar] 3d⁷ 4s²          | 28<br><b>Ni</b><br>Nickel<br>[Ar] 3d⁸ 4s²       | 29<br><b>Cu</b><br>Cuivre<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s¹       | 30<br><b>Zn</b><br>Zinc<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s²        | 31<br><b>Ga</b><br>Gallium<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p¹ | 32<br><b>Ge</b><br>Germanium<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p² | 33<br><b>As</b><br>Arsenic<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p³ | 34<br><b>Se</b><br>Sélénium<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁴ | 35<br><b>Br</b><br>Brome<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵ | 36<br><b>Kr</b><br>Krypton<br>[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ |



# Energie d'ionisation

Energie nécessaire pour arracher un électron et former un ion positif. Ex:  $\text{K} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$

Diminue de haut en bas d'un groupe et augmente le long d'une période

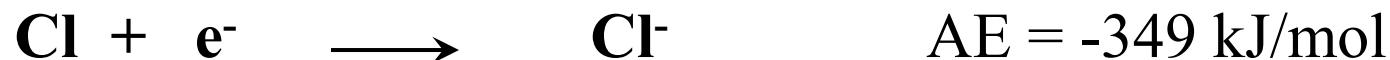


Énergie de Première ionisation en kJ / mol

$$IE = -E_n = \frac{Z_{\text{eff}}^2 R_H}{n^2}$$

# Affinité électronique (AE) *Annexe*

Energie associée à la fixation d'un électron par un atome en phase gazeuse. (stabilité relative de l'anion par rapport à l'atome neutre)



Tendance analogue à celle de l'énergie d'ionisation  
Gaz nobles : exceptions (affinité électronique positive)



Il existe deux conventions  
de signe différentes pour AE

# Prédiction des propriétés des éléments

## Electronégativité

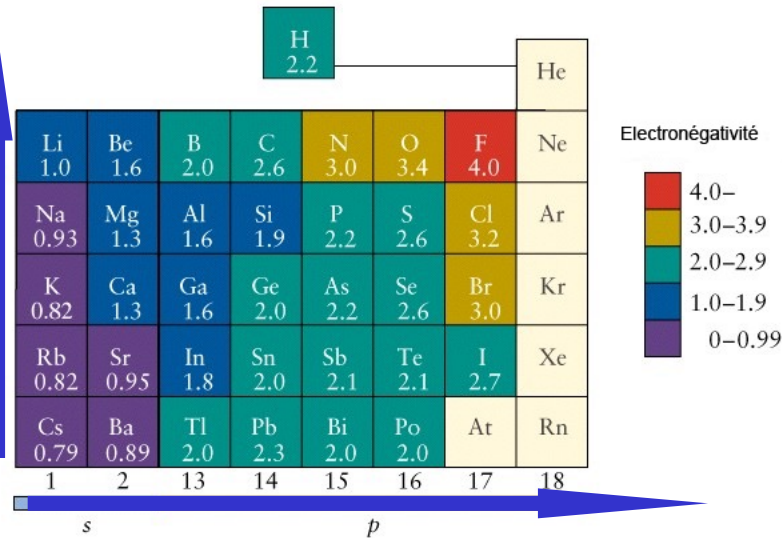
➔ Traduit le pouvoir **electro-attracteur** d'un **atome lorsqu'il est engagé dans une liaison**. Echelle arbitraire proposée par Pauling allant de 0 à 4 en utilisant les énergies de liaison des molécules diatomiques.

Echelle de Mulliken: electronégativité proportionnelle à la moyenne de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique

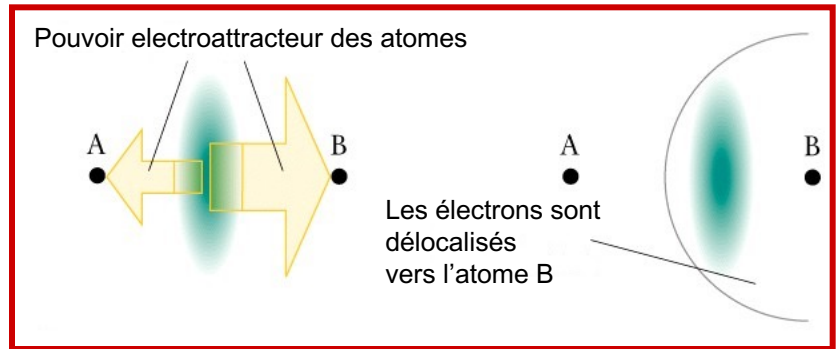


Linus Pauling

Electronégativité augmente



Electronegativité augmente



- Deux atomes d'electronégativités semblables partagent les électrons de façon égale dans la liaison.
- Lorsque les electronégativités sont très différentes les électrons sont délocalisés sur l'atome le plus electronégatif de la liaison.

# Résumé

Forte attraction des électrons  
de valence par le noyau

F

Rayon atomique petit

Energie d'ionisation grande

Affinité électronique grande  
(valeur absolue)

Électronégativité grande

Faible caractère métallique

Oxydant

Faible attraction des électrons  
de valence par le noyau

Cs

Rayon atomique grand

Energie d'ionisation faible

Affinité électronique faible  
(valeur absolue)

Électronégativité faible

Fort caractère métallique

Réducteur

# Récapitulatif des tendances périodiques

