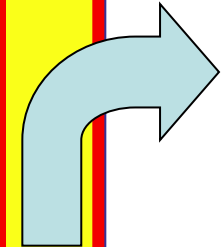


# Organisation des transparents



IMPORTANT



Définitions : A retenir



Important : techniques, résumés,  
rappels



Démonstration



Analogie : Images pour vous aider à  
comprendre



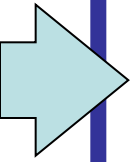
Culture : ne peut faire l'objet d'une  
question

# UNIVERSITE CLAUDE BERNARD LYON -1

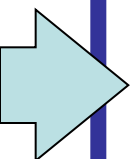
**1<sup>o</sup> Année de Santé : UE1**

## Architecture de la matière Atomes et Liaison

Dr. Raphaël TERREUX



1. Chapitre 1 : L'atome
2. Chapitre 2 : Les liaisons
3. Chapitre 3 : Orbitale Moléculaire
4. Chapitre 4 : Thermodynamique
5. Chapitre 5 : Equilibre



## 1. Chapitre 1

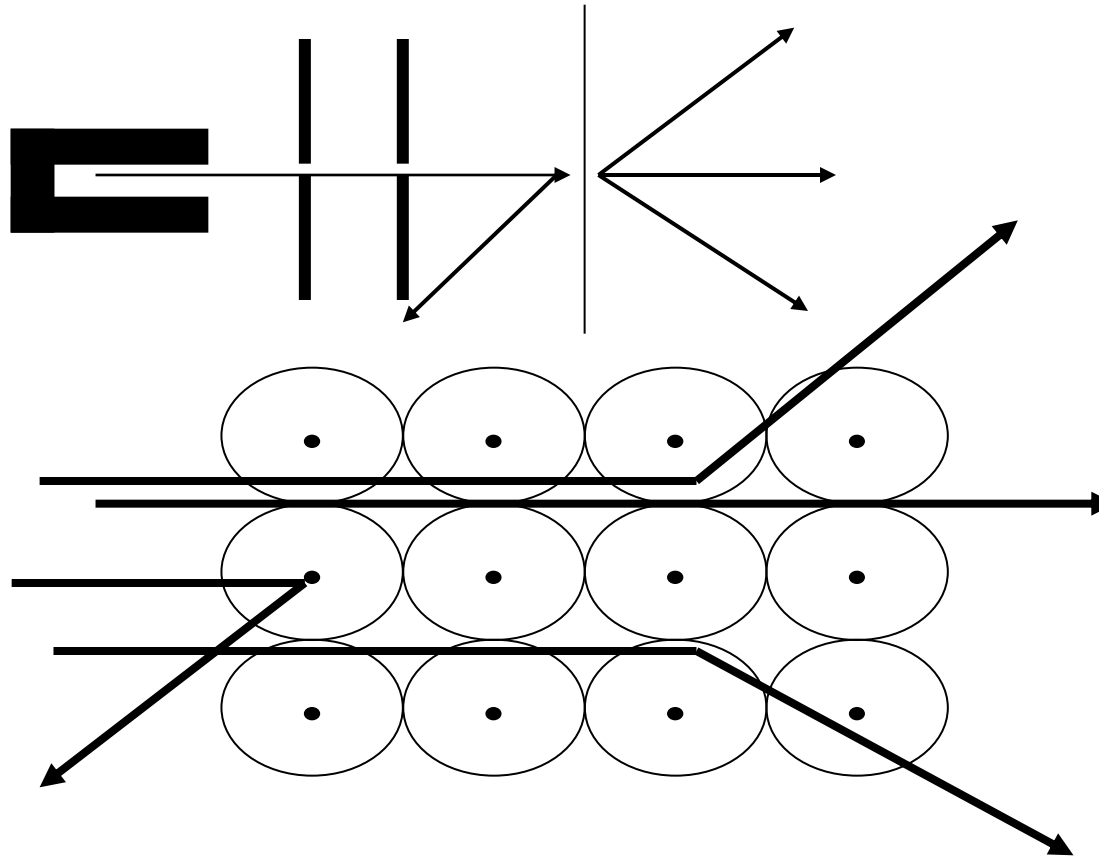
1. L'atome
2. Atomes polyélectroniques
3. Modèle ondulatoire
4. Classification périodique des éléments

# 1.1 Les particules sub-atomiques

- Les atomes sont constitués de
  - Électrons
  - Noyau
    - Protons
    - Neutrons
- Mise en évidence des électrons (A5)
  - Expérience rayon cathodique
  - Expérience de Millikan (1908)
- Mise en évidence du noyau (A6)
  - Rutherford (1911)

# 1.1 Caractérisation du noyau

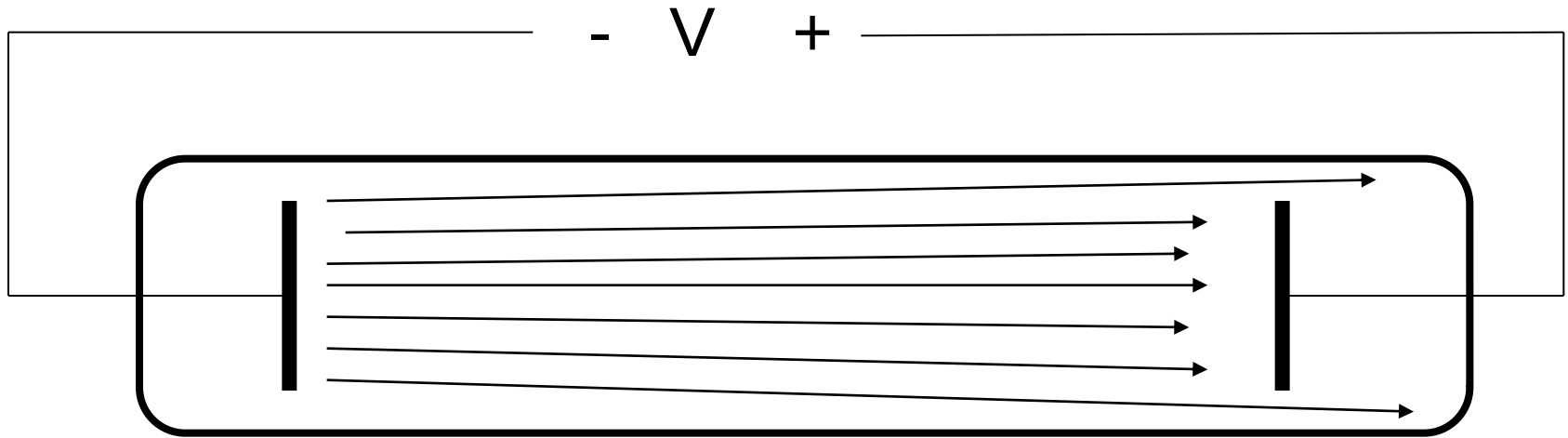
- L'expérience de Rutherford



- Émission de particule  $\alpha$
- Plusieurs points d'impacts
- Déviation par les noyaux

# 1.1 Caractérisation de l'électron

## L'expérience des rayons cathodiques



- Arrachage et accélération d'électrons
- Apparition de fluorescence sur le tube
- Électron :
  - Masse :  $9,110 \cdot 10^{-31}$  kg
  - Charge :  $-e = -1,60219 \cdot 10^{-19}$  Coulomb

# 1.1 : Transition électronique

Les atomes excités émettent de la lumière

## Excitation

**Champs  $E$ ,  $B$ ,**  
Énergie thermique  
Energie lumineuse,  
Chocs mécaniques



Émission : *Pas de lumière continue*

## **Emission de quelques raies**

Raies caractéristiques = Raies spécifiques à chaque atome

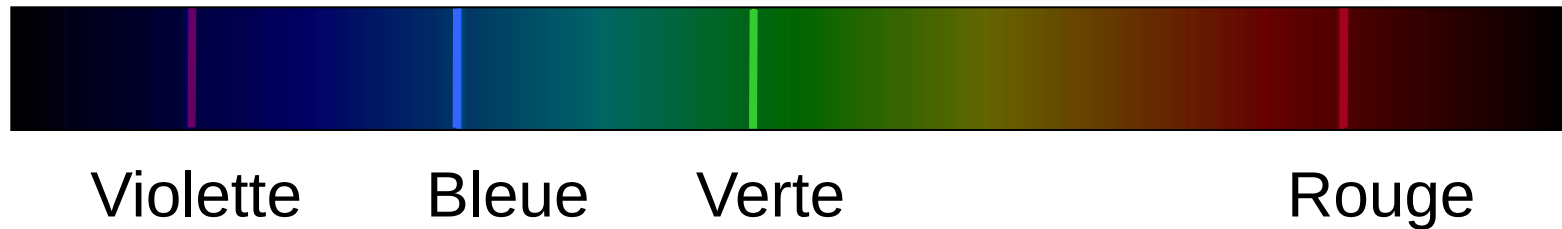
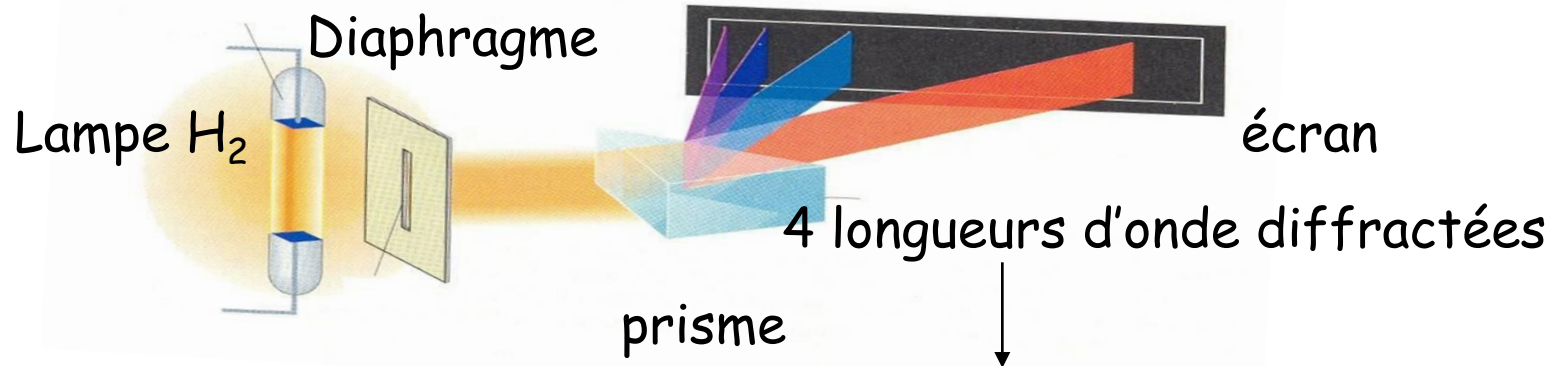
Raies = signature de la présence de l'atome

**Analyse : dosages courants de Na, K, Ca, Mg dans le sang.**

Chaque raie correspond à une énergie particulière

# 1.1 : Transition électronique

Obtention d'un spectre : cas de H



**Spectre de l'atome d'hydrogène :**  $\Rightarrow$  4 raies dans le **visible**

**656,3 nm = Rouge**

**486,1 nm = Verte**

**434,0 nm = Bleue**

**410,2 nm = Violette**

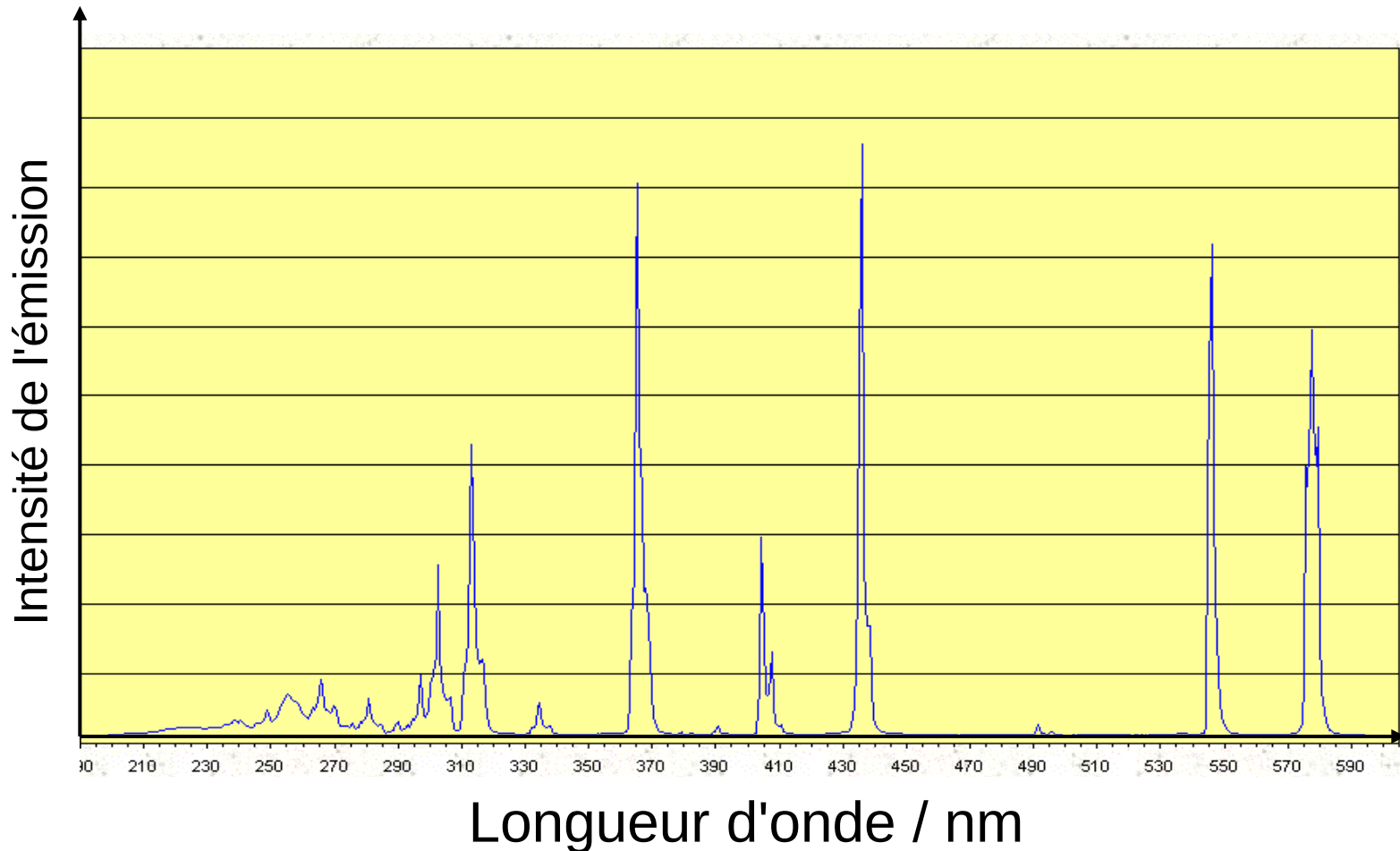
**(400  $\Rightarrow$  750 nm)**

# 1.1 : Transition électronique

L'ensemble des raies s'appelle spectre d'émission

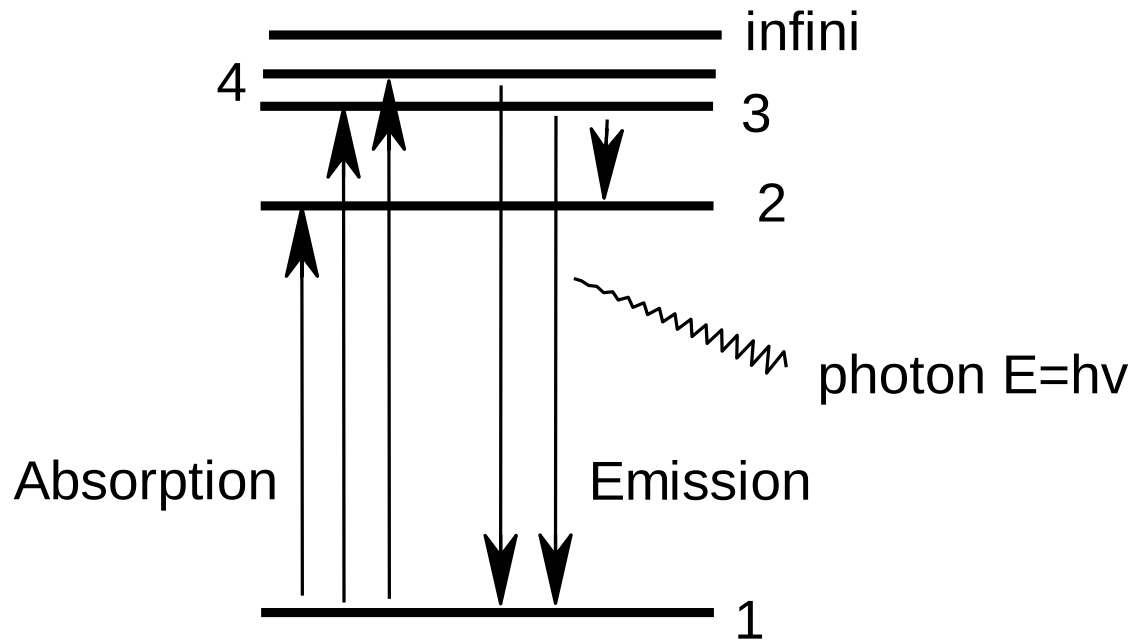
Exemple de spectre : vapeur de mercure

Raies fines très intenses à 369 nm, 436 nm, 546 nm 579 nm



# 1.1 : Transition électronique

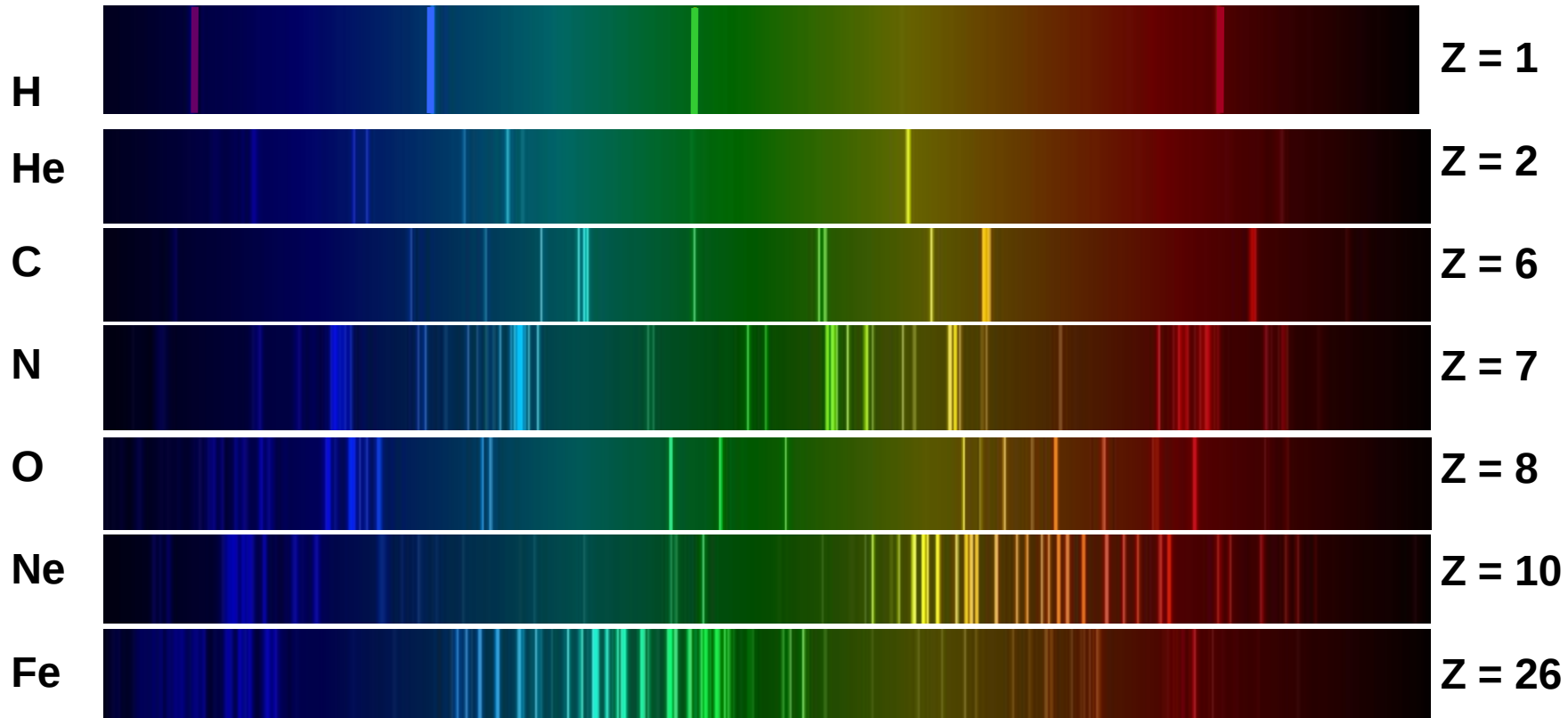
- Spectres d'émission et d'absorption des atomes → spectre de raies



- Relation de Balmer

$$\Delta E = h.\nu = \frac{h.c}{\lambda} = h.c.R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

# 1.1 : Transition électronique



Spectres d'émissions de quelques éléments

Émission : le nombre de raies augmente avec Z

# 1.1 Masse des composants

- Électron :
    - Masse :  $9,110 \cdot 10^{-31}$  kg
    - Charge :  $-e = -1,60219 \cdot 10^{-19}$  C (Coulomb)
  - Neutron :
    - Masse :  $1,6747 \cdot 10^{-27}$  kg
    - Charge : 0 C (Coulomb)
  - Proton
    - Masse :  $1,6724 \cdot 10^{-27}$  kg
    - Charge :  $+e = +1,60219 \cdot 10^{-19}$  C (Coulomb)
- ⇒ Facteur  $10^4$  en masse entre électron et proton ou neutron

# 1.1 Éléments, Isotopes et nucléides

- Chaque atome d'un élément dont le nom est symbolisé par E est constitué de :
  - Noyau :
    - Z protons
    - N neutrons
  - Si l'atome est neutre Z électrons
  - Si l'atome n'est pas neutre = ion :  $z \pm n e^-$   
(n perdus ou gagnés par l'atome)

# 1.1 Éléments, Isotopes et nucléides

## Définition :

- Nomenclature
  - $Z$  : n° atomique = nombre de protons
  - $A = Z + N$  = nombre de masse = nombre de nucléons
- Convention



# 1.1 Éléments, Isotopes et nucléides

## Définition :

- Un élément est l'ensemble des atomes ou des ions ayant le même numéro atomique  $Z$
- Nucléide : Ensemble des atomes dont les noyaux contiennent le même nombre de protons ( $Z$ ) et le même nombre de neutrons ( $N$ )

# 1.1 Éléments, Isotopes et nucléides

Exemple :

Nucléide  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$  de l'élément  ${}_{17}\text{Cl}$

L'élément Chlore à l'état naturel contient 3  
isotopes :  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$   ${}_{17}^{36}\text{Cl}$   ${}_{17}^{37}\text{Cl}$

- Il y a 109 éléments et 2300 nucléides

# 1.1 Les masses atomiques

- Masse atomique se calcule à partir de  $Z$  et  $A$   
 $\Rightarrow \approx 10^{-26}$  kg
- Masse moléculaire se calcule à partir de  $Z$  et  $A$   
de chaque élément  $\Rightarrow \approx 10^{-26}, 10^{-25}$  kg
- Mole : 1 mole d'atomes contient  $N_a$  atomes

$$N_a \times m^{12}\text{C} = 12 \text{ g} = M^{12}\text{C}$$

$M^{12}\text{C}$  = masse moléculaire du nucléide  $^{12}\text{C}$

$$N_a = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

# 1.2 : Atomes polyélectroniques

Généralisation du modèle de Bohr –Sommerfeld : échec total

Cause : répulsions inter-électroniques

Impossibilité de les calculer

Absence de modèle mathématique

*Mais on garde une partie des résultats*

Théorie quantique : postulats pour un atome polyélectronique:

- Atome : énergie quantifiée et négative
  - Chaque électron est dans un état particulier
  - Les états sont dits stationnaires
- = pas de rayonnement d'énergie

- **L'état de l'électron est caractérisé par  $n, \ell, m, s$**

4 nombres quantiques

Le quadruplet de nombre caractérise complètement l'électron

**Tout ce qu'on peut connaître de chaque électron est relié à  $n, \ell, m, s$**

# 1.2 : Atomes polyélectroniques

Sorte d'«adresse», de code postal :  
ville + rue + n° + étage  
 $n$        $l$        $m$        $s$

## Modèle en couche

$n$  = numéro de la couche

$l$  = numéro de la sous-couche

$m$  = case quantique

$s$  = nombre quantique de spin

Dans un atome

**deux électrons ne peuvent pas être dans le même état**  
**Mêmes quatre nombres quantiques = INTERDIT**

Il y a une différence d'au moins 1 nombre quantique

# 1.2 : Atomes polyélectroniques

Nombres quantiques: relations entres les nombres

| $n$<br>entier<br>positif <u>non nul</u><br>↓<br>couche | $\ell$<br>entier<br>$0 \leq \ell \leq n-1$<br>↓<br>sous-couche | $m$<br>entier<br>$-\ell \leq m \leq +\ell$<br>↓<br>case quantique | $s$<br>demi-entier<br>$m_s = \pm \frac{1}{2}$<br>↓<br>état de spin |
|--------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------|
| $n = 1$<br><i>Couche K</i>                             | $\ell = 0$ état s                                              | 1 case "s"                                                        |                                                                    |
| $n = 2$<br><i>Couche L</i>                             | $\ell = 0$ état s<br>$\ell = 1$ état p                         | 1 case "s"<br>3 cases "p"                                         |                                                                    |
| $n = 3$<br><i>Couche M</i>                             | $\ell = 0$ état s<br>$\ell = 1$ état p<br>$\ell = 2$ état d    | 1 case "s"<br>3 cases "p"<br>5 cases "d"                          |                                                                    |
| $n = 4$ etc...                                         |                                                                |                                                                   |                                                                    |

Ce qui n'existe pas? Ce sont les cases, les boîtes 1p, 1d, 1f, puis 2d, 2f, puis 3f,

# 1.2 : Atomes polyélectroniques

Hiérarchie des niveaux

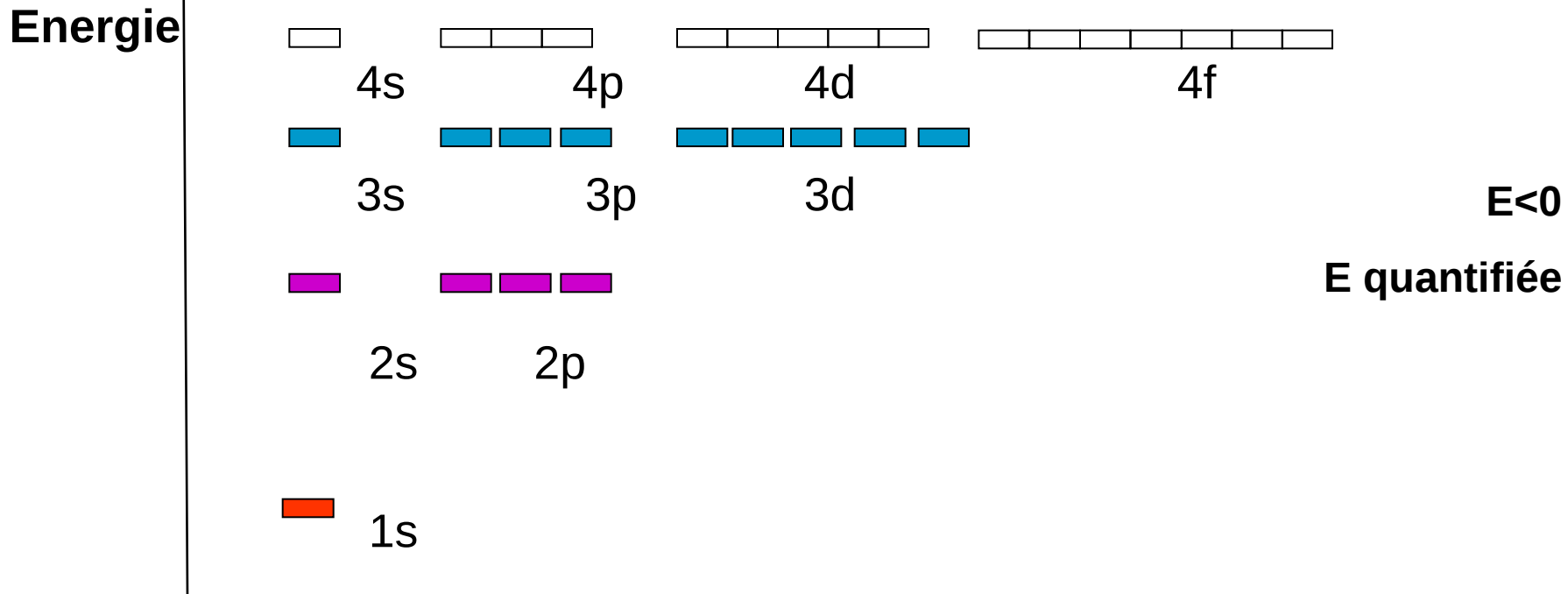
atome Hydrogène et des hydrogénoïdes



$E > 0$

$E = 0$

Énergie : dépend de  $n$  uniquement



Les niveaux de H sont dits dégénérés

$$E_{3s} = E_{3p} = E_{3d}$$

# 1.2 : Atomes polyélectroniques



**Pour les atomes polyélectroniques**

Hierarchie des niveaux

les énergies dépendent de

$n$  (beaucoup) et de  $\ell$  (un peu)

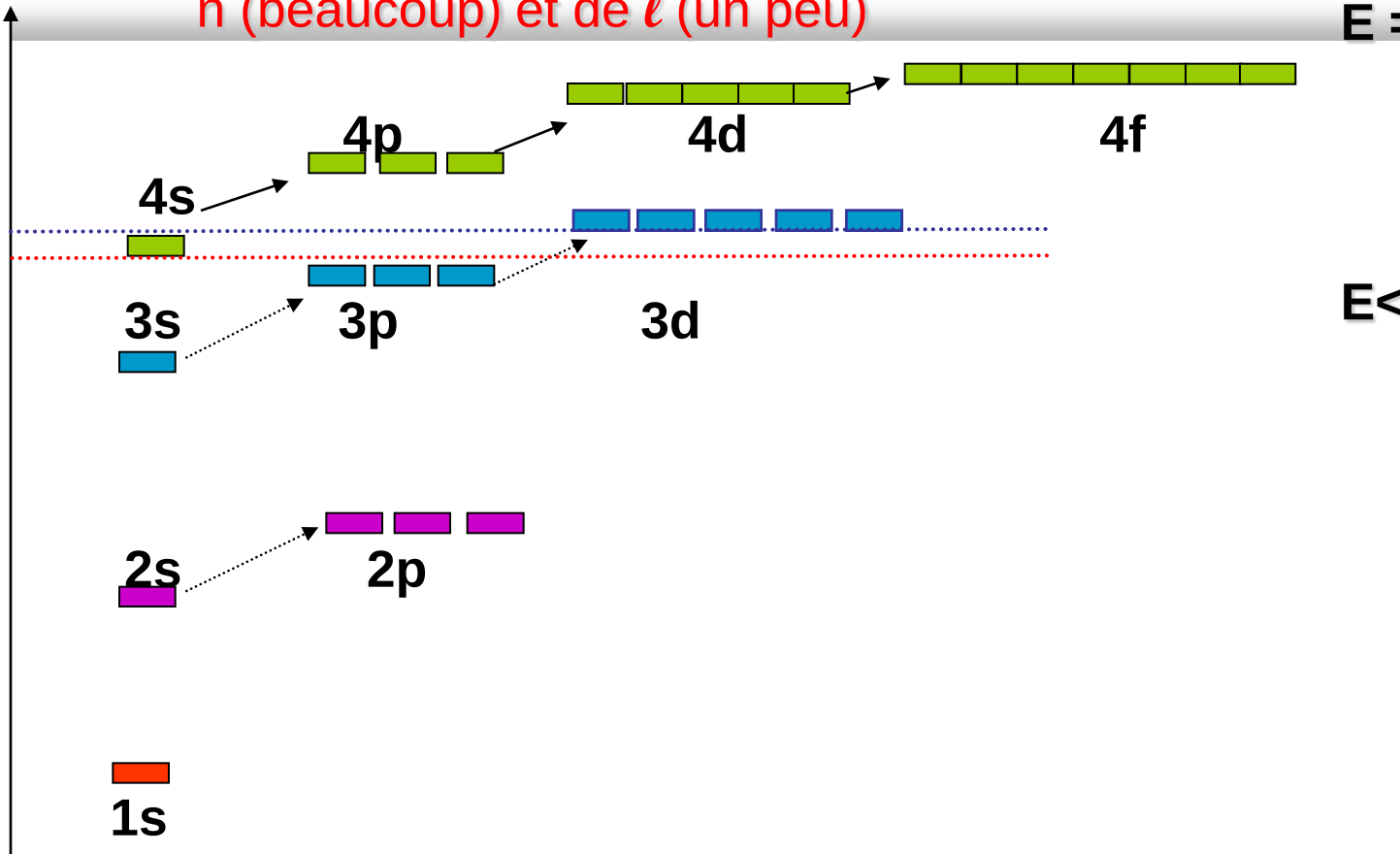
$E > 0$

$E = 0$

Energie

$E_{3d}$   
 $E_{4s}$

$E < 0$



# 1.2 : Configuration électronique

Configuration électronique : état fondamental des atomes

## Principes à respecter

- 1) Indiscernabilité (des électrons !)
- 2) Stabilité (niveaux remplis les plus bas d'abord)  
*Énergie minimale  $\Leftrightarrow$  stabilité maximale*
- 3) Principe de Pauli (intangible)  
***2 électrons ne peuvent avoir leurs quatres nombres quantiques identiques***
- 4) Règle de Hund : *les électrons se repoussent toujours*  
*Ils tendent à occuper un nombre maximal de cases d'énergie identique*
- 5) Règle de multiplicité : *les électrons tendent à avoir leurs spins parallèles*  
*(addition des moments de spin parallèle = énergie accrue de stabilisation*

# 1.2 : Configuration électronique

La configuration est donnée par la règle de Klechkovsky

| $n \setminus \ell$ | $= 0$ | 1  | 2  | 3  |
|--------------------|-------|----|----|----|
| 1                  | 1s    |    |    |    |
| 2                  | 2s    | 2p |    |    |
| 3                  | 3s    | 3p | 3d |    |
| 4                  | 4s    | 4p | 4d | 4f |
| 5                  | 5s    | 5p | 5d | 5f |
| 6                  | 6s    | 6p | 6d | 6f |
| 7                  | 7s    | 7p | 7d | 7f |

## Règle

- 1) Remplissage à  $(n + \ell)$  croissant
- 2) Pour  $(n + \ell)$  constant,  $n$  doit croître

L'ordre de remplissage des niveaux (cases quantiques) est :

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d$$

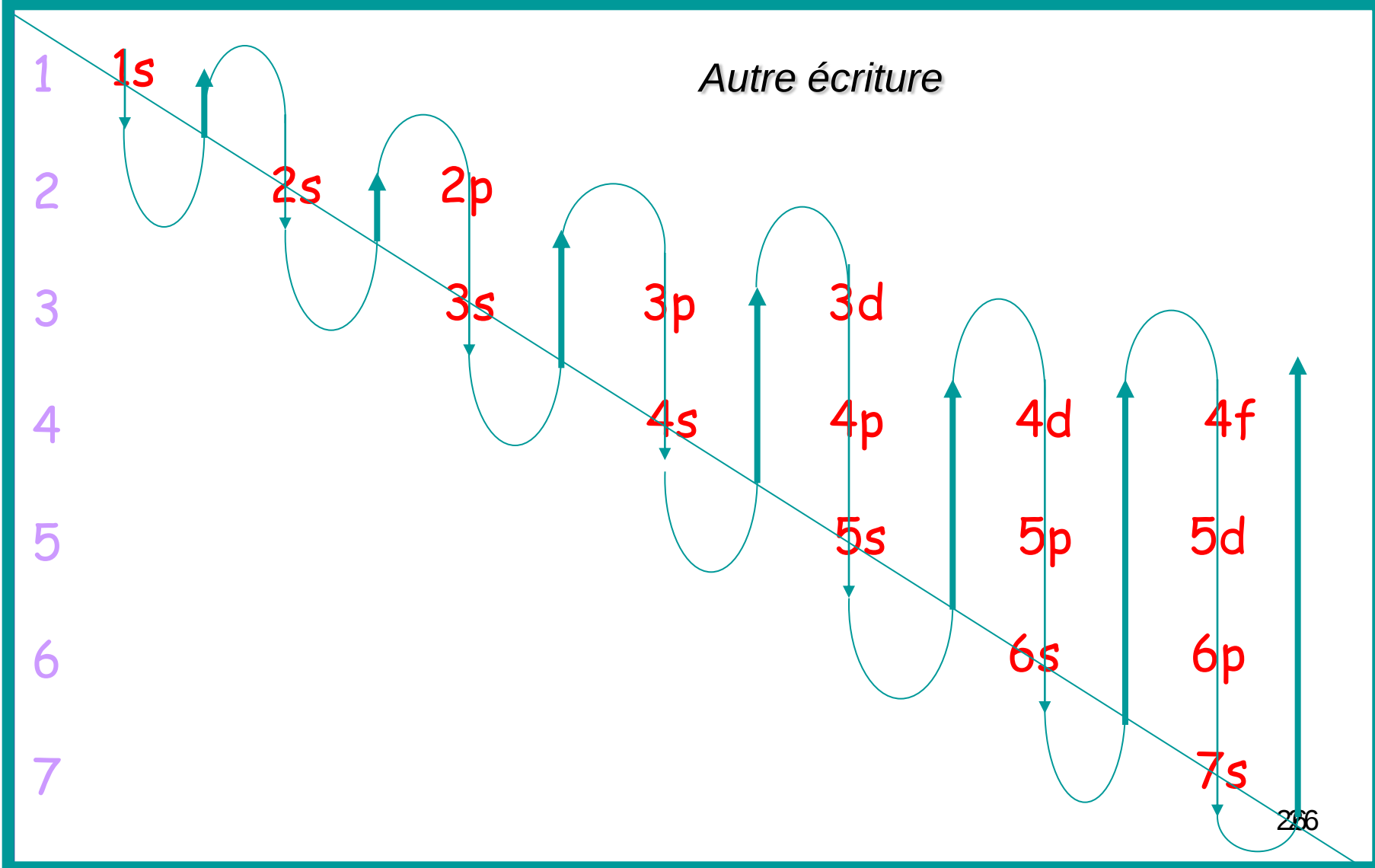
$$(n+1)s < nd$$

L'écriture du nombre d'électrons dans les cases quantiques s'appelle

*configuration électronique*

# 1.2 : Configuration électronique

La configuration est donnée par la règle de Klechkovsky



# 1.2 : Configuration électronique

Configuration électronique : état fondamental de l'atome

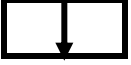
On définit une case quantique ou boîte

Concept **Boîte ayant un  $n$ ,  $\ell$ , et  $m$  donnés**

Représentée par un symbole = 

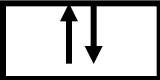
Dans cette boîte il y a : 0, 1 ou 2 électrons

1) case quantique vide   $\Rightarrow E = 0$

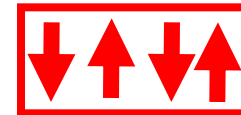
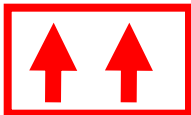
2) case quantique à 1 électron :  équivalent à 

*Atome : ni haut ni bas*

3) Case quantique à 2 électrons : spins dits **anti-parallèles**  
**ou appariés**

Respect du principe de Pauli  $\Rightarrow$  

**Situations formellement INTERDITES**



## 1.2 : Configuration électronique

- Atomes à spins appariés : pas d'électron célibataire
- Atomes diamagnétiques = insensibles au champ magnétique  $\vec{\mu} = \vec{0}$

.....

- Atome à spins non appariés : atome paramagnétique

Paramagnétisme :  $\vec{\mu} \neq \vec{0}$       *Cas des métaux*  
*(détecteur de métal)*

# 1.2 : Configuration électronique

La configuration est donnée par la règle de Klechkovsky  
L'ordre de remplissage des niveaux (cases quantiques) est :

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < \underline{4s} < \underline{3d} < 4p < \underline{5s} < \underline{4d} \dots$$

*Nota bene :*  $(n+1)s < nd$

L'arrangement du nombre d'électrons dans les cases s'appelle

« configuration électronique »

Ex : azote :  $Z = 7 = 1s^2, 2s^2, 2p^3$

1s

2s

2p

3s

3p

↑ ↓

↑ ↓

↑

↑

↑

↑ ↓

↑ ↓

↓

↓

↓

Fond.

Fond.

Haut identique à bas

# 1.2 : Configuration électronique

La configuration est donnée par la règle de Klechkovsky  
L'ordre de remplissage des niveaux (cases quantiques) est :

Ex : azote :  $Z = 7 = 1s^2, 2s^2, 2p^3$

1s

2s

2p

3s

3p

Exc.

Exc.

**INTERDIT**

# 1.2 : Configuration électronique

Configuration électronique des ions (état fondamental)

Règle valable aussi pour les ions

1)  $\text{Cl} \Leftrightarrow Z = 17$

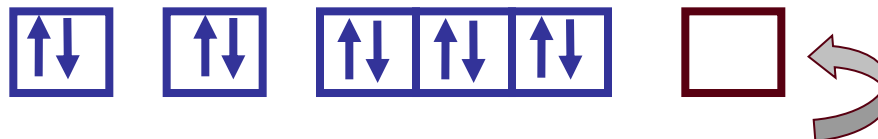
Ion  $\text{Cl}^-$  ( $17 + 1 = 18$  électrons)  $\Rightarrow$  dernière case 3p remplie



2)  $\text{Mg} \Leftrightarrow Z = 12$

Ion  $\text{Mg}^{2+}$  : Electrons de valence : 2 dans la case 3s

Cation  $\text{Mg}^{2+}$  : case quantique 3s vide

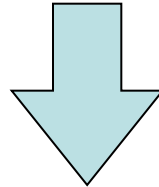


doublet absent

## 1.2 : Configuration électronique

La configuration d'un atome est toujours la configuration minimale

Stabilité supplémentaire : couche « d » pleine ou à moitié pleine  $\Rightarrow$  transfert de 1 électron pour avoir  $d^5$  ou  $d^{10}$



Atome:  $n d^4 (n+1) s^2 \Rightarrow n d^5 (n+1) s^1$

Atome:  $n d^9 (n+1) s^2 \Rightarrow n d^{10} (n+1) s^1$

|                                  |    |
|----------------------------------|----|
| Soit 3 <sup>e</sup> période : Cr | Cu |
| 4 <sup>e</sup> période : Mo      | Ag |

# 1.2 : Configuration électronique

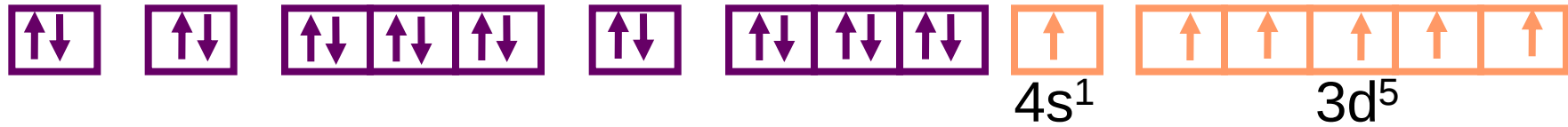
Configuration électronique : état fondamental de l'atome !

Cr :  $Z = 24$

**Couplage = gain d'énergie supplémentaire**

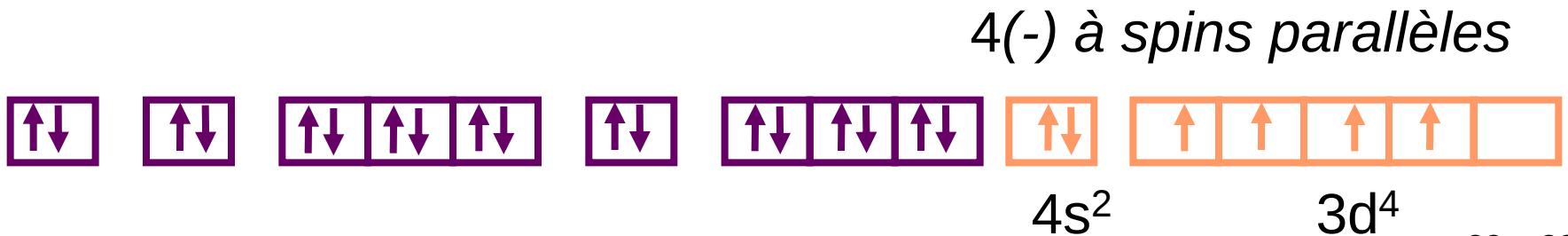
Valable surtout pour  $d^5$

Cette configuration



Est (un peu) meilleure  
que celle-ci

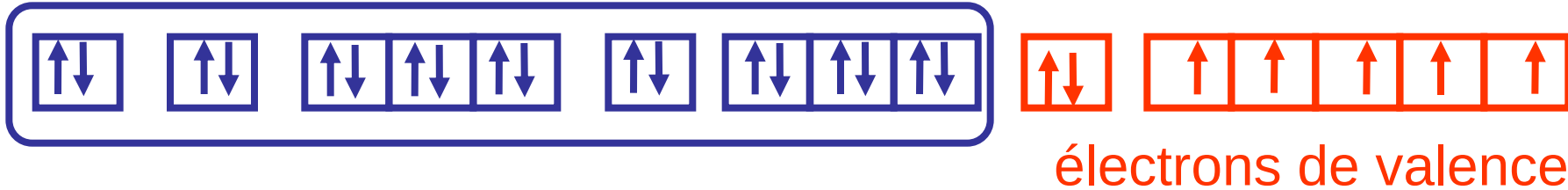
Interactions entre les spins



# 1.2 : Configuration électronique

Configuration électronique des ions (état fondamental)

3) Mn  $Z = 25$  : Energie (électrons 4s) < Energie (électrons 3d)



Ion  $\text{Mn}^{2+} = 23$  électrons à placer

Difficulté ici : deux électrons à retirer : lesquels ?

- a) deux électrons s
- b) deux électrons d
- c) ou bien un de chaque ?

Règle : pour les cations des éléments à couche "d"

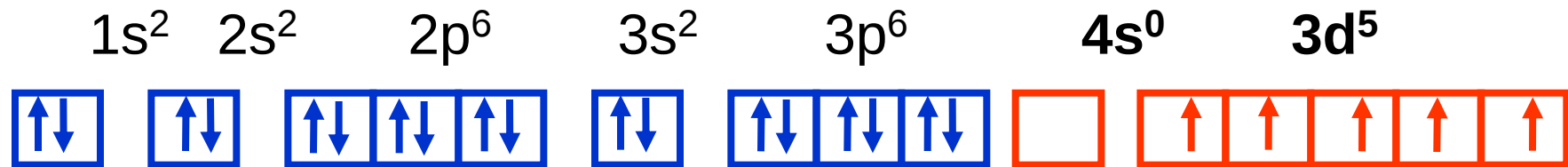
**Retirer d'abord les électrons 4s !**

# 1.2 : Configuration électronique

Configuration électronique des ions (état fondamental)

3) Mn  $Z = 25$  : Energie (électrons 4s) < Energie (électrons 3d)  
Mais écart très faible

Mn<sup>2+</sup> :



Configuration fondamentale

Présence de 5 spins alignés !

Configuration excitée

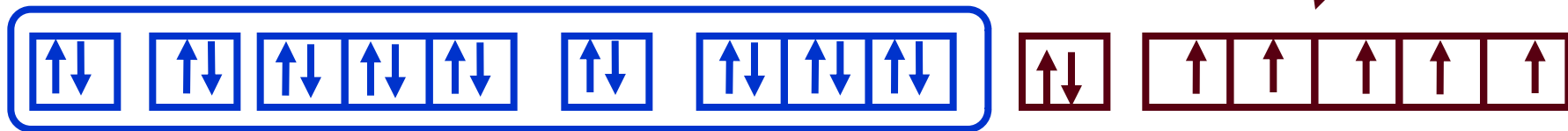


Configuration à 3 spins alignés  
Moins bonne

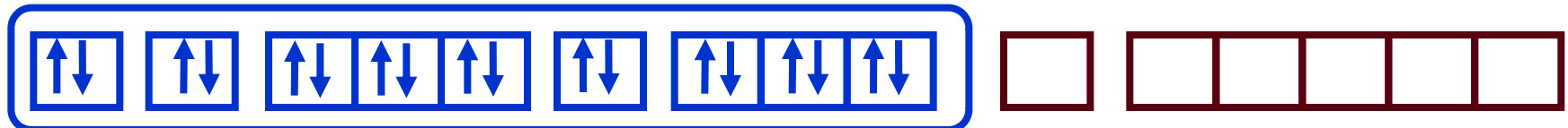
# 1.2 : Configuration électronique

Cas des éléments d : 3d, 4d et 5d

Mn  $Z = 25$ ,  
électrons de valence = électrons 4s et électrons 3d



D'où le degré d'oxydation + VII ( $\text{MnO}_4^-$ )



## 1.2 : Configuration électronique

Ionisation d'un atome :  $A \rightarrow A^+ + e(-)$  : énergie nécessaire  
arrachement de l'électron de valence le moins lié  
Mais peut concerner d'autres électrons (électrons de cœur)  
La mesure de l'énergie nécessaire à son arrachement  
permet de calculer l'énergie des électrons d'un atome

# 1.2 : Configuration électronique

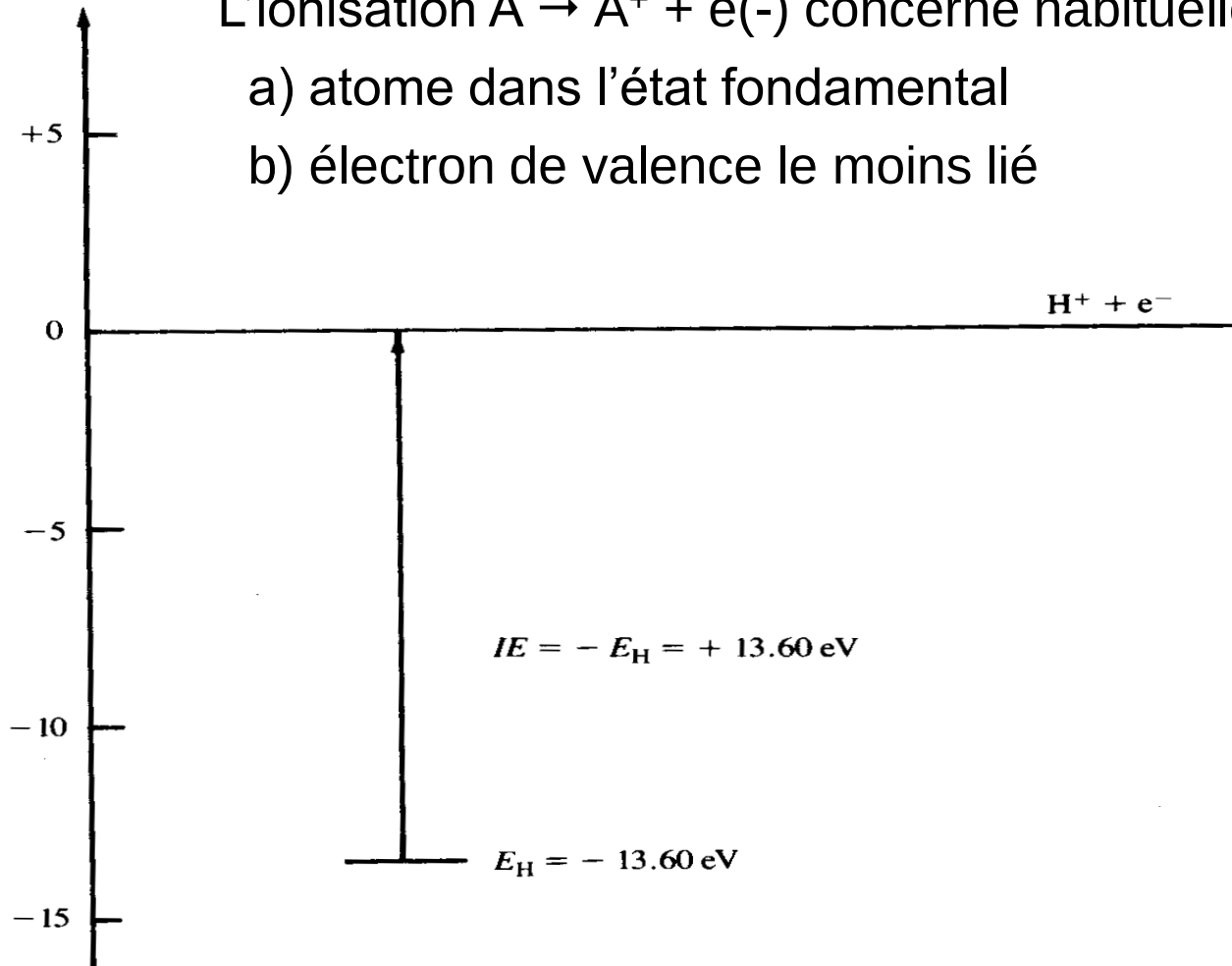
Illustration de la relation entre l'énergie d'un électron  $E_H$  et l'énergie d'ionisation  $E_I$  dans le cas de l'atome H

Elle nécessite de l'énergie :  $E_I$  est  $>0$  par nature

L'ionisation  $A \rightarrow A^+ + e(-)$  concerne habituellement

a) atome dans l'état fondamental

b) électron de valence le moins lié



# 1.2 : Configuration électronique

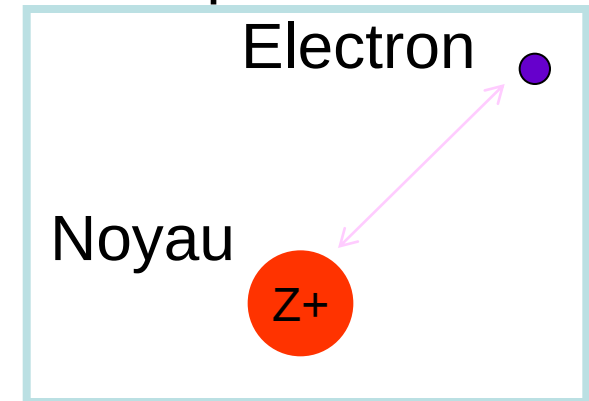
Calcul des énergie des électrons : difficultés

a) Energie d'un hydrogénoïde de numéro atomique Z

$$E_n = -13,6 \left( \frac{Z}{n} \right)^2 \text{ en eV}$$

Attraction : électron-noyau

Calcul facile : une seule interaction



b) Energie d'un atome polyélectronique à "n" e(-)

Impossible : trop d'interactions

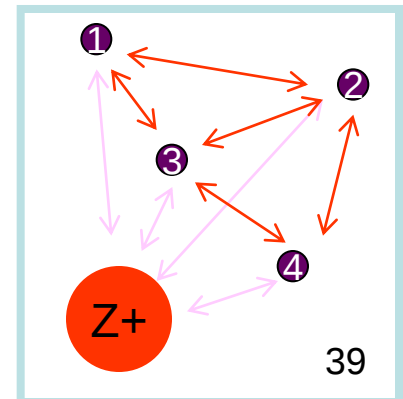
Attractions  $\approx$  OK

Mais répulsions impossibles à calculer

$$e_1 - e_2 + e_1 - e_3 + e_1 - e_4 + \dots$$

$$+ e_1 - e_n + e_2 - e_3 + \dots$$

+ etc



# 1.2 : Configuration électronique

Énergie d'un électron d'un atome (ion) polyélectronique

Répulsions inter-électroniques :

Calculs IMPOSSIBLES = pas de solution

***Impossible à calculer ⇔ Mais peut se mesurer***

**Expérience pour He :  $Z = 2$**

**He  $\rightarrow$  He<sup>+</sup> + e(-)      ionisation  $I_1 = 24,58$  eV**

**He<sup>+</sup>  $\rightarrow$  He<sup>2+</sup> + e(-)      ionisation  $I_2 = 54,38$  eV**

## 1.2 : Configuration électronique

### 1) Hypothèse 1 = AUCUNE répulsion $e_1(-) \leftrightarrow e_2(-)$ .

Chaque électron de l'atome ressent le noyau de charge

$$+Z = +2$$

Comme un *hydrogénoïde* !

$$\text{Ionisation} = 13,6.(Z^2) \text{ eV} \Rightarrow I_1 = 54,38 \text{ eV et } I_2 = 54,38 \text{ eV}$$

### 2) Hypothèse 2 = Répulsion TOTALE $e_1(-) \leftrightarrow e_2(-)$

Dans l'atome *NEUTRE* chaque électron ressent le noyau de charge  $+1 = 2 - 1$ !

$$\text{Ionisation } I_1 = 13,6 \text{ eV}$$

$$\text{Ionisation } I_2 = 54,38 \text{ eV}$$

# 1.2 : Configuration électronique

## 3) Expérience : Valeur de $I_1$ : 24,58 eV

$$\Rightarrow 13,6 < 24,58 < 54,38 \text{ eV}$$

Répulsion = Totale  $> x >$  Nulle

Il y aurait une répulsion comprise entre Un et Zéro

Il y a un « effet d'écran » d'un électron sur l'autre noté  $\sigma$  tel

$$\text{que } Z_{\text{eff}} = Z_{\text{réel}} - \sigma$$

Dans l'atome He NEUTRE chaque électron ressent un  
noyau de charge  $Z_{\text{eff}}$

$$1 < Z_{\text{eff}} < 2$$

# 1.2 : Configuration électronique

Charge nucléaire effective (CNE) :  $Z^* = Z - \sum_j \sigma_{(i,j)}$

$\sigma$  = Coefficient d'écran de l' $e^-_{(i)}$  sur l' $e^-_{(j)}$

| Electron étudié (i) | Etat de l'électron faisant écran (j) |          |          |      |          |      |      |
|---------------------|--------------------------------------|----------|----------|------|----------|------|------|
|                     | 1s                                   | 2s<br>2p | 3s<br>3p | 3d   | 4s<br>4p | 4d   | 4f   |
| 1s                  | 0,31                                 | 0        | 0        | 0    | 0        | 0    | 0    |
| 2s 2p               | 0,85                                 | 0,35     | 0        | 0    | 0        | 0    | 0    |
| 3s 3p               | 1                                    | 0,85     | 0,35     | 0    | 0        | 0    | 0    |
| 3d                  | 1                                    | 1        | 1        | 0,35 | 0        | 0    | 0    |
| 4s 4p               | 1                                    | 1        | 0,85     | 0,85 | 0,35     | 0    | 0    |
| 4d                  | 1                                    | 1        | 1        | 1    | 1        | 0,35 | 0    |
| 4f                  | 1                                    | 1        | 1        | 1    | 0,85     | 0,85 | 0,35 |

Coefficient d'écran de Slater

|       |   |   |   |     |   |     |
|-------|---|---|---|-----|---|-----|
| n     | 1 | 2 | 3 | 4   | 5 | 6   |
| $n^*$ | 1 | 2 | 3 | 3,7 | 4 | 4,2 |

Nombre quantique principal apparent

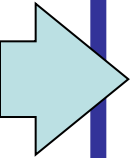
## 1. Chapitre 1

1. L'atome

2. Atomes polyélectroniques

3. Modèle ondulatoire

4. Classification périodique des éléments



# 1.3 : Modèle ondulatoire

La lumière possède un caractère corpusculaire

Expériences : effet Compton, effet photoélectrique

Effet Compton (1922)

Effet photoélectrique ( Hertz 1887)

Photon : transporte de l'énergie

Photon : possède une moment cinétique, une impulsion

$$E = hc/\lambda = h\nu$$

$$\lambda = h / \mu c = h / p$$

## Hypothèse de de Broglie en 1924

Propriétés des photons étendues aux particules (électron)

!!! Hypothèse révolutionnaire !!!

|      | Lumière                                                                                                   | Particule                                                                                       |
|------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Onde | $\lambda, \nu$<br>$E = h\nu = hc/\lambda$<br>$p = h / \lambda$<br>masse $\mu = 0$ au repos<br>vitesse = c | $\lambda = h / p$<br>$E = p^2/2m$ Particule<br>$p = mv$<br>masse $m_0$ finie<br>vitesse $v < c$ |

# 1.3 : Modèle ondulatoire

Hypothèse de de Broglie en 1924

A *toute particule* de :

masse " $m$ "

vitesse " $v$ "

*est associée une onde* (dite onde associée)

de longueur d'onde

$$\lambda = h / (m.v) = h / p$$

Cette onde stationnaire

d'amplitude  $\Psi = \Psi(x,y,z)$  est obtenue par une équation

Il existe ainsi une fonction décrivant l'onde appelée :

Fonction d'onde

## 1.3 : Modèle ondulatoire

**Définition** : On dit alors que le carré de la fonction d'onde  $(\Psi_{xyz})^2$  est relié non pas à "l'intensité" de la particule ce qui ne veut rien dire du tout mais à la chance, la probabilité de trouver la particule à un endroit considéré de coordonnées  $(x,y,z)$ .

**Cela représente la probabilité par unité de volume**

*Ce qui pour le photon arrivant sur une surface élémentaire  $dA$  s'écrit  $dP/dA = k.(\Psi)^2 \Leftrightarrow$  s'écrit maintenant  $dP/dV = k.(\Psi)^2$  pour l'électron situé dans un volume élémentaire  $dV$ .*

**Valeur  $k.(\Psi)^2$  finie et bornée par 0 (absence) et 1 (certitude).**

$$\iiint_{\text{espace}} \Psi^2 . dV = 1$$

# 1.3 : Modèle ondulatoire

**Équation de Schrödinger** : Équation gouvernant le comportement des particules  $\Rightarrow$  **Résolution impossible** en coordonnées cartésiennes  $x, y, z$

Passage en coordonnées sphériques : système centré

$$r = 0 \text{ à } \infty$$

$$\theta = [0, \pi]$$

$$\phi = [0, 2\pi]$$

$$x = r \cdot \sin\theta \cdot \cos\phi$$

$$y = r \cdot \sin\theta \cdot \sin\phi$$

$$z = r \cdot \cos\theta$$

$$dV = r^2 \cdot \sin\theta \cdot d\theta \cdot d\phi \cdot dr$$

Résolution de l'équation : fonction d'onde  $\Psi$

En coordonnées sphériques : séparation des variables

$$\Psi(r, \theta, \phi) = R(r) \cdot Y(\theta, \phi)$$

$R(r)$  et  $Y(\theta, \phi)$  normées

De plus  $Y(\theta, \phi) = \Theta(\theta) \cdot \Phi(\phi)$  normées individuellement

**Ces fonctions font intervenir des nombres entiers !**

# 1.3 : Modèle ondulatoire

$dV$  localisé autour du point M

Au point M la fonction a la valeur  $\Psi(r, \theta, \varphi)$   
 $dP$  = probabilité *élémentaire* de trouver la particule au point M

$$dP = \Psi(r, \theta, \varphi)^2 \cdot dV$$

$dP$  varie dans l'espace selon  $r$ ,  $\theta$  et  $\varphi$

$$0 < dP < 1$$

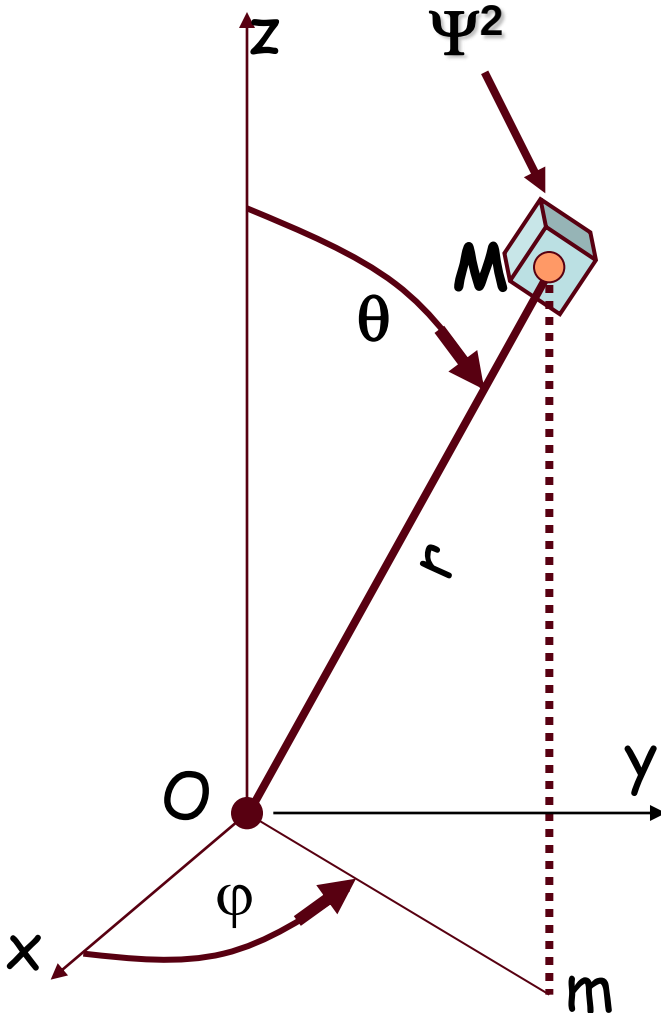
0 = certitude sur l'absence

1 = certitude sur la présence

Remarque :  $dV$  = non cubique

$$dV = (dr) \cdot (r d\theta) \cdot (r \sin\theta \cdot d\varphi)$$

$$dV = (r^2 \cdot dr) \cdot (\sin\theta \cdot d\theta) \cdot (d\varphi)$$



# 1.3 : Modèle ondulatoire

Solutions de l'équation de Schrödinger : fonctions d'ondes  
 $\Psi(x,y,z)$  inconnue  $\Rightarrow \Psi(r, \theta, \varphi)$  connue appelée orbitale  
 $\Psi(r, \theta, \varphi) = R(r) \cdot \Theta(\theta) \cdot \Phi(\varphi)$  = séparation des variables

$\Psi(r, \theta, \varphi) = \mathbf{R(r)} \cdot \mathbf{Y(\theta, \varphi)} = \mathbf{Fonction radiale} \cdot \mathbf{Fonction angulaire}$

$$\Psi(r, \theta, \varphi) = \mathbf{R_n(r)} \cdot \mathbf{Y_{l,m}(\theta, \varphi)}$$

Les fonctions de  $\mathbf{r}$ ,  $\mathbf{\theta}$ , et  $\mathbf{\varphi}$  font aussi  
 apparaître des nombres entiers

# 1.3 : Modèle ondulatoire

| Nombres quantiques                                 |   |      | Désignation de la fonction d'onde         | Partie radiale                                                                                                                        |  | Partie angulaire<br>$Y(\vartheta, \varphi) = \Theta(\vartheta)\Phi(\varphi)$ |
|----------------------------------------------------|---|------|-------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--|------------------------------------------------------------------------------|
| n                                                  | l | m    |                                           | $R(r)$                                                                                                                                |  |                                                                              |
| 1                                                  | 0 | 0    | 1s                                        | $2\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}e^{-Zr/a}$                                                                                    |  | $\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}$                                  |
| 2                                                  | 0 | 0    | 2s                                        | $\frac{1}{2\sqrt{2}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(2 - \frac{Zr}{a}\right)e^{-Zr/2a}$                                    |  | $\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}$                                  |
| 2                                                  | 1 | (-1) | 2p <sub>x</sub>                           | $\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\frac{Zr}{a}e^{-Zr/2a}$                                                     |  | $\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}\sin\theta\cos\varphi$             |
| 2                                                  | 1 | 0    | 2p <sub>z</sub>                           | $\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\frac{Zr}{a}e^{-Zr/2a}$                                                     |  | $\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}\cos\theta$                        |
| 2                                                  | 1 | (1)  | 2p <sub>y</sub>                           | $\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\frac{Zr}{a}e^{-Zr/2a}$                                                     |  | $\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}\sin\theta\sin\varphi$             |
| 3                                                  | 0 | 0    | 3s                                        | $\frac{2}{81\sqrt{3}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(27 - 18\frac{Zr}{a} + 2\left(\frac{Zr}{a}\right)^2\right)e^{-Zr/3a}$ |  | $\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}$                                  |
| 3                                                  | 1 | (-1) | 3p <sub>x</sub>                           | $\frac{4}{81\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{5}{2}}\left(6 - \frac{Zr}{a}\right)re^{-Zr/3a}$                                  |  | $\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}\sin\theta\cos\varphi$             |
| 3                                                  | 1 | 0    | 3p <sub>z</sub>                           | $\frac{4}{81\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{5}{2}}\left(6 - \frac{Zr}{a}\right)re^{-Zr/3a}$                                  |  | $\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}\cos\theta$                        |
| 3                                                  | 1 | (1)  | 3p <sub>y</sub>                           | $\frac{4}{81\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{5}{2}}\left(6 - \frac{Zr}{a}\right)re^{-Zr/3a}$                                  |  | $\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{\frac{1}{2}}\sin\theta\sin\varphi$             |
| 3                                                  | 2 | (-2) | 3d <sub>xy</sub>                          | $\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(\frac{Zr}{a}\right)^2e^{-Zr/3a}$                                    |  | $\frac{\sqrt{15}}{4\sqrt{\pi}}\sin^2\theta\sin 2\varphi$                     |
| 3                                                  | 2 | (-1) | 3d <sub>yz</sub>                          | $\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(\frac{Zr}{a}\right)^2e^{-Zr/3a}$                                    |  | $\frac{\sqrt{15}}{2\sqrt{\pi}}\sin\theta\cos\theta\sin\varphi$               |
| 3                                                  | 2 | 0    | 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>               | $\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(\frac{Zr}{a}\right)^2e^{-Zr/3a}$                                    |  | $\frac{\sqrt{5}}{4\sqrt{\pi}}(3\cos^2\theta - 1)$                            |
| 3                                                  | 2 | (1)  | 3d <sub>xz</sub>                          | $\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(\frac{Zr}{a}\right)^2e^{-Zr/3a}$                                    |  | $\frac{\sqrt{15}}{2\sqrt{\pi}}\sin\theta\cos\theta\cos\varphi$               |
| 3                                                  | 2 | (2)  | 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> | $\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a}\right)^{\frac{3}{2}}\left(\frac{Zr}{a}\right)^2e^{-Zr/3a}$                                    |  | $\frac{\sqrt{15}}{4\sqrt{\pi}}\sin^2\theta\cos 2\varphi$                     |
| $a = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} = 0,529 \text{ \AA}$ |   |      |                                           |                                                                                                                                       |  |                                                                              |

# 1.3 : Modèle ondulatoire

Solutions : fonctions d'ondes ou orbitales

$\Psi(x,y,z)$  inconnue  $\Rightarrow \Psi(r, \theta, \varphi)$  connue

$\Psi(r, \theta, \varphi) = R(r) \cdot \Theta(\theta) \cdot \Phi(\varphi)$  = séparation des variables

$\Psi(r, \theta, \varphi) = R_n(r) \cdot Y_{l,m}(\theta, \varphi) =$  **Fonction radiale** . **Fonction angulaire**

Chaque solution correspond à un triplet de trois nombres entiers

$n$  = nombre quantique principal entier strictement positif

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

$\ell$  = nombre quantique azimutal ou orbital, entier tel que

$$0 \leq \ell \leq n-1$$

$m$  = nombre quantique magnétique entier tel que

$$-\ell \leq m \leq \ell$$

Il y a autant de fonctions que de combinaisons  $n, \ell, m$

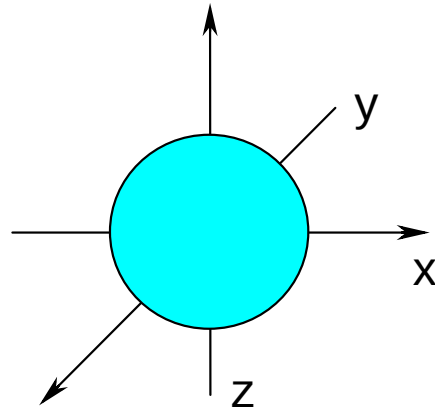
Il y a autant d'états possibles que de combinaisons  $n, \ell, m$

**Ce sont des conditions physiques qui imposent des restrictions sur**

**$n, \ell, m$**

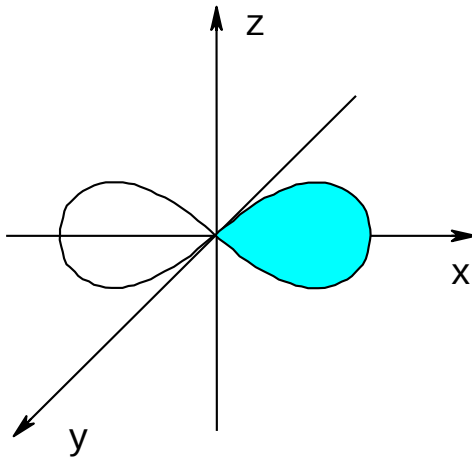
# 1.3 : Représentation des orbitales atomiques

Orbitale type : s

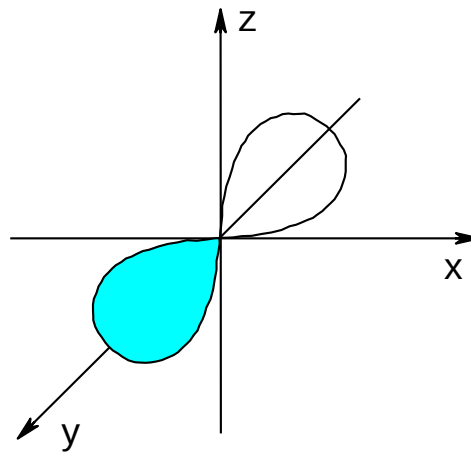


blanc / bleu = (+) / (-)

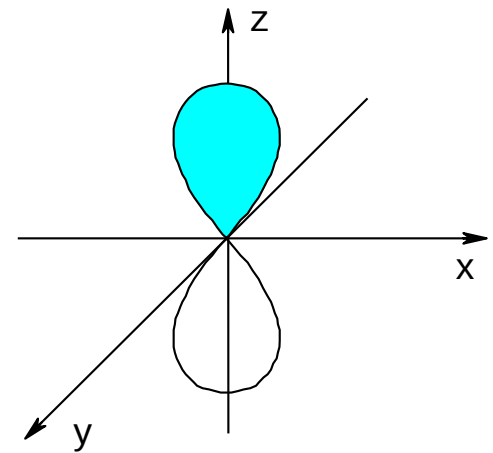
Orbitale type : p



$P_x$



$P_y$



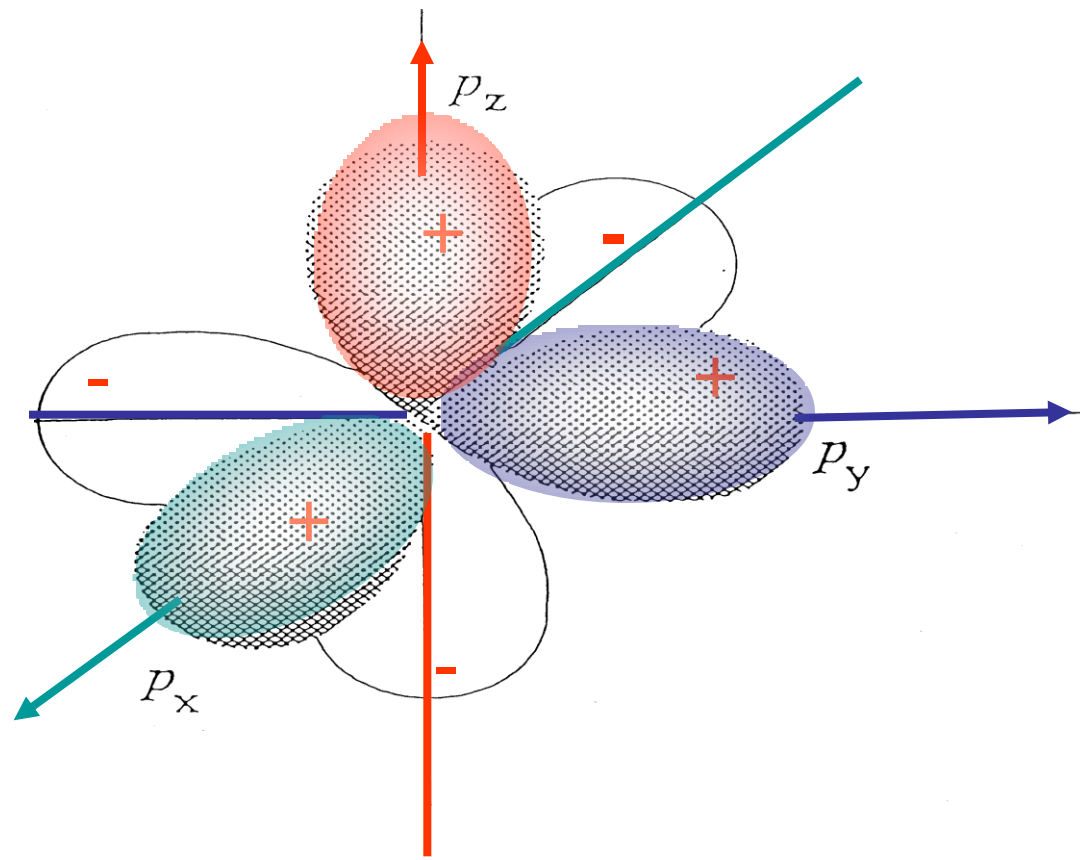
$P_z$

# 1.3 : Représentation des orbitales atomiques

Pour la deuxième période les 3 OA 2p sont formées de :

- a) 2 lobes de forme ovoïde de signes opposés
- b) Chacune pointe vers une direction x, y et z d'où leurs noms  $2p_x$   $2p_y$  et  $2p_z$
- c) Elles sont orthogonales entre elles

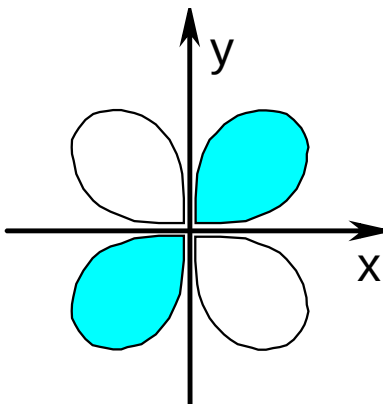
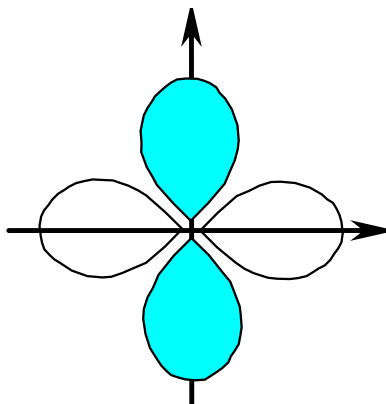
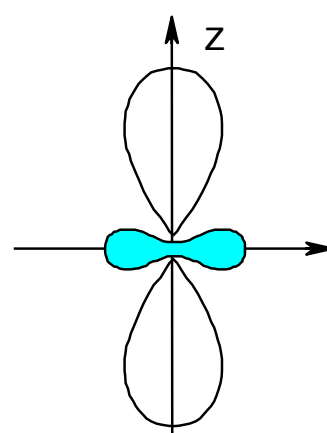
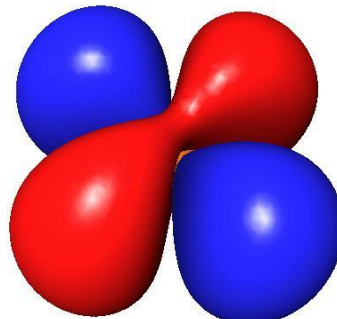
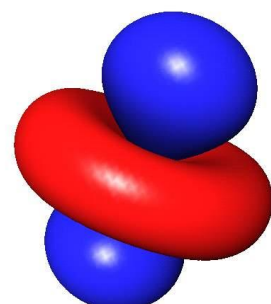
Chacune a sa densité maximale dans le plan nodal des autres



# 1.3 : Représentation des orbitales atomiques

## Orbitales d :

4 lobes notées selon la direction et le signe des lobes

|    | $d(x^2-y^2)$                                                                                                       | $d(xy)$ $d(yz)$ $d(xz)$                                                              | $d(z^2)$                                                                            |
|----|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| 2D |  <p>blanc / bleu = (+) / (-)</p>  |    |  |
| 3D |  <p>rouge / bleu = (+) / (-)</p> |  |                                                                                     |

## 1. Chapitre 1

1. Introduction
2. Atomes polyélectroniques
3. Modèle ondulatoire
4. Classification périodique des éléments

## 2. Chapitre 2

1. Moment dipolaire
2. Orbitale Moléculaire
  1. Orbitale Moléculaire
  2. Hybride (Valence Bond)

# 1.4 : Classification périodique des éléments

|    |          |          |
|----|----------|----------|
| 1s | 1<br>H   | <b>S</b> |
| 2s | 3<br>Li  |          |
| 3s | 11<br>Na |          |
| 4s | 19<br>K  |          |
| 5s | 37<br>Rb |          |
| 6s | 55<br>Cs |          |
| 7s | 87<br>Fr |          |
|    | 4<br>Be  |          |
|    | 12<br>Mg |          |
|    | 20<br>Ca |          |
|    | 38<br>Sr |          |
|    | 56<br>Ba |          |
|    | 88<br>Ra |          |

|    |           |           |          |          |          |          |          |          |          |          |
|----|-----------|-----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
|    | <b>d</b>  |           |          |          |          |          |          |          |          |          |
| 3d | 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 |
| 4d | 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 |
| 5d | 57-<br>La | 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 |
| 6d | 89-<br>Ac | 104<br>Ku | 105      |          |          |          |          |          |          |          |

|    |          |          |          |          |          |          |
|----|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
|    | <b>p</b> |          |          |          |          | 2<br>He  |
| 2p | 5<br>B   | 6<br>C   | 7<br>N   | 8<br>O   | 9<br>F   | 10<br>Ne |
| 3p | 13<br>Al | 14<br>Si | 15<br>P  | 16<br>S  | 17<br>Cl | 18<br>Ar |
| 4p | 31<br>Ga | 32<br>Ge | 33<br>As | 34<br>Se | 35<br>Br | 36<br>Kr |
| 5p | 49<br>In | 50<br>Sn | 51<br>Sb | 52<br>Te | 53<br>I  | 54<br>Xe |
| 6p | 81<br>Tl | 82<br>Pb | 83<br>Bi | 84<br>Po | 85<br>At | 86<br>Rn |
| 7p |          |          |          |          |          |          |

|    |          |          |          |          |          |          |          |          |          |          |           |           |           |           |
|----|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 4f | 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  |
| 5f | 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 |

**f**

*Classification périodique montrant l'ordre de remplissage des orbitales atomiques*

**NB : les  $\frac{3}{4}$  sont des métaux !**

# 1.4 : Classification périodique des éléments

Évolution des propriétés

Dans une période, dans une colonne

Coefficients de Slater : charges nucléaires effectives

|            |                                             |            |            |            |            |            |            |
|------------|---------------------------------------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| H<br>1,0   | Valeurs des CNE ou $Z^*$ (transparent N°40) |            |            |            |            |            | He<br>1,70 |
| Li<br>1,30 | Be<br>1,95                                  | B<br>2,60  | C<br>3,25  | N<br>3,90  | O<br>4,55  | F<br>5,20  | Ne<br>5,85 |
| Na<br>2,20 | Mg<br>2,85                                  | Al<br>3,50 | Si<br>4,15 | P<br>4,80  | S<br>5,45  | Cl<br>6,10 | Ar<br>6,75 |
| K<br>2,20  | Ca<br>2,85                                  | Ga<br>5,00 | Ge<br>5,65 | As<br>6,30 | Se<br>6,95 | Br<br>7,60 | Kr<br>8,25 |
| Rb<br>2,20 | Sr<br>2,85                                  | In<br>5,00 | Sn<br>5,65 | Sb<br>6,30 | Te<br>6,95 | I<br>7,60  | Xe<br>8,25 |

Charges nucléaires effectives selon les règles de Slater

**Variations : très fortes dans la période**  
**faibles dans la colonne**

# 1.4 : Classification périodique des éléments

Évolution des propriétés : rayon atomique

Rayon atomique orbitalaire : relié à  $Z_{\text{eff}}$  : **Rayon =  $(n^2 / Z^*) \cdot a_0$**

**Rayon atomique en pm (calculé selon Slater)**

|           |           |           |           |           |           |          |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|-----------|
| H<br>53   |           |           |           |           |           |          | He<br>31  |
| Li<br>163 | Be<br>109 | B<br>82   | C<br>65   | N<br>55   | O<br>47   | F<br>41  | Ne<br>36  |
| Na<br>217 | Mg<br>168 | Al<br>137 | Si<br>115 | P<br>100  | S<br>88   | Cl<br>78 | Ar<br>71  |
| K<br>332  | Ca<br>256 | Ga<br>146 | Ge<br>129 | As<br>116 | Se<br>105 | Br<br>96 | Kr<br>88  |
| Rb<br>386 | Sr<br>300 | In<br>171 | Sn<br>151 | Sb<br>135 | Te<br>122 | I<br>112 | Xe<br>103 |

○ = Le plus petit et le plus gros

# 1.4 : Classification périodique des éléments

## Classification périodique des éléments

Évolution des propriétés : énergie d'ionisation en eV :

Énergie pour arracher **l'électron le moins lié**

Potentiel d'ionisation (mesuré) en eV :  $A \rightarrow A^+ + e(-)$

**Variation en sens inverse du rayon !**

Effet des couches pleines ou demi-pleines

| H<br>13,6 |           |           |           |           |           |            | He<br>24,6 |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|
|           | 2         | 13        | 14        | 15        | 16        | 17         |            |
| Li<br>5,4 | Be<br>9,3 | B<br>8,3  | C<br>11,3 | N<br>14,5 | O<br>13,6 | F<br>17,4  | Ne<br>21,6 |
| Na<br>5,1 | Mg<br>7,6 | Al<br>6,0 | Si<br>8,2 | P<br>10,5 | S<br>10,4 | Cl<br>13,0 | Ar<br>15,8 |
| K<br>4,3  | Ca<br>6,1 | Ga<br>6,0 | Ge<br>7,9 | As<br>9,8 | Se<br>9,8 | Br<br>11,8 | Kr<br>14,0 |
| Rb<br>4,2 | Sr<br>5,7 | In<br>5,8 | Sn<br>7,3 | Sb<br>8,6 | Te<br>9,0 | I<br>10,5  | Xe<br>12,1 |

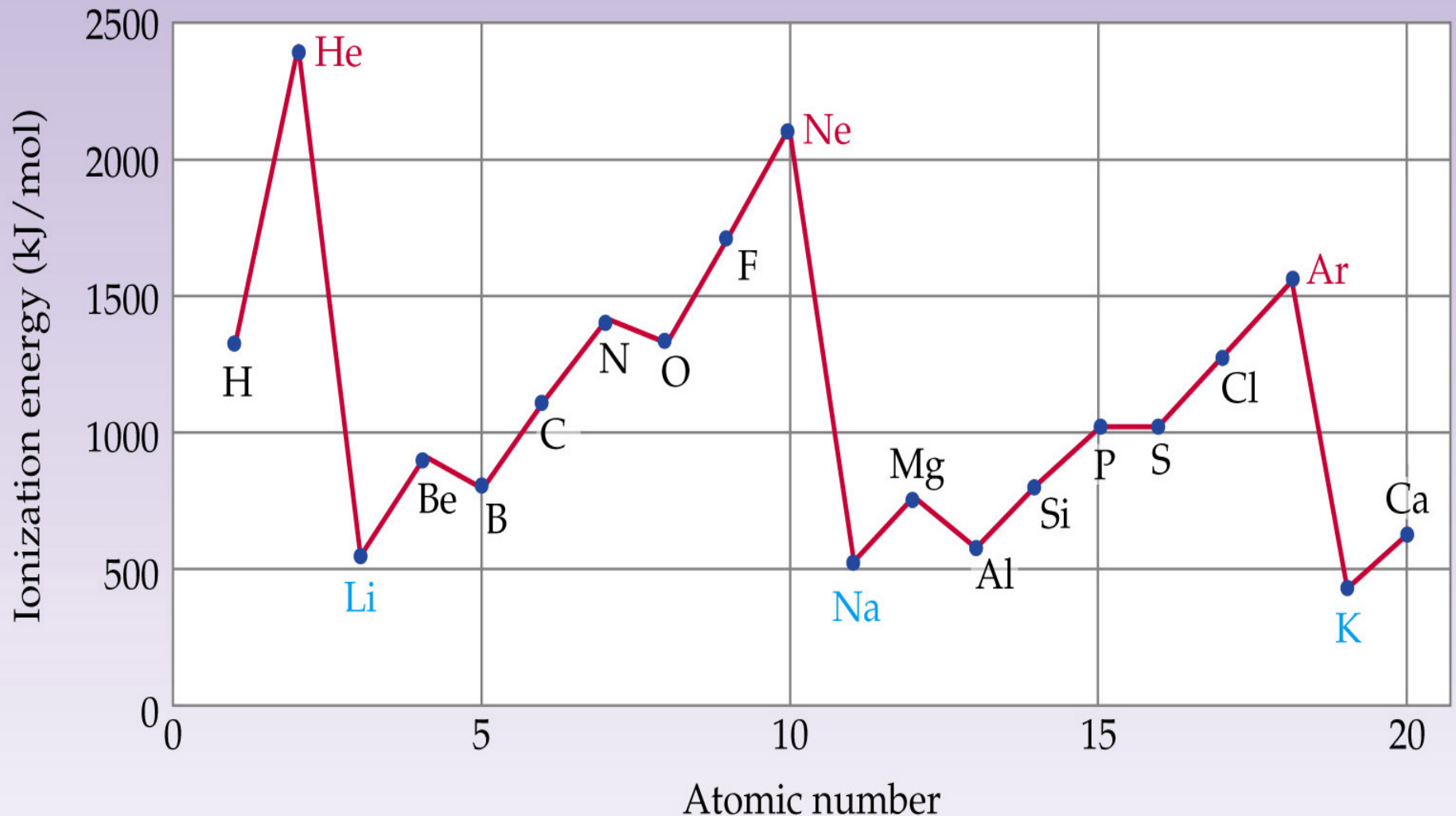
**Plus faibles**

**Plus élevées**

# 1.4 : Classification périodique des éléments

## Classification périodique des éléments

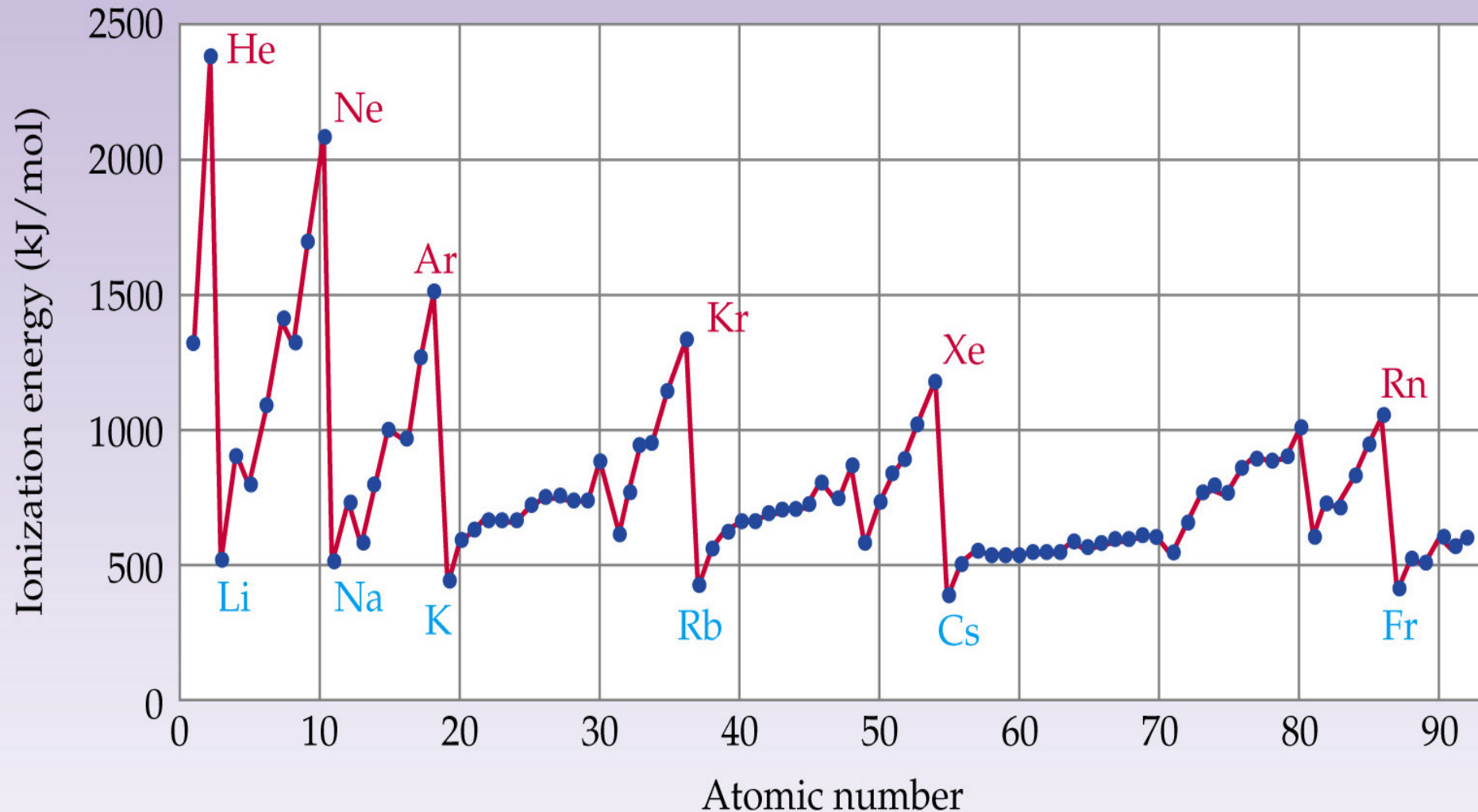
Évolution des propriétés : énergie d'ionisation



# 1.4 : Classification périodique des éléments

## Classification périodique des éléments

Évolution des propriétés : énergie d'ionisation



# 1.4 : Classification périodique des éléments

Évolution des propriétés : familles d'éléments Affinité électronique : AE =  
Énergie nécessaire pour arracher un électron à l'anion A<sup>-</sup> (ionisation de l'anion)

A<sup>-</sup> → A + e(-) :

1) Si AE est > 0 ⇔ anion (très) stable

2) Si AE est = 0 ⇔ anion très instable

| Valeurs en eV mesurées ou calculées |           |            |            |            |            |            |           |
|-------------------------------------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|-----------|
| H<br>0,75                           | 2         | 13         | 14         | 15         | 16         | 17         | He<br>0,0 |
| Li<br>0,62                          | Be<br>0,0 | B<br>0,28  | C<br>1,26  | N<br>0,0   | O<br>1,46  | F<br>3,40  | Ne<br>0,0 |
| Na<br>0,55                          | Mg<br>0,0 | Al<br>0,44 | Si<br>1,39 | P<br>0,75  | S<br>2,08  | Cl<br>3,62 | Ar<br>0,0 |
| K<br>0,50                           | Ca<br>0,0 | Ga<br>0,30 | Ge<br>1,23 | As<br>0,81 | Se<br>2,02 | Br<br>3,37 | Kr<br>0,0 |
| Rb<br>0,49                          | Sr<br>0,0 | In<br>0,30 | Sn<br>1,11 | Sb<br>1,07 | Te<br>1,97 | I<br>3,06  | Xe<br>0,0 |

Éléments alcalino-terreux + gaz rares: Anions instables (couches pleines)

**Halogènes et colonne 16 : AE > 0 ⇔ anions très stables**

Anion H<sup>-</sup> peu stable mais il existe = ion hydrure très réactif.

NB : Valeur 0 pour N

# 1.4 : Classification périodique des éléments

## Electronégativité : tendance à prendre des électrons (liaison)

Plusieurs échelles : difficultés de définir la bonne échelle :

1) Échelle de Mulliken :  $\chi_M = \frac{1}{2} (I + A)$  exprimé en eV

$$\chi_F = \frac{1}{2} (17,4 + 3,40) = 10,8 \text{ eV}$$

$$\chi_C = \frac{1}{2} (11,3 + 1,26) = 6,28$$

$$\chi_H = \frac{1}{2} (13,6 + 0,75) = 7,17 \text{ eV}$$

$$\chi_N = \frac{1}{2} (14,5 + 0,0) = 7,25$$

$$\chi_{Na} = \frac{1}{2} (5,1 + 0,55) = 2,82 \text{ eV}$$

Puis facteur  $\frac{1}{2}$  changé en 0,192 ( $\Rightarrow$  échelle de Pauling)

2) Échelle de Allred-Rochow :  $\chi_{AR} = k.(Z_{eff})/r^2 + Cste$

$r$  = rayon de covalence proche du rayon atomique

$r$  = rayon de l'atome dans la molécule

3) Echelle de Pauling :  $\chi_P(A) - \chi_P(B) \Leftrightarrow$  Calculs thermochimiques = très sûre

Echelle de Pauling :  $\chi_P(A) - \chi_P(B) = \text{différence}$

Fixer une référence :  $\chi_P(F) = 4$

# 1.4 : Classification périodique des éléments

**a) Mulliken : inversion C et H, O et Cl**

|                  |                  |                  |                  |                 |                 |                  |
|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|-----------------|------------------|
| <b>H</b><br>3,1  |                  |                  |                  |                 |                 |                  |
| <b>Li</b><br>1,3 | <b>Be</b><br>2,0 | <b>B</b><br>1,8  | <b>C</b><br>2,7  | <b>N</b><br>3,1 | <b>O</b><br>3,2 | <b>F</b><br>4,4  |
| <b>Na</b><br>1,2 | <b>Mg</b><br>1,6 | <b>Al</b><br>1,4 | <b>Si</b><br>2,0 | <b>P</b><br>2,4 | <b>S</b><br>2,7 | <b>Cl</b><br>3,5 |

**b) Allred-Rochow**

|                  |                  |                  |                  |                 |                 |                  |
|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|-----------------|------------------|
| <b>H</b><br>2,2  |                  |                  |                  |                 |                 |                  |
| <b>Li</b><br>1,0 | <b>Be</b><br>1,5 | <b>B</b><br>2,0  | <b>C</b><br>2,5  | <b>N</b><br>3,1 | <b>O</b><br>3,5 | <b>F</b><br>4,1  |
| <b>Na</b><br>1,0 | <b>Mg</b><br>1,2 | <b>Al</b><br>1,5 | <b>Si</b><br>1,7 | <b>P</b><br>2,1 | <b>S</b><br>2,4 | <b>Cl</b><br>2,8 |

**c) Pauling**

|                  |                  |                  |                  |                 |                 |                  |
|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|-----------------|------------------|
| <b>H</b><br>2,2  |                  |                  |                  |                 |                 |                  |
| <b>Li</b><br>1,0 | <b>Be</b><br>1,6 | <b>B</b><br>2,0  | <b>C</b><br>2,6  | <b>N</b><br>3,0 | <b>O</b><br>3,4 | <b>F</b><br>4,0  |
| <b>Na</b><br>0,9 | <b>Mg</b><br>1,3 | <b>Al</b><br>1,6 | <b>Si</b><br>1,9 | <b>P</b><br>2,2 | <b>S</b><br>2,6 | <b>Cl</b><br>3,2 |

*L'échelle de Mulliken conduit à quelques valeurs suspectes*

# 1.4 : Classification périodique des éléments

*Évolution des propriétés*

Métaux et non métaux :

*$\frac{3}{4}$  des éléments = métaux*

**Métaux :** Electronégativité faible < 2

Potentiel d'ionisation faible

OA situées à des énergies peu profondes

Situés à gauche du tableau

Conduisent à des cations :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,

Caractéristiques des métaux

Éclat : brillants quand ils sont polis

Conducteurs du courant et de la chaleur

Malléables, ductiles

Tendance à s'oxyder : perte d'électron(s)

Oxydes à caractère basique

$\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnO}$ , ....

# 1.4 : Classification périodique des éléments

## Évolution des propriétés

### Non-métaux :

#### Electronégativité élevée > 2

Potentiel d'ionisation élevé

OA situées à des énergies profondes

Situés à droite du tableau (groupe « p »)

Conduisent à des anions (oxygénés)  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$

Oxydes à caractère acide

$\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ , .....

### Éléments intermédiaires dits *métalloïdes*

Situés sur la diagonale du groupe « p »

Quelques uns : B (2,0), Si (1,9), As (2,0), Te(2,1), Po(2,0)

Electronégativité moyenne  $\approx 2$

Conduisent à des **cations** et à des **anions**

Ex : As  $\rightleftharpoons$   $\text{As}^{3+}$  et  $\text{AsO}_4^{3-}$