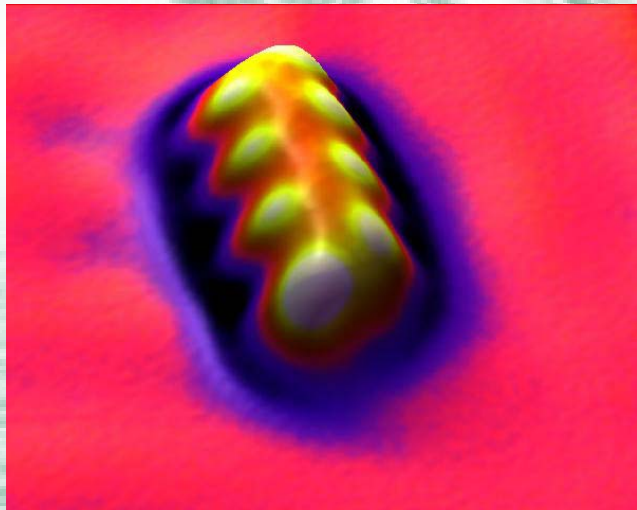


# L'atome et sa structure

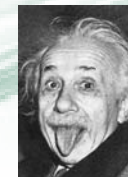


Démocrite

Assemblage de 8 atomes de césium et 8 atomes d'iode



M. Planck  
1919



A. Einstein  
1921



N. Bohr  
1922



W. Pauli  
1945



L. de Broglie  
1929



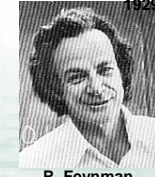
W. Heisenberg  
1932



E. Schrödinger  
1933



P. Dirac  
1933



R. Feynman  
1965



E. Rutherford  
1908



R. Millikan  
1923



A. Compton  
1927



J. Chadwick  
1935



C. Davisson  
1937



G. Thomson  
1937



W. Lamb  
1955

# *L'atome et sa structure*

- Introduction
- Généralités
- Répartition des électrons
- Configuration électronique
- Classification périodique
- Propriétés des atomes
- Excitation des atomes

# Introduction

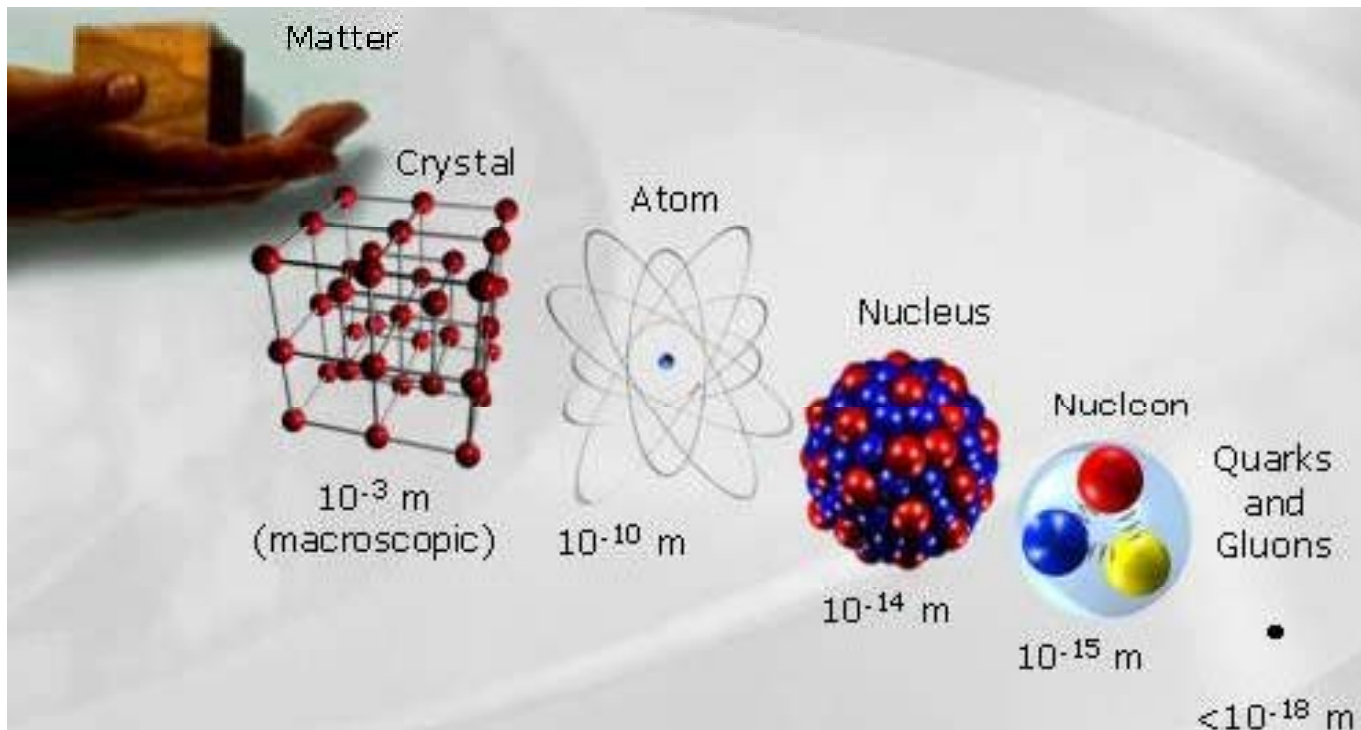
## □ Matière est composée

- Des organismes... des molécules
- Molécules composées d'atomes
- Atomes composés d'électrons...

et d'un noyau renfermant des neutrons et des protons

liaisons entre atomes

électrons



*suite*

## □ Éléments chimiques des cellules :

97,5 % du poids

|               |       |
|---------------|-------|
| oxygène (O)   | 65 %  |
| carbone (C)   | 18 %  |
| hydrogène (H) | 10 %  |
| azote (N)     | 3 %   |
| calcium (Ca)  | 1,5 % |

10 éléments

1,75 % du poids

|               |        |
|---------------|--------|
| phosphore (P) | 1 %    |
| potassium (K) | 0,2 %  |
| soufre (S)    | 0,25 % |
| sodium (Na)   | 0,15 % |
| chlore (Cl)   | 0,15 % |

0,75 % du poids, oligo-éléments

magnésium (Mg) - fluor (F)  
fer (Fe) - silicium (Si) - zinc (Zn)  
cuivre (Cu) - iode (I) - étain (Sn)  
sélénium (Se) - vanadium (V)  
manganèse (Mn) - molybdène (Mo)  
chrome (Cr) - cobalt (Co) - nickel (Ni)

15 éléments

# Généralités

## □ Constitution de l'atome

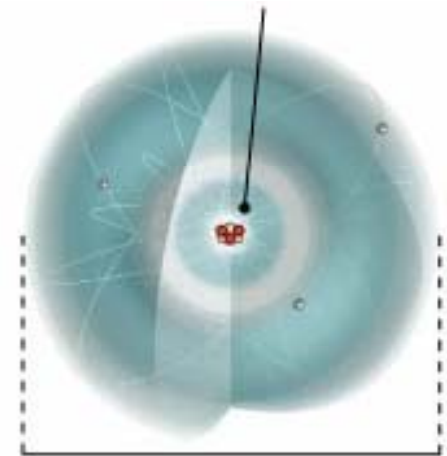
- 2 parties
  - Noyau central : petit, dense, chargé + association de nucléons : neutrons et protons
  - Nuage périphérique : volumineux, vide, chargé - espace où se déplacent les électrons
- 3 types de particules élémentaires
  - proton, neutron et électron

| Particule | Symbole | Masse                              | Charge électrique                    |
|-----------|---------|------------------------------------|--------------------------------------|
| Proton    | $p^+$   | $1,672 \times 10^{-27} \text{ kg}$ | $+ 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ |
| Neutron   | $n^0$   | $1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$ | pas de charge                        |
| Electron  | $e^-$   | $9,110 \times 10^{-31} \text{ kg}$ | $- 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ |

- atome dans état normal : autant de protons que d'électrons.  
→ donc électriquement neutre
- cependant, dans certaines conditions (réactions chimiques...), l'atome peut perdre ou gagner un ou plusieurs électrons → devient un ion

*la particule intéressante en chimie : l'électron*

Noyau  
(protons et neutrons)  
 $\varnothing 10^{-15} \text{ m}$  environ



$\varnothing 10^{-10} \text{ m}$  environ  
Espace occupé  
par les électrons  
(nuage électronique)



## □ Caractéristiques de l'atome

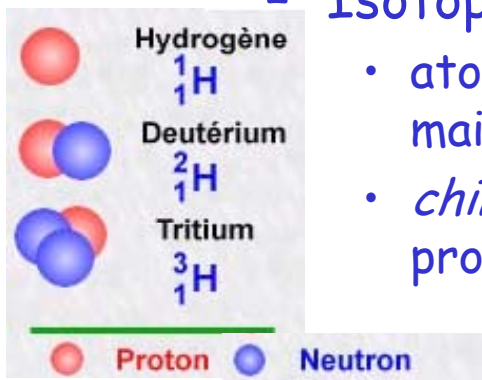
- Atome caractérisé par
  - nombre de protons (identique à celui des électrons) = numéro atomique  $Z$
  - nombre de nucléons = nombre de masse  $A$   
 $A = \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons}$

### - Ecriture

| ATOME  | MOLECULE                        | ION   |
|--|---------------------------------|---|
| Nombre de nucléons ( $A$ )<br>${}^7\text{Li}$<br>Nombre de protons ( $Z$ ) | $\text{N}_2$<br>Nombre d'atomes | Nombre de charges<br>$\text{Fe}^{2+}$<br>Signe de la charge |
| Lithium  | Diazote                         | Fer ferreux   |

### - Isotopes

- atomes ayant le même nombre de protons ( $Z$  identique) mais des nombres de neutrons différents ( $A$  différent)
- *chimiquement identiques* mais certaines de leurs propriétés physiques sont différentes (radio-activité)



# Répartition des électrons

## □ But

liaisons entre atomes

↓  
électrons

- connaître le nombre d'électrons d'un atome
- connaître leur répartition (cortège électronique)
  - dans l'état stable de l'atome
  - parmi eux :
    - électrons fortement liés au noyau
    - électrons plus faiblement retenus susceptibles d'être échangés

Modèles et conceptions

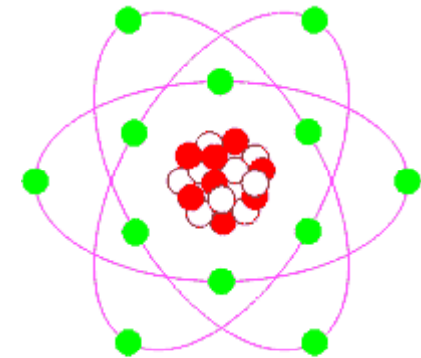
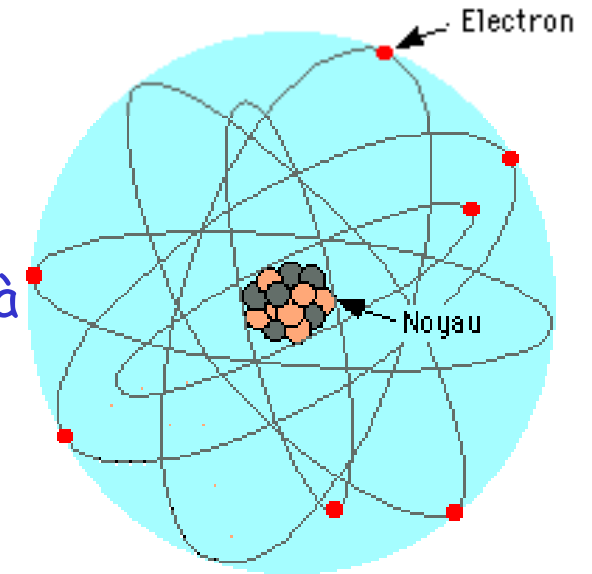
1. Modèle planétaire
2. Modèle quantique
3. Modèle ondulatoire

Réactivité chimique

# Répartition des électrons

## □ Modèle planétaire

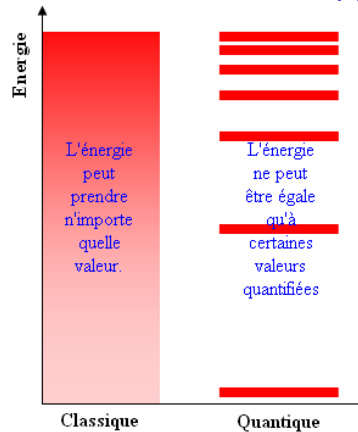
- électrons en mouvement autour du noyau à des distances relativement grandes par rapport au diamètre du noyau.
- force centrifuge compense attraction électromagnétique
- électrons n'ont pas tous les mêmes énergies et en fonction de celles-ci, ils se regroupent en couches dont l'ensemble constitue le nuage électronique.
- modèle rend difficile la compréhension du mécanisme d'émission avec des fréquences stables.



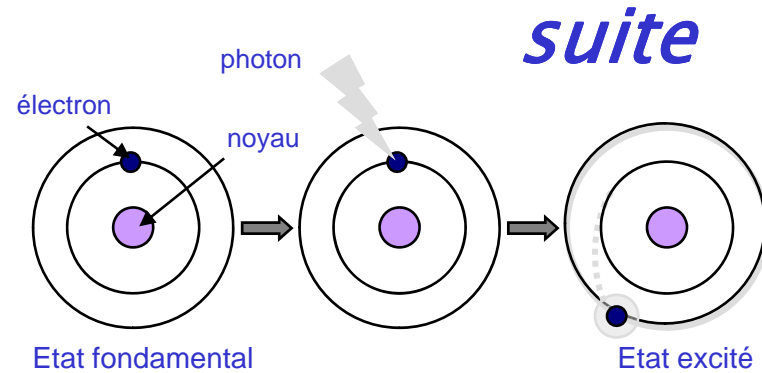


# □ Modèle quantique

## - Théorie des quanta

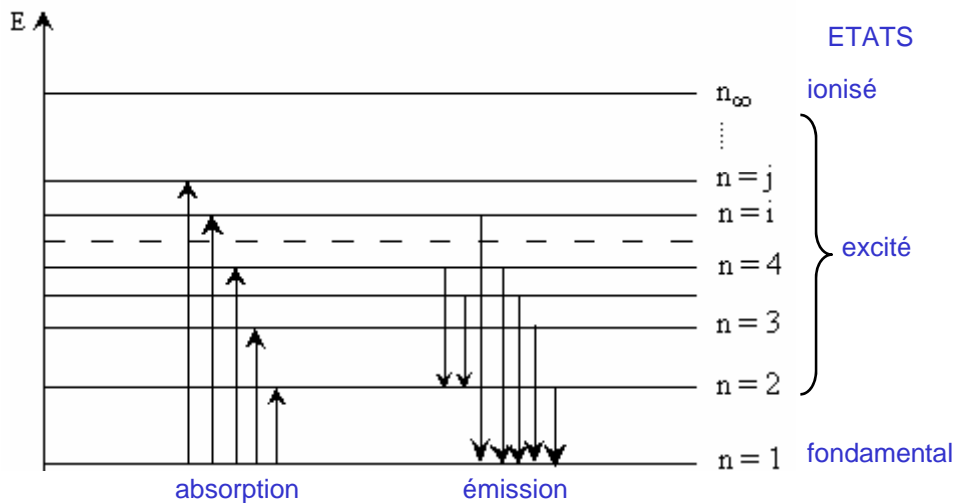


- énergie de l'électron quantifiée
- chaque niveau correspond à une trajectoire circulaire stable
- changements d'énergie par des sauts discontinus, ou transitions, d'un niveau à un autre : variation d'énergie associée  $\Delta E = h \nu$
- en l'absence d'excitation extérieure, l'électron se trouve à son plus bas niveau d'énergie possible. *Si tous les électrons sont dans ce cas, l'atome est dans son état fondamental, sinon il est dit excité*



*suite*

## - Application à l'atome d'hydrogène



- calcul des énergies des diverses couches

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

(K dépend de la masse, de la charge de l'électron, de la constante diélectrique du vide et de la constante de Planck)

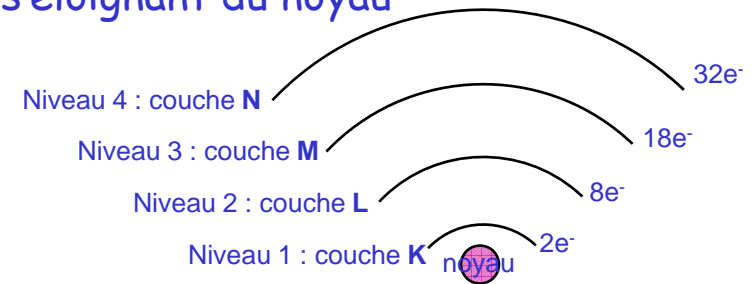
- n varie par valeurs entières → couches de + en + éloignées du noyau

## *suite*

### - Généralisation aux autres atomes

- couches identifiées par une lettre, renfermant un nombre limité d'électrons
  - chaque couche correspond à un niveau d'énergie
  - chaque couche caractérisée par un nombre entier  $n \geq 1$
  - $e^-$  associés à une même couche présentent même énergie
  - énergie des couches augmente en s'éloignant du noyau

|              |         |              |
|--------------|---------|--------------|
| Couche K     | $n = 1$ | 2 électrons  |
| Couche L     | $n = 2$ | 8 électrons  |
| Couche M     | $n = 3$ | 18 électrons |
| Couche N ... | $n = 4$ | 32 électrons |

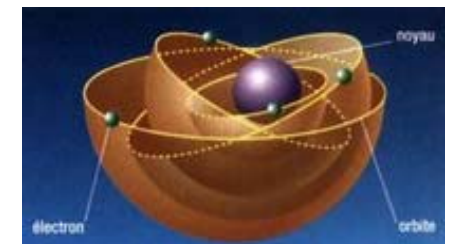


- nombre maximum d'électrons sur la couche  $n$  :  $2 n^2$

### - Ce modèle permet :

- d'expliquer les spectres d'émission ou d'absorption atomique
- de construire une représentation simple composée de couches entourant le noyau.

*Ces couches, plutôt que de représenter le trajet réel des  $e^-$ , permettent d'identifier les  $e^-$*



*suite*

## □ Modèle ondulatoire

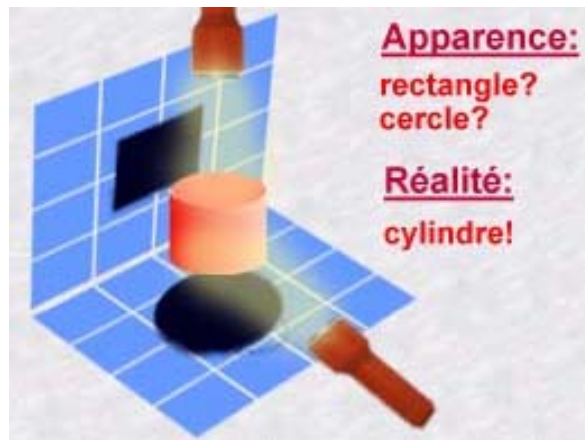
- abandon de la notion de trajectoire fixée de l'électron
- introduction de la notion de dualité onde-corpuscule : *à toute particule en mouvement est associée une onde*

### Electron = particule

- déplacement des  $e^-$  autour du noyau atomique
- énergie cinétique  $E_c$  associée au déplacement ( $E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$ )

### Electron = onde

- projetés sur un cristal,  $e^-$  donnent lieu à un phénomène de diffraction, processus purement ondulatoire
- $e^-$  ne peut pas se déplacer sans apport d'énergie hors d'un certain volume où il subit en permanence l'attraction du noyau atomique → on ne peut pas décrire un  $e^-$  comme une onde se propageant dans l'espace. Il faut décrire l' $e^-$  par une onde stationnaire, c'est-à-dire une onde qui vibre autour d'un point fixe



- particule et onde
  - particule ou onde
- quelle réalité ?

## *suite*

Principe d'incertitude : il est impossible de décrire en même temps de façon précise la position et la vitesse d'un électron

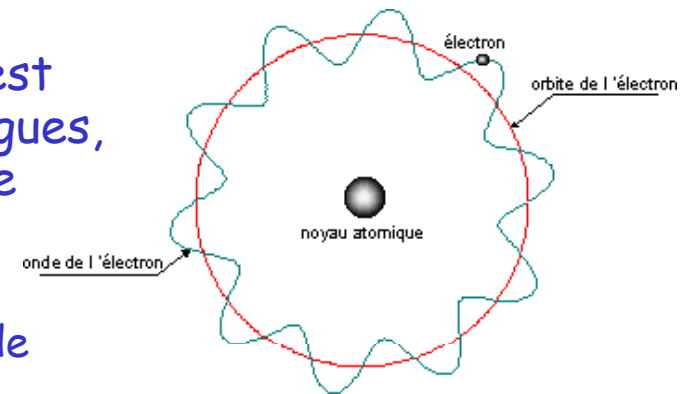
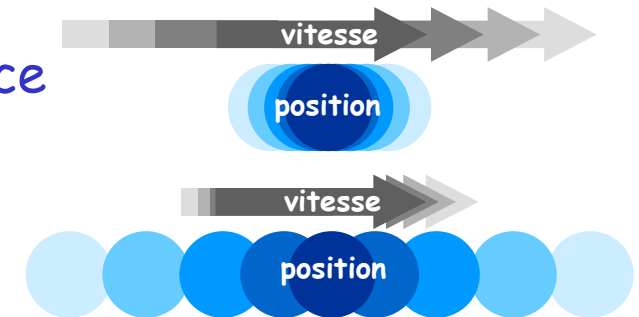
- conséquence : mouvement de l'électron caractérisé par une probabilité de présence

→ calcul de la probabilité de présence = solution d'une équation différentielle complexe liant  $E$  (énergie) à  $\Psi$  fonction d'onde

La résolution de l'équation n'est possible que pour certaines valeurs de  $E$  correspondant à des valeurs précises de certains paramètres ou *nombres quantiques*

remarque : l'onde associée à la particule n'est pas réelle comme les ondes sonores ou les vagues, il s'agit en quelque sorte d'une onde porteuse d'information sur la probabilité de trouver l'électron en un endroit donné :

- forte probabilité de présence dans les zones de grande amplitude de l'onde
- faible probabilité en des points où l'amplitude est faible.

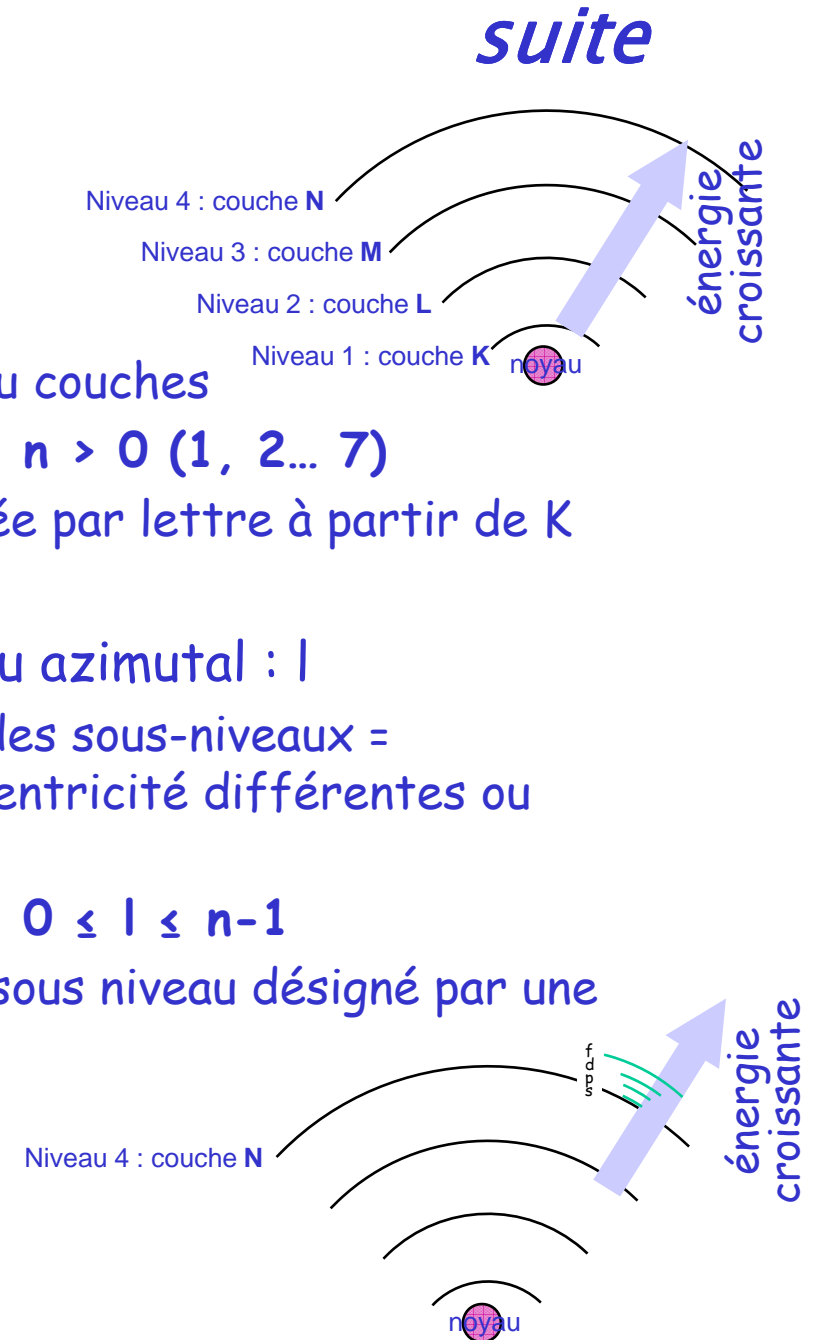


## □ Nombres quantiques

- Nombre quantique principal :  $n$ 
  - détermine le niveau d'énergie ou couches
  - nombre entier :  $n > 0 (1, 2... 7)$
  - chaque valeur  $\rightarrow$  couche désignée par lettre à partir de K
  - énergie augmente avec  $n$
- Nombre quantique secondaire ou azimutal :  $l$ 
  - détermine pour chaque niveau des sous-niveaux = trajectoires de forme et d'excentricité différentes ou orbitales atomiques (OA)
  - nombre entier tel que :  $0 \leq l \leq n-1$
  - à chaque valeur correspond un sous niveau désigné par une lettre

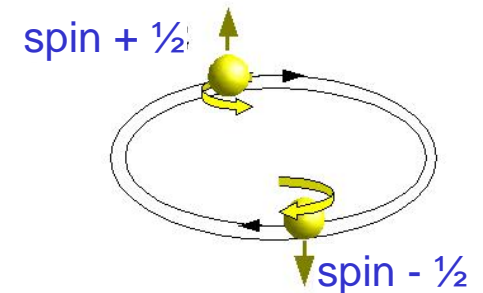
énergie  
croissante

- $l = 0 \rightarrow$  orbitale s
- $l = 1 \rightarrow$  orbitale p
- $l = 2 \rightarrow$  orbitale d
- $l = 3 \rightarrow$  orbitale f



## *suite*

- Nombre quantique magnétique :  $m$ 
  - détermine l'orientation dans l'espace des orbitales excentrées
  - nombre entier tel que :  $-l \leq m \leq +l$
- Nombre de spin :  $s$ 
  - électron tourne sur lui-même  $\rightarrow$  2 sens de rotation possibles
  - d'où les 2 valeurs de  $s$  :  $+\frac{1}{2}$  et  $-\frac{1}{2}$



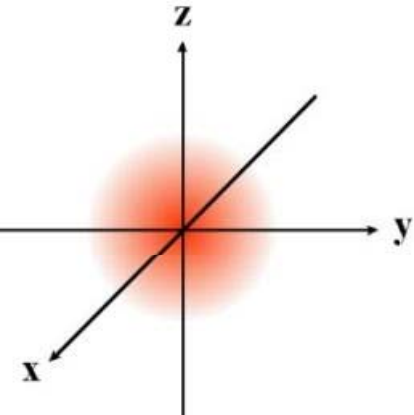
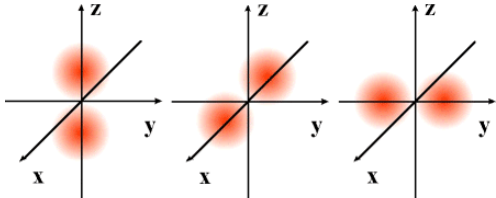
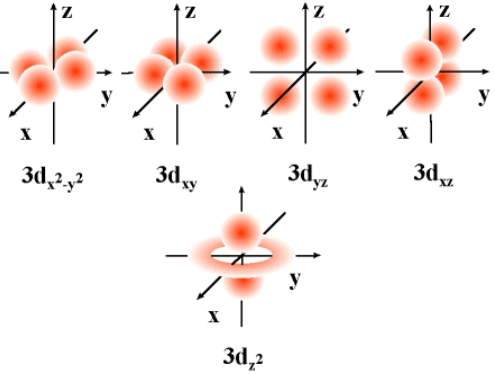
| Nombre quantique | Symbole | Valeurs             | Signification  |
|------------------|---------|---------------------|--|
| Principal        | $n$     | 1, 2...             | désigne les couches K, L, M, N, O, P...<br>détermine les niveaux d'énergie |
| Azimutal         | $l$     | 0, 1, 2... (n-1)    | désigne pour chaque niveau, les sous-niveaux ou orbitales : s, p, d, f     |
| Magnétique       | $m$     | -l, ..., 0, ..., +l | désigne l'orientation des orbitales  |



*suite*

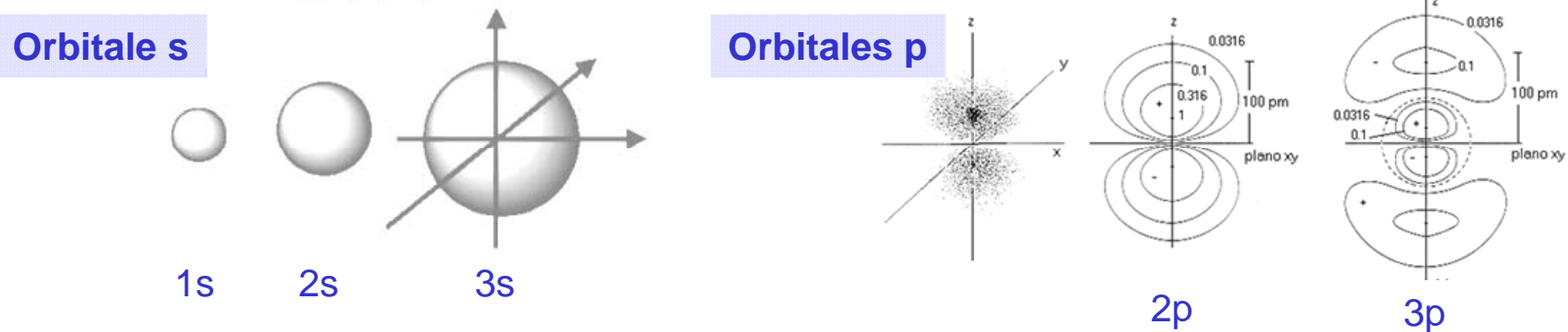
## □ Orbitales atomiques (OA)

- OA correspond à la région de l'espace autour d'un noyau dans laquelle la probabilité de trouver l'électron est 95%
- chaque OA correspond à un volume spatial dont
  - la forme dépend du nombre quantique  $l$
  - l'orientation du nombre quantique  $m$
- matérialisées par le tracé de  $\Psi$  et  $\Psi^2$  ( $\rightarrow$  probabilité de présence)

| $l = 0$ Orbitale s  | $l = 1$ Orbitales p   | $l = 2$ Orbitales d   |
|---|---|---|
| <p>Volume sphérique centré sur le noyau</p>  | <p>2 volumes piriformes réunis par leurs pointes au niveau du plan nodal</p>  | <p>Forme complexe</p>  |

*suite*

- même forme générale pour les niveaux supérieurs



## □ Conclusion

### Caractéristiques

|                |                                     |
|----------------|-------------------------------------|
| d'une orbitale | 3 nombres quantiques : $n, m, l$    |
| d'un électron  | 4 nombres quantiques : $n, m, l, s$ |

Les électrons ne peuvent pas être localisés avec précision. On définit seulement des orbitales où on a de fortes chances (probabilités) de les trouver

Le modèle ondulatoire permet de définir :

- le niveau d'énergie, comme le modèle de Bohr
- la géométrie de la région de l'espace dans laquelle l'électron se trouve le plus souvent.

# Configuration électronique

## □ Configuration électronique

distribution des  $Z$  électrons d'un atome de n° atomique  $Z$  dans l'état fondamental, entre les diverses orbitales possibles

- Règles de remplissage

1) Règle de Klechkowski ou principe d'aufbau

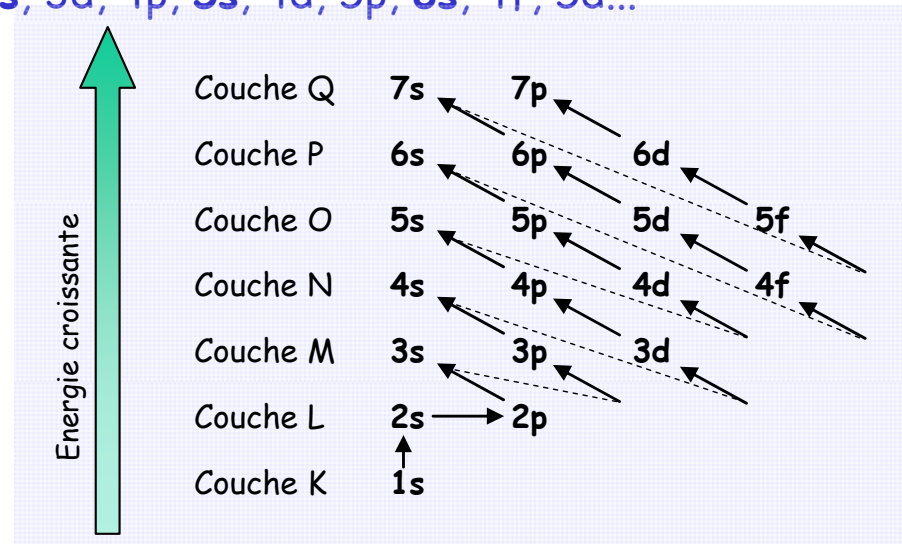
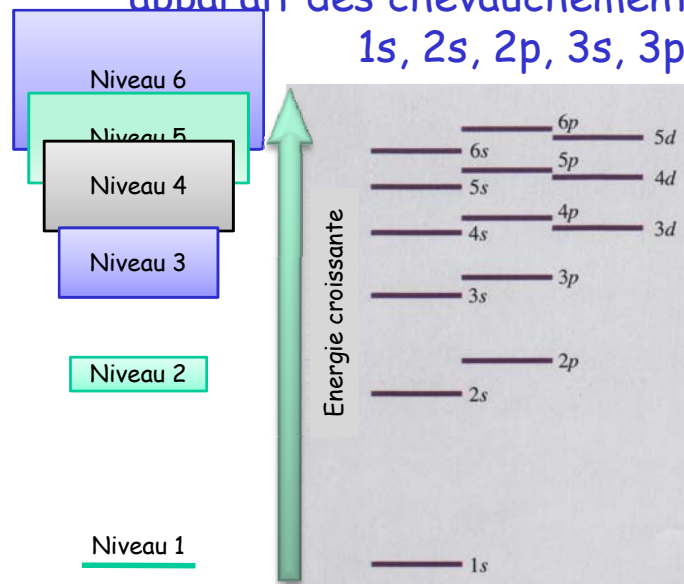
*Remplissage des orbitales selon l'ordre d'énergie croissante*

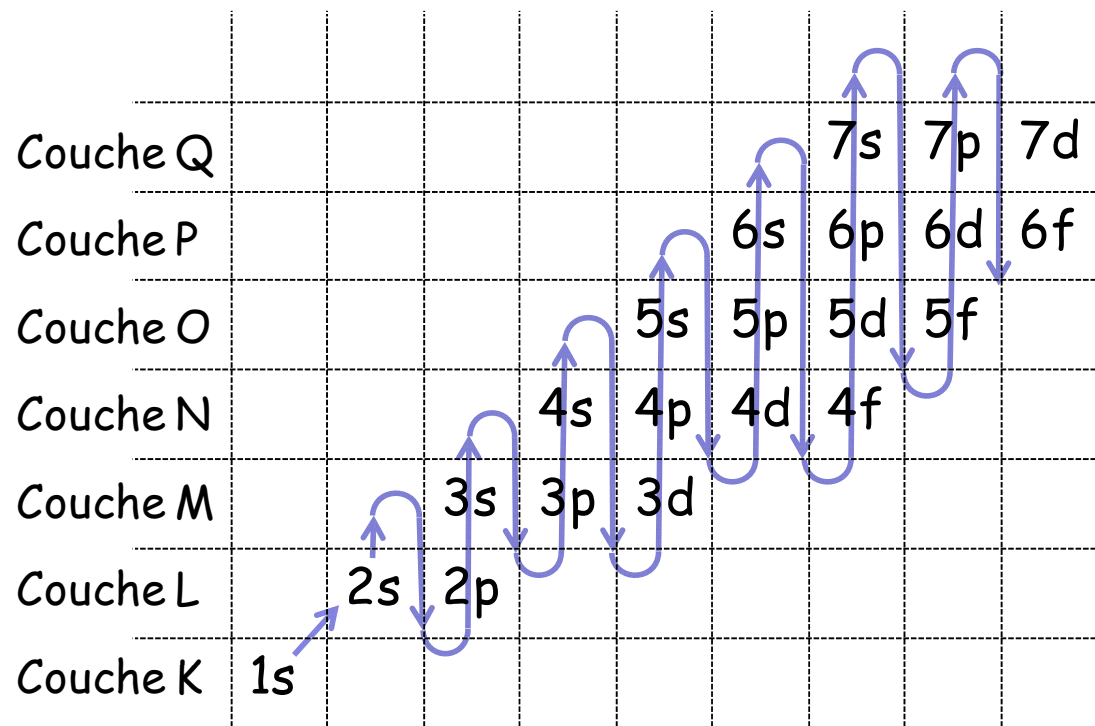
→ selon  $n$  croissant pour les couches

à l'intérieur d'une couche dans l'ordre  $s, p, d, f$

A partir de  $n = 3$ , les niveaux d'énergie des orbitales sont très proches et il apparaît des chevauchements des niveaux énergétiques :

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d...$





*suite*

## 2) Règle de Hund

*En présence de plusieurs orbitales libres équivalentes, les électrons se placent de façon à en occuper le plus grand nombre possible.*

*Les électrons occupant seuls des orbitales équivalentes ont leurs spins parallèles.*

## 3) Principe d'exclusion de Pauli

*Deux électrons d'un même atome ne peuvent jamais avoir leurs 4 nombres quantiques identiques.*

Deux électrons qui ont leurs 3 nombres  $n, l, m$  identiques partagent la même orbitale

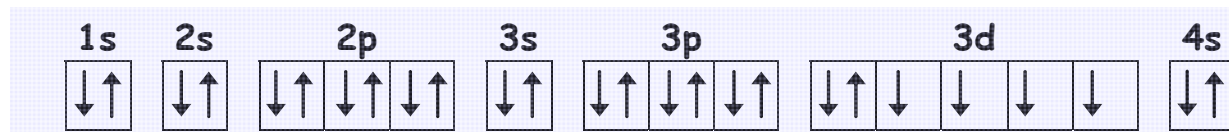
doivent avoir un nombre quantique de spin opposé

*Une orbitale atomique ne peut contenir que 2 électrons de spin opposé.*

### - Convention d'écriture

2 types d'écriture possibles (exemple du fer Fe,  $Z=26$ ) :

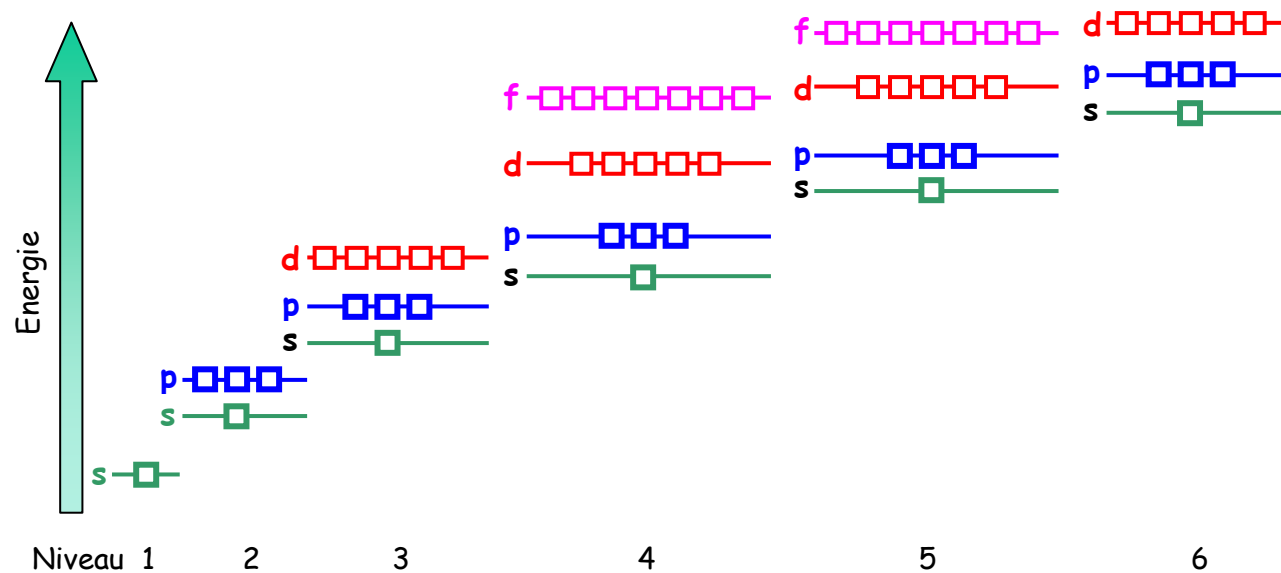
- cases quantiques : chaque case = une orbitale, elles sont regroupées par niveaux. Les électrons figurés par des flèches d'orientation identique (spins parallèles) ou opposée (spins antiparallèles)



- formule quantique ou électronique :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- écriture par convention dans l'ordre des  $n$  et  $l$  croissants même si cela ne correspond pas à l'ordre de remplissage

*suite*

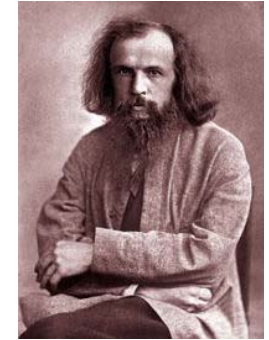
- Notion de saturation
  - Une OA est saturée lorsqu'elle est occupée par 2 électrons
  - Une couche est saturée lorsque toutes ses orbitales sont occupées par 2 électrons
  - L'état de saturation d'une couche correspond à un état stable







# Classification périodique

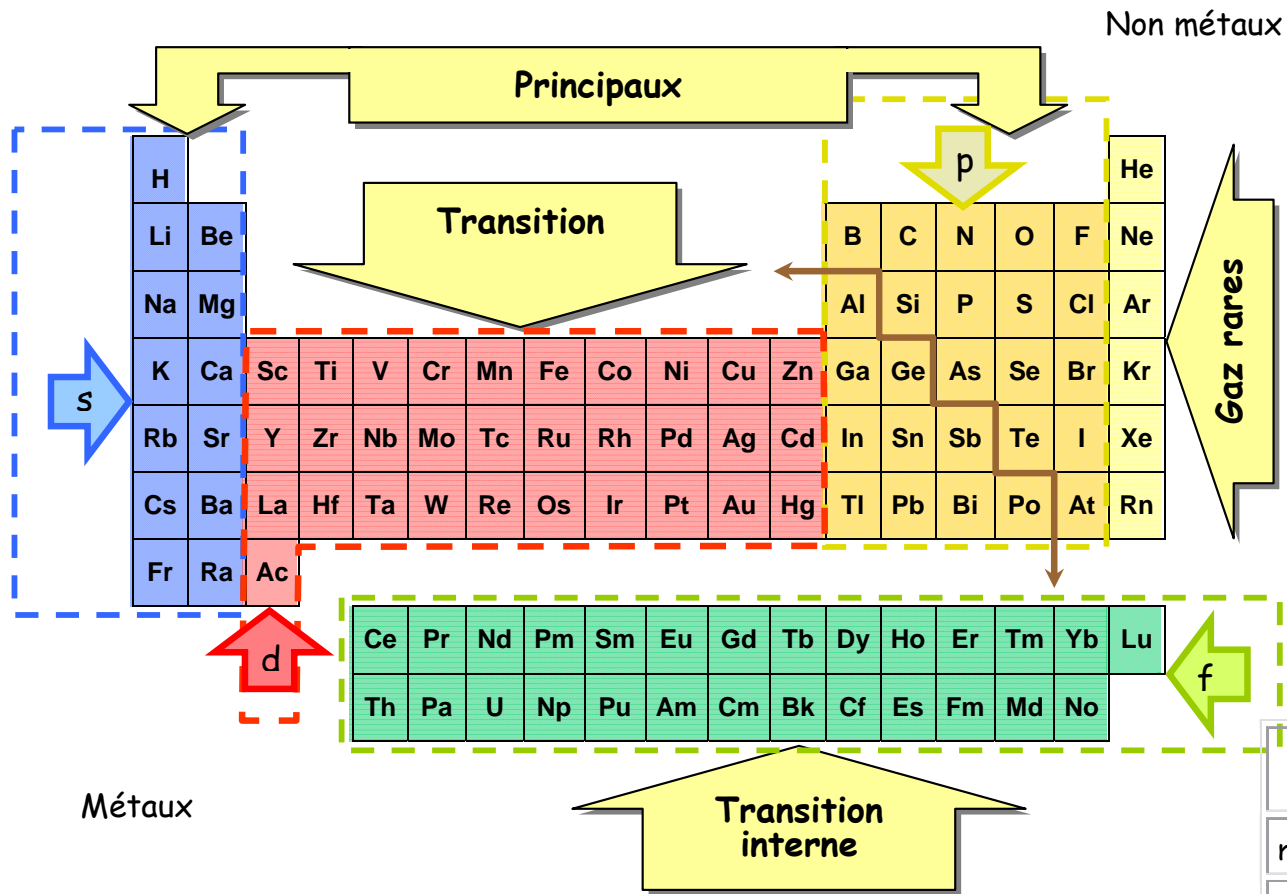


## □ Observation

- avec augmentation de  $Z$ , périodiquement remplissage de couches  $s$  et  $p$  (pour chaque niveau)
- classement des éléments dans un tableau
  - périodicité apparaît dans les colonnes
- classification actuelle
  - éléments rangés par  $n^\circ$  atomiques croissants en conservant la disposition faisant apparaître des lignes ou périodes et des colonnes ou groupes :
    - 7 périodes (ou lignes horizontales) numérotées de 1 à 7
      - » correspondant aux couches de  $K$  ( $n=1$ ) à  $Q$  ( $n=7$ )
      - » dans une période :  $\nearrow$   $n^\circ$  atomique d'une unité de gauche à droite, généralement associé à  $\nearrow$  masse atomique
    - 18 colonnes verticales réparties en :
      - » 8 groupes principaux numérotés en chiffres romains et avec les lettres  $A$ , de 1A à 7A
      - » 1 groupe 0
      - » 10 groupes centraux numérotés avec la lettre  $B$ .
  - Il existe des anomalies de remplissage



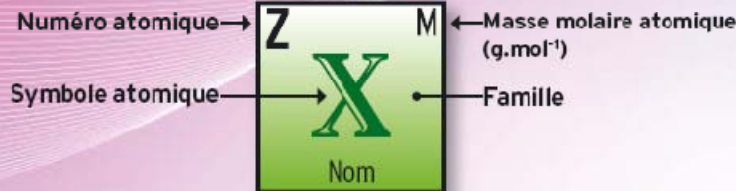
*suite*

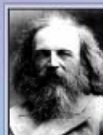


| Familles chimiques   | Structures électro <sup>o</sup> périphériques |
|----------------------|---|
| métaux alcalins      | $ns^1$  |
| alcalino-terreux     | $ns^2$  |
| famille du carbone   | $ns^2 np^2$                                   |
| famille de l'azote   | $ns^2 np^3$                                   |
| famille de l'oxygène | $ns^2 np^4$                                   |
| halogènes            | $ns^2 np^5$                                   |
| gaz rares            | $ns^2 np^6$                                   |

# TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

| 1                                    | 2                                    | 3                                    | 4  | 5                                    | 6                                       | 7                                     | 8                                     | 9                                       | 10                                       | 11                                    | 12                                     | 13                                   | 14                                   | 15                                    | 16                                   | 17                                 | 18                                 |
|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--|--------------------------------------|---|---------------------------------------|---------------------------------------|---|--|---------------------------------------|--|--------------------------------------|--------------------------------------|---------------------------------------|--------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| 1<br>1,0<br><b>H</b><br>Hydrogène    |                                      |                                      |  |                                      |   |                                       |                                       |   |  |                                       |  |                                      |                                      |                                       |                                      |                                    | 2<br>4,0<br><b>He</b><br>Hélium    |
| 3<br>6,9<br><b>Li</b><br>Lithium     | 4<br>9,0<br><b>Be</b><br>Béryllium   |                                      |  |                                      |   |                                       |                                       |   |  |                                       |  |                                      |                                      |                                       |                                      |                                    |                                    |
| 11<br>23,0<br><b>Na</b><br>Sodium    | 12<br>24,3<br><b>Mg</b><br>Magnésium |                                      |  |                                      |   |                                       |                                       |   |  |                                       |  |                                      |                                      |                                       |                                      |                                    |                                    |
| 19<br>39,1<br><b>K</b><br>Potassium  | 20<br>40,1<br><b>Ca</b><br>Calcium   | 21<br>45,0<br><b>Sc</b><br>Scandium  | 22<br>47,9<br><b>Ti</b><br>Titane          | 23<br>50,9<br><b>V</b><br>Vanadium   | 24<br>52,0<br><b>Cr</b><br>Chrome       | 25<br>54,9<br><b>Mn</b><br>Manganèse  | 26<br>55,8<br><b>Fe</b><br>Fer        | 27<br>58,9<br><b>Co</b><br>Cobalt       | 28<br>58,7<br><b>Ni</b><br>Nickel        | 29<br>63,5<br><b>Cu</b><br>Cuivre     | 30<br>65,4<br><b>Zn</b><br>Zinc        | 31<br>69,7<br><b>Ga</b><br>Gallium   | 32<br>72,6<br><b>Ge</b><br>Germanium | 33<br>74,9<br><b>As</b><br>Arsenic    | 34<br>79,0<br><b>Se</b><br>Sélénium  | 35<br>79,9<br><b>Br</b><br>Brome   | 36<br>83,8<br><b>Kr</b><br>Krypton |
| 37<br>85,5<br><b>Rb</b><br>Rubidium  | 38<br>87,6<br><b>Sr</b><br>Strontium | 39<br>88,9<br><b>Y</b><br>Yttrium    | 40<br>91,2<br><b>Zr</b><br>Zirconium       | 41<br>92,9<br><b>Nb</b><br>Niobium   | 42<br>95,9<br><b>Mo</b><br>Molybdène    | 43<br>(98)<br><b>Tc</b><br>Technétium | 44<br>101,1<br><b>Ru</b><br>Ruthénium | 45<br>102,9<br><b>Rh</b><br>Rhodium     | 46<br>106,4<br><b>Pd</b><br>Palladium    | 47<br>107,9<br><b>Ag</b><br>Argent    | 48<br>112,4<br><b>Cd</b><br>Cadmium    | 49<br>114,8<br><b>In</b><br>Indium   | 50<br>118,7<br><b>Sn</b><br>Étain    | 51<br>121,8<br><b>Sb</b><br>Antimoine | 52<br>127,6<br><b>Te</b><br>Tellure  | 53<br>126,9<br><b>I</b><br>Iode    | 54<br>131,3<br><b>Xe</b><br>Xénon  |
| 55<br>132,9<br><b>Cs</b><br>Césium   | 56<br>137,3<br><b>Ba</b><br>Baryum   | 57<br>138,9<br><b>La</b><br>Lanthane | 72<br>178,5<br><b>Hf</b><br>Hafnium        | 73<br>180,9<br><b>Ta</b><br>Tantale  | 74<br>183,3<br><b>W</b><br>Tungstène    | 75<br>186,2<br><b>Re</b><br>Rhénium   | 76<br>190,2<br><b>Os</b><br>Osmium    | 77<br>192,2<br><b>Ir</b><br>Iridium     | 78<br>195,1<br><b>Pt</b><br>Platine      | 79<br>197,0<br><b>Au</b><br>Or        | 80<br>200,6<br><b>Hg</b><br>Mercure    | 81<br>204,4<br><b>Tl</b><br>Thallium | 82<br>207,2<br><b>Pb</b><br>Plomb    | 83<br>209,0<br><b>Bi</b><br>Bismuth   | 84<br>(209)<br><b>Po</b><br>Polonium | 85<br>(210)<br><b>At</b><br>Astate | 86<br>(222)<br><b>Rn</b><br>Radon  |
| 87<br>(223)<br><b>Fr</b><br>Francium | 88<br>(226)<br><b>Ra</b><br>Radium   | 89<br>(227)<br><b>Ac</b><br>Actinium | 104<br>(261)<br><b>Rf</b><br>Rutherfordium | 105<br>(262)<br><b>Db</b><br>Dubnium | 106<br>(266)<br><b>Sg</b><br>Seaborgium | 107<br>(264)<br><b>Bh</b><br>Bhérium  | 108<br>(269)<br><b>Hs</b><br>Hassium  | 109<br>(268)<br><b>Mt</b><br>Meitnerium | 110<br>(269)<br><b>Uun</b><br>Ununillium | 111<br>(272)<br><b>Uuu</b><br>Ununium | 112<br>(277)<br><b>Uub</b><br>Ununbium |                                      | 114<br><b>Uuq</b><br>Ununquadium     |                                       | 116<br><b>Uuh</b><br>Ununhexium      |                                    | 118<br><b>Uuo</b><br>Ununoctium    |



 Dmitri Ivanovitch Mendeleïev (1834 - 1907) est un chimiste russe connu pour ses travaux sur la classification périodique des éléments. En 1869, il publia sa première version de son tableau périodique des éléments appelé « tableau de Mendeleïev ». Il écrivit que les éléments chimiques pouvaient être arrangés selon un modèle qui permettait de prévoir les propriétés des éléments non encore découverts.

|                                     |  |                                     |  |                                       |                                       |  |                                       |   |   |                                      |  |                                       |   |
|-------------------------------------|--|-------------------------------------|--|---------------------------------------|---------------------------------------|--|---------------------------------------|---|---|--------------------------------------|--|---------------------------------------|---|
| 58<br>140,1<br><b>Ce</b><br>Cérium  | 59<br>140,9<br><b>Pr</b><br>Prasodyme    | 60<br>144,2<br><b>Nd</b><br>Néodyme | 61<br>(145)<br><b>Pm</b><br>Prométhium | 62<br>150,4<br><b>Sm</b><br>Samarium  | 63<br>152,0<br><b>Eu</b><br>Europium  | 64<br>157,4<br><b>Gd</b><br>Gadolinium | 65<br>158,9<br><b>Tb</b><br>Terbium   | 66<br>162,5<br><b>Dy</b><br>Dysprosium  | 67<br>164,9<br><b>Ho</b><br>Holmium     | 68<br>167,3<br><b>Er</b><br>Erbium   | 69<br>168,9<br><b>Tm</b><br>Thulium      | 70<br>173,0<br><b>Yb</b><br>Ytterbium | 71<br>175,0<br><b>Lu</b><br>Lutérium    |
| 90<br>232,0<br><b>Th</b><br>Thorium | 91<br>231,0<br><b>Pa</b><br>Protactinium | 92<br>238,0<br><b>U</b><br>Uranium  | 93<br>(237)<br><b>Np</b><br>Neptunium  | 94<br>(244)<br><b>Pu</b><br>Plutonium | 95<br>(243)<br><b>Am</b><br>Américium | 96<br>(247)<br><b>Cm</b><br>Curium     | 97<br>(247)<br><b>Bk</b><br>Berkélium | 98<br>(251)<br><b>Cf</b><br>Californium | 99<br>(254)<br><b>Es</b><br>Einsteinium | 100<br>(257)<br><b>Fm</b><br>Fermium | 101<br>(258)<br><b>Md</b><br>Mendélévium | 102<br>(259)<br><b>No</b><br>Nobélium | 103<br>(260)<br><b>Lw</b><br>Lawrencium |



Éléments radioactifs

Éléments légers

Éléments lourds

Éléments métalliques

Éléments non métalliques

Éléments alcalins

Éléments alcalino-terreux

Éléments de transition

Éléments de lanthane

Éléments de actinides

Éléments lourds

Éléments rares

 **Science.gouv.fr**  
<http://www.science.gouv.fr>



# Propriétés des atomes

## □ Ionisation

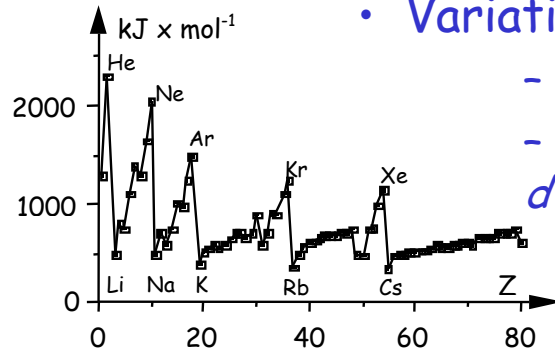
- ion = atome ou groupe d'atomes porteurs d'une ou plusieurs charge(s) élémentaire(s) positive(s) ou négative(s)
- 2 processus de formation
  - l'atome perd un ou plusieurs électron(s) → chargé > 0 = cation
  - l'atome gagne un ou plusieurs électron(s) → chargé < 0 = anion
- Energie d'ionisation (pour former un cation)
  - Energie nécessaire à un atome pour lui arracher un électron et former un cation.

énergie de valeur positive exprimée en Joule x mol<sup>-1</sup>.



- Variation de l'énergie d'ionisation :

- *augmente au cours d'une période*
- *diminue brutalement lors du passage d'une période à la période suivante*



|    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|----|
| H  |    |    |    |    |    |    |
| Li | Be | B  | C  | N  | O  | F  |
| Na | Mg | Al | Si | P  | S  | Cl |
| K  | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I  |
| Cs | Ba | Tl | Pb | Bi | Po | At |

*suite*

- Affinité électronique (pour former un anion)

- énergie libérée par un atome lorsqu'il capte un électron et forme un anion.

énergie de valeur négative exprimée en Joule x mol<sup>-1</sup>

- Affinité électronique



- Variation de l'affinité électronique

- dans le même sens que l'énergie d'ionisation, de gauche à droite et de bas en haut
- normal, les atomes qui retiennent fortement leurs électrons (énergie d'ionisation élevée) sont aussi ceux qui en captent facilement (affinité électronique élevée)

|    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|----|
| H  |    |    |    |    |    |    |
| Li | Be | B  | C  | N  | O  | F  |
| Na | Mg | Al | Si | P  | S  | Cl |
| K  | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I  |
| Cs | Ba | Tl | Pb | Bi | Po | At |



*suite*

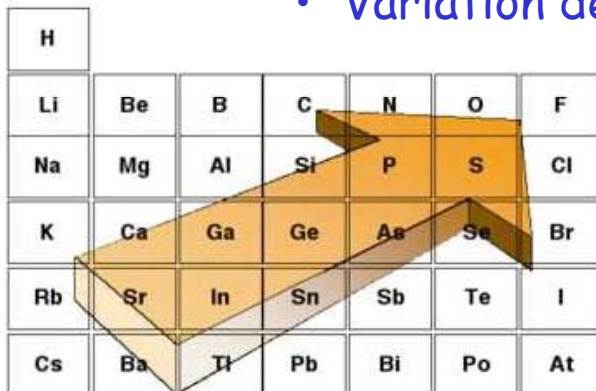
## - Électronégativité

Energie d'ionisation et affinité électronique caractérisent un atome isolé

Électronégativité caractérise un atome d'une molécule

- Électronégativité = tendance que possède un élément engagé dans une liaison covalente, à attirer les électrons
- Echelle d'électronégativité
  - quantification à partir de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique : échelle relative de 0,3 à 4,0
  - plus elle est forte, plus un élément tend à conserver ses électrons, ou à en attirer d'autres, et inversement.

## • Variation de l'électronégativité



|    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|----|
| H  |    |    |    |    |    |    |
| Li | Be | B  | C  | N  | O  | F  |
| Na | Mg | Al | Si | P  | S  | Cl |
| K  | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br |
| Rb | Sr | In | Sn | Sb | Te | I  |
| Cs | Ba | Tl | Pb | Bi | Po | At |

- dans une colonne, l'électronégativité  $\nearrow$  de bas en haut.

- dans une période, l'électronégativité  $\nearrow$  de gauche droite.

*suite*

## □ Grosseur des atomes

- liée au rayon atomique (atomes  $\approx$  sphères)
- Rayon atomique

distance entre des noyaux d'atomes identiques ou différents ne peut devenir inférieure à une certaine valeur, variable avec les atomes  $\rightarrow$  rayon atomique = rayon covalent.






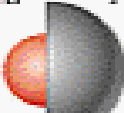




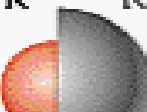

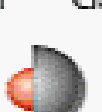


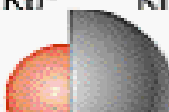
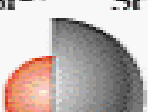

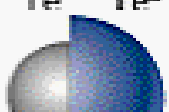
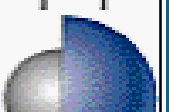
- pour les atomes de la classification
  - dans une période, rayon atomique  $\searrow$  quand  $Z \nearrow$
  - dans une colonne, rayon atomique  $\nearrow$  avec le nombre quantique principal de la couche externe.

- Rayon ionique

distance entre les noyaux des ions constituant des structures cristallines = rayon ionique

- dans ce cas :
  - rayon d'un cation inférieur à celui de l'atome neutre correspondant, et l'inverse pour les anions
  - élément ayant plusieurs cations, rayon ionique  $\searrow$  quand la charge  $\nearrow$
  - cations de même configuration élect. rayon ionique  $\searrow$  quand la charge  $\nearrow$

|         |  | Colonne |    |    |    |    |    |    |
|---------|--|---------|----|----|----|----|----|----|
| Période |  | 1A      | 2A | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A |
| 1       |  | H       |    |    |    |    |    |    |
| 2       |  | Li      | Be | B  | C  | N  | O  | F  |
| 3       |  | Na      | Mg | Al | Si | P  | S  | Cl |
| 4       |  | K       | Ca | Ga | Ge | As | Se | Br |

|   |  |  |  |   |
|---|--|--|--|---|
| <p>Group 1A</p> <p>Li<sup>+</sup>    Li</p>  <p>0.68    1.52</p> | <p>Group 2A</p> <p>Be<sup>2+</sup>    Be</p>  <p>0.31    1.13</p> | <p>Group 3A</p> <p>B<sup>3+</sup>    B</p>  <p>0.23    0.88</p> | <p>Group 6A</p> <p>O    O<sup>2-</sup></p>  <p>0.73    1.40</p> | <p>Group 7A</p> <p>F    F<sup>-</sup></p>  <p>0.71    1.33</p> |
| <p>Na<sup>+</sup>    Na</p>  <p>0.97    1.86</p>                 | <p>Mg<sup>2+</sup>    Mg</p>  <p>0.66    1.60</p>                 | <p>Al<sup>3+</sup>    Al</p>  <p>0.51    1.43</p>               | <p>S    S<sup>2-</sup></p>  <p>1.04    1.84</p>                 | <p>Cl    Cl<sup>-</sup></p>  <p>0.99    1.81</p>               |
| <p>K<sup>+</sup>    K</p>  <p>1.33    2.27</p>                  | <p>Ca<sup>2+</sup>    Ca</p>  <p>0.99    1.97</p>                | <p>Ga<sup>3+</sup>    Ga</p>  <p>0.62    1.22</p>              | <p>Se    Se<sup>2-</sup></p>  <p>1.17    1.98</p>              | <p>Br    Br<sup>-</sup></p>  <p>1.14    1.96</p>              |
| <p>Rb<sup>+</sup>    Rb</p>  <p>1.47    2.47</p>               | <p>Sr<sup>2+</sup>    Sr</p>  <p>1.13    2.15</p>               | <p>In<sup>3+</sup>    In</p>  <p>0.81    1.63</p>             | <p>Te    Te<sup>2-</sup></p>  <p>1.43    2.21</p>             | <p>I    I<sup>-</sup></p>  <p>1.33    2.20</p>               |

# Excitation des atomes

Tableau périodique et remplissage des couches électroniques font référence aux éléments dans leur état fondamental (énergie la plus basse = forme stable)

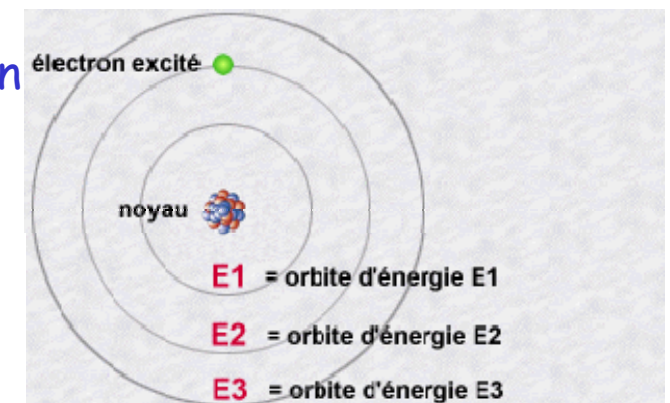
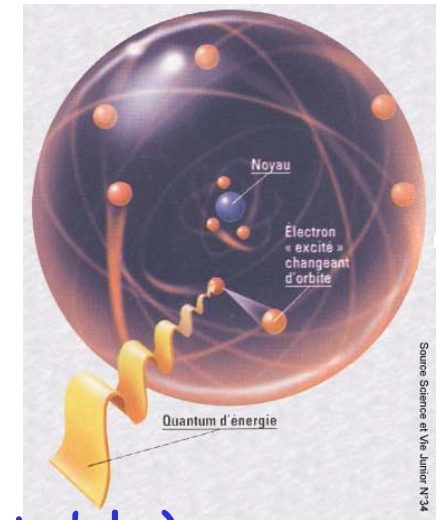
## □ Excitation (état excité)

### - Comment

- apport énergétique → électrons périphériques passent sur une couche ou une orbitale atomique d'énergie supérieure
- atome dit dans un état excité, noté\*

### - Conséquences

- retour à état fondamental : restitution énergie sous forme d'un rayonnement



## □ Etat activé

### - Comment

- passage état fondamental → état activé
  - ne requiert pas toujours une énergie importante
  - compensé par le fait que cet état amène une répartition nouvelle des électrons, plus favorable, augmentant le nombre d'électrons célibataires
  - répartition stable prédisposant à la formation de liaisons par ces atomes
  - amène ensuite à une recombinaison des orbitales : orbitales hybrides

### - Exemples : carbone, phosphore

|                         | Etat fondamental   | Etat excité  |
|-------------------------|--|--|
| <b>Carbone</b> Z = 6    | <b>C</b> ... 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\square$  | $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ ... 2s <sup>1</sup> 2p <sup>3</sup> <b>C*</b>                            |
| <b>Phosphore</b> Z = 15 | <b>P</b> ... 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ | $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ ... 3s <sup>1</sup> 3p <sup>3</sup> 3d <sup>1</sup> <b>P*</b> |

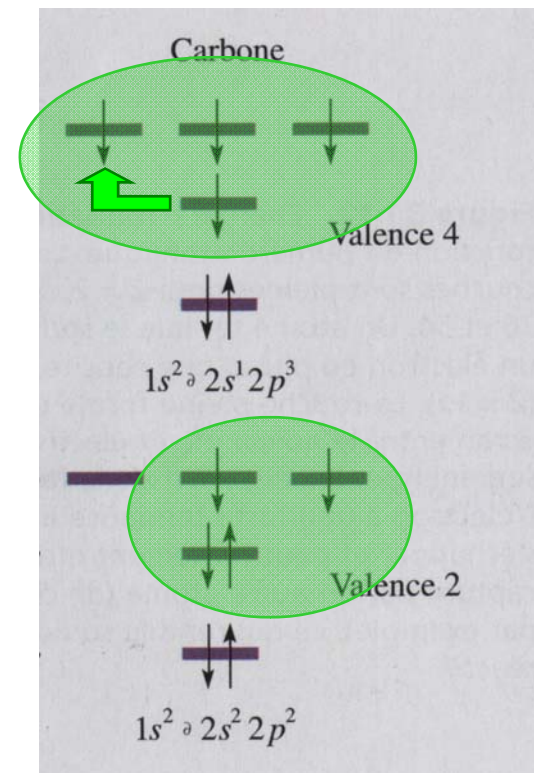
## Exemple du carbone :

Les 4 électrons des niveaux d'énergie supérieurs peuvent s'arranger de 2 façons différentes.

Les 4 électrons forment 1 paire et il y a 2 électrons qui restent solitaires. Les électrons de la paire sont de spin opposé.

Un des 2 électrons de l'orbitale  $2s^2$  peut facilement passer sur l'orbitale supérieure (il ne lui faut que 2eV d'énergie).

Le carbone peut donc aussi se présenter avec 4 électrons solitaires.





*suite*

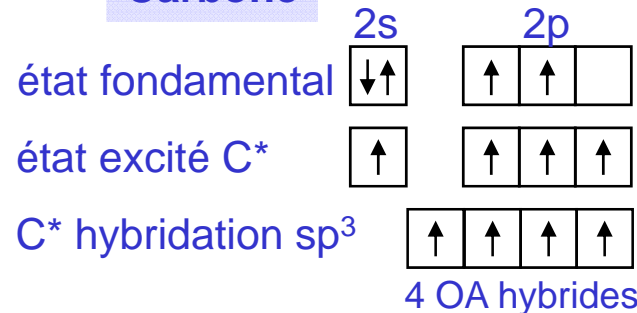
## - Hybridation des orbitales

Afin de satisfaire à

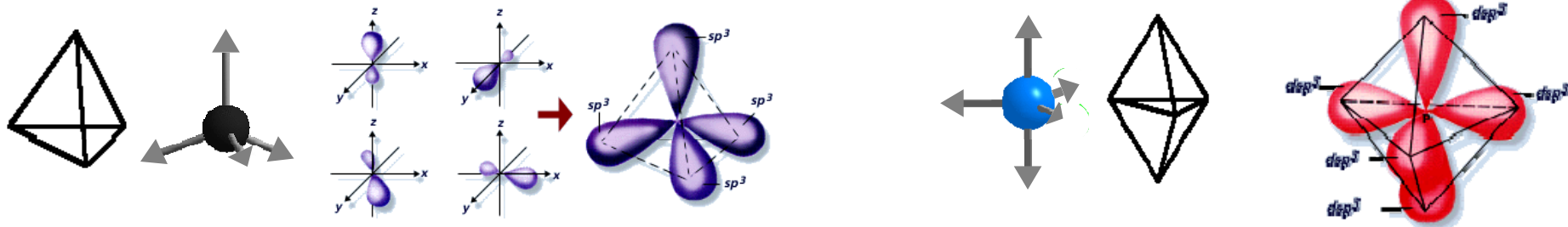
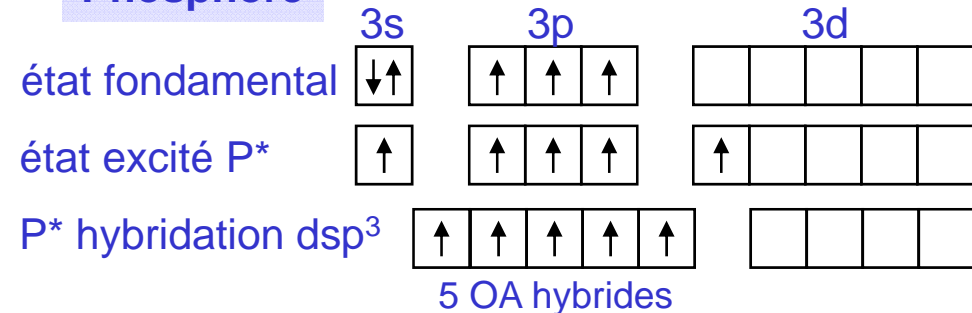
- nouvelle répartition des électrons
- contraintes géométriques de trajectoires des électrons

→ recombinaison des orbitales pour former des orbitales hybrides identiques entre elles et régulièrement réparties dans l'espace

### Carbone



### Phosphore



# Conclusion

- A comprendre et savoir ++ :
  - Orbitales
  - Remplissage des orbitales et ses règles
  - Tableau périodique

|    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |  |    |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|--|----|
| H  |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |  | He |
| Li | Be |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    | B  | C  | N  | O  | F  |  | Ne |
| Na | Mg |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    | Al | Si | P  | S  | Cl |  | Ar |
| K  | Ca | Sc | Ti | V  | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br |  | Kr |
| Rb | Sr | Y  | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I  |  | Xe |
| Cs | Ba | La | Hf | Ta | W  | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At |  | Rn |
| Fr | Ra | Ac |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |  |    |

|    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Th | Pa | U  | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Em | Md | No | Lr |