

**Nombres quantiques :**

Citer les quatre nombres quantiques et les valeurs possibles pour ces nombres.

Orbitale atomique (OA) et nombres quantiques ?

Pourquoi y a-t-il 10 colonnes dans le bloc d de la classification périodique ?

**Règles de remplissage (« principe d'Aufbau »)**

règles permettant d'établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental

**Conversions**

**eV ; J ; kJ/mol ; nm (λ) ;**

**position de l'IR et de l'UV par rapport au domaine visible**

**Fer (Z = 26)**

Fe :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Donner sa position dans le tableau périodique (ligne, colonne)

S'agit-il d'un métal de transition ?

Structure électronique de  $Fe^{2+}$  et  $Fe^{3+}$ .

$Fe_3O_4$  : d.o. moyen du fer ? nombre relatif de  $Fe^{II}$  et  $Fe^{III}$  ?

n : nombre quantique principal :

$n \in \mathbb{N}^*$ . ( $n = 1, 2, 3 \dots$ )

$\ell$  : nombre quantique secondaire (ou azimutal) :

entier positif ou nul, strictement inférieur à n :

( $\ell = 0, \dots, n-1$ )

$m_\ell$  : nombre quantique magnétique :

entier relatif, compris entre - $\ell$  et + $\ell$  :

( $m_\ell = -\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$ )

$m_s$  : nombre quantique magnétique de spin de l'électron :

$m_s = +\frac{1}{2}$  ou  $-\frac{1}{2}$ .

(n,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ) définit une OA ; (2,0,0) est l'OA 2s

**orbitales nd** :  $\ell = 2$  ;

$m_\ell = -2 ; -1 ; 0 ; 1 ; 2$  : 5 OA d

donc 10 électrons au maximum.

**Principe d'exclusion de Pauli** : deux électrons ne peuvent être décrits au sein de la même structure atomique par des quadruplets de nombres quantiques (n,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ,  $m_s$ ) identiques ( $\Rightarrow$  au max 2 électrons (spin up et down) par orbitale)

**Règle empirique de Klechkowsky** :

l'énergie  $E_{n,\ell}$  associée à une sous-couche (n,  $\ell$ ) est croissante avec (n+ $\ell$ ) ; à (n+ $\ell$ ) constant,  $E_{n,\ell}$  est croissante avec n grille mnémotechnique :

| n   | $\ell$ | 0               | 1               | 2                |
|-----|--------|-----------------|-----------------|------------------|
| 1   |        | 1s              |                 |                  |
| 2   |        | 2s              | 2p              |                  |
| 3   |        | 3s              | 3p              | 3d               |
| 4   |        | 4s              | 4p              | 4d               |
| 5   |        | 5s              | 5p              | 5d               |
| max |        | 2e <sup>-</sup> | 6e <sup>-</sup> | 10e <sup>-</sup> |

**Règle de Hund** : maximisation du nombre de spin (alignement de spins parallèles) sur des niveaux dégénérés (appariement minimum)

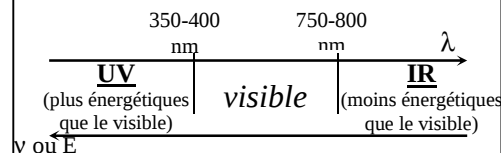
$e = 1,6 \cdot 10^{-19}$  C charge élémentaire  
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$   
 $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  le Faraday  
 $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$  constante de Planck  
 $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$  célérité de la lumière dans le vide

$\nu$  fréquence en Hertz ( $\text{Hz} = \text{s}^{-1}$ )

1 eV  $\Leftrightarrow$   $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$  (×e)  
 1 eV  $\Leftrightarrow$   $96,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . (× $N_A \times e \times 10^{-3}$ )

$$\epsilon = h \times \nu = \frac{hc}{\lambda}$$

( $\epsilon$  en Joule,  $\nu$  en Hertz)



Fe :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$   
 Ou Fe :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Ou  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$   
 $n_{\max} = 4$  : **4<sup>e</sup> ligne**

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$   
 Ou  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$   
 nb d'électrons de valence :  $2+6 = 8$  : **8<sup>e</sup> colonne**

sous couche 3d partiellement remplie : métal de transition.

**$Fe^{2+}$**  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$

(l'ionisation se fait d'abord en enlevant les électrons au niveau (n+1) s avant les nd)

**$Fe^{3+}$**  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$

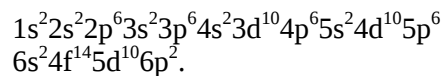
**$Fe_3O_4$**  :  $3x + 4 \times (-II) = 0$  :

d.o. (Fe dans  $Fe_3O_4$  = +VIII/3 ;

**oxyde mixte** : 1  $Fe^{II}$  et 2  $Fe^{III}$

**Plomb :**

On donne la configuration électronique fondamentale de l'atome de plomb :



Citer l'atome de plus petit numéro atomique appartenant à la même colonne.

**Remplissage des OA**  
**2<sup>e</sup> période**

**Cas de l'atome** d'oxygène (Z = 8)

**Atome d'hydrogène :**

Les niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule :

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ en eV}$$

où  $n$  est le nombre quantique principal.

Donner le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

**Définitions de :**

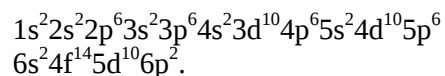
Energie d'ionisation  
(non exigible)

Affinité électronique  
(non exigible)

**Electronégativité**  
(cas de l'échelle de Mulliken, non exigible)

**Evolution de l'électronégativité**  
**au sein**  
**du tableau périodique**

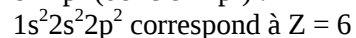
Le plomb



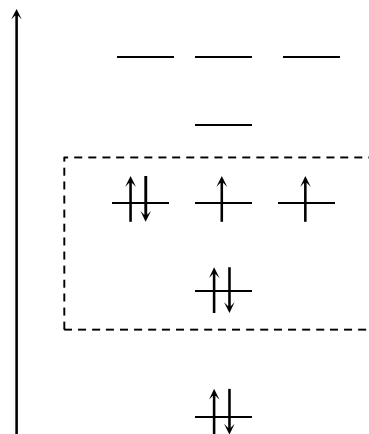
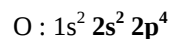
appartient

au bloc p,  
6eme période,  
14eme colonne

Cherchons l'atome de Z le plus petit, en  $np^2$  (donc en  $2p^2$ ) :

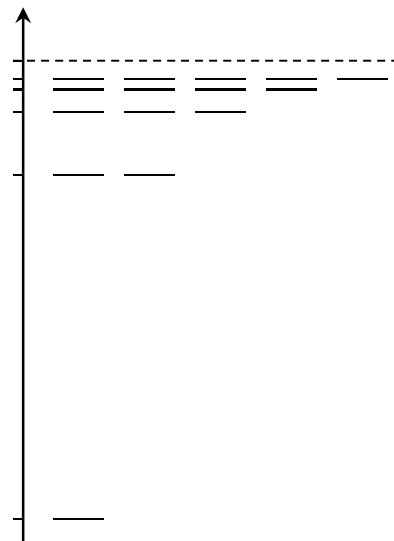


il s'agit du carbone C (Z = 6)

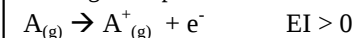


**En gras, puis encadrés :**  
**orbitales de valence**

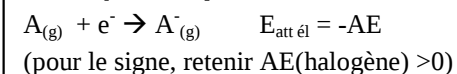
$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ en eV}$$



**EI** : plus petite énergie qu'il faut fournir à un atome gazeux pour lui arracher un électron.



**AE** : C'est l'opposé de l'énergie d'attachement électronique, définie par :



**Electronégativité** : capacité d'un atome à attirer à lui les électrons d'un doublet de liaison.

Echelle de Mulliken :

$$\chi_M(B) = k_M \times (EI + AE) / 2$$

