

CH1 - Configurations électroniques

- N (Z=7) :  $1s^2 2s^2 2p^3$
- P (Z=15) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- Br<sup>-</sup> (Z=35) :  $35 + 1 = 36 e^-$   
 $Br^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
- Mn<sup>2+</sup> (Z=25)  
 $Mn : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$   
 $Mn : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$   
 $\Rightarrow Mn^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

— couche de valence

~~1s~~  
~~2s 2p~~  
~~3s 3p 3d~~  
~~4s 4p 4d 4f~~

CH2 - Le sélénium

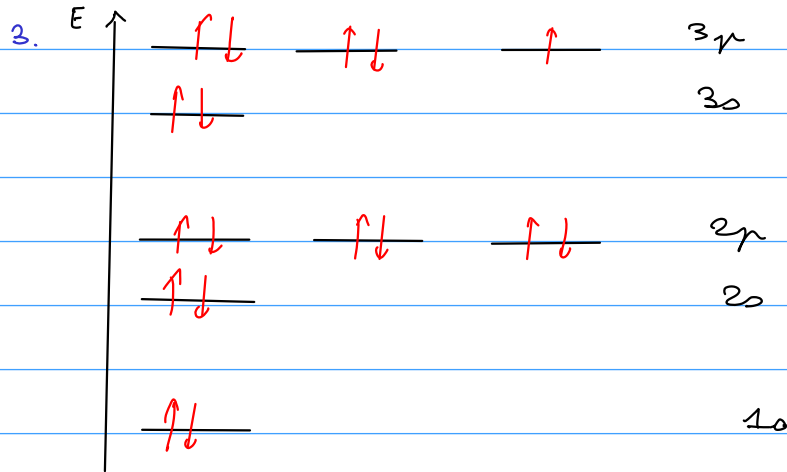
- Se (Z=34)  
 $Se : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$   
 $Se : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
- L'atome de sélénium possède 6 e<sup>-</sup> de valence.
- Couche de valence n=4 donc Se ∈ 4<sup>ème</sup> période.  
 Couche de valence en s<sup>2</sup>p<sup>4</sup> donc Se ∈ à la m<sup>ème</sup> famille que l'oxygène O : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> soit à la 16<sup>ème</sup> colonne.

- le sélénium s'ionise de façon à acquies la configuration électronique du gaz noble le plus proche : le krypton Kr  
 $Kr : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^{10} 4s^2 4p^6$   
 Donc Se gagne 2 e<sup>-</sup> :  $Se^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$   
 donc forme Se<sup>2-</sup>
- Se, S et Te ∈ à la m<sup>ème</sup> famille donc ont une réactivité chimique comparable

### CH 3 - Etat excité du chlore

1. Le chlore appartient aux halogènes. Autres halogènes : le fluor F, le brome Br, l'iode I...

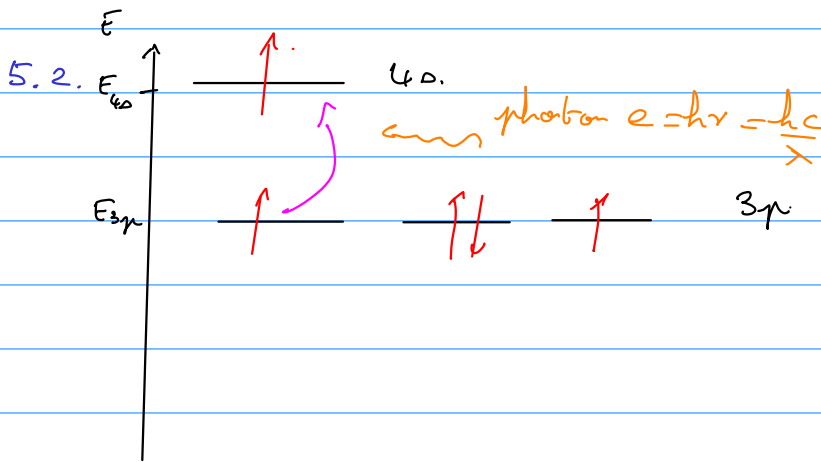
2. Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



4. Cl possède un électron célibataire donc il est paramagnétique. (voir le diagramme des niveaux et énergie).

5.1. Etat excité de plus basse énergie du chlore (vrai semblant) :

Cl\* :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$



Modèle de Slater :

$$E_n = - \frac{Z_{eff}^2 E_0}{n^2}$$

Par conservation de l'énergie :  $e = E_{4s} - E_{3p}$

$$\Leftrightarrow \frac{hc}{\lambda} = E_{4s} - E_{3p}$$

$$\Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{E_{4s} - E_{3p}}$$

Reste à calculer  $E_{4s}$  et  $E_{3p}$  à l'aide du modèle de Slater :

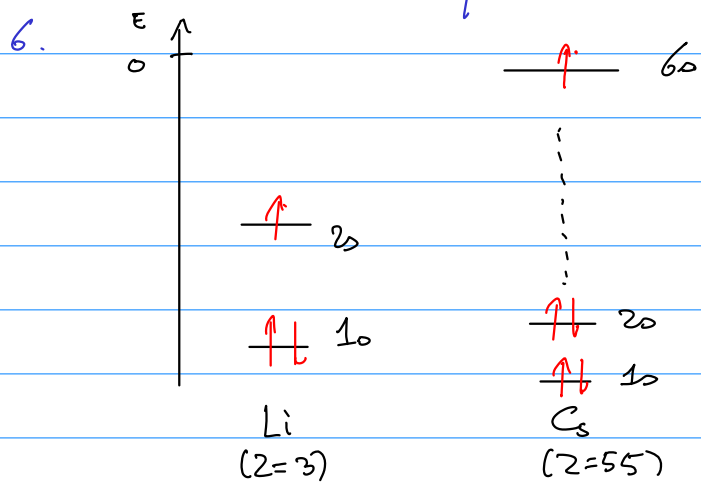
$$E_{3p} = - \frac{Z_{eff}^2 \times E_0}{n^2} \quad \underline{\text{A.N.}} : Z_{eff} = 6,1, E_0 = -13,6 \text{ eV}, n=3 \Rightarrow E_{3p} = -56,3 \text{ eV}$$

$$E_{4s} = - \frac{Z_{eff}^2 \times E_0}{n^2} \quad \underline{\text{A.N.}} : Z_{eff} = 1,9, E_0 = -13,6 \text{ eV}, n=4 \Rightarrow E_{4s} = -9,1 \text{ eV}$$

D'où :  $\lambda = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{(56,3 - 3,1) \times 1,6 \times 10^{-19}} \approx 23 \text{ nm}$  Rayons UV!

CH4 - Atome du Lithium

1. Li (Z=3) :  $1s^2 2s^1$ . Le lithium appartient à la famille des alcalins.  
Autres alcalins : le sodium Na, le potassium K ... (1<sup>ère</sup> colonne)
2. Li forme  $Li^+$  :  $1s^2$  de configuration électronique analogue à l'hélium.
3. La position du lithium à gauche de la classification périodique montre qu'il est très peu électro-négatif donc très réducteur.
4. Nitrate de lithium : par électroneutralité, sa formule est  $Li_3N$   
(3 ions  $Li^+$  pour un ion  $N^{3-}$ )  
 $6Li(s) + N_2(g) = 2Li_3N(s)$
5.  $Li(s)$  est stocké sous une atmosphère de gaz nobles car ces derniers sont inertes chimiquement.



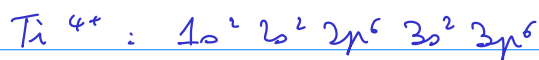
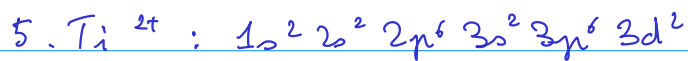
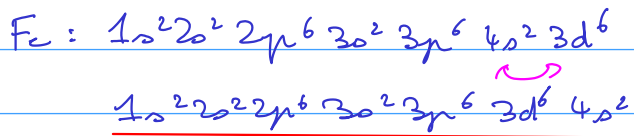
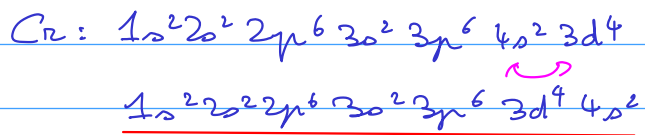
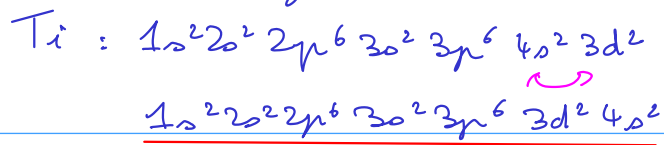
L'énergie de l'orbitale 6s du césium est bien plus élevée que l'énergie de l'orbitale 2s du lithium notamment parce que l'électron sur l'orbitale 6s est bien plus éloigné du noyau de Césium.

Cet effet d'éloignement compense largement la plus forte attractivité du noyau de césium du fait de sa charge  $55e > 3e$  (qui plus est en partie écartée par les électrons de cœur).

CH5 - les métaux de transition

1. le zinc Zn est un métal de transition. Il appartient au bloc d.
2. le calcium Ca (Z=20) est un métal alcalino-terreux. Il appartient au bloc s.
3. l'oxygène est un non-métal appartenant au bloc p. On peut aussi citer le carbone, l'azote, le phosphore, le soufre, les halogènes...

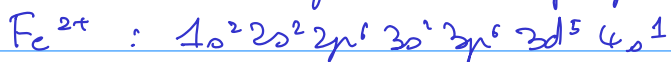
4. D'après les règles de Hund et Klechkowski :



$\text{Ti}^{4+}$  a la même structure électronique que l'argon, gaz noble le plus proche dans la classification. On peut donc supposer qu'il est plus stable que  $\text{Ti}^{2+}$ .



L'ion  $\text{Fe}^{2+}$  comporte  $26 - 2 = 24 e^-$  comme l'atome de chrome. On peut donc proposer la même structure électronique :



Rem : le demi-remplissage des orbitales 3d  $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$  est le facteur stabilisant expliquant cette exception à la règle de Klechkowski.