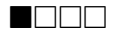


TD A2 : La classification périodique

Application du cours

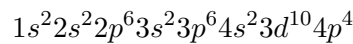
Exercice 1: Configuration électronique à partir de la position



Déduire la configuration électronique puis le numéro atomique des éléments suivants utilisant leur place dans la classification périodique.

- 1) Sélénium : 4^{ème} période, 16^{ème} colonne.

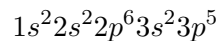
La 4^{ème} période indique une dernière couche de $n=4$. La 16^e colonne indique la 4^e colonne du bloc p donc la fin de la configuration électronique en $4p^4$. On a donc finalement :



On a donc $Z = 34$.

- 2) Chlore : 3^{ème} période, 17^{ème} colonne. A quelle famille chimique cet élément appartient-il ?

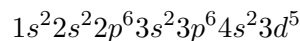
La 3^{ème} période indique une dernière couche de $n=3$. La 17^e colonne indique la 5^e colonne du bloc p donc la fin de la configuration électronique en $3p^5$. On a donc finalement :



On a donc $Z = 17$.

- 3) Manganèse : 4^{ème} période, 7^{ème} colonne.

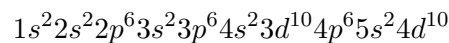
La 4^{ème} période indique une dernière couche de $n=4$. La 7^e colonne indique la 5^e colonne du bloc d donc la fin de la configuration électronique en $3d^5$. On a donc finalement :



On a donc $Z = 25$.

- 4) Cadmium : 5^{ème} période, 12^{ème} colonne.

La 5^{ème} période indique une dernière couche de $n=5$. La 12^e colonne indique la 10^e colonne du bloc d donc la fin de la configuration électronique en $4d^{10}$. On a donc finalement :



On a donc $Z = 48$.

Exercice 2: Position à partir du numéro atomique



Déterminer les coordonnées (période, colonne) ainsi que le bloc d'appartenance dans le tableau périodique des éléments suivants :

- 1) Sodium Na : $Z = 11$. A quelle famille chimique cet élément appartient-il ?

On peut écrire la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Il appartient donc à la 3^e période ($n=3$ au maximum) et dans la 1^{ère} colonne du bloc s (1 électron dans la dernière sous-couche s).

Il est donc dans la 3e période 1ere colonne de la classification périodique.

- 2) Krypton Kr : $Z = 36$. A quelle famille chimique cet élément appartient-il ?

On peut écrire la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$. Il appartient donc à la 4e période ($n=4$ au maximum) et dans la 6e colonne du bloc p (6 électrons dans la dernière sous-couche p). Il est donc dans la 4e période 18e colonne de la classification périodique.

- 3) Palladium Pd : $Z = 46$.

On peut écrire la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^8$. Il appartient donc à la 5e période ($n=5$ au maximum) et dans la 8e colonne du bloc d (8 électron dans la dernière sous-couche d). Il est donc dans la 5e période 10e colonne de la classification périodique.

- 4) Iode I : $Z = 53$. A quelle famille chimique cet élément appartient-il ? Son rayon ionique sera-t-il plus grand ou plus petit que son rayon atomique ? Justifier.

On peut écrire la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$. Il appartient donc à la 5e période ($n=5$ au maximum) et dans la 5e colonne du bloc p (5 électrons dans la dernière sous-couche p). Il est donc dans la 5e période 17e colonne de la classification périodique.

Exercice 3: Propriétés des éléments



- 1) Rappeler trois propriétés caractéristiques des métaux. Parmi les éléments des deux exercices précédents, lesquels sont des métaux ? Lesquels sont des métaux de transition ?

Les métaux sont brillants, de bons conducteurs métalliques et thermiques, généralement réducteurs. Ci dessus, le manganèse, le cadmium, le sodium, le palladium sont des métaux. Seuls le manganèse et le palladium sont des métaux de transition.

- 2) Lequel des éléments des deux exercices précédents est le plus électronégatif ? Le moins électronégatif ?

Le plus électronégatif est le chlore. Le plus électropositif est le sodium.

- 3) Le sodium solide est-il oxydant ou réducteur ? Même question pour le diiode.

Le sodium est situé plutôt au milieu à gauche de la classification. C'est un bon réducteur. Le diiode lui est en bas à droite. C'est un oxydant moyen.

Exercice 4: Qui suis-je ?



On considère l'élément de numéro atomique $Z=33$.

- 1) Donner la configuration électronique de l'atome. Préciser les électrons de cœur et de valence.

La configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$.

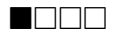
- 2) Donner la position de l'atome dans la classification périodique.

Sa dernière sous-couche en cours de remplissage est la sous-couche 4p et il y a 3 électrons. L'atome est donc dans la 3e colonne du bloc p donc 15e colonne du tableau périodique. La plus grande couche atteinte est $n=4$ donc l'atome est dans la 4e période. Il s'agit de l'arsenic.

- 3) Quelles sont les propriétés que l'on peut attendre de cet élément ?

Cet élément est donc vers le haut à droite de la classification périodique. Il est ni très gros ni très petit, oxydant avec une électronégativité moyenne.

Exercice 5: Le strontium



Le strontium est le 4ème élément de la famille des alcalino-terreux.

- 1) Donner le numéro atomique et la configuration électronique du strontium sans utiliser la classification périodique des éléments.

Commençons par la configuration électronique. Il s'agit d'un alcalino-terreux donc il est dans la 2e colonne du bloc s. Sa configuration finit en ns^2 . De plus, il est dans la 5e période car c'est le 4e élément. C'est donc une configuration en $5s^2$. Il suffit donc de compléter les couches avant : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$. Il y a 38 électrons donc $Z=38$.

- 2) A quel bloc appartient le strontium ?

Le strontium appartient au bloc s.

- 3) L'atome de strontium à l'état fondamental est-il diamagnétique ou paramagnétique ?

La sous-couche 5s étant saturée, le strontium est forcément diamagnétique.

- 4) Le strontium solide est-il plutôt oxydant ou plutôt réducteur ?

Le strontium est sur la gauche du tableau périodique, il est donc plutôt réducteur.

Exercice 6: L'aluminium et le magnésium



- 1) Énoncer les règles permettant d'établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental.

Voir cours.

- 2) Écrire la configuration électronique du magnésium, Mg ($Z = 12$) et de l'aluminium, Al ($Z = 13$) dans leur état fondamental. En déduire le nombre d'électrons de valence du magnésium et de l'aluminium.

Les configurations électroniques sont respectivement : Mg : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ et Al : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; Le magnésium a donc deux électrons de valence quand l'aluminium en a 3.

- 3) Préciser la place du magnésium et de l'aluminium dans la classification périodique. A quels blocs appartiennent-ils ? Sont-ils isolants ou conducteurs électriques ?

Ils sont tous les deux dans la 3e période ($n_{max} = 3$). Le magnésium est dans le bloc s, 2e colonne. L'aluminium est dans le bloc p, 1ere colonne de ce bloc. Ce sont donc des métaux, ils sont conducteurs électriques.

- 4) Qui du magnésium ou de l'aluminium a le rayon atomique le plus grand ? Justifier.

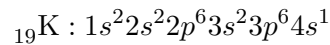
Ils sont sur la même période mais l'aluminium est à droite du magnésium. Ce dernier est donc plus gros.

Exercice 7: Place dans la classification

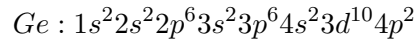


- 1) Le germanium appartient à la colonne de ${}_6\text{C}$ et à la période de ${}_{19}\text{K}$. Déterminer son numéro atomique.

Déterminons sa configuration électronique. Comme il appartient à la même période que ${}_{19}\text{K}$, il a le même nombre quantique principal maximal. Or :



Donc son n maximal est 4. Comme il est dans la colonne du carbone, il finit en : np^2 . On a donc :

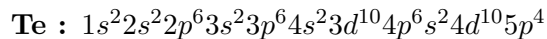
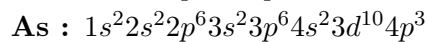
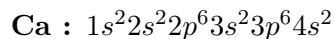
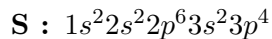
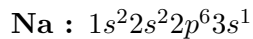
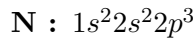
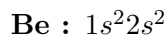
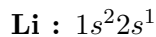


Son numéro atomique est donc 32.

2) Parmi les atomes suivants, préciser ceux se trouvent dans une même colonne du tableau périodique :



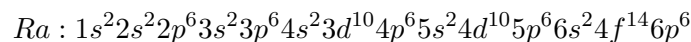
On détermine les configurations électroniques :



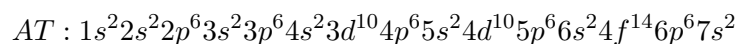
On sait que des éléments dans une même colonne ont la même configuration électronique de valence. On a donc Be et Ca dans une colonne (alcalino-terreux), Li et Na dans une autre (alcalins), N et As dans une autre, s et Te dans une dernière.

3) Préciser le numéro atomique de l'élément alcalino-terreux succédant au radium dont le numéro atomique est 88.

Si on veut un alcalino-terreux, sa configuration électronique se termine en ns^2 . Vu qu'il succède au radium, on va commencer par écrire la configuration électronique du radium et compléter. On a donc :



On doit donc compléter jusqu'à $7s^2$:



Son numéro atomique est donc 70.

Correction alternative : L'alcalino terreux suivant possède deux électrons de plus car il se finit en s^2 . Il a donc 70 pour numéro atomique.

Exercice 8: Rayons covalents



1) Les rayons covalents de H et F sont respectivement égaux à 0,037 nm et 0,064 nm. Calculer la longueur théorique de la liaison HF, exprimée en pm.

On a par définition :

$$r_{\text{HF}} = r_{\text{H}} + r_{\text{F}} = 0,037 + 0,064 = 0,11 \text{ nm} = 110 \text{ pm}$$

2) La longueur de la liaison HCl est 0,136 nm. En déduire la valeur théorique du rayon covalent de Cl.

On peut écrire :

$$r_{\text{HCl}} = r_{\text{H}} + r_{\text{Cl}}$$

On en déduit :

$$r_{\text{Cl}} = r_{\text{HCl}} - r_{\text{H}} = 99 \text{ pm}$$

3) Les valeurs obtenues sont elles en accord avec les valeurs attendues ? Justifier.

On observe que le chlore est plus grand que le fluor ce qui est attendu puisqu'il est positionné en dessous dans la classification périodique.

Exercice 9: Comparaison de rayons



1) Désigner dans chacun des couples suivants, l'entité dont le rayon est le plus grand. On pourra s'aider de la classification périodique au besoin.

- | | | |
|----------|--|--|
| a) S, Se | c) Fe^{2+} , Fe^{3+} | e) Mg, Mg^{2+} |
| b) C, N | d) S^{2-} , Cl^- | f) Al^{3+} , Mg^{2+} |

- a) C'est le sélénium le plus grand car il est dans la même colonne que le soufre mais en dessous.
 b) C'est l'azote le plus petit car il est à droite du carbone.
 c) C'est l'ion Fe^{2+} le plus grand car il a perdu moins d'électrons et donc l'électron le plus externe est le plus loin.
 d) Ceux sont ceux ions isoélectroniques de la même période. C'est donc l'ion sulfure le plus gros car il est à gauche.
 e) C'est l'atome le plus gros car il a perdu moins d'électrons que l'ion.
 f) Ce sont deux ions isoélectroniques de la même période et le magnésium est plus à droite. C'est donc lui le plus gros.

2) Classer dans chacune des séries suivantes les différentes entités de la plus petite à la plus volumineuse :

- | | | | |
|------------------|--------------------|-----------------|--------------------------------------|
| a) Li, Na, K, Rb | b) Li, B, O, C, Na | c) P, S, As, Se | d) O, O^- , O^{2-} |
|------------------|--------------------|-----------------|--------------------------------------|

a) Ce sont les alcalins, donc ces éléments sont dans la même colonne. On a donc :

$$\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb}$$

b) Pour les éléments de la même période, on classe de droite à gauche. Et le sodium étant à gauche et/ou en dessous de tout le monde, c'est le plus gros. On a donc :

$$\text{O} < \text{C} < \text{B} < \text{Li} < \text{Na}$$

c) Les atomes en dessous sont plus volumineux et ensuite on classe de gauche à droite. On a donc :

$$\text{S} < \text{P} < \text{Se} < \text{As}$$

d) Plus l'entité a gagné d'électrons, plus elle est volumineuse. On a donc :

$$\text{O} < \text{O}^- < \text{O}^{2-}$$

Exercice 10: Comparaisons d'électronégativités



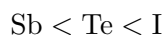
1) Ordonner les éléments Be ($Z = 4$), Mg ($Z = 12$) et Ca ($Z = 20$) par électronégativités croissantes. Justifier.

On classe de bas en haut car l'électronégativité croit de bas en haut. On a donc :



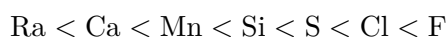
- 2) Ordonner les éléments Sb ($Z = 51$), Te ($Z = 52$) et I ($Z = 53$) par électronégativités croissantes. Justifier.

Ces atomes sont dans la même période en se suivant. On les classe donc de gauche à droite, dans le sens de croissante de l'électronégativité. On a donc :



- 3) Ordonner les éléments F ($Z = 9$), Si ($Z = 14$), S ($Z = 16$), Cl ($Z = 17$), Ca ($Z = 20$), Mn ($Z = 25$) et Ra ($Z = 88$) par électronégativités croissantes. Justifier.

L'électronégativité croit de gauche à droite et de bas en haut. On a donc :



Exercice 11: Polarité d'une liaison



En utilisant le concept d'électronégativité, prévoir la répartition réelle des charges sur la molécule ICl.

Comme l'atome de chlore est plus électronégatif que l'atome d'iode, il attire davantage à lui les électrons. Il y aura donc une charge négative vers le chlore et une charge positive vers l'iode.

Pour réfléchir un peu plus

Exercice 12: Le calcium



On étudie l'élément calcium dont le numéro atomique est $Z=20$.

- 1) Donner la configuration électronique du calcium.

La configuration électronique du calcium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

- 2) Indiquer la position du calcium dans le tableau périodique. A quelle famille appartient-il ?

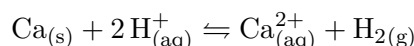
La dernière sous-couche remplie du calcium dans son EF est la couche $4s$ avec 2 électrons. Il est donc dans la 2e colonne du bloc s. De plus, le nombre de couche le plus grand est 4. Il est dans la 4e ligne. Il appartient à la famille des alcalino-terreux.

- 3) On place du calcium solide dans de l'eau. On observe une réaction associée à un dégagement gazeux. Que s'est-il passé ?

On sait d'après sa position dans la classification périodique que le calcium est un réducteur. Il a donc réduit l'eau et s'est oxydé.

- 4) Proposer une équation de réaction modélisant la transformation chimique qui a eu lieu.

Le couple associé est $\text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Ca}_{(\text{s})}$. Il a réagit avec l'eau dont le couple est $\text{H}_{(\text{aq})}^+/\text{H}_{2(\text{g})}$. On a donc la réaction :



- 5) A la fin de la réaction, que peut-on dire sur le pH de l'eau ?

a	b	c	Dégénérescence	a + b	Ordre de remplissage
2	0	1	1	2	1
	1	1 ou 2	2	3	2
4	0	1	1	4	3
	1	1 ou 2	2	5	4
	2	1	1	6	5
	3	1 ou 2	2	7	7
6	0	1	1	6	6
	1	1 ou 2	2	7	8
	2	1	1	8	9
	3	1 ou 2	2	9	10
	4	1	1	10	11
	5	1 ou 2	2	11	12

En ne conservant que les trois premières périodes, on a :

	b = 0	b = 3		b = 1		b = 2
a = 2	(2,0,1)			(2,1,1)	(2,1,2)	
a = 4	(4,0,1)			(4,1,1)	(4,1,2)	(4,2,1)
a = 6	(6,0,1)	(4,3,1)	(4,3,2)	(6,1,1)	(6,1,2)	(6,2,1)

Exercice 15: Electronégativité de Pauling



- 1) Donner la configuration électronique de valence des halogènes dans leur état fondamental en justifiant.

Les halogènes sont dans le bloc p, 5e colonne. La configuration électronique de valence est donc ns^2np^5 .

- 2) Chez les halogènes, préciser l'élément le plus électronégatif et le moins électronégatif.

Comme l'électronégativité diminue lorsque l'on descend dans une colonne, l'élément le plus électronégatif est le fluor et celui le plus électropositif est l'iode.

- 3) Préciser le dihalogène le plus oxydant. Justifier.

C'est le difluor le plus oxydant car il est le plus électronégatif.

Dans l'échelle d'électronégativité de Pauling, la différence des électronégativités de deux éléments A et B est donnée par :

$$(\chi_A - \chi_B)^2 = D_{AB} - \sqrt{D_{AA} \times D_{BB}}$$

où les D_{XY} sont les énergies de liaisons exprimées en eV. On donne $\chi_H = 2,1$.

- 4) Justifier le fait que $1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ corresponde à $0,0104 \text{ eV}$ par entité.

$\epsilon = 1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ signifie que pour 1 mole d'entité, il y a une énergie de 1 kJ. On a donc une énergie par entité :

$$E_{entite} = \frac{\epsilon}{\mathcal{N}_A}$$

On convertit en J avec le facteur e :

$$1 \text{ eV} = e \text{ J}$$

D'où :

$$E_{entite} = \frac{\epsilon}{\mathcal{N}_A \times e} = \frac{10^3}{6.023 \times 10^{23} \times 1.6 \times 10^{-19}} = 0.0104 \text{ eV}$$

- 5) Déterminer les valeurs des énergies de liaisons en eV. (cf tableau)

Il suffit de convertir en utilisant la réponse à la question précédente :

Liaison	H-H	Cl-Cl	Br-Br	H-Br	H-Cl
D_{AB} en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	424	230	181	354	419
D_{AB} en eV	4.39	2.38	1.87	3.67	4.34

6) Calculer les électronégativités du chlore et du brome.

On applique la formule en considérant la liaison entre un halogène noté X avec l'hydrogène :

$$(\chi_X - \chi_H)^2 = D_{HX} - \sqrt{D_{X-X} \times D_{H-H}}$$

On en déduit donc :

$$\chi_X = \sqrt{D_{HX} - \sqrt{D_{X-X} \times D_{H-H}}} + \chi_H$$

On fait l'application numérique pour le chlore :

$$\chi_{Cl} = \sqrt{4.34 - \sqrt{4.39 \times 2.38}} + 2.1 = 3.15$$

On fait l'application numérique pour le brome :

$$\chi_{Br} = \sqrt{3.67 - \sqrt{4.39 \times 1.87}} + 2.1 = 2.99$$

7) En déduire la valeur de l'énergie de liaison dans la molécule de chlorure de brome Cl-Br.

On repart de la formule de l'électronégativité pour donner entre le brome et le chlore :

$$D_{Br-Cl} = (\chi_{Br} - \chi_{Cl})^2 + \sqrt{D_{Br-Br} \times D_{Cl-Cl}}$$

On applique pour trouver :

$$D_{Br-Cl} = (2.99 - 3.15)^2 + \sqrt{1.87 \times 2.38} = 2.14 \text{ eV}$$

Données : Energies de liaisons

Liaison	H-H	Cl-Cl	Br-Br	H-Br	H-Cl
D_{AB} en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	424	230	181	354	419
D_{AB} en eV					