

Architecture de la matière

La découverte de l'architecture de la matière s'est étalée sur de nombreux siècles, la version actuelle du modèle de la matière est relativement récent comparé à la durée de l'épopée.

Quelques repères historiques : 450 av JC l'idée atomique est née sur les bords de la mer Egee, il y a presque 2 500 ans. Le philosophe grec Leucippe et son disciple Démocrite ont, les premiers, suggéré que toute matière était composée de particules infimes et invisibles à l'œil nu et indivisibles. Démocrite appela atomos, qui signifie "qu'on ne peut pas couper", les morceaux ultimes de la matière. Cette idée fût ensuite balayée par Aristote qui considérait que toute matière était composée des 4 éléments (eau, terre, feu, air).

La conception d'Aristote perdura jusqu'au début du XIX ème siècle.

En 1808, Joseph Dalton, chimiste français, réalise une expérience qui réhabilite la notion d'atome de Démocrite, il sera notamment suivi par un autre chimiste français Gay-Lussac. En 1897, les travaux du physicien allemand Plucker et de l'anglais Joseph Thomson permettent de mettre en évidence la notion d'électron : l'atome est donc sécable. Cette hypothèse est réaffirmée par Marie et Pierre Curie qui propose un modèle de désintégration d'atome pour expliquer la radioactivité.

Les premiers modèles atomiques proches de celui que nous utilisons aujourd'hui sont basés sur les modèles de Rutherford (1910) et Bohr (1913).

Depuis, l'expansion de la mécanique quantique et de la physique atomique permettent chaque jour de préciser les propriétés de la matière.

Objectifs du chapitre : décrire la structure du cortège électronique d'un atome, c'est-à-dire l'organisation/la répartition des électrons au sein de ce cortège.

1 Description de la matière

La matière, qu'elle soit organique ou minéral est composée de molécules, elles-mêmes composées d'atomes. L'atome est composé de son noyau (neutrons + protons) et d'un cortège électronique qui gravite autour. Les molécules se forment à partir d'interactions entre les nuages électroniques de plusieurs atomes. **La cohésion de cet édifice est assuré par l'interaction électromagnétique (entre protons et électrons) et l'interaction forte (entre protons et neutrons).**

1.1 Quelques ordres de grandeur

La taille caractéristique d'un atome (noyau+nuage électronique) est $a \approx 10^{-10}$ m. La longueur d'onde de De Broglie d'un électron confiné autour d'un noyau est $\lambda \approx 6 \times 10^{-10}$ m. Par conséquent l'électron autour de l'atome est une particule quantique ! Son énergie est donc quantifiée, et cela a de lourdes conséquences sur ses propriétés et celles de l'atome.

1.2 Un peu de vocabulaire

★ Définitions ♡

Le noyau d'un atome contient des **nucléons** répartis en Z **protons** et N **neutrons**.

Le nombre total de nucléons est noté $A = Z + N$.

Un atome de symbole chimique X dont le noyau comporte Z protons et A nucléons est noté ${}^A_Z X$.

Z est appelé **numéro atomique**. La donnée d'un numéro atomique caractérise un élément chimique.

A est le **nombre de masse**.

Un atome est électriquement **neutre** : il possède **autant** de protons chargés positivement que d'électrons chargés négativement.

La charge élémentaire de symbole e , s'exprime en **Coulomb** (C).

$$e = 1,60 \cdot 10^{-19} C \quad (1)$$

La charge d'un proton vaut **+e** ; la charge d'un électron vaut **-e**. La masse d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau, car la masse d'un électron est négligeable devant celle d'un nucléon : environ 2000 fois plus petite.

Formule : La masse d'un atome est donnée par la masse de son noyau contenant A nucléons et vaut :

$$m_{\text{noyau}} = A \times m_{\text{nucléon}} \quad (2)$$

avec $m_{\text{proton}} \approx m_{\text{neutron}} \approx m_{\text{nucléon}} = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg. (C'est pour ça que A est appelé nombre de masse.)

La taille d'un atome est cependant $100\,000 = 10^5$ fois plus grande que son noyau. Un atome est essentiellement constitué de vide. On parle de la structure **lacunaire** de la matière.

★ L'élément chimique ♡

L'élément chimique est défini par son nombre de **proton**.

Exemple : l'élément fer (Fe) possède $Z=26$ protons.

Si l'élément chimique neutre perd ou gagne des électrons, il devient un **ion** (cation/anion).

Exemple : on trouve parfois les ions fer II (perte de deux électrons) et fer III (perte de trois électrons) notés respectivement Fe^{2+} et Fe^{3+} .

Un même élément chimique peut se décliner en plusieurs **isotopes** possédant un nombre de neutrons différent. C'est à dire qu'à nombre de proton constant (Z fixe), il peut exister plusieurs nombres de masse (A) associés à un même élément.

Exemple : Le fer naturel est constitué de quatre isotopes stables de nombre de masse respectifs $A = 54, A = 56, A = 57, A = 58$.

1.3 Les isotopes

★ Isotope

Deux noyaux sont appelées isotopes si ils ont même numéro atomique mais un nombre de masse différent.

Exemple : le Carbone 14 composé de 6 protons et 8 neutrons, noté ${}^{14}_6C$ est un isotope du Carbone 12 noté ${}^{12}_6C$. Ou bien l'hydrogène 1_1H le deutérium 2_1H et le tritium 3_1H sont tous trois des isotopes de l'élément hydrogène.

Des isotopes peuvent présenter des stabilités différentes ainsi le Carbone 12 est stable alors que le Carbone 14 à une période de demi-vie de 5734 ± 40 ans. Des isotopes présentent généralement des abondances différentes.

★ Abondance isotopique ♡

On appelle abondance isotopique le rapport entre la quantité d'un isotope (qui peut se présenter sous forme atomique, ionique ou moléculaire) et la quantité totale d'un élément chimique, on l'exprime en %.

Remarque : On appelle abondance naturelle l'abondance sans intervention humaine. Un isotope est souvent présent en très grande quantité par rapport aux autres.

Les masses atomiques de deux isotopes sont légèrement différentes. La masse atomique d'un élément chimique sera la moyenne pondérée par l'abondance naturelle des masses atomiques des différents isotopes.

Exemple : $m_{Cl} = 37,97 \times \frac{75,77}{100} + 36,97 \times \frac{24,23}{100} = 35,45 \text{ uma}$

L'abondance isotopique est modulée par les événements climatiques, sismique, volcanique... L'étude de la composition isotopique d'un milieu permet entre autres de le dater.

2 Niveaux d'énergie électronique

L'électron est un objet intrinsèquement quantique. Lorsqu'il est autour de l'atome, il subit le *puits de potentiel* du noyau atomique qui le piège. On se retrouve alors dans une situation similaire à celle vue dans le chapitre précédent : *particule piégée dans un puits de potentiel*. L'énergie d'un électron est donc quantifiée. Cependant, le puits de potentiel que subit l'électron est un peu plus complexe qu'un puits infini : entre autres, l'électron n'est pas seul autour du noyau et interagit avec les autres électrons. Ces propriétés imposent des contraintes sur la fonction d'onde représentant chaque électron.

2.1 Orbitale atomique

★ Définition ♡

On appelle orbitale atomique une fonction d'onde possible pour un électron dans un atome.

Une orbitale atomique est décrite par trois nombres quantiques :

- un entier n strictement positif appelé **nombre quantique principal** il détermine la couche quantique occupée par l'électron
- un entier ℓ positif ou nul tel que $0 \leq \ell \leq n - 1$ appelé **nombre quantique secondaire**, il détermine la sous-couche
- un entier relatif m_ℓ tel que $-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$ appelé **nombre quantique magnétique**.

Une orbitale atomique est décrite par ces trois entiers à la fois.

Sens physique des nombres quantiques

- n est attaché principalement à l'énergie de l'électron,
- ℓ décrit la norme de son moment cinétique,
- m_ℓ décrit une composante de son moment cinétique.

Notation spectroscopique : pour des raisons historiques, les valeurs de ℓ sont traditionnellement indiquées par une lettre.

ℓ	0	1	2	3
notation	s	p	d	f

2.2 Couches et sous-couches

★ Définitions ♡

Toutes les orbitales de même n forment une couche électronique.

Toutes les orbitales de mêmes n et ℓ forment une sous-couche électronique.

Par conséquent, il existe un nombre limité d'orbitale atomique (OA) par couche : Exemple :

- **n=1** : on a forcément $\ell = 0$ et $m_\ell = 0$ donc une seule OA
- **n=2** : ℓ peut prendre les valeurs (0; 1) donc m_ℓ peut valoir (0; -1, 0, 1) il y a donc quatre OA, une dans la sous-couche 2s et trois dans la sous-couche 2p.
- **Généralisation** : dans une sous-couche (n, ℓ) il y a $(2\ell + 1)$ OA.

★ Dégénérescence

On appelle dégénérescence d'un niveau, le nombre d'orbitales atomiques correspondant à ce niveau d'énergie.

2.3 Nombre quantique de spin

En plus de l'OA, l'électron possède également une propriété quantique intrinsèque appelé le **spin**, qui n'a pas d'équivalent classique.

★ Spin

Le spin d'un électron est décrit par le nombre quantique de spin m_s , qui ne peut prendre que deux valeurs, $m_s = \pm 1/2$.

Toute particule élémentaire possède un spin : quarks, protons, photons, etc. Les valeurs permises pour m_s dépendent de la nature de la particule quantique (ce serait différent pour un photon) mais par du système dans lequel elle se trouve : un électron libre dans un conducteur électrique a les mêmes valeurs de m_s .

Parmi les différentes particules on distingue celles dont le spin est un demi-entier qu'on appelle *fermion*.

★ État quantique ♡

L'état quantique d'un électron dans un atome est entièrement décrit par la donnée de son orbitale atomique et de son spin, c'est-à-dire par la donnée des quatre nombres quantiques :

$$\underbrace{(n, \ell, m_\ell)}_{OA}, \underbrace{m_s}_{spin}$$

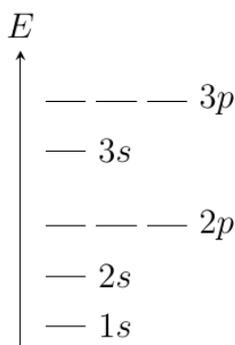
2.4 Niveaux d'énergie

★ Énergie d'un électron ♡

L'énergie d'un électron ne dépend que de ses nombres quantiques n et ℓ , mais pas de ses nombres quantiques m_ℓ et m_s .

L'énergie d'un niveau est généralement une fonction croissante de la somme $n + \ell$. Lorsque deux niveaux ont même $n + \ell$, leur énergie est généralement une fonction croissante de n .

Autrement dit toutes les OA d'une même sous-couche définissent le même niveau d'énergie. Lorsque plusieurs OA donnent le même niveau d'énergie, le niveau est dit dégénéré.



La figure de gauche est un **diagramme énergétique** représentant les positions relatives des énergies des couches et sous-couches électroniques. Bien

que nous ayons donné les règles pour trouver le niveau énergétique de chacune des couches électroniques, nous allons maintenant devoir ajouter quelques règles pour définir le remplissage (le positionnement) des électrons dans ces couches.

★ Règles de remplissage ♡

Pour un atome polyélectronique :

Principe d'exclusion de Pauli Deux électrons ne peuvent avoir quatre nombres quantiques identiques.

⇒ conséquence : chaque orbitale ne peut accueillir que deux électrons de spin opposés symbolisés sur le diagramme énergétique par une flèche vers le haut \uparrow si $m_s > 0$ et vers le bas \downarrow sinon.

On dit que deux électrons sont appariés s'ils appartiennent à la même OA. Un électron seul sur son OA est dit célibataire. Une OA qui ne contient aucun électron est dite vacante.

Règle de Klechkovski On remplit les OA selon les valeurs croissantes de $n + \ell$, et à $n + \ell$ égal par valeurs croissantes de n . Voir triangle de Klechkovski.

Règle de Hund Lorsqu'un niveau d'énergie dégénéré ne peut être complètement rempli, l'état fondamental est celui qui occupe le maximum d'orbitales atomiques, les spins des électrons non-appariés étant parallèles.

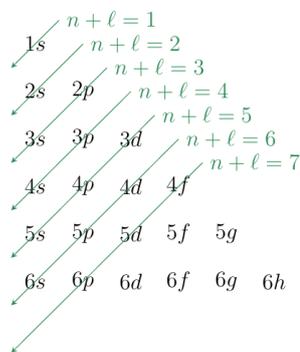


Figure 1 – Triangle de Klechkovski.

Exemple : Donner les configurations électroniques de : H(Z=2), N(Z=7), Na(Z=11), Fe(Z=26) puis identifier les électrons de cœur et de valence. Placer ces électrons sur un diagramme électronique.

Configuration électronique : Données de l'ensemble des orbitales occupées par les électrons d'un élément chimique. On complète la notation de l'orbitale par un chiffre indiquant le nombre d'électrons l'occupant. Exemple ${}^{12}\text{C} : 1s^2, 2s^2, 2p^2$

2.5 Électrons de cœur et de valence

En fonction de la sous-couche dans laquelle ils se trouvent, les électrons sont plus ou moins fortement liés au noyau, et donc plus ou moins capables d'être impliqués dans une transformation chimique.

★ Définition ♡

On appelle électrons de valence ceux qui appartiennent à une sous-couche incomplète et ceux qui appartiennent aux sous-couches de n le plus élevé. Les autres électrons de l'atome sont appelés électrons de cœur.

3 Stabilité des atomes

3.1 Critère de stabilité

Espèces chimiques les moins réactives, donc les plus stables : gaz nobles.

Configuration électronique des gaz nobles :

- He Z=2 $1s^2$
- Ne Z=10 $1s^2 2s^2 2p^6$
- Ar Z=18 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Les atomes les plus stables sont ceux dont la couche de valence est complètement remplie.

Une configuration dans laquelle la couche de valence est à moitié remplie est très stable.

Cette dernière assertion peut générer des exceptions à la règle de Klechkovski :

- La configuration électronique du cuivre s'écrit : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
- Celle du Chrome : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

3.2 Conséquence : ions monoatomiques préférentiellement formés

Dans un ion monoatomique, un atome perd ou gagne des électrons dans le but d'atteindre une configuration électronique la plus stable possible. Il y a cependant des limites : l'interaction coulombienne fait qu'un ion trop chargé est déstabilisé.

L'ion monoatomique préférentiellement formé est généralement le moins chargé qui permette d'obtenir une couche de valence vide, complète, ou éventuellement à moitié remplie.

Seuls les électrons de la couche de valence sont impliqués dans la formation d'ions.

Lors de la formation de cations, ce sont les électrons de la sous-couche de n le plus grand qui sont arrachés le plus facilement car ce sont les plus éloignés du noyau. Ce ne sont pas forcément ceux de la sous-couche la plus énergétique.

Exemple : Déterminer la formule de l'ion monoatomique privilégié formé à partir des atomes suivants : H($Z=1$), He($Z=2$), Mg($Z=12$), Cl ($Z=17$), Fe($Z=26$)

4 Classification périodique

Classer les différents éléments a été une méthode riche d'apprentissages. En mettant en jeu différentes méthodes d'analyse, les chimistes du milieu du 19^{ème} siècle avaient réussi à identifier une soixantaine d'éléments. Le but d'une classification était de regrouper les éléments par groupe de propriétés communes. Les premières classifications (De Chancourtois, Lothar-Meyer...) répartissaient les éléments par masse molaire atomique croissante.

Ce sont les travaux de Mendéléïeff, en 1869 qui ont eu la plus grande répercussion. Il eut l'idée de classer les éléments dans un tableau de 7 colonnes de façon à trouver dans une même colonne, les éléments ayant des propriétés similaires. Il remplit le tableau avec les éléments connus par ordre de masse atomique croissante. Certaines cases de son tableau restaient vides : il fut alors le premier à prédire les propriétés des éléments manquants (pas encore découverts) comme le gallium, le scandium et le germanium.

4.1 Aspects généraux de la classification

La classification périodique a été construite en étudiant les propriétés chimiques des différents éléments. Toutefois nous savons qu'une réaction chimique consiste en un échange/transfert d'électrons. Une des grandes forces de la classification périodique est de mettre en relation l'échelle macroscopique (propriétés chimiques) et microscopique (structure électronique).

★ Organisation

Dans la classification périodique, les éléments chimiques sont classés par numéro atomique Z croissant.

Chaque ligne (ou période) est associée à un nombre quantique principal n . (Les trois premières périodes sont à connaître!)

Chaque colonne (ou famille) rassemble des éléments possédant des propriétés similaires, ils possèdent le même nombre d'électrons de valence.

Les périodes La première période correspond à $n = 1$ et ne comporte que deux éléments (une orbitale $1s$).

La seconde période correspond à $n = 2$ elle comporte quatre orbitales ($2s$ et $2p$) et donc un total de 8 éléments chimiques.

La troisième période correspond à $n = 3$ elle comporte également quatre orbitales.

La quatrième période est plus complexe, on observe un remplissage partiel des sous-couches d et f plus stables qu'un remplissage complet de la sous-couche d : on parle d'éléments de transition situés entre le calcium et le gallium.

★ Structure en bloc

On distingue quatre blocs dans la classification périodique en fonction des sous-couches en cours de remplissage : le bloc *s* (colonne 1 et 2), le bloc *p* (colonne 13 à 18), le bloc *d* (entre les blocs *s* et *p*) et enfin le bloc *f* (les lanthanides et actinides).

4.2 Les familles chimiques

Cette classification donne aussi lieu à un regroupement par famille : en effet, les éléments d'une même colonne ont un remplissage de leur couche de valence similaire ce qui leur confère des propriétés similaires.

Par exemple, la première colonne est celle des Alcalins qui réagissent très violemment avec l'eau.

La colonne 17 est celle des halogènes qui réagissent avec le nitrate d'argent.

La dernière colonne est celle des gaz nobles, ou inerte qui ne réagissent avec rien car ils sont très stables.

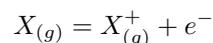
<p>⚡ Alcalins</p> <p>Éléments de la première colonne de la classification périodique sauf l'hydrogène : lithium, sodium, potassium...</p>	<p>⚡ Halogènes</p> <p>Éléments de l'avant dernière colonne de la classification périodique : fluor, chlore, brome, iode...</p>
<p>⚡ Alcalino-terreux</p> <p>Éléments de la seconde colonne de la classification périodique : beryllium, magnésium, calcium...</p>	<p>⚡ Gaz nobles</p> <p>Éléments de la dernière colonne de la classification périodique : hélium, néon, argon, krypton, xénon, radon.</p>
<p>⚡ Métaux Vs Non métaux</p> <ul style="list-style-type: none"> – Les métaux occupent la partie gauche et centrale de la classification périodique et possèdent les propriétés suivantes. <ul style="list-style-type: none"> – Bonne conduction électrique et thermique. – Malléabilité, ductilité. – Résistivité électrique proportionnelle à la température. – Oxydes métalliques non volatils et température de fusion élevée. – Les non métaux occupent la partie supérieure droite du tableau, une ligne en zig-zag les séparent des métaux. 	

5 Les propriétés atomiques

5.1 L'énergie d'ionisation

★ Énergie de première ionisation ♡

Énergie nécessaire pour arracher à l'état gazeux un premier électron du cortège électronique de l'atome X :



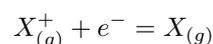
avec $X_{(g)}^+$ et e^- infiniment séparés et sans énergie cinétique. Cette énergie est notée I_1 ou EI_1 .

L'énergie de première ionisation augmente globalement de gauche à droite et de base en haut.

Remarque : On peut ainsi définir l'énergie de seconde, troisième... ionisation.

5.2 Affinité électronique

C'est la réaction inverse de la précédente ! L'énergie d'attachement électronique E_{att} de l'atome X est l'énergie à fournir à l'état gazeux pour fixer un électron :



E_{att} est généralement négative, on utilise fréquemment l'affinité électronique $AE = -E_{att}$.

L'affinité est forte dans la partie droite du tableau, elle augmente de gauche à droite dans cette sous-partie. Cependant elle évolue peu suivant les colonnes.

5.3 L'électronégativité

★ Définition ♡

La capacité d'un atome à attirer des électrons vers lui au sein d'une liaison covalente est caractérisé par une grandeur nommée électronégativité (EN).

Il existe différentes échelles pour la quantifier.

Dans le tableau périodique, l'EN augmente de gauche à droite dans une ligne et de bas en haut dans une colonne (gaz nobles exclus).

L'électronégativité est utilisée pour comparer des éléments chimiques entre eux, on choisit donc arbitrairement une valeur de référence à partir de laquelle travailler $\chi_{P,H} = 2,2$ (échelle de Pauling).

H 2,1							He 0
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne 0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar 0

Échelle de Pauling D_{AB} est l'énergie de dissociation de la liaison AB i.e. énergie à fournir pour casser cette liaison,

$$|\chi_B - \chi_A| = k\sqrt{D_{AB} - \sqrt{D_{AA}D_{BB}}}$$

avec $k = 0.102 \text{ mol}^{1/2}\text{J}^{-1/2}$. C'est cette échelle qui est aujourd'hui la plus couramment utilisée.

Échelle de Mulliken moyenne de l'énergie de première ionisation et de l'affinité électronique,

$$\chi_M = k\frac{EI + AE}{2}$$

avec $k = 0.317 \text{ eV}^{-1}$. Dans un contexte réel, l'influence des voisins sur EI et AE peut être importante et difficile à estimer.

L'électronégativité permet de prévoir quelques comportements chimiques : les espèces fortement électronégatives vont attirer des électrons à elles au point de pouvoir parfois les arracher à d'autres espèces chimiques (caractère oxydant des halogènes), au sein d'une molécule un élément très électronégatif va déformer la liaison chimique (liaisons polaires).

5.4 Analyse par bloc

Si l'étude horizontale (par période) correspond au remplissage progressif des structures électroniques, la lecture verticale fait apparaître les similitudes de remplissage de la couche externe.

5.4.1 Le bloc s

(colonne 1 et 2) Les éléments du bloc s sont faiblement électronégatifs, ils présentent un caractère fortement réducteur (cèdent facilement des électrons).

Expérience

Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine dans un grand bac d'eau, ajouter un petit morceau de sodium et couvrir avec une grille pour éviter les projections. La première colonne forme des oxydes de la forme $\text{Na}_2\text{O}(\text{s})$ ou $\text{MgO}(\text{s})$. Ces oxydes sont qualifiés d'oxyde basique car lors de leur dissolution dans l'eau, le milieu devient basique : $\text{Li}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 2\text{Li} + 2\text{OH}(\text{aq})$.

Rappels : Pour une réaction d'oxydoréduction : $ox + ne^- = red$, l'oxydant peut capter des électrons pour former le réducteur s'il subit une réduction ; le réducteur est donc capable de céder des électrons pour former l'oxydant, il subit donc une oxydation. Plus un oxydant capte facilement des électrons, plus il a un grand pouvoir à subir une réduction : on dit qu'il a un grand pouvoir oxydant.

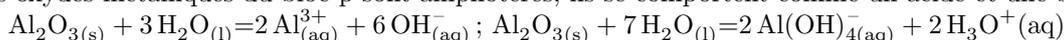
★ Oxyde

Un oxyde est un composé de formule M_xO_y dans lequel un atome d'oxygène est exclusivement relié à un atome/ion d'un autre élément.

5.4.2 Bloc p

Il est constitué des colonnes 13 à 18.

Les oxydes métalliques du bloc p sont amphotères, ils se comportent comme un acide et une base :



Les oxydes non-métalliques du bloc p ont plusieurs formes car l'électronégativité de l'élément chimique étudié et de l'oxygène sont similaires : SO_2 , SO_3 , CO , CO_2 ...

Exp : Oxydation du soufre par combustion

Formation d'oxyde SO_2 , soluble en solution aqueuse qui devient acide : oxyde acide.

Les halogènes sont très électronégatifs et donc oxydants : ils captent des électrons. Ils forment spontanément des dihalogènes : F_2 (gaz jaune pâle), Cl_2 (gaz vert), Br_2 (liquide rouge orangé), I_2 (solide violacé) ; les états physiques sont précisés à 298K et 1bar. En combinaison avec des éléments faiblement électronégatifs, ils forment des solides ioniques : $NaCl$, KF , CaF_2 ...

Le caractère oxydant des halogènes augmente avec l'électronégativité, de bas en haut.

☛ Comparaison du pouvoir oxydant des dihalogènes

- KI et Br_2 : $Br_2 + 2I^- = I_2 + 2Br^-$, le dibrome oxyde les ions iodures.
- KBr et Cl_2 : $Cl_2 + 2Br^- = Br_2 + 2Cl^-$, le dichlore oxyde les ions bromures.
- KBr et I_2 : aucune réaction.
- KCl et Br_2 : aucune réaction.
- KCl et I_2 : aucune réaction.

☛ Caractère oxydant des dihalogène

Solution de sel de Mohr (Fe^{2+}) + thiocyanate de potassium ($K^+ + SCN^-$) + solution aqueuse de dichlore (Cl_2)... formation d'un précipité rouge brique : l'ion fer II est oxydé en ion fer III.

5.4.3 Bloc d

Ce bloc est composé des métaux de transitions qui ont un comportement riches que nous ne détaillerons pas.

Formation de plusieurs cations pour un atome donné : Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^+ , Cu^{2+} ...

Caractère paramagnétique dû à la présence d'électrons célibataires. Cations colorés en général.

Complexation : formation d'édifices moléculaires dont le centre est occupé par un cation métallique.

Remarque : On dit souvent que le cation Cu^{2+} est bleu, en réalité c'est un édifice composé d'un cation Cu^{2+} et de 6 molécules d'eau qui a cette couleurs.

6 Bilan

