

TP n°5

Classification périodique et électronégativité



L'objectif de la séance est de rafraîchir et réinvestir vos connaissances concernant le tableau périodique des éléments, afin d'illustrer expérimentalement le concept d'électronégativité ainsi que son évolution dans la classification périodique.

Ce polycopié regroupe un certain nombre de documents qui seront utilisés pendant la séance : ils seront complétés par vos prises de notes et par le compte-rendu des diverses expériences.

1 - Classification périodique des éléments, quelques rappels

Tableau périodique simplifié : périodes 1 à 3 (*à compléter*)

nombre
d'électrons
de valence :

2 - L'électronégativité

2.1 Définition et échelle de Pauling

L'électronégativité d'un atome est la capacité qu'a cet atome d'attirer à lui les électrons quand il est engagé dans une liaison chimique avec un autre atome.

Ceci définition n'est que conceptuelle. Afin de comparer facilement entre eux les différents éléments du tableau périodique, plusieurs chimistes ont cherché à attribuer des valeurs *numériques* au concept d'électronégativité. Pauling, Mulliken, Allred et Rochow... ont ainsi défini des **échelles d'électronégativité**, en se basant sur des approches différentes.

Les valeurs numériques d'électronégativité sont généralement notées par la lettre grecque « chi » χ .

L'échelle de Pauling (1932)

L'électronégativité est exprimée à partir des propriétés énergétiques de molécules diatomiques. La différence d'électronégativité entre deux éléments A et B est définie par :

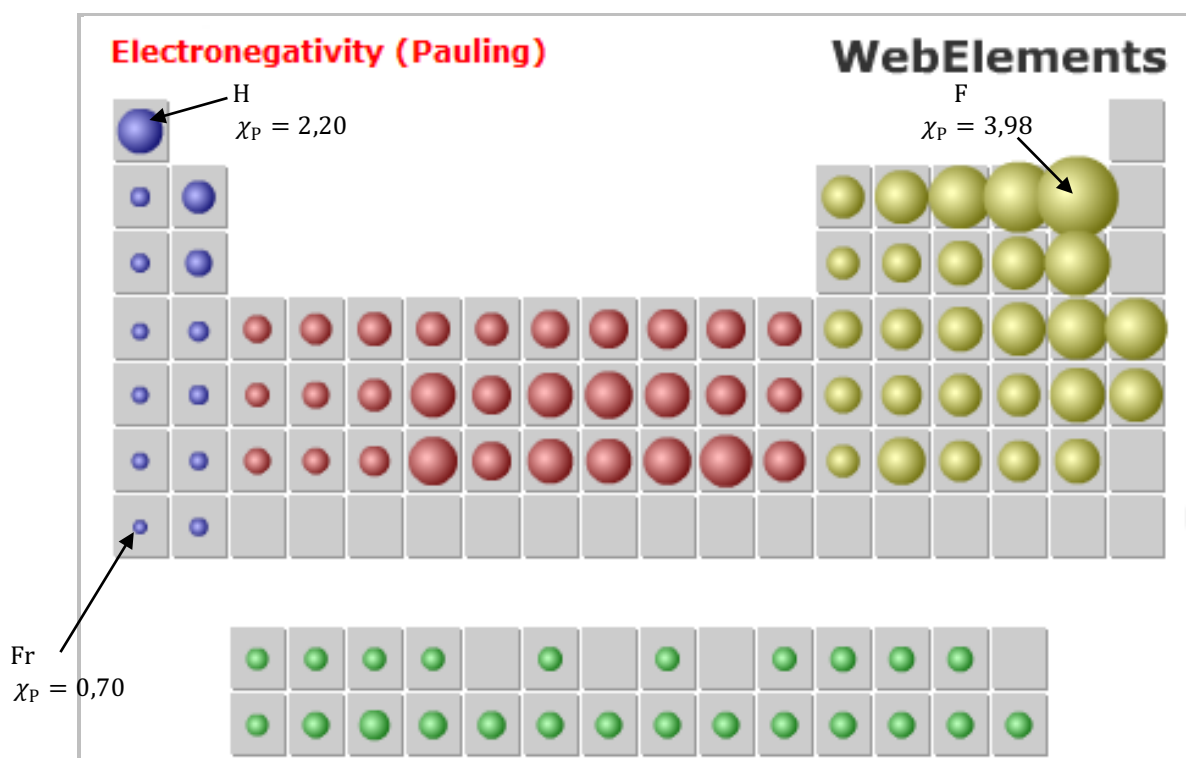
$$|\chi(A) - \chi(B)| = \sqrt{k_P \cdot (D_{AB} - \sqrt{D_{AA} \cdot D_{BB}})}$$

$k_P = 1 \text{ eV}^{-1}$ et D_{XY} représente l'énergie en électronvolts de la liaison entre X et Y.

Cette définition nécessite une valeur de référence, fixée conventionnellement à 2,20 pour l'élément hydrogène. Il faut également choisir le *signe* de la différence $\chi(A) - \chi(B)$ par une connaissance préalable du sens de polarisation de la molécule AB.

Ayant été historiquement la première à être développée, **l'échelle de Pauling est la plus couramment utilisée en chimie.**

2.2 Évolution de l'électronégativité dans la classification périodique des éléments



(tiré du site www.webelements.com)

3 - Corps simples : métaux et non métaux

3.1 Caractéristiques macroscopiques

Les **métaux** sont des corps qui possèdent *en général* les propriétés suivantes :

- ils sont solides à température ambiante (sauf le mercure), opaques et réfléchissants ;
- ils sont malléables (facilement déformables) et ductiles (étirables en fils) ;
- ils sont bons conducteurs de l'électricité ;
- ils sont bons conducteurs thermiques.

Les **non-métaux** ont *en général* les propriétés suivantes :

- ils sont mats, de couleurs variées ; certains sont gazeux ;
- ce sont des isolants électriques et thermiques.

Ces propriétés ne sont pas toujours toutes respectées. Par exemple, le chrome est un métal relativement dur ; le carbone, dans sa variété graphite, est un non-métal relativement bon conducteur de l'électricité... De plus, certains corps, les **métalloïdes**, ont des propriétés intermédiaires.

Les **métalloïdes**, dont le représentant le plus important est le **silicium**, sont des **non-métaux** présentant certaines propriétés des métaux : aspect brillant, relativement bonne conductivité électrique à température ambiante (mais inférieure à celle des métaux). On les appelle parfois **semi-conducteurs** ou semi-métaux. Pour trancher entre un métal et un métalloïde, on retient la définition suivante :

- Pour un métal, la conductivité électrique diminue quand la température augmente ;
- Pour un métalloïde, la conductivité électrique augmente quand la température augmente.

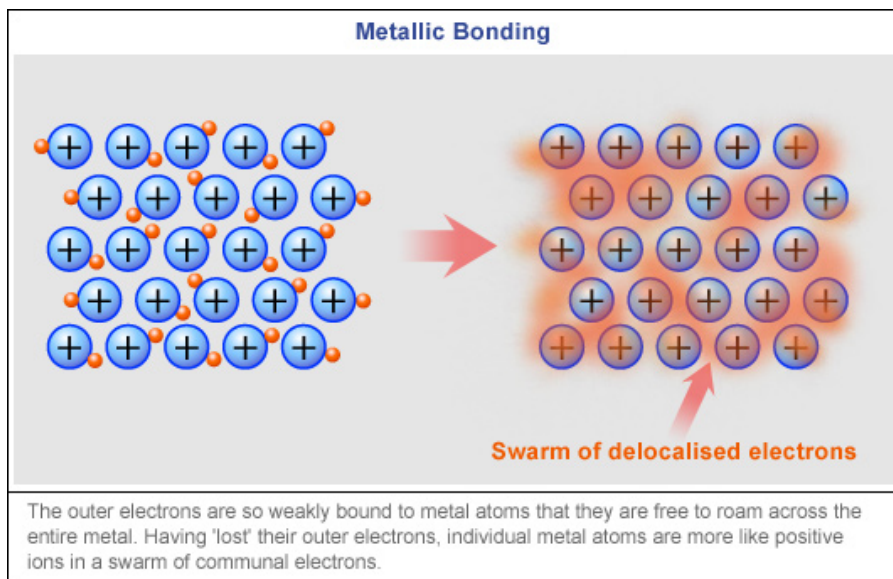
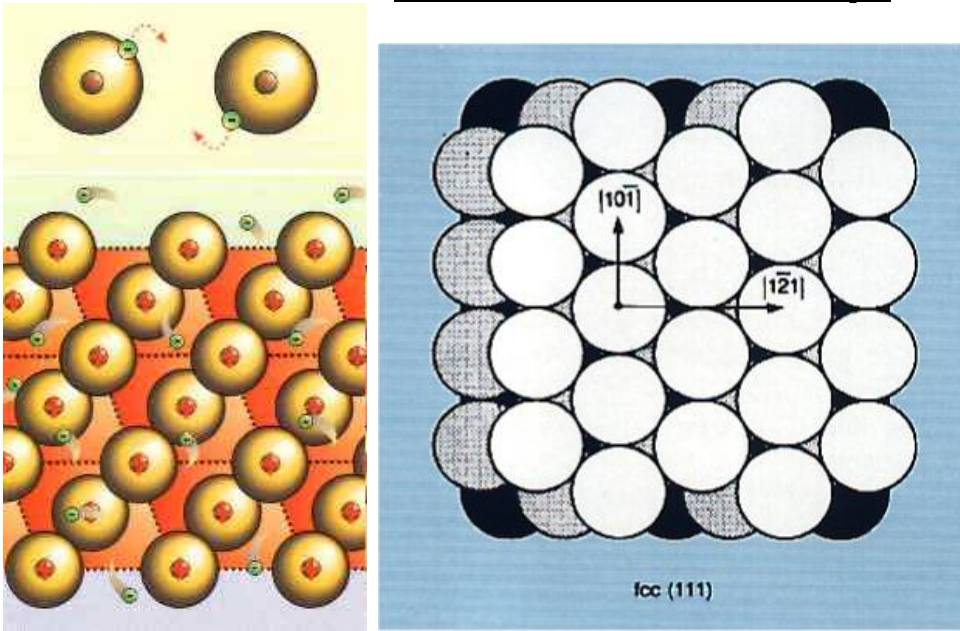
Les propriétés électriques particulières des métalloïdes leur confèrent un grand intérêt dans le domaine de l'électronique, notamment pour la réalisation de transistors.

3.2 Métaux et non métaux dans la classification périodique

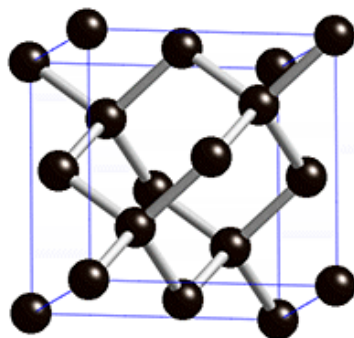
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
												B					
												Si					
												Ge	As				
										Ag			Sb	Te			
									Pt	Au							

3.3 Aspect microscopique et lien avec l'électronégativité

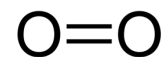
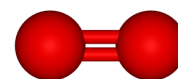
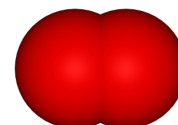
Modélisation de la liaison métallique



Modélisation de la liaison covalente



carbone diamant



dioxygène

4 - Illustration expérimentale

a) Quelques rappels sur l'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est formellement une réaction d'**échange d'électrons**. Il est intéressant de réaliser des réactions de ce type pour illustrer le concept d'électronégativité, afin de constater expérimentalement que certains atomes ont tendance à céder leurs électrons à d'autres.

- ❖ On rappelle tout d'abord les deux définitions fondamentales :
 - un **oxydant** est une espèce qui **accepte**, qui **capte** des électrons ;
 - un **réducteur** est une espèce qui **cède** des électrons.
- ❖ Les éléments situés en haut et à droite du tableau périodique, comme l'oxygène et les halogènes, ont une forte électronégativité. On peut donc s'attendre à ce que **le dioxygène O₂ et les dihalogènes X₂ soient de bons oxydants**.

On se propose de mettre en évidence cette propriété en mettant en présence de dioxygène (ou de dihalogènes) différents corps simples situés à leur gauche dans la classification périodique, comme le carbone, le sodium, le magnésium, l'aluminium... Ces éléments étant moins électronégatifs, on peut s'attendre à ce qu'ils se comportent comme des **réducteurs** dans ces réactions.

Un autre objectif de la séance sera de comparer le pouvoir oxydant des éléments d'une même colonne, on comparera ainsi les dihalogènes entre eux.

b) Expériences de combustion

Objectifs de cette partie :

- ❖ Définir une réaction de combustion.
- ❖ La mettre en œuvre expérimentalement.
- ❖ Connaître les règles de sécurité à respecter et reconnaître les pictogrammes suivants :



comburant



combustible

(très inflammable)

- ❖ Analyser sommairement les produits de combustion (aspect, solubilité dans l'eau).
- ❖ Écrire les équations des réactions à l'origine des transformations observées.

Expériences réalisées :

- combustion du carbone (fusain) dans le dioxygène ;
- combustion du sodium dans le dioxygène ;
- combustion du magnésium dans le dioxygène ;
- combustion de l'aluminium dans le dioxygène et le dibrome ;
- combustion du phosphore dans le dioxygène (vidéo).

c) Autres expériences illustrant le pouvoir réducteur des métaux alcalins : leur réaction avec l'eau

Expériences réalisées :

- réaction du sodium avec l'eau ;
- réaction du magnésium avec l'eau, puis une solution d'acide chlorhydrique à 2 mol·L⁻¹.

d) Conclusions : pouvoir réducteur des métaux, passivation, métaux nobles...

e) Propriétés dans la colonne des halogènes

Les variations de propriétés chimiques dans une colonne sont faibles.

Ainsi, fluor, chlore, brome et iode :

- ont le **même nombre d'électrons de valence : 7** ;
- sont tous **monovalents** : ils forment tous des molécules diatomiques X_2 , des hydrures de formule HX qui sont des gaz très solubles dans l'eau, donnant des solutions acides (acide chlorhydrique, bromhydrique...);
- sont tous **de très bons oxydants** et se transforment ainsi très facilement en ions X^- (couple X_2/X^- , de demi-équation électronique : $X_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2X^-$)

Ces propriétés voisines justifient qu'on les regroupe dans une même colonne du tableau périodique et qu'on les classe dans une même famille : la famille des **halogènes**.

Malgré ces similitudes, les halogènes ne sont pas identiques. En particulier, leur pouvoir oxydant n'est pas exactement le même.

L'objectif de la série de tests en tubes à essais que vous devez mener est de classer expérimentalement les dihalogènes Cl_2 , Br_2 et I_2 par pouvoir oxydant croissant, puis de faire le lien avec l'évolution de l'électronégativité des éléments Cl, Br et I.

Pour cela, vous disposez :

- ❖ d'**eau de chlore**, d'**eau de brome** et d'**eau iodée**, qui sont des solutions aqueuses respectivement de Cl_2 , Br_2 et I_2 .
- ❖ de solutions aqueuses de **chlorure de sodium**, de **bromure de sodium** et d'**iodure de sodium**.

Phases de résolution proposées :

- analyse des solutions disponibles : lecture des fiches toxicologiques, observations des couleurs caractéristiques des solutions...
- élaboration d'un protocole de tests à présenter au professeur avant réalisation ;
- réalisation des tests sous surveillance du professeur ou du technicien de laboratoire ;
- rédaction d'une fiche compte-rendu, résumant la démarche suivie, les tests réalisés, et la conclusion.

f) Meilleurs oxydants et meilleurs réducteurs du tableau périodique

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
															F			
															meilleurs oxydants			
meilleurs réducteurs																		

NOMS :

Grille d'évaluation TP n°5

Compétences générales		A	B	C	D
S'approprier	Rappeler l'objectif de l'expérience Faire les recherches nécessaires sur les risques liés à l'utilisation des dihalogènes et sur les précautions à respecter quand on les manipule				
Analyser	Donner les grandes lignes du protocole à réaliser				
Réaliser	Réaliser les différents tests et présenter les résultats dans un tableau, qui donnera pour chaque cas : - la couleur observée ; - si le test est positif (apparition d'une nouvelle couleur)				
Valider Conclure	Écrire l'équation des réactions correspondant aux tests positifs, dans le sens direct où elles se produisent En déduire le classement des dihalogènes par pouvoir oxydant croissant Faire le lien avec l'électronégativité des éléments Conclure, faire le lien avec l'augmentation de l'électronégativité de bas en haut dans une colonne du tableau périodique				

Note :

--