

# TP de chimie n°2 :

## Evolution des propriétés chimiques dans la classification périodique

### Objectifs :

- Le but de ce TP est de se familiariser avec les différents éléments chimiques de la classification périodique et d'étudier en quoi leurs propriétés chimiques sont reliées à leur position dans le tableau périodique.

La propriété fondamentale qui nous intéressera en particulier est le caractère oxydant ou réducteur des éléments, c'est à dire leur capacité à capter ou à céder des électrons.

On s'intéressera tout particulièrement aux deux familles de la classification qui ont les propriétés les plus « marquées » : les alcalins (première colonne) et les halogènes (avant-dernière colonne).

- Certains produits utilisés dans ce TP sont dangereux : les alcalins sont inflammables (voire explosifs) et corrosifs, les halogènes sont toxiques et irritants. Certains produits ne pourront donc être utilisés que sous une hotte aspirante, et vous manipulerez le plus possible en portant des gants et des lunettes de protection.

- Ce TP est à considérer comme du cours!

### Questions préliminaires :

- Rappelez ce qu'est une réaction d'oxydoréduction. Donnez-en un exemple.

- Qu'est ce qu'un oxydant ? Qu'est-ce qu'un réducteur ? Connaissez-vous des exemples d'oxydants puissants et de réducteurs puissants ? Quel est l'oxydant puissant le plus commun sur Terre ? (*indice : il est dans l'air*)

### I Première colonne : les alcalins (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) :

Avant de répondre aux questions suivantes, vous assisterez à l'expérience consistant à plonger un morceau de sodium dans de l'eau, et visionnerez la vidéo « Alkali metals in water » à l'adresse : <http://www.youtube.com/watch?v=uixxJtJPVXk>

1) Sous quelle forme se présentent les alcalins (sodium  $\text{Na}_{(s)}$  ...) à l'état pur. Vous décrirez leur aspect et insisterez sur leur changement d'aspect lorsqu'ils sont exposés à l'air.

2) Les métaux alcalins se trouvent-ils sur terre à l'état pur ( $\text{Na}_{(s)}$ ,  $\text{K}_{(s)}$  ...) ? Si non, expliquez brièvement pourquoi, sous quelle forme on les trouve en pratique à l'état naturel, comment on fait pour les synthétiser, et dans quel milieu on les conserve une fois qu'on les a synthétisés.

3) Décrire l'expérience consistant à faire réagir du sodium avec de l'eau. Pourquoi rajoute-t-on de la phénolphaléine dans le cristallisoir ? Quels sont les réactifs et les produits de cette expérience ? Ecrire l'équation bilan de la réaction. Qu'est-ce que cette expérience indique sur les propriétés oxydoréductrices du sodium ?

4) D'après la vidéo où on voit la réaction de divers alcalins avec de l'eau, comment évoluent les propriétés oxydoréductrices des alcalins dans leur colonne ?

5) Indiquez la signification des pictogrammes de sécurité de la bouteille contenant le sodium et justifiez brièvement la présence de ces pictogrammes :



6) Comment s'appellent les éléments de la deuxième colonne de la classification ? D'après vos souvenirs de lycée (ou votre culture générale), s'agit-ils d'oxydants ou de réducteurs (justifiez brièvement) ? Comparez leurs propriétés oxydoréductrices à celles des alcalins.

## **II Avant – dernière (17<sup>ème</sup>) colonne : les halogènes (F, Cl, Br, I, At) :**

Du haut vers le bas, dans la colonne des halogènes, on trouve le fluor F, le chlore Cl, le brome Br, l'iode I et l'astate At. Quand ils sont sous forme de corps purs (c'est à dire quand ils sont seuls), ces éléments ont tendance à se dimériser (c'est à dire à se mettre par deux) pour donner le difluor F<sub>2</sub>, le dichlore Cl<sub>2</sub> ...

Le difluor F<sub>2</sub> est un gaz extrêmement réactif et toxique. C'est en fait un des corps les plus réactifs de toute la chimie. Il est donc très difficile et très dangereux de s'en procurer, et on n'en a pas au lycée.

Le dichlore Cl<sub>2</sub> est également gazeux dans les conditions normales de température et de pression. C'est un gaz verdâtre, plus dense que l'air, un peu moins réactif que le difluor mais tout de même extrêmement toxique. Il a été utilisé comme gaz de combat pendant la première guerre mondiale. Nous n'en disposons pas non plus au lycée. En le faisant réagir avec de la soude (Na<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>), on obtient de l'eau de javel, qui contient des ions hypochlorites ClO<sup>-</sup> dont les propriétés sont assez similaires au chlore pur. Dans ce TP, on utilisera donc l'eau de javel pour étudier les propriétés du chlore.

Le dibrome Br<sub>2</sub> est un liquide rouge volatil et très toxique, qui provoque de graves brûlures à la peau et au système respiratoire (par inhalation). On le dilue en général dans de l'eau pour faire de « l'eau de brome », un peu moins dangereuse, mais que vous manipulerez cependant exclusivement sous la hotte aspirante.

Le diiode I<sub>2</sub> est un solide noirâtre très irritant. Il est faiblement soluble dans l'eau, ce qui donne de l'eau iodée, de couleur orange-brune. La Bétadine est un désinfectant courant à base d'iode.

### **1) Mise en évidence du caractère oxydant des dihalogènes :**

Le Fer, comme tous les métaux, est un réducteur. Ses deux ions les plus courants sont les ions Fer (II), notés Fe<sup>2+</sup>, et les ions Fer (III) notés Fe<sup>3+</sup>. Pour mettre en évidence rapidement la présence de ces ions en solution aqueuse, le plus simple est de rajouter de la soude (Na<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>) :

a) Dans un tube à essai, versez un peu de solution contenant des ions Fe<sup>3+</sup> et rajouter de la soude. Que constatez vous ?

b) Dans un autre tube à essai, préparez une solution d'ions Fe<sup>2+</sup> et rajoutez de la soude. Que constatez vous ?

On va maintenant utiliser les ions du fer pour mettre en évidence le caractère oxydant du chlore :

c) Préparez dans un tube à essai une solution d'ions Fer(II), puis rajoutez de l'eau de javel (solution obtenue en mélangeant de la soude et du dichlore). Que constatez vous ?

Interprétation : quelle réaction a eu lieu entre le chlore de l'eau de javel et les ions Fe<sup>2+</sup> ? Dans cette réaction, qui a oxydé qui ? Ecrire l'équation bilan de cette réaction en considérant, pour simplifier, que le chlore de l'eau de Javel est sous forme de Cl<sub>2</sub> (en réalité il est sous forme d'ions ClO<sup>-</sup>).

### **2) Comparaison du caractère oxydant des différents dihalogènes :**

On va essayer de comparer le caractère oxydant du brome (couple redox Br<sub>2</sub>/Br<sup>-</sup>, où Br<sub>2</sub> représente l'oxydant et Br<sup>-</sup> le réducteur conjugué) et de l'iode (couple I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup>).

Il est assez difficile de distinguer au premier abord une solution aqueuse de dibrome d'une solution de diiode (le dibrome est orange et le diiode marron, les teintes sont donc très similaires). Par contre, on peut mettre le diiode en évidence avec du thiodène (empois d'amidon) qui forme un complexe bleu-noir en présence de diiode (mais ne réagit pas avec le dibrome).

A l'aide des solutions aqueuses de I<sub>2</sub>, de Br<sub>2</sub>, de I<sup>-</sup> et de Br<sup>-</sup>, ainsi que du thiodène, proposez et réalisez des protocoles permettant de répondre aux questions suivantes :

a) le dibrome  $\text{Br}_2$  est-il capable d'oxyder les ions iodure  $\text{I}^-$  ?

b) le diiode  $\text{I}_2$  est-il capable d'oxyder les ions bromure  $\text{Br}^-$  ?

Conclure : quelle espèce est la plus oxydante, l'iode ou le brome ?

c) Au vu de l'expérience que vous venez de réaliser, comment évolue le caractère oxydant dans la colonne des halogènes ? Quel est donc, selon vous, l'élément le plus oxydant de la classification ?

d) Donner la signification des pictogrammes suivants, et justifier leur présence sur la bouteille de dibrome :



### III Evolution des propriétés des oxydes :

Les oxydes, de formule générale  $\text{M}_x\text{O}_y$  résultent de la combustion d'un élément M dans de l'oxygène (qui est, après le fluor, l'oxydant le plus fort de la classification périodique).

Citons comme exemples d'oxydes usuels :

- le dioxyde de carbone  $\text{CO}_{2(g)}$  et le monoxyde de carbone  $\text{CO}_{(g)}$
- le dioxyde de soufre  $\text{SO}_{2(g)}$
- l'alumine, qui est l'oxyde de l'aluminium :  $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$
- la magnésie (oxyde du magnésium) qui est utilisée sous forme de poudre pour faire de l'escalade :  $\text{MgO}_{(s)}$ .
- les oxydes de fer :  $\text{FeO}_{(s)}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$
- les oxydes d'azote :  $\text{NO}_{(g)}$ ,  $\text{NO}_{2(g)}$ ,  $\text{NO}_{3(g)}$ , qui sont des gaz responsables d'une partie de la pollution dans les villes.

Pour cette partie vous disposez du matériel suivant :

- Oxyde de magnésium :  $\text{MgO}_{(s)}$
- Dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  en solution aqueuse (toxique -> à manipuler sous la hotte)
- Solution de  $\text{CO}_2$  dissous dans de l'eau
- Indicateurs colorés : hélianthine, BBT, Phénolphtaléine
- Tubes à essais

On rappelle les couleurs et les zones de virage des indicateurs colorés fournis :

	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	jaune
BBT	jaune	6,0 – 7,6	bleu
Phénolphtaléine	incolore	8,2 – 10,0	rose

1) Ecrire les équations bilan des réactions de :

- combustion du magnésium dans le dioxygène
- combustion du carbone dans le dioxygène
- combustion du soufre dans le dioxygène

2) Déterminez si les oxydes suivant sont acides ou basiques :

- oxyde de magnésium  $\text{MgO}$
- dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$
- dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$

En déduire, quand on se déplace de gauche à droite dans une ligne de la classification périodique, comment évoluent les propriétés acido-basiques des oxydes.

Savez-vous quels sont les gaz qui sont les principaux responsables du phénomène des « pluies acides » ?

### Interprétation :

- Les éléments de la partie gauche de la classification (les alcalins et les alcalino-terreux) sont très peu électronégatifs (ce sont des réducteurs), ce qui signifie en quelque sorte qu'ils ne sont pas très attachés à leurs électrons de valence. Quand ils réagissent avec l'oxygène (qui est très électronégatif, et est un puissant oxydant), ils cèdent des électrons, et l'oxyde formé est un solide ionique. Par exemple la magnésie MgO est en fait un assemblage d'ions  $Mg^{2+}$  et d'ions  $O^{2-}$ . L'ion  $O^{2-}$  étant une base forte, ces oxydes sont basiques.

- Les éléments de droite de la classification (comme le carbone et l'azote) sont plus électronégatifs (ils sont en quelque sorte plus « attachés » à leurs électrons). Quand ils réagissent avec l'oxygène, ils ne lui cèdent pas leurs électrons, mais les mettent en commun, pour former des liaisons covalentes. Ces oxydes sont donc des molécules, on parle « d'oxydes covalents ».

Ces molécules donnent des acides quand elles se dissolvent dans l'eau (par exemple  $CO_2$  se combine avec  $H_2O$  pour donner l'acide carbonique  $H_2CO_3$ ).

### Annexe (s'il vous reste du temps) : Propriété des ions halogénures :

Les ions halogénures sont les ions  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$  et  $I^-$ . On va tester une de leurs propriétés marquantes.

-> Mélanger dans un tube à essai une solution contenant un ion halogénure avec du nitrate d'argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ ). Qu'observez vous ? Quelle réaction a eu lieu ? Exposez ensuite le tube à essai à une lumière assez intense (rayons du soleil...). Que se passe-t-il ? Connaissez-vous une application pratique de ce que vous venez de constater ?