

# LC 1 : Famille d'éléments chimiques

Leçon par valentin

**Élément imposé** Propriétés physico-chimiques d'une famille d'éléments

**Niveau :** L2 au tout début car on revient sur la classification périodique en s'appuyant sur les connaissances de L1

**Prérequis :**

- Chimie orbitale : recouvrement, taille des orbitales
- Configuration électronique
- Interactions de VdW
- Formule de Lewis, hypervalence
- Degré d'oxydation
- Électronégativité
- Énergie de liaison
- Évolution du rayon atomique

**Difficultés :**

- Beaucoup de notions à connaître pour expliquer les différences observées

**séquence pédagogique** Activité documentaire : Étude par groupe des éléments des colonnes 1,2,15 et 16  
Choix de se concentrer sur les halogènes

**Objectif :**

- 

**Bibliographie**

- Housecroft, chimie3

## Contents

<b>1</b>	<b>Dihalogène</b>	<b>2</b>
1.1	Etat physique . . . . .	2
1.2	La liaison chimique X-X . . . . .	2
1.3	Propriétés thermodynamiques. . . . .	2
1.4	LEs halogénures d'hydrogènes . . . . .	2
1.5	Propriétés d'oxydoréduction . . . . .	2
<b>2</b>	<b>Molécules halogénées</b>	<b>3</b>
2.1	Halogénures d'alcanes . . . . .	3
2.2	Interhalogène . . . . .	3

## Introduction

On a vu l'année précédente l'évolution des propriétés dans le tableau périodique. Ici, on s'intéresse plus précisément à une famille : les **halogènes**.

On les définit comme les atomes de configuration électronique de valence  $ns^2np^5$  mais on ne s'intéresse pas à l'Asttate dont l'isotope le plus stable a un temps de demi vie est de qq heures

Les halogènes forment souvent des molécules sous forme de dihalogènes.

## 1 Dihalogène

Les **dihalogènes** sont les molécules du type  $X_2$ .

### 1.1 Etat physique

Dans les conditions normales de température et de pression,  $F_2$ ,  $Cl_2$  sont gazeux,  $Br_2$  est liquide et  $I_2$  est solide. Pourquoi ? Dans le tableau, les rayons atomiques augmentent en descendant, les atomes plus gros sont plus polarisables donc les interactions de London sont plus grandes donc on a plus d'interaction intermoléculaire donc les températures de changement d'états augmentent.

### 1.2 La liaison chimique X-X

Dans cette molécule, on retrouve une liaison, dont on peut étudier l'énergie.

On observe que l'énergie de liaison diminue en descendant dans la colonne (exception faite du fluor). On peut expliquer ça par le rayon atomique. Car un atome plus gros a des orbitales atomiques plus diffuses donc un recouvrement dans l'axe de la liaison plus faible : la liaison est moins forte.

On peut relier ça à la longueur de liaison.

La taille de l'atome a alors un impact sur la nature de l'atome mais on a des influences différentes : interactions physiques plus fortes avec les autres molécules, mais interactions chimiques dans la molécule plus faible.

Le fluor est l'exception. On peut expliquer ça par le fait qu'il soit un oxydant très fort (potentiels  $F_2/F^-$ ). C'est une propriété thermochimique.

### 1.3 Propriétés thermodynamiques.

### 1.4 Les halogénures d'hydrogènes

On retrouve les halogènes sous forme anioniques donc associés avec des protons. Ce sont des acides, vous avez déjà vu HCl en TP.

Pour caractériser ces acides, on peut regarder le pKa. On sait que plus le pKa est faible, plus l'acide est fort donc sa base conjuguée est stable.

On observe de la même manière l'évolution du rayon, ionique cette fois, de l'anion qui réparti mieux la charge négative et donc stabilise la base.

On peut relier ça aux énergies de liaisons H-X.

Les halogènes peuvent exister sous forme anioniques donc ont des propriétés redox.

### 1.5 Propriétés d'oxydoréduction

Comparons les potentiels standards. On voit que le pouvoir oxydant diminue avec la descente dans le tableau.

On peut également expliquer ces propriétés par la taille du rayon anionique de l'anion.

Cette cascade de pouvoir oxydant permet de former du dibrome à partir de dichlore.

Le fluor est l'élément le plus électro-négatif de la classification donc ses deux possibles sont 0 et -I

Le chlore peut avoir des deux positifs : -I, 0, +I, +III, +V, +VII et les autres halogènes aussi.

Faisons un calcul du deux dans l'acide perchlorique.

L'iode intervient dans le periodate de Death martin.

## 2 Molécules halogénées

### 2.1 Halogénures d'alcanes

On a déjà vu des halogénures d'alcanes en chimie orga dans les additions nucléophiles d'organomagnésiens.

Ou dans les substitutions nucléophiles.

Essayons de choisir le meilleur halogène pour avoir le meilleur électrophile.

On peut réfléchir avec l'électronégativité de l'halogène. Mais le raisonnement ne marche pas : on a une énergie de liaison plus grande pour C-F que pour C-Br.

Donc la différence d'électronégativité ne permet pas d'expliquer l'électrophilie.

Pour expliquer ce phénomène, on s'intéresse à la taille de l'halogène. Un halogène plus gros donc avec des OA plus diffuses a un recouvrement plus faible avec le carbone.

Si la liaison est plus faible, elle est plus facile à rompre donc on augmente la cinétique.

*Au tableau : profil réactionnel pour une SN2 entre R-X et HO-*

Mais question de coût : même si Br- est meilleur groupe partant, il coûte plus cher que les chloroalcanes, souvent on fera alors un choix entre temps et coût.

### 2.2 Interhalogène

Un **interhalogène** est une molécule de type  $XY_n$  avec Y l'halogène le plus électro-négatif.

Le fluor est le plus électro-négatif donc en général, le fluor joue le rôle de Y.

Ces molécules ont des propriétés physico-chimiques intermédiaires à celles des deux halogènes qui les constituent donc les longueurs de liaisons, les forces de liaisons.

## Conclusion

Les éléments d'une famille ont la même structure de valence mais de propriétés physico-chimiques différentes qui peuvent être expliquées principalement par l'électronégativité et la taille de l'atome. En TP, vous allez comparer les éléments d'une même famille. On pourrait également comparer les atomes en diagonales donc qui ont des rayons similaires et des électro-négativité similaires.

## Question

- Profil réactionnel ? SN2 supposé
- Pédagogique : qcm, combien de temps dans un cours, exemple de questions ? Montrer une formule de Lewis et calculer les do, plutôt fait par wooclap.
- Sur wooclap, une fois qu'on a affiché les réponses ? Si les élèves ont une bonne réponse, on passe à celle d'après mais si plus d'1/3 n'a pas bien répondu, on explique rapidement la réponse. Max 20 min
- Formule de Lewis : est-ce qu'on parle de l'organisation dans l'espace ? RPEV. Comment l'inclure dans la leçon ? dans les interhalogènes.
- Justification sur le fait que l'on ne parle que d'une seule famille ? élément imposé
- Place des relations diagonales : laquelle prendre avec les halogènes ? Chlore et l'oxygène
- activités pédao ? Famille 1,2,15 et 16 : alcalins, alcalino-terreux, pointer le tableau périodique.
- Parler d'un exemple de forme naturelle.
- dihalogène, pourquoi ? comparer les propriétés en ne prenant en compte que les halogènes, sans autres atomes.
- Evolution de couleurs ? transition pi sigma\*
- Si on n'a pas de London, quelles autres interactions ?
- $F_2$  : orbitales bien trop petites donc recouvrement peu efficace.

- Ordre de liaison ? Ordre 1 mais recouvrement entre ss et pp
- Parlons des énergies d'hydratation ? Explique sur les potentiels standards des halogènes.
- Attention au rapport pKa et énergie de liaison. Energie de liaison en rupture homolythique, mais pKa hétérolythique.
- pKa dans les prérequis.
- relation D et potentiel standard.
- Que dire avec les potentiels standards ? Les exemples de forme naturel : IO<sub>3</sub><sup>-</sup> en impureté dans le nitrate du sodium, NaCl
- Parler d'oxoacide, comparer avec le soufre et le phosphore en transversale
- intérêt de la fluoration en chimie orga ? Chimie médicinale, diminuer des réactivités de position pour ne pas les réduire (f) CF<sub>3</sub> : augmenter la lipophilie de la molécule pour augmenter le logP.
- 

## Retours

-