

LC.1 Familles d'éléments chimiques

Valentin

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

Niveau : L2

Pré-requis :

- Chimie orbitale : Recouvrement, taille des orbitales
- Configuration électronique
- Interactions de Van des Waals, états de la matière
- Formule de Lewis, hypervalence
- Degré d'oxydation
- Electronegativité
- Energie de liaison
- Evolution de rayon atomique

Difficultés :

- Beaucoup de notions à connaître pour expliquer les différences observées

Activité :

- Etude par groupes des éléments des colonnes 1,2,15 et 16

Biblio :

- Housecroft
- Chimie³

Plan proposé

1	Les dihalogènes	2
	1.1 Etat physique	2
	1.2 La liaison X-X	2
2	Propriétés thermodynamiques	2
	2.1 Les halogénures d'hydrogènes (= acides)	2
	2.2 Propriétés d'oxydoréduction	3
3	Molécules halogénées	3
	3.1 Halogénures d'alcane	3
	3.2 Interhalogènes	3

Intro pédagogique

Evaluation diagnostique, QCM wooclap pour savoir quels sont les prérequis à discuter

Travail de groupe pour éviter que ce soit trop redondant

Leçon

Intro

Déjà vu que les prop évoluent dans le tableau

On va s'intéresser aux halogènes : atomes de configuration électronique de valence ns^2np^5

Pas astate aujourd'hui, rare et pas stable (temps de demi vie faible)

1 Les dihalogènes

Dihalogène : Molécules de type X_2

1.1 Etat physique

[Image des dihalogènes à CNPT] : difluor et dichlore gazeux, dibrome liquide et diiode solide

C'est la différence de taille qui induit cette propriété : molécule plus grosse = plus polarisable. Donc interactions de London plus importantes. Donc CNTP suffisent à F_2 pour être gazeux, mais pas pour I_2

1.2 La liaison X-X

[graphique énergie de dissociation pour les dihalogènes]

Atome plus gros = orbitales plus diffuses = moins bon recouvrement

C'est lié à la longueur de liaison (augmente en descendant)

Cas particulier du fluor car énergie de liaison plus faible, car très oxydant [tableau comparaison potentiels standards] : F^- se forme plus facilement

2 Propriétés thermodynamiques

Chaque halogène peut former un ion X^-

2.1 Les halogénures d'hydrogènes (= acides)

Déjà rencontrés en labo (acide chlorhydrique par exemple). HF fragilise les os, HI gazeux (compliqué d'utilisation)

[Comparaison pKa] Acide plus fort = pKa plus faible (base conjuguée plus stable)

[Tableau rayon ionique de l'ion halogène] : rayon plus grand (I^- par exemple) = charge négative mieux délocalisée/répartie donc plus stable

[Energie de liaison H-X] : cohérent avec pKa

2.2 Propriétés d'oxydoréduction

Echanges d'électrons également

[E° des couples] : liés à la taille de l'anion (=reducteur du couple X_2/X^-), stabilisation de la charge

Pour récupérer le dibrome : $2 Br^-(aq) + Cl_2(g) = 2Cl^-(aq) + Br_2(g)$

DO :

— F le + électronégatif, et dans les 10 premiers, donc uniquement -I (et 0)

— Autres halogènes : -I, +I, +III, +V, +VII à cause de l'hypervalence

Exemple dans le cas de l'acide perchlorique ClO_4H (séparation des paires électroniques) donc +VII

On a comme exemples connus l'eau de Javel, et le DMP

3 Molécules halogénées

3.1 Halogénures d'alcane

[Comparaison électronégativité avec halogène] Exemple chlorure d'éthane = bon électrophile

Néanmoins, l'énergie de liaison n'est pas liée à cette électronégativité car C-F plus forte [énergie de liaison] : Orbitales plus diffuses = moins bon recouvrement

Comparaison cinétique : énergie d'activation plus faibles pour SN : $CH_3Br + HO^-$ que pour $CH_3Cl + HO^-$ [tracé des profils réactionnels Ep]. Donc cinétique plus rapide en descendant dans la colonne. Néanmoins, composés iodés chers, donc Br ou Cl

3.2 Interhalogènes

[tableau des interhalogènes]

DO du F = -I, pour les autres ça varie

Propriétés physicochimiques intermédiaires

Cependant, beaucoup plus réactifs : oxydants plus puissants, ou agents fluorants (pour l'uranium par exemple)

Conclusion

Même famille = même structure de valence, mais prop différentes

Electronégativité, taille de l'atome (polarisabilité et interaction ou longueurs de liaisons et recouvrement donc force de liaisons)

Vous pouvez maintenant comparer dans d'autres familles

Comparaison diagonale intéressante aussi : pour des éléments de même rayon atomique (bore et silicium), ou électronégativité similaire

Questions/Réponses

Questions	Réponses
QCM?	Formule de Lewis, etc
Si erreur sur wooclap	Préparer les corrections à l'avance
VSEPR?	Pour les interhalogènes
Relations diagonales avec halogènes	Cl et O?
Activité pédagogiques?	
Couleurs?	π^* vers σ^* , et les recouvrements sont plus faibles en descendant, donc cohérent
VdW?	dipôles instantanés (probas) qui forment dipôles induits
Pourquoi F_2 plus facile à dissocier?	Compromis entre distance et recouvrement??
Comparer les prop thermo?	
Comment préparer Cl_2 ?	Par électrolyse
Forme naturelle non -I?	IO_3^- avec nitrate de sodium

Debrief

Rajouter VSEPR

Donner des exemples (de forme naturelle, NaCl,

Rajouter formule $pH = pK_a + \dots$

Etats standards hydratés pour E°

Attention Lien énergie de liaison - pK_a (car énergie de liaison homolytique)

Rajouter lien K° et E°

ClO^- hypochlorite plutôt que ClO_4H

Parler d'oxoacides

UF_4 ou UF_6

C-F position bloquée, CF_3

Fluor dans le Teflon