

LC1 : Familles d'éléments chimiques

Lucie Marpaux, Valentin

Element imposé

Propriétés physico-chimiques d'une famille d'éléments

Introduction pédagogique

Niveau L2

Prérequis :

- Chimie orbitale : Recouvrement, taille des orbitales
- Configuration électronique
- Interactions de Van Der Waals
- Formule de Lewis, hypervalence, VSEPR
- Degré d'oxydation
- Électronégativité (évolution, ...)
- Énergie de liaison (comment elle est calculée, ce qu'elle représente)
- Évolution du rayon atomique

Difficultés :

- Beaucoup de notions à connaître pour expliquer les différences observées

Biblio :

- Housecroft
- Chimie3

Activités liées

- Étude par groupes des éléments des colonnes 1, 2, 15 et 16
- Blabla péda : Évaluation pédagogique (Wooclap), on se concentre sur les halogènes car bien connus, pleins de données, différents halogènes ont des propriétés différentes donc bonnes comparaisons

Introduction

Année précédente on a vu que les propriétés évoluent au sein de la classification, ici on s'intéresse aux halogènes : halogènes : atomes de configuration électronique de valence $ns^2 np^5$. (parle pas d'astate car peu stable)

1 Les dihalogènes

Dihalogènes : molécules du type X_2

1.1 Etat physique

Projection des dihalogènes dans conditions normales de pression et de T (gaz, liquide, vapeur) Molécules plus grosse : plus polarisable = interaction de London plus présente Etat physique liée aux interactions donc I_2 solide car grosse interactions car gros et polarisable

1.2 La liaison X-X

Projection D(X-X) selon l'atome et longueur de la liaison Atome plus gros = orbitales plus diffuses Orbitales plus diffuses = moins bon recouvrement

Attention à pas confondre juste avant : interaction physique, après sens opposé mais interaction chimique E des couples (F₂/F⁻) Potentiel plus fort pour F₂/F⁻ donc explique qu'il est plus bas

2 Propriétés thermodynamiques

2.1 Les halogénures d'hydrogènes

Ce sont des acides : on a HCl en labo, HF toxique, HI gazeux

Echelle des pKa Acide plus fort = pKa plus faible (mettre diagramme de prédominance)

Rayon ionique Plus le rayon ionique est gros plus la charge est répartie sur plus d'espace Acide plus fort : base conjuguée stabilisée

2.2 Propriétés d'oxydoréductions

Couples D₂/F⁻ etc et E° $2 Br^-(aq) + Cl_2(g) = 2 Cl^-(aq) + Br_2(g)$

Fluor : DO -I (car le plus électronégatif)

Molécules du chlore avec degrés d'oxydations Retour sur comment on calcul le DO sur exemple de ClO₄H exemple DMP

3 Molécules halogénées

3.1 Halogénures d'alcane

Echelle d'électronégativité On peut penser que plus l'halogène est électronégatif plus le carbone sera électropositif donc plus électrophile En fait : Forces de liaison de CF, CCl etc On s'intéresse de nouveau à la taille Orbitales plus diffuse = moins bon recouvrement

3.2 Les interhalogènes

Interhalogènes : Molécule du type XY_n avec Y l'halogène le plus électronégatif

Tableau des interhalogènes Revient sur les degrés d'oxydations Intéressante car propriétés intermédiaires entre les deux halogènes qui le constitue (très réactif : oxydant très puissant, agent fluorant, ...)

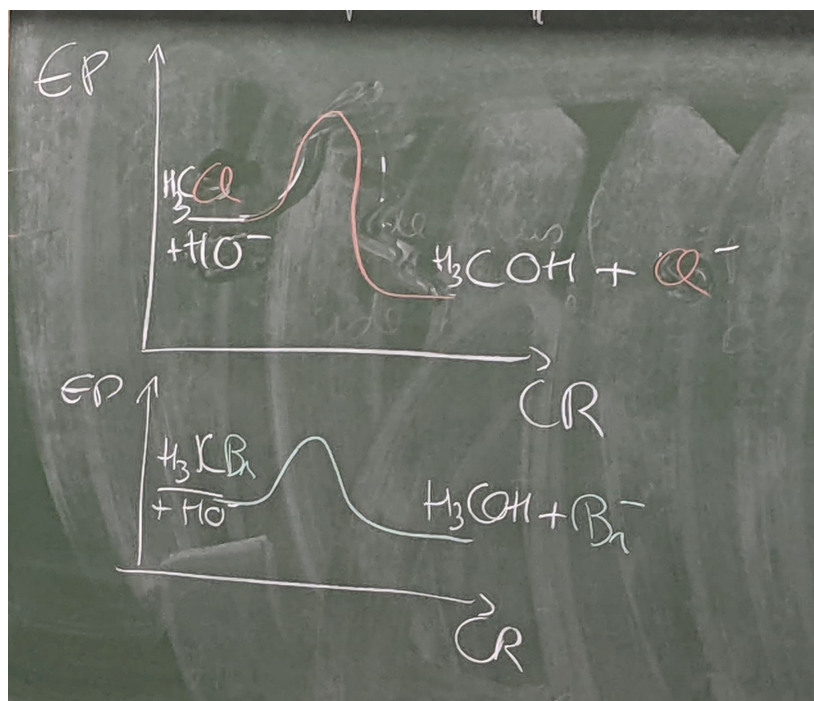


FIGURE 1

4 Conclusion

Même si les différents éléments ont la même structure de valence ils ont des réactivités différentes par l'électronégativité, la taille, ...

Travail de groupe : Relation dans même famille

Ouverture : Relation diagonale (même taille justification)

5 Question

- Pourquoi pas 18 dans activité documentaire? Bloc s et p car plus simple à comprendre, classique.
- Pourquoi astate pas stable? Tros gros (après le bismuth plus rien n'est stable)
- Mettre combien de temps sur le QCM, exemple de question? Montrer formule de Lewis et calculer degré d'oxydation.
- Une fois que tu as affiché la réponse? Si grande partie des élèves ont la bonne réponse : on réexplique pas mais à la fin, si plus d'un tiers a faux : diapo préparés à l'avance
- Est ce qu'on aurait pu utiliser la VSEPR dans la leçon et dans quelle partie? Interhalogènes
- Quelle relation diagonale prendre dans le cours? Chlore oxygène
- Nommer les familles 1, 2, 15 et 16? Les montrer sur le tableau périodique
- Parler des couleurs? Transition π^* - σ^*
- Evolution naturelle?
- Pourquoi F_2 a une $D(\text{F-F})$ très faible? Car orbitales vraiment trop petite donc recouvrement pas efficace
- Quel ordre de la liaison? σ
- Est ce que y a que les interactions s-s? Non aussi les p
- Energie d'hydratation de l'ion va dans quel sens? Energie d'hydratation plus grande quand ion petit.
- Comment faire la transition I à II?
- Cl_2 fait comment? Par electrolyse
- Molécules dans la nature? NaCl
- Forme naturel de l'iode? IO_3^- - mélangé avec nitrate de sodium
- Eau de Javel correspond à quoi? Ion hypochlorite
- Interet en chimie orga de la fluoration? Parce que CF très solide, CF_3 augmente la lipophilie de la molécule (pour teflon accroche ni huileux ni aqueux)
- Pourquoi profil réactionnel, un seul maximum d'énergie? SN_2 car bon nucléophile

6 Retour

Parler des formes naturelles (métalliques, etc) Afficher formule du pKa et pH Attention sur les liaisons X-H et les pKa : marche pas toujours car rupture pas homolytique Mettre relation entre ΔG et potentiel standard Mettre les deux coordonnées de réaction de chaque coté pour montrer qu'on commence pas au même endroit

FIGURE 2