

LC 17 – CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

24 mai 2019

Lagoin Marc & Ramborghi Thomas

Niveau : CPGE

Commentaires du jury

- Aucun commentaire dans le book ...

Bibliographie

- ♣ *Chimie tout-en-un PCSI (j'intègre)*, **B. Fosset, J.-B. Baudin, F. Lahitète** Principale source de données pour la construction de la leçon
- ♣ *La chimie expérimentale 1*, **JFLM** Pour l'expérience de solubilité des halogénures d'argent (page 85).
- ♣ *site internet : culturesciences.chimie.ens.fr* Pour les recherches historiques

Prérequis

- Savoir trouver la configuration électronique d'un atome.
- Notion d'équilibre (thermochimie)
- Classification périodique (présentation lycée)
- Notion de polarité, moment dipolaire

Expériences

- ♣ Solubilité des halogénures d'argent en tube à essais
- ♣ Titrage des ions Cl^- par $AgNO_3$ avec suivie potentiométrique

Table des matières

1	Description et justification de la classification périodique	2
1.1	Cases	2
1.2	Métaux	3
1.3	Colonnes	3
1.4	Périodes	3
1.5	Notion de Bloc	4
2	Évolution de grandeurs dans le tableau	4
2.1	Charge effective	4
2.2	Énergie d'ionisation	4
2.3	Affinité électronique	5
2.4	Électronégativité	5
2.5	Rayon orbitalaire	6
3	Test de prédiction sur la solubilité des halogénures d'argent	6
3.1	Expérience	7
3.2	Exploitation des résultats obtenus	8

Introduction

Introduction historique ennuyeuse mais nécessaire

- Avant 1700 : 12 éléments connus → en 1900 : 80 éléments connus
- 1782, ouvrage de Guyton : premières règles sur les dénominations des substances chimiques (nom commun à partir du latin ou du grec)
- 1789, ouvrage de Lavoisier : première classification en 5 catégories (éléments fondamentaux, bases, substances métalliques, terres, alkalis)
- 1808, Dalton introduit la masse dans la classification
- 1817, 1^{ère} triade de Johann Döbereiner (relation entre la masse et les propriétés chimiques) → 1850, une vingtaine de triades
- 1859, Jean-Baptiste Dumas propose les tétrades
- 1862, Chancourtois met en évidence la périodicité à travers sa vis tellurique
- 1863, John Newlands propose un tableau proche de la classification actuelle en regroupant les éléments par rapport à leurs propriétés chimiques plutôt que par simple relation arithmétique. 1^{ère} prédiction
- Vers 1860, William Odling introduit des cases vides → tableau plus respectueux des masses atomiques.
- 1869, classification de Mendeleïev des éléments (et non corps simple).
- Ultérieurement, découverte des gaz nobles qui n'avaient pas leur place dans le tableau, tableau escargot de Theodor Benfey pour éviter les discontinuités.

De l'ennuie à l'émerveillement

♥ À retenir : Au lycée, on a déjà découvert la classification périodique des éléments chimiques. Mais quelle est son utilité pour le chimiste ? On se propose ici de justifier la classification périodique grâce à la physique quantique et d'y définir certaines grandeurs permettant d'apprécier la réactivité des molécules notamment en chimie organique.

1 Description et justification de la classification periodique

1.1 Cases

- Z désigne le numéro atomique, ce qui correspond au nombre de charges (protons ou électrons dans l'atome).
- M désigne la masse atomique (souvent en g/mol). La référence est pour le carbone ${}^{12}_6C$ avec $M({}^{12}_6C) = 12 g/mol$. C'est une valeur moyenne sur l'ensemble des isotope pondérée par leur abondance.

Numéro atomique	1	Masse atomique M
	1,0	
	H	Symbole atomique
Nom	hydrogène	

FIGURE 1 – Case de la classification périodique

Exemple : pour le fluor $Z = 9$, une masse atomique $\simeq 19u$ (unité de masse atomique).

Nota Bene : Il possède 18 isotopes différents dont un seul est stable.

♥ À retenir : Une case nous donne les caractéristiques fondamentales d'un élément chimique (masse atomique et charge du nuage électronique).

1.2 Métaux

le premier découpage de la classification périodique se fait par identification de propriétés physiques macroscopiques récurrentes¹ : Les métaux se caractérisent par :

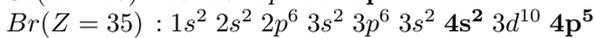
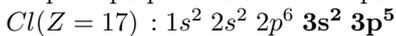
- Bonne conduction électrique et Thermique (Cu : Conductivité électrique $59,6 \times 10^6 S \cdot m^{-1}$ Conductivité thermique $401 W \cdot m^{-1} \cdot K^{-1}$)
- **malléable** (création de feuillets par laminage)
- **ductile** (peut s'étirer en fils)
- résistivité $\propto T$
- oxydes non volatils de température de fusion élevés

Il y a aussi les **non métaux** à droite du tableau. Les **métalloïdes**² eux ont des propriétés intermédiaires. Ils sont souvent des solides plus ou moins brillants et cassants.

♥ À retenir : 1^{er} classement donné par les propriétés macroscopiques.

1.3 Colonnes

Les éléments d'une même colonne où famille ont des propriétés chimiques assez proches. Pour justifier cela³, on peut constater que les membres d'une même famille ont le même nombre d'électrons de Valence ce qui explique leur réactivité proche. Par exemple les halogènes ont 7 électrons de valence :



Les éléments de la première colonne sont appelés alcalins, ceux de la seconde alcalino-terreux, ceux de la colonne 16 chalcogènes, ceux de la 17^{ème} colonne halogènes et ceux de la dernière colonne gaz noble (ou rares).



Expérience de solubilité des halogénures d'argent en tube à essais



⊖ 30 s

Les réactions sont :

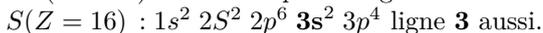
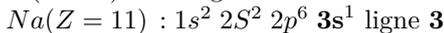
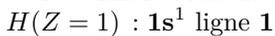


Et les solides formés sont peu solubles dans l'eau. On justifie donc que les matériaux d'une même famille ont des propriétés proches.^a

^a. Pour un effet spectaculaire, prendre des solutions concentrées à $0.1 mol/L$

1.4 Périodes

Toujours en regardant les configurations électroniques, on remarque que le numéro de la ligne correspond à l'indice de la dernière orbitale de type s remplie. Exemple :



On remarque qu'on commence la n^e ligne en remplissant une orbitale de type ns et on la termine par remplissage total de np ; Ceci est un effet du classement de la règle de Klechkowski.

♥ À retenir : une ligne donne l'information sur les électrons de coeur \rightarrow le cadre dans lequel on se place pour l'étude et une colonne donne le nombre d'électron dans la couche de valence \rightarrow donc les corps d'intérêt dont la dynamique donnera les tendances de l'élément au sein d'une réaction.

1. ces caractéristiques augmentent vers la gauche et le bas du tableau.

2. On trouve : $B Si Ge As Sb Te Po At$. ils assurent la démarcation métaux / non-métaux.

3. cf Annexe 1 sur transparent

1.5 Notion de Bloc

De manière assez générale : on peut regrouper par blocs, les éléments en fonction de la dernière orbitale remplie : Ainsi, on a le bloc **s** à gauche et **p** à droite comme prévu précédemment. On retrouve naturellement un bloc **d** ainsi qu'un bloc **f**⁴.

On peut aussi définir les **éléments de transition** comme : **ceux qui remplissent partiellement nd ou nf pour l'atome ou l'ion couramment rencontré** Ainsi :

$Co(Z = 27) : \dots 4s^2 3d^7$

$Ti(Z = 22) : \dots 4s^2 3d^3$

$Zn(Z = 30) : \dots 4s^2 3d^{10}$ non ? Mais si!!! car On rencontre souvent $Zn^{2+} : \dots 4s^0 3d^{10}$

♥ À retenir : un bloc donne la sous-couche. Son remplissage (peut remplis vs presque remplis) va donner le caractère générale de l'élément qui cherche à répondre à la règle de l'octet ou du duet.

Exemple de l'iode :

En appliquant la règle de Klechkowski, nous obtenons la configuration électronique suivante :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$.

Retrouvons sa position dans le tableau : couche de valence $5s^2 5p^5 \rightarrow 5^{ème}$ ligne et bloc p avec 7 électrons de valence \rightarrow halogène.

2 Évolution de grandeurs dans le tableau

2.1 Charge effective

- La première propriété que nous allons étudier est la charge effective Z^* .

Il s'agit de la charge moyenne perçu par un électron au sein d'un nuage électronique. Le calcul exact de son énergie doit tenir compte de son interaction avec l'ensemble des autres charges. Il devient donc vite trop fastidieux et nous devons donc faire l'approximation de Slater pour le simplifier qui consiste à introduire l'écrantage σ des autres électrons dans la charge du noyau Z et se ramener ainsi à un simple champ centrale comme dans le cas d'un hydrogéoïde :

$$Z^* = Z - \sigma \quad (2)$$

Nous allons voir que l'évolution de cette grandeur lorsque nous déplaçons dans la classification périodique donne une justification de l'évolution d'autres propriétés.

L'écrantage dû à 1 électron est inférieur à l'unité électronique (voir annexe). Ainsi lorsque nous nous translatons d'un élément chimique sur une ligne donnée, l'augmentation de Z est plus grande que celle de σ et la charge effective augmente donc également. Par railleurs, l'écrantage est d'autant plus important que les électrons sont éloignés de l'électron étudié et donc proche du noyau. Ainsi lorsque nous passons d'un gaz noble à l'alcalin de la période suivante, nous passons d'un électrons dans une couche pleine d'électrons de valence à faible σ à un électron seul dans sa couche avec une couche supplémentaire remplis d'électron de cœur à fort σ . Ceci se traduit par une importante baisse de la charge effective.

♥ À retenir : Z^* ↗ en se déplaçant \rightarrow sur une ligne et ↘ fortement en passant à la période suivante.

2.2 Énergie d'ionisation

- Notre seconde variable d'intérêt est l'énergie d'ionisation.

Nous pouvons la définir comme l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un élément chimique. Nous la noterons par la suite E_I . Attention : cette énergie est défini pour l'élément dans son état gazeux. L'électron arraché sera celui possédant la plus grande énergie. Rappelons alors l'expression de l'énergie d'un électron situé dans une couche n et une sous-couche l dans le cas de l'approximation de Slater :

4. **Attention!!! la case $(n+1)d^1$, plus basse en énergie, se remplit avant la nf^1** C'est la seule exception à Klechkovski que l'on trouve dans la classification.

$$E_{n,l} = -13,6 \left(\frac{Z^*}{n^*} \right)^2 \text{ eV} \quad \text{avec : } n^* \text{ appelé nombre quantique effectif} \quad (3)$$

Nota Bene : Tout comme la charge effective, n^* traduit un écart au nombre quantique principal et s'écrit sous la forme $n^* = n - \delta$ avec δ le défaut quantique. Nous savons en effet que la véritable énergie doit tenir compte du couplage spin-orbite qui sort largement du cadre de cette leçon. Cette correction fut introduite à la main par Slater en 1960 pour réduire l'écart entre les valeurs obtenus expérimentalement et ces valeurs théoriques.

La formule précédente nous montre que les variations de l'énergie d'un électron et donc l'énergie d'ionisation sont reliées à celles de Z^* . Nous pouvons donc prévoir l'évolution de E_I dans la classification périodique.

♥ À retenir : $E_I \nearrow$ en se déplaçant \rightarrow sur une ligne et en \uparrow dans une colonne (ici non prévisible par Z^* et faible). Attention plusieurs atomes ne respectent pas cette évolution (ex : oxygène et soufre).

Il nous reste à voir quelles informations nous pouvons en tirer sur une réaction. Dans le cas d'une réaction d'oxydo-réduction, un électron est échangé entre une espèce réductrice qui cède la particule et un oxydant qui la capte. La classification nous informe que les premières colonnes du tableau ont des énergies d'ionisation assez faible. Si nous retrouvons l'un des ces éléments dans les réactifs, nous pouvons prévoir qu'il s'agira du réducteur. Nous pouvons cité la forte réactivité des alcalins dans l'eau comme autre exemple de prédiction.

Nota Bene : Le modèle de Drude considère les électrons de valence d'un métal comme une mer de particule interagissant peu avec les noyaux. Plus l'énergie d'ionisation est faible, plus l'élément chimique sera un bon conducteur.

2.3 Affinité électronique

- Nous poursuivons notre étude sur l'affinité électronique.

Pour cela nous devons d'abord introduire la notion d'énergie d'attachement électronique. Il s'agit simplement de l'énergie nécessaire pour ajouter un électron à un atome se trouvant là encore sous forme gazeux. Cette énergie est le plus souvent négative et nous pouvons donc utiliser son inverse que nous appelons l'affinité électronique. Nous retrouvons expérimentalement les tendance suivantes :

♥ À retenir : $AE \nearrow$ en se déplaçant \rightarrow sur une période et \simeq dans une colonne.

Nous pouvons ici encore reprendre l'exemple d'une équation d'oxydo-réduction. Les halogènes sont les éléments possédant les plus grandes affinités électroniques (règle de l'octet). L'acquisition d'un électron s'accompagnera d'une forte baisse en énergie d'où leur bon caractère oxydant.

2.4 Électronégativité

- La prochaine variable à laquelle nous allons nous intéresser est l'électronégativité que nous noterons χ .

Il s'agit de la capacité pour un atome à attirer des électrons lorsque ceux-ci sont partager avec d'autres atomes aux seins d'une molécule sous forme de liaisons. Nous pouvons retrouver dans la littérature 3 définitions un peu différentes de cette grandeurs que nous allons vous présenter :

- la première est appelée échelle de Mulliken ;

Ici l'idée a été de constater que cette appropriation d'électron apparait déjà dans les notion d'énergie d'ionisation E_I et d'affinité électronique AE définit précédemment. En effet, si un atome à une forte électronégativité alors nous allons avoir du mal à lui enlever un électrons, ce qui se traduit par une énergie d'ionisation élevée. De la même manière il sera facile de lui attacher un électrons car il subira une force attractive d'où une forte énergie affinité électronique. Par conséquent nous nous attendons à ce que χ soit proportionnelle ces 2 grandeurs , d'où :

$$\chi_M = k \frac{E_I + AE}{2} \quad \text{avec : } k \text{ une constante.} \quad (4)$$

- la seconde est appelée échelle d'Allred-Rochow ;

Nous avons vu que les interactions complexes d'un électron au sein d'un atome polyélectronique pouvait être ramener à une simple attraction coulombienne grâce à l'introduction de Z^* . Nous pouvons donc définir également l'électronégativité comme le champ généré par ce noyau effectif :

$$\chi_{AR} = k' \frac{Z^*}{r^2} + k'' \quad \text{avec :} \quad k' \text{ et } k'' \text{ des constantes et } r \text{ le rayon atomique.} \quad (5)$$

- la troisième est appelée échelle de Pauling.

Si nous considérons 2 atomes différents A et B , alors ces derniers auront des électronégativités différentes. Par conséquent une liaison $A - A$ aura une "forme" (nuage électronique) différentes qu'une liaison $A - B$ donc des énergies D_{A-A} et D_{A-B} différentes également. Nous nous rendons compte ici que la déformation du nuage est relié à cette capacité relative entre les 2 atomes à s'approprier le doublet. Avec cette déduction, Pauling définit :

$$|\chi_{P,A} - \chi_{P,B}|^2 = k''' \left(D_{A-B} - \sqrt{D_{A-A} \times D_{B-B}} \right) \quad \text{avec :} \quad k''' \text{ une constante} \quad (6)$$

Nota Bene : les constantes k , k' et k'' sont choisit de manière à obtenir une valeur de 2,2 pour l'électronégativité de l'hydrogène.

Comme nous le montre la seconde définition, χ est reliée également à Z^* . Nous pouvons ainsi en déduire l'évolution de cette grandeur dans la classification périodique :

♥ À retenir : $\chi \nearrow$ en se déplaçant \rightarrow sur une ligne et en \uparrow dans une colonne. Comme moyen mémo-technique, nous pouvons souligner que le fluor est l'élément le plus électronégatif de la classification. Par conséquent, plus nous nous rapprochons de lui, plus nous avons de chance de trouver une valeur élevé pour χ .

La forte l'électronégativité des halogènes nous justifie leur comportement similaire dans la première expérience réalisée. Les ions halogénures forment facilement un précipité avec un cation et des solides ioniques avec les alcalins (NaCl). Ils sont d'autant plus oxydents que nous montons dans la colonne. Il forment également facilement des molécules diatomiques par création de liaison covalente.

2.5 Rayon orbitalaire

- Nous finissons notre petite étude sur celle du rayon orbitalaire que nous noterons r_n .

Nous rappelons la formule introduite dans le cours sur la structure des atomes :

$$r_n = \frac{n^{*2}}{Z^*} \times r_0 \quad \text{avec :} \quad r_0 \text{ le rayon de bohr} \quad (7)$$

Nota Bene : Le rayon de Bohr est définit comme la distance moyenne (temporelle) entre l'électron et le proton dans un atome d'hydrogène et vaut :

$$r_0 = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m_e q_e^2} \simeq 0,53 \text{ \AA} \quad (8)$$

Nous pouvons ici encore déduire son évolution dans la classification périodique en fonction de celle de Z^* et de n .

♥ À retenir : $r_n \nearrow$ en se déplaçant \leftarrow sur une ligne et en \downarrow dans une colonne.

♥♥♥ À retenir : retrouver l'évolution générale des différentes grandeurs que nous avons définit dans la classification est chose aisé à partir des formules. Il n'est donc pas pertinent d'apprendre les évolutions bêtement ! Elles sont toute reliées à la charge effective donc aux interactions électrostatiques noyau - électron et électron - électron. Attention toutefois aux exceptions !

3 Test de prédiction sur la solubilité des halogénures d'argent

Nous avons vu que qualitativement les halogénures précipitaient en présence d'ion argent. Cependant les différents éléments ne sont pas dans la même case. Nous pouvons donc comparer quantitativement les valeurs de K_S pour deux éléments (ici I et Cl).

Nous allons devons donner à présents des formules sans les démontrer, utilisant des notions que vous verrez plus tard dans l'année et l'année prochaine. Ce qu'il faut retenir c'est qu'il est possible de relier K_S à une grandeur physique mesurable.

La constante de solubilité est donnée par :

$$K_S = \frac{[Ag^+]^{eq} \cdot [Cl^-]^{eq}}{c^{\circ 2}} \quad (9)$$

La réaction ayant lieu étant :



La concentration au cours du temps se trouve grâce à un simple bilan de matière :

$$[Cl^-]^{eq}(t) \times (V_0 + v) = [Cl^-]_0 \times V_p - [Ag^+]_0 \times v \quad (11)$$

Cette grandeur peut être mesurée par l'intermédiaire d'une tension. La formule reliant les 2 grandeurs est :

$$K_S = [Cl^-]^{eq}(t) \times \exp\left(\frac{F}{RT}(\Delta E(t) - E^\circ(Ag^+/Ag_{(s)}) + E_{ECS})\right) \quad (12)$$

♥ À retenir : La valeur de K_S , reliée à la concentration dans le mélange, va nous être donnée par la mesure d'une tension.

3.1 Expérience



titrage des ions Cl^- par $AgNO_3$ avec suivi potentiométrique

🔗 La chimie expérimentale 1, JFLM

⊖ 4-5 min

- Référence **ECS** avec allonge ^a
- **électrode d'argent (primordial)**
- On n'oublie pas le **Thermomètre**
- $[Cl^-]_0 = [Ag^+]_0 = 0.02 mol/L$

On prélève 10 mL à $[Cl^-]_0$ de solution de chlorure de potassium que l'on place dans un bécher de 100 mL et on rajoute un volume de 50 mL d'eau distillée. (Tous les volumes sont mesurés avec de la verrerie jaugée.)

On titre Cl^- (Chlorures) par les ions Ag^+ (Argent) ^b

^a. Si pas d'allonge, on a Ag^+ et X^- qui diffusent depuis chaque côté du verre fritté et qui forment AgX dans le verre fritté ce qui vient le boucher et détruit l'électrode.

De manière générale, si Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} → Allonge sur l'ECS

^b. En préparation, il faudra suivre le même protocole avec une solution de NaI . Attention, dans ce cas là, pendant l'année, on a eu le problème suivant : Le potentiel subissait une dérive lente de $-0.25 mV/s$. Il faut donc prendre les mesures de potentiel très rapidement après chaque ajout de Ag^+

Annexe : Calculs pour la détermination de K_S (non donnée au cours de la leçon)

La réaction qui se déroule est :



A l'équilibre (ce qui sera toujours le cas), quand toutes les espèces coexistent :

$$K_S = \frac{[Ag^+]^{eq} \cdot [Cl^-]^{eq}}{c^{\circ 2}} \quad (14)$$

De plus, comme on a une **électrode d'argent** où $Ag^+ + e^- = Ag_{(s)}$ Nernst nous donne :

$$E = E^\circ(Ag^+/Ag_{(s)}) + \frac{RT}{F} \cdot \ln\left(\frac{[Ag^+]^{eq}}{c^\circ}\right) \quad (15)$$

$$E = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) + \frac{RT}{F} \cdot \ln \left(\frac{K_S}{[\text{Cl}^-]^{eq}} \right) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) + \frac{RT}{F} \cdot \ln(K_S) - \frac{RT}{F} \cdot \ln([\text{Cl}^-]^{eq}) \quad (16)$$

La différence de potentiel que l'on mesure à l'instant t est donc :

$$\Delta E(t) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) - E_{ECS} + \frac{RT}{F} \cdot \ln(K_S) - \frac{RT}{F} \cdot \ln([\text{Cl}^-]^{eq}(t)) \quad (17)$$

Avant l'équivalence, on a Cl^- en solution en équilibre avec le précipité. à ce moment là, on peut appliquer toutes ces lois. Soit $[\text{Cl}^-]_0$ et $[\text{Ag}^+]_0$ les concentrations initiales dans le bécher et la burette. Soit V_0 le volume de solution de Cl^- initial et v le volume versé. Si $v < v_{eq}$: à chaque instant, un bilan de matière donne :

$$[\text{Cl}^-]^{eq}(t) \times (V_0 + v) = [\text{Cl}^-]_0 \times V_p - [\text{Ag}^+]_0 \times v \quad (18)$$

$$[\text{Cl}^-]^{eq}(t) = \frac{[\text{Cl}^-]_0 \times V_p - [\text{Ag}^+]_0 \times v}{V_0 + v} \quad (19)$$

On a pour **chaque point avant l'équivalence** :

$$\ln(K_S) = \frac{F}{RT} (\Delta E(t) - E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) + E_{ECS}) + \ln([\text{Cl}^-]^{eq}(t)) \quad (20)$$

donc :

$$K_S = [\text{Cl}^-]^{eq}(t) \times \exp \left(\frac{F}{RT} (\Delta E(t) - E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) + E_{ECS}) \right) \quad (21)$$

3.2 Exploitation des résultats obtenus

Ici, On a $V_p = 10 \text{ mL}$; $V_0 = 60 \text{ mL}$; $[\text{Cl}^-]_0 = [\text{Ag}^+]_0 = 0.02 \text{ mol/L}$ ainsi que : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) = 0,7996 \text{ V}$ et $E_{ECS} = 0,248 \text{ V}$. $F = 96500 \text{ C/mol}$

On trouve normalement une valeur proche des valeurs théoriques :

$$K_S(\text{AgCl}_{(s)}) = 1.63 \cdot 10^{-10}$$

$$K_S(\text{AgI}_{(s)}) = 2.6 \cdot 10^{-16}$$

- On trouve bien des constantes K_S très faibles dans les deux cas \rightarrow prédiction qualitative OKAYYY!
- Pouvons-nous prédire que $K_S(\text{AgCl}_{(s)}) > K_S(\text{AgI}_{(s)})$?

Nota Bene : pour briller en société $K_S(\text{NaCl}) = 32.98$

Nous devons de nouveau discuter de notion qui n'ont pas de liens direct avec cette leçon pour voir si nous . La solubilité dépend de la force et de la géométrie de la liaison de notre molécule. En effet si elle se détruit facilement dans l'eau, la solubilité sera grande. Or la destruction sera d'autant plus efficace que la liaison sera polarisée (solvant polaire).

Regardons comment évolue cette grandeurs dans la classification. La polarité de la liaison a à voir avec son moment dipolaire électrique : $\vec{P} = q\vec{d}$ où q est la charge des participants à la liaison et d la distance entre eux. Dans l'eau, à priori, on est d'autant plus soluble que P est grand. La classification nous donne deux informations plutôt contradictoires :

- d'une part, les rayons atomiques r sont tels que : $r(\text{Cl}) < r(\text{I})$ donc on prévoit que d est plus petit pour AgI . Si les rayons atomiques étaient la seule explication, on devrait donc observer $K_S(\text{AgCl}_{(s)}) \ll K_S(\text{AgI}_{(s)})$, **ce qui n'est pas le cas!!!**⁵
- D'autre part, l'électronégativité χ est telle que $\chi(\text{Cl}) > \chi(\text{I})$. Donc on s'attend dans la formule précédente à avoir $q(\text{Cl}) > q(\text{I})$. Ainsi, on devrait avoir $K_S(\text{AgCl}_{(s)}) > K_S(\text{AgI}_{(s)})$ si la différence d'électronégativité est le facteur prépondérant.

Cette contradiction interne au tableau est en effet une limite qu'il peut être importante de mettre en évidence. Parfois, on définit de manière phénoménologique des tendances et des grandeurs utiles dans beaucoup de cas mais elles peuvent aussi se contredire. Il faut avoir conscience des limites du modèle.

♥♥♥ À retenir : l'étude de l'évolution des grandeurs dans un tableau permet de déduire un comportement général d'un composé dans une réaction. La prédiction est donc qualitative. La prédiction quantitative pouvant mener très rapidement à la faute, il est préférable d'utiliser le tableau comme justification pour ce type de comparaison.

5. De mon humble point de vue, cela signifie que la liaison $\text{Ag}-X$ n'est pas ionique car alors, on aurait pour tout X la même charge e et donc K_S croissant avec r (**Attention, ce raisonnement est un peu osé... il pourrait y avoir d'autres paramètres.**)

Conclusion

Rappeler sur transparent l'ensemble des points importants (♥ À retenir).

Annexe

Quelques configurations électroniques

Alcalins

- $Li(Z = 3) : 1s^2 2s^1$
- $Na(Z = 11) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $K(Z = 19) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- $K(Z = 37)...$
- $K(Z = 55)...$

Chalcogènes (nom désuet)

- $O(Z = 8) : 1s^2 2s^2 2p^4$
- $S(Z = 16) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- $Se(Z = 34) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
- $Te(Z = 52)...$
- $Po(Z = 84)...$

Halogènes

- $F(Z = 9) : 1s^2 2s^2 2p^5$
- $Cl(Z = 17) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $Br(Z = 35) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- $I(Z = 53)...$
- $At(Z = 85)...$

Quelques propriétés des éléments (inspiré de Wikipedia)

Alcalins : "Les métaux alcalins sont tous des métaux brillants, mous et très réactifs dans les conditions normales de température et de pression. [...]"

Le mot provient de l'arabe al-qily désignant les cendres végétales, riches en potassium."

Alcalino-terreux : "ils sont blanc argenté, brillants, et chimiquement assez réactifs à température et pression ambiantes."

Le nom « métaux de terre » utilisé en alchimie et décrivant les métaux qui résistent au feu, les oxydes de métaux alcalino-terreux demeurant solides à température élevée."

Halogènes : "À 0 °C et à pression atmosphérique, les corps simples de cette famille sont formés de molécules diatomiques. Leur état standard est gazeux pour le difluor et le dichlore, liquide pour le dibrome, et solide pour le diiode."

Règles de calcul de Slater

Règles de calcul de Slater de l'écrantage d'un électron d'intérêt e_1 créée par un autre électron e_2 de l'atome polyelectronique :

- Si l'électron e_2 se situe dans le même niveau électronique que e_1 (même n), c'est à dire s'il s'agit d'un électron de valence, alors il exerce un écrantage 0,35 (charges électroniques), à l'exception du groupe 1s pour lequel la valeur est de 0,30.
- Si l'électron e_1 est caractérisé par un nombre quantique principal n et un nombre quantique secondaire s ou p alors il subit un écrantage de 0,85 par l'électron e_2 si son nombre quantique principal est $(n - 1)$, ou 1 si son nombre quantique principal est inférieur.
- Si l'électron e_1 est caractérisé n et d ou f alors il subit un écrantage de 1,00 de la part de e_2 qu'il soit caractérisé par un n inférieur ou par un n identique mais un l inférieur.

électron j \ électron i	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d
1s	0.30					
2s 2p	0.85	0.35				
3s 3p	1	0.85	0.35			
3d	1	1	1	0.35		
4s 4p	1	1	0.85	0.85	0.35	
4d	1	1	1	1	1	0.85