

LC-29-Solubilité (CPGE)(Lycée)

Maud

12 juin 2022

Pré-requis

- Evolution spontanée
- Quotient de réaction, constante de réaction
- Equation bilan
- Titrage
- Equation A/B
- Diagramme de prédominance
- potentiel hydrogène, pH
-

Références

- [1] Bruno Fosset, Jean-Bernard Baudin, and Frédéric Lahitète. *Chimie tout-en-un : MPSI*. Dunod, 2019.
- [2] Florence Porteu-de Buchère. *L'épreuve orale du CAPES de chimie : se préparer efficacement à l'exposé expérimental et à l'épreuve sur dossier cours, montages et exercices corrigés*. Sciences sup Chimie. Dunod, Paris, [2e édition]. edition, 2012.

Table des matières

1	Intro SPCL	2
2	Intro CPGE	2
3	Equilibre hétérogène en solution aqueuse	3
3.1	Equilibre de solubilité	3
3.2	Rupture d'équilibre	4
4	Séparation de l'aluminium et du fer	5
4.1	Influence du pH	5
4.2	Principe de la séparation	5
4.3	Manipulation	5
5	Titrage par précipitation	6
5.1	Analyse de la courbe de titrage	6
5.2	Manipulation	6
5.3	Détermination du K_s	6
5.4	Lien entre K_s et solubilité	6
5.5	Facteurs influençant la solubilité	7
6	Conclusion	7
7	Questions	9

1 Intro SPCL

"La solubilité, étudiée en physique-chimie et mathématiques en classe de première, permet d'introduire le quotient de réaction et la constante d'équilibre, la notion de réaction non-totale ayant été vue à travers les réactions des acides et bases faibles dans l'eau. Les équilibres acide-base sont étudiés en exploitant les notions vues en physique chimie et mathématiques comme le diagramme de prédominance, les solutions tampon et le coefficient de dissociation. Les équilibres d'oxydo-réduction sont quant à eux étudiés en lien avec l'étude des piles dans l'enseignement de physique-chimie et mathématiques. Ces différents types de réaction servent de support à des titrages qui peuvent utiliser des techniques conductimétriques."

Séquences pédagogiques ?

2 Intro CPGE

Introduction pédagogique

"Les choix pédagogiques relatifs au contenu des séances de travail expérimental permettront de contextualiser ces enseignements. Les dosages par titrage sont étudiés exclusivement en travaux pratiques. L'analyse des conditions choisies ou la réflexion conduisant à une proposition de protocole expérimental pour atteindre un objectif donné constituent des mises en situation des enseignements évoqués précédemment. Ces séances de travail expérimental constituent une nouvelle occasion d'aborder qualité et précision de la mesure. "

"Il est cependant important de noter qu'on évite tout calcul inutile de concentration, en privilégiant l'utilisation des diagrammes pour valider le choix de la réaction mise en jeu. Dans ce cadre, aucune formule de calcul de pH n'est exigible."

Ce cours est donc un cours introductif à un TP où les élèves pourront réaliser un titrage par précipitation : titrage des ions chlorures dans une solution de sérum physiologique. Ce sera également l'occasion de revoir les facteurs influençant la solubilité. Puisque dans cette leçon, on se préoccupera d'avantage du pH de la solution dans le but de séparer deux espèces ioniques, on évoquera en fin de leçon les autres facteurs (qui seront donc revu en TP).

Objectifs pour les profs

- Revoir les équilibres spontanés
- Calcul de constante d'équilibre (déjà vu pour les relations d'A/B)
- sensibiliser les élèves aux enjeux de retraitement, de séparation, dépollution
- insister sur la stoechiométrie dans les équations pour déterminer la solubilité des espèces

Objectifs pour les élèves

- voir l'importance des coefficients stoechiométriques quant à la solubilité de deux espèces qui font intervenir un même ion
- Introduire la notion d'équilibre hétérogène,
- Aborder les notions de solubilité et de diagramme d'existence et leur utilisation,
- Faire la différence entre domaine d'existence et de prédominance
- Illustrer un procédé de séparation,
- Découvrir une nouvelle méthode de caractérisation : le titrage par précipitation.
- Reconnaître les facteurs influençant la précipitation/solubilité d'une espèce
- Prévoir des diagrammes de prédominance et d'existence les espèces en présence et les réactions : c'est une première approche des leçons qui suivront, notamment avec les diagramme E-pH (ce sera l'occasion pour les élèves de voir également que le potentiel de la solution influence la précipitation des espèces par réaction d'oxydo-réduction)

Activités pour les élèves

- mise en contexte : retraitement des eaux polluées, TP de séparation d'une solution de cuivre et d'aluminium (pas besoin d'utiliser de la celite)

- séance de TD où l'on pourra voir l'influence d'effet d'ions communs et de la température.

Leçon abordée en deuxième partie d'année, afin d'avoir déjà vu les équilibres homogènes (réactions acide-base) en cours comme en TP. Les outils utilisés dans cette leçon (produit de solubilité, pK_S , diagramme d'existence) seront compris par analogie avec les outils déjà vus (constante d'équilibre, pK_A , diagramme d'existence). Cette leçon permet d'ajouter une méthode de titrage au répertoire des élèves et de les préparer à l'oxydoréduction, leçon nécessitant les diagrammes d'existence pour introduire les diagrammes potentiel-pH.

Introduction générale

La leçon d'aujourd'hui concerne la solubilité. C'est un phénomène que l'on observe au quotidien. Quand on met du sel dans l'eau des pâtes, il passe de l'état solide à l'état de soluté en phase aqueuse. Mais si on en ajoute suffisamment, comme dans la mer morte, on atteint une concentration maximale dans la solution et une partie du sel reste sous forme solide. On dit que la solution est saturée. Quand une espèce existe ainsi dans deux phases différentes, on parle d'équilibre hétérogène. C'est le cas aussi dans une bouteille de coca où le dioxyde de carbone est réparti entre la phase gazeuse et la phase aqueuse. Ces concepts sont aussi utilisés dans l'industrie. Le fer et l'aluminium, avec lesquels beaucoup d'entre vous travailleront en tant qu'ingénieur.es, sont souvent extraits d'une roche, la bauxite, et leur séparation utilise des notions de solubilité. (Notons que la bauxite tire son nom du village des Baux de Provence où elle est extraite. Sa couleur rouge est due à l'oxyde de fer qu'elle contient)(faut aller se renseigner sur la bauxite et le principe parce que c'est un peu différent cf.Wikipédia ou sur le BUP). Au cours de cette leçon, notre objectif sera de réaliser cette séparation du fer et de l'aluminium. Mais pour mieux comprendre ce protocole, nous devons d'abord poser certains outils de chimie générale.

Nous nous intéressons aux solides de nature ionique : l'équilibre met en jeu le solide et les ions constitutifs du précipité en solution tandis que l'on pourra voir le cas des solides moléculaire qui met en jeu le solide et l'espèce moléculaire solvatée pour des molécules inorganiques (I_2). Dans une autre leçon, on pourra voir la solubilité des espèces moléculaires organiques qui porte d'avantage sur les propriétés microscopiques de la matière moléculaire pour justifier la solubilité des espèces (acide benzoïque).

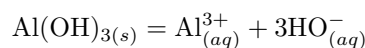
ou Introduction sur le corail/ la mer morte [2] P.266 : on a ici une liste d'expériences qui montrent les paramètres influençant la solubilité.

3 Equilibre hétérogène en solution aqueuse

3.1 Equilibre de solubilité

Equation de solubilisation

On s'intéresse à une réaction de solubilisation.



Si on la réalise dans le sens inverse, on parle de réaction de précipitation. C'est une réaction qui, a priori, est équilibrée. Notons que cet équilibre chimique fait intervenir des espèces de plusieurs phases distinctes. On l'appelle équilibre hétérogène.

Transition

Comme à tout équilibre chimique, on associe à cette réaction une constante d'équilibre.

Produit de solubilité

C'est la constante d'équilibre de la réaction de solubilisation. Dans l'exemple précédent, il s'écrit

$$K_S = Q_{r,eq} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_{eq} [\text{HO}^-]_{eq}^3}{C^{\circ 4}}$$

dans le sens de la solubilisation (on rappelle que l'activité des solide valent 1, d'où l'expression de la constante d'équilibre) . De même que pour la constante d'équilibre, on lui associe un potentiel

$$pK_S = -\log K_S \quad ; \quad K_S = 10^{-pK_S}$$

ce qui permet de travailler avec des grandeurs raisonnables et de comparer facilement les constantes d'équilibre.

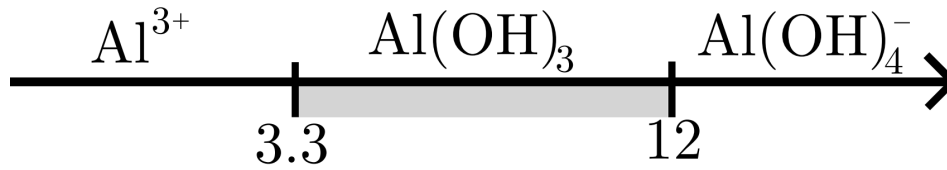


FIGURE 1 – Diagramme d'existence et de prédominance de l'aluminium

Transition

Les réactions de solubilisation ressemblent aux réactions acido-basiques, mais il y a une différence majeure entre les deux : les réactions de solubilisation ne sont pas toujours équilibrées. On va voir sous quelles conditions, le solide est en équilibre avec les espèces solvatées, les ions.

3.2 Rupture d'équilibre

Condition d'existence du solide

Si les concentrations en ions sont trop basses, le quotient réactionnel de la réaction de solubilisation $Q_r = \frac{[Al^{3+}][HO^-]^3}{C^{\circ 4}}$ est inférieur à la constante d'équilibre K_S . Il va donc tendre à augmenter et les concentrations en ions vont augmenter. Le solide va ainsi être solubilisé, éventuellement jusqu'à disparaître entièrement. On n'a alors plus d'équilibre. Si au contraire il y a assez de solide, la solution se sature en ions et il reste du solide pour faire l'équilibre. Le calcul du quotient réactionnel à l'instant initial ne préjuge en rien de l'existence ou non du précipité ais elle conduit à énoncer un critère permettant de conclure quant à son existence.

Pour quantifier ça, on définit la solubilité s comme la quantité de matière de solide à insérer dans un litre de solution pour atteindre exactement la saturation. Attention, c'est une quantité de matière mais elle s'exprime en mol par litres. On relie la solubilité à la constante d'équilibre en remarquant qu'à l'équilibre, les concentrations des ions sont reliées entre elles :

$$[Al^{3+}]_{eq} = s \quad ; \quad [HO^-]_{eq} = 3s$$

(Faire un tableau d'avancement)

$$K_S = \frac{s(3s)^3}{C^{\circ 4}} \quad ; \quad s = \frac{1}{3^{3/4}} K_S^{1/4} C^{\circ}$$

Le pK_S contient toute l'information sur la solubilité d'une espèce en fonction de sa quantité, tout comme on avait vu que le pK_A contient toute l'information sur la répartition d'une espèce entre sa forme acide et sa forme basique en fonction du pH. On avait alors utilisé un outil graphique très pratique : le diagramme de prédominance. Ici, on peut faire de même et définir un diagramme d'existence. Par exemple, pour l'aluminium, on peut voir les espèces qui existent dans un milieu en fonction de la concentration en hydroxyde. Le diagramme prend alors cette forme : Ainsi on a de la même manière que pour les équilibres A/B, le critère suivant (sur slide ?) :

- si $Q_r < K_S$: la solution n'est pas saturée, il n'y a pas de solide
- si $Q_r = K_S$: il y a équilibre solide/espèce en solution
- si $Q_r > K_S$: il y a précipitation et diminution du quotient de réaction jusqu'à vérifier $Q_r = K_S$

Les zones des ions Al^{3+} et $Al(OH)_4^-$ sont des zones de prédominance car ces espèces existent aussi dans les autres zones en étant minoritaires. La zone du solide $Al(OH)_3$ est une zone d'existence car ce solide n'existe pas ailleurs. Sur ce diagramme, on peut relier les délimitations des domaines aux constantes de solubilité. Par exemple, pour la première,

$$K_S = \frac{[Al^{3+}]_{\text{trace}} [HO^-]_{\text{fr}}^3}{C^{\circ 4}} = 0.1 \frac{[HO^-]_{\text{fr}}^3}{C^{\circ 3}}$$

$$pH_{\text{fr}} = 14 + \log \frac{[HO^-]_{\text{fr}}}{C^{\circ}} = 14 + \log \left[\left(\frac{K_S}{0.1} \right)^{1/3} \right] = 3.3$$

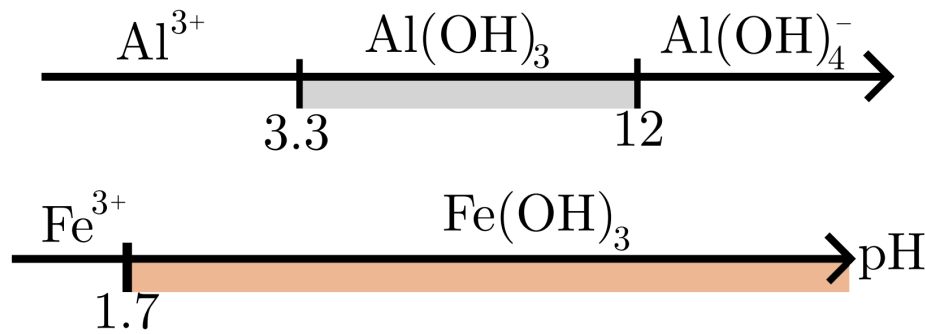


FIGURE 2 – Diagramme d'existence et de prédominance de l'aluminium et du fer

Remarque : On peut avoir des axes de diagramme d'existence qui ne sont pas en pH ou pOH. Par exemple, on peut prendre l'exemple avec AgI et un axe en pI comme on le voit [1] p.470. On pourra profiter de cette exemple pour insister sur la lecture de diagramme pour déterminer la présence de solide à l'état final.

Remarque

Le tracé du diagramme dépend de la solution étudiée (ici de la concentration en ions Ag^+), ce qui diffère des diagrammes de prédominance acido-basiques pour lesquels les frontières sont fixées indépendamment des solutions étudiées.

Transition

On peut utiliser l'influence du pH dans des méthodes de séparation, comme celle de l'aluminium et du fer dans la bauxite évoquées précédemment.

4 Séparation de l'aluminium et du fer

4.1 Influence du pH

On peut faire une manip' qualitative

4.2 Principe de la séparation

Manque une phrase pour dire que l'aluminium sous forme d'alumine dans la Bauxite. La bauxite contient en grande partie des oxydes d'aluminium $Al(OH)_3$ et de fer et $Fe(OH)_3$. L'aluminium et le fer sont utiles dans l'industrie pour diverses applications métallurgiques. On cherche donc à les obtenir purs. Regardons les diagrammes d'existence de l'aluminium et du fer en fonction du pH.

On observe que les deux espèces sont sous forme ionique à pH faible, puis sous forme d'un hydroxyde solide. Cependant, l'aluminium se solubilise de nouveau en milieu basique. Cette zone est intéressante car elle nous permet d'avoir le fer dans le solide et l'aluminium dans la phase aqueuse. On peut les séparer en filtrant la solution. Puis on peut revenir en milieu neutre pour faire précipiter l'hydroxyde d'aluminium. (Faire un schéma propre de la succession d'étapes avec le contenu progressif du bécher.)

4.3 Manipulation

Verser 10mL d'une solution de nitrate d'aluminium $Al(NO_3)_3$ à 0.5M et de sulfate de fer (III) $Fe_2(SO_4)_3$ à 0.1M dans un bécher de 150mL. Agiter et ajouter de l'eau distillée de sorte que les électrodes de pH-métrie soient immergées. Ajouter de la soude à 1M jusqu'à atteindre pH = 13. Observer l'apparition d'un précipité couleur rouille. Filtrer sur célite. Observer la récupération du précipité sur la célite et l'obtention d'une solution limpide incolore. Ajouter de l'acide sulfurique à 2M jusqu'à revenir à pH neutre. Observer l'apparition d'un précipité blanc. Ajouter éventuellement du thiosulfate de sodium et observer que la couleur ne change pas, ce qui assure l'absence de fer dans le milieu. (Pour une expérience plus visuelle, il est possible de concentrer un peu plus les ions, notamment les ions aluminium dont le précipité blanc est moins visible que celui de fer. Commencer la réaction à pH neutre pour avoir un précipité visible

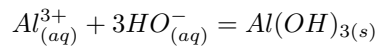
dès le départ (la bauxite contient des oxydes de fer et d'aluminium). Utiliser de la soude à 5M pour gagner du temps. Filtrer avec un entonnoir large.)

La précipitation a montré son efficacité dans la séparation de deux espèces, et l'objectif de séparer les deux métaux est atteint. Maintenant, il serait intéressant de savoir quelle quantité d'aluminium on a extrait. Profitons-en puisque l'aluminium précipite, pour découvrir une nouvelle méthode de titrage : le titrage par précipitation.

5 Titrage par précipitation

5.1 Analyse de la courbe de titrage

La réaction étudiée pour ce titrage est la réaction de précipitation de l'hydroxyde d'aluminium



. Ce titrage est réalisé par un suivi pH-métrique. On se place en milieu acide pour bien observer le début du titrage et on titre 10mL de la solution mère par de la soude à 0.2M. On sait que les ions aluminium sont en concentration proche de 0.1M et que le pH est de 1.3 ce qui nous permet de tracer la courbe de titrage attendue avec dozzaqueux. On observe différentes phases sur cette courbe.

- Entre 0 et 2.5mL, la soude titre l'acide et on observe le début d'un saut de pH.
- A 2.5mL, les ions hydroxyde sont assez concentrés pour réagir avec les ions aluminium et précipiter. A partir de là, tout ajout d'hydroxyde est transformé en précipité et la concentration en HO^- ne varie presque pas, d'où un palier de pH. On appelle "point anguleux" le premier point de ce palier, étant donné sa forme.
- Quand presque tous les ions aluminium sont consommés, l'hydroxyde augmente fortement, d'où un saut de pH en fin de titrage.
- On pourrait observer un second point anguleux dans l'autre sens quand le précipité se solubilise de nouveau, mais la réaction n'est pas assez favorisée.

5.2 Manipulation

Prélever 10mL d'une solution de nitrate d'aluminium à 0.1M. Y ajouter 5mL d'acide sulfurique H_2SO_4 à 0.025M et 35mL d'eau distillée (on contrôle le volume pour déterminer le K_S et on cherche à tremper les électrodes). Titrer par la soude à 0.2M en multipliant les points autour de 2.5mL et 17.5mL. Aller jusqu'à 25mL. (Attention, l'équilibre est long à atteindre après chaque ajout. En attendant que le pH-mètre se stabilise, faire la sous-partie suivante.)

Remarque

Il faut dire qu'on ne voit pas le point anguleux aussi net, mais on sait que ce n'est pas un diacide car le saut n'est pas symétrique. Ne pas cacher ce détail évident.

5.3 Détermination du K_S

Cette détermination se fait grâce au point anguleux. Ce point correspond à l'apparition du premier grain de précipité. On peut donc considérer que la quantité de matière en ions aluminium est encore la quantité de matière totale déterminée au saut de pH :

$$n(Al^{3+})_{P.A.} = n(Al^{3+})_0$$

. De plus, on connaît la concentration en ions hydroxyde grâce au pH :

$$[HO^-]_{P.A.} = 10^{-14+pH}$$

. On détermine ainsi la constante de solubilité.

$$K_S = \frac{[Al^{3+}]_{P.A.} [HO^-]_{P.A.}^3}{C^{o4}}; \quad pK_S = -\log K_S$$

5.4 Lien entre K_S et solubilité

[1] p.471 On pourra aller regarder ce qui a été fait à propos des précipités du plomb pour montrer qu'on ne peut pas déduire qualitativement la solubilité depuis les K_S . Il faut faire attention à la stoechiométrie.

5.5 Facteurs influençant la solubilité

Effet d'ion commun

[1] p.472 On prend l'exemple de $NaCl$. On peut faire une petite manip'.

Facteur solubilité : effet d'ion commun

[2] p.267 On prépare à l'avance une solution saturée de sel (que l'on a déjà filtré), on met dans des tubes à essai, on ajoute qq goutte de HCl concentrée : on observe la précipitation.

Température

Facteur solubilité : température

[2] p.267 On prépare à l'avance une solution saturée de sel (que l'on a déjà filtré), on met dans des tubes à essai que l'on plonge dans un bain marie et dans de la glace : on observe

C'est logique puisque la constante d'équilibre qu'est le K_s est fonction de la température.

Complexation (HP) [1] p.474

6 Conclusion

Les réactions de solubilité nous ont permis de comprendre un procédé industriel et de le réaliser. Nous avons séparé l'aluminium et le fer présents dans la bauxite, nous avons déterminé la quantité d'aluminium extraite et nous avons déterminé la constante d'équilibre associée à sa solubilisation. Cette leçon nous a permis d'apprendre une nouvelle méthode de titrage ainsi que de nouveaux outils. Nous avons notamment vu le diagramme d'existence qui sera utilisé en tant que diagramme potentiel-pH dans la prochaine leçon sur les réactions d'oxydoréduction.

BO

<p>Réactions de dissolution ou de précipitation</p> <ul style="list-style-type: none"> - constante de l'équation de dissolution, produit de solubilité K_s ; - solubilité et condition de précipitation ; - domaine d'existence ; - facteurs influençant la solubilité. 	<p>une equation de reaction, combinaison lineaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues.</p> <p>Déterminer la composition chimique du système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.</p> <p>Prévoir l'état de saturation ou de non saturation d'une solution.</p> <p>Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.</p> <p>Exploiter des courbes d'évolution de la solubilité d'un solide en fonction d'une variable.</p> <p>Mettre en œuvre une réaction acide-base et une réaction de précipitation pour réaliser une analyse quantitative en solution aqueuse.</p> <p>Illustrer un procédé de retraitement, de recyclage, de séparation en solution aqueuse.</p>
---	--

FIGURE 3 – MPSI

<p>Solubilité. Solution saturée. Influence du pH et de la température.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Définir la solubilité molaire et massique d'une espèce chimique. - Exploiter des données sur la solubilité pour établir qu'une solution est saturée ou non. - Relier la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau ou dans un solvant organique à sa structure en utilisant les termes : hydrophile, hydrophobe, lipophile, lipophobe, amphiphile. - Comparer les solubilités d'une espèce chimique dans l'eau ou dans un solvant organique en analysant les structures du soluté et des solvants. - Interpréter qualitativement l'influence du pH sur la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau. <p>Capacité expérimentale : mettre en œuvre un protocole pour étudier l'influence du pH et de la température sur la solubilité d'une espèce chimique.</p>
--	--

FIGURE 4 – 1er SPCL

Solubilité	
Quotient de réaction (Qr). Constante d'équilibre de solubilité (Ks). Sens d'évolution spontanée d'un système. Solubilité et solution saturée. Précipitation sélective des hydroxydes en fonction du pH. Influence de la température sur la constante d'équilibre.	<ul style="list-style-type: none"> - Définir et exprimer le quotient de réaction. - Exprimer la constante d'équilibre d'une réaction de dissolution d'un solide ionique ou moléculaire. - Prévoir l'apparition d'un précipité ou sa dissolution totale par comparaison de Qr et Ks. - Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de Ks (sans tenir compte des propriétés acide-base des ions). - Déterminer la composition d'une solution saturée. - Déterminer une gamme de pH de précipitation sélective pour un mélange d'hydroxydes. - Prévoir l'influence de la température sur la solubilité d'une espèce chimique en exploitant des données. <p>Capacités expérimentales :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique solide dissoute dans l'eau. - Proposer et mettre en œuvre un protocole pour extraire sélectivement des ions d'un mélange par précipitation.

FIGURE 5 – Tle SPCL

7 Questions

- expliquez moi ce qu'il se passe pour le calcaire des coraux dans les océans.
- d'où vient cette acidification des océans ?
- comment l'expliquer pour un élève ?
- les autres facteurs sur la solubilité ? effet d'ions communs et la température
- dans le cas général, comment évolue la solubilité avec la température ?
- pourquoi le calcaire n'a pas ce comportement ? réaction exothermique
- **d'où vient la caractéristique endo ou exo pour une réaction ? enthalpie de réaction donc enthalpie de formation**
- qu'est ce qu'il vous gêne sur votre montage ?
- donnez le principe de l'électrode de verre
- d'où vient le potentiel de l'électrode de verre ?
- quelles sont les concentrations des solutions d'aluminium et de fer pour la "bauxite" ?
- **pourquoi la solution s'est éclaircie après la précipitation des ions fer ?**
- filtration sur célite, pourquoi ce choix ? La granulométrie du kieselguhr est généralement comprise entre 10 et 200 μm . Il est tendre et très léger en raison de sa forte porosité. Cette dernière propriété lui permet d'être utilisé pour la filtration dans l'industrie, notamment pour le vin et en brasserie. L'essentiel de l'usage de la célite est la filtration, les autres usages étant aussi variés que la stabilisation d'explosif, la destruction d'insectes ou l'abrasion.
- est ce que ca pose un problème si on veut récupérer le fer ?
- est ce que ca pose problème d'avoir un retour d'eau ?
- en industrie, il y a aurait pas de problème d'avoir un retour d'eau ? on sait pas ce qu'il y a dans l'eau

- il y a quoi dans l'eau du robinet en plus de l'eau ?
- pourquoi quand on ajoute de l'acide on consomme les hydroxydes d'aluminium ?
- sous quelle forme sont les ions aluminium dans la bauxite ? alumine
- qu'est ce que c'est l'alumine ?
- **ici on a bien que $\text{Al}(\text{OH})_3$**
- est ce que c'est comme ça qu'on extrait l'aluminium de nos jours ? voir wikipédia c'est plus compliqué
- est ce que c'est important d'avoir qu'un seul grain pour déterminer la solubilité ? non on peut avoir le solide en excès
- est ce que c'est précis de s'arrêter au premier grain de solide que l'on voit ? non, attention cinétique, température, etc et puis on va pas la voir le grain
- **différence de solubilité entre les deux sels**
- dessiner une molécule d'eau et son moment dipolaire
- AgCl qui forme Ag^+ et Cl^- **en se décomposant** non en se dissociant, le terme n'est pas exact
- comment expliquer la différence entre décomposition et dissolution ?
- **est ce qu'on a forcément des liquides ioniques ou pas quand on a des sels ?**
- est la définition de la solubilité est forcément à définir dans l'eau ? non pas forcément dans un solvant de manière générale
- est ce que les élèves verront la solubilité en dehors de l'eau ? oui dans les extractions liquide-liquide notamment
- à quel moment de l'année ce cours se ferait et dans quelle séquence pédagogique ?
- le sel de la mer morte, pourquoi il y a des cristaux au fond ? est ce que toute les solution saturée vont formés des cristaux ?
- **est ce que tous les précipités forment des cristaux ?**
- est ce que la notion de solution saturée est une notion importante que les élèves doivent retenir ?
- ou est ce que cette notion aurait pu être à nouveau aborder pour que les élèves s'en souviennent ? en parler lors de la précipitation des hydroxydes de fer
- est ce qu'il y aurait pu avoir une autre façon d'introduire la notion de solution saturée que par une définition ?
- introduction du pK_s , est ce que ca va être clair pour les élèves ? faire l'analogie avec le pK_a ,
- on aurait pu expliciter comment a partir du pK_s on obtient la solubilité ?
- quelles concentrations avez vous utilisé en soude et en acide ? et pour les élèves, vous auriez prise les mêmes ?
- pourquoi on a deux phases dans le bécher (reste de la bauxite) ? **est ce que ce qui est jaune est que du solide ? comment on pourrait en être sûr ?**
- pH proche de 13, est ce que c'est clair pour les élèves que le pH doit être à 13 ?
- existence de zones d'éducation prioritaires vient contre dire le principe d'égalité ?
- Est ce qu'au lycée, les élèves voient déjà des notions d'équilibre qui pourrait leur permettre de voir cette notion ? qu'est ce qui leur manque en début de MPSI pour comprendre cette question ? La notion de complexe devrait être vu avant, pendant, après cette leçon ? (parce que la leçon parle de complexes sans le mentionner)
- quelles sont les difficultés que les élèves rencontrent souvent face à cette leçon ?
- retour sur l'introduction : quelles sont les facteurs qui font varier la solubilité des espèces dans l'eau ?
- Est-ce qu'il y a une différence entre l'évolution en fonction de la température pour un gaz et un solide ? *Factorisation de la solubilité d'un gaz à basse température.*

- comment expliquer à des étudiants que les gaz sont moins solubles à chaud? *On peut parler de l'agitation thermique pour vulgariser la notion.*
- Sous quelle forme est présent l'aluminium dans la beauxite? *Forme $Al(OH)_3$ auquel on a des molécules d'eau : $AlO(OH)$, autre forme dimérisée : Al_2O_3 (alumine - principalement dans la beauxite). Il n'y a pas tant de trihydroxide d'aluminium dans la beauxite.*
- A propos de la manipulation, pourquoi tu as filtré sur célite? *Essai sans la célite et cela ne fonctionne pas. Apparemment, célite = fritté, même si ça salit beaucoup...*
- Est ce que l'expérience est faisable pour les étudiants? Quest ce que tu voudrais que les étudiants retienne en matière de techniques et de compétences expérimentales? *La célite est un composé très pulvérulent donc à manipuler sous la hotte. Savoir faire le vide, laver un produit, réaliser une filtration. Titrage - appropriation des concepts théoriques, calcul de concentration*
- du point de vue pédagogique, mais une fois qu'on a vu la courbe de titrage avec le logiciel, quelle est l'intérêt de faire la manip' après? *voir les différences entre le logiciel et l'expérience.*
- Attention aux titres qui doivent être plus indicatifs du contenu
- Comment on peut justifier la présence d'un point anguleux même si expérimentalement c'est pas très clair? *Au niveau du saut de pH, c'est pas du tout symétrique. Donc on peut en conclure qu'il ne s'agit pas d'un titrage d'un diacide par exemple. Pour le "trouver" même si on le voit pas, on peut regarder les intersection des asymptotes. (pas de point anguleux par manque de*
- **limite pour les lunettes - sous 10^{-3} , $10^{-4}M$ ça va, en dessous non.**
- Il faut soigner les schémas.
- Comment obtenir l'aluminium pur à la fin? *Réaction d'oxydo-réduction, électrolyse*
- **Valeurs de la république** : L'article 3 de la charte de la laïcité stipule qu'un élève est libre de croire et de ne pas croire, que faire quand il décide de ne pas croire à votre cours? *Recadrer le propos - objectif science et religion différent. Pas de dogme. Différence en termes des textes fondateurs peut-être? Les religions cherchent à comprendre pourquoi quand la science à comprendre comment. C'est pas le même paradigme!*

8 Commentaires

- pas déterminer le K_s
- mais calculer la gamme de pH sur lequel il faut travailler pour faire précipiter, gamme de pH
- manip' quantitative : dans des tubes à essai pour pas avoir à mettre trop de sel
- si ça va trop vite on a un précipité qui est dit amorphe sans périodicité, donc on a pas de cristaux
- pas d'abréviation
- pré-requis : mettre le niveau ou ils ont vu les pré-requis, il manque la notion d'homogène et hétérogène, tableau d'avancement, quotient réactionnel
- ajouter des ordres de grandeurs, lien entre solubilité et pKs
- au niveau lycée, il faut écrire l'application numérique avant le calcul
- essayer de tourner le pH, pour que le pH soit visible par le jury
- célite = terre de diatomé (plancton broyé)
- pourquoi le rouge disparaissait dans le becher? c'est de la cinétique, on forme l'hydroxyde de fer avant celui de l'aluminium
- bien remouille la célite avant de filtrer il fait chaud
- il faut parler aussi des solides moléculaires
- cuivre-fer/ zinc-fer (blinde)
- plus on chauffe moins les gaz sont solubles, moins de CO_2 dans l'eau donc moins acide, donc précipitation du calcaire
-