

LCFI 57 – Équilibre et Évolution Spontanée

Vendredi 28 janvier 2022

Niveau : Terminale STL Option SPCL

Prérequis :

- états physiques de la matière ;
- notion de solubilité ;
- tableau d'avancement ;
- acides et bases niveau 1^{ère} STL, notion de pH ;
- formalisme de la flèche simple (réaction totale), des doubles flèches (réaction équilibrée) ;
- conductivité, loi de Kohlrausch.

Équilibre et Évolution Spontanée

Repères de progressivité

Physique-chimie et mathématiques de première STL



Solubilité. Solution saturée. Influence du pH et de la température.	- 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. Capacité expérimentale : mettre en œuvre un protocole pour étudier l'influence du pH et de la température sur la solubilité d'une espèce chimique.
--	--

Physique-chimie et mathématiques de première STL



pH en solution aqueuse. Acides forts, bases fortes. Acides faibles, bases faibles. Autoprotolyse de l'eau ; constante d'autoprotolyse de l'eau. pK_a d'un couple acide-base ; domaines de prédominance. Solutions tampons.	- Connaître la relation $pH = -\log([H_3O^+])$ et l'utiliser pour estimer la valeur du pH ou de la concentration en ions H_3O^+. - Écrire l'équation de la réaction totale d'un acide fort ou une base forte avec l'eau en utilisant le symbolisme de la simple flèche. - Écrire l'équation de la réaction non totale d'un acide faible ou une base faible avec l'eau en utilisant le symbolisme de la double flèche. - Recenser les espèces spectatrices. Capacité expérimentale : mesurer le pH d'une solution aqueuse d'un acide ou d'une base pour en apprécier le caractère fort ou faible. - Écrire l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau. - Connaître la relation $K_e = [H_3O^+][HO^-]$ et la valeur de K_e à 25 °C pour en déduire le pH de l'eau pure. - Définir le pK_a d'un couple acide/base comme étant le pH d'une solution équimolaire d'acide faible et de base faible conjugués. - Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide/base en fonction du pH du milieu et du pK_a du couple, notamment dans le cas des acides α-aminés. - Citer les propriétés d'une solution tampon. Capacité expérimentale : préparer une solution tampon par mélange de solutions d'un acide et de sa base conjuguée.
---	--

Équilibre et Évolution Spontanée

Attendus du programme

Notions et contenus	Capacités exigibles
Solubilité	
Quotient de réaction (Q_r). Constante d'équilibre de solubilité (K_s). 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.	- 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 Q_r et K_s. - Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de K_s (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. Capacités expérimentales : - 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.

Acides et bases	
Constante d'acidité (K_a) ; pK_a . Influence du pK_a sur la valeur du coefficient de dissociation. Influence de la dilution sur le coefficient de dissociation. Réaction acide-base. Quotient de réaction et constante d'équilibre acide-	- Exprimer la constante d'acidité d'un acide dans l'eau. - Comparer la force de deux acides faibles à partir de leur pK_a. - Prévoir l'influence de la force de l'acide sur la valeur du coefficient de dissociation de deux acides faibles de même concentration. - Prévoir l'influence de la dilution sur la valeur du coefficient de dissociation d'un acide faible. - Écrire l'équation de réaction d'un acide fort ou faible avec une base forte ou faible. - Exprimer puis calculer la constante d'équilibre d'une réaction acide-base.

© Ministère de l'Éducation nationale et de la Jeunesse > www.education.gouv.fr

Équilibre et Évolution Spontanée

Objectifs de la leçon

Messages essentiels :

- utiliser Q_r et K pour étudier l'évolution d'un système chimique en phase aqueuse, avec ou sans précipité ;
- comprendre la notion de solubilité et son lien avec K_s ;
- Comprendre le lien qu'il peut y avoir entre réactions acidobasiques et précipitation.

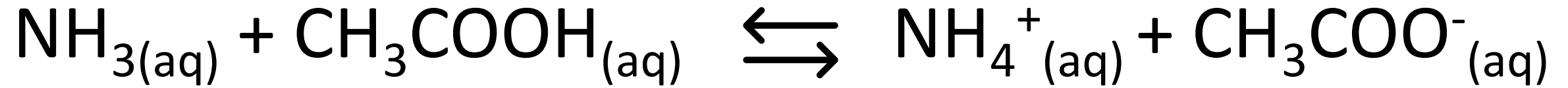
Difficultés prévisibles pour les élèves :

- exprimer le quotient réactionnel Q_r ;
- comprendre qu'il n'y a pas forcément un équilibre lorsqu'une précipitation est envisageable ;
- exprimer la solubilité s en fonction de K_s à l'aide d'un tableau d'avancement.

Choix pédagogiques y remédier:

- Proposer divers exemples impliquant des solvants, des solides, des coefficients stœchiométriques différents de 1 ;
- réaliser d'un tableau d'avancement et d'une expérience quantitative.

I. 3) Sens d'évolution spontanée d'un système



Initialement dans le bécher se trouvent :

$$[\text{NH}_3]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_4^+]_0 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_0 = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K = 10^{4,4}$$

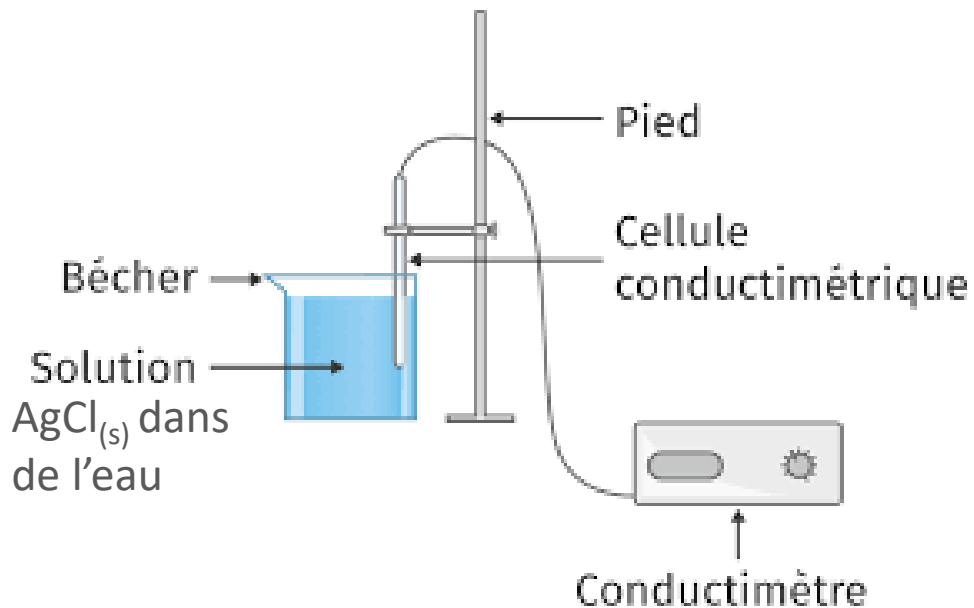
II. 2) Solubilité d'un solide dans l'eau pure

Définitions (Rappels)

Solubilité : nombre de moles de solide se dissolvant dans un litre de solution. Elle est notée s et s'exprime en mol.L^{-1} .

Solution saturée : une solution est dite saturée dès que le solvant ne peut plus dissoudre la totalité du solide introduit.

Détermination du pKs de $\text{AgCl}_{(s)}$



D'après la loi de Kohlrausch :

$$\begin{aligned}\sigma_{\text{éq}} &= \lambda_{\text{Ag}^+} [\text{Ag}^+]_{\text{éq}} + \lambda_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-]_{\text{éq}} \\ &= s(\lambda_{\text{Ag}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-})\end{aligned}$$

Conductivités molaires ioniques (valeurs tabulées à 25°C) :

$$\lambda_{\text{Ag}^+} = 61,9 \text{ mS.cm}^{-1}.\text{L.mol}^{-1}$$

$$\lambda_{\text{Cl}^-} = 76,31 \text{ mS.cm}^{-1}.\text{L.mol}^{-1}$$

II. 3) Précipitation sélective d'ions



Calcul du pH limite d'apparition du solide

$$K_s^1 = \frac{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}} [\text{HO}^{-}]_{\text{éq}}^3}{(C^0)^4} = \frac{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}} K_e^3 (C^0)^2}{[\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{éq}}^3}$$

$$pK_{s1} = 3 pK_e - 3pH - \log\left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}}}{C^0}\right)$$

$$pH_{\text{lim}1} = pK_e - \frac{1}{3} (pK_{s1} + \log\left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]_0}{C^0}\right))$$

$$pH_{\text{lim}2} = pK_e - \frac{1}{2} (pK_{s2} + \log\left(\frac{[\text{Mg}^{2+}]_0}{C^0}\right))$$

Produits de solubilité (valeurs tabulées à 25°C) :

$$pK_{s1}(\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}) = 37$$

$$pK_{s2}(\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}) = 11$$

$$[\text{Fe}^{3+}]_0 = [\text{Mg}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$