

DÉTERMINATION D'UNE CONSTANTE D'ÉQUILIBRE

14 novembre 2017

Milan Rozel & Mohamed Bensmili

Vous allez me dire que la constante d'équilibre c'est pas simple, et je vous répondrai que la constante d'équilibre c'est subtile...

JAËL BELLESSO (LE FRÈRE CHIMISTE DE JOËL BELLESSA)

Niveau : CPGE

Commentaires du jury

:

Bibliographie

- *Acide-Base*, **Cachau-Héreillat**
- *Florilège de chimie pratique*, **Daumarie**
- *Oraux du CAPES*, **Porteu-de-Buchère**

- Réaction acides bases présentés
- Détermination du K_i du BBP
- Calcul du K_s de l'argent, aspect thermodynamique.

Prérequis

- Notion d'avancement
- Notion d'acide-base de Brønsted
- Notion d'équilibre de précipitation
- Notion de mesure de pH-métrie, conductimétrie et spectrophotométrie
- Titrage

Expériences

- ☞ Mesure du pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ par dosage colorimétrique et pH-métrie. (Acide-Base, Cachau-Héreillat)
- ☞ Détermination du pK_i du Bleu de bromophénol par spectrophotométrie. (Florilège de chimie pratique, Daumarie)
- ☞ Mesure du pK_s de l'AgCl par mesure potentiométrique. (Epreuve orale du CAPES, Porteu-de-Buchère)

Table des matières

1	Détermination directe d'une constante d'équilibre	2
1.1	Détermination analytique via la loi de Guldberg et Waage	2
1.2	Détermination du produit ionique de l'eau par conductimétrie	4
1.3	Mesure de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque	4
2	Détermination indirecte	5
2.1	Détermination de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque par titrage	5
2.2	Détermination de la constante d'acidité du bleu de bromophénol par spectrophotométrie	6
3	Une approche thermodynamique de la constante d'équilibre	7
3.1	Définition de la constante d'équilibre à partir de l'enthalpie libre de réaction	7
3.2	Détermination du produit de solubilité du chlorure d'argent	8

Introduction

En 1803 Claude-Louis Berthollet découvre qu'il est possible d'avoir des réactions chimiques réversibles dans des lacs de natron. Jusqu'alors l'avancement de la connaissance en chimie était que toute réaction était totale et donc contrainte par un réactif limitant qui viendrait à manquer. La réaction qui se produit aux lacs de natron pouvant aller dans les deux sens, direct et indirect, cela signifie qu'un état d'équilibre doit exister où la réaction directe et l'indirecte se compensent.

Nous allons donc chercher à quantifier cet état d'équilibre.

1 Détermination directe d'une constante d'équilibre

1.1 Détermination analytique via la loi de Guldberg et Waage

Soit un système composé des espèces chimique A_1 , A_2 , A_3 et A_4 ayant respectivement les coefficients stoechiométriques ν_1 , ν_2 , ν_3 et ν_4 on a alors la réaction chimique



Ainsi que bien entendu sa réaction inverse.

En 1864 Guldberg et Waage énonce la loi d'action masse qui définit la constante d'équilibre K° qui va caractérisé notre système chimique à l'équilibre à partir des activités des différentes espèces chimiques.

$$K^\circ = \frac{a(A_3)_f^{\nu_3} \cdot a(A_4)_f^{\nu_4}}{a(A_1)_f^{\nu_1} \cdot a(A_2)_f^{\nu_2}} \quad (2)$$

L'activité dépend de l'état de l'espèce chimique :

- Pour un solvant : l'activité a une valeur de 1
- Pour une espèce seul dans sa phase (typiquement un solide) : l'activité a une valeur de 1
- Pour un soluté (d'une concentration $c < 5 \cdot 10^{-2}$) : l'activité a une valeur de $\frac{c}{c^\circ}$ où c° est la concentration standard et vaut $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Pour un gaz : l'activité a une valeur de $\frac{P}{P^\circ}$ où P est la pression partielle du gaz et P° est la pression standard et vaut 10^5 Pa

Notons quelques informations importantes sur K° .

- K° est sans dimension.
- On peut donc lui associer un pK de valeur $-\log(K^\circ)$
- K° n'est définie qu'après l'écriture de l'équation de la réaction chimique. Par exemple choisir de modéliser une réaction de combustion par $C + O_2 = CO_2$ ou par $2C + O_2 = 2CO$ aboutit évidemment à deux constante d'équilibre différentes.
- De même si on double tous les coefficients stoechiométriques pour une réaction donnée on élève K° au carré. Ainsi pour éviter les problèmes de définition, on utilise, par convention, la combinaison de nombres entiers les plus petits possibles (leur plus grand dénominateur commun doit être de 1)
- K° est une grandeur thermodynamique et ne livre aucune information sur la cinétique de la réaction.

En outre on notera que K° prend des noms différent selon les réaction qu'il caractérise on citera par exemple :

- K_e Le produit ionique de l'eau issu de son autoprotolyse ($2H_2O = H_3O^+ + HO^-$) : $K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{c^\circ 2}$
- K_a La constante d'acidité pour un acide dans l'eau ($H_2O + AH = H_3O^+ + A^-$) : $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]c^\circ}$
- K_b La constante de basicité pour une base dans l'eau ($H_2O + B = HO^- + BH^+$) : $K_b = \frac{[HO^-][BH^+]}{[B]c^\circ}$
- K_s Le produit de solubilité pour une dissolution ($XY = X^- + Y^+$) : $K_s = \frac{[X^-][Y^+]}{c^\circ 2}$

Malgré tout K° n'est pas suffisante pour déterminer ce qui se passe lorsque les réactifs sont mis en présence. K° ne nous renseigne que sur l'état final. Il faut donc aussi caractériser l'état de la réaction à tout moment pour savoir quel sera son sens d'évolution. On définit donc le quotient de réaction Q_r :

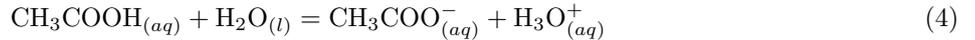
$$Q_r = \frac{a(A_3)^{\nu_3} \cdot a(A_4)^{\nu_4}}{a(A_1)^{\nu_1} \cdot a(A_2)^{\nu_2}} \quad (3)$$

La valeur de Q_r évolue au cours du temps vers celle de K° ainsi on en déduit que :

- $Q_r < K^\circ$ indique une évolution dans le sens direct.
- $Q_r > K^\circ$ indique une évolution dans le sens indirect.
- $Q_r = K^\circ$ indique un équilibre.

Intéressons nous maintenant à deux exemple :

- La réaction de l'acide éthanoïque dans l'eau



On peut faire le tableau d'avancement suivant :

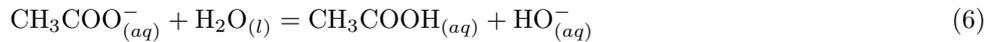
$$\begin{array}{l} \text{Etat initial} \\ \text{Etat final} \end{array} \left| \begin{array}{cc} \text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + & \text{H}_2\text{O}_{(l)} \\ c_0 & \text{SOLVANT} \\ c_0 - x_f & \text{SOLVANT} \end{array} \right| \left| \begin{array}{cc} \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + & \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \\ 0 & 0 \\ x_f & x_f \end{array} \right.$$

Ainsi

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}] \cdot c^\circ} = \frac{x_f^2}{c^\circ(c_0 - x_f)} \quad (5)$$

Notons que ces relations ne sont valables qu'à l'équilibre.

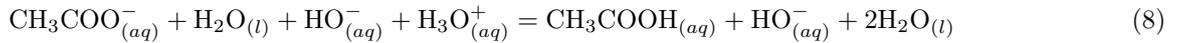
La réaction basiques des ions éthanoates dans l'eau



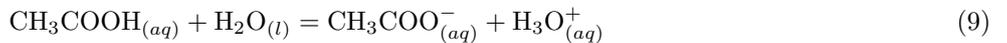
On a donc

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}] \cdot [\text{HO}^-_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}] \cdot c^\circ} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}] \cdot [\text{HO}^-_{(aq)}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}] \cdot c^\circ} = \frac{K_e}{K_a} \quad (7)$$

On remarque alors que



est équivalent à



Ce qui nous permet de déduire que si on a trois réaction (1), (2) et (3), de constante respective K_1 , K_2 et K_3 , tel que

$$\alpha(1) = \beta(2) + \gamma(3) \quad (10)$$

Alors

$$K_1^\alpha = K_2^\beta \cdot K_3^\gamma \quad (11)$$

Maintenant que nous avons vu qu'on pouvait déterminer théoriquement K° essayons de le déterminer de manière expérimentale en mesurant des grandeurs observables :

- Le pH de valeur $-\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$
- La conductimétrie grâce à la loi de Kolsrausch : $\sigma = \sum \lambda_i [A_i]$ où λ_i est la conductivité molaire de l'espèce A_i et σ est la conductivité de la solution.
- La spectrophotométrie grâce à la loi de Beer-Lambert : $A = \sum \epsilon_i l [A_i]$ où ϵ_i est le coefficient d'extinction molaire de l'espèce A_i , l est la longueur de la cuve et A est l'absorbance de la solution.

1.2 Détermination du produit ionique de l'eau par conductimétrie



Étalonner le conductimètre et le plonger dans de l'eau permuté. Puis lire la valeur de σ

L'équation de l'autoprotolyse de l'eau est la suivante



Avec le tableau d'avancement suivant :



Ce qui nous donne

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]}{c^{\circ 2}} = \frac{x_f^2}{c^{\circ 2}} \quad (13)$$

En écrivant la loi de Kohlrausch on a :

$$\sigma = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{HO}^-}) \cdot x_f \quad (14)$$

Ainsi K_e nous est donnée par la formule.

$$K_e = \frac{x_f^2}{c^{\circ 2}} = \frac{\sigma^2}{c^{\circ 2} \cdot (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{HO}^-})} \quad (15)$$

Donnons quelques précisions sur les résultats obtenus :

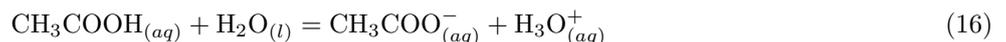
- On peut se servir de cette mesure pour contrôler la pureté de l'eau
- On obtient pas 10^{-14} car il y a équilibre avec le CO_2 de l'air
- La valeur de 10^{-14} n'est valable que dans les conditions standard et à 298K ce qui n'est a priori pas le cas le jour du passage.
- Il est très important d'étalonner le conductimètre car contrairement à d'habitude on ne s'intéresse pas ici à une variation mais à une valeur unique.

1.3 Mesure de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque

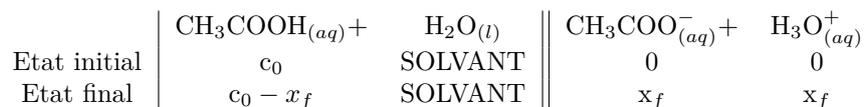


Étalonner le pH-mètre et le plonger dans une solution d'acide éthanoïque à une concentration connue. Puis lire la valeur du pH

Récrivons l'équation de dissolution de l'acide éthanoïque :



le tableau d'avancement de la réaction :



ainsi que la formule de sa constante d'acidité :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}] \cdot c^{\circ}} = \frac{x_f^2}{c^{\circ}(c_0 - x_f)} \quad (17)$$

On remarque que l'on peut relier le pH à l'avancement et à la constante d'acidité ainsi.

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+]/c_0) = -\log(x_f/c_0) \quad (18)$$

$$K_a = \frac{x_f^2}{c^\circ(c_0 - x_f)} = \frac{10^{-2\text{pH}}c^\circ}{(c_0 - c^\circ 10^{-\text{pH}})} \quad (19)$$

A nouveau discutons de cette méthode :

- Les incertitudes viennent ici principalement de l'appareil et des électrodes ainsi que de l'étalonnage.
- Cette méthode induit aussi des erreurs car généralement les potentiomètres sont fait pour mesurer des variation de potentiel plus que des valeurs uniques de potentiels.

↓ Pour améliorer la précision intéressons nous maintenant à des méthodes de linéarisations qui seront malheureusement plus lentes.

2 Détermination indirecte

2.1 Détermination de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque par titrage

Titre de l'expérience : Titrage de l'acide éthanoïque

🔪 Livre(s) utilisé(s) : Acide-Base, Cachau-Héreillat Ⓟ Temps nécessaire à l'expérience : 35 min en préparation, 5 min en passage

Prendre 2 fois 10mL d'une solution d'acide éthanoïque à 0.1M leur ajouter quelque goutte de bleu de thymol (Sécurité avant tout, principe de remplacement, sisi TMTTC) et diluées les (dans un rapport proche de 10).

Avec la première solution réaliser rapidement un titrage colorimétrique avec une solution de NaOH à 0.1M. Noté la valeur de V_{eq}

Avec la seconde solution réalisé un titrage pH-métrique avec une solution de NaOH à 0.1M en prenant des valeurs de pH plus fréquemment aux alentours de la valeur $V_{eq}/2$ et V_{eq} .

Réaliser un "fit" affine aux alentours de la valeur $V_{eq}/2$ pour une lecture plus précise du pK_a .

Enfin réalisé la méthode de Gran.

En passage rajouté un point de mesure proche de $V_{eq}/2$ un point avant V_{eq} et un point après.

Pour déterminer la constante d'acidité on va utiliser la formule d'Henderson-Hasselbalch :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}_{(aq)}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}]} \right) \quad (20)$$

Récrivons le tableau d'avancement de la réaction pour un titrage par la soude :

Etat initial $V=0$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$	$+$	$\text{HO}_{(aq)}^-$	\parallel	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
	$c_0 V_0$		ϵ		ϵ		SOLVANT
Etat intermédiaire $V=V_1$	$c_0 - c_b V_1$		ϵ		$c_b V_1$		SOLVANT
Etat au volume équivalent $V=V_{eq}$	ϵ		ϵ		$c_b V_{eq}$		SOLVANT
Etat après équivalence $V=V_2$	ϵ		$C_b(V_2 - V_{eq})$		$c_b V_{eq}$		SOLVANT

Lorsque le volume versé est plus petit que le volume à l'équivalence alors on peut alors réécrire la formule de Henderson-Hasselbalch comme :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{c_b V_1 / (V_0 + V_1)}{(c_0 V_0 - c_b V_1) / (V_0 + V_1)} \right) = \text{pK}_a + \log \left(\frac{c_b V_1}{(c_b V_{eq} - c_b V_1)} \right) = \text{pK}_a + \log \left(\frac{V_1}{V_{eq} - V_1} \right) \quad (21)$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{V_1}{V_{eq} - V_1} \right) \quad (22)$$

On remarque immédiatement le premier résultat intéressant on a, lorsque $V_1 = \frac{V_{eq}}{2}$:

$$\text{pH} = \text{pK}_a \quad (23)$$

D'autre part on peut remarquer que quelque soit V le volume versé on a :

$$K_a(V_{eq} - V) = 10^{-\text{pH}}V = f(V) \quad (24)$$

Ainsi on peut tracer la courbe $10^{-\text{pH}}V$ en fonction de V et la lecture de sa pente nous donne le K_a .

Les deux méthodes que nous avons exposé ici reposent sur la même formule mais sont très différentes. La première repose sur une lecture unique et est donc relativement peu précise (l'erreur sur la lecture du volume à l'équivalence est relativement importante) mais peut-être réaliser très rapidement en faisant un titrage colorimétrique pour connaître $V_{eq}/2$ puis dans une solution identique à celle titré versé ce volume puis lire le pH.

La seconde elle est plus précise car le "fit" permet d'avoir une valeur précise de la pente avec des incertitudes faibles.

2.2 Détermination de la constante d'acidité du bleu de bromophénol par spectrophotométrie



Titre de l'expérience : Mesure spectrophotométrique du K_i du bleu de bromophénol

🔖 Livre(s) utilisé(s) : Florilège de chimie pratique, ☹ Temps nécessaire à l'expérience : 35 min en préparation, 5 min en passage

Prendre une solution basifiée (avec un pH aux alentours de 8) de 250mL puis la verser dans un bécher de 500 mL, ajouter du bleu de bromophénol.

Abaisser le pH à 7.0 en versant de l'acide chlorhydrique (plus la solution est concentré plus le résultats obtenu à la fin sera précis car la variation de concentration du bleu de bromophénol sera plus faible, mais par contre ajuster le pH sera plus dur.) Mettre dans une cuve et mesurer le spectre d'absorption.

Répéter l'opération en abaissant progressivement le pH jusqu'à 2.5 (les valeurs de pH intermédiaires doivent être aux nombre de 5 à 10 et importe peu du moment quelles sont relativement régulièrement espacées, mais la valeur de départ de 2.5 et de 7 sont de préférence à atteindre précisément)

En présentation refaire une mesure à un pH entre 2.5 et 7 auquel il n'existe pas de mesure.

Il ne reste ensuite qu'à choisir une longueur d'onde (celle à laquelle l'absorbance de la solution à pH 7 est maximum) et à en extraire les valeurs de l'absorbance pour chaque pH. A_{HIn} sera l'absorbance pour pH=2.5 et A_{In^-} sera l'absorbance pour pH=7

Une autre méthode de détermination expérimentale de la constante d'équilibre peut-être par spectrophotométrie si l'espèce considéré est coloré ce qui est le cas d'un indicateur coloré par exemple.

Dans le cas présent l'indicateur coloré est le bleu de bromophénol et forme un couple acide-base que nous écrivons HIn/In^- ainsi la formule de Henderson-Hasselbalch est toujours valable :

$$\text{pH} = \text{pK}_i + \log \left(\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \right) \quad (25)$$

Rappelons que la loi de Beer-Lambert dans le cas présent donne :

$$A = l(\epsilon_{\text{HIn}}[\text{HIn}] + \epsilon_{\text{In}^-}[\text{In}^-]) \quad (26)$$

Mais hors de leur zone de prédominance les espèces ne sont présente qu'en faible concentration, ainsi intéressons nous au trois cas possible :

- $\text{pH} < \text{pK}_i - 1$ alors $[\text{In}^-] \ll c_0$ et $A \approx l\epsilon_{\text{HIn}}[\text{HIn}] = l\epsilon_{\text{HIn}}c_0 = A_{\text{HIn}}$
- $\text{pH} > \text{pK}_i + 1$ alors $[\text{HIn}] \ll c_0$ et $A \approx l\epsilon_{\text{In}^-}[\text{In}^-] = l\epsilon_{\text{In}^-}c_0 = A_{\text{In}^-}$
- $\text{pK}_i - 1 < \text{pH} < \text{pK}_i + 1$ alors $A \approx (A_{\text{In}^-}[\text{In}^-] + A_{\text{HIn}}(1 - [\text{In}^-]))/c_0$

Dès lors on peut relier les absorbance que l'on a aux concentration et enfin au pK_i :

$$[\text{In}^-] = c_0 \frac{A - A_{\text{HIn}}}{A_{\text{In}^-} - A_{\text{HIn}}} \quad (27)$$

$$[\text{HIn}] = c_0 \frac{A_{\text{In}^-} - A}{A_{\text{In}^-} - A_{\text{HIn}}} \quad (28)$$

On a donc finalement grâce à la formule d'Henderson-Hasselbalch :

$$\text{pH} = \text{p}K_i + \log \left(\frac{A - A_{\text{HIn}}}{A_{\text{In}^-} - A} \right) \quad (29)$$

Le tracé de $\log \left(\frac{A - A_{\text{HIn}}}{A_{\text{In}^-} - A} \right) = f(\text{pH})$ nous donne donc accès au $\text{p}K_i$.

Généralement cette expérience donne des résultats éloignés de la valeur tabulée. Il existe plusieurs raisons, mais la principale est sans doute que lorsqu'on fait varier le pH du milieu on utilise un volume d'acide non négligeable ($\approx 150\text{ml}$) ainsi au cours des mesures il y a un effet de dilution du bleu de bromophénol. On peut résoudre ce problème en acidifiant la solution avec un acide très concentré ou avec des cristaux d'une espèce acide.

Nous ne nous sommes jusqu'à présent juste intéressé à la détermination d'une constante d'équilibre à partir de la loi d'action masse, mais le concept de constante d'équilibre découle en réalité de la thermochimie et nous allons voir ici ce que l'on peut en déduire.

3 Une approche thermodynamique de la constante d'équilibre

3.1 Définition de la constante d'équilibre à partir de l'enthalpie libre de réaction

La constante d'équilibre peut en réalité être déterminé grâce à l'enthalpie libre de réaction. L'enthalpie libre de réaction s'écrit comme suit :

$$\Delta_r G = \sum \alpha_i \mu_i \quad (30)$$

où $\alpha_i = \pm \nu_i$, + si l'espèce i est un produit et - si c'est un réactif et où ν_i est le coefficient stoechiométrique de l'espèce i . Quant à μ_i c'est le potentiel chimique défini par :

$$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln(a(A_i)) \quad (31)$$

Ainsi on peut écrire :

$$\Delta_r G = \sum \alpha_i \mu_i^\circ + RT \sum \alpha_i \ln(a(A_i)) = \Delta_r G^\circ + RT \ln(Q_r) \quad (32)$$

Ainsi à l'équilibre, $\Delta_r G = 0$ et $Q_r = K^\circ$ d'où :

$$K^\circ = e^{-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}} \quad (33)$$

On en déduit en particulier que K° dépend de la température.

3.2 Détermination du produit de solubilité du chlorure d'argent



Titre de l'expérience : Mesure du produit de solubilité du chlorure d'argent

🔪 Livre(s) utilisé(s) : Epreuve orale du CAPES de chimie, ☹ Temps nécessaire à l'expérience : 5 min en préparation, Porteu-de-Buchère 1 min en passage

Dans deux bécher verser respectivement du une solution de nitrate d'argent à 0.01M et une solution de chlorure de potassium 0.01M. On relie les deux Bécher avec un pont salin imbibé de nitrate de potassium puis on verse dans la seconde solution quelque goutte de nitrate d'argent. On plonge les électrode d'argent dans chacun des bécher et après un certain temps il suffira de lire la valeur de la force électromotrice (l'équilibre sera atteint bien avant le relevé de la valeur lors du passage)

Grâce à l'approche thermodynamique nous allons pouvoir faire une détermination directe du pK_s du chlorure d'argent. Pour une équation d'une réaction d'oxydo-réduction on a

$$\Delta_r G^\circ = -RT \log(K^\circ) \quad (34)$$

$$\Delta_r G^\circ = -nF \Delta E \quad (35)$$

Où n est le nombre d'électron échangé entre les deux couples oxydant/réducteur, F est la constante de Faraday et où ΔE est la force électromotrice de la pile. Ainsi la mesure de la tension nous renseigne sur la valeur de K° .

Les deux couples oxydant-réducteur sont Ag^+/Ag et Ag^+/Ag^1 .

Dans le bécher 1 on a l'anode donc on a la réaction :



Alors que dans le bécher 2 on a la réaction :



Ce qui nous donne les deux relations de Nernst suivantes :

$$E_1 = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{RT}{1 \times F} \ln\left(\frac{[\text{Ag}^+]_1}{c^\circ}\right) \quad (38)$$

$$E_2 = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{RT}{1 \times F} \ln\left(\frac{[\text{Ag}^+]_2}{c^\circ}\right) = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{RT}{1 \times F} \ln\left(\frac{c^\circ K_s}{[\text{Cl}^-]_2}\right) \quad (39)$$

D'où $n=1$ et $\Delta E = E_2 - E_1$ soit finalement

$$K_s = \frac{[\text{Cl}^-]_2 [\text{Ag}^+]_1}{c^{\circ 2}} e^{\frac{\Delta E F}{RT}} \quad (40)$$

Et on voit aussi qu'en traçant en fonction de la température ΔE on accède au variation de K_s avec la température.

Conclusion

Nous avons vu qu'il était possible de quantifier un équilibre chimique à l'aide de la loi d'action de masse. En outre nous avons vu que la détermination expérimentale pouvait se faire de manière directe (avec une mesure unique d'une grandeur observable, rapide mais peu précis) ou de manière indirecte (en faisant de multiple mesures, précise mais lente), et enfin nous avons pu nous intéressé au sens thermodynamique de K° en l'exploitant pour remonté à la constante de solubilité du chlorure d'argent.

Il est maintenant naturel au vue des dépendances aux conditions imposé au système (pression et température notamment) de K° de se demander comment on peu exploité notre connaissance de la constante d'équilibre pour pouvoir déplacer notre équilibre de manière favorable à nos attentes.

1. Oui, c'est deux fois le même, la chimie c'est vraiment scandaleux, on marche sur la tête.

Questions, commentaires, opinions, et surtout ne nous le cachons pas, prise de notes pendant les questions :)