

# LC20 – DÉTERMINATION DE CONSTANTES D'ÉQUILIBRE

3 juin 2020

Aurélien Goerlinger & Yohann Faure

## Niveau : CPGE (MPSI/PCSI)

### Programme officiel (MPSI)

- Exploiter une courbe de titrage pour déterminer une valeur expérimentale d'une constante thermodynamique d'équilibre.
- Déterminer une constante d'équilibre.
- Réactions AB : Déterminer la valeur de la constante d'équilibre pour une équation de réaction, combinaison linéaire d'équations dont les constantes thermodynamiques sont connues. Retrouver les valeurs de constantes d'équilibre par lecture de courbes de distribution et de diagrammes de prédominance (et réciproquement).

### Bibliographie

- ✦ *Chimie Tout-en-un MPSI*, Fosset Méthode de Gran
- ✦ *Des réactions de la famille acide-base*, Cachau-Hereillat Acide acétique
- ✦ *Florilège de chimie pratique*, Daumarie Coefficient de partage du diiode et/on mesure d'un  $pK_i$
- ✦ Bordas Espace Dosage de l'acide éthanoïque "simplement"
- ✦ *L'épreuve orale du CAPES de chimie* Porteu de Buchère  $K_s$  d'AgCl
- ✦ [https://fr.wikipedia.org/wiki/D%C3%A9termination\\_des\\_constants\\_d%27%C3%A9quilibre](https://fr.wikipedia.org/wiki/D%C3%A9termination_des_constants_d%27%C3%A9quilibre)

### Prérequis

- Avancement
- Acide/base de Bronsted
- Equilibre de précipitation
- Mesure de pH-métrie, conductimétrie, spectrophotométrie
- Oxydo-réduction
- Titrage

### Expériences

- ✦ Mesure du  $pK_A$  de l'acide éthanoïque par colorimétrie et pH-métrie
- ✦ Mesure du  $pK_i$  du BBP par spectrophotométrie
- ✦ Mesure du  $pK_s$  de l'AgCl par potentiométrie

### Table des matières

<b>1</b>	<b>Théorie : loi de Guldberg et Waage</b>	<b>3</b>
1.1	Notion d'activité et constante d'équilibre . . . . .	3
1.2	Loi d'évolution d'un système . . . . .	4
1.3	Détermination théorique d'une constante . . . . .	4
1.4	Stratégie de détermination expérimentale d'une constante . . . . .	5
<b>2</b>	<b>Détermination directe de constante d'équilibre</b>	<b>5</b>
2.1	Produit ionique de l'eau par conductimétrie . . . . .	5
2.2	Constante d'acidité de l'acide éthanoïque par pH-métrie . . . . .	6
2.3	Produit de solubilité d'AgCl par potentiométrie . . . . .	6

<b>3</b>	<b>Détermination indirecte : titrage/dosage</b>	<b>8</b>
3.1	Constante d'acidité par la méthode de Gran . . . . .	8
3.2	Constante de complexation du bleu de bromophénol (BBP) . . . . .	9
3.3	Coefficient de partage . . . . .	10

## 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 Théorie : loi de Guldberg et Waage

À chaque fois que l'on parlera de constante d'équilibre, on se place dans une situation d'équilibre. Cela signifie que la température est fixée, et que l'état physicochimique du système n'évolue plus.

Toutes les expériences que l'on va faire ici se placeront dans une situation d'équilibre chimique.

### 1.1 Notion d'activité et constante d'équilibre

Si on prend un système qui est régi par une équation chimique,  $\sum \nu_i A_i = 0$ , la réaction peut avoir lieu dans deux sens. Vers la formation des produits (qui ont des  $\nu_i > 0$ ) ou vers celle des réactifs. On peut définir par la **loi d'action des masses** ou loi de G. et W. la constante d'équilibre de la réaction chimique :

La constante d'équilibre d'une réaction  $\sum \nu_i A_i = 0$  s'écrit sous la forme suivante, avec le *eq* qui veut dire équilibre et t'insistes dessus bordel.

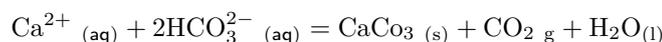
$$K^\circ = \prod a(A_i)_{\text{eq}}^{\nu_i} \quad (1)$$

Dans cette équation on fait apparaître l'activité chimique des composés. Chaque espèce dans le milieu réactionnel a une activité chimique, notée  $a(A_i)$ . Cette activité chimique peut s'exprimer de manière générique dans les cas qui sont traités dans notre programme :

type	activité
solvant	1
solide	1
soluté	$C/C^\circ =$ concentration sur C standard (1 mol/L)
gaz	$P/P^\circ =$ pression partielle sur P standard ( $10^5$ Pa)

Il est bon de remarquer que l'activité augmente avec la concentration ou la pression partielle, donc augmente avec l'avancement pour les produits, et inversement diminue avec l'avancement pour les réactifs.

#### Exemple



$$K^\circ = \frac{1 \times \frac{P_{\text{CO}_2, \text{eq}}}{P^\circ} \times 1}{\frac{[\text{Ca}^{2+}]_{\text{eq}}}{C^\circ} \times \left( \frac{[\text{HCO}_3^{2-}]_{\text{eq}}}{C^\circ} \right)^2}$$

Quelques informations utiles sur  $K$  : Sans dimension, associé à  $\text{p}K = -\log K$ , et défini pour la plus petite stoechiométrie possible, dépend de T et P, mais pas des concentrations initiales. Beaucoup de valeur de  $K^\circ$  sont tabulées. Par exemple le  $\text{p}K_e$  correspond à la constante de dissociation de l'eau en  $\text{HO}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$ , et vaut 14 à  $P^\circ$  et 298K.

**Test pour voir si Timéo suit :**  $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{C^{\circ 2}}$ , donc à l'équilibre dans l'eau pure,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = ? 10^{-7}$   
bravo Timéo! *Mais c'est qu'il s'améliore celui-là.*

## 1.2 Loi d'évolution d'un système

Ainsi si on connaît  $K^\circ$ , et que l'on connaît les concentration initiales, on peut déterminer l'évolution du système, puisqu'on sait que la quantité  $\prod a(A_i)^{\nu_i}$  va évoluer vers son état d'équilibre. Ainsi on définit  $Q = \prod a(A_i)^{\nu_i}$ . Cette définition nous donne directement une condition d'évolution du système! Étant donné que l'activité augmente avec l'avancement pour les produits et diminue pour les réactifs, on a :

- $Q < K^\circ$  indique une évolution dans le sens direct
- $Q > K^\circ$  indique une évolution dans le sens indirect
- $Q = K^\circ$  indique que l'on a atteint l'équilibre

### Exercice pour voir si Timéo suit toujours

Prenons la réaction modèle d'acidité faible, et négligeons l'autoprotolyse de l'eau :  $\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$ . La constante d'équilibre associée est  $K_a$

On met initialement  $c_i = 0.01$  mol d'acide dans un litre d'eau préalablement acidifiée à pH 5 (1 litre en tout). Le  $\text{p}K_a$  de cet acide vaut 2. Que vaut le pH à l'équilibre ?

Tableau d'avancement, on nomme l'avancement  $x$ ,  $Q = \frac{(10^{-\text{pH}_{\text{init}}} + x)x}{c^\circ(c_i - x)}$ , et finalement à l'équilibre on a  $x_f$ , et une eq d'ordre 2 :  $\frac{(10^{-\text{pH}_{\text{init}}} + x_f)x_f}{c^\circ(c_i - x_f)} = 10^{-\text{p}K_a}$ . On trouve  $x_f = 0.0062$ ,  $\text{pH} = 2.2$ .

*Mais comment déterminer ces constantes lorsqu'elles ne sont pas tabulées ?*

## 1.3 Détermination théorique d'une constante

Une première stratégie non-expérimentale de détermination de constante d'équilibre est la recherche dans les tables. Évidemment tout n'est pas tabulé, mais il y a une astuce.

Si on considère deux réactions en chaînes, par exemple  $A + B = C + D$  puis  $C + D = E + F$ , on peut tout à fait considérer l'équation  $A + B = E + F$ . Si les deux premières ont une constante d'équilibre connue, on peut connaître la constante d'équilibre de la 3eme.

En effet  $K_1 = \frac{a(C)a(D)}{a(A)a(B)}$  et  $K_2 = \frac{a(E)a(F)}{a(C)a(D)}$  à l'équilibre. Or  $K_3 = \frac{a(E)a(F)}{a(A)a(B)} = K_1K_2$ .

**Généralisation :** Si on considère un ensemble de réactions  $R_i$  de constantes d'équilibres  $K_i$ , et qu'il existe une réaction s'écrivant sous la forme  $R = \sum \alpha_i R_i$ , alors la constante d'équilibre associée à cette réaction est  $K = \prod (K_i)^{\alpha_i}$ .

### Exemple

$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$ , l'acide maléique, est un acide double qui a deux  $\text{p}K_a$  dans l'eau. Sa première acidité est à 1.83 et sa deuxième à 6.07. La réaction  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4 = \text{C}_4\text{H}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}^+$  est la somme de ses deux acidités. Sa constante d'équilibre vaut donc  $K = K_{a1}K_{a2}$ , soit  $10^{-7.9}$ .

## 1.4 Stratégie de détermination expérimentale d'une constante

C'est bien beau tout ça, mais que se passe-t-il si on veut déterminer expérimentalement une constante d'équilibre ? Et bien c'est ce que nous allons voir. Dans les exercices on trouve les concentrations avec des constantes tabulées. Pour déterminer une constante d'équilibre, c'est le chemin inverse qu'il faut faire : Connaissant les concentrations, il faut en déduire la constante qui les lie. Il est donc crucial de maîtriser les différents techniques de détermination de concentrations.

Pour être sûr de ne pas se planter, il faut s'assurer **d'être à l'équilibre physique et chimique**. La température doit donc rester constante, même pour une réaction exothermique...

**Il faudra bien insister, pour chaque expérience ci dessous, sur le fait qu'on est bien à l'équilibre et que T=cste.**

## 2 Détermination directe de constante d'équilibre

Dans cette partie, on s'intéresse à la détermination d'une constante d'équilibre par la mesure directe et unique d'une grandeur indicatrice de l'avancement de l'équilibre. Cette méthode est rapide mais souvent peu précise car elle dépend trop de la précision absolue de l'appareil et de la pureté du mélange réactionnel.

### 2.1 Produit ionique de l'eau par conductimétrie

**Il faudra bien insister, pour chaque expérience ci dessous, sur le fait qu'on est bien à l'équilibre et que T=cste.**

Une des constantes d'équilibre les plus connues est la produit ionique  $K_e$  de l'eau. Elle correspond à l'équilibre



	$H_2O$	$H_3O^+$	$HO^-$
État initial	solvant	0	0
Équilibre	solvant	$h$	$h$

En notant  $h$  la concentration en ion  $H_3O^+$ , un rapide tableau d'avancement tenant compte du fait que l'eau soit un solvant nous permet d'écrire :

$$K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{(C^o)^2} = \frac{h^2}{(C^o)^2}$$

Si on mesure la conductivité  $\sigma$  d'une eau permutée ( $\simeq$  distillée), la loi de Kohlrausch donne

$$\sigma = (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{HO^-})h$$

On obtient donc  $K_e$  par la formule :

$$K_e = \left( \frac{\sigma}{(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{HO^-})C^o} \right)^2 \quad (2)$$



#### Mesure directe de $K_e$



Étalonner le conductimètre puis plonger la sonde dans de l'eau distillée. Mesurer  $\sigma$  et en déduire  $K_e$ .

Données :  $\lambda_{H_3O^+} = 34.98 \text{ mSm}^2/\text{mol}$  et  $19,86$  pour  $HO^-$ , à  $25^\circ\text{C}$ .

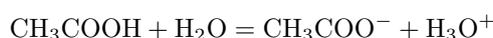
### Remarques

- On peut contrôler la pureté de l'eau avec cette mesure.
- On n'obtient pas la valeur connue de  $10^{-14}$  car il y a un équilibre avec le  $\text{CO}_2$  de l'air, et le jour de passage on ne sera sûrement pas dans les conditions standards à 298 K.
- L'étalonnage du conductimètre est essentiel car on mesure une valeur unique et non pas une variation.

## 2.2 Constante d'acidité de l'acide éthanoïque par pH-métrie

Il faudra bien insister, pour chaque expérience ci dessous, sur le fait qu'on est bien à l'équilibre et que  $T = \text{cste}$ .

On s'intéresse maintenant à une constante d'acidité à travers l'acide éthanoïque. L'équilibre s'écrit



	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{H}_3\text{O}^+$
État initial	$C_a$	SOLVANT	0	0
Équilibre	$C_a - h$	SOLVANT	$h$	$h$

On note encore une fois  $h$  la concentration en  $\text{H}_3\text{O}^+$ . D'après le tableau d'avancement,

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]C^\circ} = \frac{h^2}{(C_a - h)C^\circ}$$

Le pH peut ainsi être relié non seulement à l'avancement mais aussi à la constante  $K_A$  :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{h}{C^\circ}\right) \quad \Rightarrow \quad K_a = \frac{C^\circ \cdot 10^{-2\text{pH}}}{C_a - C^\circ \cdot 10^{-\text{pH}}}$$



### Mesure directe du $K_A$ de l'acide éthanoïque

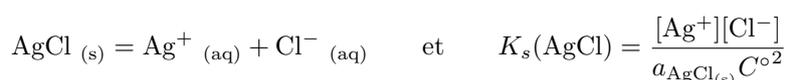
Étalonner le pH-mètre puis plonger la sonde dans de une solution d'acide éthanoïque de concentration connue. Mesurer le pH et en déduire  $K_A$ .

### Remarques

- Les incertitudes viennent principalement de l'appareil et des électrodes, ainsi que de l'étalonnage.
- Les erreurs de cette méthode sont généralement dues au fait que les potentiomètres sont faits pour mesurer des variations et non pas des mesures uniques.

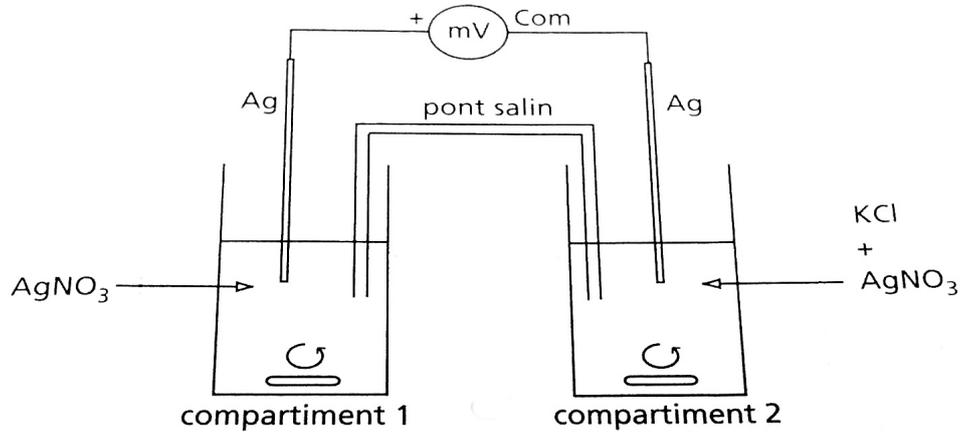
## 2.3 Produit de solubilité d'AgCl par potentiométrie

On finit cette partie sur la mesure directe par une troisième constante d'équilibre : le produit de solubilité. Pour ce faire, on utilise l'exemple d'AgCl, dont le produit de solubilité correspond à l'équilibre



Pour mesurer  $K_s$ , on va utiliser le montage suivant :

- Compartiment (1) : électrode d'argent dans une solution d' $\text{AgNO}_3$
- Compartiment (2) : électrode d'argent dans une solution de  $\text{KCl}$  avec quelques gouttes d' $\text{AgNO}_3$
- Les deux compartiments sont reliés par un pont salin
- Un millivoltmètre est placé sur les deux électrodes



Chaque compartiment est le siège d'une équation d'oxydation : dans le compartiment (1) les ions  $\text{Ag}^+$  réagissent avec l'argent solide et dans le compartiment (2) les ions  $\text{Ag}^+$  et  $\text{Cl}^-$  réagissent pour former  $\text{AgCl}$ . Lorsque la solution est saturée, *i.e.* quand la dissolution d' $\text{AgCl}$  est à l'équilibre, on observe une ddp et on peut en déduire le  $K_s$ . En effet, les potentiels des électrodes valent, d'après la formule de Nernst,

$$\begin{cases} E_1 = E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{RT}{\mathcal{F}} \ln \left( \frac{[\text{Ag}^+]_1}{C^\circ} \right) \\ E_2 = E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{RT}{\mathcal{F}} \ln \left( \frac{[\text{Ag}^+]_2}{C^\circ} \right) \end{cases}$$

donc on obtient

$$\Delta E = E_1 - E_2 = \frac{RT}{\mathcal{F}} \ln \left( \frac{[\text{Ag}^+]_1}{[\text{Ag}^+]_2} \right)$$

Or l'équilibre de dissolution dans le compartiment (2) garantit que  $[\text{Ag}^+]_2 = K_s \frac{C^{\circ 2}}{[\text{Cl}^-]_2}$ , ce qui nous donne

$$\Delta E = \frac{RT}{\mathcal{F}} \ln \left( \frac{[\text{Ag}^+]_1 [\text{Cl}^-]_2}{K_s C^{\circ 2}} \right)$$

On peut finalement exprimer  $K_s$  comme étant :

$$K_s(\text{AgCl}) = \frac{[\text{Ag}^+]_1 [\text{Cl}^-]_2}{C^{\circ 2}} - \exp \left( \frac{RT}{\mathcal{F}} \Delta E \right) \quad (3)$$

### Mesure directe du $K_s$ d' $\text{AgCl}$

✍ Porteu de Buchère75

⊖ 5 min

#### Matériel :

- solution d' $\text{AgNO}_3$  à 0.01 M
- solution de  $\text{KCl}$  à 0.01 M
- 2 électrodes d'argent

- un millivoltmètre
- $\text{KNO}_3$  saturé + papier filtre, ce sera le pont salin

Dans un premier bécher (bécher (1)), plonger une électrode d'argent dans 50 mL d' $\text{AgNO}_3$ .

Dans le second bécher (bécher (2)), plonger une électrode d'argent dans 50 mL de  $\text{KCl}$  auxquels on a ajouté quelques gouttes d' $\text{AgNO}_3$ .

Mesurer la ddp entre les deux électrodes. La réaction de formation du chlorure d'argent a lieu dans le compartiment (2) lorsque l'on voit un précipité blanc se former.

Il faut attendre un peu que l'équilibre soit bien établi pour que la mesure au voltmètre soit stable et donc fiable. On lance donc l'expérience après avoir expliqué le matériel utilisé et on explique la théorie avant de relever le point de mesure. **Attention : le pont salin ne doit pas contenir d'ions chlorure.**

on peut comparer à la valeur tabulée  $\text{p}K_s = 9.752$ .

### Remarque

On peut connaître  $K_s$  en calculant  $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S = -RT\ln(K_s)$

## 3 Détermination indirecte : titrage/dosage

Il faudra bien insister, pour chaque expérience ci dessous, sur le fait qu'on est bien à l'équilibre et que  $T = \text{cste}$ .

### 3.1 Constante d'acidité par la méthode de Gran

On va reprendre l'exemple de l'acide éthanóïque. On rappelle qu'elle décrit l'équation



On a alors l'équation  $\text{pH} = \text{p}K_A + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$ , avec  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{CV}{V_{\text{tot}}}$  et  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_0V_0 - CV}{V_{\text{tot}}}$ .  
On obtient alors

$$\begin{aligned}\text{pH} &= \text{p}K_A + \log\left(\frac{CV}{C_0V_0 - CV}\right) \\ cV10^{-\text{pH}} &= K_A(C_0V_0 - CV) \\ V10^{-\text{pH}} &= K_A(V_{\text{eq}} - V)\end{aligned}$$

En traçant  $V10^{-\text{pH}} = f(V)$ , on obtient une droite dont la pente est  $K_A$  et l'ordonnée à l'origine donne le volume équivalent.

Pour que ça marche, il faut cependant que la réaction soit quantitative.

### Remarque

Un bon vieux titrage pH-métrique ça fonctionne aussi.

L'avantage de cette méthode par rapport à une mesure directe est sa précision ainsi que sa capacité à déterminer  $V_{\text{eq}}$ . Cependant, elle est destructive.

### 3.2 Constante de complexation du bleu de bromophénol (BBP)

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 écrirons  $\text{InH}/\text{In}^-$ , ainsi la formule de Henderson-Hasselbalch est toujours valable :

$$\text{pH} = \text{pK}_i + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{InH}]}$$

Beer-Lambert donne

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

On note  $c_0$  la concentration initiale en BBP que l'on met dans la solution. On va alors noter  $A_{\text{InH}}$  l'absorbance de la solution quand on est à  $\text{pH} < \text{pK} - 1$ , et  $A_{\text{In}^-}$  celle à  $\text{pH} > \text{pK} + 1$ . On a alors :

$$A = (A_{\text{In}^-}[\text{In}^-] + A_{\text{InH}}(c_0 - [\text{In}^-]))/c_0$$

Ainsi on peut directement écrire

$$[\text{InH}] = c_0 \frac{A_{\text{In}^-} - A}{A_{\text{In}^-} - A_{\text{InH}}} \quad [\text{In}^-] = c_0 \frac{A - A_{\text{InH}}}{A_{\text{In}^-} - A_{\text{InH}}}$$

Et finalement on a la loi qui nous intéresse :

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{A - A_{\text{InH}}}{A_{\text{In}^-} - A} \quad (4)$$



#### Mesure spectrophotométrique du K du bleu de bromophénol

✍ Florilège de chimie pratique, Daumarie

⊖ 35mn prépa, 5mn 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 (à la louche). 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.

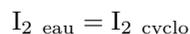
Il ne reste ensuite qu'à choisir une longueur d'onde (celle à laquelle l'absorbance de la solution à pH 7 est maximum) et à en extraire les valeurs de l'absorbance pour chaque pH.  $A_{\text{InH}}$  sera l'absorbance pour  $\text{pH}=2.5$  et  $A_{\text{In}^-}$  sera l'absorbance pour  $\text{pH}=7$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

On s'attend à  $\text{pK} = 4.1$ .

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.

### 3.3 Coefficient de partage

Prenons comme exemple l'équilibre de partage du diiode entre l'eau et le cyclohexane :



On définit le **coefficient de partage** comme étant la constante d'équilibre de cette réaction :

$$P = \frac{[I_2]_{\text{cyclo}}}{[I_2]_{\text{eau}}}$$

Cette constante traduit l'affinité d'un soluté par rapport à un solvant organique relativement à l'eau.



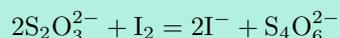
#### Mesure du coefficient de partage du diiode

✦ Florilège de chimie pratique, Daumarie

⊖ 5 min

Dissoudre 1 g de diiode dans 200 mL d'eau. Une grande partie du diiode ne devrait normalement pas s'être dissoute. Ajouter 20 mL de cyclohexane. La phase aqueuse jaune pâle devient incolore et la phase organique devient fuchsia.

Extraire la phase aqueuse et la doser avec du thiosulfate de sodium à 0.1 M. On a la réaction :



En déduire la quantité de diiode dans la phase aqueuse.

On connaît la quantité de diiode totale, on connaît la quantité de diiode en phase aqueuse donc on connaît la quantité de diiode en phase organique. En déduire le coefficient de partage après avoir converti ces quantités en concentrations.

On trouve (normalement) que le diiode est 8 fois plus présent dans le cyclohexane que dans l'eau, ce qui est prévisible puisque le diiode est apolaire comme le cyclohexane.

## Conclusion

Rappel de ce que l'on a vu. On peut maintenant étudier plus en détail la thermodynamique des  $\Delta_r G$  qui est sous-jacente, et l'appliquer à l'optimisation de processus chimiques !