

Expérience # 10

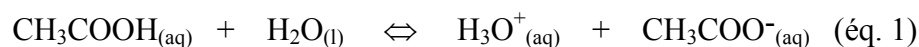
Détermination d'une constante d'équilibre

1. But

Le but consiste à déterminer la constante d'équilibre correspondant à la réaction de dissociation d'un acide faible dans l'eau. Des titrages et l'utilisation d'un pH-mètre permettront de trouver les données relatives à l'équilibre.

2. Théorie

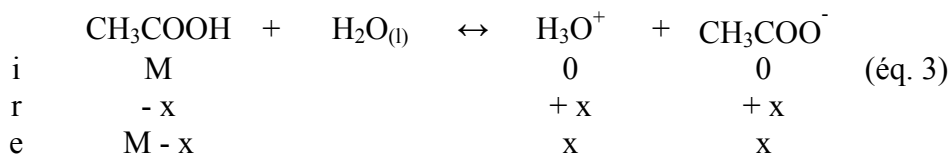
L'acide acétique est un acide faible dont la dissociation en milieu aqueux est représentée par l'équation,



et la constante d'équilibre,

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (\text{éq. 2})$$

L'équilibre peut être étudié en trouvant certaines valeurs qui permettront de découvrir les autres selon :



La valeur de x peut être déterminée à l'aide de la mesure du pH où x est exprimé en mol/L (M) selon :

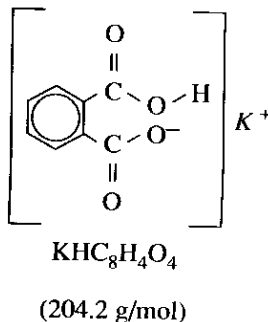
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x \quad (\text{éq. 4})$$

La seule autre concentration à déterminer est celle de l'acide initial. Cette dernière peut être déterminée par un titrage acido-basique avec une base forte comme titrant (nous voulons être certain que la réaction est complète, d'où l'usage d'une base forte).

L'hydroxyde de sodium est la base forte que nous utiliserons pour cette détermination. C'est un solide alcalin hygroscopique. On ne peut donc pas effectuer une solution basique de NaOH de concentration précise simplement en mélangeant une quantité donnée de ce

produit à un volume déterminé d'eau. La soude caustique (ancien nom de NaOH) ne peut donc pas être considérée comme étant un standard primaire. Il faut donc l'étalonner avec une autre substance, un acide.

La substance utilisée pour étalonner l'hydroxyde de sodium sera le biphthalate de potassium ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$). Le KHP (abréviation pour le biphthalate de potassium, de masse molaire = 204,22 g/mol) est un étalon primaire acide qui est monovalent. Sa structure moléculaire est:



La réaction du biphthalate de potassium (sel monoacide) avec l'hydroxyde de sodium est,



La concentration de la solution peut être déterminée à partir de l'une des deux formules suivantes:

$$N_A V_A = N_B V_B \quad \text{éq. 6}$$

où, N (éq./L): Normalité de l'espèce acide (A) ou de l'espèce basique (B);
V (L): Volume de l'espèce acide (A) ou de l'espèce basique (B).

$$\frac{C_A V_A}{a} = \frac{C_B V_B}{b} \quad \text{éq. 7}$$

où, C (mol/L): Molarité de l'espèce acide (A) ou de l'espèce basique (B);
V (L): Volume de l'espèce acide (A) ou de l'espèce basique (B);
a, b: Coefficient stoechiométrique de l'acide (a) ou de la base (b).

Lorsque la standardisation (étalonnage) de la solution d'hydroxyde de sodium est terminée, nous connaissons avec grande précision la concentration de cette dernière. Cette solution basique pourra ainsi être utilisée pour déterminer la concentration d'une autre solution acide, par exemple, l'acide acétique. Ce processus se nomme titrage acide-base.

Lectures suggérées:

Raymond Chang, Luc Papillon, *Chimie fondamentale volume 2*, 2^{ème} édition, Chenelière, Montréal (2002). pages 128-35, 171-7.

3. Mode opératoire

***** ATTENTION, le NaOH est un produit TRÈS corrosif pour la peau *****

3.1.1 Étalonnage d'une solution de NaOH à partir d'une masse connue de KHP

1. Préparez environ $\frac{1}{2}$ L d'une solution d'hydroxyde de sodium 0,20N à partir d'une **solution** 50% p/p sans utiliser une balance. Il faut trouver la densité ☺.
2. Déterminez la masse de KHP _____ g qui réagira avec environ 25 mL de la solution de NaOH 0,20 N que vous avez. Pesez exactement environ cette masse KHP dans une fiole conique de 125 mL. Ajoutez un peu d'eau pour dissoudre le solide (le volume n'est pas important mais doit tout de même être raisonnable) ainsi que deux à trois gouttes de l'indicateur phénolphaléine.
3. Normalisez et emplissez une burette de 50 mL avec votre solution de NaOH. Ajoutez lentement la solution de soude caustique à l'aide de la burette à la fiole conique tout en agitant constamment d'un mouvement de rotation. Le point de virage est atteint lorsque la coloration rose pâle de l'indicateur persiste pendant 30 secondes. **Notez** avec **PRÉCISION** le volume sur la burette.
4. Répétez le titrage avec au moins deux autres prises du standard primaire. Notez de nouveau les volumes et évidemment les masses.
5. Il pourrait être très utile de calculer la concentration de chaque essai afin de déterminer s'il est nécessaire d'en effectuer un autre.

3.1.2 Détermination directe de la concentration molaire volumique d'une solution mère d'acide acétique environ 1M (vous ne connaissez pas la concentration exacte)

1. Pipettez un aliquot de 5,00 mL de la solution mère d'acide acétique dans une fiole conique de 125mL. Ajoutez un peu d'eau ainsi que trois gouttes de phénolphaléine.
2. Titrez l'acide avec le NaOH standardisé jusqu'à l'apparition d'une couleur rose pâle (notez précisément le volume de NaOH requis).
3. Répétez le titrage avec un nouvel aliquot jusqu'à l'obtention de 3 volumes ne différant pas entre eux de plus de 0,10 mL. Notez les volumes.

3.2 Préparation et détermination du pH des solutions

1. Étalonnez votre pH-mètre (qui est branché depuis au moins 15 minutes) à l'aide d'une solution tampon de pH = 7,00 (jaune) et de pH = 4,00 (rouge).
2. Préparez dans un ballon volumétrique le volume indiqué au tableau suivant pour chaque solution. Déterminez les volumes de la solution mère (environ 1M) qui seront requis avant d'arriver au laboratoire.

[CH ₃ COOH] souhaitée (M)	Volume acide ± mL	Volume total ± mL	pH essai 1 ±	pH essai 2 ±	pH moyen ±
0,25		100			
0,20		250			
0,15		100			
0,10		100			
0,05		100			
0,01		100			

Température des solutions : _____ ± _____ °c

Note : *Transférez environ 125 mL de la solution 0,20M dans un contenant propre que vous mettrez de côté pour la prochaine étape. Ce prélèvement servira à déterminer la concentration de la solution mère par une autre méthode...*

3. Transférez chaque solution dans un bécher d'environ 100 mL muni d'un barreau magnétique. Le bécher et le barreau magnétique doivent être propres et secs. Le volume de solution devra être suffisant afin de couvrir le bulbe de l'électrode pendant que la solution est agitée grâce à une plaque agitatrice. Il est TRÈS important d'éviter tout contact entre le barreau magnétique et l'électrode.
4. Agitez la solution et mesurez le pH. Sortez l'électrode, rincez-la et déposez-la dans un bécher d'eau. Versez le contenu du bécher dans son ballon volumétrique.
5. Rincez la bécher et le barreau magnétique. Asséchez-les et effectuez la détermination du pH des autres solutions de la même manière. Attention de ne pas contaminer les autres solutions...
6. Effectuez enfin les opérations 3 à 5 à nouveau.

3.3 Détermination indirecte de la concentration molaire volumique d'une solution mère d'acide acétique

1. Pipettez 25,00 mL de la solution diluée d'acide acétique de concentration approximative 0,20M dans une fiole conique de 125mL. Ajoutez un peu d'eau ainsi que trois gouttes de phénolphtaléine.
2. Titrez l'acide avec le NaOH standardisé jusqu'à l'apparition d'une couleur rose pâle (notez précisément le volume de NaOH requis).
3. Répétez le titrage avec un nouvel aliquot jusqu'à l'obtention de 3 volumes ne différant pas entre eux de plus de 0,10 mL. Notez les volumes.

4. Cahier de laboratoire

1. Titre de l'expérience
2. But
3. Résumé des manipulations sous la forme d'un organigramme
4. Données et observations

5. Rapport de laboratoire

1. Page titre
2. Données et observations (3,0 pts)

Tableau # 1 Étalonnage de la solution de NaOH

Masse de KHP titrée (± g)	Volume de NaOH requis (± mL)

OBSERVATIONS :

Tableau # 2 Étalonnage de la solution mère d'acide acétique

	Volume de NaOH requis pour le titrage (± mL)			
	Essai 1	Essai 2	Essai 3	moyenne
Volume AcH mère titré ± mL				
Volume AcH diluée titré* ± mL				

* La solution est préparée par la dilution de _____ ± _____ mL de la solution mère dans un volume total de _____ ± _____ mL de solution.

OBSERVATIONS :

Tableau # 3 Dilutions et mesure des pH

[CH ₃ COOH] souhaitée (M)	Volume acide ± mL	Volume total ± mL	pH essai 1 ±	pH essai 2 ±	pH moyen ±
0,25		100			
0,20		250			
0,15		100			
0,10		100			
0,05		100			
0,01		100			

Température des solutions : _____ ± _____ °C

OBSERVATIONS :

3. Calculs (3,5 pts)

Démontrez tous vos calculs (Ne calculez pas les IA's mais conservez quand même une précision RAISONNABLE)

1. Calculez la concentration molaire volumique de la solution de NaOH.
2. Calculez la concentration molaire volumique de la solution mère d'acide acétique par le titrage de la solution mère.
3. Calculez la concentration molaire volumique de la solution diluée # 2 et déterminez la molarité de la solution mère à l'aide de cette dernière.
4. En utilisant la moyenne de la molarité de la solution mère, calculez la concentration des solutions diluées (ne démontrez le calcul que pour la première solution).
5. Calculez la $[H_3O^+]$ à l'aide du pH.
6. Déterminez la constante d'acidité de la réaction. Montrez clairement votre démarche (i, r, e) pour la première solution.
7. Calculez l'écart par rapport à la valeur acceptée (littérature).

4. Résultats (3,5 pts)

*** La qualité des résultats est évaluée***

Tableau # 4 Résultats de la détermination des concentrations

Essai #	1	2	3	moyenne
[NaOH] (mol/L)				
[AcH] _{mère titrage direct} (mol/L)				
[AcH] _{diluée #2} (mol/L)				
[AcH] _{mère titrage dilution} (mol/L)				
[AcH] _{mère} (mol/L)				

Tableau # 5 Détermination de la Ka de l'acide acétique

Sol'n #	[AcH] ₀	[H ₃ O ⁺] _{éq}	Ka calculé
1			
2			
3			
4			
5			
6			
Ka moyen			
Ka prévu			
% écart			