

Activité expérimentale - Détermination expérimentale d'une constante d'équilibre et d'une enthalpie de réaction - MP

Capacités développées ou évaluées lors de ce TP

- Se familiariser avec les techniques et la verrerie utilisée au laboratoire de chimie
- Mesurer expérimentalement une constante d'équilibre
- Déterminer l'évolution de la valeur d'une constante d'équilibre thermodynamique en fonction de la température.

Ce TP est un TP collaboratif : comme vous n'aurez pas le temps de tout faire, il faudra diviser pour régner, et mettre en commun vos résultats partiels pour terminer ce TP.

I) Sécurité au sein du laboratoire

1) Consignes usuelles

- Ranger son sac sous la pailasse, travailler sur une pailasse propre et bien dégagée.
- Porter une blouse en coton.
- Attacher les cheveux longs.
- Porter les lunettes de protection même avec des lunettes de vue !
- Les lentilles sont INTERDITES en TP de chimie (en cas de projection projections, c'est beaucoup plus dangereux pour l'œil)
- Réaliser les prélèvements debout, le ménisque à hauteur d'œil.
- Rien ne ressemblant plus à une solution transparente qu'un autre solution transparente : identifier les produits chimiques à l'aide d'indications, par exemple sur des morceaux de papiers sur lesquels vous posez chaque bécher.
- En cas de projection dans l'œil ou sur la peau, rincer abondamment à l'eau grâce à la douche de sécurité au bureau.
- Respectez les préconisations pour la récupération de certaines solutions.

II) Mesure d'une constante de réaction

1) Réalisation d'une dilution

- Déterminer un protocole pour diluer la solution de soude, initialement à $c_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ pour obtenir une solution à la concentration $C_b = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.



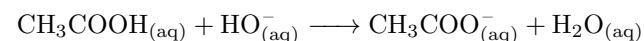
Manipulons...

Réaliser cette dilution.

2) Protocole expérimental de détermination de K_A

Nous allons nous intéresser dans la suite de ce TP à une réaction acido-basique en présentant une méthode expérimentale pour déterminer une constante d'équilibre particulière nommée **constante d'acidité**, notée K_A . On recherche la constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

On va pour cela considérer la réaction suivante :



dont on considérera qu'elle est totale dans les conditions de l'expérience.

Comme on souhaite aussi étudier la dépendance en température de cette constante, on doit l'étudier à différentes températures. Certains d'entre vous disposent donc d'un cristalliseur avec de la glace pour que le mélange réactionnel soit proche de 0°C , d'autres d'un bain thermostaté à 40°C . Enfin, les derniers effectueront la mesure à température ambiante.



Manipulons...

- Placer cette solution dans la burette. Prélever ensuite $V_a = 20,0 \text{ mL}$ d'acide éthanoïque à $C_a = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ que l'on placera dans un bécher avec un agitateur magnétique.
- Étalonner le pH-mètre (suivre les consignes d'étalonnage).
- Effectuer la mesure du pH de la solution contenue dans le bécher en fonction du volume de soude versé V_b . On mesurera tous les mL en prenant soin de bien regarder au niveau du ménisque (s'arrêter à 15 mL).
- Tracer $\frac{1}{V_b}$ en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$, effectuer une régression linéaire, et

relever sa pente ainsi que son ordonnées à l'origine. Des calculs théoriques (non demandés dans ce TP) permettent de montrer que la constante d'acidité K_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est donnée par $K_a = \frac{b}{a}$ où a est la pente de la droite et b l'ordonnée à l'origine.

Attention

Pour la régression linéaire, on ne prendra pas en compte les 4 premiers millilitres versés (une réaction concurrente rend le modèle utilisé peu adapté au début de la réaction).

2. Rendre compte de vos manipulations et de votre résultat (courbe complétées, commentaires, etc) dans le compte rendu. La détermination de la valeur de K_a doit clairement apparaître.

3) Détermination de l'enthalpie de réaction

3. Faire la moyenne des valeurs de K_A obtenus par les différents groupe pour chaque température.
4. En déduire la valeur de l'enthalpie de réaction $\Delta_r H^\circ$ en la supposant indépendante de T . Comparer à la valeur théorique de $\Delta_r H^\circ = 284 \text{ kJ mol}^{-1}$ à 25°C .

Compétences évaluées

Noms et prénoms du binôme :

—

—

Cette grille d'évaluation sert à vérifier que savez faire les étapes expérimentales importantes. Les compétences en **gras** sont évaluées pendant le TP : faites appel à votre professeur lorsque vous êtes prêts/prêtes à les valider.

Compétence travaillée	Points
Manipuler soigneusement dans le respect des règles de sécurité	/2
Acquérir une courbe de dosage par titrage complète de façon autonome	/3
Exploiter les données pour déterminer une valeur de constante d'équilibre.	/2
Déterminer expérimentalement une valeur d'enthalpie de réaction.	/3
Note finale	/10

Remarques :

Matériel

MP/MPI Vendredi 8h/12h Pascal Bertin

Pour la classe :

- $V = 1 \text{ L}$ solution de soude à $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ (environ 30 mL par élève)
- $V = 1 \text{ L}$ solution d'acide éthanoïque à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ (environ 30 mL par élève)
- Bidon d'eau distillée

Pour chaque paillasse :

- Fiole jaugée de 100 mL
- 2 pipettes jaugées de 20 mL
- Burette graduée de 25 mL, potence, agitateur magnétique et barreau aimanté (pour dosage)
- 2 béchers de 50 mL et un de 100 mL
- pH-mètre, solutions d'étalonnage et notice, papier Joseph
- Un cristalliseur avec des glaçons OU BIEN un bain thermostaté de température réglable.
- Eau distillée
- Chiffon