

BACCALAURÉAT GÉNÉRAL**Épreuve pratique de l'enseignement de spécialité physique-chimie
Évaluation des Compétences Expérimentales**

Cette situation d'évaluation fait partie de la banque nationale.

ÉNONCÉ DESTINÉ AU CANDIDAT

NOM :	Prénom :
Centre d'examen :	n° d'inscription :

Cette situation d'évaluation comporte **quatre** pages sur lesquelles le candidat doit consigner ses réponses. Le candidat doit restituer ce document avant de sortir de la salle d'examen.

Le candidat doit agir en autonomie et faire preuve d'initiative tout au long de l'épreuve.

En cas de difficulté, le candidat peut solliciter l'examineur afin de lui permettre de continuer la tâche.

L'examineur peut intervenir à tout moment, s'il le juge utile.

L'usage de calculatrice avec mode examen actif est autorisé. L'usage de calculatrice sans mémoire « type collègue » est autorisé.

CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION

Wilhelm Ostwald (1853–1932) est un chimiste germano-balte qui a activement participé au développement du concept d'acidité en s'intéressant notamment à l'influence de la dilution sur les acides faibles. En 1909, il a reçu le prix Nobel de chimie « *en reconnaissance de ses travaux sur la catalyse et pour ses recherches touchant les principes fondamentaux gouvernant l'équilibre chimique et les vitesses de réaction* ».

En 1888, il énonça la loi de **dilution**, dite « loi de dilution d'Ostwald » : **plus un acide faible est dilué dans l'eau, plus sa dissociation augmente.**

Le but de cette épreuve est de tester la loi de dilution d'Ostwald et de déterminer la constante d'acidité de l'acide éthanoïque.

INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT

Loi de dilution d'Ostwald

Selon la loi de dilution d'Ostwald, plus un acide faible est dilué dans l'eau, plus la valeur du coefficient de dissociation α augmente. Par conséquent, le comportement de cet acide faible se rapproche de plus en plus de celui d'un acide fort.

Transformation étudiée

Lorsqu'un acide se dissocie partiellement dans l'eau, on peut introduire le coefficient de dissociation α qui correspond au taux d'acide transformé en base.

On introduit une quantité de matière n_0 d'acide éthanóique dans un volume V d'eau. On obtient une solution de concentration apportée C en acide éthanóique. Le tableau d'avancement de la réaction est donné ci-dessous :

Équation		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
Initial	0	n_0	Excès	0	0
Final	x_f	$n_0 - x_f = n_0 \cdot (1 - \alpha)$	Excès	$x_f = n_0 \cdot \alpha$	$x_f = n_0 \cdot \alpha$

Pour cette réaction, le coefficient de dissociation est $\alpha = \frac{x_f}{n_0} = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_f}{C} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C}$.

Conductivité molaire

La conductivité σ d'une solution est une grandeur qui représente la capacité de cette solution à conduire le courant électrique. Elle s'exprime en siemens par mètre ($\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$).

On peut écrire le coefficient de dissociation α en fonction de la conductivité de la solution et des conductivités molaires ioniques des ions présents, et de la concentration apportée en acide éthanóique, notée C :

$$\alpha = \frac{\sigma}{10^3 \cdot C \cdot (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}^0 + \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-}^0)} = \frac{\sigma}{10^3 \cdot C \cdot B} \quad \text{avec } B = (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}^0 + \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-}^0)$$

La mesure de la conductivité σ permet donc de déterminer la valeur du coefficient de dissociation α .

Constante d'acidité K_A de la réaction étudiée

La constante d'équilibre K_A de la réaction étudiée est :

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{éq}} \cdot C^0} \quad \text{avec } C^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

À l'aide des relations précédentes, il est possible de montrer que : $K_A = C \frac{\left(\frac{\sigma}{10^3 C B}\right)^2}{\left(1 - \frac{\sigma}{10^3 C B}\right) \cdot C^0}$

Cela donne : $\frac{\sigma^2}{10^6 \cdot C} = -K_A \cdot B \cdot C^0 \cdot \frac{\sigma}{10^3 \cdot C} + K_A \cdot B^2 \cdot C^0$

Solutions d'acide éthanóique

Les solutions mises à disposition sont les suivantes :

Solutions	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅	S ₆	S ₇
Concentration apportée en acide éthanóique C ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0,050	0,025	0,0125	0,010	0,0050	...	0,00050

Données utiles

- Conductivités molaires ioniques à dilution infinie à 25°C :

$$\lambda_{H_3O^+}^0 = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\lambda_{CH_3CO_2^-}^0 = 4,1 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 1,0 S/m = 10 mS/cm ;
- Constante d'acidité de l'acide éthanoïque à 25°C : $K_A = 1,8 \times 10^{-5}$.

TRAVAIL À EFFECTUER**1. Élaboration de la solution S₆** (10 minutes conseillées)

1.1 Indiquer la verrerie à utiliser pour préparer un volume $V_6 = 100 \text{ mL}$ de la solution S₆ à partir d'un volume $V_5 = 20 \text{ mL}$ de la solution S₅.

pipette jaugée de 20mL (pour prélever la solution mère S₆)

fiolle jaugée de 100mL

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

1.2 Préparer la solution S₆.

2. Résultats expérimentaux et loi d'Ostwald (30 minutes conseillées)

2.1 Rédiger un protocole utilisant le matériel mis à disposition afin de déterminer la concentration apportée en acide éthanoïque de la solution S₆.

Réaliser un dosage par étalonnage conductimétrique

Mesure des conductivités des solutions étalons

Mesure de la conductivité de l'acide éthanoïque dilué 5 fois (cf partie 1)

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter le protocole ou en cas de difficulté	

2.2 Mettre en œuvre le protocole et, à l'aide des fonctionnalités d'un tableur-grapheur, proposer une modélisation de la fonction $\sigma = f(C)$.

Modélisation :

Reporter les valeurs dans un tableur + Tracer la droite $\sigma = f(C)$ / on peut alors déterminer la concentration apportée de la solution d'acide éthanoïque diluée grâce à la droite.

APPEL facultatif		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

À l'aide de la modélisation, calculer la valeur du coefficient de dissociation α pour chacune des solutions.

Solutions	S1	S2	S3	S4	S5	S6	S7
Concentration apportée en acide éthanoïque C (mol·L ⁻¹)	0,050	0,025	0,0125	0,010	0,0050	0,00050
Conductivité molaire σ (S·m ⁻¹)							
Coefficient de dissociation α							

Les résultats expérimentaux sont-ils en accord avec la loi d'Ostwald ? Justifier.

Rappel de la loi: plus un acide faible est dilué dans l'eau, plus la valeur du coefficient de dissociation α augmente. Par conséquent, le comportement de cet acide faible se rapproche de plus en plus de celui d'un acide fort.

Calculer α via les résultats précédents

3. Détermination de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque (20 minutes conseillées)

3.1 À l'aide d'un tableur-grapheur, tracer le graphique $\frac{\sigma^2}{10^6 \cdot C} = f\left(\frac{\sigma}{10^3 \cdot C}\right)$ et effectuer une modélisation pertinente. Noter les valeurs du coefficient directeur a et de l'ordonnée à l'origine b obtenus. On ne précisera pas les unités.

a =

b =

3.2 À l'aide (uniquement) des valeurs de a et b et de l'information mise à disposition relative à la constante d'acidité, déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A de l'acide éthanoïque.

Je ne vois pas trop comment faire si ce n'est exploiter la relation $y = ax + b...$

APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour lui présenter les résultats ou en cas de difficulté	

3.3 Comparer la valeur de la constante d'acidité trouvée à celle de la valeur tabulée à 25°C. Commenter.

.....

.....

Défaire le montage et ranger la paillasse avant de quitter la salle.