

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 collège » 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 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 éthanóïque dans un volume V d'eau. On obtient une solution de concentration apportée C en acide éthanóïque. 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 :

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

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 :

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

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

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

Solutions d'acide éthanóïque

Les solutions mises à disposition sont les suivantes :

Solutions	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅	S ₆	S ₇	S ₈
Concentration apportée en acide éthanóïque ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0,050	0,025	0,020	0,0125	0,010	0,0050	0,0010	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 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 S₇ (10 minutes conseillées)

1.1 Indiquer la verrerie à utiliser pour préparer un volume $V_7 = 100 \text{ mL}$ de la solution S₇ à partir d'un volume $V_6 = 20 \text{ mL}$ de la solution S₆.

Pour préparer un volume $V_7 = 100 \text{ mL}$ de la solution S₇ à partir d'un volume $V_6 = 20 \text{ mL}$ de la solution S₆, il faut une fiole jaugée de 100 mL et une pipette jaugée de 20 mL.

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

1.2 Préparer la solution S₇.

A faire expérimentalement.

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

2.1 Proposer un protocole permettant de tester la loi de dilution d'Ostwald.

Loi de dilution d'Ostwald : plus un acide faible est dilué dans l'eau, plus la valeur du coefficient de dissociation α augmente.

$$\text{Or } \alpha = \frac{\sigma}{10^3 \cdot C \cdot B}$$

Ainsi, pour tester la loi de dilution d'Ostwald, pour plusieurs solutions de concentrations différentes d'un même acide on mesure la conductivité à l'aide d'un conductimètre et on calcule le coefficient de dissociation α .

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

2.2 Mettre en œuvre le protocole en utilisant un tableur pour effectuer les calculs.

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

En mettant en œuvre le protocole expérimental, on trouve que le coefficient de dissociation α augmente lorsqu'un acide faible est dilué dans l'eau. Ainsi, les résultats expérimentaux sont en accord avec la loi d'Ostwald.

APPEL facultatif		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

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

3.1 À l'aide d'un tableur-grapheur, tracer le graphique $\frac{\sigma^2}{10^6 C} = f\left(\frac{\sigma}{10^3 C}\right)$ 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 = ... Valeur expérimentale

b = ... Valeur expérimentale

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 éthanóïque.

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

$$\frac{\sigma^2}{10^6 C} = a \cdot \frac{\sigma}{10^3 \cdot C} + b$$

Par identification :

$$-K_A \cdot B \cdot C^0 = a$$

$$K_A = -\frac{a}{B \cdot C^0}$$

Remarque : je pense qu'il y a une erreur sur le sujet et que la question doit être À l'aide (uniquement) des valeurs de a et 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.

La valeur de la constante d'acidité trouvée est différente de la valeur tabulée à 25°C.

La constante d'acidité dépend de la température. Or la température du laboratoire est différente de 25°C. C'est pourquoi la valeur de la constante d'acidité trouvée est différente de la valeur tabulée à 25°C.

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