**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’examinateur afin de lui permettre de continuer la tâche.

L’examinateur 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](https://fr.wikipedia.org/wiki/Prix_Nobel_de_chimie)  « *en reconnaissance de ses travaux sur la*[*catalyse*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Catalyse)*et pour ses recherches touchant les principes fondamentaux gouvernant l'*[*équilibre chimique*](https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89quilibre_chimique)*et les*[*vitesses de réaction*](https://fr.wikipedia.org/wiki/Cin%C3%A9tique_chimique) ».

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  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  qui correspond au taux d’acide transformé en base.

On introduit une quantité de matière *n0* d’acide éthanoïque dans un volume *V* d’eau. On obtient une solution de concentration apportée *C* en acide éthanoïque. Le tableau d’avancement de la réaction est donné ci-dessous :

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Équation | | CH3CO2H(aq) + H2O(ℓ) ⇋ CH3 (aq) + H3O+ (aq) | | | |
| État | Avancement | Quantités de matière (mol) | | | |
| Initial | 0 | *n0* | Excès | 0 | 0 |
| Final | *xf* | *n0*– *xf* = *n0*·(1 – ) | Excès | *xf*= *n0*· | *xf* = *n0*· |

Pour cette réaction, le coefficient de dissociation est  = = .

Conductivité molaire

La conductivité  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 (S·m-1).

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

= avec B = (

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

Constante d’acidité *KA* de la réaction étudiée

La constante d’équilibre *KA* de la réaction étudiée est :

*KA* = avec *C0* = 1 mol·L–1

À l’aide des relations précédentes, il est possible de montrer que : *KA* = *C*

Cela donne : =- *KA* ·*B* · *C0* + *KA ·*B*² ·C0*

Solutions d’acide éthanoïque

Les solutions mises à disposition sont les suivantes :

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 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 |

Données utiles

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

= 35,0×10–3 S·m2 ·mol–1  = 4,1×10–3 S·m2 ·mol–1

* 1,0 S/m = 10 mS/cm ;
* Constante d’acidité de l’acide éthanoïque à 25°C : *KA* = 1,8×10–5.

TRAVAIL À EFFECTUER

1. Élaboration de la solution S6 (10 minutes conseillées)

1.1 Indiquer la verrerie à utiliser pour préparer un volume *V6*= 100 mL de la solution S6 à partir d’un volume *V5* = 20 mL de la solution S5.

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

*fiole jaugée de 100mL*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | APPEL FACULTATIF |  |
| 🖐 | Appeler le professeur en cas de difficulté | 🖐 |

1.2 Préparer la solution S6.

1. 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 .

Modélisation :

*Reporter les valeurs dans un tableur + Tracer la droite 🡪 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 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 ((S·m-1) |  |  |  |  |  |  |  |
| Coefficient de dissociation |  |  |  |  |  |  |  |

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 via les résultats précédents*

1. 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 = f ( 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 *KA* 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.**