**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 : Correction proposée par GRANDIDIER Laëtitia  | Prénom :  |
| Centre d’examen : **Pour Knowmunity ©**  | 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

Tous les acides et toutes les bases ne sont pas équivalents et ne se comportent pas de la même façon en solution aqueuse. Connaître leur constante d’acidité *K*A ou leur *pK*A permet d’évaluer la force d’un couple acide-base.

Connaître ces valeurs peut permettre de prévoir le sens et le degré d’avancement final d’une réaction acide-base, de calculer la proportion de l’acide et de la base conjuguée connaissant le *pH* de la solution dans laquelle ils sont dissous. On peut aussi définir le taux d’avancement final de la réaction pour évaluer l’évolution de la réaction par rapport à l’évolution maximale.

***Le but de cette épreuve est de déterminer le pKA d’un acide et le taux d’avancement final de deux acides afin de comparer leur force relative.***

**INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT**

Réaction entre un acide faible et l’eau

Un acide faible selon Brönsted réagit avec l’eau selon la réaction d’équation :

AH (aq) + H2O (ℓ)  A­­– (aq) + H3O+ (aq)

La constante d’équilibre de cette réaction est la constante d’­acidité du couple acide-base AH / A–. Elle est reliée au *pK*A par la relation :

*pK*A = - log *KA*

*pK*A d’un couple acide-base

Le *pKA* du couple acide-base AH / A– vérifie la relation :

Les concentrations à l’équilibre sont alors exprimées en molL–1.

Lorsqu’on mélange un volume *VA* d’acide de concentration *C* avec un volume *VB* de sa base conjuguée à la même concentration, pour *C* 1 x 10–1 molL–1, on peut montrer que cette relation peut s’écrire :

 log

Les volumes *VA* et *VB* doivent alors être exprimés dans la même unité.

Taux d’avancement final

Le taux d’avancement final d’une réaction se calcule par la relation

avec l’avancement final et l’avancement maximal.

Pour la réaction entre un acide et l’eau, on montre que le taux d’avancement final peut s’exprimer sous la forme :

avec *c* la concentration de l’acide en molL–1.

Force des acides

On classe les acides et les bases faibles en fonction de leur constante d’acidité ou de leur *pK*A.

Plus la constante d’acidité *K*A d’un couple acide-base AH / A– est grande, plus la force de l’acide AH est élevée.

Plus le *pK*A d’un couple acide-base AH / A– est petit, plus la force de l’acide AH est élevée.

Étalonnage d’un pH-mètre

Le pH-mètre est un appareil permettant la mesure du *pH*.

Avant toute mesure, il doit être étalonné avec deux solutions tampon.

Pour les mesures à effectuer ici, on utilisera une solution de *pH*= 7, puis une solution de *pH*= 4.

Entre chaque mesure, l’électrode doit être rincée à l’eau distillée, puis séchée sans être frottée. Il faut éviter de la laisser à l’air.

TRAVAIL À EFFECTUER

1. Détermination du *pK*A de l’acide 1 (30 minutes conseillées)

1.1. Étalonner le pH-mètre.

1.2. Mélanger, dans un bécher de 50 mL, un volume *VA* = 15,0 mL de l’acide 1 et un volume *VB* = 12,0 mL de sa base conjuguée, notée base 1. L’acide 1 et la base 1 ont la même concentration en quantité de matière *C* = 1,010-2 molL–1. La solution obtenue est appelée « Solution 3 », notée S3.

1.3. Mélanger, dans un bécher de 50 mL, un volume *VA* = 10,0 mL de l’acide 1 et un volume *VB* = 20,0 mL de sa base conjuguée, notée base 1. L’acide 1 et la base 1 ont la même concentration en quantité de matière *C* = 1,010–2 molL–1. La solution obtenue est appelée « Solution 4 », notée S4.

1.4. Mesurer le *pH* de ces deux solutions et compléter le tableau qui suit.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Solution | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
| Volume *VA* (en mL) | 25,0 | 20,0 | 15,0 | 10,0 | 5,0 |
| Volume *VB* (en mL) | 5,0 | 10,0 | 12,0 | 20,0 | 25,0 |
| *pH* | 4,1 | 4,6 | 4,7 | 5,1 | 5,4 |

1.5. Dans le tableur-grapheur, entrer les valeurs de *VA*, *VB* et *pH* des différentes solutions.

Programmer le tableur-grapheur afin de calculer pour chaque solution.

Tracer la courbe *pH* =.



En utilisant les documents à disposition, expliquer comment on peut déterminer le *pK*A de cet acide 1, noté *pK*A1, à l’aide de cette courbe.

**Comme quand alors Graphiquement, on détermine l’ordonnée correspondant au point d’intersection avec la courbe à x = 0 et on obtient le pKA de l’acide 1**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | APPEL n°1 |  |
| 🖐 | Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentauxou en cas de difficulté | 🖐 |

Déterminer le *pK*A de l’acide 1.

***pK*A1 = 4,8**

1. Détermination du taux d’avancement final (20 minutes conseillées)

2.1. Prendre deux béchers de 50 mL et mettre dans l’un environ 20 mL de l’acide 1, dans l’autre environ 20 mL d’acide 2, de même concentration 1,0 x 10–2 molL–1.

2.2. Mesurer le *pH* de l’acide 1 et de l’acide 2 et noter les résultats dans le tableau ci-dessous.

2.3. À l’aide des documents à disposition, déterminer le taux d’avancement final pour chaque acide. Noter les résultats dans le tableau ci-dessous.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Acide 1 | Acide 2 |
| *pH* | 3,4 | 2,9 |
|  |  |  |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | APPEL n°2 |  |
| 🖐 | Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentauxou en cas de difficulté | 🖐 |

1. Exploitation des résultats (10 minutes conseillées)

Le *pK*A de l’acide 2 vaut *pK*A2 =3,75. Comparer avec le *pK*A1 de l’acide 1 déterminé dans la partie 1. Conclure quant à la force relative des acides.

**Comme et que d’après le cours un acide est d’autant plus fort que son pKA est faible. L’acide 1 et donc plus faible que l’acide 2.**

Comment évolue le taux d’avancement de la réaction d’un acide avec l’eau en fonction de la force de cet acide ?

**Les deux acides présentés sont faibles car . Cela implique que la réaction est non totale. Comme l’acide 2 est plus fort que l’acide 1, et que le rendement avec l’acide 2 et plus grand qu’avec celui de l’acide 1, on en conclut que le rendement est d’autant plus élevé que l’acide est fort.**

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