

**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**

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.

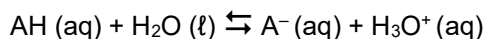
Connaître ces valeurs peut permettre de prévoir le sens et le degré d'avancement final d'une réaction acide-base, de calculer la proportion de l'acide et de la base conjuguée connaissant le  $pH$  de la solution dans laquelle ils sont dissous. On peut aussi définir le taux d'avancement final de la réaction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

***Le but de cette épreuve est de déterminer le  $pK_A$  d'un acide et le taux d'avancement final de la réaction de deux acides avec l'eau afin de comparer leur force relative.***

## INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT

### Réaction entre un acide faible et l'eau

Un acide faible selon Brønsted réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



La constante d'équilibre de cette réaction est la constante d'acidité du couple acide-base AH / A<sup>-</sup>. Elle est reliée au pK<sub>A</sub> par la relation :

$$pK_A = - \log K_A$$

### pK<sub>A</sub> d'un couple acide-base

Le pK<sub>A</sub> du couple acide-base AH / A<sup>-</sup> vérifie la relation :

$$pH = pK_A + \log \left( \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}} \right)$$

Les concentrations à l'équilibre sont alors exprimées en mol·L<sup>-1</sup>.

Lorsqu'on mélange un volume V<sub>A</sub> d'acide de concentration C avec un volume V<sub>B</sub> de sa base conjuguée à la même concentration, pour C ≤ 1×10<sup>-1</sup> mol·L<sup>-1</sup>, on peut montrer que cette relation peut s'écrire :

$$pH = pK_A + \log \left( \frac{V_B}{V_A} \right)$$

Les volumes V<sub>A</sub> et V<sub>B</sub> 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 :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

avec x<sub>f</sub> l'avancement final et x<sub>max</sub> 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 :

$$\tau_f = \frac{10^{-pH}}{c}$$

avec c la concentration de l'acide apporté en mol·L<sup>-1</sup>.

### Force des acides

On classe les acides et les bases faibles en fonction de leur constante d'acidité ou de leur pK<sub>A</sub>.

Plus la constante d'acidité K<sub>A</sub> d'un couple acide-base AH / A<sup>-</sup> est grande, plus la force de l'acide AH est élevée.

Plus le pK<sub>A</sub> d'un couple acide-base AH / A<sup>-</sup> 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 libre.

## TRAVAIL À EFFECTUER

### 1. Détermination du $pK_A$ de l'acide 1 (30 minutes conseillées)

1.1. Étalonner le pH-mètre. **A faire expérimentalement.**

1.2. Mélanger, dans un bécher de 50 mL, un volume  $V_A = 15,0$  mL de l'acide 1 et un volume  $V_B = 12,0$  mL de sa base conjuguée, notée base 1. Les burettes graduées seront utilisées pour réaliser les deux prélèvements. L'acide 1 et la base 1 ont la même concentration en quantité de matière  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La solution obtenue est appelée « Solution 3 » et est notée  $S_3$ . **A faire expérimentalement.**

1.3. Mélanger, dans un bécher de 50 mL, un volume  $V_A = 10,0$  mL de l'acide 1 et un volume  $V_B = 20,0$  mL de sa base conjuguée, notée base 1. Les burettes graduées seront utilisées pour réaliser les deux prélèvements. L'acide 1 et la base 1 ont la même concentration en quantité de matière  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La solution obtenue est appelée « Solution 4 » et est notée  $S_4$ . **A faire expérimentalement.**

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

Solution	1	2	3	4	5
Volume $V_A$ (en mL)	25,0	20,0	15,0	10,0	5,0
Volume $V_B$ (en mL)	5,0	10,0	12,0	20,0	25,0
$pH$	4,1	4,5	4,6	5,0	5,5

1.5. Dans le tableur-grapheur, entrer les valeurs de  $V_A$ ,  $V_B$  et  $pH$  des différentes solutions.

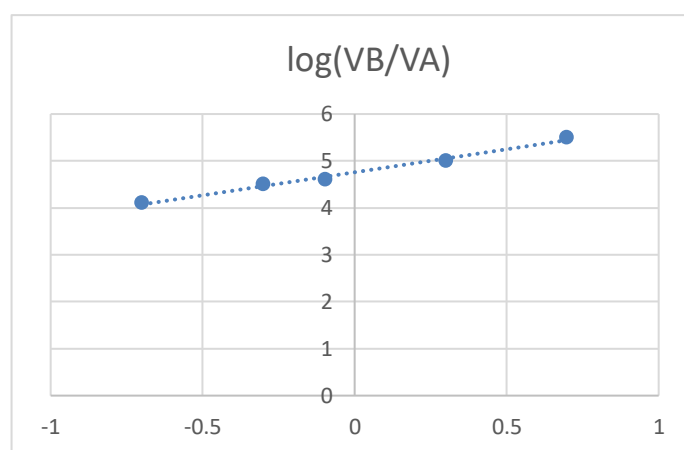
À l'aide du logiciel tableur-grapheur :

- Calculer  $\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$  pour chaque solution.

**On entre pour la première ligne les valeurs de  $V_A$ , la deuxième les valeurs de  $V_B$  et on entre dans la troisième ligne la formule =LOG(B2/B1) qui permet de calculer  $\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$ .**

**Dans la 4ème ligne, on entre les valeurs de  $pH$**

- Représenter le nuage de points correspondant à  $pH = f\left(\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)\right)$ . **On obtient :**



En utilisant les informations mises à disposition, expliquer comment déterminer le  $pK_A$  de cet acide 1, noté  $pK_{A1}$ , à l'aide d'une modélisation de cette courbe.



$$pH = pK_A + \log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$$

Lorsque  $\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right) = 0$ ,  $pH = pK_A$

Graphiquement Lorsque  $\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right) = 0$  (lorsque la courbe croise l'axe des abscisses),  $pH = 4,7$ . Ainsi  $pK_A = 4,7$

Déterminer le  $pK_{A1}$  de l'acide 1.

$$pK_{A1} = \dots\dots 4,7 \dots\dots$$

APPEL n°1		
	<b>Appeler le professeur pour lui présenter la courbe obtenue et la méthode de détermination du <math>pK_A</math> ou en cas de difficulté</b>	

**2. 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  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . **A faire expérimentalement.**

2.2. Mesurer le  $pH$  de la solution d'acide 1 et de la solution d'acide 2 et noter les résultats dans le tableau ci-dessous. **A faire expérimentalement.**

2.3. À l'aide des informations mises à disposition, déterminer le taux d'avancement final  $\tau_f$  pour chaque acide. Noter les résultats dans le tableau ci-dessous.

D'après l'énoncé (page 2) :  $\tau_f = \frac{10^{-pH}}{c}$ . On mesure le  $pH$  des solutions et on calcule le taux d'avancement final  $\tau_f$

	Acide 1	Acide 2
$pH$	3,5 (valeur expérimentale)	3,1 (valeur expérimentale)
$\tau_f$	$\frac{10^{-3,5}}{1,0 \times 10^{-2}} = 0,032 = 3,2\%$	$\frac{10^{-3,1}}{1,0 \times 10^{-2}} = 0,079 = 7,9\%$

APPEL n°2		
	<b>Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté</b>	

**3. Exploitation des résultats (10 minutes conseillées)**

3.1. 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.

$pK_{A1} > pK_{A2}$

D'après l'énoncé (page 2) : Plus le  $pK_A$  d'un couple acide-base  $AH / A^-$  est petit, plus la force de l'acide  $AH$  est élevée.

Ainsi, l'acide 2 est plus fort que l'acide 1.

3.2. En s'appuyant sur les résultats expérimentaux et les informations mises à disposition indiquer comment évolue le taux d'avancement de la réaction d'un acide avec l'eau en fonction de la force de cet acide.

L'acide 2 a le taux d'avancement final le plus grand.

Ainsi, plus le  $pK_A$  d'un couple acide-base  $AH / A^-$  est petit, plus le taux d'avancement de la réaction d'un acide avec l'eau est grand.

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