

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

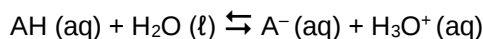
Tous les acides et toutes les bases ne sont pas équivalents et ne se comportent pas de la même façon en solution aqueuse. Connaître leur constante d'acidité K_A ou leur pK_A permet d'évaluer la force d'un couple acide-base.

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 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 :



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 :

$$pK_A = -\log K_A$$

 pK_A d'un couple acide-base

Le pK_A du couple acide-base AH / A⁻ vérifie la relation :

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

Les concentrations à l'équilibre sont alors exprimées en mol·L⁻¹.

Lorsqu'on mélange un volume V_A d'acide de concentration C avec un volume V_B de sa base conjuguée à la même concentration, pour $C \leq 1 \times 10^{-1}$ mol·L⁻¹, on peut montrer que cette relation peut s'écrire :

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

Les volumes V_A et V_B 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_f l'avancement final et $x_{\max}$ 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 en mol·L⁻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.

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. 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 », 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. 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 », notée S_4 .

A faire expérimentalement.

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

A faire expérimentalement.

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	4,6	4,6	5,0	5,4

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

Programmer le tableur-grapheur afin de 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 $=\text{LOG}(B2/B1)$ qui permet de calculer $\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$.

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

Tracer la courbe $pH = f\left(\log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)\right)$.

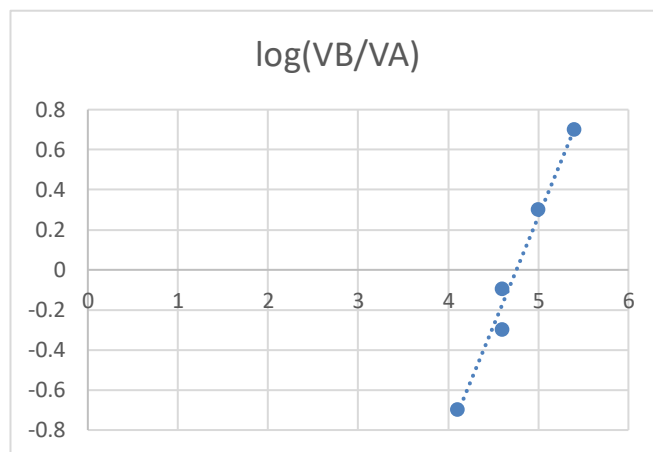
On obtient :

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.

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

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 $pK_A = 4,7$



APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté	

Déterminer le pK_A de l'acide 1.

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

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 l'acide 1 et de l'acide 2 et noter les résultats dans le tableau ci-dessous.

A faire expérimentalement.

2.3. À l'aide des documents à disposition, déterminer le taux d'avancement final τ_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 τ_f

	Acide 1	Acide 2
pH	3,5 (valeur expérimentale)	3,1 (valeur expérimentale)
τ_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		
	Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté	

3. 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.

$pK_{A1} > pK_{A2}$

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.

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.