

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 **trois** 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 de type « collègue » est autorisé.

CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION

Pour détartrer une machine à café, des solutions économiques existent : on peut utiliser de l'acide citrique (présent naturellement dans le citron) ou du vinaigre blanc (solution d'acide éthanoïque), qui sont deux acides faibles, partiellement dissociés en solution aqueuse.

Cependant, les fabricants de machines à café conseillent d'acheter les sachets de détartrant ; certains d'entre eux contiennent de l'acide citrique et d'autres de l'acide sulfamique.



Le but de cette épreuve est de déterminer si l'acide sulfamique peut être considéré comme un acide fort, totalement dissocié en solution aqueuse, ou non.

INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT

Données utiles sur l'acide sulfamique

Formule brute : $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$

Masse molaire : $97,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



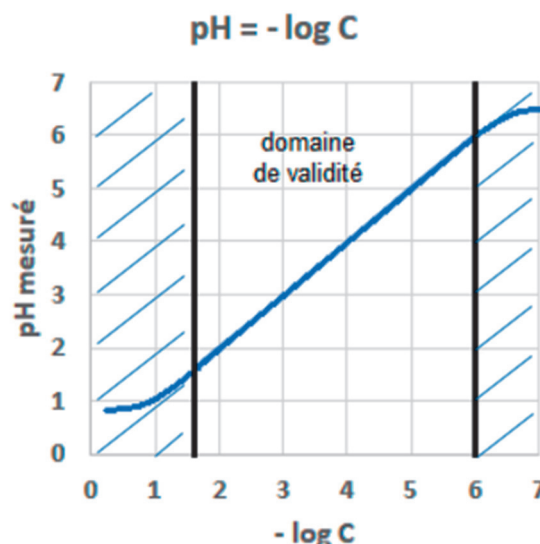
pH d'un acide fort

Le *pH* d'une solution aqueuse d'un monoacide fort en fonction de la concentration molaire *C* en soluté apporté suit la relation :

$$pH = -\log C$$

dont la représentation graphique est donnée ci-contre.

Remarque : Cette relation n'est valable que lorsque la concentration en acide apporté est comprise entre $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ environ.



TRAVAIL À EFFECTUER

1. Élaboration de la démarche expérimentale (10 minutes conseillées)

Proposer un protocole expérimental afin de déterminer si l'acide sulfamique se comporte comme un acide fort.



.....

.....

.....

.....

.....

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter la démarche expérimentale ou en cas de difficulté	

2. Préparation de solutions d'acide sulfamique (20 minutes conseillées)

2.1. On souhaite préparer un volume $V_0 = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution S_0 d'acide sulfamique à la concentration en quantité de matière $C_0 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer la masse d'acide sulfamique nécessaire pour préparer cette solution par dissolution.

.....

.....

2.2. Proposer un protocole pour préparer à partir de S_0 une solution S_1 d'acide sulfamique de concentration en quantité de matière $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

.....



.....

.....

.....

.....

.....



APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour lui présenter la masse et le protocole ou en cas de difficulté	

2.2. Préparer la solution S_0 , puis la solution S_1 .

3. Mise en œuvre de la démarche expérimentale (30 minutes conseillées)

3.1. À l'aide de la solution précédente et de différentes solutions d'acide sulfamique disponibles, effectuer les mesures nécessaires afin de mettre en œuvre la démarche expérimentale validée lors de la partie 1.

3.2. Exploiter les mesures obtenues à l'aide du tableur-grapheur.

APPEL n°3		
	Appeler le professeur pour lui présenter l'exploitation des mesures à l'aide du tableur-grapheur	

3.3. Peut-on considérer l'acide sulfamique comme un acide fort ? Justifier.

.....

.....

.....

.....

.....

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