

**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 **cinq** 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

Les boissons schématisées ci-contre sont décrites sur un site Internet d'équipement de randonnée comme « des boissons chaudes de grande qualité à tout moment, sans vaisselle, sans matériel de cuisson et sans apport extérieur de source de chaleur ! ».

Elles sont composées d'une canette en acier recyclable, d'une capsule auto-chauffante, contenant de l'oxyde de calcium, un réservoir d'eau et un piston. Après avoir pressé le fond de la tasse, le liquide entre en contact avec le solide. Il se produit alors une transformation chimique qui s'accompagne d'une élévation de température (on parle alors de réaction exothermique) et permet de chauffer la boisson.



*Extrait de [www.randoequipement.com](http://www.randoequipement.com)*

***Le but de cette épreuve est de comprendre l'intérêt d'utiliser une base forte à l'état solide plutôt qu'en solution dans la capsule auto-chauffante.***

## INFORMATIONS MISES A DISPOSITION DU CANDIDAT

### pH d'une solution diluée d'acide fort :

Le pH d'une solution diluée d'acide fort, de concentration  $C$  en quantité de matière en soluté apporté, s'exprime par la relation suivante, où  $C$  est en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  :

$$\text{pH} = -\log C$$

### Hydroxyde de sodium :

L'hydroxyde de sodium est une base forte qui peut se présenter :

- sous la forme d'un solide  $\text{NaOH(s)}$  : pastilles à manipuler avec précaution ;
- en solution ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) : solution de soude.

L'hydroxyde de sodium, sous forme solide ou en solution, est irritant et corrosif pour la peau, les yeux, les voies respiratoires et digestives (voir pictogramme ci-contre).



Masse molaire :  $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Énergies libérées au cours de transformations :

- Énergie libérée  $Q_{\text{réac}}$  lors de la réaction d'une mole de base forte avec un acide fort :  
$$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \quad Q_{\text{libérée}} = 57 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$
- La dissolution de certains composés ioniques entraîne une libération d'énergie notée  $Q_{\text{diss}}$ .

### Variation d'énergie interne d'un système siège de transformations :

D'après le premier principe de la thermodynamique dans cette situation on a :

$$\Delta U = Q$$

Où  $\Delta U$  est la variation de l'énergie interne du système siège de transformations et  $Q$  est la somme des énergies libérées par les transformations.

Si le système est incompressible et isolé (il n'échange pas d'énergie avec l'extérieur), alors sa variation de température est liée à sa variation d'énergie interne par la relation :

$$\Delta U = m \cdot c \cdot \Delta T$$

avec :

- $m$  la masse de la solution en kilogrammes (kg), que l'on considérera égale à la masse du volume d'eau correspondant ;
- $c = 4,2 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$  la capacité thermique massique de l'eau ;
- $\Delta T$  la variation de température mesurée, en Kelvin ou degré Celsius (K ou °C).

## TRAVAIL À EFFECTUER

### 1. Identification d'un acide fort (20 minutes conseillées)

- Mesurer avec précision le pH de la solution A' de concentration  $C'_A$  inconnue.

$$\text{pH}_{A'} = \dots 2,0 \dots$$

- À l'aide du matériel mis à disposition, préparer une solution A'1 en diluant d'un facteur 10 la solution A'.

Indiquer la verrerie à utiliser pour préparer la solution A'1.

Le facteur de dilution est 10. On utilise une pipette jaugée de 10,0 mL et une fiole jaugée de 100,0 mL.

- Mesurer avec précision le  $pH$  de la solution  $A'_1$ .

$$pH_{A'_1} = \dots 3,0$$

APPEL n°1		
	<b>Appeler le professeur pour qu'il vérifie les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté</b>	

- À partir des deux mesures de  $pH$ , justifier qu'il est possible de dire que l'acide utilisé pour préparer la solution  $A'$  est un acide fort.

Pour un acide fort :  $pH = -\log(C)$

$$pH_{A'_1} = -\log(C_{A'_1})$$

Or, le facteur de dilution est 10 :  $C_{A'_1} = \frac{C_{A'}}{10}$

$$pH_{A'_1} = -\log\left(\frac{C_{A'}}{10}\right)$$

$$pH_{A'_1} = -\log(C_{A'}) - (-\log(10))$$

$$pH_{A'_1} = pH_{A'} + \log(10)$$

$$pH_{A'_1} = pH_{A'} + 1$$

Expérimentalement, cette relation est vérifiée  $3,0 = 2,0 + 1$ . Ainsi, il est possible de dire que l'acide utilisé pour préparer la solution  $A'$  est un acide fort.

## 2. Proposition d'un protocole (20 minutes conseillées)

2.1. Proposer un protocole expérimental permettant de constater que l'énergie libérée lors du mélange d'une quantité de matière  $n_{b1} = 1,0 \times 10^{-2}$  mol d'une base forte et d'un volume  $V_A = 50$  mL d'une solution d'acide fort de concentration  $C_A = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  est plus importante lorsque la base utilisée est apportée à l'état solide que lorsqu'elle est apportée en solution.

Energie libérée lors d'une transformation chimique :  $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$

Ainsi, en mesurant l'écart de température entre avant et après le mélange dans les deux cas (solide et en solution), on peut montrer si l'énergie libérée lors du mélange d'une solution d'acide fort est plus importante lorsque la base utilisée est apportée à l'état solide que lorsqu'elle est apportée en solution.

Pour la base solide :

1. Mesurer 50 mL de solution d'acide fort à l'aide d'une éprouvette graduée, puis les verser dans un bécher.
  2. Placer un thermomètre au centre du bécher, et mesurer la température initiale  $T_{\text{initiale}}$ .
- $$m_b = n_b \times M_b = 1,0 \times 10^{-2} \times 40 = 0,40 \text{ g}$$
3. Peser une masse  $m_b = 0,40$ g de base forte solide à l'aide d'une balance et d'une coupelle de pesée.
  4. Introduire la base solide dans le bécher contenant l'acide fort et mélanger
  5. Noter la température finale  $T_{\text{finale}}$  lorsqu'elle devient stable.

Pour la base en solution :

1. Mesurer 50 mL de solution d'acide fort à l'aide d'une éprouvette graduée, puis les verser dans un bécher.
2. Placer un thermomètre au centre du bécher, et mesurer la température initiale  $T_{\text{initiale}}$ .

$$V_b = \frac{n_b}{C_b}$$

3. Prélever le volume  $V_b$  de la solution de base forte à l'aide d'une pipette (ou éprouvette, en fonction du résultat trouvé) graduée.
4. Verser la solution de base dans le bécher contenant l'acide fort et mélanger
5. Noter la température finale  $T_{\text{finale}}$  lorsqu'elle devient stable.

En comparant les variations de température  $T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}$  dans les deux cas, on pourra déterminer laquelle des deux situations libère le plus d'énergie.

APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour qu'il vérifie le protocole ou en cas de difficulté	

2.2. Mettre en œuvre le protocole et noter les valeurs des variations de température mesurées, respectivement pour la base à l'état solide ( $\Delta T_{1 \text{ mesurée}}$ ) et pour la base en solution ( $\Delta T_{2 \text{ mesurée}}$ ) :

$$\Delta T_{1 \text{ mesurée}} = \dots \text{ Valeur expérimentale}$$

$$\Delta T_{2 \text{ mesurée}} = \dots \text{ Valeur expérimentale}$$

En déduire les énergies libérées au cours des transformations étudiées :

$$Q_1 = m \cdot c \cdot \Delta T_{1 \text{ mesurée}} = 50 \times 10^{-3} \times 4,2 \times 10^3 \times \text{Valeur expérimentale}$$

.....

$$Q_2 = m \cdot c \cdot \Delta T_{2 \text{ mesurée}} = (50 \times 10^{-3} + V_b) \times 4,2 \times 10^3 \times \text{Valeur expérimentale}$$

.....

2.3. À l'aide, notamment des informations fournies, proposer une explication à la différence d'énergie libérée observée.

Lorsque certains composés ioniques se dissolvent, ils libèrent de l'énergie. Ainsi, dans le cas où la base est à l'état solide, l'énergie totale dégagée résulte à la fois de l'énergie liée à la dissolution et de celle générée par la réaction chimique contrairement au cas de la base utilisée sous forme de solution.

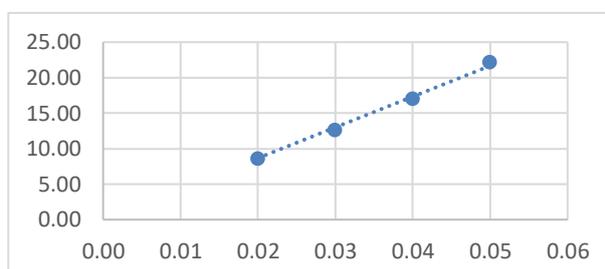
### 3. Masse d'hydroxyde de sodium à utiliser (20 minutes conseillées)

Quatre autres mélanges ont été réalisés avec des quantités de matière différentes de base forte à l'état solide et un volume  $V_A = 50 \text{ mL}$  d'une solution d'acide fort de concentration  $C_A = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous :

Numéro du mélange	1	2	3	4	5
Quantité de matière de base forte utilisée $n_B$ (en mol)	$1,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-2}$	$3,0 \times 10^{-2}$	$4,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-2}$
Quantité de matière d'acide fort utilisée $n_A$ (en mol)	$5,0 \times 10^{-2}$				
Variation de température lors du mélange $\Delta T$ (en °C)		8,6	12,6	17,0	22,2

3.1. À l'aide d'un tableur-grapheur, tracer le graphique donnant la variation de température  $\Delta T$  en fonction de la quantité de matière  $n_B$  de base forte utilisée.

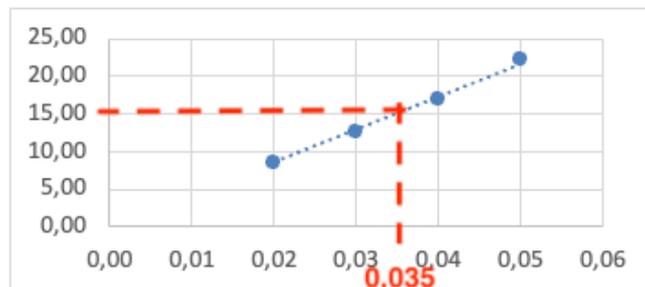


3.2. En déduire la masse  $m$  d'hydroxyde de sodium qu'il faudrait utiliser pour obtenir une augmentation de température du mélange réactionnel de 15 °C.

Par lecture graphique, pour obtenir une augmentation de température du mélange réactionnel de 15 °C, il faut utiliser une quantité de matière  $n=0,035 \text{ mol}$  d'hydroxyde de sodium.

$$m_b = n_b \times M_b = 0,035 \times 40 = 1,4 \text{ g}$$

Ainsi, pour obtenir une augmentation de température du mélange réactionnel de 15 °C, il faut utiliser une masse  $m=1,4 \text{ g}$  d'hydroxyde de sodium.



3.3. Nommer le mode de transfert thermique qui conduit à une élévation de la température de la boisson. Conclure sur la résistance thermique de la surface qui sépare le mélange réactionnel de la boisson.

Le mode de transfert thermique qui conduit à une élévation de la température de la boisson est la conduction. Ainsi, il faut que la résistance thermique de la surface qui sépare le mélange réactionnel de la boisson soit la plus faible possible.

APPEL FACULTATIF		
	Appeler le professeur en cas de difficulté	

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