

**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 Amérindiens, il y a plus de 200 ans, utilisaient déjà les atocas, appelés aussi cranberries ou canneberges, pour lutter contre les douleurs et les soucis gastriques. Ils utilisaient aussi leurs pigments comme peinture de guerre. Cette petite baie présente une étonnante capacité de conservation. Alors que la plupart des petits fruits (fraises, framboises...) ne se conservent que deux ou trois jours au réfrigérateur, les atocas voient leurs qualités préservées jusqu'à trois mois s'ils sont gardés dans un contenant hermétique.

Cette remarquable propriété s'explique par la présence d'un conservateur naturel, également utilisé comme additif alimentaire dans l'industrie.

***Le but de cette épreuve est d'identifier le conservateur naturellement présent dans les atocas.***

## INFORMATIONS MISES À DISPOSITION DU CANDIDAT


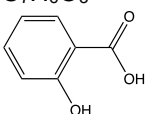

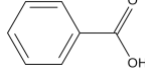

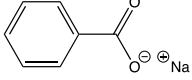

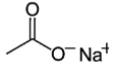
### Additifs alimentaires

Un additif alimentaire est une substance qui n'est habituellement ni consommée comme un aliment, ni utilisée comme un ingrédient dans l'alimentation. Ce type de composé est ajouté en très faibles quantités aux denrées alimentaires et se retrouve donc dans la composition du produit fini.

Un additif est autorisé en alimentation humaine uniquement s'il ne fait pas courir de risque au consommateur au vu des doses utilisées. Mais la preuve de leur innocuité ne suffit pas. Pour pouvoir être utilisée, une substance doit aussi faire la preuve de son intérêt.

*D'après l'ANSES (Agence nationale de sécurité sanitaire de l'alimentation, de l'environnement et du travail)*

### Caractéristiques de quelques conservateurs utilisés comme additifs alimentaires

	Formule	Solubilité	
Acide salicylique 	$C_7H_6O_3$ 	2,0 g·L <sup>-1</sup> dans l'eau à 20°C  Soluble dans l'éther diéthylique et l'éthanol	Température de fusion : 159°C Cristaux incolores, sous forme d'aiguilles. Diacide faible de formule H <sub>2</sub> A $pK_{a1} = 2,98$ $pK_{a2} = 13,6$ $M = 138 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Acide benzoïque 	$C_7H_6O_2$ 	2,9 g·L <sup>-1</sup> dans l'eau à 20°C  Soluble dans le chloroforme, l'acétone et l'éthanol	Température de fusion : 122°C Monoacide faible de formule HA Cristaux blancs $pK_a = 4,20$ $M = 122 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Benzoate de sodium 	$C_7H_5O_2Na$ 	630 g·L <sup>-1</sup> dans l'eau à 20°C	Température d'auto-inflammation > 500°C Monobase de formule A <sup>-</sup> $pK_a = 4,20$ Poudre blanche $M = 144 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Acétate de sodium 	$C_2H_3O_2Na$ 	362 g·L <sup>-1</sup> dans l'eau à 20°C	Température de fusion : 324°C (produit anhydre) Poudre cristalline blanche Monobase de formule B <sup>-</sup> $pK_a = 4,75$ $M = 82 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

### Solubilité et solution saturée

La solubilité d'un soluté est la masse maximale de ce soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant à une température donnée.

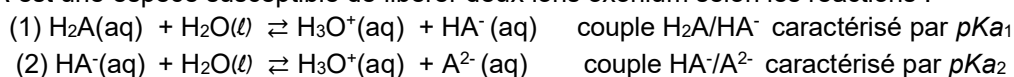
Une fois cette quantité atteinte, on dit que la solution est saturée.

### Monoacide et diacide

Un monoacide HA est une espèce susceptible de libérer un ion oxonium selon la réaction :

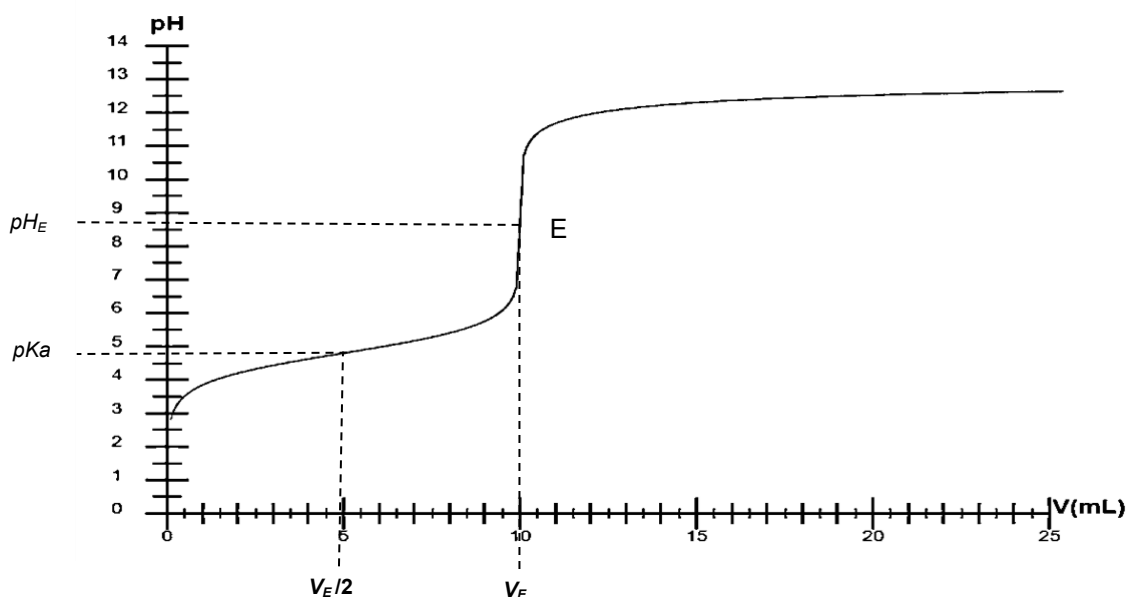


Un diacide H<sub>2</sub>A est une espèce susceptible de libérer deux ions oxonium selon les réactions :



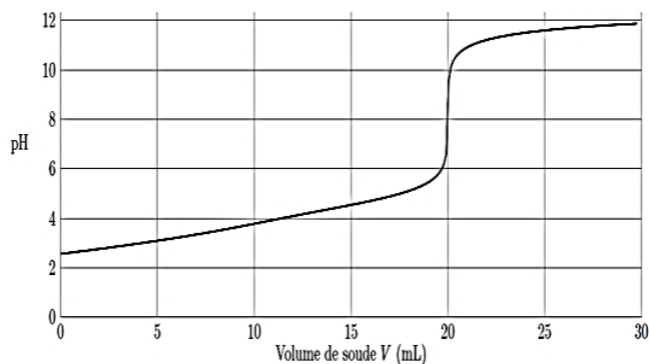
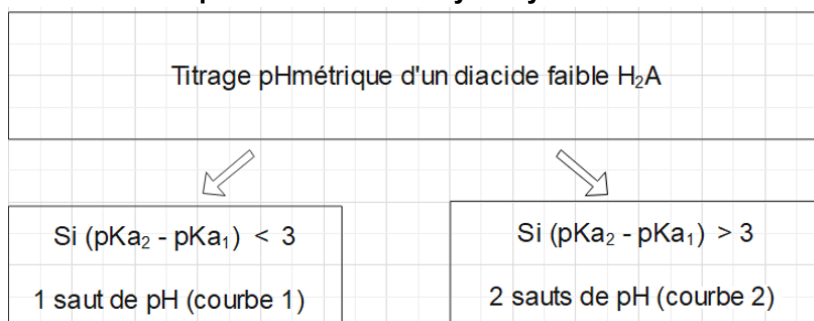
## Titrage pH-métrique

- Titrage d'un monoacide faible HA par une solution d'hydroxyde de sodium

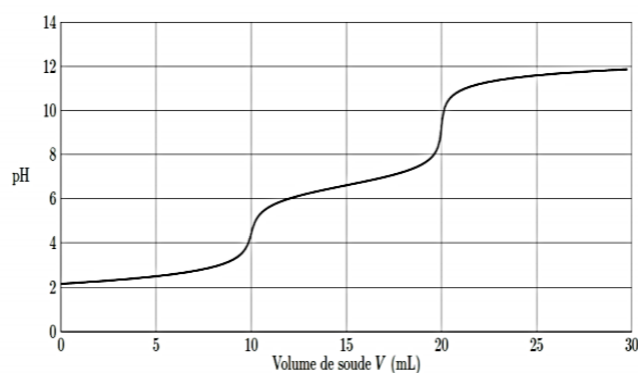


**Demi-équivalence** : On considère qu'un monoacide HA est faible dans les conditions expérimentales si, à la demi-équivalence, les quantités de matière de l'acide faible HA et de sa base conjuguée  $A^-$  sont égales. À la demi-équivalence, le  $pH$  est alors égal au  $pKa$  du couple  $HA/A^-$ . On peut donc identifier la nature d'un acide faible (ou d'une base faible) par titrage pH-métrique.

- Titrage d'un diacide faible  $H_2A$  par une solution d'hydroxyde de sodium



Courbe 1



Courbe 2

## TRAVAIL À EFFECTUER

### 1. Étude préliminaire (10 minutes conseillées)

Le conservateur présent dans les atocas a été isolé par une méthode appropriée, puis mis en solution dans l'eau pour donner la solution saturée, appelée solution S, préalablement filtrée.

Mesurer le  $pH$  de la solution S filtrée et noter la valeur de  $pH$  obtenue :  $pH = \dots 3,3$

À partir des caractéristiques fournies, déduire le ou les conservateur(s) qui sont à exclure. Justifier.

La mesure du  $pH$  montre que le conservateur est acide. On exclut les bases :

- Le benzoate de sodium
- L'acétate de sodium

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

On cherche à identifier le conservateur présent naturellement dans les atocas par titrage  $pH$ -métrique. Indiquer quelle est pour cela la grandeur à déterminer.

Pour identifier le conservateur présent naturellement dans les atocas, il faut déterminer son  $pK_a$ .

Proposer un protocole expérimental, sachant que l'on titre un volume  $V = 20,0$  mL de solution S filtrée par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration en quantité de matière  $C_B = 0,050$  mol·L<sup>-1</sup>. Préciser, en particulier, la verrerie à utiliser.

À l'aide de la pipette jaugée, prélever précisément 20,0 mL de la solution S filtrée à titrer.

Verser ces 20,0 mL dans un bécher.

Introduire dans le bécher un  $pH$ -mètre

Remplir la burette avec la solution titrante d'hydroxyde de sodium.



Placer le bécher sur un agitateur magnétique

Ajouter la solution titrante mL par mL.

Noter les valeurs des  $pH$  mesurés.

Tracer la courbe  $pH = f(V)$ .

À la demi-équivalence, le  $pH$  est alors égal au  $pK_a$ .

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter le protocole opératoire ou en cas de difficulté	

3. Identification du conservateur (30 minutes conseillées)

3.1. Mettre en œuvre le protocole proposé. **A faire expérimentalement.**

3.2. Exploiter la courbe obtenue à l'aide d'un tableur-grapheur et identifier le conservateur.

On observe un seul saut de pH. Il s'agit donc d'un monoacide ou d'un diacide faible dont la différence de pKa est inférieure à 3 (voir page 3).

Or pour l'acide salicylique  $\Delta pK_a = pK_{a2} - pK_{a1} = 13,6 - 2,98$

$\Delta pK_a = 10,62 > 3$

L'acide n'est donc pas l'acide salicylique.

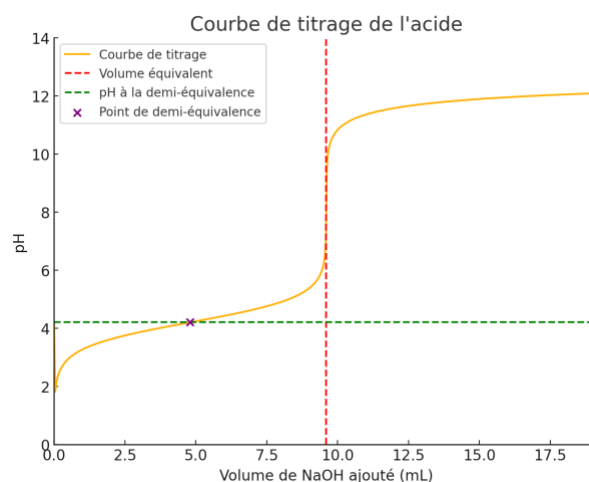
$V_{eq} = 9,6 \text{ mL}$

0 la demi équivalence, pour un volume  $V = V_{eq}/2 = 4,8 \text{ mL}$ ,



On trouve  $\text{pH} = 4,2$ .

On en déduit que  $\text{pK}_a = 4,2$

Ce qui correspond au pKa de l'acide benzoïque.



Ainsi, le conservateur est l'acide benzoïque.

APPEL n°2		
	Appeler le professeur pour lui présenter la courbe expérimentale et son exploitation graphique ou en cas de difficulté	

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