

**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 leurs pigments aussi 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 et de déterminer la solubilité dans l'eau de ce conservateur.***

## 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 au stade de la fabrication, du conditionnement, du transport ou de l'entreposage des denrées et se retrouve donc dans la composition du produit fini.


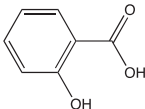

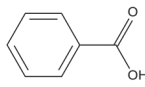

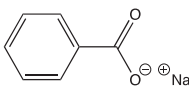

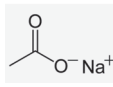
Les additifs alimentaires ont des fonctions particulières, comme par exemple :

- garantir la qualité sanitaire des aliments (conservateurs, antioxydants) ;
- améliorer l'aspect et le goût d'une denrée (colorants, édulcorants, exhausteurs de goût) ;
- conférer une texture particulière (épaississants, gélifiants) ;
- garantir la stabilité du produit (émulsifiants, antiagglomérants, stabilisants).

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 	$C_7H_6O_3$ 	$2,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau à $20^\circ\text{C}$  Soluble dans l'éther diéthylique, et l'éthanol	Température de fusion : $159^\circ\text{C}$ Cristaux incolores, sous forme d'aiguilles. Diacide faible de formule $H_2A$ $pK_{a1} = 2,98$ $pK_{a2} = 13,6$ $M = 138 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Acide benzoïque 	$C_7H_6O_2$ 	$2,9 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau à $20^\circ\text{C}$  Soluble dans le chloroforme, l'acétone et l'éthanol	Température de fusion : $122^\circ\text{C}$ Monoacide faible de formule HA Cristaux blancs $pK_a = 4,20$ $M = 122 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Benzoate de sodium 	$C_7H_5NaO_2$ 	$630 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau à $20^\circ\text{C}$	Température d'auto-inflammation $> 500^\circ\text{C}$ Monobase de formule $A^-$ $pK_a = 4,20$ Poudre blanche $M = 144 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Acétate de sodium 	$C_2H_3O_2Na$ 	$362 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau à $20^\circ\text{C}$	Température de fusion : $324^\circ\text{C}$ (produit anhydre) Poudre cristalline blanche Monobase de formule $B^-$ $pK_a = 4,75$ $M = 82 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Solubilité et solution saturée

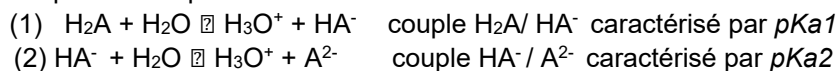
La solubilité d'un soluté est la masse maximale de ce soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant à une température donnée.

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

### Monoacide et diacide

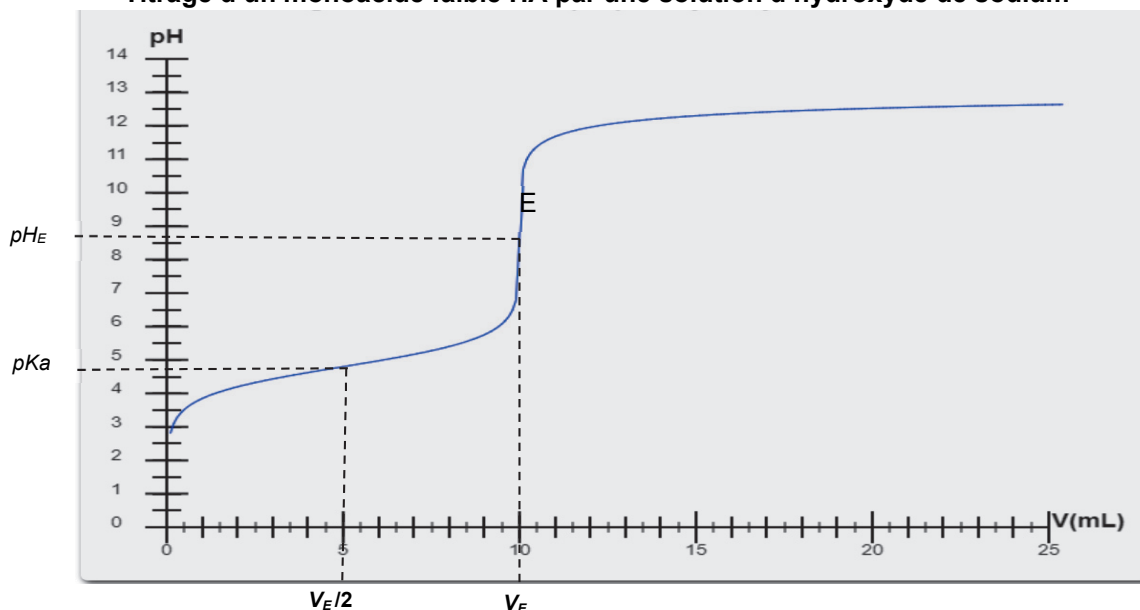
Un monoacide HA est une espèce susceptible de libérer un ion oxonium selon la réaction :  
 $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$  couple HA/ A<sup>-</sup> caractérisé par *pKa*

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



### Titrage pH-métrique

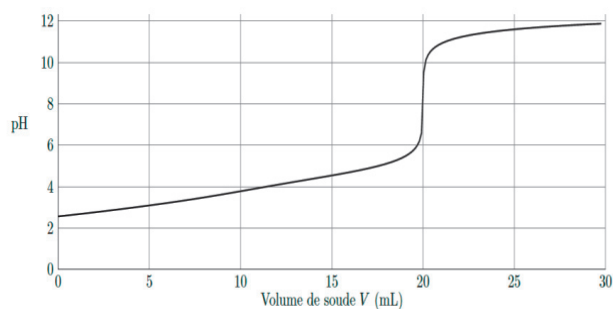
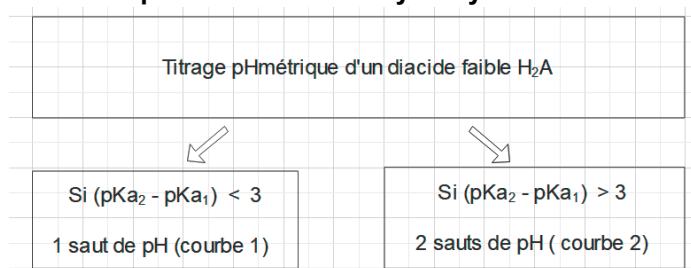
- Titration d'un monoacide faible HA par une solution d'hydroxyde de sodium



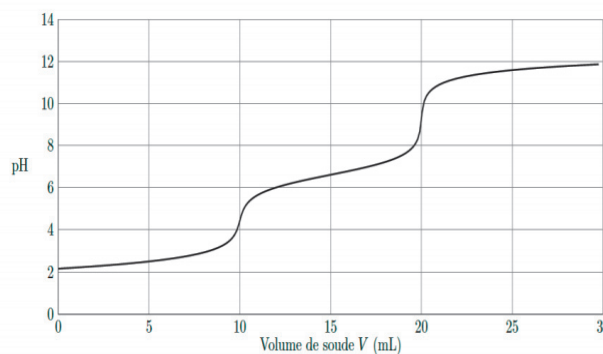
**Demi-équivalence :** On considère qu'un monoacide HA est faible dans les conditions expérimentales si, à la demi-équivalence, les quantités de matière de l'acide faible HA et de sa base conjuguée A<sup>-</sup> sont égales.

À la demi-équivalence, le *pH* est alors égal au *pKa* du couple HA/A<sup>-</sup>. On peut donc identifier la nature d'un acide faible (ou d'une base faible) par titrage pH-métrique.

- Titration d'un diacide faible H<sub>2</sub>A par une solution d'hydroxyde de sodium



Courbe 1



Courbe 2

**TRAVAIL À EFFECTUER**

**1. Élaboration d'un protocole expérimental (20 minutes conseillées)**

1.1 Étude préliminaire

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.

- Filtrer la solution S.
- Mesurer le *pH* de la solution S filtrée et noter la valeur de *pH* obtenue : *pH* = .....

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

.....

.....

.....

1.2 Élaboration d'un protocole d'identification du conservateur

On cherche à identifier le conservateur présent naturellement dans les atocas par titrage pH-métrique. Quelle grandeur faut-il déterminer ?

.....

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

.....

.....

.....

.....

.....



.....

.....

.....

.....

.....

APPEL n°1		
	<p><b>Appeler le professeur pour lui présenter le protocole opératoire ou en cas de difficulté</b></p>	

**2. Identification du conservateur** (20 minutes conseillées)

Mettre en œuvre le protocole proposé.



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

.....

.....

.....

.....

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

**3. Détermination de la solubilité du conservateur** (20 minutes conseillées)

Écrire l'équation de la réaction du conservateur avec la solution d'hydroxyde de sodium

.....

À partir de la détermination du volume équivalent, déterminer la solubilité du conservateur.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Comparer avec la valeur tabulée et conclure.

.....

.....

.....

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