

## 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'examinateur afin de lui permettre de continuer la tâche. L'examinateur 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 collège » est autorisé.

#### CONTEXTE DE LA SITUATION D'ÉVALUATION

Certains engrains pour gazon, vendus en magasins spécialisés, contiennent du sulfate de fer, qui permet de détruire, par contact, les mousses qui étouffent la pelouse. Après quelques jours, celles-ci deviennent noires.

Les engrains apportent également les éléments nutritifs permettant à la pelouse de pousser de nouveau après l'application de l'anti-mousse. Le gazon va ainsi recouvrir, autant que possible, les zones dénudées.



**Le but de cette épreuve est de déterminer la valeur de la teneur en ions fer II ( $Fe^{2+}$ ) d'un engrais du commerce contenant du sulfate de fer II.**

#### INFORMATIONS MISES A DISPOSITION DU CANDIDAT

##### Extrait de la fiche technique de l'engrais anti-mousse utilisé par le jardinier

Mention d'avertissement	Pictogramme	Classe de danger	Mentions de danger
ATTENTION		Toxicité aigüe orale	H303
		Irritation cutanée	H315
		Irritation oculaire	H319

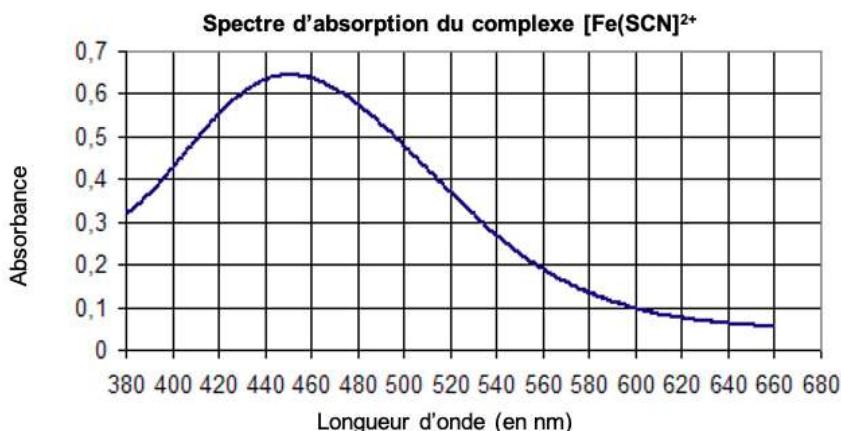
Composition du mélange : oxyde de magnésium, azote, anhydride sulfurique, sulfate de fer II

## Oxydation des ions $\text{Fe}^{2+}$ en $\text{Fe}^{3+}$ et formation d'une espèce chimique colorée

La concentration en masse du fer est déterminée grâce à un dosage par étalonnage à l'aide d'un spectrophotomètre.

Pour cela, on utilise une solution d'eau oxygénée en présence d'acide chlorhydrique pour oxyder la totalité des ions  $\text{Fe}^{2+}$  présents dans la solution d'engrais en ions  $\text{Fe}^{3+}$ .

Les ions  $\text{Fe}^{3+}$  alors formés sont révélés par une solution de thiocyanate de potassium incolore, qui permet la formation d'une espèce chimique, appelée « complexe » et notée  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ , de couleur rouge.



## Absorbance et loi de Beer-Lambert

Un rayonnement qui traverse une cuve contenant une espèce chimique colorée en solution peut être absorbé en partie par la solution colorée : il s'agit du phénomène d'absorbance.

La loi de Beer-Lambert,  $A = k \cdot C$ , illustre que l'absorbance  $A$  d'une solution est proportionnelle à la concentration  $C$  de l'espèce colorée en solution. Le coefficient de proportionnalité  $k$  dépend de la nature de la solution et de la longueur d'onde du rayonnement utilisé pour les mesures.

## Dosage par étalonnage

Le principe du dosage par étalonnage repose sur l'utilisation de solutions de concentrations connues appelées solutions étalons. Les concentrations des solutions étalons sont données dans le tableau ci-dessous :

Solution	1	2	3	4	5
Concentration en ions $\text{Fe}^{3+}$ en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0

Chaque solution étalon d'ions  $\text{Fe}^{3+}$  d'un volume de 10,0 mL est préparée à partir d'une solution mère d'ions  $\text{Fe}^{3+}$  de concentration en masse  $C_{m, mère} = 20,0 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour préparer l'échelle de teintes dans les mêmes conditions que l'échantillon de la solution d'engrais à doser, on a ajouté à 10,0 mL de solution étalon, 1,0 mL de solution d'acide chlorhydrique et 1,0 mL de solution de thiocyanate de potassium.

## Titre massique

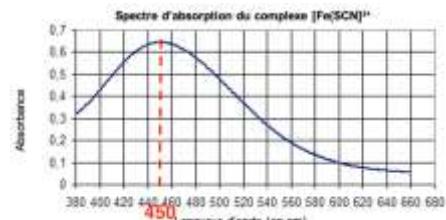
Dans un mélange, le titre massique  $w$  d'un constituant permet de connaître sa proportion dans le mélange. Pour le calculer, on utilise la relation :  $w = \frac{\text{masse du constituant}}{\text{masse totale du mélange}} \times 100$

## TRAVAIL À EFFECTUER

### 1. Tracé de la courbe d'étalonnage (20 minutes conseillées)

1.1. Indiquer la longueur d'onde à régler sur le spectrophotomètre lors de ce dosage par étalonnage. Justifier.

Sur le spectrophotomètre, on règle la longueur d'onde à  $\lambda_{\text{max}}=450 \text{ nm}$  (longueur d'onde pour laquelle l'absorbance est maximale).



APPEL n°1		
	<b>Appeler le professeur pour lui présenter votre réponse ou en cas de difficulté</b>	

1.2. Régler le spectrophotomètre, puis mettre en œuvre la mesure de l'absorbance des solutions étalons et tracer la courbe d'étalonnage à l'aide d'un tableau grapheur.

Si les solutions étalons sont à préparer, voici le protocole.

On prépare, par dilution les différentes solutions.

Pour la solution 1 :

$$n_0 = n_1$$

$$C_0 V_0 = C_1 V_1$$

$$V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{2,0 \times 10,0}{20,0}$$

$$V_0 = 1,0 \text{ mL}$$

À l'aide de la pipette jaugée, prélever précisément 1,0 mL de la solution mère.

Introduire ce volume de la solution mère dans une fiole jaugée de 10,0 mL.

Ajouter de l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge.

Homogénéiser la solution.

Solution	1	2	3	4	5
Concentration en ions $\text{Fe}^{3+}$ en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
Volume de la solution mère à prélever (mL)	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0

On mesure l'absorbance de chaque solution

Solution	1	2	3	4	5
Concentration en ions $\text{Fe}^{3+}$ en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
Absorbance	Valeur expérimentale				

On trace la courbe à l'aide d'un tableau-grapheur.

1.3. Choisir un modèle pertinent et modéliser la courbe obtenue.

Le tableau-grapheur donne une droite qui passe par l'origine. Un modèle pertinent est une fonction linéaire.

APPEL n°2		
	<b>Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté</b>	

## 2. Détermination de la concentration en ion fer II ( $\text{Fe}^{2+}$ ) de la solution d'engrais (20 minutes conseillées)

La solution d'engrais qu'on souhaite utiliser est trop concentrée. Il faut la diluer d'un facteur 20.

2.1. À l'aide du matériel disponible, proposer un protocole pour effectuer cette dilution.

$$F = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}}$$

$$F \times V_{\text{mère}} = V_{\text{fille}}$$

$$20 \times V_{\text{mère}} = V_{\text{fille}}$$

Il faut un volume fille (celui d'une fiole jaugée) 20 fois supérieur au volume de la solution mère (celui d'une pipette jaugée).

On choisit, une pipette jaugée de 5,0 mL et une fiole jaugée de 100 mL.

À l'aide de la pipette jaugée, prélever précisément 5,0 mL de la solution mère.

Introduire ce volume de la solution mère dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

Ajouter de l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge.

Homogénéiser la solution.

APPEL n°3		
	<b>Appeler le professeur pour lui présenter le protocole ou en cas de difficulté</b>	

### 2.2. Mettre en œuvre la dilution.

Dans un bécher, ajouter les prélèvements suivants :

- 10,0 mL de la solution d'engrais diluée 20 fois ;
- 1,0 mL de la solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- 1,0 mL de la solution de thiocyanate de potassium de concentration  $C_1 = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- 5 gouttes de solution d'eau oxygénée à 20 volumes.

A faire expérimentalement.

### 2.3. Mesurer l'absorbance de cette solution diluée :

A faire expérimentalement.

$$A_d = \dots \text{ Valeur expérimentale } \dots$$

### 2.4. En déduire la valeur de la concentration en masse $C_d$ en ions fer II de la solution diluée :

On lit, sur le graphique précédent, la concentration en masse correspondante pour une absorbance  $A_d$  ou on utilise la relation donnée par le tableur-grapheur.

$$C_d = \dots \text{ Valeur expérimentale } \dots$$

**3. Vérification de la teneur en ions fer II ( $\text{Fe}^{2+}$ ) de l'engrais** (20 minutes conseillées)

La solution d'engrais a été préparée en utilisant  $m = \dots$  Valeur donnée le jour de l'examen d'engrais pour 1,00 L de solution.

3.1 Déterminer, à partir de la valeur de  $C_d$ , la valeur de la masse  $m$  d'ions fer II présents dans un litre de la solution d'engrais.

$$C = \frac{m}{V}$$

$$\frac{m}{V} = C$$

$$m = C \times V$$

Or

$$C = 10 \times C_d$$

$$m = 10 \times C_d \times V$$

$$m = 10 \times \text{Valeur expérimentale (question 2.4)} \times 1,0$$

3.2 Calculer alors le titre massique  $w$  d'ions fer II présents dans l'engrais.

$$w = \frac{\text{masse du constituant}}{\text{masse totale du mélange}} \times 100$$

$$w = \frac{\text{Valeur trouvée à la question 3.1}}{\text{Valeur donnée le jour de l'examen à la question 3}} \times 100$$

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