



BACCALAUREAT BLANC SESSION D'AVRIL 2022

EPREUVE DE SCIENCES PHYSIQUES

Consignes et présentation de l'épreuve

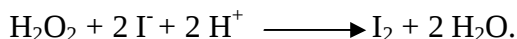
- *L'épreuve de chimie et de physique seront présentées sur des copies différentes;*
- *L'utilisation de la calculatrice est autorisée ;*
- *Repérer les réponses en respectant la numérotation des questions de l'énoncé ;*
- *Encadrer les expressions littérales et souligner les résultats numériques ;*
- *Exprimer le résultat numérique en respectant le nombre de chiffres significatifs des données.*

<i>Consignes et présentation de l'épreuve</i>			
<i>Chimie</i>		<i>physiques</i>	
<i>Enoncés</i>	<i>Pondération</i>	<i>Enoncés</i>	<i>pondération</i>
<i>1</i>	<i>4,5 pts</i>	<i>3</i>	<i>4,5 pts</i>
<i>2</i>	<i>4,5 pts</i>	<i>4</i>	<i>4,5 pts</i>
<i>Respect des consignes</i>	<i>1 pt</i>	<i>Respect des consignes</i>	<i>1 pt</i>

Epreuve de chimie (10 points)

Enoncé 1: (4,5 points)

La figure 1 présente l'évolution en fonction du temps, à 25 °C, des quantités de matière de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , des ions iodure I^- et des ions hydrogène H^+ pour la réaction d'équation :



La figure 2 présente l'évolution en fonction du temps de la concentration en urée pour les mélanges α , β et γ .

Dans cet énoncé, on souhaite d'une part déterminer la durée t_f d'une réaction, le temps de demi-réaction et la quantité finale du réactif limitant. D'autre on étudie les facteurs cinétiques d'une réaction chimique.

1. L'oxydation des ions iodure en diiode par le peroxyde d'hydrogène est une réaction lente d'équation :
$$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
 - 1.1. Définir une réaction lente.
 - 1.2. A partir des couples I_2 / I^- et $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ établir l'équation d'oxydoréduction suivante :
$$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
 - 1.3. Déterminer graphiquement (figure 1) les quantités de matière $n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$, de peroxyde d'hydrogène ; $n_0(\text{I}^-)$, des ions iodure et $n_0(\text{H}^+)$ des ions hydrogène. Montrer que les ions iodure I^- constituent le réactif limitant.
2. Considérons le document qui présente l'évolution des quantités de matière en fonction du temps.
 - 2.1. Définir la durée d'une réaction et le temps de demi-réaction.
 - 2.2. Déterminer graphiquement (figure 1) la durée t_f de cette réaction et le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
 - 2.3. Déterminer la quantité finale n_f de diiode obtenue.
3. Dans l'eau, l'urée de formule $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ se décompose selon une réaction d'équation :
$$(\text{NH}_2)_2\text{CO} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CNO}^-.$$

L'uréase est un catalyseur de cette réaction.

On étudie trois mélanges réactionnels α , β et γ tels que :

α : $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]_0 = C_0$; $\theta = 25^\circ\text{C}$; avec uréase.

β : $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]_0 = C_0$; $\theta = 15^\circ\text{C}$; sans uréase.

γ : $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]_0 = C_0$; $\theta = 25^\circ\text{C}$; sans uréase.

Les courbes (a), (b) et (c) de la figure 2 ci-dessous présentent l'évolution au cours du temps de la concentration C_0 en urée pour les mélanges α , β et γ .

 - 3.1. Définir un catalyseur.
 - 3.2. Donner les facteurs cinétiques que met en évidence cette étude.
 - 3.3. Associer à chaque graphique son mélange réactionnel.

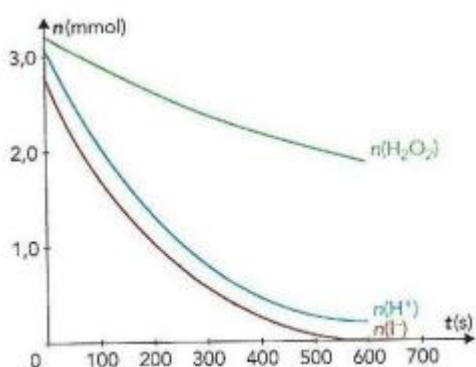


Figure 1

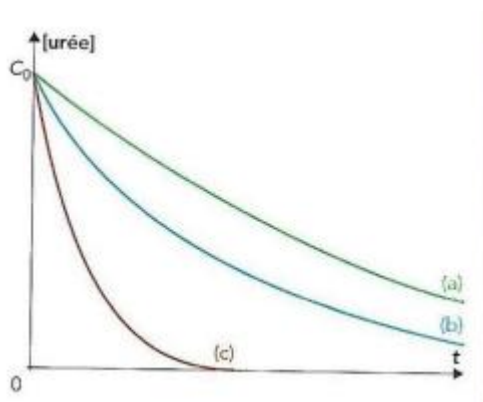


figure 2

Enoncé 2: (4,5 points)

L'acide ascorbique, ou vitamine C, est présent dans de nombreux fruits. L'hydroxylamine NH_2OH est une espèce chimique dérivée de l'ammoniac. Des élèves souhaitent montrer que l'acide ascorbique est faible et calculer sa constante d'acidité ils veulent également identifier l'espèce prédominante dans une solution d'hydroxylamine.

1. Une solution aqueuse d'acide ascorbique de volume $V_a = 100\text{mL}$ est obtenue en dissolvant une masse $m_a = 0,88\text{ g}$ d'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ dans un volume d'eau nécessaire. Le pH de la solution préparée est 2,7.
 - 1.1. Définir un solvant.
 - 1.2. Déterminer la concentration C_a de la solution aqueuse d'acide ascorbique. La masse molaire de l'acide ascorbique est $M_a = 176\text{ g.mol}^{-1}$
 - 1.3. Montrer que l'acide ascorbique est un acide faible.
2. Lors de la dissolution dans l'eau, l'acide ascorbique réagit avec l'eau.
 - 2.1. Définir un acide.
 - 2.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau.
 - 2.3. Déterminer la constante d'acidité K_a associé au couple $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 / \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-$. $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$
3. L'hydroxylamine est une base faible au sens de Brönsted : elle appartient au couple $\text{NH}_3\text{OH}^+ / \text{NH}_2\text{OH}$. Le pK_a de ce couple à 25°C est $\text{pK}_a = 6,1$. Une solution S d'hydroxylamine a un pH égal à 9,5.
 - 3.1. Définir un couple acide / base.
 - 3.2. Identifier l'espèce prédominante dans la solution S.
 - 3.3. Exprimer la constante d'acidité K_a associée au couple $\text{NH}_3\text{OH}^+ / \text{NH}_2\text{OH}$. Retrouver le résultat de la question précédente en calculant le quotient : $\frac{[\text{NH}_2\text{OH}]}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]}$

Epreuve de physique (10 points)

Enoncé 3: (4,5 points)

Dans cet exercice on étudie le mouvement d'un électron dans un champ électrostatique uniforme $\vec{E}$.

1. Un électron, de masse m , pénètre au point O dans un champ électrostatique uniforme $\vec{E}$ créée par deux armatures parallèles et horizontales de longueur $l = 10,0\text{ cm}$ (figure 1).
 - 1.1. Donner le système, le référentiel. Faire le bilan des forces appliquées au système.
 - 1.2. Donner les caractéristiques du champ $\vec{E}$.
 - 1.3. Reproduire la figure 1 et représenter $\vec{E}$ entre les armatures. Préciser votre échelle.
2. L'électron pénètre au milieu des deux armatures avec une vitesse de valeur $v_0 = 3,00 \times 10^7\text{ m.s}^{-1}$ faisant un angle α avec l'horizontal.
 - 2.1. Enoncer le théorème du centre d'inertie.
 - 2.2. Etablir les équations horaires du mouvement de l'électron.
 - 2.3. Etablir l'équation de sa trajectoire.
3. L'électron a parcouru les armatures et est sur le point de sortir du champ $\vec{E}$.
 - 3.1. Donner la nature de la trajectoire de l'électron lorsqu'il est dans le champ électrostatique.
 - 3.2. Déterminer les coordonnées x_s et y_s du point de sortie S de l'électron hors du champ $\vec{E}$.
 - 3.3. Déterminer le temps t_s de la traversée du champ électrostatique.

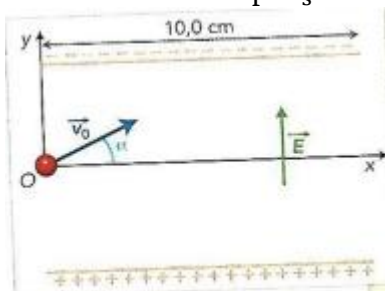


Figure 1

Données : $E = 4,43 \times 10^4 \text{ V.m}^{-1}$ $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$ $m = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$ $\alpha = 30^\circ \text{C}$

Enoncé 4: (4,5 points)

Lorsque la lumière émise par une étoile traverse son atmosphère, les atomes ou ions présents dans l'atmosphère absorbent un certain nombre de radiations de l'étoile. Dans cet exercice nous allons interpréter les spectres d'émission et d'absorption. Nous allons aussi schématiser le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

1. On donne le spectre de Procyon (a), une étoile de la constellation du Petit Chien, ainsi que les spectres de trois éléments chimiques : le calcium (Ca), le gallium (Ga) et l'hélium (He) (figure 1). Ces spectres ont été réalisés dans les mêmes conditions. Le spectre de Procyon comprend plusieurs raies noires sur fond coloré, le spectre des éléments chimiques comprends comprend des raies lumineuses sur fond noire.
 - 1.1. Nommer chaque spectre (spectre de raies d'émission ou d'absorption).
 - 1.2. Donner l'origine des raies noires du spectre de Procyon et l'origine des raies lumineuses des éléments chimiques.
 - 1.3. Donner la composition (en éléments chimiques) de l'atmosphère de Procyon. Justifier.
2. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule : $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$ avec n un entier naturel non nul. $E_0 = 13,6 \text{ eV}$.
 - 2.1. Citer deux séries de raies du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.
 - 2.2. Déterminer l'énergie E_1 de l'atome d'hydrogène lorsqu'il se trouve dans son état fondamental.
 - 2.3. Justifier pourquoi on dit que l'énergie d'un atome est quantifiée.
3. On fournit à l'atome d'hydrogène, pris dans son état fondamental, une énergie de $12,75 \text{ eV}$.
 - 3.1. Déterminer l'énergie E de l'état excité où se trouve l'hydrogène après lui avoir fourni les $12,75 \text{ eV}$.
 - 3.2. Déterminer le nombre quantique principal n de l'état excité où se trouve à présent l'hydrogène.
 - 3.3. Schématiser le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène qui comprend l'état fondamental, l'état excité dont $n = 4$ et l'état ionisé.

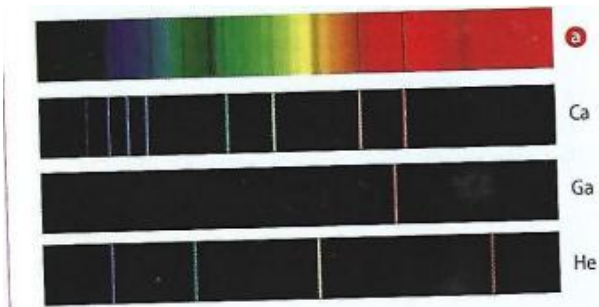


Figure 1