



SCIENCES PHYSIQUES

Les tables et calculatrices réglementaires sont autorisées.

EXERCICE 1 : (04 points).

On donne :

Densité de l'anhydride éthanoïque : $d = 1,082$;

Masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{H}) = 1$.

La chimie organique de synthèse est utilisée comme palliatif à celle de l'extraction des composés naturels qui est souvent plus onéreuse. L'anhydride éthanoïque, composé organique de formule semi-développée $\text{CH}_3\text{-CO-O-CO-CH}_3$, est utilisé pour la synthèse de l'aspirine, du paracétamol et des esters.

1.1. Cet anhydride peut se préparer par déshydratation intermoléculaire de l'acide éthanoïque en présence d'un déshydratant.

Ecrire l'équation bilan de la réaction de déshydratation et préciser le déshydratant **(0,5 point)**

1.2. Proposer une autre méthode de synthèse de l'anhydride éthanoïque.

Ecrire l'équation bilan de cette réaction de synthèse. **(0,5 point)**

1.3. Un technicien d'une industrie agroalimentaire se propose de préparer l'éthanoate de 3-méthylbutyle, appelé aussi ester de banane, à partir de l'anhydride éthanoïque.

1-3-1. Ecrire la formule semi-développée de l'éthanoate de 3-méthylbutyle. **(0,5 point)**

1-3-2. Donner la formule semi-développée et le nom de l'alcool que le technicien doit faire réagir avec l'anhydride éthanoïque pour la préparation de cet ester de banane. **(0,5 point)**

1-3-3. Ecrire l'équation bilan de cette réaction de synthèse. **(0,5 point)**

1-3-4. Le technicien aurait pu utiliser l'acide éthanoïque à la place de l'anhydride éthanoïque.

Indiquer les différences de caractéristiques entre les deux types de réactions de synthèses de l'ester de banane. **(0,5 point)**

1-3-5. Pour la préparation de l'ester de banane, le technicien a introduit dans un erlenmeyer, 5,0 mL d'anhydride éthanoïque et une masse $m_A = 3,0$ g d'alcool. La réaction terminée, il a obtenu une masse $m_E = 3,3$ g d'éthanoate de 3-méthylbutyle après séparation et purification.

Déterminer le rendement de la réaction de synthèse de l'ester de banane. **(01 point)**

EXERCICE 2 (04 points).

Données : $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$; $pK_a(\text{acide conjugué}/\text{triméthylamine}) = 9,9$.

L'étiquette d'une bouteille contenant une solution aqueuse S_0 de triméthylamine porte les indications suivantes : Triméthylamine $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ à 45 % en masse ; densité : $d = 0,86$; masse molaire :

$M((\text{CH}_3)_3\text{N}) = 59,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Le vinaigre est une solution aqueuse d'acide éthanoïque. Pour faire disparaître l'odeur désagréable due à la triméthylamine dans le poisson, une recette empirique consiste à ajouter du citron ou du vinaigre dans la poêle contenant le poisson à cuire.

2-1. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque et la triméthylamine. **(0,25 point)**

2-2. Calculer la constante d'équilibre K_e associée à cette réaction. Conclure. **(0,5 point)**

2-3. Montrer que la concentration molaire volumique théorique C_0^{th} de la solution S_0 peut s'exprimer par

la relation $C_0^{\text{th}} = \frac{450 d}{M((\text{CH}_3)_3\text{N})}$. En déduire la valeur de C_0^{th} . **(01 point)**

2-4. On dilue 100 fois un volume $V_p = 10$ mL, prélevé de la solution S_0 . La nouvelle solution obtenue est notée S_1 . Indiquer le protocole expérimental de préparation de la solution S_1 en précisant le matériel utilisé. **(0,75 point)**

2-6. On prélève un volume $V_1 = 10$ mL de la solution S_1 que l'on dose, par une solution S_a d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_a = 5,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

La courbe de la figure ci-contre donne l'évolution du pH du mélange réactionnel obtenu en fonction du volume V_a d'acide chlorhydrique versé progressivement.

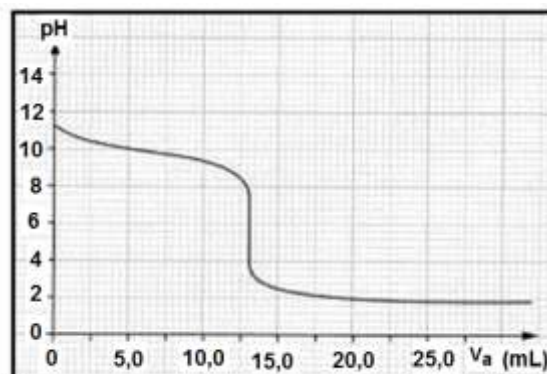
2-6-1. Faire le schéma annoté du dispositif de dosage de la solution S_1 . **(0,25 point).**

2-6-2. Déterminer la concentration C_1 de la solution S_1 . **(0,5 point)**

2-6-3. En déduire la concentration molaire volumique expérimentale, notée C_0^{exp} , de la solution S_0 .

La comparer à la concentration théorique C_0^{th} puis conclure. **(0,5 point).**

2-6-4. Retrouver, graphiquement et en justifiant, la valeur du pK_a du couple acide/base de la triméthylamine. **(0,25 point).**



EXERCICE 3 (04 points).

Donnée : intensité de la pesanteur : $g = 10$ N kg⁻¹. Les mobiles sont assimilés à des points matériels. Leurs mouvements sont étudiés dans le plan vertical rapporté au repère (Ox, Oy).

Pour mettre en pratique une partie de ses connaissances un élève de terminale S se comporte comme un chasseur. Il cherche alors à atteindre, avec une flèche, un pigeon en mouvement rectiligne, horizontal. Le pigeon de masse $m_p = 400$ g est à une altitude h du sol et se déplace avec une vitesse constante de module $V_p = 12,6$ ms⁻¹. A un instant $t_0 = 0$, le pigeon passe par un point P situé à la verticale du chasseur. Au même instant le chasseur lui envoie une flèche avec une vitesse initiale \vec{V}_0 faisant un angle $\alpha = 45^\circ$ avec l'horizontale.

La flèche a une masse $m_f = 50$ g. La pointe de la flèche est partie d'un point O d'altitude $h_0 = 1,2$ m avec la vitesse \vec{V}_0 de module $v_0 = 25$ ms⁻¹.

3-1. Etablir les équations horaires des mouvements du pigeon et de la flèche. **(0,75 point).**

3-2. Etablir les équations des trajectoires du pigeon et de la flèche. Préciser la nature de chaque trajectoire. **(01 point)**

3-3. La flèche atteint le pigeon à la date $t_1 = 0,9$ s en un point O'.

3-3-1. Déterminer l'altitude h de vol du pigeon. **(0,25 point).**

3-3-2. Déterminer les coordonnées du point O'. **(0,25 point).**

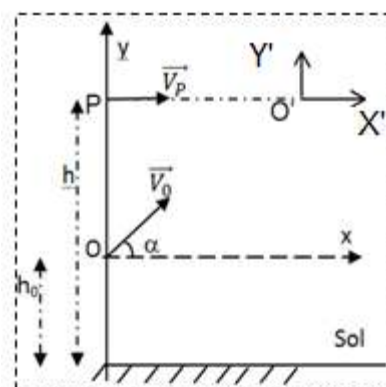
3-3-3. Déterminer les caractéristiques du vecteur vitesse de la flèche à l'instant où elle rencontre le pigeon. **(0,5 point)**

3-4. Juste après la rencontre, le pigeon et la flèche forment un solide de centre d'inertie G. La vitesse, en O', de ce centre d'inertie vaut $V_{O'} = 16,0$ m.s⁻¹ et fait un angle $\beta = 10^\circ$ avec l'horizontale.

3-4-1. Calculer la norme de la vitesse du centre d'inertie G à l'instant où il touche le sol. **(0,5 point)**

3-4-2. Calculer durée de la chute de l'ensemble (pigeon + flèche). **(0,25 point).**

3-4-3. Déterminer, dans le système d'axes (Ox, Oy), les coordonnées du point de chute du centre d'inertie G. **(0,5 point)**



(figure pour exercice 3).

EXERCICE 4 (04 points).

Un flash d'appareil photographique est un dispositif produisant une lumière intense pendant une durée très brève. On l'utilise en général pour éclairer un sujet, une scène ou pour fixer des mouvements rapides. Il est alimenté par deux piles de 1,5 V chacune. Un système électronique transforme cette tension d'alimentation en une tension $U = 330$ V pour qu'elle puisse charger un condensateur de capacité $C = 200$ $\mu\text{F} \pm 10\%$.

Afin d'obtenir la tension U nécessaire, la tension d'alimentation est dans un premier temps convertie en une tension alternative pour être ensuite élevée dans un transformateur. On obtient à la sortie du transformateur une tension alternative qu'il faut redresser et filtrer pour obtenir la tension continue U.

4.1. Etude du flash

4.1.1. Calculer l'énergie électrique E_c stockée dans le condensateur de ce flash lorsqu'il est chargé.

On prendra $C = 200 \mu\text{F}$ pour cette question. **(0,25 point)**

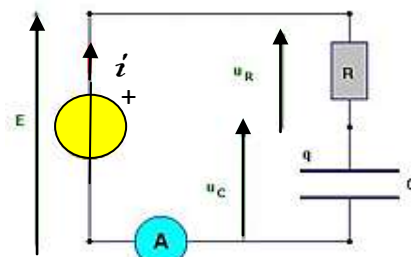
4.1.2. Le flash est déclenché grâce à l'énergie totale stockée dans le condensateur qui provoque un éclair d'une durée d'environ une milliseconde. Calculer la puissance électrique P_e consommée pour produire cet éclair **(0,25 point)**

4.1.3. Indiquer la raison pour laquelle on doit élever la tension avant de l'appliquer aux bornes du condensateur. **(0,25 point)**

4.2. Étude expérimentale du circuit RC.

Un groupe d'élèves se propose de vérifier la valeur de la capacité C de ce condensateur en réalisant le montage de la figure ci-contre dans lequel la force électromotrice du générateur de tension continue est $E = 6 \text{ V}$.

A la date $t_0 = 0$, le condensateur étant déchargé, ils ferment le circuit et parviennent à dresser le tableau de mesures suivant :



t (s)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
i (μA)	48	36,1	27,1	20,4	15,3	11,5	8,6	6,6	4,9	3,7	2,8

4.2.1. Calculer la valeur de la résistance R du circuit. **(0,25 point)**

4.2.2. Tracer la courbe traduisant les variations de l'intensité du courant en fonction du temps : $i = f(t)$. Echelle : 2 cm pour 10 s ; 2 cm pour 5 μA. **(01 point)**

4.2.3. Les élèves démontrent que l'intensité du courant électrique varie en fonction du temps selon

la loi exprimée par : $i(t) = I_0 \cdot e^{-\frac{t}{\tau}}$

4.2.3.1. Préciser les significations des grandeurs physiques notées par les lettres τ et I_0 . **(0,5 point)**

4.2.3.2. Calculer l'intensité du courant dans le circuit à la date $t = \tau$. **(0,5 point)**

4.2.3.3. Déterminer graphiquement la valeur de τ et en déduire la valeur de la capacité C de ce condensateur. Ce résultat est-il conforme aux indications du fabricant ? **(01 point)**

EXERCICE 5 (04 points).

Au cours d'une séance d'observation du ciel, des astronomes ont pu enregistrer, par hasard, le spectre de la lumière d'un astre qui a traversé furtivement le champ de leur télescope. Le diagramme du document 1 est celui des niveaux d'énergie de l'un des éléments mis en évidence par le spectre obtenu.

5-1. Une transition correspondant à l'une des raies de ce spectre y est représentée par une flèche.

La raie correspondante est-elle une raie d'émission ou une raie d'absorption ? Justifier. **(0,5 point)**

5-2. On donne les tableaux (document 2) de quelques longueurs d'onde de raies d'émission de différents éléments. Identifier l'élément mis en évidence par cette raie. **(0,5 point)**

5-3. Les valeurs des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont données par la relation

$E_n = - \frac{E_0}{n^2}$ avec n entier supérieur ou égal à 1 et n = 1 correspondant au niveau fondamental.

5-3-1. Montrer qu'aucune transition s'effectuant directement entre un état excité de l'atome d'hydrogène et son état fondamental ne se produit avec émission de lumière visible. **(0,75 point)**

5-3-2. On éclaire des atomes d'hydrogène dans l'état fondamental, avec des radiations pour lesquelles les quanta d'énergie ont successivement les valeurs 8,2 eV ; 10,2 eV ; 10,7 eV et 14,6 eV.

Quelles radiations peuvent être absorbées ? Quel est alors l'état final du système noyau-électron ?

(01 point)

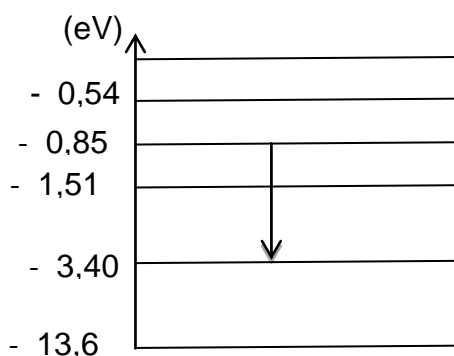
5.3.3. Balmer et Rydberg ont proposé l'expression suivante donnant les longueurs d'onde- des raies optiques, $\frac{1}{\lambda_n} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ où n est entier et R_H une constante dite constante de Rydberg.

5-3-3-1 Etablir l'expression de R_H en fonction de E_0 , de la célérité C de la lumière et de la constante de Planck h. **(0,5 point)**

5-3-3-2 Faire l'application numérique. **(0,25 point)**

5-3-3-3 Calculer, en nanomètres, la longueur d'onde de la raie α , correspondant à n = 3. **(0,5 point)**

Document 1 : Diagramme d'énergie.



Document 2 : Quelques longueurs d'onde en micromètre (μm) des raies d'éléments.

Elément azote ; λ (μm).												
396	404	424	445	463	480	505	555	575	595	648	661	

Elément oxygène ; λ (μm)						
391	397	420	442	465	616	700

Elément hydrogène ; λ (μm)				
397	412	436	488	656

Données : $E_0 = 13,6 \text{ eV}$; $C = 3,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$; Constante de Planck $h = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}$.

FIN DU SUJET