



DIRECTION DE LA PÉDAGOGIE
SESSION JANVIER / FÉVRIER 2015

Durée : 3H
Coeff : 4

NIVEAU : TERMINALE C

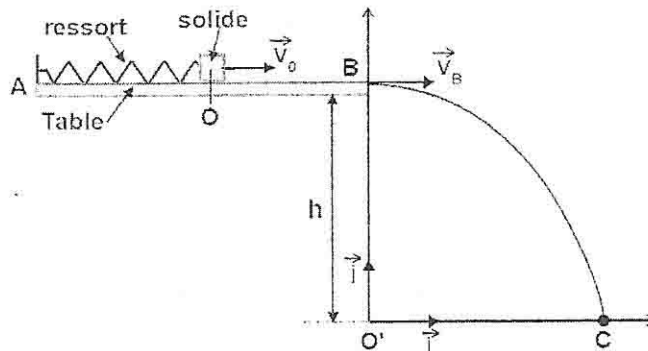
ÉPREUVE DE PHYSIQUE CHIMIE

Cette épreuve comporte trois pages numérotées 1/3, 2/3, 3/3

EXERCICE 1 (5 points)

Un pendule élastique, constitué d'un ressort de raideur $K = 50 \text{ N.m}^{-1}$ et d'un solide de masse m , est posé sur une table (AB) horizontale de hauteur h . Au repos, le centre d'inertie du solide est au point O, origine des élongations.

1. Dans sa position d'équilibre O, on communique au solide, à la date $t = 0$, une vitesse \vec{V}_0 dirigé dans le sens des x positifs et de valeur $V_0 = 1 \text{ m/s}$; lorsque l'élongation du ressort est maximale, la vitesse du solide s'annule et des oscillations harmoniques, de pulsation propre $\omega_0 = 2\pi \text{ rads}^{-1}$, naissent au sein de l'oscillateur.
 - 1.1. Calculer la masse m du solide.
 - 1.2. Calculer l'amplitude X_m des oscillations : on utilisera la conservation de l'énergie mécanique du système solide – ressort



- 1.3. Ecrire l'équation horaire $x_1(t)$ des oscillations.
- 1.4. Montrer qu'à $t = 1\text{s}$ le solide est en O et calculer sa vitesse
- 1.5. A la date $t = 1\text{s}$ le ressort se casse, le solide s'en détache et roule sans frottement, d'un mouvement rectiligne jusqu'à l'extrémité B de la table. Montrer que la vitesse du solide en O est égale à sa vitesse en B.
2. Au point B, on remet le chronomètre à zéro ; Après le point B le solide est projeté dans le champ de pesanteur uniforme \vec{g} de valeur $g = 9,81 \text{ ms}^{-2}$ avec la vitesse \vec{V}_B ; il tombe à $49 \cdot 10^{-2} \text{ m}$ du pied O'B de la table, au point C
 - 2.1. Etablir les équations horaires $x(t)$ et $y(t)$ du mouvement du solide après le point B dans le repère (O', \vec{i}, \vec{j})
 - 2.2. En déduire l'équation cartésienne de la trajectoire du solide
 - 2.3. Exprimer et calculer la hauteur h de la table
 - 2.4. En utilisant le théorème de l'énergie cinétique, calculer la vitesse avec laquelle le solide arrive au point C.



EXERCICE 2 (5 points)

Au cours d'une leçon de physique sur le magnétisme, le professeur de physique chimie essaie de réaliser un solénoïde et de mettre en évidence des interactions électromagnétiques. Il utilise pour cela un petit tube cylindrique en PVC, de diamètre moyen $D = 1 \text{ cm}$, de longueur ℓ et du fil de cuivre isolé de diamètre $d = 1 \text{ mm}$ et de longueur L .

Le professeur enroule régulièrement le fil sur le cylindre en trois (3) couches comportant 60 spires chacune. On note N le nombre total de spires dans la bobine.

1. Caractéristiques de la bobine réalisée ; montrer que :

1.1. $\ell = 6 \text{ cm}$

1.2. $N = 1800 \text{ spires}$

1.3. $L = 56,55 \text{ m}$

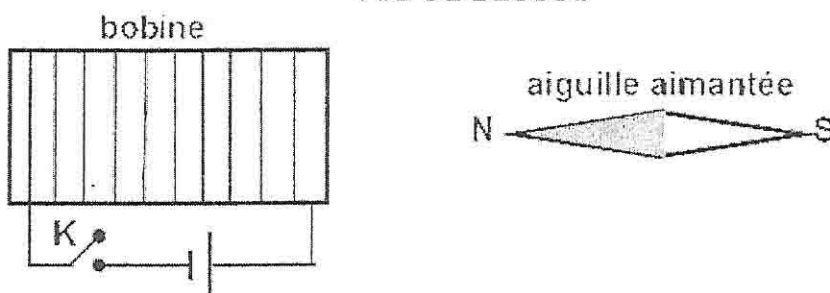
2. Type de bobine réalisée

2.1. Définir un solénoïde

2.2. Vérifier que la bobine réalisée est un solénoïde.

3. Le professeur dispose, à l'abri de tout objet ferromagnétique, le solénoïde et une aiguille aimantée comme l'indique la figure ci – dessous et ferme le circuit. Le générateur débite un courant d'intensité $I = 2,5 \text{ A}$.

VUE DE DESSUS



3.1. Sur un schéma clair, montrer l'orientation de l'aiguille aimantée, le sens du courant et les faces du solénoïde après la fermeture du circuit.

3.2. Justifier le type d'interaction produite entre la bobine et l'aimant.

3.3. Représenter, à l'intérieur du solénoïde, le vecteur champ magnétique \vec{B} créé en son centre

3.4. Calculer la valeur de \vec{B} pour $\mu_c = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ USI}$

EXERCICE 3 (5 points)

On mesure, à 25°C , le pH d'une solution d'un acide faible A_1H et le pH d'une autre solution d'un acide faible A_2H . Les résultats sont consignés dans le tableau ci – dessous.

| Solution | A_1H | A_2H |
|-----------------------|---|------------------------------------|
| Concentration | $C_1 = 6 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ | $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ |
| pH | $\text{pH}_1 = 1,6$ | $\text{pH}_2 = 3,6$ |
| % d'acide ayant réagi | α_1 | α_2 |
| pKa | pKa_1 | pKa_2 |



1. Etude d'un acide faible

- 1.1. Définir un acide faible
- 1.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction d'un acide faible AH avec l'eau
- 1.3. Citer les espèces chimiques présentes dans la solution de concentration molaire C, de pH connu de cet acide faible AH.
- 1.4. Calculer la concentration molaire de chacune des espèces citées si $\text{pH} = 3.6$
2. Dans une solution aqueuse diluée d'un acide faible AH, de concentration molaire C, on définit le pourcentage d'acide ayant réagi avec l'eau par $\alpha = \frac{[A^-]}{C}$ où A^- est la base conjuguée de AH.
 - 2.1. Montrer que $\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$
 - 2.2. Calculer α_1 et α_2 .
 - 2.3. Si $\alpha_1 < \alpha_2$, justifier sans calcul qu'on ne peut affirmer : « A_2H est plus fort que A_1H ».
 - 2.4. Sachant que pour l'acide AH, la constante d'acidité $K_a = \frac{10^{-2\text{pH}}}{1-\alpha}$, Calculer pKa_1 et pKa_2
 - 2.5. Comparer pKa_1 et pKa_2 et en déduire l'acide le plus fort.

EXERCICE 4 (5 points)

Les conditions des expériences dans cet exercice sont :

Volume molaire gazeux : $V_m = 24 \text{ L mol}^{-1}$.

Masses atomiques molaires en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1$, $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{Br}) = 80$; $M(\text{Na}) = 23$; $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}) = M = 68$.

Température : 25°C .

Produit ionique de l'eau : $K_e = 1 \times 10^{-14}$.

Dans une expérience du jet d'eau, un laborantin utilise un ballon marqué $V = 1000 \text{ mL}$ et un cristalliseur contenant 500 mL d'eau distillée avec quelques gouttes d'indicateur coloré. Il dissout un mélange gazeux constitué d'un volume $v = 0,24 \text{ L}$ de chlorure d'hydrogène (HCl) et de $n = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide bromhydrique (HBr).

L'expérience du jet d'eau terminée, le laborantin ajoute une masse $m = 374 \text{ mg}$ d'éthanolate de sodium ($\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$) en poudre dans le ballon qu'il remue légèrement pour accélérer la dissolution du solide.

Ensuite il ajoute dans le mélange obtenu de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge du ballon pour obtenir une solution S.

1. Etude du mélange d'acide fort
 - 1.1. Calculer la quantité de matière de HCl dans le mélange
 - 1.2. Montrer que le pH du mélange d'acides forts est $\text{pH} = 1,96$
2. Equations des réactions
 - 2.1. Ecrire les équations bilans des réactions de dissolution intervenues aux cours de ces expériences
 - 2.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction acido basique produite
3. Calculer :
 - 3.1. La quantité de matière initiale des ions H_3O^+
 - 3.2. La quantité de matière initiale des ions éthanolate.
 - 3.3. La quantité d'ions H_3O^+ restant et le pH de la solution S (on donnera le pH au 100° près)
 - 3.4. La concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution S.