

BACCALAUREAT TECHNOLOGIQUE

SCIENCES PHYSIQUES

SESSION 2012

Série : Sciences et Technologies de Laboratoire

Spécialité : Biochimie - Génie biologique

Durée : 3 heures

Coefficient : 4

L'emploi de toute calculatrice programmable, alphanumérique ou à écran graphique est autorisé à condition que son fonctionnement soit autonome et qu'il ne soit pas fait usage d'imprimante (circulaire N°99-186 du 16-11-1999).

Dès que ce sujet vous est remis, assurez-vous qu'il est complet.

Ce sujet comporte 9 pages numérotées de 1 à 9 dont une page d'annexe à rendre avec la copie (page 9).

Des données peuvent être fournies à la fin de chaque exercice.

Ce sujet nécessite l'utilisation d'une feuille de papier millimétré qui sera fournie au candidat et à rendre avec la copie.

Il est rappelé aux candidats que la qualité de la rédaction, la clarté et la précision des raisonnements entreront pour une part importante dans l'appréciation des copies.

A. PHYSIQUE (8 points)

I. A LA RECHERCHE DE LA BONNE FICHE TECHNIQUE (4 points)

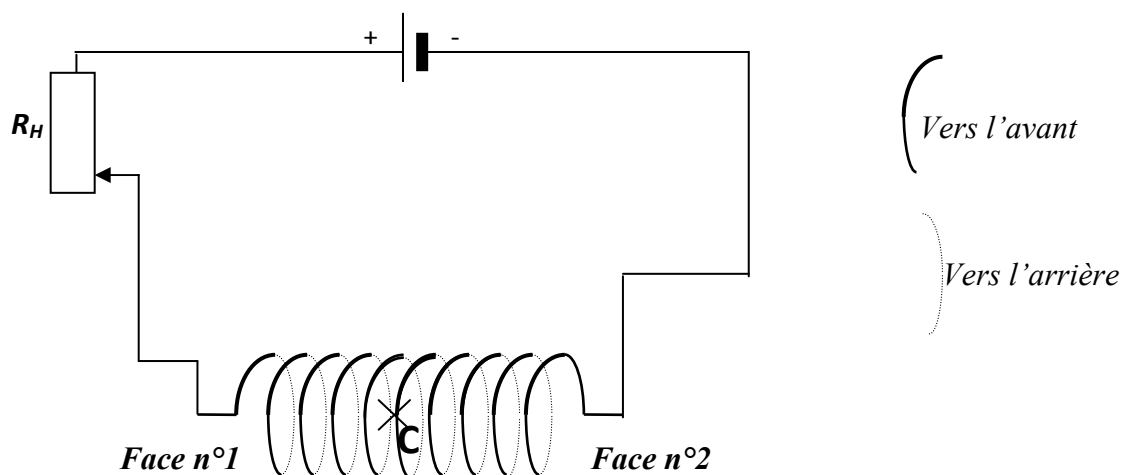
Les solénoïdes, sources de champ magnétique, sont d'une grande utilité dans la vie quotidienne. En fonction de leurs formes et de leurs dimensions ils ont des applications dans divers domaines, notamment en imagerie médicale. Une des caractéristiques importantes du solénoïde est son nombre de spires par mètre, noté n .

On a retrouvé dans un laboratoire de physique un solénoïde avec deux fiches techniques indiquant des caractéristiques différentes :

- la fiche technique n°1 indique une longueur $L=30$ cm et un nombre de spires $N=350$ spires,
- la fiche technique n°2 indique une longueur $L=30$ cm et un nombre de spires $N=120$ spires.

On souhaite savoir à quelle fiche technique correspond le solénoïde du laboratoire.

Pour cette étude, on réalise un circuit électrique comprenant un générateur de tension continue, un rhéostat de résistance variable R_H et le solénoïde (S) de centre C. Le schéma de ce circuit est représenté ci-dessous :



1. Indiquer le rôle du rhéostat dans ce montage.
2. Recopier le schéma du circuit électrique sur votre copie en indiquant le sens du courant électrique et en ajoutant l'appareil permettant la mesure de l'intensité I du courant électrique.
3. Préciser les caractéristiques (direction et sens) du champ magnétique \vec{B}_C créé au centre C du solénoïde (S).
4. En déduire sur le schéma la position des faces Nord et Sud du solénoïde.
5. On place au centre C de (S) un appareil permettant de mesurer les valeurs B_C du champ magnétique du solénoïde (S) au point C en fonction de l'intensité I du courant électrique. Les résultats obtenus ont permis de tracer le graphe $B_C = f(I)$ (voir annexe, document 1 page 9).
 - 5.1. Quel appareil permet de mesurer un champ magnétique ?
 - 5.2. Déduire de l'allure de la courbe obtenue le type de relation mathématique entre le champ magnétique B_C au point C et l'intensité I du courant électrique.
 - 5.3. Déterminer la valeur du coefficient directeur de la droite obtenue.

5.4. Déduire du résultat pr c dent le nombre de spires par mètre n du sol no ide (S).

5.5. Quelle est la fiche technique correspondant au sol no ide du laboratoire ?

Données :

On rappelle la relation mathématique entre le champ magnétique B créé au sein d'un sol no ide et l'intensité I le traversant : **$B = \mu_0 \cdot n \cdot I$**

Perméabilité magnétique dans le vide $\mu_0 = 4\pi \times 10^{-7} \text{ S. I.}$

II. ETUDE D'UN DISPOSITIF DE LABORATOIRE (4 points)

Le C.R.A.B (Compteur de RAdiation Beta et gamma) est un appareil qui fut longtemps utilisé en laboratoire de lycée afin d'étudier la radioactivité. L'étude consistait à compter le nombre de désintégrations enregistrées par ce détecteur, placé près de la source de césium 137, pendant un intervalle de temps donné. Cet appareil utilisait une source radioactive de césium 137 qui émet des rayonnements β^- et γ , ainsi qu'un détecteur de rayonnements (compteur Geiger-Müller).

Des études ayant montré qu'une activité supérieure à 10 kBq est nocive pour la santé, il a été décidé que ce dispositif ne devait plus être présent au lycée et que les échantillons radioactifs devaient être évacués vers des centres spécialisés.

On se propose de vérifier la nocivité de cet appareil.

1. A propos de la désintégration du césium 137

- 1.1. Écrire l'équation de la réaction de désintégration β^- du césium 137 en rappelant les lois de conservation utilisées. En déduire la nature du noyau fils émis à l'aide des données de l'énoncé.
- 1.2. La demi-vie (ou période radioactive) T du césium 137 est de 30 ans.
 - 1.2.1. Donner la définition de la demi-vie ou (période radioactive) T d'un nucléide radioactif.
 - 1.2.2. Préciser sans démonstration la relation entre la constante radioactive λ , et la demi-vie. Calculer la constante radioactive λ en an^{-1} puis vérifier que sa valeur en s^{-1} est de $\lambda = 7,3 \times 10^{-10} \text{ s}^{-1}$ (on prendra 1 an = 365 jours).

2. Mesure de l'activité de la source de césium 137

La grandeur directement accessible par le détecteur est « l'activité » de l'échantillon radioactif. L'activité A indique le nombre de désintégrations par seconde et s'exprime en Becquerel (Bq). L'activité initiale (lors de l'achat du C.R.A.B.) de la source radioactive de césium 137 était $A_0 = 3,7 \times 10^5 \text{ Bq}$.

La loi de décroissance radioactive est donnée par la relation $A(t) = A_0 \cdot e^{(-\lambda \cdot t)}$

- 2.1. Sachant que l'activité A d'un échantillon radioactif est directement reliée au nombre de noyaux radioactifs N présents dans l'échantillon par la relation $A = \lambda \cdot N$. Déterminer le nombre de noyaux radioactifs N_0 présents dans la source radioactive lors de l'achat du C.R.A.B.
- 2.2. Calculer l'activité A de cette source au bout d'une durée $t = 5 \text{ ans}$.
- 2.3. Conclure sur la nocivité de l'appareil.

Données :

Extrait de la classification périodique :

$_{52}\text{Te}$	$_{53}\text{I}$	$_{54}\text{Xe}$	$_{55}\text{Cs}$	$_{56}\text{Ba}$	$_{57}\text{La}$	$_{58}\text{Ce}$
------------------	-----------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------

B. CHIMIE (12 points)

I. CHOISIR DES CONDITIONS DE DOSAGE AU LABORATOIRE (6 points)

L'acide bromhydrique est un acide totalement dissocié en solution aqueuse. L'acide bromhydrique est communément utilisé dans la production de bromures inorganiques comme le bromure de zinc, de calcium et de sodium.

Au cours d'une activité expérimentale, on souhaite doser une solution aqueuse commerciale S d'acide bromhydrique. L'étiquette figurant sur le flacon indique une concentration molaire en acide bromhydrique $C = 6,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. A propos de la solution commerciale d'acide bromhydrique

- 1.1. Indiquer si l'acide bromhydrique est un acide fort ou faible.
- 1.2. La solution aqueuse d'acide bromhydrique commerciale résulte de la dissolution de bromure d'hydrogène HBr gazeux dans de l'eau pure. Écrire l'équation de la réaction du bromure d'hydrogène avec l'eau.

2. Etude d'une proposition de protocole de dosage par un groupe d'élèves

Pour vérifier la concentration molaire C en acide bromhydrique indiquée sur l'étiquette du flacon, un groupe d'élèves propose à son professeur de réaliser le titrage de 20,0 mL de la solution commerciale par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence d'un indicateur coloré : le bleu de bromothymol (BBT). On dispose de burettes graduées de 25mL.

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction du titrage.
- 2.2. Définir l'équivalence de ce titrage et en déduire la relation à l'équivalence entre les quantités de matière des réactifs.
- 2.3. En réalisant ce titrage, le groupe d'élèves s'interroge : aucun virage de l'indicateur coloré n'a été observé après avoir versé 25,0 mL de la solution titrante.
 - 2.3.1. Quelle information peut-on tirer de cette observation ?
 - 2.3.2. Déterminer, à l'aide d'un calcul, le volume de la solution titrante à verser à l'équivalence dans les conditions de ce titrage. Conclure.
- 2.4. Le groupe décide alors de diluer 100 fois la solution commerciale. Indiquer parmi la verrerie disponible dans la liste ci-dessous, celle à utiliser pour effectuer cette dilution. La solution obtenue est appelée S'.

Verrerie disponible pour cette dilution :

Pipettes jaugées de :	5 mL	10 mL	20 mL	
Pipettes graduées de :	10 mL	20 mL		
Fioles jaugées de :	50 mL	100 mL	200 mL	500 mL
Eprouvettes graduées de :	50 mL	100 mL	200 mL	
Béchers de :	50 mL	100 mL		

- 2.5. On réalise un nouveau titrage avec un volume $V = 20,0 \text{ mL}$ de la solution diluée S' et on observe le virage de l'indicateur coloré à $V_{EI} = 13,1 \text{ mL}$.
 - 2.5.1. Calculer la valeur de la concentration molaire C'_I de la solution diluée S'.
 - 2.5.2. En déduire la concentration molaire C_I de la solution commerciale.
 - 2.5.3. Comparer à la concentration indiquée sur l'étiquette du flacon.

3. Utilisation d'une autre technique de dosage, comparaison

Afin de s'assurer de la valeur de la concentration de la solution commerciale, le professeur propose de réaliser un titrage conductimétrique de la solution diluée S'.

Protocole : prélever un volume $V' = 20,0$ mL de la solution diluée S' et le verser dans un bécher contenant 100 mL d'eau distillée et réaliser le titrage conductimétrique par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour chaque volume de base ajouté, lire la conductivité σ de la solution et consigner les valeurs lues dans un tableau.

3.1. À partir du tableau de valeurs expérimentales ci-dessous, tracer sur la feuille de papier millimétré (**à rendre avec la copie**) la courbe $\sigma = f(V_b)$ donnant la conductivité σ en fonction du volume de base versé V_b .

Echelle : en ordonnée 1cm pour 10 mS.m^{-1} ; en abscisse 1cm pour 1,0 mL.

$V_b \text{ (mL)}$	0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0
$\sigma \text{ (mS.m}^{-1}\text{)}$	139	131	124	115	106	98	89	80	72	63

$V_b \text{ (mL)}$	10,0	11,0	12,0	13,0	14,0	15,0	16,0	17,0	18,0	19,0	20,0
$\sigma \text{ (mS.m}^{-1}\text{)}$	55	47	38	35	36	37	40	43	47	51	55

3.2. Déterminer le volume équivalent V_{E2} à partir du graphique réalisé en expliquant la méthode utilisée.

3.3. Calculer la valeur de la concentration molaire C'_2 de la solution diluée S'.

3.4. En déduire la concentration molaire C_2 de la solution commerciale et comparer à la concentration molaire indiquée sur l'étiquette du flacon.

3.5. Les résultats trouvés par les deux titrages sont-ils cohérents ?

II. ÉTUDE D'UN COMPLEXE METALLIQUE (6 points)

L'ion cuivre (II) forme de nombreux complexes colorés en présence de différents ligands. En présence de molécules d'eau, le sulfate de cuivre anhydre forme un complexe de couleur bleue turquoise et permet de mettre en évidence la présence d'eau. En présence d'ammoniac, l'ion cuivre (II) forme un complexe tétramine cuivre (II) $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ de couleur « bleu céleste ». On se propose d'étudier ce dernier complexe à l'aide d'une pile électrochimique zinc/cuivre.

1. Étude de la pile Zinc/Cuivre

La pile Daniell a été inventée par le chimiste britannique John Daniell en 1836 au moment où le développement du télégraphe faisait apparaître un besoin urgent de sources de courant électrique sûres et constantes. Cette pile est constituée d'une demi-pile 1 (lame de zinc plongée dans une solution aqueuse de sulfate de zinc) et d'une demi-pile 2 (lame de cuivre plongée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre) et d'un pont salin. Le schéma de cette pile est représenté en annexe, document 2 page 9.

	Demi-pile 1	Demi-pile 2
Électrodes	Lame de zinc Zn(s)	Lame de cuivre Cu(s)
Solutions aqueuses ioniques	Sulfate de zinc $(\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$	Sulfate de cuivre $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$
Couples d'oxydoréduction	Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu
Volumes des béchers	$V_1 = 100 \text{ mL}$	$V_2 = 100 \text{ mL}$
Concentrations molaires des solutions aqueuses ioniques	$C_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$	$C_2 = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

- 1.1. Écrire les demi-équations électroniques pour chacun des couples intervenant dans la pile.
- 1.2. Donner les expressions des potentiels d'oxydoréduction E_1 et E_2 associés aux demi-piles 1 et 2. Calculer leurs valeurs.
- 1.3. En déduire la polarité de la pile lorsque celle-ci débite dans le conducteur ohmique. Établir l'équation de la réaction se produisant lorsque la pile débite.
- 1.4. Sur le schéma de la pile **en annexe, document 2 page 9 (à rendre avec la copie)**, indiquer les polarités, le sens du courant électrique et le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.
- 1.5. On remplace le conducteur ohmique par un voltmètre de résistance infinie, quelle valeur de différence de potentiel devrait-il indiquer ?

2. Détermination de la constante globale de dissociation d'un complexe du cuivre

Dans toute cette partie, on considérera que la pile ne débite pas.

Dans la demi-pile 2, avant branchement à la demi-pile 1, on rajoute un volume $V_3 = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac, NH_3 , de concentration molaire $C_3 = 5,0 \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient une solution de couleur « bleu céleste ». On admet que le seul complexe formé est $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$. On souhaite déterminer la constante globale de dissociation K_D de ce complexe.

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction globale de formation du complexe $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$.

- 2.2. Donner l'expression de la constante globale de formation K_f (notée aussi β_4) en fonction des concentrations à l'équilibre $[Cu^{2+}]_{eq}$, $[NH_3]_{eq}$ et $[Cu(NH_3)_4^{2+}]_{eq}$.
- 2.3. Après avoir rappelé la relation entre K_f et K_D , donner l'expression de la constante globale de dissociation K_D en fonction des concentrations à l'équilibre $[Cu^{2+}]_{eq}$, $[NH_3]_{eq}$ et $[Cu(NH_3)_4^{2+}]_{eq}$.
- 2.4. Calculer la concentration molaire en ions cuivre (II), $[Cu^{2+}]_i$ et en ammoniac, $[NH_3]_i$, dans le mélange avant réaction.

On relie à présent la demi-pile 2 à la demi-pile 1. On mesure, grâce à un voltmètre de résistance infinie, la nouvelle valeur de la force électromotrice de cette pile. On trouve : $E = 0,83V$.

- 2.5. En déduire la valeur du potentiel d'oxydoréduction de la demi-pile 2.
- 2.6. Montrer qu'à l'équilibre la concentration molaire en ions cuivre (II) libres restants est $[Cu^{2+}]_{eq} = 1,0 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2.7. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces présentes en solution à l'équilibre. On pourra s'aider d'un tableau d'avancement.
- 2.8. En déduire la valeur de la constante globale de dissociation K_D du complexe $Cu(NH_3)_4^{2+}$. Conclure sur la stabilité du complexe.

Données (à 25°C) :

$$\frac{RT}{F} \ln(x) = 0,06 \times \log(x) \text{ en Volt}$$

Potentiels redox standard :

$$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76V$$

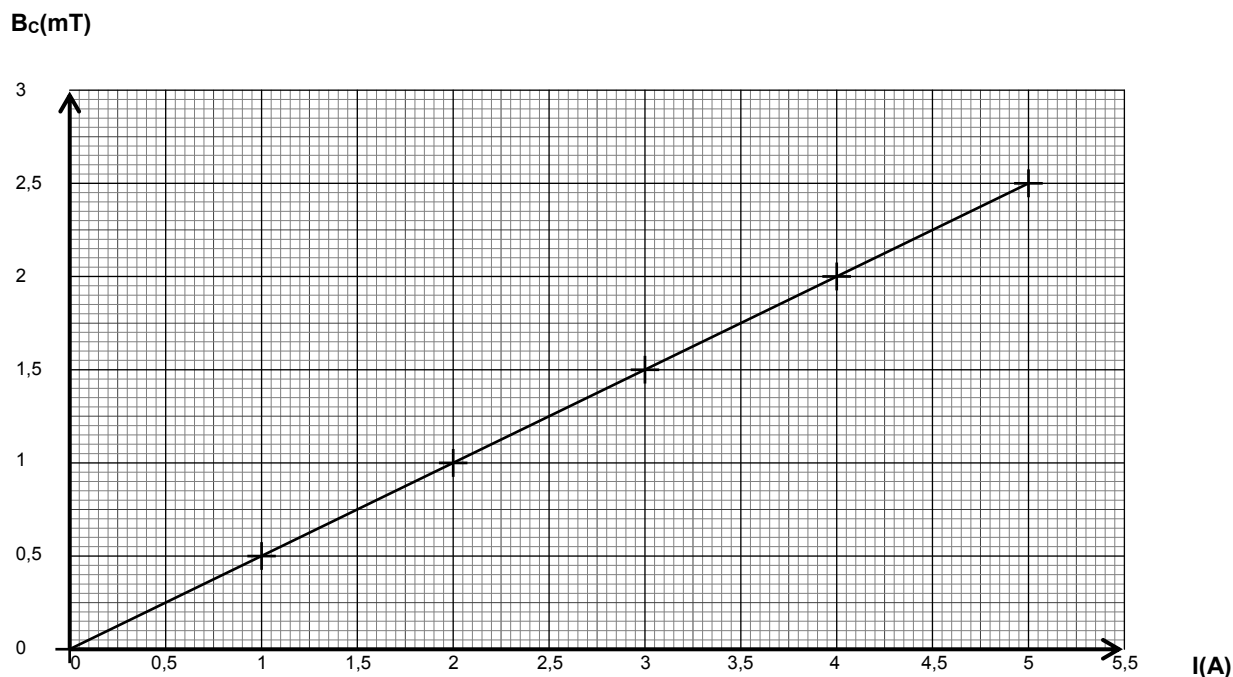
$$E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34V$$

ANNEXE

A rendre avec la copie

Document 1 : PHYSIQUE – Exercice I.

Graphe $B_C = f(I)$



Document 2 : CHIMIE – Exercice II.

