

# BACCALAURÉAT TECHNOLOGIQUE

## SCIENCES PHYSIQUES

SESSION 2011

**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 7 pages numérotées de 1 à 7 dont une page d'annexe à rendre avec la copie (page 7).*

*Des données numériques 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 - ALIMENTATION D'UN LECTEUR MP3 PAR UNE PILE ALCALINE (4 points)

*Les lecteurs de musique portables, utilisant par exemple la technique de codage de l'information audio mp3, sont maintenant d'usage courant. Nous nous proposons d'examiner un objet utile au fonctionnement du lecteur portable : l'alimentation continue par une pile alcaline.*

*Le lecteur portable étudié est alimenté par une pile alcaline de type « 1,5 volt - LR03/AAA ».*

**1.** Afin d'étudier la caractéristique intensité-tension de cette pile, on réalise un circuit comportant en série : la pile, un rhéostat (résistance de valeur  $R_h$  réglable), une résistance de valeur  $R_l = 5,0 \, \Omega$  et un interrupteur.

*On relève ensuite différentes valeurs de la tension  $U_{PN}$  aux bornes de la pile pour différentes valeurs de l'intensité du courant électrique  $I$  dans le circuit.*

*Le graphe  $U_{PN} = f(I)$  donnant l'évolution de la tension  $U_{PN}$  en fonction de l'intensité  $I$  est fourni en annexe page 7 à rendre avec la copie.*

**1.1.** Faire un schéma du montage en incluant les appareils de mesures. Faire figurer les grandeurs  $U_{PN}$  et  $I$  sur ce schéma.

**1.2.** Indiquer le rôle du rhéostat dans ce circuit.

**1.3.** Dédire de la caractéristique  $U_{PN} = f(I)$  la valeur de la force électromotrice  $E$  de la pile ainsi que sa résistance interne  $r$ . Justifier les calculs.

**2.** On place le curseur du rhéostat sur une position intermédiaire pour laquelle sa résistance mise en circuit a pour valeur  $R_h = 8,0 \, \Omega$ .

**2.1.** Etablir l'expression littérale de l'intensité  $I$  du courant électrique dans le circuit puis montrer que sa valeur est  $I = 110 \, \text{mA}$  dans ce cas.

**2.2.** Déterminer la valeur de la tension  $U_{PN}$  aux bornes de la pile. Expliciter la démarche.

**2.3.** Donner l'expression puis calculer la valeur de la puissance électrique  $P_G$  fournie au reste du circuit par la pile.

**3.** La capacité de la pile, c'est à dire la charge électrique maximale que la pile peut fournir avant de devenir inutilisable, est selon le constructeur  $Q = 1,2 \, \text{A.h}$ . On indique que l'unité de charge électrique du système international est le coulomb (C) ; l'ampère-heure (A.h) est une unité d'usage.

**3.1.** Montrer que l'équivalence entre ces deux unités de charge électrique est :  $1,0 \, \text{A.h} = 3,6 \times 10^3 \, \text{C}$ .

**3.2.** Exprimer puis calculer la « durée de vie »  $\Delta t$  de cette pile en admettant que le courant électrique a une intensité de valeur constante  $I = 240 \, \text{mA}$ .

## II –DATATION (4 points)

La radioactivité naturelle présentée par certains noyaux atomiques permet de dater des échantillons. La mission Apollo XI du 20 juillet 1969 a rapporté sur Terre des échantillons de roches lunaires. La datation de ces roches par la méthode potassium-argon a permis de déterminer l'âge de la Lune, c'est-à-dire la durée qui s'est écoulée depuis la solidification de sa croûte.

Pour déterminer « l'âge » de roches lunaires, on étudie les quantités de potassium 40 restant dans un échantillon, sachant que le potassium 40 ( ${}^{40}_{19}\text{K}$ ) est un isotope radioactif susceptible de se désintégrer spontanément selon deux modes, l'un conduisant à la formation de calcium 40, l'autre conduisant à la formation d'argon 40.

On considère que la demi-vie totale du potassium 40 (période radioactive) prenant en compte ces deux modes a pour valeur  $T = 1,2 \times 10^9$  ans.

### 1. Radioactivité naturelle

1.1. Donner la constitution du noyau de potassium 40.

1.2. Pour chacun des deux modes, écrire l'équation de désintégration en précisant les lois de conservation utilisées puis identifier le type de radioactivité spontanée.

1.3. Ces désintégrations s'accompagnent d'une émission  $\gamma$ .

Choisir parmi les propositions suivantes, celles qui conviennent pour ce type d'émission.

- (a) émission de lumière visible
- (b) rayonnement électromagnétique
- (c) émission de photons de « grande énergie »
- (d) émission de photons de « petite énergie »

1.4. On propose trois expressions mathématiques pour représenter l'évolution du nombre  $N$  de noyaux radioactifs restant dans un échantillon en fonction du temps  $t$ ,  $\lambda$  étant la constante radioactive relative à la désintégration étudiée ( $\lambda > 0$ ) et  $N_0$  le nombre de noyaux radioactifs initialement présents dans l'échantillon :

proposition A :  $N(t) = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$       proposition B :  $N(t) = N_0 - \lambda t$       proposition C :  $N(t) = N_0 \cdot e^{\lambda t}$

Choisir l'expression correcte parmi les trois propositions A, B et C.

### 2. Âge de la Lune

Pour un échantillon de roche donné, la mesure de l'argon 40 permet de calculer le rapport  $R$  du nombre de noyaux de potassium 40 restants sur le nombre de noyaux initialement présents. On obtient  $R = 0,074$ .

2.1. Donner la définition de la demi-vie  $T$  d'un échantillon radioactif.

2.2. La définition précédente permet d'établir la relation  $\lambda \times T = \ln 2$ .

Exprimer puis calculer la valeur de la constante radioactive  $\lambda$  dans le cas du potassium 40 en gardant  $T$  en années.

2.3. Calculer l'âge de l'échantillon de roche lunaire.

2.4. Cette méthode permet-elle de dater avec précision des échantillons de roches volcaniques récentes d'une centaine d'années ?

#### Données :

Numéros atomiques :

Argon (Ar) :  $Z = 18$

Potassium (K) :  $Z = 19$

Calcium (Ca) :  $Z = 20$

## B. CHIMIE (12 points)

### I- LA GLYCINE (6 points)

La glycine, ou acide 2-aminoéthanoïque, est le plus simple des acides aminés. Son rôle en biologie est essentiel. En solution aqueuse, elle se trouve majoritairement sous forme de zwitterion (ou amphion) de formule  $^+H_3N-CH_2-COO^-$ .

#### 1. Titrage conductimétrique de la glycine

On prépare dans une fiole jaugée un volume  $V = 200$  mL d'une solution aqueuse de glycine en dissolvant une masse  $m = 1,50$  g de glycine. On obtient une solution  $S$  dont la concentration molaire de glycine est  $C_1$ . On prélève avec précision un volume  $V_1 = 50,0$  mL de la solution  $S$  que l'on verse dans un grand becher. On y ajoute un grand volume d'eau distillée.

On plonge dans la solution une cellule de conductimétrie, reliée à un conductimètre. On mesure la conductivité  $\sigma$  de la solution après ajout d'un volume  $V_2$  d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ) de concentration molaire  $C_2 = 1,00$  mol.L<sup>-1</sup>. On obtient les résultats ci-dessous :

$V_2$ (mL)	0	1	2	3	4	4,5	5,5	6	7	8	9	10
$\sigma$ (mS.cm <sup>-1</sup> )	0,002	0,19	0,38	0,56	0,74	0,85	1,19	1,44	1,91	2,42	2,91	3,42

**1.1.** Tracer sur la feuille de papier millimétré (à rendre avec la copie) la courbe  $\sigma = f(V_2)$  donnant l'évolution de la conductivité  $\sigma$  de la solution en fonction du volume  $V_2$  de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium versé.

Echelles : 1 cm  $\Leftrightarrow$  1 mL en abscisses ; 1 cm  $\Leftrightarrow$  0,2 mS.cm<sup>-1</sup> en ordonnées

**1.2.** Ecrire l'équation de la réaction support du titrage.

**1.3.** Définir l'équivalence d'un titrage.

**1.4.** Déterminer graphiquement la valeur du volume de soude  $V_{2E}$  versé à l'équivalence.

**1.5.** Déduire des résultats du titrage la valeur de la concentration  $C_{1exp}$  de glycine dans la solution  $S$ .

**1.6.** Comparer, à l'aide du calcul d'un écart relatif, le résultat trouvé  $C_{1exp}$  et la valeur de la concentration  $C_1$  attendue lors de la préparation de la solution  $S$ .

#### 2. Allure générale de la courbe

**2.1.** Expliquer la faible valeur de la conductivité de la solution pour  $V_2 = 0$  mL.

**2.2.** Justifier qualitativement l'augmentation de la conductivité  $\sigma$  de la solution, augmentation constatée lors de l'ajout de soude avant l'équivalence.

**2.3.** Justifier qualitativement l'augmentation de la pente de la droite après l'équivalence.

#### 3. Propriétés de la glycine

On ajoute à la solution de glycine une solution aqueuse diluée d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+ + Cl^-$ ).

**3.1.** Ecrire l'équation de la réaction correspondante.

**3.2.** Expliquer pourquoi la glycine est une espèce que l'on peut qualifier d'ampholyte.

**3.3.** En déduire la valeur du  $pH$  d'une solution de glycine pure sans démontrer la relation utilisée.

**Données :**

On associe à la glycine deux constantes d'acidité  $K_{a1}$  et  $K_{a2}$  telles que :  $pK_{a1} = 2,3$  et  $pK_{a2} = 9,7$ .

$\sigma = \sum_{ion} \lambda_{ion}^0 \times [ion]$  où  $\lambda_{ion}^0$  est la conductivité molaire limite d'un ion.

ion	$^+H_3N-CH_2-COO^-$	$H_2N-CH_2-COO^-$	$HO^-$	$Na^+$
$\lambda^0$ (mS.m <sup>2</sup> .mol <sup>-1</sup> )	0	1,5	20	5,0

Masse molaire de la glycine :  $M = 75$  g.mol<sup>-1</sup>

## II- LE CUIVRE ET SES COMPLEXES (6 points)

*L'élément cuivre peut former en solution de nombreux complexes. Dans les organismes vivants, le cuivre se lie à des polypeptides pour former des « protéines à cuivre » ayant un rôle essentiel.*

*On étudie ici un exemple simple de formation d'un complexe du cuivre dans lequel l'ammoniac  $\text{NH}_3$  joue le rôle de ligand.*

*Tous les potentiels d'oxydoréduction sont considérés ici par rapport à l'électrode standard à hydrogène.*

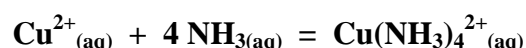
### 1. Structure de la matière

**1.1.** Donner la configuration électronique (s, p,...) des atomes d'azote N et d'hydrogène H dans leur état fondamental.

**1.2.** Etablir la représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac.

### 2. Pile et complexe

*On souhaite déterminer expérimentalement la constante  $K_f$  (aussi notée  $\beta$ ) de l'équilibre de formation de l'ion complexe tétraamminecuivre (II) dont l'équation de réaction est la suivante :*



*On réalise une pile en associant, à 25°C :*

- une électrode au calomel saturé de potentiel  $E_1 = 0,244 \text{ V}$  ;
- une électrode de cuivre plongeant dans un volume  $V = 50 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate de cuivre (II) de concentration  $C = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Soit  $E_2$  le potentiel de l'électrode de cuivre. Ce potentiel est fixé par le couple  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ .

**2.1.** Quel est le rôle de l'électrode au calomel saturé dans cette pile ?

**2.2.** Exprimer puis calculer le potentiel  $E_2$  d'oxydoréduction correspondant au couple  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ .

**2.3.** En déduire l'électrode correspondant au pôle positif de cette pile.

**2.4.** Dans le compartiment de l'électrode de cuivre, on ajoute un volume  $V' = 50 \text{ mL}$  de solution d'ammoniac de concentration  $C' = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ .

*La solution limpide initialement bleu-vert devient bleu foncé, coloration due à la formation immédiate de l'ion complexe tétraamminecuivre (II).*

*On mesure alors à l'aide d'un voltmètre la valeur de la force électromotrice aux bornes de la pile  $e = 0,332 \text{ V}$ . L'électrode au calomel saturé est alors la borne positive de la pile. La pile ne débite pas et la valeur mesurée est stable.*

**2.4.a.** Calculer la concentration initiale d'ammoniac et la concentration initiale des ions cuivre dans le mélange, avant complexation.

**2.4.b.** Calculer la nouvelle valeur du potentiel de l'électrode de cuivre  $E'_2$  à partir de la mesure de  $e'$  après complexation.

**2.4.c.** Vérifier qu'à l'équilibre, après complexation, la concentration des ions cuivre libres est  $[Cu^{2+}] = 6,8 \times 10^{-15} \text{ mol.L}^{-1}$ . Déduire de ce résultat un qualificatif adapté à cette réaction.

**2.4.d.** En déduire les concentrations de l'ammoniac  $[NH_3]_{\text{eq}}$  et des ions tétraamminecuivre (II)  $[Cu(NH_3)_4^{2+}]_{\text{eq}}$ , à l'équilibre après complexation.

On peut s'aider d'un tableau d'avancement volumique.

**2.4.e.** Donner l'expression littérale de la constante de l'équilibre de formation  $K_f$  (notée aussi  $\beta$ ) de l'ion complexe  $[Cu(NH_3)_4^{2+}]$ . Déterminer sa valeur d'après les résultats précédents.

**Données :**

Numéros atomiques :  $_{29}\text{Cu}$     $_7\text{N}$     $_1\text{H}$

à  $25^\circ\text{C}$  :

Potentiel d'oxydoréduction standard du couple  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$  :  $E_2^\circ = 0,337 \text{ V}$ .

$$\frac{R.T}{F} \cdot \ln x = 0,06 \cdot \log x \quad (\text{exprimé en V})$$

On indique que la constante de formation  $K_f$  du complexe se déduit de la constante de dissociation

par la relation  $K_f = \frac{1}{K_d}$ .

## Annexe à rendre avec la copie

*Cette page est à compléter et à rendre avec la copie de physique.*

### EXERCICE I : CARACTERISTIQUE $U_{PN} = f(I)$ DE LA PILE ALCALINE

