

Collège Mgr. F.-X. VOGT		Année scolaire 2021/2022
Département de Chimie	CONTRÔLE	Date : 11 décembre 2021
Classes : 1 ^{ères} C, D et TI	Durée : 02 H	Coefficient : 2

PARTIE A :	ÉVALUATION DES RESSOURCES	12 POINTS
-------------------	----------------------------------	------------------

EXERCICE 1 : Vérification des savoirs (4 points)

- 1.1. Donner le rôle du pont salin dans le fonctionnement d'une pile. 0,5 pt
- 1.2. Comment reconnaît-on l'équivalence dans le dosage du diiode I_2 par l'ion $S_2O_3^{2-}$ en milieu acide ? 0,5 pt
- 1.3. Pourquoi dit-on que les réactions d'électrolyse sont des réactions d'oxydoréduction forcées ? 0,5 pt
- 1.4. La corrosion chimique du fer.
- 1.4.1. Définir corrosion. 0,5 pt
- 1.4.2. Donner, avec équations à l'appui, les étapes de manifestations de la corrosion chimique du fer. 1,5 pt
- 1.4.3. Donner deux moyens de lutte contre la corrosion du fer. 0,5 pt

EXERCICE 2 : Application des savoirs (4 points)

2.1. On fait réagir de la poudre de fer avec 100 mL d'une solution de chlorure de fer III ($Fe^{3+} + 3Cl^-$) de concentration $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Les couples oxydant – réducteur mis en jeu sont : Fe^{3+}/Fe^{2+} et Fe^{2+}/Fe .

2.1.1. Écrire l'équation – bilan correspondant à la réaction entre le fer et les ions Fe^{3+} . 0,5 pt

2.1.2. Calculer la masse de fer utilisé ainsi que la concentration en ions Fe^{2+} à fin de la réaction. 1 pt

2.2. On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre II ($Cu^{2+} + 2Br^-$) entre électrodes inattaquables.

$$E^\circ(H_2O/H_2) = -0,84 \text{ V} ; E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,80 \text{ V} ; E^\circ(Br_2/Br^-) = 0,96 \text{ V} ; E^\circ(O_2/H_2O) = 1,23 \text{ V}.$$

2.2.1. Recenser les espèces chimiques susceptibles de réagir aux électrodes. 1 pt

2.2.2. À l'aide des potentiels standards des couples redox, établir le bilan de cette électrolyse. 1 pt

2.2.3. À la fin de l'expérience, la masse de la cathode a varié de 2,0 g. Calculer le volume de gaz recueilli à l'anode, dans les conditions où le volume molaire vaut 25 L.mol^{-1} . 0,5 pt

On donne : $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cu) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 3 : Utilisation des savoirs (4 points)

3.1. On associe les deux demi-piles : lame de zinc de 7,34 g plongeant dans 100 mL d'une solution décimolaire de sulfate de zinc ($Zn^{2+} + SO_4^{2-}$) ; lame de manganèse de 4,37 g plongeant dans 100 mL d'une solution décimolaire de sulfate de manganèse ($Mn^{2+} + SO_4^{2-}$). Au bout de 3,0 heures de fonctionnement de la pile, on constate que la masse de l'électrode de zinc a augmenté de 1,6 %.

3.1.1. Donner la représentation conventionnelle de cette pile. 0,5 pt

3.1.2. Déterminer la valeur de l'intensité du courant débité par cette pile. 0,75 pt

3.1.3. Calculer la concentration molaire des ions Fe^{2+} . 0,75 pt

3.2. On dissout 1,0 g de sulfate de fer II ($FeSO_4$) dans un peu d'eau ; on acidifie la solution à l'aide d'acide sulfurique et on ajoute la solution de permanganate de potassium de concentration $C = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La réaction totale est obtenue lorsqu'on a ajouté 24,5 mL de la solution de permanganate. L'équation – bilan de la réaction redox qui a lieu s'écrit : $MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H_3O^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 12H_2O$

3.2.1. Montrer que le sulfate de fer II dissout dans l'eau était impur.

1 pt

3.2.2. Déterminer le degré de pureté de ce sulfate de fer.

1 pt

Données : En g.mol^{-1} : O (16) ; S (32) ; Fe(56) ; Zn (65,4).

Charge d'une mole d'électrons : $F = 96500 \text{ C}$.

PARTIE B :

ÉVALUATION DES COMPÉTENCES

8 POINTS

Situation problème : Contrôle de l'alcoolémie (concentration de l'éthanol dans le sang)

NGUIMEZONG, élève de 1^{ère} D au collège VOGT, est soupçonné par le Surveillant général d'être en état d'ivresse au lendemain de la kermesse organisé au collège à l'occasion de la fête nationale de la jeunesse.

Pour vérifier cela, le responsable du laboratoire de chimie soumet NGUIMEZONG à un alcootest : il prélève 10 mL de sang de NGUIMEZONG et y ajoute 20 mL d'une solution de dichromate de potassium de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ainsi que quelques gouttes d'acide sulfurique. L'excès d'ions dichromate est ensuite dosé en milieu acide par une solution d'iodure de potassium de concentration $C_T = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour une descente de burette de 21 mL.

Document

Disposition légale : Le règlement intérieur du collège fixe à $0,5 \text{ g.L}^{-1}$, la concentration massique maximale d'éthanol dans le sang.

Données

- L'éthanol a pour formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
- Couples redox mis en jeu :
 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 / \text{C}_2\text{H}_6\text{O} : E^\circ = 0,11 \text{ V}$
 $\text{I}_2 / \text{I}^- : E^\circ = 0,62 \text{ V}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+} : E^\circ = 1,33 \text{ V}$
- En g.mol^{-1} : H = 1 ; C = 12 ; O = 16

Tâche : En te servant des informations ci-dessus et des connaissances de ton cours, prononce-toi sur les soupçons du Surveillant général.

Consigne : La démarche adoptée devra s'accompagner de l'écriture des équations, des formules et des calculs appropriés.