

Rappel : le numéro d'anonymat est obligatoire.

Durée de l'épreuve : 1 h 30 Nombre de pages d'énoncé : 2.

Aucun document supplémentaire autorisé. Calculatrice autorisée.

---

On donne la valeur de la constante des gaz parfaits :  $R=8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  et la valeur de la constante de Faraday  $F=96500\text{C}$

### Exercice 1 : Solubilité

Calculer la solubilité du sulfate de baryum :

1) Dans l'eau pure

2) Dans une solution d'acide sulfurique à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . L'acide sulfurique sera considéré comme un diacide fort.

On donne  $\text{p}K_s(\text{BaSO}_4)=-0,97$

### Exercice 2 : Electrolyse

Une solution de  $\text{CuSO}_4$  est électrolysée avec des électrodes de platine jusqu'à la disparition de la couleur bleue due à la présence des ions  $\text{Cu}^{2+}$ . La masse de la cathode a augmenté de  $0,800\text{g}$  au cours de l'électrolyse. Calculer :

-la quantité d'électricité utilisée

-la masse de  $\text{CuSO}_4$  initialement présente dans la solution

-la concentration de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans la solution à la fin de l'électrolyse, le volume total de la solution étant de  $200 \text{ cm}^3$ .

On donne les masses molaires suivantes :  $M(\text{Cu})=63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M(\text{O})=16,0 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M(\text{S})=32,0 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice 3 : Réaction redox

a) L'hémoglobine contient au centre de l'hème un atome de fer à l'état d'oxydation +II qui peut être oxydé par passage à l'état d'oxydation +III. On mélange à pH=7, HbII et HbIII en proportions variables et on mesure le potentiel d'oxydo-réduction à 25°C.

[HbII]/[HbIII]	0,25	0,5	2	4
E(volts)	-0,115	-0,130	-0,170	-0,184

Calculer le potentiel standard dans les conditions expérimentales ci-dessus.

b) L'ascorbate est un réducteur dont l'oxydation en déshydroascorbate met en jeu deux électrons par molécules. Le potentiel standard du couple déshydroascorbate/ascorbate à pH=7 est de 0,058V.

Ecrire l'équation de la réaction de l'hémoglobine sur l'ascorbate et calculer la valeur de la constante d'équilibre.

### Exercice 2 : diagramme potentiel-pH.

On donne sur la figure ci-dessous le diagramme potentiel-pH du fer.

1) Les solutions d'ions Fe(II) sont peu stables en présence d'air. Expliquer pourquoi avec l'aide du diagramme. On donne  $E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})=1,23 \text{ V}$

2) Serait-il judicieux de conserver les solutions d'ions Fe(II) en y introduisant un clou en fer ? Pourquoi ? Ce procédé serait-il valable pour des solutions dont on veut connaître la concentration avec précision ?

