

EXAMEN FINAL

Durée : 1H30mn

(Documents non autorisés, le barème est approximatif)

Partie I : Solubilité (4 points)

Un précipité de fluorure de baryum a été lavé 2 fois avec 250 ml d'eau distillée. Calculer la diminution de masse du précipité après les 2 lavages. Après combien de lavages une masse de 1g de précipité aura-t-elle disparu ?

Données : Ba = 137,3 g/mol., F = 19 g/mol, $K_s = 10^{-6}$

Partie II : Oxydo-réduction (8 points)**Exercice 1 (3 points) :**

1) Ecrire et équilibrer les demi-réactions correspondant aux couples suivants :

(a) HClO /Cl₂

(b) ClO⁻/Cl⁻

2) Ecrire l'expression des potentiels normaux apparents en fonction du pH des deux couples.

Exercice 2 (5 points) :

1- On plonge une électrode de platine dans une solution contenant les ions aux concentrations suivantes :

$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$, $[\text{Cr}^{3+}] = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$, à pH=1.

- Donner l'expression du potentiel pris par l'électrode de platine.
- Calculer ce potentiel.

2- On plonge une autre électrode de platine dans une solution contenant les ions aux concentrations suivantes :

$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$, $[\text{Fe}^{3+}] = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$. Déterminer le potentiel de cette électrode.

3- On relie ces deux demi-piles par un pont électrolytique :

- Faire un schéma de la pile sur lequel on indiquera la polarité de chaque électrode ainsi que le sens de circulation des électrons lorsque la pile débite dans un conducteur ohmique.
- Déterminer la force électromotrice E de cette pile.
- Ecrire l'équation (réaction globale) de fonctionnement de cette pile.

Données : $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1.33 \text{ V}$ et $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77 \text{ V}$

PARTIE III : CINETIQUE (8 points)

La réaction globale suivante : $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$

est étudiée à deux températures $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ et $T_2 = 5 \text{ }^\circ\text{C}$ en mesurant l'évolution de la concentration de A en fonction du temps.

Les résultats expérimentaux sont rassemblés dans le tableau ci-dessous :

	$T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$	$T_2 = 5 \text{ }^\circ\text{C}$
t (heures)	[A] mol.l^{-1}	[A] mol.l^{-1}
0	$8,21 \times 10^{-2}$	$8,21 \times 10^{-2}$
4	$7,19 \times 10^{-2}$	$7,85 \times 10^{-2}$
12	$5,52 \times 10^{-2}$	-
48	$1,68 \times 10^{-2}$	-

- 1) Déterminer l'ordre de la réaction en utilisant la méthode numérique. En déduire les constantes de vitesses aux deux températures.
- 2) Calculer l'énergie d'activation de la réaction. On donne $R = 8,314 \text{ Joule. K}^{-1}.\text{Mol}^{-1}$.
- 3) Calculer le temps de demi-réaction à la température T_1 . En déduire le temps de demi-réaction à la température T_2 .
- 4) Calculer le temps t exprimé en heures et minutes au bout duquel le dixième de la quantité initiale A est transformée à $T_2 = 5 \text{ }^\circ\text{C}$.