

EXAMEN FINAL**Durée : 2 heures (Documents non autorisés)****Barème approximatif** : Partie A (4 points); Partie B (7 points); Partie C (9 points)**Partie - A : Solubilité (4 points)****Exercice 1 :**

Le sulfure de cadmium CdS est très peu soluble dans l'eau ($K_s = 8.10^{-27}$). Afin d'améliorer la dissolution on rajoute de l'ammoniac dans la solution. Il se forme alors du tétraamine de cadmium $Cd(NH_3)_4^{2+}$, de constante $K_i = 2.10^{-7}$ (dissolution).

- 1°) Quelle est la solubilité de CdS en solution aqueuse ?
- 2°) Quelle est la nouvelle solubilité de CdS si on ajoute par litre de solution 0.1, 1 mole de NH_3 ?
- 3°) Conclusion ?

Partie - B : Oxydo-réduction (7 points)**Exercice 2 (3 points) :**

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

- (a) $HClO/Cl_2$
- (b) ClO^-/Cl^-

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

Exercice 3 (4 points) :

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

$[Cr_2O_7^{2-}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, $[Cr^{3+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, à $pH=1$.

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

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

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

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

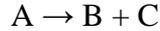
- a- Faire un schéma de la pile sur lequel on indiquera la polarité de chaque électrode ainsi que le sens de circulation des électrons lorsque la pile débite dans un conducteur ohmique.
- b- Déterminer la force électromotrice, E , de cette pile.
- c- Ecrire l'équation (réaction globale) de fonctionnement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

Données : $E^0(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1.33 \text{ V}$ et $E^0(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0.77 \text{ V}$

Partie - C : Cinétique (7 points)

Exercice 4 (4 points)

Soit une réaction du 2^{ème} ordre par rapport à A :



La concentration initiale est $a_0 = 5.10^{-2}$ mol/L et la constante de vitesse égale à $8.8.10^{-2}$ L.mol⁻¹.mn.

- 1°) Quelle est la valeur de $t_{1/2}$? Toute formule doit être démontrée.
- 2°) Au bout de combien de temps 0.03 mol/L ont-ils disparu ?
- 3°) Au bout de combien de temps reste-t-il 10 % de A ? 1% de A ?

Exercice 5 (5 points)

Une réaction chimique du type : $A \rightarrow B + \frac{C}{2}$

se produit en phase gazeuse à 20° C dans un réacteur fermé de volume constant. On suit l'avancement de cette réaction en mesurant dans l'enceinte les variations de la pression totale. Le tableau suivant donne les mesures correspondantes obtenues à 20° C :

t (mn)	0	6	13,5	20	28	35
P(kPa)	41,6	53,6	59,4	61,20	62	62,25

- 1 - Exprimer la pression partielle de A en fonction de P et de Po (pression initiale).
- 2 - Calculer la pression partielle de A aux différents temps.
- 3-Déterminer graphiquement l'ordre de la réaction. En déduire la valeur de la constante de vitesse à 20° C. (On donne $R = 8,314$ Joule.K⁻¹ Mol⁻¹ et on suppose que les gaz sont parfaits).