

**EXAMEN FINAL**  
**Durée : 1 H 30 mn**  
**(Documents non autorisés)**

**Le barème est approximatif et les 4 exercices sont indépendants**

**Partie I - Solubilité (4 points)**

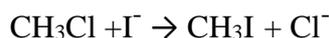
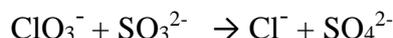
Déterminer la solubilité du sulfure de bismuth  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  :

- dans l'eau,
- dans une solution aqueuse  $10^{-2}$  mole/l de nitrate de bismuth  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,
- dans une solution aqueuse  $10^{-2}$  mole/l de sulfure de sodium  $\text{Na}_2\text{S}$
- Quelle conclusion peut-on en tirer ?

On donne  $K_s(\text{Bi}_2\text{S}_3) = 10^{-70}$  dans l'eau à  $20^\circ\text{C}$ .

**Partie II - Oxydo-réduction (6 points)**

- A) Les réactions suivantes sont-elles des réactions d'oxydo-réduction? Justifier et équilibrer si c'est le cas.



- B) On réalise une pile en plongeant une lame de zinc dans une solution de chlorure de zinc telle que  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,10$  mol/l et une lame de nickel dans une solution de chlorure de nickel telle que  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,10$  mol/l. Les deux demi-piles sont reliées par un pont électrolytique.

La pile débite dans un conducteur ohmique.

- 1°) Faire un schéma de la pile sur lequel seront indiqués, les sens de déplacement des électrons et du courant électrique à l'extérieur de la pile. Déterminer la force électromotrice de la pile.
- 2°) Ecrire l'équation globale de fonctionnement de cette pile. Déterminer la constante d'équilibre de cette pile.
- 3°) Au bout d'un moment, la force électromotrice de la pile est égale à  $E = 0,45$  V. Déterminer le rapport  $[\text{Zn}^{2+}] / [\text{Ni}^{2+}]$  à cet instant.

**Données:**  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76$  V et  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25$  V

### **Partie III – Cinétique (10 points)**

**Exercice 3 (7 points)** : La synthèse d'un composé minéral s'écrit :  $A + B \rightarrow C$

Cette réaction a lieu en phase gazeuse à 27 °C. On suit donc l'avancement de la réaction en mesurant la pression totale dans un réacteur fermé et de volume constant.

L'évolution de cette pression dans le temps s'effectue selon le tableau suivant. A l'origine, les concentrations A et B sont égales.

<b>Temps (mn)</b>	<b>0</b>	<b>11</b>	<b>25</b>	<b>67</b>	<b>150</b>	<b>400</b>
<b>Pression (Pa)</b>	<b>200</b>	<b>190</b>	<b>180</b>	<b>160</b>	<b>140</b>	<b>120</b>

- 1) Exprimer la pression partielle de A (ou de B) en fonction de P et de  $P_0$  (pression initiale).
- 2) Calculer la pression partielle de A (ou de B) à chaque temps.
- 3) Déterminer les concentrations en A (ou B) correspondantes sachant qu'on est en présence de gaz parfaits.
- 4) A l'aide de ces valeurs (calculées en 3)), déterminer **graphiquement** l'ordre de la réaction et donner la valeur de la constante de vitesse k.
- 5) Calculer le temps de demi-réaction.
- 6) En déduire la constante de vitesse à 15 °C si l'énergie d'activation de cette réaction était de 90 KJ / mole.

Données : 0 °C = 273 Kelvin ;  $R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mole}^{-1}$

**Exercice 4 (3 points)**: On dispose d'une solution molaire (1mole/l) d'un composé A peu stable. Au bout de 1000 secondes la moitié de A est décomposée. Calculer la concentration du composé A restant après 2000 secondes dans le cas où la décomposition est d'ordre 2 par rapport à A.

**NB** : L'emploi de formules toutes faites est formellement interdit