

Examen final

(Durée : 2 heures)

Documents non autorisés. Le barème est approximatif.

PARTIE I : SOLUBILITE (4 points)

a) Qu'appelle-t-on produit de solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4 ?
Quelle est sa solubilité dans l'eau sachant que son $K_s = 4 \cdot 10^{-12}$?

b) Qu'appelle-t-on constante d'instabilité d'un complexe ? On prendra pour exemple l'ion complexe argenti-ammoniac $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$.
On veut dissoudre 0.1 mole de chlorure d'argent dans un litre d'une solution d'ammoniac dans l'eau. Calculer la concentration minimale d'ammoniac qui permet cette dissolution.

On donne $K_s(\text{AgCl}) = 10^{-10}$; $K_i[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = 10^{-7,2}$ **PARTIE II : OXYDO-REDUCTION** (4 points)

Une pile est constituée de deux compartiments dont l'un contient 100 ml d'une solution 0,01 M de NiSO_4 , dans laquelle trempe une électrode de nickel, l'autre contenant 80 ml d'une solution 0,1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, dans laquelle trempe une électrode de plomb.

1) Calculer la f.e.m. de cette pile en indiquant le signe des électrodes.

2) On ajoute dans le compartiment de l'électrode de plomb 120 ml d'une solution 0,1 M de Na_2SO_4 . On constate la formation d'un précipité de PbSO_4 ; la f.e.m. de la pile est alors nulle.
Calculer le produit de solubilité de PbSO_4 .

Données : $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ **PARTIE III : CINETIQUE** (12 points)**EXERCICE I** (8 points) :La synthèse d'un composé minéral s'écrit : $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$

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.

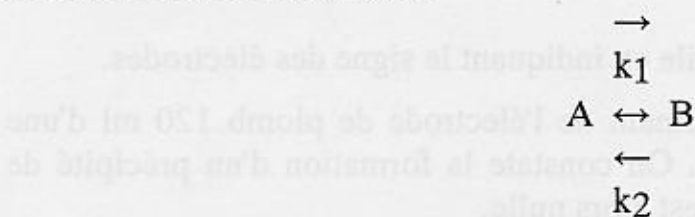
Temps (mn)	0	11	25	67	150	400
Pression (Pa)	200	190	180	160	140	120

- 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 ; $R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mole}^{-1}$.

EXERCICE II (4 points):

On suit la réaction suivante :



par mesure des concentrations en fonction du temps. Sachant que les deux réactions sont d'ordre 1, déterminer les constantes de vitesse k_1 et k_2 à l'aide du tableau ci-dessous :

t(mn)	0	100	∞ (équilibre)
(A) (mol/l)	0,1823	0,1012	0,0495
(B) (mol/l)	0	0,0811	0,1328