

Exercice 1 :

Données : masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : Ag : 107,9 ; Cr : 52 ; O : 16.

On mélange un volume $V_A = 50 \text{ mL}$ de solution de chromate de potassium, $2 \text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$, de concentration $C_A = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_B = 50 \text{ mL}$ de solution de nitrate d'argent, $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$, de concentration $C_B = 4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On observe l'apparition d'un précipité rouge brique de chromate d'argent Ag_2CrO_4 . On filtre le mélange obtenu et on récupère le précipité. Après rinçage et séchage, on obtient une masse $m = 0,21 \text{ g}$.

1- Écrire l'équation de la réaction

2- Déterminer les quantités d'ions argent Ag^+ et chromate CrO_4^{2-} dans l'état initial. Comment peut-on qualifier un tel mélange ? Justifier.

3- Dresser le tableau d'évolution du système réactionnel.

4- Calculer l'avancement maximal x_m de la réaction.

5-a- Définir le taux d'avancement final d'une réaction chimique.

b- Déterminer le taux d'avancement final de la réaction. Conclure.

6-a- Déterminer la composition en quantités de matière du système dans l'état final.

b- Donner le nom d'un tel état.

Exercice 2 :

On fait agir n_{01} mol d'ions iodure I^- avec n_{02} mol d'ions prexodisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, il se produit la réaction d'équation : $2\text{I}^- + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{SO}_4^{2-}$. A un instant de date $t = t_1$, la quantité d'ions sulfate SO_4^{2-} est $n_1 = 0,2 \text{ mol}$.

1- Préciser les couples redox mis en jeu au cours de cette transformation.

2- Dresser le tableau descriptif de l'évolution de ce système chimique.

3- Déterminer l'avancement x_1 de la réaction à l'instant t_1 .

4- La réaction étant totale et l'avancement final est $x_f = 0,4 \text{ mol}$. Sachant que I^- est le réactif limitant, déterminer n_{01} .

Exercice 3 :

On fait réagir une solution d'acide chlorhydrique sur le zinc en poudre . L'équation bilan de la réaction : $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. A $t=0$, on introduit $m=2 \text{ g}$ de poudre de zinc dans un flacon contenant $V_A=40 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A=0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume V .

1- Déterminer les quantités de matière initialement introduite de Zn et H_3O^+

2- compléter le tableau descriptif d'évolution du système

3- en utilisant le tableau descriptif d'évolution déterminer : a- le réactif limitant

b- la concentration des ions Zn^{2+} à la fin de la réaction. le volume de la solution ne varie pas apres ajout de zinc

4- calculer la masse de Zn restant

On donne $M(\text{H})=1\text{g.mol}^{-1}$. $M(\text{Zn})=65,4\text{g.mol}^{-1}$. $V_M = 24\text{mol.L}^{-1}$

équation de la réaction		$2\text{H}_3\text{O}^+$	+	Zn	\longrightarrow	H_2	+	$2\text{H}_2\text{O}$	+	Zn^{2+}
état du système	avancement	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$		$n(\text{Zn})$		$n(\text{H}_2)$		$n(\text{H}_2\text{O})$		$n(\text{Zn}^{2+})$
état initial	$X=0$									
état intermédiaire	x									
état final	X_f									

Prof. G. Soufien 2017-2018