

Sujet 1

I Equilibre chimique

1. Compléter le tableau d'avancement (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ci-dessous. On note x l'avancement volumique.

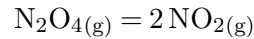
Équation	$\text{Cu}_{(\text{s})} + 2\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} = \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$				$K = 10^{-5}$
État initial ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	excès	0,3	0	0,1	
En cours ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	excès				
État final ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	excès				

2. La réaction est-elle *a priori* très avancée ? très peu avancée ? Justifier.
3. Faire une hypothèse sur l'avancement final. En déduire les concentrations à l'équilibre.

Sujet 2

I Détermination d'une constante d'équilibre

On introduit $n_0 = 50$ mmol de $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ dans un récipient initialement vide de volume $V = 3$ L dont la température est maintenue constante à $T = 300$ K. On considère la réaction



1. Sachant que la pression finale est $P_f = 0,6$ bar, calculer l'avancement final ξ_f .
2. Exprimer la constante d'équilibre K° à la température 300 K en fonction de ξ_f et des données du problème. Faire l'application numérique. Commenter.

Données : on prendra $R = 8$ SI.

II Formation du monoxyde d'azote

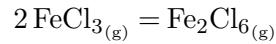
On introduit 17 g d'ammoniac NH_3 avec 32 g de dioxygène pour former de l'eau et du monoxyde d'azote NO. On suppose la réaction totale.

1. Déterminer les masses des différents composés à l'état final. On donne les masses molaires :

$$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad M(\text{N}) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad ; \quad M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Sujet 3

On étudie en phase gazeuse l'équilibre de dimérisation de FeCl_3 , de constante d'équilibre $K^\circ(T)$ à une température T donnée et d'équation-bilan



La réaction se déroule sous une pression totale constante $p_{\text{tot}} = 2p^\circ = 2 \text{ bars}$. À la température $T_1 = 750 \text{ K}$, la constante d'équilibre vaut $K^\circ(T_1) = 20,8$. Le système est maintenu à la température $T_1 = 750 \text{ K}$. Initialement le système contient n_0 moles de FeCl_3 et de Fe_2Cl_6 . Soit n_{tot} la quantité totale de matière d'espèces dans le système.

1. Exprimer la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles des constituants à l'équilibre et de p° .
2. Exprimer le quotient de réaction Q_r en fonction de la quantité de matière de chacun des constituants, de la pression totale p_{tot} et de p° . Calculer la valeur initial $Q_{r,0}$ du quotient de réaction.
3. Le système est-il initialement à l'équilibre thermodynamique ? Justifier la réponse. Si le système n'est pas à l'équilibre, dans quel sens se produira l'évolution ?

On considère désormais une enceinte indéformable, de température constante $T_1 = 750 \text{ K}$, initialement vide. On y introduit une quantité n de FeCl_3 gazeux et on laisse le système évoluer de telle sorte que la pression soit maintenu constante et égale à $p = 2p^\circ = 2 \text{ bars}$. On désigne par ξ l'avancement de la réaction.

4. Calculer à l'équilibre la valeur du rapport $z = \xi/n$.

Sujet 4

I Utilisation du quotient de réaction (★★)

Un récipient de volume $V_0 = 2,00\text{ l}$ contient initialement $0,500\text{ mol}$ de COBr_2 , qui se décompose à une température de $T_0 = 300\text{ K}$ selon la réaction :



Tous les gaz sont supposés parfaits. La réaction se fait à température et à volume constants.

1. Déterminer la pression initiale du système en Pa, puis en bar.
2. Déterminer le quotient de réaction initial de ce système chimique. En déduire le sens d'évolution de ce système.
3. Exprimer la pression totale du système à l'équilibre en fonction de l'avancement à l'équilibre x , T_0 et V_0 .
4. Quelle est la composition du système à l'équilibre, sachant que la constante d'équilibre de la réaction précédemment citée vaut $K^\circ = 5$ à 300 K ?
5. Calculer le pourcentage de $\text{COBr}_2(\text{g})$ décomposé à cette température. Conclure.
6. L'équilibre précédent étant réalisé, on ajoute $2,00\text{ mol}$ de monoxyde de carbone CO , sans modifier la température ni le volume du système. Calculer le quotient de réaction $Q_{r,int}$ juste après l'introduction du monoxyde de carbone et conclure quant à l'évolution ultérieure du système.