

Questions de cours : Evolution d'un système chimique

- 1) Enoncer la loi des gaz parfaits puis calculer le volume molaire du gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression ($P = 1$ bar et $T = 0^\circ\text{C}$).
- 2) Définir les proportions stœchiométriques. Citer trois dosages différents et expliciter succinctement sur quel(s) principe(s) ils reposent.
- 3) Définir le quotient de réaction. Donner le critère qui permet de déterminer le sens d'évolution d'une transformation chimique.
- 4) Définir la constante d'équilibre. Définir une réaction totale. Donner des exemples.
- 5) Donner l'expression de l'activité pour une espèce chimique à l'état gazeux, en solution, pour une phase condensée et pour un solide.

Exercices : Evolution d'un système chimique

1) Relations de base en chimie

Compléter les valeurs manquantes du tableau

Liquides	M (g.mol ⁻¹)	ρ (kg.m ⁻³)	N (mol)	V(mL)	m (g)	C (mol.L ⁻¹)
Octane C ₈ H ₁₈		0,79		15		

2) Préparation d'une solution par dissolution

Une solution d'eau sucrée a été préparée par dissolution de $m_0 = 12$ g de saccharose C₁₂H₂₂O₁₁ pour obtenir un volume total de solution $V_0 = 100$ mL. La masse de la solution obtenue vaut $m_1 = 103,92$ g.

- 1 - Calculer la masse volumique ρ de la solution d'eau sucrée.
- 2 - Calculer la concentration en masse en saccharose C_m.
- 3 - Calculer la concentration molaire en saccharose C.

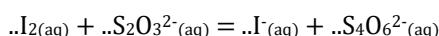
3) Calculer une fraction molaire

La vodka correspond à un mélange eau-éthanol (C₂H₅OH) à 44,7°, c'est-à-dire qu'un litre de vodka renferme 447 mL d'alcool. On donne la densité de l'éthanol $d = 0,7904$.

- 1 - Calculer la composition massique de la vodka.
- 2 - En déduire les fractions molaires eau-éthanol dans le mélange.

4) Construire un tableau d'avancement

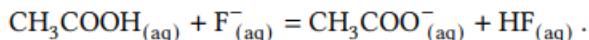
L'équation de la réaction entre $5,0 \times 10^{-3}$ mol de diiode I_{2(aq)} et $9,0 \times 10^{-3}$ mol d'ions thiosulfates S₂O₃²⁻(aq) est :



- 1 - Compléter l'équation de la réaction ci-dessus :
- 2 - Construire le tableau d'avancement associé.
- 3 - Préciser si le mélange initial est stœchiométrique.
- 4 - En supposant la réaction totale, déterminer la composition finale du mélange.

5) Etat final d'un système chimique (1)

Considérons un système de volume 20 mL évoluant selon la réaction d'équation bilan



Sa constante d'équilibre à 25 °C vaut $K^\circ = 10^{-1,60} = 2,5 \cdot 10^{-2}$.

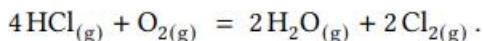
Déterminer le sens d'évolution du système et l'avancement à l'équilibre en partant des deux situations initiales suivantes.

1 - $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ mais $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = 0$.

2 - $[\text{CH}_3\text{COOH}]_i = [\text{F}^-]_i = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = [\text{HF}]_i = c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

6) Déterminer une constante d'équilibre en phase gazeuse

On étudie l'équilibre de Deacon,



On procède sous une pression de 10 bar à partir d'un mélange de n mol de HCl et $5n$ mol d'air. À l'équilibre on a $p_{\text{O}_2} = 2p_{\text{Cl}_2}$. Déterminer la valeur de la constante d'équilibre K° .

7) Rupture d'équilibre chimique

On considère la réaction de dissolution du chlorure d'argent :

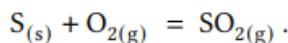


Sa constante d'équilibre vaut $K_s = 10^{-10}$. On se place dans $V = 100 \text{ mL}$ de solution.

1. Déterminer l'avancement à l'équilibre ξ_{eq} .
2. Proposer un exemple de condition initiale (quantité de matière en chlorure d'argent AgCl) pour laquelle l'équilibre est atteint. Déterminer les quantités de matière finales dans ce cas.
3. Proposer un exemple de condition initiale pour laquelle il n'est pas possible d'atteindre l'équilibre. Déterminer les quantités de matière à l'état final dans ce cas.

8) Etat final d'un système chimique (2)

On introduit dans un creuset à combustion une masse $m = 0,30 \text{ g}$ de fleur de soufre (soufre pur solide se présentant sous forme d'une poudre jaune). On enflamme le soufre avec un bec bunsen et on place immédiatement le creuset dans un flacon de volume $V = 1,0 \text{ L}$ contenant de l'air sous pression initialement de $P = 1,0 \text{ bar}$. On referme hermétiquement le flacon. On observe alors une combustion lente du soufre dans l'air, décrite par la réaction



On suppose la réaction réalisée à $T = 25 \text{ °C}$ où $K^\circ = 4 \cdot 10^{52}$. On rappelle que l'air est un mélange constitué de 80 % de diazote et 20 % d'oxygène (les pourcentages sont des fractions molaires).

Données :

- masses molaires $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{S}} = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- constante des gaz parfaits $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- 1 - Calculer les quantités de matière initiales de soufre, de dioxygène et de diazote contenues dans le flacon.
- 2 - Construire le tableau d'avancement de la réaction. Que peut-on dire de la quantité de matière totale de gaz au cours de la transformation ? Qu'en déduit-on pour la pression ?
- 3 - Déterminer la composition finale du système : masse restante de soufre et pression partielle des différents gaz.