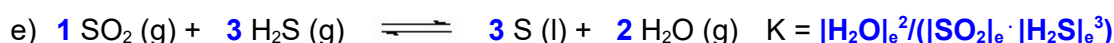
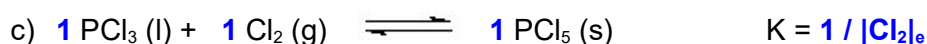
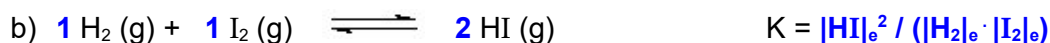
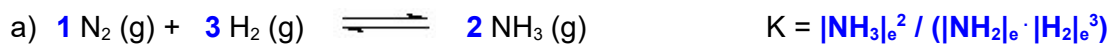


Module 4.2 : Équilibre dynamique

4.2.1. Écrivez, en vous basant sur la loi d'action de masse de Guldberg et Waage, l'expression des constantes d'équilibre relatives aux équations chimiques suivantes :



4.2.2. Soit la réaction : $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

On chauffe à 250°C une certaine quantité de réactif dans un récipient de 12 litres. A l'équilibre, le récipient contient 0,21 moles de PCl_5 , 0,32 de PCl_3 et 0,32 de Cl_2 .

a) Calculez la constante d'équilibre.

b) Calculez la concentration initiale en PCl_5 .

Stratégie :

a) **Exprimer la constante d'équilibre et remplacer par les valeurs de l'énoncé.**

b) **Déterminer le nombre de mole de réactif restant et y ajouter, après utilisation des règles de la stœchiométrie, le nombre de mole de réactifs utilisés pour créer les produits.**

Réponse :

$$\text{a) } K = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{\frac{0,32 \text{ mol}}{12 \text{ L}} \cdot \frac{0,32 \text{ mol}}{12 \text{ L}}}{\frac{0,21 \text{ mol}}{12 \text{ L}}} = 0,041 \text{ mol / L}$$

b) **Stoechio 1/1 => il a fallu 0,32 mol de PCl_5 pour créer 0,32 mol de PCl_3 .**

=> 0,32 mol + 0,21 mol = 0,53 mol

4.2.3. On effectue la réaction : $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{F}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ClF} (\text{g})$ à 2230°C ($K = 20$)

Au cours de la réaction, une analyse relève la composition suivante du mélange : $0,18 \text{ mol/L}$ de Cl_2 , $0,30 \text{ mol/L}$ de F_2 et $0,92 \text{ mol/L}$ de ClF . La réaction est-elle à l'équilibre ?

Stratégie : Si la réaction est à l'équilibre, les concentrations proposées introduites dans l'expression de la constante d'équilibre devra mener au résultat de 20.

Réponse :

$$Q = \frac{[\text{ClF}]^2}{[\text{Cl}_2][\text{F}_2]} = \frac{(0,92 \text{ mol/L})^2}{(0,18 \text{ mol/L}) \cdot (0,30 \text{ mol/L})} = 17 \neq 20 \Rightarrow \text{pas à l'équilibre}$$

$\Rightarrow$ la réaction va encore créer du produit (ClF) car la concentration en ClF doit augmenter et celles en F_2 et Cl_2 diminuer pour arriver à la valeur de 20.

4.2.4. On effectue la synthèse du méthanol : $\text{CO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH} (\text{g})$ avec les concentrations initiales : $[\text{CO}]_0 = 1.0 \text{ M}$; $[\text{H}_2]_0 = 0.8 \text{ M}$; $[\text{CH}_3\text{OH}]_0 = 0.0 \text{ M}$. On constate qu'à l'équilibre $[\text{CH}_3\text{OH}]_e = 0.2 \text{ M}$. Calculez les valeurs de $[\text{CO}]_e$ et de $[\text{H}_2]_e$ et esquissez l'allure de l'évolution des concentrations des réactifs et produits.

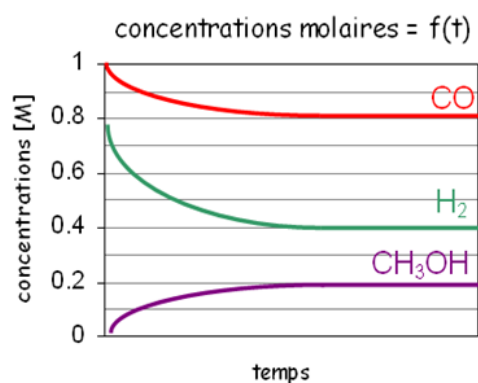
Stratégie : Déterminer le nombre de mole de réactif restant et y ajouter, après utilisation des règles de la stœchiométrie, le nombre de mole de réactifs utilisés pour créer les produits.

Résolution :

	$[\text{CO}]$	$[\text{H}_2]$	$[\text{CH}_3\text{OH}]$
$C_i \text{ M}$	1.0	0.8	0.0
$\Delta C \text{ M}$	-x	-2x	+x
$C_e \text{ M}$	1-x	0.8 - 2x	0 + x = 0.2

$$[\text{CO}]_e = 1 - 0.2 = 0.8 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2]_e = 0.8 - 2 \cdot 0.2 = 0.4 \text{ M}$$



4.2.5. Soit la réaction $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ à 986°C avec $K = 0,63$.

On relève les quantités suivantes dans le mélange réactionnel : 0,09 mol/L de CO, 0,06 mol/L de H₂O, 0,18 mol/L de CO₂ et 0,12 mol/L de H₂. La réaction est-elle à l'équilibre ?

On fait une nouvelle mesure 1h plus tard. Les quantités auront-elles variées ? Si oui indiquez si elles auront augmenté ou diminué.

Stratégie : Si la réaction est à l'équilibre, les concentrations proposées introduites dans l'expression de la constante d'équilibre devra mener au résultat de 0,63.

Réponse :

$$Q = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0,18 \text{ mol/L}) \cdot (0,12 \text{ mol/L})}{(0,09 \text{ mol/L}) \cdot (0,06 \text{ mol/L})} = 4 \neq 0,63$$

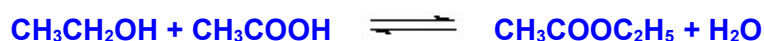
=> pas à l'équilibre

=> la réaction va encore créer des produits (CO₂ et H₂) car les concentrations en CO₂/H₂ doivent augmenter et celles en CO/H₂O diminuer pour arriver à la valeur de 0,63.

4.2.6. Si l'on fait réagir de l'éthanol (CH₃CH₂OH) avec de l'acide acétique (CH₃COOH) on obtient, par réaction réversible, de l'acétate d'éthyle (CH₃COOC₂H₅) et de l'eau.

a) Posez l'équation de la réaction.

b) En mélangeant à température ambiante, une mole d'éthanol et une mole d'acide acétique, on obtient, une fois l'équilibre atteint 2/3 de mole d'acétate d'éthyle et 2/3 de mole d'eau. Calculez la constante d'équilibre.



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_e \cdot [\text{H}_2\text{O}]_e}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]_e \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]_e} = \frac{\frac{2}{3} \cdot \frac{2}{3}}{\frac{1}{3} \cdot \frac{1}{3}} = 4$$