

Exercices: constante d' équilibre

XII.1.: Un mélange de 2 moles de H_2 et 2 moles de I_2 réagissent dans un contenant de 4 litres à une température constante de $25^\circ C$. A l'équilibre on trouve 3.12 moles de $HI(g)$. Calculer la valeur de K_c .

Réaction chimique: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$

Concentrations à $t = 0$ 0,5 M 0,5 M 0 M

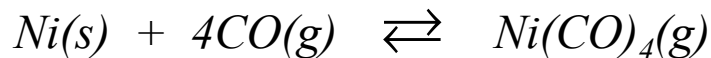
La formation de 0,78 M HI demande $0,78/2 \text{ M} = 0,39 \text{ M}$ de H_2 et 0,39 M de I_2 .

A l'équilibre restent: $0,5 \text{ M} - 0,39 \text{ M} = 0,11 \text{ M}$ de chaque réactif (H_2 et I_2).

Concentrations à l'équilibre: 0,11 M H_2 , 0,11 M I_2 et 0,78 M HI.

$$K_c = \frac{(0,78)^2}{(0,11)(0,11)} = 50,28 \frac{M^2}{M^2} = \underline{50,28}$$

XII.2.: La concentration de $[\text{Ni}(\text{CO})_4] = 0.85 \text{ M}$ à l'équilibre pour la réaction chimique suivante dont $K_c = 5 \times 10^4 \text{ M}^{-3}$ à 25°C .



Calculer la concentration de $\text{CO}(g)$ à l'équilibre.

$$K_c = \frac{[\text{Ni}(\text{CO})_4]}{[\text{CO}]^4} = 5 \cdot 10^4 \text{ M}^{-3} \quad [\text{CO}]^4 = \frac{[\text{Ni}(\text{CO})_4]}{K_c} = \frac{0,85}{5 \cdot 10^4} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}^4$$

$$[\text{CO}] = \sqrt[4]{1,7 \cdot 10^{-5}} = \underline{0,064 \text{ M}}$$

XII.3.: Pour la réaction $2 \text{CH}_4(g) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2(g) + 3 \text{H}_2(g)$

la concentration initial de $[\text{CH}_4] = 0,115 \text{ M}$. A 1700°C , le mélange réactionnel à l'équilibre contient $0,035 \text{ M}$ de C_2H_2 . Quel est la valeur de K_c ?

La formation de $0,035 \text{ M}$ de C_2H_2 demande $2 \times 0,035 = 0,07 \text{ M}$ de méthane et produit $3 \times 0,035 = 0,105 \text{ M}$ d'hydrogène.

A l'équilibre, il restent $0,115 - 0,07 = 0,045 \text{ M}$ de CH_4 .

$$K_c = \frac{[0,035][0,105]^3}{[0,045]^2} = \underline{2 \cdot 10^{-2} \text{ M}^2}$$

XII.4.: Soit la réaction $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$

Sachant que dans les conditions de température dans lesquelles on travaille, la constante d'équilibre $K = 0.75$, calculer le nombre de moles de CO_2 formées à l'équilibre si on part de :

4 moles de CO et 2 moles de H_2O (dans une enceinte fermée de 1 L)

a. $K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = 0,75$

b.

| | CO | H ₂ O | CO ₂ | H ₂ |
|-----------------|-------|------------------|-----------------|----------------|
| C à $t = 0$ | 4 | 2 | 0 | 0 |
| changement | - x | - x | + x | + x |
| C à l'équilibre | 4 - x | 2 - x | + x | + x |

c. $0,75 = \frac{x \cdot x}{(4 - x)(2 - x)} = \frac{x^2}{8 - 6x + x^2}$

$0 = -0,25 x^2 - 4,5 x + 6$

$x_1 = -19,24$ $x_2 = 1,24$

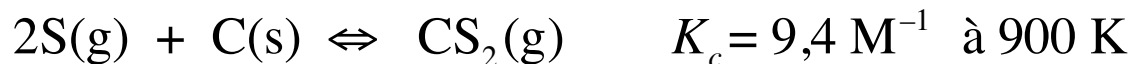
à l'équilibre: 1,24 moles de CO_2

1,24 moles de H_2

$4 - 1,24 = 2,76$ moles de CO

$2 - 1,24 = 0,76$ moles de H_2O

XII.5.: Le disulfure de carbone, utilisé comme solvant, peut être préparé en chauffant du soufre et du charbon à 900 K selon la réaction:



Quelle concentration de CS₂ peut-on produire si on chauffe à 900 K un système réactionnel contenant du soufre 0,700 M en présence de charbon en excès et qu'on attende que l'équilibre soit établi?

$$9,4 = \frac{[\text{CS}_2]}{[\text{S}]^2}$$

| | S | CS ₂ |
|-----------------|-----------|-----------------|
| C à t = 0 | 0,7 | 0 |
| changement | - 2 x | x |
| C à l'équilibre | 0,7 - 2 x | + x |

$$0 = 37,6 x^2 - 27,32 x + 4,606$$

$$x_1 = 0,461 \text{ M} \quad \underline{x_2 = 0,266 \text{ M}}$$

$$9,4 = \frac{x}{(0,7 - 2x)(0,7 - 2x)}$$

On peut produire 0,266 M CS₂