

Fiche 1 :

L'équilibre chimique

Exercice 1

Quelle information générale obtient-on en observant l'ordre de grandeur de la constante d'équilibre ?

Si $K > 10^4$: la réaction est considérée comme totale

Exercice 2

Pour chacun des équilibres suivants, donner l'expression du quotient de réaction :

$$(a) Q_r = \frac{[C_6H_5CO_2^-] \times [H_3O^+]}{[C_6H_5CO_2H]}$$

$$(b) Q_r = \frac{[C_2H_5NH_3^+] \times [HO^-]}{[C_2H_5NH_2]}$$

$$(c) Q_r = \frac{1}{[Fe^{3+}] \times [HO^-]^3}$$

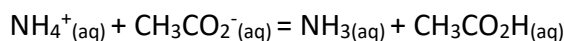
$$(d) Q_r = \frac{[I^-]^2 \times [S_4O_6^{2-}]}{[I_2] \times [S_2O_3^{2-}]^2}$$

$$(e) Q_r = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$$

$$(f) Q_r = [Al^{3+}]^2 \times [SO_4^{2-}]^3$$

Exercice 3

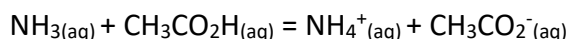
1) L'équation de la réaction entre les ions ammonium et les ions éthanoate est



La valeur de la constante d'équilibre de cette réaction est $K = 3,98 \cdot 10^{-5}$ à 25°C

Expression de la constante d'équilibre K : $K = \frac{[NH_3] \times [CH_3CO_2H]}{[NH_4^+] \times [CH_3CO_2^-]}$

2) Equation de la réaction entre l'ammoniac NH_3 et l'acide éthanoïque CH_3CO_2H



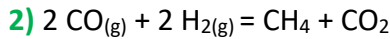
Constante d'équilibre K' de cette réaction : $K = \frac{[NH_4^+] \times [CH_3CO_2^-]}{[NH_3] \times [CH_3CO_2H]} = \frac{1}{K} = \frac{1}{3,98 \cdot 10^{-5}} = 2,51 \cdot 10^4$

Exercice 4

1) $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$

Concentrations à l'équilibre : $[H_2]_{eq} = 0,064 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $[I_2]_{eq} = 0,016 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $[HI]_{eq} = 0,250 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

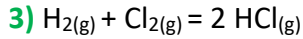
Constante d'équilibre de la réaction $K = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq} \times [I_2]_{eq}} = \frac{0,25^2}{0,064 \times 0,016} = 61,04$



Concentrations à l'équilibre :

$[\text{CO}]_{\text{eq}} = 4,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1,15 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{CH}_4]_{\text{eq}} = 5,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = 4,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

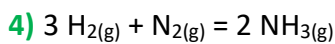
Constante K d'équilibre pour la réaction $K = \frac{[\text{CH}_4]_{\text{eq}} \times [\text{CO}_2]_{\text{eq}}}{[\text{CO}]^2 \times [\text{H}_2]^2} = \frac{5,14 \cdot 10^{-4} \times 4,12 \cdot 10^{-4}}{(4,3 \cdot 10^{-6} \times 1,15 \cdot 10^{-5})^2} = 8,66 \cdot 10^{29}$



$K = 4 \cdot 10^{31}$; $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = [\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 10^{-16} \text{ mol.L}^{-1}$,

Concentration à l'équilibre du chlorure d'hydrogène HCl

$K = \frac{[\text{HCl}]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2] \times [\text{Cl}_2]} \rightarrow [\text{HCl}] = \sqrt{K \times [\text{H}_2] \times [\text{Cl}_2]} = \sqrt{4 \cdot 10^{31} \times 10^{-16} \times 10^{-16}} = 0,63 \text{ mol.L}^{-1}$



$K = 6,0 \cdot 10^{-2}$; $[\text{H}_2] = 0,250 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{NH}_3] = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration de N_2 dans le mélange à l'équilibre

$K = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2]_{\text{eq}}^3 \times [\text{N}_2]_{\text{eq}}} \rightarrow [\text{N}_2]_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2]_{\text{eq}}^3 \times K} = \frac{0,05^2}{0,25^3 \times 6 \cdot 10^{-2}} = 2,7 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 5

A 250°C , le pentachlorure de phosphore se décompose partiellement en dichlore et en trichlorure de phosphore, selon la réaction : $\text{PCl}_{5(g)} = \text{Cl}_{2(g)} + \text{PCl}_{3(g)}$

Expression du quotient de réaction : $Q_r = \frac{[\text{Cl}_2] \times [\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]}$

Tableau descriptif de la réaction à l'équilibre

Le nombre de mole de pentachlorure de phosphore $\text{PCl}_{5(g)}$ est :

- avant réaction : $n_{\text{PCl}_5}(i) = 0,25 \text{ mol}$

- à l'équilibre : $n_{\text{PCl}_5}(\text{eq}) = 0,19 \text{ mol}$

	$\text{PCl}_{5(g)}$	=	$\text{Cl}_{2(g)}$	+	$\text{PCl}_{3(g)}$
$X_i = 0$	0,25		0		0
X	$0,25 - x$		x		x
X_{eq}	0,19		0,06		0,06

Valeur de l'avancement à l'équilibre : $0,25 - x_{\text{eq}} = 0,19 \rightarrow x_{\text{eq}} = 0,25 - 0,19 = 0,06 \text{ mol}$

A l'équilibre, le mélange contient 0,19 mol de PCl_5 , 0,06 mol de Cl_2 et PCl_3

Concentration des espèces à l'équilibre : Le volume total occupé par les gaz est de 0,5 L

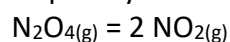
$[\text{PCl}_5]_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{0,19}{0,5} = 0,38 \text{ mol.L}^{-1}$ $[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{0,06}{0,5} = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{PCl}_3]_{\text{eq}} = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} = \frac{0,06}{0,5} = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$

Valeur de la constante d'équilibre $K = Q_r(\text{eq}) = \frac{[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} \times [\text{PCl}_3]_{\text{eq}}}{[\text{PCl}_5]_{\text{eq}}} = \frac{0,12 \times 0,12}{0,38} = 3,8 \cdot 10^{-2}$

Exercice 6

Le peroxyde d'azote N_2O_4 se transforme en partie en dioxyde d'azote NO_2 selon la réaction



Expression du quotient de réaction $Q_r = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$

Tableau descriptif de la réaction à l'équilibre

A 25°C, le nombre de mole initiale de N_2O_4 est de 0,100 mole ; à l'équilibre il est de 0,0844 mole.

	$N_2O_{4(g)}$	=	$2 NO_{2(g)}$
$X_i = 0$	0,100		0
X	$0,100 - x$		$2x$
X_{eq}	0,0844		0,0312

Valeur de l'avancement à l'équilibre : $0,100 - x_{eq} = 0,0844 \rightarrow x_{eq} = 0,100 - 0,0844 = 0,0156$ mol

A l'équilibre le milieu contient 0,0844 mol de N_2O_4 et 0,0312 mol de NO_2

Concentration des espèces à l'équilibre : Le volume total occupé par les gaz est de 2,0 L

$$[N_2O_4]_{eq} = \frac{n_{N_2O_4}}{V} = \frac{0,0844}{2} = 0,0422 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[NO_2]_{eq} = \frac{n_{NO_2}}{V} = \frac{0,0312}{2} = 0,0156 \text{ mol.L}^{-1}$$

Valeur de la constante d'équilibre $K = Q_r(eq) = \frac{[NO_2]_{eq}^2}{[N_2O_4]_{eq}} = \frac{0,0156^2}{0,0422} = 5,8 \cdot 10^{-3}$

Exercice 7

La réaction entre l'acide éthanoïque CH_3COOH et le méthanol CH_3OH forme un ester, l'éthanoate de méthyle CH_3COOCH_3 et de l'eau suivant la réaction : $CH_3COOH_{(l)} + CH_3OH_{(l)} = CH_3COOCH_3_{(l)} + H_2O_{(l)}$

La réaction est athermique

Dans quel sens est déplacé l'équilibre si :

- On retire l'ester formé au fur et à mesure de sa formation ?

L'équilibre évolue dans le sens de la formation de l'ester donc dans le sens direct

- On retire l'eau au fur et à mesure de sa formation ?

L'équilibre évolue dans le sens de la formation de l'eau donc dans le sens direct

- On augmente la température de la réaction

La réaction est athermique : donc une élévation de température ne déplace pas l'équilibre

Exercice 8

On considère l'équilibre suivant : $C_{(s)} + CO_{2(g)} = 2 CO_{(g)}$

1) Effet sur la concentration du $CO_{2(g)}$ à l'équilibre si on diminue la concentration de CO

Si l'expérimentateur diminue la concentration de CO, le système va réagir pour compenser la perte de CO ; l'équilibre est donc déplacé dans le sens direct, sens de la formation de CO, mais aussi sens de la consommation de CO_2 . Par conséquent la concentration de CO_2 va diminuer.

2) Doit-on augmenter ou diminuer le volume total du mélange en vue d'augmenter le rendement de la transformation du carbone et du dioxyde de carbone en monoxyde de carbone ?

Si on augmente la pression, le système évolue dans le sens de la diminution de la pression donc dans le sens d'une diminution du nombre de moles de gaz

Et inversement lorsque l'on diminue la pression, le système évolue dans le sens de l'augmentation du nombre de moles de gaz

Dans le cas présent, on veut augmenter le rendement donc favoriser la réaction dans le sens direct, sens de la production de CO. Dans le sens direct, on a une augmentation du nombre de moles de gaz (de 1 mol de CO_2 on passe à 2 moles de CO) ; il faut donc diminuer la pression. **On diminue la pression en augmentant le volume total du mélange**

Exercice 9

Un équilibre dépend de la pression si le nombre de moles de composés gazeux est différent dans les réactifs et les produits

$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} = 2 NH_{3(g)}$: on passe de 4 moles de gaz à 2 moles de gaz

↳ **l'équilibre dépend de la pression**

$H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2 HI_{(g)}$: on passe de 2 moles de gaz à 2 moles de gaz

↳ **l'équilibre ne dépend pas de la pression**

$2 CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2 CO_{2(g)}$: on passe de 3 moles de gaz à 2 moles de gaz

↳ **l'équilibre dépend de la pression**

$N_2O_{4(g)} = 2 NO_{2(g)}$: on passe de 1 mole de gaz à 2 moles de gaz

↳ **l'équilibre dépend de la pression**

$C_{(s)} + CO_{2(g)} = 2 CO_{(g)}$: on passe de 1 moles de gaz à 2 moles de gaz

↳ **l'équilibre dépend de la pression**

Si on augmente la pression, le système évolue dans le sens de la diminution de la pression donc dans le sens d'une diminution du nombre de moles de gaz

$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} = 2 NH_{3(g)}$: L'équilibre évolue dans le sens de la diminution du nombre de moles de gaz donc dans le sens direct

$2 CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2 CO_{2(g)}$: L'équilibre évolue dans le sens de la diminution du nombre de moles de gaz donc dans le sens direct

$N_2O_{4(g)} = 2 NO_{2(g)}$: L'équilibre évolue dans le sens de la diminution du nombre de moles de gaz donc dans le sens indirect

$C_{(s)} + CO_{2(g)} = 2 CO_{(g)}$: L'équilibre évolue dans le sens de la diminution du nombre de moles de gaz donc dans le sens indirect