

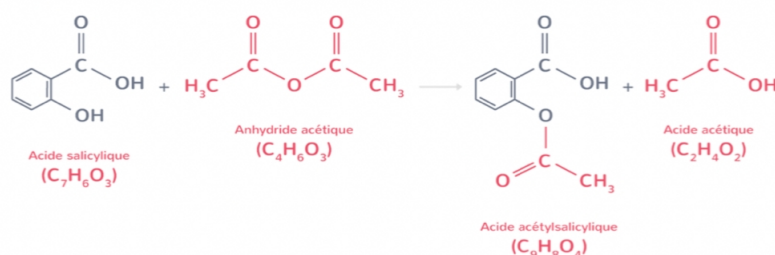
Exercices

C4 : transformations chimiques

Exercice n°1

Classer les transformations suivantes dans l'une des trois catégories : transformation nucléaire, transformation physique ou transformation chimique.

1. Fusion du fer : $\text{Fe}_{(\text{solide})} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{liquide})}$
2. Combustion du propane : $\text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})} + 5 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
3. Synthèse de l'aspirine :



4. Désintégration du sodium : ${}^{22}_{11}\text{Na} \rightarrow {}^{22}_{10}\text{Ne} + {}^0_1e + {}^0_0\nu_e$
5. Sublimation du diiode : $\text{I}_{2(\text{s})} \rightarrow \text{I}_{2(\text{g})}$
6. Fission de l'uranium 235 : ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^0_1n \rightarrow {}^{92}_{36}\text{Kr} + 3 {}^0_1n$

Exercice n°2

Calculer la pression exercée par 1,25 g de diazote N_2 contenu dans un flacon de volume $V_0 = 250 \text{ mL}$ à la température $\theta = 20^\circ\text{C}$. On donne la masse molaire du diazote : $M = 28,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Exercice n°3

Pour simuler l'atmosphère d'une planète, un mélange de gaz est utilisé : il est constitué de 320 mg de méthane CH_4 ($M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$), 175 mg d'argon Ar ($M(\text{Ar}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$) et 225 mg de diazote ($M(\text{N}_2) = 28 \text{ g.mol}^{-1}$). La pression partielle du diazote est 15,2 kPa à 300 K.

Calculer

- la pression totale,
- le volume du mélange,
- la densité du mélange.

Nous assimilerons tous les gaz à des gaz parfaits.

La masse volumique de l'air à 300 K est égale à : $1,161 \text{ g.L}^{-1}$ sous la pression $P = 1 \text{ bar}$.

Exercice n°4

Equations de réaction à équilibrer :

1. $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
3. $\text{I}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \text{I}^-$
4. $\text{Al} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Fe} + (\text{H}^+ + \text{Cl}^-) \rightarrow \text{H}_2 + (\text{Fe}^{2+} + 2 \text{Cl}^-)$

Fer + acide chlorhydrique $\rightarrow$ dihydrogène + chlorure de fer

8. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Exercice n°5

La synthèse industrielle de l'ammoniac en phase gazeuse se fait selon le procédé HABER-BOSCH à partir de diazote et de dihydrogène : $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})}$

1. Ajuster l'équation de réaction ci-dessus.
2. Initialement, le milieu réactionnel contient n_1 mol de $\text{N}_{2(\text{g})}$, n_2 mol de $\text{H}_{2(\text{g})}$ et n_3 mol de $\text{NH}_{3(\text{g})}$. Etablir le tableau de l'avancement de la réaction en introduisant l'avancement ξ (en mol) de la réaction.

On considère de nouveau la réaction de synthèse de l'ammoniac et on opère dans des conditions telles qu'initialement $n_1 = n_2 = n_3 = 12$ mol. Expérimentalement, on constate qu'à la fin de la réaction, la quantité de matière en ammoniac a augmenté de 50 % par rapport à la valeur initiale.

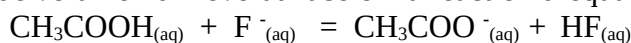
3. Calculer l'avancement maximal ξ_{max} de la réaction.
4. Calculer l'avancement final ξ_f de la réaction.

La réaction est-elle totale ou limitée ? En déduire le rendement de la synthèse.

5. Calculer les quantités de matière finales de chacun des participants de la réaction.

Exercice 6

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



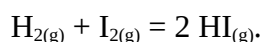
Sa constante d'équilibre vaut à 25°C: $K = 10^{-1,6} = 2,5 \cdot 10^{-2}$.

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

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

Exercice 7

Considérons l'équilibre suivant :



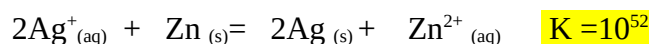
A 448°C, on introduit une demi mole de H_2 et 0,5 moles de I_2 dans un récipient de 10 litres.

A l'équilibre, il y a 0.11 moles de H_2 , 0.11 moles de I_2 et 0.78 moles de HI .

1. Quelle est l'expression de K_{eq} ?
2. Quelle est la valeur de K_{eq} ?
3. Quelles seraient toutes les concentrations à l'équilibre, si on démarre la réaction avec 3 moles de diiode et une demi mole de dihydrogène ?

Exercice 8

On introduit de la poudre de zinc dans une solution de volume $V = 100 \text{ mL}$ contenant initialement du chlorure d'argent. On donne, dans les conditions de l'expérience, la constante de l'équilibre suivant :



1. Exprimer K en fonction des concentrations des espèces en solution.
2. Sachant que l'on introduit du zinc en excès et que la concentration initiale de la solution en chlorure d'argent ($\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$) était $c = 0,1 \text{ mol/L}$, déterminer la composition finale du système.

Exercice 9

A 817°C, la constante d'équilibre K_{eq} de la réaction entre CO_2 pur et un excès de carbone est égale à 10 : $\text{CO}_{2(\text{g})} + \text{C}_{(\text{s})} = 2 \text{CO}_{(\text{g})}$

1. Ecrire l'équation de K_{eq} .
2. Calculer les pressions partielles de CO_2 et de CO à l'équilibre, sachant qu'à 817°C la pression totale dans le réacteur est de 4 atm.
3. Le volume du réacteur est de 5 litres. En déduire le nombre de moles de CO et de CO_2 à l'équilibre.