

- Les systèmes physico-chimiques : description et évolution -

Données : - Les masses molaires atomiques sont à chercher dans les tables
 - Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

• EXERCICE 01 :

On mélange $n_1 = 0,100 \text{ mol}$ d'aluminium solide et $n_2 = 0,090 \text{ mol}$ de dioxygène gazeux sous une pression atmosphérique de 1013 hPa et une température de 25 °C. Ces deux espèces chimiques réagissent pour former de l'alumine selon la réaction totale d'équation chimique : $4 \text{ Al}_{(s)} + 3 \text{ O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_{3(s)}$

- 1) Calculer la masse m_1 d'aluminium et le volume V_2 de dioxygène nécessaires à la réalisation du mélange décrit ci-dessus.
- 2) En s'aidant d'un tableau d'avancement (à ne compléter qu'avec les notations n_1 , n_2 et ξ_F), déterminer la masse d'alumine qui sera obtenue dans l'état final.
- 3)
 - a- On souhaite réaliser un mélange initial stœchiométrique avec $n_1 = 0,100 \text{ mol}$ d'aluminium. Quelle quantité de matière n_2 de dioxygène doit-on utiliser ?
 - b- Quelle est la particularité de l'état final de ce mélange ?
- 4) On produit annuellement $m_{\text{année}} = 40\,000$ tonnes d'alumine. Déterminer la masse minimale d'aluminium $m_{\text{min}}(\text{Al})$ et le volume minimum de dioxygène $V_{\text{min}}(\text{O}_2)$ qui est nécessaire pour produire cette quantité d'alumine à 1013 hPa et à 25 °C.

• EXERCICE 02 :

On mélange $V_A = 50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse contenant une espèce A à la concentration molaire $C_A = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ avec $V_B = 150 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse contenant une espèce B à la concentration molaire $C_B = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.

Il se forme $m_F(C) = 1,62 \text{ g}$ d'un solide C de masse molaire $M(C) = 450 \text{ g.mol}^{-1}$ selon la réaction limitée d'équation chimique : $\text{A}_{(aq)} + 2 \text{ B}_{(aq)} \rightleftharpoons 2 \text{ C}_{(s)}$

- 1- En s'aidant éventuellement d'un tableau d'avancement (à ne compléter qu'avec les notations C_A , C_B , V_A , V_B et ξ_F), montrer que cette réaction est limitée.
- 2- Déterminer les concentrations molaires finales $C_{A,F}$ et $C_{B,F}$ des espèces A et B.

• EXERCICE 03 :

On étudie la réaction en phase gazeuse entre l'ammoniac NH_3 et le dioxygène qui forment du diazote et de la vapeur d'eau. Le mélange contient $n_1^0 = 18,0 \text{ mol}$ d'ammoniac et $n_2^0 = 15,0 \text{ mol}$ de dioxygène dans l'état initial. La réaction a lieu à une température $T = 200 \text{ }^\circ\text{C}$ dans un réacteur de volume constant $V = 50,0 \text{ L}$.

- 1) Écrire l'équation chimique de la réaction en faisant intervenir les coefficients stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
- 2) Quelle sera la composition finale du mélange réactionnel à la fin de la réaction si on suppose la transformation totale ?

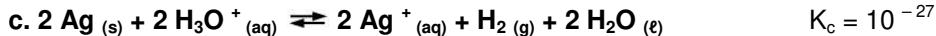
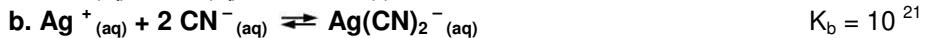
- 3) Calculer la pression finale dans le réacteur ainsi que la pression partielle finale des produits dans le réacteur

Dans l'état final, la pression du mélange vaut en réalité $P_F = 27,5 \text{ bar}$.

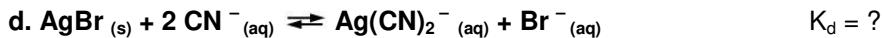
- 4) Montrer que l'avancement final vaut $\xi_F = 1,95 \text{ mol}$.
- 5) Calculer le taux d'avancement dans l'état final.
- 6) Exprimer la constante d'équilibre K^0 en fonction de ξ_F , P_F , n_1^0 et n_2^0 puis faire l'application numérique.
- 7) Quelle quantité d'ammoniac devrait comporter le mélange initial pour être stœchiométrique ?

• EXERCICE 04 :

- 1) Écrire les expressions des constantes d'équilibre des réactions suivantes :



- 2) En déduire les valeurs des constantes d'équilibre des réactions suivantes

**• EXERCICE 05 :**

Soit la réaction équilibrée :



Dans les conditions de l'expérience, sa constante d'équilibre vaut : $K = 0,10$.

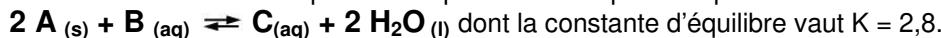
- 1) Prévoir le sens d'évolution vers l'état d'équilibre avec les concentrations molaires initiales ci-dessous :

	$[\text{CH}_3\text{COOH}]_0$	$[\text{HCOO}^{-}]_0$	$[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]_0$	$[\text{HCOOH}]_0$
Mélange a	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	0	0
Mélange b	$1,00 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	0	0
Mélange c	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	0	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
Mélange d	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
Mélange e	$0,10 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,010 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,010 \text{ mol.L}^{-1}$	$0,010 \text{ mol.L}^{-1}$

- 2) Dans le cas des mélanges a- et b-, déterminer la valeur x_F de l'avancement volumique dans l'état d'équilibre puis la valeur τ_F du taux d'avancement final. Commenter la valeur obtenue.
- 3) Que vaut x_F dans le cas du mélange d- ?
- 4) On mélange $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution où $[\text{CH}_3\text{COOH}]_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ avec $V_2 = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution où $[\text{HCOO}^{-}]_2 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la concentration molaire finale de toutes les espèces présentes dans l'état final.

• EXERCICE 06 :

On étudie la réaction équilibrée se produisant en phase aqueuse :



- 1) Soit un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution contenant initialement $n_{A,0} = 10^{-1} \text{ mol}$ de l'espèce A et $n_{B,0} = 10^{-2} \text{ mol}$ de l'espèce B. Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans l'état final. S'agit-il d'un état d'équilibre ?
- 2) On recommence l'expérience précédente avec un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution contenant initialement $n_{A,0} = 10^{-2} \text{ mol}$ de l'espèce A et $n_{B,0} = 10^{-2} \text{ mol}$ de l'espèce B. Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans l'état final. S'agit-il d'un état d'équilibre ?

• EXERCICE 07 :

On étudie l'équilibre : $\mathbf{CO}_{(\text{g})} + \mathbf{H}_2\mathbf{O}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \mathbf{CO}_2_{(\text{g})} + \mathbf{H}_2_{(\text{g})}$

Sa constante d'équilibre a pour valeur 0,630 à 986 °C. A cette température, on place dans un réacteur de volume constant un mélange contenant $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de vapeur d'eau, $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de monoxyde de carbone, $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone et $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de dihydrogène, la pression initiale valant $P_i = 4,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

- 1) Déterminer la quantité de matière de chaque gaz dans l'état d'équilibre.
- 2) Que vaut la pression totale P_F du système dans l'état final ?

• EXERCICE 08 :

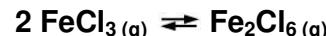
Soit la réaction d'équation : $2 \mathbf{SO}_2_{(\text{aq})} + \mathbf{O}_2_{(\text{aq})} \rightleftharpoons 2 \mathbf{SO}_3_{(\text{aq})}$ ayant lieu à une température $T = 298 \text{ K}$ pour laquelle la constante d'équilibre vaut $K^\circ = 1,21 \cdot 10^{10}$.

On réalise un mélange initial contenant du dioxyde de soufre dissout et du dioxygène dissout tous les deux à une concentration molaire $C_1 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) On fait l'hypothèse que la réaction est totale. Expliquer ce qui justifie cette hypothèse puis déterminer les concentrations molaires finales de toutes les espèces intervenant dans l'équation de la réaction.
- 2) Commenter la validité de l'hypothèse « réaction totale » à l'aide de la concentration finale en dioxyde de soufre.

• EXERCICE 09 :

En phase gazeuse, le chlorure de fer (III) se dimérisé selon la réaction :



En travaillant à la pression constante $P^\circ = 1,00 \text{ bar}$, on observe que 57,0 % du réactif s'est dimérisé pour une température de 729 K et seulement 43,3 % à 790 K.

- 1) Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de la quantité de matière initiale n_0 en chlorure de fer (III) et de l'avancement final ξ_F .

- 2) On appelle « fraction dimérisée » α le rapport de la quantité de matière de \mathbf{FeCl}_3 consommée sur la quantité de matière de \mathbf{FeCl}_3 initiale. En déduire l'expression de K en fonction de α .
- 3) Déterminer la valeur de K à 729 K et à 790 K. En déduire si la dimérisation de \mathbf{FeCl}_3 est plus favorable à basse ou à haute température.