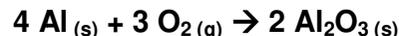


Données : - les masses molaires atomiques sont à chercher dans les tables ;

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

• 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 :



- Calculer la masse m_1 d'aluminium nécessaire et le volume V_2 de dioxygène nécessaires à la réalisation du mélange décrit ci-dessus.
- En s'aidant éventuellement 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.



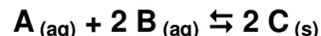
Un **mélange initial** est **stœchiométrique** si les réactifs sont introduits dans les mêmes proportions que celles indiquées par les coefficients stœchiométriques.

- Quelle devrait-être la nouvelle quantité de matière n_2' de dioxygène qu'on devrait mélanger aux $n_1 = 0,100 \text{ mol}$ d'aluminium pour que le mélange initial soit stœchiométrique ? Justifier.
 - Quelle est la particularité de l'état final de ce mélange.
- On produit annuellement 40 000 tonnes d'alumine. Déterminer la masse minimale d'aluminium et le volume minimum de dioxygène qui est nécessaire pour produire cette quantité.

• 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 :



- 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.
- Déterminer les concentrations molaires $C_F(A)$ et $C_F(B)$ des espèces A et B dans l'état final.

• EXERCICE 03 :

On veut préparer $V_1 = 500 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution concentrée de cet acide dont la bouteille indique les informations suivantes :

« **HCl à 35,0 % en masse, densité : 1,18** »

- Montrer que la solution commerciale d'acide chlorhydrique est à une concentration molaire environ égale à $C_0 = 11,3 \text{ mol.L}^{-1}$.
- En déduire une façon raisonnable de préparer la solution demandée.

• EXERCICE 04 :

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 initialement $n_1^0 = 18,0 \text{ mol}$ d'ammoniac et $n_2^0 = 15,0 \text{ mol}$ de dioxygène et la réaction a lieu à une température $T = 200 \text{ °C}$ dans un réacteur de volume constant $V = 50,0 \text{ L}$.

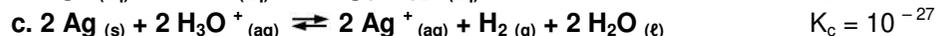
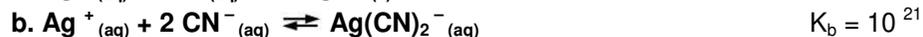
- Écrire l'équation chimique de la réaction en faisant intervenir les coefficients stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
- Quelle sera la composition finale du mélange réactionnel à la fin de la réaction si on suppose la transformation totale ?
- Calculer la pression finale dans le réacteur ainsi que la pression partielle finale de chaque gaz dans le réacteur.

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

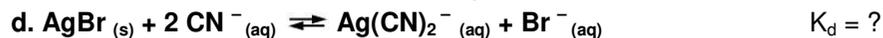
- Montrer que l'avancement final vaut $\xi_F = 1,95 \text{ mol}$.
- Calculer le taux d'avancement dans l'état final.
- Exprimer la constante d'équilibre K^0 en fonction de ξ_F , P_F , n_1^0 et n_2^0 puis faire l'application numérique.
- Quelle quantité d'ammoniac devrait comporter le mélange initial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

• EXERCICE 05 :

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



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



• EXERCICE 06 :

Soit la réaction équilibrée :



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

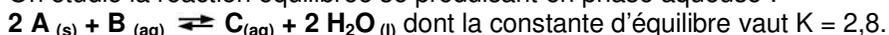
1) Prévoir le sens d'évolution vers l'état d'équilibre si on part de :

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

- Dans le cas des mélanges initiaux a-, b- et d-, déterminer la valeur x_F de l'avancement volumique dans l'état d'équilibre.
- Calculer la valeur du taux d'avancement final dans les cas des mélanges initiaux a- et b-. En déduire une méthode pour augmenter la proportion de réactif limitant consommé.
- 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.

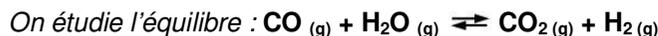
• EXERCICE 07 :

On étudie la réaction équilibrée se produisant en phase aqueuse :



- 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 ?
- 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 08 :

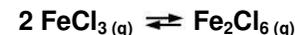


Sa constante d'équilibre a pour valeur 0,630 à 986 °C. A cette température, on place dans un réacteur de volume constant un mélange contenant $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de vapeur d'eau, $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de monoxyde de carbone, $n_0 = 1,00 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone et $n_0 = 1,00 \text{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

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

• EXERCICE 09 :

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

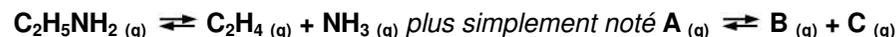


Pour une pression $P^\circ = 1,00 \text{ bar}$, on observe que 57,0 % du réactif s'est dimérisé pour une température de 729 K et seulement 43,3 % à 790 K.

- Exprimer la constante d'équilibre $K_{\text{éq}}$ en fonction de la quantité de matière initiale n_0 en chlorure de fer (III) et de l'avancement final ξ_F .
- On appelle « fraction dimérisée » α le rapport de la quantité de matière de FeCl_3 consommée sur la quantité de matière de FeCl_3 initiale. En déduire l'expression de $K_{\text{éq}}$ en fonction de α .
- Déterminer la valeur de $K_{\text{éq}}$ à 729 K et à 790 K. Comparer les valeurs obtenues et commenter.

• EXERCICE 10 :

On étudie l'équilibre homogène en phase gazeuse :



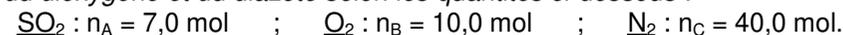
A 500 °C, cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre $K^\circ = 23,9$.

Pour chaque situation ci-dessous, déterminer la quantité de matière des 3 gaz dans l'état final.

- On chauffe à 500 °C dans une enceinte de volume constant $V = 10,0 \text{ L}$ une quantité de matière initiale $n_A^0 = 1,00 \text{ mol}$ d'éthanamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2_{(\text{g})}$.
- On chauffe à 500 °C et à la pression constante $P = 6,43 \text{ bars}$ une quantité de matière initiale $n_A^0 = 1,00 \text{ mol}$ d'éthanamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2_{(\text{g})}$.
- On chauffe à 500 °C dans une enceinte de volume constant $V = 10,0 \text{ L}$ un mélange constitué de $n_B^0 = 1,00 \text{ mol}$ d'éthène $\text{C}_2\text{H}_4_{(\text{g})}$ et $n_C^0 = 1,00 \text{ mol}$ d'ammoniac $\text{NH}_3_{(\text{g})}$.

• EXERCICE 11 :

Soit la réaction d'équation : $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ se produisant entièrement en phase gazeuse à $T = 800 \text{ K}$ et $P = 10 \text{ bar}$ fixées. A cette température, la constante d'équilibre vaut $K^\circ = 1,21 \cdot 10^{10}$. On réalise un mélange initial contenant du dioxyde de soufre, du dioxygène et du diazote selon les quantités ci-dessous :



- Donner l'expression de la constante d'équilibre K° en fonction de P , n_A , n_B , n_C et de $\xi_{\text{éq}}$, l'avancement à l'équilibre.
- On fait l'approximation que la réaction est totale. Expliquer ce qui justifie cette approximation, puis déterminer la quantité de matière restante de SO_2 dans l'état final pour prouver la validité de l'approximation réalisée.