

Chapitre C1 : Description d'un système et de son évolution vers un état final. Exercices.

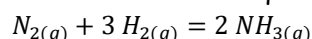
Exercice 1 : Pressions partielles.

On considère dans cet exercice que les gaz considérés sont modélisables par des gaz parfaits.

- 1) Quelle est la pression d'un mélange gazeux composé de CO_2 à la pression partielle de 0,5 bar et de H_2 à la pression partielle de 0,5 bar ?
- 2) Dans un mélange gazeux à 1,0 bar, la pression partielle de diazote est de 0,8 bar. Quel est le pourcentage molaire diazote dans ce gaz ?
- 3) À 50°C , un mélange de 2,0 mol de dioxygène et 5,0 mol de diazote est comprimé à 3,0 atm ($1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$). Calculer la fraction molaire de l'oxygène et sa pression partielle.

Exercice 2 : Tableau d'avancement d'une réaction.

On envisage un réacteur à l'intérieur duquel a lieu la réaction d'équation bilan :

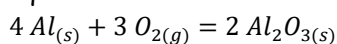


Le système initial est un mélange équimolaire de diazote, dihydrogène et ammoniac ; la quantité de matière de chacun des participants est notée n_0 .

Établir le tableau d'avancement du système en fonction de l'avancement ξ et de la quantité de matière n_0 .

Exercice 3 : Établir et utiliser un tableau d'avancement.

Soit une transformation chimique totale à laquelle on associe la réaction d'équation :

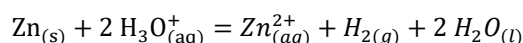


Dans l'état initial, considérons que le système est composé de $n_1 = 16 \text{ mol}$ d'aluminium et $n_2 = 9,0 \text{ mol}$ de dioxygène.

- 1) Établir un tableau d'avancement décrivant l'évolution du système.
- 2) Identifier le réactif limitant et déterminer la composition à l'état final du système.

Exercice 4 : Calcul d'un quotient de réaction.

Soit l'oxydation du métal zinc par une solution diluée d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) selon la réaction d'équation :



À un instant donné :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $[\text{Zn}^{2+}] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $[\text{Cl}^-] = 400 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $P(\text{H}_2) = 20 \text{ kPa}$.

- 1) Déterminer l'activité de chacun des constituants du système.
- 2) En déduire la valeur du quotient de réaction à cet instant.

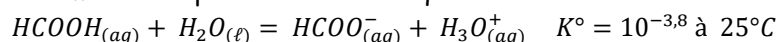
Exercice 5 : Expression d'un quotient réactionnel.

Exprimer le quotient réactionnel associé aux équations suivantes :

- 1) $\text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{NH}_{3(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
- 2) $\text{Ag}_3\text{PO}_{4(s)} = 3 \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$
- 3) $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} = 2 \text{NH}_{3(g)}$

Exercice 6 : Sens d'évolution spontanée et composition à l'équilibre en solution aqueuse.

On considère une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette solution est le siège d'une transformation modélisée par la réaction d'équation :

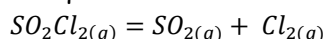


- 1) Quel est le sens spontané d'évolution du système ?
- 2) Déterminer la composition du système à l'état final. S'agit-il d'un état d'équilibre ?
- 3) Calculer le taux d'avancement final τ . Commenter le résultat.

Point méthode : Lorsqu'une réaction se fait en phase aqueuse, on peut réaliser un tableau d'avancement en concentration. Dans ce cas, on fait intervenir l'avancement volumique $\xi_v(t) = \frac{\xi(t)}{V}$.

Exercice 7 : Évolution et équilibre en phase gazeuse.

Le chlorure de sulfuryle est une molécule qui permet de chlorer des composés organiques. On considère la réaction de dissociation du chlorure de sulfuryle dont l'équation est :



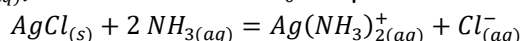
La constante d'équilibre thermodynamique vaut $K^\circ = 2,0$ à $T = 102^\circ\text{C}$.

- 1) Dans une enceinte initialement vide, à 102°C , sous une pression constante $P_{tot} = 1,00 \text{ bar}$, on introduit $n_0 = 1,0 \text{ mol}$ de chlorure de sulfuryle. Déterminer la composition du système à l'état final. S'agit-il d'un état d'équilibre ?
- 2) Dans une enceinte initialement vide, à 102°C , sous une pression constante $P_{tot} = 1,00 \text{ bar}$, on introduit désormais $n_0 = 1,0 \text{ mol}$ de chlorure de sulfuryle, $n_1 = 5,0 \text{ mol}$ de dichlore et $n_1 = 5,0 \text{ mol}$ de dioxyde de soufre. Déterminer la composition du système à l'état final.

Point méthode : Lorsqu'une réaction fait intervenir des gaz, il faut ajouter une colonne $n_{tot,gaz}$ dans le tableau d'avancement afin de calculer les fractions molaires et les activités des gaz.

Exercice 8 : Évolution et équilibre des systèmes hétérogènes.

On introduit, sans variation de volume $n_0 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de chlorure d'argent $\text{AgCl}_{(s)}$ dans un litre d'ammoniacque (solution aqueuse d'ammoniac $\text{NH}_{3(aq)}$) à la concentration C_0 . L'équation de la réaction mise en jeu est :

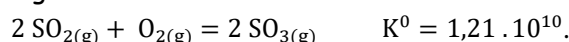


La constante d'équilibre vaut $K^\circ = 2,50 \cdot 10^{-3}$ à 298 K .

- 1) Déterminer la composition du système si $C_0 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 2) Déterminer la composition du système si $C_0 = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 9: Synthèse du trioxyde de soufre.

Soit l'équilibre ci-dessous en phase gazeuse à $T = 800 \text{ K}$ et $P = 1 \text{ bar}$ fixées.



À l'entrée du réacteur, on envoie un gaz de composition $7,0 \text{ mol}$ de SO_2 , 10 mol de O_2 , 83 mol de N_2 .

- 1) La réaction est-elle à priori totale ou partielle ?
- 2) Donnez le tableau d'avancement de la réaction pour un avancement à t .
- 3) Donnez l'expression de Q_r en fonction de ξ .