TRANSFORMATIONS CHIMIQUES

Exercice 1 **:** *Tableau d'avancement, constante d'équilibre*

On étudie la réaction caractérisée par l'équation suivante : $2\ SO_{2(g)} + O_{2(g)} = 2\ SO_{3(g)}$
Dans l'état initial, on dispose d'un mélange gazeux contenant une mole de dioxyde de soufre et une mole de dioxygène. Il n'y a pas de trioxyde de soufre au départ.
La réaction a lieu à 700 K dans une enceinte maintenue à une température constante grâce à un échangeur thermique.
La réaction est isobare sous la pression P°. A l'équilibre, l'avancement est de 0,35 moles.

Déterminer la valeur de la constante d'équilibre associée à cette réaction.

Exercice 2 **:** *Préparation industrielle du dihydrogène*

Le dihydrogène peut être préparé en phase gazeuse à partir du méthane $CH_{4(g)}$ et de l'eau $H_2O_{(g)}$. Il se forme du dihydrogène $H_{2(g)}$ et du monoxyde de carbone $CO_{(g)}$.
La réaction se déroule sous une pression totale constante, $P_{tot} = 10$ bar.
La température du système demeure constante et telle que la constante d'équilibre $K°$ est égale a 15.
Initialement, le système contient 10 moles de méthane, 30 moles d'eau, 5 moles de monoxyde de carbone et 15 moles de dihydrogène.

1) Ecrire l'équation de la réaction en utilisant les coefficients stoechiométriques entiers les plus petits possibles.
2) En utilisant la relation de Guldberg et Waage, exprimer la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles des constituants et de $P° = 1$ bar.

3) Exprimer le quotient de réaction Q_r en fonction de la quantité de matière de chacun des constituants, de la pression totale P_{tot} et de $P°$. Calculer la valeur de Q_r à l'instant initial.
4) Le système est-il en équilibre thermodynamique ?
5) Si le système n'est pas en équilibre, dans quel sens se produira l'évolution ?

Dans un nouvel état initial, le système ne contient que 10 moles de méthane et 10 moles d'eau.

6) Dresser un tableau d'avancement faisant apparaître l'avancement ξ.
7) Déterminer la composition du système à l'équilibre, en partant de ce nouvel état initial. La pression totale reste égale à 10 bar.

Exercice 3 **:** *Equilibre en présence d'un réactif solide*

On introduit $n_0 = 10^{-2}$ mole de $AgCl_{(s)}$ (chlorure d'argent solide) dans un volume V = 1 L d'une solution d'ammoniac NH_3 à la concentration C = 1 $mol.L^{-1}$.
La réaction de dissolution du solide susceptible de se produire est :

$$AgCl_{(s)} + 2\ NH3_{(aq)} = Ag(NH_3)^{2+}{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

dont la constante d 'équilibre à 298 K vaut $K°(298\ K) = 2{,}5.10^{-3}$.

1) Déterminer l'avancement de la réaction à l'équilibre en supposant l'équilibre chimique rélaisé.
2) Pourquoi le résultat précédent n'est-il pas valable ? Déterminer l'état final du mélange. Est-ce un état d'équilibre chimique.

Exercice 4 **:** *Dissociation du carbonate de calcium*

On considère l'équilibre de dissociation de $CaCO_{3(s)}$ en $CaO_{(s)}$ et en $CO_{2(g)}$.

1) Ecrire l'équation de la réaction en prenant des coefficients stoechiométriques minima et entiers.

A 1000 K, la constante d'équilibre de cette réaction vaut K° = 0,91.

2) Quelle est la pression partielle du dioxyde de carbone à l'équilibre ?
3) Quelle masse minimale m_0 de carbonate de calcium $CaCO_{3(s)}$ faut-il enfermer dans une enceinte de 10 L initialement vide et que l'on porte à 1000 K pour que cet équilibre s'établisse ?
4) Que se passe-t-il :
   a. Si l'on introduit une masse $m < m_0$?
   b. Si l'on introduit une masse $m > m_0$?
5) Et que se passe-t-il si l'on introduit une quantité supplémentaire de $CaCO_{3(s)}$ après que l'équilibre se soit établi ?

Données :
- R = 8,314 $J.K^{-1}.mol^{-1}$
- Masses molaires : C : 12 $g.mol^{-1}$; O : 16 $g.mol^{-1}$; Ca : 40,1 $g.mol^{-1}$

Quelques résultats :

Exercice 1 : $K_{eq} = 13{,}8$

Exercice 3 : 1) $\zeta_{eq} = 4{,}54\ mol.L^{-1}$; 2) $\zeta_{max} = 1.10^{-2}\ mol.L^{-1}$

Exercice 4 : 1) $p_{CO2} = 0{,}91$ bar, 2) $m_0 = 67{,}4$ g