

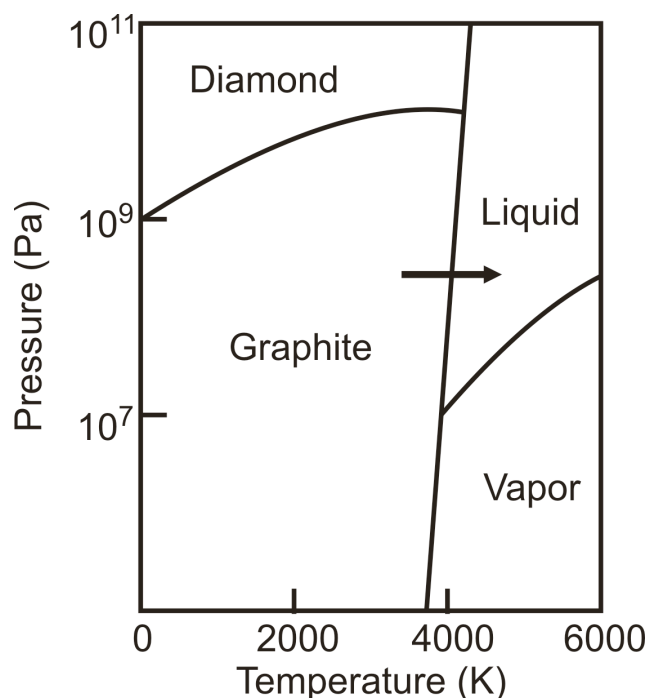
## Feuille d'exercices n°6 : Transformations de la matière / Equilibre chimique

### Exercice 1 : Différentes transformations de la matière:

Reconnaitre la nature des transformations suivantes (physique, chimique ou nucléaire) :

- (a) de l'eau bout
- (b) un clou rouille
- (c) la formation du « reflux » au cours d'un chauffage à reflux
- (d) le carbone 14 apparaît dans l'atmosphère par désintégration de l'isotope 14 de l'azote
- (e) le jus de raisin devient du vin lorsqu'on le fait fermenter
- (f) du sel (chlorure de sodium) est dissous dans de l'eau
- (g) la fusion de l'hydrogène au coeur du Soleil
- (h) la compression du dioxygène dans une bouteille de plongée

### Exercice 2 : Diagramme de phase du carbone :



Par lecture du diagramme de phase pour le carbone ci-dessus, répondre aux questions suivantes :

- 1) Quelle est la forme stable du carbone à 25°C et 1 bar ?
- 2) Combien le diagramme comporte-t-il de point(s) triple(s) ? Expliquer.
- 3) Dans quelles conditions, si cela est possible, le diamant peut-il être transformé directement sous forme liquide ?
- 4) Dans quelles conditions, si cela est possible, le diamant peut-il être transformé directement sous forme de gaz ?
- 5) Quel nom porte la transition symbolisée par la flèche sur le diagramme ?

### Exercice 3 : Equilibre en phase gazeuse entre deux oxydes d'azote :

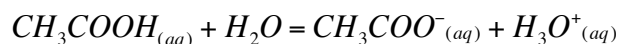
Le peroxyde d'azote  $N_2O_4$  et le dioxyde d'azote  $NO_2$  (tous deux très toxiques) sont en équilibre selon la réaction :  $N_2O_{4(g)} = 2NO_{2(g)}$ , de constante d'équilibre  $K_{eq} = 11$  à 100°C.

Dans un réacteur isochore de volume  $V = 2$  L, on mélange 0,2 mol de  $N_2O_{4(g)}$  et 0,8 mol de  $NO_{2(g)}$  et on maintient le système à une température de 100°C.

Calculez les quantités de matière de  $N_2O_4$  et de  $NO_2$  à l'équilibre.

### **Exercice 4 : pH d'une solution d'acide faible :**

L'acide éthanoïque  $CH_3COOH$  (présent dans le vinaigre) réagit avec l'eau selon réaction :



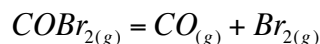
de constante d'équilibre à 25°C :  $K = 10^{-4.8}$ .

On met 0,1 mol de  $CH_3COOH$  dans 1 L d'eau (on considère que le volume de la solution ne varie pas lors de l'ajout de l'acide éthanoïque).

Calculez les concentrations en  $CH_3COOH$ ,  $CH_3COO^-$  et  $H_3O^+$  à l'équilibre. Quel est le taux de dissociation de l'acide éthanoïque (en %). Quel est le pH de la solution à l'équilibre ?

### **Exercice 5 :**

Un récipient de volume  $V_0 = 2,00$  L contient initialement 0,500 mol de  $COBr_2$ , qui se décompose à une température de 346 K selon la réaction :



Tous les gaz sont supposés parfaits.

- 1) Déterminer la composition du système à l'équilibre, sachant que la constante d'équilibre à 346 K est égale à  $K^0 = 5,46$ .
- 2) Calculez le pourcentage de  $COBr_2$  décomposé à cette température.
- 3) L'équilibre précédent étant réalisé, on ajoute 2,00 mol de monoxyde de carbone CO (de façon isotherme). Calculez le quotient de réaction juste après l'ajout et conclure quant à l'évolution ultérieure du système.

### **Exercice 6 : Optimisation de température :**

On s'intéresse à la réaction de synthèse du trioxyde de soufre:  $SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = SO_{3(g)}$ .

La constante d'équilibre  $K(T)$  de cette réaction dépend de la température selon la loi :

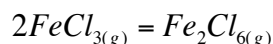
$$\ln(K) = \frac{11500}{T} - 10,9$$

On travaille à la pression constante  $P = P^0 = 1$  bar.

- 1) Pour réaliser la transformation de  $SO_2$  en  $SO_3$ , on envoie un mélange gazeux ( $SO_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ) sur un catalyseur. Les fractions molaires initiales sont :  $x_{SO_2}^0 = x_{O_2}^0 = 0,10$  et  $x_{NO_2}^0 = 0,80$ .  
Quelle doit être la température du système pour qu'il y ait 80% de  $SO_2$  transformé en  $SO_3$  à l'équilibre ?
- 2) Quel pourcentage de  $SO_2$  serait transformé en  $SO_3$  à l'équilibre pour le même mélange initial mais sous  $T = 300$  K ? A votre avis, pourquoi ne réalise-t-on pas la synthèse à 300K ?

### **Exercice 7 : Equilibre de dimérisation :**

On étudie, en phase gazeuse, l'équilibre de dimérisation du perchlorure de fer  $FeCl_3$ , de constante  $K^0(T)$  à température donnée :



La réaction se déroule sous une pression totale constante  $P_{tot} = 2$  bar.

A la température  $T_1 = 750 \text{ K}$ , la constante d'équilibre vaut  $K^0(T_1) = 20,8$ . Initialement, le système, maintenu à la température  $T_1$ , contient  $n_1$  moles de  $\text{FeCl}_3$  et  $n_1$  moles de  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$ . Soit  $n_{\text{tot}}$  la quantité de matière totale d'espèces gazeuses dans le système.

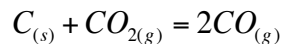
- 1) Donner l'expression littérale de la constante d'équilibre en fonction des pressions partielles des constituants à l'équilibre et de la pression standard  $P^0$ .
- 2) Exprimer le quotient réactionnel  $Q_r$  en fonction de la quantité de matière de chacun des constituants, de la pression totale  $P_{\text{tot}}$ , de  $P^0$  et de  $n_{\text{tot}}$ . Déterminer la valeur  $Q_{r,i}$  à l'instant initial.
- 3) Initialement, le système est-il à l'équilibre thermodynamique ? Justifier la réponse. Si ce n'est pas le cas, donner, en le justifiant, le sens d'évolution spontané du système.
- 4) Quelles sont les quantités de matière des constituants à l'équilibre, si  $n_1 = 2,0 \text{ mol}$  ?

### **Exercice 8 : Equilibre de Deacon :**

On considère l'équilibre de Deacon :  $4\text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{Cl}_{2(g)}$ . Sous 1 bar, à la température  $T = 768 \text{ K}$ , on mélange 1 mole de  $\text{O}_2$  et 4 moles de  $\text{HCl}$ . On mesure alors un avancement à l'équilibre :  $\xi_{eq} = 0,667 \text{ mol}$ . En déduire la constante d'équilibre  $K^0$  de cette réaction à 768 K et 1 bar.

### **Exercice 9 : Oxydes de carbone :**

On étudie l'équilibre hétérogène :



de constante de réaction à 1000 K :  $K^0 = 1,70$ .

- a) On mélange à 1000 K et sous une pression maintenue constante à 1 bar : 0,05 mol de  $\text{CO}_{2(g)}$ , 0,01 mol de  $\text{CO}_{(g)}$  et un excès de carbone. Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.
- b) Dans une enceinte vide de volume  $V = 1 \text{ L}$ , à 1000 K, on introduit 0,05 mol de  $\text{CO}_{2(g)}$ , 0,01 mol de  $\text{CO}_{(g)}$  et un excès de carbone. Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

### **Exercice 10 : Combustion de l'alcool à brûler :**

Calculer le volume d'air nécessaire pour réaliser la combustion complète d'un verre d'éthanol pur (vous évaluez vous même le volume contenu dans un verre). On donne la masse volumique de l'éthanol :  $\rho = 0,789 \text{ kg/L}$ .