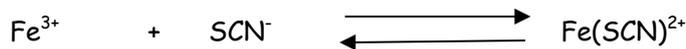


## Exercice n°1 :

En solution aqueuse les ions ferrique  $Fe^{2+}$  réagissent avec des ions thio cyanate  $SCN^-$  pour donner l'ion  $Fe(SCN)^{2+}$  de couleur rouge sang selon l'équation :



A  $t=0$  et à la température  $T_1$ , on mélange une solution contenant  $10^{-3}$  mol d'ion  $Fe^{3+}$  et  $10^{-3}$  mol d'ion  $SCN^-$ , on obtient une solution de volume  $V = 160$  mL. A l'équilibre le taux d'avancement final est  $\tau_f = 0,6$

1°) a°) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

b°) Calculer la constante d'équilibre  $K$  de cette réaction.

2°) A la solution pour laquelle le système chimique est à l'équilibre, on ajoute au mélange  $3 \cdot 10^{-4}$  mol de  $OH^-$  sans variation de volume ou de température sensibles. Les ions  $Fe^{3+}$  réagissent avec les ions hydroxyde  $OH^-$  selon la réaction totale et rapide :



a°) En se basant sur la loi de modération, indiquer comment varie l'intensité de la couleur rouge sang.

b°) Quel est l'effet de l'ajout de  $OH^-$  sur la constante d'équilibre  $K$ .

c°) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre chimique.

3°) On reprend la solution obtenue à l'équilibre en 1°)a°), on ajoute un volume  $V' = 140$  mL de  $Fe^{3+}$  contenant  $2 \cdot 10^{-4}$  mol. Déterminer le sens d'évolution du système

## Exercice n°2 :

Soit l'équilibre suivant :

$$2 HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$$

1°) Le système étant en équilibre à la température  $T_1$ , dans une première expérience on diminue le volume du mélange. Quel est l'effet de cette variation sur l'équilibre ainsi que la constante d'équilibre  $K$ .

2°) Dans une deuxième expérience on augmente la température du mélange jusqu'à la valeur  $T_2$ ; on constate que le taux d'avancement final prend une valeur  $\tau_{f2} > \tau_{f1}$ .

Donner le caractère énergétique de la réaction de synthèse de HI.

Exercice n°3 : On considère l'équation de la réaction de dissociation de l'ammoniac :



Dans un tube de volume  $V = 0,1$  L, on introduit, à une température et à une pression  $P$ ,  $n_0$  moles de  $NH_3$ . 1°) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.

2°) a°) Donner l'expression de la constante d'équilibre  $K$  de la réaction en fonction de  $n_0$ ,  $V$  et  $x_f$ .

b°) Donner l'expression du taux d'avancement final  $\tau_f$  en fonction de  $x_f$  et  $n_0$ .

c°) En déduire que : 
$$K = \frac{27 \cdot n_0^2 \cdot \tau_f^4}{16 \cdot V^2 \cdot (1 - \tau_f)^2}$$

d°) Sachant que :  $K = 16$  et  $\tau_f = 0,5$  , calculer  $n_0$  .

3°) La pression étant maintenue constante, le taux d'avancement final devient  $\tau_f = 0,8$  à une température  $T' > T$  .

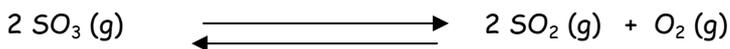
a°) Dans quel sens l'équilibre s'est-il déplacé, lorsque la température augmente de  $T$  à  $T'$  ?

b°) Préciser en l justifiant le caractère énergétique de la réaction de dissociation de l'ammoniac.

c°) Le mélange gazeux étant en équilibre à la température  $T'$  maintenue constante, on le comprime Comment varie alors le taux d'avancement final et la constante d'équilibre  $K$  ? Justifier.

#### Exercice n°4 :

On étudie La réaction de dissociation de trioxyde de soufre ( $SO_3$ ) symbolisée par l'équation chimique suivante :



Les valeurs des constantes d'équilibre à deux températures  $\theta_1$  et  $\theta_2$  sont données dans le tableau suivant :

$\theta ( ^\circ C )$	25	427
K	$3,33 \cdot 10^{-25}$	$2,22 \cdot 10^{-5}$

1°) a°) La réaction étudiée est -elle athermique ou énergétique ?

b°) Si la réaction est énergétique, préciser son caractère dans le sens (1) .

2°) On maintient la température constante et égale à  $25^\circ C$  du système précédent en équilibre, puis on augmente la pression . Préciser dans quel sens évolue le système ?

3°) La température et le volume sont maintenus constants, on introduit dans le système précédent et ouvert une quantité de dioxygène .Préciser le sens d'évolution du système .

4°) On réalise la réaction précédente à la température de  $25^\circ C$  en partant de la composition suivante :

4 moles de  $SO_2$  , 4 moles de  $SO_3$  et 1,5 moles de  $O_2$  .

a°) Que peut -on dire la réaction dans le sens inverse ( sens (2)) ?

b°) Déterminer alors par une méthode simple la composition molaire du mélange une fois l'équilibre est atteint.

#### Exercice n°5 :

On considère l'équation chimique suivante :  $N_2 O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$   $N_2 O_4$  est un gaz incolore et  $NO_2$  est un gaz jaune brun.

1°) Dans un récipient de volume  $V = 10 L$  , on introduit 0,25 mol de  $N_2 O_4$  à  $60^\circ C$ .

a°) Comment varie l'intensité de la couleur du contenu du récipient .Justifier la réponse.

b°) On refroidit le mélange à  $25^\circ C$  , en maintenant la pression constante .La couleur du mélange devient plus claire .Préciser , en le justifiant le caractère énergétique de la dissociation de  $N_2 O_4$ .

2°) Dans une deuxième expérience, on introduit 0,25 mol de  $N_2 O_4$  à  $25^\circ C$  dans le récipient de volume  $V = 10 L$ .

A l'équilibre dynamique, le récipient enferme 0,304 mole gazeuse

a°) Calculer le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction.

b°) Quel est l'effet de l'augmentation de la pression du mélange, température constante, sur la couleur du mélange, sur la valeur de  $\tau_f$  et sur la valeur de  $K$ .