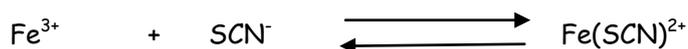


Chimie :Thème :Loi de modération

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 :



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 $V = 0,1L$, 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 τ_f en fonction de x_f et n_0 .

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

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 $T' > T$.

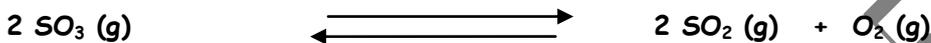
a°) Dans quel sens l'équilibre s'est-il déplacé, lorsque la température augmente de T à T' ?

b°) Préciser en 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 θ_1 et θ_2 sont données dans le tableau suivant :

θ (° C)	25	427
K	$3,33.10^{-25}$	$2,22.10^{-5}$

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 ?

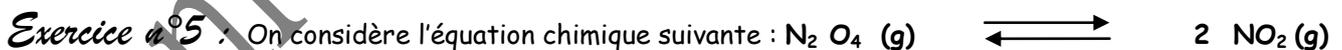
3°) La température et le volume sont maintenus constants, on introduit dans le système précédent et ouvert une quantité de dioxygène . Préciser le sens d'évolution du système .

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.



N_2O_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_2O_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_2O_4 .

2°) Dans une deuxième expérience, on introduit 0,25 mol de N_2O_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 τ_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 τ_f et sur la valeur de K .