

Exercice n°1 :

On introduit n_0 mol de tétraoxyde de diazote (N_2O_4 : gaz incolore) à une température Θ_1 dans un récipient de volume fixe. Le tétraoxyde de diazote se dissocie au cours du temps en dioxyde d'azote (NO_2 : gaz de couleur jaune brune) par la réaction endothermique symbolisée par l'équation chimique suivante : $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$.

Lorsque l'équilibre s'établit :

- l'avancement final de la réaction est $x_f = 0,8 n_0$;
- la quantité de matière totale du système est $n_{total} = 1,08 \text{ mol}$.

1) a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.

b- Déterminer la valeur du taux d'avancement final τ_f de la réaction.

c- Déterminer les valeurs de n_0 et de x_f .

2) On maintient la même pression du système et on modifie la température. Pour une valeur Θ_2 de la température, un nouvel état d'équilibre s'établit lorsque l'avancement de la réaction devient $x'_f = 0,36 \text{ mol}$.

a- Préciser, en justifiant, si la couleur jaune brune du mélange gazeux devient plus intense ou moins intense.

b - Comparer, en justifiant, les températures Θ_1 et Θ_2 .

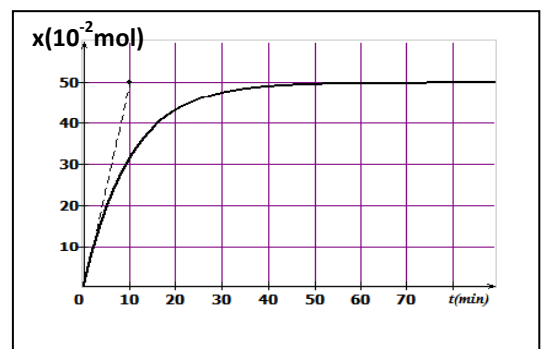
c - Déterminer la nouvelle composition du mélange à l'équilibre.

3) On augmente la pression du système à température constante. Préciser, en justifiant, si la couleur jaune brune du mélange gazeux s'intensifie ou s'affaiblit.

Exercice n°2 :

On se propose d'étudier la réaction chimique d'équation : $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

On introduit initialement ($t=0$) dans un récipient vide de volume V , un mélange formé de 0,75 mol de diiode (I_2) et 0,75 mol de dihydrogène (H_2). Tous les gaz sont supposés parfaits et sont maintenus à une température T_1 . La courbe ci-contre représente l'avancement de la réaction x en fonction du temps.



1/ a- Définir la vitesse instantanée $v(t)$ d'une réaction chimique et déterminer sa valeur initiale $v(t=0)$.

b- Expliquer l'évolution de la vitesse de réaction au cours du temps en précisant le facteur cinétique responsable.

2/ a- Déterminer la valeur du taux final d'avancement τ_f de la réaction de synthèse de HI.

b- Donner deux caractères de la réaction étudiée. Justifier la réponse.

3/ On refait l'expérience à une température T_2 tout en gardant le même volume V les mêmes quantités de matières initiales : 0,75 mol de I_2 et 0,75 mol de H_2 . Un nouvel état d'équilibre s'établit

lorsque l'avancement final de la réaction est $x_{f2}=0,40\text{mol}$. Sachant que la réaction de synthèse de HI est exothermique, comparer T_1 et T_2 . Justifier.

4/ Le système est en état d'équilibre à la température T_2 , Préciser, en justifiant, l'évolution de l'équilibre lorsqu'on additionne, sans changement de volume, au mélange une quantité modérée de diiode I_2 gazeux.

5/ Montrer qu'une perturbation due à une variation brusque de pression du système chimique, à température constante, n'a aucun effet sur l'avancement final de la réaction.

Exercice n°3 :

On considère la réaction chimique d'équation : $2NH_3 (\text{gaz}) \rightleftharpoons 3H_2 (\text{gaz}) + N_2 (\text{gaz})$

A $t=0$, on introduit, dans une enceinte fermée de volume V fixe, $n_0=2.10^{-2}$ mol d'ammoniac.

1. A la température θ_1 , il s'établit un équilibre chimique E_1 caractérisé par un taux d'avancement final $\tau_{F_1} = 0,6$.

a. Déterminer l'avancement final x_{F_1} de la réaction de dissociation de l'ammoniac.

b. Déduire la composition du mélange à l'équilibre.

2. Le système précédent, à l'état d'équilibre E_1 , est amené à une température $\theta_2 < \theta_1$. Un deuxième état d'équilibre chimique E_2 est établi tel que le nombre de mole de gaz est $n_2=2,8.10^{-2}$ mol.

a. Déterminer le taux d'avancement final τ_{F_2} lorsque l'état d'équilibre E_2 s'établit.

b. Préciser le sens direct ou inverse dans lequel a évolué le système en passant de E_1 à E_2 . Justifier.

3. En partant de l'état d'équilibre E_2 et en maintenant la température θ_2 constante, on diminue le volume V de l'enceinte, ce qui traduit par une augmentation de la pression. Le système évolue vers un nouvel état d'équilibre E_3 . Préciser, en justifiant, si le nombre de mole d'ammoniac va augmenter ou diminuer en passant de E_2 à E_3 .

Exercice n°4:

Dans un récipient de volume V , initialement vide, on introduit à $t=0$, à une température θ , un mélange équimolaire formé de $n_0=0,5$ mole de dihydrogène H_2 (gaz) et 0,5 mol de diiode I_2 (gaz) et on se propose de suivre, au cours du temps, la formation de l'iodure d'hydrogène HI (gaz).

Un dispositif approprié permet de déterminer le nombre de mole x de H_2 (g) qui a réagi à l'instant t .

Les résultats expérimentaux obtenus ont permis de tracer la courbe (1), donnant le nombre de moles de HI en fonction du temps t .

1) a- Ecrire l'équation de la réaction étudiée en prenant comme coefficient stœchiométrique 1 pour H_2 .

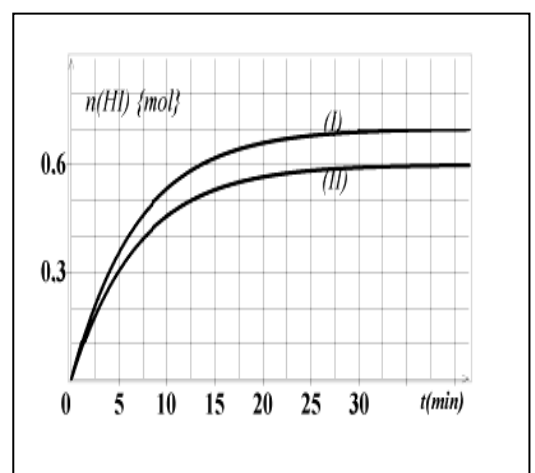
b- Quelle est la composition du mélange à l'équilibre à la température θ_1 ?

c- Exprimer puis calculer la constante d'équilibre K_1 à la température θ_1 .

2) On étudie cette même réaction à une température $\theta_2 > \theta_1$, on obtient la courbe (2).

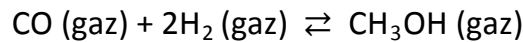
a- Calculer la nouvelle valeur de la constante d'équilibre K_2 .

b- La réaction de synthèse de HI est-elle endothermique, exothermique ou athermique? Justifier.



Exercice n°5 :

On considère la réaction de synthèse du méthanol en phase gazeuse d'équation :



A la température $T_1=220^\circ\text{C}$, on introduit dans un réacteur de volume $V=6\text{litres}$ préalablement vide, $0,5\text{mol}$ de monoxyde de carbone CO et $1,25\text{mol}$ de dihydrogène H_2 .

1) Sachant qu'à l'équilibre 20% de la quantité de matière de H_2 initiale se sont dissociés.

a- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

b- Montrer qu'à $T_1=220^\circ\text{C}$, la constante relative à cet équilibre est $K_1 = 12$.

2) A une température $T_2 > T_1$, la constante d'équilibre K_2 est égale à 9.

Préciser, en le justifiant, si la réaction directe est exothermique ou endothermique.

3) La température étant maintenue constante à $T_1=220^\circ\text{C}$, préciser l'effet d'une augmentation de la pression sur l'évolution de l'équilibre.

Exercice n°6 :

Dans une enceinte de volume $V=100\text{litres}$, on considère à une température T et sous la pression atmosphérique, l'équilibre en phase gazeuse suivant :



1) a- Sachant que l'on a utilisé un mélange initial 1mole de dioxyde de soufre SO_2 et de 0,5mole de dioxygène O_2 , montrer qu'à l'équilibre, le rapport des concentrations $\frac{[\text{SO}_2]}{[\text{O}_2]} = 2$

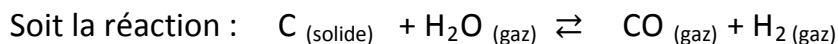
b- Exprimer la constante d'équilibre K en fonction de $[\text{O}_2]$ et $[\text{SO}_3]$.

c- A l'équilibre, il se forme 0,958 mole de SO_3 , calculer la constante d'équilibre K .

2) Le mélange gazeux étant porté à une température $T' < T$; on aboutit alors à un nouvel état d'équilibre de constante $K' > K$. Que peut-on conclure quand au caractère énergétique des deux réactions associées aux sens direct et inverse ? Justifier la réponse.

3) La température étant maintenue constante, quel est l'effet d'une augmentation de pression sur cet équilibre et sur la valeur de K ?

Exercice n°7 :



Pour laquelle la constante d'équilibre à 125°C est $K_{125}=10^{-15}$ et à 727°C est $K_{727}=1,37$.

1. La réaction directe est-elle endothermique ou exothermique ? Justifier.

2. Donner la loi d'action de la masse pour la réaction directe.

3. La réaction étudiée est en état d'équilibre. Préciser dans chacun des cas suivants le sens direct ou inverse dans lequel se déplace l'équilibre sous l'effet :

a. d'une diminution de pression à température et volume gazeux constants.

b. de l'addition modérée d'une quantité de gaz CO à température et volume gazeux constants.

c. de la diminution de la température à pression et volume gazeux constants

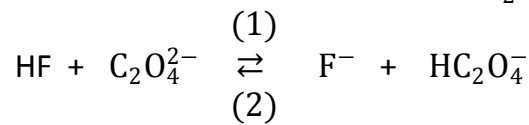
4. À la température 727°C , on enferme dans un récipient de volume $V=2\text{L}$:

1mol de H_2O gazeux, 1mol de CO gazeux et 1mol de H_2 gazeux.

Prévoir, en le justifiant, dans quel sens évolue spontanément le système chimique ainsi réalisé.

Exercice n°8 :

L'équation chimique qui modélise la transformation d'un système chimique de volume V , porté à une température θ_1 , et contenant 40mmol de HF et 40mmol de $C_2O_4^{2-}$ est :



1/ Soit x_f l'avancement de la réaction.

- a- Exprimer la constante d'équilibre K_1 du système en fonction de x_f .
- b- A l'équilibre le nombre de mole de HF est 30,4mmol. Calculer K_1 .

2/ On refait l'expérience avec un mélange initial contenant 50mmol de HF, 50mmol de $C_2O_4^{2-}$, 30mmol de F^- et 30 mmol de $HC_2O_4^-$.

- a- Préciser, en le justifiant, si le système se trouve en état d'équilibre ou non.
Si non, dans quel sens va-t-il évoluer ?
- b- Enoncer la loi d'action de la masse et déterminer la composition du système à l'équilibre.

3/ On réalise l'expérience avec un mélange de départ porté à une température θ_2 et contenant 40mmol de HF et 40mmol de $C_2O_4^{2-}$. On aboutit à un état d'équilibre caractérisé par une constante d'équilibre $K_2=0,04$.

- a- Montrer que la variation de la température de θ_1 à θ_2 a provoqué un déplacement de l'équilibre dans le sens (2).
- b- Déterminer la nouvelle valeur x_f' de l'avancement final de la réaction.
- c- Sachant que la réaction dans le sens (1) est endothermique, comparer θ_1 à θ_2 . Justifier.