

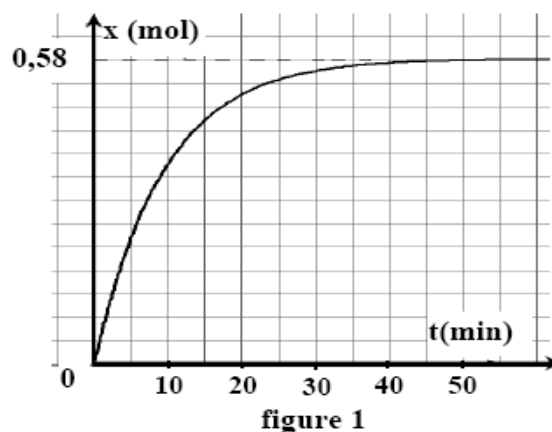
Exercice 1

On se propose d'étudier la réaction chimique modélisée par l'équation :



Dans un récipient initialement vide de volume V , on introduit à l'instant $t = 0$, un mélange formé de **0,75 mol** de diiode I_2 et **0,75 mol** de dihydrogène H_2 . Tous les gaz du système obtenu sont supposés parfaits et sont maintenus à une température θ_1 .

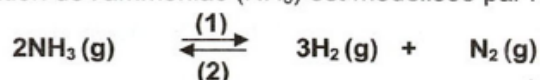
A différents instants t , un dispositif approprié permet de déterminer le nombre de moles de HI présents dans le système précédent et d'en déduire l'avancement x de la réaction. Les résultats expérimentaux ont permis de tracer la courbe de la **figure 1**.



- 1) A un instant $t_1 > 0$, la composition du mélange gazeux est : **0,5 mol** de I_2 , **0,5 mol** de H_2 et **0,5 mol** de HI . Vérifier, en utilisant le graphe $x = f(t)$, qu'à cet instant t_1 le système continue à évoluer spontanément dans le sens de la synthèse de HI .
- 2) a- Déterminer la valeur du taux d'avancement final 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 la température θ_2 tout en gardant le même volume V et les mêmes quantités de matières initiales : $n_0(\text{I}_2) = 0,75 \text{ mol}$ de I_2 et $n_0(\text{H}_2) = 0,75 \text{ mol}$ de H_2 . Un nouvel état d'équilibre s'établit lorsque l'avancement final de la réaction devient $x_{2f} = 0,42 \text{ mol}$. Sachant que la réaction de synthèse de HI est exothermique, comparer θ_1 à θ_2 . Justifier la réponse.
- 4) Lorsque le système précédent atteint l'état d'équilibre à la température θ_2 , on double brusquement le volume du récipient, ceci revient à diviser la pression du système par deux. Montrer que cette perturbation n'a aucun effet sur l'avancement final de la réaction.

Exercice 2

La réaction de dissociation de l'ammoniac (NH_3) est modélisée par l'équation :



A l'instant $t = 0$, on introduit, dans une enceinte de volume V constant, $n_0 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ammoniac.

- 1) A une température θ_1 , il s'établit un équilibre chimique E_1 caractérisé par un taux d'avancement final $\tau_{f1} = 0,6$.
a- Déterminer l'avancement final x_{f1} de la réaction de dissociation de l'ammoniac.
b- Déduire la composition du mélange à cet 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 total de gaz est $n_2 = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.
a- Déterminer le taux d'avancement final τ_{f2} lorsque l'état d'équilibre E_2 s'établit.
b- Préciser le sens (sens (1) ou sens (2)) suivant lequel a évolué le système en passant de E_1 à E_2 . Justifier la réponse.
- 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 se traduit par une augmentation de la pression. Le système évolue vers un nouvel état d'équilibre E_3 . Préciser, en le justifiant, si le nombre de mole d'ammoniac va augmenter ou diminuer en passant de E_2 à E_3 .

Exercice 3

Le gaz phosgène COCl_2 est employé dans la fabrication de verres d'optique de grande qualité. A des températures assez élevées, il se décompose en dichlore Cl_2 et en monoxyde de carbone CO . La réaction modélisant cette transformation est symbolisée par l'équation chimique suivante :

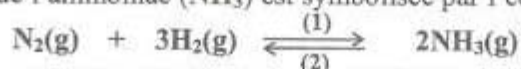


On introduit, à l'instant $t = 0$, une quantité $n_0 = 0,80 \text{ mol}$ de phosgène dans un réacteur préalablement vide et maintenu à une température $\theta = 400^\circ\text{C}$. Sous une pression P_1 , la quantité de phosgène restant dans le réacteur à la fin de la réaction est : $n_f = 0,68 \text{ mol}$.

- 1- a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique étudié.
b- Déterminer la composition molaire finale du mélange (M) présent dans le réacteur.
c- Déterminer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de décomposition du phosgène.
d- Préciser en le justifiant, si la transformation étudiée est totale ou limitée.
- 2- On maintient la température du mélange (M) constante et égale à 400°C , et on amène la pression de la valeur P_1 à une valeur P_2 . Le taux d'avancement final de la réaction de décomposition du phosgène devient : $\tau_f = 0,17$. Comparer, en le justifiant, P_2 à P_1 .

Exercice 4

La réaction de synthèse de l'ammoniac (NH_3) est symbolisée par l'équation :



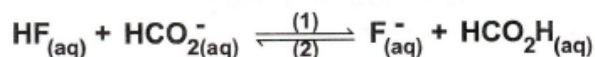
Considérons un système chimique fermé, contenant initialement 1 mol de diazote (N_2) et 3 mol de dihydrogène (H_2).

- 1- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique étudié.
- 2- Sous une pression P_1 et à une température Θ_1 , la quantité de dihydrogène restante à l'équilibre est : $n(\text{H}_2) = 1,8 \text{ mol}$.
a- Déterminer la composition molaire du système à l'équilibre.
b- Calculer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de synthèse de l'ammoniac.
- 3- Sous la même pression P_1 , mais à une température $\Theta_2 > \Theta_1$, le taux d'avancement final de la réaction de synthèse de l'ammoniac est $\tau_f = 0,36$.
a- La synthèse de l'ammoniac est-elle favorisée par une élévation de la température ?
b- Préciser, en le justifiant, si la réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique ou endothermique.
- 4- Le système est maintenu à la température Θ_1 . Pour favoriser la synthèse de l'ammoniac, faut-il augmenter ou diminuer la pression ? Justifier.

Exercice 5

A 25°C , on mélange dans un bécher, un volume $V_1 = 60 \text{ mL}$ d'une solution de fluorure d'hydrogène HF de concentration $C_1 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution de méthanoate de sodium HCO_2Na de concentration $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le système aboutit à l'équilibre chimique symbolisé par :



- 1.a) Déterminer la concentration initiale du mélange en HF et en HCO_2^{-} .
b) Donner l'expression de la fonction des concentrations π relative à la réaction (1).
c) En déduire le sens d'évolution du système, à partir de l'état initial.
- 2.a) Déterminer l'avancement volumique maximal y_m de la réaction (1) et préciser en le justifiant, le réactif limitant.
b) Déterminer la constante d'équilibre K sachant que l'avancement volumique de la réaction (1) à l'équilibre est $y_f = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
3. Le système considéré est à l'état d'équilibre ; on ajoute au mélange un volume $V'_1 = 2 \text{ mL}$ de la solution de fluorure d'hydrogène HF .
a) Préciser en le justifiant, le sens d'évolution du système.
b) Déterminer la composition molaire du système à l'équilibre.