

Exercice n°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 $0,75 \text{ mol}$ de diiode I_2 et $0,75 \text{ mol}$ 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.

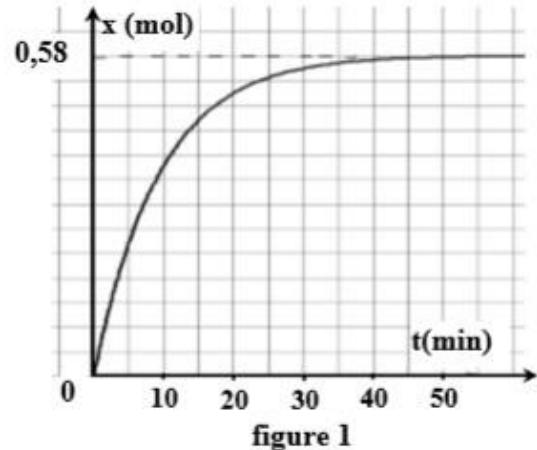


figure 1

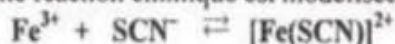
- 1) A un instant $t_1 > 0$, la composition du mélange gazeux est : $0,5 \text{ mol}$ de I_2 , $0,5 \text{ mol}$ de H_2 et $0,5 \text{ mol}$ de HI . Vérifier, en utilisant le graphe $x = f(t)$, qu'à cet instant t_1 le système continue à évoluer spontanément dans le sens de la synthèse de HI .
- 2) a- 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.

Correction

1-	$n(\text{HI}) = 0,5 \text{ mol} \Rightarrow x = 0,25 \text{ mol} < x_f = 0,58 \text{ mol}$ donc le système chimique continue à évoluer dans le sens qui augmente x , donc dans le sens de formation de HI .
2-a-	$x_f = 0,58 \text{ mol}$ et $x_{\text{max}} = 0,75 \text{ mol} \Rightarrow \tau_f = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = 0,773$
2-b	$\tau_f = 0,773 < 1 \Rightarrow$ la réaction est limitée
3-	$x_{2f} = 0,42 \text{ mol} < x_{1f} = 0,58 \text{ mol}$: Cette variation de la température (de θ_2 à θ_1) limite la formation de $\text{HI} \Rightarrow$ pour cet équilibre, le sens endothermique est favorisé. D'après la loi de modération, une élévation de la température favorise le sens endothermique $\Rightarrow \theta_2 > \theta_1$.
4-	La variation du nombre de moles de gaz entre l'état initial et l'état final est $\Delta n_{(i,f)} = 0$. D'après la loi de modération, la variation de pression n'a aucun effet sur la composition du mélange réactionnel à l'équilibre.

Exercice n°2

A 25°C, les ions ferriques Fe^{3+} réagissent avec les ions thiocyanates SCN^- pour donner les ions thiocyanatofer(III) $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$. Cette réaction chimique est modélisée par l'équation :



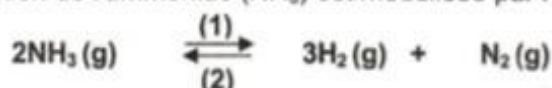
A une température constante et à l'instant de date $t = 0$ pris comme origine des temps, on mélange un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate de fer(III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ de concentration molaire $C_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution de thiocyanate de potassium KSCN de concentration molaire $C_2 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient alors un système S de volume total V qu'on supposera égal à $V_1 + V_2$.

Par une méthode appropriée, on détermine la quantité d'ions complexes $n_{\text{FeSCN}^{2+}}$ dans le système S à l'équilibre chimique, on obtient $(n_{\text{FeSCN}^{2+}})_{\text{eq}} = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

- 1) a- Vérifier que les quantités de matière en ions Fe^{3+} et SCN^- dans le système S à l'instant $t = 0$ ont la même valeur n_0 que l'on calculera.
b- Montrer que la constante d'équilibre K relative à l'équation de cette réaction est: $K = \frac{V \cdot \tau_f}{n_0 (1 - \tau_f)^2}$, où τ_f représente son taux d'avancement final. Calculer la valeur de K.
- 2) On répartit équitablement le système S obtenu à l'équilibre dans deux fioles jaugées (F_1) et (F_2) dont la contenance de chacune est de 100 mL.
 - a- Dans la fiole (F_1), on ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; on obtient un système S_1 .
 - a₁- Préciser, en le justifiant, le sens d'évolution du système S_1 avant d'atteindre l'équilibre chimique.
 - a₂- Déterminer la composition molaire de S_1 en ions Fe^{3+} , SCN^- et $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ à l'équilibre chimique.
 - b- Dans la fiole (F_2), on ajoute une faible quantité de nitrate de fer(III), sans variation sensible de volume du mélange réactionnel, on obtient alors un système S_2 .
Préciser, en le justifiant, le sens d'évolution du système S_2 avant d'atteindre l'équilibre chimique.

Exercice n°3

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 .

$$1) a- n(\text{Fe}^{3+})_0 = C_1 V_1 = 0,3.20.10^{-3} = 6.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{SCN}^-)_0 = C_2 V_2 = 0,15.40.10^{-3} = 6.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{d'où } n(\text{Fe}^{3+})_0 = n(\text{SCN}^-)_0 = 6.10^{-3} \text{ mol} = n_0$$

$$1) b- K = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]_{\text{éq}}}{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}} [\text{SCN}^-]_{\text{éq}}} = \frac{\frac{(n_{\text{FeSCN}^{2+}})_{\text{éq}}}{V}}{\frac{(n_{\text{Fe}^{3+}})_{\text{éq}}}{V} \cdot \frac{(n_{\text{SCN}^-})_{\text{éq}}}{V}} = \frac{V \cdot x_{\text{éq}}}{(n_0 - x_{\text{éq}})(n_0 - x_{\text{éq}})} \text{ d'où}$$

$$K = \frac{V \cdot \frac{x_{\text{éq}}}{n_0}}{n_0 \left(1 - \frac{x_{\text{éq}}}{n_0}\right) \left(1 - \frac{x_{\text{éq}}}{n_0}\right)} = \frac{V \cdot \tau_f}{n_0 (1 - \tau_f)(1 - \tau_f)} \text{ donc } K = \frac{V \cdot \tau_f}{n_0 (1 - \tau_f)^2}$$

$$\tau_f = 0,73; n_0 = 6.10^{-3} \text{ mol et } V = V_1 + V_2 = 60 \text{ mL} = 6.10^{-2} \text{ L d'où } K \approx 100$$

$$2) a_1- \text{ pour la fiole } F_1 : K = \frac{V_{F_1} \cdot (n_{\text{FeSCN}^{2+}})_{\text{éq}}}{(n_{\text{Fe}^{3+}})_{\text{éq}} (n_{\text{SCN}^-})_{\text{éq}}}$$

$$\text{A l'instant de l'ajout de l'eau } \pi = \frac{V'_{F_1} \cdot (n_{\text{FeSCN}^{2+}})_{\text{éq}}}{(n_{\text{Fe}^{3+}})_{\text{éq}} (n_{\text{SCN}^-})_{\text{éq}}}$$

$$\text{or } V'_{F_1} = 100 \text{ mL} > V_{F_1} = 30 \text{ mL}$$

par suite $\pi > K$ ainsi le système S_1 évolue dans le sens qui fait diminuer π ce qui correspond au sens inverse (décomposition de FeSCN^{2+}).

2) a2-

	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}$			
à $t = 0$	8.10^{-4}	8.10^{-4}	22.10^{-4}	mol
à $t_{\text{éq}}$	$8.10^{-4} + x'_{\text{éq}}$	$8.10^{-4} + x'_{\text{éq}}$	$22.10^{-4} - x'_{\text{éq}}$	mol

$$K = \frac{V'_{F_1} \cdot (22.10^{-4} - x'_{\text{éq}})}{(8.10^{-4} + x'_{\text{éq}})^2} ; 100x'_{\text{éq}}^2 + 0,265x'_{\text{éq}} - 1,58.10^{-4} = 0$$

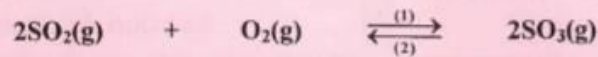
La solution acceptable : $x'_{\text{éq}} = 5.10^{-4} \text{ mol}$

$$(n_{\text{FeSCN}^{2+}})_{(S_1)_{\text{éq}}} = 1,7.10^{-3} \text{ mol} ; (n_{\text{Fe}^{3+}})_{(S_1)_{\text{éq}}} = 1,110^{-3} \text{ mol} = (n_{\text{SCN}^-})_{(S_1)_{\text{éq}}}$$

2) b-L'ajout, à volume constant, d'une petite quantité de nitrate de fer (III) provoque une augmentation de la concentration molaire de Fe^{3+} par suite et d'après la loi de modération, le système S_2 tend à s'opposer à cette perturbation ce qui correspond au déplacement de l'équilibre dans le sens direct (formation du complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$).

Exercice n°4

La réaction de synthèse du trioxyde de soufre SO_3 , étape importante dans la préparation industrielle de l'acide sulfurique, est exothermique. Elle est symbolisée par l'équation :



Considérons un système chimique fermé, contenant initialement **4 mol** de dioxyde de soufre (SO_2) et **2 mol** de dioxygène (O_2).

- 1- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique étudié.
- 2- Sous une pression $P = 1 \text{ bar}$ et à une température θ_1 , la quantité du dioxyde de soufre restant à la fin de la réaction est : $n(\text{SO}_2)_f = 0,6 \text{ mol}$.
 - a- Déterminer la composition molaire finale du système chimique étudié.
 - b- Calculer la valeur du taux d'avancement final τ_f de la réaction de synthèse du trioxyde de soufre à la température θ_1 .
 - c- En déduire si cette réaction est totale ou limitée.
- 3- En maintenant la pression P constante, on amène la température du système chimique précédent, de la valeur θ_1 à une valeur $\theta_2 > \theta_1$. Comparer, en le justifiant, la valeur de τ_f à celle de τ_{f_2} . (τ_{f_2} étant le taux d'avancement final de la réaction de synthèse du trioxyde de soufre à la température θ_2)

Correction

1-

Equation chimique		$2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{g})}$		
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)		
initial	0	4	2	0
intermédiaire	x	$4 - 2x$	$2 - x$	$2x$
final	x_{f_1}	$4 - 2x_{f_1}$	$2 - x_{f_1}$	$2x_{f_1}$

2- a- $n(\text{SO}_2)_f = 4 - 2x_{f_1} = 0,6 \Rightarrow x_{f_1} = \frac{4 - 0,6}{2} = 1,7 \text{ mol}$

composition finale du système : $n(\text{SO}_2)_f = 0,6 \text{ mol}$

$$n(\text{O}_2)_f = 2 - x_{f_1} = 0,3 \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_3)_f = 2x_{f_1} = 3,4 \text{ mol}$$

b- $\tau_f = \frac{x_{f_1}}{x_{\text{max}}}$; x_{max} étant l'avancement maximal, sa valeur est telle que : $2 - x_{\text{max}} = 0$;

soit $x_{\text{max}} = 2 \text{ mol}$ et par suite : $\tau_f = 0,85$

c- $\tau_f < 1$ la réaction est limitée

3- D'après la loi de modération, une élévation de la température favorise la réaction endothermique qui correspond, dans le cas présent, à la réaction de décomposition du trioxyde de soufre. D'où $x_{f_2} < x_{f_1}$ et par suite $\tau_{f_2} < \tau_{f_1}$.

Exercice n°5

La synthèse de l'ammoniac

La synthèse de l'ammoniac NH_3 est modélisée par l'équation :



Pour effectuer cette synthèse, il faut considérer deux paramètres ; le taux d'avancement final et la vitesse de la réaction. En pratique la réaction est lente et la solution évidente serait d'élever sa température. Cela peut augmenter la vitesse de la réaction, mais favorise la réaction inverse. Il faudrait donc imposer une basse température et recourir à d'autres moyens. On utilise un catalyseur en fer disposé par couches entre lesquelles des serpentins, parcourus par un courant d'eau froide, absorbent la chaleur que dégage la réaction telle que la température ne dépasse pas 550°C et la pression des gaz est élevée, environ 300 atm,... Lorsque la pression passe de 200 atm à 300 atm, le taux d'avancement final de la réaction s'améliore... L'intérêt de la synthèse de l'ammoniac vient de son utilisation industrielle soit en agriculture, soit dans les domaines synthétique et nucléaire où l'ammoniac liquéfié $\text{NH}_3(\text{liq})$ est un important réfrigérant.

D'après Guide des fluides frigorigènes pour la climatisation, Publications du CETIAT, 2002

- 1) Préciser en le justifiant :
 - a- si la réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique, endothermique ou athermique ;
 - b- pourquoi la synthèse de l'ammoniac se fait à pression élevée ;
 - c- les rôles joués par le fer disposé en couches.
- 2) Pour la synthèse de l'ammoniac, dégager les avantages et les inconvénients de manipuler :
 - a- à basse température ;
 - b- à haute température.

Correction

1 - a -

La réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique.

En effet, l'augmentation de la température du système chimique favorise la réaction dans le sens inverse, réaction qui s'oppose à l'élévation de la température, réaction dite endothermique, c'est pour cela que la réaction dans le sens direct (réaction de synthèse de l'ammoniac) est exothermique. La phrase dans le texte « Cela peut augmenter la vitesse de la réaction, mais favorise la réaction inverse ».

De même le rôle joué par les serpentins, parcourus par un courant d'eau froide, est d'absorber la chaleur dégagée par la réaction de synthèse de l'ammoniac et fait de telle sorte que la température ne dépasse pas les 550°C . La phrase dans le texte qui justifie encore que la réaction de synthèse de l'ammoniac est exothermique « des serpentins, parcourus par un courant d'eau froide, absorbent la chaleur que dégage la réaction ».

1 - b -

La pression élevée favorise la réaction qui fait diminuer le nombre de moles total à l'état gazeux. Elle favorise donc la réaction dans le sens direct (la diminution de la somme des coefficients stœchiométriques se fait dans le sens direct) ce qui fait augmenter l'avancement final de la réaction de synthèse de l'ammoniac. La phrase dans le texte qui justifie « lorsque la pression passe de 200 atm à 300 atm, le taux d'avancement final de la réaction s'améliore ».

2 - a -

Manipuler à basse température a pour :

- ✓ Avantage : Augmentation de l'avancement final de la réaction de synthèse de l'ammoniac. (La réaction de synthèse de l'ammoniac est une réaction exothermique).
- ✓ Inconvénient : Diminution de la vitesse de la réaction. La température joue le rôle de facteur cinétique.

2 - b -

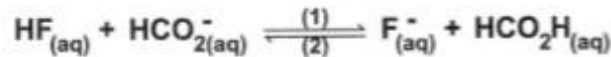
Manipuler à haute température a pour :

- ✓ Avantage : La valeur de la vitesse de la réaction de synthèse de l'ammoniac augmente.
- ✓ Inconvénient : L'avancement final de la réaction diminue.

Exercice n°6

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.

Correction

$$1. a- [\text{HF}]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,2 \cdot 60}{100} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{HCO}_2^-] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,2 \cdot 40}{100} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$b- \pi = \frac{[\text{F}^-][\text{HCO}_2\text{H}]}{[\text{HF}][\text{HCO}_2^-]}$$

c- A $t=0$, $\pi = 0$ est encore inférieure à la constante à l'équilibre K , d'où le système évolue dans le sens 1.

Commentaire: Pour une valeur de π comprise entre 0 et K , la réaction directe est possible spontanément

2. a- pour déterminer le réactif limitant, on dresse le tableau d'avancement volumique du système étudié. Il est conseillé d'écrire sous l'équation de la réaction la composition du système à l'état initial et à un instant quelconque.

Equation de la réaction	$\text{HF}_{(aq)} + \text{HCO}_2^- \rightarrow \text{F}^-_{(aq)} + \text{HCO}_2\text{H}_{(aq)}$				
État du système	Avancement	Concentration			
		initial	0	$12 \cdot 10^{-2}$	$8 \cdot 10^{-2}$
final	y_f	$12 \cdot 10^{-2} - y_f$	$8 \cdot 10^{-2} - y_f$	y_f	y_f

On a à la fois les deux conditions suivantes: $12 \cdot 10^{-2} - y_f \geq 0$ et $8 \cdot 10^{-2} - y_f \geq 0 \Rightarrow y_f \leq 8 \cdot 10^{-2}$
La réaction est totale dans le sens(1) avec $y_f = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

D'où le réactif limitant ne peut être que $\text{HCO}_2^-_{(aq)}$

b- La constante d'équilibre

$$K = \frac{[\text{F}^-]_{eq} [\text{HCO}_2\text{H}]_{eq}}{[\text{HF}]_{eq} [\text{HCO}_2^-]_{eq}} = \frac{y_f^2}{(12 \cdot 10^{-2} - y_f)(8 \cdot 10^{-2} - y_f)} = 4,1, \quad K = 4,1$$

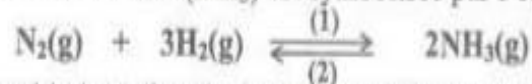
3. a- méthode 1: $\pi = \frac{n(f) n(\text{HCO}_2\text{H})}{([\text{HF}] + n(\text{HF})_{aj}) n(\text{HCO}_2^-)} < K$ d'où le système évolue dans le

sens 1

méthode 2: On suppose que l'ajout de HF se fait sans variation de volume, ($[\text{HF}]$ augmente), d'après la loi de modération, l'équilibre se déplace dans le sens pour diminuer la perturbation provoquée (c.-à-d. le système évolue dans le sens pour l'augmentation des concentrations des produits obtenus), celui qui correspond au sens 1.

Exercice n°7

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 n°8

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 :

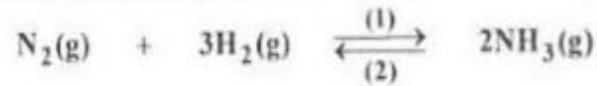


On introduit, à l'instant $t = 0$, une quantité $n_0 = 0,80 \text{ mol}$ de phosgène dans un réacteur préalablement vide et maintenu à une température $\theta = 400^\circ\text{C}$. Sous une pression P_1 , la quantité de phosgène restant dans le réacteur à la fin de la réaction est : $n_f = 0,68 \text{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

- 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 n°9

La synthèse de l'ammoniac NH_3 gazeux est modélisée par l'équation chimique suivante :



A une température θ_1 et sous une pression P maintenue constante, on réalise une expérience en mélangeant n mol de diazote N_2 et n mol de dihydrogène H_2 . A l'équilibre il se forme $0,2$ mol d'ammoniac NH_3 .

- 1) Dresser le tableau descriptif d'avancement noté x , relatif à la réaction de synthèse de l'ammoniac.
- 2) A la température θ_1 , la quantité de matière totale de gaz à l'équilibre est $n_{T_1} = 2,2$ mol.

On note x_{f_1} l'avancement final de la réaction à cette température.

- a- Montrer que $x_{f_1} = n - \frac{n_{T_1}}{2}$.
 - b- Déterminer la valeur de n .
- 3) a- Montrer que le dihydrogène H_2 est le réactif limitant.
b- Déterminer, à la température θ_1 , le taux d'avancement final τ_{f_1} de la réaction.
 - 4) On refait l'expérience à la température $\theta_2 < \theta_1$ en maintenant la même pression P et les mêmes quantités de matières initiales : $n(\text{H}_2) = n(\text{N}_2) = n$ mol. Un nouvel état d'équilibre chimique, caractérisé par un taux d'avancement final τ_{f_2} , est établi. La nouvelle quantité de matière totale de gaz, notée n_{T_2} , est inférieure à n_{T_1} .
 - a- Comparer τ_{f_2} à τ_{f_1} et déduire, si la nouvelle quantité de matière d'ammoniac NH_3 est supérieure ou inférieure à celle formée à la température θ_1 .
 - b- Justifier que la réaction de synthèse de l'ammoniac NH_3 est exothermique.