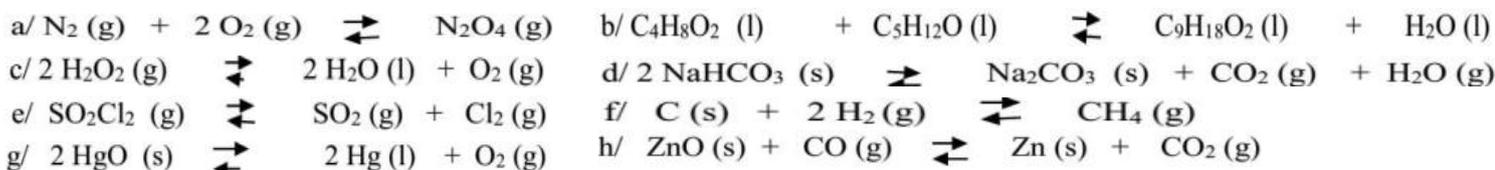


Série N°1 : Les Equilibres chimiques

Exercice.1 :

Pour les systèmes à l'équilibre suivants,

- Indiquer si l'équilibre est homogène ou hétérogène
- Ecrire l'expression de K_c
- Ecrire l'expression de K_p (systèmes gazeux uniquement)



Exercice.2 :

On considère les couples acide/base suivants :

- Acide nitreux/ ion nitrite (HNO_2/NO_2^-) ; $PK_{a1} = 3.2$
- Acide acétique/ ion acétate ($CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$) ; $PK_{a2} = 4,8$

1) Ecrire la réaction qui a lieu entre l'acide acétique et l'ion nitrite et calculer sa constante d'équilibre

2) Prévoir le sens de cette réaction dans les conditions suivantes :

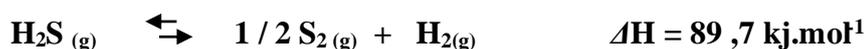
a) $C_{CH_3CO_2H} = C_{NO_2^-} = 0.1M$

b) $C_{CH_3CO_2H} = C_{NO_2^-} = C_{HNO_2} = C_{CH_3CO_2^-} = 0.1M$

3) Calculer dans chaque cas, la composition à l'équilibre, de la solution.

Exercice.3

La décomposition du $H_2S(g)$ est réalisée à 1362 °K



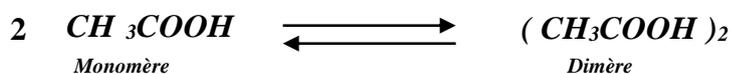
Lorsque l'équilibre est atteint, la pression totale est 1 atm et la pression de H_2 est alors 0,235 atm.

- 1) Calculer K_P à 1362 °K
- 2) Déduire la pression initiale P° de $H_2S(g)$
- 3) A une température T' , l'équilibre précédent est réalisé dans un volume V à partir de 4 moles de H_2S , la nouvelle valeur de K'_P est alors $1,17 \cdot 10^{-2}$ et H_2S est dissocié à 2,5 %.
 Déterminer la pression totale à l'équilibre.
- 4) Justifier sans calcul que T' est plus faible que T .
- 5) Sachant que $T' = 1050$ °K, calculer le volume V .

On donne : $R = 0,082 \text{ atm.l. mol}^{-1} \cdot K^{-1}$.

Exercice.4 :

On introduit 2 moles d'acide acétique dans 10 litres d'un solvant organique. On obtient l'équilibre suivant :



1°) Ecrire l'expression de la constante d'équilibre K_C .

2°) Calculer les concentrations en Monomère et en Dimère à l'équilibre sachant que $K_C = 1,5$ à 25°C .

3°) On ajoute à l'équilibre ainsi établi 0,5 mole d'acide acétique. Calculer les concentrations en Dimère et en Monomère une fois l'équilibre rétabli.

4°) A 60°C K_C vaut 1,3. Dites dans quel sens évolue l'équilibre lorsqu'on augmente la température.

La réaction directe est -elle endothermique ou exothermique ?

Exercice.5 :

A 1000°K , l'action du dioxyde de carbone donne lieu à l'équilibre :



a) Déterminer la valeur de la constante d'équilibre à 1000°K .

b) Déterminer les pressions partielles du mélange gazeux à l'équilibre, sachant que la pression totale P est alors égale à 1 atm.

c) Dans quel sens évolue l'équilibre si on augmente la pression P. On donne: $R = 8,32 \text{ K.j.mol}^{-1}$.

Exercice.6 :

Soient les réactions en phase gazeuse suivantes à $T = 900^\circ\text{C}$ et $P = 1 \text{ atm}$.



Soient $K_{P(A)}$, $K_{P(B)}$ et $K_{P(C)}$ les constantes d'équilibres respectives des réactions (A), (B) et (C)

1) Vérifier que la réaction (B) est une combinaison des réactions (A) et (C).

2) Exprimer $K_{P(B)}$ en fonction de $K_{P(A)}$ et $K_{P(C)}$. Calculer $K_{P(B)}$ sachant que $K_{P(A)} = 2,88$ et $K_{P(C)} = 2,31$

3) On effectue la réaction (B) dans un récipient de 1 litre maintenu à 900°C . En introduisant initialement 44g de CO_2 et 8g de H_2 , trouver la masse en gramme de CO_2 , H_2 , CO et H_2O dans le récipient une fois l'équilibre établi.

4) Quel est l'effet de l'augmentation de température sur la réaction (B) ? Justifiez. On donne : masse atomique de $\text{H} = 1$, masse atomique de $\text{C} = 12$, masse atomique de $\text{O} = 16$

Exercice.7 :

On considère l'équilibre homogène en phase gazeuse : $2 \text{COS} \rightleftharpoons 2 \text{CO} + \text{S}_2$

On part de $2n$ moles de COS. Soit α la fraction de COS dissociée et P la pression totale à l'équilibre.

1°) Exprimer la composition du mélange en fonction de n et α .

2°) Donner l'expression de K_P en fonction de α et de P.

3°) Sachant que $\alpha = 0,6$ et que $P = 2 \text{ atm}$. Calculer les pressions partielles de COS, CO et S_2 à l'équilibre ainsi que K_P .

4°) Dans quel sens évolue l'équilibre si on diminue la pression P ?

5°) Comment varie α si on ajoute n moles de CO au mélange ?

Corrigé de la série 1

Exercice.1 :

a-homogène $K_c = \frac{[N_2O_4]}{[N_2][O_2]^2}$ $K_p = \frac{P_{N_2O_4}}{P_{N_2} \cdot P_{O_2^2}}$

b-homogène $K_c = \frac{[C_9H_{18}O_2]}{[C_4H_8O_2][C_5H_{12}O]}$

c- hétérogène $K_c = \frac{[O_2]}{[H_2O_2]^2}$

d- hétérogène $K_c = [CO_2][H_2O]$

e-homogène $K_c = \frac{[SO_2][Cl_2]}{[SO_2Cl_2]}$ $K_p = \frac{P_{SO_2} \cdot P_{Cl_2}}{P_{SO_2Cl_2}}$

f- hétérogène $K_c = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$

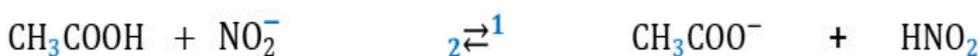
g- hétérogène $K_c = [O_2][Hg]^2$

h- hétérogène $K_c = \frac{[CO_2]}{[CO]}$

Exercice.2 :

1) Ecrire la réaction qui a lieu entre l'acide acétique et l'ion nitrite et calculer sa constante d'équilibre.

La réaction de neutralisation est :



La constante d'équilibre de cette réaction est donnée par :

$$K = \frac{[CH_3COO^-][HNO_2]}{[CH_3COOH][NO_2^-]} = \frac{[CH_3COO^-][H^+][HNO_2]}{[CH_3COOH][NO_2^-][H^+]} = \frac{K_{a_2}}{K_{a_1}} = \frac{10^{-4,8}}{10^{-3,2}} = 10^{-1,6} \rightarrow K = 0,025$$

2) Sens de la réaction

Le sens de la réaction considérée peut être donnée en comparant le quotient, Q , de cette réaction avec la constante, K , d'équilibre. On peut alors écrire :

$$Q = \frac{C_{CH_3CO_2^-} C_{HNO_2}}{C_{CH_3COOH} C_{NO_2^-}}$$

Trois conditions sont possibles selon les valeurs de Q et K :

- $Q > K$

D'après Lechatelier, l'équilibre se déplace dans le sens qui correspond à une diminution de Q ; c'est-à-dire de la diminution des concentrations de CH_3CO_2^- et HNO_2 : sens 2.

- $Q < K$

L'équilibre se déplace dans le sens qui correspond à une augmentation de Q ; c'est-à-dire une augmentation des concentrations de CH_3CO_2^- et HNO_2 : sens 1.

a- $C_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = C_{\text{NO}_2^-} = 0,1\text{M}$

- On a dans ce cas $Q=0$, donc $Q < K$. Par conséquent la réaction se fait dans le sens 1.

b- $C_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = C_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} = C_{\text{HNO}_2} = C_{\text{NO}_2^-} = 0,1\text{M}$

- On a $Q = 1$. Par conséquent $Q > K$ et de ce fait la réaction se fait dans le sens 2.

3) Calcul de la composition de la solution à l'équilibre

On écrit le tableau d'avancement de la réaction, dans chacun des cas

$C_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = C_{\text{NO}_2^-} = 0,1\text{M}$

	CH_3COOH	+	NO_2^-	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	HNO_2
initialement	$C=0,1$		$C= 0,1$		0		0
Avancement	$-x$				$+x$		$+x$
Equilibre	$C-x$		$C-x$		x		x

Remarque

Le calcul de la valeur de x permet de prévoir aussi le sens de la réaction :

- Si $x > 0$, on a le sens 1
- Si $x < 0$, on a le sens 2

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{(C-x)^2} \leftrightarrow \sqrt{K} = \frac{x}{C-x} \rightarrow x = \frac{C\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}}$$

Avec $\sqrt{K} = 0,16$, et $C = 0,1\text{M}$, on obtient : $x = 0,14$, ce qui conduit aux résultats suivants :

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{HNO}_2] = x = 0,014\text{M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{NO}_2^-] = (0,1 - 0,014)\text{M} = 0,086$$

On constate que la valeur de x est positive, ce qui est conforme aux résultats obtenus dans la question 2-a qui prévoient un déplacement dans le sens 1.

$$C_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = C_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} = C_{\text{HNO}_2} = C_{\text{NO}_2^-} = 0,1\text{M}$$

Tableau d'avancement :

	CH_3COOH	+	NO_2^-	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	HNO_2
initialement	$C=0,1$		$C=0,1$		$C=0,1$		$C=0,1$
Avancement	$-x$		$-x$		$+x$		$+x$
Equilibre	$C-x$		$C-x$		$C+x$		$C+x$

L'expression de la constante K est donnée par :

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NO}_2^-]} = \frac{(C+x)^2}{(C-x)^2} \leftrightarrow \sqrt{K} = \frac{C+x}{C-x} \rightarrow x = \frac{C(\sqrt{K}-1)}{1+\sqrt{K}} = -0,072$$

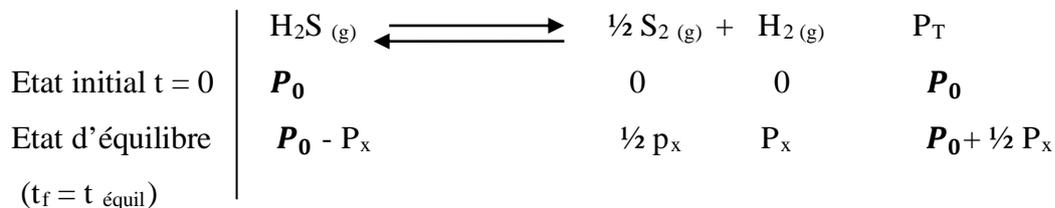
On constate que $x < 0$, ce qui indique que la réaction se fait dans le sens 2, comme c'est indiqué par les résultats obtenus lors de la question 2-b.

La valeur de x permet d'aboutir à :

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= [\text{HNO}_2] = 0,1 + x = (0,1 - 0,072)\text{M} = 0,028\text{M} \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] &= [\text{NO}_2^-] = (0,1 + 0,072)\text{M} = 0,172\text{M} \end{aligned}$$

Exercice.3 :

1) Le tableau d'avancement de la réaction :



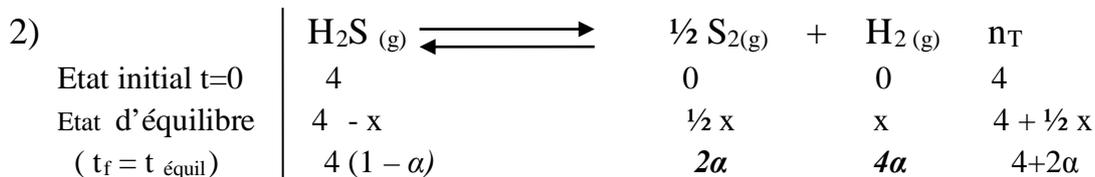
A l'équilibre : $P_{\text{H}_2} = 0,235 \text{ atm} = P_x$; ainsi $P_{\text{S}_2} = \frac{1}{2} P_x = 0,1175 \text{ atm}$

On sait qu'à l'équilibre : $P_T = P_{\text{H}_2\text{S}} + P_{\text{S}_2} + P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$

On tire $P_{\text{H}_2\text{S}} = 1 - (0,235 + 0,1175) = 0,6475 \text{ atm}$

$$K_P = \frac{(P_{\text{H}_2}) \cdot (P_{\text{S}_2})^{1/2}}{(P_{\text{H}_2\text{S}})} = \frac{0,235 \cdot \sqrt{0,1175}}{0,6475} = \mathbf{0,1244}$$

A l'équilibre $P_T = P_0 + \frac{1}{2} P_x$, on tire $P^0 = P_T - \frac{1}{2} P_x = (1 - \frac{1}{2} \cdot 0,235) P_0 = 0,8825 \text{ atm}$



On a : $K'_P = \frac{(P_{\text{H}_2}) \cdot (P_{\text{S}_2})^{1/2}}{(P_{\text{H}_2\text{S}})} = 1,17 \times 10^{-2}$

et $\alpha = 0,025 (2,5 \%)$ Avec : $\alpha = \frac{\text{nombre de mole dissociée}}{\text{nombre de mole totale}} = \frac{x}{4}$

on a : $x = 4 \alpha$

On calcule les nombres de moles à l'équilibre :

$n_{\text{H}_2\text{S}} = 4(1 - \alpha) = 3,9 \text{ mol}$; $n_{\text{S}_2} = 2 \alpha = 0,05 \text{ mol}$; $n_{\text{H}_2} = 4 \alpha = 0,1 \text{ mol}$ et

$n_T = 4 + 2 \alpha = 4,05 \text{ mol}$ On exprime les pressions partielles en fonction de P_T .

$P_{\text{H}_2} = X_{\text{H}_2} \cdot P'_T = n_{\text{H}_2} / n_T \cdot P'_T = 0,1 / 4,05 \cdot P'_T = 0,0247 P'_T$

$P_{\text{S}_2} = X_{\text{S}_2} \cdot P'_T = n_{\text{S}_2} / n_T \cdot P'_T = 0,05 / 4,05 \cdot P'_T = 0,01234 P'_T$

$P_{\text{H}_2\text{S}} = X_{\text{H}_2\text{S}} \cdot P'_T = 3,9 / 4,05 \cdot P'_T = 0,963 P'_T$

$$\text{On trouve : } K'_P = \frac{0,0247 \cdot \dot{P}T \cdot \sqrt{0,01234 \cdot \dot{P}T}}{0,963 \cdot \dot{P}T} = 0,00288 \sqrt{\dot{P}T} = 1,17 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{On trouve } \dot{P}_T = 16,5 \text{ atm}$$

3) Justifier que $T' < T$:

L'enthalpie ΔH de la réaction ($\Delta H = 89,7 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) est endothermique dans le sens 1(direct) et exothermique dans le sens 2(inverse). On remarque que $K'_P < K_P$ cela veut dire que l'équilibre est déplacé dans le sens 2 (sens exothermique). D'après LECHATELIER, le sens exothermique est favorisé si la T diminue ainsi on démontre que $T' < T$.

4) La loi des gaz parfaits permet d'écrire :

$$P'_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad \text{et} \quad V = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{\dot{P}_T} = \frac{(4,05)(0,082)(1050)}{16,5} = 21,133 \text{ L.}$$

Exercice.4:

1- L'expression de la constant d'équilibre K_C :

$$K_C = \frac{[(CH_3COOH)_2]}{[CH_3COOH]^2}$$

2- Tableau d'avancement de la reaction:

Nombre de moles:	$2 CH_3COOH$	\rightleftharpoons	$(CH_3COOH)_2$	N_T
Etat initial $t = 0$	2		0	2
Variation	- 2 x		+ x	
Etat d'aquilibre t_f	$2(1 - x)$		x	$2 - x$

Concentration du Monomère et du Dimère à l'équilibre:

$$[\text{Monomère}] = \frac{2(1-x)}{10}; \quad [\text{Dimère}] = \frac{x}{10}$$

La constant d'équilibre s'écrit:

$$K_C = \frac{\frac{x}{10}}{[\frac{2(1-x)}{10}]^2} = \frac{5x}{2(1-x)^2} = 1,5$$

$$3x^2 - 11x + 3 = 0$$

La resolution de cette equation avec la condition: $0 < x < 1$

Nous donne: $x = 0,3$ d'ou:

$$[\text{Monomère}] = \frac{2(1-0,3)}{10} = 14 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} .$$

$$[\text{Dimère}] = \frac{0,3}{10} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} .$$

3- L'addition d'acide acétique provoque un déplacement de l'équilibre vers la droite. Le nouveau système est constitue alors:

Nombre de moles:	$2 \text{ CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons (\text{CH}_3\text{COOH})_2$	N_T
État initial:	(1,4 + 0,5)	0,3 2,2
Variation:	- 2 x	+ x
À l'équilibre:	1,9 - 2 x	0,3 + x 2,2 - x

Les concentrations sont alors:

$$[\text{Monomère}] = \frac{1,9-2x}{10} \quad \text{et} \quad [\text{Dimère}] = \frac{0,3-x}{10}$$

La constante d'équilibre s'écrit:

$$K_C = \frac{10(0,3+x)}{(1,9-2x)^2} = 1,5 \implies 6x^2 - 21,4x + 2,415 = 0$$

La résolution de cette équation

Donne: $x = 0,11$

À l'équilibre les concentrations seront:

$$[\text{Monomère}] = \frac{1,9-2 \cdot 0,11}{10} = 0,168 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{Dimère}] = \frac{0,3+2 \cdot 0,11}{10} = 0,052 \text{ mol.l}^{-1}$$

4- K_C diminue lorsque la température augmente, ainsi l'augmentation de la température déplace l'équilibre dans le sens indirect, c'est à dire dans le sens de la réaction endothermique. La réaction directe est alors exothermique.

Exercice.5:

Soit l'équilibre hétérogène : $\text{CO}_{2(g)} + \text{C}_{(s)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$ $\Delta G^\circ = - 19,136 \text{ Kj}$.

a) D'après la relation de variation d'enthalpie libre standard :

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K_P \text{ on tire que : } K_P = \exp \left(- \frac{\Delta G^\circ}{RT} \right)$$

$$\text{D'où : } K_P = \exp \left(+ \frac{19,136 \cdot 10^3}{8,32 \cdot 1000} \right) = 10$$

b) S'agissant d'un équilibre hétérogène (solide - gaz), seules les pressions partielles des gaz interviennent :

$$\begin{cases} K_P = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = 10 & \dots\dots\dots(1) \\ P_T = P_{\text{CO}} + P_{\text{CO}_2} = 1 & \dots\dots\dots(2) \end{cases}$$

On a un système de deux équations: P_{CO} et P_{CO_2} sont à déterminer

On tire de (2) : $P_{\text{CO}_2} = 1 - P_{\text{CO}}$, on remplace dans (1) P_{CO_2} par la relation

$$P_{\text{CO}}^2 = 10 (1 - P_{\text{CO}}) \quad \text{ou :} \quad P_{\text{CO}}^2 + 10 P_{\text{CO}} - 10 = 0$$

La résolution de l'équation du second degré donne:

$$P_{\text{CO}} = 0,916 \text{ atm}$$

$$\text{et } P_{\text{CO}_2} = 1 - P_{\text{CO}} = 0,084 \text{ atm.}$$

c) Une augmentation de la pression déplace l'équilibre dans le sens d'une diminution du nombre de moles de la phase gazeuse, c'est -à-dire vers la formation de CO_2 (sens indirect (2)).

Exercice.6:

1- En combinant l'équilibre A et l'équilibre inversé de (C), on a :



Donc : (B) = (A) - (C)

2- Constante d'équilibre de A : $K_{P(A)} = \frac{(P_{H_2})^4 \cdot (P_{CO_2})}{(P_{CH_4}) \cdot (P_{H_2O})^2}$

Constante d'équilibre de C : $K_{P(C)} = \frac{(P_{H_2})^3 \cdot (P_{CO})}{(P_{CH_4}) \cdot (P_{H_2O})}$

Constante d'équilibre de B : $K_{P(B)} = \frac{(P_{H_2}) \cdot (P_{CO_2})}{(P_{CO}) \cdot (P_{H_2O})}$

On remarque : $K_{P(B)} = \frac{K_{P(A)}}{K_{P(C)}} \quad d'o\grave{u} : K_{P(B)} = \frac{2,88}{2,31} = 1,25$

3- On effectue la réaction (B) à volume constant. Le nombre de moles à l'état initial :

Pour CO₂ : $n_{CO_2}^{\circ} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{44}{44} = 1 \text{ mole}$

Pour H₂ : $n_{H_2}^{\circ} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{8}{2} = 4 \text{ moles}$

Et $n_{H_2O} = n_{CO} = 0$

Tableau d'avancement de la réaction (B):

Nombre de moles	H ₂ O	+ CO	⇌	CO ₂	+ H ₂	n _T
A l'état initial.	0	0		1	4	5
Variation.	x	x		- x	- x	
A l'équilibre.	x	x		1 - x	4 - x	5

Le nombre total de moles, n_T = 5 moles et la pression totale P.

A l'équilibre : $K_P = \frac{P_{CO_2} \cdot P_{H_2}}{P_{H_2O} \cdot P_{CO}}$ et les pressions partielles :

$$P_{H_2O} = P_{CO} = \frac{n_i}{n_T} \cdot P = \frac{x}{5} \cdot P ; \quad P_{CO_2} = \frac{1-x}{5} \cdot P \quad et \quad P_{H_2} = \frac{4-x}{5} \cdot P$$

En remplaçant dans K_{P(B)} on a : $K_{P(B)} = \frac{(1-x) \cdot (4-x)}{x^2} = 1,25$

La résolution de l'équation de l'équation du second degré :

$$0,25 x^2 + 5 x - 4 = 0 \quad nous \text{ donne} : x = 0,78 \text{ mole}$$

A l'équilibre la masse des différentes espèces est :

$$m_{H_2O} = 18 \cdot x = 18 \cdot 0,78 = 14,04 \text{ g}$$

$$m_{CO} = (12 + 16) \cdot x = 28 \cdot 0,78 = 21,84 \text{ g}$$

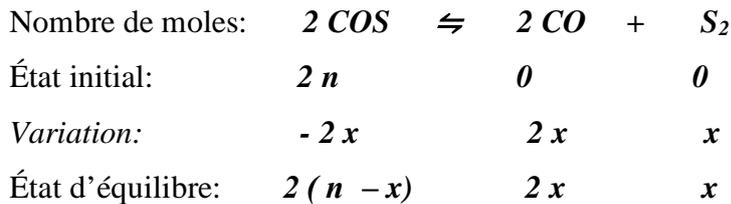
$$m_{\text{CO}_2} = 44. (1 - x) = 44. (1 - 0,78) = 9,68 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2} = 2. (4 - x) = 2. (4 - 0,78) = 6,44 \text{ g.}$$

- 4- En vertu du principe de LECHATELIER, une élévation de la température déplacera l'équilibre dans le sens endothermique. La réaction (B) est endothermique dans le sens direct, donc l'élévation de la température déplacera l'équilibre vers la formation de CO_2 et H_2 .

Exercice.7:

- 1- Tableau d'avancement de la réaction:



Le nombre de moles de COS dissociées est égal au nombre de moles de COS initial moins le nombre de moles de COS restant.

$$n_{\text{COS}(\text{dissocié})} = 2 n - 2 (n - x) = 2 x$$

$$\text{La fraction de COS dissociée: } \alpha = \frac{\text{nombre de moles dissocié}}{\text{nombre de moles initial}} = \frac{2 x}{2 n} = \frac{x}{n} \Rightarrow x = \alpha n$$

$$n_{\text{COS}} = 2 (n - x) = 2 n (1 - \alpha)$$

$$n_{\text{CO}} = 2 x = 2 n \alpha$$

$$n_{\text{S}_2} = x = n \alpha.$$

2-
$$K_P = \frac{P_{\text{S}_2} \cdot P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{COS}}^2}$$

$$n_T = 2 n (1 - \alpha) + 2 n \alpha + n \alpha = n (2 + \alpha).$$

$$P_{\text{COS}} = \frac{n_{\text{COS}}}{n_T} \cdot P = \frac{2 n (1 - \alpha)}{n (2 + \alpha)} \cdot P = \frac{2 (1 - \alpha)}{(2 + \alpha)} \cdot P$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_T} \cdot P = \frac{2 n \alpha}{n (2 + \alpha)} \cdot P = \frac{2 \alpha}{(2 + \alpha)} \cdot P$$

$$P_{\text{S}_2} = \frac{n_{\text{S}_2}}{n_T} \cdot P = \frac{\alpha}{(2 + \alpha)} \cdot P$$

En remplaçant les pressions partielles dans K_P , on obtient :

$$K_P = \frac{\left(\frac{\alpha P}{2 + \alpha}\right) \left(\frac{2 \alpha P}{2 + \alpha}\right)^2}{\left[\frac{2 (1 - \alpha)}{(2 + \alpha)}\right]^2} = \frac{4 \cdot \alpha^3 P^3}{(2 + \alpha)^3} \cdot \frac{(2 + \alpha)^2}{4 (1 - \alpha)^2 \cdot P^2}$$

$$K_P = \frac{\alpha^3 \cdot P}{(2 + \alpha)(1 - \alpha)^2}$$

3- Données: $\alpha = 0,6$; $P = 2 \text{ atm}$

$$P_{\text{COS}} = \frac{2(1-0,6)}{(2+0,6)} \cdot 2 = 0,62 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{2 \cdot 0,6}{(2+0,6)} \cdot 2 = 0,92 \text{ atm}$$

$$P_{\text{S}_2} = \frac{0,6}{(2 + 0,6)} \cdot 2 = 0,46 \text{ atm}$$

$$K_P = \frac{(0,6)^3 \cdot 2}{(2+0,6)(1-0,6)^2} = 1$$

4- Lorsque la pression diminue, le système tend à s'opposer à cette diminution en déplaçant l'équilibre dans le sens d'une augmentation du nombre de moles de la phase gazeuse c'est à dire dans le sens de la réaction directe (1).

5- Lorsque n_{CO} augmente, l'équilibre se déplace dans le sens d'une diminution de la quantité de CO, c'est à dire dans le sens de la formation de COS.

Le nombre de moles de COS dissocié diminue et par conséquent \propto diminue aussi.