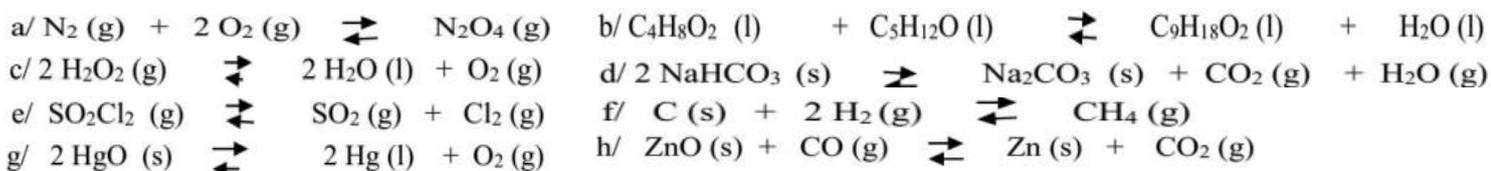


Série N°1 : Les Equilibres chimiques

Exercice.1 :

Pour les systèmes à l'équilibre suivants,

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



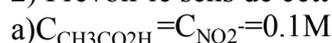
Exercice.2 :

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

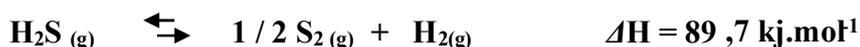
2) Prévoir le sens de cette réaction dans les conditions suivantes :



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



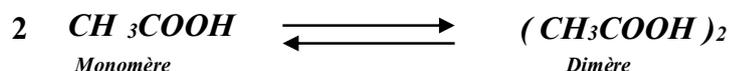
Lorsque l'équilibre est atteint, la pression totale est 1 atm et la pression de H_2 est alors 0,235 atm.

- 1) Calculer K_p à 1362 °K
- 2) Déduire la pression initiale P^0 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 : $R = 0,082 \text{ atm.l. mol}^{-1}.K^{-1}$.

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: $R = 8,32 \text{ KJ.mol}^{-1}$.

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 H = 1, masse atomique de C = 12, masse atomique de 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 ?