TP 2 Equilibre chimique

I- Partie théorique

I.1- Introduction

La réaction chimique est un phénomène ou transformation résultant de la mise en présence de deux corps chimiques. On peut la définir aussi comme étant une manifestation des caractères distinctifs d'un corps provoqués par l'action chimique d'un autre corps.
Il y'a deux types de réaction chimique qui sont :
a- Réactions irréversibles : est une action complète de l'un des corps réagissant.

Exemple :

$$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

b- Réactions réversibles **:** ne sont jamais complètes. Elles s'arrêtent avant que les corps réagissant soient consommés, en plus il y'aura une reconstruction et une destruction des corps réagissant.
Exemple :

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

I.2- Loi d'action de masse

Soit la réaction suivante :

$$CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$$

On a deux réactions simultanées.
On appelle <u>*réaction directe*</u> celle qui a lieu selon l'équation de gauche à droite → (sens1)
On appelle <u>*réaction inverse*</u> celle qui a lieu selon l'équation de droite à gauche ← (sens 2)
Les réactions réversibles conduisent à l'établissement d'un état d'équilibre chimique. Cet équilibre ce produit lorsqu'il ya égalité des vitesses de la réaction directe et la réaction inverse, égalité qui résulte de la modification des concentrations des corps réagissant.
Soit la réaction réversible :

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

Soit V_1 vitesse de la réaction directe (sens 1), elle sera proportionnelle aux concentrations des substances A et B.

$$V_1 = k_1.C_A.C_B$$

Soit V_2 vitesse de la réaction inverse (sens2), elle sera proportionnelle aux concentrations des substances C et D

$$V_2 = k_2.C_C.C_D$$

L'état du système formé des substances régissantes lorsque $V_1 = V_2$ est dit état d'équilibre chimique.
A l'équilibre : $V_1=V_2$

$$k_1.C_A.C_B = k_2.C_C.C_D$$

$$k_1/k_2 = C_C.C_D/C_A.C_B$$

Avec :

$k_1/k_2 = K_C$ représente une valeur constante dite constante d'équilibre de la réaction.

D'où : $Kc = C_C.C_D/C_A.C_B$

A l'équilibre la concentration de toute substance cesse d'être modifiée en réalité les réactions continuent d'évoluer, mais l'une d'entre elles réduit à néant les effets de l'autre, donc c'est un équilibre dynamique.

Dans le cas général :

$$mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$$

$$Kc = (C)^p . (D)^q /(A)^m . (B)^n$$

Quand l'équilibre est établi le produit des concentrations des substances finales de la réaction divisé par le produit des concentrations des substances initiales pour une réaction donnée et pour une température donnée est une grandeur appelée constante d'équilibre Kc. L'invariabilité de Kc montre que cette constante ne dépend pas des concentrations initiales des substances, A et B en effet lorsque l'équilibre est établi le rapport $(C)^p * (D)^q /(A)^m * (B)^n$ pour une température donnée a une valeur constante quelle que soit les concentrations initiales de A et de B.

Un changement de température entraînera une variation de la constante d'équilibre Kc. Pour chaque température on a une valeur donnée de kc.

II- Partie pratique

II.1- But du TP

Détermination de la constante d'équilibre chimique Kc d'une réaction réversible en mesurant les concentrations des constituants à température constante.

II.2- Matériels et réactifs

Matériels	**Réactifs**
Cristallisoir	Solution de KI à 0,04 M
Fioles jaugées de 250 ml	Solution de $FeCl_3$ à 0,04 M
Bain thermostaté	
Chronomètre	
Fioles coniques	

II.3- Détermination de la constante d'équilibre d'une réaction réversible

On déterminera la constante d'équilibre Kc de la réaction suivante :

$$2FeCL_3 + 2KI \leftrightarrow 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$$

$$2Fe^{3+} + 2I^- \leftrightarrow 2Fe^{2+} + I_2$$

II.3.1-Principe

La constante d'équilibre de cette réaction peut être déterminée expérimentalement en mesurant les concentrations des différents constituants du système à l'équilibre.

$$Kc = C^2_{Fe2+} . C_{I2} / C^2_{Fe3+} . C^2_{I^-}$$

Pour déterminer les concentrations des différents constituants du système à l'équilibre on réalise le dosage de l'un des produits formés I_2 (Oxydant) par un réducteur $Na_2S_2O_3$.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow 2NAI + Na_2S_4O_6$$

Il est évident que ne sachant pas à quel moment s'établira l'équilibre, il est nécessaire d'effectuer plusieurs dosages successifs à intervalle de temps régulier jusqu'à atteindre une invariabilité des concentrations.
On pourra alors calculer la concentration de I_2 et grâce aux relations existant entre les différentes espèces en présence on calculera les concentrations des autres constituants.

II.3.2- Concentration des différents constituants à l'équilibre

a- Concentration de I_2 à l'équilibre

D'après le dosage on a : $N_{Na2S2O3} . V_{Na2S2O3} = N_{I2} . V_{I2}$

Avec

$N_{I2} = 2C_{I2}$ car equiv-gr $I_2 = M_{I2}/2$

$N_{Na2S2O3} = C_{Na2S2O3}$

$C_{Na2S2O3} . V_{Na2S2O3} = 2C_{I2} . V_{I2}$

$$C_{I2} = \frac{C_{Na2S2O3} . V_{Na2S2O3}}{2. V_{I2}}$$

C_{I2} : concentration molaire de I_2 (molarité de I_2 en mol/l).
$C_{Na2S2O3}$: concentration molaire de $Na_2S_2O_3$ (molarité de $Na_2S_2O_3$).
$V_{Na2S2O3}$: volume de $Na_2S_2O_3$ utilisé pour le dosage.
VI_2 : volume de la prise d'essai.

b- Concentration des ions Fe^{2+} à l'équilibre

$$C_{Fe2+} = 2C_{I2}$$

c- Concentration des ions Fe^{3+} à l'équilibre

$$CFe^{3+} = C'_{FeCl3} - CFe^{2+}$$

Avec

$$C'_{FeCl3} = \frac{C_{0\,FeCl3} \cdot V_{FeCl3}}{V_{FeCl3} + V_{KI}}$$

$C_{0\,FeCl3}$: concentration initiale de $FeCl_3$.
C'_{FeCL3} : concentration initiale de $FeCl_3$ dans le mélange $FeCl_3$ + KI.

d- Concentration des ions I^- à l'équilibre

$$C_{I-} = C'_{KI} - 2C_{I2}$$

Avec

$$C'_{KI} = \frac{C_{0\,KI} \cdot V_{KI}}{V_{FeCl3} + V_{KI}}$$

$C_{0\,KI}$: concentration initiale de KI.
C'_{KI} : concentration initiale de KI dans le mélange $FeCl_3$ + KI.

Remarque
Lors du dosage de I_2, il est nécessaire de prendre certaines précautions :
* les volumes des échantillons doivent être les plus petits possibles afin de ne pas perturber la réaction en cours en diminuant le volume total et les concentrations de façon considérable.
* avant d'effectuer le dosage, il est nécessaire de bloquer la réaction en refroidissant le milieu réactionnel surtout si on doit tenir compte du facteur temps.

II.3.3- Mode opératoire
* Préparer 6 fioles coniques contenant chacune 10 ml d'eau distillée.
* Mettre les fioles coniques dans un cristallisoir contenant de la glace.
* Verser 100ml d'une solution de $FeCl_3$ à 0,04M dans une fiole jaugée de 250 ml.
* Verser 100ml d'une solution de KI à 0,04M dans une fiole jaugée de 250 ml.
* Plonger les deux fioles jaugées dans un bain thermostat à 35°C pendant15 min.
* Mélanger les deux solutions et déclencher le chronomètre.
* Chaque 10 min prélever 10 ml du mélange, introduire la prise d'essai dans l'une des fioles coniques préalablement refroidi.
* Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon (indicateur coloré sur I_2)
* Titrer l'iode I_2 à l'aide d'une solution de $Na_2S_2O_3$ à 0,02M jusqu'à la disparition de la couleur bleu.
Faire 4 dosages à l'intervalle de10 min entre 2 dosages.
L'équilibre est atteint lorsque les volumes de $Na_2S_2O_3$ ne varient plus, ce qui signifie que la quantité de I_2 est constante.

II.3.4-Calculs
* Présenter les résultats sous forme d'un tableau.
* Calculer la valeur de K_C à 35°C.