**TP N° 2 : Equilibre chimique**

**I. But :**

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

**II. Partie théorique :**

Les réactions se divisent en deux groupes :

* **Réactions irréversibles :** Ces réactions se produisent jusqu’à épuisement de l’un des réactifs (fin de la réaction) Exp :

**Zn + 4HNO3 → Zn (NO3)2 + 2NO2 + 2H2O**

* **Réactions réversibles :** elles s’arrêtent avant que les corps réagissent soient consommés.

**N2 + 3H2 → 2NH3**

Les réactions réversibles conduisent à l’établissement d’un état d’équilibre chimique. Cet équilibre ce produit lorsqu’il y a égalité des vitesses de la réaction directe et la réaction inversée.

Au moment d’équilibre, on désigne une constant qui s’appelle «constante d’équilibre de la réaction» noté Kc.

Dans le cas général :

**mA + nB → pC + qD**

**Kc = [C]p.[D]q / [A]m . [B]n**

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 la concentration initiale de A et quelle que soit la concentration initiale de B.

Un changement de température entrainera une variation de constante d’équilibre Kc.

**III. Principe :**

On détermine la constante d’équilibre Kc de la réaction suivante :

**2 FeCl3 + 2 KI ⇌ 2 FeCl2 + I2 + 2 KCl**

**2 Fe+3 + 2 I- ⇌ 2 Fe+2 + I2**

La constant d’équilibre de cette réaction peut être déterminé expérimentalement en mesurant les concentrations des différents constituants du système à l’équilibre, à température constante.

Pour cela on réalise le dosage de l’un des produits formés I2 (Oxydant) par un réducteur Na2S2O3.

**2Na2S2O3 + I2 ⇌ 2 NaI + Na2S4O6**

Concentration des différents constituants à l’équilibre :

**C(I2) =** [C(Na2S2O3).V(Na2S2O3)] / 2 V(I2)

**C(Fe2+) =** 2C(I2)

**C(Fe3+) =** C’(FeCl3) - C(Fe2+)

**C’(FeCl3) :** Concentration de FeCl3, en tenant compte de la dilution due à l’addition de KI.

**C(I-) =** C’(KI) - 2C(I2)

**C’(KI) :** Concentration de KI, en tenant compte de la dilution due à l’addition de FeCl3.

**IV. Partie Expérimentale :**

* Préparer 6 fioles coniques contenant chacune une quantité de glace.
* Mettre les fioles coniques dans un cristallisoir contenant de la glace
* Verser 100 ml d’une solution de FeCl3 a 0,04M dans une fiole jaugée de 250 ml.
* Verser 100 ml d’une solution de KI a 0,04M dans une fiole jaugée de 250 ml.
* Mélanger les deux solutions et déclencher le chronomètre.
* Chaque 10 mn prélever 10 ml du mélange, introduire la prise d’essai dans l’une des fioles conique préalablement refroidie.
* Titrer l’iode I2 à l’aide d’une solution de Na2S2O3 à 0,02M jusqu’à la disparition de la couleur bleu.
* Faire 4 dosages a l’intervalle de 10 min entre deux dosages.

L’équilibre est atteint lorsque les volumes de Na2S2O3 ne varient plus, ce qui signifie que la quantité d’I2 est constante.

**III. Questions :**

1. Calculer Concentration des différents constituants à l’équilibre.
2. Déduire la constante d’équilibre **Kc**.