

Cours N°C6 : Évolution spontanée d'un système chimique

Introduction : Pour ce système chimique ci-contre peut se produire deux réactions chimiques selon les conditions initiales :

Soit : $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$

Ou : $\text{HCOO}^- + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{COO}^-$

Donc comment peut-on prévoir le sens d'évolution d'un système chimique ? Quelle est la norme qui peut utiliser pour prévoir le sens d'évolution ?

I- Rappel sur le quotient d'une réaction

1-Expression du quotient de réaction Q_r

Le quotient de réaction Q_r pour une réaction chimique d'équation : $aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$
S'écrit dans un état donné du système :

.....

À l'équilibre les concentrations molaires des espèces chimiques deviennent constantes et le quotient de la réaction prend une valeur constante qui s'appelle la **constante d'équilibre**

..... : C'est une grandeur sans unité ne dépend que de la température

Activité 1

On mélange dans un bécher de volume V:

-Un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH de concentration $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

-Un volume $V_2 = 5 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniac NH_3 de concentration C

-Un volume $V_3 = 5 \text{ mL}$ d'une solution d'éthanoate de sodium ($\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$) de concentration $C' = 10^{-1} \text{ mol/L}$.

-Un volume $V_4 = 10 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$) de concentration C' .

On donne l'équation de la réaction qui se produit entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac.



On donne: pour le couple: $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ $pK_{A1} = 4,8$; $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ $pK_{A1} = 9,2$

1. Déterminer la valeur du quotient de réaction dans l'état initial $Q_{r,i}$ du système .

.....

.....

.....

.....

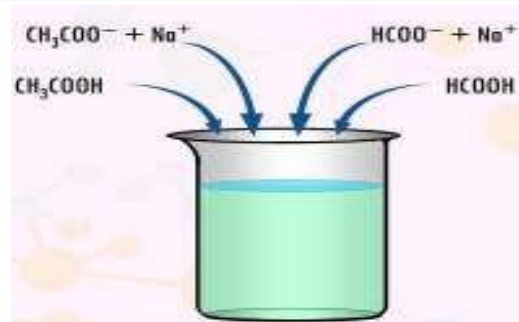
.....

2. Déterminer la constante d'équilibre K associée à cette réaction.

.....

.....

.....



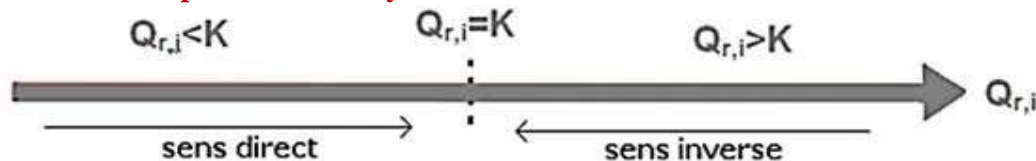
II- Critère d'évolution spontanée :

1- Définition

Un système chimique va évoluer de façon que le **quotient de réaction initiale** $Q_{r,i}$ tend vers la valeur de la **constante d'équilibre** K . On en distingue trois cas :

- Si $Q_{r,i} < K$: le système évolue spontanément dans le
- Si $Q_{r,i} > K$: le système évolue spontanément dans le
- Si $Q_{r,i} = K$, le système est,

Diagramme de critère d'évolution spontanée d'un système



- La suite de l'activité 1 3. Dans quel sens le système va-t-il évolué ?

Remarque : Si la constante d'équilibre $K > 10^4$, on dit que la réaction est totale, dans ce cas on utilise une seule flèche dans l'équation.

III- Application du critère d'évolution :

1-cas d'une réaction acido-basique (voir activité 1)

2-cas d'une réaction d'oxydoréduction

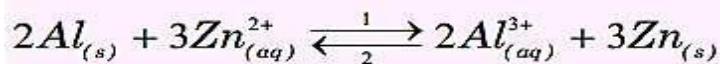
On introduit dans un bécher :

* $V_1 = 100 \text{ ml}$ d'ions de zinc $Zn_{(aq)}^{2+}$ de concentration $[Zn^{2+}]_i = 0,20 \text{ mol. L}^{-1}$

* $V_2 = 200 \text{ ml}$ d'ions d'aluminium $Al_{(aq)}^{3+}$ de concentration $[Al^{3+}]_i = 0,015 \text{ mol. L}^{-1}$

* une plaque de zinc et l'autre d'aluminium

On considère la réaction chimique suivante :



1-Déterminer la valeur du quotient de réaction dans l'état initial $Q_{r,i}$.

2-La constante d'équilibre de cette réaction est $= 4.10^{38}$, dans quel sens le système va-t-il évolué ?

Exercice 1 : On mélange à l'état initial 10^{-2} mol d'ions $Fe_{e(aq)}^{3+}$; 5.10^{-2} mol d'ions $Ag_{(aq)}^{+}$ et 2.10^{-2} mol d'ions

$Fe_{e(aq)}^{2+}$; puis on introduit dans un volume $V=500 \text{ mL}$ de cette solution un fil d'argent $Ag_{(s)}$. On considère la réaction chimique suivante : $Ag_{(s)} + Fe_{(aq)}^{3+} \rightleftharpoons Ag_{(aq)}^{+} + Fe_{(aq)}^{2+}$ sa constante d'équilibre à 25°C est $K = 3,2$

- [illegible]