

## L'évolution spontanée d'un système chimique



## 1. Rappel sur le quotient d'une réaction

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 :  $Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$  L'expression de  $Q_r$  ne fait intervenir que les concentrations des espèces

chimiques dissoutes, exprimées en mol/l et  $Q_r$  est sans unité .

## N.B

A une température donnée, le quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r,eq}$  est une constante quel que soit l'état initial considéré :  $K = Q_{r,eq}$

- La constante d'équilibre dépend uniquement de la température.
- Le taux d'avancement final d'une réaction à température donnée dépend de la constante d'équilibre (plus cette constante est grande, plus le taux d'avancement est grand), mais dépend aussi des conditions initiales.

## 2. Le critère d'évolution d'un système:

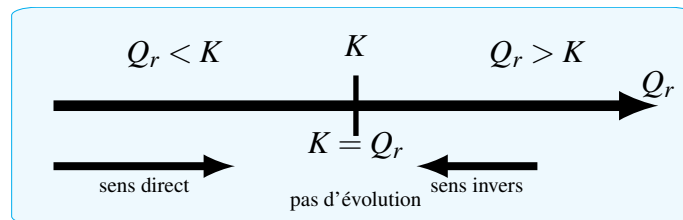
Un système chimique va évoluer de façon que  $Q_r$  tend vers la valeur de la constante d'équilibre  $K$

On en distingue trois cas

$K = Q_r$  Le système est en équilibre et n'évolue dans aucun sens : la composition du système ne varie plus.

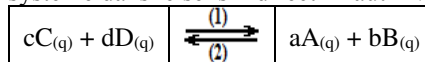
$K > Q_r$  L'évolution spontanée se produit dans le **sens direct (1)** (sens de consommation des réactifs)  $K \rightarrow Q_r$

$K < Q_r$  L'évolution spontanée se produit dans le **sens indirect (2)** (sens de consommation des Produits)  $K \leftarrow Q_r$



## N.B

Dans la cas ou  $K < Q_r$  et évolution du système dans le sens indirect il faut inverser l'écriture de l'équation



Lorsque l'on modifie la quantité de matière de l'une des espèces chimiques présente dans un système chimique à l'équilibre, l'évolution s'oppose à cette modification :

- Si une espèce chimique est apportée, l'évolution se fait dans le sens de sa consommation.
- Si une espèce chimique est éliminée, l'évolution se fait dans le sens de sa production.

## 3. Application

On introduit dans un bécher :

- \*  $V_1 = 10,0ml$  d'une solution d'acide acétique de concentration  $C = 0,010mol/l$
- \*  $V_2 = 10,0ml$  d'une solution d'acétate de sodium fraîchement préparée de même concentration  $C$  ;
- \*  $V_3 = 20,0ml$  d'une solution d'ammoniac  $NH_3$  de concentration  $C' = 0,025mol/l$  ;
- \*  $V_4 = 10,0ml$  d'une solution de chlorure d'ammonium  $NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$  de même concentration  $C'$  .

1. Écrire l'équation de la réaction qui peut se produire en considérant l'acide acétique comme un réactif .
2. On donne la constante d'acidité des deux couples  $K_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 10^{-4,8}$  et  $K_a(NH_4^+/NH_3) = 10^{-9,2}$  . Déterminer la constante d'équilibre  $K$  associée à cette réaction .
3. Déterminer la valeur de la quotient de réaction dans l'état initial  $Q_{r,i}$  du système .
4. Dans quel sens le système va-t-il évolué ?