1 Définitions

1.1 Réaction complète

Une réaction est dite complète lorsque tous les réactifs (A) se transforment en produits (B).

$$A \rightarrow B$$

1.2 Réaction impossible

Une réaction est dite impossible lorsque les réactifs (A) ne peuvent pas se transformer en produits (B).

$$A \leftarrow B$$

En d'autres mots, les substances A sont en fait les produits, et les substances B sont en fait des réactifs. **Les produits peuvent se transformer en réactifs**.

Pour pallier cette ambiguïté, dorénavant, nous appellerons :

— **réactifs** les **substances mis à gauche** de la réaction,

— et nous appellerons **produits** les **termes mis à droite** de la réaction.

1.3 Réaction incomplète, en équilibre dynamique

Une réaction est dite **incomplète** ou en **équilibre dynamique**, lorsque les réactifs (A) se transforment en partie en produits (B) et que conséquemment une part des produits (B) se transforment en réactifs (A). La distinction entre réactifs et produits n'a plus de sens, puisque que A et B sont à la fois réactifs et produits.

On désignera le sens A vers B comme la **réaction directe**, et le sens B vers A comme la **réaction inverse**.

Dans ce type, la réaction dite **dynamique**, c-à-d que la réaction ne s'arrête effectivement jamais. **A tout moment, les réactifs se convertissent en produits et des produits se convertissent en réactifs**. Donc, à l'équilibre, le flux dans un sens compense le flux dans l'autre sens.

$$A \rightleftharpoons B$$

Une réaction sera dite **déplacée vers la droite**, si une majorité des réactifs (A) se convertissent en produits (B). Une réaction sera dite **déplacée vers la gauche**, si une majorité des produits (B) se convertissent en réactifs (A).

2 Conditions d'une réaction en équilibre

Le fait qu'une réaction soit en équilibre ne dépend que deux facteurs :

— la variation d'enthalpie ;

— la variation d'entropie.

L'enthalpie a été vue au cours concernant la chaleur et les réactions chimiques.

L'entropie est la quantité de désordre. Cette information peut être approximée par le nombre de moles gazeuses (n_g). En effet, les molécules gazeuses sont plus « en désordre »que les molécules liquides ou solides. La notion d'entropie sera vue plus précisément au cours de Physique de 6ème.

Une réaction chimique a « naturellement » tendance à libérer de la chaleur ($\Delta E_H < 0$) et a « naturellement » tendance à augmenter le désordre ($\Delta n_g > 0$).

Une réaction chimique exothermique qui augmente le nombre de moles gazeuses sera donc complète puisque que les deux facteurs vont dans le même « sens ».

A l'inverse, une réaction endothermique qui diminue le nombre de moles gazeuses sera impossible.

Si les deux facteurs sont « contradictoires »($\Delta E_H > 0, \Delta n_g > 0$ ou $\Delta H < 0, \Delta n_g < 0$), alors les conditions d'équilibre dynamique sont réunies.

$\Delta n_g / \Delta E_H$	$\Delta E_H < 0$	$\Delta E_H > 0$
$\Delta n_g < 0$	$\rightleftharpoons$	$\leftarrow$
$\Delta n_g > 0$	$\rightarrow$	$\rightleftharpoons$

3 Facteurs influençant l'état d'équilibre

Trois facteurs influencent l'état de l'équilibre, à savoir le fait d'un déplacement de l'équilibre vers la droite ou vers la gauche :

— la concentration initiale des réactifs ;

— la température ;

— la pression.

Ces trois facteurs respectent tous le principe de Le Chatelier. [1]

3.1 Principe de Le Chatelier

« Si une modification (concentration, température, pression) est imposée à un système chimique à l'état d'équilibre, il s'ensuit une réaction chimique qui s'oppose en partie à la modification imposée ; le système évolue vers un nouvel état d'équilibre. »

Dis simplement :

— si la concentration des réactifs ou des produits augmentent, le système essaie de la diminuer ;

— si la température augmente, le système essaie de la diminuer ;

— si la pression augmente, le système essaie de la diminuer.

... et inversement.

1. Henry Le Chatelier (1850-1936), chimiste français.

3.2 Influence de la concentration initiale

A température constante et à pression constante, la concentration initiale de réactifs influencera l'équilibre chimique.

— Une diminution de concentration des réactifs entraînera un déplacement d'équilibre vers la gauche, c-à-d une reformation de réactifs.
— Une augmentation de concentration des réactifs entraînera un déplacement d'équilibre vers la droite, c-à-d une dégradation accrue de réactifs.

Les rapports quantitatifs des concentrations sont déterminés par la constante d'équilibre (cfr. 4).

3.3 Influence de la température

Pour une réaction donnée et à pression constante, la température influencera l'équilibre chimique.

— Pour les réactions exothermiques,
  — une augmentation de température déplacera l'équilibre vers la gauche, et donc diminuera la chaleur libérée ;
  — une diminution de température déplacera l'équilibre vers la droite, et donc augmentera la chaleur libérée.
— Pour les réactions endothermiques,
  — une augmentation de température déplacera l'équilibre vers la droite, et donc diminuera la chaleur libérée ;
  — une diminution de température déplacera l'équilibre vers la gauche, et donc augmentera la chaleur libérée.

3.4 Influence de la pression

Pour une réaction donnée et à température constante, la pression influencera l'équilibre.

— Pour les réactions qui produisent une augmentation de volume, et donc de pression, si le volume est fermé,
  — une augmentation de pression déplacera l'équilibre vers la gauche, et donc diminuera la pression finale ;
  — une diminution de pression déplacera l'équilibre vers la droite, et donc augmentera la pression finale.
— Pour les réactions qui produisent une diminution de volume, et donc de pression, si le volume est fermé,
  — une diminution de pression déplacera l'équilibre vers la gauche, et donc augmentera la pression finale ;
  — une augmentation de pression déplacera l'équilibre vers la droite, et donc diminuera la pression finale.

4 Constante d'équilibre

A température constante et à pression constante, pour une réaction,

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \tag{1}$$

alors,

$$k_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \tag{2}$$

Les concentrations données sont les concentrations à l'équilibre et non les concentrations initiales.

Donc, si la concentration de l'un des réactifs diminue, la concentration de l'autre réactif augmente et la concentration des produits diminue.

Si la concentration de l'un des produits diminue, la concentration de l'autre produit augmente et la concentration des réactifs diminue.

Si un réactif ou un produit est **un solide**, c-à-d qu'il sort du système, il n'est pas pris en compte dans l'équation 2.

Si un réactif ou un produit est de **l'eau (H_2O)** et que le milieu réactionnel est aqueux, il n'est pas pris en compte dans l'équation 2. En effet, la concentration en eau n'a pas de sens dans un milieu aqueux.

Il faut donc bien intégrer que, si un produit est solide ou est de l'eau (H_2O), « c'est comme si », la concentration est mise à **1**, mais les raisons sont totalement différentes.

Seul la pression et la température influence la constante d'équilibre. **C'est la constante d'équilibre qui influence les concentrations à l'équilibre et non l'inverse.**

Suivant la valeur du K_c,

- une réaction dont le K_c est **très grand** sera donc fortement **déplacée vers la droite** ;
- une réaction dont le K_c est **proche de 1** aura donc approximativement autant de réactifs que de produits ;
- une réaction dont le K_c est **très petit, proche de zéro,** sera donc fortement **déplacée vers la gauche**.

Table des matières

1 Définitions **1**
1.1 Réaction complète 1
1.2 Réaction impossible 1
1.3 Réaction incomplète, en équilibre dynamique 1

2 Conditions d'une réaction en équilibre **2**

3 Facteurs influençant l'état d'équilibre **2**
3.1 Principe de Le Chatelier 2
3.2 Influence de la concentration initiale 3
3.3 Influence de la température 3
3.4 Influence de la pression 3

4 Constante d'équilibre **4**