

Chapitre II : Les équilibres chimiques (PartieII)

Le principe de Le Chatelier

- 01 Effet des changements de température
- 02 Effet des changements de pression
- 03 Effet des changements de concentration



Thermodynamique et Chimie des solutions minérales TCSNVL1

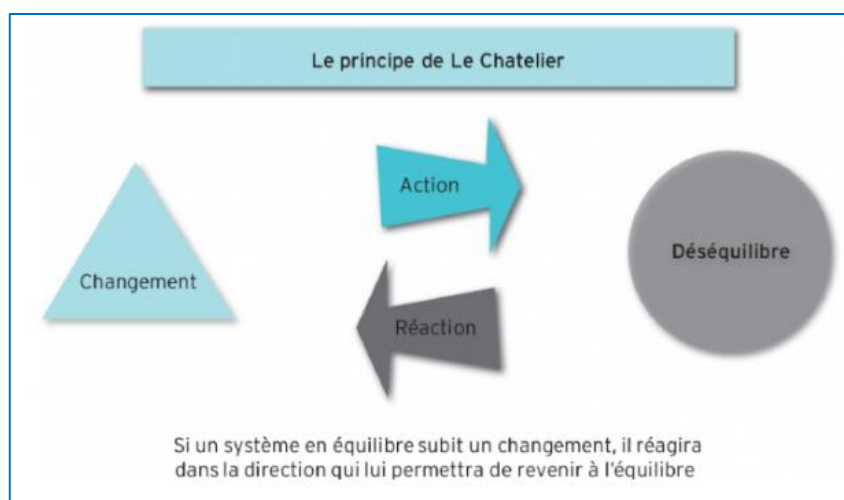
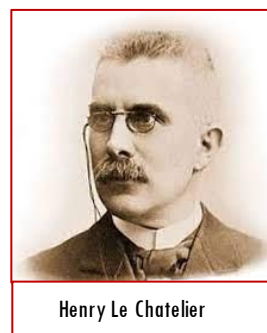
Dr :ZAABAT.Nabila

Année universitaire : 2023-2024

Déplacement d'un équilibre chimique (Principe de Le Chatelier)

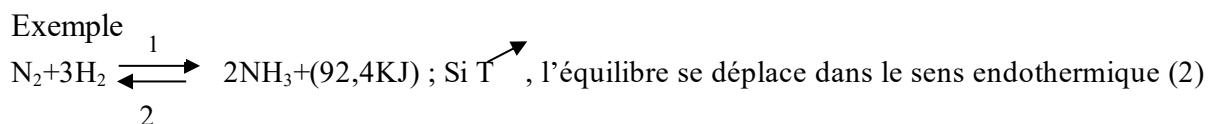
Le principe de Le Chatelier est un concept fondamental en chimie qui stipule que si un système chimique à l'équilibre est soumis à une perturbation, il réagira de manière à atténuer cette perturbation et à rétablir un nouvel état d'équilibre. Par exemple, si des conditions extérieures comme la température, la pression ou la concentration sont modifiées, le système ajustera ses réactions pour compenser ces changements. En d'autres termes, le système évoluera dans le sens qui réduit l'effet de la perturbation externe.

Le principe de Le Chatelier permet de prédire de façon qualitative le sens de la réaction (directe ou inverse) qui sera favorisée lorsque les conditions expérimentales sont modifiées.

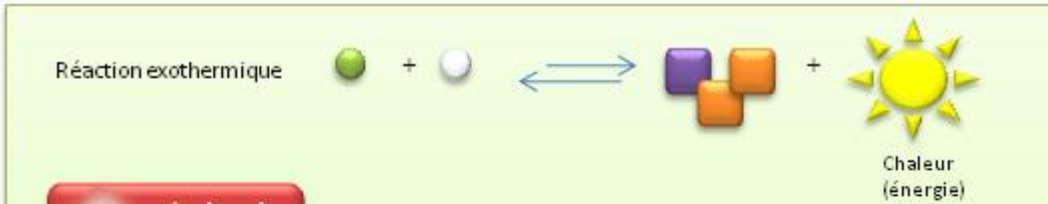


- Influence de la température**

Une augmentation de température à pression constante peut entraîner le déplacement de l'équilibre vers la réaction endothermique, qui absorbe de l'énergie. En revanche, une diminution de la température peut déplacer l'équilibre vers la réaction exothermique, qui libère de l'énergie




Réaction exothermique



principe de Le Chatelier

Si j'apporte de la chaleur (énergie) au système fermé

Alors, le système va réagir de façon à maintenir l'énergie à son niveau initial en favorisant la consommation de l'excès énergétique fourni en favorisant la réaction endothermique

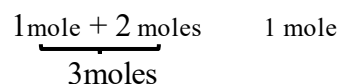
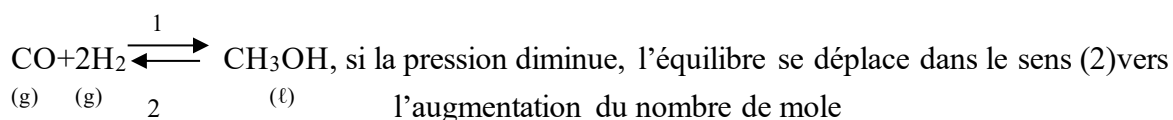


- Influence de la pression**

Une augmentation de la pression (diminution du volume) à $T=Cte$ provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens qui diminue le nombre de moles gazeuses.

Une diminution de pression (augmentation du volume) provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens qui augmente le nombre de moles gazeuses.

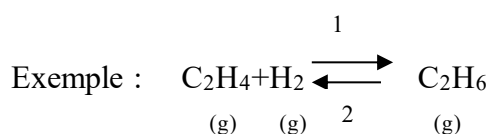
Exemple



- Influence de la concentration d'un des constituants de l'équilibre**

Une augmentation de la concentration d'un constituant provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens d'une diminution de la substance ajoutée.

Une diminution de la concentration d'un constituant provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens de l'apparition de ce constituant.



Si on ajoute C_2H_4 l'équilibre se déplace dans le sens de sa disparition c'est-à-dire le sens (1)

principe de Le Chatelier

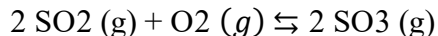
Si j'ajoute : Fe^{3+} Le système réagit en favorisant la réaction de formation de $FeSCN$ (afin de maintenir sa concentration constante)

Si j'ajoute : $FeSCN$ Le système réagit en favorisant la réaction de formation de Fe^{3+} et SCN^-

© L. Miseur

Exercice d'application :

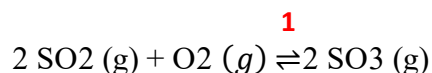
Soit la réaction à l'équilibre suivante :



Cette réaction est exothermique dans le sens direct. Comment évoluera la concentration en trioxyde de soufre,

- a/ si on augmente la concentration en dioxyde de soufre (SO_2)
- b/ si on diminue la concentration en dioxygène (O_2)
- c/ si on diminue la pression totale
- d/ si on fournit de la chaleur au système

La solution



a-Si on augmente la concentration en dioxyde de soufre (SO_2): Selon le principe de Le Châtelier, si la concentration de l'un des réactifs est augmentée, le système va réagir pour compenser cette augmentation. Dans cette réaction, une augmentation de la concentration de dioxyde de soufre (SO_2) favorisera la formation de trioxyde de soufre (SO_3) pour consommer le surplus de SO_2 (le sens 1).

b- Si on diminue la concentration en dioxygène (O_2) le système va réagir le déplacement de l'équilibre dans le sens de l'apparition de ce constituant. Dans ce cas, la réaction va déplacer

son équilibre vers le côté des réactifs (**le sens 2**). Par conséquent, la concentration en SO_3 diminuera.

c- Si on diminue la pression totale : La diminution de la pression totale du système favorisera le côté qui produit plus de moles de gaz. Dans cette réaction, deux moles de SO_2 et une mole d' O_2 produisent deux moles de SO_3 . Ainsi, la diminution de la pression favorisera la formation de SO_3 (**sens1**), et donc la concentration en SO_3 augmentera

d- Si on fournit de la chaleur au système : Étant donné que la réaction est exothermique dans le sens direct (le sens 1, la formation de SO_3), l'ajout de chaleur favorisera le côté des réactifs pour compenser l'augmentation de température (**sens 2, endothermique**). Par conséquent, la concentration en SO_3 diminuera.