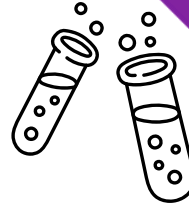


THERMODYNAMIQUE



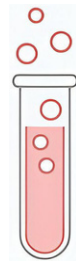
Généralités :

Définition :

Étude des **transformations de l'énergie** de la **chaleur** en **travail**, cela aboutit à la formation d'énergie. Cet échange d'énergie se fait entre un **système** et son **environnement**. L'ensemble des deux se nomme l'**univers**.



Les différents types de systèmes :



- **Système ouvert :**
Il y a un échange de matière et d'énergie.



- **Système fermé :**
Il y a seulement un échange d'énergie (la matière est bloquée par un bouchon).



- **Système isolé :**
Il n'y a aucun échange, d'énergie (ni chaleur, ni travail) ni de matière. (ex : thermos)

Les types de parois :

- Paroi **diathermique** : Permet l'échange d'énergie (ex : paroi d'une tasse à café)
- Paroi **adiabatique** : ne permet aucun échange (ex : paroi d'un thermos, le café reste chaud durant la journée = pas d'échange d'énergie)

Les différents types d'états :

→ **L'état d'équilibre** : l'état dans lequel les variables macroscopiques (à vue d'œil) sont homogènes et constantes. Alors qu'au niveau microscopique, on peut retrouver des "mini" réactions.

→ **L'état standard** : État des corps purs pris dans leur état physique le plus **stable**. Exemple :

$H = H_2(g)$; $C = C(gr)$; $O = O_2(g)$...

Nb : gr = graphite et g = gazeux



Travail, Chaleur, Energie

On s'intéresse à la variation d'énergie d'un **système fermé**. Cela se fait sous forme de **travail** (w) ou de **chaleur** (q). On calcule donc la **variation d'énergie interne**, voici l'équation : $\Delta U = q + w$.



- **Travail** = Réalisation d'un mouvement contre une force opposée.
- **Chaleur** = Résulte d'une différence de température par le transfert de chaleur d'une zone à haute température vers une zone à basse température.
- **Variation d'énergie interne** : notée ΔU

Si le processus libère de l'énergie de la chaleur (vers l'extérieur) : **exothermique**.
Si le processus absorbe de l'énergie (vers l'intérieur) : **endothermique**.

Les 3 principes de thermodynamique :

1^{er} Principe

Notion d'Enthalpie (H)

“L'énergie interne d'un système isolé est constante”

L'enthalpie est une fonction d'état qui permet de suivre les variations d'énergie à pression constante.

On le note ΔH , l'équation est : $H = U + PV$.

Si $\Delta H > 0$: **endothermique**

Si $\Delta H < 0$: **exothermique**

Exemple :

→ Processus **endothermique** = **Fusion** ou **vaporisation** (il y a besoin d'énergie pour espacer les molécules).

→ Processus **exothermique** = **Condensation** ou **congélation** (rapprochement des molécules qui libèrent de l'énergie).



2^{ème} Principe

Notion Entropie et Désordre (S)



“L’entropie d’un système isolé augmente au cours de toute transformation spontanée.”

L’entropie se note : ΔS

3^{ème} Principe

L’entropie dans les cristaux

“L’entropie de tous les cristaux parfaits tend vers 0 lorsque la température absolue tend vers 0 K”

Cristal parfait = substance dont tous les atomes sont disposés de manière parfaitement ordonnée dans l’espace.

L’entropie de toute substance est supérieure à 0 si $T > 0K$.

Explication : Si la température est supérieure au zéro absolu (0 K), les atomes ou les molécules sont en mouvement. Le désordre (l’entropie) commence alors à apparaître et augmente au fur et à mesure que la température s’élève.

L’enthalpie libre ou énergie de Gibbs (G) :

Cette notion permet de prédire la spontanéité d’une réaction à température et pression constante.

Équation: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

- $\Delta G < 0$: la réaction est spontanée et exergonique
- $\Delta G = 0$: État d’équilibre
- $\Delta G > 0$: la réaction n’est pas spontanée (la réaction inverse est spontanée) et endergonique

Réaction à l’équilibre :

L’équilibre d’une réaction est **dynamique** : les réactions directes et inverses continuent à se produire mais les réactifs se forment aussi vite qu’ils sont consommés. Il y a toujours une utilisation des produits ou réactifs.



Ut' Prépare