

Transition de Phases

Transition de Phases = Passage d'une phase à l'autre



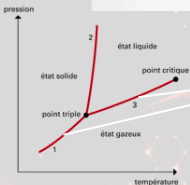
Il y a 3 Etats différents :

- Gaz
- Liquide
- Solide



Diagramme de Phases

La séparation entre deux phases = équilibre dynamique entre ces deux phases = frontière de phase



Tension de Vapeur

Quelques points remarquables :

- Point critique : se trouve au niveau d'une transition entre un gaz et un liquide
- Point triple : à la jonction des 3 courbes ce qui donne un équilibre dynamique entre les 3 phases

Pour les liquide anormaux (ex: eau) $V_s > V_l$, la pente entre l'état solide et liquide est négative (penche vers la gauche).



- **Evaporation** : uniquement à l'interface entre l'eau et l'air, à lieu à toutes les températures.
- **Ebullition** : affecte la totalité du liquide et à lieu à une température précise selon une pression précise.
- **Tcongélation** : température où le liquide et le solide sont en équilibre dynamique
- **Tfusion** : température à laquelle une substance passe de l'Etat solide à l'Etat liquide.

Un fluide est supercritique lorsqu'il se situe au delà du point critique

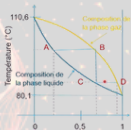


Distillation

Quelques lois :

- Loi de Dalton = La pression totale d'un mélange de gaz est la somme des pressions partielles de ces constituants
- Loi de Raoult = La pression partielle d'un constituant est égale au produit entre sa fraction molaire et la pression totale : $p_a = x_a \cdot P$

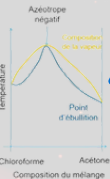
Un liquide de composition A est en équilibre avec un gaz de composition B. on peut refroidir pour obtenir C etc... = distillation fractionnée





← Positif

Un mélange azéotrope est un mélange qui a, à température donnée la même composition dans sa phase gazeuse et liquide



← Négatif

Un dernier mot de vocabulaire sera le point eutectiques, il est à l'endroit où la température de fusion de l'échantillon est plus basse que celle de ses composants.

