

# Evaporation et condensation

Dans la vie de tous les jours, on peut assister à l'évaporation ou à l'ébullition de l'eau (parfois en confondant les deux termes par abus de langage).

## 1. Evaporation

### Définition

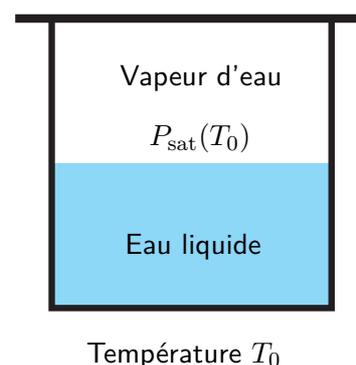
Evaporation : changement d'un liquide en vapeur à une température inférieure à la température d'ébullition. L'évaporation se produit continuellement à la surface des liquides.

*Un liquide se compose d'un grand nombre de particules (atomes ou molécules) en agitation permanente avec une distribution d'énergie cinétique qui ressemble à celle d'un gaz. Même aux basses températures, quelques unes de ces particules parviennent à la surface du liquide avec des vitesses suffisamment grandes pour vaincre les forces de cohésion (forces intermoléculaires) et s'extraire complètement de la phase liquide.*

*Ainsi, si on considère un liquide en équilibre avec sa vapeur à la pression de vapeur saturante, il y a en moyenne autant de molécules qui quittent le liquide que de molécules qui quittent la vapeur pour revenir au liquide par la surface libre.*

### • Liquide en équilibre thermodynamique

Une enceinte de volume  $V_0$  contient de l'eau initialement à l'état liquide et à la température  $T_0$ . A l'équilibre thermodynamique, une partie de l'eau liquide s'est vaporisée de manière à ce que la pression au-dessus liquide soit égale à la pression de vapeur saturante à la température  $T_0$  donnée.



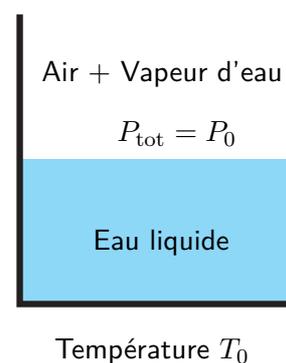
### • Eau dans une casserole à température ambiante et sous pression atmosphérique

On considère maintenant l'eau contenue dans la casserole (récipient) sous pression atmosphérique. Ce système est un système ouvert.

Au dessus de l'eau liquide, on trouve un mélange d'air et de vapeur d'eau, le tout à la pression atmosphérique et tel que :

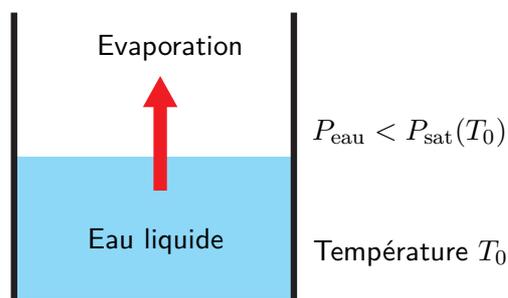
$$P_{\text{tot}} = P_0 = P_{\text{air}} + P_{\text{eau}}$$

où  $P_{\text{air}}$  et  $P_{\text{eau}}$  sont respectivement les pressions partielles de l'air et de l'eau.



- Dans la phase gazeuse, la pression de la vapeur d'eau est inférieure à la pression atmosphérique :  $P_{\text{eau}} < P_0$ .
- Dans la phase liquide, l'eau est à pression atmosphérique (à la surface) car la vapeur d'eau et l'air présents au-dessus de l'interface appuient tous les deux sur la surface de l'eau.
- **Bilan** : A cause de l'air ambiant, la vapeur d'eau et l'eau liquide ne sont pas à la même pression.

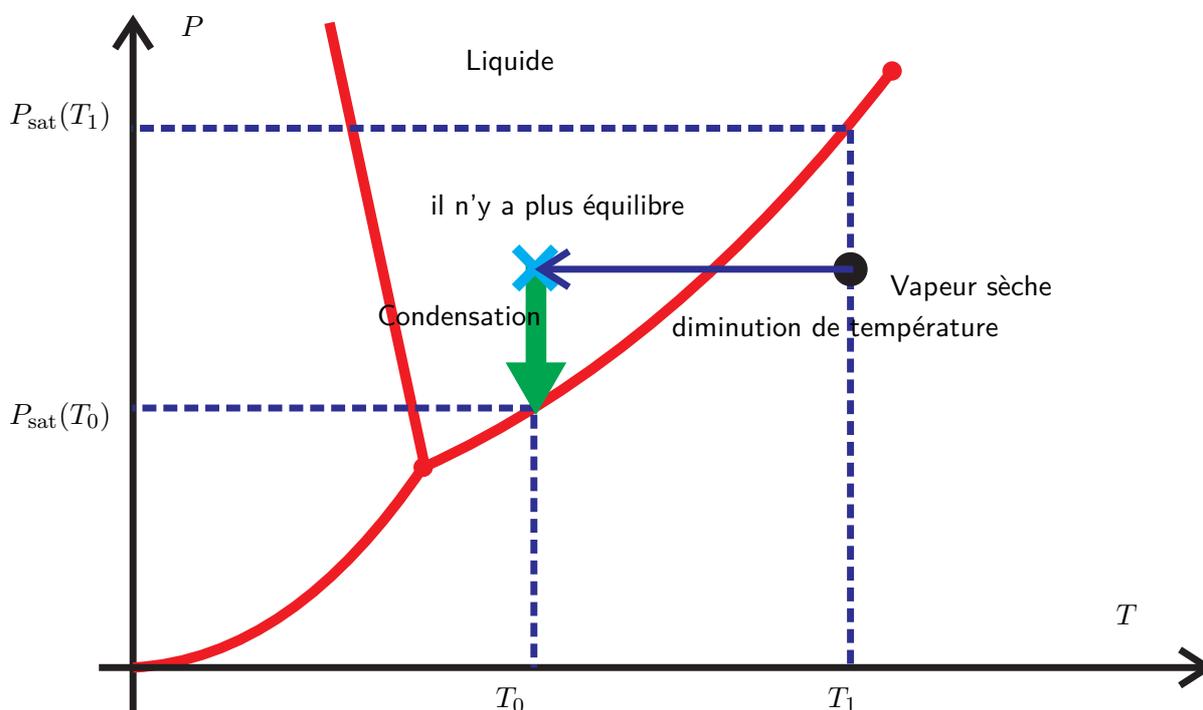
Tant que la pression de vapeur au-dessus du liquide est inférieure à la pression de vapeur saturante (à la température considérée), l'évaporation continue. Et cela est essentiellement dû à la présence des autres gaz (comme l'air par exemple).



## 2. Condensation

Quand l'humidité relative est de 100%, on est sur la courbe de saturation : la vapeur d'eau est en équilibre avec l'eau liquide. Si on augmente la pression de vapeur au-dessus du liquide jusqu'à dépasser la pression de vapeur saturante  $P_{\text{sat}}$  (par exemple avec un piston), il y a condensation. La vapeur se liquéfie formant un brouillard.

De la même manière, un verre rempli de glaçons peut refroidir l'air humide qui l'entoure, abaissant de ce fait suffisamment la pression de sa vapeur saturante pour permettre à l'eau de se condenser sur la surface froide du verre.



La vapeur d'eau est un gaz incolore : on ne peut la voir à l'oeil nu. Les nuages que l'on voit s'élever au-dessus d'un liquide chaud ou en ébullition sont en réalité un brouillard, c'est-à-dire de fines gouttelettes d'eau liquide en suspension dans l'air résultant de la condensation de la vapeur d'eau au contact de l'air plus froid. Les propriétés optiques des gouttelettes d'eau étant différentes de celles des gaz atmosphérique, elles sont visibles. De même, les nuages résultent de la formation de gouttelettes d'eau lorsque des masses d'air humide arrivent dans les zones froides où la température est telle que  $P_{\text{sat}} < P_{\text{vapeur}}$ .

**Interprétation microscopique de l'évaporation :**

Les molécules d'eau, du fait de l'agitation thermique, sont animées d'un mouvement désordonné correspondant à une énergie cinétique moyenne par molécule  $\frac{3}{2}k_B T$ , que ce soit dans le liquide ou la vapeur. La répartition des vitesses des molécules suit une loi statistique : certaines sont plus lentes, d'autres plus rapides. Si l'énergie cinétique d'une molécule du liquide proche de la surface libre est supérieure à l'énergie potentielle d'interaction de la molécule, cette dernière est arrachée à l'attraction de ses voisines et passe dans l'atmosphère. Inversement, une molécule d'eau de l'atmosphère s'approchant de la surface libre peut être "capturée" par le liquide.

Quand le nombre de molécules arrachées par unité de temps est supérieur à celui des molécules capturées, il y a évaporation. Dans le cas contraire, il y a condensation.

### **3. En pratique**

On peut augmenter la vitesse d'évaporation en modifiant la condition physique du liquide de deux manières :

- ◇ La première consiste à augmenter la surface libre (une chemise mouillée sèche plus rapidement si elle est étalée que si elle est roulée en boule.
- ◇ La seconde est en augmentant la température du liquide, car à plus grandes températures les molécules ont une plus grande énergie cinétique moyenne et peuvent s'échapper plus facilement de la surface (et la pression de vapeur saturante augmente). Ainsi on accélère l'évaporation en chauffant les vêtements dans un sèche-linge et en chauffant la vitre arrière de sa voiture pour éviter la buée.

Le mécanisme principal qui refroidit la nourriture humide et chaude est l'évaporation. En absence de courant d'air, la vapeur s'accumule et devient saturée. L'évaporation s'arrête. C'est pourquoi un repas chaud refroidit rapidement dans un courant d'air. Et au contraire, les échanges thermiques sont fortement diminués à l'aide d'une cloche à nourriture. De la même manière, si on souffle au-dessus d'une tasse de thé chaud, on chasse la vapeur d'eau et on accélère l'évaporation.