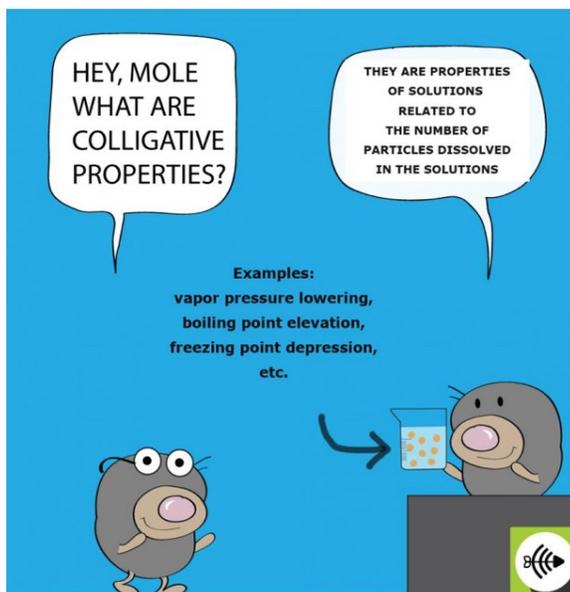


Rappel propriétés colligatives

Dr Benallal.B

Le mot colligatives vient du mot latin colligatus qui signifie ensemble liés.

Les propriétés colligatives sont les propriétés physicochimiques qui font intervenir le dénombrement des particules au sein d'une solution (ne dépendent ni de la taille, ni de la forme ni de la nature du soluté) donc uniquement du nombre d'osmoles



particles.



Elles sont étudiées surtout en solutions diluées, qui peuvent souvent être traitées approximativement comme solutions idéales qui suivent la loi de Raoult.

En regard du solvant pur, une solution présente :

- Un abaissement de la pression de vapeur
- Une élévation du point d'ébullition
- Un abaissement du point de congélation
- Dans certains cas, apparition d'une pression osmotique

Les propriétés colligatives peuvent être employées pour la détermination des masses moléculaires des solutés.

1-L'abaissement de la tension de vapeur (TONOMETRIE) :

L'introduction d'un soluté dans un solvant, abaisse le potentiel chimique de l'eau, ce qui provoque un abaissement de pression de vapeur. L'introduction d'un soluté limite la possibilité pour les molécules du solvant de s'évaporer.

Un soluté non volatil (solide) provoque toujours une diminution de la pression de vapeur du solvant. Plus la solution contient du soluté plus l'abaissement est important. On peut évaluer l'abaissement en utilisant la loi de Raoult. Celle-ci s'applique pour une solution idéale, c'est à dire pour une solubilisation qui s'effectue sans dégagement ou absorption de chaleur.

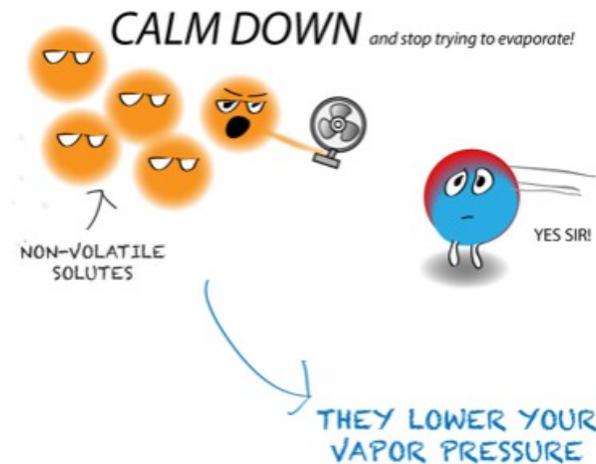
$$\Delta P_s = P_s^\circ - P_s = P_s^\circ \cdot X_s \dots \dots \dots \text{Loi de RAOULT de la tonométrie}$$

avec

P_s° pression de vapeur du solvant pur

P_s pression de vapeur du soluté

X_s fraction molaire du soluté



2-EBULLIOSCOPIE :

A l'air libre, sous la pression atmosphérique, l'eau pure bout à 100°C. On atteint alors l'égalité entre les deux flux opposés de molécules d'eau.

Pour une solution aqueuse à cette température, le flux sortant de molécules d'eau est plus faible que précédemment, on doit élever la température pour le rendre égal au flux rentrant de la pression atmosphérique.

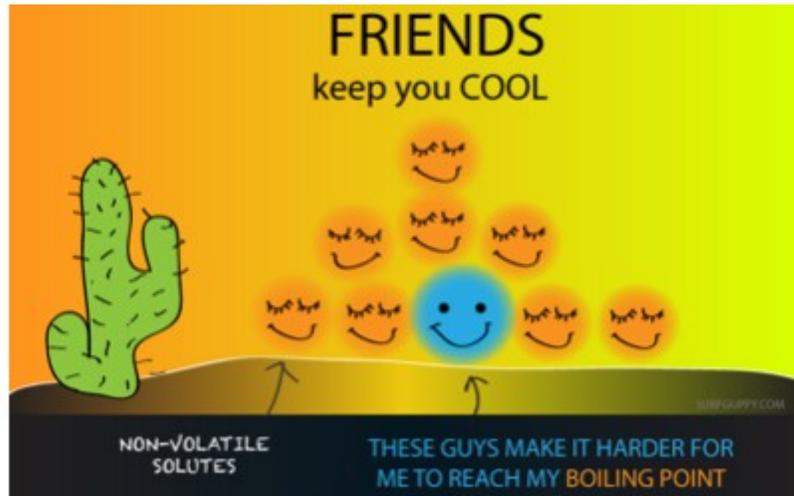
Il y a **élévation du point d'ébullition** de la solution par rapport celui du solvant pur.

$\Delta T = T_{\text{ébullition solution}} - T_{\text{ébullition solvant}}$

$\Delta T = K_e \cdot \text{Cosm} \dots$ loi de Raoult de l'ébullioscopie

K_e = la constante ébullioscopie

Pour le même solvant, l'augmentation de la température d'ébullition de la solution par rapport à la température d'ébullition du solvant est proportionnelle à l'osmolalité (ou osmolarité) de la solution.



3-CRYOSCOPIE :

C'est à l'air libre, l'eau pure se solidifie à 0°C, on atteint alors l'égalité entre le flux liquéfaction et le flux de solidification.

Pour une solution aqueuse à 0°C, le flux de solidification devient plus faible car les molécules du solvant sont devenues moins libres en présence du soluté. Il faut donc abaisser la température si l'on veut rétablir l'égalité des flux permettant d'atteindre la solidification.

$\Delta T = T_{\text{cong. Solution}} - T_{\text{cong. Solvant}}$

$\Delta T_{\text{cryoscopique}} = K_C \cdot \text{Cosm} \dots$ Loi de Raoult de la cryoscopie

K_C : la constante cryoscopique

Pour tout solvant pur, la baisse de la température de congélation de la solution par rapport à la température de congélation du solvant pur est proportionnelle à l'osmolarité (ou osmolalité) de la solution .

