

—

Abaixamento da pressão de vapor

CITAÇÃO

Lima, L.S. (2014)
Abaixamento da pressão de vapor,
Rev. Ciência Elem., V2(01):024.
doi.org/10.24927/rce2014.024

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

02 de novembro de 2009

ACEITE EM

14 de julho de 2010

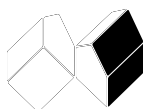
PUBLICADO EM

13 de setembro de 2010

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2019.
Este artigo é de acesso livre,
distribuído sob licença Creative
Commons com a designação
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite
a utilização e a partilha para fins
não comerciais, desde que citado
o autor e a fonte original do artigo.

rce.casadasciencias.org



Luís Spencer Lima

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

luisspencerlima@gmail.com

O abaixamento da pressão de vapor é uma propriedade coligativa das soluções pois depende somente do número de partículas em solução, independentemente da sua natureza.

Considere-se um solvente puro (e.g. água destilada). Num sistema fechado e a uma determinada temperatura, as moléculas de solvente podem “escapar” da superfície líquida e passar para a fase gasosa (evaporação); por seu lado, as moléculas da fase gasosa podem regressar à fase líquida (condensação). Quando as velocidades de evaporação e condensação são iguais, a composição das duas fases é constante e a pressão do sistema denomina-se pressão de vapor de saturação (ver FIGURA 1).

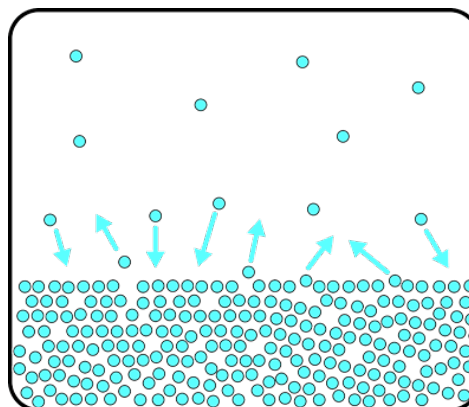


FIGURA 1. Equilíbrio entre as fases líquida e gasosa do solvente puro após atingir-se a pressão de vapor de saturação, num sistema fechado. (Imagem retirada de <http://www.chemguide.co.uk/physical/phaseeqia/raoultnonvol.html#top>)

Quando se dissolve um soluto não volátil num solvente puro, forma-se uma solução. As moléculas de soluto dispersam-se por toda a solução, inclusivamente pela superfície. Assim, apenas uma fração das moléculas à superfície é de solvente, o que diminui a probabilidade de evaporação (ver FIGURA 2). A velocidade de evaporação é tanto menor quanto menor for a fração de moléculas de solvente na solução. No entanto, a velocidade de condensação não é afetada, pois o número de moléculas de solvente na fase gasosa em contacto com a superfície da solução é independente do número de moléculas de soluto.

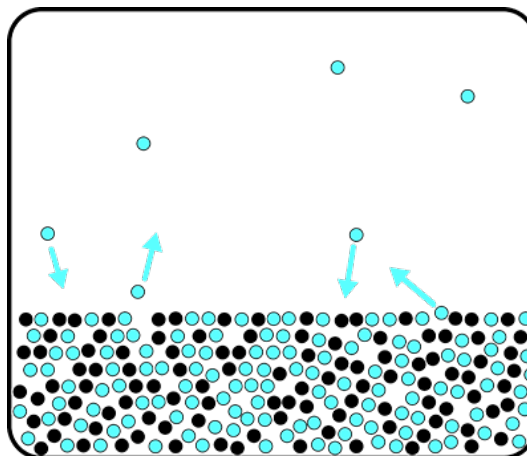


FIGURA 2. Equilíbrio entre as fases líquida e gasosa de uma solução num sistema fechado, com evidência para a diminuição da pressão de vapor relativamente ao solvente puro. (Imagem retirada de <http://www.chemguide.co.uk/physical/phaseeqia/raoultnonvol.html#top>)

Daqui resulta uma efetiva diminuição do número de moléculas no estado gasoso, ou seja, uma menor pressão de vapor da solução relativamente ao solvente puro. Este abaixamento da pressão de vapor é independente da natureza das moléculas de soluto mas depende da quantidade relativa de soluto dissolvido e é traduzido matematicamente pela lei de Raoult:

$$p_{\text{solvente}} = x_{\text{solvente}} \cdot p_{\text{solvente}}^* \quad (1)$$

Nesta equação, p_{solvente} é a pressão de vapor do solvente em solução, p_{solvente}^* é a pressão de vapor do solvente puro e x_{solvente} é a fração molar do solvente na solução. Para uma solução de um soluto volátil a pressão de vapor da solução resultante é dada por:

$$p_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot p_{\text{solvente}}^* + x_{\text{soluto}} \cdot p_{\text{soluto}}^* \quad (2)$$

onde p_{soluto}^* é a pressão de vapor do soluto puro e x_{soluto} é a fração molar de soluto na solução.

No caso do soluto ser não volátil, $p_{\text{soluto}}^* \ll p_{\text{solvente}}^*$, e como $x_{\text{solvente}} > x_{\text{soluto}}$, a segunda parcela da equação (2) pode ser desprezada, resultando em:

$$p_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot p_{\text{solvente}}^* \quad (3)$$