

Abaixamento da pressão de vapor

Luís Spencer Lima

Spencer Lima, L. (2014), Revista de Ciência Elementar, 2(01):0053

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).

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.

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:

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

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

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

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

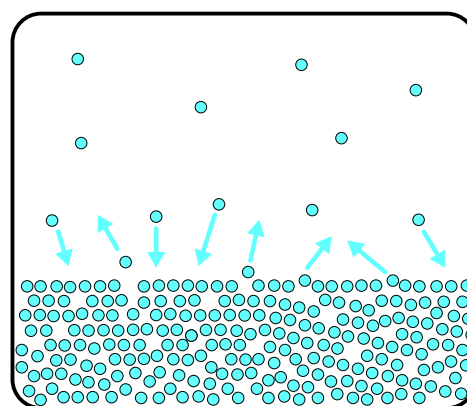


Figura 1 - Equilíbrio entre as fases líquida e gasosa do solvente puro após atingir-se a pressão de vapor de saturação, num sistema fechado. (<http://www.chemguide.co.uk/physical/phaseeqia/raoultnonvol.html#top>)

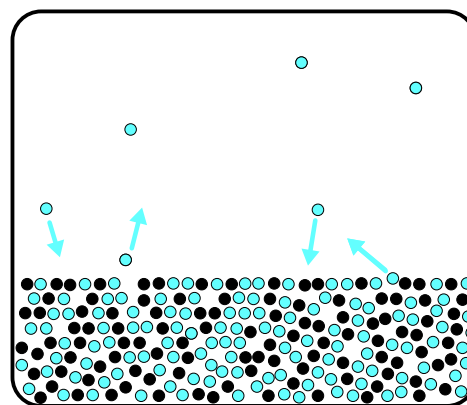


Figura 2 – Equilíbrio entre as fases líquida e gasosa de uma solução num sistema fechado, com evidência para a diminuição da pressão de vapor relativamente ao solvente puro. (<http://www.chemguide.co.uk/physical/phaseeqia/raoultnonvol.html#top>)

Autor

Luís Spencer Lima
Doutoramento em Química pela
Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

Editor

Jorge Gonçalves
Departamento de Química e Bioquímica da
Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

