

# A termodinâmica das soluções binárias ideais e a osmose em células humanas

## Thermodynamics of ideal binary solutions and osmosis in human cells

**Clóvis Güerim Vieira**

Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais  
clovisguerim@gmail.com

### Resumo

Neste trabalho foi realizada uma breve revisão bibliográfica sobre o tema “termodinâmica da osmose”. Optou-se em restringir esta revisão às soluções binárias ideais, pois um dos objetivos consistia em demonstrar que este tipo de solução se comporta de forma análoga ao gás ideal. No trabalho também foi deduzida de forma analítica a equação de van't Hoff para a pressão osmótica, através dessa expressão comparou-se os processos osmóticos à expansão livre de um gás ideal. Por fim, foram apresentados e discutidos os resultados de um experimento didático de osmose a partir do transporte de água de uma célula de ovo descalcificada para uma solução concentrada de água glicosada.

**Palavras chave:** termodinâmica, osmose, solução ideal, pressão osmótica.

### Abstract

In this paper was presented a brief literature review on the topic "thermodynamics of osmosis". It was decided to restrict this review to ideal binary solutions, since one of the goals was to demonstrate that this type of solution behaves analogously to the ideal gas. In this work was deducted analytically the equation of van't Hoff to the osmotic pressure, through this expression we compared the osmotic processes to an ideal gas free expansion. Finally, was presented and discussed the results of an experiment the osmotic transport of water from the uncalcified egg cell to a concentrated solution of sugar and water.

**Key words:** thermodynamics, osmosis, ideal solution, osmotic pressure.

### Introdução

A Osmose, do grego “empurrão”, é um processo físico-químico que consiste no transporte de massa na direção oposta ao do gradiente de concentração de um soluto (solução), através de uma membrana semipermeável (Borg, 2003). Este fenômeno é explicado em termos da “pressão osmótica”, dada pela fórmula clássica de van't Hoff (1885):

$$\Pi = kTc$$

Onde  $\Pi$  é a pressão osmótica,  $c$  é a concentração do soluto, ou seja, o número de partículas por unidade de volume,  $k$  é a constante de Boltzmann e  $T$  é a temperatura absoluta do sistema. Neste trabalho será realizada uma análise referente aos conceitos físicos termodinâmicos

envolvidos na osmose, dando ênfase aos processos osmóticos que ocorrem no corpo humano. Após isso será apresentado um experimento que faz analogia à processos osmóticos que ocorrem em células humanas.

## Potenciais termodinâmicos

A termodinâmica é o estudo de sistemas macroscópicos e se ocupa, em parte, de situações de equilíbrio ou de mínima energia. (Wreszinski, 2003). Aos estados de equilíbrio, podemos associar variáveis termodinâmicas extensivas, como entropia  $S$ , energia (interna)  $U$ , volume  $V$  e número de mols  $N$ . Também variáveis intensivas como temperatura absoluta  $T$  e pressão  $P$ . Podemos descrever o estado de entropia de um sistema termodinâmico puro como:

$$S = S(U, V, N)$$

A diferencial do estado termodinâmico  $S$  (entropia) pode ser escrita da seguinte forma:

$$dS = \left(\frac{\partial S}{\partial U}\right)_{V,N} dU + \left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_{U,N} dV + \sum_{i=1}^M \left(\frac{\partial S}{\partial N_i}\right)_{V,U} dN_i$$

Onde  $\left(\frac{\partial S}{\partial U}\right)_{V,N} = \frac{1}{T}$ ;  $\left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_{U,N} = \frac{P}{T}$  e  $\left(\frac{\partial S}{\partial N}\right)_{V,U} = -\frac{\mu}{T}$  ( $\mu$  é o potencial químico do sistema, definido também como a energia livre de Gibbs por mol de espécie), este ultimo termo aparece sempre que existe variação na concentração do sistema. Substituindo estes termos na equação, multiplicando os dois lados por  $T$  e isolando  $dU$ , teremos (para  $M = 1$  espécie):

$$dU = TdS - PdV + \mu dN$$

Assim, podemos relacionar as derivadas parciais:

$$\left(\frac{\partial U}{\partial S}\right)_{V,N} = T ; \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_{S,N} = -P \text{ e } \left(\frac{\partial U}{\partial N}\right)_{S,V} = \mu$$

E, utilizando a aditividade, reescrever as grandezas  $S$  e  $U$  da seguinte forma:

$$S = \frac{U}{T} + \frac{P}{T}V - \frac{\mu}{T} \text{ e } U = TS - PV + \mu N$$

Em uma situação de osmose, inicialmente existe uma diferença energética entre o solvente e a solução, o sistema alcança a situação de mínima energia, quando as concentrações entre o soluto e o solvente se igualam. Neste caso, a função  $U(T, P, \mu)$  descreve um processo em que a variação total da energia interna no sistema é zero. Logo, podemos escrever este processo a partir da equação de Gibbs-Duhem:

$$SdT - VdP + Nd\mu = 0$$

De acordo com Castellan (2013) a variação da energia livre de Gibbs será dada por:

$$dG = -SdT + Vdp$$

Dessa forma, para uma temperatura  $T$  constante:

$$dG = Vdp$$

Para qualquer material puro a energia livre de Gibbs pode ser obtida integrando-se ambos os lados da equação, à temperatura constante, com a pressão variando de  $p$  até a pressão de equilíbrio  $p_e$ . Para um gás ideal,  $V = \frac{NRT}{p}$  e, integrando, teremos:

$$G = G_o(T, P) + NRT \ln \frac{p}{p_o}$$

A energia de Gibbs molar (ou potencial químico  $\mu$ ) será obtida dividindo-se ambos os lados pelo numero de mols  $N$  do gás:

$$\mu = \mu_o(T, P) + RT \ln \frac{p}{p_o}$$

(Equação I)

## Soluções ideais e suas propriedades químicas

Uma solução é uma mistura homogênea de espécies químicas dispersas numa escala molecular. Possuem uma única fase e podem ser formadas por dois ou mais componentes. Soluções formadas por dois componentes, A e B, são chamadas de soluções binárias. O constituinte de maior quantidade é, em geral, chamado de soluto enquanto aquele constituinte que se apresenta em menor quantidade é chamado de solvente (Castellan, 2013).

De acordo com Castellan, 2013, a observação do comportamento das soluções leva a uma lei limite semelhante à observada em gases ideais, quando a pressão a qual o gás é submetido tende à zero. A presença de um soluto em meio ao solvente não volátil causa a diminuição da pressão de vapor deste solvente. À medida que é adicionado solvente, sua pressão de vapor decresce. Para concentrações baixas, o regime experimental se aproxima da Lei de Raoult (ver gráfico 1). Essa lei afirma que a pressão parcial de cada componente em uma solução ideal é dependente da pressão de vapor dos componentes individuais e da fração molar  $x_i$  destes componentes.

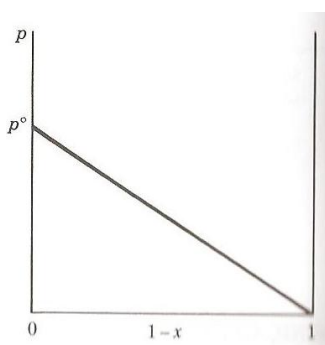


Gráfico 1: Lei de Raoult para solução ideal

Como uma generalização do comportamento das soluções reais, a solução ideal segue a lei de Raoult em todo intervalo de concentrações. Essa definição, combinada com a condição geral de equilíbrio, conduz a uma expressão analítica do potencial químico do solvente em uma solução ideal (Castellan, 2013). Para fazer tal análise devemos admitir que exista equilíbrio entre a fase líquida e de vapor do solvente puro. Se supusermos que o solvente esteja num recipiente fechado a uma temperatura  $T$  e que o espaço acima do líquido seja ocupado pelo

volume do vapor deste solvente, existirá equilíbrio entre os potenciais químicos das duas fases do solvente, de forma que:

$$\mu_{vap}(T, p) = \mu_{liq}(T, P)$$

Neste caso a pressão  $p_g$  do gás que juntamente com o a pressão de vapor  $p$  da parte do soluto que evaporou, exercem uma pressão  $P$  sobre o liquido, dessa forma podemos considerar uma função  $p(P)$ . Ao derivar ambos os lados em relação a  $P$ , mantendo  $T$  constante, teremos:

$$\left(\frac{\partial \mu_{vap}}{\partial P}\right)_T \left(\frac{\partial p}{\partial P}\right)_T = \left(\frac{\partial \mu_{liq}}{\partial P}\right)_T$$

Comparando com a equação de Gibbs-Duhem, podemos rescrever esta diferencial da seguinte forma:

$$V_{vap} \left(\frac{\partial p}{\partial P}\right)_T = V_{liq}$$

Se o vapor se comporta como um gás ideal,

$$NR \frac{T}{p} dp = V_{liq} dP$$

Integrando em ambos os lados e considerando que o volume do líquido é praticamente constante durante o processo teremos:

$$NRT \ln \frac{p}{p_o} = V_{liq} (P - p_o)$$

Podemos escrever a expressão em relação à fração molar  $x$  e dividindo ambos os lados por  $N$  teremos:

$$RT \ln x = \bar{V}_{liq} (P - p_o)$$

onde  $\bar{V}_{liq}$  é o volume molar do liquido e, dessa forma, conclui-se que uma solução ideal possui propriedades similares as de um gás ideal.

## O sistema osmótico

Consideremos um sistema osmótico, a uma temperatura  $T$  e sob a pressão atmosférica  $P_a$ , constituído por um solvente ( $H_2O$ ) e uma solução, inicialmente em concentrações diferentes, separados por uma membrana semipermeável (ver figura 1). O solvente será transportado pela membrana, de forma a diluir o soluto até que atinjam o mesmo potencial químico, e, conseqüentemente, a mesma pressão osmótica. Observaremos um deslocamento  $h$  na coluna em que se encontra a solução.

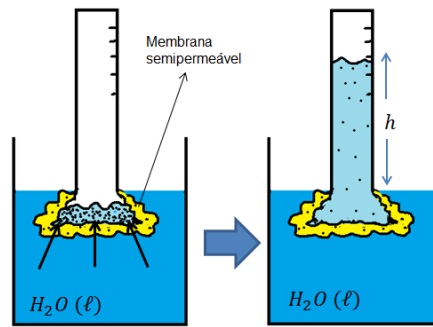


Figura 1: Sistema Osmótico

Após o equilíbrio ser alcançado, dois pontos, A (dentro da solução) e B (fora da solução) que estão a uma mesma distância  $d$  da superfície do solvente, terão a mesma pressão osmótica (ver figura 2).

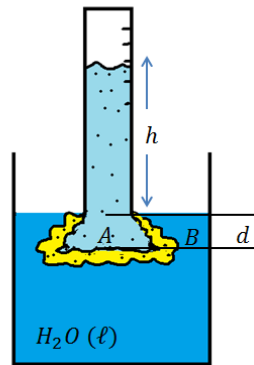


Figura 2: Situação de equilíbrio

Considerando  $\rho$ , a densidade do solvente puro, a pressão no ponto B será:

$$P_B = P_a + \rho g d$$

Considerando  $\rho'$  a densidade da solução, a pressão no ponto A será:

$$P_A = P_a + \rho g d + \rho' g h \equiv P_B + \Pi$$

Nessa situação, o potencial químico em A deverá ser igual ao potencial químico em B:

$$\mu_1(T, P_B + \Pi) = \mu_1^\circ(T, P_B)$$

Neste caso, a água constitui o sistema 1 e a solução o sistema 2. A parte esquerda da equação é referente ao potencial químico A e da parte direita referente ao potencial químico em B, uma vez que em ambos pontos existe água (1).

Utilizando a equação (I) teremos:

$$\mu_1^o(T, P_B + \Pi) - \mu_1^o(T, P_B) + RT \ln \frac{P_1}{P_B} = 0$$

(Equação II)

Onde  $P_B = P_1 + P_2$ . Podemos expressar a energia livre de Gibbs por mol:

$$d\mu_1 = \bar{V}_1 dP$$

Podemos usar o teorema fundamental do cálculo para substituir a expressão  $\mu_1^o(T, P_B + \Pi, d) - \mu_1^o(T, P_B, d)$  pela integral (lembrando que neste tipo de processo o volume molar permanece praticamente constante):

$$\begin{aligned} \mu_1^o(T, P_B + \Pi) - \mu_1^o(T, P_B) &= \int_{P_B}^{P_B + \Pi} \bar{V}_1 dP \\ \left( \int_{P_B}^{P_B + \Pi} \bar{V}_1 dP \right) + RT \ln \frac{P_1}{P_B} &= 0 \end{aligned}$$

Resolvendo a integral, teremos:

$$\int_{P_B}^{P_B + \Pi} \bar{V}_1 dP = \bar{V}_1 \Pi$$

Dessa forma, podemos reescrever a equação (II) em termos da fração molar:

$$\bar{V}_1 \Pi + RT \ln x_1 = 0$$

Sendo  $x_1 = 1 - x_2$ ,  $\ln x_1 \approx -x_2 = \frac{-N_2}{N_1 + N_2}$  como  $N_2 \ll N_1$ ,  $-x_2 = \frac{-N_2}{N_1}$

Sendo  $\bar{V}_1 = N_1 V_1$ , e considerando que  $V_1 \gg V_2$ ,  $V_1 \approx V_{total}$

$$V_{total} \Pi = RT N_2$$

Dividindo os dois lados da equação pelo volume total, chega-se à equação de Van't Hoff para a pressão osmótica.

$$\Pi = kTc$$

A pressão osmótica é definida como a pressão hidrostática resultante da diferença entre os níveis da solução e do solvente puro (na figura 2 esta diferença é  $h$ ). A situação analisada é comparável a uma expansão livre de um gás no vácuo; se dobrássemos o volume de soluto na solução, isto diminuiria sua concentração e, conseqüentemente a pressão osmótica também diminuiria em duas vezes. Da mesma forma, se dobrássemos o volume ocupado por um gás, sua pressão cairia à metade (Castellan, 2013).

## Processos osmóticos no corpo humano

De acordo com Souza e Elias (2006), cada indivíduo tem uma demanda hídrica que varia de acordo com sua taxa metabólica. A água de nossos organismos provém de duas fontes principais: ingestão de líquidos e água contida nos alimentos e da oxidação de carboidratos. As alterações nos níveis de água em nossos corpos acarretam na desidratação, quando há

perda excessiva de água e na hiperidratação, quando há oferta excessiva de água. A desidratação pode levar a sintomas como sede, perda de apetite e fadiga, entre outros (Carvalho, et al, 2003)

Souza e Elias (2006) destacam que a hiperidratação pode acarretar em edema de face ou generalizado, ascite (barriga d'água), derrame pleural, insuficiência respiratória, astenia, desorientação, delírio e convulsões ou outras manifestações neurológicas. O processo responsável para a regulação da quantidade de água que chega às células do nosso corpo é a osmose. Se colocarmos uma solução de cloreto de sódio (NaCl) em um lado de uma membrana permeável ao sal aquoso, e colocarmos água pura do outro lado da membrana, as moléculas de sódio, cloro e água, vão passar livremente através da membrana, até que as concentrações de solução se equilibrem nos dois lados.

As membranas celulares e capilares são permeáveis à água. Há fluxo de matéria entre os compartimentos líquidos do organismo. Quando a pressão osmótica se altera, a água se move através das membranas para restabelecer o equilíbrio osmótico. Se a concentração de soluto do meio é igual ao da célula, diz-se que a célula está em um meio isotônico. Isso quer dizer que o fluxo de água que sai da célula é igual ao fluxo que entra.

Quando a célula está sob um meio de alta concentração de soluto, diz-se que ela está em um meio hipertônico e, para que seja mantido o equilíbrio osmótico, a célula perde água para o meio. Sem que haja reposição de água, sua tendência é reduzir de volume. Do contrário, quando o meio é menos concentrado em relação à concentração celular, para que seja alcançada a situação de equilíbrio osmótico, há transporte de água pra dentro da célula que, conseqüentemente, faz seu volume aumentar.

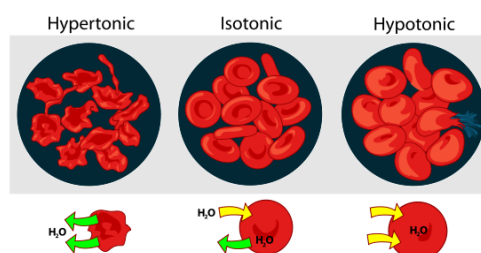
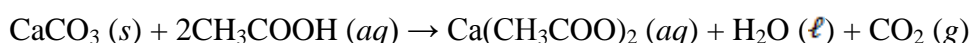


Figura 3: Hemácias em meios com diferentes concentrações

## Experimento da osmose no ovo

É possível demonstrar o mecanismo de osmose em células humanas através da passagem de água pela membrana semipermeável da casca de um ovo de galinha. Para isso, é necessário descalcificar a casca composta basicamente por carbonato de cálcio que, ao reagir em meio ácido, libera gás carbônico, água e acetato de cálcio. Essa reação é representada pela seguinte equação:



Este processo dura cerca de 20 horas. Com a dissolução da casca o ovo fica envolvido por uma membrana semipermeável (o albúmen) que permite a passagem de água do meio hipotônico para o hipertônico por meio da osmose. Quando o ovo foi colocado em uma solução superconcentrada de água e açúcar, observou-se uma redução no volume do ovo. O que indica que houve transporte de água em direção à solução. Este é um comportamento

análogo às células humanas em contato com o sangue glicosado (meio hipertônico), a célula não consegue reter água e acaba desidratando-se.

Quando segundo ovo descalcificado foi colocado em um meio de solução pura (água destilada), observou-se o aumento no volume do ovo, indicando que o transporte de água ocorreu da solução para o ovo. Este é um comportamento análogo às células humanas em contato com meio hipotônico (caracterizado pela ausência de alguns nutrientes importantes ou de glicose no sangue), a célula acaba inchando-se.

Os diâmetros dos dois ovos utilizados no experimento podem ser comparados na tabela 1

	Diâmetro inicial (cm)	Diâmetro Final (cm)
Água destilada	14,5	15,8
Solução de água com açúcar	14,1	12,6

Tabela 1: Diâmetro dos ovos antes e depois do experimento

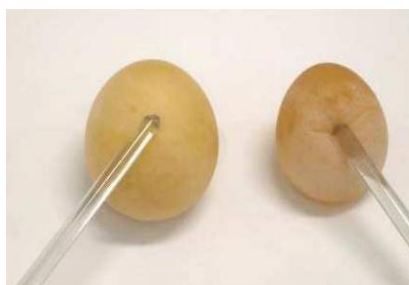


Figura 4: Visão comparativa entre o ovo imerso em solução de água com açúcar (direita) e ovo imerso em água destilada (esquerda)

Este experimento pode ser apresentado em turmas do ensino médio escolar e é uma excelente forma de exemplificar os processos de difusão e osmose dispondo-se de materiais simples e de fácil acesso.

## Agradecimentos e apoios

Agradeço à minha orientadora, Profa. Dra. Adriana Gomes Dickman, do curso de Licenciatura em Física da Puc Minas, por todo o apoio e dedicação que me foram prestados durante a realização deste trabalho.

## Referências

BORG, G.F. **What is osmosis? Explanation and understanding of a physical phenomenon.** Cornell University Library, 2003.

SOUZA, M. H; ELIAS, D. O. **Fundamentos da Circulação Extracorpórea: Cirurgia Cardíaca Pediátrica.** 2 ed. 2006, p. 139-147

CARVALHO T, et al. **Modificações dietéticas, reposição hídrica, suplementos alimentares e drogas: comprovação de ação ergogênica e potenciais riscos para a saúde.** Rev Bras Med Esporte, 2003, p. 43-56

CASTELLAN, G. **Fundamentos de Físico-Química.** 1 ed. 2012, p. 215-339