



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Equilíbrio químico: Lei da diluição de Ostwald

“Segundo a Lei da diluição de Ostwald, como K_i é uma constante, quanto menor for a concentração molar (m), ou seja, quanto mais diluída a solução, maior será o grau de ionização (α)”.

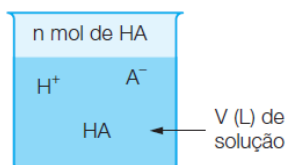
Lei da diluição de Ostwald

No final do século XIX, Friedrich Wilhelm Ostwald, químico de origem russo-germânica, deduziu pela primeira vez uma expressão matemática relacionando a constante de ionização, a concentração em mol/L e o grau de ionização para monoácidos e monobases.

Para compreendermos a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio:

Ao adicionarmos um ácido à água, podemos relacionar o número de mol adicionado com o número de mol ionizado:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mol ionizado}}{\text{n}^\circ \text{ de mol iniciais } (n)}$$



	HA	↔	H ⁺	+	A ⁻
Início	n mol		0		0
Proporção	gasta αn		forma αn		forma αn
Equilíbrio	$n - \alpha n$		αn		αn

Assim, o número de mol de cada espécie na condição de equilíbrio é:

- HA = $n - \alpha n$ ou $n(1 - \alpha)$
- H⁺ = αn
- A⁻ = αn

Usando esses valores, vamos determinar o valor do K_i :

$$K_i = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha n}{V} \cdot \frac{\alpha n}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \frac{n}{V} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} m$$

No caso dos **ácidos fracos** ($\alpha < 5\%$), o valor de $(1 - \alpha)$ na expressão será considerado aproximadamente 1. Assim, a expressão do K_i será representada por:

$$K_i = \alpha^2 \cdot m$$

Como K_i é uma constante, quanto menor for a concentração molar (m), ou seja, quanto mais diluída a solução, maior será o grau de ionização (α).

Resumindo:

- Solução aquosa de ácido com apenas um hidrogênio ionizável:



- Concentração em mol/L de cada espécie no equilíbrio:

$$\left. \begin{array}{l} [H^+] \\ [A^-] \end{array} \right\} = \alpha \cdot \frac{n}{V} = \alpha \cdot m$$

$$[HA] = \frac{n(1-\alpha)}{V} = m \cdot (1-\alpha) \quad \text{Se HA for ácido fraco, a } [HA] \cong m.$$

- Constante de ionização: $K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot m$

- Para ácidos e bases fracos: $1 - \alpha \cong 1$ $K_i = \alpha^2 \cdot m$