



FÍSICO-QUÍMICA

PROF. JOTA

FÍSICO-QUÍMICA

ELETROQUÍMICA

PILHAS

EQUAÇÃO DE NERST

PILHA DE CONCENTRAÇÃO

| Equação de Nernst



Conforme a pilha vai sendo usada a concentração vai diminuindo e o potencial também ou simplesmente serve para medir o potencial de uma pilha no estado não padrão.

EQUAÇÃO DE NERST

Permite calcular a variação de potencial em função da concentração após certo tempo de funcionamento.

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \text{Log } Q$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \text{Log } Q$$

Equação de Nernst

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

ΔE ou E = Potencial em condições não-padrão um certo instante)

ΔE^0 ou E^0 = Potencial Padrão

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{Maior}} - E^0_{\text{Menor}}$$

Q = Quociente da reação

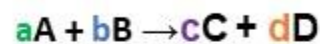
n = número de elétrons envolvidos na oxidação e redução da pilha.

0,059 é uma constante

Log Q (base 10)

$[C]$ e $[D]$ = concentrações dos produtos da equação global da pilha, sendo c e d os coeficientes desses participantes na equação;

$[A]$ e $[B]$ = concentrações dos reagentes da equação global da pilha, sendo a e b os coeficientes desses participantes na equação;



$a \ b \ c \ d$

Coeficientes da equação

A B C D

Substâncias

$$Q = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$[]$ representa concentração

Mol/L ou Molar (M)

PILHAS

Logaritmando

Logaritmo

$$\log_a b = x \Leftrightarrow a^x = b$$

Base

Logaritmo base 10

Calcula o expoente a que 10 deve ser elevado para igualar a um determinado número. Por exemplo, $10^2 = 100$, por isso a o log base 10 de 100 é 2. O Log base 10 é definido apenas para números positivos. Quando você multiplicar um número por 10, você aumenta o seu log em 1; quando você divide um número por 10, você diminui seu registro em um.

Equação de Nernst

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$Q = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

[] representa concentração
Mol/L ou Molar (M)

$$Q = \frac{\text{Produto}}{\text{Reagente}}$$

$$Q = \frac{P}{R}$$

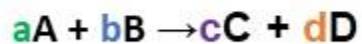
$$Q = \frac{[\text{oxi}_{(\text{aq})}]^x}{[\text{red}_{(\text{aq})}]^y}$$

$$Q = \frac{[\text{anodo}_{(\text{aq})}]^x}{[\text{catodo}_{(\text{aq})}]^y}$$

P = produto

R = reagente

* Para o cálculo de Nernst só interessam as substâncias que estejam na fase aquosa ou líquida.



$a \ b \ c \ d$

Coefficientes da equação

$A \ B \ C \ D$
Substâncias

Os coeficientes da reação
serão os expoentes das
concentrações.

Reação Global:



Fase sólida não entra no cálculo

Reagente

Produto

catodo

anodo

$$Q = \frac{[\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}]^2}{[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]^3}$$

$$Q = \frac{[0,1]^2}{[0,01]^3}$$

| Equação de Nernst

| Exemplo

Calcule a ddp da pilha a partir da concentração fornecida:

Dados:

Al^{3+} [0,001M]

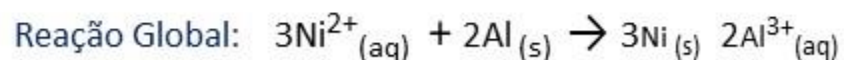
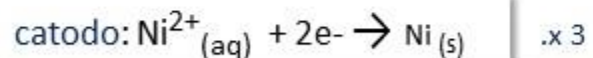
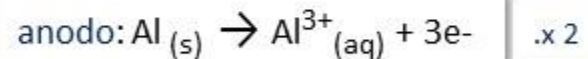
Ni^{2+} [0,5M]

$E^0_{\text{Red}} \text{Al}^{3+} = -1,66\text{v}$

$E^0_{\text{Red}} \text{Ni}^{2+} = -0,28\text{v}$

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{Maior}} - E^0_{\text{Menor}}$$

$$\Delta E^0 = -0,28 - (-1,66) \quad \Delta E^0 = +1,38\text{v}$$



$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

| PILHAS

$$Q = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

$$Q = \frac{[\text{oxi}_{(aq)}]^x}{[\text{red}_{(aq)}]^y}$$

$$\Delta E = 1,38 - \frac{0,059}{6} \cdot \log \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Ni}^{2+}]^3}$$

$$\Delta E = 1,38 - \frac{0,059}{6} \cdot \log \frac{[0,001]^2}{[0,5]^3}$$

$$\Delta E = 1,38 - \frac{0,059}{6} \cdot \log \frac{[0,001]^2}{[0,5]^3}$$

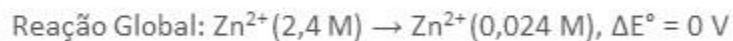
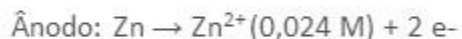
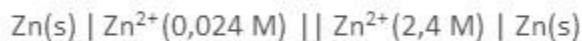
$$\Delta E = 1,38 - 0,0098 \cdot (-5,09)$$

$$\Delta E = 1,38 - (-0,049)$$

$$\Delta E = 1,43 \text{ v}$$

| Equação de Nernst

| Pilha de Concentração

Exemplo:

Utilizando a equação de Nernst, temos:

$$\Delta E = 0 - \frac{0,0592}{2} \ln \left(\frac{0,024}{2,4} \right) = -2,96 \cdot (-2) = 0,0592 \text{ V}$$

- Nota-se que a ddp é positiva. A reação é espontânea e portanto é realmente uma pilha, como se esperava. Note que a espontaneidade é confirmada se pensarmos que na reação final os íons Zn^{2+} se deslocam da solução concentrada para a solução diluída.

- Se tivéssemos a reação inversa, $\text{Zn}^{2+}(0,024 \text{ M}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(2,4 \text{ M})$, a ddp seria $-0,0592 \text{ V}$, ou seja, a reação não seria espontânea.

- Se as concentrações se igualarem, teremos que $\Delta E = 0$ e portanto a pilha para de funcionar (encontra o equilíbrio)

Esta é conhecida como uma **pilha de concentração**, ou seja, pilhas nas quais os dois eletrodos são iguais e estão mergulhados em soluções de seus íons, porém em concentrações diferentes.

| Equação de Nernst

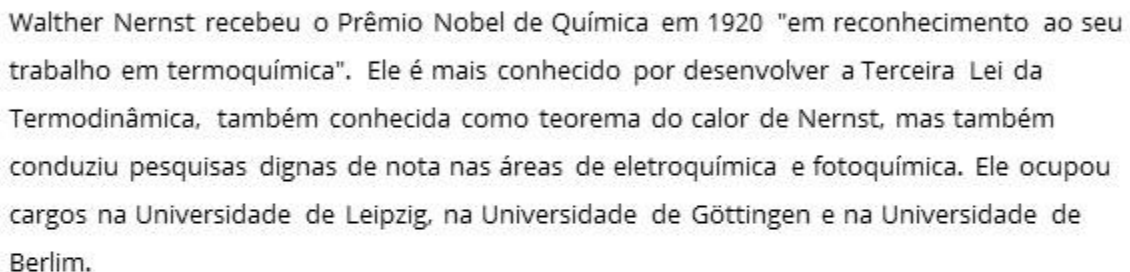
A **lei da ação das massas** estabelece a relação entre as massas ativas dos reagentes e as dos produtos, em condições de equilíbrio e nos sistemas homogêneos (soluções ou fases gasosas).

K é sempre constante, independentemente das concentrações iniciais das substâncias, desde que a temperatura não varie.

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

A **lei da ação das massas** expressa que a velocidade de uma dada reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações das espécies reagentes, onde a concentração de cada espécie é elevada a uma potência igual ao seu coeficiente estequiométrico na equação química.

25 de junho de 1864 - Nascimento, Wąbrzeźno (Polônia).



Nernst, Hermann Walther, 1864-1941

1905 – 1933 -Professor de Química, Second Chemical Institute (1905); Professor de física (1913); e Diretor, Instituto de Física Experimental (1942-1933), Universidade de Berlim (Friedrich-Wilhelms-Universität Berlin), Berlim (Alemanha).

18 de novembro de 1941 - Morte, Berlim (Alemanha).

| Equação de Nernst

Além de ser utilizada para determinar a voltagem de uma pilha em um dado momento do seu funcionamento, a equação de Nernst é utilizada em um equipamento denominado de potenciômetro.

O potenciômetro é um equipamento utilizado em laboratório para realizar a medida do pH (quantidade de cátions hidrônio) em uma solução ou para determinar o produto de solubilidade (Kps) de um sal pouco solúvel presente em uma solução.

| PILHAS



ELETROQUÍMICA

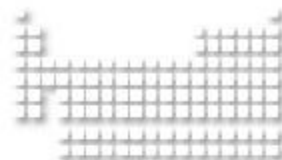
0,0 M 0,1
0,0 M 0,2
0,0 M 0,3
0,0 M 0,4
0,0 M 0,5
0,0 M 0,6
0,0 M 0,7
0,0 M 0,8
0,0 M 0,9
0,0 M 1,0

2 x 50

A x 10

FÍSICO-QUÍMICA

1 hora



PILHAS

TAREFA <não envie>

ETESP

1

2

Menção de atitude