

Aula nº11

Química-Física



BETTER MINDS
De estudiantes para estudiantes

AULA Nº 11

Sumário

Química - Física

V - Termodinâmica dos Iões e do Transporte de electrões

4) Termodinâmica de Células Electroquímicas

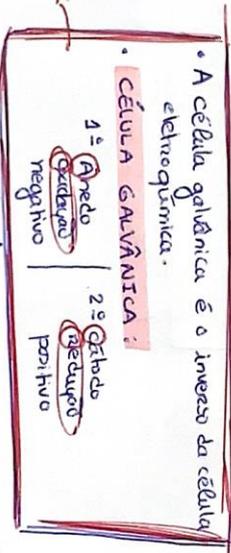
- Equação de Nernst
- Variação da força electromotriz com a temperatura

5) Membranas Biológicas

- Transporte em membranas
- Equação de Goldman
- Potencial de acção

Ref (1), Cap. 9, pg. 351 - 363 e 368 - 375.

memorística do alfabeto !!

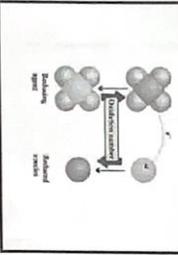


devemos escrever sempre por ordem de maior potencial de redução

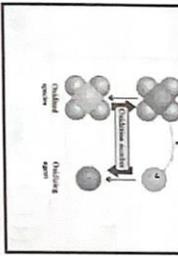
Redução

Oxidação

Levada a cabo por um agente (reduz) uma espécie que contém um elemento que sofre oxidação



Levada a cabo por um agente (oxidante) uma espécie que contém um elemento que sofre redução



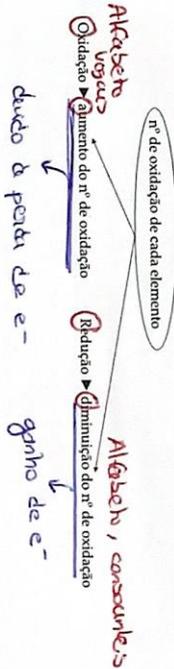
Reduz -> Reduz -> Ox

4) Termodinâmica de Células Electroquímicas

Conceitos fundamentais

As reacções redox constituem uma das maiores classes de reacções químicas. Estas são reacções de oxidação - redução, sendo **oxidação** a perda de electrões e **redução** o ganho de electrões

Reconhece-se uma reacção redox identificando como migram os electrões de uma espécie para outra



Semi - reacções

As semi - reacções expressam as contribuições (oxidação e redução) para a reacção redox total

São formas conceptuais de representar a oxidação e a redução

As espécies oxidada e reduzida presentes numa semi - reacção formam um par redox, o qual se representa por Ox/Redonde Ox e Red são respectivamente a forma oxidada e reduzida da espécie

Exemplo:



1.º Oxidado / 2.º Reduzido Sempre !

Células Electroquímicas

check est n 9 11

Célula electroquímica é um instrumento no qual um **corrente eléctrica** - fluxo de electrões através de um circuito - é tanto produzida por uma reacção química **espontânea** como usada para iniciar uma reacção **não espontânea**.

Célula galvânica é uma célula electroquímica na qual uma reacção química **espontânea** usada para gerar **corrente eléctrica**.

Tecnicamente uma **bateria** é um conjunto de células galvânicas agrupadas em série

Potenciais de Electrodo

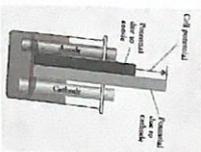
Existem milhares de células galvânicas que podem ser estudadas. Contudo em vez de estudarmos todas as células torna-se mais simples conhecermos as características de uma série de electrodos que quando combinados formam as células. Sob **condições padrão** todos os solutos presentes a 1 mol l^{-1} ; todos os gases a (1 bar) podemos pensar no **potencial padrão** de cada electrodo E° .

Numa **célula galvânica** a **Leim.** padrão é a diferença entre os **potenciais padrão** dos dois electrodos que a constituem:

$E^\circ = E^\circ$ (electrodo à direita do diagrama da célula) - E° (electrodo à esquerda do diagrama da célula)

SE ΔE **permite a correspondente reacção de célula espontânea** sob **condições padrão** e o electrodo **à direita** do diagrama da célula serve como **catodo**.

$E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$ → célula galvânica



O potencial padrão é também denominado **potencial padrão de electrodo**. Porque estes são sempre escritos para a semi - reacção de redução também podem ser chamados **potenciais padrão de redução**.

Um dos problemas na compilação de uma lista de potenciais padrão é que nós só conhecemos a **Leim.** total da célula e não as contribuições dos electrodos individuais. Para resolver este problema estabeleceu-se o potencial padrão do electrodo de hidrogénio igual a zero a todas as temperaturas:

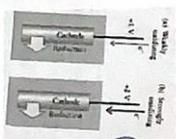


Um electrodo de hidrogénio no estado padrão, com o gás hidrogénio a 1 bar e os íons H^+ presentes com uma concentração de 1 mol l^{-1} é denominado **electrodo de hidrogénio padrão**.

O **potencial padrão de um electrodo** E° a **Leim.** de uma célula na qual o electrodo à esquerda no diagrama da célula é o electrodo de hidrogénio e o electrodo à direita no diagrama da célula é o par redox

Força electromotriz

check est n 11

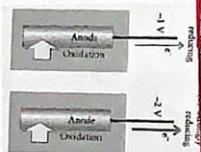


Em geral quanto mais **positivo** o potencial, maior o **poter** de **atração** de electrões na semi - reacção de redução e portanto mais **fortemente oxidante** é o par redox.

↑ E° → **poter mais facilmente reduzir**

Em geral quanto mais **negativo** o potencial, maior o **poter** de **doar** electrões na semi - reacção de oxidação e portanto mais **fortemente redutor** é o par redox.

↓ E° = E_{catodo} - E_{anodo} (anodo) (catodo)



Séries electroquímicas

Quando pares redox são ordenados segundo os seus potenciais padrão, obtemos uma lista de agentes oxidantes e redutores ordenados segundo as suas forças, temos uma **série electroquímica**

Potenciais padrão a 298 K (pH = 0)

Species	Reduction half-reaction	E° (V)
Standard form is strongly oxidizing		
F ₂ /F ⁻	F ₂ (g) + 2e ⁻ → 2F ⁻ (aq)	+2.87
Cl ₂ /Cl ⁻	Cl ₂ (g) + 2e ⁻ → 2Cl ⁻ (aq)	+1.36
Br ₂ /Br ⁻	Br ₂ (l) + 2e ⁻ → 2Br ⁻ (aq)	+1.09
I ₂ /I ⁻	I ₂ (s) + 2e ⁻ → 2I ⁻ (aq)	+0.54
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ (aq) + e ⁻ → Ag(s)	+0.80
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Hg(l)	+0.85
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cu(s)	+0.34
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Pb(s)	+0.13
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn(s)	+0.14
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Fe(s)	+0.44
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Zn(s)	-0.76
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Al(s)	-1.66
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mg(s)	-2.37
Na ⁺ /Na	Na ⁺ (aq) + e ⁻ → Na(s)	-2.71
K ⁺ /K	K ⁺ (aq) + e ⁻ → K(s)	-2.93
Li ⁺ /Li	Li ⁺ (aq) + e ⁻ → Li(s)	-3.03
Standard form is strongly reducing		
Li ⁺ /Li	Li(s) → Li ⁺ (aq) + e ⁻	-3.03
K ⁺ /K	K(s) → K ⁺ (aq) + e ⁻	-2.93
Na ⁺ /Na	Na(s) → Na ⁺ (aq) + e ⁻	-2.71
Mg ²⁺ /Mg	Mg(s) → Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	-2.37
Al ³⁺ /Al	Al(s) → Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻	-1.66
Zn ²⁺ /Zn	Zn(s) → Zn ²⁺ (aq) + 2e ⁻	-0.76
Fe ²⁺ /Fe	Fe(s) → Fe ²⁺ (aq) + 2e ⁻	+0.44
Sn ²⁺ /Sn	Sn(s) → Sn ²⁺ (aq) + 2e ⁻	+0.14
Pb ²⁺ /Pb	Pb(s) → Pb ²⁺ (aq) + 2e ⁻	+0.13
Cu ²⁺ /Cu	Cu(s) → Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻	+0.34
Ag ⁺ /Ag	Ag(s) → Ag ⁺ (aq) + e ⁻	+0.80
Hg ²⁺ /Hg	Hg(l) → Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	+0.85
Br ₂ /Br ⁻	2Br ⁻ (aq) → Br ₂ (l) + 2e ⁻	+1.09
Cl ₂ /Cl ⁻	2Cl ⁻ (aq) → Cl ₂ (g) + 2e ⁻	+1.36
F ₂ /F ⁻	2F ⁻ (aq) → F ₂ (g) + 2e ⁻	+2.87

Escreva para cada um de potenciais de redução

com o E₂/F⁻ e possível verificamos se foi redutor ou oxidante que o Au⁺/Au, (que vai se oxidar)

check Est n = 11

Species	Reduction half-reaction	E° (V)
Standard form is strongly oxidizing		
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cu(s)	+0.34
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ (aq) + e ⁻ → Ag(s)	+0.80
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Hg(l)	+0.85
O ₂ /H ₂ O	O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e ⁻ → 2H ₂ O(l)	+1.23
O ₂ /H ₂ O, OH ⁻	O ₂ (g) + 2H ₂ O(l) + 4e ⁻ → 4OH ⁻ (aq)	+0.40
Standard form is strongly reducing		
Cu ²⁺ /Cu	Cu(s) → Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻	-0.34
Ag ⁺ /Ag	Ag(s) → Ag ⁺ (aq) + e ⁻	-0.80
Hg ²⁺ /Hg	Hg(l) → Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻	-0.85
O ₂ /H ₂ O	2H ₂ O(l) → O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e ⁻	-1.23
O ₂ /H ₂ O, OH ⁻	4OH ⁻ (aq) → O ₂ (g) + 2H ₂ O(l) + 4e ⁻	-0.40

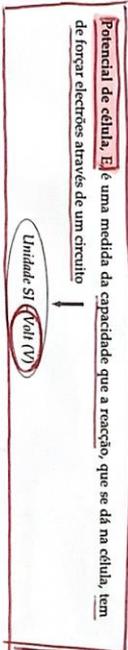
O poder oxidante e redutor de um par redox determina a sua posição na série electroquímica. Os agentes oxidantes mais fortes aparecem no topo da tabela e os agentes redutores mais fortes localizam-se no fundo da tabela.

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{catodo}} - E^{\circ}_{\text{anodo}} \quad (1)$$

check Est n = 11

Termodinâmica de Células Electroquímicas

Potencial de célula, E, é uma medida da capacidade que a reacção, que se dá na célula, tem de forçar electrões através de um circuito

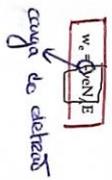


check Est n = 11

Relação entre potencial de célula e energia de Gibbs
A energia livre de reacção é o trabalho máximo de não expansão que uma reacção pode fazer a temperatura e pressão constantes:

$$\Delta G_r = w_e$$

O trabalho realizado quando uma quantidade v de electrões (sem moles) viaja através de uma diferença de potencial, E, e a sua carga total vezes a diferença de potencial. A carga de um electrão é -e; a carga por mole de electrões é -eN_A, portanto a carga total é -eN_Av. Logo o trabalho realizado vai ser:



carga de electrões

A constante de Faraday, F, é dada por F = eN_A, logo:

$$w_e = -vFE$$

Combinando esta equação com a equação termodinâmica obtemos:

$$\Delta G_r = -vFE$$

O coeficiente estequiométrico do electrão nos semi - reacções de oxidação e redução que são combinadas para obter a equação geral da reacção da pilha

Os valores padrão do potencial de célula e da energia de Gibbs relacionam-se através da expressão:

$$\Delta G_r^{\circ} = -vFE^{\circ}$$

Tabela dos potenciais

A magnitude da força electromotriz é independente da forma como a equação química é escrita, já que:

$$E^{\circ} = \frac{-\Delta G_r^{\circ}}{vF}$$

A fem produzida por uma pilha é independente do tamanho da pilha

Uma das aplicações mais vantajosas dos potenciais padrão é o cálculo das **constantes de equilíbrio** a partir de dados electroquímicos

A energia livre padrão de uma reacção (ΔG_r°) está relacionada com a constante de equilíbrio da reacção através da expressão $\Delta G_r^\circ = -RT \ln K$. Uma vez que para uma célula galvânica $\Delta G_r^\circ = -vFE^\circ$ obtemos:

$$vFE^\circ = RT \ln K$$

Logo

$$\ln K = \frac{vFE^\circ}{RT}$$

Ou seja a **constante de equilíbrio** de uma reacção pode ser obtida a partir do potencial padrão da célula correspondente

No equilíbrio $E = 0$ logo:

$$\frac{RT}{vF} \ln K = \frac{-\Delta G_r^\circ}{vF}$$

para eletroquímica
 para padrões de célula
 constante de equilíbrio

check est n=14

Uma vez que a maior parte das células electroquímicas trabalham à temperatura ambiente podemos determinar a quantidade RT/F usando $R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $T = 298 \text{ K}$ e $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$. Logo:

$$E = \frac{-0.0257 \text{ V}}{v} \ln \frac{d_r^c d_r^d}{d_r^a d_r^b}$$

check est n=14
 ST e varia nesta temperatura
 (T = 25°C)
CUIDADO!

Varição da força electromotriz com a temperatura

A partir da variação da f.e.m. com a temperatura podem obter-se quantidades termodinâmicas para reacções electroquímicas. Começando por:

$$\Delta G_r^\circ = -vFE^\circ$$

E diferenciando ΔG_r° em ordem à temperatura, a **pressão constante**, temos:

$$\left(\frac{\partial \Delta G_r^\circ}{\partial T} \right)_p = -vF \left(\frac{\partial E^\circ}{\partial T} \right)_p$$

$-\Delta S_r^\circ$

Equação de Nernst

A medida que uma reacção se aproxima do equilíbrio, a concentração dos seus reagentes e produtos varia e ΔG_r aproxima-se de zero. Portanto, à medida que os reagentes são consumidos numa célula electroquímica, o potencial **diminui até ficar nulo**. Uma **bateria morta** é uma bateria na qual a reacção da célula atingiu o equilíbrio. No equilíbrio a célula gera uma diferença de potencial nula entre os seus electrodos. Para entender este comportamento quantitativamente necessitamos de saber como varia a f.e.m. da célula com as concentrações das espécies na célula

Consideremos a reacção:



Sabendo que:

$$\Delta G_r = \Delta G_r^\circ + RT \ln \frac{d_r^c d_r^d}{d_r^a d_r^b}$$

e que

$$\Delta G_r = -vFE$$
 e $\Delta G_r^\circ = -vFE^\circ$

$$-vFE = -vFE^\circ + RT \ln \frac{d_r^c d_r^d}{d_r^a d_r^b}$$

logo

$$E = E^\circ - \frac{RT}{vF} \ln \frac{d_r^c d_r^d}{d_r^a d_r^b}$$

nº de moles
 traçadores

Equação de Nernst
 chegamos a esta eq de concentração, porque é mais correto

Uma vez que:

$$\left(\frac{\partial \Delta G_r^\circ}{\partial T} \right)_p = -\Delta S_r^\circ$$

Temos:

$$\Delta S_r^\circ = vF \left(\frac{\partial E^\circ}{\partial T} \right)_p$$

Uma vez conhecidos ΔS_r° e ΔG_r° , ΔH_r° pode ser obtido recorrendo a:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$$

ou

$$\Delta H_r^\circ = \Delta G_r^\circ + T\Delta S_r^\circ$$

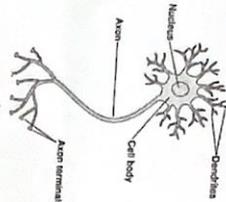
$$= -vFE^\circ + vFT \left(\frac{\partial E^\circ}{\partial T} \right)_p$$

Em geral, ΔS_r° e ΔH_r° são independentes da temperatura (numa gama de 50 K ou menos) mas ΔG_r° varia com a temperatura

5) Membranas Biológicas

Transporte em membranas

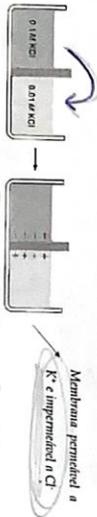
Diversos tipos de células apresentam membranas com potências elétricas. Algumas células, como as células nervosas e musculares, são ditas de excitáveis porque são capazes de transmitir uma variação de potencial ao longo de suas membranas



Uma célula humana nervosa consiste no corpo da célula e numa extensão longa de fibra de aproximadamente 10^5 a 10^6 cm de diâmetro denominada axão, o qual transmite impulsos do corpo da célula para a célula nervosa adjacente

membranas semipermiáveis que podem ser permeáveis!

Quando:



Diferença de potencial na membrana

Menor quantidade de K^+ se difunde da esquerda para a direita produzindo um aumento da carga positiva no compartimento da direita e selecionando uma diferença de potencial através da membrana. O movimento de K^+ cessa quando as cargas positivas do compartimento da direita conseguem a repulir as cargas positivas adicionais e quando o excesso de cargas negativas do compartimento da esquerda consegue a reter por atração eletrostática os íons K^+

A diferença de potencial devido à separação de cargas através da membrana no equilíbrio é o potencial de equilíbrio da membrana, ou simplesmente o potencial de membrana dos íons K^+

check Est n° 11

O potencial elétrico estabelecido pela diferença de concentração iônica entre os dois lados da membrana é denominado de potencial de membrana

Como se estabelece o potencial de membrana?

Distribuição de Ions em uma Óptica de Célula e de uma Membrana e 1 Optical Nerve

Ion	Concentração (mM)	Extracelular	Intracelular
Na^+	15	150	5
K^+	150	5	150
Cl^-	10	10	10

Consideremos o sistema químico:



K^+ difunde-se através da membrana sem o seu contraião (Cl^-). Uma vez que a concentração nos dois compartimentos é a mesma, verifica-se que o transporte de K^+ em ambas as direções é igual, sendo cancela o transporte líquido por conseguinte também nulo o potencial elétrico através da membrana

Por aplicação da equação de Nernst podemos calcular o potencial de membrana para os íons K^+ . A 298 K temos:

$$E_K = E_K^0 - \frac{0,0257}{v} \ln \left(\frac{K^+}{K^+} \right)$$

Por convenção, o potencial elétrico dentro de uma célula nervosa (ou outro tipo de células vivas) E_{int} é expresso relativamente ao potencial fora da célula E_{ext} . Ou seja o potencial da membrana é dado por $E_{int} - E_{ext}$

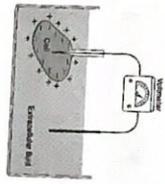
Uma vez que neste caso $v = 1$, escrevemos o potencial de membrana dos íons K^+ , ΔE_K^+ como:

$$\Delta E_K^+ = E_{K, int} - E_{K, ext} = 0,0257 \ln \left(\frac{K^+_{int}}{K^+_{ext}} \right)$$

Recorrendo à tabela anterior obtemos:

$$\Delta E_K^+ = 0,0257 \ln \frac{5}{150} = -8,7 \times 10^{-2} \text{ V} = -87 \text{ mV}$$

Medindo experimentalmente o potencial de uma célula nervosa verifica-se que este é apenas de -70 mV. Porque?



A razão para esta discrepância é que existe também um potencial de membrana devido à presença de íons Na^+ . Uma vez que a concentração de íons Na^+ é muito maior fora da célula, o movimento de íons Na^+ para dentro da célula torna o seu interior mais positivo. Recorrendo outra vez à tabela:

$$\Delta\psi_{\text{Na}^+} = 0.0257 \text{ V} \ln \frac{[\text{Na}^+]_{\text{ext}}}{[\text{Na}^+]_{\text{int}}} = 0.0257 \text{ V} \ln \frac{150}{15} = 59 \times 10^{-3} \text{ V} = 59 \text{ mV}$$

Mas uma vez que a membrana é muito mais permeável aos íons K^+ do que aos íons Na^+ , o potencial medido aproxima-se muito mais do potencial de membrana dos íons K^+ .

Para resolver este problema, temos outra equação que é aplicada à forma ψ ; e tipo de íons que se deslocam da membrana que consideramos a primeira espécie da membrana a determinar $\Delta\psi$.

PROCESSO CONTRA O GRADIENTE

Podemos prever a variação da energia de Gibbs para o processo de transporte contra um gradiente de concentração da seguinte forma: suponhamos que 1 mol de um determinado composto X é transportada do exterior da célula, onde a sua concentração é cerca de $1.0 \times 10^5 \text{ M}$, para o interior, onde a sua concentração é $1.0 \times 10^3 \text{ M}$. Uma vez que a concentração é maior no interior temos:

$$[\text{X}]_{\text{ext}} > [\text{X}]_{\text{int}}$$

$$\Delta G = \Delta G_{\text{trans}} - \Delta G_{\text{diff}} = RT \ln \frac{[\text{X}]_{\text{int}}}{[\text{X}]_{\text{ext}}}$$

potencial químico ψ é dado por:

$$\psi = \psi^\circ + RT \ln [\text{X}]$$

A 37°C, a variação de energia de Gibbs para este processo é:

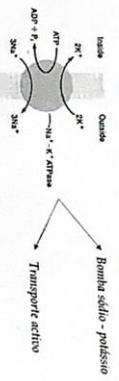
$$\Delta G = RT \ln \frac{[\text{X}]_{\text{int}}}{[\text{X}]_{\text{ext}}} = (8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (310 \text{ K}) \ln \frac{1.0 \times 10^3 \text{ M}}{1.0 \times 10^5 \text{ M}} = 12 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Se a proteína estiver conjugada não pode usar esta equação, tem de considerar a variação do potencial das células. (se está ou não conjugada)

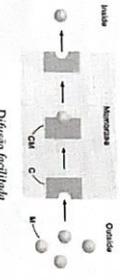
Bomba Sódio-potássio

Uma questão se coloca, por que razão a concentração intracelular de Na^+ não aumenta progressivamente e a de K^+ não diminui progressivamente?

A razão é que existe uma proteína específica da membrana denominada **$\text{Na}^+ - \text{K}^+$ ATPase** que transporta o Na^+ para fora da célula e o K^+ para dentro da célula usando energia da **hidrólise do ATP**.



Tal como na difusão facilitada também no transporte activo é necessário uma molécula transportadora, esta é a $\text{Na}^+ - \text{K}^+$ ATPase.



Se a substância transportada for carregada por exemplo X^{2+} , onde X é o íon e $2+$ é a sua carga, existe um **grau adicional** de potencial de membrana devido à concentração desigual de íons dos dois lados da membrana. Neste caso a energia de Gibbs vem dada por:

$$\Delta G = zF \Delta\psi$$

Equação de Goldman

$$E = \frac{RT}{zF} \ln \frac{[\text{K}^+]_{\text{ext}} + P_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+]_{\text{ext}} + P_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-]_{\text{int}}}{[\text{K}^+]_{\text{int}} + P_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+]_{\text{int}} + P_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-]_{\text{ext}}}$$

chamamos ao potencial através da membrana $\Delta\psi$

A equação de Goldman permite-nos calcular o potencial de membrana para uma única espécie de cada vez, não é aplicável para diversos tipos de íons que se distribuem de um lado e de outro da membrana com concentrações diferentes. Para determinar o potencial de membrana nestes casos temos de aplicar a equação de Goldman. Aplicando a uma célula nervosa a 298 K, a equação de Goldman toma a forma:

$$E = 0.0257 \text{ V} \ln \frac{[\text{K}^+]_{\text{ext}} + P_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+]_{\text{ext}} + P_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-]_{\text{int}}}{[\text{K}^+]_{\text{int}} + P_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+]_{\text{int}} + P_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-]_{\text{ext}}}$$

tem em conta a permeabilidade

As membranas das células nervosas são cerca de 100 vezes mais permeáveis aos íons K^+ do que aos íons Na^+ e são aproximadamente impermeáveis aos íons Cl^- , assim:

$$E = 0.0257 \text{ V} \ln \frac{[K^+]_i [P_{K^+}]_o + [Na^+]_i [P_{Na^+}]_o}{[K^+]_o [P_{K^+}]_i + [Na^+]_o [P_{Na^+}]_i}$$

$$= 0.0257 \text{ V} \ln \frac{[K^+]_i [P_{K^+}]_o / P_{Na^+} + [Na^+]_i}{[K^+]_o [P_{K^+}]_i / P_{Na^+} + [Na^+]_o}$$

Como $P_{K^+}/P_{Na^+} \approx 100$, podemos escrever:

$$E = 0.0257 \text{ V} \ln \frac{5 \times 100 + 150}{150 \times 100 - 15}$$

$$= -81 \text{ mV}$$

Potencial de acção

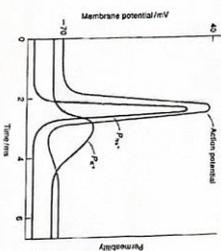
Se um nervo for estimulado electricamente, quimicamente, ou mecanicamente, a membrana da célula torna-se muito mais permeável aos íons Na^+ em comparação com os íons K^+

$$P_{K^+}/P_{Na^+} \approx 0.17$$

A estimulação nervosa permite que uma pequena porção de íons Na^+ se precipite para dentro da célula alterando o potencial de membrana (despolarização). Com base na equação anterior temos:

$$E = 0.0257 \text{ V} \ln \frac{2 \times 0.17 + 150}{150 \times 0.17 + 15}$$

$$= 34 \text{ mV}$$



Durante um pequeno período de tempo (< 1 ms) o potencial de membrana varia de -70 mV a cerca de 35 mV e depois rapidamente volta ao valor inicial. O pico expetido no potencial de membrana é denominado potencial de acção.

A transmissão de sinal é feita por variação de permeabilidade da membrana