

Eletroquímica

Introdução

Nesta aula deveremos explorar alguns aspectos quantitativos de reações de oxidorredução, usando a pilha de Daniel como modelo. Fazendo-se alterações nas concentrações dos reagentes usados na montagem da pilha poderemos perceber que diferentes potenciais de oxidorredução resultarão nas respectivas células eletrolíticas, permitindo que se verifique a validade da equação de Nernst. Forma modificada dela, conhecida como equação de Goldman-Hodgkin-Katz, se ajusta bem à descrição dos potenciais elétricos das células vivas, excitáveis ou não.

Ainda nesta aula será realizada titulação potenciométrica de solução contendo o sistema Fe^{2+}/Fe^{3+} , que não contém um elemento metálico que sirva de eletrodo. Este experimento servirá como exemplo de determinação de potenciais de oxidorredução de sistemas como os constituídos por citocromos, algumas coenzimas ou demais biomoléculas desprovidas de elemento metálico mas capazes de participar de transferência de elétrons.

Os resultados coletados serão analisados dentro de perspectiva de biociências, buscando correlações com diferentes eventos biológicos dependentes de reações de oxidorredução. Relações entre as estruturas de certos compostos e respectivos potenciais redox serão discutidas no contexto da adequação funcional das biomoléculas, característica dos seres vivos.

Objetivos

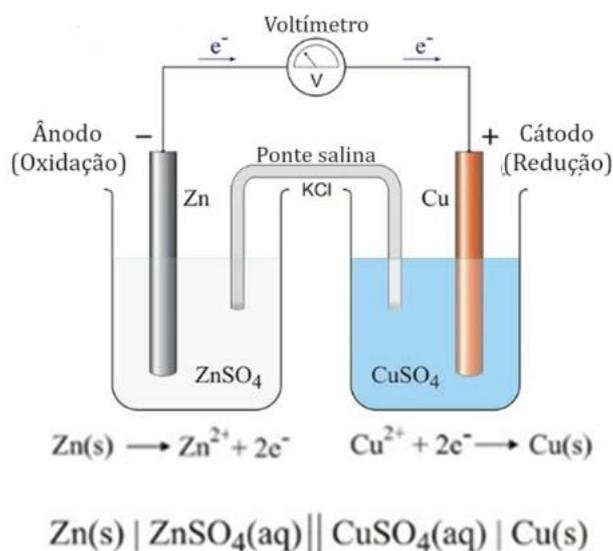
- Correlacionar influência das condições experimentais nas reações de oxidorredução com produção de energia. Salientar a abrangência conceitual da equação de Nernst.
- Verificar a estequiometria das reações de eletrodo.
- Correlacionar espontaneidade de reações com parâmetros termodinâmicos. Evidenciar a relevância funcional dos potenciais de oxidorredução dos elementos da cadeia respiratória.

Procedimentos experimentais

A) Demonstração do funcionamento da "Pilha de Daniel".

Material: Multímetro; soluções de $CuSO_4$ e $ZnSO_4$ nas concentrações de 1.0 M; ponte salina.

Fios ou placas de Cu^0 , Zn^0 , Ag^0 . Vidraria volumétrica e H_2O .



Usando equipamento semelhante ao da pilha de Daniel, ilustrado acima, colocá-lo para funcionar sob três condições:

1) Padrões, para as duas semi-células

Q1) Anote o valor da tensão gerada. Você seria capaz de prever o valor obtido?

2) Não padrões, com 1M CuSO_4 e 0.1M ZnSO_4 , e respectivos eletrodos de Cu^0 e Zn^0 .

Q2) Anote o valor da tensão gerada. Você seria capaz de prever o valor a ser obtido, através da equação de Nernst?

3) 1M CuSO_4 e 0.1M CuSO_4 , ambos eletrodos de Cu^0 .

Q3) Até quando esta pilha irá funcionar?

Anotar os valores lidos em cada condição experimental para correlacioná-los com fenômenos físico-químicos atuantes no processo.

B) Oxidação de $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ por KMnO_4

Material: pHmetro na função mV, equipado com eletrodo de platina conjugado a eletrodo de referência Ag/AgCl. Soluções de $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ 0.1N, de HCl 3N e de KMnO_4 0.1N.

Procedimento: Adicionar em béquer 20 ml de $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ 0.1N e 15 ml de HCl 3N. Coloque o eletrodo de platina nesta solução e meça com o potenciômetro o potencial redox da solução usando eletrodo de referência de Ag/AgCl. Adicione à solução de $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, de 1 em 1 ml, solução de KMnO_4 0.1N, anotando o potencial redox após cada adição.

Q4) O eletrodo de platina participa da reação?

Terminada a reação de titulação, construa gráfico Potencial redox versus Volume de KMnO₄. Indique o ponto final da titulação e calcule o potencial padrão do sistema Fe²⁺ / Fe³⁺.

Faça o balanceamento da reação:



Discussão:

- a) Por que o eletrodo de Zn é o ânodo na pilha de Daniel?
- b) É possível obter trabalho de uma célula eletroquímica?
- c) O que caracteriza uma reação espontânea?
- d) Considerando-se os resultados dos experimentos A1, A2 e A3, quais corroboram a equação de Nernst?
- e) Quais as condições necessárias para o surgimento de potencial de membrana?
- f) No experimento B) realizado, uma titulação, qual a relevância do KMnO₄ ser um oxidante “forte”? Durante a titulação, quando o quociente Q, da equação de Nernst, foi igual a 1?
- g) O potencial redox de células de diferentes espécies depende em grande parte do sistema GSH/GSSG, da glutatona. Como o experimento B, deste roteiro, poderia ajudar a entender como o potencial redox intracelular poderia ser mantido dentro de certos limites?

Material acessório
para subsidiar discussão sobre diferentes assuntos

A) Tabelas de oxidorredução de alguns elementos e compostos biológicos importantes

Potenciais de oxidação			Standard Reduction Potentials of Some Biologically Important Half-Reactions, at 25 °C and pH 7	
Eléctrodo (Ánodo)	E° (Eléctrodo de hidrogénio padrão = 0)	Reacção no eléctrodo (Reacção no ânodo)	Half-reaction	E° (V)
Li; Li ⁺	3,045	Li = Li ⁺ + e	$\frac{1}{2}O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O$	0.816
K; K ⁺	2,925	K = K ⁺ + e	Fe ³⁺ + e ⁻ → Fe ²⁺	0.771
Na; Na ⁺	2,714	Na = Na ⁺ + e	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → NO ₂ ⁻ + H ₂ O	0.421
Zn; Zn ²⁺	0,763	$\frac{1}{2}Zn = \frac{1}{2}Zn^{2+} + e$	Cytochrome <i>f</i> (Fe ³⁺) + e ⁻ → cytochrome <i>f</i> (Fe ²⁺)	0.365
Fe; Fe ²⁺	0,440	$\frac{1}{2}Fe = \frac{1}{2}Fe^{2+} + e$	Fe(CN) ₆ ³⁻ (ferricyanide) + e ⁻ → Fe(CN) ₆ ⁴⁻	0.36
Pt; Cr ³⁺ , Cr ⁶⁺	0,41	Cr ³⁺ = Cr ⁶⁺ + e	Cytochrome <i>a</i> ₃ (Fe ³⁺) + e ⁻ → cytochrome <i>a</i> ₃ (Fe ²⁺)	0.35
Cd; Cd ²⁺	0,403	$\frac{1}{2}Cd = \frac{1}{2}Cd^{2+} + e$	O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ O ₂	0.295
Tl; Tl ⁺	0,336 3	Tl = Tl ⁺ + e	Cytochrome <i>a</i> (Fe ³⁺) + e ⁻ → cytochrome <i>a</i> (Fe ²⁺)	0.29
Pb, PbBr ₂ (s); Br ⁻	0,280	$\frac{1}{2}Pb + Br^- = \frac{1}{2}PbBr_2 + e$	Cytochrome <i>c</i> (Fe ³⁺) + e ⁻ → cytochrome <i>c</i> (Fe ²⁺)	0.254
Co; Co ²⁺	0,277	$\frac{1}{2}Co = \frac{1}{2}Co^{2+} + e$	Cytochrome <i>c</i> ₁ (Fe ³⁺) + e ⁻ → cytochrome <i>c</i> ₁ (Fe ²⁺)	0.22
Ni; Ni ²⁺	0,250	$\frac{1}{2}Ni = \frac{1}{2}Ni^{2+} + e$	Cytochrome <i>b</i> (Fe ³⁺) + e ⁻ → cytochrome <i>b</i> (Fe ²⁺)	0.077
Ag, AgI(s); I ⁻	0,151	Ag + I ⁻ = AgI + e	Ubiquinone + 2H ⁺ + 2e ⁻ → ubiquinol + H ₂	0.045
Sb; Sb ³⁺	0,140	$\frac{1}{2}Sb = \frac{1}{2}Sb^{3+} + e$	Fumarate ²⁻ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → succinate ²⁻	0.031
Pb; Pb ²⁺	0,126	$\frac{1}{2}Pb = \frac{1}{2}Pb^{2+} + e$	2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ (at standard conditions, pH 0)	0.000
Pt, D ₂ ; D ⁺	0,003 4	$\frac{1}{2}D_2 = D^+ + e$	Crotonyl-CoA + 2H ⁺ + 2e ⁻ → butyryl-CoA	-0.015
Pt, H ₂ ; H ⁺	0,000 0	$\frac{1}{2}H_2 = H^+ + e$	Oxaloacetate ²⁻ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → malate ²⁻	-0.166
Pt; Ti ³⁺ , Ti ⁴⁺	-0,04	Ti ³⁺ = Ti ⁴⁺ + e	Pyruvate ⁻ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → lactate ⁻	-0.185
Ag, AgBr(s); Br ⁻	-0,090	Ag + Br ⁻ = AgBr + e	Acetaldehyde + 2H ⁺ + 2e ⁻ → ethanol	-0.197
Pt; Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺	-0,15	$\frac{1}{2}Sn^{2+} = \frac{1}{2}Sn^{4+} + e$	FAD + 2H ⁺ + 2e ⁻ → FADH ₂	-0.219 ^a
Pt; Cu ⁺ , Cu ²⁺	-0,153	Cu ⁺ = Cu ²⁺ + e	Glutathione + 2H ⁺ + 2e ⁻ → 2 reduced glutathione	-0.23
Ag, AgCl(s); Cl ⁻	-0,222 3	Ag + Cl ⁻ = AgCl + e	S + 2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ S	-0.243
Eléctrodo normal de calomelano ²	-0,280 2	Hg + Cl ⁻ = $\frac{1}{2}Hg_2Cl_2 + e$	Lipoic acid + 2H ⁺ + 2e ⁻ → dihydrolipoic acid	-0.29
Cu; Cu ²⁺	-0,337	$\frac{1}{2}Cu = \frac{1}{2}Cu^{2+} + e$	NAD ⁺ + H ⁺ + 2e ⁻ → NADH	-0.320
Pt, I ₂ (s); I ⁻	-0,535 5	I ⁻ = $\frac{1}{2}I_2 + e$	NADP ⁺ + H ⁺ + 2e ⁻ → NADPH	-0.324
Pt; quinidrona(s), H ⁺	-0,699 6	$\frac{1}{2}C_6H_8O_2 = \frac{1}{2}C_6H_4O_2 + H^+ + e$	Acetoacetate + 2H ⁺ + 2e ⁻ → β-hydroxybutyrate	-0.346
Pt; Fe ²⁺ , Fe ³⁺	-0,771	Fe ²⁺ = Fe ³⁺ + e	α-Ketoglutarate + CO ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ → isocitrate	-0.38
Hg; Hg ₂ ²⁺	-0,789	Hg = $\frac{1}{2}Hg_2^{2+} + e$	2H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂ (at pH 7)	-0.414
Ag; Ag ⁺	-0,799 1	Ag = Ag ⁺ + e	Ferredoxin (Fe ³⁺) + e ⁻ → ferredoxin (Fe ²⁺)	-0.432
Pt; Hg ₂ ²⁺ , Hg ²⁺	-0,920	$\frac{1}{2}Hg_2^{2+} = Hg^{2+} + e$		
Pt, Br ₂ (l); Br ⁻	-1,065 2	Br ⁻ = $\frac{1}{2}Br_2(l) + e$		
Pt; Ti ²⁺ , Ti ³⁺	-1,250	$\frac{1}{2}Ti^2 = \frac{1}{2}Ti^{3+} + e$		
Pt; Cl ₂ (g); Cl ⁻	-1,359 5	Cl ⁻ = $\frac{1}{2}Cl_2(g) + e$		
Pb, PbO ₂ ; Pb ²⁺	-1,455	$\frac{1}{2}Pb^{2+} + H_2O = \frac{1}{2}PbO_2 + 2H^+ + e$		
Pt; Ce ³⁺ , Ce ⁴⁺	-1,61	Ce ³⁺ = Ce ⁴⁺ + e		
Pt; Co ²⁺ , Co ³⁺	-1,82	Co ²⁺ = Co ³⁺ + e		

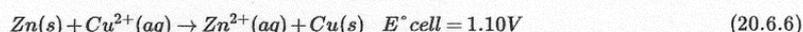
B) Algumas equações: $\Delta G^{\circ} = -n F \Delta E^{\circ}$

$\Delta G^{\circ} = -2.3 RT \log K_{eq}$

$K_{eq} = e^{-\frac{\Delta G^{\circ}}{RT}}$

C) Texto e figura: [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map:_Chemistry_-_The_Central_Science_\(Brown_et_al.\)/20:_Electrochemistry/20.04:_Cell_Potential_Under_Standard_Conditions](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map:_Chemistry_-_The_Central_Science_(Brown_et_al.)/20:_Electrochemistry/20.04:_Cell_Potential_Under_Standard_Conditions)

Applying the Nernst equation to a simple electrochemical cell such as the Zn/Cu cell allows us to see how the cell voltage varies as the reaction progresses and the concentrations of the dissolved ions change. Recall that the overall reaction for this cell is as follows:



The reaction quotient is therefore $Q = [\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}]$. Suppose that the cell initially contains 1.0 M Cu^{2+} and 1.0×10^{-6} M Zn^{2+} . The initial voltage measured when the cell is connected can then be calculated from Equation 20.6.6:

$$E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}} - \left(\frac{0.0591\text{ V}}{n} \right) \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \quad (20.6.7)$$

$$= 1.10\text{ V} - \left(\frac{0.0591\text{ V}}{2} \right) \log \left(\frac{1.0 \times 10^{-6}}{1.0} \right) = 1.28\text{ V} \quad (20.6.8)$$

Thus the initial voltage is greater than E° because $Q < 1$. As the reaction proceeds, $[\text{Zn}^{2+}]$ in the anode compartment increases as the zinc electrode dissolves, while $[\text{Cu}^{2+}]$ in the cathode compartment decreases as metallic copper is deposited on the electrode. During this process, the ratio $Q = [\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}]$ steadily increases, and the cell voltage therefore steadily decreases. Eventually, $[\text{Zn}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}]$, so $Q = 1$ and $E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}}$. Beyond this point, $[\text{Zn}^{2+}]$ will continue to increase in the anode compartment, and $[\text{Cu}^{2+}]$ will continue to decrease in the cathode compartment. Thus the value of Q will increase further, leading to a further decrease in E_{cell} . When the concentrations in the two compartments are the opposite of the initial concentrations (i.e., 1.0 M Zn^{2+} and 1.0×10^{-6} M Cu^{2+}), $Q = 1.0 \times 10^6$, and the cell potential will be reduced to 0.92 V.

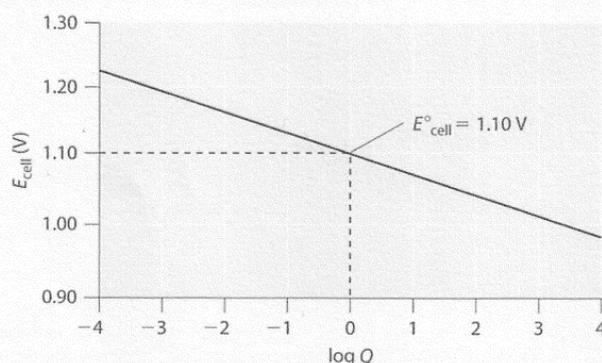


Figure 20.6.1: The Variation of E_{cell} with $\log Q$ for a Zn/Cu Cell. Initially, $\log Q < 0$, and the voltage of the cell is greater than E°_{cell} . As the reaction progresses, $\log Q$ increases, and E_{cell} decreases. When $[\text{Zn}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}]$, $\log Q = 0$ and $E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}} = 1.10\text{ V}$. As long as the electrical circuit remains intact, the reaction will continue, and $\log Q$ will increase until $Q = K$ and the cell voltage reaches zero. At this point, the system will have reached equilibrium.

D) Texto:



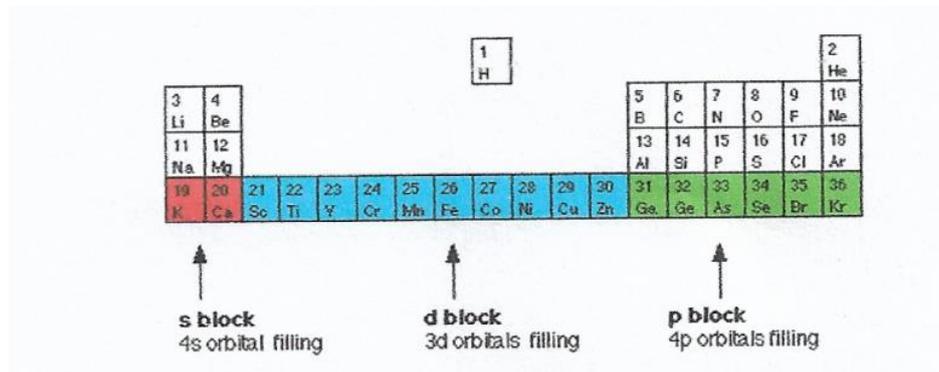
Introduction to Transition Metals II

This page explains what a transition metal is in terms of its electronic structure, and then goes on to look at the general features of transition metal chemistry. These include variable oxidation state (oxidation number), complex ion formation, colored ions, and catalytic activity.

What is a transition metal?

The terms transition metal (or element) and d block element are sometimes used as if they mean the same thing. They don't - there's a subtle difference between the two terms. We'll explore d block elements first:

You will remember that when you are building the [Periodic Table](#) and working out where to put the electrons using the [Aufbau Principle](#), something odd happens after argon. At argon, the 3s and 3p levels are full, but rather than fill up the 3d levels next, the 4s level fills instead to give potassium and then calcium. Only after that do the 3d levels fill. The elements in the Periodic Table which correspond to the d levels filling are called d block elements. The first row of these is shown in the shortened form of the Periodic Table below.



The electronic structures of the d block elements shown are:

Sc	[Ar] 3d ¹ 4s ²
Ti	[Ar] 3d ² 4s ²
V	[Ar] 3d ³ 4s ²
Cr	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹
Mn	[Ar] 3d ⁵ 4s ²
Fe	[Ar] 3d ⁶ 4s ²
Co	[Ar] 3d ⁷ 4s ²
Ni	[Ar] 3d ⁸ 4s ²
Cu	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
Zn	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²

You will notice that the pattern of filling is not entirely tidy! It is broken at both chromium and copper. Transition metals

Not all d block elements count as transition metals!

A transition metal is one that forms one or more stable ions which have *incompletely* filled d orbitals. On the basis of this definition, scandium and zinc *do not* count as transition metals - even though they are members of the d block.

- Scandium has the electronic structure [Ar] 3d¹4s². When it forms ions, it always loses the 3 outer electrons and ends up with an argon structure. The Sc³⁺ ion has **no d electrons** and so does not meet the definition.
- Zinc has the electronic structure [Ar] 3d¹⁰4s². When it forms ions, it always loses the two 4s electrons to give a 2+ ion with the electronic structure [Ar] 3d¹⁰. The zinc ion has **full d levels** and does not meet the definition either.

By contrast, copper, [Ar] 3d¹⁰4s¹, forms two ions. In the Cu⁺ ion the electronic structure is [Ar] 3d¹⁰. However, the more common Cu²⁺ ion has the structure [Ar] 3d⁹. Copper is definitely a transition metal because the Cu²⁺ ion has an incomplete d level.

E) Considerações sobre as equações de Nernst e de Goldman-Hodgkin-Katz

1- A equação de Nernst, mostrada abaixo em sua forma geral, correlaciona o potencial E de uma célula eletroquímica ao respectivo potencial padrão E⁰ e às concentrações das espécies reativas presentes. Notar que E será igual a E⁰ quando Q=1.

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

E = potencial da célula
 E⁰ = potencial da célula sob condições padrões
 R = constante universal dos gases = 8.314 J/(mol*K)
 T = temperatura
 n = número de elétrons transferidos na reação
 F = constante de Faraday = 96485 C/mol
 Q = coeficiente da reação

O coeficiente da reação, Q, é determinado de maneira análoga à constante de equilíbrio da reação, considerando as concentrações vigentes dos produtos e reagentes e não estas concentrações quando o sistema atingir estado de equilíbrio.

Para uma reação $A + B \rightarrow C + D$, calcula-se Q:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \quad Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

2- A equação de Nernst pode ser resumida à $E = E^\circ - \frac{0.059 \text{ V}}{n} \log_{10} Q$ quando a reação ocorrer a 25°C e log decimal for usado. Isto significa que, no caso de reações onde apenas 1 elétron for transferido por mol, E⁰ será subtraído ou adicionado de 59 mV para cada aumento ou decréscimo de 10 vezes em Q, respectivamente. Lembrar que joule/coulomb = volt.

3- A equação de Goldman-Hodgkin-Katz, indicada abaixo de acordo com texto de uma revisão de eletrofisiologia, descreve o potencial de membranas biológicas em função das concentrações interna ([]_i) e externa ([]_o) dos íons relevantes, para os quais há canais iônicos cujas permeabilidades (p) podem ser alteradas:

$$V_m = \frac{RT}{F} \ln \left(\frac{p_K [K^+]_o + p_{Na} [Na^+]_o + p_{Cl} [Cl^-]_i}{p_K [K^+]_i + p_{Na} [Na^+]_i + p_{Cl} [Cl^-]_o} \right)$$

- **V_m** is the membrane potential. This equation is used to determine the resting membrane potential in real cells, in which K⁺, Na⁺, and Cl⁻ are the major contributors to the membrane potential. Note that the unit of V_m is the Volt. However, the membrane potential is typically reported in millivolts (mV). If the channels for a given ion (Na⁺, K⁺, or Cl⁻) are closed, then the corresponding

relative permeability values can be set to zero. For example, if all Na^+ channels are closed, $p_{\text{Na}} = 0$.

- R is the universal gas constant ($8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$).
- T is the temperature in Kelvin ($\text{K} = ^\circ\text{C} + 273.15$).
- F is the Faraday's constant (96485 C.mol^{-1}).
- p_{K} is the membrane permeability for K^+ . Normally, permeability values are reported as relative permeabilities with p_{K} having the reference value of one (because in most cells at rest p_{K} is larger than p_{Na} and p_{Cl}). For a typical neuron at rest, $p_{\text{K}} : p_{\text{Na}} : p_{\text{Cl}} = 1 : 0.05 : 0.45$. Note that because relative permeability values are reported, permeability values are unitless.
- p_{Na} is the relative membrane permeability for Na^+ .
- p_{Cl} is the relative membrane permeability for Cl^- .
- $[\text{K}^+]_o$ is the concentration of K^+ in the extracellular fluid. Note that the concentration units for all the ions must match.
- $[\text{K}^+]_i$ is the concentration of K^+ in the intracellular fluid. Note that the concentration units for all the ions must match.
- $[\text{Na}^+]_o$ is the concentration of Na^+ in the extracellular fluid. Note that the concentration units for all the ions must match.
- $[\text{Na}^+]_i$ is the concentration of Na^+ in the intracellular fluid. Note that the concentration units for all the ions must match.
- $[\text{Cl}^-]_o$ is the concentration of Cl^- in the extracellular fluid. Note that the concentration units for all the ions must match.
- $[\text{Cl}^-]_i$ is the concentration of Cl^- in the intracellular fluid. Note that the concentration units for all the ions must match.

O endereço https://www.physiologyweb.com/calculators/gkh_equation_calculator.html#google_vignette traz uma ampla discussão sobre as equações de Nernst e Goldman-Hodgkin-Katz, e pode ser consultada para aprofundamento da discussão sobre potencial de membrana. Nitidamente as duas equações apresentam a mesma estrutura, que correlacionam potencial elétrico com diferenças nas concentrações iônicas nos compartimentos contíguos de um sistema, como os existentes em uma pilha de Daniel ou em uma célula viva suspensa em solução eletrolítica.

Os resultados do experimento A3, deste roteiro, podem ser interpretados à luz da equação de Nernst. É possível iniciar o funcionamento da pilha de Daniel modificada fechando-se o circuito externo. A diferença de potencial será máxima no início do experimento, tendendo para zero à medida em que as concentrações se igualam nos dois compartimentos. Analogamente, podemos imaginar que aberturas de canais iônicos iniciem “um experimento” com membrana biológica. Neste caso o potencial inicial é praticamente zero, atingindo potencial de valor máximo, de *equilíbrio*. A equação de Goldman-Hodgkin-Katz serve para descrever este fenômeno que é, contudo, distinto daquele associado à pilha de Daniel, apesar das semelhanças entre as equações. Conceitos de *potencial químico* e de *potencial elétrico* certamente serão importantes para a apreciação destes dois fenômenos.

F) Tabela modificada de:

https://chem.libretexts.org/Ancillary_Materials/Reference/Reference_Tables/Electrochemistry_Tables/P2%3A_Standard_Reduction_Potentials_by_Value

Cathode Half-Reaction	Standard Reduction Potential E° (V)
$\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	1.83
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}(s)$	1.52
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}(s)$	1.2
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(l)$	0.854
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s)$	0.800
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(l)$	0.796
$\text{Tl}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Tl}(s)$	0.742
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	0.52
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(s)$	0.342
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(s)$	- 0.037
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(s)$	- 0.126
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(s)$	- 0.136
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}(s)$	- 0.163
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(s)$	- 0.257
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(s)$	- 0.403
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(s)$	- 0.44
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(s)$	- 0.74
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(s)$	- 0.762
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}(s)$	- 0.90
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(s)$	- 1.676
$\text{Ce}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ce}(s)$	- 2.336
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}(s)$	- 2.356
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(s)$	- 2.713
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}(s)$	- 2.84
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(s)$	- 2.93
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(s)$	- 3.04