



Universidade de São Paulo  
Instituto de Química de São Carlos  
Departamento de Físico-Química



# CÉLULAS ELETROQUÍMICAS

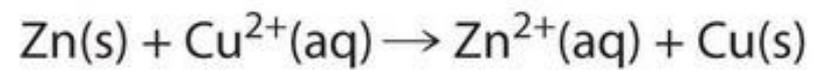
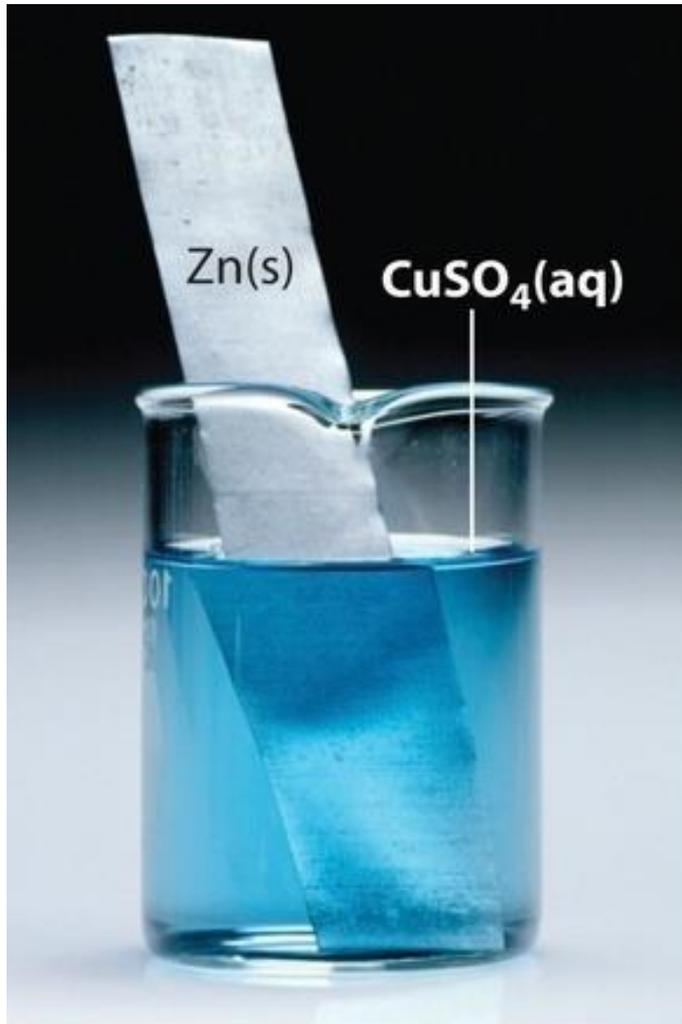
Prof. Dr. Edson Antonio Ticianelli  
[edsont@iqsc.usp.br](mailto:edsont@iqsc.usp.br)

Monitor: Dr. Wanderson Oliveira da Silva  
[wanders\\_1988@usp.br](mailto:wanders_1988@usp.br)

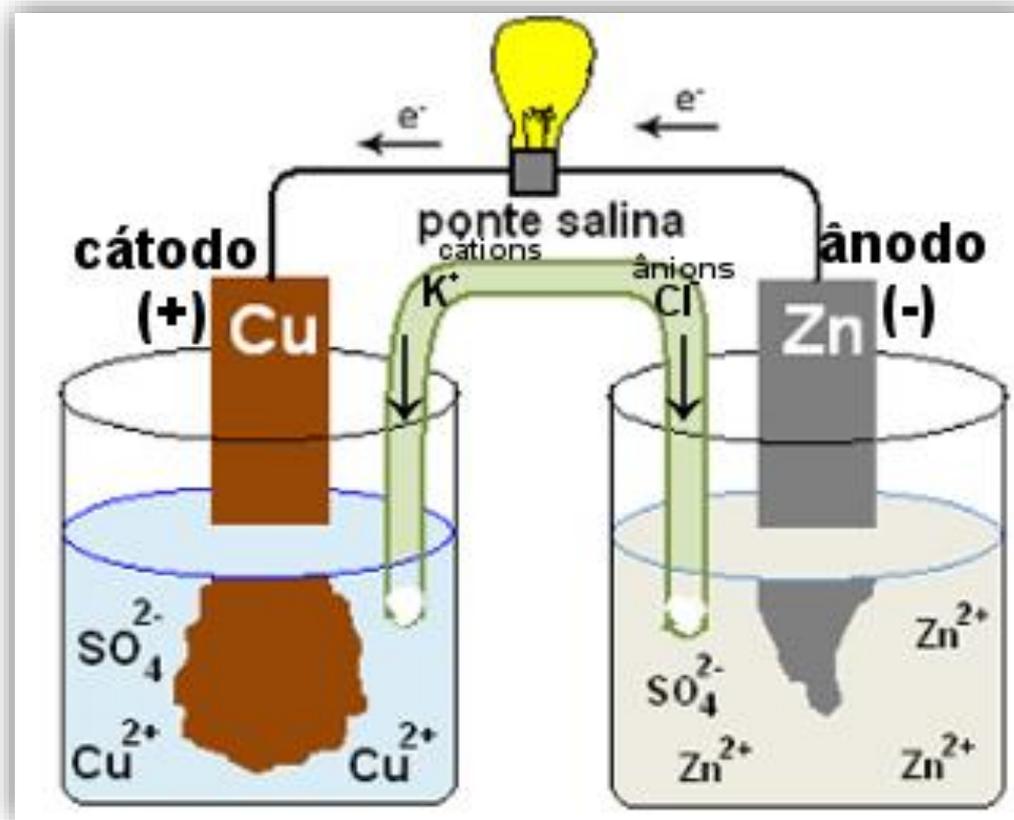
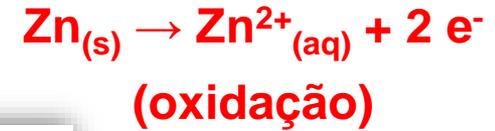
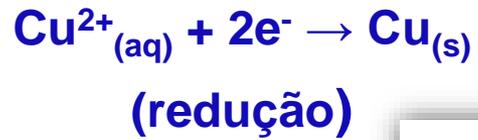
Monitor: Msc. Ricardo Sgarbi de Moraes  
[r.sb@hotmail.com](mailto:r.sb@hotmail.com)

São Carlos, 2018

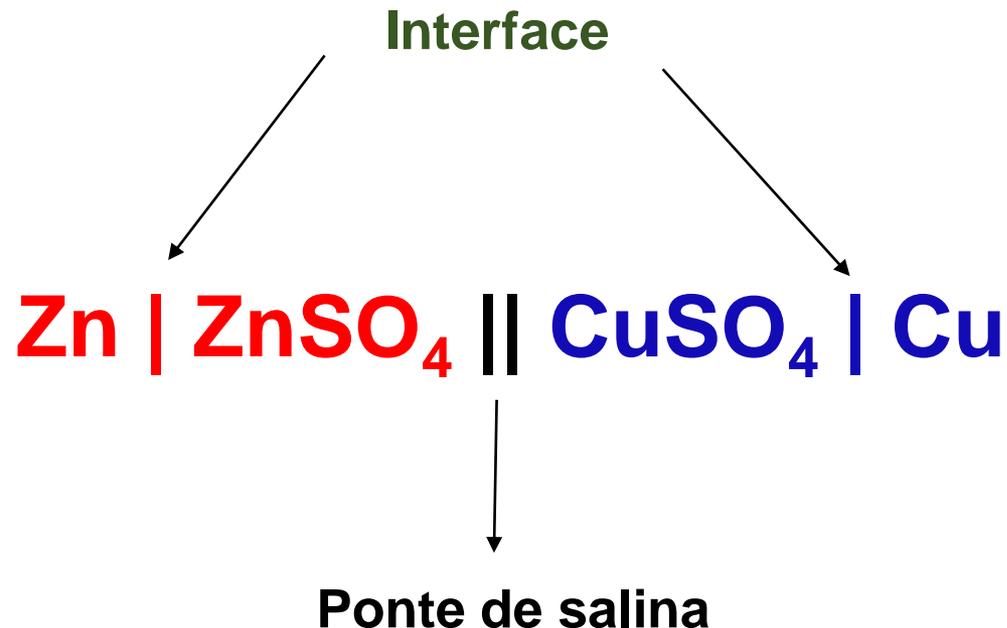
# Introdução



# Introdução



**REPRESENTAÇÃO ESQUEMÁTICA DA CÉLULA:** A célula eletroquímica mencionada anteriormente pode ser representada pela seguinte expressão:

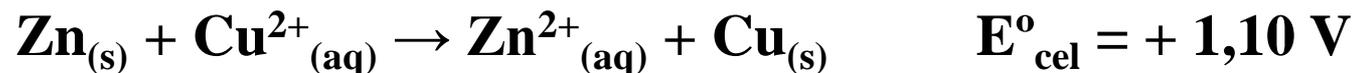


# Introdução

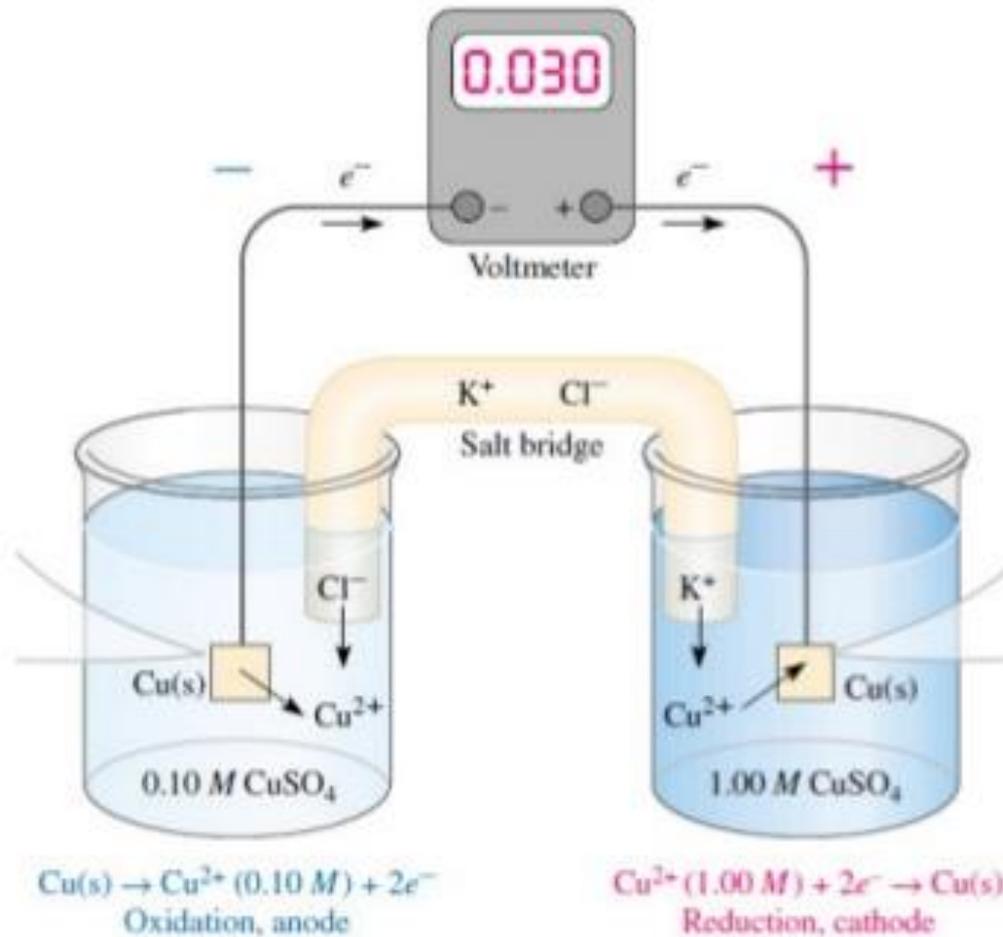
**VOLTAGEM DA CÉLULA:** O volt é a unidade de potencial elétrico, ou força motriz;

**POTENCIAL PADRÃO:** A semi-célula de referência escolhida é a baseada na semi-reação:  $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$ . Para esta reação, é associado, arbitrariamente, o potencial zero;

**POTENCIAL PADRÃO DE UMA CÉLULA ELETROQUÍMICA:** Quando duas semi-reações são combinadas para formar uma célula eletroquímica, o potencial padrão,  $E^\circ$ , será igual à diferença dos potenciais padrão das semi-reações.



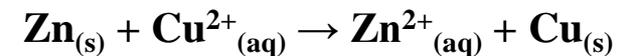
## Pilha de Concentração



# Introdução

**EQUAÇÃO DE NERNST:** expressa quantitativamente a relação entre a voltagem de uma célula e as concentrações dos reagentes e produtos:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \longrightarrow \text{Ex: } Q = \frac{([\text{Zn}^{2+}])}{([\text{Cu}^{2+}])}$$



$$E = E^\circ - \frac{2,303RT}{nF} \log Q$$

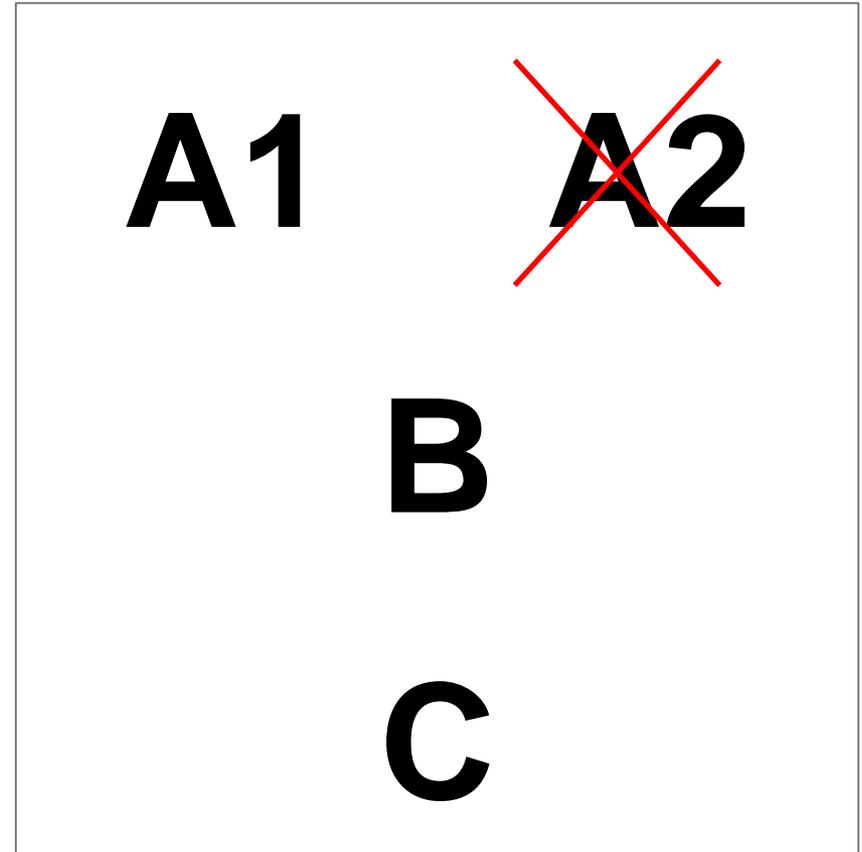
$$E = E^\circ - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

- ❖ Aprender como uma célula eletroquímica pode ser construída baseada em duas semi-reações separadas fisicamente, onde elétrons são transferidos por um circuito externo;
- ❖ Mostrar como as diferenças de potencial das células estão relacionadas com a concentração dos seus componentes;
- ❖ Mostrar como medidas de diferença de potencial podem ser usadas para calcular a constante de equilíbrio de uma reação.

# Procedimento Experimental

## Materiais Necessários:

- ❖ Suporte universal;
- ❖ Garra para as células;
- ❖ Ponte salina;
- ❖ Placa de cobre;
- ❖ Placa de zinco;
- ❖ Placa de Ferro.



# Procedimento Experimental

## Reagentes:

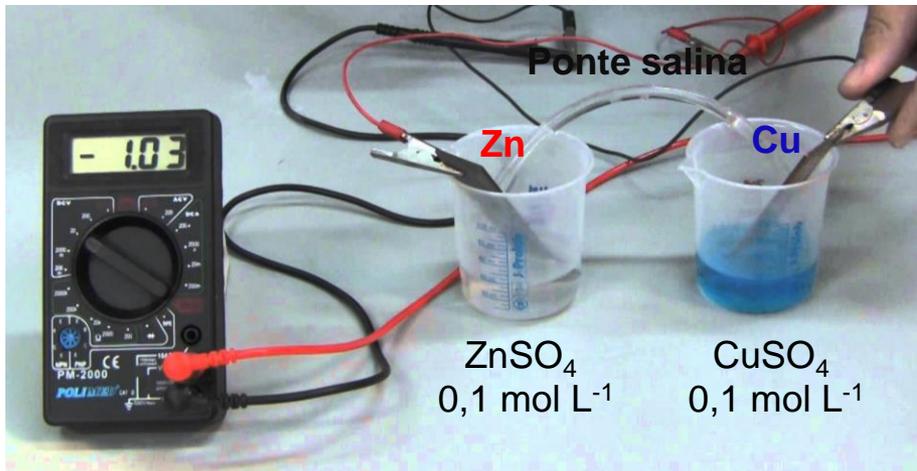
- ❖  $\text{CuSO}_4$  1,0; 0,1 e 0,01 mol L<sup>-1</sup>;
- ❖  $\text{ZnSO}_4$  0,1 mol L<sup>-1</sup>;
- ❖  $\text{FeSO}_4$  0,1 mol L<sup>-1</sup>;
- ❖  $\text{NH}_3$  6 mol L<sup>-1</sup>;
- ❖  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  1,0 mol L<sup>-1</sup>.

# Procedimento Experimental

## PARTE A: POTENCIAIS PADRÃO DE CÉLULAS ELETROQUÍMICAS

### A1. MEIAS-CÉLULAS $M^{2+}/M$

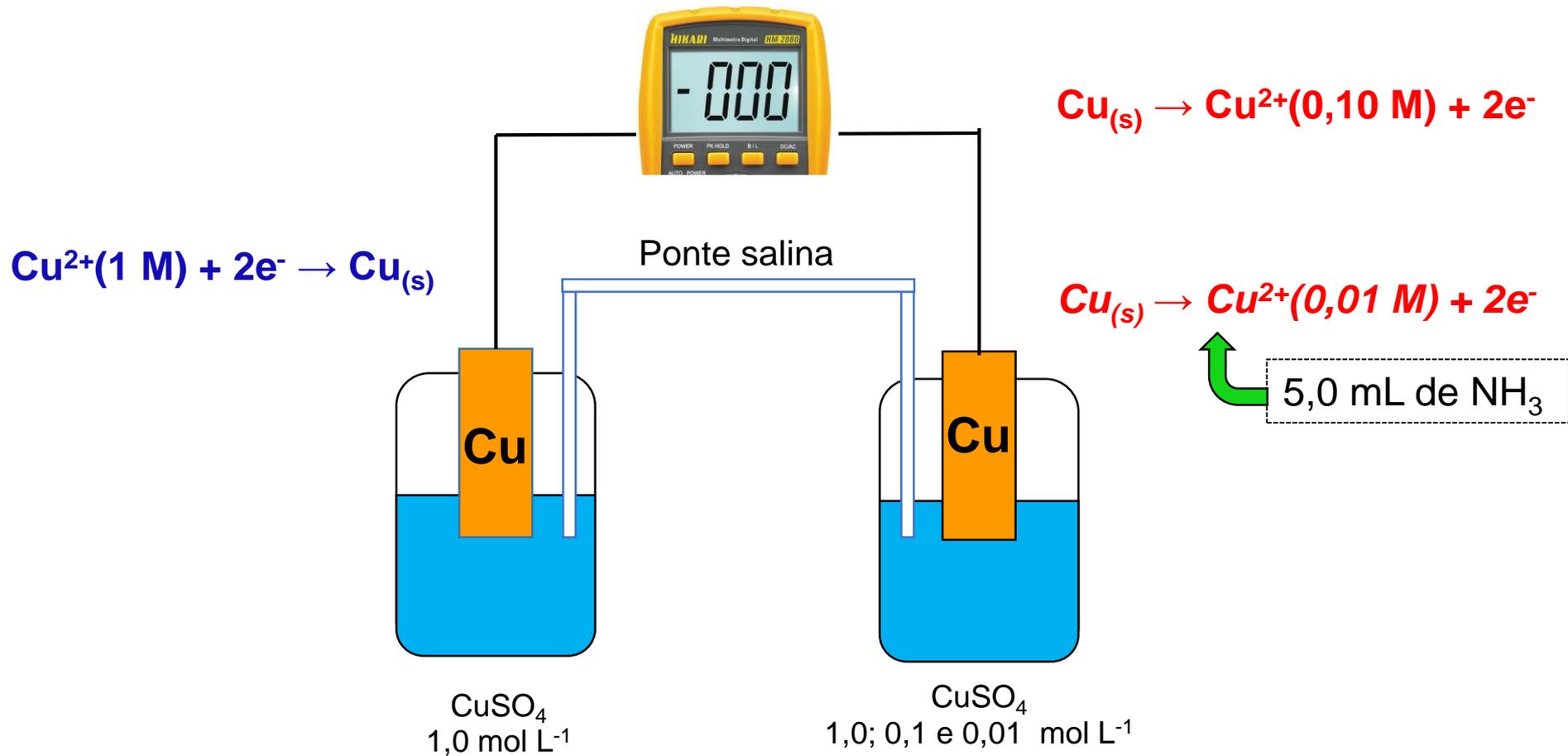
Montar as demais células eletroquímicas:



**Medir a diferença de potencial das três diferentes células utilizando um multímetro *com* e *sem* a conexão da *ponte salina*.**

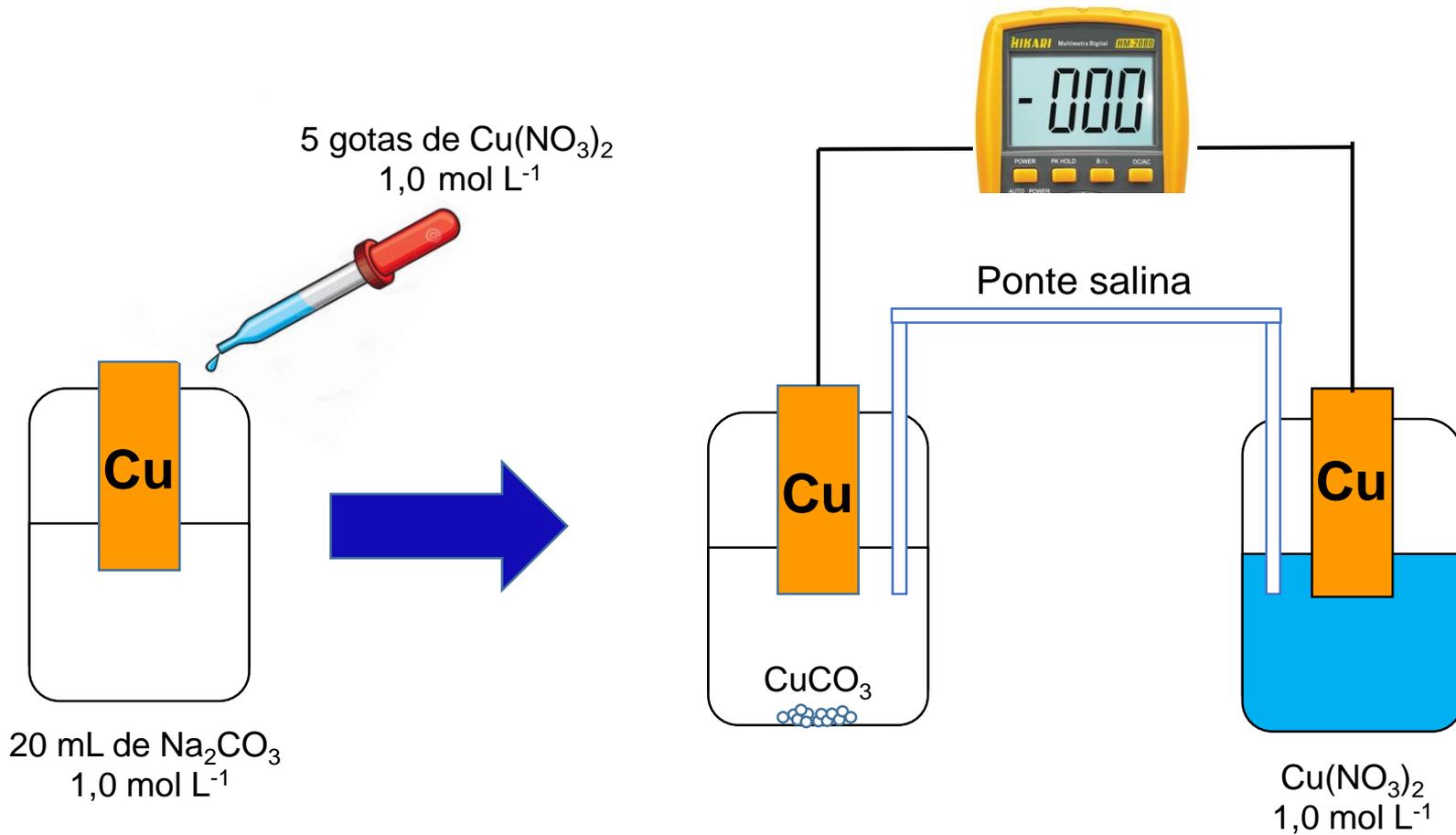
# Procedimento Experimental

## PARTE B: O EFEITO DA CONCENTRAÇÃO



# Procedimento Experimental

## PARTE C: CÁLCULO DA CONSTATANTE DE EQUILÍBRIO A PARTIR DA MEDIDA DE VOLTAGEM DA CÉLULA ELETROQUÍMICA



# Resultados



# Resultados

## Questões

1 - O que constitui a corrente elétrica no fio externo? Qual a direção do fluxo para cada par investigado?

2 - O que constitui a corrente elétrica na solução? Quais as direções correspondentes?

3 - Por que, necessariamente, deve haver contato entre as duas soluções?

4 - Para cada célula eletroquímica, escreva as semi-reações de oxidação e de redução e a reação global.

	<b>Célula Eletroquímica</b>	<b>Reações Parciais</b>	<b>Reação Global</b>
1	Zn   ZnSO <sub>4</sub>    CuSO <sub>4</sub>   Cu		
2	Zn   ZnSO <sub>4</sub>    FeSO <sub>4</sub>   Fe		
3	Fe   FeSO <sub>4</sub>    CuSO <sub>4</sub>   Cu		

# Resultados

## Questões

5 – Compare os valores experimentais da diferença de potencial obtidos para as 3 células eletroquímicas na Parte A1 com os valores descritos na literatura. Explique os eventuais desvios.

6 – Com o auxílio da equação de Nernst, calcule a diferença de potencial nas 3 células eletroquímicas da Parte B?



*Obs: Nas condições não-padrão o valor do potencial padrão ( $E^\circ$ ) é igual a zero e, portanto, a equação de Nernst pode ser rearranjada da seguinte forma:*

$$E = - \frac{0,0592 \text{ V}}{n} \log Q$$

# Resultados

## Questões

7 – Calcule a constante de equilíbrio do  $\text{CuCO}_3$ ,  $K_{eq}$  ou  $K_{ps}$ , na PARTE C:

$$\log K_{eq} = \frac{nE^{\circ}}{0,0592}$$

*Obs: No equilíbrio o quociente de reação é igual à constante de equilíbrio:  $Q = K_{eq}$ , e a medida que os reagentes são convertidos em produtos o valor de  $Q$  aumenta, logo o valor do potencial da célula eletroquímica tende a zero ( $E = 0$ ). Desse modo, a equação de Nernst pode ser reescrita como apresentado acima.*

# Resultados

## Questões

8 - O valor tabelado para o  $K_{ps}$  do  $\text{CuCO}_3$  é  $2,5 \cdot 10^{-10}$ . Use a mesma equação para calcular qual seria a voltagem esperada para a célula eletroquímica.

9 - Qual foi a diferença, em termos percentuais, da voltagem obtida experimentalmente e a voltagem calculada utilizando-se os dados tabelados.

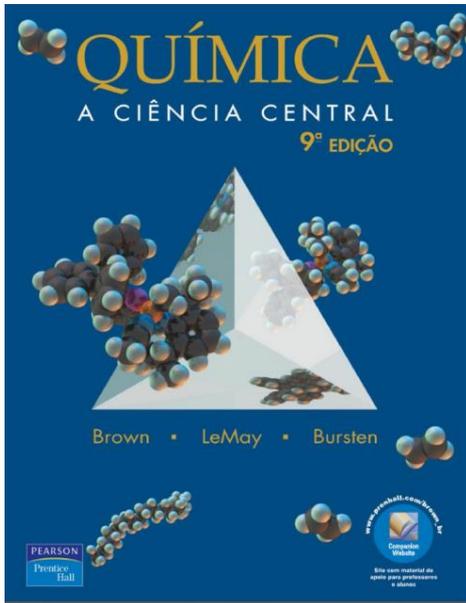
# Sugestões



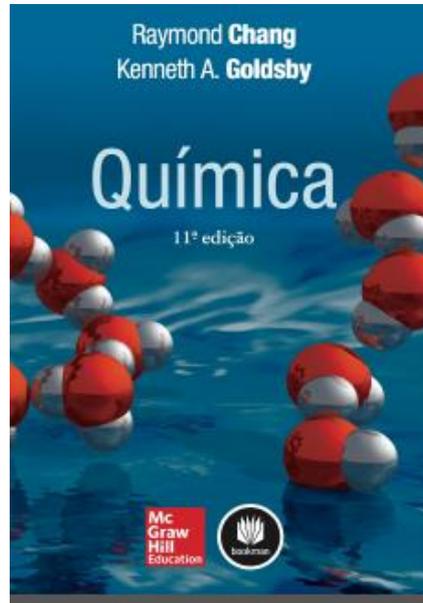
The screenshot displays a Moodle course interface. At the top, there is a header with the logo 'DISCIPLINAS USP' and navigation menus for 'Disciplinas', 'Suporte', and 'Idioma'. The user's name 'Wanderson Oliveira da Silva' is visible in the top right corner. Below the header, a breadcrumb trail shows the path: 'Início > Ambientes > 2018 > IQSC > SQF > SQF0319-102-2018'. A left sidebar contains a 'Navegação' menu with options like 'Início', 'Painel', 'e-Disciplinas', 'Meus Ambientes', and 'Ambientes'. The main content area features a section titled 'Avisos iniciais' with a link to 'Informações sobre Normas, Técnicas e Erros Experimentais'. Below this is a 'Tópico 1' section containing two links: 'Guia Relatório Prática 01' and 'Roteiro Prática 01'.

Acessar o guia da prática na Plataforma Moodle

# Sugestões



Capítulo 20



Capítulo 18

