



**CENTRO FEDERAL DE EDUCAÇÃO TECNOLÓGICA CELSO SUCKOW DA
FONSECA
DEPES-DEPBG**

Práticas de Química Geral

GEXT 7702

Cursos de Engenharia

Aluno: _____ Curso: _____

SUMÁRIO

	Página
1. INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO E NORMAS DE SEGURANÇA	3
2. SEPARAÇÃO DE FASES - CROMATOGRAFIA EM PAPEL.....	4
3. EQUILÍBRIO QUÍMICO – PRINCÍPIO DE LE CHATELIER.....	7
4. OXIRREDUÇÃO – PILHAS	10
5. MEDIDA DA CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO - COLORIMETRIA.....	13

INTRODUÇÃO AO LABORATÓRIO E NORMAS DE SEGURANÇA

1- Objetivo

O objetivo desta aula é apresentar a infra-estrutura do Laboratório de Química aos alunos, instruindo-os quanto às normas de segurança e o comportamento a serem observados e seguidos, bem como a metodologia e o critério de avaliação do curso.

2- O Laboratório de Química

a. Infra-estrutura

Apresentar a vidraria, os equipamentos, os reagentes e as soluções de uso geral, explicando a correta utilização deste material. Chamar a atenção para as linhas de água e gás disponíveis no laboratório. Descrever as técnicas e cuidados especiais na lavagem da vidraria. Apresentar os procedimentos de descarte de reagentes e vidraria quebrada.

b. Normas de Segurança

Exigir a utilização de GUARDA-PÓ e ÓCULOS DE PROTEÇÃO. Esclarecer sobre a proibição de se ingerir alimentos, utilizar o telefone celular, brincar ou fazer balbúrdia no interior do laboratório. Esclarecer sobre a limpeza e a organização do material após a prática. Apresentar os equipamentos de primeiros socorros (chuveiro de segurança, extintor de incêndio, balde de areia e manta) e explicar os procedimentos em caso de acidente no laboratório.

3- Metodologia e Critério de Avaliação

As aulas serão divididas em três partes: a apresentação da teoria da prática a ser realizada; a apresentação dos procedimentos experimentais que serão realizados pelos alunos; e a realização da prática, com o acompanhamento do professor e do monitor da disciplina.

A avaliação do curso experimental será feita através de duas provas teórico-práticas (confirmar as datas com o professor). A nota final do laboratório será a média simples das duas provas.

SEPARAÇÃO DE FASES – CROMATOGRAFIA EM PAPEL

1. Objetivo

O objetivo desta aula é apresentar a técnica de separação cromatográfica em papel, observado, qualitativamente, a composição das tintas hidrográficas e esferográficas.

2. Teoria da Prática

a. Mecanismo de formação das cores

Região visível do espectro eletromagnético: 400-750 nm

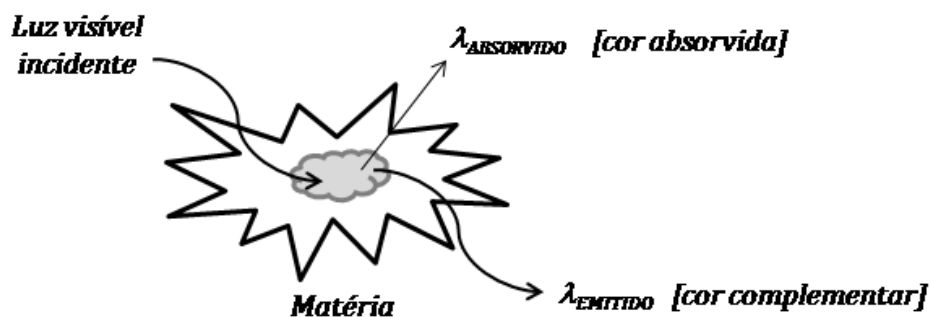


Figura 1: Esquema da interação da luz visível com a matéria na formação das cores.

λ (nm)	Cor Absorvida	Cor Complementar
400-430	Violeta	Verde amarelado
430-480	Azul	Amarelo
480-490	Verde azulado	Laranja
490-510	Azul esverdeado	Vermelho
510-530	Verde	Púrpura
530-570	Verde amarelado	Violeta
570-580	Amarelo	Azul
580-600	Laranja	Verde azulado
600-680	Vermelho	Azul esverdeado
680-750	Púrpura	Verde

b. A cromatografia em papel

É a separação dos componentes de uma mistura homogênea em função das suas solubilidades (polaridades) relativas.

- * A fase móvel (solvente) se desloca sobre a fase estacionária (papel) por capilaridade.
- * Os componentes da amostra são arrastados pelo solvente conforme este for “subindo” pelo papel.
- * A separação dos componentes ocorre segundo as afinidades relativas entre as duas fases.
- * A afinidade é função da solubilidade no solvente (fase móvel) e/ou da polaridade [atração] no papel (fase estacionária).
- * Os componentes com maior afinidade pelo solvente (fase móvel) sofrem maior deslocamento, afastando-se da linha de partida.
- * Os componentes com maior afinidade pelo papel (fase estacionária) sofrem menor deslocamento, ficando mais próximos a linha de partida.

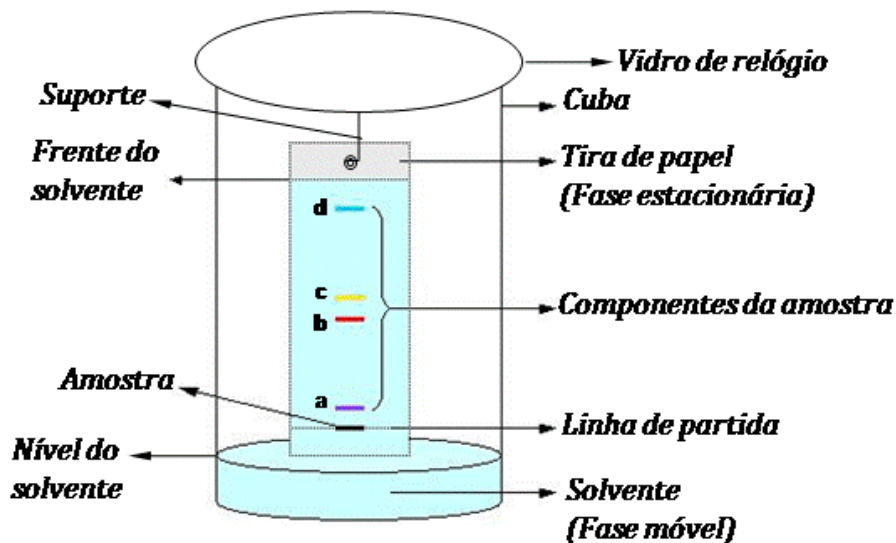


Figura 2: Esquema experimental da técnica de cromatografia em papel.

3. Experimento

3.1 Cromatografia de Canetas Hidrográfica e Esferográfica

Cada grupo utilizará canetas hidrográficas e/ou esferográficas de cores diferentes, fornecidas pelo professor(a). Como solvente, utilizar água destilada para as hidrográficas e etanol para as esferográficas.

Fazer um traço com a caneta no centro da tira de papel, sobre a linha de partida. Em seguida, colocar a tira de papel na cuba previamente saturada com o solvente. A linha de partida e, conseqüentemente, o ponto de aplicação da tinta devem ficar acima do nível do solvente. A solvente começará a “subir” pelo papel. Quando a frente do solvente atingir $\frac{3}{4}$ do comprimento total da tira, esta deve ser retirada da cuba e exposta ao ar para secagem do solvente.

Comparar os cromatogramas obtidos por cada grupo, observando a cor da caneta antes e depois da separação, bem como a posição dos pigmentos que as compõem.

Roteiro de estudo: Com base no experimento realizado, responda as seguintes questões:

- Por que saturamos a cuba com a fase móvel?
- Por que o nível do solvente deve ficar abaixo da linha de partida da fase estacionária?
- Quais cores compõem as suas amostras de tinta?
- Por que diferentes cores são observadas em posições diferentes na fase estacionária? Compare com as amostras de tinta dos seus colegas.
- Qual o comportamento das amostras de tinta hidrográfica e esferográfica diante dos solventes utilizados?
- A posição das cores componentes de uma amostra de tinta hidrográfica e esferográfica da mesma cor são iguais? Por que?

EQUILÍBRIO QUÍMICO – PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

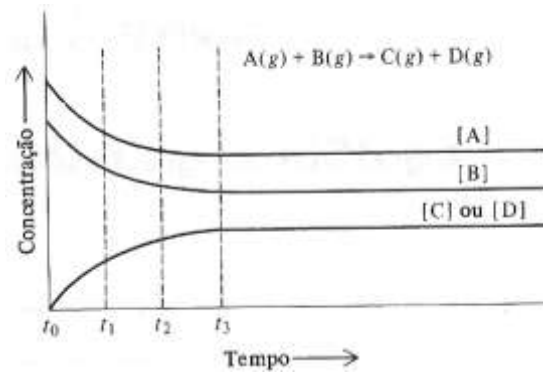
1. Objetivo

O objetivo desta aula é apresentar aplicações práticas para Princípio de Le Chatelier.

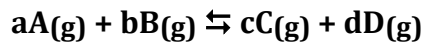
2. Teoria da Prática

a. Estado de equilíbrio

$$\left\{ \begin{array}{l} t_0 = [A] \text{ e } [B] \neq 0 \\ t_0 \rightarrow t_1 = \text{Formação dos produtos} \\ \geq t_1 = \text{Equilíbrio dinâmico} \end{array} \right.$$



Lei da ação das massas (Q)



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

Constante de equilíbrio (K)

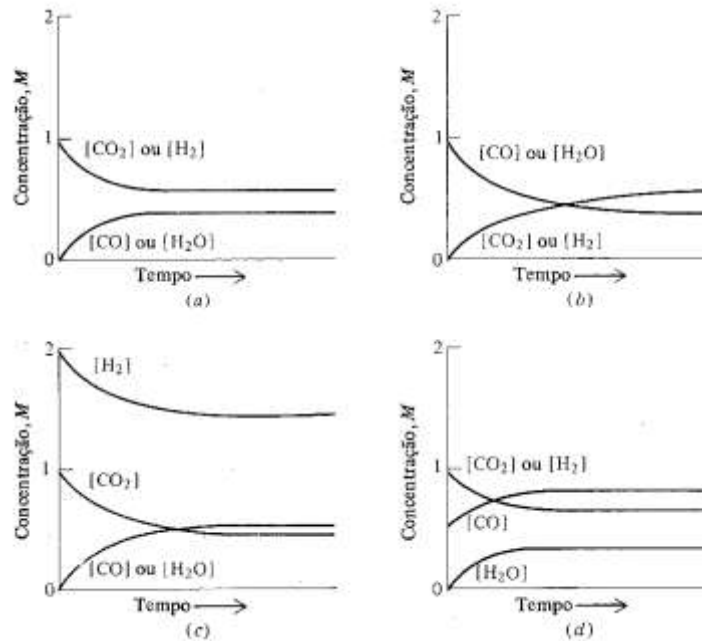
Reação em equilíbrio dinâmico $\rightarrow Q=K$

b. Princípio de Le Chatelier

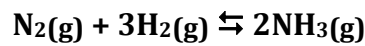
Um sistema em equilíbrio, que sofre uma perturbação externa, reage de forma a compensar as alterações resultantes.

Fatores que influenciam:

* Concentração



* Volume x Pressão



Aumento de volume → diminuição da pressão total = desloca para o maior nº moléculas

Redução de volume → aumento da pressão total = desloca para o menor nº moléculas

Não ocorre variação quando: $\left\{ \begin{array}{l} \text{igual nº moléculas} \\ \text{Adição de gás inerte} \end{array} \right.$

* Temperatura

Aumento da temperatura = desloca no sentido endotérmico

Redução da temperatura = desloca no sentido exotérmico

3. Experimentos

3.1 Efeito do íon Comum

Em um tubo de ensaio, colocar 5 mL de água destilada, 1 gota de indicador fenolftaleína e uma pequena quantidade de carbonato de sódio sólido ($\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$). Com o

auxílio de uma pipeta Pasteur, assoprar dentro da solução, tendo o cuidado para não projetar o líquido no seu próprio rosto. Observar o que ocorre com a solução.

Após a adição do $\text{CO}_2(g)$, aquecer a solução em banho-maria e observar o que ocorre com a solução.

Tabela 1: Indicadores ácido-base e suas respectivas cores e pH de viragem.

Indicador ácido-base	Cor	pH
Fenolftaleína	Incolor → rosa	8,0 → 10,0
Metilorange	Vermelho → amarelo	3,2 → 4,4
Azul de timol	Amarelo → azul	8,0 → 9,6
Vermelho congo	Azul → vermelho	3,0 → 5,0
Azul de bromotimol	Amarelo → azul	6,0 → 7,6

Roteiro de estudo: *Explique os fenômenos observados acima e apresente as reações químicas pertinentes. O que ocorreria com a solução se fosse adicionado cloreto de sódio (NaCl) até a saturação? Justifique a sua resposta.*

3.2 Reações de Hidrólise

Em três tubos de ensaio, adicionar 5 mL de água destilada. No primeiro tubo misturar cloreto de amônio ($\text{NH}_4\text{Cl}(s)$). No segundo tubo misturar carbonato de sódio ($\text{Na}_2\text{CO}_3(s)$). No terceiro tubo misturar cloreto de sódio ($\text{NaCl}(s)$). Em seguida, medir o pH da água pura e das três soluções acima, com o auxílio de um papel de pH.

Roteiro de estudo: *Qual o pH encontrado para cada solução acima? Compare com o pH da água pura e explique o por quê do valor observado, apresentando as reações químicas pertinentes.*

3.3 Natureza do Reagente (Demonstrativo)

O professor(a) demonstrará a reação dos metais alcalinos sódio ($\text{Na}(s)$) e potássio ($\text{K}(s)$) com a água e com o etanol, em presença do indicador fenolftaleína.

Roteiro de estudo: *Qual metal reage mais intensamente? Qual solvente possibilita uma maior velocidade de reação? Por que as soluções ficam rosa na presença do indicador? Justifique suas respostas, apresentando as reações químicas pertinentes.*

OXIRREDUÇÃO – PILHAS

1- Objetivo

O objetivo desta aula é apresentar as células eletroquímicas e determinar o potencial de uma pilha de Daniell.

2- Teoria da Prática

a. Células galvânicas

São dispositivos que permitem a interconversão entre energia química e energia elétrica.

- * Pilhas: energia química → energia elétrica
- * Células eletrolíticas: energia elétrica → energia química

b. Pilhas

- * Processo espontâneo

ϵ	ΔG	Processo
+	-	Espontâneo
-	+	Não-Espontâneo
0	0	Equilíbrio

$$W_{\text{elétrico}} = \epsilon \times Q$$

$$W_{\text{elétrico}} = -\Delta G$$

$$\Delta G = -n.\epsilon.F$$

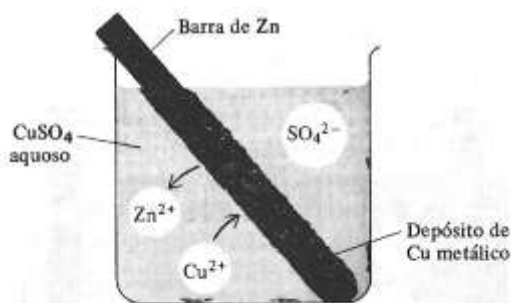


Figura 1: Esquema experimental da reação de oxirredução entre zinco e cobre.

- * Observações experimentais:
 - ✓ Deposição de material sólido escuro sobre a barra de zinco;
 - ✓ Diminuição da intensidade da cor azul da solução de $\text{CuSO}_4(aq)$;
 - ✓ Identificação de íons $\text{Zn}^{2+}(aq)$ em solução.

* Pilha de Daniell

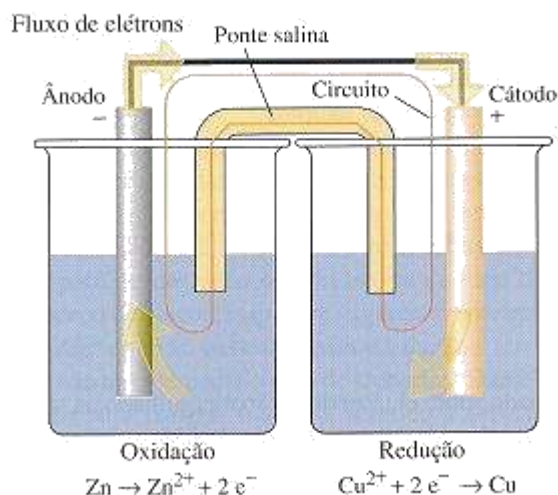


Figura 2: Esquema experimental da pilha de Daniell.

- * Funções da ponte salina:
 - ✓ Separar fisicamente as soluções;
 - ✓ Permitir a migração dos íons entre as soluções, mantendo o equilíbrio de cargas e, conseqüentemente, o fluxo de elétrons;
 - ✓ Reduzir o potencial de junção líquida.
- * Efeito da concentração:
 - ✓ A tensão produzida pela pilha depende das concentrações das soluções.
 - ✓ Equação de Nernst:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{íon produzido}]}{[\text{íon reagente}]}$$

3- Experimentos

3.1 Célula Eletroquímica

Adicionar 20 mL de solução de sulfato de cobre II ($\text{CuSO}_4(\text{aq})$) 1M em um béquer de 50 mL e submergir parte de uma placa de zinco previamente limpa na solução. Observar o que ocorre na superfície da placa de zinco.

Roteiro de estudo: *Explique por que ocorre a deposição espontânea de cobre sobre a placa de zinco, apresentando as reações pertinentes. O que ocorreria com a cor da solução de $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ se a placa de zinco fosse mantida submersa por um longo período de tempo? O que ocorreria se a solução fosse de sulfato de zinco ($\text{ZnSO}_4(\text{aq})$) e a placa fosse de cobre? Justifique sua resposta.*

3.2 Pilha de Daniell

Montar uma pilha de Daniel com ponte salina, seguindo as instruções do professor. Determinar o potencial da pilha através do voltímetro e comparar com o valor teórico.

Roteiro de estudo: *Qual a função da ponte salina? O que é Potencial de Junção Líquida? Qual o potencial experimental encontrado para a sua pilha? Explique por quê o potencial experimental é diferente do potencial teórico. Deduza a Equação de Nernst e calcule o potencial da pilha, cujas concentrações são $[\text{Zn}^{2+}(\text{aq})] = 0,97\text{M}$ e $[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})] = 0,72\text{M}$. Calcule a constante de equilíbrio para a pilha de Daniell.*

3.3 Potenciais de Oxidação



MEDIDA DA CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO – COLORIMETRIA

1- Objetivo

O objetivo desta aula é determinar a concentração de uma solução utilizando a colorimetria.

2- Teoria da Prática

a. Espectroscopia

É a parte da ciência que estuda a interação entre a radiação eletromagnética e a matéria.

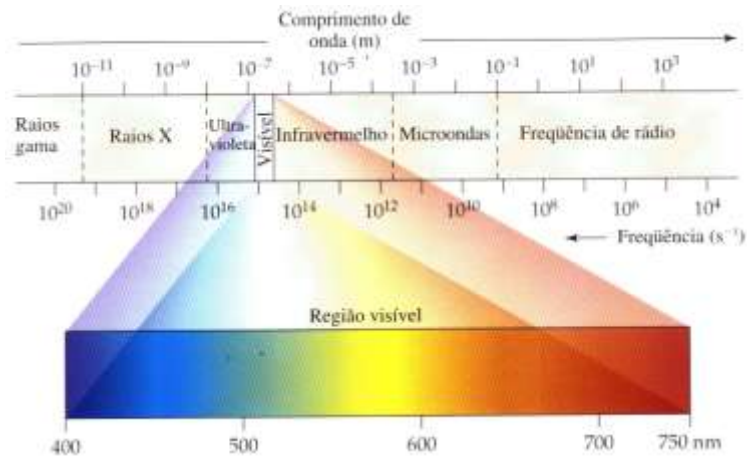


Figura 1: Espectro eletromagnético. Região do visível em destaque.

b. Absorbância (A) x Transmitância (T)

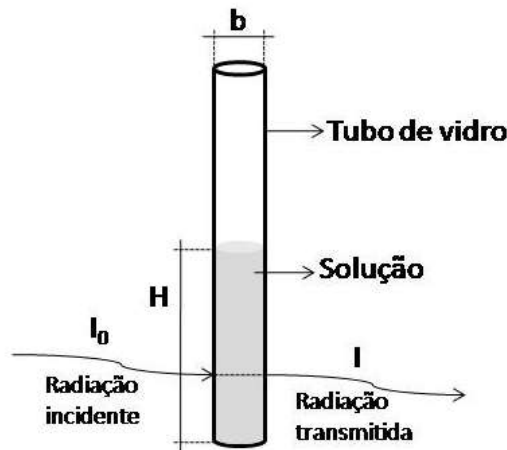


Figura 2: Interação da radiação eletromagnética com uma solução-amostra.

* Observações experimentais:

- ✓ A radiação incidente (I_0) pode sofrer reflexão, refração, espalhamento ou absorção;
- ✓ A transmitância (T) mede a quantidade de radiação que atravessa a

amostra; Pode ser dada por:

$$T = \frac{I}{I_0} \text{ ou } T(\%) = 100T$$

- ✓ A absorbância (A) mede a quantidade de luz absorvida pela amostra; Pode

ser dada por:

$$A = -\log T \text{ ou } A = \log \frac{I_0}{I}$$

c. *Lei de Lambert-Beer*

As intensidades das radiações incidente (I_0) e emergente (I) são proporcionais a concentração da amostra em solução.

* Considerações

- ✓ Os efeitos de reflexão, refração e espalhamento devem ser desprezíveis;
- ✓ A radiação incidente (I_0) deve ser monocromática (λ único);
- ✓ O coeficiente de absorção (ϵ) mede a quantidade de luz absorvida por unidade de concentração;

$$A = \epsilon \cdot b \cdot c \text{ logo } I = I_0 10^{-\epsilon \cdot b \cdot c}$$

ϵ - L/Mol.cm

b - cm

c - Mol/L

- ✓ A absorção ocorre devido a interação da radiação com:
 - Os elétrons da amostra (transições eletrônicas);
 - As ligações químicas (rotação e vibração).
- ✓ Limitações da lei:
 - Válida somente para baixas concentrações (limitação real);
 - A dissociação e a reação da amostra geram um produto com ϵ diferente (desvio químico);
 - O valor de ϵ depende do comprimento de onda (desvio instrumental).

3- Experimento

3.1 Determinação da concentração de uma solução desconhecida

Em um tubo de ensaio, coloque 10 mL da solução-padrão fornecida pelo(a) professor(a) e compare a sua coloração com a solução-amostra. Para tal, utilize a caixa de iluminação (colorímetro) da seguinte forma:

- a. Envolve a parte lateral dos tubos a serem comparados em uma tira de papel para reduzir a entrada de luz pelas paredes laterais dos tubos;
- b. Coloque os tubos a ser comparado, um ao lado do outro, sobre o vidro do colorímetro, na posição vertical;
- c. Com a lâmpada acesa, observe a coloração das duas soluções pelo topo dos tubos; a solução-padrão deverá ser mais intensa;
- d. Com o auxílio de uma pipeta, retire a solução do tubo padrão até que a intensidade da cor nos dois tubos se igualem; a solução padrão retirada deve ser colocada no béquer contendo a solução padrão;
- e. Meça as alturas das soluções nos dois tubos, com o auxílio de uma régua;
- f. Calcule a concentração, em mol/L, da solução-amostra, utilizando a expressão:

$$[\text{Amostra}] = \frac{H_{\text{Padrão}} \times [\text{Padrão}]}{H_{\text{Amostra}}}$$