Universidade Federal de Juiz de Fora
Departamento de Química

Roteiro das aulas práticas

Versão 2019

QUI126 – Laboratório de Química

Apresentação

Estamos iniciando uma disciplina do seu Curso de Graduação, **LABORATÓRIO DE QUÍMICA**. Esta disciplina é oferecida para vários Cursos da área de Exatas, 1º período, e tem por objetivo realizar investigações experimentais envolvendo conteúdos desenvolvidos na disciplina teórica de Química Fundamental.

Para cada aula/tema foi elaborada uma auto avaliação com o objetivo de levar você estudante a avaliar seu progresso, auxiliando-o no desenvolvimento da sua autonomia, da sua responsabilidade com o estudo e da sua independência intelectual. Espera-se que você adquira as competências e habilidades indicadas nos objetivos propostos para cada atividade. Se elas não forem alcançadas você deverá estudar com mais empenho o tema proposto e reorientar seus estudos, buscando ajuda com o professor, visando atingir a aprendizagem.

Para atingir a aprendizagem você deve **REALIZAR** todos os experimentos com bastante atenção, respeitando os procedimentos indicados nesta apostila, anotando todas as alterações observadas, **ANALISAR** os resultados de forma crítica, buscando relacioná-los com a teoria que o fundamenta, **CONCEITUAR** o tema que está sendo desenvolvido e **EXEMPLIFICAR** com fatos e coisas que possam mostrar sua aplicação, identificando, portanto, a importância do estudo de cada tema.

Por ser uma disciplina realizada em um laboratório de química todas as normas de segurança e recomendações devem ser seguidas para evitar ou minimizar riscos. Não pode haver bom resultado onde a dedicação não acompanha a execução. Procure ser cauteloso e agir com responsabilidade no laboratório, seja qual for a atividade que você estiver executando.

O seu sucesso dependerá muito da sua dedicação aos estudos.

O roteiro de cada aula foi elaborado de forma a apresentar os **OBJETIVOS** que se pretende alcançar em cada experimento, uma **INTRODUÇÃO** de forma simplificada ou agregada a alguma questão prática que correlacione a importância dos temas, **PARTE EXPERIMENTAL** com detalhamento das experiências a serem realizadas, com espaço para apresentação dos **RESULTADOS**, **BIBLIOGRAFIA** e algumas **QUESTÕES** (auto avaliação) para verificação do conhecimento adquirido.

A referência bibliográfica básica para acompanhamento desta disciplina será:

Theodore L. Brow, H. Eugene LeMay, Jr., Bruce E. Bursten, Química – A Ciência Central, Volume único, 13ª Edição, Editora Pearson, 2016. (ISBN 978-85-430-0565-2).

Os autores – setor de Química Inorgânica

QUI125
Química Fundamental

Ementa:
- ► Estrutura Atômica
- ► Classificação Periódica
- ► Ligações Químicas
- ► Interações intermoleculares
- ► Equilíbrio Químico
- ► Ácidos e Bases
- ► Eletroquímica

QUI126
Laboratório de Química

Ementa:
- ► Segurança química
- ► Vidrarias, equipamentos e técnicas básicas
- ► Soluções: preparo e diluição
- ► Representação e interpretação de resultados experimentais
- ► Modelo Atômico de Bohr
- ► Propriedades físicas das substâncias
- ► Condutividade elétrica
- ► Equilíbrio químico
- ► Ácidos e bases: pH e indicadores
- ► Eletroquímica

Sumário

Apresentação 1
Aula 1: Segurança química 2
Aula 2: Vidrarias, equipamentos e técnicas básicas 25
- ✓ Procedimento 1: Transferência de líquidos 36
- ✓ Procedimento 2: Pesagem e filtração simples 36
- ✓ Procedimento 3: Aquecimento no bico de Bunsen 37
- ✓ Procedimento 4: Decantação 37

Aula 3: Soluções: preparo e diluição 40
- ✓ Procedimento 1: Preparo de solução a partir de um soluto sólido 46
- ✓ Procedimento 2: Diluição da solução de NaOH 0,1 mol/L 47
- ✓ Procedimento 3: Preparo de solução a partir de um soluto líquido 47
- ✓ Procedimento 4: Diluição da solução de HCl 0,1 mol/L 48

Aula 4: Representação e interpretação de resultados experimentais 50
- ✓ Procedimento 1: Medida de volume em diversas vidrarias 59
- ✓ Procedimento 2: Determinação da densidade de soluções de sacarose em função da concentração 60

Aula 5: Modelo atômico de Bohr 66
- ✓ Procedimento 1: Observação do fenômeno de fluorescência 70
- ✓ Procedimento 2: Análise do espetro de luz a partir do espectroscópio 71
- ✓ Procedimento 3: Teste de chama 72

Aula 6: Propriedades físicas das substâncias 75
- ✓ Procedimento 1: Determinação da densidade de um sólido 78
- ✓ Procedimento 2: Determinação da densidade de líquidos 79
- ✓ Procedimento 3: Determinação da massa molar do gás butano 80
- ✓ Procedimento 4: Determinação do ponto de fusão de uma amostra desconhecida 82

Aula 7: Condutividade Elétrica 83
- ✓ Procedimento 1: Verificando a condutividade elétrica de materiais sólidos 89
- ✓ Procedimento 2: Verificando a condutividade elétrica de materiais líquidos 89
- ✓ Procedimento 3: Verificando a força de ácidos através da condutividade elétrica 90
- ✓ Procedimento 4: Verificando a condutividade elétrica em função da concentração 91
- ✓ Procedimento 5: Verificando a condutividade elétrica após reação química 91

Aula 8: Equilíbrio Químico 93
- ✓ Procedimento 1: Efeito da concentração no sistema 1 98
- ✓ Procedimento 2: Efeito da concentração no sistema 2 99
- ✓ Procedimento 3: Efeito da concentração no sistema 3 99
- ✓ Procedimento 4: Efeito da temperatura no sistema 4 100
- ✓ Procedimento 5: Efeito da concentração no sistema 5 101

Aula 9: Ácidos e bases: pH e indicadores 103
- ✓ Procedimento 1: Determinação do pH do solo 108
- ✓ Procedimento 2: Determinação qualitativa do pH com papel de tornassol 109
- ✓ Procedimento 3: Determinação quantitativa do pH com papel indicador universal 110
- ✓ Procedimento 4: Determinação qualitativa do pH com os indicadores alaranjado de metila, vermelho de metila e azul de bromotimol 110

Aula 10: Eletroquímica 113
- ✓ Procedimento 1: Identificação de cátions através de reações com metais 118
- ✓ Procedimento 2: Construindo uma pilha de concentração iônica 119
- ✓ Procedimento 3: Construindo uma pilha de corrosão 120
- ✓ Procedimento 4: Proteção catódica do ferro 121

AULA 1

Segurança química

OBJETIVOS

► Explicar como se deve trabalhar no laboratório de química;

► Apresentar os perigos e as normas de segurança em um laboratório de química;

► Identificar a classificação padrão dos produtos químicos.

Para trabalhar em um laboratório de Química, o que devo saber?

Usar a indumentária apropriada (uso obrigatório de jaleco)

Conhecer sobre descarte de reagentes: resíduo e rejeito

Conhecer os equipamentos e vidrarias

Identificar a classificação dos produtos químicos

Manusear adequadamente os reagentes: sólidos, líquidos e gases

Conhecer as normas de segurança

Para tirar o máximo de proveito de um laboratório, você deve seguir alguns princípios básicos, principalmente porque isso resulta em segurança para você e para as pessoas que estão compartilhando este ambiente de trabalho. É necessário que todos os usuários conheçam e pratiquem determinadas regras, desde o início até o final das atividades.

Indumentária Apropriada

- Avental de mangas compridas, longos até os joelhos, com fios de algodão na composição do tecido.
- Calça comprida de tecido não inteiramente sintético.
- Sapato fechado, de couro ou assemelhado.
- Óculos de segurança.
- Luvas.

☞ Equipamentos de Proteção Individual (EPI) – avental, luvas, proteção facial/ocular e proteção respiratória.

Indumentária Proibida

- Bermuda ou short.
- Sandália, Chinelo, Sapato aberto.
- Uso de lente de contato.
- Uso de braceletes, correntes ou outros adereços.
- Avental de nylon ou 100 % poliéster.

Faça no Laboratório

- Lave as mãos antes de iniciar seu trabalho.
- Lave as mãos entre dois procedimentos.
- Lave as mãos antes de sair do laboratório.
- Certifique-se da localização do chuveiro de emergência, lava-olhos, e suas operacionalizações.
- Conheça a localização e os tipos de extintores de incêndio no laboratório.
- Conheça a localização das saídas de emergências.

Não Faça no Laboratório

- Comer.
- Correr.
- Beber.
- Sentar ou debruçar na bancada.
- Sentar no chão.
- Não use cabelo comprido solto e acessórios volumosos como pulseiras, brincos e colares.
- Não (ou evite) trabalhar solitário no laboratório.
- Não manuseie sólidos e líquidos desconhecidos apenas por curiosidade.

Com os Ácidos

- Adicione sempre o ácido à água; nunca faça o inverso.

Com Bicos de Gás

- Feche completamente a válvula de regulagem de altura de chama.
- Abra o registro do bloqueador da linha de alimentação.
- Providencie uma chama piloto e aproxime do bico de gás.
- Abra lentamente a válvula de regulagem de altura de chama até que o bico de gás ascenda.
- Regule a chama.

Com Soluções

- Cerca de 80 % das soluções químicas concentradas são nocivas aos organismos vivos, principalmente se ministradas por via oral.
- Não transporte soluções em recipientes de boca larga, se tiver que efetuá-lo por certa distância, triplique sua atenção durante o percurso e solicite a um colega que o acompanhe.
- Não leve à boca qualquer reagente químico, nem mesmo o mais diluído.
- Certifique-se da concentração e da data de preparação de uma solução antes de usá-la.
- Não pipete, aspirando com a boca, líquidos cáusticos, venenosos ou corantes, use pêra de segurança.
- Não use o mesmo equipamento volumétrico para medir simultaneamente soluções diferentes.
- Volumes de soluções padronizadas, tiradas dos recipientes de origem e não utilizadas, devem ser descartados e não retornados ao recipiente de origem.

Com Sólidos e Líquidos

- O descarte deverá ser efetuado em recipientes apropriados separando o descarte de orgânicos e inorgânicos.
- Cuidados com aquecimento, incluindo: reação exotérmica, chama direta, resistência elétrica e banho-maria.
- Não aqueça bruscamente qualquer substância.
- Nunca dirija a abertura de tubos de ensaio ou frascos para si ou para outra pessoa durante o aquecimento.
- Não deixe sem o aviso "cuidado material aquecido", equipamento ou vidraria que tenha sido removida de sua fonte de aquecimento, ainda quente e deixado repousar em lugar que possa ser tocado inadvertidamente.
- Não utilize "chama exposta" em locais onde esteja ocorrendo manuseio de solventes voláteis, tais como éteres, acetona, metanol, etanol, etc.
- Não aqueça fora das capelas, substâncias que gerem vapores ou fumos tóxicos.

Manuseio e Cuidados com Frasco de Reagentes

- Leia cuidadosamente o rótulo do frasco antes de utilizá-lo.
- Ao utilizar uma substância sólida ou líquida dos frascos de reagentes, pegue-o de modo que sua mão proteja o rótulo e incline-o de modo que o fluxo escoe do lado oposto ao rótulo.
- Muito cuidado com as tampas dos frascos, não permita que ela seja contaminada ou contamine-se. Se necessário use o auxílio de vidros de relógio, placas de Petri, etc. para evitar que isso aconteça.
- Ao acondicionar um reagente, certifique-se antes da compatibilidade com o frasco, por exemplo, substâncias sensíveis à luz, não podem ser acondicionadas em embalagens translúcidas.
- Não cheire diretamente frascos de nenhum produto químico, aprenda a técnica correta e passe a utilizá-la de início, mesmo que o frasco contenha perfume.
- Os cuidados com o descarte de frascos vazios de reagentes não devem ser menores que os cuidados com o descarte de soluções que eles dão origem.
- Cuidados com aparelhagem, equipamentos e vidrarias laboratoriais: antes de iniciar a montagem, inspecione a

aparelhagem, certifique-se de que ela esteja completa, intacta e em condições de uso.
- Não utilize material de vidro trincado, quebrado ou com arestas cortantes.
- Não seque equipamentos volumétricos utilizando estufas aquecidas ou ar comprimido.
- Não utilize tubos de vidro, termômetros em rolha, sem antes lubrificá-los com vaselina e proteger as mãos com luvas apropriadas ou toalha de pano.

Classificação dos Produtos Químicos

O *Global Harmonization System* - GHS é uma abordagem técnica desenvolvida para definir os perigos específicos de cada produto químico, para criar critérios de classificação utilizando dados disponíveis sobre os produtos químicos e seus perigos já definidos e para organizar e facilitar a comunicação da informação de perigo em rótulos e FISPQ´s (Fichas de Informação de Segurança para Produtos Químicos). No Brasil estas normas são regulamentadas pela NBR 14725.

As substâncias químicas podem ser agrupadas, portanto, segundo suas características de periculosidade. Porém é importante lembrar que é muito complexa a harmonização de classificação e rotulagem dos produtos químicos perigosos, ou seja, as substâncias que têm propriedades capazes de produzir danos à saúde ou danos materiais.

A classificação destas substâncias ou os símbolos de periculosidade são uma forma clara e rápida de identificar o perigo que elas representam.

As substâncias são agrupadas em nove classes de risco especificadas abaixo. O pictograma tem por objetivo transmitir, orientar, informar e divulgar mensagens de natureza informativa, extremamente simplificada.

- **CLASSE 1:** Explosivos

- **CLASSE 2:** Gases

- **CLASSE 3:** Líquidos Inflamáveis

- **CLASSE 4:** Sólidos Inflamáveis

- **CLASSE 5:** Substâncias Oxidantes

- **CLASSE 6:** Substâncias Tóxicas e Substâncias Infectantes

- **CLASSE 7:** Materiais Radioativos

- **CLASSE 8:** Substâncias Corrosivas

- **CLASSE 9:** Substâncias e Perigosos Diversos

Uma substância pode se enquadrar em mais de uma classe de risco.

CLASSE 1 - EXPLOSIVOS

Bomba explodindo em preto/fundo laranja

• Substâncias que podem explodir sob efeito de calor, choque ou fricção. As temperatura de detonação são muito variáveis. Ex: nitroglicerina (117 ºC); isocianato de mercúrio (180 ºC); trinitrotolueno (470 ºC).

• Certas substâncias formam misturas explosivas com outras. Ex: cloratos com certos materiais combustíveis; tetrahidroresorcinol com metais.

• Outras substâncias tornam-se explosivas em determinadas concentrações. Ex: ácido perclórico a 50 %.

CLASSE 2 - GASES

Chama em preto ou branco/fundo vermelho (inflamável)
Cilindro para gás preto ou branco/fundo verde (não inflamável, não tóxico)
Caveira em preto/fundo branco (gases tóxicos)

• Gás é um dos estados da matéria. Nesse estado a substância move-se livremente, ou seja, independente do perigo apresentado pelo produto, seu estado físico representa por si só uma grande preocupação, uma vez que expandem-se indefinidamente. Assim, em caso de vazamento, os gases tendem a ocupar todo o ambiente mesmo quando possuem densidades diferentes à do ar.

Além do perigo inerente ao estado físico, os gases podem apresentar perigos adicionais, como por exemplo, inflamabilidade, toxicidade, poder de oxidação e corrosividade, entre outros.

• Os gases comprimidos são singulares, tendo em vista que representam tanto um risco químico, como um risco físico.

• Estes são armazenados em cilindros. Um vazamento no cilindro ou sistema de canalização cria um risco em potencial para uma intoxicação, um incêndio ou uma explosão. Os cilindros de gás são identificados pela cor, segundo NBR 12176:1999.

CLASSE 3 - LÍQUIDOS INFLAMÁVEIS

Chama em preto ou branco/fundo vermelho

A inflamabilidade depende dos seguintes parâmetros:

- **Ponto de Ignição ou Ponto de Fulgor (flash point):** temperatura acima da qual uma substância desprende suficiente vapor para produzir fogo quando em contato com o ar e uma fonte de ignição (centelha, chama aberta).
- **Ponto de Autoignição:** temperatura acima da qual uma substância desprende vapor suficiente para produzir fogo espontaneamente quando em contato com o ar.

• Os líquidos inflamáveis são classificados conforme tabela 1.

Tabela 1: Grupos de risco de líquidos inflamáveis.

Grupo de Risco	Ponto de Fulgor (ºC)	Ponto de Ebulição (ºC)
I	< 23	< 35
II	< 23	> 35
III	Entre 23 - 60,5	> 35

Exemplos:

1. **Éter Etílico:** Ponto de fulgor = -45 º C; Ponto de Ebulição = 35 º C (grupo de risco I)
2. **Benzeno:** Ponto de fulgor = -11 º C; Ponto de Ebulição = 80 º C (grupo de risco II)
3. **Ácido Acético:** Ponto de fulgor = 39 º C; Ponto de Ebulição = 48 º C (grupo de risco III)

CLASSE 4 - SÓLIDOS INFLAMÁVEIS

Chama em preto/fundo branco com sete listras verticais em vermelho
Chama em preto/fundo metade superior branca e metade inferior vermelha (substâncias sujeitas a combustão espontânea)
Chama em preto ou branco/fundo azul (substâncias que em contato com a água emitem gases inflamáveis)

- Sólidos facilmente inflamáveis: Ex: hidretos metálicos, sódio metálico.

CLASSE 5 - SUBSTÂNCIAS OXIDANTES E PERÓXIDOS ORGÂNICOS

Chama sobre um círculo em preto/fundo amarelo

Um oxidante é um material que libera oxigênio rapidamente para sustentar a combustão dos materiais orgânicos. Outra definição semelhante afirma que o oxidante é um material que gera oxigênio à temperatura ambiente, ou quando levemente aquecido. Assim, pode-se verificar que ambas as definições afirmam que o oxigênio é sempre liberado por um agente oxidante. Devido a facilidade de liberação do oxigênio, estas substâncias são relativamente instáveis e reagem quimicamente com uma grande variedade de produtos. Apesar da grande maioria das substâncias oxidantes não ser inflamável, o simples contato delas com produtos combustíveis pode gerar um incêndio, mesmo sem a presença de fontes de ignição.

Outro aspecto a considerar é a grande reatividade dos oxidantes com compostos orgânicos. Geralmente essas reações são vigorosas, ocorrendo grandes liberações de calor, podendo acarretar fogo ou explosão. Mesmo pequenos traços de um oxidante podem causar a ignição de alguns materiais, tais como o enxofre, a terebentina, o carvão vegetal, etc. Um exemplo de substância oxidante é o peróxido de hidrogênio (H_2O_2), comercialmente chamada água oxigenada.

Os peróxidos orgânicos são agentes de alto poder oxidante, sendo que destes, a maioria é irritante para os olhos, pele, mucosas e garganta. Os peróxidos apresentam a estrutura – O – O – e podem ser considerados derivados do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), onde um ou ambos os átomos de hidrogênio foram substituídos por radicais orgânicos. Assim como os oxidantes, os peróxidos orgânicos são termicamente instáveis e podem sofrer decomposição exotérmica e auto-acelerável, criando o perigo de explosão. Esses produtos são também sensíveis a choque e atrito.

CLASSE 6 - SUBSTÂNCIAS TÓXICAS E INFECTANTES

Caveira em preto/fundo branco (substâncias venenosas)

"X" sobre uma espiga de trigo com a inscrição NOCISO/fundo preto (substâncias venenosas)

Três meias-luas crescentes superpostas em um círculo em preto com a inscrição substância infectante/fundo branco (substância infectante)

• As substâncias tóxicas podem ser encontradas em diferentes estados físicos: gases e vapores, líquidos, sólidos e aerodispersóides (poeira, fumo, névoas e neblinas).

• As principais vias de acesso de uma substância tóxica ao organismo são: inalação, absorção cutânea, ingestão e injeção.

• Os efeitos tóxicos podem ser classificados como: agudo, crônico ou cumulativo, local, sistêmico, ação combinada, antagonismo e tolerância.

• Nosologia das substâncias tóxicas: irritante, corrosiva, asfixiante, anestésico, carcinógeno, mutágeno e teratógeno.

Definições importantes:

- Agente tóxico: substância que causa dano grave ou morte, através de uma interação físico-química com o tecido vivo.

- Toxicidade: é a capacidade que uma substância tem de produzir dano a um organismo vivo, quando entra em contato com o mesmo. As substâncias podem ser classificadas desde muito tóxicas a nocivas de acordo com seu valor de DL_{50}, conforme tabela 2.

- DL_{50}: é a dose única de uma substância química que causa a morte de 50% dos animais de uma dada população de organismos expostos, em condições experimentais definidas. A tabela 3 apresenta os valores de DL_{50} para algumas substâncias químicas.

Tabela 2: Parâmetros na classificação de toxicidade da União Europeia

Categoria	DL_{50} para ratazanas (mg/kg massa corporal)
Muito tóxico	menor que 25
Tóxico	de 25 a 200
Nocivo	de 200 a 2000

Tabela 3: Valor da DL_{50} de algumas substâncias químicas.

Substância química	DL_{50} para ratazanas, via oral (mg/kg massa corporal)
Sacarose (açúcar de mesa)	29700
Ácido ascórbico (vitamina C)	11900
Etanol (álcool etílico)	7060
Cloreto de sódio (sal de mesa)	3000
Paracetamol (princípio ativo de diversos medicamentos analgésicos e antipiréticos)	1944
Tetra- hidrocarnabinol - THC (princípio ativo da marijuana)	1270
Arsênico	763
Cumarina	293
Ácido acetilsalicílico (princípio ativo da *Aspirina*)	200
Cafeína (princípio ativo do café)	192
Nicotina (princípio ativo do tabaco)	50
Estricnina	16
Fósforo branco	3,03

Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Dose_letal_mediana

- Limite de tolerância: é a concentração de uma determinada substância química, presente no ambiente de trabalho, sob o qual os trabalhadores podem ficar expostos durante toda sua vida laboral, sem sofrer efeitos adversos à sua saúde. Essa concentração é expressa em partes por milhão (ppm) ou miligramas por metro cúbico (mg/m^3).

- Limite de tolerância – Média ponderada pelo tempo: representa a concentração média ponderada, existente durante a jornada de trabalho, ou seja, pode ter valores acima do limite fixado, desde que, sejam compensados por valores abaixo deste, acarretando uma média ponderada igual ou inferior ao limite de tolerância.

- Valor teto: é a concentração máxima, permitida no ar, de uma substância tóxica, não podendo ser ultrapassada em nenhum momento da jornada de trabalho.

CLASSE 7 - SUBSTÂNCIAS RADIOATIVAS

Trifólio em preto com a inscrição RADIOATIVO – barra vermelha após a palavra radioativo/fundo branco

Trifólio em preto com a inscrição RADIOATIVO – duas barras vermelhas após a palavra radioativo/fundo superior amarelo/fundo inferior branco (transporte)

• Radioatividade é a propriedade que alguns tipos de átomos instáveis apresentam de emitir energia e partículas subatômicas, o que se convenciona chamar de decaimento radioativo ou desintegração nuclear.

• A radioatividade tem três campos de aplicação para fins pacíficos: médico, quando se aproveita sua capacidade de penetração e perfeita definição do feixe emitido para o tratamento de tumores e diversas doenças da pele e dos tecidos em geral; industrial, nas áreas de obtenção de energia nuclear mediante procedimentos de fissão ou ruptura de átomos pesados; e científico, para o qual fornece, com mecanismos de bombardeamento de átomos e aceleração de partículas, meios de aperfeiçoar o conhecimento sobre a estrutura da matéria nos níveis de organização subatômica, atômica e molecular.

CLASSE 8 - SUBSTÂNCIAS CORROSIVAS

Líquido gotejando em dois recipientes de vidro e atacando uma mão e um pedaço de metal em preto/fundo superior branco e fundo inferior preto

• Substâncias que quando em contato com tecidos vivos ou materiais podem exercer sobre eles efeitos destrutivos.

O contato desses produtos com a pele e os olhos pode causar severas queimaduras, motivo pelo qual deverão ser utilizados **equipamentos de proteção individual** compatíveis com o produto envolvido.

CLASSE 9 - SUBSTÂNCIAS PERIGOSAS DIVERSAS

Sete listras na metade superior em preto/fundo branco

- Incluem nesta classe produtos que apresentam riscos não abrangidos pelas demais classes de riscos.

- Exemplos:

  - ✓ Substâncias que apresentam riscos ao meio ambiente: óleos combustíveis, poliestireno granulado, dióxido de carbono sólido (gelo seco), baterias de lítio, etc.
  - ✓ Substâncias transportadas a elevadas temperaturas, tanto no estado líquido quanto no estado sólido.
  - ✓ Microrganismos ou organismos geneticamente modificados que não se enquadrem na definição de infectantes.

DIAGRAMA DE HOMMEL

Nesta simbologia, cada um dos losangos expressa um tipo de risco, ao qual será atribuído um grau de risco variando entre 0 e 4, conforme explicitado a seguir.

Exemplo:

Ácido Sulfúrico

FIQUE ATENTO

- **Explosivo:** evitar choques, fricção, faíscas, fogo e calor.
- **Oxidantes:** evitar todo contato com substâncias comburentes.
- **Inflamável:** manter longe de chamas, faíscas e fontes de calor.
- **Tóxico:** evitar qualquer contato com o corpo humano. Em caso de mal estar procurar imediatamente um médico. No caso de substâncias cancerígenas e mutagênicas, ver indicações especiais.
- **Corrosivo:** evitar contato com os olhos, pele e roupa mediante medidas protetoras especiais. Não inalar os vapores. Em caso de acidente ou mal estar, procurar imediatamente um médico.
- **Irritante:** evitar contato com os olhos e a pele. Não inalar os vapores.

RÓTULO DE UM PRODUTO QUÍMICO

O rótulo nos frascos de produtos químicos traz informações de utilidade básica e essencial para oferecer mais segurança e consequentemente diminuir o risco de acidentes para quem manuseia de alguma forma o produto, seja na armazenagem, no manejo, transporte e descarte.

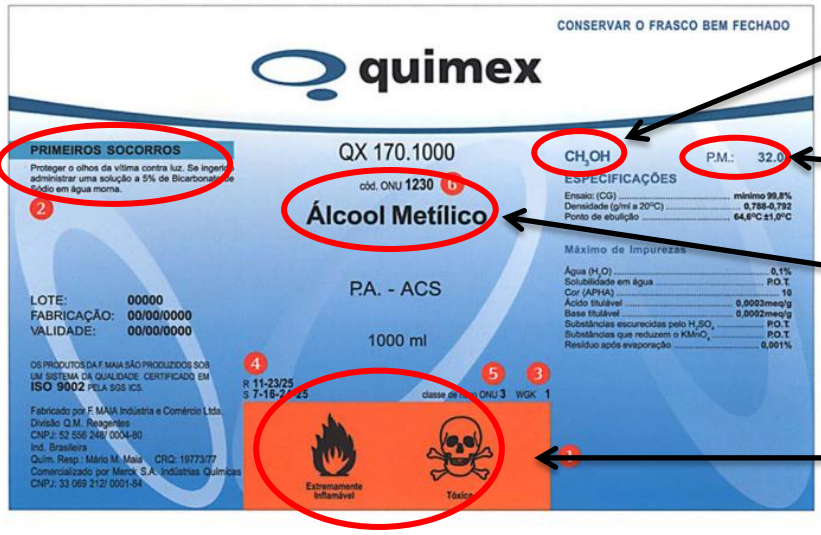
É importante salientar que as informações do rótulo são apenas básicas e primordiais, um detalhamento maior do conteúdo na embalagem é conseguido através da FISPQ (Ficha de Informações de Segurança de Produtos Químicos). Essa ficha contém as informações além das contidas no rótulo, por exemplo, informações em caso de acidentes, descarte dos resíduos, etc.

O diagrama de Hommel utilizado na rotulagem de produtos químicos é de grande utilidade, pois permite de forma simples, que se tenha ideia sobre o risco representado pela substância ali contida.

Informações de Segurança

Os rótulos QM e Quimex trazem informações de segurança aceitas internacionalmente.

1. **Símbolos de periculosidade**
   Chamam a atenção do usuário para as principais características de periculosidade de cada produto.
2. **Primeiros Socorros**
   Medidas emergenciais que podem ser tomadas antes de encaminhar o acidentado ao atendimento médico mais próximo.
   Juntamente com o acidentado deve ser levado o nome completo do produto e a respectiva ficha de segurança de produto químico.
3. **WGK**
   Classificação alemã indicativa do potencial de perigo de poluição quando o produto é despejado em águas
   0-substância não perigosa para a água
   1-substância fracamente perigosa para a água
   2-substância perigosa para a água
   3-substância muito perigosa para a água
4. **Frases R / S**
   Códigos numéricos de frases que resumem os Riscos e medidas de Segurança indicadas em cada produto específico.
5. **Classe de risco ONU**
   Classificação adotada para produtos perigosos tendo como base o tipo de risco indicado pelas "Recomendações para o transporte de produtos perigosos das Nações Unidas".
6. **Código ONU**
   Números de quatro dígitos que definem cuidados de segurança para transportes em geral.
   Aplicam-se à famílias de produtos ou produtos individuais quando necessário.
   Outorgados por especialistas das Nações Unidas são reconhecidos internacionalmente.



Primeiros Socorros

Fórmula Molecular

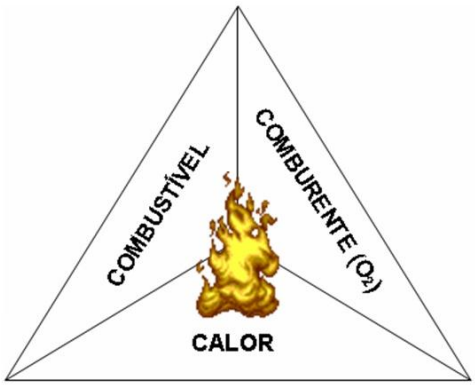
Massa Molecular

Nome IUPAC

Símbolo de periculosidade

INCÊNDIO

Para que haja fogo são necessários os seguintes elementos:



O fogo é um processo químico que obedece rigorosamente a Lei das proporções Definitivas ou Lei de Proust. Para que ocorra a chama é necessário o mínimo de 8% de oxigênio como mostrado na tabela 4.

Tabela 4: Condições para a combustão

Quantidade de Oxigênio (%)	Chama
De 0 a 8	Não ocorre
De 8 a 13	Lenta
De 13 a 21	Viva

1. CUIDADOS PARA EVITAR INCÊNDIOS

- Assegurar o bom estado dos quadros da rede elétrica.
- Assegurar o uso adequado das tomadas conforme recomendações especificadas em “normas básicas para uso de equipamento elétrico”.
- Armazenamento dos botijões de gás em local bem ventilado fora do prédio. Tolera-se o uso de botijões de até 13 kg no interior do prédio em áreas seguras.
- Solventes químicos não podem ser armazenados próximos a fornos, estufas e locais aquecidos.
- Os laboratórios devem ser fechados adequadamente, porém, permitindo o acesso à Brigada de Incêndio, visto que o incêndio pode se alastrar e ameaçar a Instituição como um todo.

2. EQUIPAMENTOS PARA CONTROLAR INCÊNDIOS

- Extintores de incêndio para produtos químicos (extintores PQS de pó), eletricidade (extintores de CO_2) e para papéis (extintores de água pressurizada) devem estar à disposição. Em instalações que utilizam muitos equipamentos elétricos, deve-se ter um maior número de extintores para eletricidade; em locais que contenham muitos produtos químicos, deverá haver mais extintores PQS. Os dois podem ser utilizados em ambos os casos, porém procurando sempre utilizar o mais adequado.
- Os extintores devem estar dentro do prazo de validade e fixados em locais de fácil acesso, como por exemplo, nos corredores. Em locais de maior periculosidade, recomenda-se que haja um extintor a cada 10 m. Também se recomenda a colocação de um extintor dentro dos laboratórios que contenham muitos solventes ou equipamentos elétricos.

3. COMO PROCEDER EM CASO DE INCÊNDIO

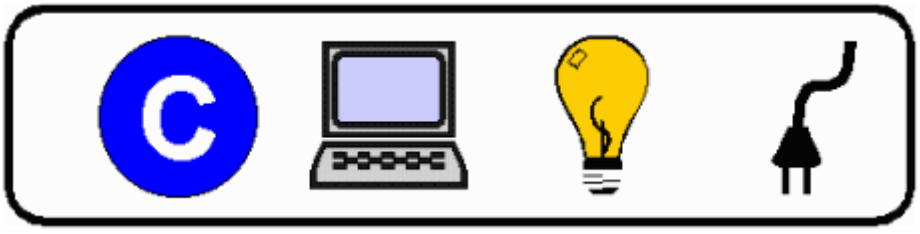
- Se forem percebidos indícios de incêndio (fumaça, cheiro de queimado, estalidos, etc.), aproxime-se a uma distância segura para ver o que está queimando e a extensão do fogo.
- Dê o alarme pelo meio disponível aos responsáveis.
- Se não souber combater o fogo, ou não puder dominá-lo, saia do local, fechando todas as portas e janelas atrás de si, mas sem trancá-las, desligando a eletricidade, alertando os demais ocupantes do andar e informando os laboratórios vizinhos da ocorrência do incêndio.
- Não perca tempo tentando salvar objetos, salve sua vida.
- Mantenha-se vestido, pois a roupa protege o corpo contra o calor e a desidratação.
- Procure alcançar o térreo ou as saídas de emergência do prédio, sem correr.
- Jamais use o elevador, pois a energia é normalmente cortada, e ele poderá ficar parado, sem contar que existe o risco dele abrir justamente no andar em chamas.
- É da responsabilidade de cada chefe de laboratório conhecer os disjuntores e suas instalações.

Classes de Incêndios:

• **Classe "A":** Materiais que queimam em superfície e em profundidade. Exemplos: madeira, papel, tecido.

• **Classe "B":** Os líquidos inflamáveis. Queimam na superfície. Exemplos: álcool, gasolina, querosene.

• **Classe "C":** Equipamentos elétricos e eletrônicos energizados. Exemplos: computadores, televisores, motores.



- **Classe "D":** Materiais que requerem agentes extintores específicos. Exemplos: pó de zinco, sódio, magnésio.

Fonte: http://www.areaseg.com/bib/11%20-%20Fogo/apostila-02.pdf

Tipos de Extintores:

- **Extintor de água pressurizada-gás:**

Indicado com ótimo resultado para incêndios de Classe "A". Contra-indicado para as Classes "B" e "C".

Modo de usar: Rompa o lacre e aperte o gatilho, dirigindo o jato para a base do fogo.

Água-gás: Este tipo possui uma pequena ampola de ar comprimido. Abra o registro da ampola de gás e dirija o jato para a base do fogo.

Processo de extinção: Resfriamento.

- **Extintor de espuma:**

Indicado com ótimo resultado para incêndios de classe "B" e com bom resultado para a classe "A". Contra indicado para a classe "C".

Modo de usar: Aproxime-se com segurança do líquido em chamas, inverta a posição do extintor (posicione-o de cabeça para baixo) e dirija o jato para um anteparo, de modo que a espuma gerada cubra o líquido como uma manta.

Processo de extinção: Abafamento. Um processo secundário é o resfriamento (umidificação).

- **Extintor de pó químico seco**

Indicado com ótimo resultado para incêndios de classe "C" e sem grande eficiência para a classe "A". Não possui contra-indicação.

Modo de usar: Rompa o lacre e aperte o gatilho, dirigindo o jato para base do fogo.

Processo de extinção: Abafamento.

- **Extintor de gás-carbônico**

Indicado para incêndios de classe "C" e sem grande eficiência para a classe "A".

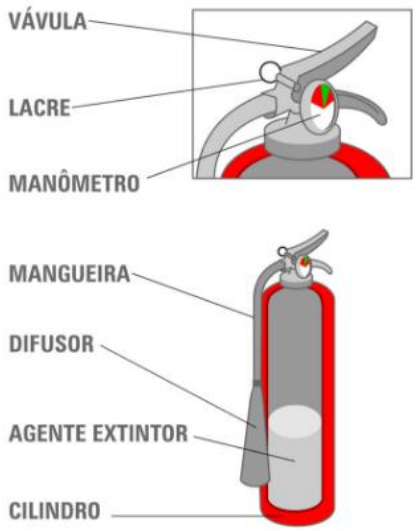
Não possui contra indicação.

Modo de usar: Rompa o lacre e aperte o gatilho, dirigindo o difusor para a base do fogo. Não toque no difusor, pois com a passagem de gás por ele, ele poderá gelar e agarrar a pele ao ser tocado.

Processo de extinção: Abafamento.

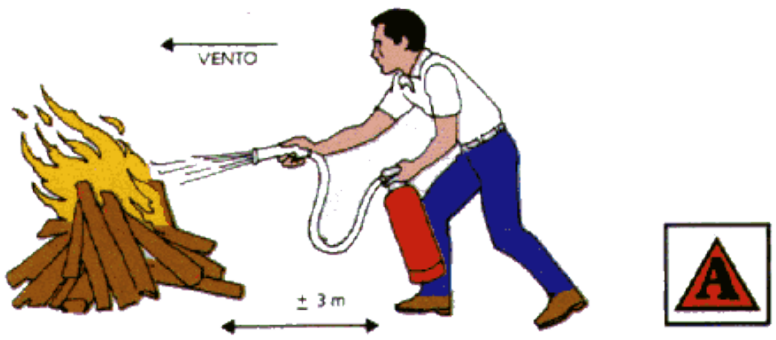
Obs.: Incêndios de classe “D” requerem extintores específicos podendo, em alguns casos, ser utilizado o de gás carbônico (CO_2) ou pó químico seco (PQS).

COMO SE DEVE PROCEDER AO USAR UM EXTINTOR



Fonte: https://contatoandrejesus.blogspot.com/2010/05/infografico-de-um-extintor-de-incendio.html

1. **Puxe a trava de segurança ou lacre.**
2. **Aponte o bocal da mangueira do extintor para a base das chamas.**
3. **Mantenha o extintor na posição vertical e aperte a válvula.**
4. **Movimente a mangueira de um lado para o outro e aplique o agente extintor sobre a área do fogo.**



Fonte: http://www.brasilseguranca.com/extintor-incendio-base-agua.html

Resíduos Químicos

Caracterizar e classificar um material residual significa identificar as propriedades ou características daquele material que possam causar danos ao homem e ao meio ambiente. Esta ação subsidia diretamente a tomada de decisões técnicas e econômicas em todas as fases do manejo do material. Assim materiais residuais caracterizados como ***perigosos*** devem sofrer manuseio, estocagem, segregação, rotulagem e tratamento criteriosos, ao passo que materiais ***não perigosos*** podem ser manejados com menor grau de complexidade. Rejeitos considerados perigosos devem ser necessariamente tratados antes da disposição final, enquanto que rejeitos considerados não perigosos podem ser descartados no ambiente após a devida consideração da legislação ambiental vigente.

Definições:

- **Material residual:** termo usado para abranger, genericamente, qualquer resíduo ou rejeito produzido por uma fonte geradora.
- **Resíduo:** é um material residual remanescente de alguma apropriação, processo ou atividade e que, em princípio, possui um potencial de uso, para o próprio gerador ou não, com ou sem tratamento.
- **Rejeito:** é um material residual remanescente de alguma apropriação, processo ou atividade, porém, inservível, já que não apresenta possibilidade técnica ou econômica de uso, com ou sem tratamento, devendo ser tratado para descarte no meio ambiente.
- **Resíduo perigoso:** material (substância ou mistura de substâncias) com potencial de causar danos a organismos vivos, materiais, estruturas ou ao meio ambiente; ou ainda, que pode tornar-se perigoso por interação com outros materiais.
- **Danos**: explosão, fogo, corrosão, toxicidade a organismos ou outros efeitos deletérios.

Em laboratórios químicos os resíduos perigosos mais usuais compreendem:

- solventes orgânicos
- resíduos de reações
- reagentes contaminados, degradados ou fora do prazo de validade
- soluções-padrão
- fases móveis de cromatografia

CLASSIFICAÇÃO DO MATERIAL RESIDUAL

No Brasil, o processo para classificar um material residual como perigoso deve seguir o recomendado pela ABNT NBR 10.004 e a consulta a seus oito anexos, apresentam, entre outros atos normativos, listagens de resíduos perigosos.

Segundo a NBR 10.004:2004 os resíduos são classificados em:

a) Classe I: Perigosos
São aqueles que podem apresentar riscos à saúde pública ou ao meio ambiente, em função de suas características de inflamabilidade, corrosividade, reatividade, toxicidade ou patogenicidade.

b) Classe II: Não Perigosos .

- Classe II A: Não Inertes

São resíduos que não apresentam periculosidade, porém, não são inertes e podem ter propriedades como combustibilidade, biodegradabilidade ou solubilidade em água.

- Classe II B: Inertes

São resíduos que, submetidos ao teste de solubilização, não apresentam nenhum de seus constituintes solubilizados em concentrações superiores aos padrões de potabilidade da água.

☞ **Segregação de resíduos perigosos**

Definição de grupos de resíduos: deverão ser definidos considerando-se, além das peculiaridades do inventário, as características fisico-químicas, periculosidade, compatibilidade e o destino final dos resíduos.

Classes de resíduos químicos que devem ser adotadas:

Inorgânicos

- ➔ soluções aquosas de metais pesados
- ➔ ácidos
- ➔ bases
- ➔ sulfetos
- ➔ cianetos
- ➔ mercúrio metálico (recuperação)
- ➔ sais de prata (recuperação)

Orgânicos

Para descarte (incineração/co-processamento):

- ➔ solventes não halogenados, < 5 % água
- ➔ solventes não halogenados, > 5 % água
- ➔ solventes halogenados
- ➔ peróxidos orgânicos
- ➔ pesticidas e outros de alta toxicidade aguda ou crônica

Para recuperação (se houver possibilidade de formação de misturas azeotrópicas avaliar o custo/benefício da recuperação)

- ➔ solventes clorados
- ➔ acetatos e aldeídos
- ➔ hidrocarbonetos
- ➔ álcoois e cetonas

TRATAMENTO DE MATERIAIS RESIDUAIS

Métodos de Tratamento	
Tratamento químico	• neutralização ácido-base • precipitação química • oxidação/redução • absorção em carvão ativado • troca iônica
Tratamento físico	• remoção física: destilação, evaporação, extração por solvente, extração por arraste a vapor, troca iônica, precipitação, cristalização, filtração, adsorção, osmose reversa • microencapsulamento • estabilização
Tratamento térmico	• incineração • co-processamento • combustão em caldeiras e fornos • detonação • vitrificação
Tratamento biológico	• bioremediação
Disposição no solo	• aterro industrial

SUBSTITUIÇÃO DE MÉTODOS E MATERIAIS

Processos químicos são tradicionalmente geradores de problemas ambientais devido ao manejo de substâncias reconhecidamente perigosas que, muitas vezes, são descartadas de forma inadequada no ambiente. Entretanto, a **química verde** surgiu como uma proposta de minimizar a geração de resíduos e é definida como “a criação, o desenvolvimento e a aplicação de produtos e processos químicos para reduzir ou eliminar o uso e a geração de substâncias tóxicas”.

A minimização de materiais residuais começa com decisões corretas na hora de planejar os experimentos e ensaios. É necessário avaliar previamente todo o potencial de periculosidade que envolve a adoção de um determinado experimento e, se prejudicial ao homem ou ao ambiente, pesquisar sobre métodos equivalentes alternativos, substituição de produtos por outros menos perigosos e mesmo verificar a possibilidade de reaproveitamento do material residual gerado. O **planejamento de experimentos** é uma das mais importantes estratégias de redução na fonte e deve ser incentivada em todo laboratório que faça uso de produtos químicos perigosos.

Em cada aula será informado, pelo professor, o local apropriado para descarte dos materiais residuais produzidos.

Nunca descarte nada na pia sem a devida orientação

QUEIMADURAS:

a) Queimaduras causadas por calor seco (chama ou objetos aquecidos):

Queimaduras leves, refrescar com água fria, secar e aplicar pomada de picrato de butesina. No caso de queimaduras graves, refrescar com água fria e cobrir com gaze esterilizada umedecida com solução aquosa de bicarbonato de sódio 5 %. Procurar um médico imediatamente.

b) Queimaduras por ácidos:

Lavar imediatamente o local com água corrente em abundância durante cinco minutos. Em seguida, lavar com solução saturada de bicarbonato de sódio e novamente com água. Secar e aplicar mertiolate. OBS: No caso de a queimadura ser muito severa lavar apenas com bastante água e procurar um médico.

c) Queimaduras por álcalis:

Lavar a área atingida imediatamente com bastante água corrente durante cinco minutos. Tratar com solução aquosa de ácido acético 1 % e lavar novamente com água. Secar e aplicar mertiolate.

OBS: No caso da queimadura ser grave lavar apenas com água e procurar um médico.

ÁLCALIS OU ÁCIDOS NOS OLHOS:

Lavar os olhos abundantemente com água limpa e após manter a pálpebra fechada.
Não esfregar os olhos, não pingar colírios. Consultar um profissional de saúde, se necessário.

INTOXIDAÇÃO POR INALAÇÃO DE GASES:

Remover a vítima para um ambiente arejado, deixando-a descansar.

INGESTÃO DE SUBSTÂNCIAS TÓXICAS:

Administrar o "antídoto universal", que possui a seguinte composição: 2 partes de carvão ativo, 1 parte de óxido de magnésio e 1 parte de ácido tânico (pirogalol). Essa mistura deve ser conservada seca até o momento de ser usada; na ocasião do emprego deve-se dissolver uma colher de sopa da mistura em meio copo de água morna.

Referências Bibliográficas:

1. Golgher, M.; Segurança em Laboratório, CRQ-MG, Belo Horizonte-MG, 2006.
2. Figueiredo, D.V.; Manual para Gestão de Resíduos Perigosos de Instituições de Ensino e Pesquisa; Conselho Regional de Química de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2006.
3. http://pt.wikipedia.org/wiki/Dose_letal_mediana, acessado em 10/03/2014.
4. http://www.areaseg.com/bib/11%20-%20Fogo/apostila-02.pdf, acessado em 10/03/2014.
5. http://cetesb.sp.gov.br/emergencias-quimicas/aspectos-gerais/perigos-associados-as-substancias quimicas/oxidantes-e-perioxido-organicos/, acessado em 10/07/2018.
6. https://contatoandrejesus.blogspot.com/2010/05/infografico-de-um-extintor-de-incendio.html, acessado em 10/07/2018.
7. http://www.brasilseguranca.com/extintor-incendio-base-agua.html, acessado em 10/07/2018.

Auto AvaliAÇÃO

1. Construa o diagrama de Hommel para o ácido acético, álcool etílico e propanona.

2. Qual a diferença entre uma combustão lenta e a combustão viva?

3. Atenção especial deve ser dada na organização de um almoxarifado de produtos químicos. Cite três produtos químicos incompatíveis entre si e que, portanto, não podem ser armazenados próximos uns dos outros. Explique por quê.

4. Quais os extintores de incêndio devem estar disponíveis em um condomínio residencial? Onde eles devem estar alocados?

5. A dipirona sódica é encontrada no medicamento novalgina. Procure, na literatura, o valor da DL_{50} deste princípio ativo e compare com a DL_{50} do paracetamol apresentada neste roteiro. Qual composto é mais tóxico?

AULA 2

Vidrarias, equipamentos e técnicas básicas

OBJETIVOS

► Identificar as principais vidrarias e equipamentos usados no laboratório de química;

► Apresentar técnicas básicas usadas no laboratório de química;

Antes de iniciar qualquer experimento em um laboratório químico, é importante familizar-se com os equipamentos disponíveis, conhecer seu funcionamento, indicação de uso e a maneira correta de manuseá-lo.

A grande maioria dos equipamentos utilizados nos laboratórios é de vidro, portanto é necessário muito cuidado ao manuseá-los. Estes podem ser de vidro comum, pirex ou de quartzo fundido.

A seguir apresentaremos alguns equipamentos básicos utilizados rotineiramente em laboratórios de química e suas funções.

VIDRARIAS

Tubo de ensaio: utilizado para realização de reações químicas em pequena escala, principalmente testes qualitativos. Podem ser aquecidos em movimentos circulares diretamente sob a chama do Bico de Bunsen.

Tubos de ensaio devem ser aquecidos de forma que a extremidade aberta não esteja virada para uma pessoa.

Béquer: utilizado para dissolver uma substância em outra, preparar soluções em geral, aquecer líquidos, dissolver substâncias sólidas e realizar reações.

Erlenmeyer: devido ao seu gargalo estreito, é utilizado para dissolver substâncias, agitar soluções e aquecer líquidos sobre a tela de amianto. Integra várias montagens como filtrações, destilações e titulações.

Kitassato: frasco com saída lateral, utilizados em "filtrações a vácuo", ou seja, nas quais é provocado um vácuo parcial dentro dos recipiente para acelerar o processo de filtração.

Funil comum: utilizado em filtrações simples, com o auxílio de um papel de filtro, e na transferência de líquidos de um recipiente para outro.

Balão de fundo chato: utilizado para aquecer brandamente líquidos ou soluções, realizar reações com desprendimentos de gás e armazenar líquidos ou soluções.

Balão de fundo redondo: utilizado para aquecer líquidos ou soluções e realizar reações em geral. Também utilizado em sistemas de refluxo e evaporação a vácuo, acoplado ao *Rotavapor*.

Proveta: utilizada para medir volumes de líquidos sem grande precisão.

Balão volumétrico: utilizado para preparar e diluir soluções com volumes precisos e prefixados. Não pode ser aquecido, pois possui grande precisão de medida. Equipamento calibrado.

Vidro de relógio: utilizado normalmente na pesagem e no transporte de substâncias químicas. É também utilizado para cobrir, por exemplo, cápsula de porcela de modo a proteger os sólidos e evitar perda de reagentes.

Pipeta graduada: utilizada para medida de volumes variáveis de líquidos com boa precisão dentro de uma determinada escala. Não pode ser aquecida. Equipamento calibrado.

Pipeta volumétrica: utilizada para medir, com grande precisão, um volume fixo de líquidos. Não pode ser aquecida. Equipamento calibrado.

Bureta: utilizada para medida precisa de volume de líquidos. Permite o escoamento controlado de líquido através da torneira. Equipamento utilizado em titulações. Não pode ser aquecida. Equipamento calibrado.

Funil de separação/decantação: utilizado para separar líquidos imiscíveis e na extração líquido-líquido. Também é conhecido como funil de bromo.

Condensador: utilizado para condensar os vapores produzidos no processo de destilação ou aquecimento sob refluxo. Existem condensadores de Liebig ou de tubo reto, de bolas e de serpentina.

Bastão de vidro/baqueta: utilizado para agitação de soluções e de líquidos, na dissolução de sólidos, no auxílio para transferência de líquidos de um recipiente para outro, etc.

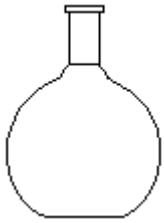
Placa de Petri: utilizada para secagem de substâncias. É um recipiente raso com tampa. Em Biologia são utilizadas para desenvolvimento de culturas de fungos ou bactérias.

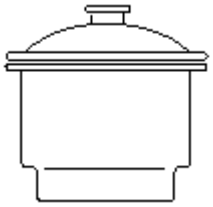
Tubo de Thiele: utilizado na determinação do ponto de fusão das substâncias. Existem equipamentos eletrônicos para este fim.

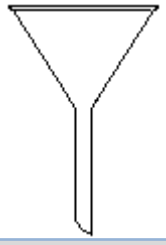
Bolinha de vidro: utilizada em montagens de refluxo e destilação para evitar a superebulição (fenômeno em que um líquido ferve a uma temperatura maior que seu ponto de ebulição). Pode também ser de porcelana.

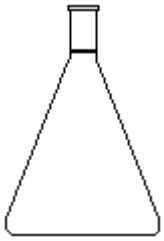
Dessecador: utilizado para guardar substâncias em atmosfera com baixa umidade. Contém substâncias higroscópicas, ou seja, que absorvem a umidade do meio.

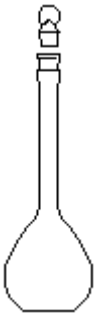
Dê o nome a cada uma das vidrarias abaixo:

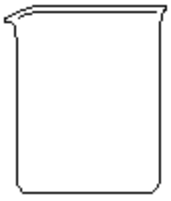


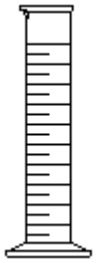


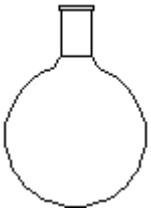


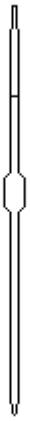


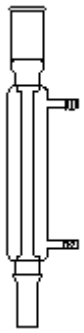












UTENSÍLOS DE PORCELANA

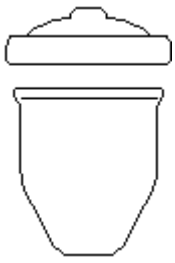
Funil de Büchner: utilizado em filtrações a vácuo em conjunto com o kitassato.

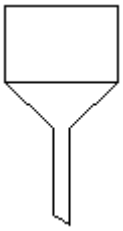
Cadinho: utilizado para calcinações de substâncias, no aquecimento e fusão de sólidos a altas temperaturas. Pode também ser constituído de ferro, prata, platina, entre outros.

Cápsula: utilizado na evaporação de líquidos. Pode ser aquecida diretamente na chama.

Almofariz e pistilo: utilizado para trituração e pulverização de sólidos. Pode também ser constituído de ágata.

Dê o nome a cada um dos utensílios abaixo:





UTENSÍLOS GERAIS

Tela de amianto: tela metálica (de aço), com o centro recoberto em amianto ou cerâmica, utilizada para distribuir uniformemente o calor recebido da chama do bico de Bunsen para todo o recipiente.

Argola ou anel: utilizado para suporte de funil de vidro em montagens de filtração, decantação, etc.

Garra metálica: utilizada para fixar os diversos equipamentos, mantendo a montagem estável.

Pinça de madeira: utilizada para segurar tubos de ensaio.

Suporte para tubos de ensaio: utilizado para sustentação de tubos de ensaio.

Tripé: utilizado para dar sustentação à tela de amianto ou ao triângulo de porcelana.

Suporte universal: utilizado para dar sustentação aos materiais de laboratório.

Pinça metálica: utilizado para segurar objetos aquecidos.

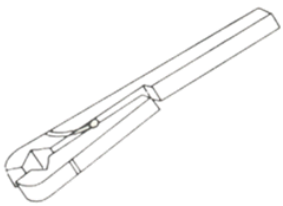
Pisseta ou frasco lavador: utilizado para lavagem de diversos materiais. Normalmente contém água destilada, mas outros solventes podem também ser armazenados.

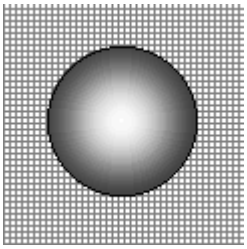
Espátula: utilizada para transferência de substâncias sólidas.

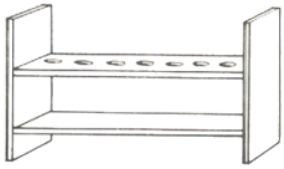
Trompa de vácuo: utilizada para reduzir a pressão no interior de um frasco, principalmente durante a filtração sob pressão reduzida.

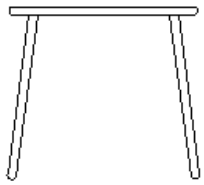
Pipetador de borracha ou pêra: utilizado para encher pipetas por sucção, principalmente no caso de líquidos voláteis, irritantes ou tóxicos.

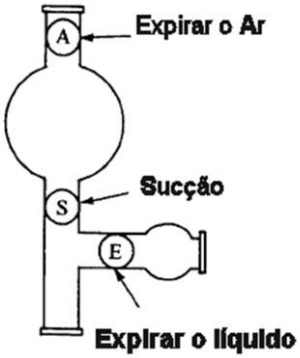
Dê o nome a cada um dos utensílios abaixo:

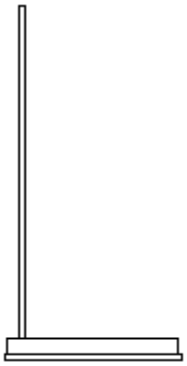












EQUIPAMENTOS

Agitador magnético: utilizado para agitar soluções e líquidos. Podem ser só de agitação e/ou com aquecimento.

Manta aquecedora: utilizado para aquecimento de líquidos inflamáveis contidos em um balão de fundo redondo.

Balança: utilizado para pesagem. As balanças mecânicas mais precisas têm sua sensibilidade restrita a uma ordem de grandeza de 0,01 g. As eletrônicas podem ter precisão de 0,0001 g. Para boa utilização, devem estar niveladas e ter manutenção e calibração periódica.

Centrífuga: utilizado para separação de misturas imiscíveis do tipo sólido-líquido, quando o sólido se encontra finamente disperso no líquido.

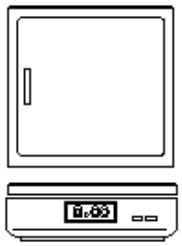
Estufa: utilizado para secagem de materiais em geral, principalmente vidrarias.

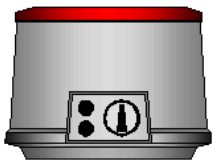
Capela: utilizada para manusear substâncias gasosas, tóxicas, irritantes, etc.

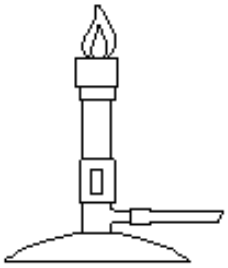
Bomba de vácuo: utilizada para reduzir a pressão no interior de um recipiente.

Bico de Bunsen: é utilizado como fonte de calor destinada ao aquecimento de materiais não inflamáveis. Possui como combustível normalmente o G.L.P (butano e propano) e como comburente o gás oxigênio do ar atmosférico que em proporção otimizada permite obter uma chama de alto poder energético.

Dê o nome dos equipamentos abaixo:







O BICO DE BUNSEN

O bico de Bunsen, figura 1, possui na sua base um regulador de entrada de ar, a chama torna-se amarela e relativamente fria (com temperatura mais baixa). Nesta temperatura a combustão é incompleta.

Com o aumento da entrada de ar a chama torna-se azul, mais quente e forma um cone interior distinto, mais frio.

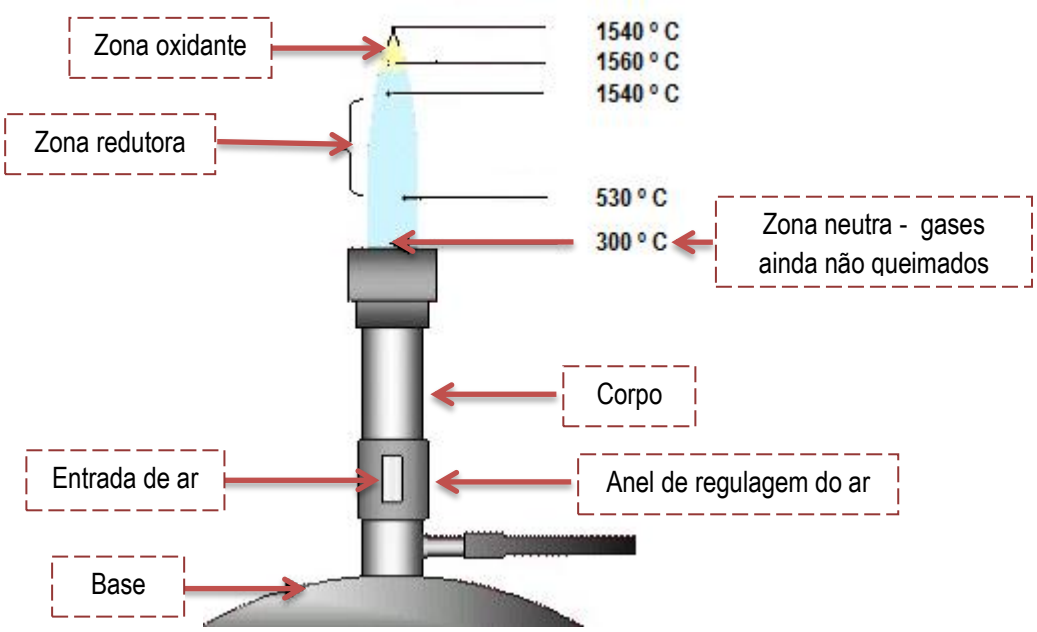


Figura 1: O bico de Bunsen e as zonas da chama

Fonte: http://www.ebah.com.br/content/ABAAAgNRQAH/bico-bunsen-combustao

Zona neutra: é uma zona interna próxima da boca do tubo, limitada por uma "camada" azulada que contém os gases que ainda não sofreram combustão. É a região de menor temperatura da chama (300 ºC a 530 ºC).

Zona redutora: é uma zona intermediária, luminosa, que fica acima da zona neutra e forma um pequeno "cone", onde se inicia a combustão do gás. Nesta zona forma-se monóxido de carbono, que se decompõe por ação do calor dando origem a pequenas partículas de carbono, que, sendo incandescentes, dão luminosidade à chama e espalham-se sobre a tela de amianto na forma de "negro de fumo". Região da chama de temperatura intermediária (530 ºC a 1540 ºC).

Zona oxidante: zona externa de cor violeta-pálido, quase invisível, que compreende toda a região acima e ao redor da zona redutora. Os gases que são expostos ao ar sofrem combustão completa, formando gás carbônico e água. Região de maior temperatura (1540 ºC).

TÉCNICAS BÁSICAS DE LABORATÓRIO

Transferência de sólidos: não utilizar a mesma espátula para transferir amostras de substâncias diferentes. Este procedimento pode contaminar os reagentes.
Transferência de líquidos: pode-se usar conta-gotas, bastão de vidro, funil de vidro e pipetas.
Leitura do nível de um líquido - menisco: para ler corretamente o nível de um líquido, é importante olhar pela linha tangente ao menisco, que é côncavo no caso de líquidos que aderem ao vidro, e convexo no caso de líquidos que não aderem ao vidro (mercúrio), figura 2. O menisco consiste na interface entre o ar e o líquido a ser medido. O seu ajuste

deve ser feito de modo que o seu ponto inferior fique horizontalmente tangente ao plano superior da linha de referência ou traço de graduação, mantendo o plano de visão coincidente com esse mesmo plano.

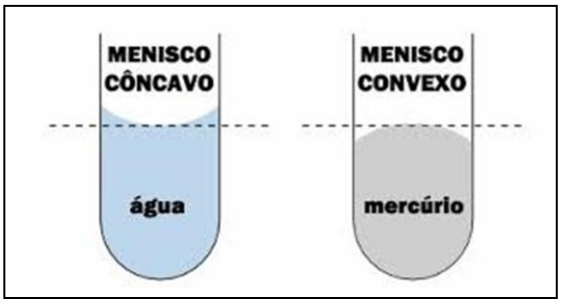


Figura 2: Formas de menisco

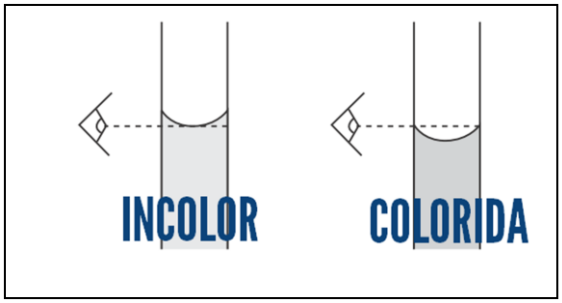


Figura 3: Leitura do menisco conforme tipo de líquido

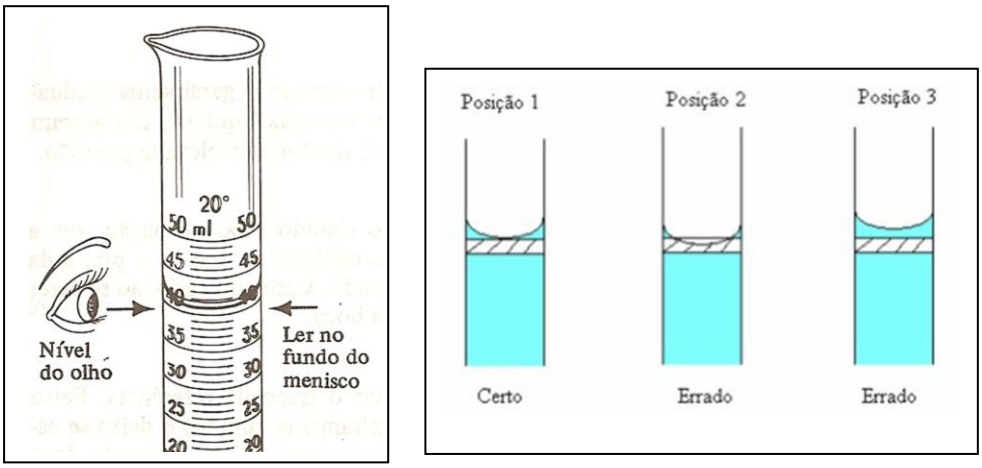


Figura 4: Leitura do menisco

Fonte: https://www.slideshare.net/JaquelineAlmeida26/aula-de-instrumentao-biomdica-sobre-pipetagem

Filtração simples e a vácuo: a filtração é o processo usado para a separação de uma mistura heterogênea sólido-líquido. A figura 5 representa o esquema dos dois tipos de filtração.

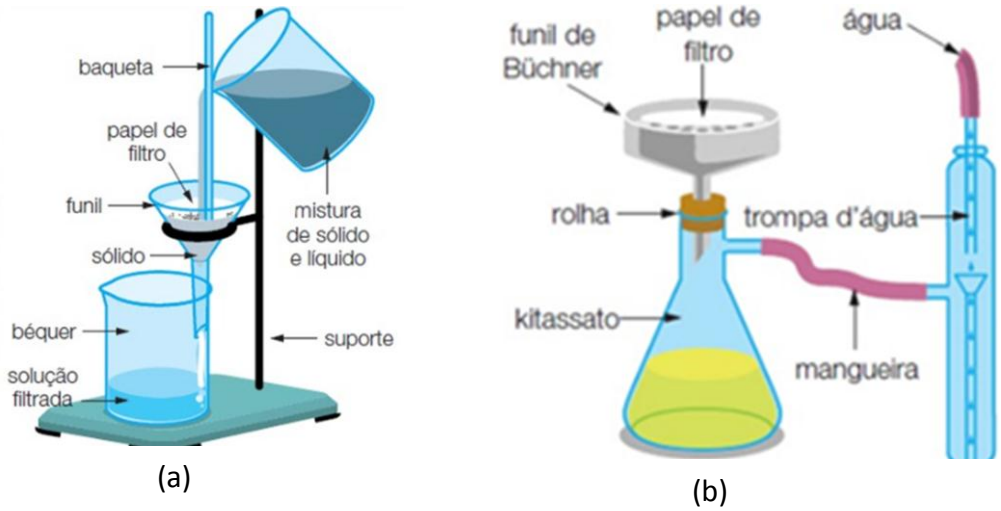
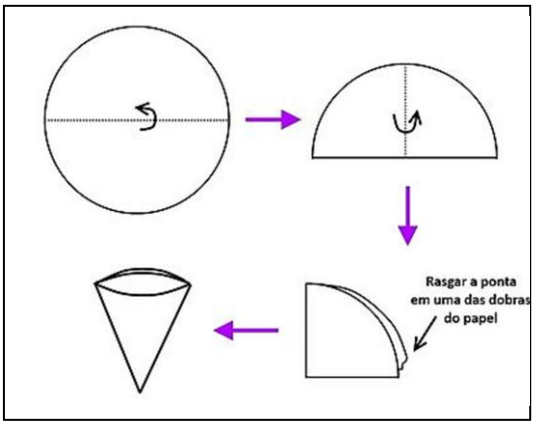


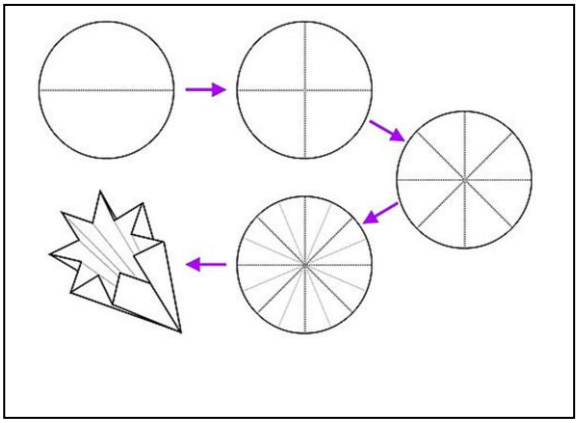
Figura 5: Filtração simples (a); filtração à vácuo (b)

Fonte: http://pre-seed.blogspot.com/2012/03/quimica-1-aula-3-cleber-julian_18.html

Papel de filtro dobrado liso: é utilizado quando se deseja produzir uma filtração mais lenta e o líquido é o que mais interessa no processo.

Papel de filtro pregueado: é utilizado quando se deseja produzir uma filtração mais rápida e o sólido é o que mais interessa no processo.





Aumenta a superfície de contato entre a mistura e o papel

Decantação: o processo de decantação, representado na figura 6, é utilizado na separação de dois líquidos não miscíveis.

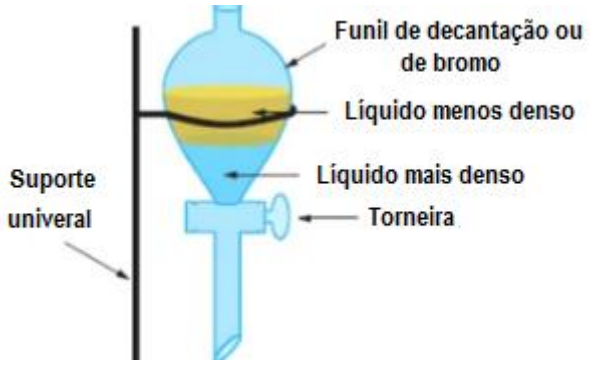


Figura 6: Esquema de uma decantação

Centrifugação: é o processo utilizado para acelerar a sedimentação das fases.
Destilação: é o processo utilizado para separação de misturas, podendo ser simples ou fracionada, figura 7.

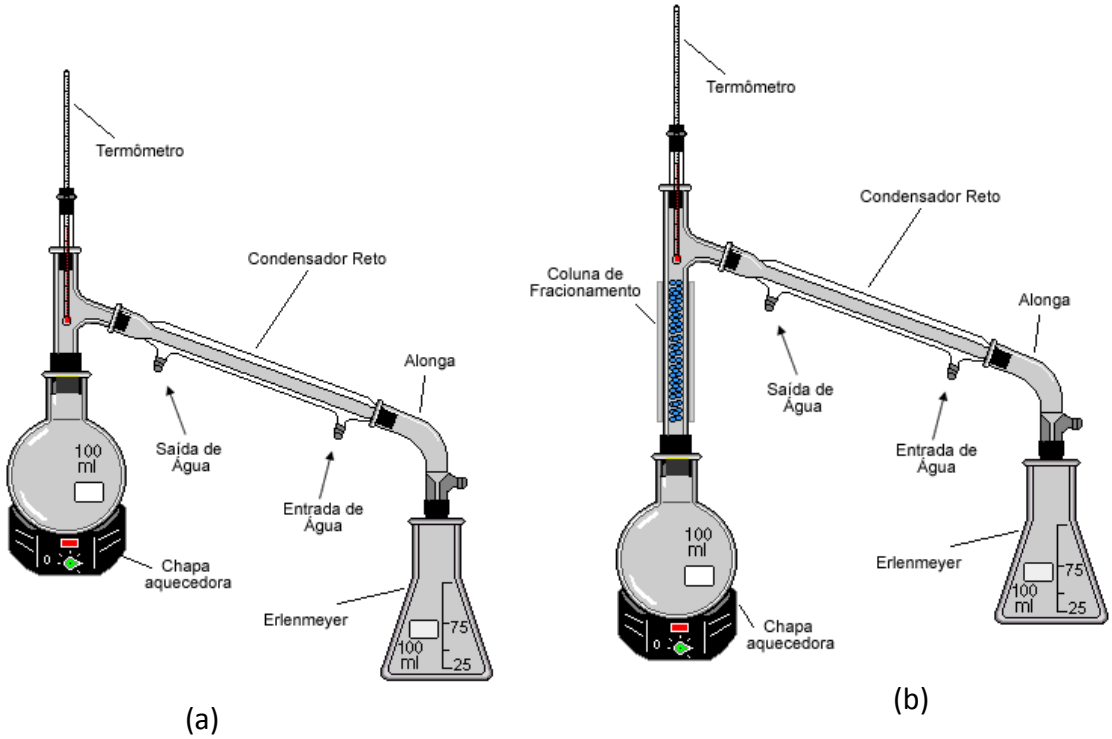


Figura 7: Destilação simples (a); destilação fracionada (b)

Fonte: http://www.quiprocura.net/separa_mistura2.htm

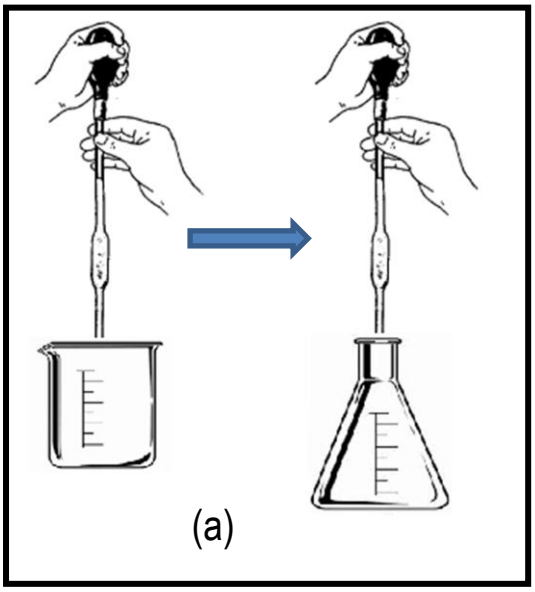
PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: TRANSFERÊNCIA DE LÍQUIDOS

Vidrarias:
- ✓ 01 pipeta volumétrica (10 mL)
- ✓ 01 béquer (50 mL)
- ✓ 01 erlenmeyer (125 mL)
- ✓ 01 bureta (25 mL)

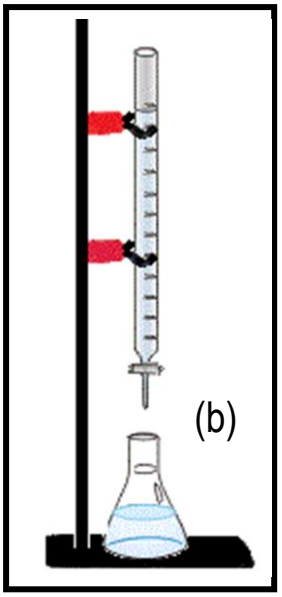
Reagente:
- ✓ Água destilada

Materiais:
- ✓ 01 pipetador de 3 vias
- ✓ 01 suporte universal
- ✓ 02 garras



- Com o auxílio de uma pipeta volumétrica, pipetar 10 mL de água destilada contida no béquer e transferir para um erlenmeyer de capacidade apropriada, conforme figura (a).

- Utilizando garras, prender a bureta a um suporte universal, conforme figura (b).
- Preencher a bureta com água destilada, usando um béquer para esta transferência. Tirar a bolha e acertar o zero.
- Deixe escoar 12 mL recolhendo o líquido no erlenmeyer.



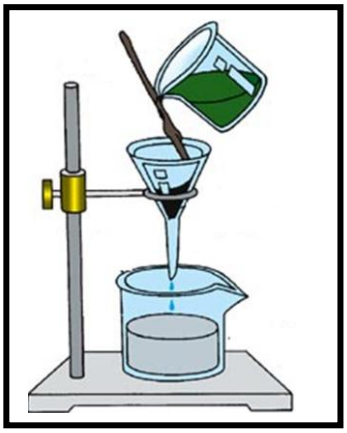
Procedimento 2: PESAGEM E FILTRAÇÃO SIMPLES

Vidrarias:
- ✓ 01 vidro de relógio
- ✓ 01 béquer (50 mL)
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 funil comum
- ✓ 01 proveta (25 mL)

Reagentes:
- ✓ Água destilada
- ✓ Pedaços de giz

Materiais:
- ✓ 01 almofariz com pistilo
- ✓ 01 suporte universal
- ✓ 01 garra anel de ferro
- ✓ Balança digital
- ✓ 01 espátula
- ✓ 01 papel de filtro

- Utilizando um almofariz e pistilo, triturar bastões de giz até a completa pulverização do mesmo.
- Utilizando uma balança e com o auxílio de um vidro de relógio e uma espátula, pesar 0,3570 g do sólido triturado.
- Transferir o pó de giz pesado para um béquer e adicionar, com o auxílio de uma proveta, 25 mL de água destilada. Agitar a mistura com um bastão de vidro.
- Filtrar a mistura, utilizando a técnica de filtração simples. Usar o papel de filtro dobrado corretamente.



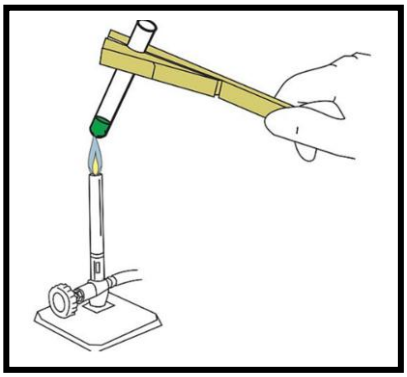
Procedimento 3: AQUECIMENTO NO BICO DE BUNSEN

Vidraria:
- ✓ 01 tubo de ensaio

Reagente:
- ✓ Água destilada

Materiais:
- ✓ 01 pinça de madeira
- ✓ Fósforo
- ✓ Bico de Bunsen

- Adicionar 4 mL de água destilada em um tubo de ensaio.
- Segurar o tubo de ensaio com uma pinça de madeira presa próximo à parte superior.
- Aquecer a água, na chama, com pequena agitação, até a ebulição da água.



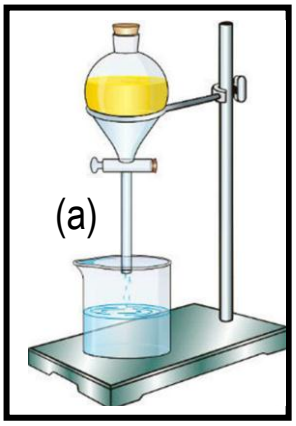
OBS: Não manter o tubo de ensaio parado quando aquecido, pois pode ocorrer projeção do líquido quente durante a ebulição.

Procedimento 4: DECANTAÇÃO

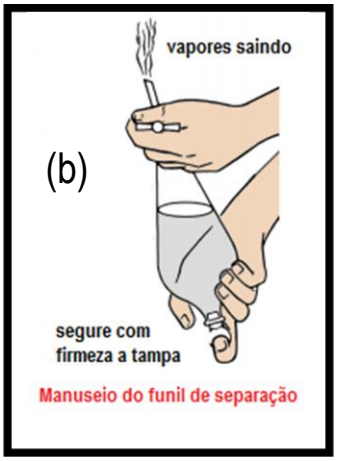
Vidrarias:
- ✓ 01 proveta (10 mL)
- ✓ 01 funil de decantação
- ✓ 01 béquer (50 mL)

Reagente:
- ✓ Água destilada
- ✓ Hexano
- ✓ Solução de iodo (2 %)

Materiais:
- ✓ 01 garra anel de ferro
- ✓ 01 suporte universal



- Fazer a montagem conforme figura (a). Verificar se a torneira do funil está fechada.
- Adicionar em um béquer, com auxílio de uma proveta, 10 mL de água destilada, 10 mL de hexano e cinco gotas de solução de iodo a 2 %.
- Transferir a mistura para o funil de decantação.
- Tampar o funil e removê-lo do anel de ferro. Segurar a tampa e a torneira firmemente e inverter o funil de separação como mostrado na figura (b). Abrir lentamente a torneira para liberar a pressão.
- Deixar o funil em repouso no anel de ferro até que as 2 fases se separem.
- Remover a tampa e, abrindo a torneira, transferir a fase aquosa para o béquer.



Densidade

H_2O = 1,00 g/cm^3 Hexano = 0,66 g/cm^3

Referência Bibliográfica:

1. Trindade, D.F.; Oliveira, F.P.; Banuth, G.S.L.; Bispo, J.G. Química Básica Experimental, Editora Icone, São Paulo, SP, 1998. (ISBN: 85-274-0511-3).

Auto AvaliAÇÃO

1. Porque a maioria dos materiais usados em laboratórios químicos são feitos de vidro?
2. Cite duas substâncias higroscópicas que poderiam ser usadas em um dessecador.
3. Quando deve ser usada uma pipeta volumétrica? E uma pipeta graduada?
4. Qual a função da tela de amianto?
5. Qual técnica você usaria para separar álcool da gasolina. Explique.
6. Cite duas vidrarias de alta precisão volumétrica.

AULA 3

Soluções: preparo e diluição

OBJETIVOS

► Preparar soluções a partir de reagentes sólidos e líquidos;

► Fazer cálculos prévios da quantidade de reagentes sólidos ou líquidos necessários para o preparo de soluções com concentração pré-estabelecida;

► Reconhecer as vidrarias volumétricas utilizadas no preparo de soluções;

► Preparar e fazer cálculos prévios para o preparo de soluções diluídas.

No nosso cotidiano, vários dos produtos comercializados em supermercados e farmácias são soluções.

O vinagre é muito usado como condimento que proporciona gosto e aroma aos alimentos. Este produto também é utilizado para conservar vegetais e outras substâncias, além de apresentar ação antisséptica contra a cólera e também em relação à *Salmonella spp*. e outros patógenos do intestino que causam infecções e epidemias. Desta forma, antes do consumo, é recomendável que se lave as frutas e hortaliças com vinagre. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético, com acidez volátil de no mínimo 4%.

Os alvejantes são soluções aquosas de hipoclorito de sódio (NaClO) e outras substâncias. As soluções de hipoclorito podem ter concentração variada, dependo do seu uso, e são encontradas comercialmente com o nome de água sanitária. O hipoclorito é uma espécie química que se decompõe com grande facilidade, principalmente na presença de luz, por isso essas soluções são comercializadas em recipientes opacos. Esse produto é usado no tratamento de água e desinfecção em geral pelo seu poder bactericida e por ser de baixo custo.

A grande maioria dos trabalhos experimentais em Química requer o emprego de soluções.

Uma solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias. Nesta o componente que existir em menor quantidade é chamada de **soluto**. Qualquer substância que forme um sistema homogêneo com a água, esta será sempre considerada como **solvente**, mesmo que esteja em menor quantidade.

No preparo de soluções as vidrarias utilizadas são a **pipeta volumétrica** e o **balão volumétrico**. O balão volumétrico possui um traço de aferição situado no gargalo, que determina o volume de sua capacidade. A aferição é feita observando-se o posicionamento do menisco, conforme figura 1. Dependendo do volume do soluto pode-se utilizar a pipeta graduada. O erro da medida, ou da concentração, é corrigido com a aferição da solução.

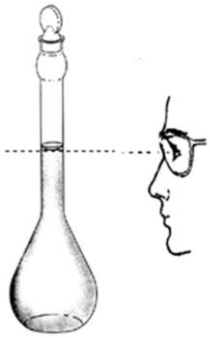
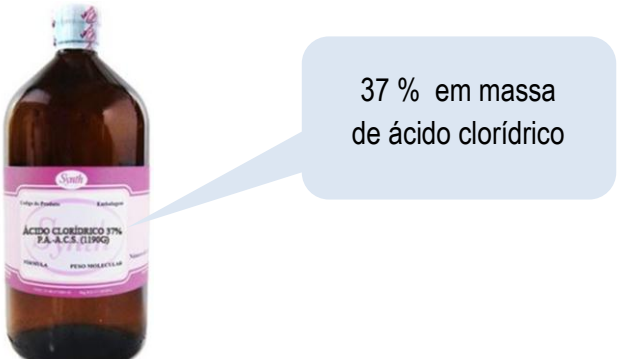


Figura 1: Posição da leitura do menisco

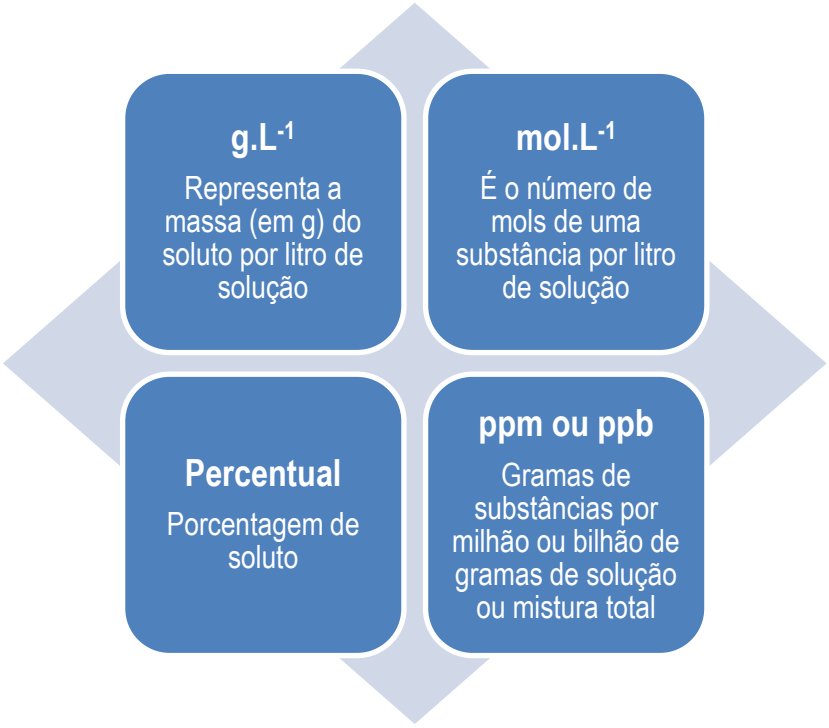
GRAU DE PUREZA DE UM REAGENTE

Nos rótulos dos reagentes químicos, observa-se que nem os de alto grau de pureza são 100 % puros.

Para cada aplicação específica existe um reagente específico. Por exemplo, o ácido sulfúrico concentrado possui 98 % em massa de ácido sulfúrico, e a solução de ácido clorídrico possui 37 % em massa de ácido clorídrico (37 g de HCl em 100 g de solução).



UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO MAIS UTILIZADAS



Percentual: Usualmente expressa como percentual peso/peso (% p/p: massa em gramas de soluto em 100g de solução), percentual peso/volume (% p/v: massa em gramas de soluto em 100 mL de solução) e percentual volume/volume (% v/v: volume em mL de soluto em 100 mL de solução)

FÓRMULAS IMPORTANTES

	FÓRMULA	UNIDADE
Concentração comum	C = m/V	g/L
Número de mol	n = m/MM	mol
Molaridade	M = m/MM.V	mol/L

m = massa (gramas)
V = volume (litros)
MM = massa molar (gramas por mol)

PREPARO DE SOLUÇÕES

As soluções podem ser insaturadas, saturadas ou supersaturadas. Esta classificação está relacionada com a quantidade de soluto dissolvido. Para defini-las, é preciso lembrar que a solubilidade de um soluto é a quantidade máxima da substância que pode dispersar-se numa certa massa de solvente a uma dada temperatura.

Quanto ao estado físico as soluções podem ser sólidas, líquidas ou gasosas. As soluções que serão preparadas nesta aula são líquidas, cujo soluto será sólido, figura 2, ou líquido, figura 3.

- **O PREPARO DE SOLUÇÕES DEVE SEGUIR A SEGUINTE ORDEM (<u>SÓLIDOS</u>):**
  1. Pesar o soluto;
  2. Dissolver o soluto em um béquer usando uma pequena quantidade de solvente;
  3. Transferir quantitativamente para o balão volumétrico;
  4. Completar o volume com o solvente;
  5. Homogeneizar a solução;
  6. Padronizar a solução, quando necessário;
  7. Guardar as soluções em recipientes adequados e rotulados.

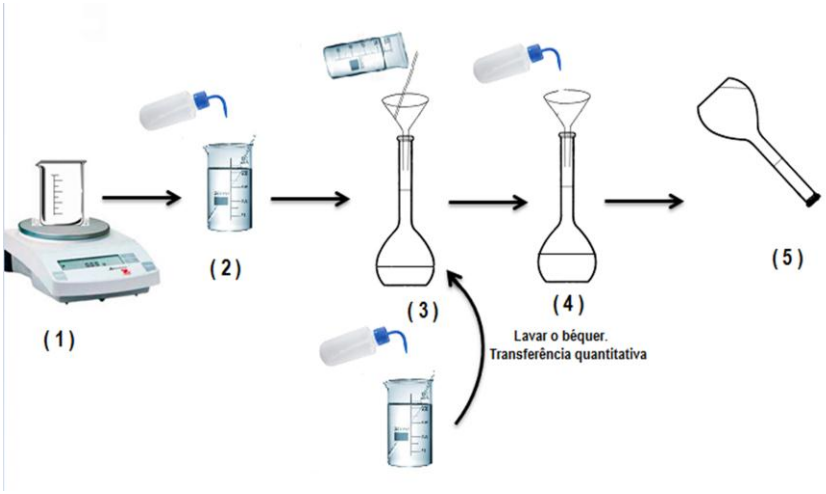


Figura 2: Esquema de prepraro de uma solução cujo soluto é um sólido

- **O PREPARO DE SOLUÇÕES DEVE SEGUIR A SEGUINTE ORDEM (LÍQUIDOS):**

1. Medir o volume do soluto;
2. Transferir quantitativamente para o balão volumétrico;
3. Completar o volume com o solvente;
4. Homogeneizar a solução;
5. Padronizar a solução, quando necessário;
6. Guardar as soluções em recipientes adequados e rotulados.

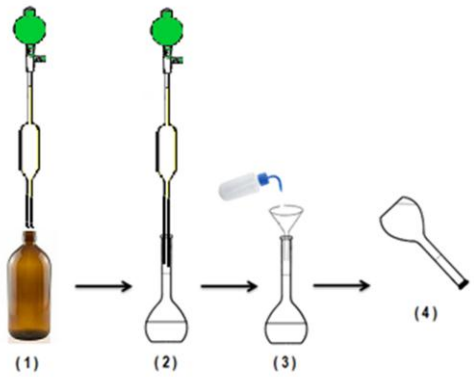
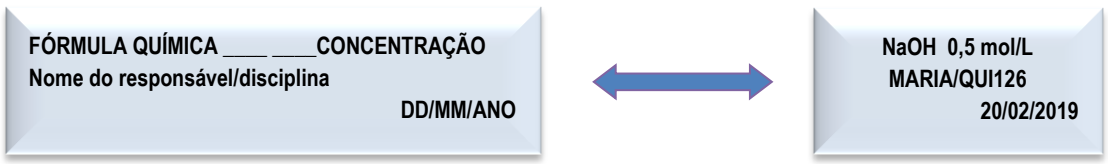


Figura 3: Esquema de prepraro de uma solução cujo soluto é um líquido

Todos os frascos reagentes devem ser rotulados. Nas práticas, a seguir, rotule os frascos conforme abaixo.



DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Com frequência é necessário preparar uma solução diluída a partir de uma solução mais concentrada. Por exemplo, o rótulo da água sanitária abaixo, informa na composição (componente ativo: hipoclorito de sódio – 2,0 a 2,5 % de cloro ativo) e no modo de usar (lavagem de roupas brancas e remoção de manchas – coloque 1 copo (200 mL) de água sanitária em 20 L de água). Neste caso estamos fazendo uma diluição da solução estoque.

No rótulo em questão, o fabricante da água sanitária (uma solução de hipoclorito de sódio com 2,0 a 2,5 % pp de cloro ativo) sugere a diluição da solução inicial (200 mL da solução em 5 L de água) para lavagem de roupas, uma solução ainda mais diluída (200 mL da solução em 10 L de água) para limpeza geral e ainda o uso da solução "pura" (mais concentrada) para desinfecção.

Diluir uma solução significa adicionar a ela mais solvente, não alterando a massa do soluto. O princípio básico da diluição é que **o número de mol do soluto é o mesmo na alíquota da solução concentrada e na solução diluída final.**

Solução Concentrada	Solução Diluída
Número de mols do soluto = n_s	Número de mols do soluto = n_s
Concentração molar inicial = M_i	Concentração molar final = M_f
Volume inicial = V_i	Volume final = V_f
$M_i = n_s / V_i$	$M_f = n_s / V_f$
$n_s = M_i \cdot V_i$	$n_s = M_f \cdot V_f$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Fórmula da diluição

- **A DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES DEVE SEGUIR A SEGUINTE ORDEM:**
  1. Medir o volume da solução concentrada a ser diluída;
  2. Transferir quantitativamente para o balão volumétrico;
  3. Completar o volume com o solvente;
  4. Homogeneizar a solução;
  5. Padronizar a solução, se necessário;
  6. Guardar as soluções em recipientes adequados e rotulados.

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Preparo de solução a partir de um SOLUTO SÓLIDO

▸ **Preparação de 100 mL de solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L**

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer (50 mL)
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 balão volumétrico (100 mL)

Reagentes:
- ✓ Hidróxido de sódio P.A
- ✓ Água destilada

Materiais:
- ✓ Balança digital
- ✓ Espátula

- Calcular a massa de NaOH necessária para preparação da solução.
- Pesar a quantidade calculada em um béquer de capacidade apropriada.
- Adicionar aproximadamente 10 mL de água destilada ao béquer contendo o NaOH e dissolver o sólido com o auxílio de um bastão de vidro.
- Transferir quantitativamente esta solução para um balão volumétrico de 100 mL.
- Efetuar pelo menos 4 lavagens do béquer e do bastão de vidro com, no máximo, 10 mL de água destilada em cada lavagem, transferindo sempre para o balão volumétrico.
- Completar o volume do balão volumétrico com água destilada até o traço de aferição.
- Homogeneizar a solução.
- Rotular a solução e guardá-la para uso posterior.

Qual a massa de NaOH a ser pesada para preparar 100 mL de solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L? Apresente os cálculos.

Massa (em gramas):
m =

Expresse a concentração da solução de NaOH em % (p/v).

Procedimento 2: Diluição da solução de NaOH 0,1 mol/L

Vidrarias:
- ✓ 01 pipeta volumétrica (1 mL)
- ✓ 01 balão volumétrico (100 mL)

Material:
- ✓ Pipetador de 3 vias (pera)

Reagentes:
- ✓ Solução de NaOH 0,1 mol/L
- ✓ Água destilada

- Medir, com o auxílio de uma pipeta volumétrica, 1,00 mL da solução de NaOH 0,1 mol/L recém preparada.
- Transferir para um balão volumétrico de 100 mL.
- Completar com água até o traço de aferição.
- Homogeneizar a solução.

Qual a concentração da solução de NaOH diluída? Apresente os cálculos.

Procedimento 3: Preparo de solução a partir de um SOLUTO LÍQUIDO

► Preparação de 100 mL de solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L

Vidrarias:
- ✓ 01 pipeta graduada (1 mL)
- ✓ 01 balão volumétrico (100 mL)

Material:
- ✓ Pipetador de 3 vias (pera)

Reagentes:
- ✓ Ácido clorídrico P.A
- ✓ Água destilada

- Calcular o volume de HCl concentrado necessário para preparação da solução.

Densidade da solução inicial de HCl = 1,19 g/mL Teor = 37 % (p/p)

- Com o auxílio de uma pipeta de volume apropriado, medir o volume calculado e transferir para um balão volumétrico de 100 mL, já contendo um pouco de água.
- Adicionar, aos poucos, água destilada até completar o volume até o traço de aferição.
- Homogeneizar a solução.
- Rotular a solução e guardá-la para uso posterior.

Alerta 1: Devido a liberação de vapores de $HCl_{(g)}$, **o manuseio de soluções concentradas de HCl deve ser efetuado na capela de exaustão.**

Alerta 2: Nunca ponha água sobre o ácido concentrado. O calor produzido pela diluição pode causar a ebulição da água e consequentemente projeção de gotas. **Verta o ácido sobre a água** lentamente e sob agitação constante.

Qual o volume de HCl P.A a ser medido para preparar 100 mL de solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L? Apresente os cálculos.

Volume (em mL):
V =

Procedimento 4: Diluição da solução de HCl 0,1 mol/L

Vidrarias:
- ✓ 01 pipeta volumétrica (1 mL)
- ✓ 01 balão volumétrico (100 mL)

Material:
- ✓ Pipetador de 3 vias (pera)

Reagentes:
- ✓ Solução de HCl 0,1 mol/L
- ✓ Água destilada

- Medir, com o auxílio de uma pipeta volumétrica 1,00 mL da solução de HCl 0,1 mol/L recém preparada.
- Transferir para um balão volumétrico de 100 mL.
- Completar com água até o traço de aferição.
- Homogeneizar a solução.
- Rotular a solução e guardá-la para uso posterior.

Qual a concentração da solução de HCl diluída? Apresente os cálculos.

Referência Bibliográfica:

1. Lenzi, E.; Favero, L.O.B.; Tanaka, A.S.; Vianna Filho, E. A.; Silva, M.B.; Gimenes, M.J.G. Química Geral Experimental, Editora Freitas Bastos, Rio de Janeiro, 2004. (ISBN: 85-353-0217-4).

Auto AvaliAÇÃO

1. O que se entende por “concentração de uma solução”?
2. O que é uma substância higroscópica?
3. Por que não se deve completar o volume de solução, em um balão volumétrico, antes da solução ser resfriada?
4. Quais devem ser as massas de hidróxido de potássio, a serem pesadas, para preparar as seguintes soluções:
   a) 250 mL de solução 0,1 mol/L.
   b) 2 L de solução 0,25 mol/L.
5. Calcule o volume de uma solução de ácido sulfúrico 6 mol/L necessário para preparar 500 mL de uma solução 0,5 mol/L.
6. Que volume de ácido nítrico concentrado deve ser utilizado para preparar 250 mL de uma solução 0,1 mol/L.
   Dados: HNO_3 conc. = 65 % (p/p); d = 1,5 g/mL
7. Quais os cuidados que devem ser tomados na pipetagem de HCl concentrado?
8. Por que saem vapores do frasco de ácido clorídrico concentrado quando este é aberto?
9. Por que não é conveniente pesar o HCl concentrado?
10. Qual a molaridade de uma solução de HCl a 37 % (p/p), sabendo-se que a densidade do HCl é 1,19 g/mL?
11. A água do mar contém 2,7 g de sal (cloreto de sódio) por 100 mL. Qual a molaridade de NaCl no oceano?

AULA 4

Representação e interpretação de resultados experimentais

OBJETIVOS

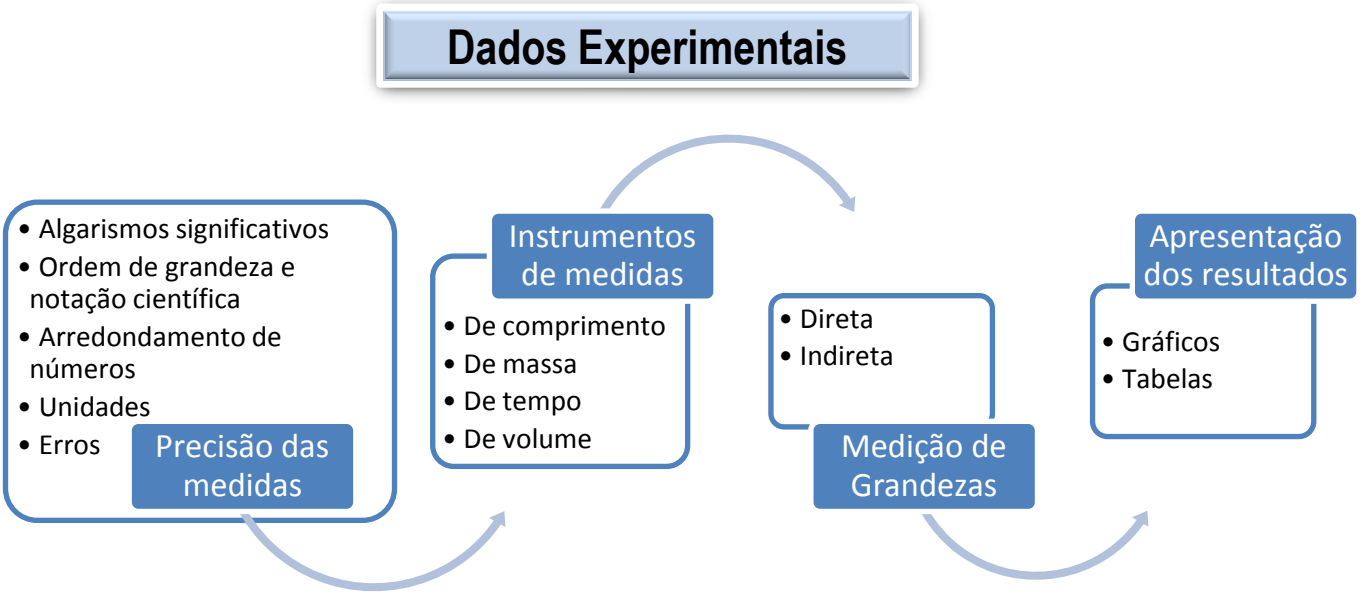
► Analisar a medida de uma grandeza e sua representação;

► Elaborar e interpretar resultados experimentais por gráficos e tabelas;

► Representar, por gráfico, a densidade de soluções de sacarose a diversas concentrações.

Um fenômeno apresenta caráter científico no momento em que pode ser expresso por uma relação matemática e medido, ou quantificado. O que pode ser medido é uma ***grandeza***.

A interpretação e a análise dos resultados experimentais são feitas a partir do levantamento e registro corretos dos dados obtidos. Para isso, precisamos estar atentos a alguns elementos que são muito importantes para a apresentação de um resultado, por exemplo: ***a precisão das medidas***, ***os instrumentos de medidas***, ***a medição das grandezas e a apresentação dos resultados***.



Em todas as aulas posteriores a esta, os dados experimentais resultantes das medidas realizadas sempre deverão ser representados conforme as normas aqui apresentadas.

Algumas definições e conceitos

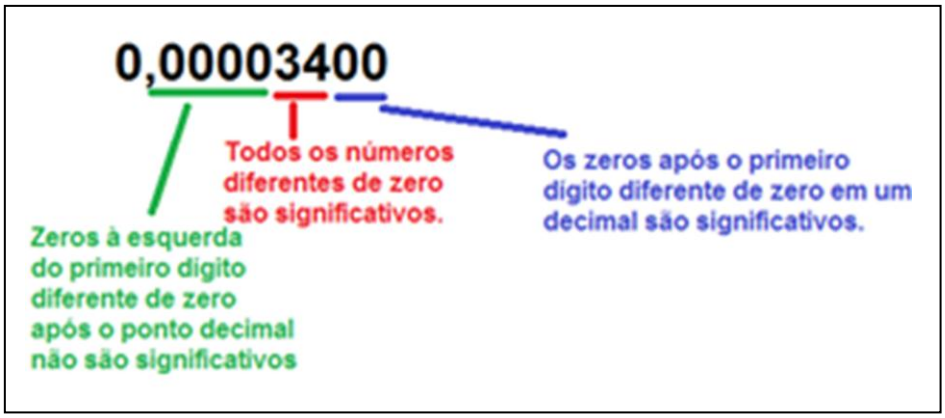
Grandeza extensiva: são as grandezas que dependem da quantidade de matéria, por exemplo, a massa de um corpo.

Grandeza intensiva: são as grandezas que independem da quantidade de matéria, dependem do estado em que está o sistema, por exemplo, a temperatura.

Medida direta: a medida direta de uma grandeza é o resultado da leitura de uma magnitude mediante o uso de instrumento de medida, como por exemplo, um comprimento com uma régua graduada, ou ainda a de uma corrente elétrica com um amperímetro, a de uma massa com uma balança ou de um intervalo de tempo com um cronômetro.

Medida indireta: uma medida indireta é a que resulta da aplicação de uma relação matemática que vincula a grandeza a ser medida com outras diretamente mensuráveis. Como por exemplo, a medida da velocidade média v de um carro pode ser obtida através da medida da distância percorrida Δx e o intervalo de tempo Δt, sendo $v = \Delta x/\Delta t$.

Algarismos significativos: os algarismos corretos e o algarismo duvidoso constituem os "algarismos significativos".



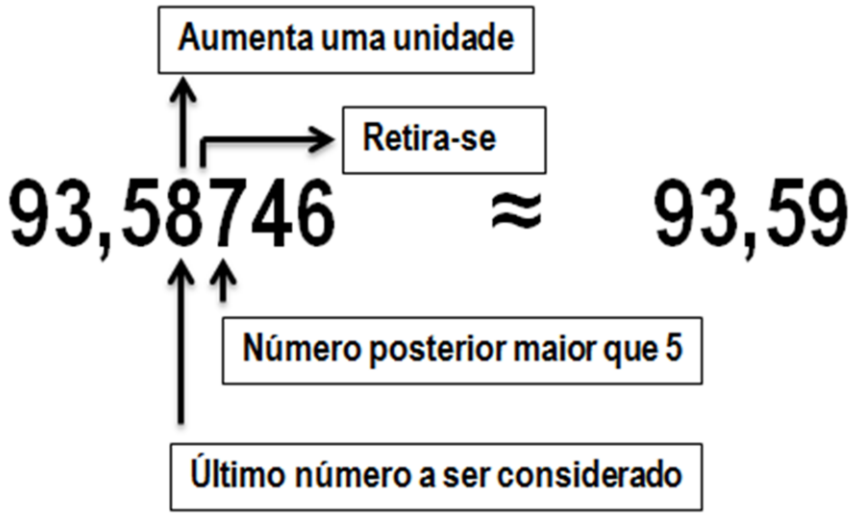
Regras para operações matemáticas com algarismos significativos:

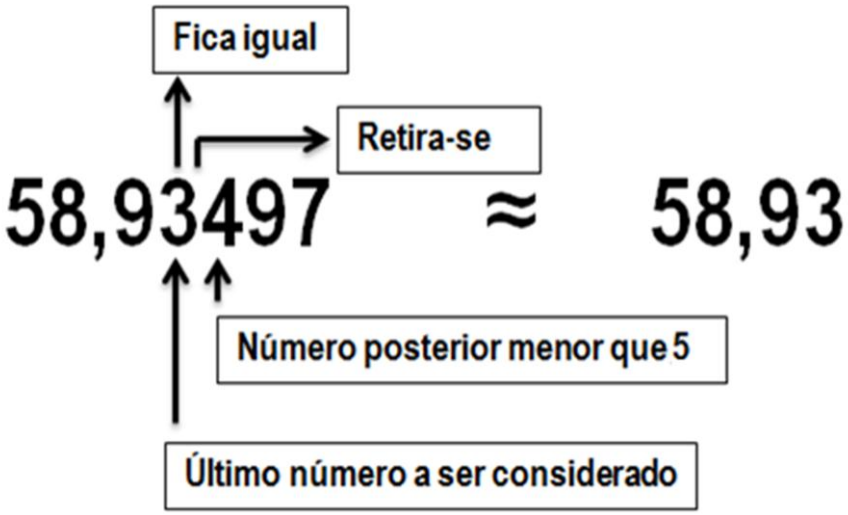
- ✓ Adição e Subtração: o número de "casas decimais" do resultado calculado deverá ser igual ao número de "casas decimais" da parcela de menor precisão.
- ✓ Multiplicação e Divisão: o resultado calculado deverá conter o mesmo número de algarismos significativos do componente de menor precisão (ou no máximo um algarismo a mais).

Adição: 30,00 + 21,5322	**Subtração:** 3,256 – 0,70
30,00 + 21,5322 51,532	3,256 - 0,70 2,558
Resposta: 51,53	**Resposta:** 2,56

Multiplicação	Divisão
9,42 x 3,3 = 31,086 = 31 3,27 x 4,25 = 13,8975 = 13,9 1,20 x 10 – 3 x 0,1234 x 107 ÷ 5,31 = = 4,539736347 = 5	6,82 ÷ 5,4 = 1,2629 = 1,3 76,91 ÷ 4,2 = 18,3119 = 18

Regras para arredondamento: as regras de arredondamento seguem a Norma ABNT NBR 5891. Recomenda-se fazer o arredondamento apenas no resultado final das medidas ou cálculos.





Notação científica: é uma forma simplificada de representar números reais muito grandes ou muito pequenos nas ciências em geral. Para números muito grandes ou muito pequenos, mais importante que conhecê-los com precisão, é saber a sua ordem de grandeza, isto é a potência de dez mais próxima de seu valor real.

Potências de base 10

$10^0 = 1$	
$10^1 = 10$	$10^{-1} = 0,1$
$10^2 = 100$	$10^{-2} = 0,01$
$10^3 = 1000$	$10^{-3} = 0,001$
$10^4 = 10000$	$10^{-4} = 0,0001$
$10^5 = 100000$	$10^{-5} = 0,00001$
$10^6 = 1000000$	$10^{-6} = 0,000001$
$10^7 = 10000000$	$10^{-7} = 0,0000001$
$10^8 = 100000000$	$10^{-8} = 0,00000001$
$10^9 = 1000000000$	$10^{-9} = 0,000000001$
$10^{10} = 10000000000$	$10^{-10} = 0,0000000001$

A massa do próton é:

0,000000000000000000000000167252 g = 1,67252 x 10^{-24} g

A circunferência da Terra é aproximadamente:

40.000.000 m = 4 x 10^7 m

Prefixos do SI

Fator	Nome do Prefixo	Símbolo	Fator	Nome do Prefixo	Símbolo
10^1	deca	da	10^{-1}	deci	d
10^2	hecto	h	10^{-2}	centi	c
10^3	kilo	k	10^{-3}	mili	m
10^6	mega	M	10^{-6}	micro	μ
10^9	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^{12}	tera	T	10^{-12}	pico	p
10^{15}	peta	P	10^{-15}	femto	f
10^{18}	exa	E	10^{-18}	atto	a
10^{21}	zetta	Z	10^{-21}	zepto	z
10^{24}	yotta	Y	10^{-24}	yocto	y

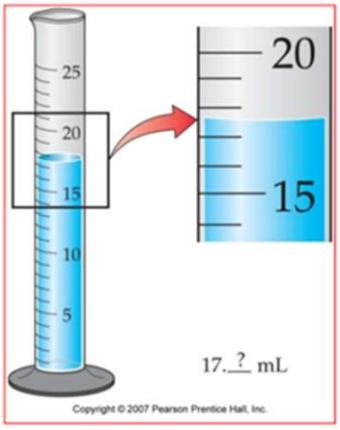
Unidades: o sistema mais utilizado atualmente pelos cientistas é o chamado *Sistema Internacional (SI)*. Um resultado experimental deve ser expresso através de algarismos e unidades. Os algarismos indicam o erro ou incerteza de um resultado, enquanto que as unidades especificam o que está sendo medido.

Medida do melhor valor: normalmente o melhor valor, ou valor experimental, é o resultado da média de ***n*** medidas de uma referida grandeza. A incerteza de uma medida (erro) pode ser expressa de diversas formas, entre elas: *erro padrão ou desvio padrão; erro limite; coeficiente de variação, erro absoluto ou desvio absoluto; erro relativo; desvio médio*.

Desvio avaliado: é a metade da menor divisão de um aparelho. A notação por algarismos significativos possui uma limitação. Ao anotar uma medida com quatro algarismos significativos, sabemos que o último é duvidoso, mas não sabemos em qual extensão ele o é. Por exemplo, a medida 25,52 poderia ser expressa como 25,52±0,01; 25,52±0,02; 25,52±0,03; etc. O número que vem depois do sinal é denominado ***desvio avaliado ou erro absoluto.*** Em instrumentos digitais, o desvio é a própria sensibilidade do instrumento. Por exemplo, no caso de uma medida realizada numa balança digital de sensibilidade igual a 0,01g, a massa medida foi de 5,35g. Portanto, a forma correta de anotar este resultado é (5,35±0,01)g.

Leitura de uma medida: Quando realizamos uma medida precisamos estabelecer a confiança que o valor encontrado para a medida representa. Para representar corretamente a medida realizada devemos utilizar os algarismos significativos. O limite do erro corresponde à metade de sua menor divisão. Veja alguns exemplos abaixo.

- Realização da leitura em uma proveta

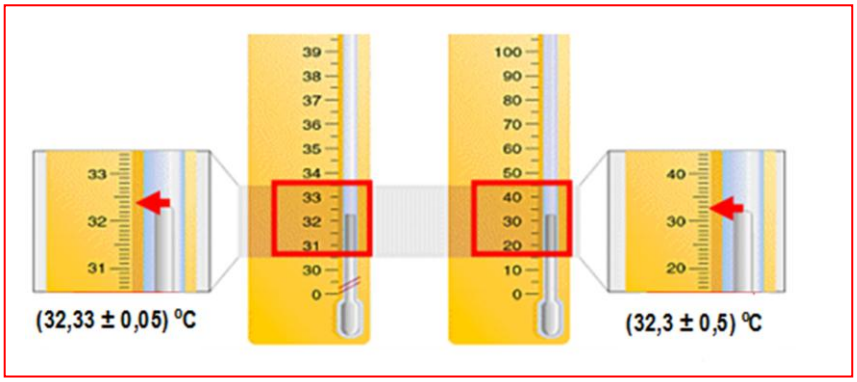


Limite do erro

V = (17,7 ± 0,5) mL

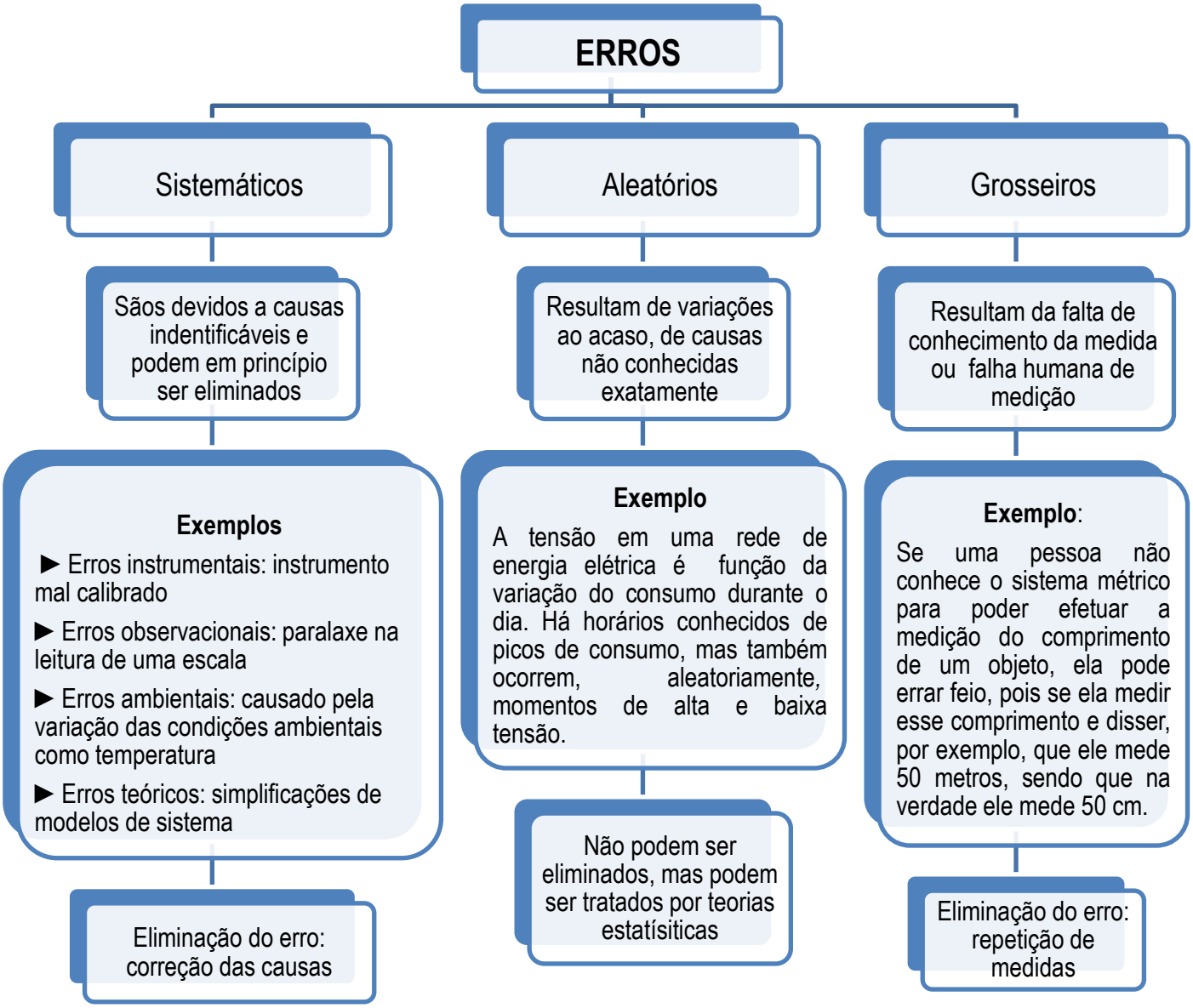
Algarismo duvidoso

- Realização da leitura em um termômetro



Já no caso de um valor de massa, por exemplo igual a 7,241 g, medido numa balança cuja precisão é 0,001 g (para balanças, o limite de erro é igual à menor divisão), os dígitos sete, dois e quatro são conhecidos com certeza e o um é o algarismo duvidoso.

De acordo com sua natureza, os erros podem ser classificados conforme representação abaixo.



Precisão e exatidão de uma medida: quando se repete certa medida não se obtém, em geral, o mesmo resultado, pois cada ato de medida está sujeito a erros experimentais. Os valores obtidos diferem ligeiramente uns dos outros.

- ✓ A **precisão** da medida refere-se ao grau de concordância dos resultados individuais dentro de uma série de medidas (reprodutibilidade da medida).
- ✓ A **exatidão** da medida refere-se ao grau de concordância do valor experimental com o valor verdadeiro (fidelidade da medida).

Podemos elevar a precisão de uma medida aumentando o número de determinações (a medida de várias determinações merece mais confiança do que uma só determinação), enquanto a exatidão só pode ser alcançada, eliminando-se os erros sistemáticos.

Erro absoluto: é a diferença entre o valor exato (ou verdadeiro) da grandeza (VT) e o seu valor determinado experimentalmente (VE).

$$E_{abs} = VT - VE$$

Erro relativo: expressa a incerteza da medida. Se conhecermos o valor verdadeiro, podemos calcular facilmente o erro da medida (erro percentual ou erro relativo) que é expresso em porcentagem e é adimensional.

$$E_r\,\% = \left| \frac{VT - VE}{VT} \right| \times 100$$

Se o valor teórico não for conhecido, deve-se medir várias vezes e por diferentes métodos a mesma grandeza, para se ter uma ideia da exatidão. A reprodutibilidade de uma medida usando sempre o mesmo método permite avaliar a precisão da mesma. Por meio de tratamento estatístico adequado dos resultados calcula-se o chamado desvio padrão da medida.

Representação de dados experimentais: os resultados experimentais necessitam ser colocados, ou agrupados, de forma racional para poder, pela mera observação dos mesmos, ou mesmo com pequenos cálculos, interpretar qualitativamente e quantitativamente, se possível, a dependência das variáveis medidas. Para isto existem duas formas científicas de apresenta-los: ***tabelas*** e ***gráficos***. As ilustrações nos trabalhos acadêmicos devem seguir as normas da ABNT.

- ✓ **Tabelas**: uma tabela se divide em 4 partes: ***título, cabeçalho, corpo e rodapé***.
  - As tabelas sempre deverão ser delimitadas na parte de cima e também na de baixo, utilizando traços na horizontal que podem ser um pouco mais fortes que os traços utilizados nas linhas da parte interna da tabela.
  - Jamais se deve utilizar traços verticais para delimitar a tabela em suas partes externas.
  - Utilize traços horizontais para delimitar o cabeçalho.
  - Lembre-se que toda tabela deve ter o seu próprio significado.
  - Numere cada uma das tabelas sempre utilizando algarismos arábicos.
  - Uma observação que não pode deixar de ser feita é quanto a parte estética da tabela, algo que geralmente é deixado de lado.

Título →

Cabeçalho →

Corpo →

Rodapé →

Tabela 4: Concentração dos elementos químicos preponderantes no produto lixiviado da amostra de secundário de fundição – Panelas.

Elementos analisados	Limite máximo permitido NBR 10.004 ($mg.L^{-1}$)	Resultados obtidos ($mg.L^{-1}$)	Técnicas analíticas utilizadas
Alumínio	-	9,5	AAS
Arsênio	5,0	<0,10	AAS
Chumbo	5,0	39,0	AAS
Cálcio	-	305	AAS
Ferro	-	0,49	AAS
Enxofre total	-	<10	Turbidimetria
Magnésio	-	17,80	AAS
Silício	-	4,90	AAS
Zinco	-	61,0	AAS

AAS: Espectroscopia de Absorção Atômica

Fonte: http://www.scielo.br/pdf/esa/v12n3/a12v12n3.pdf

- ✓ **Gráficos**: o gráfico é a representação dos dados tabelados ou não. Se não resultado de dados tabelados, é um resumo, com o máximo de informações, de uma série de medidas. Existem os mais diferentes tipos de gráficos, dependendo da área e finalidade. Um gráfico deve conter:
  - O ***título***, que é uma breve descrição do que se trata o gráfico. Nos livros e revistas aparece na legenda de figuras. O título é colocado abaixo do gráfico.
  - Os ***eixos***, que devem ser identificados com a abreviação da grandeza representada, bem como sua unidade. Deve-se colocar na abscissa (eixo X), a variável independente, e na ordenada (eixo Y), a variável dependente.

- As ***escalas***, que devem ser colocadas na folha do gráfico a intervalos iguais e com número de algarismos significativos obtidos no processo da medida. Preferencialmente usa-se múltiplos para construir escalas.
- Os ***pontos experimentais***, que podem ser marcados com um ponto centrado em um símbolo (um círculo, por exemplo).

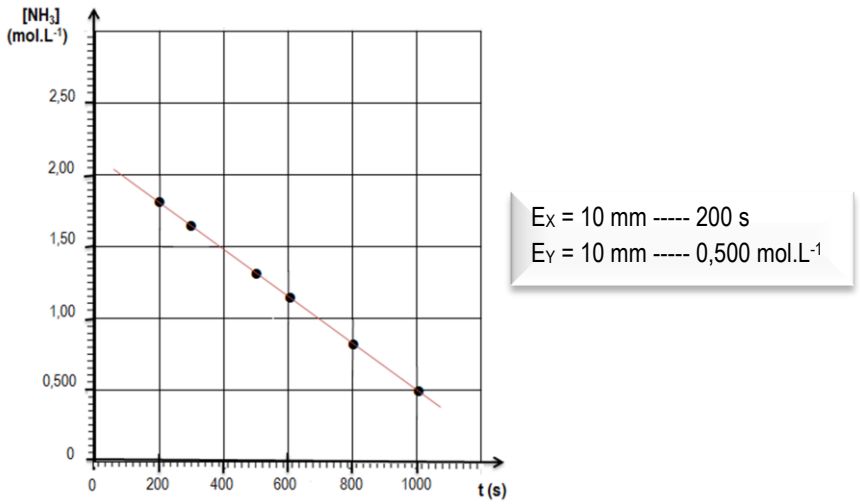
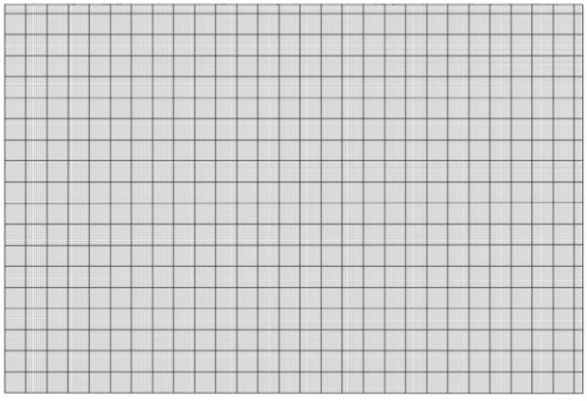


Figura 1: Reação de decomposição da $NH_{3\,(g)}$, em $N_{2\,(g)}$ e $H_{2\,(g)}$, com o tempo.

Fonte: Kotz & Treichel, 1998.

Quando for passar uma reta por pontos experimentais, faça-o de tal modo que passe pela maioria dos pontos. Se não for possível, faça com que cada lado da reta exista praticamente o mesmo número de pontos e o mais próximo possível. No caso de ter um ponto muito fora da reta, repita a medida ou então despreze este ponto ao traçar a reta (mas indique-o no gráfico).

Quando o valor inicial de uma medida for alto quando comparado ao acréscimo que cada um de seus valores sofrerá na sequência, o gráfico pode começar "quebrado" no eixo em que a variável for lançada, usando-se sobre o eixo dois traços (*//*).



Como escolher o tipo de papel que deverá usar para fazer um gráfico?

Depende do tipo de função associada ao comportamento físico observado. Em princípio, qualquer função de uma variável pode ser traçada graficamente em um **papel milimetrado.**

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Medida de volume em diversas vidrarias

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer (50 mL)
- ✓ 01 erlenmyer (125 mL)
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 proveta (50 mL)
- ✓ 01 pipeta graduada (10 mL)
- ✓ 01 balão volumétrico (10 mL)

Reagente:
- ✓ Água destilada

Material:
- ✓ Pipetador de 3 vias (pera)

a. Adicionar água destilada em um béquer de 50 mL até a marca que determina esta capacidade.
b. Transferir toda a água destilada contida no béquer para um erlenmeyer de 125 mL com a ajuda de um bastão de vidro em posição inclinada para que não ocorra possível derramamento de líquido. Verificar o volume obtido no erlenmeyer.
c. Em seguida, transferir o líquido contido no erlenmeyer para uma proveta de 50 mL até sua capacidade máxima. Verificar o volume obtido na proveta.
d. Pipetar com auxílio de uma pipeta graduada 10 mL da água destilada e transferir a mesma para um balão volumétrico de mesma capacidade.

Observe os volumes em cada transferência. Porque os volumes não são coincidentes?

Identifique dentre as vidrarias acima utilizadas àquelas que não possuem precisão e as que possuem precisão.

Vidrarias sem precisão:

Vidrarias de precisão:

Para as vidrarias proveta e pipeta graduada, anote a forma correta de representar a medida do volume. Quantos algarismos significativos possuem estas medidas?

<u>Procedimento 2</u>: Determinação da densidade de soluções de sacarose em função da concentração

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer (50 mL)
- ✓ 01 pipeta volumétrica (10 mL)
- ✓ 01 béquer (100 mL)

Reagentes:
- ✓ Soluções de sacarose: 4 %, 6 %, 8 %, 12 %, 16 % e 20 %

Materiais:
- ✓ Pipetador de 3 vias (pera)
- ✓ Balança digital
- ✓ Termômetro de álcool

Cada grupo irá trabalhar **APENAS** com uma das amostras abaixo **DISPONÍVEL** em sua bancada

Grupo 1: Solução de sacarose a **4 %**
Grupo 2: Solução de sacarose a **6 %**
Grupo 3: Solução de sacarose a **8 %**
Grupo 4: Solução de sacarose a **12 %**
Grupo 5: Solução de sacarose a **16 %**
Grupo 6: Solução de sacarose a **20 %**

a. Pesar um béquer de 50 mL e anotar a sua massa, dando a numeração de acordo com a solução acima.

Grupo _____ m____ =

b. Pipetar, com o auxílio de uma pipeta volumétrica, 10 mL da solução de sacarose que está sob sua bancada e transferir para o béquer cuja massa foi determinada no item acima.
c. Pesar a massa total (béquer + solução)

Grupo _____ m_{TOTAL} =

d. Anotar na Tabela 1 o resultado das medidas feitas pelos demais grupos.

Tabela 1: Determinação da massa de 10 mL de solução de sacarose

Solução de sacarose (%)	Massa do béquer (g)	Massa total (g)	Massa da solução (g)
4			
6			
8			
12			
16			
20			

e. Calcular, a partir dos dados da Tabela 1, a densidade das amostras analisadas, anotando-as na Tabela 2. Verifique a temperatura na qual as medidas foram realizadas, ou seja, a temperatura da solução.

Temperatura =

Tabela 2: Densidade de soluções de sacarose a _____ ºC

Solução de sacarose (%)	**Densidade (g/mL)**
4	
6	
8	
12	
16	
20	

f. Construa um gráfico, em papel milimetrado, com os dados representados na Tabela 2.

Os procedimentos abaixo poderão ser realizados somente por um dos grupos.
Usar uma amostra de concentração desconhecida – **Concentração "X".**

g. Pesar um béquer de 50 mL e anotar sua massa.

m =

h. Pipetar, com o auxílio de uma pipeta volumétrica, 10 mL da solução de sacarose de concentração "X" e transferir para o béquer. Anotar a massa total (béquer + solução).

m_{TOTAL} =

i. Calcular a densidade desta solução e identificar, a partir do gráfico, a concentração da mesma.

Densidade =

Concentração (%) =

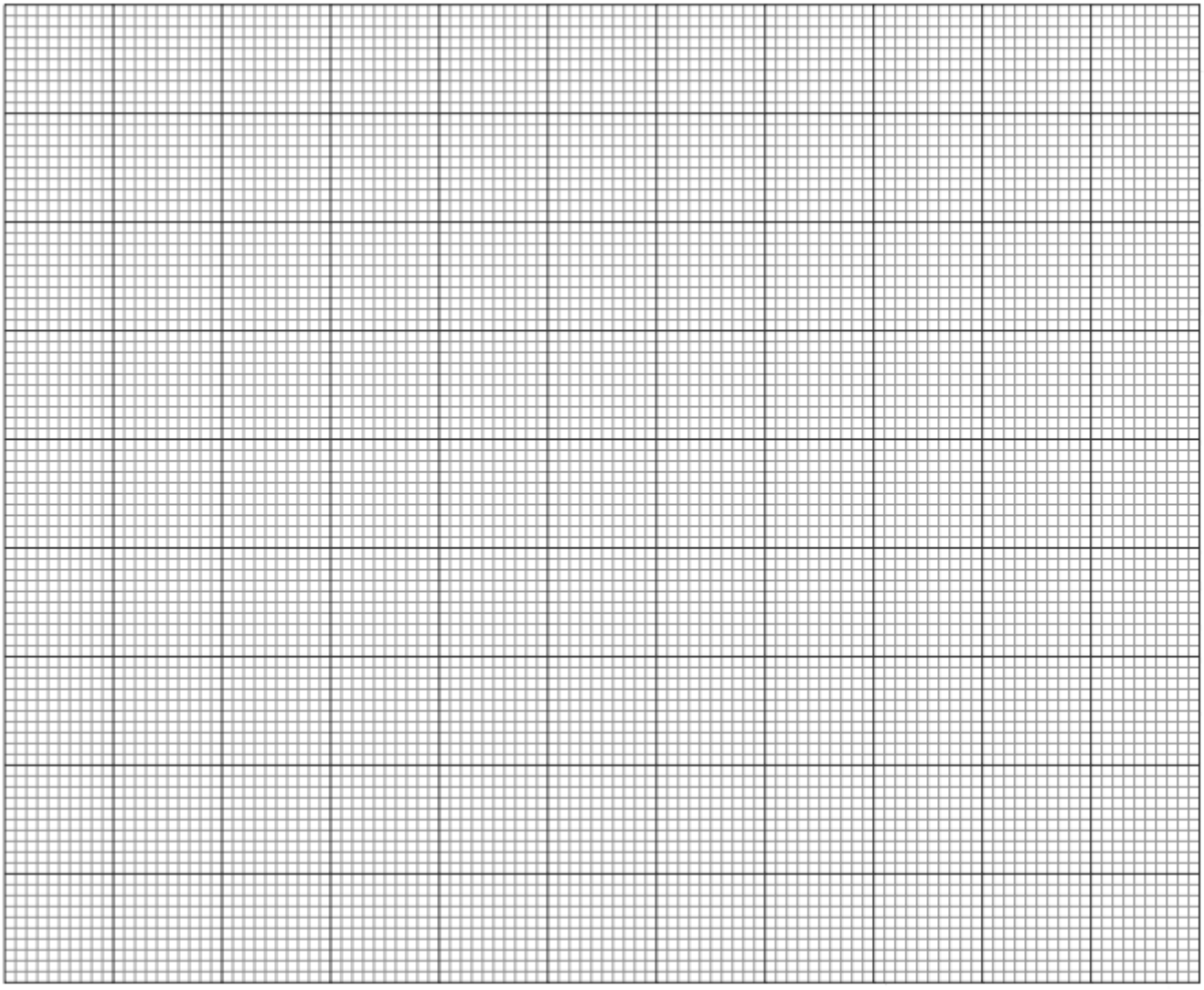


Figura 2: _____

Escala X:
Escala Y:

Consulte, na internet, a densidade da sacarose pura e da água (solvente) e compare com as densidades obtidas para as soluções utilizadas no experimento. Os resultados estão coerentes? Porquê?

Densidade Sacarose (ºC): _____ **Densidade Água (ºC): _____**

(veja tabela 1, página 80, da aula 6)

Que tipo de erros pode ter ocorrido neste procedimento experimental?

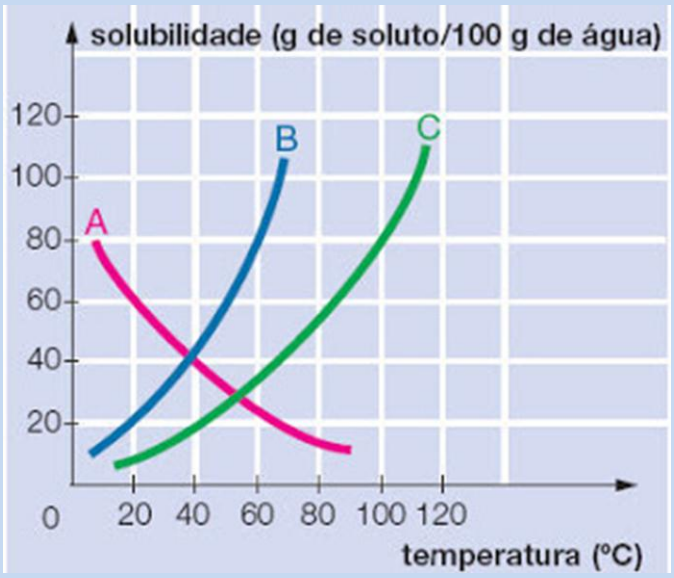
Referência Bibliográfica:

1. Lenzi, E; Favero, L.O.B.; Tanaka, A.S.; Filho, E.A.V.; Silva, M.B. Química Geral Experimental, Freitas Bastos Editora, Rio de Janeiro, RJ, 2004. (ISBN: 85-353-0217-4).

Auto AvaliAÇÃO

1. Três corpos tiveram suas massas determinadas em balanças diferentes, de acordo com a seguinte descrição: o corpo **A** pesou 9,3 g numa balança de decigramas, o corpo **B** pesou 1,16 Kg numa balança de pratos cuja precisão é de ± 1 g e o corpo **C** pesou 5,2714 g em uma balança analítica.
    a. Expressar corretamente os resultados das três determinações de massa, considerando a precisão de cada aparelho utilizado.
    b. Calcular a massa total dos três corpos pelo método dos algarismos significativos e determinar a incerteza associada ao resultado.
2. Expressar cada um dos seguintes números em notação científica:
    a. 1250±1
    b. 13.000.000±1.000.000
    c. 0,0085±0,0001
3. Qual é a sensibilidade e o desvio avaliado de uma régua, cuja menor divisão é 0,1 cm?
4. Todos os aparelhos abaixo relacionados possuem capacidade para medir 50 mL: pipeta graduada, cuja sensibilidade é 0,1 mL; pipeta volumétrica, bureta cuja menor graduação é 0,1 mL; proveta, cujo desvio avaliado é 0,5 mL; e béquer, cuja menor divisão é 5 mL. Qual(is) instrumento(s) sugeridos(s) poderia(m) ser usado(s) para medir:
    a. 10,0 mL
    b. 20,00 mL
    c. 25,000 mL

5. Construir uma tabela a partir dos dados representados no gráfico abaixo.



AULA 5 Modelo Atômico de Bohr

OBJETIVOS

► Introduzir o conceito de energia quantizada;

► Descrever o fenômeno da excitação eletrônica e estabelecer a relação com o modelo atômico de Bohr;

► Introduzir e conceituar o fenômeno de fluorescência e de fosforescência;

► Identificar o espectro da luz de diversos materiais a partir de um espectroscópio;

► Verificar a presença de elementos químicos em sais através do teste de chamas e comparar com o padrão de cores do espectro de emissão.

O cientista Niels Bohr aprimorou em 1913, o modelo atômico de Rutherford baseado na teoria de que o núcleo do átomo é formado por prótons e ao redor do núcleo estão os elétrons utilizando a teoria de Max Planck. Em 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em pacotes. A cada pacote de energia foi dado o nome de quantum. Surgiram assim, os chamados Postulados de Bohr:

- ✓ Os elétrons se movem ao redor do núcleo em número limitado de órbitas bem definidas;
- ✓ Movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- ✓ Ao saltar de uma orbita para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade definida de energia, chamada quantum.
- ✓ O quantum de energia eletromagnética é chamado de “fóton”.

A energia da radiação eletromagnética envolvida pode ser calculada através da equação de Planck:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Onde:

h = constante de Planck = 6,63 x 10^{-34} J. s;

c = velocidade da luz no vácuo = 3 x 10^{8} m/s;

λ = comprimento de onda.

E também pode ser expressa em termos de frequência (υ):

$$E = h\upsilon \quad \text{em que} \quad \upsilon = c/\lambda$$

A energia de um fóton depende apenas de sua frequência ➔ quanto maior a frequência, menor o comprimento de onda e maior a energia.

A luz visível compreende a faixa de comprimento de onda de 400 a 750 nm, figura 1; já a radiação infravermelha (IV), invisível, está compreendida entre 750 a 200.000 nm. A radiação ultravioleta (UV) está entre 10 e 400 nm.

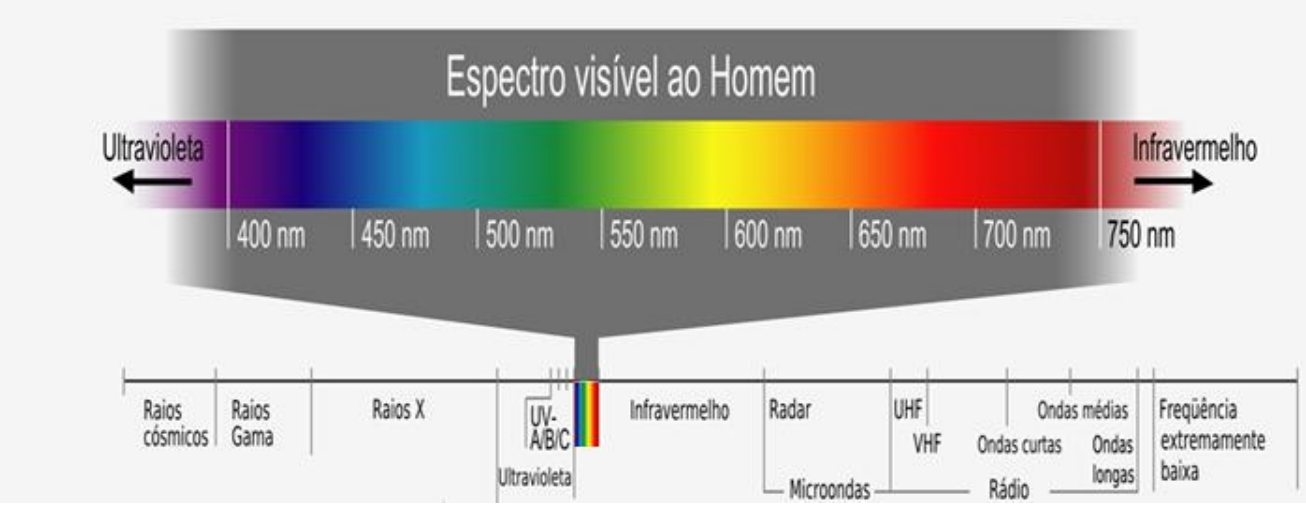


Figura 1: Espectro eletromagnético

Fonte: http://charlesbiral.blogspot.com/

O modelo atômico de Bohr funciona muito bem para o átomo de hidrogênio, figura 2.

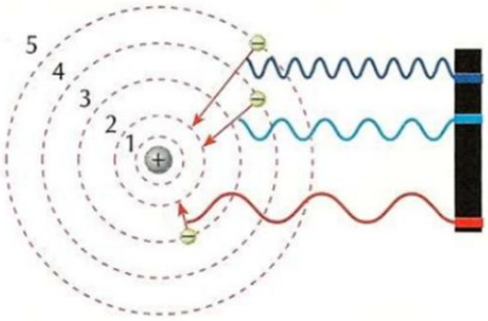


Figura 2: Três dos possíveis saltos quânticos de um elétron no átomo de hidrogênio

Fonte: https://www.slideshare.net/newtondasilva/aula-4-modelo-atmico-de-bohr

A coloração da luz emitida depende da variação de energia envolvida na transição eletrônica. Assim, durante uma emissão de energia associada a comprimentos de onda próximos de 700 nm deve ser observada a emissão de luz avermelhada.

De acordo com suas propriedades físicas e efeitos biológicos, parte da radiação UV é dividida em três sub-regiões: UV-A de 320 a 400 nm, UV-B de 280 a 320 nm e UV-C abaixo de 100 a 280 nm. Dentre elas, a radiação UV-B é a menos nociva, sendo que suas fontes podem ser adquiridas comercialmente com o nome de **luz negra**. A radiação UV-A é a responsável pelo câncer de pele e a UV-C não chega a atingir a superfície terrestre, figura 3.

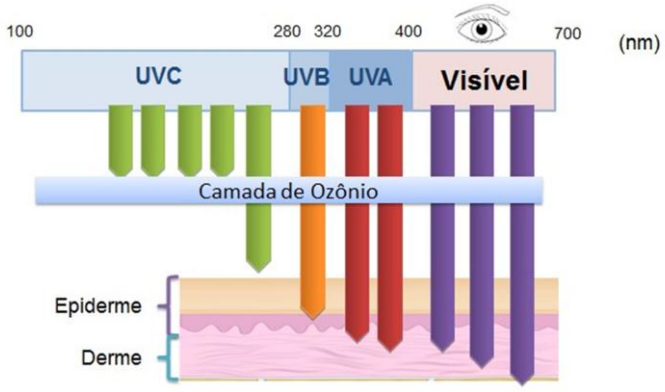


Figura 3: Penetração da radiação UV na pele.

A **luminescência** é definida como a emissão de luz na faixa do visível (400-700 nm) do espectro eletromagnético como resultado de uma transição eletrônica. A luminescência é o nome do fenômeno mais genérico que engloba a ***fluorescência*** e a ***fosforescência***.

O início de um processo de luminescência envolve a absorção de quanta de luz (fótons) por uma molécula/íon e, consequentemente, a produção de um estado eletronicamente excitado. Isto significa dizer que a molécula/íon absorveu uma quantidade discreta de energia, suficiente para promover um elétron de um nível inferior para um nível superior de energia. A energia do fóton deve coincidir com aquela correspondente à transição eletrônica. Como a molécula/íon não pode permanecer indefinidamente no estado excitado, a energia absorvida pode ser dissipada através dos seguintes processos:

- ✓ **Fluorescência** – emissão do fóton de luz e retorno ao estado fundamental;
- ✓ **Fosforescência** – o elétron excitado decai para um nível intermediário de energia e ocorre emissão de radiação do intermediário ao estado fundamental;
- ✓ **Transição vibracional ou não radiativa** – a molécula retorna ao estado fundamental emitindo energia térmica através de uma série de transições vibracionais;
- ✓ **Reação fotoquímica** – a molécula sofre algum tipo de reação no estado eletronicamente excitado.

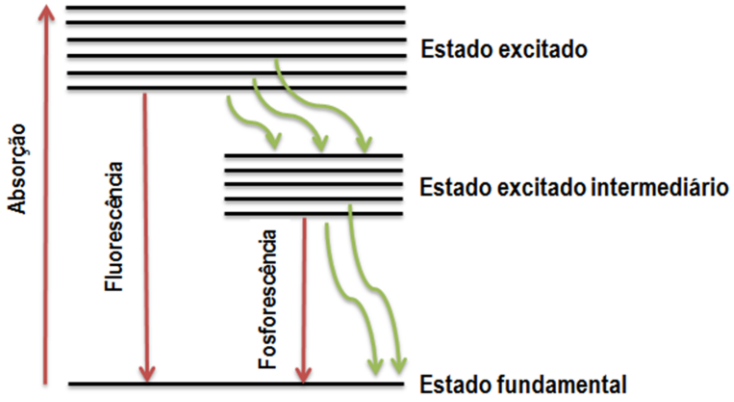


Figura 4: Processos de absorção, fluorescência e fosforescência.

Os vegetais verdes, a água tônica, a vitamina B_2, a casca dos ovos marrons e até mesmo os sabões em pó têm em comum o fato de possuírem substâncias fluorescentes em sua composição. Já os mostradores de relógios e enfeites de quartos exibem o fenômeno da fosforescência. De uma forma bastante simplificada, podem-se distinguir os fenômenos com relação ao tempo de emissão da radiação: enquanto na fluorescência a emissão é instantânea e cessa quando a fonte de energia é desligada, na fosforescência o efeito pode durar horas, depois de desligada a fonte de excitação.

Outro exemplo de transições eletrônicas pode ser observado através do **teste de chama**. O teste de chama é um ensaio utilizado na química analítica que permite detectar a presença de alguns cátions em amostras de compostos, baseando-se no espectro de emissão característico de cada elemento. O teste tira proveito do fato de que quando um determinado elemento químico é exposto a uma quantidade de energia (para a chama, energia em forma de calor), parte dos elétrons da camada de valência recebe esta energia e avança para um nível de energia mais elevado, alcançando um estado conhecido com estado excitado. Ao retornar do estado excitado para o estado anterior (estado fundamental), os elétrons liberam a energia recebida em forma de radiação. Nesse contexto, cada elemento químico libera radiação em um comprimento de onda característico, visto que a quantidade de energia demandada por um elétron ao ser excitado é diferente para cada elemento.

Para produzir a decomposição de uma luz composta de várias cores (frequências) Isaac Newton utilizou um prisma, que desvia em diferentes ângulos de emergência cada cor (comprimentos de onda) ao ser atravessado pelo feixe composto (Figura 5). Portanto, através de um prisma, é possível decompor a luz policromática nas luzes monocromáticas que a formam.

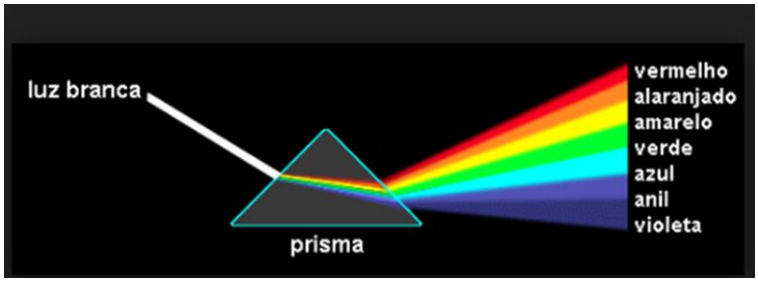


Figura 5: Decomposição da luz por prisma

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Observação do fenômeno de fluorescência

Vidrarias:
- ✓ 05 béqueres (25 mL)
- ✓ 01 bastão de vidro

Materiais:
- ✓ 01 lâmpada UV (luz negra)
- ✓ 01 filtro de linha
- ✓ Almofariz e pistilo

Reagentes:
- ✓ Solução de HCl 3 $mol.L^{-1}$ (20 mL)
- ✓ Solução de fluoresceína 0,10 $g.L^{-1}$ (10 mL)
- ✓ Comprimido de complexo B (¼)
- ✓ Água tônica (10 mL)
- ✓ Água destilada
- ✓ Etanol (10 mL)
- ✓ Solução de iodo
- ✓ Folhas de hortelã

a) Preparar as soluções abaixo a partir da extração de substâncias químicas presentes nos seguintes produtos:
   - ✓ **Hortelã:** em um béquer macerar algumas folhas de hortelã com aproximadamente 10 mL de etanol até se obter uma solução de coloração intensa. Retirar as folhas de hortelã, deixando apenas a solução no béquer.
   - ✓ **Complexo B:** em um béquer macerar ¼ de comprimido de complexo B com aproximadamente 30 mL de água.

b) Transferir, para um béquer, aproximadamente 10 mL de **solução de iodo**.

c) Transferir, para um béquer, aproximadamente 10 mL de **solução de fluoresceína**.

d) Transferir, para um béquer, aproximadamente 10 mL de **água tônica**.

e) Após, incidir sobre cada amostra luz negra e observar as cores.

Apagar a luz do ambiente para melhor visualização.

f) Anotar as cores na Tabela 1 relacionando cada amostra à substância química responsável pelo fenômeno da fluorescência.

Tabela 1: Cor observada para algumas amostras em presença de luz negra.

Amostra	Substância fluorescente	Cor	
		Na ausência de radiação	Na presença de radiação
Hortelã	Clorofila		
Complexo B	Riboflavina		
Iodo	Iodo		
Fluoresceína	Fluoresceína		
Água tônica	Quinina		

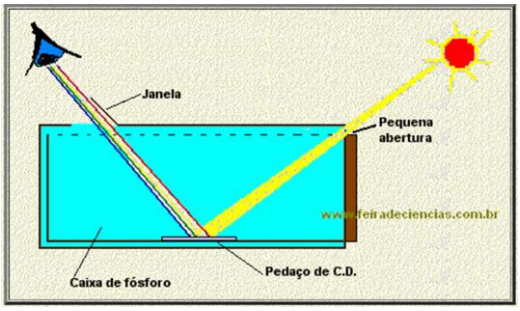
OBS: As soluções utilizadas, após filtração, podem ser descartadas na pia com excesso de água corrente. As soluções de iodo, fluoresceína e água tônica devem ser devolvidas ao frasco de origem.

Procedimento 2: Analise do espectro da luz a partir do espectroscópio

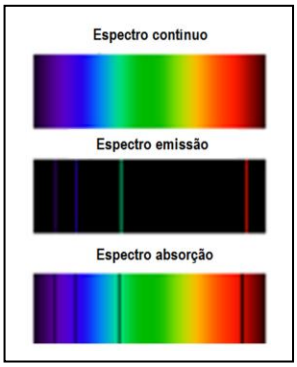
Materiais:
- ✓ Espectroscópio de bolso
- ✓ 01 lâmpada fluorescente
- ✓ 03 pipetas de Pasteur
- ✓ 01 garra de madeira

Reagentes:
- ✓ Corante azul (solução translúcida)
- ✓ Corante vermelho (solução não translúcida)
- ✓ Água destilada

Vidraria:
- ✓ 03 tubos de ensaio



Espectroscópio de bolso



Um espectroscópio é um instrumento destinado a separar os diferentes componentes de um espectro óptico. Constitui-se essencialmente de uma fresta situada no plano focal de um colimador, um prisma ou rede de difração e um anteparo (tela) onde se projeta (imagem real) o feixe dispersado.

a) Posicionar a câmera do dispositivo móvel (celular, smartphone ou tablete) sobre a abertura do espectroscópio.
b) Em seguida posicionar o lado da caixa que possui a fenda na direção da lâmpada fluorescente.
c) Fazer fotos com a câmera, procurando registrar a melhor imagem. Salvar as fotos para posterior comparação.
d) Após, adicionar aproximadamente 10 mL de solução azul em um tubo de ensaio e posicionar o tubo de ensaio entre a lâmpada incandescente e a fenda do espectroscópio. Registrar a imagem observada.
e) Repetir o procedimento "d" substituindo por uma solução vermelhal. Registar a imagem observada.
f) Finalmente, repetir o procedimento "e" usando somente água no tubo de ensaio. Registrar as observações na Tabela 2.

Tabela 2: Registro das observações do espectro da luz de alguns materiais/reagentes.

Materiais/Reagentes	Observação sobre a imagem obtida
Lâmpada fluorescente	
Solução azul	
Solução vermelha	
Água	

Procedimento 3: Teste de chama

Vidrarias:
- ✓ 01 vidro de relógio

Materiais:
- ✓ Bico de Bunsen
- ✓ 01 fio de níquel-cromo
- ✓ 01 garra de madeira
- ✓ Espectroscópio de bolso

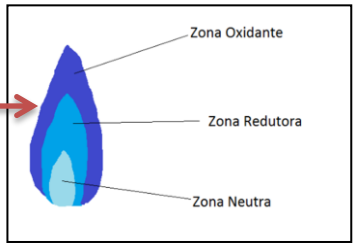
Reagentes:
- ✓ Sal A (sólido)
- ✓ Sal B (spray)
- ✓ Sal C (spray)

Os sais deverão ser colocados em tubos de ensaio identificados **apenas** pelas letras A, B e C. Os sais contém os seguintes metais: ou lítio, ou cálcio ou cobre.

- ✓ Solução de HCl 3 mol/L

a) Acender o bico de Bunsen de modo a obter uma chama azulada, onde observa-se três zonas distintas.

Local da chama onde se deve colocar o que se pretende aquecer (zona exterior)



b) Observar a figura 5 e executar as etapas a seguir.
c) Prender o fio de níquel-cromo em uma garra de madeira. Após, molhar o fio numa solução de HCl 3 mol/L e aquecer na chama. Este procedimento tem por objetivo fazer a decapagem do fio de níquel-cromo.
d) Em seguida molhar novamente o fio na solução de HCl 3 mol/L e posteriormente encostar o mesmo no sal A. Colocar o fio de níquel-cromo na zona externa da chama do bico de Bunsen. Observar a cor.
e) Para os sais "B" e "C", borrifar as soluções contidas nos frascos diretamente na chama do bico de Bunsen.
f) Observar a chama também através do espectroscópio de bolso, disponível em sua bancada.

Cuidado porque ele é feito de papelão

g) Registrar as observações na Tabela 3.

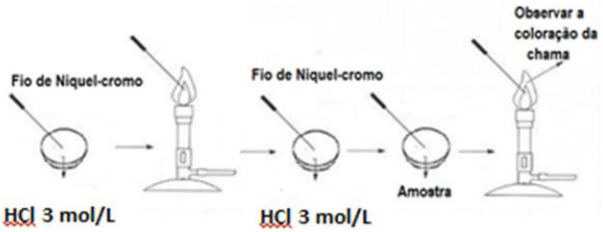


Figura 5: Procedimento experimental para realização do teste de chama.

Tabela 3: Registro da cor da chama para alguns sais metálicos.

Amostra	Sal	Cor da luz emitida	Comprimento de onda (nm)	Espectro observado
A				
B				
C				

Cores dos sais:
Lítio (vermelho-carmim), **Cálcio** (vermelho-alaranjado), **Cobre** (verde-azulado)

Saiba mais

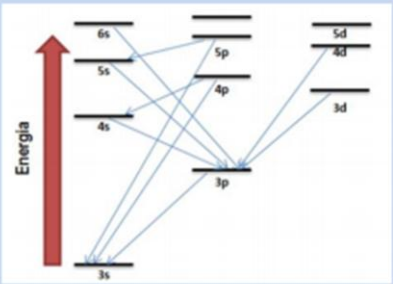
Existe uma relação entre a fluorescência de alguns materiais e a emissão de raios X? Essa foi a pergunta que motivou muitos cientistas, dentre eles Henri Becquerel, a realizarem experimentos com sais de urânio e chapas fotográficas. O vídeo "O experimento de Becquerel" disponível em https://www.youtube.com/watch?v=5hN4musqEDg mostra como Becquerel realizou seus experimentos.

Referências Bibliográficas:

1. Brown, T.E.; Lemay, H.E.; Bursten, B.E.; Murphy, C.; Woodward, E. P. Química – A Ciência Central, 13ª Edição, Pearson, Cap. 6, 2017 (ISBN: 13 9788543005652).
2. Nery, A. L. P.; Fernandez, C. Fluorescência e Estrutura Atômica: Experimentos Simples para Abordar o Tema, Química Nova na Escola, nº 19, 2004, p. 53-56.
3. Gustavo Macedo dantas, Teste de Chama, disponível em https://pt.slideshare.net/cmdantasba/pratica-03-teste-da-chama, acessado em 18/04/2018.
4. Mateus, A.L.; Ensino de Química mediado pelas TIC's, Belo Horizonte, Editora UFMG, 2015 (ISBN: 978-85-423-0144-1).

Auto AvaliAÇÃO

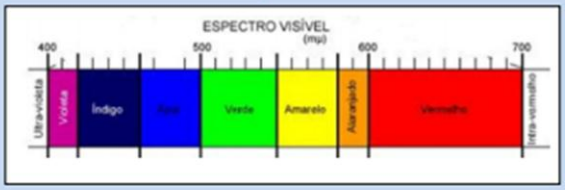
1. Por que, sob a luz negra das discotecas (luz UV-A), as roupas brancas parecem brilhar com uma tonalidade azulada?
2. Os modelos atômicos de Dalton e Thomson podem explicar o fenômeno da luminescência? Explique.
3. Quais evidências experimentais não podiam ser explicadas com os modelos atômicos anteriores ao de Bohr?
4. Em que medida o modelo de Bohr explica a luminescência?
5. Para deixar os fogos de artifício coloridos, os fabricantes misturam à pólvora sais de diferentes elementos para que, quando detonados, produzam cores diferentes. Considerando os subníveis energéticos abaixo representados, comprove a cor do estrôncio quando submetido à chama no bico de Bunsen.



$E_{3p-3s} = 3{,}369 \times 10^{-19}$ J

$E_{4p-4s} = 3{,}028 \times 10^{-19}$ J

$E_{5p-5s} = 2{,}785 \times 10^{-19}$ J



Constante de Planck = $6{,}266 \times 10^{-34}$ J.s
Velocidade da luz = $2{,}9979 \times 10^{8}$ m/s
1 nm = 10^{-9} m

AULA 6

Propriedades físicas das substâncias

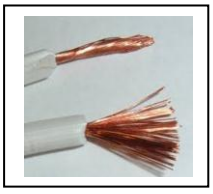
OBJETIVOS

► Compreender que os materiais apresentam propriedades que os permitem distinguir;

► Compreender o significado de propriedades características, e que elas podem ser físicas ou químicas;

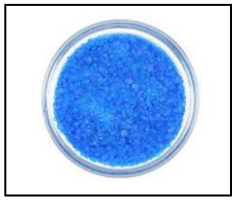
► Identificar diferentes materiais através de suas propriedades físicas.

Os materiais e as substâncias podem ser caracterizados por diferentes tipos de análise quando então é possível atribuir suas diferentes propriedades. Por exemplo, os materiais e as substâncias podem ter propriedades organolépticas, isto é: cheiro, sabor, cor, brilho, ente outras. Essas e outras propriedades como massa e volume, são denominadas ***propriedades gerais***, pois não possibilitam determinar qual é a substância em análise. Já algumas das propriedades físicas e químicas das substâncias são chamadas de ***propriedades específicas*** porque podem ser utilizadas para descobrir qual é a substância química em questão.



O cobre é uma substância sólida, castanho-avermelhada, com brilho, boa condutora do calor e da corrente elétrica.

O grafite é uma substância sólida, cinzenta, sem brilho, risca facilmente o papel e é boa condutora da corrente elétrica.



O sulfato de cobre (II) hidratado é uma substância sólida, azul, solúvel em água e insolúvel em álcool etílico (etanol).

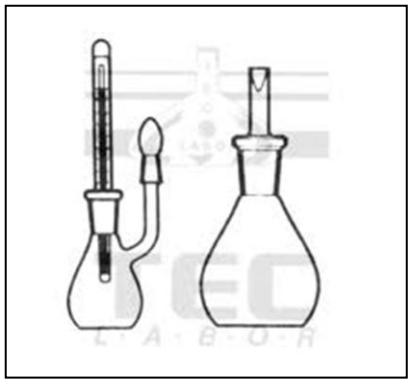
Propriedades físicas	Propriedades químicas
São as caraterísticas que se podem observar sem mudar a identidade dessa substância; relacionam-se com transformações físicas.	Referem-se à capacidade de uma substância se poder transformar noutra substância; relacionam-se com transformações químicas
Cor, dureza, estado físico, temperatura, massa, ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, etc..	Combustibilidade

A densidade é uma grandeza intensiva e é uma das propriedades mais utilizadas na identificação dos materiais e na separação de misturas. Por exemplo, nos postos de combustíveis os densímetros usados permitem que o consumidor comprove a qualidade da gasolina que está sendo vendida; as cooperativas de leite usam de recurso semelhante para verificar se o leite não foi adulterado; quase todas as atividades mineradoras usam esta propriedade para separar minérios; empresas recicladoras de plásticos provenientes de coleta seletiva de lixo usam água para separar plásticos mais densos de plásticos menos densos. O conceito de densidade é muito mais amplo que o resultado de uma operação aritmética de divisão entre massa e o volume de uma substância. Ele está relacionado, por exemplo, aos conceitos de compressão e empacotamento dos átomos. Quanto maior for o empacotamento dos átomos, mais densa é a substância. Da mesma forma, quanto maior for a compressão sobre um objeto, maior será a sua densidade.

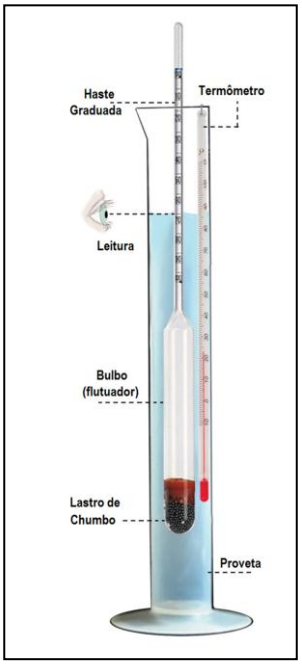
Os materiais podem ser encontrados em três estados físicos diferentes: sólido, líquido e gasoso.

Para determinar a densidade de um ***corpo sólido*** que tem uma forma geométrica regular pode-se recorrer a uma expressão matemática, para se determinar o seu volume – cálculo do volume de sólidos regulares. Se o corpo sólido tiver forma geométrica irregular, pode-se recorrer ao método de deslocamento do líquido para se determinar o seu volume (Princípio de Arquimedes).

Para determinar a densidade de um ***líquido*** pode-se utilizar do procedimento semelhante ao da determinação da densidade de sólidos, ou seja, conhecendo a massa e o volume do líquido, figura 1 (a) ou medir diretamente utilizando densímetros com escalas apropriadas, figura 1 (b)



(a)



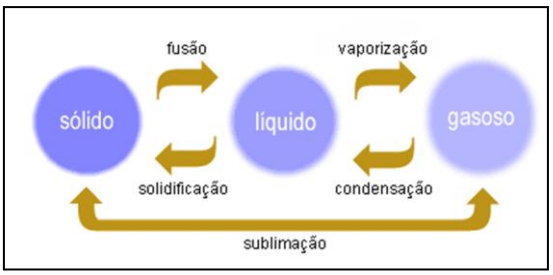
(b)

Figura 1: Aparelhos laboratoriais para determinação da densidade de líquidos

(a) picnômetro e (b) densímetro

A densidade de gases é menor do que a de líquidos, e a dos líquidos ainda menor do que a dos sólidos, embora neste último caso haja muitas exceções. A densidade é influenciada pela temperatura e pressão. No caso de líquidos, uma alteração relativamente pequena na temperatura pode afetar consideravelmente o valor da densidade, enquanto que a alteração de pressão tem que ser relativamente alta para que o valor da densidade seja afetado.

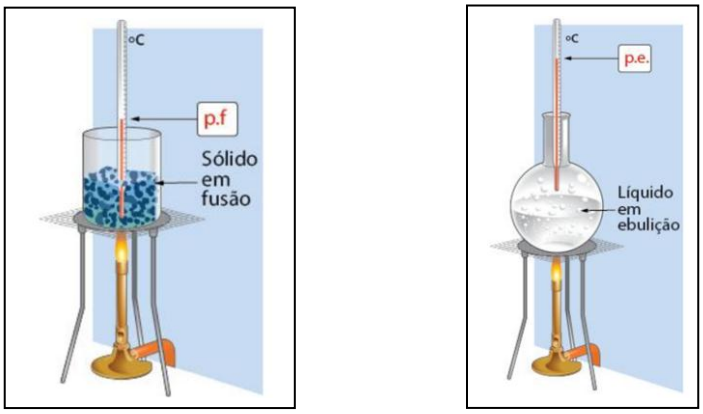
Outra propriedade das substâncias de grande importância refere-se às mudanças de estado físico.



Sólidos cristalinos são compostos de átomos, íons, ou moléculas num padrão geométrico altamente ordenado (matriz cristalina). Os átomos, íons ou moléculas são mantidos em suas posições por forças eletrostáticas, tipo forças de London e/ou dipolo-dipolo. Quando um sólido puro cristalino é aquecido, os átomos, íons ou moléculas vibram mais e mais rapidamente até que numa temperatura definida o movimento térmico das partículas torna-se suficientemente grande para sobrepujar as forças de atração. Então os átomos, íons ou moléculas entram um estado móvel mais casual, o estado líquido. O **ponto de fusão (p.f.),** figura 2 (a), é definido como a temperatura em que o primeiro cristal começa a fundir até a temperatura em que o último cristal desaparece (passagem do estado sólido para o estado líquido). Assim sendo o p.f. é, na verdade, uma faixa de fusão. Termodinamicamente, p.f é a temperatura na qual a pressão de vapor na fase sólida é igual á pressão de vapor na fase líquida, ou seja, quando estas duas fases estão em equilíbrio. A faixa de fusão de compostos puros é de 0,5 ºC. Um sólido impuro funde em uma temperatura mais baixa e em uma faixa mais ampla do que o mesmo composto puro. Assim, o ponto de fusão de um sólido é útil tanto na identificação de uma substância como também é uma indicação de sua pureza.

Alguns sólidos passam diretamente do estado sólido ao estado gasoso sem primeiro se liquefazer. Este fenômeno é chamado de **sublimação**. A temperatura na qual a sublimação ocorre é chamada de ponto de sublimação.

Conforme um líquido é aquecido, a pressão de vapor do líquido aumenta até o ponto onde ela se iguala à pressão aplicada (normalmente a pressão atmosférica). Neste ponto observa-se a ebulição do líquido. O ponto de ebulição normal é medido a 760 mm Hg. Em uma pressão mais baixa, a pressão de vapor necessária para ocorrer a ebulição também será mais baixa, e o líquido entrará em ebulição a uma temperatura menor. Em outras palavras, o **ponto de ebulição (p.e.)**, figura 2 (b), de um líquido pode ser definido como a temperatura na qual a pressão do vapor do líquido é igual à pressão externa na superfície do líquido. O ponto de ebulição (a uma determinada pressão) é uma propriedade característica de um líquido puro, da mesma maneira que o ponto de fusão é uma propriedade característica de um sólido cristalino puro. Entretanto, ao se determinar um ponto de ebulição a pressão deve sempre ser registrada, ao contrário das determinações de pontos de fusão.



(a) **(b)**

Figura 2: Esquema para determinação do (a) ponto de fusão e (b) ponto de ebulição

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Determinação da densidade de um SÓLIDO

Materiais:

- ✓ 02 pedaços de madeira (mesmo tipo)
- ✓ 01 régua
- ✓ 01 balança digital
- ✓ 01 cuba

a) Pesar as duas amostras de madeira, disponíveis em sua bancada.
b) Calcular o volume das amostras, a partir da expressão matemática adequada ao formato da amostra.
c) Preencher a tabela abaixo a partir das medidas realizadas.

Amostra	Massa (g)	Volume (cm^3)
1		
2		

Realize os cálculos necessários para o preenchimento da tabela a seguir.

Amostra	m + V	m X V	m / V	V / m
1				
2				

O item "d" deve ser realizado pelo professor

d) Após, adicionar um pedaço de madeira em um cuba com água destilada. Observar.

Com base nos dados obtidos qual das operações matemáticas acima poderia relacionar a densidade dos materiais? Por quê?

Calcule a densidade da madeira presente na amostra.

Porque a relação V/m não pode ser usada para definir a densidade dos materiais?

<u>Procedimento 2</u>: Determinação da densidade de LÍQUIDOS

Vidrarias:
- ✓ 01 picnômetro (50 mL)
- ✓ 01 béquer (100 mL)

Materiais:
- ✓ 01 termômetro de álcool
- ✓ Balança digital

Reagentes:
- ✓ Água destilada
- ✓ Etanol P.A.

a) Em um béquer de 100 mL, adicionar aproximadamente 80 mL de água destilada.
b) Com o auxílio de um termômetro, medir a temperatura da água **(T = ºC)**.
c) Pesar cuidadosamente o picnômetro (com seu tubo capilar) seco e vazio **(m_P)**.
d) Encher completamente o picnômetro com a água destilada do béquer. Tampar o picnômetro de maneira que o excesso de água escorra pelo capilar. Verificar se bolhas de ar não ficaram aprisionadas no interior do picnômetro. Se isso ocorrer, remova-as e preencha-o novamente. Enxugar com papel toalha as paredes externas do picnômetro.
e) Pesar o picnômetro cheio com água **(m_1 – picnômetro + água)**. Depois descartar a água na pia.
Atenção: cuidado para não sujar ou engordurar as paredes externas do picnômetro e para evitar que o líquido mude de temperatura com relação à ambiente.
f) Posteriormente, lavar três vezes o picnômetro com um pequeno volume de etanol para remover os resíduos de água do seu interior. Descartar as alíquotas.
g) Encher com o etanol, tomando os mesmos cuidados de enxugar conforme item "d".
h) Pesar o picnômetro cheio com etanol **(m_1 – picnômetro + etanol)**.
i) Recolher o etanol ao frasco de origem. Não descartar na pia.

Amostra	m_P (g)	m_1 (g)	massa amostra (g)	volume amostra (mL)	densidade (g/mL)
H_2O					
CH_3CH_2OH					

Anote Para Não Esquecer

O uso correto do picnômetro requer que algumas medidas sejam tomadas para se evitar a possibilidade de erros como, por exemplo, os causados por bolhas de ar formadas dentro do líquido.

Tabela 1: Densidade absoluta da água

T(°C)	d (g/cm³)	T(°C)	d (g/cm³)
10	0,999700	20	0,998203
11	0,999605	21	0,997992
12	0,999498	22	0,997770
13	0,999377	23	0,997538
14	0,999244	24	0,997296
15	0,999099	25	0,997044
16	0,998943	26	0,996783
17	0,998774	27	0,996512
18	0,998595	28	0,996232
19	0,998405	29	0,995944

Consultar o valor da densidade do etanol no frasco do reagente utilizado.

Compare os resultados experimentais com os teóricos e avalie as possíveis fontes de erro.

<u>Procedimento 3</u>: Determinação da massa molar do gás butano

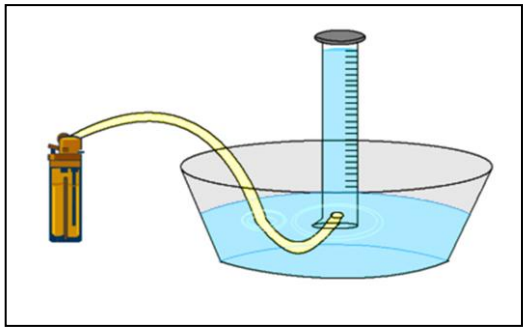
Vidrarias:
- ✓ 01 proveta (10 mL)
- ✓ 01 cuba

Reagentes:
- ✓ Água destilada

Materiais:
- ✓ 01 isqueiro
- ✓ Mangueira transparente
- ✓ Balança digital
- ✓ 01 suporte universal
- ✓ 01 garra

a) Pesar a massa inicial do isqueiro que está sob sua bancada (massa inicial).
OBS: Devido à alta pressão, dentro do isqueiro podemos encontrar o butano nos estados líquido e gasoso.
b) Conectar uma mangueira na saída do isqueiro, de modo a não deixar nenhum vazamento, pois se a conexão do tubo ao isqueiro vazar, seus resultados estarão errados.
c) Colocar água na cuba aproximadamente até a metade de sua capacidade.

d) Encher a proveta com água, tampar a sua abertura e inverter no recipiente com água.
e) Pegar a extremidade livre da mangueira e colocar no interior da proveta. Prender a proveta em um suporte universal.
f) Injetar 10 mL do gás butano, apertando lentamente o gatilho do isqueiro.
g) Pesar novamente o isqueiro e anotar a massa obtida (massa final).
h) Determinar a temperatura da água.



$m_{inicial}$ =

m_{final} =

T_{H2O} =

V_{Butano} =

O gás butano é tóxico e, se for inalado, pode causar arritmia cardíaca e bradicardia (diminuição da frequência dos batimentos do coração). Deixe as janelas e portas do laboratório abertas.

A equação de Clapeyron ou dos gases ideais se dá pela expressão:

PV = nRT, onde:

P = Pressão (Pressão atmosférica menos a pressão de vapor da água) (atm)
V = Volume (L)
n = número de mols (n = m/MM)
R = Constante dos gases (0,082 atm . L . K^{-1} . mol^{-1})
T = temperatura em graus Kelvin

Calcular a massa molar do gás butano, com o auxílio da equação de Clapeyron.

Massa Molar $_{(butano)}$ =

Massa Molar $_{(exp.)}$ =

Erro Relativo (%) =

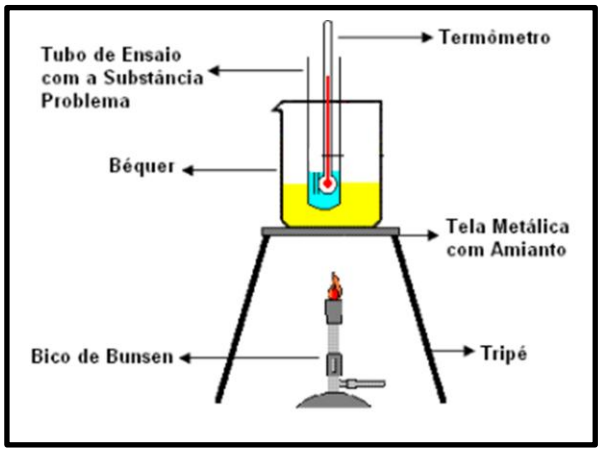
<u>Procedimento 4</u>: Determinação do ponto de fusão de uma amostra desconhecida

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer (100 mL)
- ✓ 01 termômetro de álcool
- ✓ 01 tubo de ensaio

Reagentes:
- ✓ Água destilada
- ✓ Amostra para determinação do p.f.

Materiais:
- ✓ Suporte universal
- ✓ 01 garra
- ✓ Bico de Bunsen
- ✓ Tripé
- ✓ Tela de amianto

a) Montar o sistema para determinação do ponto de fusão da amostra fornecida, conforme figura abaixo.



b) Adicionar uma pequena quantidade da amostra desconhecida no tubo de ensaio e fixá-lo com uma garra no suporte universal.
c) Adicionar 50 mL de água destilada no béquer.
d) Aquecer o sistema gradualmente (aproximadamente 10 °C/minuto no início, 2-3 °C/minutos quando chegar próximo do possível ponto de fusão) observando cuidadosamente a amostra.
e) Determinar o ponto de fusão da amostra fornecida e consultar a tabela 2 para identificar a substância.

OBS: A temperatura deve ser registrada quando a primeira gota de líquido se formar (ponto de fusão inicial) e quando os últimos cristais de sólido desaparecem (ponto de fusão final). O ponto de fusão pode ser expresso como faixa de fusão p.f. inicial – p.f. final ou como uma média. Ponto de fusão = (p.f. $_{inicial}$ + p.f. $_{final}$) / 2.

Tabela 2: Ponto de fusão de algumas substâncias químicas

Substância	Ponto de fusão (°C)
Ácido Palmítico	62,9
2,4-dinitrotolueno	70
Acetanilida	113,7
Ácido benzóico	122,1

Ponto de Fusão da amostra

Referências Bibliográficas:

1. Disponível em: https://educador.brasilescola.uol.com.br/estrategias-ensino/determinacao-massa-molar-gas-butano.htm, acessado em 23/04/2018.
2. http://www.ufjf.br/quimica/files/2014/08/Apostila-Laboratorio-QO1-vers%C3%A3o-1.3-2016.pdf

Auto AvaliAÇÃO

1. Um prego, com alguns gramas afunda ao ser colocado em água. Explique porque um navio com muitas toneladas de ferro não afunda na água do mar?
2. Certo líquido insolúvel em água tem densidade igual a 1,200 g/mL. Esse líquido deve flutuar ou afundar na água? Por quê?
3. Se você tivesse uma mistura qualquer de água e etanol, entre que valores estaria a sua densidade? Justifique sua resposta.
4. Porque será que o leite derrama quando ferve e com outros líquidos, como a água, isso não acontece?
5. A determinação do ponto de fusão de uma mistura pode levar a acreditar que se trata um composto puro? Explique.
6. Qual seria o efeito no ponto de fusão observado se a amostra fosse:
    a. pequena
    b. grande
    c. pobremente empacotada
    d. aquecida rapidamente

AULA 7

Condutividade elétrica

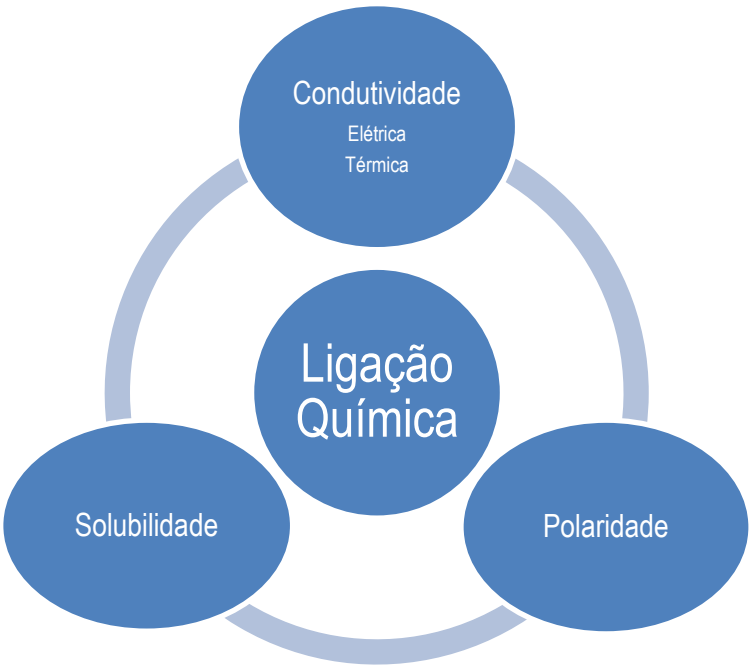
OBJETIVOS

► Reconhecer materiais que são condutores elétricos e entender porque uns conduzem corrente elétrica e outros não;

► Compreender as condições para que haja condução de eletricidade;

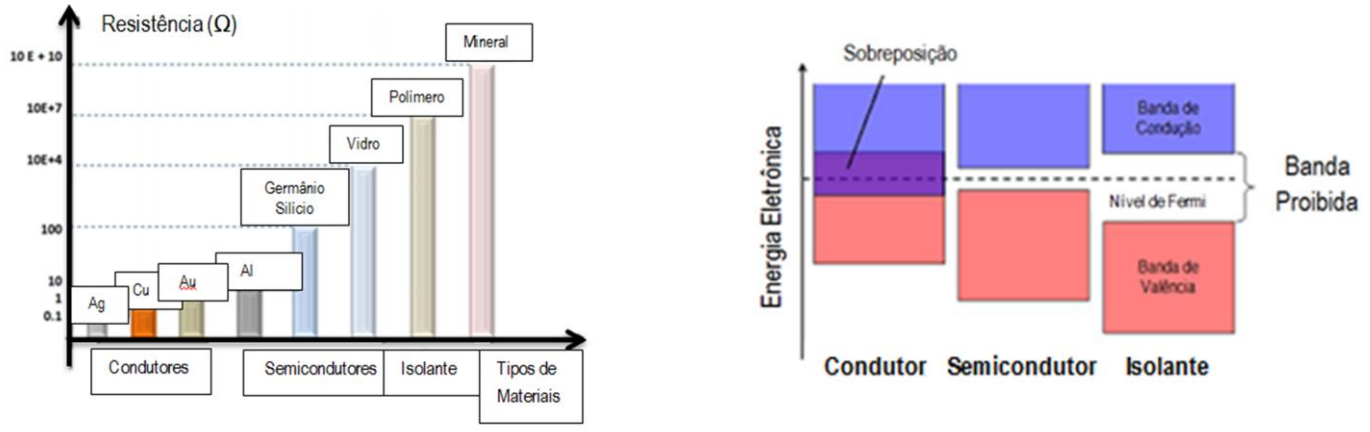
► Comprovar, experimentalmente, que algumas substâncias, em soluções aquosas ou no estado líquido e fundidas, conduzem a corrente elétrica.

Porque os diversos materiais podem ter usos e comportamentos tão diferentes? A partir das propriedades macroscópicas, chegamos à idealização de modelos (propriedades microscópicas) que melhor expliquem os diferentes comportamentos dos compostos químicos. Através destas propriedades macroscópicas abaixo destacadas podemos explicar as ligações químicas nos compostos.



Nesta aula, vamos apenas analisar a ***condutividade elétrica,*** uma propriedade físico-química importante, observada para alguns compostos químicos.

As propriedades elétricas dos materiais constituem importantes características que determinam suas aplicações. A eletricidade ligada à matéria tem a ver com a propriedade de um determinado material em conduzir a corrente elétrica. A manifestação desta eletricidade pode ser verificada pela medida da condutividade elétrica que difere de um material para outro. Alguns materiais são bons condutores elétricos, outros não, e podem ser classificados como ***condutores, semicondutores ou isolantes***, Figura 1.



(a) (b)

Fonte: https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcRHGfOegUu8sMh3zG3KE74FJDoB04ASZXpFHBSbndgmlzPjHil5zA

Figura 1: (a) Classificação geral dos materiais, (b) Bandas de energia.

A condutividade elétrica (σ) é, portanto, usada para especificar o caráter elétrico de um material.

1ª Lei de Ohm: a intensidade da corrente elétrica que percorre um circuito é diretamente proporcional à força eletromotriz aplicada e inversamente proporcional à resistência total do circuito.

$$I = \frac{V}{R}$$

Onde **"I"** é a intensidade de corrente elétrica, medida em ampère – A (C/s) , **"V"** é a tensão elétrica aplicada, medida em volt – V (J/C) e **"R"** a resistência elétrica do circuito, medida em ohm - (V/A).

2ª Lei de Ohm: a resistividade apesar de independente da geometria da amostra está relacionada a R :

$$\rho = \frac{RA}{\ell} \quad \text{ou} \quad \rho = \frac{VA}{I\ell}$$

"ℓ" é a distância entre os dois pontos onde é medida a voltagem e **"A"** é a área da seção reta perpendicular à direção da corrente e é expresso em [Ω.m]. Para Ω leia-se ohm ou mho.

Condutividade elétrica (σ): é o inverso da resistividade, ou seja:

$$\sigma = \frac{1}{\rho} \ (\Omega.m)^{-1}$$

O siemens (S) é uma unidade do Sistema Internacional de Unidades (SI) que mede a condutividade elétrica. O siemens equivale ao inverso do ohm (Ω). Portanto a unidade de condutividade elétrica pode também ser expressa como $S.m^{-1}$.

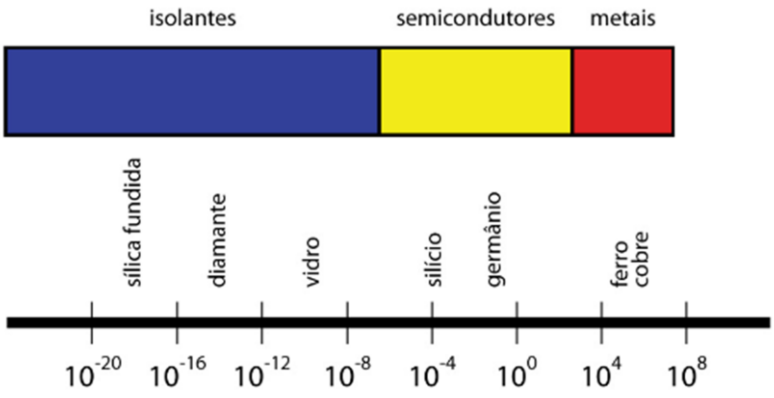


Figura 2: Classificação de alguns materiais em função da condutividade elétrica $(\Omega.m)^{-1}$

Fonte: http://www.pontociencia.org.br/galeria/content/pictures3/ligacao_quimica/isolantes_condutores.jpg

Para o entendimento da condutividade elétrica será utilizado alguns materiais. A condutividade elétrica será observada pelo acendimento ou não da lâmpada. Mas para isso é importante que se saiba o que é corrente elétrica. A corrente elétrica pode ser entendida como o movimento ordenado de **partículas eletricamente carregadas** que circulam por um condutor, quando entre as extremidades desse condutor há uma diferença de potencial, ou seja, tensão. Em outras palavras, a tensão elétrica pode ser entendida como uma "força" responsável pela movimentação de elétrons. Os elétrons e a corrente elétrica não são visíveis a olho nu, mas podemos comprovar sua existência conectando, por exemplo, uma lâmpada a um terminal de geração de corrente elétrica. Entre os terminais do filamento da lâmpada caso exista uma diferença de potencial, com circulação de uma corrente elétrica, a lâmpada irá brilhar.

As partículas eletricamente carregadas são os eletrólitos, substâncias que em um meio de elevada constante dielétrica, como a água, dissociam-se em íons cátions e ânions que se movem na solução, simultaneamente em direções opostas, estabelecendo a corrente elétrica. O íon positivo (cátion) é atraído pelo polo negativo (catodo) e o íon negativo (ânion) é atraído pelo polo positivo (anodo). A dissociação iônica pode ser total ou parcial.

Condutividade em soluções iônicas

A condutividade de soluções iônicas tem importância prática e fundamental. Prática para o desenvolvimento de dispositivos eletroeletrônicos e, fundamental no estudo das propriedades dos íons em solução.

Na Figura 3 vemos uma representação simplificada de uma célula eletrolítica. Uma diferença de potencial é aplicada em um circuito que é fechado em algum ponto pela solução eletrolítica. Para todos os efeitos práticos, a solução eletrolítica tem condutividade bastante menor que os outros componentes do circuito, de forma que a corrente circulante é determinada pelas propriedades da solução.

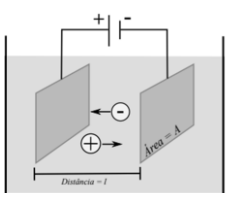


Figura 3: Representação simplificada de uma célula eletrolítica

Nos eletrodos positivo e negativo temos, respectivamente, reações de oxidação e redução. Em soluções aquosas de sais, geralmente as reações são as da hidrólise da água.

$$H_2O_{(l)} \rightarrow \frac{1}{2} O_{2\,(g)} + 2\,H^+_{(aq)} + 2\,e^-$$

$$H_2O_{(l)} + e^- \rightarrow \frac{1}{2} H_{2\,(g)} + OH^-_{(aq)}$$

A formação de íons de carga positiva nas vizinhanças do eletrodo positivo, e de íons de carga negativa nas vizinhanças do eletrodo negativo, rapidamente neutraliza o potencial aplicado. Enquanto não há difusão de íons de carga oposta aos gerados para neutralizar as cargas dos íons em formação, a reação fica impedida. Desta forma, a condutividade da reação depende da velocidade com que os íons da solução se aproximam dos eletrodos e neutralizam as cargas emergentes. Por esta razão, soluções de eletrólitos, que possuem grandes concentrações de íons, conduzem corrente efetivamente. O estudo da condutividade da solução responde à pergunta: Dada a diferença de potencial aplicada entre os eletrodos, qual a corrente que emerge na solução? Esta corrente depende das características da célula eletrolítica, da natureza do solvente, da concentração da solução e da natureza dos íons da solução.

Condutividade e concentração

A condutividade de uma solução eletrolítica depende, naturalmente, da concentração da solução. Uma solução que não tenha nenhum íon não conduz eletricidade. A água pura tem íons e, portanto tem uma certa condutividade, que é pequena. Quando eletrólitos são adicionados, a condutividade naturalmente aumenta. A condutividade não aumenta sempre na mesma proporção da concentração devido ás interações entre íons na solução. Por exemplo, o fluxo de íons de carga positiva na direção do eletrodo negativo tende a aumentar a concentração de íons próximos ao eletrodo. Este aumento repele os próprios íons, diminuindo o fluxo, portanto a corrente. A dependência da condutividade com a concentração, portanto, geralmente tem um perfil semelhante ao apresentado na Figura 4.

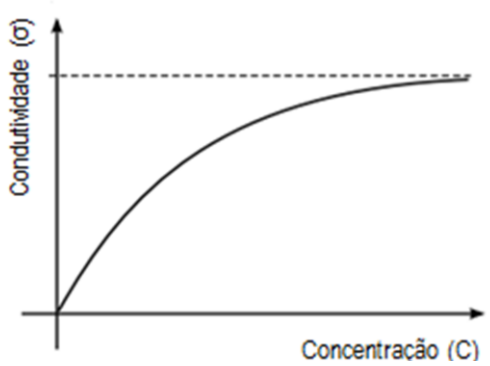


Figura 4: Perfil típico da condutividade em função da concentração

Eletrólito

Existem dois tipos de eletrólitos, o **eletrólito forte**, que corresponde a uma substância completamente dissociada/ionizada em solução, caso do KCl e do HCl, e o **eletrólito fraco**, caso do CH_3COOH, que corresponde a uma substância parcialmente ionizada em solução.

Quando a condutividade é medida para eletrólitos fracos, o **grau de ionização** é determinante. Um eletrólito fraco monoprótico participa de um equilíbrio de ionização do tipo

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

Defini-se o grau de ionização por

$$\alpha = \frac{[A^-]}{[HA] + [A^-]}$$

onde $[HA] + [A^-] = C_A$ é a concentração total do eletrólito.

Quanto maior o grau de ionização, mais forte é o ácido.

Ácidos fortes	Ácidos moderados	Ácidos fracos
• HCl (α = 92 %)	• H_2SO_3 (α = 30 %)	• H_2S (α = 0,076 %)
• HNO_3 (α = 92 %)	• H_3PO_4 (α = 27 %)	• H_3BO_3 (α = 0,075 %)
• H_2SO_4 (α = 61 %)	• HF (α = 8,5 %)	• HCN (α = 0,008 %)

Para entender a condutividade elétrica devemos conhecer o estado físico das substâncias, ou seja: sólido, líquido ou em soluções aquosas, Figura 6 e, ainda, a natureza das substâncias, se iônica, molecular ou metálica, Figura 7.

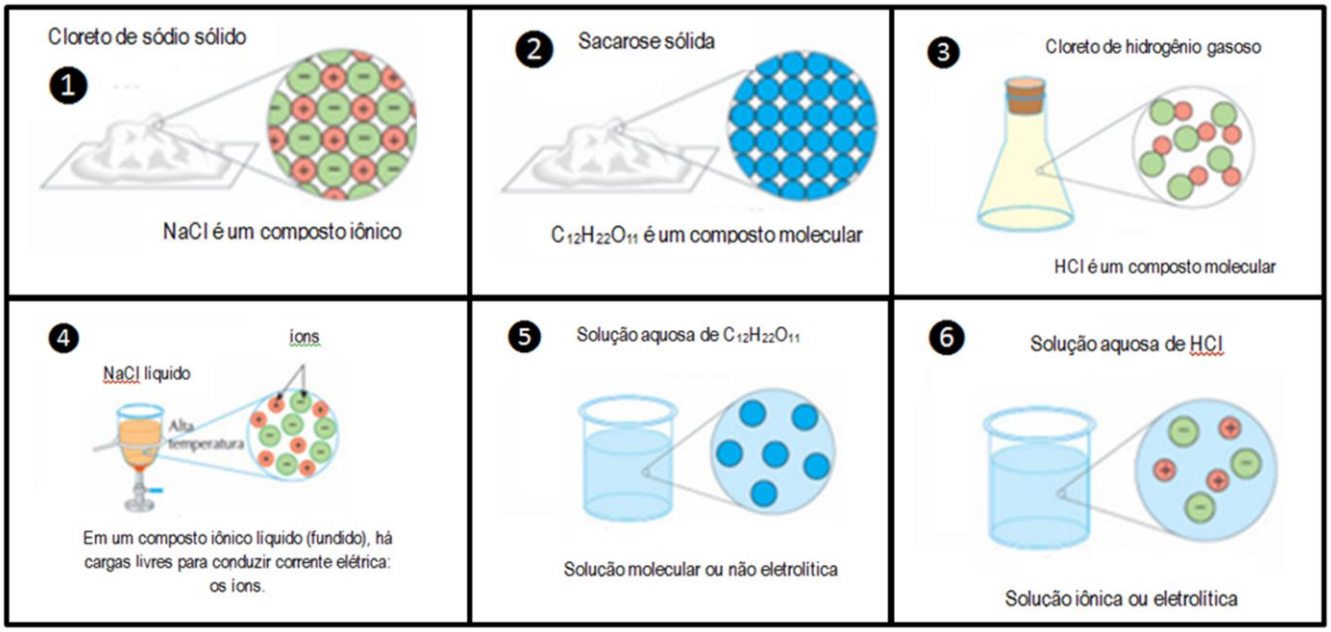


Figura 6: Condições de estudo de condutividade elétrica de substâncias e soluções.

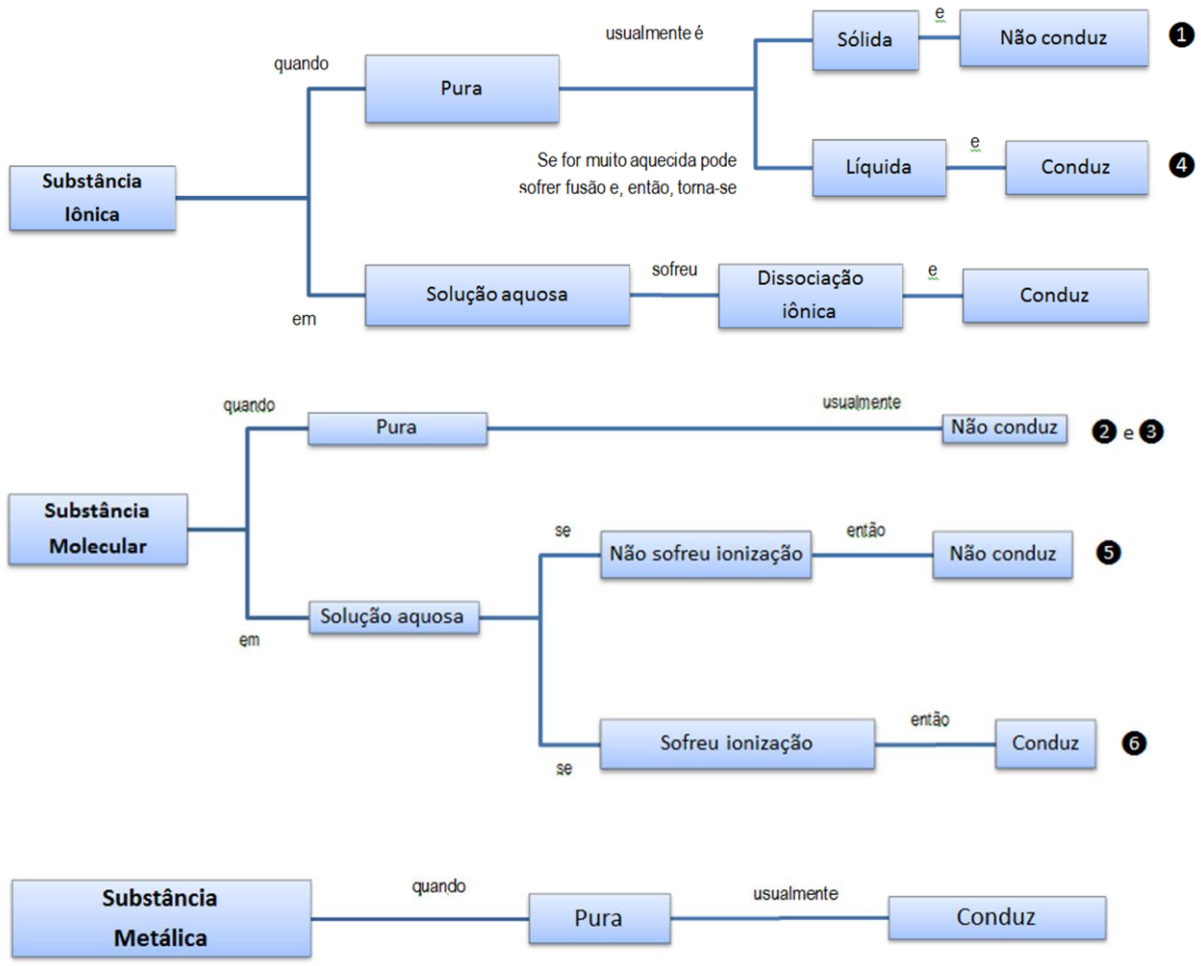


Figura 7: Esquema geral de condutividade elétrica de substâncias, a pressão constante.

No laboratório o aparelho utilizado para medida da condutividade é o ***condutivímetro***, muito utilizado, por exemplo, na análise da qualidade da água, já que é possível relacionar a presença de minerais na água através da condutividade que ela apresenta. Vários tipos de montagens podem ser construídas para estudar, experimentalmente, a condutividade elétrica das soluções. A Figura 8 mostra um tipo de montagem, com dois fios elétricos, uma lâmpada, um suporte para a lâmpada, dois eletrodos, um plug e um recipiente para colocar as soluções a serem analisadas.

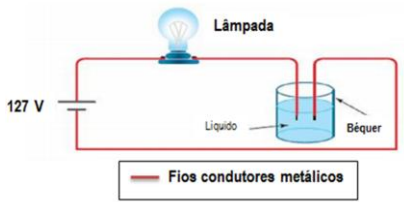


Figura 8: Montagem para verificação da condutividade elétrica

Na "água destilada" ou "água deionizada", conceito de água isenta de outros componentes que não seja H_2O, a condutividade é praticamente zero, o que indica que a água é um isolante elétrico. O mais comum é utilizarmos água destilada (processo de condensação) ou deionizada (quando os sais são removidos), onde a condutividade está em valores entre 0,5 uS/cm^2 a 5 uS/cm^2.

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Verificando a condutividade elétrica em materiais SÓLIDOS

Materiais:
- ✓ 01 "condutivímetro"
- ✓ 01 espátula de metal
- ✓ 01 prego
- ✓ 01 pedaço de madeira
- ✓ 01 pedaço de plástico
- ✓ 01 lâmpada incandescente 7 W

Reagentes:
- ✓ Sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- ✓ Cloreto de sódio (NaCl)

Vidrarias:
- ✓ 02 vidros de relógio

a) De acordo com a montagem da Figura 8, para verificação da condutividade, conectar uma lâmpada incandescente 7 W e ligar o aparelho na tomada numa corrente de 127 V. É importante que não se deixe uma ponta do eletrodo encostar na outra ponta.
b) Colocar os fios metálicos em contato com os extremos opostos da porção do material sólido (Tabela 1) deixando-os afastados por aproximadamente 3 cm um do outro. Anote os resultados na Tabela 1.

À medida que se testa a condutividade de materiais diferentes é conveniente que seja feita a limpeza dos eletrodos.
Sempre que for limpar os eletrodos, deve-se desligar o dispositivo.

Tabela 1: Condutividade elétrica em materiais sólidos.

MATERIAIS	CONDUZ CORRENTE ELÉTRICA?	EXPLICAÇÃO DOS RESULTADOS
Prego		
Madeira		
Plástico		
NaCl		
$C_{12}H_{22}O_{11}$		

Procedimento 2: Verificando a condutividade elétrica em materiais LÍQUIDOS

Materiais:
- ✓ 01 "condutivímetro"
- ✓ 01 espátula de metal
- ✓ 01 lâmpada incandescente 7 W

Vidrarias:
- ✓ 04 béqueres (50 mL)

Reagentes:
- ✓ Água destilada
- ✓ Etanol P.A
- ✓ Sacarose
- ✓ Cloreto de sódio

a) Adicionar em cada um dos 4 béqueres, disponíveis sobre sua bancada, as seguintes substâncias:
- Béquer 1: 20 mL de água destilada
- Béquer 2: 20 mL de etanol P.A.
- Béquer 3: uma ponta de espátula com sacarose em 20 mL de água destilada
- Béquer 4: uma ponta de espátula com cloreto de sódio em 20 mL de água destilada

b) Em seguida, conectar uma lâmpada incandescente 7 W e ligar o aparelho na tomada numa corrente de 127 V.
c) Após, mergulhar os fios em cada um dos materiais, deixando-os afastados por aproximadamente 3 cm um do outro. Anote os resultados na Tabela 2.

Tabela 2: Condutividade elétrica em materiais líquidos

MATERIAIS	CONDUZ CORRENTE ELÉTRICA?	EXPLICAÇÃO DOS RESULTADOS
Água destilada		
Etanol P.A		
$C_{12}H_{22}O_{11}$		
NaCl		

OBS: Descartar os materiais líquidos, conforme orientação do professor. Lavar os béqueres com água destilada para uso posterior.

Procedimento 3: Verificando a força de ácidos através da condutividade elétrica

Materiais:
- ✓ 01 "condutivímetro"
- ✓ 01 lâmpada incandescente de 7 W
- ✓ 01 lâmpada incandescente halógena 60 W

Reagentes:
- ✓ Água destilada
- ✓ Solução de CH_3COOH 0,5 mol/L
- ✓ Solução de HCl 0,1mol/L

Vidrarias:
- ✓ 03 béqueres (50 mL)

a) Inserir no aparelho duas lâmpadas: uma de potência 7 W e outra de potência 60 W.
b) Em seguida, adicionar em cada um dos 3 béqueres, disponíveis sobre sua bancada, as seguintes soluções:
   - Béquer 1: 40 mL de solução de ácido acético 0,5 mol/L
   - Béquer 2: 40 mL de solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L
c) Verificar a condutividade, conectando o aparelho na tomada numa corrente de 127 V e anotar os resultados na Tabela 3.

Tabela 3: Força ácida através da condutividade

ÁCIDOS	LÂMPADAS		CONDUZ CORRENTE ELÉTRICA?	EXPLICAÇÃO
	Incandescente 7 W	Incandescente halógena 60 W		
CH_3COOH 0,5 mol/L				
HCl 0,1 mol/L				

Procedimento 4: Verificando a condutividade elétrica em função da concentração

Materiais:
- ✓ 01 "condutivímetro"
- ✓ 01 lâmpada incandescente halógena 60 W

Reagentes:
- ✓ Água destilada
- ✓ Solução de NaCl 0,5 mol/L

Vidrarias:
- ✓ 03 béqueres (50 mL)
- ✓ 01 pipeta graduada (10 mL)
- ✓ 02 balões volumétricos (50 mL)

a) Para todos os itens abaixo, verificar a condutividade com uma lâmpada incandescente halógena 60W e conectar o aparelho na tomada numa corrente de 127 V.
b) Adicionar em um béquer de 50 mL, 40 mL de solução de NaCl 0,5 mol/L e verificar a condutividade.
c) Com o auxílio de uma pipeta graduada, transferir 10 mL da solução contida no béquer do item "a" para um balão volumétrico de 50 mL e completar o volume com água destilada ***(1ª diluição)***. Verificar a condutividade.
d) Com o auxílio de uma pipeta graduada, transferir 10 mL da solução diluída 1 para um balão volumétrico de 50 mL e completar o volume com água destilada ***(2ª diluição)***. Verificar a condutividade.
e) Anotar na tabela 4 a intensidade da luminosidade da lâmpada: (+++) – intensidade mais forte, (++) – intensidade média, (+) – intensidade mais fraca.

Tabela 4: Condutividade elétrica em função da concentração.

SOLUÇÃO DE NaCl	CONCENTRAÇÃO (mol/L)	INTENSIDADE DA LUMINOSIDADE DA LÂMPADA	EXPLICAÇÃO DOS RESULTADOS
Mais concentrada			
1ª diluição			
2ª diluição			

Procedimento 5: Verificando a condutividade elétrica após reação química

Materiais:
- ✓ 01 aparelho para verificar a condutividade elétrica
- ✓ 01 lâmpada halógena 60 W
- ✓ 01 pipeta de Pauster

Reagentes:
- ✓ Solução de NH_4OH 0,5 mol/L
- ✓ Solução de ácido acético 0,5 moL/L
- ✓ Indicador azul de bromotimol

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer (50 mL)

a) Adicionar em um béquer 5 mL de solução de hidróxido de amônio 0,5 mol/L. Pingar duas gotas de azul de bromotimol.
b) Em seguida, com o uso do aparelho para verificação da condutividade contendo uma lâmpada incandescente halógena 60 W, inserir os fios metálicos na solução. Verificar.
c) Logo após, sem retirar os eletrodos do béquer, adicionar algumas gotas de solução de ácido acético 0,5 mol/L. Observar a lâmpada. Continuar adicionando a solução até observar variação de cor do meio.

Explique porque a lâmpada acendeu após adição de solução de ácido acético.

Referências Bibliográficas:

1. www.ufjf.br/quimicaead/files/2013/09/FQ_II_Condutividade.pdf
2. https://www.leonardo-energy.org.br/wp-content/uploads/2018/02/Doc-19-1-Cap-1_Condutores_apostila.pdf
3. gpquae.iqm.unicamp.br/experimentos/E1.pdf

Auto AvaliAÇÃO

1. (EEM-SP) Uma substância "A" conduz corrente elétrica quando fundida ou em solução aquosa. Outra substância "B" só a conduz em solução de solvente apropriado e uma terceira "C" a conduz no estado sólido. Qual o tipo de ligação existente em cada uma das substâncias A, B e C?
2. A resistividade é a grandeza oposta à condutividade elétrica. Sendo assim, a partir dos valores de resistividade elétrica fornecidos abaixo, marque a alternativa correta:

MATERIAIS	RESISTIVIDADE (Ω.m)
Cobre	$1,7 \times 10^{-8}$
Alumínio	$2,8 \times 10^{-8}$
Ferro	$1,0 \times 10^{-7}$
Vidro	Entre 10^{10} e 10^{14}
Quartzo	$7,5 \times 10^{15}$

https://exercicios.brasilescola.uol.com.br

   a. O ferro é melhor condutor elétrico que o cobre;
   b. De todos os materiais listados, o vidro é o que apresenta maior resistência à passagem da corrente elétrica;
   c. Por ser excelente condutor, o quartzo é muito utilizado na fabricação de relógios;
   d. O cobre é o melhor condutor apresentado;
   e. A condutividade do alumínio é maior que a do cobre.

AULA 8 Equilíbrio químico

OBJETIVOS

► Compreender o conceito de estado de equilíbrio químico;

► Compreender a constante de equilíbrio, sua expressão matemática e seu significado;

► Empregar o Princípio de Le Châtelier, no deslocamento do equilíbrio, em reações químicas;

► Conhecer os principais fatores que atuam sobre o estado de equilíbrio;

► Conhecer aplicações práticas sobre equilíbrios químicos.

Você Sabia?

Que na natureza tudo tende para um equilíbrio químico? Em nosso cotidiano, os sistemas que tendem para um equilíbrio são abundantes, seja em fenômenos físicos, químicos ou biológicos. Alguns exemplos de sistemas são:

- ✓ A formação dos estalactites e estalagmites nas cavernas.
- ✓ As lentes fotocromáticas dos óculos.

Os exemplos acima estão relacionados à reversibilidade das reações químicas. As reações químicas são na sua maioria reações reversíveis que se processam em maior ou menor extensão, conforme o caso. As reações químicas tendem para um estado de equilíbrio, chamado equilíbrio químico.

Podemos analisar o equilíbrio químico do ponto de vista da cinética ou da termodinâmica. Aqui daremos a abordagem cinética.

Quando uma reação química começa a ocorrer, os reagentes começam a desaparecer com uma certa velocidade (v_1) e começa a aparecer o(s) produto(s), Figura 1. No momento em que começa a aparecer o(s) produto(s), num sistema fechado, estes começam a reagir entre si com um velocidade (v_2) muito pequena (no início v_2 = zero) no sentido de formar os reagentes que os originaram. Quando a velocidade v_1 tende a diminuir, a velocidade v_2 tende a crescer. Quando as duas velocidades forem iguais, isto é $v_1 = v_2$, alcançamos o **estado de equilíbrio**. Este estado de equilíbrio é expresso por uma constante de equilíbrio, que estabelece quando $v_1 = v_2$.

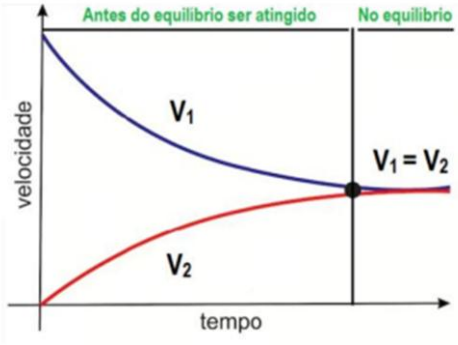


Figura 1: Variação entre velocidade e tempo numa reação química

Vamos analisar o seguinte exemplo:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftharpoons}} 2\,HI_{(g)}$$

Misturamos hidrogênio (H_2) e iodo (I_2) os quais vão reagir e produzir o produto ácido iodídrico (HI). Na hora da mistura (t=0) dá-se início à reação com velocidade v_1 (máxima) que é diretamente proporcional à concentração dos dois reagentes. Ou seja:

$$v_1 \propto [H_2].[I_2]$$

Para tirar a proporcionalidade temos que introduzir a constante de proporcionalidade k_1, denominada de **constante de velocidade**, então $v_1 = k_1.\,[H_2].[I_2]$.

No momento em que começa a formar o produto HI, inicia o processo de reação para formar (H_2) e (I_2) com uma velocidade v_2. De forma semelhante:

$$v_2 \propto [HI]^2, \text{ então } v_2 = k_2.\,[HI]^2$$

Quando alcançado o estado de equilíbrio, $v_1 = v_2$, então:

$$k_1.\,[H_2].[I_2] = k_2.\,[HI]^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]}$$

K = constante de equilíbrio

O estado de equilíbrio é um estado dinâmico e não estático e estabelecido entre produtos e reagentes, no qual não havendo mudanças ele se mantém constante e é expresso pela constante de equilíbrio.

Um grande número de experiências mostra que, no equilíbrio, a razão

$$\frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = 55{,}64 \quad (K \text{ é adimensional})$$

é constante, dentro dos erros experimentais, sempre que o sistema for mantido numa temperatura constante, por exemplo 425 ºC. Vamos admitir que se tenham colocado num balão fechado H_2 e I_2 suficiente, para que as concentrações de cada um sejam iguais a 0,0175 mol/L, e que a temperatura seja 425 ºC. Com o passar do tempo, as concentrações de H_2 e de I_2 diminuem, a de HI aumenta, e se atinge um estado de equilíbrio. Se os gases no balão forem analisados, encontra-se $[H_2] = [I_2] = 0{,}0037$ mol/L e $[HI] = 0{,}0276$ mol/L. Substituindo esses valores das concentrações no equilíbrio na expressão anteriormente mencionada, temos:

$$\frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(0{,}0276)^2}{(0{,}0037)(0{,}0037)} = 56$$

Esta razão tem sempre este mesmo valor, desde que as experiências se façam a 425 ºC.

Fique atento

1. Substâncias em solução aquosa e gases aparecem na expressão da constante de equilíbrio (K_c).
2. Substâncias gasosas aparecem na expressão da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p).
3. Substâncias sólidas e líquidas (solventes) não aparecem na expressão da constante de equilíbrio.
4. K_c não varia com a concentração nem com a pressão, mas com a temperatura.
5. Quanto maior o K_c, maiores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio.

O equilíbrio químico pode ser classificado quanto ao tipo de sistema ou quanto à natureza das partículas em equilíbrio.

- **Quanto ao tipo de sistema:**
  a. Equilíbrio homogêneo: trata-se de um equilíbrio constituído de uma única fase.
  b. Equilíbrio heterogêneo: trata-se de um sistema em equilíbrio constituído por mais de uma fase.

A síntese de amônia pelo processo Haber-Bosch, a partir de nitrogênio e hidrogênio, ilustra muito bem um equilíbrio homogêneo.

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

A decomposição térmica do $CaCO_3$ ilustra o equilíbrio heterogêneo.

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

- **Quanto à natureza das partículas em equilíbrio:**
  a. Equilíbrio molecular: trata-se de um sistema em equilíbrio constituído somente por moléculas.
  b. Equilíbrio iônico: trata-se de um sistema em equilíbrio, em que há pelo menos um íon.

A dimerização do dióxido de nitrogênio, que depende da temperatura, ilustra o equilíbrio molecular.

$$2\ NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$$

castanho avermelhado incolor

A transformação do cromato em dicromato, ilustra o equilíbrio iônico.

$$2\ CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2\ H_3O^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 3\ H_2O_{(l)}$$

Em princípio, cada reação química é uma reação de duplo sentido, mas se o ponto de equilíbrio favorecer grandemente os reagentes, dizemos que *não há reação*. Se o ponto de equilíbrio favorecer muito a formação dos produtos, dizemos que *a reação é completa*. Para cada um destes dois extremos é difícil medir experimentalmente as concentrações de todos os reagentes e produtos em equilíbrio. No primeiro caso (reagentes grandemente favorecidos), a concentração dos produtos é praticamente zero. No segundo caso (produtos grandemente favorecidos), nenhuma quantidade significativa de reagentes será produzida quando os produtos forem misturados. Então quando o equilíbrio favorece fortemente os produtos, a reação parece deslocar apenas em uma direção: *reagentes* → *produtos*.

Quase todas as reações químicas consomem ou liberam energia (são designadas, respectivamente, reações *endotérmicas* e *exotérmicas*). Para essas reações podemos olhar a energia como se fosse um reagente ou produto. Assim, a adição de energia ao sistema (por aquecimento) ou pela remoção de energia do sistema (por resfriamento), pode produzir um deslocamento do ponto de equilíbrio químico. As concentrações de reagentes e produtos mudam para refletir esse novo equilíbrio.

Conforme o sentido da reação, as mesmas podem ser classificadas em irreversíveis ou reversíveis.

Uma **reação reversível** é aquela que ocorre nos dois sentidos, isto é, dos reagentes para os produtos e dos produtos para os reagentes de forma significativa, pois todas as reações químicas tendem ao equilíbrio e como tal, sempre tem o caráter da reversibilidade, porém, nem sempre de forma visível.

Para as reações que alcançam rapidamente o equilíbrio, o ponto de equilíbrio pode ser alcançado a partir dos reagentes e produtos, o que enfatiza a natureza dinâmica das reações químicas.

O estado de equilíbrio de um sistema pode ser alterado por variações da concentração, temperatura, pressão, e volume dos reagentes. Esse comportamento pode ser resumido pelo princípio geral que foi enunciado completamente pela primeira vez em 1884, pelo químico francês Henri Louis Le Châtelier. O **Princípio de Le Châtelier** diz que: "***Uma reação química que tem seu equilíbrio deslocado por uma mudança nas condições (concentrações, temperatura, pressão, volume) prossegue em busca de um novo estado de equilíbrio na direção que atenua, pelo menos parcialmente estas mudanças***".

No exemplo da reação de formação do HI, ao adicionar iodo no sistema em equilíbrio, a velocidade no sentido direto (v1) será aumentada. Quando o novo equilíbrio é restabelecido, $[I_2]$ e [HI] serão mais elevadas e $[H_2]$ será mais baixa, porém K terá o mesmo valor.

LEIA COM ATENÇÃO

Em um equilíbrio de íons, a adição de espécies químicas pode contemplar íons que já existam no sistema ou não. Se o íon adicionado já existe no equilíbrio (***íon comum***), seu comportamento será como na adição de qualquer substância que já existe na reação. Se for adicionada alguma espécie que não possui no sistema e ela reagir com alguma espécie presente no equilíbrio, devemos estudar o efeito da diminuição da concentração desta segunda substância. Se a substância adicionada não reagir no equilíbrio, seu acréscimo não modificará o sistema.

Saiba Mais — A formação dos estalactites e dos estalagmites

Fonte: https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQ8xJz7ojNnqSd7_luH6eZz6GK-cCPK03lpHHJL1sAmJLuHr-pRlQ

As regiões calcárias podem ter grutas com formações espetaculares resultantes da precipitação do carbonato de cálcio, que é um dos componentes do calcário. Essas formações são conhecidas por estalactites, se se formam a partir do teto, e estalagmites, se se formam a partir do solo.
A água da chuva fica ligeiramente ácida por dissolver dióxido de carbono do ar, de acordo com a reação:

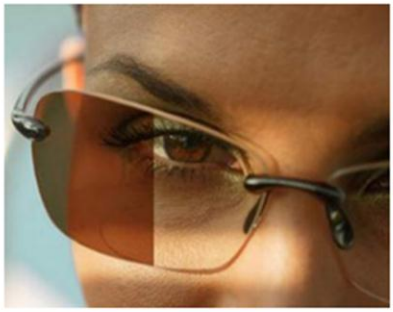
$$H_2O_{(l)} + CO_{2\,(g)} \rightarrow H_2CO_{3\,(aq)}$$

Este **ácido carbónico** reage com o carbonato de cálcio, formando hidrogenocarbonato de cálcio, que fica dissolvido na água.
À medida que esta água vai escorrendo através das grutas, a diminuição de pressão e o aumento da temperatura no interior da Terra faz ocorrer a reação oposta, dando origem à formação de um precipitado de carbonato de cálcio.

$$Ca(HCO_3)_{2\,(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + CO_{2\,(g)} + CaCO_{3\,(s)}$$

A acumulação deste precipitado forma assim as **estalactites**, que se desenvolvem de cima para baixo. Pelas estalactites, vai pingando água saturada de carbonato de cálcio, e a acumulação dos pingos que caem no chão dá origem às **estalagmites**. Por vezes, estas formações encontram-se e dão origem a colunas. Geralmente, as estalagmites são mais largas do que as estalactites e com a extremidade menos pontiaguda. O processo de formação destas maravilhas geológicas é muito lento: um depósito com 1 mm de carbonato de cálcio pode demorar cerca de 10 anos a formar-se.

Saiba Mais — As lentes fotocromáticas



O uso das lentes fotocromáticas proporciona conforto ocular. Elas mudam de cor de acordo com a intensidade da luminosidade. Quando expostas à luz, as lentes tendem a ficar mais escura. Em ambiente pouco iluminado, ficam praticamente incolores. As lentes fotocromáticas podem ser feitas de vidro, policarbonato ou outro plástico. O vidro comum é feito pela reação entre a barrilha (carbonato de sódio – Na_2CO_3), o calcário (carbonato de cálcio - $CaCO_3$) e a sílica (SiO_2) da areia. No entanto, o vidro fotocromático do qual são feitas as lentes fotossensíveis possuem uma constituição um pouco diferente. Entre os tetraedros de sílica ficam aprisionados sais de cloreto de prata e uma pequena quantidade de íons cobre I. Estabelece-se na lente o seguinte equilíbrio:

$$Ag^+ + Cu^+ \underset{\text{escuro}}{\overset{\text{luz}}{\rightleftharpoons}} Ag^0 + Cu^{2+}$$

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Efeito da concentração no SISTEMA 1

Materiais:
- ✓ 04 pipetas de Pasteur

Vidrarias:
- ✓ 03 tubos de ensaio

Reagentes:
- ✓ Solução K_2CrO_4 0,05 mol/L
- ✓ Solução $K_2Cr_2O_4$ 0,05 mol/L
- ✓ Solução de HCl 1 mol/L
- ✓ Solução de NaOH 1 mol/L

Sistema 1

$$2\,CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2\,H^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

a) Separar dois tubos de ensaio, que serão utilizados como padrão de cor, e acrescentar as seguintes soluções:
   - ✓ **Tubo 1:** 2 mL de solução de cromato de potássio 0,05 mol/L

   - ✓ **Tubo 2:** 2 mL de solução de dicromato de potássio 0,05 mol/L

b) Adicionar, em outro tubo de ensaio (**tubo 3**), 1 mL de solução de cromato de potássio 0,05 mol/L e adicionar, em seguida, aproximadamente 10 gotas de solução de ácido clorídrico 1 mol/L. Comparar a cor desta solução com as dos tubos 1 e 2.

c) Em seguida, adicionar, ao mesmo tubo 3, 2 mL de solução de hidróxido de sódio 1 mol/L (gota a gota). Homogeneizar a mistura e comparar novamente a cor da solução com os tubos 1 e 2. Levar em consideração a diluição ocorrida.

Explique o que ocorreu com o deslocamento químico após adição de uma base.

Procedimento 2: Efeito da concentração no SISTEMA 2

Materiais:
- ✓ 01 pipeta de Pasteur
- ✓ 01 espátula metálica
- ✓ Papel indicador universal

Vidrarias:
- ✓ 01 tubo de ensaio
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 vidro de relógio

Reagentes:
- ✓ Solução CH_3COOH 0,5 mol/L
- ✓ Solução CH_3COONa sólido

Sistema 2

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

a) Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de solução de ácido acético 0,5 mol/L e verificar o pH com papel indicador universal. A constante de ionização do ácido acético é $1,8 \times 10^{-5}$.
b) Em seguida, adicionar ao sistema uma pequena quantidade de acetato de sódio sólido. Verificar novamente o pH.

pH inicial = pH final =

Porque houve variação do pH? Explique o que ocorreu baseado no Princípio de Le Châtelier.

Procedimento 3: Efeito da concentração no SISTEMA 3

Materiais:
- ✓ 01 pipeta de Pasteur
- ✓ 01 espátula metálica
- ✓ Papel indicador universal

Reagentes:
- ✓ Solução NaOH 0,5 mol/L
- ✓ Solução NH_4Cl sólido

Vidrarias:
- ✓ 02 tubos de ensaio
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 vidro de relógio

Sistema 3

$$NH_{3\,(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$\Delta H < 0$

a) Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de solução de amônia 0,5 mol/L e verificar o pH com papel indicador universal. A constante de ionização da amônia é $1,76 \times 10^{-5}$.
b) Em seguida, adicionar ao sistema uma pequena quantidade de cloreto de amônio sólido. Verificar novamente o pH.

pH inicial = pH final =

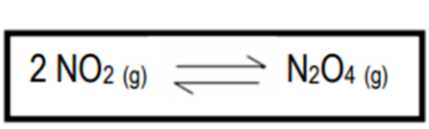
Porque houve variação do pH? Explique o que ocorreu baseado no Princípio de Le Châtelier.

<u>Procedimento 4</u>: Efeito da temperatura no SISTEMA 4

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer de 250 mL
- ✓ 01 tubo de ensaio

Reagentes:
- ✓ Cobre metálico em aparas
- ✓ Solução de HNO_3 6 mol/L

Materiais:
- ✓ 01 pipeta de Pasteur
- ✓ 01 tampa para o tubo de ensaio
- ✓ Bico de Bunsen
- ✓ Tripé
- ✓ Tela de amianto
- ✓ Fósforo
- ✓ Recipiente para banho de gelo
- ✓ 01 garra de madeira



Sistema 4

ΔH < 0

a) Colocar 02 (duas) pequenas aparas de cobre metálico dentro de um tubo de ensaio;
b) Adicionar 30 gotas de ácido nítrico 6 mol/L, o que corresponde a aproximadamente 1,5 mL. Tampar o tubo de ensaio imediatamente a adição do ácido;
c) Em seguida, colocar o tubo tampado em um banho de água quente e observar o gás formado, Figura 2;
d) Por último, colocar o tubo de ensaio em um banho de gelo e observar novamente o que acontece.

Figura 2: Obtenção do NO_2

A reação de obtenção do gás NO_2 está representa da pelas equações químicas a seguir.

$$3\ Cu_{(s)} + 8\ HNO_{3\ (aq)} \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_{2\ (aq)} + 2\ NO_{(g)} + 4\ H_2O_{(l)}$$

$$2\ NO_{(g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2\ NO_{2\ (g)}$$

Porque o aumento de temperatura mudou a cor do sistema de marrom para incolor?

Procedimento 5: Efeito da concentração no SISTEMA 5

Vidrarias:
- ✓ 01 tubo de ensaio
- ✓ 03 pipetas de Pasteur
- ✓ 01 bastão de vidro

Reagentes:
- ✓ Solução de K_2CrO_4 0,5 mol/L
- ✓ Solução de $AgNO_3$ 0,1 mol/L
- ✓ Solução de NaCl 0,1 mol/L

Sistema 5

$$K_2CrO_{4\ (aq)} + 2\ AgNO_{3\ (aq)} \rightleftharpoons Ag_2CrO_{4\ (s)} + 2\ KNO_{3\ (aq)}$$

a) Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de solução de cromato de potássio 0,5 mol/L e em seguida 1 mL de solução de nitrato de prata 0,1 mol/L. Observar a coloração do precipitado formado.

b) Em seguida, ao mesmo tubo de ensaio, adicionar algumas gotas de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L até que alguma mudança macroscópica aconteça no sistema.

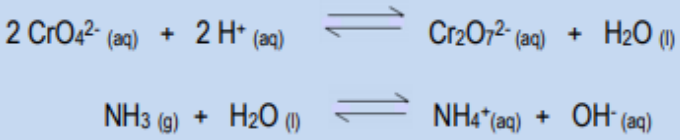
Explique o deslocamento do equilíbrio após adição de solução de NaCl.

Referências Bibliográficas:

1. Kotz, C.J.; Treichel, P.Jr., Química e Reações Químicas, 3ª Edição, Editora LTC, Rio de Janeiro, RJ, 1998.
2. Postma, J. M.; Roberts, J. L. Jr.; Hollenberg, J. L., Química no Laboratório, 5ª Edição, Editora Manole Ltda, 2009 (ISBN: 978-85-204-1456-9).
3. Ferreira, L.H.; Hartwing, D.H.; Rocha-Filho, R.C.; Algumas experiências simples envolvendo o Princípio de Le Châtelier, Química Nova na Escola, N° 5, maio,1997.

Auto AvaliAÇÃO

1. Escreva as expressões das constantes de equilíbrio para as reações:



$$2\ CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2\ H^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

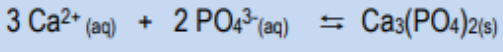
$$NH_3{}_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

2. Qual a cor da solução contendo íons cromato se diminuirmos o pH para 2?
3. Qual o efeito da concentração de cada substância nos sistemas indicados a seguir, quando são adicionados os reagentes?

$$SO_{2\,(g)} + NO_{2\,(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + SO_{3\,(g)}$$ reagente adicionado (SO_2)

$$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\ HBr_{(g)}$$ reagente adicionado (H_2)

4. Os cálculos renais, popularmente chamado pedras nos rins, são agregados cristalinos compostos por alguns diversos sais e outras substâncias, dentre eles o $Ca_3(PO_4)_2$, que se forma na reação entre os íons presentes no sangue, conforme reação abaixo.



$$3\ Ca^{2+}{}_{(aq)} + 2\ PO_4^{3-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons Ca_3(PO_4)_{2(s)}$$

Explique como a formação das "pedras nos rins" é favorecida.

AULA 9

Ácidos e bases: pH e indicadores

OBJETIVOS

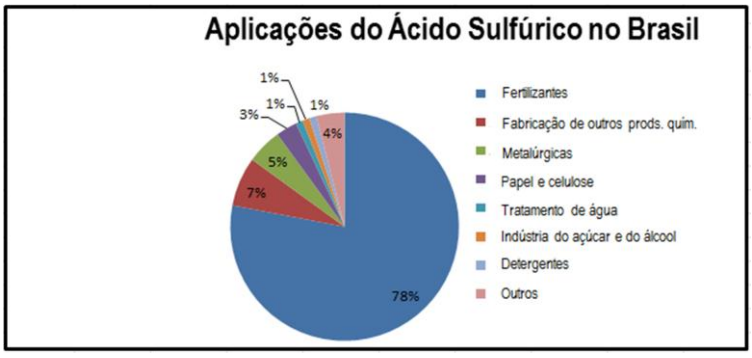
► Calcular valores de pH a partir de soluções ácidas e básicas de concentrações conhecidas;

► Verificar o pH de soluções ácidas e básicas e comparar com valores teóricos;

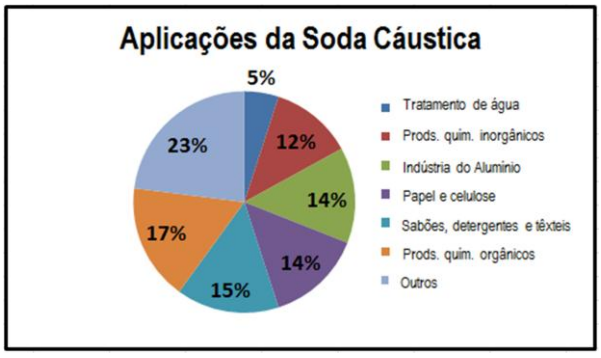
► Verificar a aplicabilidade do pH a partir do uso de indicadores ácido-base, em amostra de solo.

As substâncias químicas apresentam comportamentos diferenciados frente a um sistema. Isso decorre do fato de que cada substância possui características e propriedades específicas. É possível, no entanto, reuní-las em grupos em que as propriedades químicas são semelhantes. Esses grupos chamam-se funções químicas, classificadas em orgânicas e inorgânicas. As quatro principais funções químicas inorgânicas são: ácidos, bases, sais e óxidos.

Os ácidos e as bases, apesar de serem consideradas substâncias químicas perigosas, podem ser encontrados na nossa vida cotidiana e ser menos agressiva do que se imagina. Estas substâncias fazem parte da composição, por exemplo, de refrigerantes, alimentos, remédios, produtos de higiene ou cosméticos. São ainda matérias primas indispensáveis em um vasto universo de aplicações industriais. A tal ponto que a produção de ácido sulfúrico e soda cáustica de um país é considerada um dos indicadores do seu nível de atividade econômica.



Fonte: https://sites.google.com/site/scientiaestpotentiaplus/acido-sulfurico



Fonte: http://www.clorosur.org/wp-content/uploads/2013/07/FOLDER-SODA-ABICLOR-PORTUGUES.pdf

REVISÃO

As definições de ácidos e bases podem ser interpretadas pelas teorias ácido-base de Arrehenius, Brønsted-Lowry e Lewis.

➢ **Forças relativas dos ácidos e das bases**

A força ácida ou básica de uma substância química é geralmente determinada medindo-se a constante de equilíbrio da reação com água. Quanto mais forte o ácido, maior a sua tendência em doar H^+ ou H_3O^+. Veja o exemplo:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$$

- ✓ Quanto maior K_a maior a força ácida.
- ✓ Eletrólito forte, todo H^+ é ionizado.
- ✓ HCl/Cl^- e H_2O/H_3O^+ são pares ácido-base conjugados.

K_a = constante de ionização ácida ou constante de equilíbrio para um ácido em água

De mesmo modo, podemos escrever a constante de equilíbrio para uma base em água.

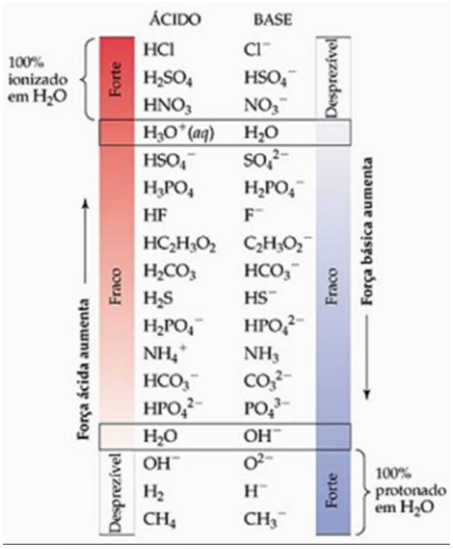
$$NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

- ✓ Quanto maior K_b maior a força básica.
- ✓ Eletrólito fraco.
- ✓ NH_3/OH^- e H_2O/NH_4^+ são pares ácido-base conjugados.

K_b = constante de dissociação básica ou constante de equilíbrio para uma base em água

Quando o soluto de uma solução é um ácido ou uma base forte (totalmente ionizados em água), a concentração da solução será igual à concentração de íons H^+ (para soluções ácidas) e OH^- (para soluções básicas). A concentração de íons H^+ e OH^- pode ser expressa em termos de pH. Medir e controlar o pH de substâncias são procedimentos comuns no dia-a-dia: medimos e controlamos pH da água de uma piscina, da água de um aquário ou do solo. Até mesmo nosso sangue deve manter um pH entre os valores de 7,35 e 7,45. O equilíbrio é tão importante que a variação de 0,4 no valor do pH do sangue pode ser fatal. Num laboratório químico o pH de soluções deve ser constantemente controlado em diversos procedimentos.



Fonte: https://slideplayer.com.br/3646553/12/images/7/For%C3%A7as+relativas+de+%C3%A1cidos+e+bases.jpg

➢ A água e a escala de pH

Reações de transferência de prótons (H^+) ocorrem mesmo na água pura, quando o choque entre duas moléculas promove o equilíbrio conhecido como auto-ionização da água.

$$2\ H_2O_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-$$

A constante que representa o equilíbrio iônico da água (K_w) para essa reação, a 25 ºC, é:

$$K_w = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$, sendo a $[H_2O]$ constante, então:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-14}$$

Aplicando-se a função log na expressão da constante K_w, temos:

$$\log K_w = \log[H_3O^+] + \log[OH^-]$$

$$-\log K_w = -\log[H_3O^+] - \log[OH^-]$$

$$pK_w = pH + pOH$$

Logo: $pH + pOH = 14$

Quanto menor o valor de pH, maior o valor de pOH, e mais ácida é a solução, Figura 1.

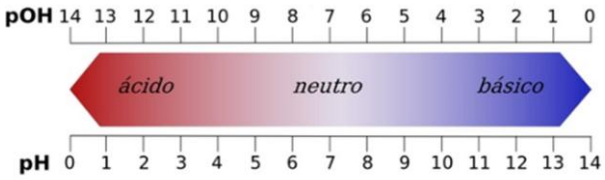


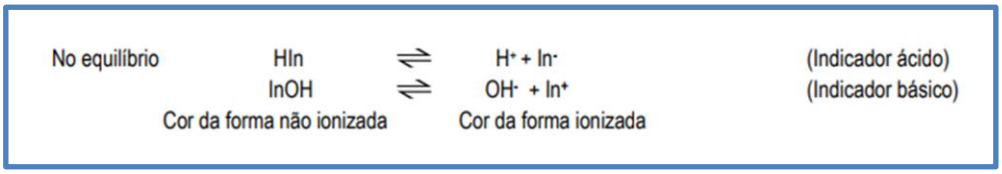
Figura 1: Escala de pH e pOH

➢ Indicadores de pH

Várias substâncias apresentam cores em solução aquosa. Algumas substâncias, além de apresentarem cor, podem ser usadas como indicadores de pH, pois a cor varia com o pH da solução.

A primeira teoria sobre os indicadores, dita ***teoria iônica dos indicadores***, é creditada a Wilhelm Ostwald (1894), tendo como base a teoria da dissociação eletrolítica iônica dos indicadores. Segundo esta teoria, os indicadores são bases ou ácidos fracos cuja cor das moléculas não dissociadas difere da cor dos respectivos íons. Pela teoria de

Ostwald o indicador na forma ácida (HIn) ou básica (InOH) não dissociada, teria uma cor diferente daquela que teriam seus íons.



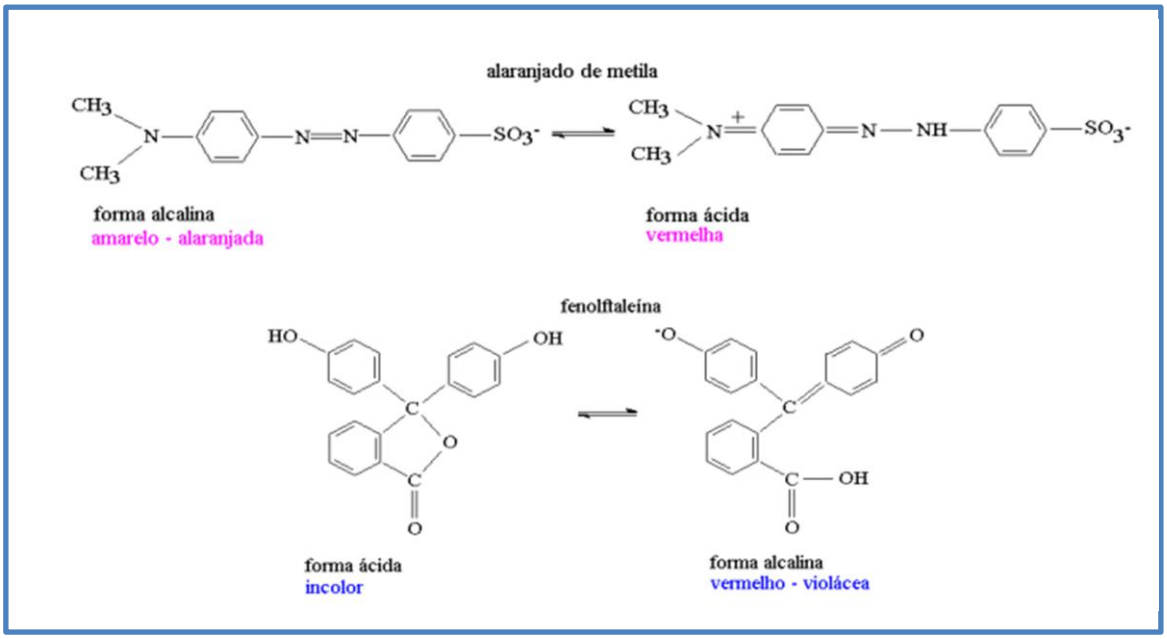
O comportamento destas moléculas pode ser resumido como:

Indicadores Ácidos: possue(m) hidrogênio(s) ionizável(eis) na estrutura. Quando o meio está ácido (pH<7), os hidrogênios do indicador são fortemente atraídos pelos grupos OH- (hidroxila) para formarem água, e neste processo são liberados os ânions do indicador (que possuem coloração diferente da coloração da molécula).
Indicadores Básicos: possuem o grupo ionizável OH- (hidroxila), portanto, em meio alcalino (pH>7) as moléculas do indicador "são mantidas" não-ionizadas, e em meio ácido (pH<7) os grupos hidroxila são retirados das moléculas do indicador para a formação de água, neste processo são liberados os cátions (de coloração diferente da coloração da molécula).

No entanto, a teoria iônica dos indicadores não oferece explicações sobre o mecanismo pelo qual as cores são produzidas ou deixam de existir.

Outra teoria, a ***teoria cromófora***, oferece uma explicação única para a formação das cores: "A coloração das substâncias deve-se à presença de certos grupos de átomos ou ligações duplas nas moléculas". A teoria cromófora explica a mudança de coloração dos indicadores como devida a um reagrupamento molecular determinado pela variação das condições de pH do meio, que define o surgimento ou desaparecimento de “grupos cromóforos”.

Veja abaixo a estrutura química dos indicadores alaranjado de metila e fenolftaleína, na forma ácida e alcalina.



A Figura 2 apresenta outros indicadores com os seus respectivos valores de pH nos “pontos de viragem”.

Indicador	pKa	Zona de transição	Coloracão
Timolftaleína	10,0	9,4 a 10,6	incolor → azul
Fenolftaleína	9,3	8,0 a 10,0	incolor → rosa
Azul de timol	8,9	8,0 a 9,6	amarelo → azul
Azul de bromotimol	7,1	6,2 a 7,6	amarelo → azul
Vermelho de metila	5,0	4,4 a 6,2	Vermelho → amarelo
Alaranjado de metila	3,4	3,1 a 4,4	Vermelho → amarelo
Azul de timol	1,65	1,2 a 2,8	Vermelho → amarelo

Figura 2: Faixa de viragem de cor de alguns indicadores de pH.

Soluções aquosas ou alcoólicas de indicadores podem ser utilizadas diretamente em uma pequena quantidade da solução a ser testada, caso esta seja incolor, aplicando-se algumas poucas gotas e observando-se a coloração obtida. Em soluções coloridas, o uso de indicadores cromóforos pode ser prejudicado, sendo necessário então o uso de peagâmetros, num sistema com eletrodos sensíveis à concentração de íons H^+.

- **Papéis indicadores de pH**

Existem disponíveis no comércio papéis de teste de pH, que vêm impregnados com um ou mais indicadores. Para se ter uma ideia aproximada do pH, coloca-se uma gota da solução a ser testada em uma tira do papel, e a cor resultante é comparada com um código de cores. Alguns papéis de teste são impregnados com diversos corantes, e trazem na embalagem uma escala de cores abrangendo toda a escala de pH, de 0 até 14. São os chamados ***papéis indicadores universais***, Figura 3.

Figura 3: Papel indicador universal.

O ***papel de tornassol*** é muito usado para a avaliação qualitativa do pH de uma solução, indicando apenas se a solução é ácida ou básica. Abaixo de pH 4,7 o tornassol é vermelho e acima de pH 8,3 o tornassol é azul. Quando uma solução ácida é gotejada sobre um papel de tornassol azul, este torna-se vermelho (no papel vermelho nada acontece). Quando uma solução básica é gotejada sobre um papel de tornassol vermelho, este torna-se azul (no papel azul nada acontece).

Indicador	Coloração em meio ácido	Coloração em meio básico	Ponto de viragem
Tornassol			4,7-8,3

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Determinação do pH do solo

Materiais:

- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 01 funil simples
- ✓ 01 Papel de filtro
- ✓ 02 béqueres de 50 mL
- ✓ 01 garra para funil simples
- ✓ 01 suporte universal
- ✓ Papel indicador universal
- ✓ Agitador magnético

Reagentes:

- ✓ 10 g de solo seco (previamente preparado pelo professor)
- ✓ Solução de $CaCl_2$ 0,01 mol/L
- ✓ Solução de fenolftaleína a1%

a) Pesar aproximadamente 10 g de solo seco em um béquer de 50 mL.
b) Adicionar, em seguida, 25 mL de solução de $CaCl_2$ 0,01 mol/L e agitar a mistura por uns 30 minutos.
c) Após, proceder a filtração simples e recolher o filtrado em outro béquer.
d) Determinar o pH do filtrado usando o indicador fenolftaleína (3 gotas) e o papel indicador universal. Anote os resultados na Figura 4.

Preparo da amostra de solo seco: coletar uma quantidade de solo, aproximadamente 20 g, e deixar secar ao ar por um dia. Após, triturar o solo com o auxílio de um almofariz e pistilo. Em seguida peneirar a amostra para uso posterior em sala de aula.

Figura 4: Esquema para determinação do pH do solo

Utilizando o valor do pH encontrado, calcule a concentração de $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ presente no filtrado analisado.

Procedimento 2: Determinação qualitativa do pH com PAPEL DE TORNASSOL

Materiais:
- ✓ 05 tubos de ensaio
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ Papel de tornassol vermelho
- ✓ Papel de tornassol azul

Reagentes:
- ✓ Solução HCl 0,1 mol/L
- ✓ Solução HCl 0,001 mol/L
- ✓ Solução de NaOH 0,1 mol/L
- ✓ Solução de NaOH 0,001 mol/L
- ✓ Água destilada

a) Separar 5 tubos de ensaio. Em cada um deles adicionar 1 mL das soluções especificadas na Tabela 1.
b) A seguir, mergulhar um bastão de vidro em cada um dos tubos e testar o caráter ácido-base com os papéis de tornassol vermelho e azul e anotar as cores observadas. **OBS: lavar o bastão de vidro a cada mudança de tubo de ensaio.**
c) Comparar os resultados com os valores de pH calculados para as soluções de HCl e NaOH.

Tabela 1: Valores de pH com papel de tornassol.

SOLUÇÕES	PAPEL DE TORNASSOL	
	VERMELHO	AZUL
HCl 0,1 mol/L		
HCl 0,001 mol/L		
H_2O		
NaOH 0,1 mol/L		
NaOH 0,001 mol/L		

pH da solução de HCl 0,1 mol/L	**pH da solução de HCl 0,001 mol/L**
pH da solução de NaOH 0,1 mol/L	**pH da solução de NaOH 0,001 mol/L**

Procedimento 3: Determinação quantitativa do pH com PAPEL INDICADOR UNIVERSAL

Materiais:
- ✓ 05 tubos de ensaio (os mesmos do experimento 2)
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ Papel de indicador universal

Reagentes:
- ✓ Solução HCl 0,1 mol/L
- ✓ Solução HCl 0,001 mol/L
- ✓ Solução de NaOH 0,1 mol/L
- ✓ Solução de NaOH 0,001 mol/L
- ✓ Água destilada

a) A partir dos tubos de ensaio do procedimento 2 determinar o valor aproximado do pH, utilizando um pedaço de papel indicador universal. Anotar os valores na Tabela 2.
b) Comparar os resultados com os valores de pH calculados para as soluções de HCl e NaOH.

Tabela 2: Valores de pH com papel indicador universal.

SOLUÇÕES	PAPEL INDICADOR UNIVERSAL
	Valor do pH observado
HCl 0,1 mol/L	
HCl 0,001 mol/L	
H_2O	
NaOH 0,1 mol/L	
NaOH 0,001 mol/L	

Procedimento 4: Determinação qualitativa do pH com os indicadores ALARANJADO DE METILA, VERMELHO DE METILA E AZUL DE BROMOTIMOL

Materiais:
- ✓ 09 tubos de ensaio
- ✓ 01 bastão de vidro
- ✓ 03 pipetas de Pasteur

Reagentes:
- ✓ Solução HCl 0,1 mol/L
- ✓ Solução de NaOH 0,1 mol/L
- ✓ Água destilada
- ✓ Indicador alaranjado de metila
- ✓ Indicador vermelho de metila
- ✓ Indicador azul de bromotimol

a) Separar 3 tubos de ensaio. Em cada um deles adicionar 1 mL das soluções especificadas na Tabela 3.
b) Em seguida, com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, adicionar a cada um dos tubos de ensaio 2 gotas do indicador alaranjado de metila. Anotar a cor observada na Tabela 3.
c) Separar mais 3 tubos de ensaio. Em cada um deles adicionar 1 mL das soluções especificadas na Tabela 3.
d) Em seguida, com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, adicionar a cada um dos tubos de ensaio 2 gotas do indicador vermelho de metila. Anotar a cor observada na Tabela 3.
e) Separar mais 3 tubos de ensaio. Em cada um deles adicionar 1 mL das soluções especificadas na Tabela 3.

f) Em seguida, com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, adicionar a cada um dos tubos de ensaio 2 gotas do indicador azul de bromotimol. Anotar a cor na Tabela 3.
g) Verificar se o resultado obtido está de acordo com as cores apresentadas na Figura 2.

Tabela 3: Cor observada, em soluções, com uso de alguns indicadores líquidos.

SOLUÇÕES	ALARANJADO DE METILA	VERMELHO DE METILA	AZUL DE BROMOTIMOL
	Cor observada	Cor observada	Cor observada
HCl 0,1 mol/L			
H_2O			
NaOH 0,1 mol/L			

Que outro(s) indicador(es), dos listados na Figura 2, pode(m) ser utilizado(s) para determinação qualitativa do pH da solução de NaOH 0,1 mol/L? Explique.

A **acidez do solo** ou pH do solo, é a concentração de íons H^+ presente na solução do solo e um dos indicadores de sua fertilidade. A faixa de pH ideal dos solos para a agricultura é entre 6,5 e 7,5. Isto porque é nesta faixa que os nutrientes ficam mais disponíveis às plantas, ou seja, na solução do solo. A acidez do solo tem origem nas rochas que formam o solo, na interação do solo com o clima, principalmente em áreas onde a pluviosidade é elevada, na absorção dos sais alcalinos pelas plantas cultivadas ou na reação ácida de certos produtos utilizados na fertilização do solo. A acidez do solo pode ser corrigida com a incorporação no solo de substâncias alcalinas como conchas moídas, margas e calcário.

Fonte: https://pt.wikipedia.org/wiki/Acidez_do_solo

Referências Bibliográficas:

1. Ebbing, D.D.; Química Geral, vol. 1, LTC– Livros Técnicos e Científicos Editora S.A, Rio de Janeiro, RJ, 1998, p.90.
2. http://www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm
3. Antunes, M.; Adamatti, D.S.; Pacheco, M.A.R.; Giovanela, M.; pH do solo: Determinação com Indicadores Ácido-Base no Ensino Médio, Química Nova na Escola, V.31, Nº4, Novembro, 2009.

Auto AvaliAÇÃO

1. O ácido muriático que é vendido no comércio para remoção de manchas resultantes da umidade em pisos, paredes de pedra, azulejos, tijolos possui qual valor aproximado de pH? Procure informações sobre a fórmula química deste ácido.
2. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético. Qual teoria ácido-base pode ser usada para definir a acidez deste composto? Represente a reação química de ionização do ácido acético.
3. Um químico precisa identificar duas soluções, uma com pH = 2,5 e a outra com pH = 6,5. Para tanto dispõe dos seguintes indicadores:

Indicador	Faixa de pH (Zona de viragem)	Cor ácida	Cor básica
Violeta de metila	0-1,6	amarelo	violeta
Vermelho-Congo	3,0-5,0	azul	vermelho
Fenolftaleína	8,2-10,0	incolor	rosa

Qual o indicador adequado para que o químico possa identificar as soluções?

AULA 10 Eletroquímica

OBJETIVOS

► Aplicar os conceitos envolvidos nas reações de oxidação-redução.

► Montar uma pilha de concentração iônica, uma pilha de corrosão e uma de proteção catódica.

► Calcular a diferença de potencial de qualquer associação de eletrodos.

A eletroquímica se faz presente no nosso dia-a-dia. Por exemplo, no relógio de parede, nos celulares, nos computadores e no seu próprio automóvel. A eletroquímica encontra-se disponível em pilhas, baterias, enfim, em todos estes dispositivos que dão vida a tantos utensílios que usamos em casa, no trabalho e nas horas de lazer. Com isso, aumentou a demanda por pilhas e baterias cada vez menores, mais leves e de maior desempenho. Como consequência, existe atualmente no mercado uma grande variedade de pilhas e baterias, o que tem trazido à tona discussões acerca dos potenciais riscos que tais dispositivos trazem à saúde humana e ao meio ambiente, quando descartados de forma inadequada.

Veja algumas das áreas na qual a eletroquímica está presente:

- Na medicina: no marca-passo usado por pacientes com problemas cardíacos.
- Na Indústria: a eletroquímica constitui um importante processo industrial, a galvanoplastia - processo usado para cromar peças de automóveis (pára-choques, por exemplo) e fabricação de semi-jóias.
- Em casa: brinquedos infantis, lanternas, controles de TVs, portões eletrônicos, etc.

A eletroquímica é a parte da química que estuda os fenômenos químicos e elétricos gerados por reações químicas espontâneas (em pilhas, células, ou baterias) e a transformação química, gerada pela passagem forçada da corrente elétrica numa solução, denominada de eletrólise (em células eletrolíticas, cubas, ou banhos eletrolíticos).

Processos eletroquímicos usuais são a galvanoplastia e a corrosão.

Galvanoplastia

O ato de recobrir uma superfície de metal com uma camada fina de outro metal é conhecido como **galvanização.** Esse processo é geralmente usado para proteger objetos metálicos contra ferrugem e para melhorar sua aparência. A galvanoplastia é realizada através da eletrólise aquosa de um sal do metal a ser depositado sobre a peça metálica. Os processos galvânicos comuns e modernos são: Cromagem, niquelagem, zincagem, prateação, douração, selantes, pintura, entre outros.

Corrosão

A corrosão metálica é a transformação de um material ou liga metálica pela sua interação química ou eletroquímica num determinado meio de exposição, processo que resulta na formação de produtos de corrosão e na liberação de energia.

Ao sofrerem corrosão, alguns metais como o alumínio, o cobre e a prata formam películas que protegem o restante do metal, Figura 1.

Fonte: http://www.brasilescola.com/quimica/protecao-contra-corrosao-ferro.htm

Figura 1: Metais que formam película protetora.

Oxidação de um elemento é o aumento algébrico no seu número de oxidação numa reação química; corresponde à perda de elétrons por parte desse elemento.
Redução de um elemento é a diminuição algébrica no seu número de oxidação; corresponde ao ganho de elétrons por parte desse elemento. É importante ter em mente que sempre que uma espécie se reduz, uma outra espécie se oxida.

CONCEITO A pilha eletroquímica é um sistema constituído por anodo (eletrodo de oxidação), catodo (eletrodo de redução), eletrólito (condutor iônico) e condutor metálico (condutor de corrente elétrica). É caracterizada por uma diferença de potencial entre seus eletrodos que resulta na transformação de energia química em energia elétrica. O material do anodo é oxidado, produzindo cátions e elétrons. Os cátions dissolvem-se na solução, enquanto os elétrons fluem pelo condutor elétrico. Quando os elétrons chegam ao catodo, atraem cátions da solução eletrolítica que se reduzem e se depositam sobre a superfície desse eletrodo. Para permitir o funcionamento da pilha, é necessário introduzir uma ponte salina a fim de repor os íons nos eletrólitos. A movimentação de íons em solução viabiliza a condução de corrente elétrica no circuito. O processo é contínuo, até que certas condições não sejam mais favoráveis para sua manutenção.

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) propôs uma maneira esquemática para representar uma célula galvânica. Tal representação é bastante útil, pois permite descrever de modo rápido e simples esse tipo de dispositivo sem a necessidade de desenhá-lo.

Vamos exemplificar essa representação para a pilha de Daniell:

$$Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)} \parallel Cu^{2+}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$$

A barra vertical simples (|) indica a fronteira que separa duas fases, e a barra vertical dupla (||) indica a ponte salina. Do lado esquerdo é representada a semicélula em que ocorre a oxidação (anodo) e, do lado direito, a semicélula em que ocorre a redução (catodo), Figura 2.

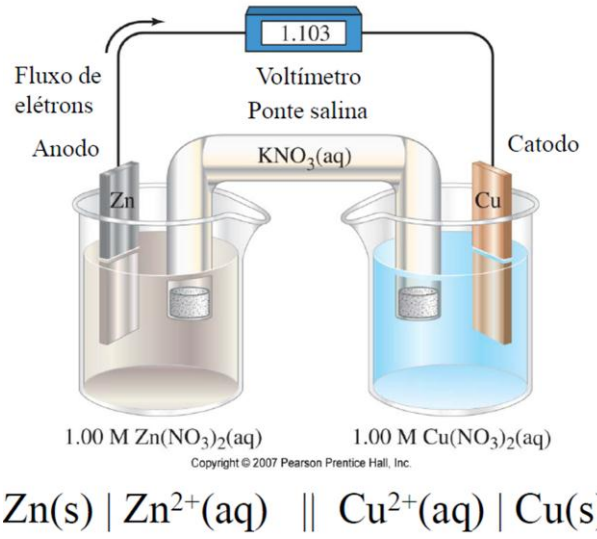


Figura 2: Representação esquemática da pilha de Daniell

O **Potencial Padrão de Eletrodo,** denominado E^0, é o potencial individual de um eletrodo reversível (em equilíbrio), no estado padrão, no qual as espécies eletroativas estão a uma concentração de 1 $mol.L^{-1}$ e gases a uma pressão de 1 bar (≈ 1 atm). Os valores são normalmente tabelados a 25 ºC. A série eletroquímica é de grande valia para a previsão da espontaneidade das reações de oxirredução, Tabela 1.

Tabela 1: Potencial padrão de oxidação

Estado reduzido		Estado oxidado	Potenciais-Padrão (V)
Li	⇄	$Li^+ + e^-$	+3,04
K	⇄	$K^+ + e^-$	+2,92
Ba	⇄	$Ba^{2+} + 2e^-$	+2,90
Sr	⇄	$Sr^{2+} + 2e^-$	+2,89
Ca	⇄	$Ca^{2+} + 2e^-$	+2,87
Na	⇄	$Na^+ + e^-$	+2,71
Mg	⇄	$Mg^{2+} + 2e^-$	+2,37
Al	⇄	$Al^{3+} + 3e^-$	+1,66
Mn	⇄	$Mn^{2+} + 2e^-$	+1,18
$H_2 + 2(OH)^-$	⇄	$2H_2O + 2e^-$	+0,83
Zn	⇄	$Zn^{2+} + 2e^-$	+0,76
Cr	⇄	$Cr^{3+} + 3e^-$	+0,74
S^{2-}	⇄	$S + 2e^-$	+0,48
Fe	⇄	$Fe^{2+} + 2e^-$	+0,44
Co	⇄	$Co^{2+} + 2e^-$	+0,28
Ni	⇄	$Ni^{2+} + 2e^-$	+0,23
Pb	⇄	$Pb^{2+} + 2e^-$	+0,13
H_2	⇄	$2H^+ + 2e^-$	0,00
Cu^+	⇄	$Cu^{2+} + e^-$	−0,15
Cu	⇄	$Cu^{2+} + 2e^-$	−0,34
$2(OH)^-$	⇄	$H_2O + 1/2\,O_2 + 2e^-$	−0,40
Cu	⇄	$Cu^+ + e^-$	−0,52
$2I^-$	⇄	$I_2 + 2e^-$	−0,54
Fe^{2+}	⇄	$Fe^{3+} + e^-$	−0,77
Ag	⇄	$Ag^+ + e^-$	−0,80
Hg	⇄	$Hg^{2+} + 2e^-$	−0,85
$2Br^-$	⇄	$Br_2 + 2e^-$	−1,09
H_2O	⇄	$2H^+ + 1/2\,O_2 + 2e^-$	−1,23
$2Cl^-$	⇄	$Cl_2 + 2e^-$	−1,36
$2F^-$	⇄	$F_2 + 2e^-$	−2,87

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

Para superar-se a dificuldade de medir-se o potencial individual de um eletrodo, um eletrodo de potencial de redução desconhecido pode ser emparelhado com um eletrodo de referência de potencial conhecido. O referencial é o eletrodo padrão de hidrogênio (*EPH*) cujo potencial é definido (convenção) para ser exatamente zero volts em todas as temperaturas, Figura 3.

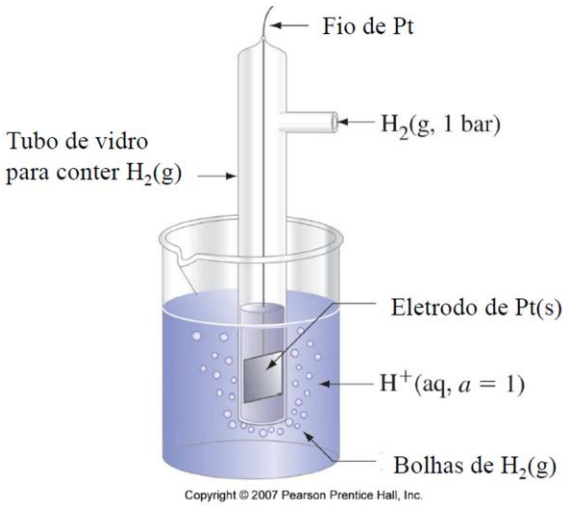


Figura 3: Eletrodo padrão de hidrogênio

Aos eletrodos que perdem elétrons mais facilmente que o hidrogênio, são atribuídos potenciais de redução negativos, aos outros são atribuídos potenciais positivos, Figura 4.

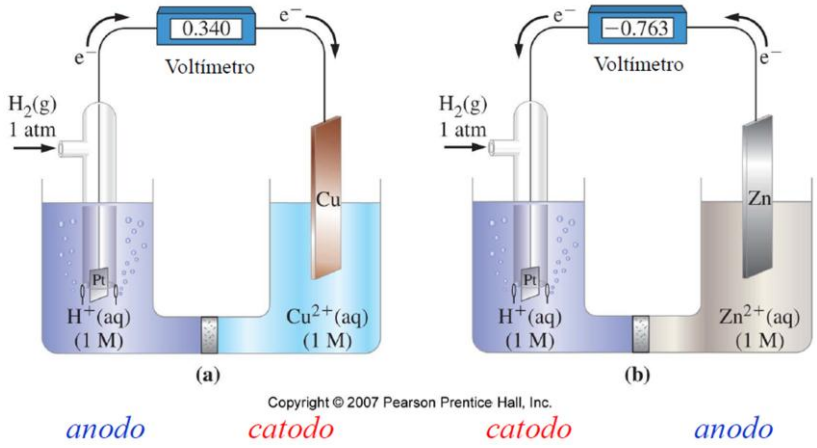


Figura 4: Determinação do potencial de redução padrão

No caso de soluções de concentração diferente de 1 mol/L usa-se a equação de Nernst para determinar o novo potencial.

Eletroquímica e Termodinâmica

Em termodinâmica, a energia livre de Gibbs (ΔG) é uma grandeza que busca medir a totalidade da energia atrelada a um sistema termodinâmico disponível para execução de trabalho "útil". Podemos relacionar a variação de energia livre de Gibbs de uma reação e a diferença de potencial da pilha (ΔE) através da seguinte equação:

$$\Delta G_{(reação)} = - nF\Delta E$$

onde "n" é o número de elétrons e "F" é a constante de Faraday.

As reações de oxirredução espontâneas geram energia e produzem trabalho útil. No caso das pilhas ou células galvânicas este trabalho é trabalho elétrico. Em eletroquímica é importante distinguir entre reações de oxirredução espontâneas, ou seja, aquelas que têm ΔG negativo e, as reações de oxirredução não espontâneas, cujo ΔG é positivo. Quando ΔG é igual a zero o sistema está em equilíbrio.

Saiba mais

As pilhas e baterias comerciais devem apresentar tamanho, formato, massa e desempenho adequados para o equipamento específico. Deve-se estar atento para evitar acidentes, danos ao ambiente ou ao aparelho. As pilhas e as baterias são classificadas em primárias (não podem ser recarregadas) ou secundárias (recarregáveis). Para saber mais leia o artigo da revista Química Nova na Escola, V.11, maio de 2000, disponível no site http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/.

PARTE PRÁTICA

Procedimento 1: Identificação de cátions através de reações com metais

Materiais:
- ✓ 01 lâmina de zinco
- ✓ 01 lâmina de cobre
- ✓ 03 pipetas de Pasteur

Reagentes:
- ✓ Solução 1
- ✓ Solução 2
- ✓ Solução 3

As soluções deverão ser identificadas **apenas** pelos números 1, 2 ou 3. Estas soluções contêm os íons cobre (II), prata (I) ou cálcio (II)

a) Colocar sobre a bancada, duas lâminas metálicas, uma de **zinco** e outra de **cobre**, devidamente limpas e secas.
b) Adicionar uma gota das soluções 1, 2 e 3, em cada lâmina (cuidado para uma solução não entrar em contato com a outra).
c) Aguardar 3 minutos e observar se há alguma evidência de transformação. O aparecimento de uma mancha na lâmina indica que houve reação.
d) Na tabela abaixo, marcar "+" se ocorreu reação e "-" em caso contrário.
e) Com o auxílio da Tabela 1 de potencial padrão de eletrodo (pág. 117), identificar os cátions presentes nas soluções 1, 2 e 3, sabendo-se que nestas estão presentes os íons Cu^{2+}, Ag^{+} e Ca^{2+}, aleatoriamente.

Solução	Metal	
	Zn	Cu
1		
2		
3		

Calcule o valor de ΔE para cada combinação solução/metal, considerando todas as soluções de concentração 1 mol/L. Relacione estes valores com a espontaneidade de cada reação.

Identifique os cátions presentes nas soluções 1, 2 e 3:

Solução 1	Solução 2	Solução 3

Represente as semi-reações de oxidação e redução ocorridas.

Procedimento 2: Construindo uma pilha de concentração iônica

Vidrarias:
- ✓ 02 béqueres (50 mL)

Materiais:
- ✓ 01 Multímetro
- ✓ 02 lâminas de cobre

Reagentes:
- ✓ Solução de $CuSO_4$ 1 mol/L (30 mL)
- ✓ Solução de $CuSO_4$ 0,1 mol/L (30 mL)
- ✓ 01 ponte salina

a) Montar a pilha de concentração iônica, representada abaixo, usando béqueres de 50 mL e aproximadamente 30 mL de cada solução de cobre.

Utilize para a solução 0,1M o valor abaixo do potencial.

$E_{Cu^{2+}/Cu}$ = + 0,31V

$$Cu_{(s)} / CuSO_{4\ (0,1mol/L)} // CuSO_{4\ (1,0mol/L)} / Cu_{(s)}$$

b) Aguardar uns 5 minutos e medir a ddp utilizando o multímetro (fazer a leitura em mV)

c) Observar as alterações em cada semicélula.

Desenhe a pilha de concentração iônica montada em sua bancada.

Qual a composição química da ponte salina?

Compare a ddp teórica desta pilha com o resultado experimental.

Explique o que aconteceu em cada semicélula.

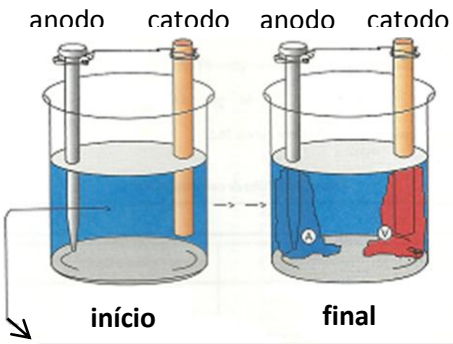
Procedimento 3: Construindo uma pilha de corrosão

Vidrarias:
- ✓ 01 béquer (100 mL)
- ✓ 01 proveta (50 mL)

Materiais:
- ✓ 01 lâmina de ferro (prego)
- ✓ 01 lâmina de cobre
- ✓ 01 fio de cobre (com jacarés nas duas extremidades)

Reagentes:
- ✓ Solução de NaCl 0,1 mol/L
- ✓ Solução de indicador fenolftaleína 1%
- ✓ Solução de $K_3[Fe(CN)_6]$ 0,1 mol/L
- ✓ Solução de HCl 1 mol/L

a) Em um béquer de 100 mL adicionar cerca de 50 mL de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L, 0,5 mL de solução de indicador fenolftaleína 1% e 1 mL de solução de ferricianeto de potássio 0,1 mol/L - $K_3[Fe(CN)_6]$.
b) Limpar mecanicamente as lâminas de ferro e de cobre, com a lã de aço. Decapar com a solução de HCl e posteriormente, enxaguar com água destilada;
c) Faça a união de uma lâmina de ferro com outra de cobre, ligando-os por meio de um fio de cobre (com jacarés nas duas extremidades).
d) Imergir os eletrodos na solução imobilizando-os a uma certa distância um do outro, conforme mostra a figura 5. Após alguns minutos verificar alguma evidência de transformação.



Após alguns minutos, observe as cores formadas nos eletrodos

- 50 mL de solução de NaCl 0,1 mol/L
- 0,5 mL do indicador fenolftaleína
- 1 mL de solucão de $K_3[Fe(CN)_6]$ 0,1 mol/L

$2\ H_2O_{(l)} + O_{2\ (g)} + 4\ e^- \leftrightarrows 4\ OH^-_{(aq)}$ E = + 0,40 V

Figura 5: Pilha de corrosão do ferro

$Fe^{2+}_{(aq)} + [Fe(CN)_6]^{3-}_{(aq)} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_{2\ (s)}$

Cor azul intenso

Fenolftaleína + HO^- → composto vermelho-rosa

Explique como os produtos formados foram identificados.

Explique porque foi adicionado solução de NaCl ao sistema?

Procedimento 4: Proteção catódica do ferro

Materiais:

- ✓ 01 lâmina de zinco
- ✓ 01 lâmina de ferro (prego)
- ✓ 01 fio de cobre vermelho (com um jacaré em uma extremidade e conector para a fonte em outra extremidade)
- ✓ 01 fio de cobre preto (com um jacaré em uma extremidade e conector para a fonte em outra extremidade)
- ✓ 01 fonte de 12 V

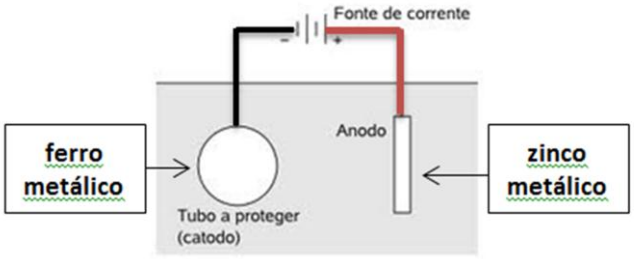
Vidrarias:

- ✓ 01 béquer (100 mL)

Reagentes:

- ✓ Solução de $ZnSO_4$ 0,1 mol/L (50 mL)

a) Adicionar, em um béquer de 100 mL, cerca de 50 mL de solução de sulfato de zinco 0,1 mol/L.
b) Conectar o fio preto (-) no eletrodo de ferro, previamente limpo, que deverá estar totalmente imerso na solução.
c) Conectar o fio vermelho (+) no eletrodo de zinco, previamente limpo, que deverá estar totalmente imerso na solução.
d) Ligar os fios numa fonte de 12 V. Aguardar uns 10 minutos.



Explique o que você observou em cada eletrodo. Porque o ferro não oxida?

Se não fosse usada uma fonte de 12 V a proteção catódica ocorreria? Explique.

Como é usualmente chamado o eletrodo de zinco numa proteção catódica do ferro? Poderia substituir o zinco por outro metal?

Referências Bibliográficas:

1. Lenzi, E. Favero, L.O.B.; Tanaka, A.S.; Filho, E.A.V.; Silva, M.B. Química Geral Experimental, Freitas Bastos Editora, Rio de Janeiro, 2004, pág. 345 (ISBN: 85-353-0217-4).
2. Braathen, Per Christian. Química Geral, 3ª Edição,Viçosa, 2011, pág. 541 (ISBN: 978-85-909-364-2-8).

Auto AvaliAÇÃO

1. Qual a diferença entre um aço comum e um aço galvanizado?
2. Entre o cobre, níquel, alumínio e manganês, qual será o mais adequado para fazer a protecção catódica do ferro?
3. Explique o porque de apesar de estarem permanentemente em contacto com bebidas aquosas as latas de refrigerantes não sofrem processos fortes de corrosão.
4. (Unesp) Mergulha-se uma lâmina limpa de níquel em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a lâmina fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna verde. Explique o que ocorreu:
   a) na lâmina de níquel;
   b) na solução.
5. (Fuvest) A estátua da Liberdade está no porto de Nova Iorque e, portanto em ambiente marinho. Ela consiste em uma estrutura de ferro sobre a qual estão rebitadas placas de cobre que dão forma à figura.
   a) Qual o efeito do ambiente marinho sobre as placas de cobre? Explique utilizando equações químicas.
   b) Por que não foi uma boa ideia ter cobre em contato com ferro? Justifique.
6. Considere a representação da pilha abaixo e responda:

$$Zn\ (s)\ /\ Zn^{2+}\ (aq)\ //\ Ag^{+}(aq)\ /\ Ag\ (s)$$

   a) Qual é a semirreação de oxidação e qual é a semirreação de redução?
   b) Qual é a reação global?
   c) Qual é o ânodo? E o cátodo?
   d) Qual é o polo negativo? E o positivo?
   e) Qual é o sentido de fluxo dos elétrons?