



**UNIVERSIDADE FEDERAL DE GOIÁS
INSTITUTO DE QUÍMICA**



QUÍMICA GERAL PRÁTICA

**Curso: Engenharia Elétrica/Mecânica/Farmácia e
Física**

Turmas: Segunda-feira (08:00-19:40/10:00-11:40)
Sexta-feira (16:00-17:40/18:50-20:20)

Prof.Me. Flávio Olimpio Sanches Neto

2022/1

Sumário

Aula 1: (LEITURA OBRIGATÓRIA): REGRAS GERAIS DE SEGURANÇA	3
Aula 2: Equipamentos básicos de laboratório	21
Aula 3: Medidas de volume e de pesagem	27
Aula 4: Propriedades das substâncias: densidade, pontos de fusão e ebulição	31
Aula 5: Métodos de extração e separação de substâncias	34
Aula 6: Propriedades de substâncias iônicas e moleculares	40
Aula 7: Teste de Chama	43
Aula 8: Preparação de soluções	46
Aulas 9: Padronização de soluções	49
Aula 10: Volumetria Ácido-Base (Teor de ácido acético no vinagre)	53
Aula 11: Reações químicas	55
Aula 12: Equilíbrio Químico	57
Aula 13: Reações de transferências de elétrons	59

Aula 1: (LEITURA OBRIGATÓRIA): REGRAS GERAIS DE SEGURANÇA

A ocorrência de acidentes em laboratórios, infelizmente, não é tão rara como possa parecer. É muito importante que todas as pessoas que trabalham em um laboratório tenham uma noção bastante clara dos riscos existentes e de como minimizá-los. Nunca é demais repetir que **O MELHOR COMBATE AOS ACIDENTES É A PREVENÇÃO**. O descuido de uma única pessoa pode pôr em risco outras pessoas no laboratório e por esta razão as normas de segurança descritas abaixo têm seu cumprimento exigido. Acima disto, espera-se que todos tenham consciência da importância de se trabalhar em segurança, o que resultará em benefícios para todos.

Equipamentos de proteção individual: são indispensáveis na realização dos experimentos e sem os equipamentos listados abaixo não será permitida a permanência do aluno no laboratório: guarda-pó (avental, jaleco), óculos de segurança e luvas de látex para procedimentos.

Vestuário: durante a realização dos experimentos a atenção com a forma de se vestir também deverá ser considerada, destacando-se a obrigatoriedade dos itens abaixo, sem os quais não será permitida a permanência do aluno no laboratório: calça comprida (jeans ou algodão), sapato fechado e cabelo preso.

- (1) É OBRIGATÓRIO o uso de AVENTAL, GUARDA-PÓ ou JALECO no laboratório.
- (2) É OBRIGATÓRIO o uso de ÓCULOS DE PROTEÇÃO.
- (3) É terminantemente PROIBIDO FUMAR em qualquer laboratório.
- (4) É PROIBIDO trazer COMIDA ou BEBIDA para o laboratório. Da mesma forma, não se deve provar qualquer substância do laboratório, mesmo que inofensiva.
- (5) NÃO USAR SANDÁLIAS OU CHINELOS NO LABORATÓRIO. Usar sempre algum tipo de calçado que cubra todo o pé.
- (6) Não usar lentes de contato durante o trabalho no laboratório.
- (7) Conservar os cabelos sempre presos ao realizar qualquer experimento no laboratório.
- (8) Não deixar livros, blusas, etc. sobre as bancadas. Colocá-los longe de onde se executam as operações.
- (9) Siga rigorosamente as instruções do professor. Não se deve tentar nenhuma reação aleatoriamente pois reações desconhecidas podem causar resultados desagradáveis.
- (10) Evite contacto de qualquer substância com a pele. Seja particularmente cuidadoso ao manusear substâncias corrosivas como ácidos ou bases concentrados.
- (11) Nunca pipetar com a boca. Utilize a pera de sucção.
- (12) Ao testar um produto químico pelo odor, não coloque o frasco diretamente sob o nariz. Os vapores devem ser deslocados para a sua direção com o auxílio de uma das mãos enquanto a outra segura o frasco.

- (13) Nunca acender o bico de gás próximo a frascos contendo solventes orgânicos inflamáveis.
- (14) Sempre que proceder à diluição de um ácido concentrado, nunca adicione a água sobre o ácido e sim o ácido sobre a água.
- (15) Todos os experimentos que envolvam a liberação de gases e/ou vapores tóxicos devem ser realizados na capela (câmara de exaustão).
- (16) Ao aquecer um tubo de ensaio contendo qualquer substância, não voltar a extremidade aberta do mesmo para si ou para outra pessoa próxima.
- (17) Não abandone sobre as bancadas recipientes quentes; coloque-o sobre uma tela de amianto. Lembrar que o vidro quente tem o mesmo aspecto do vidro frio.
- (18) Dedique especial atenção a qualquer operação que envolva aquecimento prolongado.
- (19) Nunca abra um frasco de reagente antes de ler o rótulo.
- (20) Ao retirar-se do laboratório, verifique se não há torneiras abertas (gás ou água). Desligue todos os aparelhos, deixe todos os equipamentos limpos e LAVE AS MÃOS.

NOÇÕES DE SEGURANÇA PARA USO DOS LABORATÓRIOS DE QUÍMICA DO IQ-UFG

Todo material utilizado deve ser guardado no devido lugar. O laboratório deve ser entregue limpo e organizado após o uso.

É proibida a utilização do laboratório sem o conhecimento e autorização dos docentes e técnicos responsáveis.

Proibido comer, beber, fumar;

Devido à presença de uma grande quantidade de produtos químicos e compostos biológicos, laboratórios são fontes de grandes focos de contaminações. Existem amostras com grande poder de contaminação biológica e química, além da presença em todos os laboratórios de produtos químicos que representam grande risco à saúde.

No caso do fumo, além da questão da contaminação, a proibição é principalmente devido à grande presença de produtos inflamáveis nos laboratórios, o que causa grande risco de incêndios e explosões.

Proibido correr, deixar sobre as bancadas materiais estranhos ao trabalho, como bolsas, blusas, livros, etc, sentar no chão ou na bancada e usar cabelo comprido solto;

Esses itens tratam principalmente dos comportamentos que devem ser adotados dentro de um laboratório. Organização, atenção ao trabalho realizado e comportamento disciplinado evitam acidentes que podem ser causados com quedas de pessoas e objetos, esbarrões em substâncias perigosas, manipulação inadequada de equipamentos e reagentes, entre outros.

Cabelos compridos soltos durante os procedimentos podem encostar em substâncias químicas expostas na bancada, bicos de Bunsen acesos, placas aquecedoras, além de atrapalhar a visão durante as manipulações no laboratório.

Outra prática comum em laboratórios, e que oferece grande risco, é sentar-se na bancada ou no chão. Esses locais oferecem uma infinidade de resíduos e particulados de alta periculosidade. É comum encontrarmos no chão do laboratório fragmentos de vidrarias quebradas, restos de amostras desconhecidas, respingos de produtos químicos, entre outros. Ao sentar-se no chão a pessoa entra em contato direto com esses resíduos, que podem passar pela roupa e entrar em contato direto com a pele, causando sérios ferimentos.

Proibido armazenar alimentos ou qualquer outro objeto estranho ao laboratório nas geladeiras, estufas, armários e bancadas;

Nenhum objeto estranho ao Laboratório deve ser armazenado no mesmo, ou seja, alimentos, bebidas, objetos pessoais e qualquer outro item que não pertença à rotina do Laboratório deve ficar dentro dele, com o risco de sofrer contaminação ou qualquer outro dano material.

Proibido trabalhar sozinho (ou evitar): Se passar mal sozinho, o risco é alto.

Ao trabalhar em um laboratório, estamos constantemente expostos a riscos. No caso de acidente, a presença de outra pessoa pode ser fundamental no socorro imediato e no auxílio do controle da situação.

Em instituições de ensino, ainda exige-se que a utilização seja de conhecimento de professores e técnicos responsáveis pelo laboratório, para um atendimento adequado em caso de emergências.

Proibido manusear sólidos ou líquidos desconhecidos.

Uma das causas mais frequentes de acidentes em laboratório é o desenvolvimento de atividades sem o conhecimento necessário para realizá-la. Qualquer dúvida quanto ao trabalho no laboratório deve ser previamente esclarecida através de pesquisa e de orientação dos responsáveis.

Manutenção

É de fundamental importância que o laboratório esteja sempre limpo e organizado, por isso depois de toda utilização todos os itens utilizados devem ser devidamente limpos e guardados, facilitando trabalhos posteriores e de outros usuários.

Vidrarias depois de utilizadas devem ser guardadas o mais breve possível.

A limpeza e a organização devem ser feitas imediatamente após o término das atividades (e não após o término do experimento, que pode durar vários dias), para evitar a contaminação de objetos e do ambiente. Vidrarias devem permanecer o menor tempo possível de molho ou secando em estufas.

Ao guardar o material usado, a organização dos itens dentro dos armários deve ser observada e mantida.

Com boas práticas de manutenção também evitamos a compra desnecessária de produtos que podem ficar perdidos, ou se quebrarem no meio da bagunça.

Trajes

O uso de jaleco não exclui o uso de calça e sapato fechado para proteção de pernas e pés. A vestimenta de laboratório deve considerar todos os riscos que o mesmo apresenta. No caso de laboratórios que possuem perigos químicos e biológicos, as roupas devem cobrir a maior parte do corpo possível. De maneira geral, quanto maior o risco, maior e mais especializada deve ser a cobertura das roupas utilizadas. O mesmo vale para calçados, que também devem ser confortáveis e oferecer segurança ao pisar, preferencialmente sem saltos e antiderrapantes.

Nos laboratórios, o traje obrigatório inclui calças compridas que cubram até os tornozelos, sapato fechado que cubra os calcanhares e o peito do pé (preferencialmente de couro) e jaleco de manga comprida que deve permanecer totalmente abotoado e as mangas não devem ser dobradas.

Pulseiras, anéis, correntes, relógios, brincos grandes também são desaconselhados, pois podem enroscar em equipamentos durante a manipulação. Adereços nas mãos e braços apresentam ainda mais riscos, pois quaisquer queimaduras químicas ou térmicas são agravadas pela presença desses adereços.

Alguns experimentos também exigem a utilização de EPI (Equipamento de Proteção Individual). Além desses itens, existem várias outras recomendações que poderiam ser incluídas nas Normas para uso do Laboratório.

Atualmente é comum o uso de celulares (inclusive no caso de mensagens) durante o uso do laboratório, o que gera desatenção podendo causar graves acidentes, além de possibilitar a contaminação e danificação do aparelho. Usar o celular no laboratório gera distrações que podem causar sérios acidentes.

Brincadeiras também podem causar graves acidentes. O trabalho no laboratório deve ser levado a sério. Brincadeiras no laboratório podem ter graves consequências. De maneira geral, a segurança no laboratório está diretamente ligada com a responsabilidade de seus usuários, sendo mínima a porcentagem de acidentes que ocorrem por causa do ambiente e estrutura.

EPI – Equipamento de Proteção Individual e EPC – Equipamento de Proteção Coletiva

Equipamentos de Proteção Individual ou EPIs são quaisquer meios ou dispositivos destinados a ser utilizados por uma pessoa contra possíveis riscos que ameaçam a sua saúde ou segurança durante o exercício de uma determinada atividade. Já os EPC, possuem a mesma função, porém podem ser utilizados em grupo. O uso do EPC é preferencial ao EPI.

Em laboratório a utilização desses itens de proteção é comum e essencial à saúde dos usuários. E para o seu efetivo funcionamento, os equipamentos de proteção devem ser utilizados para a função certa e da maneira adequada. Segue abaixo os equipamentos de proteção mais utilizados em laboratórios:

Jaleco ou avental

Esse EPI deve ser utilizado no momento em que se entra no laboratório e retirado ao sair. Ele deve ser confeccionado em tecido de algodão (queima mais devagar), para proteger o trabalhador dos respingos da substância manipulada no laboratório, mas é ineficaz em exposições extremamente acentuadas, incêndios ou grandes derramamentos. Deve possuir mangas compridas, preferencialmente com punhos, fechamento com velcro ou botões e comprimento até os joelhos. O Jaleco deve ser utilizado todo fechado e suas mangas não devem ser dobradas, ou arregaçadas. É muito importante que o jaleco seja retirado ao sair do laboratório, e ele não deve entrar em contato com outras roupas e objetos para não contaminá-los, mesmo no momento de higienização do jaleco.

Óculos de proteção

Óculos de proteção ou de segurança, tem a função de proteger os olhos contra respingos de produtos químicos, e outros particulados. Este EPI deve possuir leveza, confortabilidade, tratamentos anti-risco e antiembaçante e proteção lateral.

Luvas

Um dos equipamentos mais importantes, pois protege as partes do corpo com maior risco de exposição: as mãos. Há vários tipos de luvas e sua utilização deve ser de acordo com o produto a ser manuseado.

Material da luva e indicações:

Cloreto de polivinila (PVC): Utilizado comumente em todos os setores industriais (para ácidos e álcalis).

Borracha natural: Ácidos, álcalis diluídos, alcoóis, sais e cetonas.

Nitrila: Ácidos, álcalis, alcoóis, óleos, graxa e alguns solventes orgânicos.

Neoprene: Ácidos, sais, cetonas, solventes à base de petróleo, detergentes, alcoóis, cáusticos e gorduras animais.

Borracha butílica: Ácidos, álcalis diluídos, alcoóis, cetonas, ésteres (tem a maior resistência avaliada contra a permeação de gases e vapores aquosos).

Acetato de polivinila (PVA): Bom para solventes aromáticos, alifáticos e halogenados. Ruim para soluções aquosas.

Viton: Especial para solventes orgânicos clorados e/ou aromáticos.

Silver shield: Luva de cobertura, praticamente para todas as classes de produtos químicos (uso especial em acidentes).

Látex: Permeável à maioria dos produtos químicos. Bom para ácidos e bases diluídas, péssimo para solventes orgânicos.

Kevlar: Resistente a altas temperaturas. Não possui resistência a químicos.

Máscaras e respiradores

Máscaras e respiradores são equipamentos de proteção que tem como objetivo evitar a inalação de vapores orgânicos, névoas ou finas partículas. Eles são usados apenas quando as medidas de proteção coletiva não existem, não podem ser implantadas ou são insuficientes.

A escolha do tipo de proteção respiratória a ser utilizada deve ser determinada por uma avaliação de risco criteriosa, devendo levar em consideração a natureza do risco, incluindo as propriedades físicas, deficiência de oxigênio, efeitos fisiológicos sobre o organismo, concentração do material de risco ou nível de radioatividade, limites de exposição estabelecidos para os materiais químicos, concentração no meio ambiente; o(s) agente(s) de risco; o tipo de atividade ou ensaio a ser executado; características e limitações de cada tipo de respirador; o nível mínimo de proteção do equipamento, além de considerar a localização da área de risco em relação às áreas onde haja maior ventilação.

Em laboratórios, a capela é o equipamento de proteção prioritário contra agentes respiratórios. Máscaras e respiradores só são utilizados em situações emergenciais como derramamentos e incêndios químicos.

Capela de exaustão

A função primária de uma Capela de Exaustão é exaurir vapores, gases e fumos produzidos durante a manipulação de produtos químicos, ácidos, solventes e outros formadores de particulados e aerossóis. Ela serve também, como uma barreira física entre as reações químicas e o ambiente de laboratório, oferecendo assim uma proteção aos usuários e ao ambiente contra a exposição de gases nocivos, tóxicos, derramamento de produtos químicos e fogo.

Para que o funcionamento da capela seja eficiente, alguns cuidados devem ser tomados:

Ao utilizar a capela, mantenha a janela com o mínimo de abertura possível;

Deixe na capela apenas o material a ser utilizado;

O sistema de exaustão da capela só deve ser desligado, após 10 a 15 minutos do término dos trabalhos;

Não armazene substâncias químicas e vidrarias na capela;

Mantenha os produtos químicos a uma distância de pelo menos 15 cm da face da capela;

Não apoie ou coloque sua cabeça no interior da capela com contaminantes;
Não obstrua o fluxo de ar linear da capela com equipamentos em sua frente.

Chuveiro de segurança e lava-olhos

Os chuveiros de emergência e lava-olhos são equipamentos de proteção coletiva que devem ser instalados próximos às áreas onde haja armazenagem e manipulação de produtos químicos considerados de risco para a saúde humana.

Ele é utilizado quando ocorre um acidente em que o produto químico entra em contato com a pele ou com os olhos, e o chuveiro deve ser acionado banhando o local afetado com água por 15 minutos.

Os produtos químicos são classificados em nove classes de risco. Dentro de cada uma podem existir divisões, onde os produtos são agrupados pelo tipo de risco, conforme abaixo:

• CLASSE 1: Explosivos



Número 1

Subclasses 1.1, 1.2, 1.3

Símbolo: Bomba explodindo (em preto)

Fundo: laranja



Número 1.4

Subclasse 1.4



Número 1.5

Subclasse 1.5



Número 1.6

Subclasse 1.6

• CLASSE 2: Gás inflamável, gás não inflamável comprimido e gás tóxico



Número 2.1

Subclasses 2.1

Símbolo:



Número 2.2

Subclasse 2.2

Símbolo: Cilindro para gás,



Número 2.3

Subclasse 2.3

Símbolo: Caveira

Chama: preto ou branco

preto ou branco

Fundo: vermelho

Fundo: verde

Fundo: branco

• **CLASSE 3: Líquidos inflamáveis**



Símbolo: Chama: preto ou branco e

Fundo: vermelho

• **CLASSE 4: Sólidos inflamáveis, espontaneamente combustíveis e perigosos quando molhados**



Símbolo: Chama preto ou
branco

Fundo: branco com listas
vermelhas



Símbolo: Chama preto

Fundo: branco e vermelho



Símbolo: Chama preto ou
branco

Fundo: azul

• **CLASSE 5: Agentes oxidantes e peróxidos orgânicos**



Símbolo: Chama sobre um círculo preto

Fundo: amarelo



Símbolo: Chama sobre um círculo preto

Fundo: amarelo

• **CLASSE 6: Tóxicos infecciosos**

• **CLASSE 7: Radioativos**



• CLASSE 8: Corrosivos



• CLASSE 9: Miscelânea



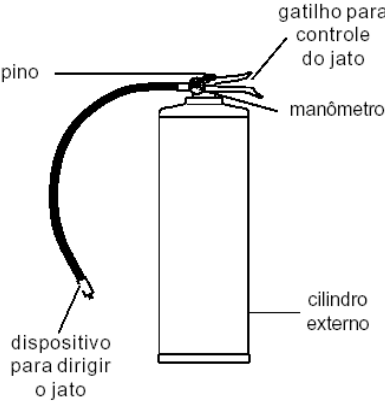
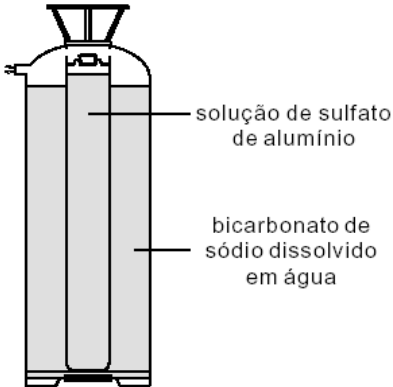
A seguir estão relacionados os acidentes mais comuns que ocorrem nos laboratórios e as iniciativas a serem tomadas e/ou primeiros socorros que devem ser realizados:

(1) Incêndios

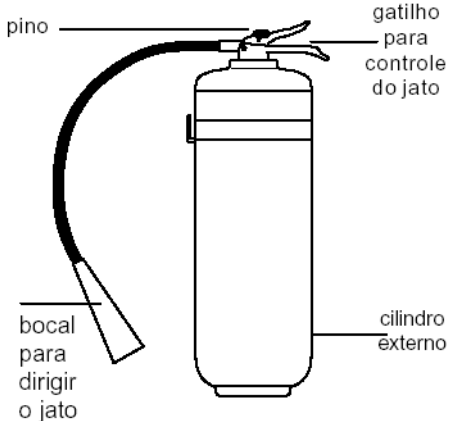
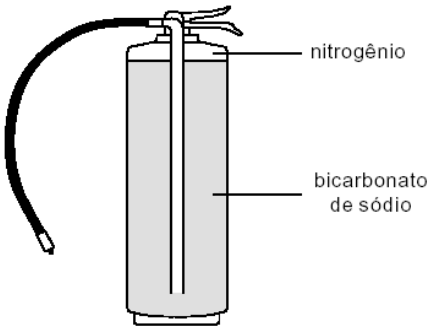
(a) Todas as vezes que ocorrer um acidente envolvendo algum aparelho elétrico, puxar imediatamente o pino da tomada.

(b) Aprender a localização e a utilização de extintores de incêndio.

Como usar os aparelhos extintores de incêndio

EXTINTOR (TIPO)	PROCEDIMENTOS DE USO
<p data-bbox="132 779 654 813">ÁGUA PRESSURIZÁVEL (ÁGUA/GÁS)</p>  <p data-bbox="86 1328 699 1413"><u>Carga:</u> carregado com 10 litros de água pressurizada com nitrogênio ou gás carbônico.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Retirar o pino de segurança. - Empunhar a mangueira e apertar o gatilho, dirigindo o jato para a base do fogo. - Só usar em madeira, papel, fibras, plásticos e similares. - Não usar em equipamentos elétricos.
<p data-bbox="331 1435 456 1469">ESPUMA</p>  <p data-bbox="86 1888 699 2051"><u>Carga:</u> de 10 kg. Tem dois compartimentos, como mostra a figura. Na parte externa possui bicarbonato de sódio dissolvido em água, e na parte interna, uma solução de sulfato de</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Inverter o aparelho. O jato disparará automaticamente, e só cessará quando a carga estiver esgotada. - Não usar em equipamentos elétricos.

alumínio.	
-----------	--

EXTINTOR (TIPO)	PROCEDIMENTOS DE USO
<p>GÁS CARBÔNICO (CO₂)</p>  <p><u>Carga:</u> de 6 a 8 Kg de gás carbônico sob pressão.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Retirar o pino de segurança quebrando. - Acionar a válvula dirigindo o jato para a base do fogo. - Pode ser usado em qualquer tipo de incêndio.
<p>PÓ QUÍMICO SECO (PQS)</p>  <p><u>Carga:</u> De 8 a 12 kg de bicarbonato de sódio.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Retirar o pino de segurança. - Empunhar a pistola difusora. - Atacar o fogo acionando o gatilho. - Pode ser usado em qualquer tipo de incêndio. <p>“Utilizar o pó químico em materiais eletrônicos, somente em último caso”.</p>

Onde usar os agentes extintores

Os agentes extintores podem ser encontrados nos estados sólidos, líquidos ou gasosos. Existe uma variedade muito grande de agentes extintores, abaixo citamos apenas os mais comuns.

Classes de Incêndio	Agentes Extintores			
	Água	Espuma	Pó Químico	Gás Carbônico
A Madeira, papel, tecidos, etc.	SIM	SIM	SIM*	SIM*
B Gasolina, álcool, ceras, tintas, etc.	NÃO	SIM	SIM	SIM
C Equipamentos, Rede elétrica energizada.	NÃO	NÃO	SIM	SIM
* Com restrição, pois há risco de reignição (se possível utilizar outro agente).				

(c) Na ausência de um extintor de incêndio, utilizar um pano, cobertor ou mesmo o avental para abafar as chamas.

(2) 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 & cobrir com gaze esterilizada umedecida com solução aquosa de bicarbonato de sódio 5 %. Contatar 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 de a queimadura ser grave lavar apenas com água e procurar um médico.

(3) Ácidos nos olhos

Lavar com água corrente em abundância durante quinze minutos. Depois disso, aplicar solução aquosa de bicarbonato de sódio 1 %.

(4) Álcalis nos olhos

Lavar com água corrente em abundância durante quinze minutos. Depois disso, aplicar solução aquosa de ácido bórico 1 %.

(5) Intoxicações por inalação de gases

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

(6) Na boca

Os sólidos ou líquidos que atingem a boca podem ou não ser deglutidos. Caso não sejam engolidos, retirar imediatamente e lavar repetidamente com bastante água. Caso sejam engolidos, não induza o vômito se a pessoa estiver inconsciente, tenha dor ou queimação na garganta, tenha engolido uma substância corrosiva (ácido ou álcali) ou produto derivado do petróleo como gasolina, querosene, benzina, terebintina, etc.

Caso a substância seja ácida, dê água, leite, ou leite de magnésia (uma colher de sopa para cada copo de água). Caso a substância não seja corrosiva ou derivada do petróleo, dê leite ou água morna e induza o vômito. Quando o vômito começar, abaixe o rosto e coloque a cabeça do acidentado mais baixa que o quadril. Recolha e guarde o vômito para o médico.

(7) 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.

Finalmente, lembrar que o LABORATÓRIO É UM LUGAR DE RESPEITO E TRABALHO SÉRIO. EVITE QUALQUER TIPO DE BRINCADEIRA. A atenção adequada ao trabalho evita a grande maioria dos acidentes. É muito importante ter o perfeito conhecimento do que está sendo realizado no laboratório.

Antes de todas as aulas:

1. Leia atentamente o roteiro proposto na apostila, para saber de antemão o trabalho que será realizado, e não ficar “perdido” durante a aula.
2. Faça um fluxograma do roteiro para melhor se situar.
3. Pesquise sobre os reagentes com os quais trabalhará, para saber os cuidados que terá de tomar.

Como exemplo, o hidróxido de sódio, ou soda cáustica, é um sólido que será usado diversas vezes nas aulas práticas. O site <http://avogadro.chem.iastate.edu/MSDS/> oferece informações sobre muitos reagentes químicos utilizados em aulas práticas de Química Geral. A respeito do hidróxido de sódio (Sodium Hydroxide), ele informa (após tradução):

Efeitos potenciais à saúde:

Olhos: Pode causar irritação nos olhos e possíveis queimaduras.

Pele: Pode causar irritação da pele grave com possíveis queimaduras, especialmente se a pele estiver molhada ou úmida.

Ingestão: Pode causar irritação do trato gastrointestinal grave com náuseas, vômitos e possíveis queimaduras.

Inalação: Pode causar irritação severa do trato respiratório com possíveis queimaduras.

Primeiros socorros:

Olhos: Lavar os olhos com água em abundância por pelo menos 15 minutos, erguendo as pálpebras superiores e inferiores. Obter ajuda médica.

Pele: Obter ajuda médica. Lavar a pele com bastante água e sabão durante pelo menos 15 minutos, removendo roupas e sapatos contaminados. Lave as roupas antes da reutilização. Destruir os sapatos contaminados.

Ingestão: Nunca dê nada pela boca a uma pessoa inconsciente. Obter ajuda médica. NÃO provocar o vômito. Se estiver consciente e alerta, enxaguar a boca e beber 2-4 copos de leite ou água.

Inalação: Retirar da exposição para o ar fresco imediatamente. Se não estiver respirando, aplique respiração artificial. Se respirar com dificuldade, dê oxigênio. Obter ajuda médica.

ATENÇÃO:

Química Experimental é uma ocupação muito perigosa, e extremo cuidado e precauções de segurança adequadas devem ser tomadas em todos os momentos. Embora tenhamos indicado as principais medidas de segurança que devem ser tomadas sob condições específicas, estas não estão aqui colocadas de forma exaustiva e algumas podem ter sido inadvertidamente ou acidentalmente omitidas. O experimentador sem conhecimento ou experiência prévia deve procurar aconselhamento de segurança sobre os reagentes e procedimentos como professor ou técnico antes de empreender qualquer prática.

Roteiro para elaboração de relatórios

Noções Gerais

Tão importante quanto realizar o experimento proposto é a apresentação do Relatório Técnico-Científico, que constitui em um dos principais instrumentos de avaliação desta disciplina. Portanto, entre os objetivos dessa disciplina está a introdução à redação do relatório científico.

O relatório de atividades deve em primeiro lugar, retratar o que foi realmente realizado no experimento, sendo de fundamental importância a apresentação de um documento bem ordenado e de fácil manuseio. Além disso, deve ser o mais sucinto possível e descrever as atividades experimentais realizadas, a base teórica dessas atividades, os resultados obtidos e sua discussão, além da citação da bibliografia consultada.

O relatório deve ser redigido de uma forma clara, precisa e lógica. Redija sempre de forma impessoal, utilizando-se a voz passiva no tempo passado. Ex. *a massa das amostras sólidas foi determinada utilizando-se uma balança.*

Devem ser evitados expressões informais ou termos que não sejam estritamente técnicos (Não utilize em hipótese alguma adjetivo possessivo, como por exemplo, *minha reação, meu banho, meu qualquer coisa*). É bastante recomendável efetuar uma revisão do relatório para retirar termos redundantes, clarificar pontos obscuros e retificar erros no original.

Uma atenção especial deve ser dada aos termos técnicos, resultados, fórmulas e expressões matemáticas. As ilustrações (tabelas, fórmulas, gráficos) deverão vir na sequência mais adequada ao entendimento do texto e seus títulos e legendas devem constar imediatamente abaixo.

Tópicos de Composição:

1. Capa: identificação da universidade, unidade acadêmica e curso; título do relatório (experimento); identificação dos autores e data.
2. Sumário (opcional)
3. Resumo (opcional)
4. Introdução
5. Materiais e Métodos
6. Resultados e Discussão
7. Conclusões
8. Referências bibliográficas

Para organizar o conteúdo de cada tópico do relatório, convém que você veja seu trabalho de laboratório como resposta a uma pergunta. Depois, tente responder:

- a. qual é a pergunta?
- b. como você procurou a resposta para essa pergunta?
- c. quais foram seus achados?
- d. o que significam esses achados?

Você responde *qual é a pergunta* no tópico **Introdução**; você diz *como você procurou a resposta para a pergunta* no tópico **Materiais e Métodos ou Experimental**; você mostra *o que achou* e discute *o que significam seus achados* no tópico **Resultados e Discussão**. Então veja o que você deve escrever em cada tópico.

Introdução

A **Introdução** deve dar ao leitor a informação necessária para entender de que assunto trata o seu relatório, sem precisar recorrer a outras fontes. Para ajudar você a escrever a **Introdução**, aqui estão algumas perguntas que, se bem respondidas, darão forma a esse tópico.

- a. de que assunto trata o seu trabalho?
- b. por que é importante tratar esse assunto?
- c. como você tratou o assunto?
- d. qual é o seu objetivo?

Materiais e Métodos ou Parte Experimental

No tópico **Materiais e Métodos** você deve dar informação suficiente para que outro pesquisador possa reproduzir seu trabalho. Isso porque só é considerado *científico* o trabalho que é passível de *reprodução*. Mas, para que possa ser reproduzido por colega de igual competência, seu trabalho *precisa ser bem descrito*. Comece descrevendo todos os materiais utilizados. Enfim, convém descrever:

- a. tipo de instrumental utilizado;
- b. especificações técnicas, quantidade, fonte ou método de preparação dos materiais;
- c. equipamentos.

Resultados e Discussão

O tópico **Resultados e Discussão** é de certa maneira a mais difícil de escrever.

É nesse tópico que você mostra o que realmente conseguiu de resultado, também é nesse tópico que você *explica seus resultados*... Então, muito capricho!

Comece apresentando os dados sem, no entanto, descrever métodos que você já descreveu – ou deveria ter descrito – no tópico **Materiais e Métodos**. Ou seja, faça apenas uma rápida apresentação. E não sobrecarregue seu leitor com pormenores desnecessários. Se você fez poucas determinações, coloque-as no texto. Se você fez muitas determinações, arranje-as em tabelas e gráficos.

Para ajudar você na redação desse tópico, aqui está uma sugestão: escreva procurando dar respostas às seguintes perguntas:

- a. que significam seus dados?
- b. até que ponto seus resultados estão de acordo com os resultados apresentados na literatura científica?
- c. Que razões tem você para acreditar que seus resultados comprovam determinada teoria?
- d. Que tendências e generalizações sugerem seus dados?
- e. Que solução você conseguiu para o seu problema? Qual é a importância dessa solução?

Conclusões

Neste item deverá ser feita uma avaliação global do experimento realizado, são apresentados os fatos extraídos do experimento, comentando-se sobre as adaptações ou não, apontando-se possíveis explicações e fontes de erro experimental. Não é uma síntese do que foi feito e também não é a repetição da discussão.

Referências

É de grande importância, também, a citação de referências bibliográficas que foram utilizadas como fonte de consulta.

UM EXEMPLO DE UM BOM RELATÓRIO SÃO OS ARTIGOS DA QUÍMICA NOVA.

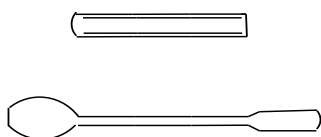
<http://quimicanova.sbq.org.br/index.php>

Aula 2: Equipamentos básicos de laboratório

Vidrarias e equipamentos usuais em laboratórios de química:

A execução de qualquer experimento na Química envolve geralmente a utilização de uma variedade de equipamentos de laboratório com finalidades específicas. O objetivo desta aula é apresentar os materiais utilizados rotineiramente em um laboratório e introduzir algumas técnicas específicas.

A seguir são apresentadas as principais vidrarias e equipamentos que serão utilizados nas aulas práticas:



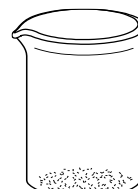
Espátula: Retirada de porções de reagentes sólidos.



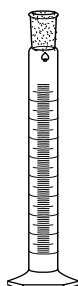
Vidro de relógio: pesagens e transporte de substâncias



Tubo de ensaio: testes de reações químicas.



Béquer: usado para transferência de líquidos, aquecimento de líquidos



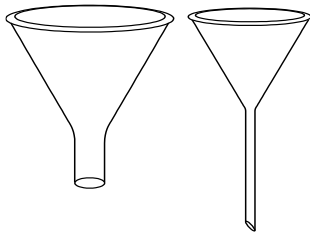
Proveta: medida aproximada de volumes de líquidos.



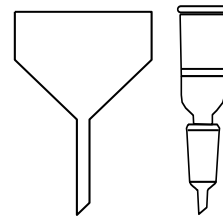
Bastão de vidro: agitar soluções, transporte de líquidos, filtração e outros fins.



Pipeta Volumétrica: medida de volumes fixos de líquidos.



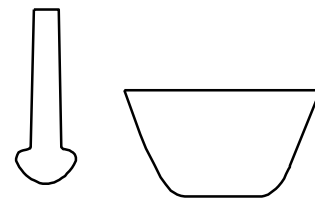
Pipeta Graduada: medida de volumes de líquidos.



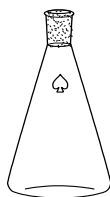
Funil de vidro: transferência de líquidos e em filtrações em laboratório



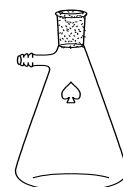
Funil de Buchner: usado em filtrações à vácuo.



Funil de decantação: separação de líquidos imiscíveis.

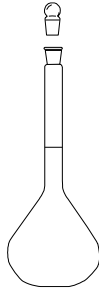


Almofariz e pistilo: triturar e pulverizar sólidos

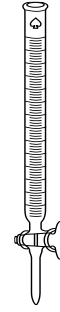


Erlenmeyer: titulações.

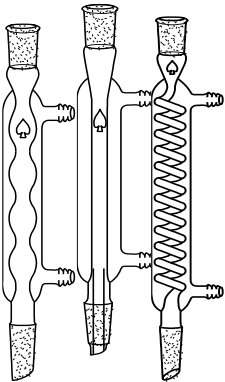
Kitassato: filtrações à vácuo



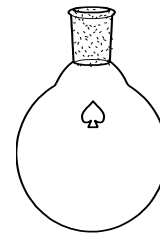
Balão volumétrico: preparo de soluções.



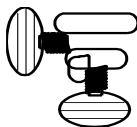
Bureta: medidas precisas de líquidos e em análises volumétricas.



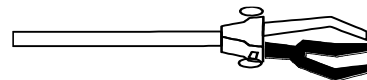
Condensadores: condensar os gases ou vapores na destilação.



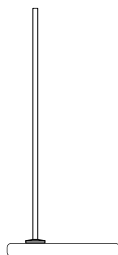
Balão de fundo redondo: aquecimento de líquidos, em destilações, etc.



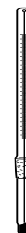
Mufa: prender a garra no suporte universal



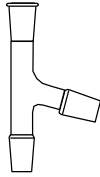
Garra: prender vidrarias no suporte universal



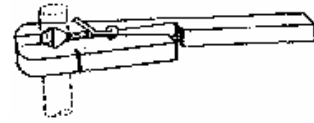
Suporte Universal: prender vidrarias.



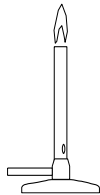
Termômetro: medida de temperatura.



Adaptador de três vias:
usado em destilações.



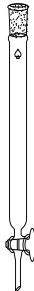
Pinça de madeira: segurar tubos de ensaio durante aquecimentos diretos no Bico de Bunsen.



Bico de Bunsen:
aquecimento em laboratório.



Tripé de ferro: usado para sustentar a tela de amianto.



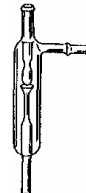
Coluna: cromatografia.



Extrator de Soxhlet: extração contínua.



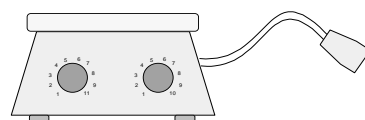
Pisseta: lavagens, remoção de precipitados e outros fins.



Trompa de vácuo: usado em conjunto com o kitassato e funil de Buchner.



Balança: pesagem de materiais e reagentes.

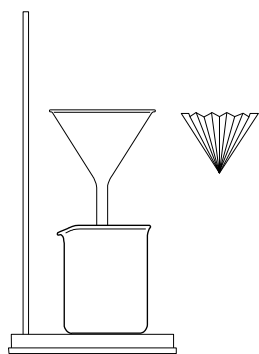


Chapa aquecedora e agitador magnético:
aquecimento e agitação.

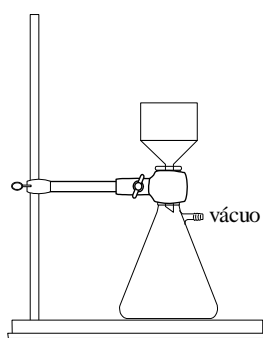
Processos físicos mais utilizados em laboratórios de química

(a) Filtração simples e a vácuo

A filtração simples é o processo usado para a separação de uma mistura heterogênea sólido-líquido. Na filtração à vácuo de uma mistura sólido-líquido usa-se um funil chamado de funil de Buchner, cujo fundo é perfurado e sobre o qual se coloca o papel de filtro.



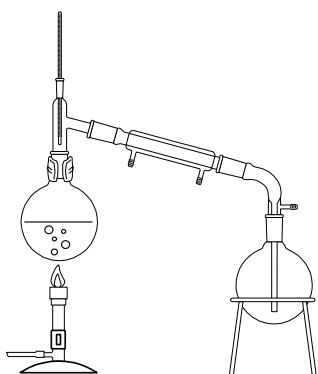
Filtração Simples



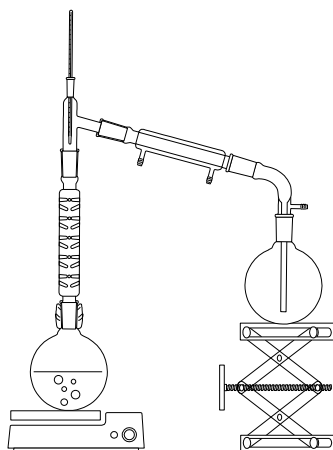
Filtração à Vácuo

(b) Destilação Simples e Fracionada

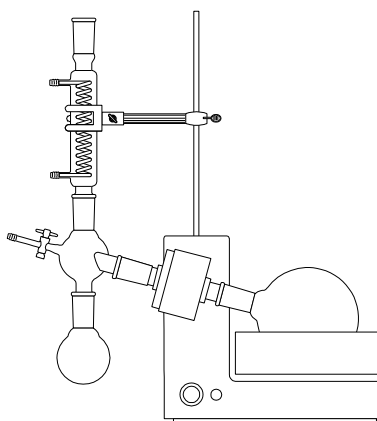
Destilação simples é um processo de separação de misturas homogêneas de substâncias de pontos de ebulição distantes. A destilação fracionada é um processo de separação de misturas homogêneas de líquidos de pontos de ebulição próximos.



Destilação Simples



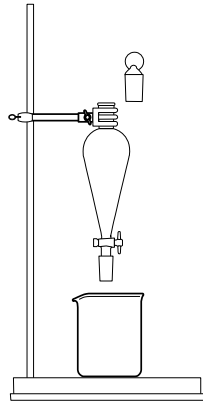
Destilação Fracionada



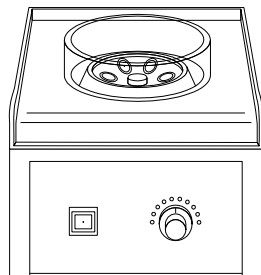
Rota-evaporador

(c) Decantação

O processo de decantação é utilizado na separação de dois líquidos não miscíveis.



(d) Centrifugação



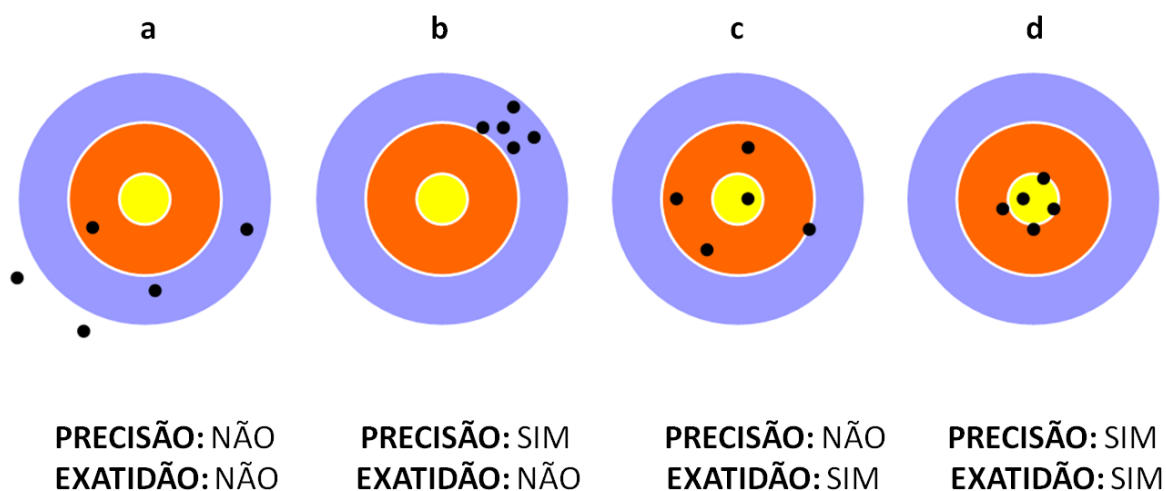
É o processo usado para acelerar a sedimentação das fases.

Centrífuga

Aula 3: Medidas de volume e de pesagem

Um comerciante de ouro precisa fazer medidas muito próximas da real, pois um pequeno erro pode representar um grande prejuízo. Por outro lado, receitas culinárias utilizam medidas como colher de sopa, colher de chá. Se a colher estiver mais cheia, ou menos cheia, haverá diferença na quantidade medida, porém, o sabor não será alterado substancialmente. Assim, as medidas usadas por um ourives e por um chefe de cozinha não serão as mesmas. Ao realizar uma medida em um laboratório, é necessário ter-se ideia de quão boa é essa medida. O rigor na certeza da medida dependerá do tipo de experimento a ser realizado. Existem duas medidas muito úteis para se avaliar medições: a exatidão e a precisão.

Dizer que uma medida é exata significa que ela se aproxima do valor verdadeiro. Dizer que uma medida é precisa significa que, ao se repetir a medição por diversas vezes, sempre se chegará a valores muito próximos entre si, mas não necessariamente próximos do valor verdadeiro. A figura abaixo ilustra a diferença entre exatidão e precisão, supondo que o círculo mais interior represente o valor verdadeiro, e as manchas pretas os valores medidos.



Para medir volumes de líquidos são usadas vidrarias que nos fornecem medidas com exatidão, com aproximação e medidas grosseiras. Enfim, há vidrarias com exatidão e precisão distintas.

A exatidão de uma vidraria está associada à sua calibração. O fabricante deverá ter feito uma rigorosa marcação dos volumes, em conformidade com o valor real. Uma proveta, por exemplo, onde os traços de aferição estejam colocados nos lugares certos é uma proveta exata. A calibração periódica de vidrarias é sempre desejável devido à variação, com o tempo, da resposta da maioria dos instrumentos, resultante do desgaste, da corrosão ou da manutenção inadequada. Já a precisão de uma vidraria está associada ao seu formato. Geralmente, provetas não são vidrarias precisas. Isto porque essa vidraria é muito larga à altura dos traços de aferição. Dificilmente o experimentador terá acuidade visual suficiente para conseguir medir um valor com precisão, já que uma pequena diferença de altura da coluna de líquido, de uma medição para outra, implicará numa grande diferença de volume, já que o tubo é grosso. Por outro lado, uma pipeta volumétrica é uma vidraria precisa, pois o diâmetro da mesma no local onde está o traço de aferição é bem pequeno. Um experimentador, ao variar, de uma medida para outra, 0,5

mm, estará variando um valor muito pequeno de volume. Se fosse uma proveta, por ser larga, haveria uma variação volumétrica muito maior. Por isso, a pipeta volumétrica é mais precisa que a proveta e que pipeta graduada. Porém, ela só será exata se o fabricante tiver feito uma correta marcação do traço de aferição.

Durante o tempo, em laboratórios credenciados, faz-se a calibração das vidrarias exatas, pois o vidro pode ter sofrido alguma dilatação. Se o traço de aferição não estiver correto, apaga-se e coloca-se outro. Para certificar-se do valor correto, pode-se pesar a quantidade de água transferida por uma vidraria, usando uma balança calibrada. Como a densidade da água em várias temperaturas é conhecida, pela massa da alíquota transferida sabe-se o volume transferido. Compara-se esse volume com o volume indicado pela vidraria, para saber se a vidraria está exata. Para saber se a vidraria é precisa, pode-se pesar várias alíquotas iguais e ver se os valores são semelhantes.

As vidrarias de medidas se classificam em duas categorias:

A- Vidrarias para conter um volume líquido específico, ex. balões volumétricos. (Também chamadas de vidrarias TC, do inglês, *To Contain*).

B- Vidrarias para dar escoamento a volumes variáveis, ex. pipetas, buretas, etc. (Também chamadas de vidrarias TD, do inglês, *To Deliver*).

VIDRARIAS MAIS COMUNS PARA MEDIDA DE LÍQUIDOS

BALÃO VOLUMÉTRICO – recipiente destinado a conter um determinado volume líquido, a uma dada temperatura. É utilizado no preparo e na diluição de soluções de concentração definida (soluções padrão). Como o volume nominal dos balões volumétricos é geralmente calibrado a 20° C, não é recomendado colocar soluções aquecidas no seu interior, nem submetê-los a temperaturas elevadas. Como o traço de aferição está localizado em um local de diâmetro pequeno, o pescoço do balão, esta é uma vidraria precisa. Caso o balão tenha sido calibrado recentemente, e não tiver sido exposto ao calor, ele será exato.

PROVETA OU CILINDRO GRADUADO – frasco destinado a medidas aproximadas de volume. Podem ser encontradas em diversos volumes. Não é precisa. Pode ser exata, a depender da calibração do fabricante.

BÉQUER – recipiente com ou sem graduação, de forma alta ou baixa. Sua graduação fornece uma medida grosseira de volume. Usado no preparo de soluções, na pesagem de sólidos e no aquecimento de líquidos, bem como em reações de precipitação e recristalização. Não é precisa, e geralmente não é exata, pois o fabricante não se preocupa em marcar com muita certeza os traços de aferição, já que não é uma vidraria usada para transferências de volume com rigor na medida.

ERLENMEYER – recipiente com ou sem graduação, esta fornece uma medida grosseira de volume. Esse recipiente é largamente utilizado na análise titulométrica, no aquecimento de líquidos e na dissolução de substâncias. Da mesma forma que o béquer, não é exato nem preciso.

PIPETAS – instrumento para medida e transferência de determinados volumes de líquidos a uma dada temperatura. Existem basicamente dois tipos de pipetas: as volumétricas ou de transferências e as graduadas. As primeiras são utilizadas para escoar volumes fixos, enquanto as graduadas são utilizadas para escoar volumes variáveis de líquidos. As volumétricas são mais precisas e exatas, porém, menos

versáteis. A precisão das graduadas depende do volume que se quer transferir. A transferência de volumes maiores implica em maior precisão.

BURETA –Permite o escoamento de líquido e é muito utilizada em titulações. Possui uma torneira controladora de vazão na sua parte inferior. Por ser usada em experimentos onde o volume deve ser medido com rigor, as buretas são bem calibradas pelo fabricante, e, se bem cuidadas, são vidrarias exatas. Por serem finas, são precisas. A imprecisão fica maior quando se mede volumes muito pequenos. Nesse caso, o melhor a fazer é recorrer a buretas de menor capacidade. Quando se realiza uma titulação, onde o volume gasto deve ser em torno de 20 mL, usa-se uma pipeta de 25,0 mL de capacidade. O uso de uma de 50 mL ou mais aumentaria o erro da medida e, portanto, a imprecisão.

Procedimento experimental

1. Medir o volume indicado em sua pipeta volumétrica e escoar todo o líquido (repetir três vezes).
2. Zerar uma pipeta graduada e fazer o escoamento do líquido das seguintes maneiras:
a) de 1 em 1 mL, b) de 0,5 em 0,5 mL, c) gota a gota.
3. Transferir o volume total de uma pipeta graduada para uma proveta. Conferir os volumes. Fazer o mesmo com uma pipeta volumétrica.
4. A pipeta utilizada deve ser soprada para escoar a última gota ou não? Por quê? Qual a capacidade dessas pipetas (graduada e volumétrica)?
5. Coloque 100 mL de água em um béquer graduado e transfira-o para um balão volumétrico de 100 mL. Observe a variação de volume.
6. Repita o mesmo procedimento anterior passando água de um erlenmeyer para um balão volumétrico.
7. Meça o peso das vidrarias da tabela abaixo, cuidadosamente secas. Coloque 50 mL de água destilada em cada recipiente e pese-os novamente (usar os traços de aferição da própria vidraria para fazer a medição). Anote os resultados na tabela abaixo.
8. A fim de comparar a exatidão das várias vidrarias utilizadas na medição de volumes, preencha o quadro abaixo. O erro percentual é o Volume real, encontrado pela pesagem, dividido pelo volume teórico, indicado pela vidraria, vezes 100%.

Vidraria	Massa Vidraria Seca (g)	Massa Vidraria + 50 mL de H ₂ O (g)	Massa de H ₂ O (g)	Volume de H ₂ O (mL)*	Erro percentual
Proveta 50 mL					
Balão 50 mL					
Béquer 100 mL					

9. Meça a massa de 50 mL de água, medidas por um béquer de 100 mL. Esvazie o béquer, seque-o, e meça novamente por mais duas vezes. Repita o procedimento, usando uma proveta de 100 mL, anote os dados na tabela abaixo. Compare a precisão das vidrarias.

10.	Massa de 50 mL de água		
Vidraria	valor 1	valor 2	valor 3
Proveta 100 mL			
Béquer 100 mL			

Aula 4: Propriedades das substâncias: densidade, pontos de fusão e ebulição

Introdução

Ao realizar um experimento é importante saber identificar e reconhecer os diferentes materiais que participam de uma transformação. Esses materiais podem apresentar um espaço uniforme em toda sua extensão e propriedades constantes ou não.

Uma substância pode ser identificada por um conjunto de propriedades classificadas como extensivas e intensivas. As propriedades extensivas são aquelas que dependem da quantidade de matéria presente na amostra como, por exemplo, a massa e o volume. As propriedades intensivas são aquelas que independem da quantidade de matéria e sim da natureza da substância, como por exemplo, a temperatura, a pressão e a entalpia molar. Por isso, são muitas vezes chamadas de propriedades características de uma substância, utilizadas, frequentemente, na determinação do seu grau de pureza.

Algumas dessas propriedades estão listadas a seguir:

Ponto de fusão: o ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância sólida, em condições de equilíbrio, passa para o estado líquido. No caso de uma “substância pura”, o intervalo de temperatura desde o momento inicial da fusão (aparecimento de uma fase líquida) até a sua completa fusão não deve exceder a 0,5 °C. Substâncias contendo impurezas não possuem um ponto de fusão definido, mas um intervalo com vários graus de temperatura.

Ponto de ebulição: o ponto de ebulição é, por definição, a temperatura na qual a pressão de vapor de um líquido torna-se igual à pressão atmosférica, quando essa é de 760 mm Hg.

Densidade (ρ): a densidade é uma propriedade física específica que pode ser usada para identificar substâncias, visto que raramente diferentes substâncias têm a mesma massa específica.

É definida como massa específica a razão entre a massa da substância (m) e o seu volume (V)

$$\rho = \frac{m}{V}$$

A massa específica pode ser expressa em **kg/L** ou **g/mL**

Procedimento experimental

1. Determinação do ponto de fusão

Encha cerca de ¼ de um tubo capilar, fechado numa das extremidades, com naftaleno em pó e amarre-o junto ao bulbo de um termômetro, como mostrado na Figura 1 (Obs.: o bico de Bunsen pode ser substituído por uma chapa aquecedora). Mergulhe o bulbo do termômetro num béquer contendo água e aqueça lentamente. Observe e anote as temperaturas inicial e final de fusão.

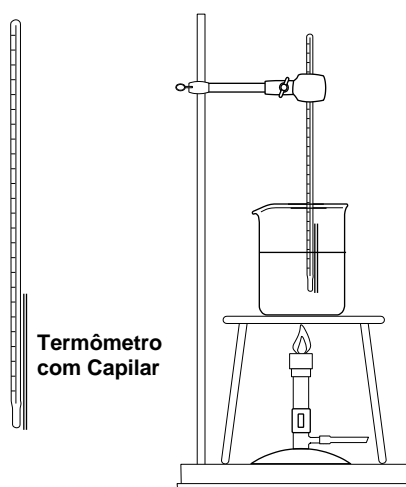


Figura 1. Montagem para determinação do ponto de fusão.

2. Determinação do ponto de ebulição

Num tubo de ensaio limpo e seco coloque de 3 a 4 mL de acetona. Insira um termômetro no tubo, adaptado a uma rolha com ranhura e fixe-os a um suporte universal (Figura 2). Se a rolha não tiver ranhuras, ela não deverá ser encaixada ao tubo, caso contrário a pressão iria aumentar, ocasionando uma explosão. (Obs.: o bico de Bunsen pode ser substituído por banho-maria feito em chapa aquecedora). Aos poucos, aqueça o sistema até a fervura do líquido e anote a temperatura do vapor.

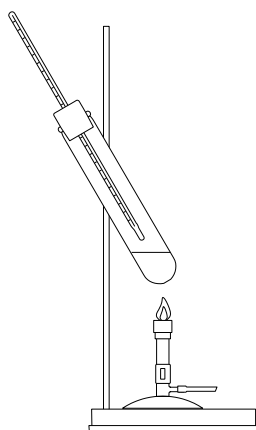


Figura 2. Aparelho para determinação do ponto de ebulição.

3. Densidade

A) Densidade de sólidos

Pese numa balança semi-analítica um pedaço de um sólido fornecido pelo professor/técnico (alumínio, cobre, zinco). Adicione água em uma proveta de 10 mL, até a metade. Adicione o sólido pesado e meça a diferença de volume. Anote seus resultados e calcule a massa específica do sólido.

B) Densidade de líquidos

Pese um balão volumétrico de 50 mL vazio (Obs.: o mesmo experimento pode ser realizado, com maior precisão, utilizando um picnômetro). Meça a temperatura da água destilada, e preencha o balão com a mesma. Pese, e desconte o peso do balão vazio, para saber a massa de água exata que o balão comportou. Encontre o volume exato do balão, através da tabela de densidade abaixo. Despreze a água destilada. Enxágue o balão com pequenas porções de álcool etílico, para retirar toda a água. Preencha o balão com álcool etílico, e pese-o. Encontre a densidade do álcool etílico.

TEMP. (°C)	DENSIDADE
22,0	0,99803
22,5	0,99759
23,0	0,99751
23,5	0,99745
24,0	0,99721
24,5	0,99716
25,0	0,99707
25,5	0,99694
26,0	0,99681
26,5	0,99667
27,0	0,99654
27,5	0,99640
28,0	0,99626
29,0	0,99597
30,0	0,99567
31,0	0,99537
32,0	0,99505

Questão: Qual sua sugestão para medir a densidade de um pedaço de giz?

Referências

1. GESBRETCHT, E. et al. Experimentos de Química, técnicas e conceitos básicos. Editora Moderna Ltda. São Paulo, 1979.
2. MITCHELL, R.S. Journal of Chemical Education, 1991, 68(11), 941.

Aula 5: Métodos de extração e separação de substâncias

A maioria dos materiais encontrados na natureza, ou preparados em laboratório não é substância pura, mas misturas de várias substâncias. Aliás, a pureza é uma questão de grau. Sem contar os contaminantes tais como poeira, papel, cera, cortiça, etc, que podem ter sido inadvertidamente introduzidos na amostra durante a fabricação, todas as substâncias químicas comercialmente disponíveis são, em alguma medida, impuras. Quaisquer quantidades de material de partida que não reagiu, intermediários, subprodutos, isômeros e compostos semelhantes podem estar presentes, dependendo do procedimento de isolamento ou síntese utilizado para preparar as substâncias. Reagentes inorgânicos pode deteriorar-se por causa da embalagem com defeito, corrosão ou armazenamento prolongado. As moléculas orgânicas podem sofrer alterações no armazenamento. Em casos extremos, o recipiente pode ser rotulado de forma incorreta ou, quando as composições são dadas, eles podem ser enganosas ou imprecisas para o uso proposto. Onde houver dúvida, é necessário proceder-se a algum teste de pureza.

A questão importante, então, não é se uma substância é pura, mas se uma determinada amostra é suficientemente puro para alguma finalidade. Pureza absoluta é um ideal que, não importa o quão perto se aproxime, nunca pode ser alcançado. Um teste físico ou químico negativo indica apenas que a quantidade de uma impureza de uma substância se encontra abaixo de um certo nível de sensibilidade; nenhum teste pode demonstrar que uma provável impureza está totalmente ausente. Assim, os materiais encontrados na natureza, ou preparados em laboratório, são misturas. **Quando a amostra não está pura o suficiente para o fim a que se destina é necessário recorrer a um método de purificação adequado. Para tanto, é necessário extrair o(s) composto(s) de interesse, separando-os dos demais constituintes da mistura.**

As misturas podem ser classificadas como homogêneas ou heterogêneas, em função do número de fases que apresentarem. Separar os componentes de uma mistura é um dos problemas com que normalmente um químico se depara em seu trabalho. A escolha do método de separação deverá ser feita em função do tipo de mistura a ser separada (homogênea e heterogênea) e do estado físico de seus componentes. Outras características do sistema, como estabilidade frente à temperatura, possibilidade de reação com determinados solventes, custo do processo, etc., devem ser levadas em conta.

Abaixo estão listados alguns métodos de separação dos compostos frequentemente utilizados:

Decantação: utilizada para separar misturas cujos componentes se separam espontaneamente pela ação da gravidade. O funil de decantação pode ser utilizado na separação de misturas formadas por dois líquidos imiscíveis.

Centrifugação: método que acelera a decantação através de um forte movimento giratório, forçando a parte sólida a se depositar no fundo do recipiente.

Filtração: método utilizado para separar sólidos de líquidos. Nos laboratórios realiza-se com frequência a filtração através de papel de filtro, convenientemente dobrado, e adaptado num funil. A filtração é possível quando o tamanho das partículas sólidas é maior que os poros do papel de filtro. Quando se deseja

apressar a filtração ou quando o sólido a ser filtrado tem aspecto gelatinoso costuma-se realizar a filtração a vácuo.

Sublimação: a sublimação tem por definição a separação e purificação de sólidos que vaporizam em baixas temperaturas. O método é efetuado pela combinação sucessiva dos processos de vaporização e condensação.

Destilação: a destilação tem por finalidade a separação e purificação de líquidos e é efetuada pela combinação sucessiva dos processos de vaporização e condensação. Mistura de líquidos onde as diferenças nas temperaturas de ebulição são maiores que 10°C, são destilados usando-se um aparelho de destilação simples. Misturas de líquidos com diferenças de temperatura menores que essa, são separadas usando-se o aparelho de destilação fracionada.

Precipitação: a técnica de precipitação se baseia na diferença de solubilidade entre as diferentes substâncias. A *cristalização* é um caso específico da precipitação, muito útil sobretudo na Química Orgânica. Essa técnica se baseia no fato de a solubilidade de um composto em determinado solvente variar em função da temperatura. Dissolve-se o material impuro em um solvente adequado a quente. Em seguida, abaixa-se a temperatura da solução, e o composto orgânico deixa de ser solúvel, precipitando. Outras substâncias continuam sendo solúvel na solução a frio, e podem ser separadas por filtração. O composto orgânico, então, é recuperado com maior grau de pureza que antes.

Cromatografia: Essa técnica se baseia na distribuição diferencial dos componentes de uma mistura entre uma fase móvel e uma fase estacionária. A fase móvel pode ser um gás ou um líquido enquanto a fase estacionária pode ser um sólido ou um líquido não volátil absorvido sobre uma superfície sólida.

Eletroforese: Substâncias ionizáveis tais como ácidos, bases e os sais orgânicos e inorgânicos migram para os seus respectivos eletrodos (ânodo ou cátodo), se é aplicada uma voltagem. Quando eles são colocados sobre uma matriz, por exemplo papel ou de gel, em seguida, a sua taxa de migração para os eletrodos vão variar de acordo com a carga, a natureza e estrutura da substância. Este fenômeno é conhecido como eletroforese e é muito útil para a separação e purificação de substâncias.

Quando se deseja maior pureza, pelo menos dois métodos diferentes, tais como a recristalização e destilação, devem ser utilizados. A cristalização pode ser repetida (a partir do mesmo solvente, ou, melhor, a partir de diferentes solventes) até que a substância tenha um ponto de fusão constante, até se destilarem repetidamente dentro de um intervalo estreito de temperaturas especificada. O produto purificado deve ter propriedades que indicam que os traços de impurezas deixadas na amostra são de níveis aceitáveis para os fins a que se destinam.

REFERÊNCIAS

Purification of Laboratory Chemicals (Sixth Edition), edited by Wilfred L.F. Armarego and Christina Li Lin Chai, Butterworth-Heinemann, Oxford, 2009 ISBN 9781856175678, <http://dx.doi.org/10.1016/B978-1-85617-567-8.50002-0>.

Objetivos

Reconhecer misturas heterogêneas e homogêneas. Introduzir-se os métodos de separação e purificação de substâncias.

Procedimento

A) FILTRAÇÃO

Adicione uma espátula de sulfato de magnésio heptahidratado ($\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$) em um béquer de 50 mL e dissolva com 10 mL de água. Use o bastão de vidro para agitar, até completa dissolução. Em outro béquer, dissolva uma espátula de carbonato de sódio em 10 mL de água. Adicione essa solução à de sulfato de magnésio preparada anteriormente. Agite, e deixe em repouso por 3 minutos. Filtre, usando um papel de filtro.

Questões:

O cloreto de cálcio poderia substituir algum dos reagentes, de modo a continuar havendo formação de precipitado? (Atente para a solubilidade do produto formado.)

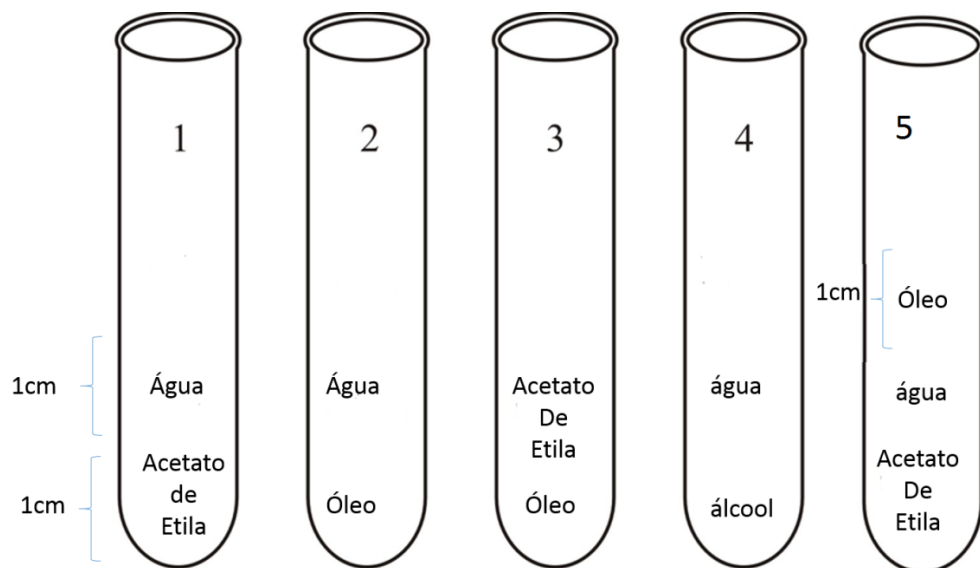
Discuta com seu grupo outras maneiras de se separar o sólido da solução, neste caso.

Supondo que a medida “uma espátula” equivalha a 1,00 g, para ambos os sais, qual dos reagentes está em excesso na mistura? (Massas molares: $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ = 246,47; Na_2CO_3 = 106 g/mol.)

B) MISTURAS HOMOGÊNEAS E HETEROGÊNEAS DE LÍQUIDOS

Enumere cinco tubos de ensaio de aprox. 10 mL, com uma caneta para vidro de laboratório. Adicione aos mesmos as quantidades estabelecidas na figura abaixo. Agite vigorosamente cada tubo, deixe em repouso por 3 minutos e anote suas observações.

Agite novamente o tubo 2, e leve-o a uma centrífuga, por 1 minuto, a 2.500 RPM.



Questão:

Discuta com seu grupo um método de separação das substâncias contidas nos tubos.

Resposta:

As misturas dos tubos 1 e 2 são heterogêneas. Da forma como o experimento foi conduzido, a separação poderia ser feita com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, extraindo o produto menos denso primeiro, e em seguida a água. Entretanto, essa extração não é muito adequada quando se trabalha com volumes maiores, além de que, a separação, na interface, é difícil. Recorre-se, frequentemente, ao funil de separação. O líquido de maior densidade (água) seria coletada primeiro, e em seguida o acetato de etila ou óleo. (Reveja no início da apostila, como o formato do funil de separação favorece a separação de dois líquidos). A água obtida do tubo 1 não estaria, contudo, isenta de acetato de etila, já que ela é capaz de dissolver uma pequena quantidade desse solvente orgânico. Também o acetato de etila conteria um pouco de água. Para uma completa separação seria necessário, por exemplo, aquecer a água por um determinado tempo, pois assim o acetato de etila, por ter temperatura de ebulição inferior à da água, evaporaria antes, restando água pura. Para purificar a fração acetato de etila seria necessário, por exemplo, adicionar-se um agente secante, como o sulfato de sódio, ao acetato de etila, até que ele absorvesse toda a água. Em seguida proceder-se-ia à filtração do sal, e então obter-se-ia acetato de etila anidro (sem água).

As misturas dos tubos 3 e 4 são homogêneas, e não podem ser separadas por um funil de separação, já que não haverá decantação.

A mistura do tubo 3 poderia ser separada por destilação simples, pois o acetato de etila evapora a 77 °C, enquanto o óleo de soja evapora em temperaturas muito superiores a essa. Aquece-se a mistura a 80 °C. Condensa-se o acetato de etila, para recuperá-lo, e obtém-se o óleo de soja como o produto não volátil da destilação.

A mistura do tubo 4 também pode ser separada por destilação, porém, não é possível obter álcool com uma pureza superior a 96%, devido à formação de uma mistura azeotrópica. Após a destilação, seria preciso adicionar-se ao álcool a 96% um agente secante, como o CaO , o qual reagiria com a água, e em seguida poder-se-ia destilar o álcool. Outra opção seria a destilação azeotrópica.

C) EXTRAÇÃO LÍQUIDO-LÍQUIDO

Enumere 5 tubos de ensaio.

Extração de substâncias apolares:

Ao tubo 1, adicione quantidade equivalente a 1cm de água e de 2 a 3 gotas de solução de vermelho de metila. Agite. Adicione quantidade equivalente a 1 cm de acetato de etila. Agite vigorosamente.

Extração de substâncias polares:

Ao tubo 2, adicione quantidade equivalente a 1 cm de água, de 1 a 3 gotas de solução de alaranjado de metila. Agite. Adicione quantidade equivalente a 1 cm de acetato de etila. Agite vigorosamente.

Extração de substâncias apolares e polares:

Ao tubo 3, adicione quantidade equivalente a 1 cm de solução de sulfato de cobre 0,5 mol/L e de 2 a 3 gotas de solução de vermelho de metila. Agite. Adicione quantidade equivalente a 1 cm de acetato de etila. Agite vigorosamente.

Extração de substâncias de polaridade intermediária:

Ao tubo 4, adicione quantidade equivalente a 1 cm de água, 2 a 3 gotas de solução de azul de bromotimol. Agite. Adicione quantidade equivalente a 1 cm de acetato de etila. Agite vigorosamente. Espere as fases se separarem completamente. Anote as observações. Com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, retire o máximo que conseguir do líquido da camada superior do tubo 4. Adicione a quantidade equivalente a 1 cm de acetato de etila novamente no tubo, e agite vigorosamente. Espere as fases se separarem completamente. Anote as observações.

Extração após reação ácido-base:

Ao tubo 5, adicione quantidade equivalente a 1 cm de água, 2 a 3 gotas de solução de azul de bromotimol e 2 gotas de solução de hidróxido de sódio 0,25 mol/L. Agite. Adicione quantidade equivalente a 1 cm de acetato de etila. Agite vigorosamente. Espere as fases se separarem completamente. Anote as observações. Adicione 3 gotas de ácido clorídrico 3 mol/L e agite vigorosamente. Espere as fases se separarem completamente. Anote as observações.

Questões:

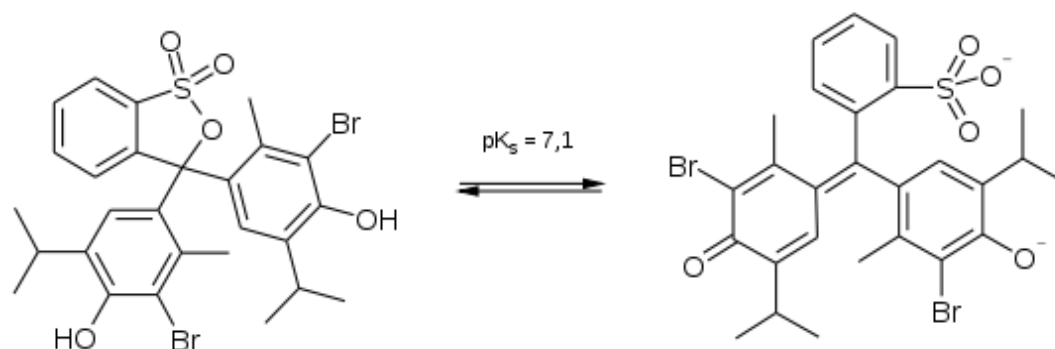
Explique o comportamento das diferentes substâncias coloridas testadas, com base em suas estruturas químicas. Explique o clareamento da solução do tubo 4 após a 2ª extração. Explique o ocorrido no tubo 5.

Respostas:

O vermelho de metila tem baixa polaridade, pois tem dois grupos benzílicos em sua estrutura, e tem maior afinidade pelo acetato de etila. Já o alaranjado de metila, apesar de também ter um grupo apolar, se apresenta na forma de um sal sulfônico, o qual é polar. Por isso o alaranjado de metila ficou na fase aquosa. O sulfato de cobre, por ser um sal, também ficará na fase aquosa.

O indicador azul de bromotimol tem polaridade intermediária, e se distribui entre as fases orgânica e aquosa. O clareamento ocorreu porque uma parte do indicador foi extraída com a fase orgânica retirada na primeira extração. Na segunda extração, outra fração do indicador migrou da água para o acetato de etila. Se fossem feitas mais extrações, a quantidade de azul de bromotimol na água decairia em função do número de extrações realizadas.

No tubo 5 verificou-se que, conforme o meio aquoso foi alterado de básico para ácido o indicador azul de bromotimol era extraído pela água ou pelo solvente orgânico. Em meio básico, o azul de bromotimol estava presente em sua forma aniônica, a qual é um sal, solúvel em meio aquoso. Em meio ácido, esse indicador não tem cargas separadas, e é solúvel em meio orgânico. A mudança de coloração se dá porque o indicador apresenta coloração diferente nas formas iônica e molecular.



Alteração da estrutura do indicador azul de bromotimol em função da acidez do meio. À esquerda em $pH < 7$, à direita em $pH > 7$.

Aula 6: Propriedades de substâncias iônicas e moleculares

Substâncias podem ser classificadas em dois importantes grupos, de acordo com seu comportamento quando se passa corrente elétrica por uma solução que as contenha: as que conduzem, e as que não conduzem corrente elétrica. As primeiras são chamadas eletrólitos e incluem a maior parte das substâncias inorgânicas, como ácidos, bases e sais; as últimas são designadas não-eletrólitos, com muitos exemplos entre as substâncias orgânicas, como a sacarose, o etanol, a glicerina, etc. Há, contudo, substâncias orgânicas que são eletrólitos, como os ácidos carboxílicos.

O requisito para uma substância ser um eletrólito é que haja a formação de espécies carregadas, cátions e ânions, quando ela se dissolve. Quando se dissolvem, sólidos iônicos se dissociam. O sal KCl, por exemplo, que quando no estado sólido existe na forma de cristais, quando se dissolve em água forma íons K^+ e Cl^- . Não há ionização, porque os átomos constituintes já eram íons no próprio sólido. Há apenas separação desses íons, e destruição da estrutura cristalina, ou seja, dissociação. Eletrólitos que não são sais quando se dissolvem sofrem ionização. O ácido acético, por exemplo, gera os íons CH_3COO^- e H^+ . Serão essas espécies carregadas, chamadas íons, que conduzirão a corrente elétrica. A sacarose, que não é um eletrólito, quando se dissolve em água não gera íons. As moléculas se mantêm intactas após a dissolução.

Se a substância não estiver dissolvida, não haverá solução, e sim mistura heterogênea. Por outro lado, se a substância se dissolver, mas sem gerar íons (sem dissociar-se), haverá uma solução não-eletrolítica. Se uma substância se dissolver mas estiver apenas parcialmente dissociada, ela conduzirá corrente elétrica em uma extensão menor, e pode ser classificada como um eletrólito fraco. Eletrólitos fortes (ácidos fortes, bases fortes e a maioria dos sais) se dissociam quase completamente, mesmo em soluções concentradas. Eletrólitos fracos (ácidos fracos, bases fracas) têm alta dissociação somente quando estão em baixas concentrações.

Em soluções aquosas, uma quantidade muito pequena de íons H^+ e OH^- estará presente devido à auto-ionização da água. Essa ionização acontece em uma extensão muito baixa, e normalmente é negligenciada. Assim, quando se diz que uma solução é eletrolítica, não se está considerando os íons provenientes da água pura. Refere-se, sim, à condutividade devida à presença de sais na água, e, assim, mesmo a água potável é uma solução eletrolítica, pois contém eletrólitos. Deve-se notar que uma substância que se comporta como eletrólito em água, por exemplo o cloreto de sódio, pode deixar de ser eletrolítica em outro solvente, como o éter ou hexano.

REFERÊNCIA BIBLIOGRÁFICA

VOGEL, ARTHUR I. VOGEL'S. TEXTBOOK OF MACRO AND SEMIMICRO QUALITATIVE INORGANIC ANALYSIS. Fifth Edition. Revised by G. Svehla. London, 1979.

Procedimento

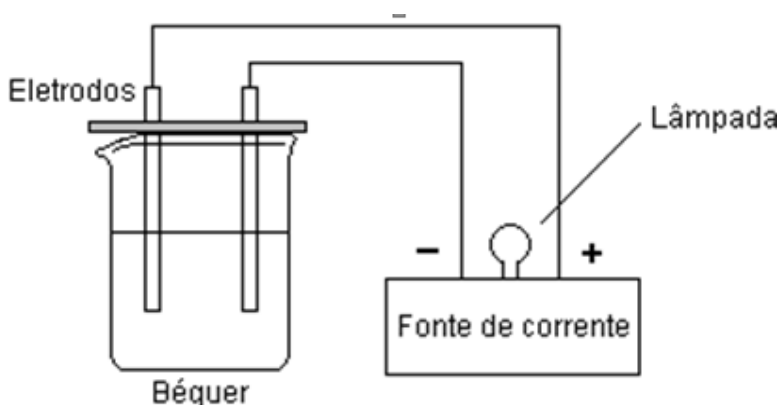
A) Medidas qualitativas e quantitativas da condutividade de soluções.

Prática a ser demonstrada pelo professor.

Realize as medidas qualitativas e quantitativas dos itens a-h, a seguir.

Para a medida quantitativa, utilize um condutivímetro. Atente-se para o fato de esse equipamento mudar a escala de medição automaticamente.

Para a medida qualitativa, mergulhe dois eletrodos de cobre, previamente limpos, lavados e secos e conecte a fonte de corrente, como mostrado na Figura a seguir. Verifique a condutividade elétrica da água pela intensidade da luz emitida pela lâmpada. Supondo que a luminosidade da lâmpada quando os eletrodos estão em curto circuito seja igual a um valor de condutividade 10, estime os valores dessa propriedade para cada caso.



Arranjo a ser utilizado nas medidas de condutividade das soluções.

- Adicione 30 mL de água destilada a um béquer e insira os eletrodos do dispositivo na solução.
- Repita o procedimento acima, usando água da torneira. *
- Adicione, ao béquer contendo água, uma ponta de espátula de sacarose; agite até haver a dissolução completa do sólido e meça a condutividade da solução;
- Transfira cerca de 30 mL de solução 1,0 mol/L de ácido acético para um béquer de 100 mL e meça a condutividade da mesma; guarde essa solução;
- Repita o procedimento acima utilizando uma solução de hidróxido de amônio 1,0 mol/L;
- Misture as soluções utilizadas em **d** e **e** e verifique a luminosidade da lâmpada. Compare com os resultados obtidos acima;
- Repita o procedimento utilizando uma solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L;
- Lave o béquer com água, seque e transfira um volume de ácido acético glacial (ácido acético anidro) suficiente para cobrir cerca de 0,5 cm da extremidade dos eletrodos de cobre. Meça a condutividade. Em seguida, faça medidas durante a adição de água destilada (porções de 5 mL com agitação). Compare com o resultado em **d**. (**cuidado**: ácido acético glacial é corrosivo).

* **Obs.:** Embora a lâmpada não tenha se acendido, o multímetro registrou um valor de condutividade para a água. O não acendimento da lâmpada, nos dois casos, não indica que a água não conduz corrente elétrica. Indica que a quantidade de corrente transmitida é insuficiente para

acender esse tipo de lâmpada. É suficiente, contudo, para dar um grande choque elétrico em uma pessoa. O corpo humano é mais sensível à eletricidade que as lâmpadas incandescentes.

B) Condutividade em função da concentração de eletrólitos.

Experimento a ser realizado pelos alunos, usando um condutivímetro.

1. Com uma proveta, adicione aproximadamente 12 mL de uma solução de ácido acético 1 mol/L e 40 mL de água destilada a um béquer de 100 mL. Agite com um bastão de vidro, e meça a condutividade.
2. Com uma pipeta graduada, adicione 3 mL de uma solução de hidróxido de amônio 1 mol/L ao béquer do item 1. Agite com um bastão de vidro. Meça a condutividade.
3. Repita o procedimento do item 2 por mais 4 vezes. Anote o valor na tabela abaixo. Discuta com o grupo as causas do comportamento da condutividade.

Quantidade adicionada de NH_4OH	Condutividade
0 mL	
3 mL	
6 mL	
9 mL	
12 mL	
15 mL	
18 mL	

Aula 7: Teste de Chama

Identificação de Metais Utilizando o Teste da Chama

Os modelos atômicos foram propostos ao longo da história para tentar dar uma explicação coerente e sistemática para diferentes fenômenos da natureza. Assim, o modelo de Dalton explicou a proporcionalidade das quantidades de substâncias ao se combinarem entre si, mas não contemplava a natureza elétrica da matéria, o que foi feito pelo modelo de Thomson.

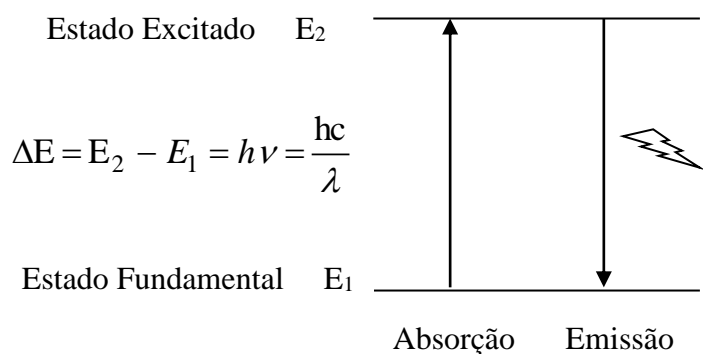
Os grandes descobrimentos realizados a partir de meados do século XIX, levaram a questionamentos do modelo de Thomson e a idealização de um novo modelo, o de Rutherford, que introduziu o conceito de espaço vazio a nível atômico e a localização das partículas subatômicas no átomo.

Infelizmente, o modelo de Rutherford não estava correto e Bohr ao tentar explicar os espectros atômicos, estudou exaustivamente a existência de níveis de energia no átomo. Segundo esse cientista, os elétrons no átomo não estariam girando ao redor do núcleo, mas movimentavam-se em espaços atômicos caracterizados por quantidades definidas de energia.

Alguns elétrons ao receberem energia passam a ocupar um outro nível de maior energia. Mas, esta situação é instável e a tendência é retornar ao seu estado de menor energia. Nesse processo, a energia absorvida é irradiada na forma de ondas eletromagnéticas que podem ser visualizadas, isto é, na forma de cor (Figura 1). Este é o fundamento dos ensaios da chama. É possível identificar um metal através da cor que ele emite às chamas.

Nesta aula, os ensaios da coloração da chama serão utilizados na identificação de metais alcalinos, alcalinos terrosos e o cobre, por meio das colorações específicas que estes elementos emitem.

Figura 1 – Transição eletrônica



Protocolo Experimental:

Segurança:

Nesta atividade devem ser tomadas algumas medidas de segurança visto que existem alguns reagentes potencialmente perigosos. Deve-se utilizar material de proteção obrigatório: bata, luvas, óculos e máscara circunstancialmente, evitar o contacto dos reagentes com a pele os olhos e vias respiratórias porque são

noci- vos, irritantes, corrosivos e inflamáveis até. Após a utilização de cada composto devem ser bem fechados e mantidos longe de qualquer chama ou fonte de ignição. Após a realização desta atividade os resíduos não devem ser deitados para o ambi- ente, pois todos estes reagentes são muito tóxicos para os organismos aquáticos, podendo causar efeitos nefastos a longo prazo no ambiente aquático.



Figura 1 – simbologia de perigo e segurança

Reagentes:

Cloreto de cobre (II) (CuCl_2);

Cloreto de Lítio (LiCl);

Cloreto de Sódio (NaCl);

Cloreto de Estrôncio (SrCl_2);

Cloreto de estanho (IV) (SnCl_4);

Álcool Etílico a 96% (v/v) ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

Material:

Fósforos;

Pinça;

Algodão;

Placas de porcelana;

Cadinho.

Espátulas

Procedimento a ser feito na aula experimental:

Formar uma bola de algodão relativamente pequena, colocando-a no cadinho.

Embeber o algodão em álcool etílico.

Adicionar com a ajuda de uma espátula, a amostra em estudo no estado sólido de modo a que cubra a superfície do algodão.

Proceder à combustão do composto usando um fósforo para acender o algodão. De preferência realizar num local escuro para observar a chama com maior nitidez.

SOLUÇÕES:

Aula 8: Preparação de soluções

Introdução

Uma solução é formada quando uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias forma uma única fase. Nessa mistura, o soluto é a substância dissolvida na outra substância, o solvente. O solvente é o responsável pela dissolução. A solução tem a mesma fase do solvente, o qual, muitas vezes, é o constituinte majoritário. Quando se pensa em soluções, as primeiras idéias que ocorrem envolvem a água como solvente: bebidas, detergentes, remédio em solução oral, etc. Porém, muitos produtos comerciais, tais como os óleos lubrificantes e a gasolina, são soluções que envolvem outros líquidos. Além disso, também existem soluções nos estados físicos: gás ou sólido. Ar é uma solução gasosa de N_2 , O_2 , CO_2 , vapor d'água e quantidades menores de outros gases. Muitas ligas metálicas são soluções sólidas (moeda, bronze, etc). As soluções mais familiares são aquelas no estado líquido, especialmente as que usam água como solvente.

Nem toda mistura homogênea é uma solução. As misturas capazes de causar espalhamento da luz não são soluções. Logo, uma solução não pode ser turva. Nas soluções, os solutos estão dispersos no solvente a nível molecular. Não há grupos de moléculas ou íons do soluto que se preservem unidos durante o tempo. Suponha uma solução de água e cloreto de sódio. No interior da solução, os íons Na^+ e Cl^- estão se movimentando de forma desordenada e independente. Suponha, agora, uma mistura que visualmente apresenta somente uma fase, como o leite. No microscópio, percebe-se que há gotículas de gordura na mistura, as quais não são constituídas de moléculas isoladas, mas sim de conjuntos de moléculas agregadas. No leite, os sólidos presentes na água não estão dispersos a nível molecular. Além disso, a gordura pode ser separada por um processo mecânico, como a filtração ou a centrifugação. Por isso, o leite não é uma solução, apesar de ser uma mistura homogênea a olho nu. Quando se vê bolhas de gás num refrigerante, elas configuram uma segunda fase e, portanto, essa também não é uma solução. O gás que está dissolvido no refrigerante é invisível a olho nu, já que átomos e moléculas não podem ser vistos nem mesmo quando se utiliza um microscópio.

As soluções podem ser classificadas:

Quanto ao estado físico: sólidas, líquidas ou gasosas;

Quanto à condutividade elétrica: eletrolíticas ou não eletrolíticas;

Quanto à proporção soluto/solvente: diluída, concentrada, insaturada, saturada e supersaturada.

As propriedades das soluções dependem de sua concentração. Em química, a quantidade de soluto dissolvido numa unidade de volume ou de massa da solução ou do solvente se denomina concentração.

Unidades de concentração das soluções

Concentração de uma solução é a relação entre a quantidade do soluto e a quantidade do solvente ou da solução. Uma vez que as quantidades de solvente e soluto podem ser medidas em massa, volume ou quantidade de matéria (em mols), há diversas unidades de concentração de soluções. As mais utilizadas são:

Concentração em gramas por litro

Esse termo é utilizado para indicar a relação entre a massa do soluto (m), expressa em gramas, e o volume (V), da solução em litros:

$$C \text{ (g/L)} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}}$$

Concentração em quantidade de matéria (Molaridade)

É a relação entre a quantidade de matéria, em mols, do soluto (n) e o volume da solução (V), expresso em litros.

$$C \text{ (mol/L)} = \frac{n}{V \text{ (L)}} \quad n = \frac{m}{M}$$

Composição percentual (Título)

Essa unidade de concentração relaciona a massa (m) ou o volume (V) do soluto com a massa ou o volume do solvente ou da solução, conduzindo a notações tais como:

$$10\% \text{ (m/m); } 10\% \text{ (m/V); ou } 10\% \text{ (V/V)}$$

Objetivos

Treinar a técnica de pesagem, de manuseio de pipeta e de leitura do volume no balão. Ilustrar a técnica de preparação de soluções de concentração conhecida. Entender o efeito das energias envolvidas nos processos de preparo de solução.

Procedimento experimental

A) Preparação de 200,00 mL de solução de hidróxido de sódio 0,100 mol/L –

Calcular a massa de NaOH necessária para preparar 200,00 mL de solução 0,100 mol/L. Mostre os cálculos para o professor. Colocar a quantidade já pesada da base num béquer dissolva em água destilada, o volume da água deverá ser inferior a 200 mL. Com auxílio de um funil simples, transferir quantitativamente a mistura para um balão volumétrico de 200,00 mL. Completar o volume da solução com água destilada até a marca da aferição do balão, tampar e agitar para completa homogeneização.

B) Preparação da solução de ácido clorídrico (cuidado: ácido clorídrico concentrado é altamente tóxico e corrosivo) –

Utilizando os dados do rótulo (36,5-38% HCl, MM 36,46 g/mol e densidade de 1,19 g/mL), calcule o volume de ácido concentrado necessário para preparar 100 mL de solução 0,1 mol/L. Mostre o seu trabalho ao professor. Que vidrarias deveriam utilizadas? Será confiável fazer tal medida? Sendo assim, calcule o volume de ácido concentrado necessário para preparar 250 mL de solução 1,0 mol/L. Partindo desta solução (1,0 mol/L), calcule o volume necessário para preparar 100 mL da solução 0,1 mol/L. Meça esse volume com uma pipeta volumétrica e transfira para um balão volumétrico de 100 mL, que já tenha cerca de 40 mL de água destilada. Agite cuidadosamente o balão e adicione água até completar os 100 mL. Feche o balão e agite para homogeneizar a solução.

Aulas 9: Padronização de soluções

Introdução

Os erros cometidos durante a realização de um experimento químico podem ser classificados em aleatórios, ou indeterminados, e sistemáticos, ou determinados. Os erros aleatórios são próprios do procedimento experimental adotado. Por exemplo, se é necessário trabalhar com certo tipo de vidraria e equipamentos, sempre se estará sujeito aos erros de medição próprios dessas condições. Por mais criterioso que seja o analista, sempre haverá o erro de medida da balança. Esse erro ora será positivo (quando o valor pesado é superior ao que se pretendia), ora será negativo (quando o valor pesado é inferior ao que se pretendia). Imagine que se queira pesar exatamente 1,500 g e se disponha de uma balança com duas casas após a vírgula. Em um momento, pode-se pesar, na verdade, 1,504 g, e em outro momento 1,497 g. Em ambos os casos, a balança acusará 1,50. A probabilidade de erros positivos e negativos é a mesma. Erros aleatórios não podem ser evitados. Na rotina normal do laboratório sempre há pequenas variações de temperatura e umidade e a rede elétrica sofre flutuações. Tudo isso, somado às limitações de precisão das medidas, ocasionam os erros aleatórios. Mudando-se o procedimento experimental, altera-se a magnitude desses erros, mas toda medida está associada a um erro, por mais que seja realizada em um equipamento sofisticado e por um analista experiente. Os erros sistemáticos, por outro lado, podem ser evitados e corrigidos. Afetam os resultados sempre no mesmo sentido, ou seja, sempre aumentam ou sempre diminuem o valor de uma medida. Eles têm como causas comuns o uso inadequado da vidraria, como os erros de paralaxe, as falhas na determinação da massa e de volume e a utilização de reagentes de baixo grau de pureza, entre outros. Suponha que se queira, novamente, medir 1,500 g através de uma balança com cinco casas decimais a qual esteja descalibrada, e que marque sempre 0,01 g a mais do que o valor verdadeiro. Então, todas as vezes que o analista for medir 1,500 g ele estará medindo, na realidade, 1,49000 g. Ou seja, o erro será sempre negativo. Como sempre, o erro aleatório também existirá, mas, nesse caso, acrescido do erro sistemático da balança descalibrada. Outro exemplo: o analista usa um reagente degradado, supondo que está puro. Sempre que ele pesar o reagente, estará superestimando a massa, pois parte da sua constituição não é da substância que se supõe, e sim de impurezas.

O modo de se detectar erros aleatórios e sistemáticos é diferente. Erros aleatórios não são corrigidos, mas é conveniente saber qual a magnitude dos mesmos. Isso é feito realizando-se o mesmo procedimento diversas vezes, ou seja, realizando réplicas, ou replicatas. Medindo-se a variação dos resultados das replicatas, tem-se a estimativa do erro aleatório, e como os erros são ora positivos, ora negativos, a média dos erros tende a zero, e a média das várias medidas tende ao valor verdadeiro. O erro sistemático não pode ser medido dessa maneira. Para tanto, é necessário realizar-se um outro procedimento em paralelo, cuja exatidão seja garantida. Por

exemplo, para garantir que um balão de 50,0 mL esteja marcando o volume certo, realiza-se uma pesagem desse volume em uma balança calibrada, e verifica-se, usando a relação da densidade do líquido, se o volume transferido é o mesmo que a vidraria indica. Comumente se usa água destilada, cuja densidade é muito próxima de 1. Assim, o volume transferido deve ter massa de 50,0 g. Se o valor não for esse, há duas alternativas: corrige-se o valor do volume desse balão, ou utiliza-se um novo balão, o qual esteja exato.

No preparo de soluções, como em todo procedimento experimental, alguns erros podem ser cometidos. Suponha que se queira preparar uma solução de hidróxido de sódio 0,10 mol/L. Os erros aleatórios podem ser minimizados da seguinte forma:

- trabalhando-se com vidrarias de alta precisão; a vidraria final, onde o volume será medido, deve ter alta precisão, por exemplo um balão volumétrico;
- fazendo-se a pesagem em balança com muitas casas decimais, como a analítica. Se somente uma balança semi-analítica estiver disponível, trabalhar com massas maiores aumenta a precisão. Se a balança proporcionar um erro de 0,01 g, por exemplo, ao preparar 100 mL de solução (a qual deverá conter 0,4 g de NaOH), o erro na massa será de $0,01/0,4 \times 100 \% = 2,5 \%$. Usando a mesma balança no preparo de 250 mL (a qual deverá conter 1,0 g de NaOH), o erro será de $0,01/1 \times 100\% = 1 \%$;
- trabalhando-se com o máximo cuidado ao realizar as medidas.

Ainda assim, nesse caso, os erros sistemáticos continuarão a existir, por razões relativas ao hidróxido de sódio, o qual:

- é um sólido muito higroscópico, ou seja, absorve água facilmente do ambiente, e está geralmente contaminado com quantidade variável de água;
- contém impurezas, as quais são oriundas do processo de fabricação desse reagente;
- em atmosfera úmida, reage com o CO_2 da atmosfera, formando carbonato de sódio em quantidade variável;

Dessa forma, a preparação de uma solução de hidróxido de sódio pela simples pesagem, dissolução e diluição, não permite que se obtenha uma solução com concentração exata. Uma solução de ácido clorídrico de concentração exata também não pode ser preparada pela simples diluição da solução concentrada de HCl. Isso por causa da volatilidade desse ácido, o qual, mesmo estocado em recipiente bem fechado, perde um pouco do ácido por evaporação. Além disso, no momento em que se abre o frasco de HCl concentrado, pode-se notar a evaporação do ácido. Tanto no caso do HCl quanto no do NaOH, é necessário um procedimento especial, chamado padronização, muito útil na química, visando determinar os erros sistemáticos devidos à incerteza da pureza dos reagentes. Através do processo de padronização é possível verificar o quanto a concentração da solução preparada aproxima-se da concentração da solução desejada. Nesse processo, o constituinte da solução cuja concentração não esteja bem

definida reage com um reagente padronizado (o titulante), depureza bem definida, o chamado padrão primário. Geralmente, a quantidade de titulante é variada até que a equivalência química seja alcançada, o que é indicado pela mudança de cor de um indicador químico ou pela mudança na resposta de um instrumento.

A reação obedece a uma estequiometria definida, de modo que o analista terá condições de saber exatamente o quanto do padrão primário foi gasto. Pela estequiometria, calcula-se o quanto havia do reagente cuja concentração exata era desconhecida. Em outras palavras, a quantidade do reagente padronizado necessária para atingir a equivalência química pode ser relacionada com a quantidade de analito presente. Portanto, a titulação é um tipo de comparação química.

Um padrão primário é um composto altamente purificado que serve como material de referência em métodos titulométricos, volumétricos ou de massa. Os seguintes requisitos são importantes para um padrão primário:

- Deve ser de fácil obtenção, purificação, conservação e secagem;
- Deve possuir uma massa molar elevada, para que os erros relativos cometidos nas pesagens sejam insignificantes;
- Deve ser estável ao ar sob condições ordinárias, se não por longos períodos, pelo menos durante a pesagem. Não deve ser higroscópico, eflorescente, nem conter água de hidratação;
- Deve apresentar grande solubilidade em água;
- As reações de que participa devem ser rápidas e praticamente completas e não deve formar produtos secundários.

As titulações de neutralização dependem da reação química entre o analito e um reagente padrão. O ponto de equivalência química é localizado por um indicador químico ou um método instrumental. Muitas substâncias, que ocorrem naturalmente ou são sintéticas, exibem cores que dependem do pH da solução na qual estão dissolvidas. Algumas dessas substâncias, que têm sido utilizadas por séculos para indicar a acidez ou alcalinidade da água, ainda são empregadas em titulações ácido/base. Um indicador ácido/base é um ácido ou base orgânicos fracos cuja forma não dissociada difere da cor de sua base ou ácido conjugados.

Abaixo estão alguns exemplos de indicadores:

Indicador	Cor em meio ácido	Cor em meio básico
Timolftaleína	Incolor	Azul
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
Azul de bromotimol	Amarelo	Azul
Vermelho de metila	Vermelho	Amarelo

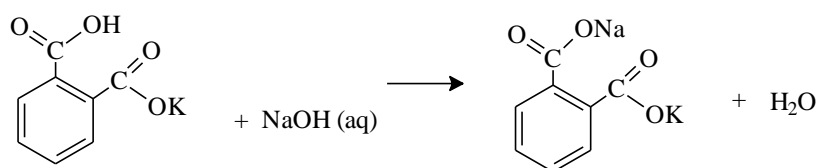
Referência

SKOOG, WEST, HOLLER, CROUCH. FUNDAMENTOS DE QUÍMICA ANALÍTICA. Tradução da 8ª edição norte-americana.

Procedimento experimental:

Determinação da concentração real de uma solução de NaOH aproximadamente 0,1 mol/L, por meio de um sal de caráter ácido.

O padrão primário mais utilizado nessa determinação é o ftalato ácido de potássio (biftalato de potássio). Pela estequiometria da reação, podemos observar que um mol de biftalato neutraliza um mol de hidróxido:



A- Preparação de uma solução de biftalato de potássio 0,1 mol/L:

1. Calcule e pese a quantidade em gramas de biftalato de potássio requerida, para preparar 20,0 mL de solução 0,1 mol/L;
2. Transfira o biftalato de potássio para um erlenmeyer de 125 mL, através de um funil limpo, usando frasco lavador;
3. Adicione água destilada suficiente para dissolver o sal.

B – Padronização do hidróxido de sódio:

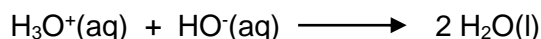
1. Lave a bureta com água destilada e enxágue com 3 porções de aproximadamente 5mL da solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L;
2. Encha a bureta com essa solução e acerte o nível do líquido na marca zero da bureta;
3. Adicione no erlenmeyer 2 ou 3 gotas de fenolftaleína;
4. Coloque uma folha de papel branco sob o erlenmeyer para facilitar a visualização do ponto de viragem. Então, adicione gradualmente a solução de NaOH da bureta à solução de biftalato, contido no erlenmeyer, agitando-o continuamente com movimentos circulares;
5. Continue as adições de NaOH gota a gota até que a solução se torne rosa. Este é o ponto de viragem. Anote o volume gasto de NaOH;
6. Repita essa titulação mais duas vezes e calcule a média dos três volumes gastos, este será o volume real.

Aula 10: Volumetria Ácido-Base (Teor de ácido acético no vinagre)

Introdução

A técnica da volumetria consiste na determinação da concentração de uma solução amostra através de sua reação com outra solução de concentração conhecida (padrão). A solução padrão, normalmente denominada titulante, é colocada em uma bureta e as alíquotas da solução amostra são colocadas em frascos erlenmeyer, juntamente com substâncias indicadoras apropriadas para cada reação.

Os diferentes métodos de análise volumétrica são classificados de acordo com a natureza das reações químicas em que se baseiam. Dessa forma, existem as titulometrias de neutralização, precipitação, oxirredução e de formação de complexos. No caso específico da volumetria de neutralização, a reação envolvida resulta na formação de água a partir do íon hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+) da solução ácida e do íon hidróxido (OH^-) da solução alcalina, como assim apresentado:



Determinação do ponto final de uma titulação ácido-base

Uma titulação deve ser interrompida quando a substância de interesse, contida na amostra, tiver sido totalmente consumida pela reação com o padrão adicionado através da bureta.

De forma geral, qualquer propriedade do sistema químico que varie bruscamente quando a reação se completa pode servir para acusar o ponto de equivalência. Essa propriedade pode ser, por exemplo, o pH, a condutância ou a absorbância da mistura de reação, bem como a diferença de potencial ou a corrente elétrica gerada no decorrer da reação.

O método mais empregado na detecção do ponto final é baseado no uso de indicadores. Um indicador pode ser um dos reagentes ou dos produtos da reação ou ainda uma substância estranha ao sistema, adicionada propositadamente para modificar a aparência do meio através de uma mudança de cor ou do aparecimento de uma turvação.

A volumetria de neutralização faz uso de indicadores de pH, já mencionados na aula sobre padronização de soluções, que são substâncias de caráter ácido ou básico e que mudam de coloração dentro de uma faixa estreita de pH.

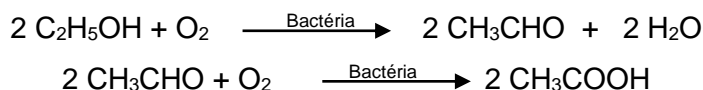
Acidimetria

A técnica consiste na determinação da concentração de uma solução ácida através da titulação com uma solução básica de concentração conhecida (solução fatorada ou padrão).

Determinação de ácido acético no vinagre

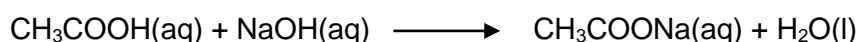
O vinagre comercial consiste essencialmente de uma solução diluída de ácido acético (com menores quantidades de outros componentes) e é produzido pela oxidação bacteriana

aeróbica (pelo gênero *Acetobacter*) do álcool etílico a ácido acético diluído, conforme indicado nas equações seguintes:



O vinagre, solução de ácido acético aromatizada, é obtido pela fermentação do vinho, da cidra, do malte ou do álcool diluído. Quando se usa cidra, malte ou vinho, o teor de ácido acético no vinagre resultante raramente excede a 5% (m/v), em virtude das limitações do teor de açúcar. Quando o álcool diluído é a matéria prima, o ácido acético pode atingir até 12 ou 14% (m/v), quando então a acidez impede a atividade das bactérias. Quando se transformam sucos de frutas em vinagre, formam-se certos ésteres, de acordo com a matéria prima, que atribui ao produto um paladar característico.

O ácido acético é um ácido fraco, ($K_a = 1,753 \times 10^{-5}$) monoprotico, cuja concentração pode ser determinada facilmente por titulação com uma solução de base forte, usando fenolftaleína como indicador.



Objetivos

Utilizar titulação ácido-base e cálculos estequiométricos para determinar a concentração de ácido acético no vinagre. Treinar a técnica de pesagem. Ilustrar a técnica de preparação de soluções de concentração conhecida. Treinar a técnica de titulação simples.

Procedimento experimental

Titulação do ácido acético no vinagre - Em um erlenmeyer de 125 mL adicione, com o auxílio de uma pipeta seca, 2,00 mL de vinagre. Adicione cerca de 35 mL de água destilada e 2 a 3 gotas de solução de fenolftaleína. Titule a amostra com solução padronizada de NaOH 0,10 mol/L até atingir o ponto de equivalência, evidenciado pela primeira coloração rósea permanente no meio reacional.

Repetir o mesmo procedimento usando outras duas amostras de vinagre.

Interpretação dos resultados e conclusão

Usando a concentração real do hidróxido de sódio, conforme encontrada no procedimento de padronização da aula passada, calcular a concentração de ácido acético na solução amostra (vinagre) expressando-a em quantidade de matéria do soluto (CH_3COOH) por litro de solução (por litro de vinagre); gramas de soluto por litro de solução e percentagem (m/v). Comparar os resultados obtidos com o valor de referência fornecido pelo fabricante do produto analisado e sugerir explicações para as possíveis discrepâncias.

Aula 11: Reações químicas

Introdução

A matéria, sob a ação de agentes físicos e/ou químicos, encontra-se em permanente transformação. Certas transformações conduzem a variações drásticas na composição química das espécies, por meio de ruptura e formação de ligações interatômicas, quase sempre acompanhadas de trocas energéticas com o ambiente. São transformações geralmente descritas através de equações químicas e recebem a denominação específica de reações químicas.

Transformações de estado, como por exemplo, fusão, ebulição, sublimação, condensação e solidificação, também envolvem ruptura e formação de ligações, porém não alteram a composição química das espécies. Nesse caso, as ligações rompidas ou formadas são ligações do tipo intermoleculares ou, mais genericamente, interpartículas (partículas, no caso, podem ser moléculas ou íons).

A estequiometria de uma reação química relaciona-se com as informações quantitativas que podem ser tiradas da mesma. Os cálculos estequiométricos baseiam-se nas proporções fixas existentes entre as espécies envolvidas nas reações químicas.

De modo geral, numa reação química, a massa, os átomos e as cargas se conservam. Assim, uma equação química “balanceada ou equilibrada” mostrará as quantidades relativas de reagentes e produtos envolvidos na reação. Os coeficientes numéricos da equação se referem à proporção de mols envolvidos entre as espécies na reação.

Objetivos

Desenvolver a capacidade de observação de experimentos, correlacionando-os. Utilizar tabelas na resolução de problemas de laboratório.

Assuntos envolvidos

Reações onde se formam produtos pouco solúveis, pouco dissociados, complexos e de transferência de elétrons.

Procedimento experimental

A) Reações onde se formam produtos pouco solúveis.

a. Coloque, em um tubo de ensaio, 4-5 gotas de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L e observe o seu aspecto. Adicione 1 gota de solução de nitrato de prata. Guarde esse tubo e examine-o após 30 minutos.

b. Adicione, em um tubo de ensaio, os mesmos reagentes usados no item anterior. Após isso, coloque, gota a gota, solução de hidróxido de amônio 30%, agitando o tubo após cada adição. Deixe de adicionar hidróxido de amônio quando observar mudança do sistema. Não despreze o conteúdo desse tubo. Anote as suas observações e justifique-as.

c. Coloque, em um tubo de ensaio, algumas gotas de solução de cloreto de bário e adicione gotas de solução de sulfato de sódio. Observe e interprete.

B) Reações onde se formam produtos pouco dissociados

a. Coloque 5 gotas de ácido nítrico 1 mol/L em um tubo de ensaio. Dobre o volume obtido com água destilada e agite a solução com o auxílio de um bastão de vidro. Determine, através de um papel indicador, o caráter ácido-básico da solução. Marque o valor obtido e conserve o conteúdo do tubo.

b. À solução obtida no item anterior adicione o conteúdo de uma “ponta de espátula” de acetato de sódio. Agite bem o tubo até dissolver o sal e determine novamente o caráter ácido-base desta mistura. Compare com o resultado obtido na experiência anterior, procurando sentir o odor que deve se desprender da mistura recentemente preparada.

c. Coloque algumas gotas de solução de carbonato de sódio 5 mol/L, em um tubo de ensaio, adicione gotas de ácido nítrico 1 mol/L e agite. Observe e interprete.

Reações em que se formam complexos

Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L. Adicione aos poucos e agitando, hidróxido de amônio 30 %. Anote a mudança no aspecto da solução antes e depois da adição da base.

a. Coloque em um tubo de ensaio 4 gotas de solução de nitrato de ferro(III) 1 mol/L e dobre o volume com água destilada. Junte 2 gotas de tiocianato de potássio 1 M e agite. Observe o que ocorre.

Reações onde ocorrem transferências de elétrons

a. Apanhe uma fita de magnésio metálico, previamente lixada, de aproximadamente 3 cm de comprimento e coloque sobre a tela de amianto de forma que cerca de 1 cm fique fora do amianto. Acenda o bico de Bunsen e aproxime a chama da fita. Ao se iniciar a reação, apague o bico. Observe o que ocorre. (**Cuidado:** não se aproxime da tela, pois a temperatura proveniente da reação é bastante alta)

b. Coloque em um tubo de ensaio 5 gotas de solução de ácido oxálico 1 mol/L. Dobre o volume obtido com água destilada. Adicione gotas de solução de permanganato de potássio 1 mol/L e agite. Observe e interprete.

Relatório

Escreva todas as equações balanceadas das reações estudadas nesta aula. Discuta sobre os diferentes tipos de reações químicas.

Bibliografia

R.A. Burns, *Fundamentals of chemistry* (2ª ed., Prentice Hall) 1995

J.B. Russell, *Química Geral* (1ª ed, Mc graw-Hill) 1982

J.C. Kotz e P.Treichel, Jr., *Química & reações químicas* (3ª ed., LTC), vol. 1, 1996;

B.H. Mahan, *Química: um curso universitário* (4ªed., Edgard Blucher) 1997;

Aula 12: Equilíbrio Químico

Introdução

As **reações químicas**, assim como as mudanças de fase, **são reversíveis**. Consequentemente haverá condições de concentração e temperatura sob as quais reagentes e produtos coexistem em equilíbrio. A primeira característica do estado de equilíbrio é ser dinâmico; trata-se de uma situação permanente mantida pela igualdade das velocidades de duas reações químicas opostas. A segunda generalização é que os sistemas tendem a atingir um estado de equilíbrio espontaneamente. Um sistema pode deslocar-se do equilíbrio somente por alguma influência externa e, uma vez deixado a si próprio, o sistema perturbado voltará ao estado de equilíbrio.

Em 1884, o químico francês Henri Lê Châtelier sugeriu que os sistemas em equilíbrio tendem a compensar os efeitos de influências perturbadoras. O princípio se aplica a todos os tipos de equilíbrios dinâmicos e pode ser enunciado assim: quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma força, ele tenderá a se ajustar, reagindo de maneira a minimizar o efeito da força.

Objetivos

Comprovar experimentalmente a existência do estado de equilíbrio químico. Observar a obediência dos sistemas em equilíbrio ao princípio de Le Chatelier. Estudar o efeito da temperatura no valor da constante de equilíbrio de uma reação.

Assuntos envolvidos

Princípio de Le Châtelier. Equilíbrio químico.

Procedimento experimental

A) Equilíbrio entre um sólido e um líquido

- a. Coloque ~10 gotas de água em um tubo de ensaio e ~10 gotas de etanol em outro.

Adicione alguns cristais de sacarose em ambos os tubos e agite. O que você observou? Qual dos tubos está em equilíbrio com respeito à dissolução?

- b. Prepare novamente 2 tubos de ensaio, um contendo etanol e o outro água. Adicione alguns cristais de NaCl a ambos e agite. Qual das soluções é saturada? Quais equilíbrios se verificam nestas soluções?

- c. Acrescente mais alguns cristais de NaCl à solução insaturada que você preparou no item anterior. Agite até dissolver. Adicione etanol a esta solução, com um conta-gotas, agitando a cada gota. O que ocorreu? Por quê?

B) Equilíbrio entre dois líquidos

- a. Prepare um tubo de ensaio contendo ~20 gotas de água destilada e outro tubo contendo ~20 gotas de *n*-butanol. Adicione gota a gota *n*-butanol ao primeiro tubo e água ao segundo tubo, até observar separação de fases. O que ocorreu? Por quê? O estado final é igual em ambos os tubos?

C) Princípio de Le Chatelier

a) Em um tubo de ensaio adicione ~20 gotas de uma solução de cromato de potássio. Observe a cor da solução. Adicione, gota a gota, solução de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ 6 mol/L no tubo de ensaio. O que observou?

b) Em um tubo de ensaio adicione ~20 gotas de uma solução de dicromato de potássio. Observe a cor dessa solução. Adicione, gota a gota, uma solução de NaOH 6 mol/L e observe a cor da solução. Por último, adicione gota a gota solução de NaOH no tubo do item anterior, e solução de HCl ao segundo. O que você observou? Por quê?

c) Prepare uma solução de BaCrO_4 em um tubo de ensaio com aproximadamente 1 mL de água e alguns cristais do sólido. Adicione, gota a gota, agitando, solução de HCl 6 mol/L. O que você observou? Explique as alterações ocorridas. Adicione ao mesmo tubo, gota a gota, solução de NaOH 6 mol/L, agite e observe.

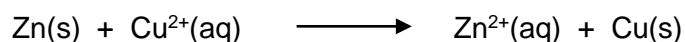
Bibliografia

- B.M. Mahan e R.J. Myers, Química: um curso universitário (ed. Edgar Blücher), 1997
J.B. Russell, Química Geral (ed. Mac Graw-Hill), 1981
A.I. Vogel, *Análise Inorgânica Quantitativa* (5ª. ed., LTC) revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery e J. Mendham, traduzida por A.Espínola, 1992;

Aula 13: Reações de transferências de elétrons

Introdução

Algumas substâncias, pela própria natureza, apresentam uma tendência finita de receber ou doar elétrons. Essa força propulsora dirige um grande número de reações químicas, formando e quebrando ligações em busca de um equilíbrio onde as tendências se contrabalançam. Assim, espécies com tendências opostas como zinco metálico e os íons de cobre, reagem rapidamente formando íons de zinco e cobre metálico, mediante simples transferência de elétrons.



A mesma reação acima pode ser executada, porém com maiores proveitos, separando-se os reagentes zinco e íons de cobre em dois recipientes distintos, ligados por uma ponte salina. Nesse caso, fazendo-se uma conexão metálica (condutora) entre os dois sistemas, os elétrons fluirão espontaneamente através do condutor do zinco para os íons de cobre, como se esses estivessem reagindo naturalmente. O sistema assim projetado constitui uma pilha, que é capaz de produzir corrente elétrica através de uma reação química.

O importante fato de eletricidade poder ser produzida por meio de transformações químicas permite o estoque de energia elétrica sob a forma de reagentes químicos, os quais poderão ser usados para gerar energia elétrica e outras formas de energia, quando houver necessidade.

Pode-se, ainda, através da passagem de eletricidade em um sistema, provocar a ocorrência de reações no sentido inverso daquela em que se processaria espontaneamente. O processo assim executado é denominado eletrólise e encontra enormes aplicações na indústria, principalmente metalúrgica e química.

Objetivos

Estudar as reações de óxido-redução, utilizando conceitos e medidas de potencial de redução. Determinar a atividade de alguns metais em reações de óxido-redução.

Assuntos envolvidos

Reações de óxido-redução: definição, conceitos de semi-reação, balanceamento.

Procedimento experimental

1. Coloque em um tubo de ensaio um pouco de solução de sulfato de cobre e um prego previamente lixado. Observe após algum tempo e interprete.
2. Coloque em um tubo de ensaio uma solução de nitrato de prata e um fio de cobre. Observe após algum tempo e interprete.
3. Coloque em um tubo de ensaio uma solução de nitrato de prata e um prego previamente lixado. Observe após algum tempo e interprete.
4. Oxidação dos íons brometo e iodeto

Numere três tubos de ensaio. Coloque no primeiro 20 gotas de solução de NaBr, no segundo tubo 20 gotas de solução de KI, e no terceiro tubo 10 gotas de solução de NaBr e 10 gotas de solução de KI. Em cada tubo adicione 1 mL de clorofórmio e 10 gotas de água de cloro. Agite vigorosamente e observe.

5. Oxidação do iodo

Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de iodo e 20 gotas de solução de clorato de potássio e algumas gotas de NaOH 1 mol/L. Agite vigorosamente e observe.

Questão: Baseado nos potenciais de redução formule as equações representativas das reações. Indique em cada caso as espécies oxidantes e redutoras.

Bibliografia

- B.M. Mahan e R.J. Myers, Química: um curso universitário (ed. Edgar Blücher), 1997
J.B. Russell, Química Geral (ed. Mac Graw-Hill), 1981.

