



Universidade Federal de Ouro Preto
Instituto de Ciências Exatas e Biológicas
Departamento de Química



Apostila de Qui-109

Química Geral

Bacharel em Biologia
Licenciatura em Biologia
Ciência e Tecnologia de Alimentos

PRÁTICA 01
AULA INTRODUTÓRIA DE QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL
Instruções gerais, normas de segurança e apresentação de vidrarias e equipamentos de laboratório

01 – INTRODUÇÃO

Este programa de laboratório foi concebido para fornecer ao aluno um primeiro contato com as técnicas básicas e os principais equipamentos e vidrarias de um laboratório de Química. Além disso, os dados experimentais obtidos poderão ser empregados para explorar vários aspectos da química teórica e descritiva. Frequentemente será verificado que na prática, a teoria poderá requerer um exame mais detalhado de um determinado problema, ou ainda, exigir habilidades manuais do aluno.

A relação entre a teoria e os trabalhos de laboratório é apresentada de forma a gerar uma sinergia entre os aspectos experimentais e teóricos de diversos conceitos químicos.

02 – O RELATÓRIO

O relatório de um trabalho experimental tem como finalidade justificar os fatos que motivaram a sua realização, descrever a forma como o trabalho foi realizado e, através dos resultados obtidos experimentalmente, interpretar conclusivamente a relação entre os dados obtidos e os dados teóricos. Para que o relatório torne-se compreensível e reproduzível, as anotações devem ser claras, exatas e completas. A fim de descrever exatamente o que aconteceu. Um bom relatório deve ser o mais simples possível, de linguagem correta e não prolixo ou ambíguo.

Em síntese, um relatório destina-se a:

- Explicar a experiência efetuada;
- Descrever os procedimentos e resultados experimentais;
- Discutir os resultados obtidos, apresentando os cálculos, por ventura, efetuados.

Um relatório deve ser elaborado de tal forma que:

- Outra pessoa possa repetir o trabalho efetuado com base nele;
- Qualquer pessoa possa perceber qual o objetivo do trabalho, o que se fez, quais foram os resultados obtidos e ter uma apreciação crítica dos resultados.

03 – NORMAS PARA ELABORAR UM RELATÓRIO

Um relatório deverá ser composto por:

- Título: Deve ser claro e descritivo.
- Identificação: Deve conter os nomes dos integrantes do grupo, o curso, a instituição e a data da realização do experimento.
- Objetivos: Deve conter uma descrição simples e clara dos objetivos do experimento realizado.
- Introdução: A introdução deve ser uma descrição concisa da história e da teoria relevante para o trabalho prático. Podem ser adicionados esquemas, quando forem relevantes. A introdução não precisa ser extensa, nem cópia do roteiro, utilize referências diferentes do roteiro de prática. Se usar um livro ou artigo de uma revista, não copie parágrafos inteiros; limite-se a extrair a informação relevante para o relatório. As referências bibliográficas devem ser inseridas no texto em números arábicos e entre colchetes, e o mais próximo possível à citação ([1], [2], [3], etc). Devem ser citadas e listadas de forma crescente. As referências completas devem constar na Bibliografia do relatório.
- Parte Experimental: Não copie da apostila. Muitas vezes o procedimento é alterado no momento da realização do experimento. Registre exatamente a forma como o procedimento foi realizado. Especifique todo o material utilizado, assim como os reagentes. Utilize os verbos em linguagem impessoal. Por exemplo, prefira "*Utilizou-se* os seguintes materiais..." ou "*Foram utilizados* os seguintes materiais..." ao invés de "*Utilizamos* os seguintes materiais..." ou "*Utilizei* os seguintes materiais...".
- Apresentação dos resultados experimentais: Sempre que possível, os resultados devem ser apresentados em tabelas para que uma futura consulta ao seu trabalho seja facilitada. Cada tabela deve ser numerada para eventual referência no texto e incluir uma breve descrição do seu conteúdo (ex: Tabela II – Efeito do ácido clorídrico nas roupas dos estudantes que não usam jaleco). A primeira linha de cada coluna da Tabela deve conter o nome, a quantidade e a respectiva unidade de medida (ex. concentração mol.L⁻¹ ou mol/L).
- Cálculos e Discussão dos resultados: De uma maneira geral os cálculos devem ser apresentados de forma completa. Quando houver vários cálculos semelhantes, detalhar somente um deles e apresentar apenas o resultado final para os demais. Os resultados finais dos cálculos devem ser apresentados em destaque e estar em concordância com o erro calculado. A discussão é uma das partes mais importantes do relatório. As discussões não são obrigatoriamente longas, mas devem ser completas e fundamentadas. Podem-se discutir os cálculos, conforme são apresentados. A discussão deve ser feita do ponto de vista da avaliação dos resultados finais, do seu significado, da sua precisão e, quando possível, da exatidão. Tente pensar sobre as possíveis implicações dos resultados, relacionando-os com os objetivos do trabalho.

- Conclusões: As conclusões devem ser descrições breves do que foi encontrado ou demonstrado na aula prática. É, por vezes, também apropriado incluir um resumo dos resultados quantitativos. As conclusões são feitas com base nos objetivos do trabalho.
- Bibliografia: A última parte do relatório deve ser uma lista de todas as referências utilizadas, de acordo com a numeração dada ao longo da confecção do relatório.

04 – COMO FAZER UMA CITAÇÃO BIBLIOGRÁFICA

- Para partes de livros:

AUTOR DA PUBLICAÇÃO. *Título*: subtítulo. Edição. Local da publicação (cidade): Editora, data (ano). Volume (quando for o caso), páginas consultadas.

Ex.

BIER, O. *Bacteriologia e imunologia*. 15ed. São Paulo: Melhoramentos, 1970, p. 806-10, 817, 836.

- Para capítulos de livros:

AUTOR DO CAPÍTULO. *Título do capítulo*. In: AUTOR DO LIVRO. *Título*: subtítulo do livro. Edição. Local da publicação (cidade): Editora, data (ano). Volume (quando for o caso), capítulo, páginas consultadas.

Ex.

MULTZER, J. *Basic Principles of Asymmetric Synthesis*. In: PFALTZS, A., YAMAMOTO, H., JACOBSEN, E. N. (Ed.). *Comprehensive Asymmetric Catalysis – Supplement 1*. New York: Springer-Verlag, 2003, p.215-45.

- Para fontes eletrônicas 'on line':

AUTORIA. *Título*. Fonte (se for publicação periódica). Disponível em < endereço eletrônico > Acesso em: data (dia, mês, ano).

Ex.

UNITED STATES, Environmental Protection Agency, Official of Pesticides Programs. Assesing health risks from pesticides. Disponível em: < <http://www.epa.gov/pesticides/citizens/riskaccess.htm> > Acesso em: 14jun.1999.

Ex.

MINISTÉRIO DO DESENVOLVIMENTO INDÚSTRIA E COMÉRCIO EXTERIOR, Secretaria de Comércio Exterior. Exportação/Importação de Terpenos. Disponível em: < <http://aliceweb.desenvolvimento.gov.br/> > Acesso em: 16 jul.2002.

ATENÇÃO: Atente tanto para a formatação (negrito, itálico, maiúsculas, etc), quanto para a pontuação. Estes elementos fazem parte da maneira correta de se fazer uma citação bibliográfica.

Se você ainda tiver dúvidas, não hesite em perguntar ao seu professor ou consulte um livro sobre citações bibliográficas. Uma excelente recomendação disponível na biblioteca do ICEB/UFOP é a seguinte:

FRANÇA, J. L. et al. *Manual para normatização de publicações técnico-científicas*. 5ed – rev. Belo Horizonte: Ed. UFMG, 2001, 211p.

05 – NORMAS GERAIS DE SEGURANÇA EM LABORATÓRIO

Ao executar uma experiência, você deve ter conhecimento das práticas e dos processos usuais de trabalho no laboratório. Isto requer uma atenção especial, pois neste curso espera-se que você faça mais do que repetir uma sucessão de operações indicadas. É necessário conhecer bem o equipamento e o trabalho de laboratório para investigar com sucesso os problemas apresentados. O sucesso de seu trabalho dependerá, em grande parte, da sua capacidade de seguir as sugestões e conselhos do professor. Quando em dúvida, consulte-o.

No laboratório, devem ser observadas as instruções e normas abaixo relacionadas, que são fundamentais para a sua segurança e dos demais colegas:

- Para iniciar os trabalhos: Ao realizar cada experiência leia antes as instruções correspondentes. Consulte seu professor cada vez que ficar em dúvida sobre uma atividade proposta.
- O laboratório não é lugar para brincadeiras: O laboratório é sempre um lugar para se trabalhar com responsabilidade. As brincadeiras devem ficar para outro lugar mais adequado. Trabalhe com atenção, prudência e calma.
- Observe o material a ser utilizado: Não trabalhar com material imperfeito ou defeituoso, principalmente os vidros que tenham pontas ou arestas cortantes.
- Cuidado com as substâncias desconhecidas: Nunca se deve trabalhar com substâncias químicas das quais não se conheçam as propriedades. Faça apenas as experiências indicadas pelo seu professor.
- Nossa pele e alguns produtos químicos não combinam: Não toque nos produtos químicos. Caso alguma substância caia na sua pele, lave imediatamente com bastante água e avise seu professor.
- Seja observador: É muito importante que você anote todas as observações e conclusões durante a realização de uma atividade experimental. Esses dados suportarão a confecção de seu relatório.
- Substâncias inflamáveis: As substâncias inflamáveis não devem ser aquecidas em fogo direto. Pode-se fazer um aquecimento indireto em banho-maria.
- Mantenha limpa sua bancada de trabalho: Conserve sempre limpo seu material e sua bancada de trabalho. Evite derramar líquido ou deixar cair sólido no chão ou na bancada. Caso isto aconteça, lave imediatamente o local com bastante água. Deixe os

materiais da mesma maneira em que os encontrou no início da aula, limpos e organizados.

- Ao final do trabalho: Ao sair do laboratório, lave as mãos, verifique se os aparelhos estão desligados e se não há torneiras de água ou gás abertas.
- A sua segurança em primeiro lugar: Quando você trabalhar com substâncias corrosivas, use sempre máscaras e luvas de borracha. Para tocar nestas substâncias deve-se usar bastão de vidro ou pinças. Em procedimentos que envolvam liberação de vapores tóxicos ou inflamáveis, utilize a capela.
- É proibido entrar no laboratório sem jaleco: Use sempre jaleco, calça comprida e sapatos fechados nas aulas experimentais e tenha cuidado com os olhos e o rosto. Cabelos longos devem estar presos para que imprevistos sejam minimizados.
- Cada material em seu lugar: Sobre sua bancada, no laboratório, deixe apenas o material em uso; pastas e livros devem ficar em outro local apropriado.
- Refeição não combina com laboratório: As refeições devem ser feitas na lanchonete. NUNCA FUME, COMA OU BEBA NO LABORATÓRIO, pois pode ocorrer algum tipo de contaminação por substâncias tóxicas.
- Mistura-se A + B ou B + A? Sempre que for necessário juntar ou misturar substâncias que reajam violentamente, deve-se fazê-lo com CUIDADO, verificando se é necessário refrigeração e, o mais importante, em que ordem essas substâncias devem ser juntadas ou misturadas. Deve-se juntar ácido à água, NUNCA água ao ácido.
- Não vá se intoxicar: As substâncias tóxicas devem ser manipuladas na capela ou próxima de uma janela e, se as mesmas forem voláteis (que se evaporam), deve-se usar máscara adequada.
- Cuidado com material inflamável: Toda vez que for necessário empregar fósforo ou bico de Bunsen, deve-se verificar se nas proximidades há algum frasco que contenha líquido inflamável. Se houver, deve ser afastado o máximo possível. Pequenos incêndios podem ser abafados com uma toalha.
- Aquecimento: não aqueça tubos de ensaio com a boca virada para seu lado nem para o lado de outra pessoa.
- Cada frasco com sua tampa: Para não contaminar os reagentes, você não deve trocar as tampas dos recipientes. Nunca devolva ao frasco original um reagente que de lá foi retirado ou utilizado em uma reação.
- Sistemas fechados: Não aqueçam, em nenhuma hipótese, substâncias em sistemas hermeticamente fechados.
- Olha a higiene. Resíduos no lixo: Você não deve jogar nas pias ou no chão resto de reagente, fósforo ou pedaço de papel sujo. No laboratório existem frascos ou cestos de lixo destinados a receberem estes resíduos.

- Você é afobado? Quando você aquecer material de vidro ou porcelana, conserve o rosto afastado, a fim de evitar que, pela quebra acidental, venha a ocorrer um grave acidente, principalmente com os olhos. Lembre-se de que um vidro quente tem a mesma aparência do vidro quando frio.
- Gases, o que fazer? Nunca se deve aspirar gases ou vapores diretamente de um recipiente, pois pode tratar-se de substância tóxica. Em vez disso, com a mão traga um pouco do vapor ou gás até você.
- Reagentes químicos são perigosos: Nenhum reagente químico deve ser provado ou ingerido, a fim de testar seu gosto, pois pode tratar-se de um veneno.
- Em caso de acidentes: Comunique o incidente, IMEDIATAMENTE, ao professor.

06 – EQUIPAMENTOS BÁSICOS DE LABORATÓRIO

Materiais de Porcelana



Funil de Büchner



Cadinho



Almofariz ou gral e pistilo
p

Vidrarias



Tubo de ensaio



Béquer



Erlenmeyer



Kitazato



Balão de fundo chato



Balão de fundo redondo



Balão volumétrico



Bureta



Proveta



Funil simples



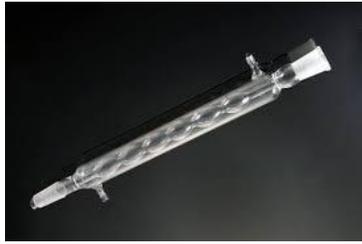
Funil Raiado



Funil de separação ou
funil de decantação



Condensador reto



Condensador de bola



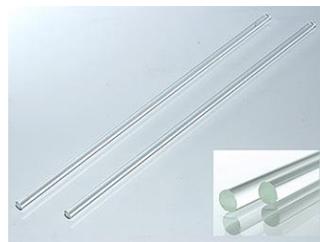
Condensador de serpentina



Pipetas graduadas



Pipetas volumétricas



Bastão de vidro



Vidro de relógio



Frasco conta-gotas



Dessecador

Material Metálico



Espátula



Pinça para cadinho



Mufa



Anel com mufa



Garra com mufa



Garra sem mufa



Pinça Castaloy



Suporte universal



Bico de bunsen



Tripé de ferro



Tela de amianto

Materiais diversos e equipamentos



Pera insufladora



Garrafa lavadeira ou Pisseta



Pinça de madeira



Estante para tubos de ensaio



Suporte para funil



Manta de aquecimento



Balança analítica



Balança de topo



Chapa de aquecimento



Bomba de Vácuo



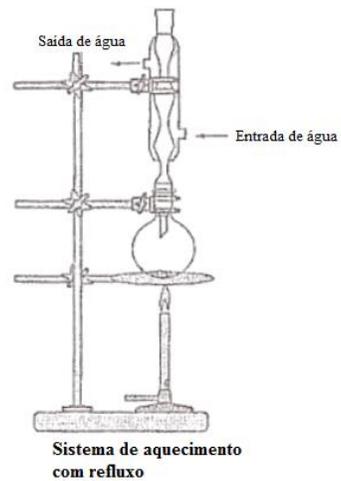
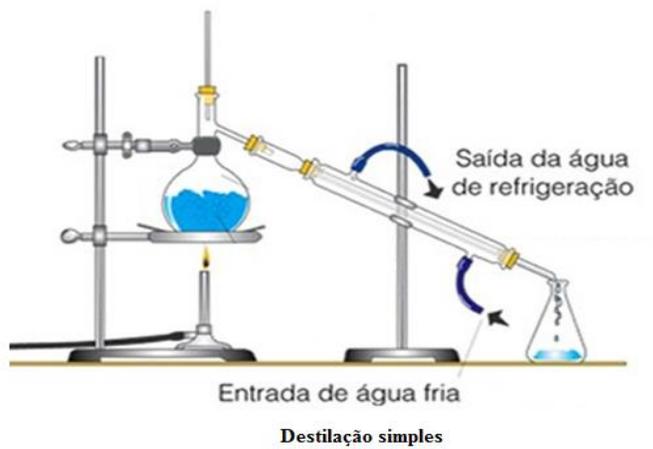
Estufa



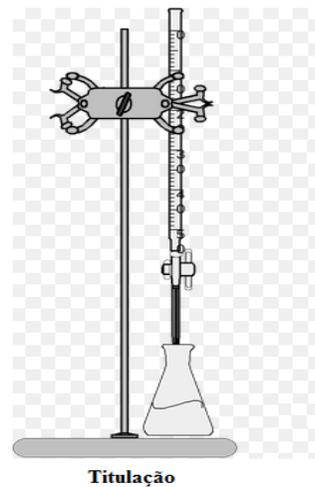
Capela de exaustão

07 – EXERCÍCIOS

Identificar todos os materiais utilizados nas montagens dos sistemas abaixo:



Filtração a vácuo



PRÁTICA 02

OPERAÇÃO DE MEDIDAS E NOTAÇÃO CIENTÍFICA

1 - A incerteza na ciência

A natureza intrínseca da observação científica traz consigo o fato de que em toda medida que realizamos temos uma incerteza, pois é praticamente impossível determinarmos o valor verdadeiro em uma só medida. Portanto, ao efetuarmos uma medida, devemos fazê-la com maior grau de precisão possível e anotá-la de maneira que reflita as limitações de instrumento. Por isso, em todo trabalho experimental, devemos anotar os dados obtidos corretamente usando a notação científica.

2 - Alguns conceitos importantes

2.1 – Exatidão e precisão

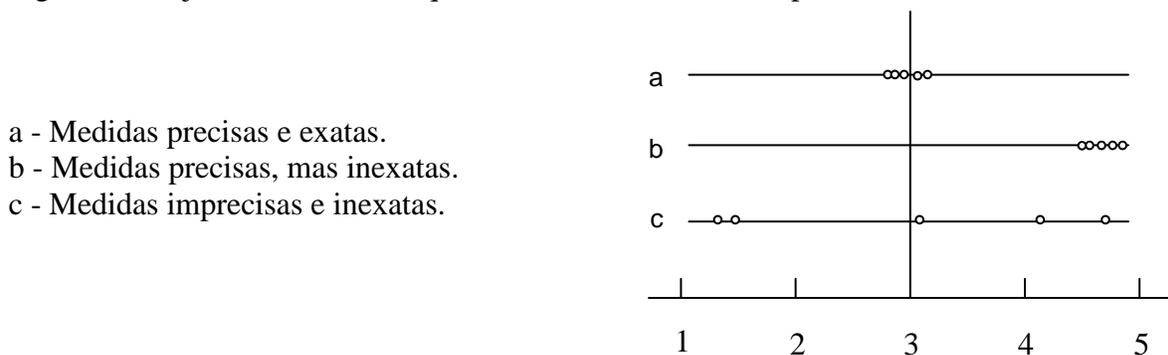
Exatidão: A exatidão de uma grandeza que foi medida é a correspondência entre o valor medido (x) e o valor da grandeza (μ). Denota a proximidade de uma medida do seu valor verdadeiro.

Precisão: A precisão de uma grandeza é a concordância entre as várias medidas feitas sobre a grandeza. A precisão indica o grau de dispersão do resultado e está associada à reprodutibilidade da medida.

É muito difícil obter exatidão sem precisão; porém, uma boa precisão não garante uma boa exatidão. Não obstante, o analista sempre procura resultados reprodutíveis, pois quanto maior a precisão, maior é a chance de se obter boa exatidão.

A Figura 1 ilustra os conceitos de exatidão e precisão em uma medida cujo valor verdadeiro é igual a 3.

Figura 1. Conjuntos de medidas que ilustram os conceitos de precisão e exatidão:



2.2 – Algarismos significativos e notação exponencial

O número de algarismos significativos expressa a precisão de uma medida. Se dissermos que uma mesa mede 120cm, isto indica que a medimos até próximo ao centímetro, enquanto 102,4cm indica uma medida até o décimo de centímetro. No primeiro caso temos três algarismos significativos e no último caso temos quatro.

O número zero é um algarismo significativo exceto quando está situado à esquerda do primeiro algarismo diferente de zero. Assim, no número 7,0026, os dois zeros são significativos enquanto que no número 0,0094 os zeros não são algarismos significativos, são apenas determinantes de ordem de grandeza.

Ao se realizar uma medida, deve-se observar a sensibilidade do instrumento. Por exemplo, se a massa de um corpo de dois gramas é medida com uma balança que fornece uma precisão de $\pm 0,1\text{g}$, deve-se representá-la por 2,0g. Neste caso, o zero é significativo, pois é o resultado de uma medida. Entretanto, se fosse necessário expressar esta mesma massa em miligramas (mg) ou em microgramas (μg), poderíamos cometer um erro ao escrevermos, respectivamente, 2000mg ou 2000000 μg . Em ambos os casos apenas o primeiro zero, após o dígito 2, é significativo, uma vez que o instrumento em que foi realizada a medida confere apenas dois algarismos significativos à medida. Nestes casos, deve-se expressar o resultado utilizando-se potência de dez. Pelo exemplo acima citado, a notação adequada a ser adotada seria $2,0 \times 10^3\text{mg}$ ou $2,0 \times 10^6\mu\text{g}$. A notação por potência de dez é também chamada de notação científica.

Exemplos de algarismos significativos e notação exponencial:

Medida	Notação Exponencial	Nº de algarismos significativos
0,0062g	$6,2 \times 10^{-3}\text{g}$	2
0,0602g	$6,02 \times 10^{-2}\text{g}$	3
0,6200g	$6,200 \times 10^{-1}\text{g}$	4
0,62g	$6,2 \times 10^{-1}\text{g}$	2
40,240g	$4,0240 \times 10^1\text{g}$	5
400,240g	$4,00240 \times 10^2\text{g}$	6

2.3 – Operações matemáticas envolvendo algarismos significativos

a) Adição ou Subtração: o resultado deve ser arredondado no sentido de conter o mesmo número de algarismos significativos, POSTERIORES À VÍRGULA, de acordo com o fator com menor número de algarismos significativos após a mesma. Exemplos:

$$3,86 + 29,3 + 0,918 = 34,078 \quad \Rightarrow \quad \text{notação correta} = 34,1$$

$$29,3456 - 19,11 = 10,2356 \quad \Rightarrow \quad \text{notação correta} = 10,24$$

Multiplicação ou Divisão: o resultado de ser arredondado no sentido de conter o mesmo número de algarismos significativos que o fator de menor número de algarismos significativos. Exemplos:

$$3,356 \times 3,3 = 11,0748 \quad \Rightarrow \quad \text{notação correta} = 11$$

$$4,256 \div 3,11 = 1,3684 \quad \Rightarrow \quad \text{notação correta} = 1,37$$

2.4 – Erros

Os dados obtidos através de medidas são sempre acompanhados de erros devidos ao sistema que está sendo medido, ao instrumento de medida e ao operador. O conhecimento destes erros permite a correta avaliação da confiabilidade dos dados e do seu real significado.

Duas classes de erros podem afetar a precisão e a exatidão de uma medida: os erros determinados e os erros indeterminados.

Erros determinados: São aqueles que possuem causas definidas e são localizáveis. Podem ser minimizados, eliminados ou utilizados para corrigir a medida. Os erros determinados são:

Erros instrumentais;

Erros devidos aos reagentes, como impurezas ou ataque dos recipientes por soluções;

Erros de operação: São erros físicos e associados à manipulação; são geralmente independentes dos instrumentos e utensílios utilizados e não tem qualquer relação com o sistema químico. Suas grandezas, geralmente desconhecidas, dependem mais do analista do que de outro fator. Por exemplo: uso de recipientes descobertos, a perda de material por efervescência, a lavagem mal feita da vidraria ou dos precipitados, o tempo insuficiente de aquecimento, erros de cálculo. Os iniciantes, por falta de habilidade e de compreensão do processo, podem cometer erros operacionais sérios sem deles se aperceberem, mas, ao ganharem experiência e conhecimentos, tais erros são reduzidos a proporções mínimas.

Erros pessoais: Estes erros são devidos a deficiências do analista. Alguns derivados da inabilidade do operador em fazer certas observações com exatidão, como o julgamento correto da mudança de cor nas titulações que usam indicadores visuais. Outros são erros de predisposição. Estes surgem quando a questão é decidir qual fração de uma escala deve ser registrada: o operador tende a escolher aquela que tornar o resultado mais próximo da medida anterior.

Erros do método: Estes erros têm suas origens nas propriedades físico-químicas do sistema analítico. São inerentes ao método e independem de quão bem o analista trabalhe.

Erros indeterminados: A segunda classe de erros são os indeterminados, que representam a INCERTEZA que ocorre em cada medida. Eles são resultantes de flutuações em sucessivas medidas feitas pelo mesmo operador nas melhores condições possíveis; são derivados de pequenas variações nos instrumentos, no sistema ou no operador. Como estes erros são devidos ao acaso, não podem ser previstos, mas podem ser avaliados através de tratamento estatístico dos dados.

A influência dos erros indeterminados é indicada pela exatidão da medida, que é descrita pelo desvio padrão da média de uma série de medidas feitas sob condições idênticas. A precisão da medida não dá informação de quão exata foi a medida, a menos que se disponha de um número muito grande delas. Porém é possível, com certo grau de confiança, avaliar o intervalo dentro do qual se encontra o melhor valor da grandeza; esse intervalo é denominado intervalo de confiança da medida. Obviamente, é impossível eliminar todos os erros devidos ao acaso; entretanto, o analista deve procurar minimizá-los até atingir um nível de insignificância tolerável.

Erro absoluto: Quando se efetua uma medida com o auxílio de um instrumento (por exemplo, uma balança, régua, pipeta, bureta, etc.), é importante especificar o erro correspondente.

As vidrarias utilizadas em um laboratório de química para medidas de volume dividem-se em graduadas e volumétricas. O erro absoluto dos equipamentos graduados é dado como a metade da menor divisão. Já os instrumentos volumétricos têm erros fornecidos pelo fabricante que podem estar gravados na própria vidraria ou estar tabelado (Tabela 1).

Se considerarmos uma balança que permite ler até a segunda casa após a vírgula, o erro da medida é $\pm 0,01\text{g}$ que é chamado também de erro absoluto. Por exemplo, suponha que uma substância foi pesada utilizando-se esta balança, a massa encontrada foi igual a $3,44\text{g}$. O resultado expresso com o erro da medida será:

$$m = (3,44 \pm 0,01)\text{g}$$

Erro relativo: É definido em termos de erro absoluto de acordo com a equação:

$$ER = \frac{E_a}{M}$$

Onde:

ER = erro relativo

Ea = erro absoluto

M = medida

No caso da massa do exemplo anterior, o erro relativo é dado por:

$$ER = \frac{0,01}{3,44} = 0,003$$

O erro relativo também pode ser expresso em termos percentuais:

$$E\% = ER \times 100$$

Neste caso o erro do exemplo anterior tem o valor de $0,3\%$

2.5 - Propagação de erros

Na adição ou subtração, o erro do resultado é a soma dos erros absolutos de cada medida. Para uma aplicação mais imediata e menos rigorosa pode-se considerar que numa adição ou subtração, o termo com menor número de casas decimais determina o número de casas decimais do resultado. Assim, na soma das massas mostrada abaixo temos:

$$\begin{array}{r} (43,7 \pm 0,1)\text{g} \\ (3,85 \pm 0,01)\text{g} \\ (0,923 \pm 0,001)\text{g} \\ \hline (48,5 \pm 0,1)\text{g} \end{array}$$

O resultado deve ter assim apenas uma casa decimal.

Numa multiplicação ou divisão, o erro do resultado será a soma dos erros relativos de cada uma das medidas envolvidas. Analisemos, por exemplo, o cálculo de densidade, onde a massa e o volume de uma substância são dados abaixo:

$$m = (43,297 \pm 0,0012)\text{g}$$

$$V = (25,00 \pm 0,05)\text{mL}$$

O erro relativo da massa é de 0,002% e do volume 0,2%. O erro da densidade deverá ser de 0,202%. Assim:

$$\rho = \frac{(43,297 \pm 0,002\%)}{(25,00 \pm 0,2\%)} = (1,732\text{g/mL} \pm 0,202\%)$$

$$\rho = (1,732 \pm 0,003)\text{g/cm}^3$$

Também aqui é possível trabalhar de modo mais simplificado considerando que numa multiplicação ou divisão o termo com maior erro relativo determina a ordem de grandeza do erro relativo do resultado. Ou ainda, se aceita que numa multiplicação ou divisão o termo com menor número de algarismos significativos determina o número de algarismos significativos do resultado.

3 – Operação de Medidas

O resultado de um experimento depende muito das operações de medidas envolvidas. Para isso é necessário que se aprenda a utilizar os instrumentos corretamente.

3.1 – Medidas de Volume

Para medidas aproximadas de volume, usam-se provetas ou pipetas graduadas enquanto para medidas precisas, usam-se buretas, pipetas volumétricas e balões volumétricos.

A medida do volume é feita comparando-se o nível do mesmo com a graduação marcada na parede do recipiente. A leitura do nível para líquidos transparentes deve ser feita na parte inferior do menisco e devemos posicionar o nível dos nossos olhos perpendicularmente à escala onde se encontra o menisco correspondente ao líquido a ser medido. Este procedimento evita o erro de paralaxe.

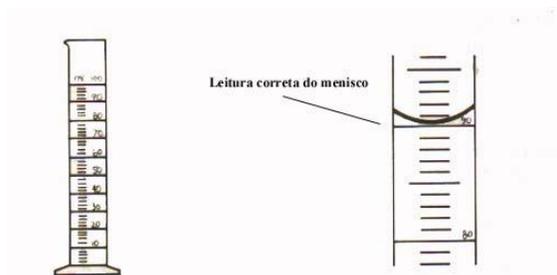


Figura 2. Leitura do menisco em uma proveta.

3.2.1 – Uso da Pipeta

O uso de pêra de sucção é desnecessário quando são pipetadas substâncias inofensivas à saúde. Nestes casos o líquido pode ser aspirado com a boca. A pipeta a ser utilizada deve estar limpa e seca.

As etapas a serem seguidas na utilização:

Encher a pipeta com sucção. Nesta operação a ponta da pipeta deve estar sempre mergulhada no líquido;

Fechar a extremidade superior da pipeta com o dedo indicador;

Ajustar o nível do menisco à marca de calibração (evitar erro de paralaxe);

Deixar escoar o líquido pipetado no recipiente destinado tocando a ponta da pipeta nas paredes do recipiente. Esperar 10-15 segundos.

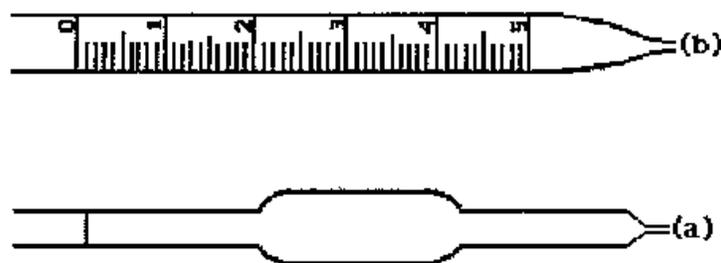


Figura 3. Pipeta volumétrica (a) e graduada (b).

3.2.2 – Uso da Bureta

As buretas são recipientes volumétricos, usados para escoar volumes variáveis de líquido e empregadas geralmente em titulações. Ao utilizar uma bureta as etapas abaixo descritas devem ser seguidas:

Verificar se a torneira, caso seja de vidro esmerilhado, está lubrificada;

Fazer ambiente na bureta se não estiver seca;

Encher a bureta e verificar se nenhuma bolha de ar ficou retida no seu interior;

Fixar a bureta ao suporte, com o auxílio de uma garra, de forma a mantê-la na posição vertical;

Zerar a bureta (evitar erro de paralaxe);

A leitura do volume escoado de uma bureta é uma medida relativa. Assim, do mesmo modo que ela foi zerada deve-se ler o volume escoado (atenção para evitar erro de paralaxe).

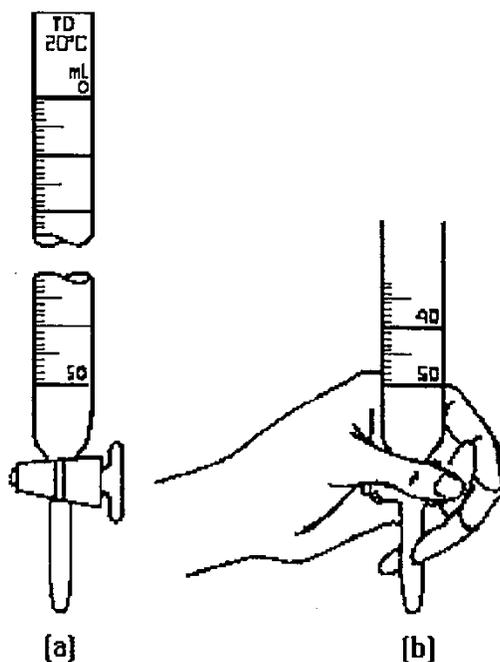


Figura 4. Método correto de segurar a torneira de uma bureta.

3.2.3 – Uso do balão volumétrico

Mede um volume exato a uma determinada temperatura (geralmente 20°C), podendo ser usado sem erro apreciável em temperaturas de mais ou menos 8°C acima ou abaixo da indicada. Usado principalmente para o preparo de soluções e reagentes, quando se deseja uma concentração a mais exata possível.

4 – Medidas de Massa

As substâncias químicas não devem jamais ser pesadas diretamente nos pratos da balança e sim sobre papel apropriado ou num recipiente qualquer tal como béquer, pesa-filtro, vidro relógio ou cápsula de porcelana previamente pesados. A utilização da balança será explicada pelo professor.

5 – Medida de Temperatura

Em laboratórios de química os termômetros mais utilizados são os de mercúrio, que contém em seu interior mercúrio líquido de cor prata. Ao medir a temperatura de um líquido, o bulbo do termômetro deve ser introduzido no líquido. Quando a altura de mercúrio líquido no interior do termômetro estabilizar (2 a 3 minutos) pode-se fazer a leitura da temperatura, evitar erro de paralaxe.

6 – Objetivo

Realizar algumas medidas e expressar corretamente os resultados obtidos com os erros respectivos.

7 – Procedimento

Anotar, com os respectivos erros, o volume máximo que pode ser medido através de cada um dos aparelhos disponíveis em sua bancada. Consulte a Tabela 2.1, quando necessário.

Instrumento	Capacidade/mL	Erro do instrumento/mL
Balão Volumétrico		
Bureta		
Pipeta Graduada		
Proveta de 50mL		
Proveta de 10mL		

Medir cinquenta mililitros de água destilada em uma proveta e transferir totalmente para um balão volumétrico. Note se houve alguma diferença, explique e anote corretamente o resultado. Tente explicar o resultado com base na exatidão dos instrumentos utilizados.

Transferir seguidamente para uma proveta de cinquenta mililitros os seguintes volumes de água destilada usando os instrumentos indicados na tabela abaixo com os seus respectivos erros.

Volume/mL	Instrumento	Erro do instrumento/mL
5	Bureta	
5	Pipeta graduada	
10	Proveta	

Ler e anotar corretamente o volume total de água destilada contido na proveta de cinquenta mililitros. Qual o valor teórico resultante da soma dos volumes adicionados? Qual o valor prático medido na proveta? Explique se houve alguma eventual diferença.

Volume teórico/mL
Volume prático/mL

Tabela 2.1 – Tolerância para vidraria volumétrica

Volume (mL)	Balão Volumétrico (desvio)	Bureta (desvio)	Pipeta (desvio)
0,5			± 0,006
1	± 0,02		± 0,006
2	± 0,02		± 0,006
3			± 0,01
4			± 0,01
5	± 0,02	± 0,01	± 0,01
10	± 0,02	± 0,02	± 0,02
15			± 0,03
20			± 0,03
25	± 0,03	± 0,03	± 0,03
50	± 0,05	± 0,05	± 0,05
100	± 0,08	± 0,10	± 0,05
200	± 0,10		
250	± 0,12		
500	± 0,20		
1000	± 0,30		
2000	± 0,50		

8 – Questionário

8.1 – Determine o número de algarismos significativos e reescreva-os utilizando notação exponencial:

- a) 50,00g;
- b) 0,00501m ;
- c) 0,0100mm ;
- d) 0,50L;
- e) 250,0mL.

8.2 – Ordenar as seguintes medidas em ordem crescente de precisão:

- a) $(1,0 \pm 0,1)\text{mL}$;
- b) $(2,00 \pm 0,01)\text{mL}$;
- c) $(200 \pm 1)\text{mL}$;
- d) $(9,8 \pm 0,5)\text{cm}^3$.

8.3 – Converta $5,0\text{g/cm}^3$ em:

- a) g/mL;
- b) g/L;
- c) g/m^3 ;
- d) kg/mL;
- e) kg/L.

8.4 – Certo sólido tem uma densidade de $10,71\text{g/cm}^3$. Qual o volume ocupado por 155g deste sólido?

8.5 – Calcule a massa molecular de cada uma das substâncias abaixo, expressando o resultado corretamente (não se esqueça das unidades):

- a) CaSO_4 ;
- b) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
- c) MgCl_2 ;
- d) KMnO_4 ;
- e) FeCO_3

8.6 – Calcule, expressando corretamente o resultado (com os algarismos significativos apropriados), a concentração (em mol/L) de:

- a) 10,00g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ em 250,0mL de solução;
- b) 15,0g de AgNO_3 em 500mL de solução;
- c) 25g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ em 0,25L de solução.

PRÁTICA 03

PROCESSOS DE SEPARAÇÃO E PURIFICAÇÃO

1 - Introdução

Várias substâncias são encontradas na natureza sob forma de misturas de dois ou mais componentes. Da mesma forma, quando preparamos compostos no laboratório, freqüentemente obtemos misturas nas quais as substâncias componentes retêm sua identidade e suas propriedades fundamentais. Estas misturas podem ser homogêneas ou heterogêneas, dependendo de elas apresentarem uma única fase ou mais de uma fase, respectivamente. Por exemplo, o álcool e a água formam uma mistura homogênea, mas e água e a gasolina são classificadas como uma mistura heterogênea.

Se um dos componentes de uma mistura estiver presente numa quantidade muito maior que os outros componentes, a mistura pode ser considerada como uma substância impura e os componentes em menores quantidades são considerados como impurezas. Um dos problemas freqüentemente encontrados num laboratório de química é a separação dos componentes de uma mistura, incluindo a purificação de substâncias impuras.

Há basicamente dois tipos de processos de separação: os processos mecânicos e os processos físicos. Nos processos mecânicos de separação não ocorrem transformações físicas ou químicas das substâncias, e, geralmente, são utilizados para separar misturas heterogêneas. Alguns exemplos de processos mecânicos são a catação, a peneiração, a decantação, a centrifugação e a filtração. Por outro lado, nos processos físicos de separação ocorrem transformações físicas das substâncias, como por exemplo, a mudança de estado líquido para gasoso de uma determinada substância. Esses processos de separação são mais eficientes e, geralmente, são usados para separar misturas homogêneas e para purificar substâncias. Alguns exemplos são: dissolução fracionada, recristalização, fusão fracionada, sublimação, destilação simples e fracionada, etc.

2 - Procedimento

2.1 - Filtração Simples

A filtração é o processo utilizado para a separação de uma mistura heterogênea formada por sólidos suspensos em líquidos. Certas reações químicas que ocorrem em solução formam sólidos insolúveis chamados precipitados. No laboratório, estes precipitados são geralmente separados da mistura através de filtração com um papel de filtro. O líquido que passa pelo papel é chamado de filtrado e o sólido que permanece no filtro é o resíduo ou precipitado.

Experimento 1: No suporte para tubos de ensaio existem dois tubos de ensaio. Um deles contém uma solução de sulfato de cobre (II), enquanto o outro uma solução de hidróxido de sódio. Transferir as soluções para um béquer de 100,0mL e em seguida agitar a solução resultante com um bastão de vidro e observar os resultados. Esperar alguns instantes para que o precipitado formado possa se decantar.

Preparar um papel de filtro dobrando-o pela metade e dobrando-o novamente pela metade. Abrir o cone de papel e encaixar no funil. Umedecer todo o papel de filtro com água destilada com o auxílio da garrafa lavadeira e de um bastão de vidro.

Agitar a mistura do béquer e transferir para o funil com a ajuda de um bastão de vidro, tomando o cuidado de não encher demais o cone do papel de filtro. Após a filtração ter se completado, retirar o papel de filtro e deixar secar em sua bancada.

2.2 - Filtração a vácuo e Purificação por Recristalização

Quando uma das substâncias que compõem uma mistura é menos solúvel que a outra e se encontra em maior quantidade, a substância mais solúvel pode, às vezes, ser separada simplesmente lavando-se a mistura. Entretanto, pelo fato de os cristais do produto desejado freqüentemente apresentam impurezas em seu interior (inclusão), é melhor preparar uma solução da mistura dessa substância e precipitar novamente o componente desejado. Em muitos casos este componente é menos solúvel em uma solução fria do que em uma solução quente. Assim, pode-se preparar uma solução a quente da mistura, e rapidamente executar uma filtração de forma que a matéria insolúvel a quente seja retida no papel de filtro. Após resfriamento, as impurezas solúveis permanecerão em solução desde que estejam presentes em pequenas quantidades ou tenham solubilidades relativamente elevadas na solução fria. O precipitado desejado fica então retido no filtro.

Uma das maneiras de se acelerar o processo de filtração é reduzindo-se a pressão dos sistemas, o que pode ser feito através da aplicação de vácuo. Esta modalidade de filtração pode ser alcançada conectando-se o frasco de kitassato a uma trompa de água ou a uma bomba de vácuo.

Experimento 2: Em um béquer de 100mL contém uma certa quantidade da mistura de ácido benzóico/sulfato de cobre/sílica. Adicione a este béquer cerca de 30mL de água e aqueça a suspensão tomando cuidado para que a mesma não entre em ebulição. Retirar do aquecimento, deixar a mistura em repouso por alguns instantes e efetuar a filtração à vácuo. Transferir o filtrado para um béquer e deixar em repouso até esfriar. Observar o que acontece. Separar novamente o precipitado por filtração e deixar para secar em sua bancada.

2.3 – Purificação por sublimação

Certas substâncias sólidas podem se volatilizar e voltar a condensar sob a forma sólida sem passar pelo estado líquido. Este ciclo é chamado de sublimação. Quando um dos componentes de uma mistura pode sublimar, esta propriedade pode ser utilizada para separá-lo da mistura.

Experimento 3: Um béquer de 100,0mL contém uma mistura de ácido benzóico e sílica. Cobrir o béquer com um vidro de relógio. Aquecer em fogo bem baixo até que um dos componentes sublime. Identificar o sólido sublimado.

PRÁTICA 04

PREPARO E PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÃO DE NaOH

1 – Preparo de soluções - Introdução

Uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que formam um sistema unifásico. Geralmente o componente em maior quantidade é chamado de solvente e aquele em menor quantidade é chamado de soluto. Frequentemente, é necessário saber as quantidades relativas de soluto e solvente, entendendo-se, portanto como concentração de uma solução, a quantidade de soluto contida em uma quantidade especificada do solvente na solução.

No preparo de uma solução as operações a serem efetuadas podem ser resumidas nos seguintes itens:

- Fazer os cálculos das quantidades de soluto.
- Pesar ou medir o soluto.
- Dissolver o soluto em um béquer, usando pequena quantidade de solvente.
- Transferir o soluto, quantitativamente, para um balão volumétrico.
- Completar o volume com solvente até a marca de aferição.
- Homogeneizar a solução.
- Padronizar a solução preparada.
- Guardar a solução em recipiente adequado.
- Rotular o recipiente.

2– Preparo de uma solução de NaOH 0,1mol/L

2.1 – Calcular quantos gramas de NaOH são necessárias para preparar 250,00mL desta solução.

2.2 – Pesar o NaOH em um béquer seco e em seguida dissolvê-lo usando cerca de 30,0mL de água destilada.

2.3 – Transferir quantitativamente a solução que está no béquer para um balão volumétrico.

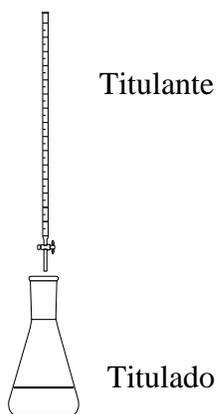
2.4 – Completar o volume com água destilada até a marca de aferição.

2.5 – Transfira a solução que você preparou para um recipiente adequado.

2.6 – Rotule o recipiente onde contém a solução que você preparou.

3- Padronização de solução - Introdução

Análise volumétrica refere-se a todo procedimento no qual o volume de um reagente necessário para reagir com um constituinte em análise é medido.



- Em uma titulação, incrementos da solução de reagente – titulante – são adicionados ao constituinte – titulado – até sua reação ficar completa. Da quantidade de titulante requerida, podemos calcular a quantidade de constituinte em análise que estará presente. O titulante normalmente é liberado de uma bureta, como mostra a figura ao lado.

- Os principais requisitos para uma reação volumétrica são de que ela possua uma grande constante de equilíbrio e se processe rapidamente, isto é, cada incremento de titulante será completa e rapidamente consumido pelo titulado até que este acabe. As titulações mais comuns são baseadas em reações de ácido-base, oxidação-redução, formação de complexo e precipitação.

O ponto de equivalência ocorre quando a quantidade de titulante adicionado é a quantidade exata necessária para uma reação estequiométrica com o titulado. O ponto de equivalência é o resultado ideal (teórico) que buscamos em uma titulação. O que realmente medimos é o ponto final, que é indicado pela súbita mudança em uma propriedade física da solução tal como uma mudança de cor de uma substância indicadora, por exemplo. Um indicador é um composto com uma propriedade física (normalmente a cor) que muda abruptamente próximo ao ponto de equivalência. A mudança é causada pelo desaparecimento do titulado ou pelo aparecimento de excesso de titulante.

A validade de um resultado analítico depende do conhecimento da quantidade de um dos reagentes usados. A concentração do titulante é conhecida se o titulante foi preparado pela dissolução de uma quantidade pesada de reagente puro em um volume conhecido de solução. Nesse caso, chamamos o reagente de padrão primário, porque ele é puro o suficiente para ser pesado e usado diretamente. Um padrão primário deverá ser 99,9% puro, ou mais. Não deverá se decompor sob estocagem normal e deverá ser estável quando secado por aquecimento ou vácuo, porque a secagem é necessária para remover traços de água adsorvida da atmosfera. Fica evidente que um reagente padrão primário não pode ser higroscópico e não reagir facilmente com o CO_2 e/ou O_2 do ar.

Em muitos casos, o titulante não é disponível como um padrão primário. Em seu lugar, usa-se uma solução contendo aproximadamente a concentração desejada para titular um determinado peso de padrão primário. Por esse procedimento, chamados de padronização, determinam a concentração do titulante para análise. Dizemos então que o titulante é uma solução padrão (secundário). Esse procedimento é muito comum em laboratório quando buscamos saber a concentração exata de uma solução preparada com um constituinte (soluto) que é volátil, higroscópico ou não é naturalmente encontrado ou sintetizado em alto grau de pureza.

A volumetria ácido-base inclui todas as determinações volumétricas baseadas na reação de neutralização, representada pela seguinte equação química:



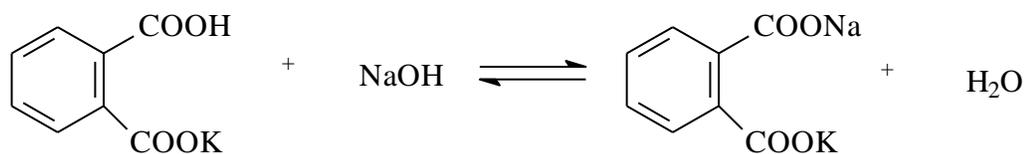
Por esse método, uma solução padrão ácida pode ser usada para padronizar uma solução de uma base e vice-versa.

4- Padronização da solução de hidróxido de sódio

Para padronizar a solução de hidróxido de sódio, utilizamos uma solução cujo constituinte (soluto) é uma substância padrão primário ácida. Um dos mais usados é o hidrogenoftalato de potássio, $\text{C}_6\text{H}_4\text{COOK.COOH}$. De outra maneira, podemos usar uma massa conhecida do padrão primário e dissolvê-la em água suficiente para um volume adequado para a titulação.

4.1 – Procedimento:

- (a)- Utilizando-se de uma pipeta volumétrica, pipetar 10,0mL da solução padrão de hidrogenoftalato de potássio a 0,1000mol/L.
- (b)- Transferir este volume para um frasco erlenmeyer de 250mL de capacidade e acrescentar quatro gotas da solução indicadora fenolftaleína.
- (c)- Acrescentar ao erlenmeyer uma quantidade de água destilada suficiente para 50,0mL.
- (d)- Preencher a bureta com a solução de hidróxido de sódio. (Observar a técnica de preenchimento da bureta).
- (e)- Proceder à titulação, adicionando lentamente a solução de NaOH à solução do erlenmeyer, até o aparecimento de uma coloração rósea clara.
- (f)- Anotar, cuidadosamente, o volume da solução titulante gasta.
- (g)- Repetir mais duas vezes o procedimento descrito nas letras (a), (b), (c), (d), (e) e (f).
- (h)- O volume final de titulante será a média aritmética obtida nas três titulações.
- (i)- Faça os cálculos necessários e determine a concentração correta da solução de hidróxido de sódio que você preparou na aula prática anterior usando a fórmula abaixo.



$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{ftalato}}$$

$$C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = C_{\text{ftalato}} V_{\text{ftalato}}$$

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{C_{\text{ftalato}} V_{\text{ftalato}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

5- Exercícios

5.1- Quantos gramas devemos pesar para preparar:

a) 400 mL de uma solução 6M de AgNO_3 ?

b) 250 mL de uma solução 0,25M de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

5.2- Foram dissolvidos 16,987 g de nitrato de prata em 100 mL de água destilada. A solução foi transferida para balão volumétrico de 500 mL, o volume completado e a solução homogeneizada. Qual é a concentração normal da solução final?

5.3- Qual é a necessidade de se padronizar uma solução?

5.4- O que é um padrão primário? Cite suas características principais.

5.5- Se 25,8mL de AgNO_3 são necessários para precipitar todos os íons Cl^- em 785mg de uma amostra de KCl (formando AgCl), qual é a concentração em quantidade de matéria da solução de AgNO_3 ?

5.6- Se forem necessários 45,3mL de uma solução de 0,108mol de HCl para neutralizar uma solução de KOH , quantos gramas de KOH devem estar presentes na solução?

5.7- O ácido benzóico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, massa molar = 122,1 g/mol) é considerado um padrão primário podendo, ser utilizado, na padronização de soluções alcalinas. A fim de estabelecer a concentração exata de uma solução de NaOH , 0,4215 g de ácido benzóico, adequadamente dissolvido em etanol, foi titulado com 24,70 mL de solução de NaOH , utilizando fenolftaleína como indicador.



Calcule a concentração em mol/L da solução de NaOH .

PRÁTICA 05

PREPARO E PADRONIZAÇÃO DA SOLUÇÃO DE HCl

1- Preparo de soluções - Introdução

Uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que formam um sistema unifásico. Geralmente o componente em maior quantidade é chamado de solvente e aquele em menor quantidade é chamado de soluto. Frequentemente, é necessário saber as quantidades relativas de soluto e solvente, entendendo-se, portanto como concentração de uma solução, a quantidade de soluto contida em uma quantidade especificada do solvente na solução.

No preparo de uma solução as operações a serem efetuadas podem ser resumidas nos seguintes itens:

- Fazer os cálculos das quantidades de soluto.
- Pesar ou medir o soluto.
- Dissolver o soluto em um béquer, usando pequena quantidade de solvente.
- Transferir o soluto, quantitativamente, para um balão volumétrico.
- Completar o volume com solvente até a marca de aferição.
- Homogeneizar a solução.
- Padronizar a solução preparada.
- Guardar a solução em recipiente adequado.
- Rotular o recipiente.

2- Preparo de uma solução de HCl 0,1mol/L

2.1 – Calcular o volume de HCl (olhar no rótulo as especificações do reagente) para prepararmos 100,00mL desta solução.

2.2 – Verificar no rótulo qual é a sua densidade, percentagem em massa e a sua massa molecular fornecida pelo fabricante.

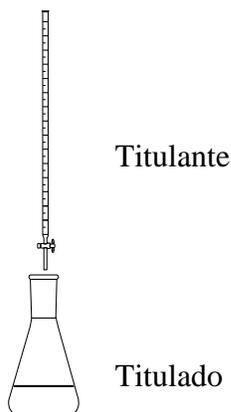
2.3 – Coloque uma pequena quantidade de água destilada no balão volumétrico e leve-o para a capela e adicione o volume de ácido clorídrico que você calculou.

2.4 – Completar o volume com água destilada até a marca de aferição.

2.5 – Transfira a solução que você preparou para um béquer de 100mL.

3- Padronização de solução - Introdução

Análise volumétrica refere-se a todo procedimento no qual o volume de um reagente necessário para reagir com um constituinte em análise é medido.



- Em uma titulação, incrementos da solução de reagente – titulante – são adicionados ao constituinte – titulado – até sua reação ficar completa. Da quantidade de titulante requerida, podemos calcular a quantidade de constituinte em análise que estará presente. O titulante normalmente é liberado de uma bureta, como mostra a figura ao lado.

- Os principais requisitos para uma reação volumétrica são de que ela possua uma grande constante de equilíbrio e se processe rapidamente, isto é, cada incremento de titulante será completa e rapidamente consumido pelo titulado até que este acabe. As titulações mais comuns são baseadas em reações de ácido-base, oxidação-redução, formação de complexo e precipitação.

O ponto de equivalência ocorre quando a quantidade de titulante adicionado é a quantidade exata necessária para uma reação estequiométrica com o titulado. O ponto de equivalência é o resultado ideal (teórico) que buscamos em uma titulação. O que realmente medimos é o ponto final, que é indicado pela súbita mudança em uma propriedade física da solução tal como uma mudança de cor de uma substância indicadora, por exemplo. Um indicador é um composto com uma propriedade física (normalmente a cor) que muda abruptamente próximo ao ponto de equivalência. A mudança é causada pelo desaparecimento do titulado ou pelo aparecimento de excesso de titulante.

A validade de um resultado analítico depende do conhecimento da quantidade de um dos reagentes usados. A concentração do titulante é conhecida se o titulante foi preparado pela dissolução de uma quantidade pesada de reagente puro em um volume conhecido de solução. Nesse caso, chamamos o reagente de padrão primário, porque ele é puro o suficiente para ser pesado e usado diretamente. Um padrão primário deverá ser 99,9% puro, ou mais. Não deverá se decompor sob estocagem normal e deverá ser estável quando secado por aquecimento ou vácuo, porque a secagem é necessária para remover traços de água adsorvida da atmosfera. Fica evidente que um reagente padrão primário não pode ser higroscópico e não reagir facilmente com o CO_2 e/ou O_2 do ar.

Em muitos casos, o titulante não é disponível como um padrão primário. Em seu lugar, usa-se uma solução contendo aproximadamente a concentração desejada para titular um determinado peso de padrão primário. Por esse procedimento, chamados de padronização, determinam a concentração do titulante para análise. Dizemos então que o titulante é uma solução padrão (secundário). Esse procedimento é muito comum em laboratório quando buscamos saber a concentração exata de uma solução preparada com um constituinte (soluto) que é volátil, higroscópico ou não é naturalmente encontrado ou sintetizado em alto grau de pureza.

A volumetria ácido-base inclui todas as determinações volumétricas baseadas na reação de neutralização, representada pela seguinte equação química:



Por esse método, uma solução padrão ácida pode ser usada para padronizar uma solução de uma base e vice-versa.

4- Padronização de uma solução de HCl

Na padronização da solução de ácido clorídrico podemos fazer uso de uma massa conhecida da substância padrão primário básico (carbonato de sódio, por exemplo), de uma alíquota conhecida da solução desse mesmo constituinte ou utilizar a solução de hidróxido de sódio recém-padronizada (padrão secundário). Neste trabalho faremos uso da solução padrão de hidróxido de sódio.

4.1- Procedimento:

Utilizando-se de uma pipeta volumétrica, pipetar 10,0mL da solução de ácido clorídrico.

Transferir este volume para um frasco erlenmeyer de 250mL de capacidade e acrescentar quatro gotas da solução indicadora fenolftaleína.

Acrescentar ao erlenmeyer uma quantidade de água destilada suficiente para 50,0mL.

Preencher a bureta com a solução de hidróxido de sódio já padronizada (verificar a concentração no rótulo do frasco).

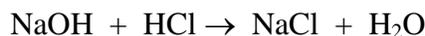
Proceder à titulação, adicionando lentamente a solução de NaOH à solução do erlenmeyer, até o aparecimento de uma coloração rósea clara.

Anotar, cuidadosamente, o volume da solução titulante gasta.

Repetir mais duas vezes o procedimento acima.

O volume final de titulante será a média aritmética obtida nas três titulações.

Faça os cálculos necessários e determine a concentração correta da solução de ácido clorídrico que você preparou na aula prática anterior usando a fórmula abaixo.



$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}}$$

3 - Exercícios

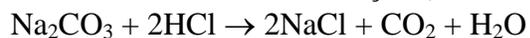
3.1 – A densidade da solução de HNO_3 comercial é $0,84\text{g/mL}$. Esta solução contém 37% em massa de ácido. Qual o volume necessário para preparar $200,00\text{mL}$ de uma solução de ácido nítrico de concentração $1,00\text{mol/L}$?

3.2 – A densidade da solução aquosa de H_2SO_4 comercial é $1,84\text{g/mL}$ e contém 95% em massa de ácido. Qual o volume necessário, desta solução, para preparar-se $200,00\text{mL}$ de uma solução de ácido sulfúrico de concentração $1,00\text{mol/L}$?

3.3- Qual é o volume de uma solução de $0,115\text{mol/L}$ de HClO_4 necessário para neutralizar $50,0\text{mL}$ de $0,0875\text{mol/L}$ de NaOH ?

3.4 - Qual o volume de $0,128\text{mol/L}$ de HCl necessários para neutralizar $2,87\text{g}$ de $\text{Mg}(\text{OH})_2$?

3.5- O carbonato de sódio, Na_2CO_3 , é um padrão primário utilizado na padronização de soluções de HCl , empregando-se alaranjado de metila para sinalizar o ponto final da titulação. Para titular $2,050\text{g}$ de carbonato de sódio foram utilizados $32,45\text{mL}$ de solução de HCl . Calcule a concentração (em mol/L) da solução de HCl .



PRÁTICA 06

DETERMINAÇÃO DA ACIDEZ DO VINAGRE

1- Introdução

O vinagre é um condimento obtido por meio da fermentação alcoólica de matérias primas açucaradas ou amiláceas, seguida da fermentação acética. Além do ácido acético, o vinagre contém outras substâncias solúveis provenientes da matéria prima da qual é feito. O vinagre que encontramos no mercado é resultado da fermentação de vinho. Além deste, encontramos vinagres de sucos de frutas, de tubérculos, de cereais e de álcool. A Legislação Brasileira considera que o vinagre de vinho deva conter cerca de 40 gramas de ácido acético por litro de solução (4% m/v).

2- Objetivo

Determinar por meio de titulação o teor de ácido acético no vinagre;
Verificar se a amostra está aprovada, isto é, o teor está na faixa permitida pela Legislação.

3- Procedimento experimental

Preparação da solução da amostra de vinagre

Utilizando-se da pipeta volumétrica faça a tomada de 10,0mL de vinagre e transfira para um balão volumétrico de 100,0mL. Faça a diluição com água destilada até a marca de aferição do balão. Homogeneíze o sistema assim obtido.

Preparação das amostras de vinagre para titulação

Utilizando-se de uma pipeta volumétrica de 25,0mL, transfira para cada um dos três erlenmeyers de 250,0mL, uma alíquota de 25,0mL da solução da amostra. Acrescente ainda mais três gotas do indicador fenolftaleína e água destilada suficiente para a obtenção de 50,0mL da mistura em cada erlenmeyer.

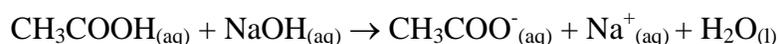
Titulação das amostras de vinagre

Preencha a bureta com a solução de NaOH padronizada. (Faça o ambiente na bureta). Proceda à titulação da solução em cada erlenmeyer. Pegue o primeiro erlenmeyer e adicione lentamente a solução de soda contida na bureta sobre a solução contida no erlenmeyer, sob agitação constante, até o surgimento de uma coloração levemente rósea. Anote o volume gasto na bureta. Feito isso, reabasteça a bureta com a solução de soda padronizada e repita o experimento com os outros dois erlenmeyers. Ao término de cada titulação anote cuidadosamente o volume de titulante gasto e proceda aos cálculos para a determinação do teor de ácido acético contido no vinagre comercial em análise.

4 – Resultado e cálculo

Titulações	Volume da solução de NaOH gasto em mL
Primeira Titulação	
Segunda Titulação	
Terceira Titulação	
Média da solução de NaOH gasta	

Entender que uma solução 4% (m/v) tem 4,0g de ácido acético em 100,0mL de vinagre. A reação química que ocorre na titulação é representada pela equação básica:



Relembrando que:

Solução diluída: a diluição inicial foi: 10,0mL de vinagre transferido para balão de 100,0mL e completado o volume com água destilada;

Titulação: 25,0mL da solução diluída. No ponto de equivalência a quantidade de mol dos reagentes é igual;

O número de mol de ácido na alíquota de 25,0mL da solução ácida é igual ao número de mol de base no volume consumido de NaOH.

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

$$n_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot C_{\text{base}}$$

Multiplicando por 4, tem-se a quantidade de ácido acético correspondente aos 100,0mL do balão volumétrico, que corresponde a uma quantidade existente de 10,0mL de vinagre é necessário transformar a quantidade de ácido acético em massa de ácido, assim:

$$\text{Massa de ácido acético} = 4(C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}) \times 60,0$$

$$\begin{array}{l} \text{Então em : } 10,0\text{mL de vinagre} \dots\dots\dots 4(C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}) \times 60,0 \\ \quad \quad \quad 100,0\text{mL de vinagre} \dots\dots\dots \text{ teor de acidez no vinagre} \end{array}$$

PRÁTICA 07 ***REAÇÕES QUÍMICAS***

1 - INTRODUÇÃO

Uma das principais atividades da Química é o estudo das reações que são, essencialmente, combinações dos elementos e seus compostos para formar novos compostos. Uma reação química é freqüentemente representada por uma equação química balanceada, mostrando as quantidades relativas de reagentes e produtos, e seus estados físicos.

A equação química não nos mostra as condições experimentais ou se qualquer energia (seja sob a forma de calor ou luz) está envolvida. Além disso, a equação química, por si só, não nos indica se uma reação é explosiva ou quanto tempo demora a acontecer. Entretanto, para que uma reação ocorra é necessário que ela satisfaça a certas condições: A principal delas relaciona-se ao princípio de conservação das massas. Podemos dividir as reações químicas em dois grupos principais:

Reações em que há transferência de elétrons;
Reações químicas em que não há transferência de elétrons.

Além disso, devida à sua natureza, as reações químicas podem ainda ser classificadas como:

Reações de análise
Reações de decomposição
Reações de síntese
Reações de deslocamento simples ou troca simples
Reações de deslocamento duplo ou troca dupla
Reações de complexação aniônica
Reações de complexação catiônica
Reações de oxi-redução

Nesta prática serão vistos exemplos de reação de análise, reação de decomposição, reação de síntese e reação de deslocamento simples ou troca simples, reação de deslocamento duplo ou troca dupla.

2 - PROCEDIMENTO

2.1 - Reação de Decomposição

Em um tubo de ensaio contém certa quantidade de uma mistura de KClO_3 (clorato de potássio) e MnO_2 (bióxido de manganês), que é um pó preto. Segure o tubo de ensaio com uma pinça de madeira e aqueça-o à chama do bico de bunsen. Com um palito em brasa verifique se o gás liberado na extremidade do tubo provoca uma combustão. Interprete.

2.2 - Reação de Síntese

Observe um pedaço de fita de magnésio de cerca de 2,0cm de comprimento. Anote suas características físicas. Segure a fita por uma extremidade com o auxílio de uma pinça metálica e aqueça a outra extremidade na chama do bico de bunsen. Assim que você observar o início de uma reação, remova o conjunto da chama e retenha o mesmo ao ar sob um vidro de relógio de modo a recolher o pó formado. Interprete.

2.3 - Reação de Deslocamento Simples ou Troca Simples (Demonstrativo)

Coloque água em um béquer de 1 litro de capacidade até preencher $\frac{2}{3}$ de seu volume. Adicione umas gotas de fenolftaleína à água do béquer. Fixe a um suporte, um tubo de vidro resistente, que deve ficar com 4,0cm aproximadamente de seu comprimento imerso na água. Corte um pequeno fragmento de sódio, limpe-o e coloque-o no interior do tubo. Iniciada a reação, caracterize o gás que se desprende com um palito de fósforo em chama. Interprete.

2.4 - Reação e Deslocamento Duplo ou Troca Dupla

Em um tubo de ensaio contém cerca quantidade BaO_2 (que é um pó branco). Junte cerca de 40 gotas da solução de H_2SO_4 1,0mol/L e agite. Verifique o que acontece. Processada a reação, adicionando lentamente gotas de solução de KMnO_4 0,01mol/L e agite. Veja o que acontece. Verifique a presença de um dos produtos formado. Observe e conclua.

As reações efetuadas nos itens 2.1, 2.2, 2.3, 2.4 e a caracterização do H_2O_2 são também reações de oxi-redução.

3 - QUESTINÁRIO

3.1 – Escreva todas as equações das reações feitas na prática;

3.2 – Que função tem o peróxido de hidrogênio na reação de descoloramento de permanganato de potássio em meio ácido?

3.3 – Sabemos que as reações nos itens 2.1, 2.2, 2.3 e 2.4 são reações de oxi-redução. Dizer qual é a substância reduzida e a oxidada para cada uma dessas reações;

3.4 – Mostre por uso de equações, como peróxido de hidrogênio pode ser um agente redutor e um agente oxidante;

3.5 – Dar um exemplo de reação química conforme a classificação da reação de:
a) decomposição; b) síntese; c) deslocamento.

3.6 – Qual a diferença entre equação e reação química?

PRÁTICA 08

ESTEQUIOMETRIA I

1 - Introdução

Em condições idênticas uma reação química obedece sempre a uma determinada estequiometria. Havendo excesso de um dos reagentes este excesso não reage podendo ser recuperado. A estequiometria de uma reação pode ser determinada pelo método das variações contínuas. Este método, utilizado nesta prática, consiste em manter constante a soma das concentrações dos reagentes A e B, variar as quantidades relativas desses reagentes e medir a quantidade de produto formado. Para encontrar a estequiometria da reação é necessário construir um gráfico da concentração dos reagentes em função da quantidade de produto obtido. Uma análise da curva obtida fornecerá a estequiometria dos reagentes. A relação estequiométrica corresponderá ao ponto onde se tem a maior quantidade de produto formado.

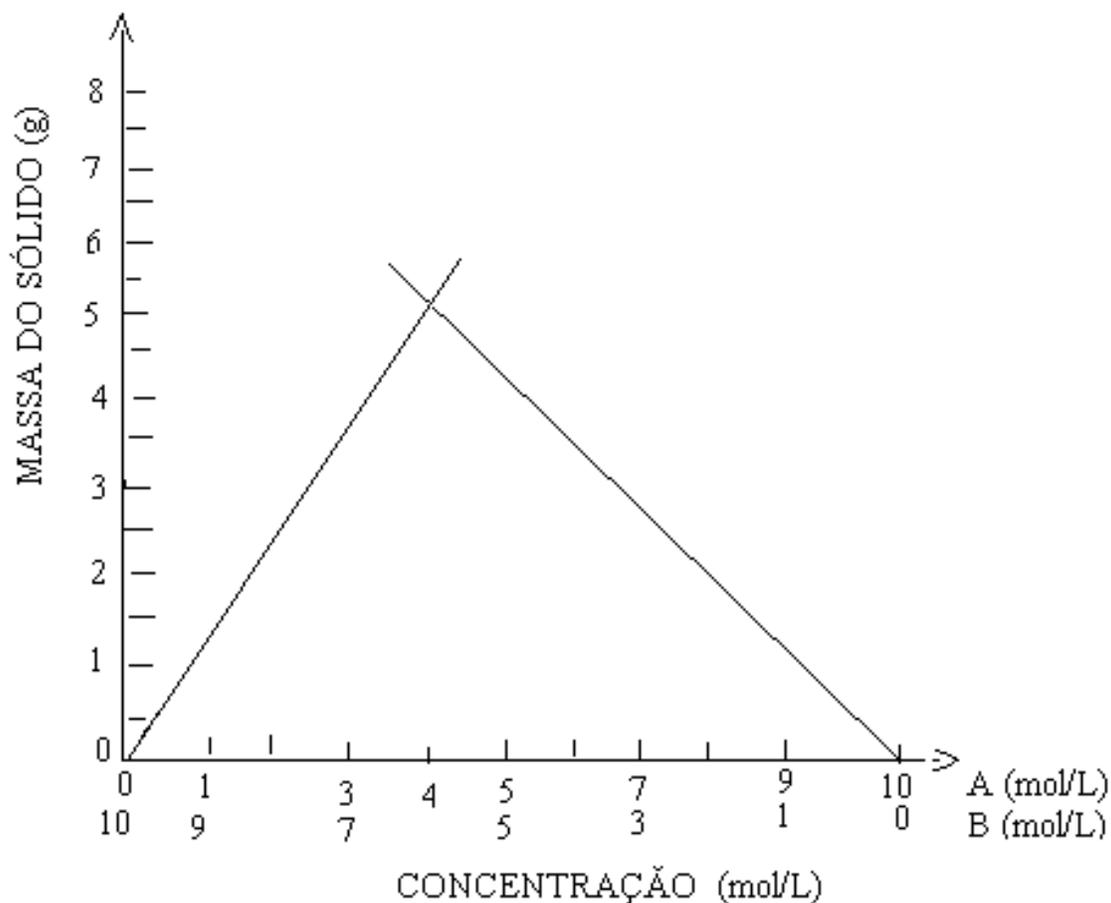
Por exemplo, os dados a seguir referem-se a uma experiência para determinação da estequiometria de reação hipotética:



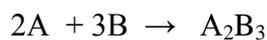
Tabela – Determinação da estequiometria do sódio A_nB_m

Amostra	Conc. A (mol/L)	Conc. B (mol/L)	Massa (g) do sólido A_nB_m
01	0,0	10,0	0,0
02	1,0	9,0	2,1
03	3,0	7,0	5,8
04	5,0	5,0	6,7
05	7,0	3,0	4,1
06	9,0	1,0	1,4
07	10,0	0,0	0,0

Por extrapolação, pode-se ver no gráfico que a massa de produto formado tem um valor máximo quando as concentrações de A e B são 4,0 e 6,0mol/L, respectivamente. Isto corresponde à situação em que não haveria excesso de qualquer um dos reagentes, sendo, portanto a proporção estequiométrica.



Da análise do gráfico, e pela extrapolação das retas, conclui-se que A reage com B, estequiometricamente, na proporção de 4mol de A para 6mol de B, ou seja, 2:3 consequentemente, a equação será:



Observação: A_2B_3 é a fórmula mínima do composto. A fórmula molecular (por exemplo: A_4B_6, A_6B_9) para ser determinada, necessitaria de outros dados (por exemplo, o massa molar).

2 - Parte Experimental (Procedimento)

Observação: A solução A é tóxica, pipete-a com cuidado.

No suporte para tubos de ensaio contém 05 tubos de ensaio com fundo chato (ou de Nessler) numerados. Coloque sucessivamente, 10,0; 8,0; 6,0; 4,0 e 2,0mL de solução B (0,1mol/L).

Adicione aos mesmos tubos, e na mesma ordem anterior 2,0; 4,0; 6,0; 8,0 e 10,0mL de solução A (0,1mol/L). Misture com um bastão de vidro e deixe decantar durante mais ou menos 10 minutos e meça com uma régua a altura do precipitado em cada tubo. Anotar os resultados no quadro abaixo.

Tubo	Volume da solução A (mL)	$n_A = C_A \times V_A$	Volume da solução B (mL)	$N_B = C_B \times V_B$	Nº total de moles $n_T = n_A + n_B$	nA:nB	Altura do precipitado (cm)	Relação estequiométrica
01	2,0		10,0					
02	4,0		8,0					
03	6,0		6,0					
04	8,0		4,0					
05	10,0		2,0					

Com dos dados obtidos, construa um gráfico representando na abcissa o volume em mL da solução A e da solução B . Na ordenada à altura dos precipitados, em cm, conforme os exemplos dados anteriormente. Com base no gráfico determine a fórmula mínima do precipitado formado na reação entre os componentes das soluções A e B.

3 - Questionário

Cite as causa de erros que podem alterar o resultado da experiência feita. Como o resultado pode ser melhorado?

Qual seria o gráfico obtido de acordo com a experiência feita para as seguintes substâncias: a) AgCl, b)PbCl₂ ;

Cite uma maneira mais precisa para medir altura de precipitado, que indique a quantidade de produto formado;

No gráfico do texto têm-se na abcissa mols de A e mols de B. Por que neste caso, é indiferente trabalhar com mols ou mL da solução?

Suponha que o composto A possua massa molar igual a 331g/mol e o B igual a 166g/mol. Qual a massa de B necessária para reagir com 1,0mol de A, sabendo que B apresenta 80% de pureza? (resolução de acordo com a relação estequiométrica fornecida pelo gráfico da experiência);

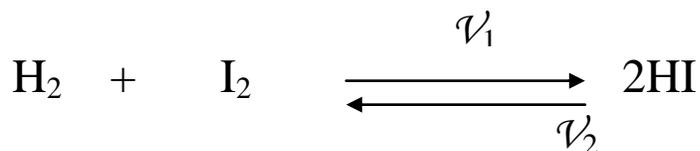
Reagiram 10,0g de NaOH com quantidade suficiente de HCl. Quantos gramas de NaCl foram obtidos, sabendo que o rendimento foi de 75%?

PRÁTICA 09

EQUILÍBRIO QUÍMICO

1- Introdução

Num sistema químico reversível, podemos considerar como reagentes ou como produtos as substâncias colocadas à direita ou à esquerda da equação. Isto depende da escolha do experimentador. Assim, na reação representada pela equação abaixo, iodo e hidrogênio podem ser reagentes ou produtos, dependendo do sentido considerado.



Por outro lado, há uma renovação de reagentes e produtos, provocada pelo processo inverso e assim as reações nunca cessam e o equilíbrio é dinâmico. Dizemos então que um sistema está em equilíbrio quando a velocidade num sentido for igual à do sentido inverso. Este estado de equilíbrio só é possível em sistema fechado, ou seja, em influência do meio externo.

A natureza dinâmica do equilíbrio pode ser enfatizada pela consideração das velocidades da reação nos dois sentidos.

Assim, no caso do sistema acima considerado, temos que:

$$\mathcal{V}_1 = k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

$$\mathcal{V}'_2 = k_2 [\text{HI}]^2$$

No equilíbrio, temos $\mathcal{V}_1 = \mathcal{V}'_2$ e portanto:

$$k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_2 [\text{HI}]^2$$

$$k_1/k_2 = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k$$

O estado de equilíbrio de um sistema pode ser alterado por variações na temperatura, pressão e concentração dos reagentes e/ou produtos. Esta alteração pode ser prevista pelo princípio de Le Chatelier “*Quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma ação, o equilíbrio se desloca na direção que tende a anular ou contrabalançar esta ação*”.

Se adicionarmos iodo ao sistema em equilíbrio $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, a velocidade no sentido direto (V_1) será mais baixa, mas K terá o mesmo valor anterior à adição de I_2 .

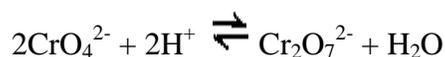
A posição de equilíbrio de qualquer sistema é orientada primeiramente por uma tendência de se alcançar o menor estado de energia; e segundo pela de se alcançar o maior grau de desordem, ou seja: a maior entropia. Estes dois fatores, menor estado de energia e maior entropia, se equivalem no estado de equilíbrio.

2- Procedimento

Nesta prática caracterizaremos o estado de equilíbrio de sistemas químicos e verificaremos experimentalmente o Princípio de Le Chatelier.

2.1- Sistema $\text{CrO}_4^{2-} / \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

A reação envolvida neste equilíbrio é:



Este sistema é utilizado devido à fácil observação do deslocamento do equilíbrio através da diferença de cor do íon cromato, amarelo, e do íon dicromato, alaranjado. Deve-se observar que, mesmo predominando visualmente a cor amarela (deslocamento no sentido do íon cromato), pode existir uma pequena quantidade do íon dicromato e vice-versa.

Para cada passo (4), (5), (6), e (7) escreva a equação química do sistema, indicando se o equilíbrio está se deslocando para a direita ou para a esquerda e anote as variações.

- 1- Coloque aos tubos números: 1,3,5,7 e 9 cerca de 10 gotas da solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1 mol/L.
- 2- Coloque aos tubos números: 2,4,6,8 e 10 cerca de 10 gotas da solução de K_2CrO_4 0,1 mol/L.
- 3- Os tubos números 1 e 2 são referências.

- 4- Ao tubo número 3 com solução de $K_2Cr_2O_7$ 0,1mol/L adicione 10 gotas da solução de NaOH 1,0 mol/L. Agite e observe resultado.
- 5- Ao tubo número 4 com solução de K_2CrO_4 0,1mol/L adicione 10 gotas da solução de HCl 1,0 mol/L. Agite e observe o resultado.
- 6- Ao tubo número 5 com solução de $K_2Cr_2O_7$ 0,1mol/L adicione 10 gotas da solução de NaOH 1,0mol/L Agite e observe o resultado. Em seguida no mesmo tubo adicione 10 gotas da solução de HCl 1,0mol/L. Agite o observe o resultado.
- 7- Ao tubo número 6 com solução de K_2CrO_4 0,1mol/L adicione 10 gotas da solução de HCl 1,0mol/L. Agite e observe o resultado. Em seguida no mesmo tubo adicione 10 gotas da solução de NaOH 1,0mol/L. Agite e observe o resultado.
- 8- Ao tubo número 7 com solução de $K_2Cr_2O_7$ 0,1 mol/L adicione 2,0 gotas da solução de $Ba(NO_3)_2$ 0,1 mol/L. Agite e observe o precipitado formado. OBS.: a solubilidade do $BaCrO_4$ é $8,5 \times 10^{-11}$ mol/L. O $BaCr_2O_7$ é solúvel.
- 9- Ao tubo número 8 com solução de K_2CrO_4 0,1 mol/L adicione 2,0 gotas da solução de $Ba(NO_3)_2$ 0,1 mol/L. Agite e observe o precipitado formado. OBS.: a solubilidade do $BaCrO_4$ é $8,5 \times 10^{-11}$ mol/L. O $BaCr_2O_7$ é solúvel.
- 10- Ao tubo número 9 com solução de $K_2Cr_2O_7$ 0,1mol/L adicione 1,0 gota da solução de HCl 1,0mol/L e 2,0 gotas da solução $Ba(NO_3)_2$ 0,1mol/L. Agite o observe o resultado.
- 11- Ao tubo número 10 com solução de K_2CrO_4 0,1mol/L adicione 1,0 gota da solução de NaOH 1,0mol/L e 2,0 gotas da solução $Ba(NO_3)_2$ 0,1mol/L. Agite o observe o resultado.

2.2- Sistema $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2] / [\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

Neste experimento é utilizada uma solução hidro alcoólica de cloreto de cobalto (II).

A equação correspondente é:



COR AZUL

COR VERMELHA

Para o estudo deste equilíbrio siga as seguintes etapas.

Adicione cerca de 20 gotas da solução rosa. Em seguida coloque este tubo num banho-maria e agite até que solução mude de cor. Resfrie o tubo em água corrente e justifique o fenômeno observado nas duas etapas.

No mesmo tubo, adicione cuidadosamente, na capela, algumas gotas de $\text{HCl}_{(\text{concentrado})}$ até se observar qualquer variação. Na sequência, adicione água e verifique se ocorreu alguma mudança. Justifique a ocorrência das alterações observadas.

3- Exercícios

- 1- Para que cor tenderá uma solução de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, quando o seu pH for aumentado progressivamente ?
- 2- Qual deverá ser o efeito observado no sistema em equilíbrio (2), quando a ele se adiciona:

a) um agente higroscópico; b) NaCl ; c) íons Ag^+

3- Seja um sistema do tipo :



Como o sistema reagiria com:

- a) abaixamento da temperatura;
- b) aumento da pressão;
- c) adição de um reagente específico para A;

4- Qual é o efeito sobre a concentração de cada substância no sistema, quando são adicionados os reagentes abaixo:

<u>reação</u>	<u>reagente adicionado</u>
a) $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g})$	SO_2
b) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	CO_2
c) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_{2(\text{l})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{l})}$	H_2

5- A dissolução de H_2SO_4 é um processo exotérmico. A dissolução será mais rápida ou mais lenta, se aquecermos a solução ? Por quê ?

PRÁTICA 10

MEDIDAS DE VALOR DE pH E SOLUÇÕES TAMPÃO

1 - Introdução

Eletrólitos fracos dissociam-se parcialmente quando puros ou dissolvidos em líquidos de elevada constante dielétrica, como a água ($D = 80$). Água pura é um bom exemplo de eletrólito fraco e a equação química que representa a sua dissociação iônica está representada a seguir:



Cuja forma simplificada pode ser indicada como:



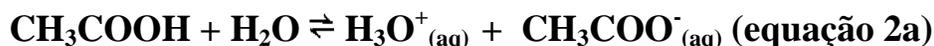
Na água pura e neutra, a 25°C tem-se que:

$$[\text{H}^+]_{\text{eq}} = [\text{OH}^-]_{\text{eq}} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{ou}$$

Sabendo-se que $-\log [\text{H}^+] = \text{pH}$ e $-\log [\text{OH}^-] = \text{pOH}$, tem-se:

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

Muitos ácidos e bases, além de outros compostos, classificam-se como eletrólitos fracos porque se dissociam parcialmente em íons, quando dissolvidos em água. Constitui exemplo o ácido acético,



Cuja equação simplificada de dissociação é:



A 25°C e para uma solução 1,0 mol/L de ácido acético tem-se que:

$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 4,18 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Dois aspectos devem ser ressaltados no que diz respeito às concentrações dos íons na solução aquosa do exemplo considerado:

A concentração total do íon hidrônio, $[H_3O^+]$, soma das contribuições desse íon proveniente das duas reações de dissociação (água e ácido acético), é na prática determinada pelo equilíbrio que apresenta um valor maior de constante de equilíbrio (equação 2).

O aumento da concentração do íon hidrônio, $[H_3O^+]$, provocado pela dissociação do ácido acético, CH_3COOH , produz um deslocamento no equilíbrio da água (equação 1), em consequência a concentração no equilíbrio do íon hidroxila, $[OH^-]$ é menor que $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ e o valor de pH da solução é menor que 7,0.

O deslocamento de equilíbrio e a conseqüente redução da concentração do íon acima mencionada constituem o chamado efeito do íon comum

O equilíbrio do ácido acético é:



Pode ser afetado:

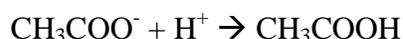
Pelo acréscimo de um ácido mais forte. Se à solução 1,0 mol/L de ácido acético for acrescentada uma concentração equivalente de ácido clorídrico, o equilíbrio (equação 2) é afetado de maneira importante e a concentração do equilíbrio do íon H^+ é na prática determinada pelo eletrólito forte, HCl, e se verifica uma diminuição sensível no valor de pH do meio.

Aumenta-se a concentração de íon acetato, CH_3COO^- , pelo acréscimo de acetato de sódio à solução de ácido acético. Como a acetato de sódio é um sal, sua dissociação em água é total, e, portanto, teremos uma elevada concentração de íons acetato na solução. O equilíbrio (equação 2) é afetado de modo a ter um deslocamento no sentido da formação de CH_3COOH , e essa dissociação torna-se desprezível.

Soluções deste tipo, onde os dois eletrólitos, (acetato de sódio e ácido acético) tem concentrações elevadas e de mesma grandeza, apresentam um determinado valor de pH e são denominadas soluções tampão. As soluções tampão apresentam uma propriedade notável, elas são capazes de neutralizar soluções alcalinas ou ácidas com bastante eficiência, de tal modo que o seu valor de pH praticamente não se altera.

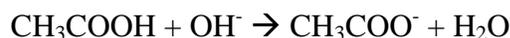
Por exemplo, se numa solução tampão (ácido acético – acetato de sódio), adicionarmos:

íons H^+ , teremos a seguinte reação:



Os íons H^+ reagem com o íon acetato formando a molécula de ácido acético, anulando o possível efeito do íon H^+ .

íons OH^- , teremos a seguinte reação:



Os íons OH^- reagem com ácido acético formando a molécula de água e íon acetato, anulando o possível efeito do íon OH^- .

Esta dupla ação caracteriza o efeito tampão da solução.

Na Tabela 1 encontram-se descritos os indicadores ácido – base que serão utilizados no experimento, e os respectivos intervalos de valores de pH onde ocorrem as mudanças da cor do indicador, e as cores característica em cada valor de pH. Observa-se que com apenas quatro indicadores é possível avaliar o valor pH de uma extensa faixa de concentração hidrogeniônica ($1,0 \times 10^{-2}$ a $1,0 \times 10^{-10}$ mol/L).

Tabela 1 - Intervalos de valores de pH onde ocorrem as mudanças de cor e coloração das soluções com alguns indicadores ácido-base.

Indicador	Valores de pH											
Amaranjado de metila	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11		
	<p style="text-align: center;">3,1 4,4</p> <p style="text-align: center;">Vermelho $\Leftarrow \Uparrow ::::::::::: \Uparrow \Rightarrow$ amarelo \Rightarrow</p>											
Vermelho de metila	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11		
	<p style="text-align: center;">4,2 6,3</p> <p style="text-align: center;">\Leftarrow Vermelho $\Leftarrow \Uparrow ::::::::::: \Uparrow \Rightarrow$ amarelo \Rightarrow</p>											
Azul de bromotimol	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11		
	<p style="text-align: center;">6,0 7,6</p> <p style="text-align: center;">\Leftarrow amarelo $\Leftarrow \Uparrow ::::::::::: \Uparrow \Rightarrow$ azul \Rightarrow</p>											
Fenolftaleína	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11		
	<p style="text-align: center;">8,3 10,0</p> <p style="text-align: center;">\Leftarrow incolor $\Leftarrow \Uparrow ::::::::::: \Uparrow \Rightarrow$ róseo</p>											

2 - Objetivo

Estimar o valor do pH da água destilada e de soluções aquosas usando indicadores ácido-base.

Diferenciar o comportamento de uma solução tampão.

3 - Procedimento Experimental

3.1 Avaliação do valor de pH da água destilada

Em um erlenmeyer de 125,0mL coloque 50,0mL de água destilada e adicione 2 a 3 gotas do indicador azul de bromotimol. Agite e anote a cor da solução.

Em seguida adicione gota a gota uma solução 0,1mol/L de hidróxido de sódio, NaOH, até ocorrer mudança de cor. Agite e anote a cor da solução.

Coloque a ponta de uma pipeta no interior da solução e assopre, (borbulhando dióxido de carbono) até verificar a mudança de cor. Agite e anote a cor da solução.

Tabela 2 - Cor do indicador azul de bromotimol e valor do pH estimado da água destilada.

Condição	Cor	Valor do pH estimado
3.1.1		
3.1.2		
3.1.3		

3.2 Avaliação do valor de pH de soluções aquosas

No suporte para tubos de ensaio contém 09 tubos numerados.

Coloque os volumes indicados das soluções e 4,0 gotas de indicador, como descrito na Tabela 3.

Anote a cor de cada solução.

Tabela 3 - Cores das soluções em diferentes indicadores e avaliação do valor de pH de cada solução.

Tubo	Volume/gotas			Indicador (4,0 gotas)	Cor da solução	Valor do pH	Faixa provável do valor de pH
	Acido acético	Acetato de sódio	Água				
01	20 gotas	-----	20 gotas	Alaranjado de metila			
02	20 gotas	-----	20 gotas	Azul de bromotimol			
03	20 gotas	-----	20 gotas	Fenolftaleína			
04	-----	20 gotas	20 gotas	Vermelho de metila			
05	-----	20 gotas	20 gotas	Azul de bromotimol			
06	-----	20 gotas	20 gotas	Fenolftaleína			
07	20 gotas	20 gotas	----	Alaranjado de metila			
08	20 gotas	20 gotas	----	Azul de bromotimol			
09	20 gotas	20 gotas	----	Fenolftaleína			

Avaliação do efeito tamponante das soluções aquosas

No suporte para tubos de ensaio contém tubos de ensaio numerados de 10 a 13.

Coloque os volumes indicados das soluções e 4,0 gotas de indicador, como descrito na Tabela 4 (condição inicial) e anote a cor de cada solução.

Nos tubos 10 e 11 adicione 10 gotas da solução 0,1mol/L de HCl (condição final) e anote a cor.

Nos tubos 12 e 13 adicione 10 gotas da solução 0,1mol/L de NaOH (condição final) e anote a cor.

Tabela 4 - Efeito da adição de ácido ou base em solução tampão e em água pura.

Tubo	Volume/gotas			Indicador (4 gotas)	Condição	Cor da solução	Valor do pH mais provável da solução
	Acido acético	Acetato de sódio	Água				
10	20 gotas	20 gotas	----	Alaranjado de metila	Inicial		
	Adicione 10 gotas de HCl 0,1mol/L				Final		
11	-----	-----	4,0 gotas	Alaranjado de metila	Inicial		
	Adicione 10 gotas de HCl 0,1mol/L				Final		
12	20 gotas	20 gotas	----	Fenolftaleina	Inicial		
	Adicione 10 gotas de NaOH 0,1mol/L				Final		
13	----	----	4,0 gotas	Fenolftaleina	Inicial		
	Adicione 10 gotas de NaOH 0,1mol/L				Final		