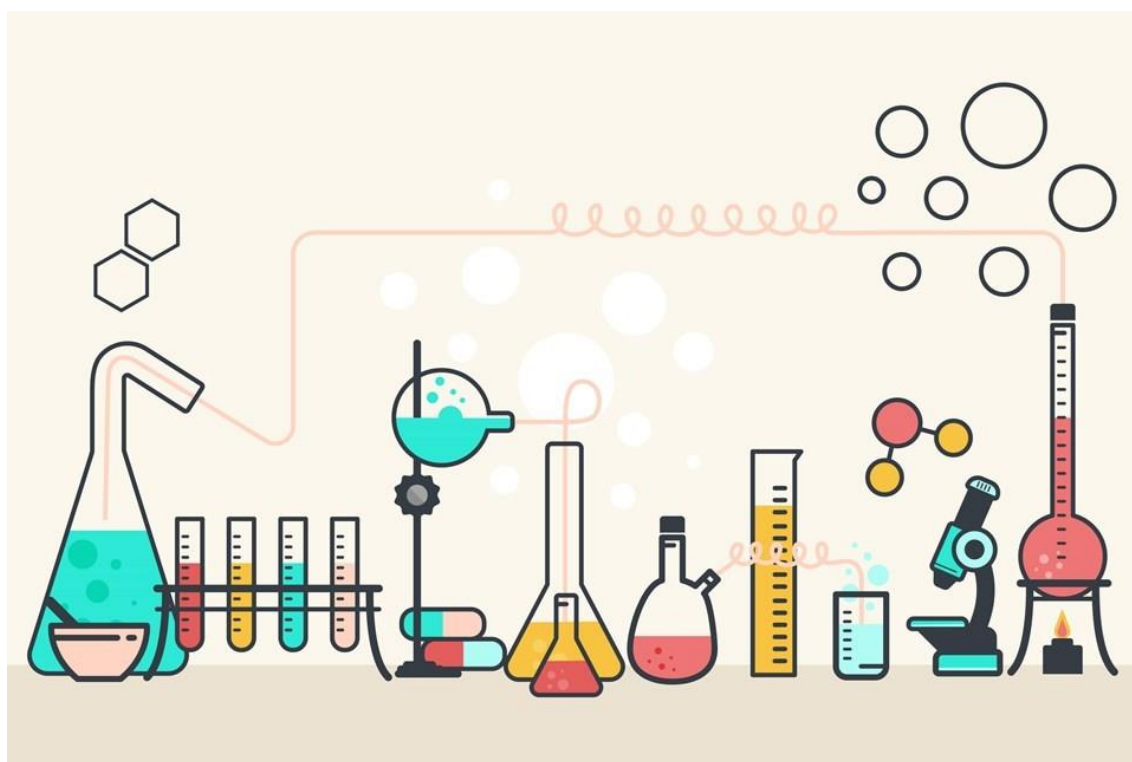


Departamento de Química Inorgânica
Instituto de Química - UFRGS

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL B - QUI01161



Sumário:

Plano de Ensino	pág.3
Orientações de como devemos proceder dentro de um laboratório	pág.12
Algarismos Significativos	pág.20
Técnica I: Chama e Pesagem	pág.25
Técnica II: Limpeza de Vidraria, Medidas de Volume, Decantação e Filtração	pág.29
Técnica III: Preparação, Diluição e Mistura de Soluções	pág.37
Técnica IV: Padronização de Soluções	pág.40
Experiência 1: Composição Centesimal de uma Mistura Cloreto/Clorato de Potássio	pág.43
Experiência 2: Massa Molar de um Vapor	pág.45
Experiência 3: Percentagem de AAS em uma Mistura	pág.47
Experiência 4: Massa Molar do Magnésio	pág.50
Experiência 5: Calibração e Utilização de um Calorímetro	pág.53
Experiência 6: Lei de Hess	pág.57
Experiência 7: Princípio de Le Chatelier	pág.61
Experiência 8: Determinação do Kps do Acetato de Prata	pág.64
Experiência 9: Produto de Solubilidade do Iodato Cúprico	pág.67
Experiência 10: Constantes de Ionização de Ácidos e Bases Fracos e Comportamento Ácido/Básico de Sais	pág.71
Experiência 11: Efeito Tampão	pág.75
Experiência 12: Ordem de Reação	pág.78
Experiência 13: Ferro em Lâmina de Barbear	pág.82
Experiência 14: Reatividade de Metais	pág.84

Dados de identificação:

Disciplina: QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL B	
Período Letivo: 2025/1	Período de Início de Validade: 2025/1
Professor Responsável: ROBERTA BUSSAMARA RODRIGUES	
Sigla: QUI01161 Créditos: 3	
Carga Horária: 45h CH Autônoma: 0h CH Coletiva: 45h CH Individual: 0h	

Súmula:

Pesagem, Limpeza de vidraria, Chama, Preparo de soluções, Estado gasoso, Estequiometria, Termodinâmica química, Cinética química, Equilíbrio químico, Equilíbrio iônico.

Currículos:

Currículos	Etapas Aconselhadas	Pré-Requisitos	Natureza
FARMÁCIA - V 3	1	Nenhum pré-requisito	Obrigatória
ENGENHARIA DE ALIMENTOS	1	Nenhum pré-requisito	Obrigatória
ENGENHARIA AMBIENTAL	1	Nenhum pré-requisito	Obrigatória
BIOTECNOLOGIA MOLECULAR	1	Nenhum pré-requisito	Obrigatória
BIOINFORMÁTICA	1	Nenhum pré-requisito	Obrigatória
FARMÁCIA	1	Nenhum pré-requisito	Obrigatória
ENGENHARIA METALÚRGICA	2	(QUI01004) Química Geral Teórica	Obrigatória

Objetivos:

- Iniciar o aluno no manejo de materiais e técnicas de laboratório;
- Verificar experimentalmente conteúdos de Química Geral;
- Estabelecer relações entre conhecimentos teóricos e os verificados experimentalmente;
- Possibilitar ao aluno a identificação e manuseio adequado do material de laboratório, assim como habilidade em tratamento de dados.

Conteúdo Programático:

Semana	Título	Conteúdo
1	Chama e Pesagem	Experimento envolvendo as técnicas para utilizar bico de gás e pesagem em balança analítica.
2	Limpeza de Vidraria, Medidas de Volume, Decantação e Filtração	Experimentos envolvendo as técnicas para lavagem da vidraria, medidas de volume e separação sólido/líquido.
3	Preparação, Diluição e Mistura de Soluções	Experimento envolvendo a preparação de soluções, bem como diluição e mistura de soluções. Preparação de soluções ácidas e básicas.
4	Padronização de Soluções	Experimento envolvendo titulação para a padronização de soluções ácida e básica.
5	Massa Molar de um Vapor	Experimento envolvendo conhecimentos de estequiometria e estado gasoso para determinação da massa molar de um vapor.
6	Composição Centesimal de uma Mistura Cloreto/Clorato	Experimento envolvendo conhecimentos de estequiometria e a aplicação dos cálculos estequiométricos para a determinação da composição de uma mistura.
7	Percentagem de Ácido Acetil Salicílico (AAS) em uma mistura	Experimento envolvendo a aplicação do conhecimento adquirido em titulação, para determinar a percentagem de ácido acetil salicílico em uma mistura
8	Calibração e Utilização de Calorímetro	Experimento de termoquímica onde é determinada a Capacidade Calorífica total de um calorímetro de copo, com subsequente utilização deste calorímetro para a determinação da variação de entalpia de dissolução de uma substância endotérmica e outra exotérmica.
9	Lei de Hess	Experimento de termoquímica no qual são determinados os calores de reação de três processos diferentes. Um dos processos é a equação global e os outros dois são etapas nas quais a equação global pode ser desmembrada. Através da comparação da soma das entalpias das equações em etapas com a entalpia da reação global, a validade da Lei de Hess é verificada.
10	Princípio de Le Chatelier	Experimento de equilíbrio químico que além de estudar a influência da variação da concentração, também estuda a influência da temperatura e diluição no deslocamento do equilíbrio. O deslocamento é constatado por alteração de cor.
11	Determinação do K_{ps} do Acetato de Prata	Experimento de equilíbrio iônico que determina o produto de solubilidade do acetato de prata. A solução saturada é preparada por dissolução do sal. A determinação do íon prata no equilíbrio heterogêneo é feita através de uma reação de

Semana	Título	Conteúdo
		oxirredução com cobre metálico.
12	Determinação do K_{ps} do Iodato Cúprico	Experimento de equilíbrio iônico que determina o produto de solubilidade do iodato cúprico. A solução saturada é obtida por precipitação a partir das soluções de sulfato cúprico. A determinação da concentração do íon cúprico no equilíbrio heterogêneo é feita por fotolorimetria, enquanto a concentração do íon iodato é feita através de cálculos envolvendo as concentrações iniciais e o quanto precipitou dos dois íons.
13	Constantes de Ionização de Ácidos e Bases Fracos/ Comportamento Ácido/Base de Sais	Experimento de equilíbrio iônico que envolve a determinação da constante de ionização de um ácido e uma base fracos. Também são calculadas as constantes de hidrólise de várias soluções salinas, através da medida de pH. Algumas soluções são preparadas pelos alunos.
14	Soluções Tampão	Preparação de soluções tampão com o ácido e base fracos, cujas constantes foram determinadas anteriormente. Estudo do efeito tampão através da adição de ácido ou base forte aos tampões preparados.
15	Ordem de Reação	Experimento de cinética química, onde são determinadas a ordem em relação a cada reagente., a ordem da reação e a equação da velocidade.
16	Massa Molar do Magnésio	Experimento que envolve estequiometria e reações de oxirredução. Determinação da massa molar do magnésio através da reação com HCl. Através da massa inicial de magnésio e o número de mols contidos nesta massa, calcula-se a massa molar do magnésio.
17	Ferro na Lâmina de Barbear	Experimento de oxirredução envolvendo a aplicação do conhecimento adquirido em titulação, para determinar a percentagem de ferro na lâmina de barbear.
18	Reatividade de Metais	Experimento envolvendo conhecimentos de reações de oxirredução e potencial padrão das semirreações, com a finalidade de comparar a reatividade de alguns metais através das reações de oxirredução.
19	Recuperação/Exame	Nesta semana os alunos terão a oportunidade de recuperar uma prática com falta justificada ou realizar o exame.

É importante ressaltar que o conteúdo pode ser redistribuído, considerando os feriados existentes ao longo do semestre. O calendário para cada turma, será apresentado na primeira aula.

Metodologia:

A QUI01161 é uma disciplina prática, na qual estão previstas três horas semanais, a fim de proporcionar condições para que os alunos:

- Atinjam os objetivos da disciplina;
- Trabalhem no seu ritmo próprio;
- Relacionem os conhecimentos teóricos desenvolvidos na disciplina de Química Geral com as atividades de laboratório;
- Tenham à disposição um professor para orientá-los nas diversas atividades.

O Trabalho será desenvolvido em grupos de dois alunos, os quais deverão trabalhar em conjunto, interagindo durante todo o processo. No laboratório, cada grupo terá seu local de trabalho determinado e fixo durante todo o semestre, recebendo um conjunto de materiais sob sua responsabilidade.

É obrigatório o uso de equipamentos de proteção individual: avental de algodão, calça comprida, calçado fechado e óculos, conforme resolução nº 25/2005-IQ (Conselho da Unidade). Os alunos deverão assinar, no início do semestre, Termo de Compromisso, informando-os da impossibilidade de frequentar as aulas práticas caso não atendam a esta disposição, conforme Resolução do Conselho do Instituto de Química.

A teoria da prática deverá ser compreendida antes do início da experiência. Para isso, o aluno deverá ter lido previamente o roteiro fornecido, além da bibliografia de química geral. O professor avaliará o conhecimento do aluno, assim como sua atitude e habilidade no laboratório para a realização da atividade. Vale salientar que no decorrer da aula será verificado o domínio e compreensão do aluno através de questionamentos. Todos esses pontos serão levados em consideração na avaliação global.

Cada aluno deverá realizar previamente a atividade Protocolo de Reagentes sempre que a experiência implicar em manuseio de reagentes ainda não utilizados em práticas anteriores, que demandem cuidados especiais. Esta atividade deverá ser **realizada individualmente** e poderá ser através da apresentação das fichas manuscritas de segurança relativas aos produtos em questão (consultar link: <https://www.iqm.unicamp.br/institucional/seguranca-e-meio-ambiente/comissao-de-seguranca-e-etica-ambiental/>), ou através de questionário disponibilizado no Moodle. Caso seja solicitada na forma de ficha manuscrita, o Protocolo deverá conter os seguintes itens:

- Fórmula e propriedades físicas e químicas (fórmula molecular, massa molar, estado físico, ponto de fusão, ponto de ebulição, solubilidade, reatividade química, incompatibilidade, estabilidade etc.);
- Cuidados de manuseio;
- Cuidados de armazenagem;
- Neutralização e disposição final;
- Informações sobre toxicidade (em caso de contato com a pele e olhos, se ingerido, se inalado);

- Informações sobre primeiros socorros (em caso de contato com a pele e olhos, se ingerido, se inalado).

Carga Horária:

Teórica: 0 horas

Prática: 45 horas

Experiências de Aprendizagem:

A disciplina QUI01161 é uma disciplina experimental com 03 créditos semanais. Em cada semana é realizado um experimento relacionado com o conteúdo programático com a finalidade de proporcionar condições para que o aluno tenha atitudes, desenvolva habilidades e competências da seguinte ordem:

Atitudes: postura ética, investigativa, de permanente busca do aprimoramento dos conhecimentos básicos, de procurar relacionar os conteúdos da disciplina com outras disciplinas. Também é esperado que o aluno tenha uma participação efetiva no laboratório, através de questionamentos e respostas às questões formuladas pelo professor, presença e pontualidade. O aluno deve ter senso de comprometimento para com os colegas e com a Instituição de Ensino, além de iniciativa durante o trabalho experimental. O aluno deve ter responsabilidade no manuseio de materiais e reagentes, bem como utilizar óculos de proteção, avental, roupas e calçados fechados, no sentido de preservar sua saúde e o patrimônio da universidade.

Habilidades: ao final da disciplina de QUI01161, é esperado que o aluno tenha: 1) desenvolvido habilidades de identificar as relações básicas da Química como ciência para o entendimento de fenômenos macroscópicos da transformação da matéria, envolvendo massa, energia e tempo; 2) desenvolvido habilidades para a estruturação do raciocínio de estabelecer relações de estimação e quantificação de grandezas relativas a sistemas e fenômenos químicos; 3) desenvolvido habilidade em ler, interpretar e entender textos da apostila das aulas práticas e da bibliografia recomendada, bem como produzir um relatório dos resultados experimentais; 4) desenvolvido habilidade de entender a montagem de experimentos, o funcionamento e a utilização de equipamentos, ferramentas e instrumentos de laboratório; 5) desenvolvido senso crítico e responsabilidade sobre a geração, recuperação e descarte adequado de resíduos e rejeitos de laboratório, de modo à preservação do meio ambiente.

Competências: durante as aulas de QUI01161, é esperado que o aluno desenvolva sua capacidade de abstração para a compreensão dos princípios básicos envolvendo a transformação da matéria, sob o ponto de vista químico; de iniciativa na montagem e no desenvolvimento de um experimento de laboratório, procurando solucionar eventuais problemas a ele relacionados; de apropriar-se de novos conhecimentos de forma autônoma e independente; e de adaptação ao ensino superior, de modo a assimilar e aplicar novos conhecimentos.

Crêterios de Avaliação:

Para avaliar o aluno nesta disciplina essencialmente prática são considerados três aspectos:

- 1 - Avaliação do Comprometimento (peso 0,15)
- 2 - Avaliação do Desempenho (0,70)
- 3 - Avaliação do Pré-teste (peso 0,15)

AVALIAÇÃO DO COMPROMETIMENTO:

O professor avaliará o desempenho do aluno, registrando em uma ficha de observação, que será preenchida como segue:

Pontualidade:

Para o bom desempenho das atividades   necessário que os alunos cheguem no horário correto para que acompanhem na íntegra a explicação do professor e possam tirar as d vidas. A pontuação deste critério será:

- 2 pontos - o aluno apresenta-se pontualmente para a aula
- 1 ponto - atraso até 10 minutos
- 0 ponto - atraso superior a 10 minutos

Protocolo de reagentes:

Para segurança no laboratório   necessário que o aluno conheça os efeitos tóxicos dos reagentes que manuseia, além de suas formas de descarte. Esse conhecimento será avaliado, antes de cada aula. Essa avaliação poderá ser através da apresentação das fichas manuscritas de segurança relativas aos produtos em questão ou através de questionário disponibilizado no Moodle. O protocolo será avaliado de forma individual. A forma de apresentação será definida pelo professor na primeira aula.

- 3 pontos - pontuação máxima

Trabalho em conjunto:

Para que ambos aproveitem todas as etapas oferecidas,   necessário um trabalho colaborativo.

- 2 pontos - pontuação máxima

Foco nas tarefas:

Para êxito do trabalho   necessário que cada etapa seja realizada com toda a atenção.

- 1 ponto - pontuação máxima

Trabalha com independência:

O aluno deverá debater apenas com o companheiro do grupo, sendo o professor o orientador. Os grupos são independentes entre si

- 1 ponto - pontuação máxima

Cuidado com o material:

No início e no final de cada sessão o grupo deverá conferir o material sob sua responsabilidade. Após cada sessão, o material será limpo e guardado

no seu lugar. Devido à fragilidade, a vidraria deverá ser manuseada com o máximo cuidado. O professor será comunicado pelo aluno no caso de quebra do material.

1 pontos - pontuação máxima

AVALIAÇÃO DO DESEMPENHO:

Em cada experimento o professor avaliará o aluno quanto aos seus resultados experimentais, atitudes e habilidades no laboratório (máximo 3,0 pontos), cálculos realizados e questionário respondido (máximo 7,0 pontos), atribuindo nota entre 0 e 10. A nota será atribuída individualmente e não por dupla.

AVALIAÇÃO DO PRÉ-TESTE

O pré-teste será feito no início da aula, sempre antes da explanação da aula corrente. O aluno que chegar atrasado na aula perderá o pré-teste da aula corrente. A pontuação máxima de cada pré-teste é 10.

Média Final (MF):

No final do semestre o aluno receberá um conceito que será calculado através das médias das notas obtidas na Avaliação do Comprometimento, do Desempenho e do Pré-teste, levando em conta os pesos apresentados anteriormente.

Média Final (MF) = Média do Comprometimento x 0,15 + Média do Desempenho x 0,7 + Média do Pré-teste x 0,15

O Conceito Final do aluno será atribuído de acordo com:

Conceito A: nota final igual a 9,0 ou superior

Conceito B: nota final entre 7,5 e 8,9

Conceito C: nota final entre 6,0 e 7,4 OU nota superior a 6,0 no exame final

Conceito D: nota final inferior a 6,0

Conceito FF: frequência inferior à mínima exigida (75 %)

Atividades de Recuperação Previstas:

O aluno que tiver uma (1) falta legalmente justificada, com atestado fornecido pela junta médica ou atestado de presença em cerimônia de forças armadas ou ainda atestado de apresentação de trabalho em evento científico ou comprovante de intimação judicial, terá direito à recuperação da aula prática que faltou na última semana do semestre.

O aluno que obtiver Média Final (MF) inferior a 6,0 fará um Exame Final que versará sobre tópicos teóricos e/ou práticos dos experimentos realizados ao longo do semestre. O aluno que realizar o exame terá nota final calculado a partir da fórmula:

$$NAE = (MF + 2E)/3$$

NAE = nota após exame

MF = média final

E = nota do exame

O valor obtido será aplicado na tabela de Conceito Final mostrado anteriormente.

O aluno que tiver mais de uma falta legalmente justificada, desde que a soma de faltas justificadas e não justificadas não ultrapasse 25% da carga horária da disciplina, estará dispensado das práticas justificadas.

Alunos com falta(s) legalmente justificada(s), cuja soma de faltas justificadas e não justificadas, ultrapasse 25% da carga horária da disciplina, terão conceito NI até a realização das aulas práticas faltantes, de maneira a atender o critério de dispensa acima apresentado, desde que o número de faltas não justificadas não ultrapasse 25% da carga horária da disciplina.

Prazo para a divulgação dos resultados das avaliações

Será aplicado o disposto no artigo 51 da Resolução 11/2013 do CEPE/UFRGS.

Bibliografia:

Básica Essencial
Atkins, Peter William; Jones, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2010. ISBN 9788582604625.
Kotz, John C.; Treichel Junior, Paul; Weaver, Gabriela C. Química Geral e Reações Químicas. São Paulo: Thomson Learning, 2016. ISBN 9788522118281 (v.1); 9788522118304 (v.2).
Brady, James E.; Humiston, Gerard E.; Santos, Cristina Maria Pereira dos; Faria, Roberto de Barros. Química Geral. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, c1986, 1990. ISBN 9788521618195 (v. 1); 9788521618201 (v. 2).

Básica
Brown Lawrence S.; Holme Thomas A.; Química geral aplicada à engenharia: Tradução da 4a edição norte-americana. Edição 2. Cengage Learning Brasil, 2015. ISBN: 9788522122745.
Mahan, Bruce M.; Myres, Rollie J. Química: um curso universitário. São Paulo: Edgard Blücher, 4 Edição. 1995 ISBN 978-85-212-0036-9:
de Araujo, Mara B. C.; Amaral Suzana T. Química Geral Experimental. Porto Alegre: UFRGS - Serie Graduação, 2012.

Outras Referências:

Não existem outras referências para este plano de ensino.

Observações:

A disciplina, em alguns semestres, agrega a seu corpo docente alunos de Pós-Doutorado, na qualidade de colaborador convidado, os quais ministram as aulas em algumas turmas. Além disso, estão previstos para esta disciplina estágios docentes de alunos de mestrado e doutorado, desde que supervisionados e acompanhados do professor responsável pela turma.

ORIENTAÇÕES DE COMO DEVEMOS PROCEDER DENTRO DE UM LABORATÓRIO

As regras a seguir devem sempre ser obedecidas quando se estiver em um laboratório.

A. Comportamento no laboratório

A postura de cada um dentro de um laboratório é muito importante para a segurança de todos que compartilham o mesmo ambiente.

01 - No laboratório é obrigatório o uso de guarda-pó, óculos de segurança, calça comprida e sapato fechado. Em muitos casos é aconselhado e, às vezes, exigido o uso de luvas.

02 - Cabelos longos devem ser mantidos presos.

03 - Nunca trazer alimentos para dentro do laboratório.

04 - Nunca fumar no interior do laboratório.

05 - Não procure, com fins recreativos, misturar reativos e produtos sem saber o que vai acontecer.

06 - Nunca trabalhar sozinho no laboratório.

07 - Sempre que terminar o trabalho no laboratório, lavar bem as mãos.

B. Limpeza no local e material de trabalho

A limpeza é muito importante em um laboratório de química. Uma contaminação pode levar a resultados errados.

01 - Durante o período de trabalho deve-se manter a área de bancada limpa e organizada. Ao final de cada aula limpar, com um pano úmido, a bancada de trabalho e as bancadas que contêm os reagentes, a capela, bem como a área da balança. A balança deve ser limpa com um pincel macio.

02 - Limpar a sua vidraria imediatamente após o uso.

03 - Deixar secar por escoamento (por exemplo: em um escorredor de pratos) ou na estufa. Para evitar contaminação, não se deve secar com pano e nem com ar comprimido, se a linha não possuir filtro de óleo.

04 - Vidraria calibrada como buretas, pipetas volumétricas e balões volumétricos, usadas para medir volumes, não podem ser levadas para secar na estufa. O aquecimento dilata o vidro que, ao esfriar, se contrai. Este efeito dilatação-contração acarreta uma variação de volume do recipiente e um erro de calibração.

05 - Todo laboratório deve conter, além do recipiente de coleta de lixo comum, um recipiente para coletar vidraria quebrada. O vidro é 100% reciclável. Vidro em lixo comum, além de constituir um perigo para as pessoas encarregadas de recolhê-lo, representa um grande desperdício. Este material deve ser acumulado em local apropriado e disposto na coleta seletiva, ou deve-se entrar em contato com firmas habilitadas a reciclá-lo.

C. Manuseio de substâncias químicas

As substâncias químicas são seguras se manuseadas e dispostas adequadamente. Nunca se deve manusear uma substância pela primeira vez sem antes obter informações sobre esta (fazer o protocolo de reagentes). Devem-se conhecer suas propriedades, suas incompatibilidades e sua toxicidade. Os ocupantes do laboratório devem estar preparados para um acidente, portanto saiba muito bem o que fazer em caso de derramamento ou de contaminação, sua ou de um colega, e neste caso quais são os primeiros socorros. Se for uma substância inflamável como é feito o combate ao fogo? Onde ficam os extintores? Como usá-los? Qual a sua classificação, ou seja, para que tipo de substâncias eles são adequados? Se na instituição há treinamento de combate a incêndio, e/ou de primeiros socorros, ou qualquer atividade de segurança em laboratório, é importante a sua participação. O conhecimento e o treinamento darão a segurança para agir corretamente se algum dia surgir a necessidade.

01 - Evitar contato direto com produtos químicos.

02 - Não respirar vapores

03 - Deve-se ler cuidadosamente o rótulo para certificar-se de que se tem de fato a substância desejada.

04 - Nunca provar ou cheirar uma substância, pois esta pode causar irritação na pele, nas mucosas e nos olhos.

05 - Rotule os recipientes antes de utilizá-los.

06 - Mantenha todos os frascos tapados, quando não estiverem em uso.

07 - Quando for trabalhar com reagentes tóxicos e/ou voláteis, ou ainda, com reações que liberem gases e/ ou vapores, utilize a capela.

08 - Use o bico de Bunsen somente em lugares isentos de inflamáveis ou explosivos.

09 - Nunca aproxime líquidos inflamáveis do fogo ou de recipientes que estejam quentes.

10 - Amostras quentes devem ser cobertas e deixadas esfriar antes de serem manuseadas.

11 - Manter sempre o rótulo voltado para cima, desta forma se acidentalmente escorrer solução pela parte externa do vidro, o rótulo não será danificado.

12 - Ao sifonar ou pipetar líquidos, nunca faça a sucção com a boca.

13 - Deve-se transferir somente a quantidade necessária.

14 - Quando houver manuseio de soluções, as transferências devem ser feitas sempre lentamente, nunca derramando uma grande quantidade de uma única vez.

15 - Com agitação constante, deve-se transferir lentamente o sólido na água para a preparação de uma solução, ou uma solução mais concentrada sobre a água ou sobre uma solução menos concentrada, nunca ao contrário.

16 - Coloque os recipientes contendo produtos em seus lugares apropriados, isso evitará erros nas análises e evitará, também, possíveis acidentes.

17 - Quando for necessário descartar qualquer substância, pensar em qual a melhor maneira de fazê-lo. Algumas poucas substâncias, quando em pequenas quantidades podem ser descartadas na pia (com a torneira aberta para aumentar a diluição), mas sempre que possível deve-se tentar o reaproveitamento.

18 - Quando a substância tiver que ser descartada, deve-se tomar tantos cuidados quanto os que foram tomados durante a execução da prática. Para um descarte seguro de produtos químicos é necessário levar em conta as suas propriedades. As substâncias devem ser recolhidas no laboratório de acordo com o tratamento que sofrerão posteriormente. Não é possível misturá-las indiscriminadamente, pois o descarte seguro pode não ser viabilizado.

19 - Roupas contaminadas devem ser trocadas quando a contaminação for de origem inflamável ou nociva à saúde.

D. Cuidados com vidros

01 - Utensílios de vidro que estiverem trincados ou tiverem bordas lascadas não devem ser usados.

02 - Não faça força sobre o vidro.

03 - Se, por acaso, quebrar um tubo ou frasco de vidro, não apanhe os estilhaços com as mãos. Use uma escova ou vassoura e não um pano.

E. Protocolo de reagentes

Para que o manuseio de substâncias químicas ocorra com segurança, e para que na eventualidade de um acidente os procedimentos corretos sejam executados, é necessário o conhecimento do material em uso. Este conhecimento é obtido através do preparo do protocolo de reagentes, que consiste em buscar nas fontes específicas ou na internet as informações necessárias (acessar o link: <https://www.iqm.unicamp.br/institucional/seguranca-e-meio-ambiente/comissao-de-seguranca-e-etica-ambiental/>). O material é comumente apresentado na forma de FISPQ (Ficha de Informação de Segurança de Produtos Químicos) ou MSDS (Material Safety Data Sheet), ou seja, folha de dados de segurança do material. As informações são em grande quantidade e nem todas podem ser avaliadas por um aluno iniciante. É aconselhável que a partir das FISPQ e/ou das MSDS seja selecionado o conjunto de dados importantes para o momento. Aconselha-se que seja utilizado um caderno para fazer as anotações sobre as substâncias deixando, ao final de cada uma, um espaço para no futuro acrescentar mais informações. Sempre que pertinente devem estar presentes as seguintes informações: sinônimos; fórmula molecular; família química; aparência; solubilidade em água; pH; estabilidade; reatividade química; cuidados e temperatura de armazenamento; incompatibilidades; neutralização e disposição final; informações toxicológicas, com os respectivos primeiros socorros e fontes bibliográficas. Quando solicitado, o material poderá ser requisitado pelo professor, e em seguida devolvido ao aluno para que ele vá construindo um material próprio a ser utilizado ao longo da sua vida acadêmica e profissional.

Na neutralização e disposição final são citadas operações que na maioria das vezes não são realizadas pelo aluno, mas que devem ser de seu conhecimento para que eles possam avaliar os cuidados a serem tomados no recolhimento dos resíduos, e para que tenha início o processo de tomada de consciência de que os resíduos são uma parte importante do processo químico.

EXEMPLOS GERAIS DE DESCARTE NO LABORATÓRIO

Na pia: sabão; líquidos não tóxicos; não inflamáveis, solúveis em água, que não causem problemas ao meio ambiente e sempre acompanhados de bastante água da torneira, como recomendado pelo professor.

Em frasco rotulado com nome e concentração da substância: certamente para uso futuro. Cuidado para não contaminar. O “lixo” de hoje pode ser o reagente amanhã. Por exemplo: uma solução de NaCl ou de HCl que foi preparada enquanto se treinava o preparo de uma solução, pode e deve ser usada mais tarde em outra prática.

Em frasco rotulado como resíduos de ácidos e bases: as sobras de soluções de ácidos e bases comumente utilizadas em um laboratório de Química Geral podem ser misturadas em um único recipiente. Quando o frasco estiver quase cheio é feita a medida de pH, a solução é neutralizada e posteriormente descartada na pia, lentamente e com a torneira aberta.

Descarte de íons metálicos: quando possível devem ser utilizados em práticas que visem a sua recuperação, talvez através da sua transformação em um reagente que o laboratório utilize. Quando não houver esta possibilidade eles são muitas vezes sujeitos a uma precipitação, remoção da água e então são submetidos a um descarte seguro.

Líquidos voláteis ou substâncias muito reativas: requerem cuidados especiais. Sendo que estas últimas têm que obrigatoriamente ser estabilizadas antes de qualquer estocagem para posterior tratamento.

F. Descarte e tratamento de resíduos químicos gerados nos laboratórios

Desde o final da década de 1990, a Universidade Federal do Rio Grande do Sul desenvolve diferentes ações de gerenciamento e tratamento de resíduos químicos. Entre estas ações, destacamos a redução de volumes de reagentes, a substituição de reagentes tóxicos, a reutilização de resíduos gerados nos laboratórios de ensino e pesquisa e a reciclagem de solventes impuros. O intuito é mitigar os passivos existentes, gerenciar os diferentes resíduos e reduzir sua geração. Para tanto, é importante que toda a comunidade acadêmica (alunos, professores, funcionários, técnicos etc.) tenha ciência de que quem gera o resíduo é o responsável legal por tal. Assim, todos somos responsáveis por aquilo que geramos tanto nos laboratórios de ensino, como nos demais locais da Universidade.

Segundo a NBR 10.004 (ABNT, 2004), resíduos sólidos são resíduos apresentados na forma de sólidos ou semissólidos, assim como lodos provenientes do tratamento de água e certos líquidos que não podem ser descartados diretamente em redes públicas de esgoto ou corpos d'água. De acordo com a referida NBR, podemos classificar os resíduos quanto aos seus riscos potenciais ao meio ambiente e à saúde pública, para que possam ser gerenciados adequadamente. Os resíduos podem ser classificados em:

Classe I – Perigosos: caracterizados de acordo com suas propriedades tais como inflamabilidade, corrosividade, toxicidade, reatividade e patogenicidade.

Classe IIA – Não Perigosos e não inertes: apresentam propriedades como biodegradabilidade, combustibilidade e solubilidade em água.

Classe IIB – Não Perigosos e Inertes: em água possuem concentrações dentro dos limites estabelecidos por órgão competente ou não são solubilizados.

Para reconhecimento de em qual classe o resíduo se enquadra, devemos utilizar a Ficha de Segurança de Produtos Químicos (FISPQ) ou a própria NBR 10.004, além de observar nos reagentes utilizados em cada aula, informações como os Pictogramas (Figura 1), que apresentam imagens de acordo com sua periculosidade.



Figura 1: Principais pictogramas

Portanto, esses tipos de resíduos gerados nos laboratórios necessitam de grande atenção, visto que se comparados aos resíduos industriais ou até mesmo domiciliares, possuem volume menor, mas apresentam grande diversidade, o que os tornam de difícil descarte ou tratamento padrão. O descarte indevido/incorrecto dado a estes resíduos é responsável pela contaminação de solos, ar e águas; resultando assim em situações de poluição ambiental. Para evitar tais impactos, a UFRGS conta com o Centro de Gestão e Tratamento de Resíduos Químicos (CGTRQ), criado em 2001 que é um Órgão Auxiliar do Instituto de Química. O CGTRQ se dedica à construção e à propagação de conhecimentos científicos e tecnológicos na área ambiental, em especial na gestão de resíduos químicos e de segurança química.

O CGTRQ realiza o encaminhamento dos resíduos que não podem ser tratados in loco, para empresas parceiras, que realizam os processos de coprocessamento, incineração ou disposição em aterro sanitário. Estes tipos de tratamento são descritos a seguir.

Coprocessamento: é a técnica que permite a queima de resíduos em fornos rotativos de cimento considerando a integração de dois critérios básicos: reaproveitamento de energia e reaproveitamento das cinzas como substituto da matéria-prima. Assim, o resíduo poderá ser utilizado como substituto ao combustível, bem como gerar energia através de sistemas de geradores integrados (ex. biomassa, óleos usados, pneus inservíveis, lamas de esgoto, etc.). O reaproveitamento das cinzas ocorre na substituição da matéria-prima (matérias-primas alternativas), de forma que o resíduo a ser eliminado apresente características similares às dos componentes normalmente empregados na produção de clínquer, que posteriormente se junta à massa para produção de cimento.

O coprocessamento é empregado para mitigar os resíduos orgânicos não halogenados, como por exemplo solventes, óleos, papéis contaminados. Em 2017 foram gerados pelo Instituto de Química da UFRGS e enviados para coprocessamento 846,13 kg de resíduos sólidos e 2563,02 kg de solventes orgânicos não halogenados. O custo deste tratamento foi de R\$ 2,64/kg para

resíduos sólidos e R\$ 3,30/kg para resíduos líquidos. Desta forma, em 2017 foram gastos R\$ 10.691,75 para o encaminhamento de resíduos para esse tipo de tratamento.

Incineração: corresponde ao processo pelo qual os resíduos químicos são decompostos por oxidação térmica a altas temperaturas (1200 °C) objetivando destruir a fração orgânica do resíduo e reduzir o seu volume em torno de 90%. O processo adequado causa baixíssima emissão de gases e estes são tratados utilizando-se filtros específicos ao final do processo. De modo geral, os incineradores são formados por uma câmara de combustão primária onde ocorrem a secagem, a decomposição e a gaseificação; e uma câmara de combustão secundária, que opera com temperaturas superiores (1000 a 1500 °C), responsável pela queima dos gases emitidos.

Esse tipo de processo é empregado para mitigar os resíduos aquosos, quando estes não puderem ser enviados para estações de tratamento de efluentes (ETE) e para os solventes orgânicos halogenados gerenciados pelo CGTRQ. Em 2017, foram enviados para incineração 923,94 kg de solventes orgânicos halogenados. O custo deste tratamento foi de R\$ 3,61/kg. Desta forma, em 2017 foram gastos R\$ 3.335,42 para o encaminhamento de resíduos para esse tipo de tratamento, levando em conta apenas os resíduos enviados pelo IQ.

Aterro de Resíduos Industriais: é uma técnica de disposição de resíduos sólidos tóxicos fundamentada no confinamento e controle dos resíduos em termos de proteção ambiental e saúde pública. O local de deposição dos resíduos são células ou valas de deposição, revestidas com polietileno de alta densidade (PEAD), sobre três camadas de argila compactada. O transporte até estas estações pode ser realizado apenas por empresas autorizadas. Nos aterros sanitários o resíduo é coberto diariamente, e sempre ocorre uma pré-seleção para identificação de resíduos aptos para serem reciclados, evitando assim um maior volume a ser destinado de fato para o aterro. Nos aterros industriais pode ser necessário um pré-tratamento para posterior disposição final, sendo alguns desses processos: estabilização do resíduo, solidificação, encapsulamento ou neutralização.

O aterro industrial é empregado para mitigar os resíduos sólidos perigosos gerenciados pelo CGTRQ. Em 2017, foram encaminhados para aterro industrial 583,96 kg de resíduos perigosos gerados pelo IQ. O custo deste tratamento foi de R\$ 3,02/kg. Desta forma, em 2017 foram gastos R\$ 1.763,56 para o encaminhamento de resíduos para esse tipo de tratamento.

A tabela abaixo apresenta as quantidades de resíduos encaminhados para o CGTRQ em 2017, além dos valores de gastos para cada encaminhamento. As siglas utilizadas são: SOH (Solvente Orgânico Halogenado), SOñH (Solvente Orgânico não Halogenado), SOPP (Solvente Orgânico Passível de Purificação) e MPR (Reciclagem).

2017					
classe	tratamento/destino	outras unidades (kg)	IQ (kg)	total (kg)	custo (R\$)
SOH	incineração	1.114,65	923,94	2.038,59	7.359,31
SOñH	coprocessamento	2.694,08	2.563,02	5.257,10	17.348,43
aquoso	ETE	19.174,52	5.304,61	24.479,13	24.833,10
SOPP	recuperação	586,48	281,39	867,87	*
MPR	reciclagem	7.428,85	862,64	8.291,49	sem custo
sólido	aterro	2.616,8	583,96	3.200,76	9.666,29
sólido	coprocessamento	2.800,82	846,13	3.646,95	9.627,95
* depende do resíduo				total de gastos (R\$)	68.835,08

Ao praticar o gerenciamento integrado de resíduos nos laboratórios de ensino e pesquisa, os estudantes poderão desenvolver a conscientização em relação à problemática que é a geração, o processamento e o descarte de resíduos químicos. Uma maneira de colocar em prática a busca pela consciência ambiental no cotidiano da Universidade é através da implementação da política dos três erres (“3R’s”: reduzir, reutilizar e reciclar). Essa política faz referência a um conjunto de princípios voltados a cuidados com relação a gestão de resíduos sólidos, sugerido na Conferência da Terra (Rio de Janeiro, 1992), com a intenção de diminuir o consumo desmedido pela população. Os principais objetivos são: a redução ao mínimo dos resíduos e a maximização ambientalmente saudável do reaproveitamento e da reciclagem dos resíduos. Se a formação dos discentes for direcionada ao estudo dos conhecimentos químicos integrados às questões ambientais, poderemos reduzir a geração de resíduos, além de minimizar gastos e os impactos que estes resíduos podem trazer ao meio ambiente.

ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Os algarismos significativos são importantes quando é necessário expressar o valor de uma dada grandeza determinada experimentalmente. Esse valor pode ser obtido diretamente (ex.: determinação da massa de uma substância por pesagem ou a determinação do volume de uma solução com uma pipeta ou bureta) ou indiretamente, a partir dos valores de outras grandezas medidas (ex.: cálculo da concentração de uma solução a partir da massa do soluto e do volume da solução).

Quando se fala em algarismos significativos de um número, refere-se aos dígitos que representam um resultado experimental, de modo que apenas o último algarismo seja duvidoso. O número de algarismos significativos expressa a precisão de uma medida.

Por exemplo, se um mesmo objeto de 11,1213 g é pesado com uma balança cuja incerteza é de 0,1 g e com outra balança analítica cuja incerteza é de 0,0001g, temos:

1º Caso → massa do corpo = 11,1 g (3 algarismos significativos)
algarismo duvidoso ↯

2º Caso → massa do corpo = 11,1213 g (6 algarismos significativos)
algarismo duvidoso ↯

Como saber quantos algarismos significativos tem um determinado número? Podemos observar a tabela abaixo:

NÚMERO	Nº DE ALG. SIGNIFICATIVOS
7	1
7,4	2
7,0	2
0,0007	1
0,00700	3
700,07	5
7×10^{14}	1
$7,40 \times 10^{21}$	3

Pode-se observar que os zeros à esquerda de outros dígitos não são considerados algarismos significativos, pois são usados só para indicar a casa decimal. Neste caso, é mais aconselhável a notação exponencial.

Cálculos com Algarismos Significativos

Quando o resultado de uma análise é calculado, vários números que representam os valores das grandezas determinadas experimentalmente são envolvidos. A manipulação destes dados experimentais, que geralmente possuem diferentes números de algarismos significativos, gera o problema de se determinar o número de algarismos significativos a ser expresso no resultado do cálculo. Por isso, algumas regras devem ser seguidas quando são realizados os cálculos:

19) Adição e Subtração

Quando duas ou mais quantidades são adicionadas e/ou subtraídas, a soma ou diferença deverá conter tantas casas decimais quantas existirem no componente com menor delas.

Exemplo.:

$$\begin{array}{r} 12,47\text{g} \\ + 7\text{ g} \\ \hline 19,47\text{g} \end{array} \quad 19\text{g} \qquad \begin{array}{r} 6,8\text{ g} \\ - 2,6367\text{g} \\ \hline 4,1633\text{g} \end{array} \quad 4,2\text{g}$$

Pode-se fazer o arredondamento antes da soma ou depois da soma:

$$1,627 + 23,1 + 4,06 + 106,91 = 135,697 \Rightarrow 135,7$$

$$1,6 + 23,1 + 4,1 + 106,9 = 135,7$$

A tabela abaixo mostra as regras de arredondamento do número à direita do último algarismo significativo:

CASO	REGRA	EXEMPLO
MAIOR QUE 5	Aumenta 1 unidade	<u>7,17476</u> \Rightarrow 7,1748
IGUAL A 5	Se o último alg. significativo for <u>par</u> \Rightarrow mantém-se <u>igual</u> . Se o último alg. significativo for <u>ímpar</u> \Rightarrow <u>aumenta</u> 1 unidade	Par = <u>3,2845</u> \Rightarrow 3,284 Ímpar = <u>9,135</u> \Rightarrow 9,14
MENOR QUE 5	Mantém-se igual	<u>2,1921</u> \Rightarrow 2,192

29) Multiplicação e Divisão

O resultado deverá conter tantos algarismos significativos quantos estiverem expressos no componente com menor número de algarismos significativos.

Exemplo.:

9 1 alg. signif.	x	0,00043 2 alg. signif.	=	(0,00387)	0,004 1 alg. signif.
$4,1 \times 10^6$ 2 alg. signif.	x	$9,653 \times 10^3$ 4 alg. signif.	=	$(3,957 \times 10^{10})$	$4,0 \times 10^{10}$ 2 alg. signif.
$6,734 \times 10^3$ 4 alg. signif.	÷	$7,41 \times 10^8$ 3 alg. signif.	=	$(9,0877 \times 10^{-6})$	$9,09 \times 10^{-6}$ 3 alg. signif.

Esta é uma regra prática nem sempre válida, pois devemos considerar a incerteza relativa.

Incerteza Absoluta e Relativa

- ♦ **Incerteza absoluta:** Nas operações de adição ou subtração, o número de dígitos no resultado após o ponto decimal é igual ao da quantidade com o menor número de dígitos após o ponto decimal.
- ♦ **Incerteza Relativa:** Em uma multiplicação ou divisão, o total de algarismos significativos no resultado é igual ao da grandeza com o menor número de algarismos significativos.

Exemplos: Na titulação de 24,98 mL de HCl foram gastos:

- a) 25,50 mL de solução de NaOH 0,0990 mol/L. Calcular a concentração de HCl em mol/L.

$$\begin{array}{ccccccc} [&] & = & \underline{25,50 \times 0,0990} & = & 0,101060848 & \sim \\ 0,1011 \text{ mol/L} & & & 24,98 & & & \end{array}$$

De acordo com a regra apresentada, o valor a ser tomado seria 0,101, pois o número 0,0990 é o que apresenta menor número de algarismos significativos. Mas o número 0,0990 apresenta uma incerteza absoluta na quarta casa decimal. Admitindo-se uma incerteza de $\pm 0,0001$, a incerteza relativa é de 0,1% $((0,0001/0,0990) \times 100 = 0,1\%$; veja abaixo sobre cálculo da incerteza relativa. Para expressar o resultado com a mesma incerteza, calcula-se 0,1% de 0,101060848 $((0,101060848 \times 0,1) / 100 = 0,0001)$ e expressa-se o

resultado com a mesma incerteza, ou seja, com 4 algarismos significativos (0,1011 mol/L).

b) 24,95 mL de solução de NaOH 0,0990 mol/L. Calcular a concentração de HCl em mol/L

$$[] = \frac{24,95 \times 0,0990}{24,98} = 0,0998881104 \sim 0,0989 \text{ mol/L}$$

Fazendo-se cálculo semelhante ao anterior e considerando-se a mesma incerteza, tem-se que o resultado deve ser expresso com 3 algarismos significativos, ou seja, 0,0989 mol/L.

Exatidão e Precisão de uma Medida

A **precisão** está relacionada com as diferenças de medidas de uma determinada quantidade, por um determinado método e por um determinado operador. Essas diferenças sempre ocorrem, por mais sofisticada que seja a técnica. Quanto menor esta diferença, maior a reprodutibilidade do resultado e maior a **precisão** da medida. A precisão de uma medida é calculada utilizando-se ferramentas estatísticas, que serão vistas em etapas posteriores.

UM VALOR PRECISO, NO ENTANTO, PODE NÃO SER EXATO

A **exatidão** se relaciona com o quanto um valor medido se aproxima de um valor verdadeiro (real). Quanto mais próximos estes valores, maior a **exatidão** da medida. O valor verdadeiro (real) pode ser tabelado ou obtido por um órgão de reconhecida competência (valor certificado). Quando o valor verdadeiro (real) não é conhecido, ele é muitas vezes substituído pelo valor mais provável, que frequentemente é determinado pelo professor ou por um técnico competente, utilizando técnicas analíticas.

Erros de Medida

Os erros podem ser agrupados em duas classes:

Erro Sistemático: Se relaciona com a diferença entre o valor medido e o valor real. Este erro pode ser um valor positivo ou negativo, e pode ser expresso sob forma de erro absoluto ou relativo.

Erro Absoluto = Valor medido - Valor Real

Erro Relativo (%) = $\left\{ \left| \text{Valor medido} - \text{Valor Real} \right| / \text{Valor Real} \right\} \times 100$

O erro relativo é adimensional, mas é comumente expresso em partes por cem (%) quando multiplicado por cem, ou partes por mil quando multiplicado por mil.

Ex.: O valor verdadeiro da concentração de uma solução é 0,1005 mol/L, e o valor encontrado é 0,1010 mol/L.

Erro absoluto \Rightarrow $0,1010 - 0,1005 = +0,0005 \text{ mol/L}$

Erro relativo \Rightarrow $(0,0005 / 0,1005) \times 100 = 0,5 \%$ ou 5 partes por mil

Erro Randômico: Relaciona-se com a precisão, ou seja, com a reprodutibilidade da medida de uma quantidade. Esses erros independem da grandeza do erro sistemático e são tratados estatisticamente.

I- TÍTULO

CHAMA E PESAGEM

II- OBJETIVO

Apresentar alguns materiais e técnicas utilizadas em um laboratório de Química.

III - INTRODUÇÃO

PARTE A - Bico de Bunsen e Estudo da Chama

O calor para experiências de laboratório provém do clássico bico de gás que pode ser de vários tipos: o clássico bico de Bunsen (chama com temperatura até 1000 °C) – Figura 1, uma variação deste que possui um difusor de chama – Figura 2 e o Bico de Meker ou de Fischer (chama com temperatura até 1200 °C) – Figura 3. A temperatura da chama depende da composição do gás que está sendo queimado. Robert Bunsen (1811 – 1899) foi o primeiro a construir este tipo de queimador, por isto os bicos de gás de laboratório são muitas vezes chamados, de uma forma genérica, de bico de Bunsen. O gás chega ao bico por meio de um tubo. O ar e o gás misturam-se no tubo. Acende-se a mistura ar-gás por meio de uma chama que é aproximada do topo do tubo de ignição.

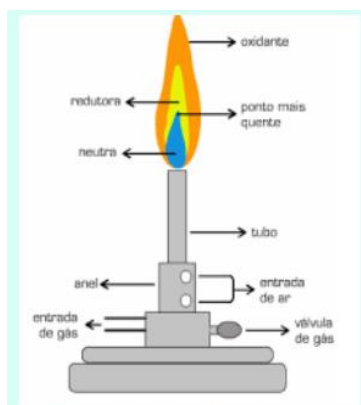


Figura 1: Bico de Bunsen



Figura 2: Bico de Bunsen com difusor de chama



Figura 3: Bico de Meker ou de Fischer

Para utilizar o bico de gás, verificar primeiro se a válvula de gás do bico está fechada, porém não apertada, de forma que seja possível abrir com apenas uma das mãos. Fechar a entrada de ar girando o anel, abrir a válvula de gás da bancada, acender o fósforo e, com a outra mão, abrir a válvula do bico de gás até obter uma chama larga e amarela. Gradualmente, abrir a entrada de ar até que a chama tome coloração azul, mais quente, e forme um cone interior distinto, mais frio – Figura 4.

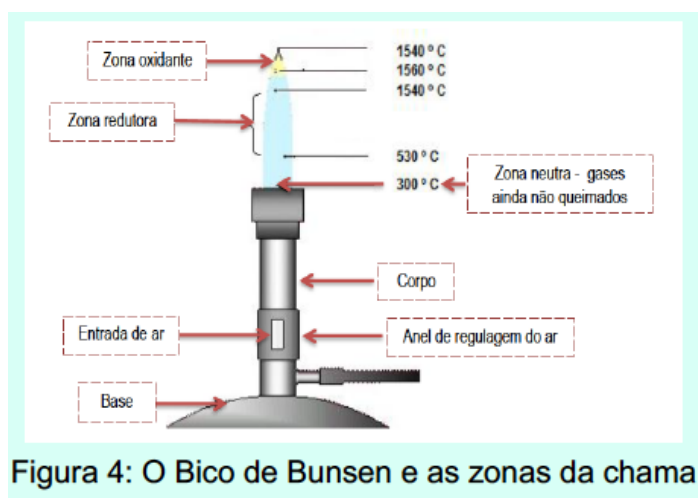


Figura 4: O Bico de Bunsen e as zonas da chama

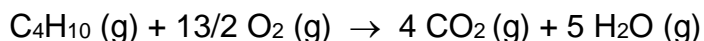
Zona neutra: é uma zona interna próxima da boca do tubo, limitada por uma “camada” azulada que contém os gases que ainda não sofreram combustão. É a região de menor temperatura da chama (300 a 530 °C).

Zona redutora: é uma zona intermediária, luminosa, que fica acima da zona neutra e forma um pequeno “cone”, onde se inicia a combustão do gás. Região da chama com temperatura intermediária (530 a 1540 °C).

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

Quando a mistura de ar e de gás não estiver bem regulada, podem surgir duas situações: ou a mistura é deficiente em ar, surge a chama amarela e fuliginosa, ou a mistura é rica em ar e a queima se dá dentro do tubo. Se isto acontecer, apagar imediatamente o bico, não deixando o gás escapar, a fim de evitar explosões.

O gás mais comum utilizado nos laboratórios é o GLP (gás liquefeito de petróleo, composto principalmente por butano – C₄H₁₀) que, quando misturado com quantidades adequadas de ar, queima segundo a reação:



Se a quantidade de ar é insuficiente, há formação de uma pequena quantidade de monóxido de carbono (CO) e pequenas partículas de carbono, da combustão incompleta do combustível. As partículas de carbono aquecidas se tornam incandescentes, conferindo amarelo – é a chama fuliginosa. As partículas de carbono aquecidas ficam depositadas no material exposto à chama.

O método apropriado para desligar o bico é:

- 1) Fechar a válvula da mesa do laboratório;
- 2) Esperar a chama do bico de gás se extinguir;
- 3) Fechar a entrada de gás do Bico de Bunsen.

PARTE B - Técnica de Pesar

Existem diferentes tipos de balanças, com diferentes sensibilidades, desde as utilizadas para pesagens com pouca exatidão, para realizar pesagens com aproximação de até 0,01 g, passando pelas que fornecem aproximação de até 0,001 g, até as balanças analíticas com aproximação de décimo de miligrama (0,0001 g). Existem também as balanças com aproximação de 10⁻⁵ g e até de 10⁻⁶ g. As mais comuns em laboratórios de Química Geral são, porém, as que se situam entre 10⁻² g e 10⁻⁴ g.

Ao utilizar uma balança deve-se ter o cuidado de identificar sempre a carga máxima permitida e jamais excedê-la.

A balança analítica passou por uma evolução que vai da balança de dois pratos e chega até as balanças eletrônicas, tornando o ato de pesar muito mais rápido.

É sempre aconselhável que as balanças sejam ligadas 30 minutos antes do uso, para ambientação e auto calibração. As balanças analíticas são extremamente sensíveis e deve-se ter o máximo cuidado em seu manuseio e manutenção.

Seja qual for a balança a ser utilizada, é essencial que esta esteja nivelada. Portanto, checar o nível da balança antes de usá-la é um procedimento fundamental. O nível de uma balança se assemelha a um nível

de construção civil. Uma bolha de ar deve estar situada dentro de um círculo. Caso a balança não esteja nivelada, deve-se ajustar a altura de seus apoios laterais de forma a centralizar a bolha de ar dentro do círculo. Somente depois deste procedimento a pesagem pode ser efetuada.

Antes de iniciar o processo de pesagem, verifique se o prato da balança está limpo e se ela está zerada. Tare a balança com o recipiente no qual vai ser colocado o material a ser pesado. Adicione o material e faça a leitura diretamente no mostrador. Através da tara, que é o desconto automático da massa do recipiente, é possível ler diretamente no visor a massa do que foi adicionado ao recipiente. Como nunca se coloca produto químico diretamente sobre o prato da balança, a função tara agiliza a pesagem. As balanças analíticas são extremamente sensíveis e deve-se ter o máximo cuidado em seu manuseio e manutenção.

Conserve-a limpa, tendo o cuidado para não deixar cair reagente sobre a balança.

IV - PROCESSO

PARTE A

Treine acender e apagar corretamente o bico de gás. Observe as regiões da chama.

PARTE B

Determine a massa de dois objetos diferentes nas três balanças: analítica e semi-analítica de 2 e 3 casas decimais. Compare os resultados.

I - TÍTULO

LIMPEZA DE VIDRARIA, MEDIDAS DE VOLUME, DECANTAÇÃO E FILTRAÇÃO

II – OBJETIVOS

Apresentar algumas vidrarias de laboratório, sua utilização e modos de limpeza. Introduzir o aluno às operações simples em laboratório.

III – INTRODUÇÃO

PARTE A - Limpeza de Material

O procedimento de limpeza da vidraria é uma etapa muito importante do trabalho em um laboratório de química. Para utilizar um aparelho volumétrico, ou outra vidraria, é necessário verificar se estão em perfeito estado de limpeza, pois a presença de gordura impede o completo escoamento do líquido. Se parte da solução de trabalho fica retida nas paredes do recipiente, vai ser introduzido um erro no volume escoado e conseqüente inexactidão nos resultados obtidos.

Para verificar o estado de limpeza de um aparelho volumétrico, ou de outro qualquer, deve-se em primeiro lugar preencher essa vidraria com água da torneira. Durante a remoção da água é importante observar se o escoamento foi completo ou se apareceram gotículas nas paredes internas da vidraria. Essas gotículas indicam que o recipiente está sujo e que deve ser lavado com detergente. A escova de limpeza pode ser usada na lavagem de béqueres por exemplo. Se após o enxague o recipiente ainda estiver sujo é necessário utilizar Extran, que é uma solução com alto poder de limpeza. Caso a vidraria esteja limpa, enxagua-se com água destilada.

O tempo de permanência do Extran na vidraria deve ser de 3 a 5 minutos no máximo e deve ser recolhido para o frasco de origem após o uso. Esse líquido deve ser manuseado com cuidado, pois é corrosivo na pele. A vidraria deve então ser lavada várias vezes com água da torneira e, em seguida, duas ou três vezes com água destilada. No final do procedimento de lavagem, as paredes externas do recipiente devem ser secas com papel toalha.

PARTE B: Equipamentos para medida de volume

Para se efetuar medida de volume de líquido, são empregados vários tipos de aparelhos, que podem ser classificados de duas maneiras:

- a) aparelhos calibrados para conter um certo volume de líquido, como por exemplo o balão volumétrico
- b) aparelhos calibrados para dar escoamento a um certo volume de líquido, como por exemplo a pipeta graduada, a pipeta volumétrica, e a bureta.

A medida de volume de um líquido com qualquer aparelho está sujeita a uma série de erros devido às seguintes causas:

- a) ação da tensão superficial sobre a superfície líquida
- b) dilatação e contração provocados pela variação de temperatura
- c) imperfeita calibração dos aparelhos volumétricos

Estes erros afetam a precisão do aparelho, por isso a bureta é mais precisa que a pipeta graduada, que por sua vez é mais precisa que a proveta. O béquer e o erlenmeyer não apresentam valor em termos de precisão.

A leitura do volume contido no aparelho é feita comparando-se o nível do líquido com as linhas calibradas existentes nas paredes do recipiente. O ajuste do menisco é feito em relação a uma linha de referência ou uma marca de escala. O menisco deve estar posicionado de maneira que a sua parte inferior tangencie horizontalmente a parte superior da linha de referência, com a linha de visão do observador no mesmo plano (Figura 1).

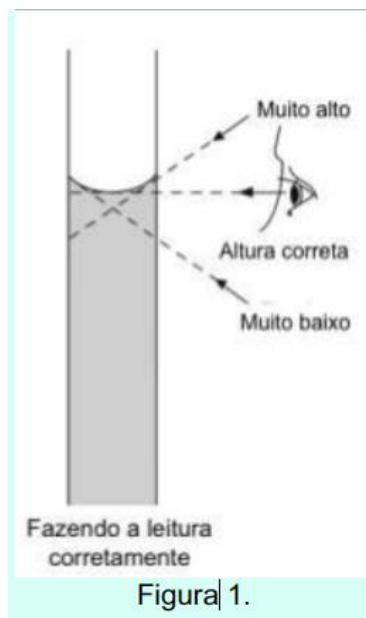


Figura 1.

O nível do líquido é mais facilmente localizado quando se coloca um retângulo de papel branco ou preto atrás da vidraria, na altura do menisco. Desta forma, é importante que a curvatura inferior do menisco coincida com a altura dos olhos, para evitar o erro de paralaxe.

Pipetas

Temos dois tipos de pipetas: pipetas de transferência (ou volumétricas) e pipetas graduadas. A pipeta de transferência apresenta um bulbo na parte central e um traço de aferição na parte superior, e permite escoar um volume fixo de líquido. A pipeta graduada tem uma escala que permite transferir volumes variáveis de líquidos.

Uso de pipetas em geral:

Depois de perfeitamente limpa, a pipeta é ambientada lavando-se com pequenas quantidades da solução a ser medida para remoção de possíveis gotas de água destilada, o que causa uma pequena diluição na solução. Em seguida, é introduzida na solução, tendo o cuidado de evitar a formação de bolhas. O líquido sobe por capilaridade ou faz-se a sucção com uma pera, (nunca com a boca) até acima da marca do zero e a extremidade superior é fechada com o dedo indicador. Seca-se a parte externa da pipeta com um papel filtro. O escoamento do líquido ocorre quando se relaxa levemente a pressão do dedo, mas pode-se fazer o escoamento utilizando-se a pera também. Deixa-se escoar lentamente o líquido para zerar e, só então, procede-se à transferência desejada. Ao final do escoamento deve-se encostar a ponta da pipeta contra a parede do recipiente para garantir a transferência do volume de líquido. No entanto, não se deve soprar a porção de líquido que fica retida na extremidade da pipeta, salvo no uso de pipetas especiais.

Buretas

São formadas por cilindros de vidro graduados, tendo torneiras que servem como dispositivos de controle de vazão. As buretas devem ser fixadas verticalmente nos chamados suportes para buretas. Antes do uso, ela deve ser limpa com uma solução de limpeza à base de detergente ou Extran.

Após a limpeza, a torneira da bureta, quando for de vidro, deve ser lubrificada, pois o Extran ataca a vaselina. Para isso, deve-se retirar e secar a torneira com papel de filtro, colocando-se, com o dedo, mínima quantidade de vaselina nas suas extremidades. Repõe-se a torneira no seu lugar, previamente limpo e seco, girando-se até senti-la perfeitamente adaptada. Quando a torneira for de teflon, não deve ser lubrificada com vaselina. Caso a bureta já esteja limpa (sem gotículas após o escoamento de água), não é necessária a lubrificação da torneira, pois o desmonte constante desta pode ocasionar vazamentos posteriores.

A bureta, depois de limpa, é lavada três vezes com 5 mL de solução, de forma que o fluxo descendente lave as paredes internas da bureta. Depois de lavada, enche-se a bureta com a solução até um pouco acima da marca do zero, verificando se não há vazamento e/ou bolhas de ar na porção abaixo da torneira.

A adição da solução à bureta deve ser feita com o auxílio de um funil, para evitar perdas da solução. Com a bureta completamente cheia, inclusive abaixo da torneira, e sem bolhas, o zero deve ser acertado, mas antes o funil deve ser retirado.

Balões Volumétricos

Os balões volumétricos são balões de fundo chato, gargalo comprido e calibrados para conter determinados volumes de líquidos. O gargalo deve ser estreito para que uma pequena variação de volume provoque uma sensível diferença na posição do menisco.

Os balões volumétricos são usados na preparação de soluções de concentração conhecida. O reagente é devidamente pesado e passado para um béquer, onde é dissolvido. A solução assim obtida é passada para o balão, utilizando um funil, o qual deve estar fixado no suporte de madeira.

O béquer é lavado 3 vezes com pequenas porções de água destilada, e as águas de lavagem são transferidas para o balão, para que ocorra uma transferência quantitativa, cuidando-se para não exceder o bulbo do balão. Só então a solução é diluída, fazendo-se o solvente escoar pelas paredes do balão, até que o líquido chegue próximo à extremidade inferior do gargalo.

Se o gargalo estiver molhado, espera-se o tempo suficiente para que o solvente escoe pelas paredes. Acrescenta-se o solvente – água – até um dedo abaixo da marca. Seca-se a parte do gargalo acima da marca com papel de filtro envolvido em um bastão de vidro.

Faz-se o ajustamento final, com o auxílio de uma pipeta conta-gotas, de tal maneira que o menisco fique tangente ao traço de referência. Em seguida, cuidadosamente e com movimentos circulares, homogeneiza-se a solução.

Em caso de diluições de soluções concentradas, se este processo for exotérmico procede-se uma diluição inicial num béquer com pouco volume de água. Espera-se esfriar e, então, repete-se o procedimento acima citado para reagentes sólidos.

A solução deve ser homogeneizada firmando-se a tampa do balão contra a palma da mão ou entre dois dedos, e invertendo-se. Deve-se agitar a solução com movimentos circulares, desvirar o balão e repetir a operação. A operação deve ser repetida pelo menos 3 vezes.

Uma vez concluído o processo, a solução deve ser transferida para um recipiente adequado.

PARTE C - Decantação Sólido-Líquido

A decantação é utilizada para separar misturas heterogêneas, sólido-líquido ou líquido-líquido. Na decantação sólido-líquido, deixa-se o sólido sedimentar no fundo do béquer e então, cuidadosamente, verte-se a maior parte do líquido para outro béquer, com o auxílio de um bastão, conforme a Figura 2.



Figura 2

PARTE D - Filtração

A filtração consiste na separação de um sistema bifásico (sólido-líquido), fazendo passar a fase líquida (filtrado) através de um meio filtrante que retém a fase sólida (precipitado). O filtro mais econômico e amplamente utilizado é o de papel. Uma das maneiras de preparar o papel de filtro é a seguinte: o papel de filtro de forma circular é dobrado pela metade e depois esta metade é dobrada novamente, adquirindo aproximadamente um quarto do tamanho original. A segunda dobra deve ser feita de maneira que fique um intervalo de 5 mm entre as duas pontas, como na Figura 3.

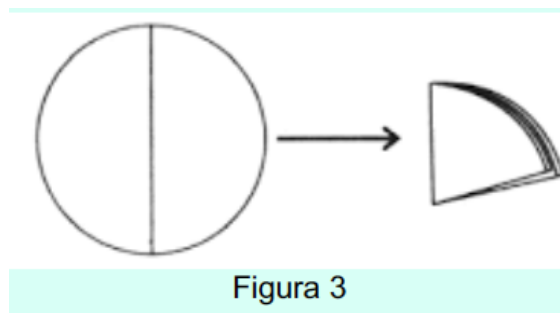


Figura 3

Em uma das pontas do papel, deve-se cortar um pequeno triângulo, para facilitar a adesão do papel ao funil. Em seguida, abre-se o papel na forma de um cone e coloca-se no funil de modo que o corte feito no papel fique aderido ao vidro.

Para uma rápida filtração, o papel deve ser ajustado no funil de modo que o ar não penetre entre o papel e o funil. Para isso, coloca-se um pouco de água destilada sobre o papel para ajustá-lo às paredes do funil, conforme a Figura 4. Quando o funil estiver bem selado, o líquido ficará retido na coluna do funil e o seu peso ajudará a puxar o líquido através do papel.

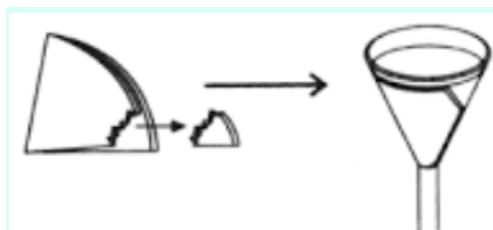


Figura 4

Para evitar a perda de material, deve-se usar um bastão de vidro para a transferência da solução do béquer para o funil, como mostrado na Figura 5. Deve-se cuidar para que a superfície do líquido dentro do funil não alcance o topo do papel.

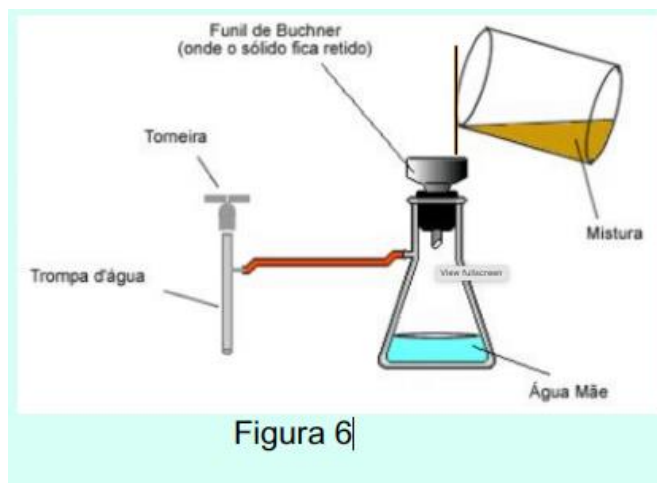


Figura 5

O processo de separação pode ser acelerado através da filtração por sucção, chamada de **filtração a pressão reduzida**. A filtração a pressão reduzida é feita em um funil de Büchner acoplado a um kitasato por meio de uma rolha de borracha furada. Este funil não é cônico e sim cilíndrico, com um fundo plano e perfurado.

Dentro do funil é colocado o papel de filtro cortado em círculo, de tal forma que não suba pelas paredes laterais formando dobras nem seja tão pequeno que exponha os orifícios do funil. Os dois erros levam à passagem do precipitado para o interior do kitasato, junto com o filtrado.

O funil de Büchner é adaptado no kitasato. O papel é, então umedecido e selado no funil com a aplicação de um vácuo leve. Através da saída lateral do kitasato é feito vácuo, utilizando-se, principalmente, uma trompa d'água. A filtração é, então, acelerada pela diferença de pressão existente dentro e fora do kitasato. A Figura 6 exemplifica a montagem do sistema.



A torneira deverá permanecer aberta enquanto durar a filtração. Ao final do procedimento deve-se primeiro desfazer a conexão entre o kitasato e a trompa d'água. Só depois da interrupção dessa conexão é que se pode fechar a torneira. Se esse ordenamento não for respeitado, como a pressão é menor no interior do kitasato, vai ocorrer a entrada de água para dentro dele.

Também neste tipo de filtração, o precipitado é deixado depositar-se no fundo do béquer. A fase líquida é lentamente vertida, com o auxílio de um bastão de vidro, no centro do papel de filtro, com aplicação de um vácuo suave (baixo fluxo de água), até que um pouco do sólido tenha recoberto o papel, protegendo-o contra rompimento. O vácuo é, então, aumentado (abrindo mais a torneira) e o resto do precipitado é adicionado. Este é então lavado com pequenas porções de líquido (água ou o solvente apropriado) que é deixado atravessar a massa sólida lentamente, com um vácuo fraco. Ao final do processo é desfeita a conexão entre a trompa d'água e o kitasato antes de fechar a torneira, desta forma é evitado o refluxo, ou seja, o retorno da água para dentro do kitasato.

O funil de Büchner é apropriado para trabalho sintético em que o produto pode, depois de filtrado e lavado, ser seco através de uma corrente de ar que passa enquanto o vácuo estiver sendo aplicado no kitasato. Para remover traços de água do precipitado, é necessário lavá-lo com um segundo solvente volátil e miscível com água.

IV – PROCESSO

PARTE A - Limpeza de Material

Tarefa: Limpar um béquer, uma proveta e uma pipeta.

PARTE B - Equipamento para Medida de Volume

1) TRANSFERIR água da torneira para um béquer de 250 mL e, com auxílio de um funil, transferir para um balão volumétrico de 100 mL e “levar à marca”.

2) VERTER o conteúdo do balão para um béquer de 250 mL e observar o volume obtido.

3) RETIRAR com uma pipeta volumétrica 25 mL do líquido e transferir para uma proveta de 50 mL.

Observar a exatidão dos instrumentos.

PARTE C - Decantação Sólido-Líquido

Tarefa: Junte 20mL de CaCl_2 com 20mL de Na_2CO_3 num béquer de 100mL. Separe o sólido do líquido, por decantação, deixando em repouso por mais ou menos 60 minutos.

PARTE D - Filtração

Tarefa: Junte 20mL de CaCl_2 com 20mL de Na_2CO_3 num béquer de 100mL. Separe o sólido do líquido, por filtração simples.

Tarefa: Junte 20mL de CaCl_2 com 20mL de Na_2CO_3 num béquer de 100mL. Separe o sólido do líquido, por filtração à pressão reduzida.

I – TÍTULO

PREPARAÇÃO, DILUIÇÃO E MISTURA DE SOLUÇÕES

II – OBJETIVO

Introduzir o aluno nas técnicas de preparo de soluções.

III - INTRODUÇÃO

Solução é uma dispersão homogênea de duas ou mais espécies de substâncias. As soluções podem ser formadas por qualquer combinação dos três estados físicos da matéria: gases, líquidos e sólidos; porém são sempre constituídas de uma única fase. Nosso estudo se restringirá a soluções binárias líquidas, isto é, soluto sólido ou líquido dissolvido em solvente líquido.

Uma solução pode ser:

a) Saturada: quando o soluto está dissolvido no solvente, em uma certa temperatura, em quantidade tal que, se adicionarmos mais soluto, esse excesso não mais se dissolve.

b) Insaturada: quando o soluto está dissolvido no solvente, em uma certa temperatura, em quantidade inferior à da saturação.

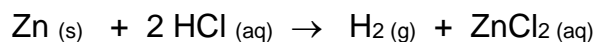
c) Supersaturada: quando o soluto está dissolvido no solvente, em uma certa temperatura, numa quantidade acima à da saturação, mas sem precipitar; é uma solução instável.

Define-se **Coeficiente de Solubilidade** de um soluto num dado solvente e a uma dada temperatura, como a sua concentração na solução saturada, nesta temperatura específica. Em soluções líquidas, o efeito da pressão é desprezível.

Mas o que ocorre entre as partículas de soluto e solvente, quando estes são misturados a fim de formar uma solução?

Três processos são possíveis:

1º) Dissolução Química: envolve uma reação química entre soluto e solvente. Por exemplo, o Zn se dissolve em HCl porque ocorre a seguinte reação de oxirredução:



2º) Solvatação: são interações entre as partículas de soluto e de solvente do tipo dipolo permanente-dipolo permanente ou íon-dipolo permanente. Se o solvente for água, a solvatação recebe o nome de hidratação. Por exemplo, quando misturamos álcool e água, ocorrem interações do tipo ligações de hidrogênio entre as moléculas dessas duas substâncias.

3º) Dispersão: quando as interações que ocorrem entre as partículas de solvente e de soluto são, fundamentalmente, do tipo London (dipolos instantâneos). Por exemplo, a parafina se dissolve no benzeno porque, em ambas as substâncias, ocorrem forças moleculares tão fracas que as moléculas de benzeno formam um meio no qual as moléculas de parafina podem se dispersar. Se um dos componentes for polar, poderá haver uma dispersão muito pequena devido a interações do tipo dipolo permanente-dipolo instantâneo.

De modo geral, podemos generalizar afirmando que **"SEMELHANTE DISSOLVE SEMELHANTE"**, isto é, substâncias polares são mais solúveis em substâncias polares, bem como substâncias apolares são mais solúveis em substâncias apolares.

A concentração de uma substância é a maneira de expressar as quantidades relativas de cada componente da solução. As expressões de concentração mais comumente usadas são: mol/L (molaridade), Fração Pondero-Volumétrica (g/L ou g/mL) e Fração Molar.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (02) béquer de 100 mL
- (02) béquer de 250 mL
- (02) balão volumétrico 250 mL
- (01) balão volumétrico 50 mL
- (01) balão volumétrico 25 mL
- (01) pipeta volumétrica 5 mL
- (01) pipeta volumétrica 10 mL
- (01) pipeta volumétrica 25 mL
- (01) pipeta graduada 5 mL
- (01) frasco lavador
- (01) espátula de porcelana

REAGENTES

- HCl concentrado
- NaOH

V - PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo dos seguintes reagentes:

- * Ácido Clorídrico (HCl) concentrado
- * Hidróxido de Sódio (NaOH) sólido

VI - PROCEDIMENTO

Parte A: Calcule qual o volume de ácido clorídrico concentrado (36,5 % em massa e densidade 1,184 g/mL) é necessário para preparar 50 mL de uma solução de HCl 1 mol/L.

Pipete o volume calculado transferindo-o para um copo de 50 mL já contendo aproximadamente 10 mL de água destilada. A transferência deve ser gota a gota, pelas paredes e com agitação para evitar um aquecimento brusco da solução.

Após esfriar, transfira para um balão volumétrico de 50 mL, seguindo o procedimento descrito na experiência II (3º item da PARTE B).

IMPORTANTE: Toda a solução ácida ou básica deve ser preparada adicionando-se ácido ou base à água (e nunca o contrário) para evitar explosão, devido ao alto calor de dissolução desses reagentes.

B) A partir da solução preparada anteriormente no item “A”, prepare por diluição 250 mL de solução 0,1 mol/L de ácido clorídrico. Calcule o volume necessário. Pipete o volume calculado com pipeta volumétrica e transfira-o para um balão volumétrico de 250 mL seguindo o procedimento descrito na experiência II (3º item da PARTE B).

C) Prepare 25 mL de uma solução 0,24 mol/L de HCl a partir das soluções preparadas nos itens A e B. Utilizando apenas 5 mL da solução preparada em “A”, calcule qual o volume da solução preparada em “B” é necessário. Utilizando pipetas volumétricas, pipete os 5 mL da solução preparada no item “A” assim como o volume calculado da solução do item “B” e transfira-os para um balão volumétrico de 25 mL seguindo o procedimento descrito na experiência II (3º item da PARTE B).

D) Prepare 250 mL de uma solução 0,1 mol/L de NaOH, a partir do reagente sólido p.a. Calcule a massa necessária. Pese a massa calculada em um vidro de relógio utilizando balança semi-analítica. Transfira a massa pesada para um copo de 50 mL já contendo aproximadamente 20 mL de água destilada. Dissolva completamente com auxílio de um bastão de vidro e, após esfriar, transfira para um balão volumétrico de 250 mL, seguindo o procedimento descrito na experiência II (3º item da PARTE B).

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO SUL INSTITUTO DE QUÍMICA DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL B - QUI-01161	<i>Técnica</i> <i>IV</i>
---	---

I – TÍTULO

PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES

II – OBJETIVOS

Introduzir o aluno à técnica de padronização de soluções.

III – INTRODUÇÃO

Uma solução é denominada **PADRÃO** quando sua concentração é exatamente conhecida. A preparação de uma solução padrão requer, direta ou indiretamente, o uso de um reagente quimicamente puro e com composição perfeitamente definida. Os reagentes com tais características são chamados de **PADRÕES PRIMÁRIOS**. Portanto, se obtém uma solução padrão se esta for preparada diretamente a partir de um padrão primário, ou se for padronizada ao reagir com um padrão primário.

Para que uma substância possa servir como padrão primário, são requeridas certas exigências:

- 1) ela deve ser de fácil obtenção, purificação, dessecação e conservação;
- 2) as impurezas que porventura existam no reagente devem ser facilmente identificáveis com ensaios qualitativos de sensibilidade conhecida;
- 3) o reagente não deve ser higroscópico ou eflorescente;
- 4) o reagente deve ser bastante solúvel;
- 5) os elementos que entram na composição da substância devem ser tais que uma alteração da abundância isotópica natural não afete materialmente a massa molar.

A **Padronização** é um processo que permite a determinação da concentração exata de uma solução, cuja concentração se conhece apenas com uma certa aproximação, através da reação de certo volume desta solução:

- Com uma determinada massa de um **padrão primário** apropriado.
- Com uma **solução padrão**, ou seja, uma solução cuja concentração é perfeitamente conhecida.

O princípio fundamental da alcalimetria é o seguinte: um mol de íons OH^- de qualquer base neutraliza um mol de íons H_3O^+ de qualquer ácido. Quando n cátions H_3O^+ reagem com n ânions OH^- resultam n moléculas de H_2O e uma quantidade equivalente de sal. Portanto, uma quantidade desconhecida de ácido, não demasiadamente fraco, pode ser determinada

fazendo-a reagir com uma solução de base com concentração conhecida, até a completa neutralização. A presença de um indicador escolhido adequadamente revela o final da titulação, que é próximo ao ponto de neutralização entre os íons H_3O^+ e OH^- .

A equação matemática que expressa a relação estequiométrica do número de mols através do volume e concentração de H_3O^+ ou OH^- é:

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

ou

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V_{\text{ácido}} = [\text{OH}^-] \cdot V_{\text{base}}$$

Sendo $V_{\text{ácido}}$ e V_{base} volumes do ácido e da base, e $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ a concentração (em mol/L) destes íons.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (02) béquer 100mL
- (02) béquer 250mL
- (03) erlenmeyer 250mL
- (01) bureta 50mL
- (01) pipeta volumétrica 20 mL
- (01) frasco lavador
- (03) folha de alumínio quadrada de cerca de 4 cm
- (01) suporte universal de ferro
- (01) agarrador duplo para buretas

REAGENTES

- biftalato de potássio p.a. (Massa Molar = 204,22 g/mol)
- solução de NaOH ~ 0,1 mol/L
- solução de HCl ~ 0,1 mol/L
- indicador fenolftaleína

V – PROTOCOLO DE REAGENTES

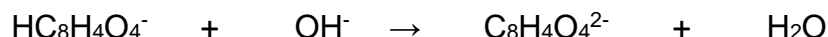
Faça o protocolo do seguinte reagente:

* biftalato de potássio p.a.

VI - PROCEDIMENTO

PARTE A: Padronização do NaOH com padrão primário

Padronizar a solução de NaOH ~ 0,1 mol/L preparada na aula anterior, por meio de uma titulação com biftalato de potássio (padrão primário):



Calcular a massa de biftalato de potássio necessária para titular uma alíquota de 20 mL de solução de NaOH. Pesar a massa calculada em uma folha de alumínio quadrada de cerca de 4 cm e transferir quantitativamente para um erlenmeyer de 250 mL. Adicionar aproximadamente 25 mL de água destilada e colocar três gotas de fenolfateína.

Realizar a titulação de acordo com o seguinte procedimento:

- Lavar a bureta 3 vezes com ~ 5 mL da solução de NaOH a ser padronizada para ambientá-la.
- Colocar esta solução na bureta, zerando-a.
- Colocar uma folha de papel branco embaixo do erlenmeyer e realizar a titulação mantendo a solução em constante agitação.
- Sempre que uma gota da solução proveniente da bureta cair nas paredes do erlenmeyer, interromper a titulação e arrastar a gota com água destilada, utilizando o frasco lavador, para que esta reaja com a solução contida no erlenmeyer.
- Quando aparecer coloração rosa que persista por mais tempo, adicionar a base gota a gota, agitando continuamente e fazendo leituras frequentes na bureta.
- Registrar o volume gasto de solução de NaOH.
- Repetir a operação 3 vezes, zerando sempre a bureta antes de uma nova titulação.

PARTE B: Padronização do HCl com a Solução Padrão de NaOH

Colocar em um erlenmeyer de 250 mL, 20 mL da solução HCl e 3 gotas do indicador fenolftaleína. Com o auxílio de uma bureta, adicionar, gota a gota, a solução padronizada anteriormente de NaOH, sempre agitando o erlenmeyer, até que haja mudança de coloração.

Sempre que uma gota da solução proveniente da bureta cair nas paredes do erlenmeyer, interromper a titulação e arrastar a gota com água destilada, utilizando o frasco lavador, para que esta reaja com a solução contida no erlenmeyer.

Anotar o volume de base gasto (lido na bureta). Repetir a operação 3 vezes, zerando sempre a bureta antes de uma nova titulação.

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO SUL INSTITUTO DE QUÍMICA DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÂNICA QUÍMICA GERAL B - QUI-01161	Experiência 1
--	--------------------------------

I – TÍTULO

COMPOSIÇÃO CENTESIMAL DE UMA MISTURA DE CLORETO/CLORATO DE POTÁSSIO

II - OBJETIVO

Determinar a composição de uma mistura de cloreto de potássio e clorato de potássio, com precisão mínima de 80%.

III - INTRODUÇÃO

Na parte A da presente experiência, será investigada a estequiometria do clorato de potássio e a fórmula obtida será usada na parte B, para analisar uma mistura de cloreto e clorato de potássio.

Estequiometria é a parte da química que estabelece relações ponderais em fórmulas e em reações químicas.

Clorato de potássio é um composto que contém os elementos K, Cl e O. Quando aquecido fortemente em presença de SiO_2 se decompõe, despreendendo oxigênio. Potássio e cloro permanecem sob a forma de cloreto de potássio (KCl).

Quando uma mistura de cloreto e clorato de potássio é aquecida, a massa perdida é devida ao oxigênio despreendido do clorato de potássio, o que permite calcular a composição centesimal. A massa de SiO_2 permanece constante durante a reação.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (2) Tubo de ensaio de 3 cm de diâmetro
- (1) Bico de Bunsen
- (1) Tela de amianto
- (1) Agarrador de ferro
- (1) Espátula de porcelana

REAGENTES

- Clorato de Potássio
- Cloreto de Potássio
- Sílica (SiO_2)

V - PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo dos seguintes reagentes:

- Clorato de Potássio
- Cloreto de Potássio

VI - PROCESSO

PARTE A

Retire da estufa um tubo de ensaio limpo e seco. Coloque nele uma pitada de SiO_2 , usando uma pontinha de espátula. Pese na balança analítica.

Acrescente cerca de 1 g (uma colher rasa) de clorato de potássio seco e pese novamente. Agite suavemente para misturar. Prenda o tubo com o agarrador no suporte de ferro, deixando-o em ângulo de 45° .

Aqueça suavemente na chama de gás até a fusão do sólido. Após a fusão, deixe-o em aquecimento durante 15 minutos ainda, para garantir o total desprendimento do oxigênio. Deixe o tubo esfriar e pese-o.

PARTE B

Tome outro tubo limpo e seco. Coloque nele uma pitada de SiO_2 e pese. Coloque dentro cerca de 1 g da mistura clorato/cloreto de potássio já preparada (evite colocar a parte empedrada da mistura) e pese novamente. Agite para misturar.

Aqueça lentamente até que cesse de crepitar. Aumente a chama e deixe aquecer por mais 10 minutos. Após resfriar, pese.

I – TÍTULO

MASSA MOLAR DE UM VAPOR

II – OBJETIVO

Determinar a massa molar de um vapor com uma precisão mínima de 80%, sendo dada a sua composição centesimal.

III – INTRODUÇÃO

A massa molar de um vapor pode ser determinada a partir do seguinte processo experimental:

Coloca-se em um recipiente limpo, previamente pesado, uma quantidade de líquido e aquece-se o sistema até sua completa volatilização; o excesso de vapor será expelido do balão, pois a pressão interna permanece constante. Depois da volatilização completa do líquido, deixa-se esfriar o balão para que condense o vapor que permaneceu. Pesa-se novamente o conjunto (balão, líquido e tampa); a massa de vapor que enchia o frasco numa temperatura elevada e pressão atmosférica será correspondente à massa do líquido que condensou.

A partir da equação de estado dos gases ideais, calcula-se o número de mols contidos na amostra, e a partir deste dado, a massa de 1 mol.

O presente processo apresenta uma série de pequenos erros, entre os quais o de usar o volume do balão na temperatura ambiente como se fosse o mesmo da experiência. Porém, como em química geral a determinação da composição centesimal e da fórmula mínima precede a da massa molar de uma substância desconhecida, basta conhecer aproximadamente este valor para calcular com exatidão a massa exata da substância.

Assim:



Como "**p**" deve ser um número inteiro, basta conhecer **M** com aproximação para calcular, a seguir, o valor exato da fórmula molecular.

IV - MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- Balão volumétrico de 100mL
- Béquer de 1000 mL
- Folha de papel alumínio
- Suporte universal e agarrador
- Placa de aquecimento
- Termômetro

REAGENTES

- Líquido volátil de composição centesimal conhecida

V - PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo do seguinte reagente:

* Clorofórmio.

VI - PROCESSO

Com uma folha de alumínio quadrada de cerca de 4 cm de lado, confeccione uma tampa para o balão. Com um alfinete, faça um furo tão pequeno quanto possível no centro da folha.

Determine na balança analítica a massa do balão limpo e seco, com a tampa de alumínio.

Coloque no balão volumétrico cerca de 3 mL do líquido desconhecido e, sobre a boca do balão, a tampa de alumínio, pressionando-a lateralmente contra a parede do balão.

Encha o copo de béquer com água da torneira e monte a aparelhagem conforme a explicação do professor.

Enquanto a água aquece, observe o líquido no balão. No instante em que todo o líquido evaporar, anote a temperatura e remova imediatamente o balão de água com o agarrador, colocando-o sobre a tela de amianto para esfriar.

Depois de frio, examine a tampa para ter certeza de que não há gotas de líquido na parede externa dela. Seque se for preciso.

Pese o balão com tampa e com o resíduo de líquido que existe. Anote a massa.

Encha o balão até a marca e, com pipeta graduada, leve o nível de água até a borda superior. Anote o volume total do frasco. Leia a pressão barométrica e anote.

I – TÍTULO

PERCENTAGEM DE ÁCIDO ACETILSALICÍLICO (AAS) EM UMA MISTURA

II - OBJETIVO

Determinar a percentagem de Ácido Acetilsalicílico em uma mistura, por meio de titulação com solução padronizada de NaOH.

III - INTRODUÇÃO

O princípio fundamental da alcalimetria é o seguinte: um mol de íons OH^- de qualquer base neutraliza um mol de íons H^+ de qualquer ácido. Quando “n” cátions H^+ reagem com “n” ânions OH^- resultam “n” moléculas de H_2O e uma quantidade estequiométrica de sal. Portanto, uma quantidade desconhecida de ácido, não demasiadamente fraco, pode ser determinada fazendo-a reagir com uma solução de base com concentração conhecida, até completa neutralização.

A presença de um indicador escolhido adequadamente revela o final da titulação, que é próximo ao ponto estequiométrico entre os íons H^+ e OH^- . A equação matemática que expressa a relação estequiométrica através do volume e concentração de H^+ ou OH^- é:

$$V_{\text{ácido}} \times [\text{H}^+] = V_{\text{base}} \times [\text{OH}^-]$$

Sendo $V_{\text{ácido}}$ e V_{base} , volumes do ácido e da base; $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ a concentração (em mol/L) destes íons. Logo: $V_{\text{ácido}} \times [\text{H}^+] = n_{\text{ácido}}$ e $V_{\text{base}} \times [\text{OH}^-] = n_{\text{base}}$.

O Ácido Acetilsalicílico— $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ (AAS) é um ácido monoprótico, o qual se constitui no componente principal da aspirina. Quando uma mistura contendo ácido acetil salicílico é dissolvido em água e etanol, parte dos componentes permanecem insolúveis, mas este fato não interfere na quantificação do ácido.

É possível, portanto, dissolver porções da mistura, de massas conhecidas, e determinar o número de mols de AAS nesta porção através do número de íons OH^- de base utilizados na neutralização do ácido na fração

solúvel da mistura. Determina-se então a massa de AAS presente na porção que foi pesada e, com isso, a percentagem de AAS na amostra total.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (01) Bureta de 25 mL, graduada de 0,1mL
- (03) Erlenmeyer 125 mL
- (01) Suporte de ferro com agarrador duplo para bureta
- Espátula de porcelana ou plástico
- Papel Alumínio
- Frasco lavador
- Funil comum

REAGENTES

- Mistura contendo ácido acetil salicílico
- Solução de NaOH ~ 0,05 mol/L (padronizada)
- Indicador: Fenolftaleína
- Água destilada
- Álcool

V - PROCESSO

Pese em papel alumínio uma porção de aproximadamente 0,2 g da mistura contendo ácido acetil salicílico, e transfira para um erlenmeyer de 125 mL.

Dissolva em 10 mL de etanol e acrescente mais 10 mL de água destilada. A porção não solúvel da mistura, responsável pela turbidez, não contém AAS.

Acrescente 3 gotas de fenolftaleína e titule com uma solução padronizada de NaOH ~ 0,05 mol/L, até o aparecimento de uma coloração rosa permanente que seja fracamente perceptível.

Siga o seguinte procedimento:

Ambiente um béquer de 100 mL com a solução padronizada de NaOH, utilizando porções de ~ 5 mL da solução e repetindo o procedimento 3 vezes. Descarte a solução utilizada na lavagem.

Coloque ~ 50 mL da solução padronizada de NaOH neste béquer.

Utilizando a solução que está no béquer, ambiente a bureta 3 vezes com ~ 5 mL da solução de NaOH padronizado. Descarte a solução utilizada na ambientação. Complete o volume da bureta com a solução padrão, zerando-a.

Coloque uma folha de papel branco embaixo do erlenmeyer e realize a titulação mantendo a solução em constante agitação.

Lave as paredes internas do erlenmeyer com água destilada, sempre que caírem gotas de solução básica nas paredes dele.

Quando aparecer coloração rosa que persista por mais tempo, adicione a base gota a gota, agitando continuamente e fazendo leituras frequentes na bureta.

Registre o volume gasto de solução padrão.

Calcule a massa de AAS na porção pesada da mistura e, em seguida, calcule a massa de AAS na amostra total pesada.

Repita o procedimento mais duas vezes com outras duas porções de aproximadamente 0,18 gramas.

Observação: ao final da operação, lave completamente a bureta para remover todo e qualquer vestígio de NaOH.

I – TÍTULO

MASSA MOLAR DO MAGNÉSIO

II - OBJETIVO

Determinar a Massa Molar do Magnésio através da reação com HCl 6 mol/L, obtendo um rendimento superior a 90%.

III - INTRODUÇÃO

Massa Molar de um elemento é definida como sendo a massa atômica desse elemento expressa em gramas, e como tal contém um mol de átomos do elemento em questão, ou seja, $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

Neste experimento, será efetuada a reação do magnésio com o íon hidrogênio do ácido clorídrico para formar H_2 . O gás hidrogênio será coletado e seu volume medido sob pressão e temperatura conhecidas. Os dados experimentais permitirão o cálculo do número de mols de H_2 formado.

Levando em conta a estequiometria da reação entre magnésio e HCl, é possível determinar, a partir do número de mols de H_2 formados, o número de mols de magnésio que reagiram.

Conhecendo a massa inicial de magnésio e o número de mols contidos nesta massa, pode-se calcular a massa de um mol de magnésio, ou seja, pode-se calcular a sua Massa Molar.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (02) Tubo de ensaio
- (02) Suporte de ferro
- (02) Béquer de 250 mL
- (02) Agarrador metálico
- (01) Proveta 50 mL
- Fio de linha
- Papel filtro
- Régua
- Balança analítica
- Termômetro (0 - 100°C)
- Barômetro

REAGENTES

- Magnésio em fitas
- Ácido Clorídrico concentrado
- Água destilada

V - PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo dos seguintes reagentes:

- Gás Hidrogênio
- Magnésio

VI - PROCESSO

Monte a aparelhagem de acordo com o desenho abaixo.

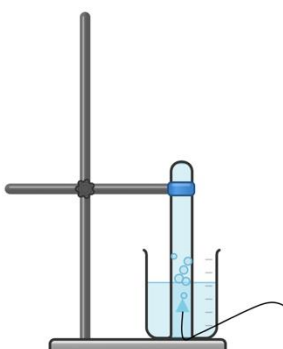


Figura 1 – Montagem do experimento

Tome duas fitas de magnésio, e dobre a primeira em três partes (em forma de N), e a segunda em quatro partes (em forma de M), para diferenciá-las.

Pese as fitas separadamente em balança analítica (a massa deve ficar entre 0,015 – 0,018 g).

Amarre um fio de linha a cada amostra. As duas experiências podem ser realizadas paralelamente, dividindo-se as tarefas no grupo. Coloque 60 mL de água destilada em cada béquer de 250 mL.

Adicione 30 gotas (aproximadamente 1,5 mL) de HCl concentrado em cada tubo e encha-a com água destilada lentamente (sem agitar) até perto da borda. Submerja cada uma das amostras de magnésio em cada um dos tubos. Cuidadosamente complete o resto do tubo com água destilada até transbordar, tampe com um pequeno pedaço de papel filtro para tapar a boca do tubo e inverta-o, cuidando para que fique no fundo do béquer. Prenda cada tubo de ensaio com o agarrador no suporte de ferro.

Quando a reação se completar, meça a temperatura, a pressão barométrica e anote a pressão de vapor da água (valor tabelado). Marcar com caneta permanente ou fita adesiva o volume de gás coletado no tubo. Com o auxílio de uma régua, meça a diferença de nível entre a superfície da água no béquer e a superfície do tubo.

Retire os tubos dos copos, encha com água da torneira até as marcas feitas, e meça com o auxílio de proveta os volumes líquidos correspondentes. Estes volumes equivalem aos volumes de gás coletado em cada experiência.

Na parte experimental, como se trabalha com um sistema aberto, a pressão interna no tubo, é igual à pressão atmosférica. A pressão interna é a soma das contribuições das pressões dos constituintes gasosos e da pressão hidrostática (da coluna líquida). O cálculo do número de mols do gás envolvido no processo requer o conhecimento da pressão parcial, que deve ser obtida a partir da pressão total.

I – TÍTULO

CALIBRAÇÃO E UTILIZAÇÃO DE UM CALORÍMETRO

II - OBJETIVO

Calibrar um Calorímetro e utilizá-lo posteriormente para determinar o calor de dissolução do NaOH.

III - INTRODUÇÃO

Um dos procedimentos para medir o calor trocado com o ambiente por um Processo Químico é através de uma técnica chamada “Calorimetria”. Antes de falar desta técnica, é conveniente definir “Capacidade Calorífica” ou “Constante Calorimétrica”:

Capacidade Calorífica ou Constante Calorimétrica (C) de um determinado objeto é a quantidade de calor associada com a variação da temperatura do objeto em 1 °C (ou 1 K).

A Capacidade Calorífica de um objeto depende do material do qual este é feito e da sua massa, é expressa nas unidades: J/°C ou cal/°C (ou J/K ou cal/K).

A Capacidade Calorífica de um objeto informa tanto a quantidade de calor que este absorve para elevar sua temperatura em 1°C, quanto a quantidade de calor que este deve perder para que ocorra um decréscimo de sua temperatura em 1 °C. Então:

$$C = q / \Delta T \quad \text{e} \quad q = C \cdot \Delta T$$

Se: $\Delta T < 0$ ($T_{\text{final}} < T_{\text{inicial}}$) \rightarrow Objeto perde calor e $q < 0$

Se: $\Delta T > 0$ ($T_{\text{final}} > T_{\text{inicial}}$) \rightarrow Objeto ganha calor e $q > 0$

Um Calorímetro de Solução é um calorímetro simples, muitas vezes improvisado, e que mede o calor trocado em condições de pressão constante.

Portanto neste caso, o calor trocado está associado à variação de Entalpia do processo:

$$q_{\text{processo}} = q_p = \Delta H$$

O calor do processo é medido em função da variação da temperatura que ocorre durante o processo dentro do calorímetro.

Para um processo que ocorre em solução aquosa, pode-se dizer que o calor absorvido (ou liberado) pelo processo é igual ao calor perdido (ou absorvido) pelo calorímetro e a solução. Então, são usadas as relações:

$$q_{\text{processo}} = - (q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}})$$

$$q_{\text{solução}} = m_{\text{solução}} \cdot C_{\text{solução}} \cdot \Delta T$$

$$q_{\text{calorímetro}} = C \cdot \Delta T$$

Logo:

$$q_{\text{processo}} = - (m_{\text{solução}} \cdot C_{\text{solução}} \cdot \Delta T + C \cdot \Delta T)$$

Onde:

q_{processo} = quantidade de calor absorvido ou perdido pelo processo, expresso em calorias ou joules;

$m_{\text{solução}}$ = massa da solução em gramas;

$C_{\text{solução}}$ = calor específico da solução, em J/g . °C ou cal/g.°C;

ΔT = variação de temperatura.

C = Capacidade Calorífica do calorímetro, em J/°C ou cal/°C

Se a solução é diluída, pode-se considerar que $C_{\text{solução}} \approx C_{\text{água}}$ e que a densidade da solução \approx densidade da água (1 g/mL) sem erro apreciável.

No caso desta experiência, o calorímetro é um copo de bquer, que pode ser revestido por uma manta térmica (isolante), com uma tampa perfurada através da qual é introduzido um termômetro. Assim, $q_{\text{calorímetro}}$ representa o calor absorvido (ou perdido) pelo conjunto: copo + tampa + termômetro. Observa-se que não está sendo considerado o calor liberado (ou absorvido) pelo processo e absorvido (ou perdido) pelo meio ambiente.

Para aplicar a relação acima é preciso que “C” seja conhecido, caso contrário o Calorímetro precisa ser previamente calibrado para que sua Capacidade Calorífica (C) seja determinada.

Neste caso, para determinar “C” mistura-se no calorímetro contendo uma certa quantidade de água fria uma outra quantidade de água quente. Então a energia absorvida sob forma de calor pela água fria e pelo calorímetro deve ser igual à energia perdida sob forma de calor pela água quente.

$$Q_{\text{água fria}} + Q_{\text{calorímetro}} = - Q_{\text{água quente}}$$

OU

$$m_{\text{água fria}} \times C_{\text{água}} \times \Delta T_1 + C \times \Delta T_1 = - m_{\text{água quente}} \times C_{\text{água}} \times \Delta T_2$$

Onde: ΔT_1 = elevação de temperatura da água fria e do calorímetro
 ΔT_2 = abaixamento de temperatura da água quente

Uma vez determinado “C”, este calorímetro pode, então, ser usado para determinar ΔH de outro processo que, no caso desta experiência, será o Calor de Dissolução do NaOH.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (01) Béquer 100 mL
- (01) Béquer 400 mL com tampa
- (01) Termômetro de mercúrio
- (01) Termômetro digital
- (01) Proveta 100 mL
- (01) Espátula de porcelana
- (01) Vidro de relógio
- (01) Bastão de vidro
- (01) Manta isolante térmica

REAGENTES

- NaOH sólido

V - PROCESSO

Esta experiência é dividida em duas etapas:

PARTE A: Calibração do Calorímetro

Registrar o número do calorímetro a ser utilizado na experiência.

Colocar 75 mL de água, medidos em proveta, no calorímetro isolado com a manta térmica, tampar e medir a temperatura da água com o termômetro digital que deve ser inserido no orifício da tampa. Esta é a temperatura inicial da água fria e do calorímetro. Anotar.

Colocar 75 mL de água, medidos em proveta, em um copo de 100 mL e aquecer até aproximadamente 68°C, agitando suavemente. Controlar a temperatura com termômetro de mercúrio. Remover o aquecimento, e substituir o termômetro de mercúrio pelo termômetro digital. Aguardar a estabilização da temperatura. Esta é a temperatura inicial da água quente. Anotar.

Verter a água quente no calorímetro utilizando o termômetro de mercúrio para auxiliar o escoamento. Cuidar para que a água quente não molhe o termômetro digital durante este escoamento. Agitar cuidando para não molhar

a tampa de borracha. Controlar a temperatura com o termômetro digital e anotar o valor máximo atingido.

Resfriar o calorímetro e repetir a operação de calibração.

Calcular a Capacidade Calorífica média do calorímetro.

PARTE B: Utilização do Calorímetro

Colocar no calorímetro, previamente calibrado, 100 mL de água destilada e medir a temperatura de equilíbrio com o ambiente usando o termômetro digital. Anotar.

Pesar em um vidro relógio aproximadamente 4,00 g de NaOH e transferir quantitativamente para o calorímetro. Dissolver nos 100 mL de água, agitando cuidadosamente para não molhar a tampa de borracha. Observar a variação de temperatura e anotar o valor máximo atingido.

Calcular o Calor de Dissolução Molar do NaOH.

I – TÍTULO

LEI DE HESS

II - OBJETIVO

Verificar a Lei de Hess através de processos exotérmicos.

III - INTRODUÇÃO

A termoquímica é a parte da Termodinâmica que se ocupa com as consequências do 1º Princípio da Conservação de Energia, quando aplicada às reações químicas.

O principal objetivo da termoquímica é a determinação da **VARIAÇÃO DE ENTALPIA (ΔH)** de reação, importante grandeza relacionada com o 1º Princípio.

Quando ocorre uma reação química, as ligações que existem entre os átomos e as moléculas dos reagentes são rompidas e novas ligações ocorrem, surgindo outras combinações atômicas que originam os produtos.

Para que as ligações sejam rompidas, é necessário que o sistema absorva energia na forma de calor e, para que outras ligações sejam formadas, o sistema libera energia, também na forma de calor. Assim, se a quantidade de calor absorvida pelo sistema durante a reação química for maior que a liberada, o resultado líquido da variação de energia será "absorção de calor" e esta reação é dita **ENDOTÉRMICA** (se dá com absorção de calor). De outra forma, se a quantidade de calor absorvida pelo sistema for menor que a liberada, o resultado líquido de variação de energia durante o processo será "liberação de calor" e esta reação é dita **EXOTÉRMICA** (se dá com liberação de calor).

Esta quantidade líquida de calor liberada ou absorvida durante a reação química é o "calor de reação", um calor latente que corresponde à diferença entre a energia potencial das ligações interatômicas existentes nas moléculas dos produtos e a energia potencial das ligações interatômicas existentes nas moléculas dos reagentes, incluindo também a diferença de energia potencial que corresponde à diversidade dos estados de agregação dos produtos existentes.

O calor de reação, medido à pressão constante é igual à variação de entalpia de reação (ΔH).

$$\Delta H = q_p$$

Assim, a variação de entalpia (ΔH) durante uma reação química é a diferença de entalpia entre produtos e reagentes por unidade de reação num sistema a pressão constante avaliada pela quantidade de calor liberada ou absorvida por este sistema.

No caso desta experiência, o calorímetro é o mesmo que já foi utilizado na experiência anterior. Assim, será medido o calor q_1 , que é a quantidade de calor liberada pela reação e absorvida pela solução, e o calor q_2 , que é a quantidade de calor liberada pela reação e absorvida pelo calorímetro. A soma dos calores absorvidos pela solução e pelo calorímetro, $q_1 + q_2$, equivale, em módulo, ao calor liberado pelo processo, e este deve ser dividido pelo número de mols de NaOH, a fim de que o resultado da entalpia seja obtido em cal/mol ou J/mol, tal como é tabelado.

O calor do processo é medido em função da variação da temperatura que ocorre usando as relações:

Para a solução: $q_1 = m \cdot c \cdot \Delta T$

Onde: q_1 = calor absorvido pela solução em calorias ou joules;
 m = massa da solução em gramas;
 c = calor específico da solução, em cal/g.°C ou J/g.°C;
 ΔT = variação de temperatura.

Para o calorímetro: $q_2 = C_{cal} \cdot \Delta T$

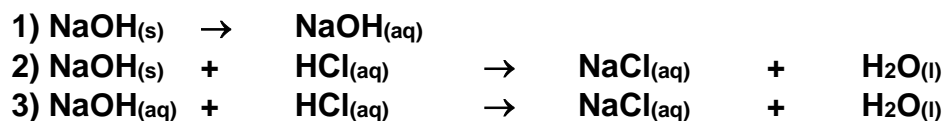
Onde: q_2 = calor absorvido pelo calorímetro em calorias ou joules;
 C_{cal} = capacidade calorífica do calorímetro, em cal/°C ou J/°C;
 ΔT = variação de temperatura.

Se a solução é diluída, pode-se considerar que $C_{solução} \approx C_{água}$ e que a densidade da solução \approx densidade da água (1 g/mL), sem erro apreciável.

No caso desta experiência, o calorímetro é o mesmo que foi calibrado anteriormente. Assim, $q_{calorímetro}$ representa o calor absorvido (ou perdido) pelo conjunto: béquer + tampa + termômetro. Observa-se que não está sendo considerado o calor liberado (ou absorvido) pelo processo e absorvido (ou perdido) pelo meio ambiente.

Para aplicar a relação acima é preciso utilizar o valor de “C”, previamente determinado.

Nesta experiência, você vai verificar a validade da **Lei de Hess** através de três processos exotérmicos:



A **Lei de Hess** nos diz que a entalpia é uma função de estado do sistema e, como tal, a variação de entalpia não depende dos estados intermediários pelo qual passa o sistema durante uma transformação química, mas só depende dos estados iniciais e finais, ou seja:

"O calor absorvido ou liberado, a pressão constante, para qualquer modificação química é o mesmo, qualquer que seja o caminho pelo qual a modificação ocorra".

Assim, você vai, experimentalmente, avaliar o calor molar de reação para o primeiro, segundo e terceiro processo. Somando os valores do primeiro e do terceiro processo, você verificará que coincide com o resultado experimental do segundo processo, pois este representa a soma dos dois anteriores.

$$\text{Portanto: } \Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta H_3$$

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (01) béquer 400mL com tampa, envolvido com a manta isolante
- mol/L
- NaOH sólido
- (01) espátula de porcelana
- (01) vidro de relógio

REAGENTES

- Solução de HCl 1 mol/L
- Solução de NaOH 1
- (01) termômetro digital

V - PROCESSO

Esta experiência utiliza o calorímetro que foi calibrado na sessão de laboratório realizada na semana anterior e é dividida em três etapas.

PARTE A: Dissolução do NaOH sólido na água

Coloque no calorímetro 100 mL de água destilada e meça com termômetro digital a temperatura de equilíbrio com o ambiente. Anote-a. Pese aproximadamente 4,00 g de NaOH em lentilhas. Dissolva nos 100 mL de água, agitando e anote a temperatura máxima.

PARTE B: Reação de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ com $\text{NaOH}_{(\text{s})}$

Coloque no calorímetro 100 mL de HCl 1,0 mol/L. Meça com termômetro digital a temperatura de equilíbrio com o ambiente. Anote-a. Pese aproximadamente 4,00 g de NaOH em lentilhas e dissolva nos 100 mL de HCl. Agite cuidadosamente e anote a temperatura máxima.

PARTE C: Reação do $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ com $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$

Coloque no calorímetro 75 mL de NaOH 1,0 mol/L. Meça com termômetro digital a temperatura de equilíbrio com o ambiente. Anote-a. Na proveta de 100 mL, coloque 75 mL de HCl 1,0 mol/L e meça a temperatura com termômetro digital. Adicione-o ao calorímetro com NaOH. Agite cuidadosamente e anote a temperatura máxima.

I – TÍTULO

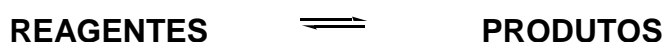
PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

II – OBJETIVO

Verificar a influência da Temperatura e da Concentração no Deslocamento de um Equilíbrio Químico (Princípio de Le Chatelier).

III – INTRODUÇÃO:

A uma dada temperatura, um sistema químico que não apresenta variação na concentração dos reagentes e produtos é dito em equilíbrio. Este sistema é representado por

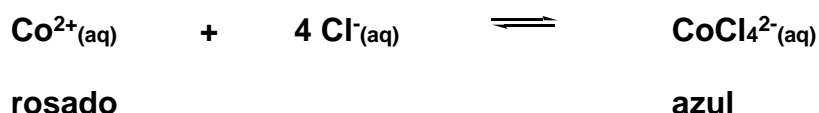


As flechas em duplo sentido indicam que a reação é reversível. Quando o equilíbrio químico é atingido, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.

Um sistema em equilíbrio responderá a uma perturbação externa de acordo com o Princípio de Le Chatelier:

“Se um sistema em equilíbrio é submetido a uma ação externa (adição ou remoção de reagentes ou produtos, alteração da pressão por variação de volume, mudança de temperatura, diluição por aumento de volume), o equilíbrio se deslocará no sentido de contrabalançar e minimizar esta ação.”

Neste experimento, vamos estudar o seguinte equilíbrio homogêneo:



Das quatro espécies envolvidas, Cl^{-} e H_2O são incolores, enquanto o $\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$ e o $\text{CoCl}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ apresentam cores contrastantes. Uma vez que a intensidade das cores rosa e azul em solução são proporcionais à concentração molar de $\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$ e $\text{CoCl}_4^{2-}_{(\text{aq})}$, respectivamente, pode-se

observar o deslocamento deste equilíbrio para uma nova posição quando este for submetido a uma ação.

IV - MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (06) Tubo de ensaio
- (02) Béquer 400 mL

REAGENTES

- $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 0,25 mol/L
- HCl 12 mol/L
- CaCl_2 sólido
- AgNO_3 0,2 mol/L
- $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ sólido

V - PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo dos seguintes reagentes:

- Nitrato de Prata
- Nitrato de Cobalto

VI- PROCESSO

Coloque 2,5 mL de nitrato de cobalto 0,25 mol/L em 4 tubos de ensaio. Nestes, adicione volumes de HCl 12 mol/L e água destilada conforme indicado na tabela abaixo:

TUBO	Volume $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 0,25 mol/L	Volume HCl 12 mol/L	Volume H_2O	Volume Total
1	2,5 mL	0	5,0 mL	7,5 mL
2	2,5 mL	2,0 mL	3,0 mL	7,5 mL
3	2,5 mL	3,5 mL	1,5 mL	7,5 mL
4	2,5 mL	5,0 mL	0	7,5 mL

PARTE A

Misture bem e registre as cores. Selecione o tubo que apresenta a cor intermediária e divida em três porções iguais. Aqueça a primeira porção em banho maria, em um copo com água da torneira, e coloque a segunda porção em um copo contendo gelo, mantendo a terceira porção como padrão de comparação.

Compare as cores das soluções aquecida e resfriada com a padrão e interprete os resultados em termos de deslocamento de equilíbrio. Registre as cores adquiridas pelas soluções em cada tubo após aquecimento e resfriamento.

PARTE B

Misture as três porções e divida a solução (agora na temperatura ambiente novamente) em quatro novas porções.

Adicione alguns cristais de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ na primeira porção, agitando até dissolver.

Repita este procedimento adicionando cristais de CaCl_2 na segunda porção e gotas da solução de AgNO_3 na terceira porção, mantendo a quarta porção como padrão de comparação.

Após a dissolução completa, compare com a solução padrão

PARTE C

Dobre o volume do tubo 04 do início da experiência com água destilada e observe a mudança na coloração.

I – TÍTULO

DETERMINAÇÃO K_{ps} DO ACETATO DE PRATA

II - OBJETIVO

Determinação experimental da Constante do Produto de Solubilidade do acetato de prata.

III - INTRODUÇÃO

Numa solução saturada de um sal ligeiramente solúvel, como o acetato de prata, em equilíbrio com a fase sólida, a velocidade com que os íons deixam o cristal sólido é igual à velocidade com que eles voltam ao cristal, ou seja, a velocidade de solubilização é igual à velocidade de precipitação e se estabelece o seguinte equilíbrio:



As concentrações das espécies iônicas, íons prata $[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]$ e íons acetato $[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]$, no equilíbrio determinam a solubilidade do acetato de prata. A constante de equilíbrio, chamada de **Constante do Produto de Solubilidade**, é obtida experimentalmente por determinação do produto das concentrações dos íons no equilíbrio, cada concentração iônica elevada a uma potência igual ao seu coeficiente estequiométrico na equação do equilíbrio de solubilidade:

$$\text{Constante do Produto de Solubilidade (K}_{\text{ps}}) = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}$$

A fase sólida, acetato de prata, não aparece na expressão de equilíbrio porque sua concentração não varia com o tempo.

Como a solubilidade de qualquer sal varia com a temperatura, a constante do produto de solubilidade depende também desta variável.

Neste experimento, determina-se a concentração de equilíbrio dos íons prata numa solução saturada de acetato de prata, à temperatura ambiente. Como a concentração dos íons acetato é igual à concentração dos íons prata, teremos assim dados suficientes para calcular o produto de solubilidade do sal nesta temperatura.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (01) Vidro de relógio
- (01) Béquer 100mL
- (01) Béquer 250 mL
- (01) Bastão de vidro
- (01) Proveta 100mL
- (01) Funil de vidro
- (01) Espátula de plástico
- (01) Pedaco de esponja de aço
- (01) Cadinho de porcelana
- (01) Placa de aquecimento

REAGENTES

- CH_3COOAg
- fio de cobre de 30 cm de comprimento

V - PROCESSO

Pese aproximadamente 0,50 g de CH_3COOAg e transfira para um copo de Béquer de 250 mL.

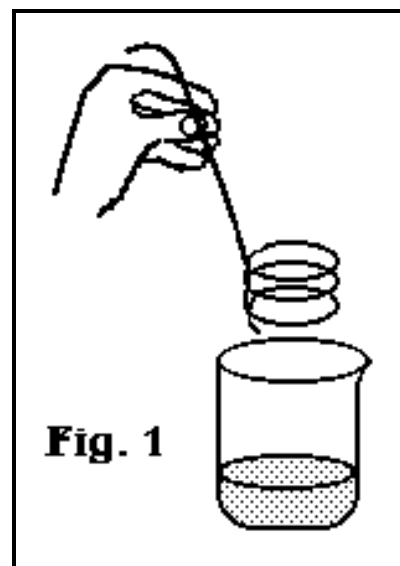
Dissolva o reagente em 80 mL de água destilada, medidos em proveta, para que a solução se torne saturada. Agite bem com bastão de vidro e aqueça suavemente até dissolução do sal.

Deixe a mistura esfriar até a temperatura ambiente e, então, filtre a solução para um béquer seco de 100 mL a fim de retirar o excesso de CH_3COOAg . A filtração deverá ser realizada sem molhar o papel filtro, utilizando funil e béquer secos.

Transfira o filtrado para uma proveta de 100 mL para medir o volume do filtrado. Registre este volume e transfira o filtrado de volta para o copo.

Limpe um fio de cobre de aproximadamente 30 cm de comprimento com esponja de aço, lave e enrole o mesmo em um tubo de ensaio de 30 mm de diâmetro, de modo a formar uma espiral, como mostra a figura 1.

Pese o fio com uma precisão de 0,0001g e mergulhe a espiral na solução saturada de acetato de prata.



Após uma semana em repouso, raspe o fio com o auxílio de uma espátula de plástico, retirando a prata metálica (Ag^0) que se depositou na sua superfície para dentro de um cadinho pré-pesado.

Aqueça o cadinho direto na placa de aquecimento até remover toda a umidade da prata metálica.

Pese novamente o cadinho e guarde a prata metálica em recipiente adequado.

Após limpeza do fio de cobre, retirando todo o vestígio de prata metálica (sem usar esponja de aço), seque-o com o auxílio de um papel filtro e pese-o novamente.

Calcule o K_{ps} do Acetato de Prata a partir da diferença de massa da espiral de cobre e a partir do depósito de prata obtido.

I – TÍTULO

PRODUTO DE SOLUBILIDADE DO IODATO CÚPRICO

II - OBJETIVO

Determinar o Produto de Solubilidade do Iodato Cúprico, $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$, por Fotocolorimetria.

III – INTRODUÇÃO

Quando uma solução saturada de um eletrólito (sal ou base) está em presença da fase sólida do mesmo eletrólito, é estabelecido um equilíbrio entre a fase sólida e os íons em solução, representado pela equação:



Ao expressar a constante termodinâmica deste equilíbrio heterogêneo (**Keq**), basta levar em conta as atividades das espécies iônicas em solução, uma vez que a atividade da fase sólida é unitária.

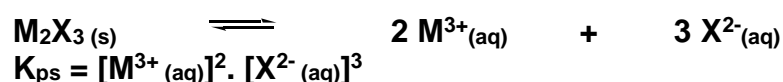
$$\text{Keq} = a_{\text{M}^{+}} \cdot a_{\text{X}^{-}}$$

Como para eletrólitos pouco solúveis a concentração iônica em solução é muito pequena, é possível, sem cometer muito erro, substituir as atividades pelas concentrações correspondentes, em mol/L e incluir a concentração da fase sólida, que é invariável, no valor da constante de equilíbrio.

$$\text{Kps} = [\text{M}^{+}_{(aq)}] \cdot [\text{X}^{-}_{(aq)}]$$

Neste caso, $[\text{M}^{+}_{(aq)}]$ e $[\text{X}^{-}_{(aq)}]$ representam, respectivamente, as concentrações em mol/L dos íons M^{+} e X^{-} . **Kps** é chamada **Constante do Produto de Solubilidade** ou, simplesmente, **Produto de Solubilidade**.

No cálculo do **Produto de Solubilidade** entram apenas aquelas concentrações que podem variar. Tratando-se de um eletrólito mais complexo, como por exemplo M_2X_3 , calcula-se o **Produto de Solubilidade** levando em conta as regras usuais da expressão de equilíbrio.



Nesta experiência vai ser estudado o sal pouco solúvel Iodato Cúprico, para o qual o equilíbrio que se estabelece é o seguinte:



A condição de equilíbrio é dada por:

$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+} (\text{aq})] \cdot [\text{IO}_3^- (\text{aq})]^2 \quad (2)$$

Isto significa que uma solução de Iodato Cúprico em equilíbrio unicamente com o sal sólido, numa dada temperatura, tem como produto da concentração dos seus íons um valor constante.

A finalidade da presente experiência é determinar o valor do **Produto de Solubilidade do Iodato Cúprico** o qual não varia quando a temperatura permanece constante ainda que sejam os íons Cu^{2+} e IO_3^- provenientes de outros eletrólitos.

Para calcular o valor de K_{ps} torna-se necessário conhecer as concentrações dos íons Cu^{2+} e IO_3^- em equilíbrio na solução saturada.

A concentração do íon cúprico em solução pode ser determinada colorimetricamente, comparando a intensidade da coloração da solução com a de outra cuja concentração de íon cúprico é conhecida.

Como nesta experiência a concentração de íons cúprico é bastante baixa, para produzir uma coloração facilmente visível procura-se torná-la mais intensa adicionando uma pequena quantidade de amônia à solução. Nessas condições forma-se o íon complexo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, intensamente corado.

A determinação do íon Iodato na solução saturada será feita indiretamente, pela adição de quantidades conhecidas de duas soluções padronizadas contendo os íons Cu^{2+} e IO_3^- , respectivamente. Precipitará o sal $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$. A partir das concentrações inicial e final, é possível calcular quanto Cu^{2+} foi precipitado e, a partir deste valor, deduz-se a quantidade de íons IO_3^- precipitado, levando em conta a relação estequiométrica (1 Cu^{2+} para 2 IO_3^-). Como o teor inicial de Iodato é conhecido, determina-se por diferença a concentração de IO_3^- restante na solução saturada.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- fotocolorímetro
- (01) proveta 25 mL
- (02) pipeta 5 mL
- (01) pipeta 1 mL
- (04) tubo de ensaio
- (02) funil de vidro
- (02) bastão de vidro

REAGENTES

- Solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 0,10 mol/L
- Solução de KIO_3 0,22 mol/L
- Solução aquosa de NH_3 conc. (15 mol/L)

V – PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo dos seguintes reagentes:

- Solução concentrada de amônia (NH_3)
- Sulfato cúprico (CuSO_4)
- Iodato de potássio (KIO_3)

VI – PROCESSO

Numerar 2 tubos de ensaio de 1 e 2 e colocar 5 mL da solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 0,10 mol/L em cada um.

Transferir exatamente 4,0 e 5,0 mL de solução de KIO_3 0,22 mol/L para os tubos 1 e 2, respectivamente.

Levar os tubos de ensaio ao mesmo volume de 10 mL adicionando, com pipeta, 1,0 mL de água destilada ao tubo 1. Atritar as paredes dos tubos de ensaio para desencadear o processo de precipitação.

Vedar os tubos com filme plástico e aguardar uma semana para garantir precipitação completa.

Após uma semana, filtrar as soluções dos tubos 1 e 2 para dentro de tubos de ensaio limpos e secos, cuidando para não agitar os tubos e suspender o precipitado que está depositado no fundo dos tubos.

Desprezar o precipitado. Numerar novamente os tubos 1 e 2.

Aos filtrados adicionar 5 gotas de NH_3 concentrado, na capela. Se permanecer um precipitado adicionar mais gotas para tornar o sistema límpido.

A determinação dos íons Cu^{2+} nos tubos 1 e 2 é feita por comparação com um padrão utilizando um fotolorímetro ajustado para o comprimento de onda de 570 nm, no qual ocorre absorção máxima para uma solução contendo íons $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$.

O fotolorímetro mede a quantidade de radiação absorvida (ou transmitida) em relação a uma solução padrão (solução na qual a concentração dos íons $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ é conhecida). A quantidade de radiação absorvida (ou transmitida) está relacionada com a intensidade da cor azul da solução a qual, por sua vez, é proporcional à concentração de íons cúpricos.

Sabendo-se a absorbância (ou transmitância) da solução padrão e a absorbância (ou transmitância) da solução problema, é possível determinar a concentração dela. O fotolorímetro pode ser ajustado para fazer leituras diretamente em concentrações, o que dispensa a construção de uma curva de calibração.

Esta determinação segue os seguintes passos:

- 1) Calcular a concentração da solução padrão previamente preparada a partir da adição de 3 mL de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 0,10 mol/L e 1 mL de NH_3 concentrado em 26 mL de água destilada.
- 2) Colocar as cubetas no carrinho na seguinte ordem: cubeta preta, cubeta com água destilada, cubeta com a solução padrão e cubeta com a solução problema (as cubetas devem ser previamente lavadas com água e ambientadas com a solução que nela deva ser colocada).
- 3) Selecionar o comprimento de onda 570 nm e o modo "Transmitância", de acordo com instruções do aparelho.
- 4) Posicionar a cubeta preta no feixe de luz e ajustar 0% de transmitância. Após, posicionar a cubeta com água destilada no feixe de luz e ajustar 100% de transmitância.
- 5) Posicionar a cubeta com a solução padrão no feixe de luz, selecionar o modo "Concentração" e ajustar o valor da concentração do padrão de acordo com instruções do aparelho.
- 6) Posicionar a cubeta com a solução problema no feixe de luz e fazer a leitura do valor da concentração.
- 7) Trocar a cubeta da amostra para fazer a leitura da concentração da outra solução problema.

Determinada a concentração de íons Cu^{2+} , por fotolorimetria, é possível calcular quanto de íons Cu^{2+} precipitaram e, com isso, a concentração de ânions IO_3^- que também precipitaram (pela relação estequiométrica: 1 mol de Cu^{2+} precipita com 2 mols de IO_3^-).

Descontando a concentração de ânions IO_3^- precipitados da concentração total, é possível determinar a concentração destes ânions na solução saturada e, com isso, calcular o K_{ps} do sal.

I – TÍTULO

CONSTANTES DE IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES FRACOS E COMPORTAMENTO ÁCIDO / BÁSICO DE SAIS

II – OBJETIVO

Determinar o pH de soluções de Ácido fraco e Base fraca e suas Constantes de Ionização (K_a e K_b), assim como as constantes dos Equilíbrios Ácido / Básico (Equilíbrios de Hidrólise) de alguns sais.

III – INTRODUÇÃO

Baixas concentrações de íons hidrogênio são mais adequadamente expressas através do pH.

O pH é definido como sendo o cologarítimo da concentração dos íons hidrogênio em uma solução.

$$\text{pH} = \text{colog}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Analogamente, baixas concentrações de íons hidroxila são mais adequadamente expressas através do pOH.

O pOH é definido como sendo o cologarítimo da concentração dos íons hidroxila em uma solução.

$$\text{pOH} = \text{colog}[\text{OH}^-]$$

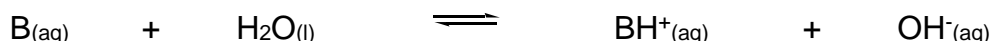
Nesta experiência, soluções de um ácido fraco e uma base fraca terão seu pH determinado através de um medidor de pH, o que permite determinar as concentrações de todas as espécies envolvidas nos equilíbrios de dissociação e com isso determinar as constantes de dissociação K_a e K_b .

Para o ácido fraco genérico HA:



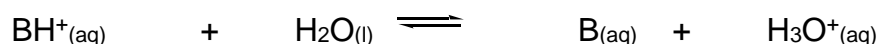
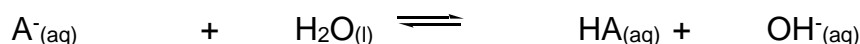
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Para a base fraca genérica B:



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Também serão estudadas diferentes soluções salinas. Como a água tem, simultaneamente, o caráter de ácido fraco e base fraca, produz-se, por ionização dela, íons H_3O^+ e OH^- em pequena proporção. Ao mesmo tempo, a água pode reagir com íons de ácidos fracos e de bases fracas, estabelecendo os seguintes equilíbrios iônicos:



Onde, HA representa o ácido fraco e B representa a base fraca.

Os equilíbrios acima representados, quando lidos da esquerda para a direita costumavam ser chamados de reações de hidrólise (reação com água), mas nada mais são do que a manifestação do comportamento ácido/básico de alguns íons. Constituem o inverso das reações de neutralização.

A extensão com que estes equilíbrios estão deslocados para a direita depende dos valores relativos das constantes de ionização da água e do ácido ou da base fraca formados pelas reações hidrólise. São verdadeiros processos competitivos no sentido do conceito de Brönsted-Lowry. Em geral, a água comporta-se como um ácido fraco ou base fraca, de modo que estes equilíbrios ocorrem em pequena extensão.

A intensidade da reação de um determinado íon com a água pode ser traduzida pela **Constante de Hidrólise (Kh)**, que nada mais é do que uma constante de um equilíbrio Ácido / Básico, ou seja, uma constante **Ka** ou **Kb**

$$K_h (K_b) = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$K_h (K_a) = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]}$$

Nas expressões acima, não figura a concentração da água, pois esta é incorporada no valor do **Kh (Ka ou Kb)**. O valor da **Constante de Hidrólise** de um sal pode ser facilmente determinado pela medida do pH de uma solução contendo os espécimes químicos correspondentes.

Na presente experiência, o valor das **Constantes de Hidrólise** de vários íons será calculado a partir da determinação do pH das soluções sob estudo, utilizando-se medidor de pH. Pelo conhecimento do pH obtido e da

concentração da solução original, é possível calcular a Constante **K_a** dos cátions e a Constante **K_b** dos ânions de alguns sais.

IV – MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (02) Medidor de pH
- (02) Béquer 50 mL
- (02) Balões volumétricos 50 mL
- (01) Frasco lavador

REAGENTES

- Água destilada previamente fervida
- Solução de Cloreto de Sódio 0,1 mol/L
- Solução de Acetato de Sódio 0,1 mol/L
- Solução de Ácido Acético 0,5 mol/L
- Solução de Sulfato de Cobre penta hidratado 0,01 mol/L
- Solução de Bicarbonato de Sódio 0,01 mol/L
- Solução de Cloreto de Amônio 1 mol/L
- Solução de Carbonato de Sódio 0,1 mol/L
- Solução de Amônia 0,5 mol/L

V – PROCESSO

PARTE A: Determinação do pH e das Constantes de Ionização do Ácido Acético e da Amônia.

Água destilada, recentemente fervida para eliminar o CO₂ dissolvido, poderá ser utilizada para preparar cada uma das soluções seguintes. **Encha o frasco lavador com água destilada fervida.**

- 1) Pipete 5,0 mL de CH₃COOH 0,5 mol/L para um balão volumétrico de 50 mL e complete com água fervida até a marca. Agite.
 - Calcule a concentração resultante de CH₃COOH.
 - Transfira para um béquer de 50 mL limpo e seco, 30 mL da solução e determine o pH.

- 2) Calcule qual o volume (mL) de solução NH₃ 0,5 mol/L são necessários para se obter 50 mL de solução NH₃ 0,05 mol/L.
 - Prepare-a.
 - Transfira para um béquer de 50 mL limpo e seco, 30 mL da solução e determine o pH.

A partir do valor do pH das soluções problema, descobre-se a concentração de H₃O⁺ (ou OH⁻) e pode-se determinar a constante de ionização para o Ácido Fraco e para a Base Fraca.

PARTE B: Determinação do pH e das Constantes de Hidrólise de diferentes soluções salinas.

Coloque em um béquer, limpo e seco, aproximadamente 30 mL de água destilada fervida, medindo o seu pH.

Para determinar o pH das soluções salinas da experiência, abaixo relacionadas, siga o procedimento relatado acima.

- a) Cloreto de Sódio (NaCl) 0,1 mol/L
- b) Acetato de Sódio (CH_3COONa) 0,1 mol/L
- c) Sulfato de Cobre penta hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) 0,01 mol/L
- d) Bicarbonato de Sódio (NaHCO_3) 0,01 mol/L
- e) Cloreto de Amônio (NH_4Cl) 1 mol/L
- f) Carbonato de Sódio (Na_2CO_3) 0,1 mol/L

I – TÍTULO

EFEITO TAMPÃO

II - OBJETIVO

Verificação da capacidade tamponante de soluções: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ e $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$.

III - INTRODUÇÃO

Uma Solução Tampão é formada por uma mistura de Ácido Fraco e sua Base conjugada em concentrações aproximadamente iguais ou por uma mistura de Base Fraca e seu Ácido conjugado em concentrações aproximadamente iguais.

Tais soluções tem a propriedade de variar muito pouco o seu pH quando a elas são adicionadas pequenas quantidades de Ácidos ou Bases fortes.

Uma Solução Tampão é tão mais efetiva quanto mais próximas forem as concentrações do Par Conjugado e quanto mais elevados forem os valores absolutos dessas concentrações.

Para um tampão ácido, seu pH é dado por:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido fraco}]}$$

Para um tampão básico, seu pH é dado por:

$$\text{pH} = 14 - \text{pKb} + \log \frac{[\text{base fraca}]}{[\text{ácido conjugado}]}$$

IV - MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (04) Béquer 50 mL
- (04) Béquer 100 mL
- (02) Proveta 50 mL
- (04) Bureta 50 mL
- (01) Frasco lavador
- (02) Medidor de pH

REAGENTES

- CH_3COOH 0,2 mol/L
- CH_3COONa 0,2 mol/L
- NH_3 0,2 mol/L
- NH_4Cl 0,2 mol/L
- HCl 0,1 mol/L
- NaOH 0,1 mol/L

V - PROCESSO

Verificação do Efeito Tampão

1) Adicionar 5,0 mL de HCl 0,1 mol/L a 50 mL de água destilada fervida contida em um béquer de 50 mL. Agitar com bastão de vidro e determinar o pH com medidor de pH.

Repetir o procedimento adicionando 5,0 mL de NaOH 0,1 mol/L a 50 mL de água destilada fervida contida em um béquer de 50 mL. Agitar com bastão de vidro e determinar o pH com medidor de pH.

Comparar o resultado obtido acima, com os resultados obtidos com os tampões abaixo:

2) Preparar 100 mL de uma solução tampão Ácido Acético/Acetato de Sódio misturando 50 mL de Ácido Acético 0,2 mol/L com 50 mL de Acetato de Sódio 0,2 mol/L em um béquer de 100 mL.

Determinar o seu pH usando medidor de pH. Registre o resultado.

Dividir esta solução em duas porções de 50 mL, colocando-as em dois copos de Béquer de 100 mL (ou 50 ml no início).

Na primeira porção adicionar 5,0 mL de HCl 0,1 mol/L, agitar com bastão de vidro e determinar o pH com medidor de pH. Anote na tabela de resultados.

Repetir o procedimento adicionando HCl 0,1 mol/L de 5,0 em 5,0 mL até o pH atingir o mesmo valor que atingiu na água no item 1.

Na segunda porção, de forma análoga, adicionar NaOH 0,1 mol/L de 5,0 em 5,0 mL até o pH atingir o mesmo valor que atingiu na água no item 1.

3) Preparar 100 mL de uma solução tampão Ácido Acético/Acetato de Sódio misturando 25 mL de Ácido Acético 0,2 mol/L e 25 mL de Acetato de Sódio 0,2 mol/L com 50 mL de água destilada fervida em um béquer de 100 mL.

Determinar o seu pH usando medidor de pH. Registre o resultado.

Repetir o procedimento usado com a solução tampão anterior.

4) Preparar 100 mL de uma solução tampão Amônia/Cloreto de Amônio, misturando 50 mL de Amônia 0,2 mol/L com 50 mL de Cloreto de Amônio 0,2 mol/L em um béquer de 100 mL e determinar o seu pH usando medidor de pH. Registre o resultado.

Repetir o procedimento usado com as soluções anteriores.

I – TÍTULO

ORDEM DE REAÇÃO

II - OBJETIVO:

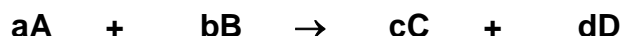
Verificar a influência da concentração dos reagentes, da temperatura, do meio reacional e da presença de catalisador na velocidade da reação.

III - INTRODUÇÃO

A parte da química que estuda a velocidade das reações químicas e o mecanismo pelo qual estas ocorrem é chamada de Cinética Química.

A velocidade de uma reação química expressa o tempo em que um determinado reagente é consumido, bem como o tempo de formação de um determinado produto. Vários fatores podem influenciar na velocidade de uma reação química, como a natureza dos reagentes, a concentração dos reagentes, a temperatura do meio reacional e a presença de catalisadores.

A velocidade de uma reação química homogênea pode ser expressa pela concentração dos reagentes. Seja a reação genérica:



$$\text{Velocidade de reação} = - \frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = - \frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

A expressão matemática que mostra como a velocidade da reação depende da concentração é chamada equação diferencial de velocidade, que pode ser expressa como o produto da concentração dos reagentes, cada qual elevados a uma potência que representa a ordem de reação:

$$\text{Velocidade de reação} = k [A]^n \cdot [B]^m$$

O expoente "n" é a ordem da reação em relação ao reagente A, o "m" é a ordem em relação ao reagente B e a soma "m + n" é chamada de ordem global da reação. A constante k é a constante específica de velocidade da reação.

Nesta experiência será verificada a influência da variação dos reagentes e da temperatura na seguinte reação:



A velocidade de formação dos produtos, neste caso, é determinada pelo aparecimento de uma turvação a qual é devida à produção de enxofre coloidal.

O estudo da influência do catalisador na velocidade de uma reação química é feito segundo a reação:



O sulfocianeto férrico tem uma coloração vermelho tijolo que desaparece quando em contato com o tiosulfato de sódio.

IV - MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (16) Tubo de ensaio
- (04) Bureta 50 mL
- (01) Béquer 400 mL
- (01) Cronômetro
- (01) Placa de aquecimento
- (01) Termômetro
- (01) Bastão de vidro

REAGENTES

- Na₂SO₄ 0,1 mol/L
- H₂SO₄ 0,2 mol/L
- Solução de Fe(SCN)₃
- Solução de CuSO₄

V – PROTOCOLO DE REAGENTE

Faça o protocolo dos seguintes reagentes:

- Tiosulfato de Sódio
- Ácido Sulfúrico

VI – PROCESSO

PARTE A - INFLUÊNCIA DA CONCENTRAÇÃO

Seja a reação (1):



A.1 - Influência da Concentração do Ácido Sulfúrico

a) Colocar em 4 tubos de ensaio as quantidades descritas na tabela:

TUBO	H ₂ SO ₄ 0,2 mol/L	H ₂ O Destilada	TOTAL
01	2 mL	4 mL	6 mL
02	3 mL	3 mL	6 mL
03	4 mL	2 mL	6 mL
04	6 mL	0 mL	6 mL

b) Em outros 4 tubos de ensaio, adicionar (em cada um) 6 mL de Na₂S₂O₃ 0,1 mol/L.

c) Verter um tubo com Na₂S₂O₃ no tubo nº 1 com ácido sulfúrico e, imediatamente, cronometrar o tempo da mistura das soluções até o aparecimento de uma turvação (formação de enxofre coloidal).

OBSERVAÇÃO: Fazer uma marca com lápis/caneta num papel branco e colocá-lo sob o tubo. O término da contagem do tempo é definido pelo desaparecimento da marca colocada embaixo do tubo (visto de cima do tubo).

d) Repetir o mesmo procedimento (item c) para todos os outros tubos, medindo os tempos e anotando-os.

A.2 - Influência da Concentração do Tiossulfato de Sódio.

a) Adicionar em 4 tubos de ensaio as quantidades descritas na tabela abaixo:

TUBO	Na ₂ S ₂ O ₃ 0,1 mol/L	H ₂ O Destilada	TOTAL
01	2 mL	4 mL	6 mL
02	3 mL	3 mL	6 mL
03	4 mL	2 mL	6 mL
04	6 mL	0 mL	6 mL

b) Em outros 4 tubos de ensaio verter (em cada um) 6 mL de H₂SO₄ 0,2 mol/L e misturar um tubo com ácido sulfúrico com o 1º tubo com Na₂S₂O₃, cronometrando imediatamente o tempo da mistura das soluções até o aparecimento de uma turvação.

c) Repetir o mesmo procedimento (item b) para os outros tubos, medindo o tempo e anotando.

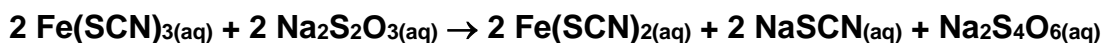
PARTE B - INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA

Rotular três tubos de ensaio com os números 1, 2 e 3.

- a) Adicionar 4 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 mol/L em cada um destes tubos.
- b) Em outros três tubos de ensaio, adicionar H_2SO_4 0,2 mol/L (4 mL em cada tubo)
- c) Colocar os seis tubos num béquer de 400 mL com água (banho-maria) e aquecer até 30°C, utilizando um termômetro dentro do béquer para medir a temperatura.
- d) Verter um dos tubos de H_2SO_4 0,2 mol/L no tubo nº 1 de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 mol/L e, imediatamente, cronometrar o tempo até a turvação completa.
- e) Repetir o processo do item e, agora com a temperatura em 40°C, e depois com a temperatura em 50°C.
- f) Anotar a temperatura e o tempo de reação.

PARTE C - INFLUÊNCIA DO CATALISADOR

Seja a reação (2):



- a) Em 2 tubos de ensaio, adicionar (em cada tubo) 5 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 mol/L.
- b) Em outros 2 tubos, adicionar (em cada tubo) 5 mL de solução de $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.
- c) Verter um tubo de $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ em um tubo de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ e, imediatamente, cronometrar o tempo de mistura das soluções. O término da contagem do tempo é definido pelo desaparecimento da cor alaranjada.
- d) Adicionar 2 gotas de CuSO_4 no tubo nº 2 de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
- e) Verter o outro tubo de $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ no tubo nº 2 de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ e CuSO_4 , cronometrando o tempo de mistura das soluções.

I – TÍTULO

FERRO EM LÂMINA DE BARBEAR

II – OBJETIVO

Determinar a porcentagem de Ferro existente em Lâminas de Barbear.

III - INTRODUÇÃO

Um dos usos mais frequentes da análise por Oxirredução é a determinação de Ferro. Uma vez que as Lâminas de Barbear são compostas basicamente por Ferro, seria interessante determinar a porcentagem de Ferro nas mesmas.

Esta análise é facilmente realizada através da dissolução da amostra que contém Ferro sob a forma de Fe (II) e então, se nenhum outro agente redutor estiver presente, o Fe (II) pode ser determinado diretamente por titulação com um **Agente Oxidante** comum, tal qual o MnO_4^- (em meio ácido).

O MnO_4^- é um **Agente Oxidante** de cor violeta intenso e pode ser utilizado tanto em meio ácido como em meio básico.

Em meio básico, o Mn (VII) do MnO_4^- se reduz a Mn (IV) sob forma de MnO_2 . Em meio ácido, como é o caso presente, o Mn (VII) do MnO_4^- se reduz a Mn (II) sob forma de Mn^{2+} que é incolor.

Enquanto houver Ferro (II) em solução, o MnO_4^- sofrerá redução e a cor violeta desaparecerá. Quando todo o Ferro (II) for oxidado, a primeira gota de excesso de solução de MnO_4^- deve conferir à solução uma cor rosada indicando o ponto final da titulação.

IV - MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- | | |
|--------------------------------|---------------------------------|
| - (03) Erlenmeyer 125 mL | - (01) Pipeta volumétrica 10 mL |
| - (01) Proveta 30 mL | - (01) Funil |
| - (01) Bureta 25 mL | - (01) Suporte para filtração |
| - (01) Béquer 50 mL | - (01) Vidro de relógio pequeno |
| - (01) Balão volumétrico 50 mL | - Papel filtro |

REAGENTES

- Lâmina de barbear
- H_2SO_4 3 mol/L
- $\text{KMnO}_4 \cong 0,01$ mol/L (Solução Padrão)

V - PROTOCOLO DE REAGENTES

Faça o protocolo do seguinte reagente:

* KMnO_4

VI – PROCESSO

Limpe com palha de aço a superfície da quarta parte de uma lâmina de barbear. Posteriormente lave com água destilada e seque com um papel.

Pese um quarto de lâmina de barbear seca e limpa com uma precisão de 0,0001g e coloque-a em um béquer de 50mL com aproximadamente 10 mL de ácido sulfúrico 3 mol/L. Coloque sobre o béquer um vidro de relógio pequeno e aqueça brandamente dentro de uma capela, em chapa de aquecimento, até dissolver completamente a lâmina. Cesse o aquecimento, caso a reação torne-se vigorosa.

Após resfriamento da solução, filtre através de um papel de filtro comum para remover as partículas de carvão em suspensão, coletando o filtrado em um balão volumétrico de 50 mL. Cuidadosamente lave o Béquer, o funil e o papel filtro com várias porções de água destilada até que a cor esverdeada da solução deixe de existir no papel filtro (cuide para não exceder os 50 mL do balão). A cor esverdeada provém da dissolução do cromo, também presente na lâmina. Complete o volume do balão e homogeneíze.

Com o auxílio de uma pipeta volumétrica, transfira 10 mL da solução acima para um erlenmeyer de 125 mL e adicione 30 mL de água destilada.

Coloque uma folha de papel branco embaixo do erlenmeyer e realize a titulação mantendo a solução em constante agitação. Titule a amostra que está no erlenmeyer com a solução padronizada de KMnO_4 0,01 mol/L (veja concentração exata no frasco) até o aparecimento de uma leve cor rosa permanente.

Registre o volume gasto de solução padrão. Faça a leitura do volume com duas casas decimais.

Repita esta operação mais duas vezes.

Observação: ao final da operação, lave completamente a bureta para remover todo e qualquer vestígio de KMnO_4 .

I – TÍTULO

REATIVIDADE DE METAIS

II - OBJETIVO

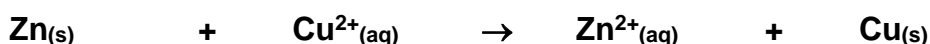
Comparar a reatividade de alguns metais através de reações redox. Organizar uma escala de nobreza envolvendo metais e hidrogênio.

III - INTRODUÇÃO

O termo oxidação é empregado para todos os processos em que elétrons são removidos de átomos, moléculas ou íons. O inverso da oxidação, isto é, os processos em que elétrons são ganhos, é chamado de redução.

Uma vez que elétrons não podem existir livres por períodos extensos, cada processo de oxidação é sempre acompanhado por um processo de redução simultâneo.

Muitas reações químicas envolvem a transferência espontânea de elétrons de uma espécie para outra, como por exemplo:



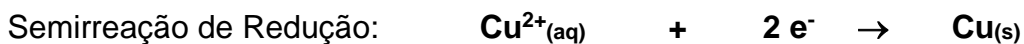
Essas reações são chamadas de **reações redox**. O Zn perde elétrons, se oxidando. O Cu^{2+} ganha elétrons, se reduzindo.

Chama-se de **agente redutor** a substância que, ao oxidar-se, é capaz de promover a redução de uma outra. Do mesmo modo, chama-se de **agente oxidante** a substância que, ao se reduzir, é responsável pela oxidação de uma outra substância.

No exemplo acima, o zinco é um redutor (e sofre oxidação) e o Cu^{2+} é um oxidante (e sofre redução).

Uma reação redox pode, conceitualmente, ser separada em duas semirreações (a semirreação de oxidação e a semirreação de redução), a fim de facilitar o balanço da equação redox total, e de permitir a comparação da força de vários agentes oxidantes e redutores. Por exemplo.:





Neste exemplo o zinco, que tem carga zero, após sofrer oxidação passa a ter carga +2. Já o cobre, com carga +2, após a redução adquire carga zero. Assim define-se número de oxidação como a carga real de um cátion ou ânion.

Já em compostos covalentes, o **número de oxidação (nox)** de seus átomos constituintes é um conceito artificial: não pode ser determinado experimentalmente, mas representa uma “pseudo-carga”, definida como a carga que teria um átomo se os elétrons de valência fossem atribuídos arbitrariamente ao elemento mais eletronegativo. Por exemplo, no HF, o nox do H é +1 e do F é -1.

As substâncias variam muito quanto à facilidade que apresentam para doar ou aceitar elétrons. Usando uma linguagem mais adequada em termos de oxirredução, as substâncias variam largamente em sua capacidade de atuar como agentes oxidantes ou redutores.

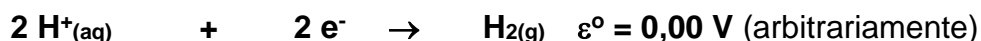
O caráter oxidante ou redutor é relativo e depende da natureza das espécies químicas que reagem entre si, de suas concentrações e das condições vigentes, em termos de pressão e temperatura.

É definido como **potencial padrão** de uma reação redox a voltagem ou potencial da reação, medidos quando todos os íons ou moléculas na solução estão na concentração 1 mol/L, e todas as fases estão sob pressão parcial de 1 atm a 25° C.

O potencial padrão da reação, então, é uma medida da força eletromotriz da reação que está ocorrendo na célula de reação. Este potencial é calculado pela diferença entre o potencial padrão de redução da semirreação de redução e o potencial padrão de redução da reação inversa à semirreação de oxidação.

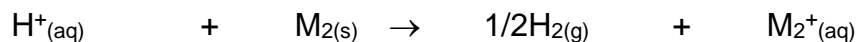
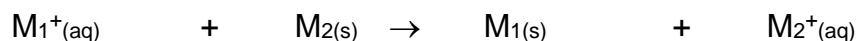
Os potenciais padrão das semirreações são obtidos por comparação com o potencial de um sistema de referência, tomado arbitrariamente como sendo igual a zero. Este sistema de referência é a redução do íon H_3O^+ , representado simplificada por H^+ .

O potencial padrão da reação, então, é uma medida da força motriz da reação que está ocorrendo na célula de reação:



Desse modo, vários potenciais padrão de semirreações de redução foram obtidos, e seus valores tabelados como “Potenciais Padrão de Redução em solução aquosa, a 25° C”. Assim, quanto mais positivo for o Potencial Padrão de Redução de uma semirreação de redução, mais tendência tem esta reação de ocorrer espontaneamente, e quanto mais negativo for esse mesmo potencial, mais tendência existe de ocorrer o processo inverso, isto é, a oxidação.

As reações de oxirredução em que participam apenas metais e sais, podendo ou não também participar H_2 e H^+ são chamadas de reações de deslocamento. Essas reações químicas podem ser representadas por:



Onde M_1 e M_2 representam metais e M_1^+ e M_2^+ seus respectivos íons em solução aquosa, ambos supostamente com carga +1, para facilitar a representação. Diz-se que M_2 deslocou M_1 da solução, no caso da primeira reação ou H_2 da solução, no caso da segunda reação. Nesses casos M_2 é mais redutor do que M_1 ou do que H_2 .

A ocorrência de uma reação de deslocamento é acusada pelo desgaste superficial do metal que sofre oxidação ou pelo recobrimento parcial da superfície deste metal pelo metal que sofre redução. Também pode ser acusada pela mudança de coloração da solução (caso de íons metálicos coloridos) ou ainda pelo desprendimento de hidrogênio gasoso. Nos exemplos escolhidos, as reações ocorrem com velocidades apreciáveis.

Costuma-se associar nobreza ao caráter redutor do metal. Um metal é tanto mais nobre quanto menor a sua capacidade redutora. Uma listagem dos metais na qual se inclui também o hidrogênio, na ordem crescente de nobreza, constitui o que se costuma chamar de Escala de Nobreza.

Esta experiência objetiva investigar a reatividade dos metais: Zn, Cu, Mg, Ag e do Hidrogênio. Além disso, a partir dos resultados, elaborar uma Escala de Nobreza.

IV - MATERIAL E REAGENTES

MATERIAL

- (12) Tubo de ensaio
- (04) Bastão de vidro
- (04) Pipeta 5 mL
- (01) Suporte para tudo de ensaio

REAGENTES

- Amostras de metais (Cu, Mg, Zn)
- Soluções salinas:
 - $CuSO_4$ (sulfato de cobre)
 - $ZnCl_2$ acidificada (cloreto de zinco acidificada)
 - $AgNO_3$ (nitrato de prata)
 - HCl (ácido clorídrico)

V - PROCESSO

Coloque cerca de 2 mL de cada solução, em cada tubo de ensaio, e mergulhe amostras dos metais, cada uma num tubo de ensaio. Agite com bastão de vidro e observe atentamente.

Fazer uma primeira observação no momento da adição, para detectar reações rápidas. Observar se ocorre alguma modificação imediata.

Ao terminar a adição de todas as amostras de metais **fazer uma segunda observação**, para detectar reações mais lentas.

Completar o quadro de acordo com as observações experimentais do tipo:

- Ocorreu ou não reação?
- Ocorreu ou não desprendimento de gás?
- Ocorreu ou não formação de precipitado?
- Outras observações que você julgar importante.