



UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO GRANDE DO NORTE

INSTITUTO DE QUÍMICA

Campus Universitário – Lagoa Nova – 59078-970

Fone/Fax (84) 3211-9224/3342-2323

QUI0312/QUI0602 – Química Experimental

GUIA DE LABORATÓRIO

PERÍODO 2018.1

ALUNO(A): _____

PROFESSORES ORGANIZADORES:

Márcia Rodrigues Pereira

Juliana de Souza Nunes

NATAL/RN

Sumário

Ementa	3
Cronograma das aulas.....	3
Normas de funcionamento do Laboratório de Ensino de Química Geral	4
Normas gerais para as disciplinas QUI0312/QUI0602-Química Experimental	5
Estratégias utilizadas para o controle organizacional do Laboratório de Química Geral	6
Orientações gerais de segurança em laboratório	7
Acidentes comuns em laboratório e primeiros socorros	10
Materiais básicos de laboratório.....	11
Experimento nº1	14
Experimento nº 2	20
Experimento nº3	25
Experimento nº 4	30
Experimento nº5	34
Experimento nº6	39
Experimento nº 7	46
Experimento nº 8	50
Experimento nº9	53
Experimento nº 10	58
Experimento nº 11	65

Ementa

1. Manuseio de aparelhagem
2. Estequiometria
3. Operações com misturas
4. Preparo de Soluções
5. Padronização de soluções
6. Reações com soluções
7. Medidas experimentais: cálculos e gráficos
8. Termoquímica
9. Cinética Química
10. Eletroquímica
11. Soluções
12. Equilíbrio Químico

Cronograma das aulas

	Data
Programa. Cronograma. Normas do laboratório. Segurança. Materiais mais usados no laboratório	
Erros experimentais. Manuseio de vidrarias. Medidas de massa e volume. Aferição	
Reações químicas	
Destilação simples	
Aula de revisão	
Primeira avaliação	
Cálculo e preparo de soluções	
Volumetria de neutralização	
Determinação de densidade das soluções e sólidos	
Calorimetria de neutralização	
Segunda avaliação	
Determinação do teor de hidróxido de magnésio no leite de magnésia	
Água de hidratação	
Estudo quantitativo sobre a velocidade das reações químicas	
Estudo qualitativo sobre o equilíbrio químico	
Terceira avaliação	
Reposição	

Normas de funcionamento do Laboratório de Ensino de Química Geral

De acordo com as Normas de funcionamento dos Laboratório de Ensino de Graduação do Instituto de Química, os alunos devem:

1. Cumprir rigorosamente o horário de início das aulas experimentais. O prazo de tolerância dado ao aluno no início das aulas é de 15 minutos, no máximo;
2. Cumprir as normas que regem o funcionamento dos Laboratórios de Ensino de Graduação e os procedimentos de segurança estabelecidos neste documento entre eles o uso de trajes adequados ao laboratório (bata, óculos de proteção, calça comprida e sapato fechado), ainda que seja para aula demonstrativa;
3. Evitar brincadeiras e conversas paralelas durante as aulas;
4. Conhecer a Cartilha de Primeiros Socorros, entre outros documentos disponíveis em cada laboratório; recomenda-se a identificação de sua localização e leitura nas primeiras aulas, assim como a identificação e localização de EPC's, como chuveiro, lava-olhos e os extintores de incêndio;
5. Estar munido do roteiro do experimento que irá realizar, conhecendo todos os detalhes de execução e seguir as orientações do docente e técnico responsável;
6. Conhecer as FISPQ (Ficha de Informação de Segurança dos Produtos Químicos) os riscos potenciais de cada operação que vai realizar/utilizar na execução do experimento programado;
7. Utilizar corretamente os equipamentos e materiais disponíveis, de acordo com o manual do equipamento e/ou instruções do docente e técnico responsável;
8. Seguir sempre as orientações do docente; não executar nenhuma tarefa ou procedimento que não esteja descrito no roteiro de experimentos ou sem autorização e orientação prévias do docente e técnico responsável pela aula;
9. Proceder ao descarte adequado dos resíduos químicos gerados durante a aula, de acordo com as orientações do docente e técnico do laboratório;
10. Manter a bancada de trabalho limpa e livre de materiais estranhos ao trabalho; após a realização do experimento, lavar as vidrarias, organizar e guardar os materiais utilizados, deixando a bancada de trabalho sempre limpa e organizada;
11. Verificar se a organização e a limpeza das vidrarias e dos materiais utilizados foram realizadas de maneira satisfatória e, se for necessário, fazer a limpeza dos mesmos;
12. Em caso de acidentes/incidentes, independente da gravidade, MANTENHA A CALMA, interrompa o trabalho, avirta as pessoas próximas sobre o ocorrido, avise ao docente ou técnico e siga as recomendações.

Normas gerais para as disciplinas QUI0312/QUI0602-Química Experimental

1. Prepare-se para cada experimento estudando o roteiro experimental antes de chegar ao laboratório. Para cada aula prática, o aluno deve obrigatoriamente responder ao pré-laboratório, que deverá ser entregue no início de cada aula, a fim de colocar o discente previamente em contato com o conteúdo a ser ministrado durante a aula experimental. O aluno só poderá assistir às aulas experimentais após entregar o pré-laboratório. Obs.: Não serão aceitos pré-laboratórios digitados;
2. Cada aluno deverá preencher o termo de responsabilidade e entregar ao professor no seu primeiro dia de aula prática;
3. Caso o aluno falte à aula experimental, não haverá reposição;
4. Ao aluno que não participa de qualquer avaliação é atribuída nota zero. No entanto, o aluno pode utilizar a avaliação de reposição para substituir a nota correspondente a uma unidade na qual não compareceu.

Estratégias utilizadas para o controle organizacional do Laboratório de Química Geral

Para que o Laboratório de Química Geral esteja sempre organizado, algumas regras são adotadas, semestralmente, de forma a facilitar o controle e a limpeza de bancadas e vidrarias. Dessa forma, todas as turmas poderão estudar em um ambiente mais limpo e mais seguro:

1. Nas primeiras aulas, serão formados os grupos de alunos, os quais deverão ser **FIXOS**, isto é, deverão trabalhar juntos ao longo de todo o semestre, salvo em circunstâncias excepcionais. Isso facilitará o controle organizacional do laboratório, que será feito pelos professores e técnicos, no caso de haver eventuais problemas, como quebra de vidraria ou existência de materiais sujos e/ou fora das gavetas e armários. Cada professor deverá tomar as providências necessárias, se forem detectadas situações como as supracitadas. Isso evitará que os problemas encontrados se repitam.
2. Cada grupo de alunos terá 1 armário com os devidos materiais para trabalhar ao longo do semestre, que deverão estar sempre limpos e organizados. O aluno deverá zelar por seus materiais.
3. O grupo deverá guardar sempre sua vidraria, mesmo molhada, de volta ao local de onde ela foi retirada.
4. Os alunos deverão limpar seus materiais de trabalho **ANTES** e **DEPOIS** de realizar o experimento. Não é recomendável confiar na lavagem de outras pessoas. Qualquer contaminação existente poderá comprometer o resultado da prática.
5. Caso sejam encontrados problemas, como falta/quebra de vidraria, falta de reagentes, dúvidas com respeito a algum equipamento, etc., **o professor deve ser chamado**.
6. Os materiais **NUNCA** devem ser retirados de outros grupos, mesmo daqueles em que não houver alunos trabalhando, sem consulta prévia ao professor. Isso evitará que outras turmas encontrem os armários desorganizados.
7. Quando terminar o experimento, antes de ir embora do laboratório, o professor deverá verificar se todo o material foi corretamente limpo e guardado em seu armário pelo aluno.

Orientações gerais de segurança em laboratório

O laboratório é um dos principais locais de trabalho do químico. Existe certo risco associado ao trabalho em laboratórios de química de um modo geral, uma vez que os indivíduos ficam mais frequentemente expostos a situações potencialmente perigosas. É preciso conhecer e aplicar uma série de regras básicas de segurança e, também, usar sempre os equipamentos de proteção individual (EPI) e coletiva (EPC).

Os principais acidentes em laboratórios de química se devem a ferimentos provocados pela quebra de peças de vidro ou por contatos com substâncias cáusticas, incêndios com líquidos inflamáveis. É preciso, então, planejar cuidadosamente o trabalho a ser realizado e proceder adequadamente no laboratório a fim de minimizar riscos. Também, deve-se sempre procurar conhecer as propriedades toxicológicas das substâncias com que se trabalha, em termos agudos e crônicos, e, caso as substâncias sejam desconhecidas, deve-se tomar os cuidados necessários para evitar eventuais intoxicações. Dentro dos limites do bom senso, ao se trabalhar no laboratório, deve-se considerar toda substância como potencialmente perigosa e evitar contatos diretos, seja por inalação, por ingestão ou por contato com a pele.

Quando estiver trabalhando no laboratório tenha sempre as seguintes precauções:

1. Conheça a periculosidade dos produtos químicos a serem manuseados, acessando as fichas de informações de segurança dos produtos químicos (FISPQ) disponíveis em cada laboratório;
2. Leia com atenção e previamente os roteiros das experiências a serem realizadas;
3. Planeje todo o trabalho a ser realizado no laboratório, separando todos os reagentes, bem como vidrarias e equipamentos necessários, e disponibilizando-os na proximidade da bancada;
4. Verifique o local e o funcionamento dos dispositivos de segurança no laboratório (extintores de incêndios, chuveiros de emergência, saída de emergência, capela de exaustão, etc.);
5. Trabalhe com atenção, calma e prudência e realizar somente os experimentos autorizados pelo professor;
6. Vista roupa e calçados adequados: bata (de preferência de algodão), calça comprida e sapato fechado. Use óculos de segurança. Se tiver cabelos compridos, mantenha-os presos atrás da cabeça;
7. Todas as substâncias, de certo modo, podem ser nocivas ou perigosas e, portanto, devem ser tratadas com cautela e respeito. Evite o contato direto com as substâncias do laboratório. Lave as mãos após o eventual contato com as substâncias e ao sair do laboratório;
8. Utilize somente reagentes disponíveis na sua bancada de trabalho ou aqueles eventualmente fornecidos pelo professor. Não usar reagentes de identidade desconhecida ou duvidosa;
9. Ter cuidado com o uso de equipamentos elétricos. Verifique a voltagem antes de conectá-los à tomada; observe os mecanismos de controle, especialmente para equipamentos de aquecimento (chapas, mantas, banhos, fornos, estufas, etc);
10. Ter cuidado com o manuseio de vidraria. O vidro é frágil e fragmentos de peças quebradas podem causar ferimentos sérios. Tome cuidado ao aquecer material de vidro, pois a aparência deste é a mesma, quente ou frio;
11. Não jogue na pia papéis, palitos de fósforo ou outros materiais que possam provocar entupimentos;
12. Não despeje as substâncias indiscriminadamente na pia. Informe-se sobre como proceder

a remoção ou o descarte adequado. Frascos específicos, facilmente identificados, serão disponibilizados para o devido descarte dos materiais utilizados ao longo das práticas. Fique sempre atento ao símbolo da reciclagem () na sua apostila. Ele indica o que se deve fazer com os materiais e as substâncias preparadas ao longo das práticas;

13. Caso, durante o experimento, algum de seus materiais ou vidrarias tenham sido danificados, chame o professor! As vidrarias podem ser recicladas e são recolhidas para descarte apropriado! Essa atitude também evita que você e outras pessoas se machuquem;
14. Ao aquecer um tubo de ensaio, não voltar a extremidade do mesmo para si ou para uma pessoa próxima e nunca olhar diretamente dentro de um tubo de ensaio ou outro recipiente em que esteja ocorrendo uma reação, pois o conteúdo pode espirrar nos seus olhos;
15. Nunca realize reações químicas nem aqueça substâncias em recipientes fechados;
16. Sempre que quiser verificar o odor de um líquido que está sendo aquecido, não ponha o rosto diretamente sobre o recipiente que contém o líquido. Com a mão em forma de concha traga para o rosto o vapor que se desprende do recipiente. Tenha esse mesmo cuidado quando quiser verificar o odor de qualquer material. Nunca cheire diretamente qualquer substância química;
17. Quando diluir ácidos como sulfúrico, ácido nítrico, ácido clorídrico, ou qualquer outro ácido forte, faça sempre o seguinte: ponha o ácido lentamente e com cuidado na água. Nunca adicione água ao ácido. A liberação de calor, gerado pela adição de água ao ácido, pode provocar a quebra violenta do recipiente;
18. Qualquer experiência em que possa ocorrer desprendimento de gases, vapores venenosos ou corrosivos e poeiras nocivas deve ser realizada em uma capela, que é um ambiente fechado, com escape natural ou produzido por um exaustor, diretamente para a atmosfera;
19. Nunca verifique o sabor de uma substância química;
20. Comunique imediatamente ao professor ou técnico qualquer acidente ocorrido durante a execução dos trabalhos de laboratório;
21. Se houver contato de ácido ou base forte com a pele, o que pode ocasionar queimaduras, lave imediatamente o local afetado com bastante água corrente;
22. Manter as bancadas sempre limpas, organizadas e livres de materiais estranhos ao trabalho que está sendo realizado;
23. Ao finalizar as atividades no laboratório é preciso: encaminhar corretamente os rejeitos químicos, retornar os reagentes e os solventes para os devidos locais de armazenamento;
24. Fazer a limpeza e lavagem das vidrarias, proceder à limpeza dos equipamentos utilizados e retornar o material utilizado limpo para os locais de origem;
25. Manter os acessos externos e internos do laboratório livre de obstáculos que possam comprometer a livre circulação;
26. Ao sair do laboratório, verificar se tudo está em ordem. Caso for o último a sair, desligar os equipamentos e as lâmpadas;
27. Durante as atividades nos laboratórios, não é permitido:
 - a. Fumar ou conduzir cigarro aceso nas dependências do Instituto de Química;
 - b. Realizar comemorações e confraternizações no interior dos laboratórios de ensino;
 - c. Usar sandálias, chinelos, calçados de salto alto (> 3 cm), shorts, bermudas, vestidos e saias, mesmo que as aulas sejam de cunho demonstrativo;
 - d. Permanecer no laboratório com cabelos soltos durante a realização dos experimentos;
 - e. Usar lentes de contato, uma vez que podem ser danificadas por produtos químicos, com probabilidade de causar lesões oculares (graves ou não);

- f. Usar telefones celulares ou equipamentos eletrônicos, mesmo com fone de ouvido;
- g. Manipular e/ou consumir alimentos (ex.: balas, biscoitos, bombons, goma de mascar, etc.) e bebidas em geral.

28. Em caso de urgência ligar para SAMU (192).

Acidentes comuns em laboratório e primeiros socorros

a) Queimaduras por calor seco (causadas por contato com chamas ou objetos aquecidos)

No caso de queimaduras leves, aplicar pomada para calor seco (disponível no kit de primeiros socorros). No caso de queimaduras graves, elas devem ser cobertas com gaze esterilizada. Se a roupa estiver aderida à superfície da pele, não se deve tentar retirá-la e sim, cortá-la cuidadosamente ao redor da área queimada.

b) Queimaduras químicas

As vestimentas contaminadas devem ser imediatamente retiradas e a área afetada deve ser lavada por pelo menos 15 minutos no chuveiro de emergência. Lavar a área afetada com sabão neutro e água (não use loções, creme, soluções neutralizantes, etc.).

c) Olhos atingidos por produtos químicos

Nos laboratórios existem lavadores de olhos acoplados aos chuveiros de emergência. Em caso de acidente, lave imediatamente os olhos durante 15 minutos. Procure atendimento médico o mais rápido possível.

d) Intoxicação por gases

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

e) Cortes e arranhões

Lave a região com sabão e água corrente e limpa. Em seguida, aplique antisséptico (disponível no kit de primeiros socorros) em todas as partes do ferimento. Em casos de ferimentos por perfuração, não remova materiais estranhos que estejam muito profundos nos ferimentos, pois há perigo da existência de materiais estranhos no corte e a impossibilidade de se alcançar o fundo do ferimento com antissépticos. Encaminhe a vítima ao hospital.

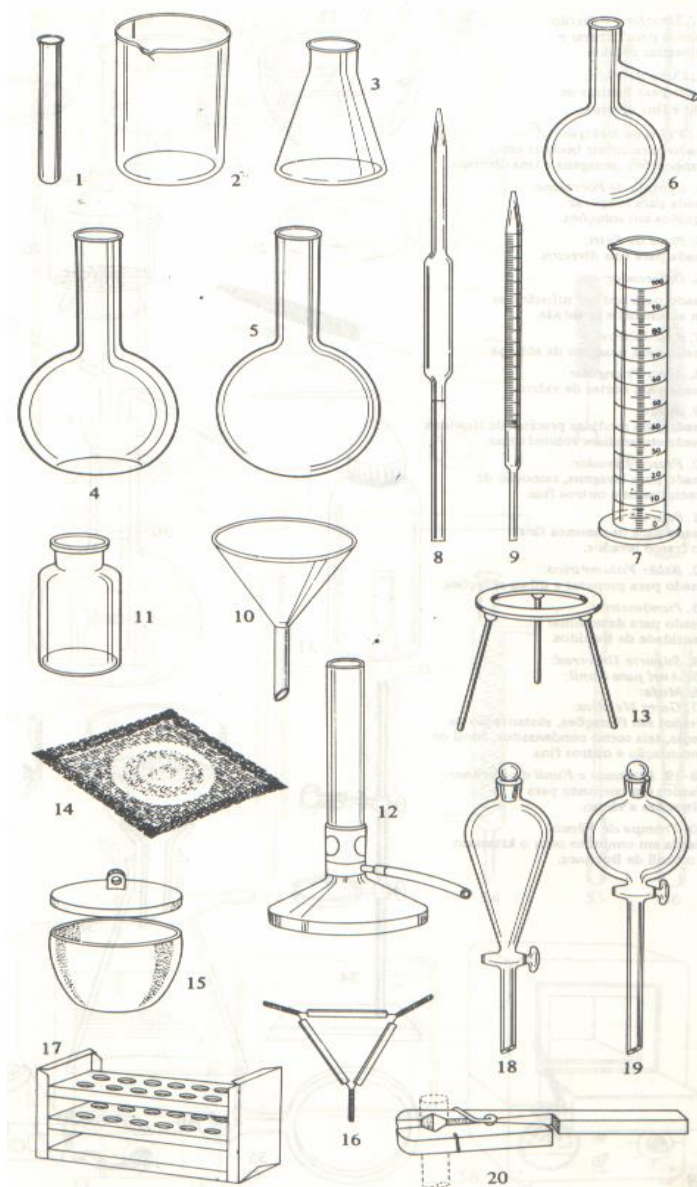
f) Incêndios

Quando o fogo irromper em um béquer ou balão de reação, tape o frasco com uma rolha, toalha ou vidro de relógio, de modo a impedir a entrada de ar.

Quando o fogo atingir a roupa de uma pessoa, proceda da seguinte forma: Leve-a para debaixo do chuveiro de emergência ou se o acidentado correr, aumentando a combustão, neste caso, derrube-o no chão, rolando-o até o fogo ser exterminado ou use extintores para apagar o incêndio (jamais use água para apagar o fogo, use extintor de CO₂ ou de pó químico). Afaste os inflamáveis de perto. Caso o incêndio fuja do seu controle, evacue o laboratório imediatamente. Desligue a chave geral de eletricidade e chame o Corpo de Bombeiros (Telefone: 193), dando a exata localização do fogo.

IMPORTANTE: SEMPRE MANTENHA A CALMA!!

Qualquer acidente deve ser comunicado imediatamente ao professor.



1. Tubo de Ensaio: Usado em reações químicas, principalmente testes de reação.

2. Béquer (ou Becker): Usado para aquecimento de líquidos, reações de precipitação, etc.

3. Erlenmeyer: Usado para titulações e aquecimento de líquidos.

4. Balão de Fundo Chato: Usado para aquecimento e armazenamento de líquidos.

5. Balão de Fundo Redondo: Usado para aquecimento de líquidos e reações com desprendimento de gases.

6. Balão de Destilação: Usado em destilações. Possui saída lateral para a condensação dos vapores.

7. Proveta ou Cilindro Graduado: Usado para medidas aproximadas de volumes de líquidos.

8. Pipeta Volumétrica: Para medir volumes fixos de líquidos.

9. Pipeta Cilíndrica: Usada para medir volumes variáveis de líquidos.

10. Funil de Vidro: Usado em transferências de líquidos e em filtrações. O funil com colo longo e estrias é chamado de funil analítico.

11. Frasco de Reagentes: Usado para armazenamento de soluções.

12. Bico de Bunsen: Usado para aquecimento de laboratório.

13. Tripé de Ferro: Usado para sustentar a tela de amianto.

14. Tela de Amianto: Usada para distribuir uniformemente o calor em aquecimentos.

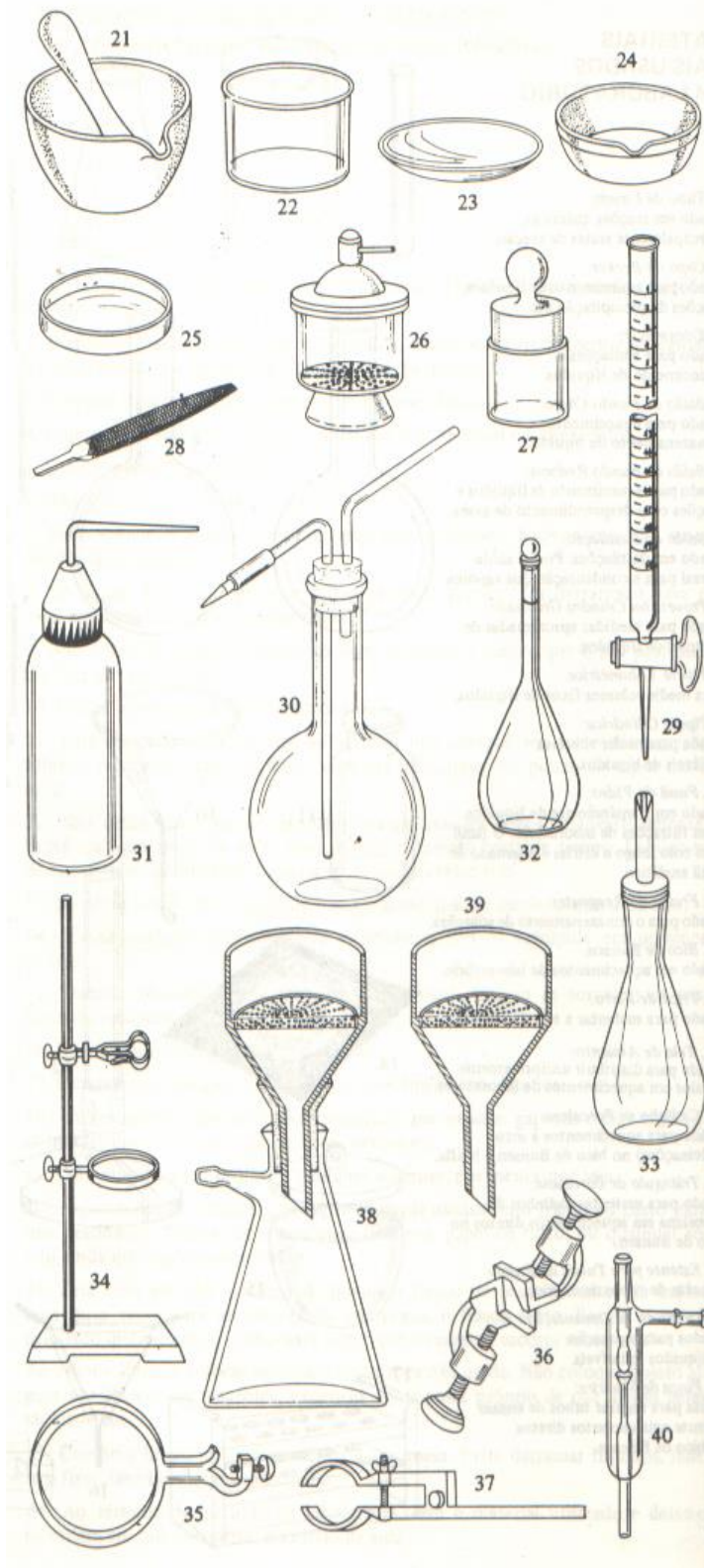
15. Cadinho de Porcelana: Usado para aquecimentos à seco (calcinações) no bico de Bunsen e Mufla.

16. Triângulo de Porcelana: Usado para sustentar cadinhos de porcelana em aquecimentos diretos.

17. Estante para Tubos de Ensaio: Suporte de tubos de ensaio.

18 e 19. Funis de Decantação: Usados para separação de líquidos imiscíveis.

20. Pinça de Madeira: Usada para segurar tubos de ensaio durante aquecimentos diretos.



21. Almofariz e Pistilo: Usados para triturar e pulverizar sólidos.

22. Cuba de Vidro: Usada para banhos de gelo e fins diversos.

23. Vidro de Relógio: Usado para cobrir béqueres em evaporações, pesagens e fins diversos.

24. Cápsula de Porcelana: Usada para evaporar líquidos em soluções.

25. Placa de Petri: Usada para fins diversos.

26. Dessecador: Usado para resfriar substâncias em ausência de umidade.

27. Pesa-Filtros: Usado para pesagem de sólidos.

28. Lima Triangular: Usada para cortes de vidro.

29. Bureta: Usada para medidas precisas de líquidos. Usada em análises volumétricas.

30. Frasco Lavador: Usado para lavagens, remoção de precipitados e outros fins.

31. Pisseta: Usada para os mesmos fins do frasco lavador.

32. Balão Volumétrico: Usado para preparar e diluir soluções.

33. Picnômetro: Usado para determinar a densidade de líquidos.

34. Suporte Universal: Usado para sustentação de peças.

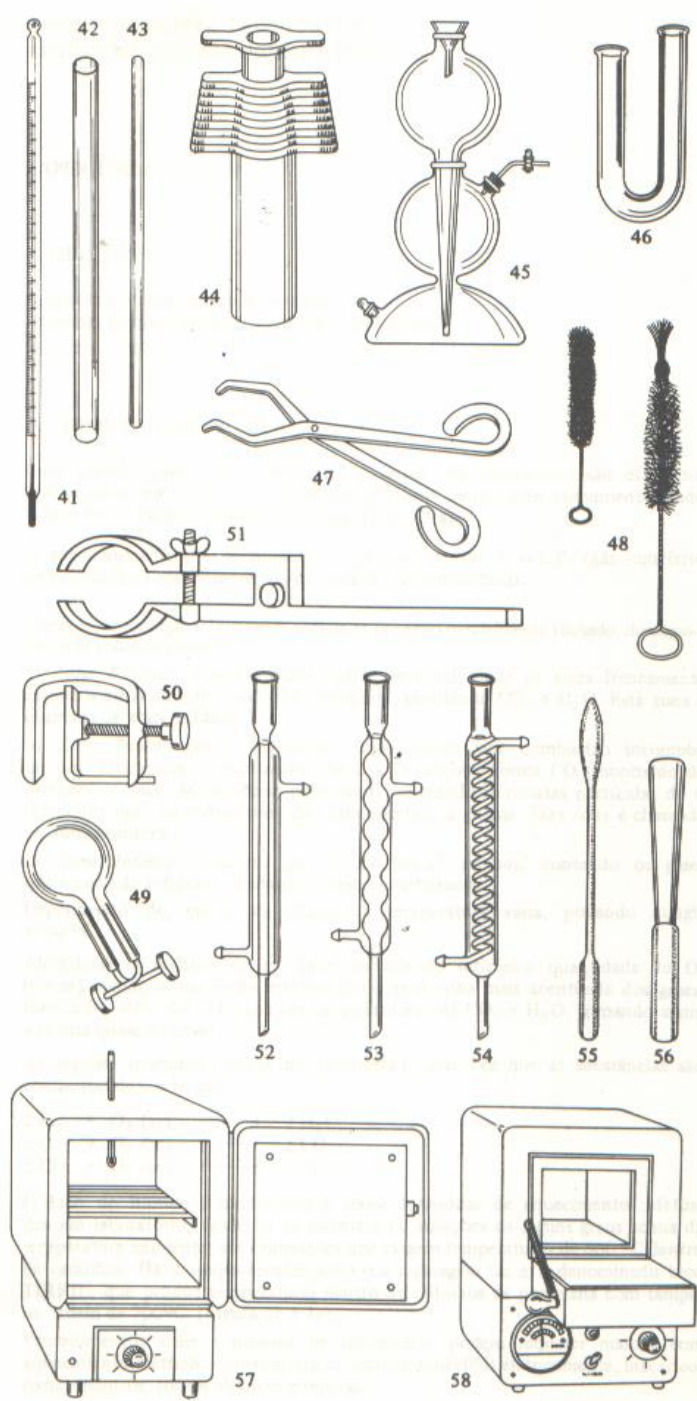
35. Anel para Funil: Preso à haste do suporte universal, sustenta o funil de filtração.

36. Mufa: Preso à haste do suporte universal, sustenta a garra metálica.

37. Garra Metálica: Usada para sustentação de peças, tais como condensador, funil de decantação e outros fins.

38-39. Kitassato e Funil de Buchner: Usados em conjunto para filtrações a vácuo.

40. Trompa de Vácuo: Usada em conjunto com o kitassato e o funil de Buchner.



41. Termômetro: Usado para medidas de temperatura.

42. Vara de Vidro: Usada para banhos de gelo e fins diversos.

43. Baqueta ou Bastão de Vidro: Usada para agitar soluções, transporte de líquidos na filtrações e outros fins.

44. Furador de Rolhas: Usado para furação de rolhas.

45. Kipp: Usado para a produção de gases, tais como: H_2S , CO_2 , etc.

46. Tubos em U: Usado geralmente em eletrólise.

47. Pinça Metálica: Usada para transporte de cadinhos e outros fins.

48. Escovas de Limpeza: Usada para limpeza de tubos de ensaio e outros materiais.

49-50. Pinça de Mohr e Pinça de Hoffman: Usadas para impedir ou diminuir fluxos gasosos.

51. Garra para condensador: Usada para sustentar condensadores na destilação.

52-53-54. Condensadores: Usados para condensar os gases ou vapores na destilação.

55-56. Espátulas: Usadas para transferência de substâncias sólidas.

57. Estufa: Usada para secagem de materiais (até $200^{\circ}C$).

58. Mufra: Usada para calcinações (até $1500^{\circ}C$).

Experimento nº1

I. ASSUNTO – Manuseio de vidrarias, medidas de massa e volume e aferição.

II. OBJETIVOS

1. Conhecer todos os equipamentos e vidraria disponíveis no laboratório.
2. Aprender a utilizar corretamente as vidrarias que serão mais utilizadas nas aulas experimentais de Química.
3. Aferir alguns recipientes volumétricos e analisar a precisão das medidas.
4. Usar corretamente a balança para pesar produtos químicos.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Para o desenvolvimento de experimentos em um laboratório de Química Geral, você já teve uma descrição dos materiais mais usados e suas utilidades.

1. Manuseio e aferição de vidrarias

As principais vidrarias volumétricas usadas em laboratórios químicos são balões volumétricos, pipetas volumétricas, pipetas graduadas, béquero graduado, bastões de vidro, provetas graduadas e buretas graduadas. Alguns fatores relacionados ao uso desses produtos podem causar erros experimentais. Nesse sentido, a limpeza deve receber atenção especial. A limpeza pode ser efetuada, lavando a vidraria com detergente, enxaguando-a com bastante água da torneira, e em seguida com água destilada.

Se você vai trabalhar em experimentos que requerem uma maior precisão, deve, além de fazer a lavagem descrita acima, enxaguar a vidraria com um pouco de álcool ou de acetona. Isso é necessário, porque ao longo do tempo o vidro costuma adquirir uma camada superficial de gordura e outros materiais que repelem a água, fazendo com que esta se retraia, formando gotas de tamanho considerável, que não escorrem facilmente, podendo com isso causar erro na leitura da medida. Caso queira uma limpeza mais rigorosa, pode-se utilizar uma solução de limpeza especial, além dos procedimentos descritos acima. Depois de lavar a vidraria, esta deve ser seca a fim de evitar erro nos seus experimentos. Além da limpeza, outro fator que pode causar erros nas medidas de volume está na leitura incorreta do menisco, seja ele em qual peça for.

Quando realizar alguma medida de volume de líquidos, você deverá saber se esta exige precisão, para que possa usar a vidraria adequada. Em medidas aproximadas usam-se geralmente cilindros graduados ou provetas. Nas que exigem precisão, devemos usar pipetas, buretas ou balões volumétricos. Estes materiais são chamados de vidraria volumétrica. Eles são calibrados pelo fabricante, e a temperatura padrão de calibração é de 20°C ou 25°C.

A vidraria volumétrica deve ser calibrada ou aferida para aumentar a precisão dos volumes contidos ou transferidos pela mesma. A vidraria pode ser aferida de forma bastante simples através da medida da massa transferida ou contida em um recipiente utilizando-se a densidade específica da substância para converter a massa em volume.

Em geral, se utiliza a água como o líquido padrão para aferição das vidrarias, pois seus valores de densidade a diferentes temperaturas são facilmente encontrados na literatura.

Para que a aferição seja bem feita é preciso levar em conta a expansão volumétrica das soluções e das vidrarias com relação à variação da temperatura; desta forma, é preciso conhecer a temperatura do laboratório no momento em que as soluções são preparadas e também no momento em que são utilizadas.

2. Pesagem

Antes de iniciar qualquer pesagem, verifique sempre se a balança está nivelada e também se o prato ou pratos (se houver mais de um) estão limpos. Não a utilize se algum estiver sujo. Limpe-o utilizando uma escova ou papel toalha, com a balança desligada.

Zere sempre a balança, antes de colocar no prato o material que deseja pesar. A operação de **zerar** a balança consiste em deixar todas as casas de leitura do visor no zero. Ao fazer uma pesagem, caso não precise da massa do recipiente, zere novamente a balança. Essa operação se chama **tarar** a balança. Ela fica zerada mesmo com o recipiente em cima do prato. Ao terminar a pesagem não se esqueça de limpar e desligar a balança.

3. Avaliação dos erros experimentais: exatidão e precisão

Toda medição envolve algum erro (ou incerteza). Como todas as leis da ciência são baseadas em observações experimentais envolvendo medidas quantitativas, é importante levar em conta qualquer limitação na confiabilidade dos dados. O erro de medida é consequência de um grande número de fatores e pode ser classificado em: **sistemático (ou determinado)** quando causa um erro na mesma direção e que podem ser identificado e corrigido como, por exemplo, um equipamento não calibrado, reagentes impuros, erros no procedimento; **randômico (ou indeterminado)** causado, por exemplo, por pequenas variações de temperatura durante o experimento, absorção de água durante uma pesagem, diferença na observação da viragem de um indicador, perda que pequenas quantidades de material durante a transferência ou filtragem de um material. Erros randômicos podem afetar uma medida tanto na direção positiva quanto negativa. Neste caso, um grande número de medidas é efetuado com o objetivo de se cancelar os efeitos negativo e positivo. O valor médio é obtido somando-se todas as medições individuais e dividindo-se pelo número total de medições. O valor médio deste conjunto de medições é o valor mais provável.

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n}$$

Uma medida da dispersão dos valores individuais do valor médio é o desvio, δ definido como a diferença entre o valor medido, x_i e o valor médio, $\bar{x}$.

$$\delta_i = |x_i - \bar{x}|$$

Podendo também ser expresso pelo desvio padrão, s :

$$s = \left(\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{n - 1} \right)^{1/2}$$

Para um número pequeno de medições, 2 ou 3, o desvio padrão pode ser aproximado pelo desvio médio, que é o valor médio dos valores absolutos dos desvios, $\bar{\delta}$:

$$\bar{\delta} = \frac{\sum |x_i - \bar{x}|}{n}$$

Existem dois aspectos diferentes quando queremos estabelecer a confiabilidade dos dados experimentais: a **precisão** e a **exatidão**. A **precisão** é uma medida da reprodutibilidade de um método; para um conjunto de medidas de um mesmo fenômeno podemos usar o desvio padrão para avaliar a precisão de um método. A **exatidão** é uma medida de quanto o resultado está próximo do valor verdadeiro, sendo uma medida do acerto de uma medição.

4. Propagação de erros em cálculos

As limitações de cada medição devem ser reconhecidas sempre que esta for usada. Os dígitos significativos são úteis porque nos permitem estimar o erro nas quantidades calculadas. Duas regras simples nos permitem fazer esta estimativa para as operações matemáticas básicas:

4.1 Para a multiplicação e divisão o produto ou quociente não deve possuir mais algarismos significativos do que o fator menos preciso utilizado no cálculo.

Ex.: $1,48 \times 3,2887 = 4,87$

$$3,457 / 0,00015 = 2,3 \times 10^4$$

4.2 Para a adição ou subtração o último dígito significativo na resposta é o que se encontra mais à direita e comum a todas as parcelas.

Ex.:	12,34	73,213	8,5672
	+5,6	+ 14,84	+ 153
	-----	-----	-----
	17,9	88,05	162

IV. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Cite duas vidrarias usadas para medidas exatas de volume e duas para medidas aproximadas.
2. Cite dois fatores que podem causar erros nas medidas de volume.
3. Defina precisão e exatidão.
4. Explique, dando exemplos, a diferença entre erro sistemático e randômico.
5. Execute as operações abaixo e escreva a resposta com o número correto de dígitos significativos.

- a) $3,68 / 0,07925 =$
- b) $0,00957 \times 2,9465 =$
- c) $0,01953 + (7,23 \times 10^{-3}) =$
- d) $(0,000738 - 8,3 \times 10^{-5}) / (6,298 \times 10^{-8}) =$

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Manuseio de vidrarias – medidas de volume

- 1.1. Usando a pisseta coloque no béquer de 100ml, 20 mL de água destilada. Usando a pipeta graduada pipete 5 mL da água contida no béquer e verifique o aferimento. Transfira 2,0 mL da água contida no béquer para um tubo de ensaio. Repita este procedimento até se sentir seguro na operação de transferência de líquidos.
- 1.2. Pipete 5,0 mL de água, usando a pipeta volumétrica.
- 1.3. Com a pisseta, encha e afira o balão volumétrico de 25 mL. Use o conta-gotas para uma maior precisão no aferimento.
- 1.4. Encha o picnômetro utilizando a pisseta.
- 1.5. Encha e zere a bureta. Transfira o conteúdo da bureta para o erlenmeyer de 50 ml. Verifique se os volumes coincidem.

2. Pesagem – medidas de massa

Em um vidro de relógio pese 1,0 g de areia.



Disposição de resíduos: Após a pesagem a areia deverá ser devolvida ao seu recipiente de origem.

3. Calibração – medidas de massa e volume

- 3.1. Coloque um pouco de água em um béquer de 100mL e meça a temperatura da água
- 3.2. Em uma balança pese um béquer de 50ml, uma proveta de 100ml e um balão volumétrico de 50ml limpos e secos.
- 3.3. Coloque 50ml de água destilada em cada um dos recipientes e pese-os novamente. Anote os resultados no quadro 1 a seguir:

Quadro 1 – Resultados referentes as medidas de massa e volume de diferentes vidrarias

Recipiente	Massa da vidraria vazia e seca (g)	Massa da vidraria com 50ml de água (g)	Massa de água = $M_{\text{vid.água}} - M_{\text{vid.vazia}}$	Volume de água $V = m/\rho$ Usar a densidade da água (tabela 1)	Erro percentual (%) $[(V_{\text{calc.}} - 50)/50] \times 100$
Béquer 50ml					
Proveta 100ml					
Balão vol. 50ml					



Disposição de resíduos: este experimento não gera resíduos.

Tabela 1 - Densidade da água a várias temperaturas

T(°C)	ρ (g/cm ³)
20	0,99820
21	0,99799
22	0,99777
23	0,99760
24	0,99730
25	0,99711
26	0,99678
27	0,99652
28	0,99623

- 3.4. Com o valor de densidade e massa de água, calcule o volume de água. Anote o resultado no quadro 1 e determine o erro percentual de cada vidraria.
- 3.5. Compare os seus resultados com os dos outros grupos e determine a média para o volume do béquer de 50ml, proveta de 100ml e balão de 50ml.

Quadro 2 – Volumes calculados

	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Média
Béquer 50ml						
Proveta 100ml						
Balão vol. 50ml						

- 3.6. Utilize os dados do Quadro 2 para estimar a exatidão dos vários recipientes na medição de volumes.
- 3.7. Discuta a precisão de suas medidas, comparando-as com as dos colegas e apresente uma justificativa para os resultados obtidos.
- 3.8. Preencha o quadro 3 abaixo com os valores obtidos pelo seu grupo, os valores médios e calcule o desvio (δ), o desvio médio e o desvio padrão (s).

Quadro 3 – Valores médios e dispersão

	Volume calculado (mL)	Média (quadro 2)	Desvio, (δ) $\delta_i = x_i - \bar{x} $	Desvio médio $\bar{\delta} = \frac{\sum x_i - \bar{x} }{n}$	Desvio padrão, s $s = \left(\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{n - 1} \right)^{1/2}$
Béquer 50ml					
Proveta 100ml					
Balão vol. 50ml					

- 3.9. Escreva o volume de água contido em cada vidraria analisada, considerando os valores calculados acima e usando o número correto de algarismos significativos.

Béquer 50 mL → volume = ±

Proveta 100 mL → volume = ±

Balão volumétrico 50 mL → volume = ±

Os resultados estão de acordo com o esperado? Discuta.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 2 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Balão volumétrico	50 mL	01
Balão volumétrico	25mL	01
Béquer	100 mL	01
Béquer	50 mL	01
Bureta	25 mL	01
Conta-gotas	-	01
Erlenmeyer	50 mL	01
Picnômetro	25 mL	01
Pisseta com água destilada	500 mL	01
Pipeta graduada	5 mL	02
Pipeta volumétrica	5 mL	01
Pipetador	-	02
Proveta	100 mL	01

Seringa com látex	10 mL	01
Termômetro	-	01
Tubos/Estante para tubos	-	-
Vidro de relógio	-	01

Tabela 3 – Reagentes

Reagentes
Água
Areia

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

CONSTANTINO, Maurício Gomes; SILVA, Gil Valdo; DONATE, Paulo Marcos. **Fundamentos de química experimental**. São Paulo: EDUSP, 2004.

HAWLEY, Gessner. **Diccionario de química y de productos químicos**. Tradução de Luis Garcia-Ramos. Barcelona: Ediciones Omega, 1975.

RUIZ, Andoni Garritz; GUERRERO, José Antonio Chamiso. **Química**. Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo: Prentice Hall, 2002.

SILVA, Roberto Ribeiro da; BOCCHI, Nerilso; ROCHA FILHO, Romeu Cardozo. **Introdução à química experimental**. São Paulo: McGraw – Hill, 1990.

Experimento nº 2

I. ASSUNTO - Reações Químicas.

II. OBJETIVOS

1. Identificar a ocorrência de uma transformação química.
2. Classificar os vários tipos de reações químicas.
3. Manuseio de rejeitos químicos.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Uma das importantes metas do primeiro laboratório de química geral é fazer conexões ou construir pontes entre 3 mundos da experiência humana:

O mundo da experiência diária – que inclui o mundo natural que nos cerca e também novos produtos químicos que não existiam no mundo natural.

O mundo visível do laboratório – que é o local onde realizamos experimentos sob condições controladas e então observamos o que acontece.

O mundo submicroscópico dos átomos e moléculas – construído em nossa imaginação, para promover a interpretação atômica ou molecular do mundo visível.

Quando vir alguma reação acontecendo, tente pensar como esta observação pode ser compreendida ou interpretada a nível atômico. Para tanto você precisa descobrir quais substâncias químicas estão presentes e construir ideias e imagens sobre os possíveis modos pelas quais elas poderiam interagir. Uma parte importante deste processo consiste em escrever uma equação química com as fórmulas químicas das substâncias utilizadas.

As mudanças visíveis mais comuns que acompanham as reações químicas são formação de um sólido insolúvel, mudança de cor visível, desprendimento de um gás e liberação ou absorção de calor.

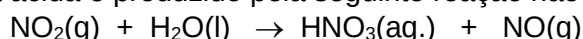
Nesta aula você irá realizar alguns experimentos no laboratório, nos quais terá oportunidade de comprovar a ocorrência de várias reações e assim poder associá-las com o seu dia a dia.

Durante as aulas de laboratório, muitas substâncias obtidas são desprezadas, por isso devemos ter o cuidado de dar um destino apropriado para tais produtos, pois eles podem formar substâncias capazes de contaminar o meio ambiente, dentre eles os metais pesados tais como manganês (Mn), prata (Ag), etc. Assim, você também aprenderá um pouco sobre os rejeitos ou resíduos químicos e como tratá-los. Por exemplo: soluções de ácidos ou bases, tipo HCl ou NaOH, oriundas de reações químicas tais como utilizadas numa titulação podem ser neutralizadas e descartadas na pia. Rejeitos de metais pesados devem sempre ser colocados em recipientes rotulados, sob a orientação do responsável pelo laboratório.

Nunca use mais do que as quantidades de reagentes indicadas. Isso ajuda a obter melhores resultados e a diminuir os rejeitos químicos.

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

1. Indique quais as evidências experimentais da ocorrência de uma reação química.
2. Explique o que é o reagente limitante de uma reação química.
3. Defina agente oxidante e agente redutor de uma reação química.
4. Parte do ácido da chuva ácida é produzido pela seguinte reação não balanceada:



Se uma gota de chuva pesando 0,050g entra em contato com 1,0mg de $\text{NO}_2(\text{g})$ quanto de $\text{HNO}_3(\text{aq.})$ pode ser formado? Qual o reagente limitante da reação?

5. Leia o procedimento experimental abaixo, equacione e classifique todas as reações químicas que ocorrem neste experimento.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Pese, em uma balança, uma cápsula de porcelana e um vidro de relógio limpos e secos (juntos).

Massa (cápsula + vidro de relógio) =g

Pese, na cápsula, 0,4 g de bicarbonato de sódio.

Massa (cápsula + vidro de relógio + bicarbonato de sódio) =g

Adicione ao bicarbonato de sódio, com o auxílio de uma pipeta 2,0 mL de água destilada e cubra a cápsula com o vidro de relógio. Levante o vidro de relógio e adicione, por meio de um conta-gotas, ácido clorídrico 6M, gota a gota, 3 gotas por vez, até que uma nova adição não mais provoque efervescência. Retire o vidro de relógio e aqueça a cápsula em aquecedor elétrico com tela de amianto, a fim de evaporar a água. Quando o sal estiver começando a cristalizar, recoloque o vidro de relógio sobre a cápsula, pois a partir deste momento há uma tendência de gotas da solução saltarem (fenômeno de crepitação) para fora da cápsula. Continue o aquecimento até não haver mais água na cápsula e no vidro de relógio. Deixe esfriar e pese novamente o conjunto.

Massa (cápsula + vidro de relógio + sal) =g

- Qual a evidência experimental da reação?
- Escreva a reação química balanceada e identifique o produto formado.
- Calcule a quantidade máxima de produto que poderia ser obtida a partir de 0,4g de bicarbonato (rendimento teórico)
- Calcule o rendimento da reação.

2. Com o auxílio de uma espátula, retire uma quantidade do sal formado na cápsula, e transfira para um tubo de ensaio. Adicione, usando uma pipeta, 2,0 mL de água ao tubo e homogeneíze com o bastão de vidro até completa dissolução. A seguir, adicione ao tubo, 1,0 ml de solução de nitrato de prata. Observe o precipitado. Com o auxílio de um bastão de vidro, agite a mistura contida no tubo, e filtre para um erlenmeyer de 50 mL utilizando papel de filtro e funil. Verifique se existe algum resíduo sólido no papel de filtro. Se houver, observe e anote a cor. Em seguida, desdobre o papel de filtro, coloque em um vidro de relógio e deixe-o exposto à luz durante 15 minutos. Depois de transcorrido esse tempo, verifique se ocorreu alguma mudança de cor no papel de filtro. Anote suas observações.

3. Coloque uma metade de papel de filtro em um vidro de relógio e com o auxílio de um conta-gotas, coloque três gotas da solução de nitrato de prata no papel. Deixe-o exposto à luz solar durante 15 minutos em um vidro de relógio. Anote as observações sobre uma possível mudança de cor ocorrida no papel de filtro.

- Explique o fenômeno ocorrido após se expor ao sol os sais AgCl e AgNO_3 .



Disposição de resíduos: o resíduo sólido formado na cápsula pode ser diluído com água e descartado na pia. Os papéis de filtro utilizados devem ser descartados em local indicado pelo professor. O filtrado presente no Erlememyer deverá ser diluído e descartado na pia.

4. Separe 3 tubos de ensaio de mesmo tamanho. Identifique-os de acordo com a tabela 1. Adicione em cada tubo uma quantidade de solução de carbonato de sódio 0,50 M de acordo com os volumes indicados na tabela 1. A seguir adicione uma quantidade de solução de cloreto de cálcio 0,50 M conforme indicado na tabela 1. Tampe os tubos de ensaio e homogeneíze-os. A seguir, deixe os tubos em repouso por, no mínimo, 15 minutos. Observe a quantidade de precipitado formado em cada tubo.

Tabela 1

Tubo	Volume de Na ₂ CO ₃ (aq) 0,50M (mL)	Volume de CaCl ₂ (aq) 0,50M (mL)	Reagente limitante	Quantidade de matéria (mol) de precipitado
A	10,0	2,0		
B	6,0	6,0		
C	2,0	10,0		

- Identifique o precipitado formado.
- Identifique o reagente limitante da reação em cada um dos tubos.
- Calcule a quantidade de matéria (mol) de produto formado em cada tubo.
- Se adicionarmos uma quantidade extra de CaCl₂ em cada um dos 3 tubos, em qual deles poderíamos observar um aumento na quantidade de precipitado formado? Justifique sua resposta.



Disposição de resíduos: os resíduos gerados nestes experimentos poderão ser diluídos e descartados na pia por não possuírem íons de alta toxicidade.

5. Separe 2 tubos de ensaio, coloque em cada um deles 5,0 mL de solução de sulfato de cobre. Para isso use uma pipeta graduada. No primeiro tubo, com a ajuda de um bastão de vidro, coloque um pequeno pedaço de palha de aço (Fe). No segundo, com o auxílio de uma espátula coloque uma pequena porção de magnésio em fita. Observe os dois tubos por cerca de 15 minutos. Anote suas observações.

- Em ambos os tubos ocorreu reação?
- O que você pode observar sobre a reatividade dos metais analisados?
- Indique o agente oxidante e o redutor das reações.
- Utilizando a tabela 2 de potenciais de redução abaixo, explique os resultados encontrados.
- Indique o metal com maior ação redutora.

Tabela 2 – Potenciais padrão de redução

Potencial de Redução	E°, volts
Mg ²⁺ + 2e → Mg(s)	-2,370
2H ₂ O + 2e → H ₂ (g) + 2(OH) ⁻	-0,830
Fe ²⁺ + 2e → Fe(s)	-0,440
Cu ²⁺ + 2e → Cu(s)	+0,337



Disposição de resíduos: as soluções contendo cobre deverão ser descartadas em recipiente indicado pelo professor. O resíduo de ferro poderá ir para o lixo enquanto que o de magnésio deverá ser seco com papel toalha e recolhido em recipiente adequado.

6. Separe 2 tubos de ensaio. Adicione a cada tubo 2,0ml de solução de peróxido de hidrogênio 3,0%. A seguir, adicione ao primeiro tubo 5 gotas de solução de ácido sulfúrico. Adicione em cada tubo 1,0ml de solução de permanganato de potássio.

- Quais as evidências da ocorrência de uma reação química nestes procedimentos?
- Escreva as semi-reações que ocorrem em meio ácido e básico, indicando as variações nos estados de oxidação do manganês, em cada caso.



Disposição de resíduos: as soluções contendo manganês deverão ser descartadas em recipiente indicado pelo professor.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 3 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Cápsula de porcelana	25mL	01
Bastão de vidro	-	01
Béquer	50 mL	01
Conta-gotas	-	01
Erlenmeyer	50 mL	01
Espátula	-	01
Estante para tubos de ensaio	-	01
Fogareiro	-	01
Funil simples médio	-	01
Papel de filtro	-	02
Pinça de madeira	-	01
Pipeta graduada	5 mL	02
Pipeta graduada	10 mL	01
Pipetador	-	02
Pisseta	500 mL	01
Proveta	100	01
Tubo de ensaio	-	05
Vidro de relógio	-	03

Tabela 4 - Reagentes sólidos

Fita de magnésio
Palha de aço (Fe)
Bicarbonato de sódio (NaHCO ₃)

Tabela 5 - Reagentes em solução

Reagentes	Concentração
Carbonato de sódio (Na_2CO_3)	0,5 mol/L
Cloreto de cálcio (CaCl_2)	0,5 mol/L
Permanganato de potássio (KMnO_4)	0,1 mol/L
Nitrato de prata (AgNO_3)	0,1 mol/L
Peróxido de hidrogênio (H_2O_2)	3,0%
Sulfato de cobre (CuSO_4)	0,01 mol/L
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	3,0 mol/L
Ácido clorídrico (HCl)	6,0 mol/L

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BAIRD, Colin. **Química Ambiental**. Porto Alegre: Bookman, 2002.

CONSTANTINO, Maurício Gomes; SILVA, Gil Valdo; Donate, Paulo Marcos. **Fundamentos de química experimental**. São Paulo: EDUSP, 2004.

DEMEMAN, Anelise Schwengber et al. Programa de gerenciamento de resíduos dos laboratórios de graduação da universidade regional integrada do Alto Uruguai e missões – campus Erechim. **Química Nova**, São Paulo, v. 27, n. 4, p. 674-677, jul./ago. 2004.

HAWLEY, Gessner. **Diccionario de química y de productos químicos**. Tradução de Luis Garcia-Ramos. Barcelona: Ediciones Omega, 1975.

MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J. **Química um curso universitário**. 4. ed. Tradução de Koiti Araki; Denise de Oliveira Silva; Flávio Massao Matsumoto. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.

SILVA, Roberto Ribeiro da; BOCCHI, Nerilso; ROCHA FILHO, Romeu Cardozo. **Introdução à química experimental**; São Paulo: McGraw – Hill, 1990.

I. ASSUNTO – Destilação Simples

II. OBJETIVOS

1. Estudar a técnica da destilação como um método de purificação.
2. Purificar um líquido através da destilação simples.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Destilação é um método ou processo físico de separação de uma misturas homogêneas (soluções) de natureza sólido-líquido ou líquido-líquido. Esse processo é caracterizado pelo fato de o vapor formado possuir uma composição diferente do líquido residual. O fracionamento do petróleo, a obtenção de álcoois e a extração de essências são apenas alguns exemplos de processos em que a destilação é empregada na indústria.

A destilação simples baseia-se na diferença do ponto de ebulição.

Se um líquido for introduzido em um recipiente onde se fez vácuo, ele evaporará ou desprenderá vapor, até que atinja uma pressão definida, que depende apenas da temperatura. Diz-se, então, que o vapor está saturado e esta pressão é definida como **pressão de vapor** do líquido.

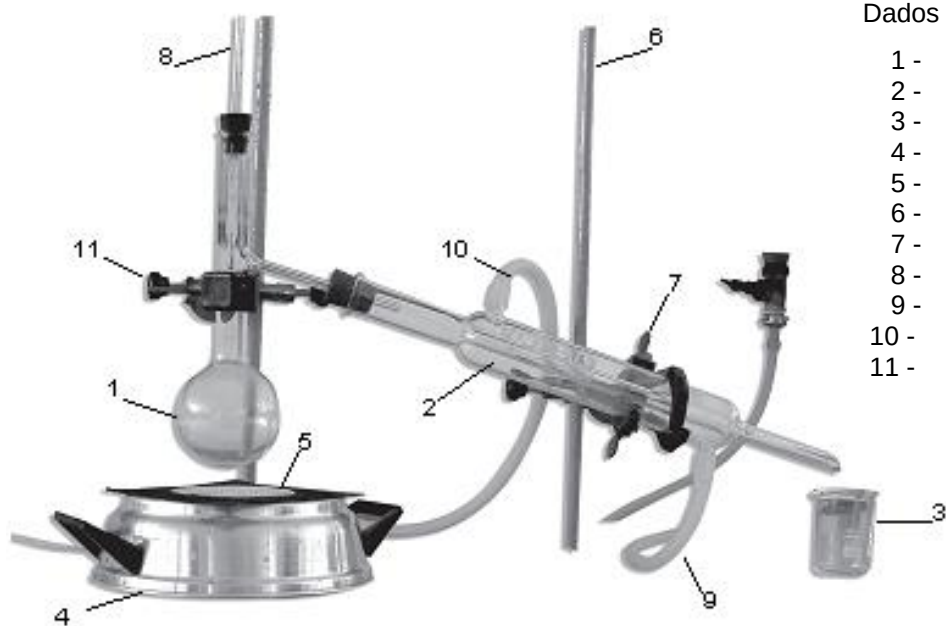
A experiência mostra que, a certa temperatura, a pressão de vapor de uma substância líquida em contato com seu próprio líquido é constante e independente da quantidade absoluta de líquido e vapor presentes no sistema. Exprime-se a pressão de vapor, usualmente, em termos da altura de uma coluna de mercúrio que produza a mesma pressão.

A pressão de vapor de um líquido aumenta com a elevação da temperatura. Quando a pressão de vapor se torna igual à pressão total exercida sobre a superfície de um líquido, este ferve, ou seja, é vaporizado por bolhas formadas no seio do líquido. No momento em que a pressão de vapor do líquido se torna igual à pressão externa a que o líquido está submetido, a temperatura, normalmente, não se modifica. Se o fornecimento de calor aumenta, a velocidade de formação de bolhas também aumenta e o calor de vaporização é absorvido.

O ponto de ebulição de um líquido pode ser definido como a temperatura na qual sua pressão de vapor é igual à pressão externa exercida, em qualquer ponto, sobre a sua superfície. Esta pressão externa pode ser exercida pelo ar atmosférico, por outros gases produzidos numa reação e por vapor. O ponto de ebulição a uma pressão de 760 mm de mercúrio, que equivale a 1 atm, é denominado ponto de ebulição normal.

Frequentemente a ebulição de um líquido, principalmente quando for impuro, não se dá de forma regular e grandes bolhas de vapor são formadas subitamente, produzindo pequenos “estouros”, geralmente seguido de intensa ebulição, assim, nestas condições é impossível realizar uma destilação eficiente. Para isto, é imprescindível uma ebulição suave. A melhor maneira de reduzir esse problema é provocar uma agitação. Quando a agitação não é possível, pode-se também obter bons resultados juntando uns poucos fragmentos de “**porcelana porosa**”. Estas libertam pequenas quantidades de ar e promovem ebulição regular. A “**porcelana porosa**” é adicionada ao líquido frio, antes que se inicie a destilação. Nunca devemos colocá-la em um líquido que já foi aquecido até a ebulição porque o desprendimento súbito de vapor pode resultar em um arraste e, às vezes, uma grande porção do líquido pode ser projetada para fora do balão. Outros materiais que podem ser usados são os fragmentos de pedra-pomes ou de “**carborundum**” (SiC_2), pequenos pedaços de fita de teflon (polímero de tetrafluoretileno), pedaços de fio de platina, pedras de vidro, que têm a propriedade de absorver grandes quantidades de gases.

O processo mais frequente usado para separar e purificar líquidos é a destilação. Esta consiste em aquecer o líquido na sua temperatura de ebulição, utilizando aparelhagem mostrada na figura 1.



Dados correspondentes à Figura 1

- 1 - Balão de destilação
- 2 - Condensador
- 3 - Béquer
- 4 - Fogareiro
- 5 - Tela de amianto
- 6 - Suporte de ferro
- 7 - Garra para condensador
- 8 - Termômetro
- 9 - Entrada de água
- 10 - Saída de água
- 11 - Garra para balão

Figura 1 – Aparelho de destilação simples.

Quando o líquido é aquecido, formam-se vapores que vão subindo, mas sofrem condensação ao encontrarem as paredes frias do balão. Com a continuação do processo, formam-se maiores quantidades de vapor de modo que as paredes do balão vão ficando aquecidas. Nesse ponto, observa-se a formação de um anel do líquido, que vai se elevando no frasco até atingir a extremidade superior do balão onde se encontra com o termômetro e o tubo lateral do balão de destilação, por onde se encaixa o condensador. Como a água fria circula constantemente no condensador, todo o vapor será condensado e o líquido destilará.

Se um líquido puro é aquecido em um frasco conectado de um lado ao condensador e o outro é fechado à atmosfera, sua pressão vai aumentar.

Quando a temperatura do líquido aumentar para um certo ponto, a pressão de vapor do líquido irá exceder a da atmosfera e o vapor do líquido fluirá para o condensador. A função do condensador é resfriar estes vapores e reconvertê-los em líquido. Na destilação, o condensador é adaptado de modo que o líquido condensado não retorne ao balão.

As características significativas na destilação de um líquido puro são:

- As composições do líquido, do vapor e do condensado (ou destilado) são idênticas e constantes durante o processo;
- As temperaturas do líquido e do vapor são constantes e, idealmente iguais do início ao fim da destilação.

Pares de líquidos miscíveis

Quando dois líquidos completamente solúveis um no outro são misturados, a pressão de vapor de cada um deles, a uma temperatura particular, é diminuída pela presença do outro. Tais misturas podem ser caracterizadas em termos da contribuição de cada componente para a pressão de vapor total como função da composição da mistura.

Faz-se um tratamento simplificado ao considerar as soluções como soluções ideais, que são definidas de acordo com as seguintes propriedades:

- Não há variação térmica quando os componentes são misturados;

- Não há variação de volume quando a solução é formada a partir de seus componentes;
- A pressão de vapor de todos os componentes segue a Lei de Raoult:

$$P_A = P_A^0 X_A,$$

Onde P_A é a pressão de vapor do solvente na solução; X_A , a fração molar do solvente; e P_A^0 , a pressão de vapor do solvente puro.

Destilação e equilíbrio entre líquido e vapor

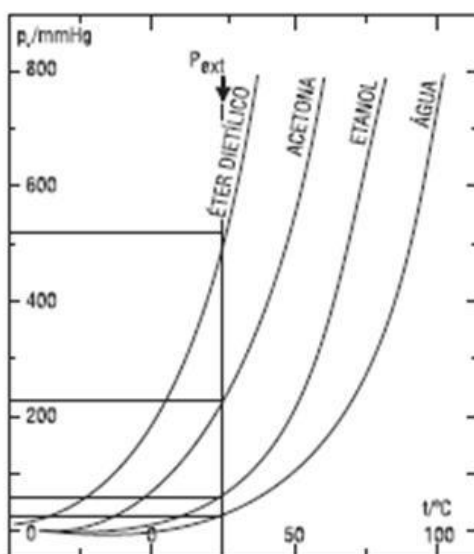
O equilíbrio entre líquido e vapor pode ser verificado pela presença de uma gota de líquido que permanece por longo tempo no bulbo do termômetro. Quando não há este equilíbrio, a gota desaparece, passando a gotejar rapidamente, indicando superaquecimento. Neste caso, é necessário controlar a altura do balão em relação a fonte de aquecimento. A temperatura deve manter-se constante durante toda a destilação. Se essas condições são satisfeitas o ponto de ebulição é estabelecido.

Enquanto estiver ocorrendo a destilação, deve-se sempre conferir o ponto de ebulição, onde a temperatura deve permanecer constante.

Deve-se jogar fora o primeiro destilado, cerca de 2,0 mL. Este primeiro volume destilado chama-se **cabeça de destilação**. Continua-se a destilação até que aproximadamente 2/3 de líquido tenham destilado. Este é o **corpo da destilação**. O restante que permanece no balão constitui a **cauda ou resíduo**.

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

- Defina:
 - 1.1 Pressão de vapor de um líquido;
 - 1.2 Ponto de ebulição de um líquido.
- Explique porque a temperatura se mantém constante durante a destilação de um componente puro.
- Com base no conceito de pressão de vapor, explique qual dos compostos da figura a seguir apresenta maior volatilidade, a 25°C.



V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Tratamento da amostra

1.1 Utilizando o pHmetro (ou um papel indicador de pH), meça e anote o pH da amostra.

pH da amostra = _____

1.2 Após o uso, lave o pHmetro com água corrente e a seguir com água destilada.

1.3 Filtre 30 mL da amostra. Observe o filtrado e anote suas observações.

1.4 Meça e anote o pH do filtrado.

pH do filtrado = _____

Compare e discuta os valores de pH da solução antes e após a filtração.

2. Montagem do sistema de destilação

Observe a Figura 1 desta aula, e siga as seguintes instruções:

2.1 Monte com cuidado o sistema para destilação.

2.2 Ligue as mangueiras de látex às conexões de entrada e saída d'água e abra a torneira.

2.3 Transfira a solução filtrada para o balão de destilação, tendo o cuidado de não deixar que a solução escape pela saída lateral do balão. Utilize para isso um funil de haste longa.

2.4 Adicione pedras de vidro ao balão para evitar ebulição tumultuosa.

2.5 Adapte o termômetro, deixando o bulbo à altura da saída lateral do balão.

2.6 Ligue o fogareiro.

2.7 Quando começar a destilação, anote a temperatura (ponto de ebulição do solvente).

Ponto de ebulição do solvente = _____

2.8 Despreze a primeira fração do destilado (cerca de 2,0 mL).

2.9 Continue a destilação até que, aproximadamente, 10,0 mL de líquido tenham sido destilados.

2.10 Meça e anote o pH do destilado e do líquido que sobrou no balão (resíduo), depois que estiver frio.

pH do destilado = _____

pH do resíduo = _____

Compare e discuta os valores de pH do destilado e da solução que sobrou no balão.

Identifique o destilado e explique o seu processo de obtenção.



Disposição de resíduos: o destilado pode ser descartado na pia enquanto a cauda deverá ser retornada ao frasco original da solução.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 – Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Sistema de destilação	-	01
Bastão de vidro	-	01
Béquer	50 mL	01
Fogareiro	-	01
Funil de haste longa	-	01
Papel de filtro	-	01
Proveta	10	mL 01
Proveta	100 mL	01
Suporte para funil	-	01
pHmetro	-	01
Papel indicador de pH	-	-

Tabela 2 – Reagente em solução

Solução saturada de hidróxido de cálcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$
--

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BRADY, James E.; RUSSEL, Joel W.; HOLUM, John R.; **Química: a matéria e suas transformações**. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 2002.

CONSTANTINO, Maurício Gomes; SILVA, Gil Valdo; Donate, Paulo Marcos. **Fundamentos de química experimental**. São Paulo: EDUSP, 2004.

EBBING, Darrel D. **Química geral**. Tradução de Horácio Macedo. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos S. A., 1998. v.1.

SILVA, R. R.; NERILSON, B.; ROMEU, C. R. R. F. **Introdução à química experimental**. São Paulo: Editora McGraw – Hill, 1990.

VOGEL, A. I.; **Análise orgânica qualitativa**. 5.ed. São Paulo: Editora Mestre Jou, 1981.

Experimento nº 4

I. ASSUNTO – Cálculo e preparo de soluções.

II. OBJETIVOS

1. Aplicar os conceitos de unidades químicas de concentração estudados, no preparo de soluções.
2. Aprender a preparar soluções que servirão para o desenvolvimento de outros experimentos, utilizando recursos disponíveis no laboratório.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Soluções são misturas homogêneas, constituídas de dois ou mais componentes, soluto e solvente; A razão entre eles define a concentração de uma solução. É de grande importância o conhecimento da composição das soluções utilizadas, tornando-se necessário estudar as unidades de concentração e os cálculos envolvidos no seu preparo.

A maioria dos trabalhos experimentais em Química são desenvolvidos quando os reagentes estão em solução. Portanto, o seu estudo depende do conhecimento qualitativo e quantitativo da composição das substâncias que delas participam.

Quando uma solução é diluída, seu volume aumenta e a concentração diminui, porém a quantidade de soluto permanece constante. Assim, se duas soluções têm diferentes concentrações, mas contêm as mesmas quantidades de soluto, em volumes diferentes, apresentam a seguinte relação:

$$\text{Volume}_1 \times \text{Concentração}_1 = \text{Volume}_2 \times \text{Concentração}_2$$

A relação entre o soluto e solvente/solução define a concentração de uma solução. Portanto, podemos estabelecer que:

$$\text{Concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solução}} \quad \text{ou} \quad \text{Concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solvente}}$$

Tanto as quantidades quanto a concentração podem ser expressos em unidades físicas ou químicas. A diferença entre essas unidades é que, nas químicas, se considera também a quantidade de matéria (mol). Exemplos:

- (1) Unidades físicas: percentagem em massa e em volume; densidade; partes por milhão (ppm), partes por bilhão (ppb) e outras.
- (2) Unidades químicas: mol/L, mol/kg, fração molar.

Para preparar uma solução, você deve procurar saber se o soluto é um padrão primário ou secundário.

Padrões primários são substâncias estáveis e não higroscópicas, de fácil purificação, que servem para o preparo de soluções de concentração definida, utilizáveis na determinação de concentração exata de padrões secundários. Como exemplo, temos: carbonato de sódio (Na_2CO_3), ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), nitrato de prata (AgNO_3) e outras. Já os **padrões secundários** são soluções de substâncias higroscópicas, voláteis ou alteráveis, que têm sua concentração determinada por um padrão primário. São exemplos de padrões secundários: ácido clorídrico (HCl), ácido sulfúrico (H_2SO_4), hidróxido de sódio (NaOH) e hidróxido de potássio (KOH).

A determinação da concentração exata de um padrão secundário, na maioria das vezes é feita usando a técnica de volumetria ou titulação, que será vista na aula 05 (Volumetria de neutralização).

IV. PRÉ - LABORATÓRIO

1. Defina solução.
2. Explique como se deve proceder para preparar uma solução diluída a partir de uma solução concentrada (em estoque) de uma determinada substância.
3. Calcule:
 - 3.1. O volume de HCl necessário para preparar:
 - 3.1.1. 250 mL de solução de HCl - 0,500 mol/L, partindo de uma solução de HCl a 37,0% em massa e $\rho = 1,19$ g/mL.
 - 3.1.2. 25,0 mL de solução de HCl - 0,100 mol/L, partindo da solução de HCl preparada no item 3.1.1.
 - 3.1.3. 25,0 mL de solução de HCl - 0,200 mol/L, partindo das soluções preparadas nos itens 3.1.1. e 3.1.2.
 - 3.2. O volume de H_2SO_4 necessário para preparar 25,0 mL de solução de H_2SO_4 3,00 mol/L, partindo de uma solução de H_2SO_4 a 97,0% em massa e $\rho = 1,84$ g/mL.
 - 3.3. A massa de:
 - 3.3.1. NaOH necessária para preparar 250,0 mL de solução de NaOH - 0,500 mol/L.
 - 3.3.2. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ necessária para preparar 50,0 mL de solução de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 0,250 mol/L.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Preparo de 250,0 mL de solução de HCl - 0,500 mol/L.

- 1.1. Na capela, meça em uma pipeta 10,4 mL de HCl concentrado;
- 1.2. Transfira o volume do ácido medido para um balão volumétrico de 250 mL, contendo cerca de 100 mL de água destilada, medidos em uma proveta. Use o funil para a transferência;
- 1.3. Deixe o balão esfriar até a temperatura ambiente e complete o seu volume com água destilada até o menisco (para um melhor aferimento, use o conta gotas);
- 1.4. Homogeneíze por inversão;
- 1.5. Transfira a solução preparada para um frasco indicado pelo professor e rotule com os dados da solução e de seu grupo;

2. Preparo de 25,0 mL de solução de HCl - 0,100 mol/L.

- 2.1. Meça 5,00 mL da solução preparada no item 1 e transfira para um balão de 25,0 mL;
- 2.2. Complete o volume do balão com água destilada até o menisco;
- 2.3. Homogeneíze por inversão, coloque em um béquer de 50,0 mL e reserve;

3. Preparo de 25,0 mL de solução de HCl - 0,200 mol/L:

- 3.1. Meça 6,2 mL da solução de HCl - 0,500 mol/L;
- 3.2. Transfira para um balão volumétrico de 25,0 mL e complete até o menisco com a solução de HCl - 0,10 mol/L, que foi colocada no béquer.
- 3.3. Transfira as soluções de HCl - 0,100 e 0,200 mol/L para os recipientes indicados pelo professor.

4. Preparo de 25,0 mL de solução de H_2SO_4 - 3,00 mol/L:

- 4.1. Na capela, meça em uma pipeta, 4,1 mL de H_2SO_4 concentrado;
- 4.2. Transfira o volume do ácido medido para um balão volumétrico de 25,0 mL, contendo cerca de 10 mL de água destilada;
- 4.3. Deixe o balão esfriar até a temperatura ambiente e complete o volume do balão com água destilada até o menisco;
- 4.4. Homogeneíze por inversão;
- 4.5. Transfira a solução preparada para um frasco indicado pelo professor.

5. Preparo de 250 mL de solução de NaOH - 0,500 mol/L:

- 5.1. Pese 5,0 g de NaOH em um béquer de 250mL, limpo e seco;
- 5.2. Dissolva o NaOH pesado, no próprio béquer, com água destilada. Use um bastão de vidro;
- 5.3. Transfira a solução para um balão volumétrico de 250 mL. Coloque mais um pouco de água destilada no béquer e transfira-a novamente para o balão. Repita esta operação até observar que não ficou nenhum resíduo de NaOH no béquer. Finalmente complete o volume do balão até o menisco, com água destilada;
- 5.4. Coloque a solução preparada em um frasco de plástico e rotule com os dados da solução e de seu grupo.

Guarde as soluções preparadas nos itens 1, 4 e 5 em um armário indicado pelo professor. Estas soluções serão utilizadas nas experiências **05, 06, 07, 08 e 09**.



Disposição de resíduos: esta prática não gera resíduos.

V. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Balão volumétrico	25 mL	01
Balão volumétrico	250 mL	01
Bastão de vidro	-	01
Béquer	50 mL	01
Béquer	250 mL	01
Conta-gotas	-	01
Funil simples	pequeno	01
Funil simples	médio	01
Pipeta graduada	5 mL	01
Pipeta graduada	10 mL	01
Pisseta	500 mL	01
Proveta	100mL	01

Tabela 2 - Reagentes

Ácido clorídrico (HCl) 37% e $\rho = 1,19$ g/mL
Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄) 98% e $\rho = 1,84$ g/mL
Hidróxido de sódio (NaOH)

VI. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BRADY, James E.; RUSSEL, Joel W.; HOLUM, John R. **Química**: a matéria e suas transformações. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 2002. v. 1.

MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J. **Química um curso universitário**. 4.ed. Tradução de Koiti Araki; Denise de Oliveira Silva; Flávio Massao Matsumoto. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.

JEFFERY, G. H.; et al. **Análise química quantitativa**. 5.ed. Rio de Janeiro: Editora Guanabara Koogan S.A., 1992.

Experimento nº5

I. ASSUNTO – Volumetria de neutralização.

II. OBJETIVOS

1. Padronizar uma solução básica e uma solução ácida.
2. Verificar o efeito da escolha do indicador no resultado das titulações.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

A **titulação** ou análise volumétrica é uma técnica importante, utilizada para determinar a quantidade de uma substância (concentração) em uma solução. Ela consiste na medida do volume de duas soluções que reagem entre si. Uma delas apresenta concentração previamente conhecida, atuando como padrão de medida. A outra contém a espécie de concentração desconhecida que se deseja analisar. Geralmente, a solução padrão é adicionada, gota a gota, por meio de uma bureta à solução de concentração desconhecida (presente em um erlenmeyer), contendo também um indicador.

Substâncias como o HCl e NaOH são relativamente instáveis: O HCl é um gás e soluções aquosas concentradas costumam perder quantidades consideráveis de HCl, sendo a concentração, então, variável com o tempo. O NaOH é higroscópico e reage com o CO₂ do ar formando carbonato. Por outro lado, substâncias como o carbonato de sódio e o hidrogenoftalato de potássio (KHP), são muito estáveis e mantêm-se puras por longos períodos. Estas substâncias são denominadas **padrões primários**.

A concentração da espécie desconhecida é determinada a partir dos volumes utilizados e da concentração da solução padrão. Isso decorre do fato de que o volume adicionado da solução padrão contém certa quantidade de constituinte, que é quimicamente equivalente ao volume da espécie de concentração desconhecida, tendo-se, então, o ponto de equivalência ou ponto estequiométrico (**p.e.**) da reação. Neste momento, deve ser suspensa a adição da solução padrão, isto é, deve-se fechar a torneira da bureta. Como não é possível perceber visualmente o ponto de equivalência, é necessário o uso de um indicador, para que através da mudança de cor, possamos detectar o ponto final (**p.f.**) da titulação. A diferença entre o **p.f.** e o **p.e.** da titulação, damos nome de erro de titulação.

Indicadores: de uma maneira geral, são bases ou ácidos orgânicos fracos, apresentando cores diferentes quando nas formas protonadas ou não protonadas. A cor do indicador dependerá do pH da solução. Na tabela abaixo são apresentados alguns indicadores e a faixas de pH.

Indicador	Mudança de cor (pH crescente)	Intervalo de pH
Alaranjado de metila	vermelho - amarelo	3,1 - 4,4
Verde de bromocresol	amarelo - azul	3,8 - 5,4
Vermelho de metila	vermelho - amarelo	4,2 - 6,2
Azul de bromotimol	amarelo - azul	6,0 - 7,6
Fenolftaleína	incolor - rosa	8,3 - 10,0

A figura a seguir mostra variação de pH em função do volume de base adicionado numa titulação ácido forte-base forte.

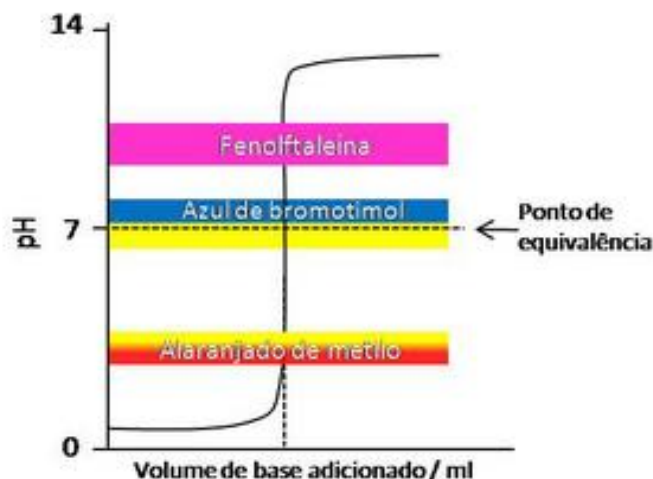


Figura 1 - Variação de pH em função do volume de base adicionado numa titulação ácido forte-base forte.

Quando se titula um ácido fraco com uma base forte, o **pH** da solução, no **p.e.**, situa-se na região básica, sendo, portanto, necessário escolher um indicador que apresente uma viragem de cor nessa região. Ao contrário, titulando-se uma base fraca com um ácido forte, será obtida uma solução cujo **pH**, no **p.e.** é ácido, sendo necessário um indicador que mude de cor na região ácida de **pH**. No caso da titulação de ácido forte com base forte, o **pH** no **p.e.** é igual a 7 porque a solução final é neutra. Neste caso poderemos utilizar um indicador com viragem um pouco acima ou abaixo de 7.

Para que uma reação química seja utilizada como base de um método volumétrico (Titulação), é necessário que esta apresente alguns requisitos, tais como:

- Ser praticamente instantânea – reação rápida ou possível de ser catalisada por aquecimento ou adição de um catalisador;
- As soluções devem reagir entre si de modo estequiométrico, isto é, quantitativo;
- Não estar sujeita à ocorrência de reações paralelas;
- O ponto final da titulação deve ser facilmente perceptível mediante uso de indicadores ou variações bruscas de certas propriedades físico-químicas.

Os métodos volumétricos, de acordo com a natureza da reação envolvida, classificam-se em:

- **Volumetria de neutralização;**
- **Volumetria de precipitação;**
- **Volumetria de formação de complexo (ou complexiometria);**
- **Volumetria de oxi-redução (ou redox).**

As reações de neutralização, precipitação e formação de complexos envolvem combinações de íons. Nas reações de redox, a característica é a transferência de um, dois ou mais elétrons de uma espécie reagente para outra.

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

1. Defina:

- 1.1 Titulação;
- 1.2 Ponto estequiométrico de uma reação.

2. Porque devemos fazer a titulação das soluções de NaOH e HCl?
3. Explique quando se deve suspender a adição de solução padrão em uma titulação.
4. Suponha que você colocou em um erlenmeyer 10,00mL de solução de NaOH 0,500M. Em seguida, imagine as seguintes etapas de um experimento:
 - a. Você adicionou ao erlenmeyer 5,00mL de HCl 0,500M.
 - b. Você adicionou ao erlenmeyer um total de 9,00mL de HCl 0,500M
 - c. Você adicionou ao erlenmeyer um total de 10,00mL de HCl 0,500M
 - d. Você adicionou ao erlenmeyer um total de 11,00mL de HCl 0,500M
 - e. Você adicionou ao erlenmeyer um total de 12,00mL de HCl 0,500M

Para cada uma das etapas do experimento determine as quantidades solicitadas no quadro abaixo. Faça um gráfico, colocando o volume de ácido adicionado no eixo horizontal e o pH resultante no eixo vertical.

Adicionado		Resultante (no erlenmeyer)						
Volume de HCL 0,500M adicionado (mL)	HCl adicionado (mol)	NaOH restante (mol)	HCl em excesso (mol)	Volume da solução (mL)	[HCl] (mol/l)	[NaOH] (mol/L)	pOH	pH
0,00								
5,00								
9,00								
10,00								
11,00								
12,00								

Dados: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

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

$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

ATENÇÃO: Toda titulação deve ser repetida para garantir que o ponto final esteja o mais próximo possível do estequiométrico, diminuindo, dessa maneira, o erro de titulação. Caso obtenha-se uma diferença entre as duas titulações de 0,5 mL ou mais, o experimento terá que ser executado uma terceira vez.

1. Padronização da solução de Ácido clorídrico (HCl) ~ 0,500 mol/L

1.1 Utilizando um funil, encha a bureta com a solução de ácido clorídrico, aproximadamente 0,50 mol/L, (preparada na experiência 04);

1.2 Abra a torneira da bureta e deixe escoar a solução para um béquer, até o desaparecimento de bolhas;

1.3 Complete o volume da bureta com a solução e zere-a (verificar o menisco);

1.4 Pipete 5,0 mL de solução padrão de carbonato de sódio e transfira para um erlenmeyer de 125 mL;

1.5 Junte ao erlenmeyer 5,0 mL de água destilada e duas gotas de solução de alaranjado de metila.

1.6 Abra cuidadosamente a torneira da bureta, de modo que a solução do ácido seja adicionada gota a gota ao erlenmeyer, em agitação, até que a mistura adquira uma coloração vermelha. Anote o volume de HCl gasto. $V_{\text{HCl}}(1) = \underline{\hspace{2cm}}$ mL

1.7 Repita toda a operação. $V_{\text{HCl}}(2) = \underline{\hspace{2cm}}$ mL

1.8 Calcule a média do volume de HCl gasto $V_{\text{médio}} = (V_1 + V_2)/2 = \underline{\hspace{2cm}}$ mL

1.9 Calcule a concentração real da solução de HCl: $\underline{\hspace{2cm}}$ mol/L

1.10 Realize mais uma titulação substituindo agora o indicador alaranjado de metila pela fenolftaleína. Determine a concentração da solução de HCl com base nesta titulação. Discuta os resultados.

2. Padronização da solução de hidróxido de sódio (NaOH)

2.1 Com o auxílio de um funil, encha a bureta com a solução de ácido clorídrico e repita as operações anteriores, substituindo a solução de carbonato de sódio pela solução de hidróxido de sódio, aproximadamente 0,500 mol/L (preparada na experiência 04) e o indicador alaranjado de metila pela fenolftaleína.

2.2 Anote o volume de HCl gasto. $V_{\text{HCl}} = \underline{\hspace{2cm}}$ mL

2.3 Repita toda a operação.

2.4 Calcule a média do volume de HCl gasto $V_{\text{médio}} = (V_1 + V_2)/2 = \underline{\hspace{2cm}}$ mL

2.5 Calcule a concentração real da solução de NaOH: $\underline{\hspace{2cm}}$ mol/L

2.6 Realize mais uma titulação substituindo agora o indicador fenolftaleína pelo alaranjado de metila. Determine a concentração da solução de NaOH com base nesta titulação. Discuta os resultados.



Disposição de resíduos: As soluções nos Erlenmeyers (após as titulações) encontram-se neutralizadas. Como não há íons de elevada toxicidade, estas poderão ser dispostas na pia. Já as sobras de ácido remanescentes na bureta podem ser devolvidas ao seu frasco original.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Béquer	50 mL	01
Béquer	100 mL	01
Bureta	25 mL	01
Conta-gotas	-	01
Erlenmeyer	125 mL	02
Funil simples	-	01
Garra para bureta	-	01
Pipeta volumétrica	5 mL	01
Pisseta	500 mL	01
Proveta	10 mL	01
Suporte para bureta	-	01

Tabela 2 – Reagentes em solução

Reagentes	Concentração
Ácido clorídrico (HCl)	~ 0,5 mol/L
Alaranjado de metila	1 %
Carbonato de sódio (Na ₂ CO ₃)	0,20 mol/L
Fenolftaleína [(C ₆ H ₄ OH) ₂ C ₂ O ₂ C ₆ H ₄]	1 %
Hidróxido de sódio (NaOH)	~ 0,5 mol/L

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Ignez Caracelli; Julio Zukerman-Schpector; Robinson Luiz Camillo; Francisco C.D.Lemos; Regina Helena de Almeida Santos; Maria Tereza do Prado Gambardella; Paulo Celso Isolani; Ana Rita de Araújo Nogueira; Elma Neide V.M.Carrilho; Porto Alegre: Bookman, 1999.

BRADY, James E.; RUSSEL, Joel W.; HOLUM, John R. **Química**: a matéria e suas transformações. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 2002. v. 1.

CONSTANTINO, Maurício Gomes; SILVA, Gil Valdo; DONATE, Paulo Marcos. **Fundamentos de química experimental**. São Paulo: EDUSP, 2004.

KOTZ, J.C.; TREICHEL, P.Jr.; **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 2002. v. 2.

MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J. **Química um curso universitário**. 4.ed. Tradução de Koiti Araki; Denise de Oliveira Silva; Flávio Massao Matsumoto. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.

Experimento nº6

I. ASSUNTO – Determinação da densidade de soluções e sólidos.

II. OBJETIVOS

1. Familiarizar o aluno com técnicas de determinação de densidade.
2. Determinar a densidade de uma solução e de um sólido.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

A **densidade absoluta** ou massa específica de um corpo é definida pela razão entre sua massa e o seu volume, geralmente expressa em gramas por mililitro ou gramas por cm^3 . É uma propriedade que não depende da extensão do corpo, mas varia com a natureza da substância, sendo função da temperatura e da pressão.

A **densidade relativa** de um material é a relação entre sua massa específica e a massa específica de outro material tomada como padrão para comparação. Como consequência da própria definição de mililitro (1 milésimo do volume de 1 kg de água pura a 4°C e 1 atm), a densidade da água nessas condições é unitária (1 g/mL). Por isso, essa substância é frequentemente utilizada como padrão para medidas de densidade relativa, sendo esta numericamente igual à sua densidade absoluta.

Existem dois princípios nos quais se fundamentam os diferentes métodos de determinação de densidades: o absoluto e o relativo.

1. Método de Densidade Relativa

Método baseado no **Princípio de Arquimedes**, consistindo na medição (geralmente indireta) do efeito de empuxo, que é diretamente proporcional à massa de líquido deslocada por um corpo sólido imerso ou flutuante. Basicamente, determina-se a massa de uma amostra do sólido e então se transfere essa massa para um instrumento volumétrico graduado apropriado (ex.: proveta ou bureta), parcialmente cheio com água. O sólido deslocará um volume de líquido igual ao seu volume.

A densidade dos líquidos pode ser determinada analogamente à densidade dos sólidos, medindo-se sua massa e determinando seu volume. Entretanto, no caso dos líquidos, uma alteração relativamente pequena na temperatura pode afetar consideravelmente o valor da densidade.

2. Métodos de Densidade Absoluta

Consiste na medição da massa de uma substância que ocupa um volume conhecido (ou vice-versa). O principal método é o da **picnometria**.

A picnometria é um método que consiste na determinação bastante precisa de massa e volume de substâncias líquidas e sólidas. Essa determinação é feita usando-se um aparelho chamado picnômetro. Ele é um recipiente de vidro com tampa esmerilhada, vazada por tubo capilar, que permite seu completo enchimento com líquidos. A capacidade volumétrica do instrumento é, portanto, facilmente determinada pela pesagem de um líquido tomado como padrão de densidade (geralmente água) na temperatura da operação.

Para medir a densidade de um líquido, determina-se a massa necessária para encher completamente um picnômetro de volume conhecido. Já a medida de densidade de um sólido é

feita pesando-se um picnômetro de boca larga, preenchido parcialmente com uma determinada quantidade de sólido, aproximadamente, a metade. Em seguida, completa-se o volume do picnômetro com água. No caso de haver interações entre o sólido e a água, deve-se substituir a água por outro líquido, de densidade conhecida, que não interaja com o sólido. Pesa-se a mistura, determinando-se o volume do sólido por diferença.

Dado que a densidade absoluta, ρ , de uma substância é definida como sendo a relação entre a sua massa (m) e o seu volume (V), então:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{eq. 1})$$

ρ é determinada através de um picnômetro, cujo volume é medido enchendo-o com água destilada, pesando-o e assim determinando-se a massa de água nele contido.

$$V_{\text{picnômetro}} = \frac{m_{\text{água}}}{\rho_{\text{água}}}$$

Sendo $\rho_{\text{água}}$ a densidade da água na temperatura das medidas e $m_{\text{água}}$ a massa corrigida da água em relação ao vácuo. Para essa correção, utiliza-se a seguinte equação:

$$m_{\text{corrigida da água}} = m_{\text{aparente da água}} \left(1 + \frac{\rho_{\text{ar}}}{\rho_{\text{água}}} - \frac{\rho_{\text{ar}}}{8,50 \text{ g/mL}} \right) \quad (\text{eq.2})$$

$m_{\text{aparente da água}}$ é a diferença entre a massa do picnômetro cheio com água e a massa do picnômetro vazio. ρ_{ar} é a densidade do ar na temperatura das medidas.

$$\rho_{\text{aparente da solução}} = \frac{m_{\text{aparente da solução}}}{V_{\text{picnômetro}}}$$

$$m_{\text{corrigida da solução}} = m_{\text{aparente da solução}} \left(1 + \frac{\rho_{\text{ar}}}{\rho_{\text{aparente da solução}}} - \frac{\rho_{\text{ar}}}{8,50 \text{ g/mL}} \right)$$

$$\rho_{\text{corrigida da solução}} = \frac{m_{\text{corrigida da solução}}}{V_{\text{picnômetro}}} \quad (\text{eq.3})$$

A densidade relativa de uma solução é frequentemente definida como um número sem dimensão, isto é, a densidade da substância dividida pela densidade da água a 4°C. Para sua determinação utiliza-se a seguinte expressão:

$$d_{\text{solução}} = \frac{\rho_{\text{solução}}}{\rho_{\text{água}}^{4^{\circ}\text{C}}} \quad (\text{eq.4})$$

Vemos que a densidade relativa é uma grandeza adimensional e é diretamente proporcional à densidade absoluta. Para a água a 4°C, $\rho_{\text{água}} = 1,00 \text{ g/mL}$.

No quadro 1 você encontrará os dados de densidades da água e do ar, a várias temperaturas, necessários para os cálculos do volume do picnômetro e das densidades das soluções.

Tabela 1 - Densidade (ρ) da água e do ar em função da temperatura, a 1 atm

Temperatura (°C)	Densidade (g/mL)	
	Água	Ar
20	0,99820	0,0012046
21	0,99799	0,0012004
22	0,99777	0,0011964
23	0,99754	0,0011925
24	0,99730	0,0011882
25	0,99704	0,0011843
26	0,99678	0,0011803
27	0,99651	0,0011764
28	0,99623	0,0011725
29	0,99594	0,0011686
30	0,99565	0,0011647
32	0,99503	0,0011570
34	0,99437	0,0011448
36	0,99369	0,0011420
38	0,99297	
40	0,99222	
42	0,99144	
44	0,99063	
46	0,98979	
48	0,98896	
50	0,98803	

As possíveis fontes de erros da picnometria são:

- Evaporação do líquido durante a pesagem.
- Absorção de umidade ambiente na superfície do frasco durante a pesagem.
- Flutuações de temperatura.
- Presença de bolhas de ar.

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

1. Explique a diferença entre densidade absoluta e densidade relativa.
2. Em que consiste o método da picnometria?
3. Forneça uma explicação para a variação da densidade com a temperatura.
4. A presença de bolhas de ar no picnômetro introduz erros experimentais. Serão erros aleatórios ou sistemáticos? Justifique.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Medida da densidade de um sólido utilizando a proveta (método 1)

- 1.1. Pese aproximadamente 5,000g de uma amostra de metal em um vidro de relógio e anote sua massa no Quadro 1 a seguir. Com o auxílio da pisseta coloque 8,0mL de água destilada em uma proveta de 10 ml. Ajuste o menisco e anote o volume.
- 1.2. Coloque o metal na proveta com água (incline a proveta um pouco para evitar o impacto da amostra com o fundo da proveta e para impedir que a água espirre para fora). Anote o novo volume após bater levemente na lateral da proveta algumas vezes para eliminar possíveis bolhas de ar.
- 1.3. Meça a diferença entre o volume inicial e o volume final (com metal). Esta medida fornecerá o volume da amostra.
- 1.4. Com os resultados obtidos calcule a densidade da amostra:

$$\rho_{metal} = \frac{m_{metal}}{V_{metal}}$$

Quadro 1 – Resultados referentes a determinação da densidade do metal utilizando a proveta

	Amostra
Massa (g)	
Volume inicial (mL)	
Volume final (mL)	
Volume deslocado ($V_{final} - V_{inicial}$)	
Densidade da amostra ($g \cdot mL^{-1}$)	

2. Medida da densidade de um sólido utilizando o picnômetro (método 2)

ATENÇÃO: Antes de iniciar os experimentos, certifique-se que os picnômetros estejam limpos e secos. Anote a temperatura da água e os dados de todas as pesagens.

2.1. Determinação do volume do picnômetro

2.1.1. Pese o picnômetro (com a tampa) vazio e seco. Anote o resultado no quadro 2.

2.1.2. Com a pisseta contendo água destilada, encha o picnômetro. Introduza o termômetro no picnômetro durante 3 minutos e meça a temperatura da água nele contida.

Temperatura da água no picnômetro = _____

2.1.3. Complete o picnômetro com água destilada, coloque a tampa capilar e verifique se esta ficou totalmente preenchida. Enxugue cuidadosamente o excesso de líquido e pese.

2.1.4. Usando o quadro 2 e os dados obtidos determine o volume do picnômetro.

Quadro 2 – Resultados referentes a determinação do volume do picnômetro

Grandeza	Representação	Resultado
Massa do picnômetro vazio (g)	m_{pv}	
Massa do picnômetro com água (g)	$m_{p+água}$	
Massa aparente da água (g)	$m_{ap. \text{ água}} = (m_{p+água}) - (m_{pv})$	
Densidade da água na temperatura da medida ($g \cdot mL^{-1}$)	$\rho_{água}$	
Densidade do ar na temperatura da medida ($g \cdot mL^{-1}$)	ρ_{ar}	
Massa corrigida da água (g)	$m_{cor. \text{ água}} = m_{ap \text{ água}} (1 + \rho_{ar} / \rho_{água} - \rho_{ar} / 8,50 \text{ g} \cdot mL^{-1})$	
Volume do picnômetro (mL)	$V_p = m_{cor \text{ água}} / \rho_{água}$	

2.2. Determinação da densidade do metal utilizando o picnômetro.

2.2.1. Pese uma amostra seca de 5,000g de metal. Anote esta massa no Quadro 3 abaixo.

2.2.2. Adicione a amostra de metal ao picnômetro. Complete o volume do picnômetro com água destilada. Tome cuidado para não ocorrer a formação de bolhas.

2.2.3. Coloque a tampa de maneira que o excesso de água escorra pelo capilar. Enxugue o picnômetro e pese-o novamente.

2.2.4. Usando o quadro 3 determine a densidade da amostra.

Quadro 3 – Resultados referentes a determinação da densidade do metal utilizando o picnômetro.

Grandeza	Representação	Resultado
Massa do picnômetro vazio (g) (já medida)	m_{pv}	
Massa da amostra (g)	m_a	
Massa do picnômetro + amostra (g)	$m_{pa} = m_{pv} + m_a$	
Massa (picnômetro + amostra + água)(g)	m_{total}	
Massa da água (g)	$m_{H_2O} = m_{total} - m_{pa}$	
Volume da água	$V_{H_2O} = m_{H_2O}/\rho_{H_2O}$	
Volume da amostra	$V_a = V_p - V_{H_2O}$	
densidade da amostra	$\rho_{amostra} = m_a/V_a$	

Utilize a tabela 2 abaixo para a identificação do metal utilizado na prática.

Tabela 1 – Valores de densidade para alguns metais a 25°C

Metal/Liga metálica	Densidade (g/cm ³)
Magnésio	1,70
Alumínio	2,70
Cromo	6,92
Zinco	7,00
Manganês	7,42
Bronze	7,70
Ferro	7,85
Latão	8,50
Cobre	8,92
Chumbo	11,35

Com o auxílio do quadro 4 abaixo compare os valores de densidade obtidos com o valor tabelado. Em cada caso, calcule o erro percentual e tente explicar as diferenças observadas.

Quadro 4 – Valores de densidade para o metal com seus respectivos erros relativos

	Grandeza	Resultado
Proveta (método 1)	Densidade tabelada (g.mL ⁻¹)	
	Densidade medida (g.mL ⁻¹)	
	Erro relativo (%)	
Picnômetro (método 2)	Densidade medida (g.mL ⁻¹)	
	Erro relativo (%)	



Disposição de resíduos: Os metais utilizados nessa parte da prática deverão ser secos com papel-toalha e guardados de volta no frasco de onde foram tirados.

3. Medida da densidade da solução de NaOH utilizando o picnômetro

- 3.1. Esvazie o picnômetro.
- 3.2. Lave internamente o picnômetro com cerca de 5,0 mL da solução de NaOH a ser analisada e despreze esta solução na pia.
- 3.3. Com o auxílio de um funil preencha o picnômetro com a solução de NaOH, pese e anote o resultado no quadro 5 a seguir.
- 3.4. Devolva a solução de NaOH para o frasco de origem.

4. Medida da densidade da solução de HCl utilizando o picnômetro

- 4.1. Lave o picnômetro com detergente, água da torneira, água destilada e enxágue internamente com a solução de HCl;
- 4.2. Repita o mesmo procedimento do item 4 para a solução de HCl.
- 4.3. Usando o quadro 5 e os dados obtidos nos experimentos determine as densidades das soluções de NaOH e HCl.

Quadro 5 – Resultados referentes a determinação da densidade do NaOH e HCl por picnometria

Grandeza	Representação	Resultados	
		NaOH	HCl
Massa do picnômetro vazio (g)	m_{pv}		
Massa do picnômetro com solução (g)	$m_{p+ sol}$		
Massa aparente da solução (g)	$m_{ap sol} = (m_{p+ sol}) - (m_{pv})$		
Densidade aparente da solução ($g \cdot mL^{-1}$)	$\rho_{ap sol} = m_{ap sol} / V_p$		
Massa corrigida da solução (g)	$m_{cor sol} = m_{ap sol} (1 + \rho_{ar} / \rho_{ap sol} - \rho_{ar} / 8,50)$		
Densidade absoluta corrigida da solução ($g \cdot mL^{-1}$)	$\rho_{cor sol} = m_{cor sol} / V_p$		

ATENÇÃO: Ao terminar os experimentos anote o valor da densidade das soluções nos respectivos frascos e guarde-os no armário, porque elas serão usadas na experiência 07.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 2 – Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Béquer	50 mL	01
Funil simples	pequeno	01
Picnômetro	25 mL	01
Pipeta	5 mL	01
Pisseta	500 mL	01
Proveta	10mL	01
Termômetro	-10 a 110 °C	01
Vidro de relógio	-	01

Tabela 3 – Reagentes

Reagentes	Concentração (mol/L)
NaOH	~ 0,50
HCl	~ 0,50
metal	-

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, Peter; JONES Loretta; **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Ignez Caracelli; Julio Zukerman-Schpector; Robinson Luiz Camillo; Francisco C. D. Lemos; Regina Helena de Almeida Santos; Maria Tereza do Prado Gambardella; Paulo Celso Isolani; Ana Rita de Araújo Nogueira; Elma Neide V. M. Carrilho; Porto Alegre: Bookman, 1999.

DANIELS, Farrington; WILLIAMS, J. W.; BENDER, Paul; ALBERTY, Robert A.; CORNWELL, C. Daniel; HARRIMAN, John E. **Experimental physical chemistry**. 7.ed., McGraw-Hill Book Company; New York; 1962.

BUENO, Willie A.; DEGRÈVE, Léo. **Manual de laboratório de físico-química**. Editora Mc-Graw-Hill; São Paulo; 1990.

Experimento nº 7

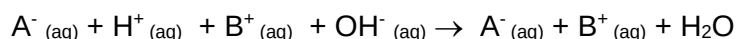
I. ASSUNTO - Calorimetria de neutralização.

II. OBJETIVOS

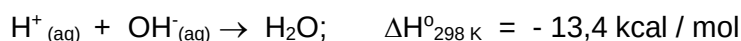
1. Determinar a capacidade calorífica de um calorímetro
2. Determinar o calor de neutralização de um ácido forte com uma base forte.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

A variação de calor que ocorre em uma reação química entre produtos e reagentes, a pressão constante, é chamada entalpia de reação. A entalpia de uma reação entre um ácido (AH) e uma base (BOH) é denominada calor de neutralização. Em solução aquosa, os ácidos e bases fortes encontram-se completamente dissociados, sendo o calor de neutralização desta reação igual ao calor de dissociação da água (com sinal contrário), visto que:



ou, resumidamente:



onde o $\Delta H^{\circ}_{298 K}$ é o calor de neutralização padrão.

Quando o ácido e a base não estão totalmente ionizados ou dissociados, como no caso dos eletrólitos fracos, o calor de neutralização é menor que nos eletrólitos fortes.

O calor de neutralização pode ser determinado usando-se um calorímetro, o qual permite isolar termicamente do meio ambiente o sistema a ser estudado e é fundamentalmente constituído de um frasco de Dewar, um termômetro, um agitador e uma rolha. Assim, se uma solução de ácido forte e uma de base forte são misturadas em um calorímetro que se encontra à uma determinada temperatura, haverá um aumento de temperatura devido ao calor liberado pela reação de neutralização. Parte desse calor é absorvido pelo calorímetro.

A capacidade calorífica (**C**) é definida (de modo simplificado) como sendo a quantidade de energia absorvida por um corpo para que sua temperatura aumente em 1°C. Geralmente, a capacidade calorífica de um calorímetro é determinada colocando-se certa quantidade de água quente (m_{aq}) a uma temperatura T_2 , no seu interior, no qual se encontra outra quantidade de água fria (m_{af}) a uma temperatura T_1 . Mede-se a temperatura final, (T_f) e calcula-se **C** a partir da relação entre o calor recebido (Q_R) e o calor cedido ($- Q_C$):

$$Q_R = - Q_C$$

Sendo:

$$\begin{aligned} Q_C &= m_{aq} \cdot c_{aq} \cdot \Delta T_2; & \Delta T_2 &= T_f - T_2 \\ Q_R &= (C + m_{af} \cdot c_{af}) \Delta T_1; & \Delta T_1 &= T_f - T_1 \end{aligned}$$

A capacidade calorífica ou constante calorimétrica do calorímetro corresponde a $C = m_v \cdot c_v$ (massa do vidro multiplicada por seu calor específico).

Uma vez conhecida a capacidade calorífica do calorímetro, pode-se determinar o calor de neutralização, usando-se as relações:

$$\Delta H = Q_C \quad \text{e} \quad Q_R = -Q_C$$

Onde:

$$Q_R = (m_{\text{solução}} \cdot c_{\text{água}} + C) \Delta T$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$m_{\text{solução}} = m_{\text{NaOH}} + m_{\text{HCl}}$$

$$m_{\text{solução}} = V_{\text{NaOH}} \rho_{\text{NaOH}} + V_{\text{HCl}} \rho_{\text{HCl}}$$

$$T_f = \text{Temperatura da mistura (considerar } T_{\text{NaOH}} = T_{\text{HCl}})$$

E calcula-se o calor de neutralização por mol:

$$\frac{\Delta H}{\text{mol}} = \frac{\Delta H}{n}$$

sendo n a quantidade de matéria (em mol) de água formada.

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

1. Defina:

- 1.1 Entalpia;
- 1.2 Capacidade calorífica;
- 1.3 Calor específico.

2. Na determinação da capacidade calorífica de um calorímetro, foram misturados 100 g de água destilada a 26°C com 100 g de água destilada a 50°C. Sabendo-se que a temperatura de equilíbrio térmico foi de 37°C, calcule a capacidade calorífica do calorímetro.

DADO: calor específico da água = $c_{\text{água}} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

ATENÇÃO: todas as medidas de volume de água e das soluções devem ser feitas em uma proveta limpa. Para as medidas de temperatura, deixar o termômetro imerso por 2 minutos.

1. Determinação da constante calorimétrica

- 1.1. Coloque 100 mL de água no calorímetro, meça a temperatura (T_1) e anote no quadro 1 a seguir.
- 1.2. Em um béquer de 250 mL, aqueça 100 mL de água até cerca de 50°C;
- 1.3. Retire o béquer do fogareiro, coloque-o sobre a bancada, meça a temperatura da água novamente e anote como (T_2);
- 1.4. Misture a água aquecida com a água do calorímetro e anote a temperatura quando o equilíbrio térmico for estabelecido no interior do calorímetro (T_f).

Usando a tabela 1 (densidades) e os dados obtidos no experimento 6, determine a constante calorimétrica do calorímetro preenchendo o quadro 1 a seguir:

Quadro 1 – Resultados referentes a determinação da capacidade calorífica do calorímetro

GRANDEZA	REPRESENTAÇÃO	RESULTADOS
Temperatura da água fria (°C)	T_1	
Temperatura da água quente (°C)	T_2	
Temperatura final (°C)	T_f	
$\rho_{\text{água fria}} (\text{g} \cdot \text{mL}^{-1})$	$\rho_{\text{água}}$	$\rho_{\text{água fria}} =$
Calor específico da água quente = calor específico da água fria ($\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$)	$C_{\text{af}} = C_{\text{aq}}$	$1,0 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$
Massa da água fria e massa da água quente (g)	$m_{\text{af}} = m_{\text{aq}} = \rho_{\text{água fria}} V_{\text{água}} (100 \text{ mL})$	
Calor cedido (cal)	$Q_C = m_{\text{aq}} \cdot C_{\text{aq}} \Delta T_2$ sendo $\Delta T_2 = T_f - T_2$	
Calor recebido (cal)	$Q_R = (C + m_{\text{af}} \cdot C_{\text{af}}) \Delta T_1$ sendo $\Delta T_1 = T_f - T_1$ Como $Q_R = -Q_C$ então:	
Constante Calorimétrica, C ($\text{cal} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$)	$(C + m_{\text{af}} \cdot C_{\text{af}}) \Delta T_1 = -m_{\text{aq}} \cdot C_{\text{aq}} \Delta T_2$	

2. Determinação do calor de neutralização

- 2.1. Resfrie o calorímetro em água corrente até a temperatura ambiente, enxágue com um pouco da solução de NaOH. Despreze esta solução na pia;
- 2.2. Coloque 100 mL da sua solução de NaOH no calorímetro. Meça e anote a temperatura (T_i) no quadro abaixo.
- 2.3. Coloque 100 mL da sua solução de ácido clorídrico numa proveta limpa. Meça a temperatura (T_i) e anote.
- 2.4. Misture as duas soluções no calorímetro e verifique a temperatura, anotando o maior valor observado (T_f).



Disposição de resíduos: As soluções no calorímetro (após a reação) encontram-se neutralizadas. Como não há íons de elevada toxicidade, estas poderão ser dispostas na pia.

Utilizando os dados obtidos determine o calor de neutralização molar da reação, preenchendo o quadro 2 abaixo.

Equação da reação: $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
ou $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_{298}^\circ = -13,6 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} = -55,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Quadro 2 – Resultados referentes a determinação do calor de neutralização

GRANDEZA	REPRESENTAÇÃO	RESULTADOS
Constante Calorimétrica ($\text{cal} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$)	C	
Concentração da solução de HCl	$(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	
Densidade da solução de HCl	$(\text{g} \cdot \text{mL}^{-1})$	
Concentração solução de NaOH	$(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	
Densidade da solução de NaOH	$(\text{g} \cdot \text{mL}^{-1})$	
Massa da solução (g)	$m_{\text{sol}} = V_{\text{HCl}} \cdot d_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}} \cdot d_{\text{NaOH}}$	
Temperatura das soluções de HCl e NaOH = T_i (°C)	$T_{\text{NaOH}} = T_{\text{HCl}}$	
Temperatura final (°C)	T_f	
Temperatura final – Temperatura inicial (°C)	$\Delta T = T_f - T_i$	
Calor de neutralização (cal)	$Q_C = (m_{\text{sol}} \cdot C_{\text{água}} + C) \Delta T$	
Quantidade de matéria (mol) de H_2O formada (n)	$n_{\text{água}} = n_{\text{R.L.}}$	
Calor de neutralização por mol de água formado ($\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$)	$\Delta H = -Q_C / n_{\text{água}}$	

DADOS:

1. Concentrações reais das soluções calculadas na experiência Nº 05.
2. Densidades das soluções calculadas na experiência Nº 06.

Atenção: Ao terminar o experimento guarde as soluções de NaOH e HCl no armário porque elas serão utilizadas nos próximos experimentos.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 – Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Béquer	250 mL	01
Calorímetro	-	01
Conta gotas	-	01
Fogareiro	-	01
Pisseta	500 mL	01
Proveta	100 mL	02
Tela de amianto	-	01
Termômetro	- 10 a 110 °C	01

Tabela 2 – Reagentes em solução

Reagentes	Concentração (mol/L)
NaOH	~ 0,5
HCl	~ 0,5

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, Peter; JONES Loretta; **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Ignez Caracelli; Julio Zukerman-Schpector; Robinson Luiz Camillo; Francisco C. D. Lemos; Regina Helena de Almeida Santos; Maria Tereza do Prado Gambardella; Paulo Celso Isolani; Ana Rita de Araújo Nogueira; Elma Neide V. M. Carrilho; Porto Alegre: Bookman, 1999.

BUENO, Willie A.; DEGRÈVE, Léo. **Manual de laboratório de físico-química**. Editora Mc-Graw-Hill; São Paulo; 1990.

MASTERTON, W. L.; SLOWINSKI, E. J.; STANITSKI, C. L. **Princípios de Química**; 6ª ed.; Editora Guanabara Koogan S.A.; Rio de Janeiro; 1990.

Experimento nº 8

I. ASSUNTO – Determinação do teor de hidróxido de magnésio no leite de magnésia.

II. OBJETIVOS

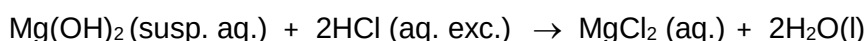
1. Determinar a massa de hidróxido magnésio em uma amostra de leite de magnésia, empregando o Método da Retrotitulação.
2. Calcular a porcentagem em massa do hidróxido magnésio no leite de magnésia.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Antiácidos são substâncias amplamente usadas por pessoas que sofrem de perturbações gástricas, causadas por uma produção excessiva de ácido estomacal, o ácido clorídrico. Os mais comuns apresentam em sua composição pelo menos uma das seguintes substâncias: bicarbonato de sódio, carbonato de cálcio, carbonato de magnésio, hidróxido de alumínio, hidróxido de magnésio e trissilicato de magnésio.

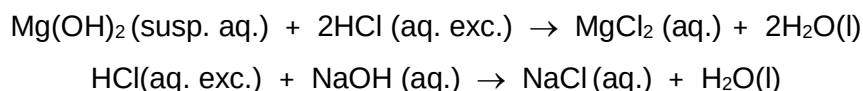
O hidróxido de magnésio é uma substância pouco solúvel em água, cuja solubilidade é cerca de 9 mg por litro de água, a 18°C.

O “leite de magnésia” é um dos antiácidos mais baratos, composto de uma suspensão de hidróxido de magnésio em água. A reação responsável pela ação antiácida deste medicamento é representada pela seguinte equação química:



A análise do teor de hidróxido de magnésio numa amostra de “leite de magnésia” não pode ser feita por titulação direta, devido à baixa solubilidade deste composto, que dificulta a determinação do ponto de equivalência da titulação. Por essa razão, utiliza-se o método de Retrotitulação, no qual o hidróxido é totalmente neutralizado por uma quantidade em excesso, porém conhecida de solução ácida padrão. Em seguida, o excesso de ácido (que não reagiu com o hidróxido de magnésio) é titulado por uma solução básica padrão.

As equações químicas envolvidas no procedimento de Retrotitulação são:



IV. PRÉ – LABORATÓRIO

1. Defina retrotitulação.
2. Explique porque o Mg(OH)_2 não pode ser determinado usando um método de titulação direta.
3. O excesso de HCl, resultante de uma reação química para a análise de um determinado composto, foi titulado usando-se 10,4 mL de solução padronizada de NaOH 0,25 mol/L. Sabendo-se que foram usados 20,0 mL de solução 0,25 mol/L de HCl na reação química inicial, calcule a quantidade de matéria (em mols) e a massa de ácido consumidos nesta reação.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

ATENÇÃO: Os erlenmeyers devem estar limpos e secos.

1. Agite o frasco que contém a amostra do leite de magnésia;
2. Tare a balança com um erlenmeyer de 125 mL vazio. Pese no erlenmeyer 1,00 g da amostra de leite de magnésia.
Massa da amostra = _____
3. Adicione 10,0 mL de solução do seu ácido clorídrico e duas gotas de solução indicadora de fenolftaleína ao Erlenmeyer e agite. Encha e zere a bureta com a solução padronizada do seu hidróxido de sódio. A seguir, coloque o Erlenmeyer sobre o agitador magnético e ligue-o para manter a mistura em agitação constante, deixando-o na posição de iniciar a titulação.
4. Efetue a titulação da amostra até o aparecimento de uma coloração rósea;
Volume gasto de NaOH na primeira titulação = _____
5. Repita todo o procedimento. Anote as observações e os resultados.
Volume gasto de NaOH na segunda titulação = _____

Com os dados obtidos no experimento, calcule:

6. A quantidade de matéria (em mol) de HCl em excesso, a partir dos dados obtidos na titulação com o NaOH.
7. A quantidade de matéria e a massa de HCl que efetivamente reagiram com o $\text{Mg}(\text{OH})_2$, presente na amostra analisada.
8. A porcentagem em massa do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ na amostra de “leite de magnésia”.
9. Verifique no rótulo da embalagem a porcentagem em massa do leite de magnésia comercial e compare com o valor encontrado através do experimento.



Disposição de resíduos: As soluções nos Erlenmeyers (após as titulações) encontram-se neutralizadas. Como não há íons de elevada toxicidade, estas poderão ser dispostas na pia.

VI. MATERIAL E REAGENTES

Tabela 1 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Agitador magnético	-	01
Barra magnética	-	01
Bastão de vidro	-	01
Béquer	50 mL	01
Bureta	25 mL	01
Erlenmeyer	125 mL	02
Funil simples	médio	01
Garra para bureta	-	01
Pipeta volumétrica	10 mL	01
Pisseta	500 mL	01

Tabela 2 - Reagentes em solução

Reagentes	Concentração
Ácido clorídrico (HCl)	~ 0,5 mol/L
Solução de fenolftaleína [(C ₆ H ₄ OH) ₂ C ₂ O ₂ C ₆ H ₄]	1%
Hidróxido de sódio (NaOH)	~ 0,5 mol/L

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

JEFFERY, G. H.; BASSET, J.; MENDHAM, J.; DENNEY, R. C.; VOGEL, A. I. **Análise química quantitativa**. 5.ed. Rio de Janeiro: Editora Guanabara Koogan S.A., 1992.

SILVA, R. R.; NERILSON, B.; ROMEU, C. R. F.; *Introdução à Química Experimental*; Editora McGraw - Hill; São Paulo; 1990.

Experimento nº9

I. ASSUNTO – Água de hidratação.

II. OBJETIVOS

1. Aprender a reconhecer e classificar um hidrato.
2. Identificar os vapores liberados por uma substância hidratada, quando submetida a um aquecimento.
3. Determinar a porcentagem e a quantidade de matéria de água (em mols), contida num hidrato.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Certos compostos, quando expostos à umidade, formam cristais que contêm moléculas de água em sua estrutura. Um exemplo é a massa utilizada para cobrir as paredes interiores de casas e edifícios. Ela contém cristais de sulfato de cálcio, CaSO_4 , que é formado por duas moléculas de água e uma de CaSO_4 . A ligação das moléculas de água com esses cristais é fraca e a água pode ser retirada ao aquecermos os cristais. Se, depois de desidratados, eles forem expostos à umidade novamente, a água será absorvida e voltará a se ligar aos cristais.

Algumas vezes, a desidratação de cristais causa alterações na cor da substância. O sulfato de cobre pentahidratado, por exemplo, que pode ser utilizado na agricultura como fungicida e herbicida, forma cristais azuis cuja fórmula é $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, indicando que há cinco moléculas de água para cada molécula de CuSO_4 . Quando os cristais azuis são aquecidos, a maior parte da água evapora e o sólido, CuSO_4 , é branco. Se o deixarmos exposto ao ar, as moléculas de água do ar se ligarão novamente aos seus cristais e teremos novamente os cristais azuis de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

A tendência de certos compostos para reter umidade tem aplicações práticas. O cloreto de cálcio, CaCl_2 , por exemplo, forma, entre outros compostos hidratados, o $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Comercialmente, encontramos materiais porosos contendo CaCl_2 , os quais, quando colocados em ambientes úmidos, retêm a água, reduzindo a umidade e retardando o crescimento do mofo.

Para estudar o comportamento das substâncias em relação ao meio onde se encontram, consideraremos as espécies que retêm água. O estudo dessas espécies requer o conhecimento de conceitos fundamentais, como os que serão vistos a seguir.

1. Hidratos: são substâncias constituídas de um composto e moléculas de água. A maioria dos hidratos contém moléculas de água isoladas, sejam ligadas aos cátions por intermédio do átomo de oxigênio, sejam aos ânions ou a outros átomos com muitos elétrons, através de ligações de hidrogênio, ou ambos, conforme os exemplos que seguem.

Em muitos casos, quando o hidrato é aquecido, a água pode ser retirada deixando o composto anidro; esta água é chamada **água de hidratação**. Em outros casos, no entanto, além da água, há desprendimento de outras substâncias. Por exemplo, muitos cloretos de hidratos desprendem HCl formando oxocloretos:



A perda de água de hidratação pelo aquecimento ocorre porque, ao se elevar a temperatura, a **pressão de vapor** do sólido hidratado também se eleva até que ultrapasse a pressão parcial de água na atmosfera.

2. Substâncias eflorescentes: são substâncias hidratadas que perdem sua água de hidratação espontaneamente. Isso se deve ao fato da pressão de vapor do hidrato ser maior que a pressão parcial de água na atmosfera. Por exemplo, a pressão de vapor do carbonato de sódio decahidratado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) geralmente ultrapassa a pressão de vapor da água na atmosfera, e, assim, esses compostos eflorescem, ou seja, perdem parte de sua água de hidratação e suas superfícies adquirem aparência pulverulenta.

3. Substâncias dessecantes: são compostos que absorvem água da atmosfera, podendo ser usadas para secar outras substâncias. Esses compostos são chamados de higroscópicos. Exemplos: Sólidos - CaCl_2 , P_2O_5 e Líquido - H_2SO_4

Alguns tipos de dessecantes, pelo fato de absorverem grande quantidade de água da atmosfera, chegam a ser dissolvidos na sua própria água de hidratação. Esses compostos são chamados “**deliqüescentes**”. Exemplos: NaOH e KOH .

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

- Defina substância:
 - 1.1 Deliqüescente;
 - 1.2 Eflorescente.
- Explique como um hidrato perde a sua água de hidratação através de aquecimento.
- Uma amostra de 1,596g de Na_2CO_3 hidratado fornece, após aquecimento, 0,591g de Na_2CO_3 anidro. Calcule a quantidade de matéria (em mols) de água presente em um mol de hidrato.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

ATENÇÃO: Os cadinhos e os vidros de relógio devem estar limpos e secos.

Experimento 1 – Deliqüescência e Eflorescência

Selecione três vidros de relógio e numere-os. Após a pesagem com as substâncias indicadas nas etapas a seguir, deixe-os em observação sobre a bancada durante uma hora e meia. Ao completar o tempo pese os vidros com as amostras novamente.

- Com a balança zerada, pese o vidro de relógio 1, e anote:

Massa do vidro de relógio 1 = _____

- 1.1 Sem tirar o vidro de relógio da balança, pese aproximadamente 0,5 g de CaCO_3 e anote o resultado.

Massa do vidro de relógio 1 + m_{CaCO_3} = _____

Massa do vidro de relógio 1 + m_{CaCO_3} após uma hora e meia = _____

Classificação da substância: _____



Disposição de resíduos: Ao final deste experimento o CaCO_3 deverá ser colocado em frasco indicado pelo professor.

- 1.2 Repita este procedimento para as substâncias $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ e CaCl_2 utilizando respectivamente os vidros de relógio 2 e 3.

Massa do vidro de relógio 2 = _____
Massa do vidro de relógio 2 + $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$ = _____
Massa do vidro de relógio 2 + $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}$ após uma hora e meia = _____
Classificação da substância: _____

Massa do vidro de relógio 3 = _____
Massa do vidro de relógio 3 + m_{CaCl_2} = _____
Massa do vidro relógio 3 + m_{CaCl_2} após uma hora e meia = _____
Classificação da substância: _____



Disposição de resíduos: os resíduos dos vidros de relógio 2 e 3 devem ser diluídos e descartados na pia.

Experimento 2 – Reversibilidade de hidratação

- 1.1 Com o auxílio de uma espátula, adicione uma pequena quantidade (cerca de 0,5 g) de cristais de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a um cadinho limpo e seco e coloque para aquecer em um fogareiro elétrico sob uma tela de amianto. Quando o sulfato de cobre adquirir uma coloração cinza, desligue o fogareiro, retire o cadinho do aquecedor com auxílio da garra metálica e coloque-o sobre a outra tela de amianto que se encontra na bancada. Deixe o cadinho esfriar na própria tela até a temperatura ambiente. Depois de frio, separe o material aquecido em duas porções e coloque cada parte em um vidro de relógio.
- 1.2 Deixe um dos vidros de relógio contendo uma porção do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ aquecido, exposto ao ar, durante 1 hora. No outro, adicione apenas uma ou duas gotas de água destilada e anote o que ocorreu nas distintas porções.



Disposição de resíduos: Os resíduos de cobre devem ser descartados em recipiente indicado pelo professor. Por favor, não utilize água para remoção do cobre presente no vidro de relógio, apenas retire o excesso com a espátula.

Experimento 3 – Cálculo da porcentagem em massa e do número de mol de água no hidrato.

ATENÇÃO:

- A manipulação do cadinho após o aquecimento deve ser feita somente com pinça ou garra metálica, para evitar que a gordura da sua mão influencie na pesagem.
- Cuidado para não provocar uma mudança brusca de temperatura do cadinho, porque este pode quebrar.

3.1 Seque em uma estufa a 110°C durante 10 minutos um cadinho previamente lavado. Ao completar o tempo, retire-o, deixando-o esfriar até a temperatura ambiente.

3.2 Com a balança zerada, pese o cadinho frio e anote o valor de sua massa.

Massa do cadinho vazio = _____

3.3 Sem retirar o cadinho da balança, pese aproximadamente 1,00 g da amostra do hidrato. Anote o resultado e o valor da massa molar do hidrato, o qual deverá estar escrito no rótulo do frasco que o contém.

Massa da amostra do hidrato = _____ Massa molar do hidrato = _____

3.4 Aqueça em um fogareiro elétrico, com tela de amianto, o cadinho contendo o hidrato pesado, durante 15 minutos. Depois de transcorrido esse tempo, desligue o fogareiro e deixe esfriar um

pouco. Em seguida, retire o cadinho do fogareiro, deixando esfriar sobre a bancada (usando a segunda tela) até temperatura ambiente e pesando-o em seguida

Massa do cadinho + resíduo = _____

3.5 Repita o procedimento do item 3.4 até obter duas pesagens constantes, porque assim você terá a certeza que toda a água de hidratação foi removida.

Massa do cadinho + resíduo após o segundo aquecimento = _____

Massa do cadinho + resíduo após o terceiro aquecimento = _____

3.6 Calcule:

A porcentagem de água no hidrato: _____

A quantidade de matéria de água por mol de hidrato: _____



Disposição de resíduos: Como não há íons de elevada toxicidade, este hidrato pode ser descartado na pia.

Experimento 4 – Identificação da natureza dos vapores liberados

Com o auxílio de uma espátula, coloque alguns cristais de $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (cerca de 0,5 g) em um cadinho e leve ao aquecimento em um fogareiro com tela de amianto. Coloque um papel indicador na borda do cadinho e fique segurando-o de maneira que este possa absorver o vapor desprendido. Anote o que acontece quando o vapor entra em contato com o papel indicador.

Cite as substâncias liberadas no aquecimento: _____

Equacione a reação ocorrida: _____



Disposição de resíduos: Como não há íons de elevada toxicidade, este hidrato pode ser descartado na pia.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Bastão de vidro	-	01
Cadinho	30 mL	02
Espátula	-	01
Fogareiro elétrico	-	01
Papel indicador	-	01
Pinça de madeira	-	01
Pinça de metal	-	01
Pisseta	500 mL	01
Tela de amianto	-	01
Vidro de relógio	-	05

Tabela 2 - Reagentes

Carbonato de cálcio (CaCO_3)
Carbonato de sódio decahidratado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
Cloreto de cálcio (CaCl_2)
Cloreto de magnésio hexahidratado $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Hidrato; sulfato de magnésio heptahidratado ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)
Sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BRADY, James E.; RUSSEL, Joel W.; HOLUM, John R. **Química**: a matéria e suas transformações. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 2002. v. 1.

SILVA, Roberto Ribeiro da; BOCCHI, Nerilso; ROCHA FILHO, Romeu Cardozo. **Introdução à química experimental**. São Paulo: McGraw – Hill, 1990.

COTTON, A. F.; WILKINSON, G. **Química inorgânica**. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 1982.

EBBING, DARREL D. **Química geral**. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos Editora, 1998. V. 2.

SHARP, D. W. A. **Dictionary of chemistry**. 2.ed. London: Penguin Books, 1990.

Experimento nº 10

I. ASSUNTO – Estudo quantitativo sobre a velocidade das reações químicas.

II. OBJETIVOS

1. Verificar experimentalmente alguns fatores que determinam ou influenciam a velocidade de uma reação química
2. Determinar experimentalmente a velocidade de uma reação e sua ordem.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

Como vivemos em um mundo de transformações químicas, é imprescindível sabermos se essas transformações ocorrem em microssegundos, horas, dias ou anos.

Algumas reações são tão rápidas que é praticamente impossível medir a sua velocidade, enquanto outras são extremamente lentas. Por isso, é de fundamental importância conhecer o tempo em que elas ocorrem. Portanto, sempre que falamos em velocidade estamos empregando a variável tempo. Sendo assim, é importante saber a velocidade com que uma reação ocorre e estudar os fatores que podem alterá-la. Por exemplo, é necessário determinar quanto tempo um medicamento leva para produzir o efeito desejado, a duração de um agrotóxico no meio ambiente ou o tempo em que um alimento se deteriora.

A velocidade de uma reação química pode ser definida como a mudança na concentração de uma espécie dividida pelo tempo que leva para a mudança ocorrer e nos informa quão rapidamente a reação ocorre. Ela pode ser quantificada, medindo-se a taxa de aparecimento de um produto ou de desaparecimento de um reagente que é expressa em unidades de concentração por unidade de tempo. Estudar a velocidade de reação serve não apenas para medir o seu avanço, mas também esclarece o mecanismo pelo qual ela acontece. Considerando uma reação hipotética $A \rightarrow B$, sua velocidade poderia ser calculada como a taxa de desaparecimento do reagente A ou como a taxa de aparecimento do produto B. Sendo assim:

$$\text{velocidade média em relação a A} = \frac{[A]_{t_2} - [A]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{-\Delta A}{\Delta t}$$

$$\text{velocidade média em relação a B} = \frac{[B]_{t_2} - [B]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta B}{\Delta t}$$

Existem várias técnicas para estudar essas velocidades. O procedimento geral é o de separar parcelas do sistema reacional de tempos em tempos e analisá-las. Podem ser usados também na análise, procedimentos convencionais, como a titulação de um ácido ou a formação de precipitado. É mais conveniente, porém, encontrar alguma propriedade física ou química que se modifique durante a reação, como: cor, índice de refração, atividade óptica, condutividade elétrica, concentração de íons de hidrogênio, potencial de um eletrodo apropriado e outras mais.

As observações experimentais indicam que a velocidade das reações químicas é controlada por vários fatores. Quatro destes, como a concentração dos reagentes, a temperatura, os catalisadores e a natureza física dos reagentes são os mais frequentemente estudados.

Ao estudar as reações químicas, aprendemos que elas só ocorrem quando os reagentes estão em contato direto. A concentração é, portanto, de grande importância na velocidade de uma transformação química.

Como regra geral, quanto maior for a concentração dos reagentes, tanto mais rapidamente se processa a reação. Isso se deve ao fato de que, ao se aumentar a concentração, o número de moléculas por unidade de volume aumenta, tornando mais frequentes os choques entre as

moléculas reagentes. Com a continuidade da reação, a velocidade diminui até que os reagentes sejam consumidos, transformando-se em produtos. Entre gases reagentes, uma variação na pressão significa uma mudança na concentração e, conseqüentemente, uma variação na velocidade da reação.

A temperatura influencia na velocidade das reações porque favorece um aumento na energia cinética das moléculas, aumentando, assim, a quantidade e intensidade de choques entre as moléculas dos reagentes.

Se cada colisão resultasse numa reação química, todas elas seriam muito rápidas. A explicação dada para uma variação nas velocidades das reações se deve ao fato de que o conjunto das moléculas reacionais possui energia cinética diferente, umas mais baixas, outras mais altas. E, para que duas moléculas reajam entre si, é necessário que ao se encontrarem elas possuam uma energia cinética igual ou superior a um valor determinado. Esse valor é chamado de **energia de ativação**. Portanto, um aumento na temperatura, de maneira geral, causa um aumento na velocidade de reação, porque o calor fornecido faz com que haja um crescimento na energia cinética média das moléculas reacionais, aumentando então o número de colisões efetivas. Assim, se você já fez massa de pão, deve ter verificado que ela cresce mais rapidamente na temperatura ambiente do que numa temperatura mais baixa.

É rara a diminuição da velocidade de reação com o aumento da temperatura.

O catalisador é uma substância que modifica a velocidade de uma reação química. O processo de alteração da velocidade de reação (sem alteração da temperatura ou de outros fatores análogos) é denominado **catálise**. Na maioria dos casos, o catalisador é utilizado para aumentar a velocidade da reação, mas existem os que a retardam, os quais são chamados de **inibidores**.

Ao final da reação, o catalisador permanece quimicamente inalterado. Isso não significa que não participe de uma ou mais etapas da transformação ou mesmo que modifique a forma com que esta se realiza.

A eficiência de um catalisador em aumentar ou diminuir a velocidade de uma reação é explicada em termos de um abaixamento ou um aumento da energia de ativação. A redução dessa energia é alcançada ao se proporcionar um caminho alternativo de menor energia para a reação. A Figura abaixo apresenta um gráfico de energia de ativação com e sem catalisador de uma reação exotérmica.

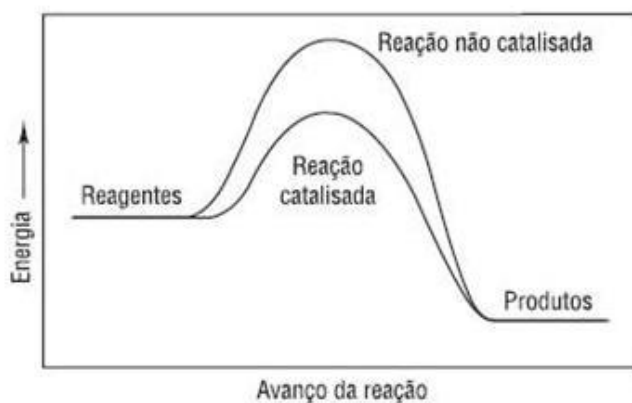


Figura 1: Variação de energia potencial com o progresso de uma reação química.

Reações entre compostos sólidos são muito lentas. Isso se deve ao fato de que a superfície de contato entre as moléculas é muito pequena. Assim, um reagente sólido com partículas pequenas terá uma maior velocidade de reação. É por isso que para se acender um fogão à lenha, utiliza-se inicialmente lascas de madeira e só depois do fogo aceso colocam-se as toras, porque a madeira finamente dividida queima mais rápido do que a inteira.

Nas transformações em solução, a velocidade é maior do que em estado sólido. Já as que envolvem reagentes gasosos são mais rápidas do que em solução.

Porém, não significa afirmar que toda reação, na qual um dos reagentes é gasoso, seja instantânea. Como exemplo podemos citar as reações de combustão, que possuem velocidades diferentes e o ferro que, quando exposto a atmosfera de oxigênio, demora anos para reagir, dependendo das condições propícias à corrosão. Já os hidrocarbonetos em contato com o ar podem provocar misturas explosivas.

Leis de velocidade

A velocidade de uma reação é quase sempre diretamente proporcional à concentração dos reagentes, elevada a alguma potência, ou seja, $V \propto [A]^n$ onde n é chamado de ordem da reação. A lei de velocidade para uma reação nos mostra como a velocidade de uma reação está relacionada às concentrações dos reagentes. Empregando o cálculo diferencial à lei de velocidade (o que não faremos aqui), podemos obter uma expressão que relaciona a concentração com o tempo. Por exemplo, para uma lei de velocidade de primeira ordem, definida como aquela cuja velocidade depende da concentração de um reagente elevado a primeira potência ($V = k[A]$) uma operação de cálculo chamada integração, transforma essa relação em uma equação que relaciona a concentração inicial de A, $[A]_0$, com sua concentração a qualquer outro tempo t , $[A]_t$ através da expressão:

$$\ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = kt \quad \text{ou} \quad \ln[A]_t = \ln[A]_0 - kt$$

que tem a forma análoga a uma equação de reta cujo coeficiente angular é igual a $-k$ (em mol/L) caso o tempo esteja em segundos. Portanto se os dados experimentais de várias medidas de $[A]$ feitas a vários tempos forem plotados desta maneira, e o gráfico resultar em uma reta, a reação será de primeira ordem. Nenhuma outra ordem de reação forneceria uma reta nestas condições.

A equação relacionando concentração com tempo é diferente para diferentes ordens de reação. Para uma reação de segunda ordem, definida como aquela cuja velocidade depende da concentração de um reagente elevada a segunda potência ou a concentração de dois reagentes diferentes, cada uma elevada a primeira potência, $V = k[A]^2$ ou $V = k[A][B]$, a equação passa a ser:

$$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

Pelo mesmo raciocínio, o gráfico de $1/[A]_t$ versus t será uma reta de coeficiente angular igual a k se a reação for de segunda ordem.

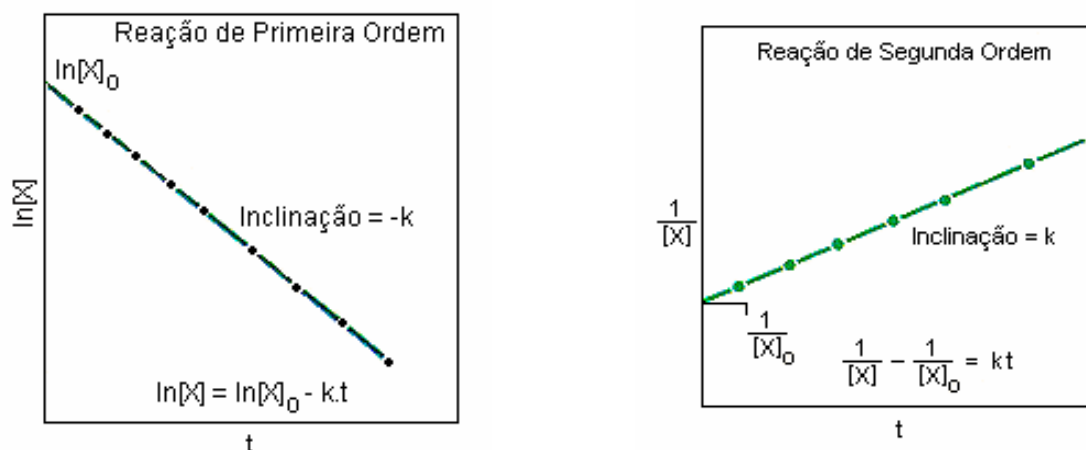


Figura 2

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

1. Defina velocidade de reação.
2. Explique o efeito dos seguintes fatores na velocidade de uma reação química:
 - 2.1.1. Diluição.
 - 2.1.2. Catalisador.
 - 2.1.3. Temperatura.
 - 2.1.4. Estado físico dos reagentes.
3. Defina lei de velocidade de segunda ordem. Escreva a equação que relaciona concentração com o tempo para uma reação de segunda ordem.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Influência da concentração na velocidade da reação

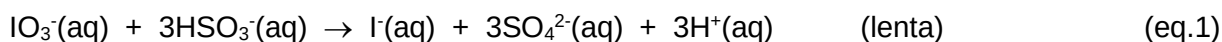
Para investigar como as variações de concentração afetam a velocidade de uma reação usaremos uma reação relógio clássica conhecida como reação de Landolt que consiste na mistura de duas soluções:

Solução A - solução ácida de iodato de potássio e

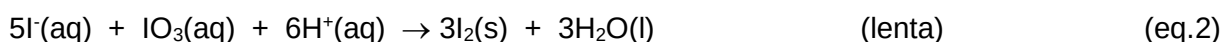
Solução B - solução de bissulfito de sódio contendo amido.

Esta reação consiste na oxidação lenta do íon iodeto a iodo (eq.2), seguida da redução rápida do iodo novamente a iodeto (eq.3). O experimento foi planejado de modo a esgotar, depois de um certo tempo o agente redutor, permitindo que prevaleça a reação lenta de oxidação do iodeto a iodo.

A etapa inicial da reação pode ser representada pela equação (1) lenta:



Como a concentração dos íons iodato (IO_3^-) é maior que a concentração dos íons bissulfitos (HSO_3^-), os íons iodetos formados nesta reação, reagem com os íons iodatos restantes, formando iodo:



O iodo molecular, por sua vez, forma com o amido existente na solução complexos de coloração azul. Esta reação, de forma simplificada, pode ser representada por:



Figura 3 – Complexo entre o iodo e o amido (amilose + amilopectina). A coloração azul intensa é desenvolvida após a oclusão do iodo nas cadeias helicoidais da amilose.

1. Prepare 4 tubos de ensaio com diferentes concentrações de KIO_3 , de acordo com a tabela 1 abaixo:

Tabela 1

Numeração do tubo	Volume de solução de KIO_3 (2g/L) (mL)	Volume de H_2O (mL)
1	2,50	0,00
2	2,00	0,50
3	1,50	1,00
4	1,00	1,50

2. Adicione ao primeiro tubo 5,00mL da solução de bissulfito de sódio com amido e dispare o cronômetro, imediatamente, agitando o tubo de ensaio em movimentos circulares.

Observação: Só dispare o cronômetro no instante em que as soluções entrarem em contato. Fique atento pois algumas reações podem ser muito rápidas.

3. Observe cuidadosamente o término da reação (caracterizado pelo aparecimento de uma coloração azul). Ao final da reação pare o cronômetro e determine o tempo, em segundos, da reação. Anote os resultados na tabela 2 abaixo. Repita o procedimento para os tubos restantes (numerados de 2 a 4).

Tabela 2

Numeração do tubo	Volume de bissulfito adicionado (ml)	Tempo da reação (segundos)
1	5,00	
2	5,00	
3	5,00	
4	5,00	

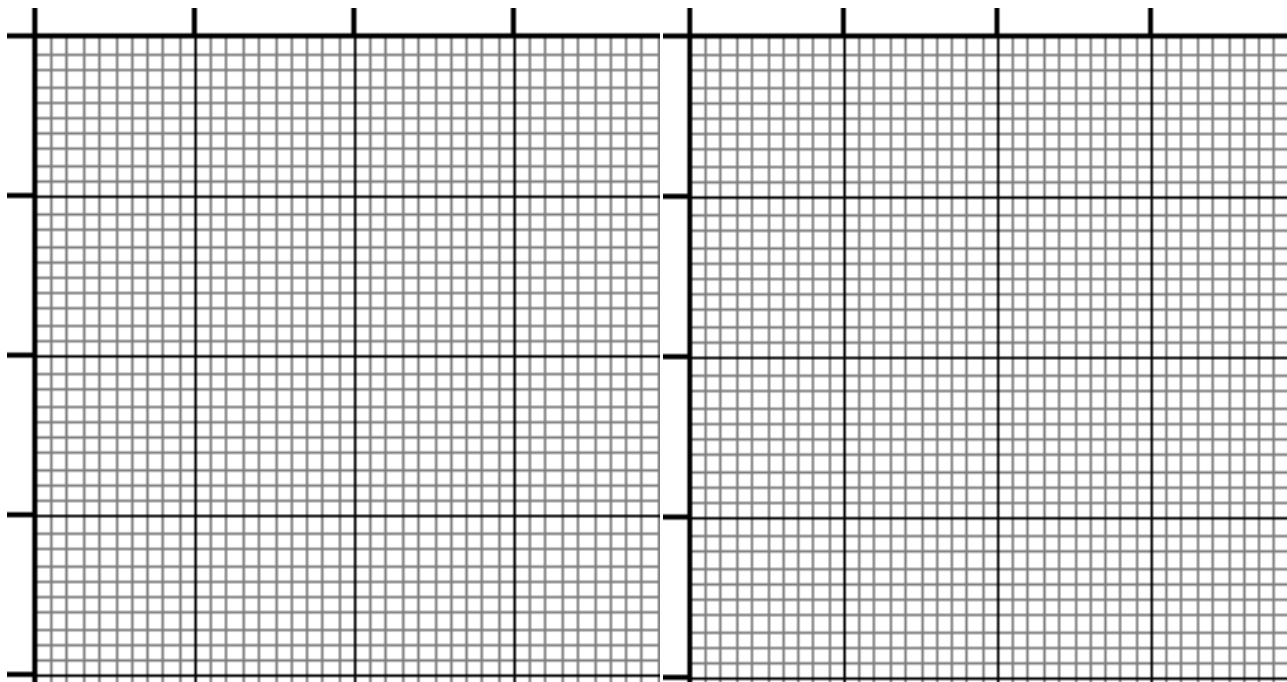
Determinação da ordem da reação

1. Calcule a concentração molar inicial do KIO_3 em cada um dos tubos de ensaio e complete a tabela 3 abaixo:

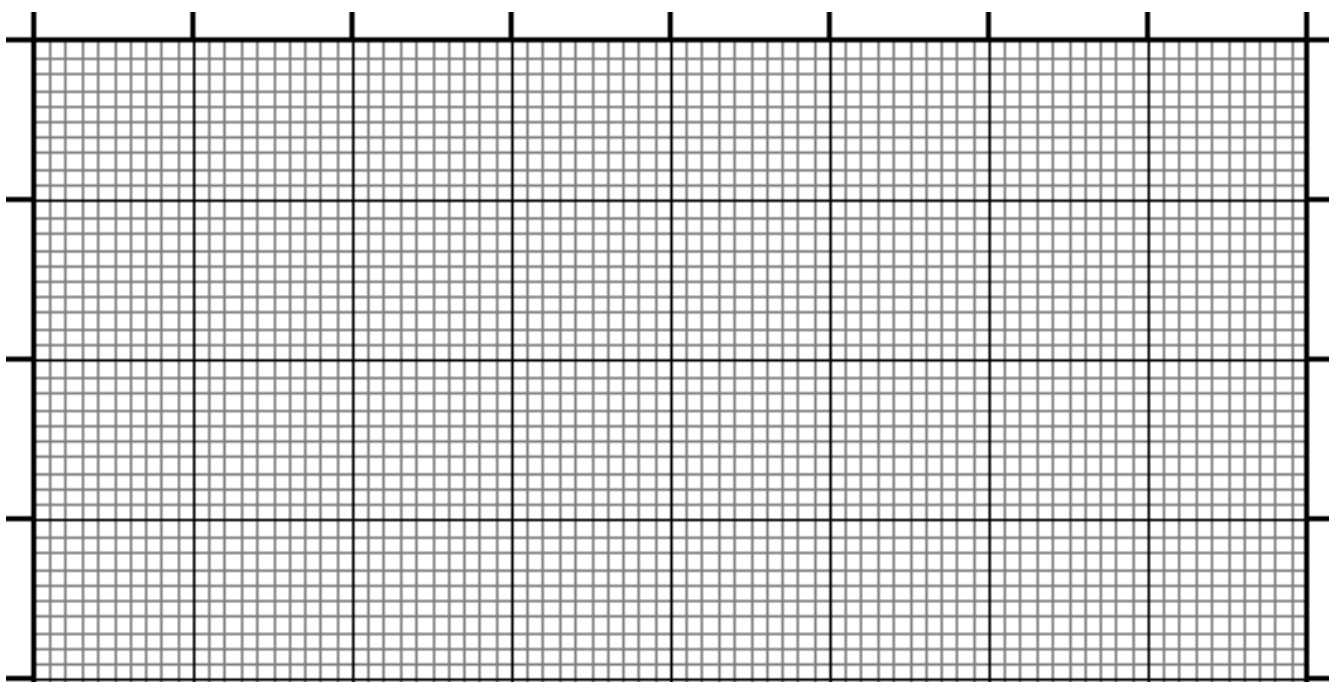
Tabela 3

Numeração do tubo	$[\text{KIO}_3]$ mol L^{-1}	$1/[\text{KIO}_3]$ mol $^{-1}$ L	$\text{Ln} ([\text{KIO}_3])$	Velocidade da reação $[\text{KIO}_3]/t$ (mol L^{-1} s $^{-1}$)
1				
2				
3				
4				

2. Construa os gráficos $\text{Ln}[\text{KIO}_3]$ versus t e $1/[\text{KIO}_3]$ versus t no espaço abaixo.



3. Discuta o que se observa nestes gráficos. Pela análise dos gráficos qual seria a ordem da reação estudada?
4. Construa um gráfico mostrando a dependência da velocidade da reação com a concentração. Será v versus $[\text{KIO}_3]$ ou v versus $[\text{KIO}_3]^2$?



5. Calcule o valor de k para a reação através do coeficiente angular da reta e compare com o valor obtido algebricamente para o tubo #1

Valores de k a) obtido pelo gráfico = -----

b) obtido a partir do tubo #1 = -----

6. Discuta o que acontece com a velocidade da reação quando a concentração do reagente diminui. Comente as dificuldades experimentais e os erros envolvidos.



Disposição de resíduos: os resíduos desse experimento deverão ser descartados em recipiente indicado pelo professor.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Tubo de ensaio	50 mL	04
Pipeta graduada	5 mL	02
Pipeta graduada	10 mL	01
Pipetador	-	01
Pisseta	500 mL	01
Cronômetro	-	01

Tabela 2 - Reagentes em solução

Reagentes
Solução A – Solução ácida de iodato de potássio – KIO_3 2,0g/L de KIO_3 e 4,0ml de H_2SO_4 3,0M
Solução B - Solução de bissulfito de sódio contendo amido - NaHSO_3 2,0g/L de amido e 0,4g de bissulfito.

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS E LEITURA COMPLEMENTAR

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. Tradução de Ignez Caracelli; Julio Zukerman-Schpector; Robinson Luiz Camillo; Francisco C. D. Lemos; Regina Helena de Almeida Santos; Maria Tereza do Prado Gambardella; Paulo Celso Isolani; Ana Rita de Araújo Nogueira; Elma Neide V. M. Carrilho; Porto Alegre: Bookman, 1999.

BROWN, Theodore L.; EUGENE JUNIOR, Lemay H.; BURSTEN, Bruce E. **Química:** ciência central. 7. ed. Tradução de Horácio Macedo. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 1999.

CONSTANTINO, Maurício Gomes; SILVA, Gil Valdo; DONATE, Paulo Marcos. **Fundamentos de química experimental.** São Paulo: EDUSP, 2004.

MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J. **Química um curso universitário.** 4. ed. Tradução de Koiti Araki; Denise de Oliveira Silva; Flávio Missao Matsumoto. São Paulo: Edgard Blücher, 1993.

Vídeos relógio de iodo: <http://www.youtube.com/watch?v=9JbWAye-oQY>

<http://www.youtube.com/watch?v=WAVbKVeZn34&feature=related>

Artigo sobre relógio de iodo: http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc16/v16_A10.pdf

Vídeos cinética química: <http://www.youtube.com/watch?v=JkGnA64Vfo&feature=related>

http://www.youtube.com/watch?v=VyrPkb_k6gw&feature=related

Reação entre iodo e amido:

http://www.fcfar.unesp.br/alimentos/bioquimica/praticas_ch/teste_amido.htm

Experimento nº 11

I. ASSUNTO – Estudo qualitativo sobre o equilíbrio químico.

II. OBJETIVOS

1. Estudar alguns sistemas em equilíbrio químico.
2. Observar os efeitos causados pelas perturbações nestes sistemas em equilíbrio.

III. CONSIDERAÇÕES GERAIS

O princípio necessário para existir equilíbrio químico em uma solução é a reversibilidade da reação envolvida. Isto é, a reação ocorre tanto no seu sentido direto como no inverso.

Por convenção, o equilíbrio pode ser representado com o símbolo ($\rightleftharpoons$), como mostrado abaixo para hidrólise da água.



Em uma situação de equilíbrio químico, as velocidades das reações direta e inversa são equivalentes. Como consequência, as concentrações de reagentes e produtos permanecerem constantes após um determinado intervalo de tempo que pode ser curto ou não.

Uma vez representando o equilíbrio químico através do sinal ($\rightleftharpoons$), isso indica que temos duas reações ocorrendo ao mesmo tempo. Chamamos de reação direta aquela que acontece no sentido da produção de produtos. A outra reação, denominada reação inversa é aquela que ocorre no sentido da produção de reagentes.

Ao analisarmos a cinética do equilíbrio químico, podemos verificar a igualdade entre a velocidade da reação direta e a velocidade da reação inversa. Ao mesmo tempo em que 1 mol da espécie H_2O é consumido na produção de $\text{H}^+ + \text{OH}^-$ pela reação direta, 1 mol da mesma espécie H_2O é produzido pela reação inversa. Com isso a concentração de H_2O permanece constante.



Figura 1: Velocidade das reações direta e inversa com o tempo.

Quase todas as reações químicas consomem ou liberam energia (denominadas reações endotérmicas e exotérmicas). No caso destas reações podemos olhar a energia como sendo um dos reagentes ou produto e, pela adição de energia ao sistema (por aquecimento) ou pela remoção de energia do sistema (por resfriamento), podemos produzir um deslocamento no ponto de equilíbrio químico. As concentrações de reagentes e produtos mudam para refletir esse novo equilíbrio.

Desde que as condições sejam mantidas constantes, um sistema em estado de equilíbrio químico não apresentará mudanças macroscópicas perceptíveis. Entretanto isto deixa de ser válido quando há modificação de alguma variável do sistema (concentração, temperatura, volume, etc.). Neste caso, o ponto de equilíbrio se desloca em uma direção que tende a compensar a modificação sofrida. Esse comportamento pode ser resumido pelo princípio geral que foi enunciado

completamente pela primeira vez em 1884 pelo químico francês Henri Louis Châtelier: “Uma reação química que tem seu equilíbrio perturbado por alguma mudança nas condições prossegue em busca de um novo estado de equilíbrio na direção que atenua, pelo menos parcialmente, essa mudança”.

IV. PRÉ – LABORATÓRIO

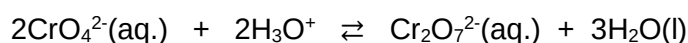
1. Escreva uma reação endotérmica genérica. Neste caso a energia estaria representada como um reagente ou produto da reação?
2. Expresse o princípio de Le Châtelier com suas palavras.
3. Como será afetada a quantidade de $\text{NO}_2(\text{g})$ na reação: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g}) \Delta H^\circ = +56,9\text{kJ}$ por: a) adição de N_2O_4 , b) abaixamento da pressão através do aumento de volume do recipiente, c) elevação da temperatura e d) adição de um catalisador.

V. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

DESLOCAMENTO DOS EQUILÍBRIOS NAS REAÇÕES ÁCIDO-BASE. EFEITO DO ÍON COMUM.

1. Equilíbrio do íon cromato com o íon dicromato

- 1.1 Em um tubo de ensaio adicione 2,0mL de uma solução de cromato de potássio (K_2CrO_4) 0,1 M. A seguir adicione gota a gota uma solução de ácido sulfúrico 3,0M. Misture e observe as mudanças.
- 1.2 Adicione a este mesmo tubo gotas de solução de NaOH 0,5M, mexendo continuamente até que uma mudança ocorra. Anote suas observações.
- 1.3 Descarte as soluções em recipiente apropriado e lave os tubos de ensaio.
- 1.4 Qual a cor do íon cromato? E do íon dicromato?
- 1.5 Explique, com base no princípio de Le Châtelier como o equilíbrio da reação cromato-dicromato (mostrado abaixo) é afetado pela adição de um ácido.
- 1.6 Explique o efeito exercido pela adição do íon hidróxido, ainda que ele não apareça na reação global.



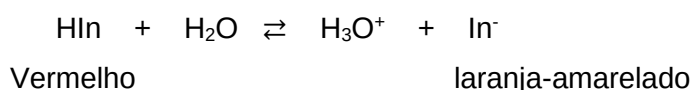
cor



Disposição de resíduos: Compostos de cromo no estado de oxidação 6+ são tóxicos e não devem ser descartados na pia. Por isso, coloque os resíduos em um frasco indicado pelo professor.

2. Equilíbrio ácido-fraco-base fraca dos indicadores

- 2.1 Coloque 3,0mL de água em um tubo de ensaio. Adicione 2 gotas de alaranjado de metila (figura 1) a água. Observe a coloração. Adicione a este mesmo tubo 3-4 gotas de HCl 0,5M. Observe. Em seguida adicione 3-4 gotas de NaOH 0,5M ao mesmo tubo. Registre suas observações.
- 2.2 Esta reação é reversível? Qual a evidência experimental deste fato?
- 2.3 Explique, com base no princípio de Le Châtelier como o equilíbrio do indicador alaranjado de metila (mostrado abaixo) é afetado pela adição de um ácido.
- 2.4 Idem, com a adição de uma base.



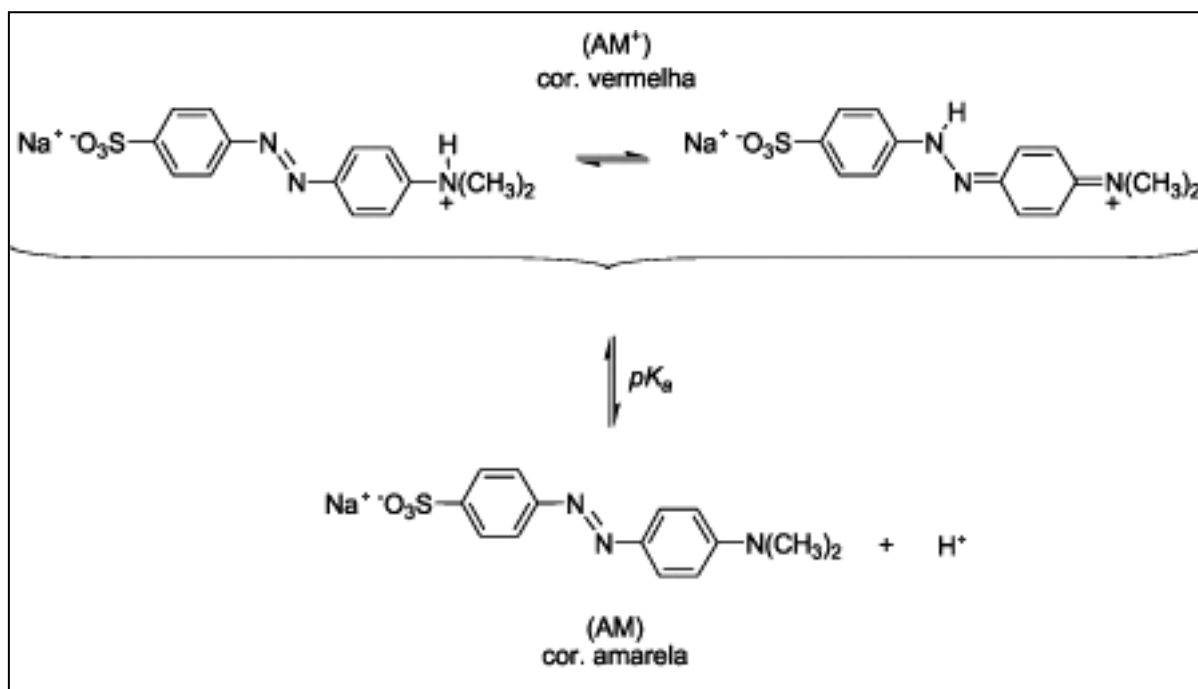


Figura 2 – Equilíbrio ácido-base para o indicador alaranjado de metila.



Disposição de resíduos: os resíduos contendo alaranjado de metila devem ser descartados em frascos indicados pelo professor.

3. Equilíbrio ácido fraco-base fraca envolvendo ácidos ou bases incolores

- 3.1 Separe dois tubos de ensaio. Em cada um deles coloque 3,0 mL de solução amoniacal, NH_3 (aq.) e 2-3 gotas de fenolftaleína. Em um dos tubos adicione uma solução de NH_4Cl 0,1M, gota a gota, agite e observe. No outro tubo adicione a solução de HCl 0,5M gota a gota, agite e observe. Em ambos os casos, anote quaisquer mudanças na cor da solução.
- 3.2 Complete a equação para a reação da amônia com a água.



- 3.3 Explique claramente como os equilíbrios se deslocam quando íons NH_4^+ (do NH_4Cl) e H_3O^+ (do HCl) são adicionados.
- 3.4 Escreva a equação iônica para a reação de NH_3 com HCl .



Disposição de resíduos: este resíduo pode ser descartado na pia.

4. Efeito da temperatura

- 4.1 Transfira 3,0mL de solução amoniacal para um tubo de ensaio. Adicione 3 gotas de fenolftaleína a esta solução. Observe. Aqueça cerca de 100mL de água em um Béquero até 60°C . Desligue o fogareiro. Com a ajuda da pinça de madeira, coloque o tubo de ensaio no banho Maria. Observe. Retire o tubo do banho Maria, coloque-o de volta a estante e espere esfriar por alguns

minutos. Enquanto isso prepare um banho de gelo (água + pedras de gelo em um béquer).

Coloque o tubo no banho de gelo. Observe.

4.2 Explique a variação de cor observada.



Disposição de resíduos: este resíduo pode ser descartado na pia.

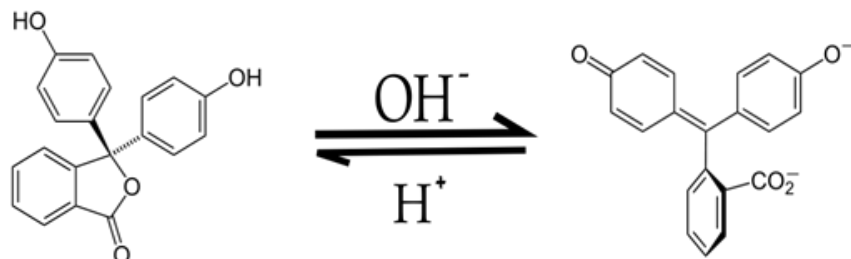


Figura 3 – Equilíbrio ácido-base para o indicador fenolftaleína.

4.3 Baseado nos seus resultados, determine se a reação é endo ou exotérmica.

4.4 O que acontece com o valor da constante de equilíbrio da reação de equilíbrio de ionização da amônia quando o tubo de ensaio é aquecido? E quando é resfriado?

5. Equilíbrio de soluções saturadas

5.1 Adicione a um tubo de ensaio 4 mL de uma solução saturada de NaCl (5,4M). Observe. A seguir adicione 2mL de solução concentrada de HCl (12M).

Atenção: o HCl concentrado deverá ser usado na capela. Tenha cuidado, pois ele pode causar queimaduras sérias na pele e nos olhos. Use proteção para os olhos.

5.2 Observe e registre suas observações.

5.3 Determine o número de mols de Cl^- na solução inicial = _____

5.4 Calcule número de mols total de Cl^- depois da adição de 2,0 mL da solução 12M de HCl.

5.5 Explique o que você observa em termos de equilíbrio da solução saturada.



Disposição de resíduos: este resíduo pode ser descartado na pia.

VI. MATERIAIS E REAGENTES

Tabela 1 - Materiais

Materiais	Capacidade	Quantidade
Béquer	250mL	01
Béquer	100mL	01
Béquer	50mL	01
Pipeta graduada	5 mL	02
Pipeta volumétrica	5 mL	01
Pisseta	500 mL	01
Proveta	10 mL	01
Tubos de ensaio	-	05
Termômetro	-	01

Tabela 2 - Reagentes em solução

Reagentes	Concentração
Ácido Clorídrico (HCl)	0,5mol/L
Alaranjado de metila	0,1%
Cromato de potássio (K ₂ CrO ₄)	0,1 mol/L
Cloreto de amônio (NH ₄ Cl)	0,1mol/L
Cloreto de sódio (NaCl)	5,4 mol/L
Fenolftaleína	0,1%
Hidróxido de sódio (NaOH)	0,5mol/L
Solução amoniacal (NH ₃ OH)	-

VII. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ALEXÉEV, V. **Análise quantitativa**. 3.ed. Porto: Lopes da Silva Editora, 1983.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. W.; HOLUM, J. R. **Química**: a matéria e suas transformações. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos, 2002. v. 1.

JEFFERY, G. H.; BASSET, J.; MENDHAM, J.; DENNEY, R. C.; VOGEL, A. I. **Análise química quantitativa**. 5.ed. Rio de Janeiro: Editora Guanabara Koogan S.A., 1992.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JUNIOR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: Editora Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 2002. v. 2.

MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J. **Química um curso universitário**. 4.ed. Tradução de Koiti Araki; Denise de Oliveira Silva: Flávio Massao Matsumoto. São Paulo: Edgard Blücher, 2003.

RUIZ, Andoni Garritz; GUERRERO, José Antonio Chamiso. **Química**. Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo: Prentice Hall, 2002.