

Química geral experimental – uma introdução ao mundo da química

Apostila de Experimentos de Química Geral

Disciplina - 7500017 – Química Geral Experimental

Organização: Prof. Dr. Rafael Martos Buoro

Profa. Dra. Bianca Chierigato Maniglia

Prof. Dr. Danilo Manzani

São Carlos, 2023



Prefácio

A química geral é vista como a porta de entrada dos estudantes de ensino superior para o mundo da química, em que os alunos têm contato e exploram diversos conceitos relativos às várias subáreas da química que lhe permitem entender um pouco mais dos fenômenos da natureza. Dado o caráter introdutório da química geral, a escolha dos experimentos em uma disciplina de caráter experimental é crítica ao explorar conceitos relevantes e fundamentais de química ao mesmo tempo que necessita de abordagem simples e direta.

Dentro desse contexto e em vista dos mais diferentes cursos a que os conceitos de química geral são trabalhados, este material apresenta uma proposta concisa de um rol de experimentos a serem ministrados nas disciplinas de química geral ministradas para estudantes que não cursam bacharelado ou licenciatura em química, consistindo de cinco experimentos comuns a todos os cursos de química geral (bloco comum – **experimentos 1 a 5**), abordando conceitos básicos de química, e um experimento com contexto mais voltado para o curso a que a disciplina é ministrada (bloco específico), com sugestão de aplicação conforme o curso de ingresso do estudante.

Este material também propõe folhas de atividades pré-laboratório e relatório em anexo aos experimentos como forma de agilizar a elaboração de material a ser avaliado, mas ainda provendo uma apresentação adequada e concisa dos resultados experimentais, com direcionamento dos aspectos fundamentais de cada prática. As folhas pré-laboratório são organizadas a estimular uma preparação prévia do estudante para o experimento em questão, provendo contexto e fundamentos relativos às atividades desenvolvidas durante às práticas. As folhas de relatório têm o intuito de prover ao estudante um espaço próprio de organização dos dados experimentais coletados em um primeiro momento, com a entrega de uma cópia mais bem elaborada como forma de avaliação, estruturada como relatório dirigido.

Ao final do curso, espera-se prover aos estudantes a capacidade de coletar e analisar resultados experimentais, estabelecendo correlações com os aspectos teóricos dos conceitos abordados, assim, construindo uma fundação sólida para outras disciplinas com caráter experimental.

Os autores

Sumário

Noções de laboratório e segurança.....	2
Estrutura de um relatório científico.....	12
Experimento 1 - Aferição de material de laboratório: erros e medidas.....	13
Objetivo Geral.....	13
Contexto	13
Procedimento experimental	14
Tabela de organização dos dados	16
Folha Pré-laboratório – Experimento 1	17
Folha de Relatório – Experimento 1	19
Experimento 2 - Equilíbrio Químico e constante de equilíbrio.....	21
Objetivo Geral.....	21
Contexto Químico.....	21
Procedimento Experimental	22
Parte I. Aspectos qualitativos em equilíbrio químico.....	22
Parte II. Determinação da constante de equilíbrio do complexo Fe(III)-SCN.....	24
Folha Pré-Laboratório – Experimento 2.....	27
Folha de Relatório – Experimento 2	29
Experimento 3: Termodinâmica Química - Calorimetria.....	33
Objetivos	33
Contexto químico	33
Procedimento Experimental	34
Determinação de entalpia de reação.....	35
Folha Pré-Laboratório – Experimento 3.....	37
Folha de Relatório: Experimento 3.....	38
Experimento 4 – Relógio de Iodo - Cinética Química	43
Objetivo Geral.....	43
Contexto Químico.....	43
Procedimento Experimental	46
Parte I. Influência da concentração na velocidade de reação.....	48

Parte II - Influência da temperatura na velocidade da reação.....	49
Folha Pré-Laboratório – Experimento 5.....	50
Folha de Relatório – Experimento 5	53
Experimento 5 – Reações de oxirredução e introdução à eletroquímica	55
Objetivo Geral.....	55
Contexto Químico.....	55
Procedimento Experimental	58
Parte I. Aspectos qualitativos de reações de oxirredução.....	58
Parte II. Construção de uma pilha eletroquímica – Pilha de água sanitária/lixívia	59
Folha Pré-Laboratório – Experimento 5.....	62
Folha de Relatório – Experimento 5	64
Para saber mais sobre os assuntos.....	68

Para acessar um arquivo contendo todas as folhas pré laboratório e de relatório, basta apontar a câmera do seu celular no QR Code abaixo:



Para acessar a versão digitalizada da apostila, basta apontar a câmera para o QR code abaixo:



Noções de laboratório e segurança

Introdução

Os laboratórios são ambientes essenciais para o desenvolvimento de pesquisas científicas, análises e experimentos em diversas áreas do conhecimento, como química, biologia, física, medicina e engenharia, entre outras. Esses espaços são projetados para oferecer condições controladas e seguras, permitindo a manipulação de substâncias, o uso de equipamentos especializados e a realização de observações precisas. Nas últimas décadas, os avanços tecnológicos e científicos têm impulsionado ainda mais a importância dos laboratórios, tornando-os centros vitais para o progresso e a inovação em diversas áreas. No entanto, para que as atividades laboratoriais sejam conduzidas de forma eficiente e segura, é fundamental compreender algumas noções gerais relacionadas a esses espaços.

Este texto explora algumas das noções gerais de laboratório, abordando questões como a organização do espaço, os equipamentos básicos encontrados em laboratórios, os protocolos de segurança e boas práticas, além de ressaltar a importância do trabalho em equipe e da documentação adequada dos experimentos. É importante ressaltar que, em um laboratório, a precisão e a exatidão são fundamentais para obter resultados confiáveis. Portanto, aspectos como a calibração dos equipamentos, a padronização das soluções e a correta manipulação dos reagentes devem ser considerados em todas as etapas de um experimento.

Além disso, a segurança é uma prioridade nos laboratórios, pois muitas substâncias e equipamentos podem representar riscos à saúde e ao meio ambiente. Conhecer e seguir as normas de segurança, como a utilização de equipamentos de proteção individual (EPIS) adequados e a correta manipulação e descarte de materiais perigosos, são aspectos essenciais para garantir a integridade física dos pesquisadores e evitar acidentes. Por fim, a colaboração e o trabalho em equipe são aspectos-chave no ambiente laboratorial. A troca de conhecimento, a discussão de resultados e a cooperação entre os membros de uma equipe contribuem para a resolução de problemas complexos e o avanço da ciência.

Em resumo, compreender as noções gerais de laboratório é fundamental para obter resultados precisos, garantir a segurança e promover a colaboração entre os pesquisadores. A aplicação desses conhecimentos contribui para a excelência científica e o desenvolvimento de soluções inovadoras nas mais diversas áreas do conhecimento.

Noções de segurança

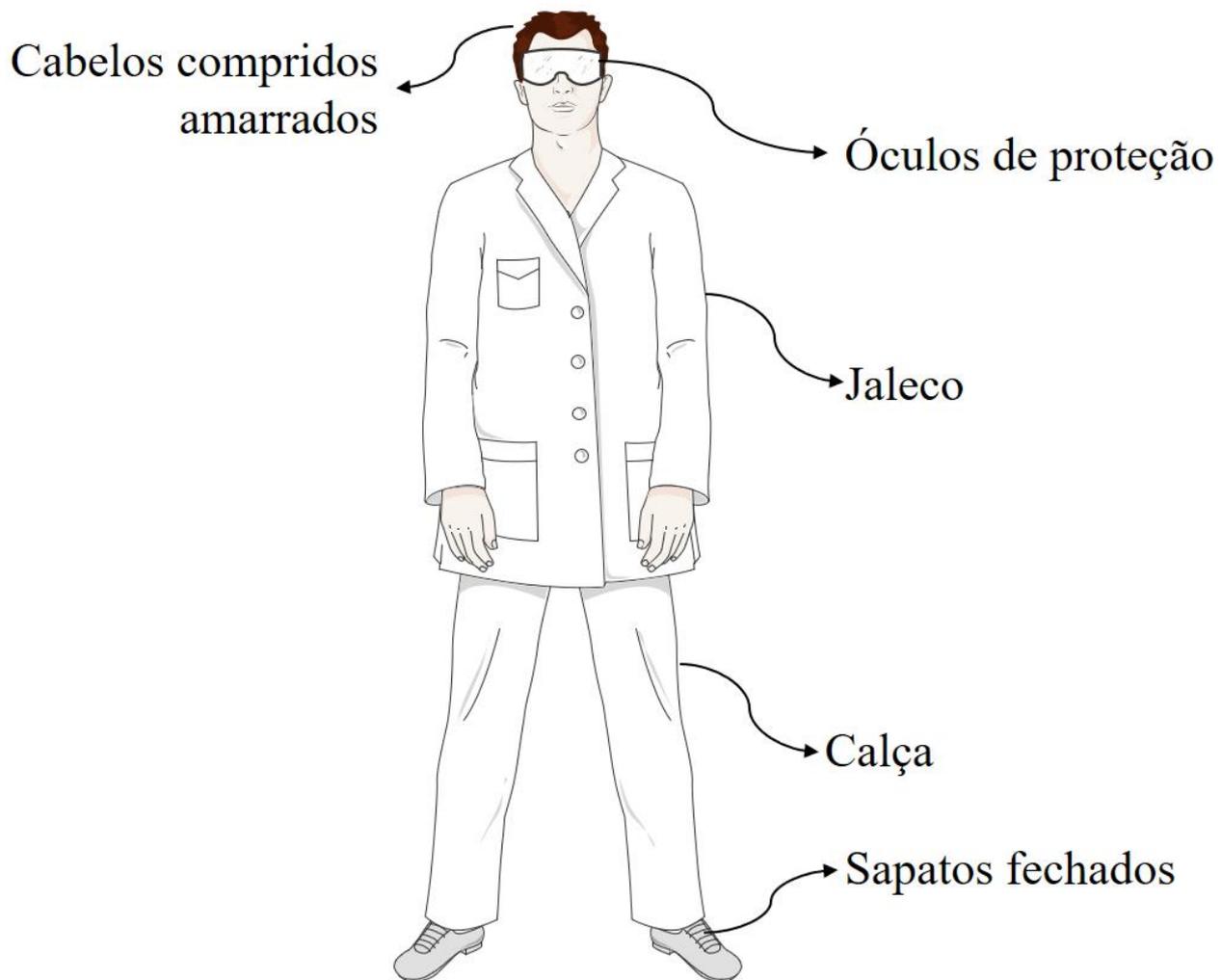
No laboratório, existem normas que visam garantir um ambiente seguro para todos os alunos. Além dessas normas, é importante utilizar a intuição e o bom senso para identificar possíveis perigos. É essencial familiarizar-se com os equipamentos de segurança presentes no laboratório, como extintores de incêndio, cobertores para abafar fogo, chuveiros de emergência, lava-olhos e caixas de primeiros socorros. Recomenda-se perguntar ao responsável pelo laboratório sobre a localização e o funcionamento desses equipamentos.

- 1) O fogo representa um perigo constante em um ambiente laboratorial. É crucial que você esteja ciente da localização dos extintores de incêndio mais próximos e saiba como utilizá-los corretamente. Além disso, o laboratório deve estar equipado com um chuveiro de emergência e um cobertor para extinguir o fogo. Em caso de incêndio em suas roupas ou cabelo, apague as chamas cobrindo-as com um cobertor ou utilizando o chuveiro de emergência para se molhar. É estritamente proibido fumar no

laboratório e é importante evitar deixar frascos contendo substâncias inflamáveis próximo a fontes de calor ou chamas.

- 2) É recomendado evitar o uso de calçados muito abertos em laboratórios. Isso se deve ao fato de que vidros quebrados e produtos químicos, como ácidos concentrados, podem cair no chão ou formar poças. Para a proteção adequada, é exigido o uso de um avental, preferencialmente longo e com mangas compridas, para cobrir as pernas e os braços. Isso ajuda a minimizar os riscos associados a possíveis acidentes ou respingos de substâncias.
- 3) O uso de óculos de proteção é obrigatório em todos os momentos durante o trabalho no laboratório. Não é recomendado o uso de lentes de contato, mesmo com o uso dos óculos de segurança. Em caso de contato de qualquer reagente químico com os olhos, é importante lavá-los imediatamente com água em abundância. Essas medidas visam garantir a segurança dos olhos e minimizar os riscos associados a possíveis danos oculares.
- 4) É importante ter cuidado com ferimentos expostos ao entrar em contato com reagentes químicos, pois eles podem causar irritação e permitir que substâncias entrem na corrente sanguínea.
- 5) Os vapores de muitas soluções são altamente tóxicos e podem causar irritação ou danos à mucosa nasal e à garganta. Ao lidar com essas soluções, é recomendado direcionar os vapores com a mão longe do rosto. A abertura e manipulação de frascos contendo substâncias que produzem vapores devem ser feitas dentro de uma câmara de exaustão, conhecida como capela. Reações que liberem gases venenosos devem ser realizadas apenas na capela.
- 6) Evite ingerir reagentes químicos e não coma ou beba no laboratório. É essencial lavar bem as mãos antes de sair do laboratório.
- 7) Sempre utilize um pipetador (ou pera) ao retirar líquidos de frascos com uma pipeta. Nunca utilize a boca para sugar líquidos em nenhuma circunstância.
- 8) Nunca adicione água a ácidos. Sempre adicione o ácido à água, seguindo essa ordem específica.
- 9) Nunca realize experimentos não autorizados e evite trabalhar sozinho no laboratório. Sempre siga as orientações e supervisão adequadas.
- 10) Tenha cuidado ao lidar com materiais de vidro quentes. Ao remover objetos de uma estufa, utilize luvas apropriadas e permita que esfriem por alguns minutos antes de manipulá-los com segurança.
- 11) Não descarte material sólido ou reagentes nas pias. O descarte e a disposição adequada de reagentes devem ser feitos em recipientes apropriados e identificados para posterior tratamento.

Figura 1. Paramentos para uso em laboratório



Técnicas de laboratório

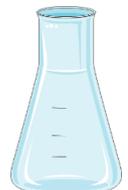
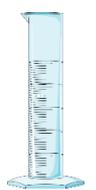
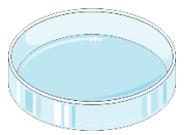
O comportamento no laboratório desempenha um papel fundamental na segurança e no desenvolvimento eficiente dos experimentos. Para realizar as atividades laboratoriais de maneira organizada, é necessário estudar previamente o roteiro da aula e planejar uma estratégia de trabalho, que inclua, por exemplo, cálculos para preparação de soluções e considerações sobre a toxicidade das substâncias envolvidas. É importante manter o local de trabalho sempre limpo, evitando a presença de obstáculos desnecessários ao redor e próximo aos sistemas ou equipamentos em uso. Ao montar um sistema experimental, é recomendado chamar o responsável pelo laboratório para realizar uma verificação final antes de iniciar o experimento. Aprender a limpar o próprio material antes e após o uso é essencial, sempre levando em consideração as normas de segurança do laboratório. A seguir, serão descritos alguns dos utensílios mais comumente utilizados em laboratórios, bem como algumas técnicas de manipulação geralmente empregadas.

Utensílios de vidro

Antes de utilizar qualquer material de vidro, é importante verificar se ele não está quebrado ou apresenta trincas. Vidros quebrados podem causar cortes profundos, e frascos trincados, quando aquecidos, podem quebrar de forma imprevisível. Todo material de vidro danificado deve ser entregue ao responsável pelo laboratório para possível recuperação. O procedimento mais comumente recomendado para a limpeza de materiais de vidro é lavá-los cuidadosamente com uma escova e detergente, enxaguá-los com água corrente e, em seguida, enxaguá-los com água destilada. Após a lavagem, deixe a água escorrer colocando o objeto com a boca voltada para baixo ou seque-o em uma estufa. Quando for necessário utilizar o material imediatamente, enxágue-o duas a três vezes com pequenas porções da solução a ser utilizada. Tenha cuidado ao usar soluções de limpeza que contenham ácidos ou álcalis, pois os respingos podem danificar suas roupas e causar queimaduras graves. Não utilize essas soluções sem a supervisão do responsável pelo laboratório.

A Figura 2 representa uma ilustração dos materiais de vidro mais comumente utilizados em um laboratório.

Figura 2. Utensílios de vidro usados em laboratório

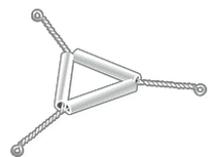
Béquer	Erlenmeyer	Balão volumétrico	Proveta	Tubo de ensaio
				
Vidro de relógio	Kitassato	Bureta	Pipeta volumétrica	Placa de Petri
				
Balão de destilação	Funil de decantação	Bastão de vidro	Dessecador	Picnômetro
				

***Importante ressaltar que a vidraria graduada e volumétrica não deve ser seca na estufa, uma vez que o aquecimento seguido de resfriamento pode deformar o vidro, comprometendo as medidas subsequentes.**

Utensílios de porcelana

A Figura 3 apresenta uma ilustração dos utensílios mais comumente encontrados em laboratórios, feitos de porcelana.

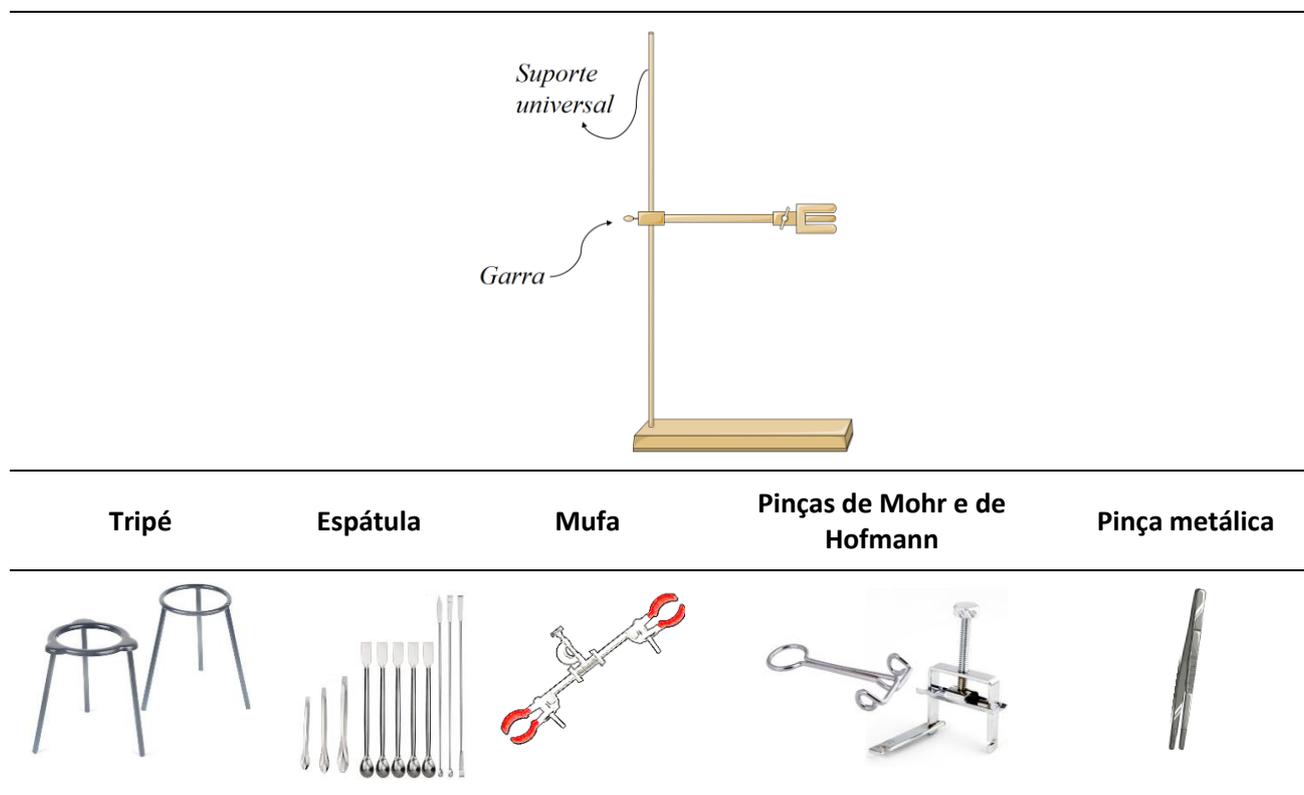
Figura 3. Utensílios de porcelana usados no laboratório.

Cadinho	Triângulo de porcelana	Almofariz e pistilo	Cápsula	Funil de Buchner
				

3.3 Utensílios de metal

Existem vários utensílios metálicos comumente utilizados em um laboratório de química, e alguns deles são representados na Figura 4.

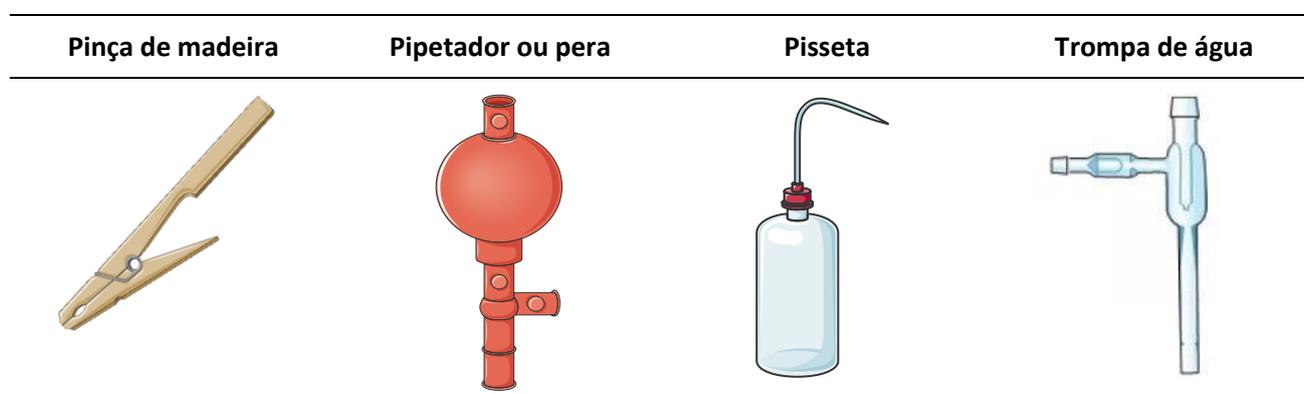
Figura 4. Utensílios metálicos usados no laboratório



3.4 Outros materiais

Diversos outros materiais utilizados no laboratório são apresentados na Figura 5.

Figura 5. Outros utensílios usados no laboratório



3.5 Manuseio de sólidos

Para remover um sólido, seja em forma de pó ou grânulos, de um frasco, é utilizado uma espátula previamente limpa com cuidado, a fim de evitar contaminações. Se o frasco tiver uma abertura estreita que impeça a introdução da espátula, é necessário transferir primeiro o sólido para um pedaço de papel ou um recipiente de vidro. Após o uso, certifique-se de fechar bem o frasco para evitar a contaminação do reagente por poeira ou umidade excessiva. Isso ajudará a preservar a qualidade e a integridade do reagente para futuras utilizações.

3.6 Manuseio de líquidos

Ao realizar a transferência de líquidos, é importante evitar que eles escorram externamente, pois isso pode danificar os rótulos de identificação e dificultar a leitura do nome da substância. Antes de despejar um líquido, incline o frasco de maneira a molhar o gargalo, o que ajudará a evitar que o líquido escorra de forma abrupta. Ao verter um líquido em um recipiente, utilize um funil ou um bastão de vidro pelo qual o líquido possa escorrer de forma controlada. Isso auxiliará na precisão do despejo e minimizará o risco de derramamentos.

Sob nenhuma circunstância, deve-se inserir bastões de vidro, pipetas ou qualquer outro material diretamente nos frascos de reagentes. Para pipetar, é recomendado transferir uma porção do líquido para um frasco limpo e seco e realizar a operação a partir dele. É importante lembrar de nunca devolver o líquido não utilizado ao frasco de reagente. Retire apenas a quantidade necessária e armazene o excesso em um frasco separado para uso futuro ou para recuperação. Além disso, evite colocar líquidos aquecidos em frascos volumétricos, pois o processo de expansão e contração causado pelo aquecimento e resfriamento pode alterar a calibração desses frascos.

3.7 Aquecimento de substâncias

Os utensílios mais frequentemente utilizados para o aquecimento de substâncias são o bico de Bunsen, a chapa aquecedora e a manta aquecedora.

3.7.1. Bico de Bunsen

Ao realizar o aquecimento de substâncias utilizando um bico de Bunsen (Figura 5), é importante observar alguns cuidados:

- 1) Nunca utilize uma chama para aquecer substâncias inflamáveis.
- 2) Evite aquecer substâncias em frascos volumétricos, pois isso pode alterar suas propriedades.
- 3) Não aqueça substâncias em recipientes totalmente fechados para evitar o aumento da pressão interna.
- 4) Inicie o aquecimento suavemente, garantindo um aquecimento uniforme em todo o conteúdo, aumentando gradualmente a intensidade após alguns segundos.
- 5) Ao aquecer líquidos em tubos de ensaio, evite aquecer o fundo do tubo. Posicione a chama na altura do nível do líquido.
- 6) Utilize uma pinça de madeira para segurar o tubo de ensaio.
- 7) Não aponte a boca do tubo de ensaio em sua direção ou na direção de outras pessoas.

- 8) Após o uso do gás, verifique se todos os registros estão corretamente fechados, evitando qualquer risco de vazamento.

Essas precauções garantem um uso seguro do bico de Bunsen (Figura 6) e minimizam os riscos durante o aquecimento de substâncias.

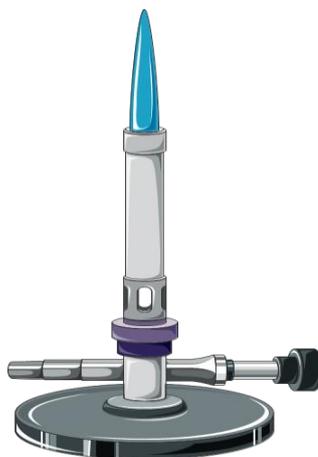


Figura 6. Bico de Bunsen.

Para acender o bico de gás, é importante fechar a entrada de ar e posicionar o queimador longe de objetos inflamáveis. Em seguida, o gás deve ser aberto e o queimador pode ser acendido. A chama resultante é visível e apresenta uma cor amarela brilhante. Essa chama é considerada "fria" e não adequada para uso rotineiro, pois a mistura de gás e ar é pouco oxidante. Para obter uma chama mais quente, é necessário permitir gradualmente a entrada de ar no sistema. À medida que a quantidade de ar aumenta, a coloração da chama se torna azulada e menos visível (Cuidado!). Nesse estágio, é possível observar duas regiões cônicas distintas, conforme ilustrado na Figura 6: a zona interna, mais fria, chamada de zona redutora, e a zona externa, quase invisível, conhecida como zona oxidante. A região mais quente, com temperatura em torno de 1560 °C, está localizada logo acima do cone interno.

Essas características da chama do bico de gás são importantes para compreender o seu funcionamento e garantir o uso adequado no laboratório.

3.7.2. Placa de aquecimento

Este equipamento deve ser utilizado com extrema cautela. A placa de aquecimento pode ficar quente durante o funcionamento. Ao contrário da chama, não haverá nenhuma evidência visual de calor, portanto, é necessário redobrar a atenção. A placa de aquecimento funciona por meio de uma resistência elétrica, por isso, não é adequado utilizá-la para aquecer solventes inflamáveis. É importante ter cuidado especial ao aquecer líquidos intensamente, pois eles podem atingir temperaturas acima do ponto de ebulição sem entrar propriamente em ebulição. Caso seja necessário atingir o ponto de ebulição, é recomendado utilizar pedras de ebulição, que ajudarão a induzir esse fenômeno. É essencial seguir essas orientações para garantir a segurança durante o uso da placa de aquecimento no laboratório.

3.7.3. Mantas de aquecimento

O funcionamento deste equipamento também é baseado no uso de uma resistência elétrica, mas sua forma permite a acomodação de balões de vidro de fundo redondo. Para evitar o superaquecimento sem a ocorrência da ebulição, também é necessário utilizar pedras de ebulição. Esse equipamento é adequado para aquecer líquidos em conjunto com o uso de condensadores (conforme mostrado na Figura 1.20), o que evita a evaporação do líquido para o ambiente. Isso é especialmente útil em procedimentos de refluxo, onde o solvente retorna ao balão durante o aquecimento, ou em destilação, onde o condensado é coletado de forma controlada e sequencial. Essa montagem permite o aquecimento seguro de solventes inflamáveis, desde que se certifique de que a água de resfriamento esteja em fluxo. Esse fluxo de água pode ser em um sistema de circuito fechado ou por meio de água corrente. Ao seguir essas orientações e garantir um fluxo adequado de água de resfriamento, é possível utilizar esse equipamento de forma segura e eficiente no laboratório.

3.8 Destinação de resíduos químicos

Esse conceito está intrinsecamente ligado às práticas e paradigmas adotados pelos profissionais da área ambiental. Dessa forma, uma formação adequada trará benefícios não apenas do ponto de vista técnico, mas também cidadão.

Atualmente, há uma preocupação crescente com a redução da geração de resíduos e com a destinação racional dos mesmos. Essa conscientização é essencial não apenas para empresas que utilizam ou modificam substâncias químicas, mas também para laboratórios de pesquisa, controle e ensino. Nesse sentido, os princípios da química verde têm sido cada vez mais aplicados.

O tratamento de resíduos é uma parte essencial em qualquer laboratório de química. O gerenciamento adequado de resíduos é fundamental para o desenvolvimento profissional no campo da química. Associado à minimização do descarte, busca-se a otimização do uso de reagentes e solventes, o que é uma preocupação fundamental para contribuir na redução do impacto ambiental negativo.

Na sociedade, o "verde" é considerado sinônimo de sustentabilidade e é reconhecido como um fator determinante para o desenvolvimento social e econômico, garantindo a preservação dos recursos naturais e do meio ambiente.

A classificação de resíduos envolve a identificação do processo ou atividade que originou o resíduo. A separação dos resíduos na fonte geradora com base em suas características químicas e a identificação de sua origem são partes essenciais dos relatórios de classificação. Uma descrição clara e precisa das matérias-primas, dos insumos e do processo no qual o resíduo foi gerado é considerada fundamental para garantir o tratamento e a destinação segura dos resíduos.

De acordo com as normas ABNT (NBR 12809 e 10004), os resíduos são categorizados da seguinte forma:

- a) Classe I - Resíduos Perigosos;
- b) Classe II - Resíduos Não perigosos;
 - b1) Classe II A - Resíduos Não inertes;

b2) Classe II B - Resíduos Inertes.

Do ponto de vista conceitual, a periculosidade é atribuída a substâncias ou organismos vivos que, devido a suas propriedades físicas, químicas ou infectocontagiosas, podem representar risco para a saúde pública, resultando em mortalidade, incidência de doenças ou agravamento de seus índices, bem como riscos para o meio ambiente.

De acordo com essas normas, os resíduos que não são classificados como perigosos podem ser tratados como lixo comum e, portanto, podem ser descartados em lixeiras ou sistemas de esgoto urbano. No entanto, no caso de resíduos químicos, é necessário tomar precauções e cuidados especiais. A melhor opção é nunca descartar esses resíduos no lixo ou na rede de esgoto, mas sempre buscar alternativas como recuperação, reciclagem ou doação.

Para entender o significado de periculosidade, o diagrama de Hommel (também conhecido como diamante do perigo), representado na Figura 6, auxilia na classificação de produtos químicos.



Figura 6. Diagrama de Hommel (NFPA (National Fire Protection Association) 704)

Estrutura de um relatório científico

A elaboração de um relatório científico segue uma estrutura geral que visa fornecer informações claras e organizadas sobre uma pesquisa ou experimento. Nos itens a seguir, pode ser encontrado um roteiro básico para a elaboração de um relatório científico. Lembre-se de que os requisitos específicos podem variar de acordo com a instituição ou publicação para a qual o relatório será submetido

- 1) **Capa:** Título do relatório, nome dos autores, a afiliação institucional e a data de submissão.
- 2) **Resumo:** texto conciso que forneça uma visão geral do problema, dos objetivos, dos métodos, dos resultados principais e das conclusões da pesquisa. O resumo geralmente deve ter cerca de 150 a 250 palavras.
- 3) **Introdução:** apresentação do contexto do problema de pesquisa e justifique sua importância. Descreva os objetivos do estudo e forneça uma revisão da literatura relevante, mostrando o que já foi pesquisado sobre o assunto e destacando as lacunas que o seu estudo pretende preencher.
- 4) **Metodologia:** descrição em detalhes os métodos e materiais utilizados no estudo. Explique como você coletou os dados, quais técnicas ou instrumentos foram usados e como você os analisou. Certifique-se de fornecer informações suficientes para que outros pesquisadores possam reproduzir o estudo.
- 5) **Resultados:** apresentação dos resultados obtidos de forma clara e objetiva. Use gráficos, tabelas ou figuras, quando apropriado, para ilustrar os dados. Descreva as tendências ou padrões observados e discuta quaisquer anomalias ou resultados inesperados.
- 6) **Discussão:** interpretação dos resultados à luz dos objetivos do estudo e da revisão da literatura. Explique as implicações dos resultados e discuta suas limitações. Compare seus achados com estudos anteriores e apresente argumentos que sustentem suas conclusões.
- 7) **Conclusão:** recapitule as principais descobertas do estudo e responda aos objetivos de pesquisa propostos na introdução. Discuta as contribuições do estudo, suas possíveis aplicações e sugira áreas para futuras pesquisas.
- 8) **Referências:** Listagem de todas as fontes citadas no relatório de acordo com um formato de citação aceito, como APA, MLA ou ABNT. Certifique-se de seguir as diretrizes de citação específicas solicitadas pela instituição ou publicação.
- 9) **Apêndices:** Se necessário, inclua qualquer material adicional relevante, como questionários utilizados, gráficos ou tabelas suplementares.

É importante lembrar que esse roteiro é uma orientação geral e pode ser adaptado de acordo com as diretrizes específicas fornecidas pela instituição ou publicação para a qual você está escrevendo o relatório. Certifique-se de revisar cuidadosamente as instruções e seguir as normas estabelecidas.

Experimento 1 - Aferição de material de laboratório: erros e medidas

Objetivo Geral

Explorar os principais aspectos relacionados à aferição volumétrica de materiais de laboratório, abordando tanto os erros sistemáticos quanto os aleatórios. Serão discutidas as principais fontes de erro, as estratégias para minimizá-los e as boas práticas a serem adotadas durante a medição volumétrica.

Contexto

A medição precisa e confiável de volumes é um aspecto fundamental em qualquer laboratório, pois muitas vezes é necessário quantificar reagentes, preparar soluções e executar experimentos com base em volumes específicos. No entanto, todas as medições estão sujeitas a erros, sejam eles sistemáticos ou aleatórios, e compreender esses erros é essencial para garantir a exatidão e a precisão dos resultados obtidos.

A aferição volumétrica é o processo de determinar o volume exato de líquidos em equipamentos de laboratório, como buretas, pipetas e balões volumétricos. A correta aferição desses instrumentos é crucial para minimizar os erros de medição e obter resultados confiáveis.

Neste contexto, é fundamental compreender os principais tipos de erros que podem ocorrer durante a aferição volumétrica. Os erros sistemáticos estão associados a falhas inerentes ao equipamento, como desvios de calibração ou vazamentos. Esses erros tendem a ocorrer de maneira consistente e podem levar a resultados enviesados, que se afastam do valor verdadeiro. Já os erros aleatórios são causados por variações imprevisíveis durante a medição, como imprecisão no posicionamento do menisco ou na leitura do volume. Esses erros podem afetar a precisão dos resultados, introduzindo variações em repetições da mesma medida.

Além disso, é importante considerar as medidas corretivas que podem ser adotadas para minimizar os erros na aferição volumétrica. A calibração regular dos equipamentos é essencial para garantir sua precisão, bem como a utilização de técnicas adequadas de manipulação e leitura dos volumes. A utilização de materiais adequados, como ponteiras descartáveis para pipetas, também pode contribuir para a redução dos erros.

Materiais

- ✓ Água destilada;
 - ✓ Balança analítica;
 - ✓ Balão volumétrico de 100 mL;
 - ✓ Béquer de 50 mL;
 - ✓ Bureta de 50 mL;
 - ✓ Proveta de 50 mL;
 - ✓ 4 Erlenmeyers de 125 mL;
 - ✓ Pipeta volumétrica de 25 mL;
 - ✓ Termômetro.
-

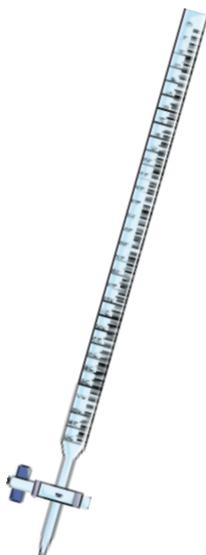
Procedimento experimental

1. Aferição de pipeta



- A. Pesar um erlenmeyer de 125 mL, o qual deverá estar seco (M_e). Utilizando uma **pipeta**, adicione **25 mL** de água (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pela pipeta ($M_a = M_{e_com\acute{a}gua} - M_e$).
- B. Remover a água do erlenmeyer e pesá-lo novamente esse mesmo erlenmeyer ($M_{e_úmido}$). A massa do erlenmeyer será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido. Pipetar, novamente, 25 mL de água neste béquer úmido (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente esse erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_úmido_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pela pipeta ($M_{a_úmido} = M_{e_úmido_com\acute{a}gua} - M_{e1_úmido}$).
- C. Repita o passo B, repetindo as mesmas anotações.

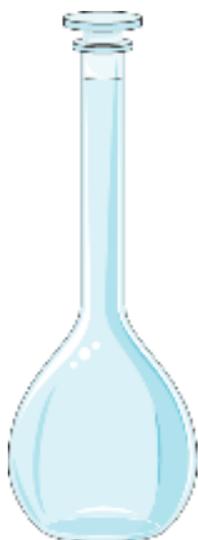
2. Aferição de Bureta



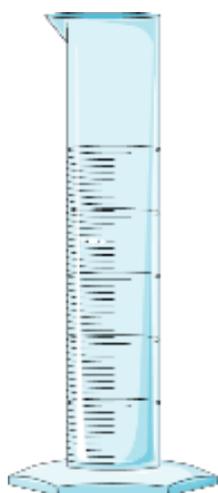
- A. Pesar um outro erlenmeyer de 125 mL, o qual deverá estar seco (M_e). A partir de uma **bureta**, adicione **50 mL** de água (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pela bureta ($M_a = M_{e_com\acute{a}gua} - M_e$). Remover a água do erlenmeyer e pesá-lo novamente esse mesmo erlenmeyer ($M_{e_úmido}$). A massa do erlenmeyer será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido. Escoar pela bureta, novamente, 50 mL de água neste béquer úmido (em equilíbrio térmico com o ambiente).
- B. Pesar novamente esse erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_úmido_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada pela bureta ($M_{a_úmido} = M_{e_úmido_com\acute{a}gua} - M_{e_úmido}$).
- C. Repita o passo B, repetindo as mesmas anotações.

3. Aferição de balão

volumétrico



4. Aferição de uma proveta



- Pesar um outro erlenmeyer de 125 mL, o qual deverá estar seco (M_e). A partir de um **balão volumétrico de 50 ml**, adicione **50 mL** de água (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água dispensada do balão ($M_a = M_{e_com\acute{a}gua} - M_e$). Remover a água do erlenmeyer e pesar novamente esse mesmo erlenmeyer ($M_{e_úmido}$). A massa do erlenmeyer será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido.
- Adicionar, novamente, 50 mL de água neste erlenmeyer úmido (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente esse erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_úmido_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água escoada dispensada pelo balão ($M_{a_úmido} = M_{e_úmido_com\acute{a}gua} - M_{e_úmido}$). Remover a água do erlenmeyer e pesá-lo novamente.
- Repita o passo B, repetindo as mesmas anotações.

- Pesar um outro erlenmeyer de 125 mL, o qual deverá estar seco (M_e). A partir de uma **proveta de 50 ml**, adicione **50 mL** de água (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente o mesmo erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água dispensada pela proveta ($M_a = M_{e_com\acute{a}gua} - M_e$). Remover a água do erlenmeyer e pesar novamente esse mesmo erlenmeyer ($M_{e_úmido}$). A massa do erlenmeyer será diferente pois agora ele não estará seco, e sim úmido.
- Adicionar, novamente, 50 mL de água neste erlenmeyer úmido (em equilíbrio térmico com o ambiente). Pesar novamente esse erlenmeyer (agora cheio de água) ($M_{e_úmido_com\acute{a}gua}$). Por diferença de massa, calcular a massa de água dispensada pela proveta ($M_{a_úmido} = M_{e_úmido_com\acute{a}gua} - M_{e_úmido}$).
- Repita o passo B, repetindo as mesmas anotações.

Tabela de organização dos dados

Tabela 1. Massas obtidas das vidrarias e os devidos cálculos para interpretação da precisão dos dados obtidos para todas as vidrarias

Densidade da água à _____ (inserir temperatura da água): _____ (g/cm³)

Massas (g)	Pipeta (25 mL)	Bureta (50 mL)	Balão Volumétrico (100mL)	Proveta (50 mL)
M_e				
M_{e_comágua}				
M_{agua} = M_{e_comágua} - M_e (V1)				
M_{e_úmido}				
M_{e_úmido_comágua}				
M_{agua} = M_{e_úmido_comágua} - M_{e_úmido} (V2)				
M_{e_úmido2}				
M_{e_úmido_comágua2}				
M_{agua} = M_{e_úmido_comágua2} - M_{e_úmido2} (V3)				
Média (V1 + V2 + V3)/3				

Nome:

N°USP:

Folha Pré-laboratório – Experimento 1

1. Defina:

a. aferição

b. vidraria de precisão

c. desvio padrão absoluto e relativo

d. Erros sistemáticos

e. erros aleatórios

Nome:

N°USP:

2. Calcule o desvio padrão relativo entre os seguintes valores, apresentando o raciocínio.

a. 0,089; 0,095; 0,092; 0,102; 0,097

Média: _____

Desvio padrão: _____

Desvio padrão relativo: _____

b. 2.320, 2,301; 2,332; 2,358, 2,345

Média: _____

Desvio padrão: _____

Desvio padrão relativo: _____

Nome:

N°USP:

Folha de Relatório – Experimento 1

Densidade à _____ (inserir temperatura): _____

Massas (g)	Pipeta (25 mL)	Bureta (50 mL)	Balão Volumétrico (100mL)	Proveta (50 mL)
Média $(V1 + V2 + V3)/3$				
Desvio padrão absoluto				
Desvio padrão relativo				

Apresente as expressões utilizadas para realização dos cálculos com os valores obtidos para cada vidraria.

Nome:

N°USP:

1. Explique porque a proveta apresentou desvio padrão absoluto e relativo maior que as demais vidrarias

2. Se substituíssemos a água por etanol, com densidade conhecida a uma determinada temperatura, seria possível realizar a mesma aferição de vidraria? Justifique sua resposta com base na volatilidade maior do etanol (menor pressão de vapor do etanol) quando comparado à água.

Experimento 2 - Equilíbrio Químico e constante de equilíbrio

Objetivo Geral

Dada uma equação química para um determinado equilíbrio químico, explicar e prever, com base no princípio de LeChatelier, a direção de um deslocamento de um equilíbrio quando o mesmo é perturbado com a alteração da concentração de um dos componentes. Determinação da constante de equilíbrio.

Contexto Químico

Algumas reações químicas prosseguem até a conclusão, isto é, até que uma espécie reagente é, para todos os fins práticos, completamente consumida. Um exemplo de tal reação é a precipitação de íons Cl da solução:



Quando a concentração de Cl é praticamente zero, a reação está completa. Essa é a percepção que temos quando olhamos um sistema como esse, em que a reação se desloca muito mais para a formação de $\text{AgCl}_{(\text{s})}$. Entretanto, ainda que não seja possível perceber mudanças visualmente perceptíveis a olho nu, uma pequena fração de sólido dissolve, atingindo um equilíbrio no sistema. Em virtude disso, a reação acima é um equilíbrio dinâmico, representado corretamente da seguinte maneira:



Outras reações são mais facilmente percebidas como reversíveis. Isso significa que, quando os reagentes são introduzidos no recipiente de reação, a reação começará, mas assim que os produtos da reação começam a se acumular, eles vão reagir uns com os outros para produzir algumas das espécies iniciais em maior quantidade. A todo momento, duas reações são ocorrendo, uma indo na direção direta e outra na direção reversa. Para exemplo, considere a ionização do ácido acético em água:



Enquanto algumas moléculas neutras de ácido acético estão reagindo com a água, alguns dos íons hidrônio (H_3O^+) e íons acetato (CH_3COO^-) formados pela ionização (reação direta) estão se recombinando para produzir o ácido não dissociado ou molecular (reação inversa). As duas flechas indicam a ocorrência simultânea de duas reações, tanto no sentido direto (direção à direita) quanto no sentido inverso (direção à esquerda). Quando a velocidade direta é exatamente igual à velocidade da reação inversa, é dito que o sistema está em equilíbrio, e nenhuma mudança perceptível ocorre. Esta condição não significa que todas as reações cessaram, mas apenas que ambas as reações ocorrem na mesma velocidade.

Considerando o equilíbrio geral,



Quando a concentração de uma das espécies de um sistema em equilíbrio se altera, o equilíbrio químico é perturbado e um deslocamento irá ocorrer, a fim de reestabelecer uma nova condição de equilíbrio após a perturbação. O sistema atua de maneira a contrabalancear a perturbação promovida, se deslocando na direção de um reagente que foi removido ou na direção contrária caso o mesmo reagente tenha sido introduzido no sistema, de acordo com o princípio de LeChatelier.

A relação entre produtos e reagentes envolvidos no sistema bem como a sua proporção é estabelecida por uma constante, denominada constante de equilíbrio. Considerando o equilíbrio,



A constante de equilíbrio é definida por:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[B]^b \cdot [A]^a} \quad (2.6)$$

Considerando o princípio de LeChatelier e o equilíbrio apresentado pela equação 2.4, ao se acrescentar o reagente A ao sistema em equilíbrio, o sistema se desloca para a direita, direção oposta de A, a fim de produzir mais produtos e reestabelecer o equilíbrio. Quando A é removido do sistema, o equilíbrio químico se desloca para a esquerda, a fim de compensar a ausência de A reestabelecendo o equilíbrio que foi perturbado. Quando há o deslocamento do equilíbrio envolvido pela alteração da concentração de uma das espécies envolvidas como o caso exemplificado anteriormente, o fenômeno recebe o nome de efeito do íon comum.

Neste experimento, você irá observar qualitativamente e quantitativamente o princípio do equilíbrio químico, considerando o princípio de LeChatelier e o efeito do íon comum.

Procedimento Experimental

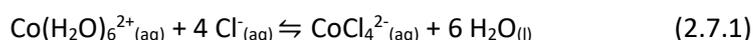
Precauções e descarte de resíduos.

- Soluções de hidróxido de sódio básicas reagem com a pele (ou olhos), dando sensação de toque escorregadio. Caso isso ocorra, lave o local abundantemente com água até que a sensação desapareça. Manuseie as soluções ácidas com cuidado. O uso de óculos de proteção é obrigatório, uma vez que a solução de base pode cegar em contato com os olhos.
- Soluções contendo metais (Co^{2+} e Fe^{3+}) devem ser descartadas em descartes de resíduos apropriados localizados nas capelas dos laboratórios. Soluções ácidas ou básicas também devem ser descartadas nos descartes de resíduos localizados nas capelas dos laboratórios.

Parte I. Aspectos qualitativos em equilíbrio químico

1. Complexos iônicos de cobalto (II)

Íons de cobalto (II), Co^{2+} , existem em água como aquo-complexos, $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$, com coloração rosa. Outros complexos exibem colorações diferentes, como por exemplo o CoCl_4^{2-} que exibe coloração azul. Dependendo da concentração relativa de íons cloreto (Cl^-) em solução, o equilíbrio apresentado na equação a seguir pode se deslocar para a direita ou para a esquerda apresentando um coloração mais próxima do azul ou do rosa:



- A. Coloque 10 a 15 gotas de solução de cloreto de cobalto (II) 0,5 mol L⁻¹, CoCl_2 , em cada um de 3 tubos de ensaio. Ao primeiro (tubo 1), adicione 10 gotas de ácido clorídrico concentrado, HCl. Registre qualquer alteração.

- B. Ao segundo tubo teste (tubo 2), adicione uma pequena quantidade de cloreto de amônio, NH_4Cl sólido, e agite até que todo o sólido se dissolva. Adicione até que não haja mais dissolução do sólido e haja NH_4Cl sólido no fundo do tubo.
- C. Compare a cor dessas soluções com a cor da solução no terceiro tubo (tubo 3) que contém apenas a solução de cobalto (II). Coloque os tubos 2 e 3 em um béquer contendo água em ebulição e anote quaisquer mudanças nas soluções. Esfrie os tubos em água corrente. Anote suas observações e explique o que ocorreu.

2. Ionização do ácido acético

Considere o equilíbrio,

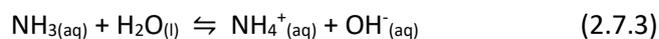


Como nenhuma das espécies nesse equilíbrio é colorida, o corante alaranjado de metila é adicionado com o propósito de identificar alterações na concentração do íon H_3O^+ . Em soluções muito ácidas (alta concentração de H_3O^+) o indicador apresenta coloração vermelha, já em soluções com concentração mais baixa a solução apresenta coloração amarelada, apresentando uma cor intermediária laranja.

- A. Coloque 10-15 gotas de solução de ácido acético (CH_3COOH) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em um tubo de ensaio e adicione 1 a duas gotas de alaranjado de metila. Coloque alguns cristais de acetato de sódio, CH_3COONa , na solução e agite para dissolução dos cristais.
- B. O que aconteceria caso tivessem sido adicionadas algumas gotas de NaOH 1 mol L^{-1} ? Não realize este experimento, mas discuta essa hipótese na sua folha de relatório.

3. Ionização de amônia em solução aquosa

Quando amônia gasosa é dissolvida em água, o seguinte equilíbrio é estabelecido:



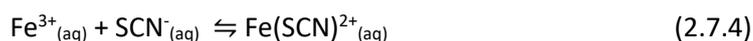
Esta solução também é conhecida como hidróxido de amônio pela presença de amônio e íons hidróxido. Neste caso, como no exemplo do item anterior, nenhuma das espécies é colorida, necessitando o uso do corante fenolftaleína que adquire coloração rosa em soluções fortemente básicas. Quando a concentração do íon OH^- diminui, a solução apresenta ausência de coloração.

- A. Adicione 10-15 gotas de solução de NH_4OH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em um tubo de ensaio e adicione 1 a 2 gotas de fenolftaleína. Anote a coloração da solução. Adicione cloreto de amônio, NH_4Cl , sólido, à solução e agite até que todo sólido se dissolva. Anote e explique o que ocorre.

- B. Repita o procedimento no passo A (10 -15 gotas NH_4OH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ + 1-2 gotas de fenolftaleína), adicionando ao tubo, 10 gotas de solução de cloreto de zinco, ZnCl_2 , com concentração 1 mol L^{-1} .

4. O complexo de Fe(III)-tiocianato – Parte I – Aspectos qualitativos do equilíbrio químico.

O íon complexo Fe(III) -tiocianato pode ser formado a partir de íons Fe(III) em solução aquosa a partir dos íons ferro (III) (Fe^{3+}) e tiocianato (SCN^-) de acordo com a equação



Adicione 10-15 gotas de solução de nitrato de ferro (III), $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, com concentração $0,1 \text{ mol L}^{-1}$, à um béquer de 50 ml. Adicione volume equivalente em gotas de solução de tiocianato de potássio, KSCN , com concentração $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e dilua a solução com 30 ml de água destilada. Adicione algumas 4 a 5 gotas de ácido nítrico 2 mol L^{-1} à mistura. Separe a mistura em 3 tubos de ensaio e proceda da seguinte maneira:

- A. Adicione 10 gotas de solução de nitrato de ferro(III), dessa vez com concentração $1,0 \text{ mol L}^{-1}$, ao tubo 1
- B. Adicione mais 10 gotas de solução de tiocianato de potássio com concentração $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ao tubo 2.
- C. Adicione 5-8 gotas de solução de hidróxido de sódio a 10% (m/m) ao tubo 3. Anote suas observações e discuta os fenômenos observados na folha de relatório.

Parte II. Determinação da constante de equilíbrio do complexo Fe(III)-SCN

Para essa parte utilizaremos, o método espectrofotométrico para determinação da constante de equilíbrio da reação acima. A espectrofotometria se baseia no princípio de absorção de radiação por parte de uma espécie química, promovendo-a a um estado excitado transitório de maior energia. A razão entre a transmissão de energia por uma solução contendo a espécie em estudo e em sua ausência é denominada transmitância (T) e pode ser expressa por:

$$T = \log I_f/I_0 = 1/A \quad \text{ou} \quad A = -\log I_f/I_0 \quad (2.7.5)$$

Em que A é definido como absorvância, I_f é a intensidade de radiação na presença da espécie química, I_0 é a intensidade de radiação na ausência da espécie química. A absorvância de uma molécula apresenta comprimento de onda máximo específico de absorção (λ_{max}), que para o complexo de $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$, é de 447 nm. Nesse comprimento de onda, a absorvância (A), descontada a absorvância de fundo (branco), pode ser atribuída totalmente ao complexo $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$, podendo assim se estabelecer a correlação entre a absorvância e a concentração da espécie pela lei de Beer-Lambert:

$$A = \epsilon b[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] \quad \text{ou} \quad [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = \frac{A}{\epsilon b} \quad (2.7.6)$$

Em que ϵ é o coeficiente de absorvância molar ($\text{L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$) e b é o caminho óptico (cm). Dessa forma podemos escrever a constante de equilíbrio da reação como:

$$K = \frac{\frac{A}{\epsilon b}}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} \quad (2.7.7)$$

Se formos considerar as concentrações de partida dos reagentes (designadas como $[\text{Fe}^{3+}]_0$ e $[\text{SCN}^-]_0$), após a mistura entre eles e formação do complexo $[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]$, as concentrações de cada reagente em solução podem ser expressas por:

$$[\text{Fe}^{3+}]_0 = [\text{Fe}^{3+}] + [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] \quad (2.7.8)$$

$$[\text{SCN}^-]_0 = [\text{SCN}^-] + [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]$$

Substituindo $[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = \frac{A}{\epsilon b}$, e resolvendo a equação para as concentrações de Fe^{3+} e SCN^- para substituição na constante de equilíbrio, tem-se:

$$[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Fe}^{3+}]_0 - \frac{A}{\epsilon b} \quad [\text{SCN}^-] = [\text{SCN}^-]_0 - \frac{A}{\epsilon b} \quad (2.7.9)$$

Assim:

$$K = \frac{\frac{A}{\epsilon b}}{([\text{Fe}^{3+}]_0 - \frac{A}{\epsilon b})([\text{SCN}^-]_0 - \frac{A}{\epsilon b})} \quad (2.7.10)$$

Que pode ser reescrita da seguinte forma:

$$\frac{A}{[\text{Fe}^{3+}]_0 \cdot [\text{SCN}^-]_0} = -K \cdot \frac{A([\text{Fe}^{3+}]_0 + [\text{SCN}^-]_0)}{[\text{Fe}^{3+}]_0 \cdot [\text{SCN}^-]_0} + \epsilon b K \quad (2.7.11)$$

$y = m \quad x \quad + \quad b$

Dessa forma, a equação se ajusta em uma equação de reta, cujo coeficiente angular $-K$ equivale à constante de equilíbrio do sistema.

- A. Com auxílio de buretas de 10 ml, você será designado a preparar as misturas apresentadas na tabela abaixo contendo os reagentes $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ($0,1 \text{ mol L}^{-1}$) + KSCN ($0,02 \text{ mol L}^{-1}$) + HNO_3 (2 mol L^{-1}) conforme a tabela abaixo.

Tubo	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	KSCN	HNO_3	Água destilada
1	1,0 ml	0,1 ml	1,0 ml	7,9 ml
2	1,0 ml	0,2 ml	1,0 ml	7,8 ml
3	1,0 ml	0,3 ml	1,0 ml	7,7 ml
4	1,0 ml	0,4 ml	1,0 ml	7,6 ml
5	1,0 ml	0,6 ml	1,0 ml	7,4 ml
6	1,0 ml	0,8 ml	1,0 ml	7,2 ml
7	1,0 ml	1,0 ml	1,0 ml	7,0 ml
8 (Branco)	1,0 ml	0	1,0 ml	8,0 ml

- B. Registre, fotograficamente, a imagem dos tubos, mantendo a mesma distancia dos tubos. Obtenha 3 imagens.
- C. Usando o software ImageJ, adobe Photoshop ou Image Color Picker, coletar o RGB referente às amostras nos diferentes tubos de ensaio.

- D. A partir da equação 2.7.5, calcule a absorvância (A) para as 3 cores. O cálculo pode ser feito usando a expressão $-\log I_f/I_0$ de uma determinada cor (R, G ou B). Faça a média dos valores.
- E. A partir disso obtenha o valor de K a partir da equação 2.7.11 considerando a interceptação da reta no eixo das ordenadas obtida a partir da regressão linear dos valores calculados

Literatura específica para esse experimento e maiores detalhes:

Eric Kehoe, R. Lee Penn, Introducing Colorimetric Analysis with Camera Phones and Digital Cameras: An Activity for High School or General Chemistry, **J. Chem. Educ.**, 2013, 90, 1191–1195 - [dx.doi.org/10.1021/ed300567p](https://doi.org/10.1021/ed300567p)

Joel F. Destino, Kate Cunningham, J. At-Home Colorimetric and Absorbance-Based Analyses: An Opportunity for Inquiry-Based, Laboratory-Style Learning, **J. Chem. Educ.**, 2020, 97, 2960–2966 - <https://dx.doi.org/10.1021/acs.jchemed.0c00604>

Nome:

N°USP:

Folha Pré-Laboratório – Experimento 2

1. Aponte e explique como o equilíbrio $2X + 2Y \rightleftharpoons Z$ irá se deslocar caso
 - a. X é removido

 - b. Y é adicionado

 - c. Z é adicionado

2. Defina:
 - a. O efeito do íon comum

 - b. O princípio de LeChatelier

 - c. Se há reações ocorrendo quando o sistema entra em equilíbrio. Justifique

Nome:

N°USP:

3. Considere o equilíbrio $2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Preveja a direção de mudança de equilíbrio quando:

a. NaOH for adicionado

b. HCl for adicionado

c. Justifique suas respostas nos itens a e b, considerando o princípio de LeChatelier e o efeito do íon comum.

Nome:

N°USP:

Folha de Relatório – Experimento 2

Parte I – Aspectos qualitativos em equilíbrio químico

1. Equilíbrio iônico dos íon complexos de Co(II)

1A. Adição de HCl: Alteração de cor, caso positivo: _____

Direção da mudança (equilíbrio): _____

Explique:

1B. Adição de NH_4Cl : Cores das soluções dos tubos 2 e 3 em diferentes temperaturas

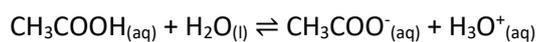
	Tubo 2	Tubo 3
Temperatura ambiente		
Após fervura		
Após resfriamento		

Explique:

Nome:

N°USP:

2. Equilíbrio de ionização do ácido acético



2A. Adição de CH_3COONa : Alteração de cor, se houver: _____

Direção do deslocamento (equilíbrio): _____

Explique

2B. Adição de NaOH : Previsão de deslocamento (equilíbrio): _____

Explique

3. Equilíbrio de ionização da amônia

3A. Adição de NH_4Cl : Alteração de cor, se houver: _____

Direção do deslocamento (equilíbrio): _____

Explique:

3B. Adição de ZnCl_2 : Alteração de cor, se houver: _____

Direção do deslocamento (equilíbrio): _____

Explique:

Nome:

N°USP:

4. Parte I: Equilíbrio do Íon complexo Fe(III)-Tiocianato

4A. Adição de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$: Alteração de cor, se houver: _____

Direção do deslocamento (equilíbrio): _____

Explique

4B. adição de KSCN: Alteração de cor, se houver: _____

Direção do deslocamento (equilíbrio):

Explique:

Adição de NaOH: Alteração de cor, se houver: _____

Direção do deslocamento (equilíbrio): _____

Explique:

Nome:

N°USP:

Parte II: Determinação da constante de equilíbrio do complexo Fe(III)-Tiocianato

Dados: Molaridade da solução estoque de KSCN: _____

Molaridade da solução estoque de Fe(NO₃)₃: _____

Comprimento de onda: 447 nm

Preencha a tabela:

Tubo	[SCN ⁻] ₀ (mol L ⁻¹)	[Fe ³⁺] ₀ (mol L ⁻¹)	Absorbância (A)	$\frac{A}{[\text{SCN}^-]_0 \cdot [\text{Fe}^{3+}]_0}$	$\frac{A \left([\text{Fe}^{3+}]_0 + [\text{SCN}^-]_0 \right)}{[\text{Fe}^{3+}]_0 \cdot [\text{SCN}^-]_0}$
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					

Construa a curva considerando a equação de reta 2.7.11

Equação de reta: _____

Valor de K: _____

Apresente o gráfico obtido junto com a folha de relatório.

Compare a constante obtida com dados da literatura e explique possíveis diferenças entre o valor experimentalmente obtido e o valor teórico.

Experimento 3: Termodinâmica Química - Calorimetria

Objetivos

Neste experimento iremos trabalhar com um calorímetro de copo descartável de isopor. O calorímetro será utilizado para determinar os calores específicos das reações. As relações entre os calores das reações serão investigadas.

Contexto químico

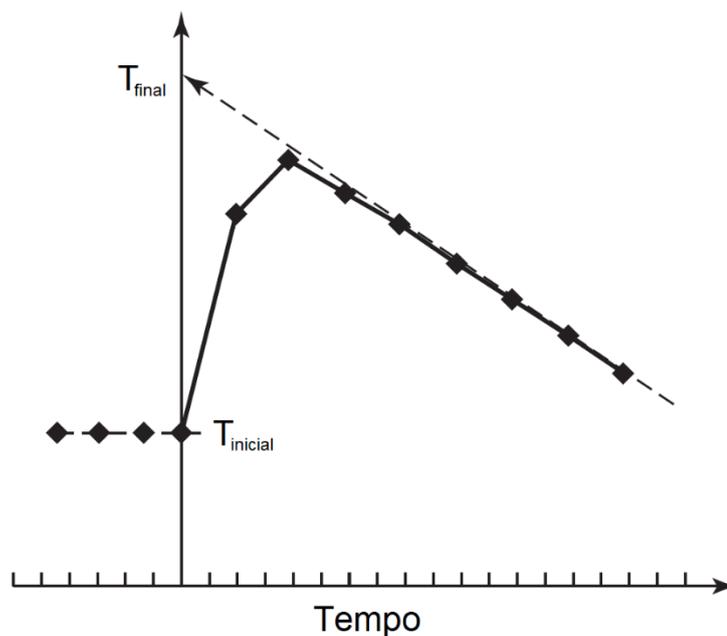
Um calorímetro ideal pode ser projetado isolando completamente as soluções reagentes do ambiente circundante e, portanto, permitindo que todo o calor liberado pela reação seja utilizado para elevar a temperatura da solução reacional no calorímetro. A partir da temperatura da solução antes do início da reação e da temperatura da solução após o final da reação, a variação de temperatura pode ser medida. Cálculos baseados na Primeira Lei da Termodinâmica (o calor gerado pela reação é igual ao calor absorvido pela solução) podem ser realizados nessa situação ideal sem levar em consideração a energia requerida para aquecer o calorímetro e o ambiente ao seu redor. Por exemplo, poderiam ser feitos os seguintes cálculos:

$$\Delta H_{\text{reação}} = -\Delta H_{\text{solução}}$$

O calorímetro ideal não existe. O calorímetro que utilizaremos neste experimento não evita completamente a perda de calor para o ambiente circundante. Essas perdas de calor podem ser mensuradas através de um valor de capacidade térmica para cada calorímetro específico (C_{cal}). A capacidade térmica do calorímetro é o calor absorvido pelo calorímetro e/ou perdido para o ambiente por grau ($^{\circ}\text{C}$ ou K) de aumento de temperatura. O valor da capacidade térmica do calorímetro pode ser determinado experimentalmente misturando em um calorímetro uma massa conhecida de água (m_{amb}) à temperatura ambiente (T_{amb}) com uma massa (m_{ebul}) e temperatura (T_{ebul}) conhecidas de água em ebulição, e determinando a temperatura da mistura resultante (T_{final}). Neste experimento, será investigado os calores de várias reações usando o mesmo calorímetro. Serão utilizadas quantidades semelhantes de solução em cada determinação, e estaremos principalmente interessados nas diferenças de calores das reações. Portanto, o calor absorvido pelo calorímetro será pequeno e praticamente igual em cada determinação. Durante este experimento, o calor absorvido pelo calorímetro e o calor perdido para o ambiente serão ignorados.

Para cada reação neste experimento, todas as quantidades do lado direito da equação devem ser conhecidas ao final do experimento, e a entalpia da reação poderá ser calculada da seguinte forma:

$$\Delta H_{\text{reação}} = -[m_s C_s (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}})]$$



A entalpia da reação realizada com quantidades conhecidas de reagentes pode ser calculada utilizando as seguintes informações:

- $\Delta H_{\text{reação}}$ Entalpia da reação com quantidades conhecidas de reagentes.
- m_s Massa da solução no calorímetro (considerar densidade da solução de $1,02 \text{ g mL}^{-1}$).
- C_s Calor específico da solução ($3,97 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ para as soluções que serão utilizadas neste experimento).
- T_{inicial} Temperatura da solução antes da reação (extrapolada para o momento que ocorre a mistura).
- T_{final} Temperatura da solução após a reação instantânea (extrapolada para o momento que ocorre a mistura). Isso também é chamado de temperatura máxima.

Lembrando que todas as unidades devem ser coerentes para garantir que o resultado esteja na unidade desejada (por exemplo, Joules, J). De uma forma geral, o experimento utiliza conceitos de estequiometria, reações sequenciais e transferência de energia. Será demonstrado a utilização de um calorímetro simples para prever os calores das reações.

Procedimento Experimental

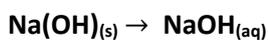
Precauções e descarte de resíduos.

- Soluções de hidróxido de sódio básicas reagem com a pele (ou olhos), dando sensação de toque escorregadio. Caso isso ocorra, lave o local abundantemente com água até que a sensação desapareça. Manuseie as soluções ácidas com cuidado. O uso de óculos de proteção é obrigatório, uma vez que a solução de base pode cegar em contato com os olhos.

Determinação de entalpia de reação

Como calorímetro, serão utilizados copos de isopor descartáveis. Pese o copo em uma balança analítica.

I. Entalpia da dissolução



- A. Pese o calorímetro vazio e anote a sua massa. Utilizando uma proveta, coloque 100 mL de água destilada no calorímetro. Pese o calorímetro com a água e anote a massa. Calcule a massa de água transferida.
- B. Pesar 1.5 a 2.0 g de NaOH. Anotar com precisão a massa medida. Suspender um termómetro na água do calorímetro;
- C. Efetuar cinco leituras de temperatura a intervalos de 20 segundos; e à sexta leitura, adicionar o NaOH sólido. Agitar suavemente a solução e efetuar pelo menos outras 15 leituras de temperatura a intervalos de 20 segundos, anotando quando todo o NaOH se dissolver.
- D. Se 15 leituras adicionais não forem suficientes até total dissolução do NaOH, adicione mais 10 leituras (ou quantas forem necessárias) até o momento em que todo o NaOH se dissolver. Atenção, continue a recolher dados até ter pelo menos 10 leituras após a dissolução do último grão de NaOH sólido.
- E. Esvazie o calorímetro jogando a solução na pia. Lave o calorímetro com água destilada e seque dentro e fora.

B) Entalpia do $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(s)}$

- A. Pese o calorímetro sem a solução e anote a massa. Com uma proveta, meça 100 ml de solução de HCl 1M, transferindo todo o volume da proveta para o calorímetro. Anote a massa total do calorímetro e calcule a massa de solução de ácido transferida.
- B. Utilize a balança e pese 1,50 a 2,00 g de NaOH. Registrar a massa exata com uma aproximação de 0,01 g. Suspender um termómetro no ácido contido no calorímetro;
- C. Efetuar 5 leituras de temperatura com intervalos de 20 segundos; e na 6ª leitura, adicionar o NaOH sólido. Agitar suavemente a solução e efetuar pelo menos mais 15 leituras de temperatura com intervalos de 20 segundos, anotando quando todo o NaOH se dissolver.
- D. Se 15 leituras adicionais não forem suficientes até total dissolução do NaOH, adicione mais 10 leituras (ou quantas forem necessárias) até o momento em que todo o NaOH se dissolver. Atenção, continue a recolher dados até ter pelo menos 10 leituras após a dissolução do último grão de NaOH sólido. Esvazie a solução do calorímetro e lave-o com água destilada. Secar o calorímetro por dentro e por fora.

C) Entalpia do $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)}$

- A. Pese o calorímetro sem a solução e anote a massa. Com uma proveta, meça 100 ml de solução de HCl 1M, transferindo todo o volume da proveta para o calorímetro. Anote a massa total do calorímetro e calcule a massa de solução de ácido transferida. do ácido diluído seja transferido. Lavar a proveta graduada e secar.
 - B. Em outra proveta graduada limpa e seca, verter 50 mL de solução de NaOH 1M e repetir o procedimento de aferição como descrito acima. O ácido clorídrico e a solução de hidróxido de sódio devem ter a mesma temperatura. Esta condição é satisfeita quando os frascos de armazenamento estão no laboratório há várias horas.
 - C. Suspender um termómetro no ácido contido no calorímetro; efetuar 5 leituras de temperatura com intervalos de 20 segundos; e na 6ª leitura adicionar à solução de NaOH. Agitar suavemente a solução e efetuar mais 15 leituras de temperatura a intervalos de 20 segundos.
 - D. Esvazie a solução do calorímetro e lave-o com água destilada. Secar o calorímetro por dentro e por fora.
-

Nome:

N°USP:

Folha Pré-Laboratório – Experimento 3

1. Defina:

a) Calor de reação

b) calor específico

2) Defina o que são reações endotérmicas e exotérmicas, correlacionando com o parâmetro ΔH .

3. Defina a Lei de Hess.

Nome:

N°USP:

Folha de Relatório: Experimento 3

A. Determinação calor de reação de solubilização do NaOH

Dados da determinação das entalpias de reação para $\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{NaOH}_{(aq)}$

Massa do calorímetro vazio _____ g

Massa do calorímetro com água destilada (temp. ambiente) _____ g

Massa da água destilada _____ g

Massa de NaOH _____ g

Mols de NaOH _____ mol

Massa total da solução (m_s) _____ g
($m_{\text{água}} + m_{\text{NaOH}}$)

Dados de Tempo/Temperatura

0 s	___ °C	80 s	___ °C	160 s	___ °C	240 s	___ °C	320 s	___ °C
20 s	___ °C	100 s	___ °C	180 s	___ °C	260 s	___ °C	340 s	___ °C
40 s	___ °C	120 s	___ °C	200 s	___ °C	280 s	___ °C	360 s	___ °C
60 s	___ °C	140 s	___ °C	220 s	___ °C	300 s	___ °C	380 s	___ °C

Plote um gráfico com os dados de tempo/temperatura registrados acima, demonstre todos os cálculos e anexe o gráfico a esta folha de relatório.

Temperatura da água no momento da mistura (T_{inicial}): _____ °C - (determinado pela extrapolação e indicado no gráfico plotado)

Temperatura extrapolada máxima da mistura (T_{final}): _____ °C

$\Delta T_{\text{reação}}$: _____ °C ($T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$)

Energia térmica absorvida pela solução: _____ J ou _____ kJ

$[m_s C_s (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}})]$ e ($C_s = 3,97 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$)

Qual o valor obtido para $\Delta H_{\text{reação}}$ para o número de mols de NaOH utilizado?

_____ J ou _____ kJ

ΔH para a formação de um mol de NaOH: _____ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

($\Delta H_{\text{reação}}$ dividido pelo número de moles da reação)

Nome:

N°USP:

B) Determinação da entalpia de reação para $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(s)}$

Volume da solução HCl 1M _____ mL
Massa da solução (m_{HCl}) _____ g
(vol. em mL \times 1,02 g.mol⁻¹)
Mols de HCl _____ g
(1M \times V_{HCl} /1000)
Massa de NaOH _____ g
Mols de NaOH _____ mol
Massa total da solução (m_s) _____ g
($m_{\text{HCl}} + m_{\text{NaOH}}$)

Dados de Tempo/Temperatura

0 s	____ °C	80 s	____ °C	160 s	____ °C	240 s	____ °C	320 s	____ °C
20 s	____ °C	100 s	____ °C	180 s	____ °C	260 s	____ °C	340 s	____ °C
40 s	____ °C	120 s	____ °C	200 s	____ °C	280 s	____ °C	360 s	____ °C
60 s	____ °C	140 s	____ °C	220 s	____ °C	300 s	____ °C	380 s	____ °C

Plote um gráfico com os dados de tempo/temperatura registrados acima, demonstre todos os cálculos e anexe o gráfico a esta folha de relatório.

Temperatura o HCl no momento da mistura (T_{inicial}): _____ °C (determinado pela extrapolação e indicado no gráfico plotado)

Temperatura extrapolada máxima da solução misturada (T_{final}): _____ °C

$\Delta T_{\text{reação}}$: _____ °C ($T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$)

Energia térmica absorvida pela solução: _____ J ou _____ kJ

$[m_s C_s (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}})]$ e ($C_s = 3,97 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$)

Qual o valor obtido para $\Delta H_{\text{reação}}$? (lembre-se que este é o calor para o número de mols de água formada na reação, que é igual ao menor número de mols de HCl ou mols de NaOH disponíveis para reagir)

_____ J ou _____ kJ

ΔH para um mol de reação: _____ kJ.mol⁻¹

($\Delta H_{\text{reação}}$ dividido pelo número de moles da reação)

Nome:

N°USP:

C) Dados da determinação o das entalpias de reação para $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)}$

Volume da solução HCl 1M _____ mL
Massa da solução (m_{HCl}) _____ g
(vol. em mL \times 1,02 g.mol⁻¹)
Mols de HCl _____ g
(1M \times V_{HCl}/1000)
Volume da solução NaOH 1M _____ mL
Massa da solução (m_{NaOH}) _____ g
(vol. em mL \times 1,02 g.mol⁻¹)
Mols de NaOH _____ mol
(1M \times V_{NaOH}/1000)
Volume total da solução _____ mL
Massa total da solução (m_s) _____ g
($m_{\text{HCl}} + m_{\text{NaOH}}$)

Dados de Tempo/Temperatura

0 s	____ °C	80 s	____ °C	160 s	____ °C	240 s	____ °C	320 s	____ °C
20 s	____ °C	100 s	____ °C	180 s	____ °C	260 s	____ °C	340 s	____ °C
40 s	____ °C	120 s	____ °C	200 s	____ °C	280 s	____ °C	360 s	____ °C
60 s	____ °C	140 s	____ °C	220 s	____ °C	300 s	____ °C	380 s	____ °C

Plote um gráfico com os dados de tempo/temperatura registrados acima, demonstre todos os cálculos e anexe o gráfico a esta folha de relatório.

Temperatura do HCl no momento da mistura (T_{inicial}): _____ °C (determinado pela extrapolação e indicado no gráfico plotado)

Temperatura extrapolada máxima da solução misturada (T_{final}): _____ °C

$\Delta T_{\text{reação}}$: _____ °C ($T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$)

Energia térmica absorvida pela solução: _____ J ou _____ kJ

$[m_s C_s (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}})]$ e ($C_s = 3,97 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$)

Qual o valor obtido para $\Delta H_{\text{reação}}$? (lembre-se que este é o calor para o número de mols de água formada na reação, que é igual ao menor número de mols de HCl ou mols de NaOH disponíveis para reagir)

_____ J ou _____ kJ

ΔH para um mol de reação: _____ kJ.mol⁻¹

($\Delta H_{\text{reação}}$ dividido pelo número de moles da reação)

Nome:

N°USP:

1. O calor por mol de reação para cada uma das reações acima é similar? Compare o calor de reação calculado por você com os dos seus colegas e discuta.

2. Qual a média do calor de reação por mol para cada uma das reações acima? Se você omitir algum ponto, explique o porquê.

_____ (kJ/mol reação) for $\text{NaOH(s)} \rightarrow \text{NaOH(aq)}$.

_____ (kJ/mol reação) for $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(s)}$.

_____ (kJ/mol reação) for $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)}$.

3. Escreva as equações iônicas para $\text{NaOH(s)} \rightarrow \text{NaOH(aq)}$, $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(s)}$, e $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)}$.

a. Qual é a relação entre as equações químicas? Duas equações podem ser combinadas para formar a terceira?

b. Estas reações são exotérmicas ou endotérmicas? Se uma reação exotérmica for invertida, será exotérmica ou endotérmica? Explique.

Nome:

N°USP:

c. Qual das reações teve o maior calor médio por mol de reação? Qual foi a menor? Qual foi a intermédia?

d. Como é que as relações entre as equações químicas em (a) se comparam com as relações entre os calores das reações?

4. Por que a constante calorimétrica não foi calculada?

Experimento 4 – Relógio de Iodo - Cinética Química

Objetivo Geral

Familiarizar com os conceitos de velocidade de reação e investigar os diferentes fatores que afetam as taxas das reações químicas.

Contexto Químico

A cinética química é o estudo das taxas de reação química, das maneiras pelas quais as taxas de reação são controladas e dos caminhos ou mecanismos pelos quais as reações ocorrem, convertendo reagentes em produtos. As reações químicas diferem na velocidade em que acontecem. Elas podem ser rápidas, moderadas ou lentas:

- Reações rápidas ocorrem instantaneamente, com duração de microssegundos. Um exemplo é a queima do gás de cozinha.
- Reações moderadas levam de minutos a horas para serem finalizadas. Um exemplo é a queima do papel.
- Reações lentas podem durar séculos, porque os reagentes combinam-se lentamente. Um exemplo é a formação do petróleo.

A velocidade de uma reação química pode ser expressa como a variação na concentração de um reagente (ou produto) em relação ao tempo, por exemplo, em moléculas por segundo (Figura 1). Quanto maior a variação na concentração por unidade de tempo, mais rápida é a velocidade da reação.

O que determina a rapidez com que ocorre uma reação química é o tempo em que os reagentes são consumidos para formar produtos. Assim, a velocidade de uma reação pode ser representada tanto pelo consumo de um reagente, quanto pela geração de um produto. Antes de acontecer a reação química, temos quantidade máxima de reagentes e nenhum produto. Por exemplo, quando um dos reagentes é totalmente consumido, formam-se os produtos e a reação termina. Outros parâmetros que podem ser utilizados para acompanhar a mudança na concentração de uma espécie ao longo do tempo em uma reação química incluem cor, temperatura, pH, odor e condutividade. A escolha do parâmetro depende da reação específica em estudo.

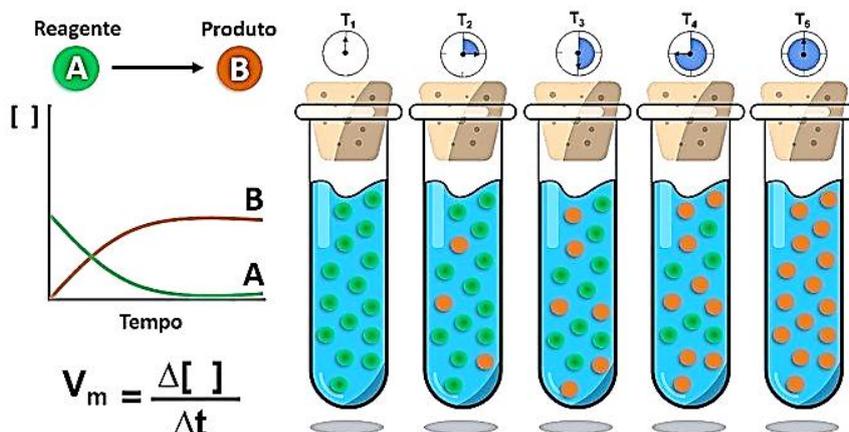


Figura 1. Comportamento da cinética de reação (concentração x tempo) de um reagente A resultando em um produto B (Batista, 2018).

A velocidade média (V_m) de uma reação química é a variação na quantidade de um reagente ou produto em um determinado intervalo de tempo. Quando calculamos a velocidade média, queremos saber a velocidade em que um reagente foi consumido ou a velocidade em que um produto foi formado. As unidades utilizadas no cálculo para expressar as substâncias produzidas ou consumidas podem ser, por exemplo, concentração, em mol/L, quantidade de matéria, em mol, e variação da pressão para gases, em atm. Já a variação do tempo pode ser dada em segundos (s), minutos (min) ou horas (h).

Para que a reação ocorra, podemos nos lembrar da teoria das colisões que é aplicada para reações gasosas. Ela determina que para a reação química acontecer os reagentes devem estar em contato, através de colisões. Entretanto, apenas isso não garante que a reação ocorra. Também é preciso que as colisões sejam efetivas (orientadas). Isso garantirá que as moléculas adquiram energia suficiente, a energia de ativação.

A energia de ativação (E_a) é a energia mínima necessária para que a formação do complexo ativado e efetiva realização da reação. O complexo ativado é um estado transitório da reação, entre os reagentes, enquanto os produtos finais ainda não foram formados (Figura 2).

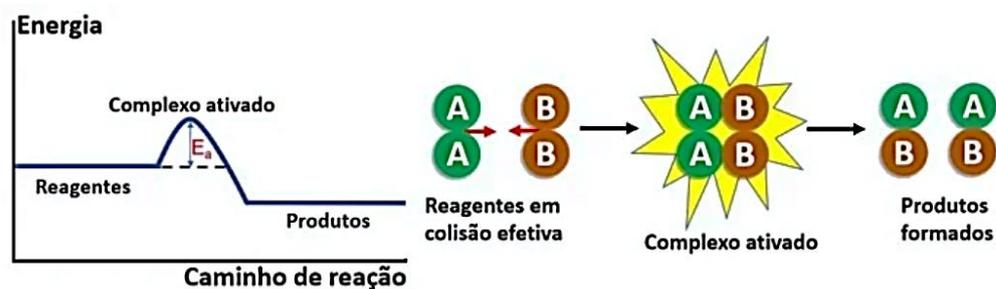


Figura 2. Esquematização de uma reação química considerando a energia e o caminho de reação (Batista, 2018).

Neste experimento, vamos investigar quatro dos cinco fatores que podem ser controlados para afetar a taxa de uma reação química. Os primeiros quatro fatores listados abaixo serão estudados de forma sistemática:

1) *Natureza dos reagentes*

Algumas substâncias são naturalmente mais reativas do que outras, resultando em mudanças químicas rápidas. Por exemplo, a reação entre sódio metálico e água é uma reação exotérmica extremamente rápida, enquanto a corrosão do ferro ocorre de forma muito mais lenta. Atualmente, plásticos reforçados com fibras, como carbono ou vidro, estão sendo substituídos por ferro e aço em aplicações especializadas, onde a corrosão historicamente representou um problema.

2) *Concentração dos reagentes*

Um aumento na concentração de um reagente geralmente resulta em um aumento na velocidade da reação. Uma maior concentração de moléculas reagentes aumenta a probabilidade de colisões efetivas entre essas moléculas, levando à formação do produto. No

entanto, ocasionalmente, esse aumento de concentração pode não ter efeito ou até mesmo diminuir a taxa de reação.

3) Temperatura do sistema químico

Como regra geral, um aumento de 10 °C na temperatura dobra (aumenta por um fator de 2) a taxa de uma reação química. O aumento de temperatura não apenas aumenta o número de colisões entre as moléculas reagentes, mas também, e mais importante, aumenta sua energia cinética. Durante a colisão das moléculas reagentes, essa energia cinética é convertida em energia interna, a qual é distribuída por todo o sistema de colisão. Essa energia interna aumentada aumenta a probabilidade de rompimento de ligações mais fracas e formação de novas ligações.

4) Área superficial dos reagentes

De um modo geral, a taxa de reação tende a aumentar conforme aumenta a área de superfície exposta do reagente. Um exemplo ilustrativo é a queima do carvão, onde um grande pedaço de carvão queima de forma lenta, ao passo que o pó de carvão queima rapidamente, podendo resultar em uma explosão em minas de carvão. Outro exemplo é a reação entre iodeto de potássio sólido e nitrato de chumbo sólido, que ocorre de maneira lenta. No entanto, quando ambos são dissolvidos em solução, a formação de iodeto de chumbo é instantânea, destacando a influência da área de superfície na velocidade da reação.

5) Presença de um catalisador

Um catalisador é capaz de aumentar a velocidade de uma reação química sem sofrer alterações químicas líquidas. Alguns catalisadores têm o efeito de aumentar a taxa de uma reação química específica, sem afetar reações semelhantes. Já outros catalisadores possuem um espectro mais amplo de atuação, influenciando um conjunto de reações. Os catalisadores, em geral, direcionam o caminho de uma reação química, proporcionando uma rota alternativa, embora possa ser mais complexa, com uma energia de ativação mais baixa do que a reação não catalisada (Figura 3).

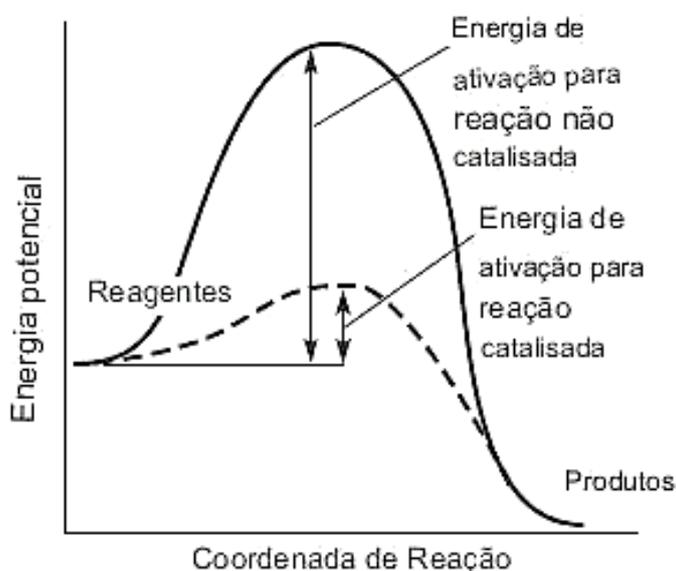


Figura 3. Perfis de reação de uma reação não catalisada e uma reação catalisada

Gerenciamento de resíduos

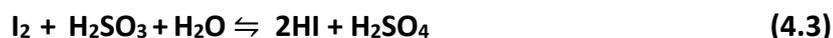
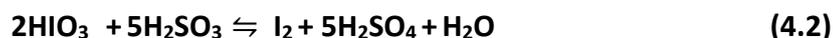
Nesta prática, realizaremos o experimento descrito como relógio de iodo para avaliar as influências da concentração e temperatura na velocidade de uma reação.

Procedimento Experimental

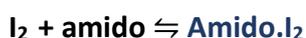
Métodos de descarte e precauções:

- Equipamento de proteção individual é **obrigatório**, incluindo óculos de proteção. É importante ter cuidado, uma vez que vários ácidos fortes são utilizados no experimento. Manipule-os com precaução, evitando o contato direto com a pele ou a roupa.
- Cuidado: H_2SO_4 é um irritante severo da pele e é corrosivo. Não permita que nenhum produto químico entre em contato com a pele. Caso haja contato com a pele, pare o experimento e lave o local com água em abundância.
- Siga a orientação da equipe de laboratório para descarte adequado das soluções. **Não descarte nada na pia** sem consultar qualquer integrante da equipe

O experimento se baseia na geração de iodo molecular (I_2) a partir da reação entre I^- e IO_3^- , sendo este mesmo sendo consumido em uma reação posterior pelo íon sulfito, produzindo I^- , conforme a sequência abaixo:



Enquanto houver íons sulfito, o iodo molecular, I_2 , formado conforme a equação (4.2), será reduzido a iodeto como descrito pela equação (4.3). Ao se acumular iodo molecular, ele formará um complexo molecular de cor azul bem escura com o amido, equação 4, indicando com precisão o final da reação, possibilitando uma medida do tempo de reação, conforme a reação abaixo.



(azul)

A fim de verificar-se o efeito da concentração dos reagentes sobre a velocidade de uma reação, será construído um gráfico a partir dos dados dos experimentos conduzidos a partir de cinco (5) soluções contendo concentrações diferentes de iodato. A concentração desconhecida de iodato de uma solução pode então ser determinada a partir do gráfico construído. Nesta prática, pode-se construir um gráfico de leitura fácil, colocando-se o inverso do tempo ($1/t$ (s^{-1})) no eixo das ordenadas (x) e a concentração molar (mol L^{-1}) no eixo das abcissas (y). O inverso do tempo é proporcional à velocidade média de reação. Para verificar o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma reação, serão mantidas as concentrações das soluções dos reagentes e variada a temperatura

**Parte I. Influência da
concentração na
velocidade de reação**

- A. Solução 1: 4,28 g de KIO_3 em 1 L de solução (Solução pronta); Solução 2: 0,852 g NaHSO_3 , 4 mL de H_2SO_4 conc a 50 mL de suspensão de amido, em 1 L de solução (Solução pronta);
 - B. Condicionar a bureta (identificada como 1) com pequenas porções da solução 1 e a bureta (identificada como 2) com a solução 2;
 - C. Colocar as buretas no suporte vertical e completar seus volumes com as soluções 1 e 2, até a marca zero;
 - D. Preparar as soluções de **A** até **E** conforme indicado na Tabela 1, do seguinte modo: no balão volumétrico de 50 mL marcado **1**, colocar, diretamente da bureta, a quantidade indicada na Tabela 1. Acrescentar água destilada até a marca de volume do balão volumétrico. Agitar bem. Para o balão volumétrico **2**, repita a operação com a Solução 2. Não esquecer de utilizar a pipeta Pasteur para ajustar o menisco do balão.
 - E. Para efetuar a reação, transferir a solução 1 para um béquer de 150mL. Colocar um bastão de vidro nessa solução. Transferir a solução 2 para outro béquer de 100mL;
 - F. Colocar a solução 2 na solução 1 e disparar imediatamente o cronômetro. Agitar a mistura com o bastão de vidro durante 2 ou 3 segundos. Anotar o tempo necessário para o aparecimento da cor azul;
 - G. Repetir esse procedimento para cada solução (de B até E). Entre cada uso, lavar os béqueres com água destilada;
 - H. Usando uma solução desconhecida no lugar da Solução 1, proceder à mistura conforme a Tabela 1 usando o mesmo procedimento das anteriores. Anotar o tempo
-

Parte II - Influência da temperatura na velocidade da reação

- A. Colocar no balão volumétrico marcado **1**, 15,0 mL da solução 1, completar o volume com água destilada até 50 mL;
- B. Colocar no balão volumétrico marcado **2**, 10,0 mL de solução 2, completar o volume com água destilada até 50 mL;
- C. Transferir as soluções 1 e 2 dos balões para os béqueres 1 e 2, respectivamente, e coloque os béqueres dentro de um banho de gelo e espere as soluções atingirem 15°C. Colocar um termômetro em cada béquer. Lembre-se que a temperatura deve ser medida no meio da solução;
- D. Colocar a solução do béquer 2 no béquer 1 para efetuar a reação marcando o tempo como na experiência anterior, fora do banho;
- E. Anotar o tempo e a temperatura no momento da reação;
- F. Efetuar os cálculos e comparar com o resultado obtido na **amostra C** do experimento anterior;
- G. Repetir o procedimento anterior com a temperatura da solução entre 4 e 6°C;
- H. Anote a temperatura ambiente para poder comparar seus resultados com os descritos na Tabela 1

Para organizar os dados:

Amostra	Solução 1 KIO ₃ (mL)	Solução 2 NaHSO ₃ (mL)	Tempo de reação (s)	Tempo recíproco 1/t (s ⁻¹)	Concentração molar após a mistura (V _f = 100 mL)	
					KIO ₃	NaHSO ₃
A	5,00	10,00				
B	10,00	10,00				
C	15,00	10,00				
D	20,00	10,00				
E	25,00	10,00				
Amostra desconhecida		10,00				

Nome:

N°USP:

Folha Pré-Laboratório – Experimento 5

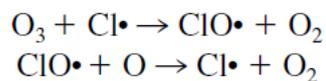
1) Identifique o principal fator que afeta as taxas de reação que explica as seguintes observações:

a) Os girinos crescem mais rapidamente perto da água de resfriamento descarregada de uma usina.

b) As enzimas facilitam certas reações bioquímicas, mas não são consumidos

c) Pneus de borracha se deterioram mais rapidamente em áreas carregadas de poluição do que no campo

2) Clorouorocarbonos fotodissociam-se para produzir átomos de cloro, Cl•, que têm sido implicados na diminuição da concentração de ozônio, O₃, na estratosfera. A decomposição do ozônio segue uma sequência de reações de



Que papel (fator que afeta as taxas de reação) os átomos de cloro têm no aumento da taxa de destruição do ozônio?

Nome:

N°USP:

3) Supondo que a velocidade de uma reação química dobre para cada 10 °C de aumento de temperatura, por qual fator aumento da reação química se a temperatura fosse aumentada de 15 °C (uma manhã de inverno muito fria) para 25 °C (ambiente temperatura)?

4) Sobre cinética de reações:

a) Expresse a equação da velocidade para uma reação de ordem genérica n : _____

b) O que é ordem da reação?

c) O que é constante de velocidade?

d) De que depende a constante de velocidade de uma reação?

e) Quando a constante de velocidade corresponde a velocidade de reação?

f) O que é molecularidade?

5) Escrever as equações de velocidade diferenciais para reações de:

Nome:

N°USP:

a) ordem zero

b) primeira ordem

c) segunda ordem

6) Representar graficamente e dar a ordem da reação para:

a) $v = k$

b) $v = k [A]$

c) $v = k [A]^2$

Nome:

N°USP:

Folha de Relatório – Experimento 5

Tablea 1. Organização dos dados para construção dos gráficos

Amostra	Solução 1 KIO ₃ (mL)	Solução 2 NaHSO ₃ (mL)	Tempo de reação (s)	Tempo recíproco 1/t (s ⁻¹)	Concentração molar após a mistura (V _f = 100 mL)	
					KIO ₃	NaHSO ₃
A	5,00	10,00				
B	10,00	10,00				
C	15,00	10,00				
D	20,00	10,00				
E	25,00	10,00				
Amostra desconhecida		10,00				

Construa o gráfico de concentração (mol L⁻¹) x recíproco do tempo, e a partir dos dados, interprete o efeito da concentração de IO₃⁻ na velocidade de reação, indicando a ordem de reação.

Nome:

N°USP:

Amostra	Temperatura real	Tempo de reação t (s)	Tempo recíproco 1/t (s⁻¹)
T1 (ambiente)			
T2 (15°C)			
T3 (4°C)			

A partir das anotações referentes aos tempos e temperaturas de reação, explique a influência da temperatura na velocidade de reação considerando a variação de tempo observada frente às temperaturas registradas

Experimento 5 – Reações de oxirredução e introdução à eletroquímica

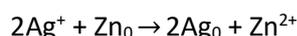
Objetivo Geral

Determinar experimentalmente a força relativa de agentes oxidantes, estabelecendo a correlação entre aspectos qualitativos observados experimentalmente com os potenciais padrão de redução e o conceito de célula eletroquímica

Contexto Químico

Oxidação é definida como um processo químico envolvendo a perda de elétrons enquanto o processo de redução é descrito como processo envolvendo o ganho de elétrons. A variação do NOX (número de oxidação ΔNox - número fictício envolvendo a camada de valência) positiva, $+3 \rightarrow +5$ por exemplo, caracteriza uma reação de oxidação, ao envolver perda de cargas negativas. Em contraponto, a variação negativa de NOX, $+2 \rightarrow -1$ por exemplo, caracteriza uma reação de redução. Uma reação de oxirredução qualquer pode ser desmembrada em duas outras reações menores, definidas como **semi-reações, ou semi-reações de célula**.

Considere como exemplo a equação química:

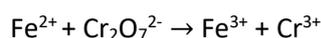


A reação acima pode ser desmembrada em duas semi-reações:

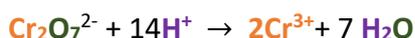
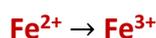


Observe que saldo total de elétrons é **nulo**, ou seja, a mesma quantidade que foi perdida em número de elétrons por uma espécie foi ganha por outra. Toda reação global de oxirredução apresenta saldo total de elétrons nulo, não havendo nem excedente ou falta de elétrons. Este saldo é alcançado ajustando-se as semi-reações envolvidas tanto no que tange ao balanço de massa, averiguando se o número de átomos em ambos os membros da equação se mantem idênticos, quanto ao balanço de carga, avaliando-se se a somatória de cargas em ambos os termos da equação se mantem idênticos.

As semi-reações podem ser balanceadas em passos simples em que (I) verifica-se o balanço de massa das semi-reações, (II) avalia-se o balanço de cargas das semi-reações e (III) balanceia-se a equação global garantindo fluxo global de elétrons nulo. Considere o exemplo:

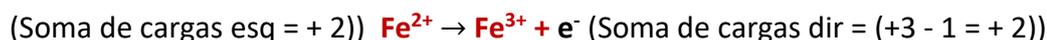


Após a separação de semi-reações, realiza-se o balanço quanto ao número de átomos (I):

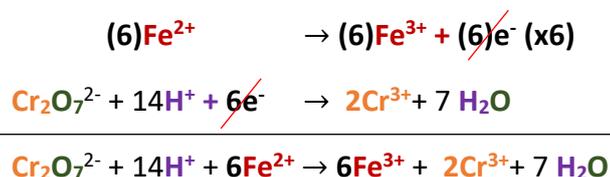


Observação: como regra geral espécies oxigenadas (MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, ClO_4^-) vão perder os átomos de oxigênio ligados a ele com formação de água e consumo de H^+ , quando seu nox se tornar mais negativo.

Em seguida, balanceia-se as semi-reações quanto à carga (II), buscando a mesma soma de cargas em ambos os membros da equação:



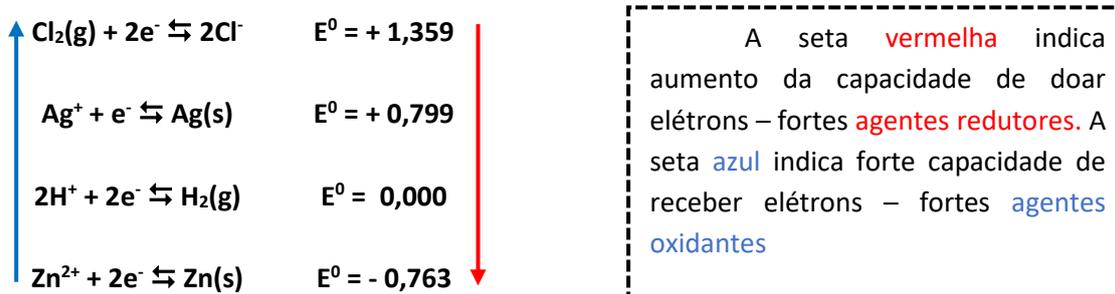
Por fim, balanceia-se o fluxo total de elétrons igual a 0 ao se somar ambas as semi-reações, fornecendo a equação global do sistema (III):



Assim,

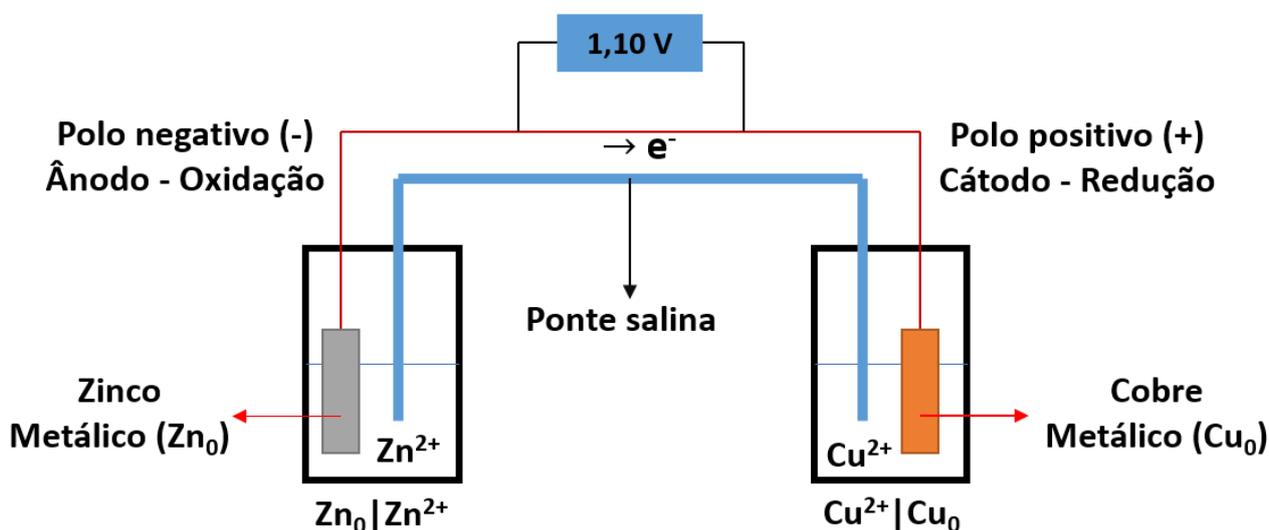
<i>Se uma espécie,</i>	<i>A espécie sofre uma reação de</i>	<i>E é definida como</i>
Ganha elétrons	Redução	Agente oxidante
Perde elétrons	Oxidação	Agente redutor

A força de agentes oxidantes e redutores é tabelada e descrita pelo potencial padrão de redução (E^0), em que espécies com semi-reações associadas a valores mais positivos de E^0 tem maior tendência a se reduzir sendo, portanto, fortes agentes oxidantes. Em contrapartida, espécies com semi-reações associadas a valores mais negativos de E^0 tem maior tendência a se oxidar, sendo, portanto, fortes agentes redutores. A tabela abaixo mostra uma pequena série redox comparando valores de E^0 para algumas semi-reações:



Os potenciais listados foram medidos vs o eletrodo padrão (normal) de hidrogênio (SHE) em condições padrão, considerando a atividade das espécies em solução igual à unidade ($A = 1$). Para soluções diluídas, a atividade de um íon X^+ em solução (A_x) pode ser igualada à concentração daquele íon em solução.

Uma reação eletroquímica pode acontecer mesmo se as espécies envolvidas não estiverem em contato direto em solução, estando por exemplo conectadas por um circuito externo e condutor. As pilhas eletroquímicas são dispositivos em que se observa a transferência de elétrons por um circuito externo, sendo possível medir a diferença de potencial entre os dois polos desse dispositivo. A pilha de Daniell, desenvolvida em 1836 por John Frederic Daniell, composta por zinco e cobre mostra a reação de oxiredução entre estes dois elementos por meio de um circuito externo, conforme esquematizado a seguir:



O valor de + 1,10 V mostrado no multímetro ligado ao dispositivo apresenta a diferença de potencial (ddp) entre os dois terminais nas condições padrão ($A_{Zn^{2+}} = A_{Cu^{2+}} = 1$) que pode ser calculada por:

$$E_{célula} = E_{cátodo} - E_{ânodo}$$

Considerando as semi-reações,



O cálculo de potencial de célula para essa pilha é $E_{célula} = (+ 0,34) - (- 0,76) = + 1,10 V$

Importante: Os valores de potencial padrão de redução tabelados consideram a semi-reação de redução, ainda que a espécie esteja sofrendo oxidação. Essa condição é considerada na equação do cálculo da ddp em que o sinal negativo na equação já admite o fato do zinco ser oxidado nesse dispositivo.

Quando o sistema não se encontra nas condições padrão, o cálculo de $E_{cátodo}$ e $E_{ânodo}$ para cada semi-reação é feito pela equação de Nernst, definida por:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{A_{Reagentes}}{A_{Produtos}}$$

Em que:

E é o potencial fora das condições padrão

E^0 é o potencial padrão de redução correspondente à semi-reação

R é a constante universal dos gases = 8,314 J/mol

T é a temperatura em

F é a constante de faraday = 96485 C

Nessas condições (T = 297K (25°C)), e substituindo $\ln = 2,203 \times \log$, a equação assume a seguinte forma, considerando soluções diluídas:

$$E = E^0 + \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Reagentes]^m}{[Produtos]^n}$$

Considerando m e n , os coeficientes estequiométricos das espécies em uma dada semi-reação

Nesta prática, você irá observar aspectos qualitativos de reações de oxirredução, construindo uma série redox a partir das mudanças observadas em cada teste e procederá à construção de uma pilha eletroquímica, avaliando a influência das atividades de solução sobre a diferença de potencial medida.

Procedimento Experimental

Métodos de descarte e precauções:

Bromo na sua forma elementar e iodo em soluções concentradas podem causar queimaduras com a pele. Não inalar os vapores oriundos das reações. O descarte dos tubos contendo tetracloreto de carbono devem ser feitos no funil de separação designado para este fim.

Parte I. Aspectos qualitativos de reações de oxirredução

1. Reações entre íons metálicos

- Obtenha uma fita de cobre, zinco e ferro. Limpe apenas um lado de cada fita com palha de aço e coloque as fitas em tubos numerados de 1 a 9.
- Adicione solução de metal a esse tubo conforme a tabela abaixo de maneira a cobrir a superfície metálica limpa. Espere 5 minutos para avaliar se uma reação aconteceu ou não. Adicione o íon prata (Ag^+) assumindo que a prata metálica não reage com nenhum dos íons testados.

<i>Metal</i>	<i>Soluções teste</i>
Cobre, Cu	Zn^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+
Zinco, Zn	Cu^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+
Ferro, Fe	Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+

2. Reações de Halogênios

- Coloque 10 gotas de solução de KBr em um tubo de ensaio. Peça ao técnico que lhe forneça hexano o suficiente para separação em duas fases, com o hexano se dispondo na parte superior do tubo.

- B. Adicione 10 gotas de água de cloro. Agite bem o tubo de ensaio, garantindo que o halogênio seja transferido para a fase inferior. Anote a cor da fase inferior. Analise qual o halogênio nesta fase de acordo com a coloração fornecida na tabela.
- C. A esse mesmo tubo, adicione 2 a 4 gotas de solução de KI. Agite o tubo de forma a garantir que toda a reação ocorreu, e o halogênio formado seja extraído para a fase inferior. Anote a cor da fase inferior.
- D. A um novo tubo de ensaio, adicione 10 gotas de solução de KBr em um tubo de ensaio. com o hexano se dispondo na parte superior do tubo
- E. Adicione 10 gotas de água de cloro. Agite bem o tubo de ensaio, garantindo que o halogênio seja transferido para a fase inferior. Anote a cor da fase inferior. Analise qual o halogênio nesta fase de acordo com a coloração fornecida na tabela.
- F. A esse mesmo tubo, adicione 2 a 4 gotas de solução de KBr, agite a solução de forma a garantir que toda reação ocorreu e o halogênio formado seja extraído para a fase inferior. Anote a coloração da fase inferior.

<i>Halogênio</i>	<i>Cor</i>
Cloro (Cl ₂)	Amarelo
Bromo (Br ₂)	Laranja
Iodo (I ₂)	Violeta/Roxo

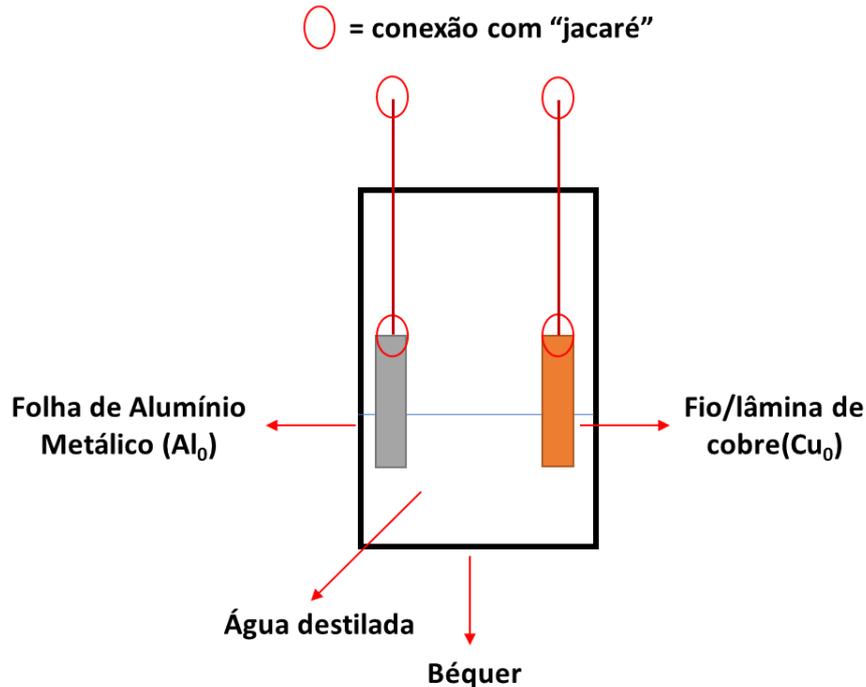
Parte II. Construção de uma pilha eletroquímica – Pilha de água sanitária/lixívia

Materiais:

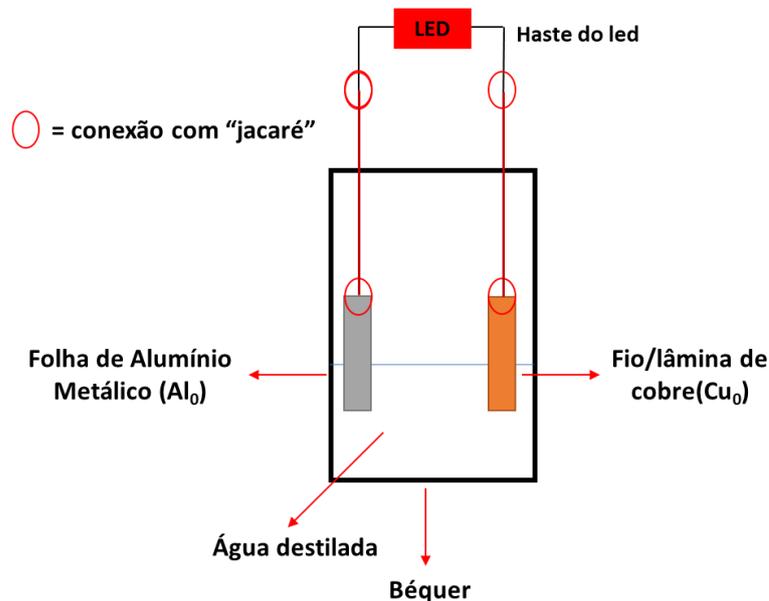
- ✓ Folha de papel alumínio
- ✓ Fio/lamina de cobre
- ✓ Solução de ácido acético (1 mol L⁻¹)
- ✓ Solução de KCl (1 mol L⁻¹)
- ✓ Solução de hipoclorito de sódio (2 mol L⁻¹)
- ✓ Solução de nitrato/cloreto de alumínio (1 mol L⁻¹)
- ✓ Béqueres
- ✓ Multímetro
- ✓ Lâmpada de LED Vermelha e Branca
- ✓ Conectores do tipo jacaré

Procedimento

A. Ao béquer, disponha a lâmina/fio de cobre encostado na parede do béquer. Dobre a folha de papel alumínio em torno de si até que fique no formato de uma lâmina e disponha na parede oposta do béquer com relação ao fio de cobre. Você poderá usar fita adesiva para facilitar a fixação do fio de cobre. Adicione 20ml de água destilada mensurados em uma proveta até que haja recobrimento parcial do fio/lâmina de cobre e da folha de alumínio, conforme esquema abaixo.

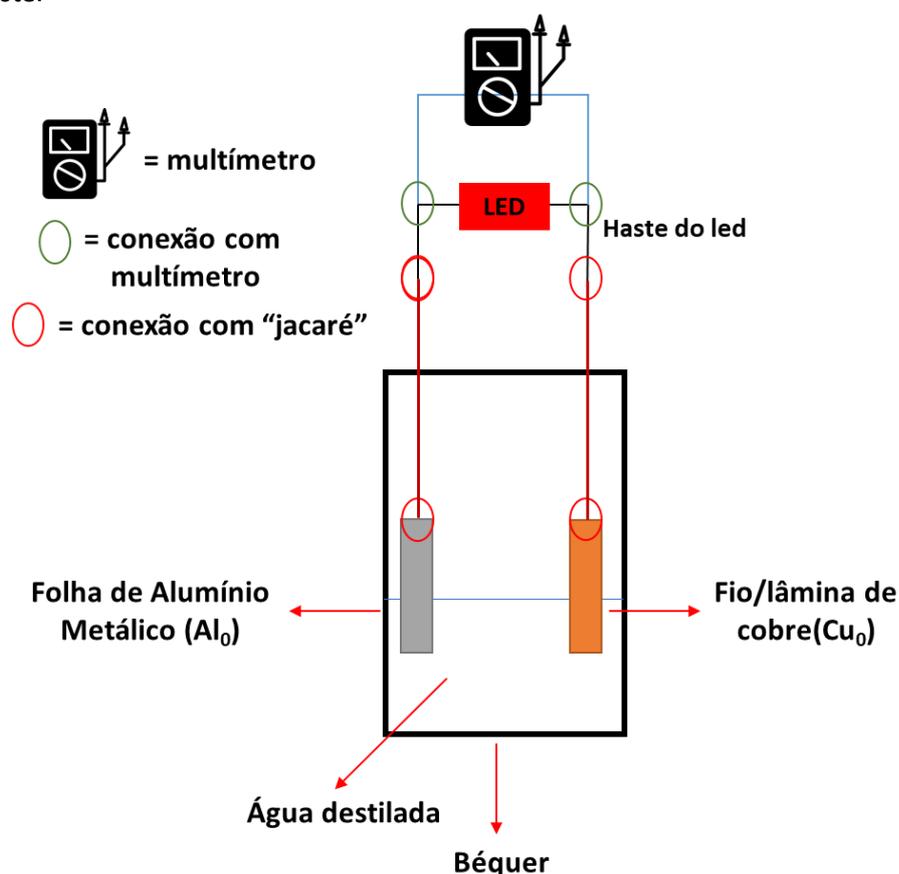


B. Conecte cada haste do led vermelho a cada lâmina de metal de forma que o arranjo final seja o seguinte.



C. Observe se o led acende. Conecte o multímetro ligando seus conectores do tipo "jacaré" também nas hastes do led, conforme o esquema abaixo. Ajuste o multímetro para o modo tensão (V) com o botão seletor, até que a tensão seja lida com 3 casas decimais. Anote a diferença de potencial medida nessa

situação. Caso os conectores do multímetro sejam do tipo ponta, apenas encoste cada uma das pontas em cada haste.



- D. Substitua o led vermelho pelo led branco, e observe se o LED acende e com qual intensidade.
- E. A essa mesma solução, adicione 2g de KCl sólido. Repita os procedimentos descritos nos itens B a D.
- F. A essa mesma solução, adicione 2 ml de solução de ácido acético 1 mol L^{-1} . Repita os procedimentos descritos nos itens B a D.
- G. A essa mesma solução, adicione 8 ml de solução de hipoclorito de sódio $2,0 \text{ mol L}^{-1}$. Repita os procedimentos descritos nos itens B a D.
- H. A essa mesma solução, adicione 3 ml de solução de nitrato de alumínio 1 mol L^{-1} . Repita os procedimentos descritos nos itens B a D.

Sugestão: Alguns aplicativos de celular fazem o aparelho funcionar como um luxímetro, um medidor de emissão de lúmens que corresponde a medição de intensidade de luminosidade. Você pode baixar gratuitamente o aplicativo em seu celular e avaliar se há variação da intensidade de luminosidade com a variação de ddp.

Nome:

N°USP:

Folha Pré-Laboratório – Experimento 5

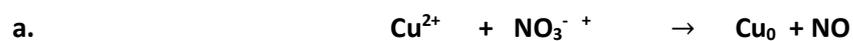
1) Defina os seguintes termos:

a. Redução

b. Agente oxidante

c. Semi-reação

2) Balanceie as equações químicas escrevendo as semi-reações e fornecendo a reação global



Nome:

N°USP:

b. Defina o agente redutor em ambas as reações, justificando a sua escolha

3) Explique a função da ponte salina em uma pilha eletroquímica

4) Defina:

a. Cátodo

b. Ânodo

5. Escreva a equação de Nernst para as seguintes semi-reações:

a) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_0$

b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

Nome:

N°USP:

Folha de Relatório – Experimento 5

Parte I.1. Reações entre metal e íons metálicos

Metal	Íon em solução	Reação		Semi-Reações (quando houver)	Equação global (quando houver)
		Sim	Não		
Cu	Zn ²⁺				
	Fe ²⁺				
	Ag ⁺				
Zn	Cu ²⁺				
	Fe ²⁺				
	Ag ⁺				
Fe	Cu ²⁺				
	Zn ²⁺				
	Ag ⁺				
Ag	Cu ²⁺				
	Zn ²⁺				
	Fe ²⁺				

Lista de agentes oxidantes em força decrescente

Nome:

N°USP:

Parte I 2. – Halogênios

Tubo	Solução de haleto	Íon Haleto	Halogênio	Cor no TCC (após mistura)	Reação		Após adição do segundo íon haleto - Reação	
					Sim	Não	Sim	Não
1	KBr	Br ⁻	Cl ₂					
2	KI	I ⁻	Cl ₂					

Semi-reações e reações globais:

Lista de agentes oxidantes em ordem decrescente de força

Nome:

N°USP:

Parte II – Pilha Eletroquímica

Situação	Led branco – aceso? Se sim, intensidade	Led vermelho – aceso? Se sim, intensidade	Ecel (ddp)
Água destilada			
KCl			
KCl + ácido acético			
Hipoclorito de sódio			
Nitrato de alumínio			

Semi-reações da pilha, equação global, potenciais padrão e equação de Nernst para a pilha descrita antes e após adição da solução de hipoclorito de sódio:

Explique a influência da concentração das espécies químicas em solução na luminosidade do led a partir da equação de Nernst (quando for o caso) e assumindo que $Potencia = E^2/R$ em que R é a resistência do led (constante)

a) Adição de KCl

Nome:

N°USP:

b) Adição de ácido acético

c) Adição de solução de hipoclorito de sódio

d) Adição de nitrato de alumínio

Para saber mais sobre os assuntos...

Listamos aqui uma série de referências bibliográficas para aprofundamento dos conhecimentos teóricos relativos a todas as práticas elecadas no bloco de experimentos gerais

ADAMSOM, A. W. Química Física. Barcelona: Reverté,1979.

ATKINS, P. W. , DE PAULA, J., Físico-Química, 2017 10ªEd., LTC -Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos

ATKINS, P.; JONES, L.; Princípios de Química, questionando a vida moderna e o meio ambiente; 7ª Ed, Bookman Companhia Ed., 2018

APOSTILA do Curso de Pós-Graduação em Saneamento Ambiental da Universidade Mackenzie.

APOSTILA de Análises de Físico-Química para Controle de Estações de Tratamento de Esgoto, Engº Manuel O. S. Á. da Silva - CETESB

APOSTILA de Laboratório de Físico-Química, Profª Drª Sonia B. Faldini – Universidade Mackenzie, 2000.

BARROW, G. M. Physical Chemistry. Singapore: McGraw-Hill, 1988.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. W.; HOLUM, J. R.; Química, a matéria e suas transformações, vol. 1 e 2, 3ª Ed., LTC, 2002

BROWN, T. L.; LEMAY JR., H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R.; Química a ciência central; 9ª ed.; Pearson Prentice Hall do Brasil, 2008

BUENO, W. A . e DEGRÈVE, L. Manual de Laboratório de Físico-Química. São Paulo: McGraw-Hill, 1980.

CASTELLAN, G. W. Fundamentos de Físico-Química. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1995.

CROCKFORD, H. B. and KNIGHT, S. B. Fundamentos de Físico-Química. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1977.

DANIELS, F. ET ALLI. Experimental Physical Chemistry. 8 ed. Tokyo: McGraw- Hill, 1970.

LEVINE, I. N. Physical Chemistry. Singapore: McGraw-Hill, 1988.

GLASSTONE, S. Tratado de Química-Física. 5 ed. Madrid: Aguilar, 1976

KOTZ, J. C.; TREICHEL Jr., P. M.; TOWNSEND, J. R.; Treichel, D. A., Química e reações químicas, Vol 1 (10ª ed, 2023) e vol. 2(3ª edição, 2015) Cengage Learning

MAHAN, B. H. Química um Curso Universitário. São Paulo: Edgard Blücher, 1970.

MOORE, W. J. Físico-Química. 4 ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1976. 2v.

MORRIS, J. G. Físico-Química para Biólogos. Barcelona: Reverté, 1976.

RANGEL, R. N. Práticas de Físico-Química. 2 ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1997.

RUSSEL. J. B.; Química Geral; vol. 1 e 2, Makron, 1996.

SHAW, D. J. Introdução a Química dos Colóides e de Superfícies. 2 ed. São Paulo: EDUSP, 1975.