



**LABORATÓRIO DE
QUÍMICA BÁSICA**

UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA
CENTRO DE CIÊNCIAS FÍSICAS E MATEMÁTICAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

Química Geral Experimental A

QMC5125

Agronomia, Ciência e Tecnologia de Alimentos, Engenharia Civil, Engenharia de Materiais, Engenharia de Produção Elétrica, Engenharia Elétrica, Engenharia Eletrônica, Engenharia Química, Engenharia Sanitária e Ambiental, Física Bacharelado, Física Licenciatura e Oceanografia

© 2023

SOBRE O LABORATÓRIO

O Laboratório de Química Básica atende alunos dos cursos de Química (bacharelado e licenciatura), Agronomia, Ciência e Tecnologia de Alimentos, Engenharia Civil, Engenharia de Materiais, Engenharia de Produção Elétrica, Engenharia Elétrica, Engenharia Eletrônica, Engenharia Química, Engenharia Sanitária e Ambiental, Física (bacharelado e licenciatura) e Oceanografia. Nas aulas são trabalhados conceitos de química geral por intermédio da realização de experimentos.

As turmas são de no máximo, 24 alunos, os quais são organizados em duplas. Para cada turma é alocado um monitor para auxiliar os alunos na realização dos experimentos.

O laboratório é coordenado por dois professores. e gerenciado por um técnico em química. Para saber mais consulte <https://qmcbasica.paginas.ufsc.br/>

Os monitores são alunos que já cursaram a disciplina experimental no laboratório, obtiveram nota 7,0 ou superior e passaram por rigoroso processo seletivo. Atendem durante as aulas experimentais e na sala de Monitoria.

CONTATOS

Laboratórios de Química Básica nº 106 e 108

Localização:

Departamento de Química

CFM21 – Bloco J – QMC Laboratórios

Universidade Federal de Santa Catarina - UFSC

Campus Universitário Reitor João David Ferreira Lima - Trindade

Florianópolis - Santa Catarina - Brasil

Telefone: (48) 3721-2311

Página web do laboratório: qmcbasica.paginas.ufsc.br

PRINCÍPIOS BÁSICOS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

A utilização das técnicas de segurança no laboratório é de extrema importância para evitar acidentes, tanto na escola como em empresas, indústrias ou laboratórios que pesquisam, testam ou manuseiam produtos químicos.

1. Lembre-se que o laboratório é um lugar de trabalho sério.
2. Siga sempre o roteiro experimental e as instruções do professor durante as experiências.
3. Localize os extintores de incêndio e familiarize-se com o seu uso.
4. Não fume não coma ou beba no laboratório.
5. Utilize sempre guarda-pó (jaleco) e óculos de proteção.
6. Nunca deixe frascos contendo solventes orgânicos próximos à chama, por exemplo, álcool, acetona, éter, etc.
7. Evite contato de qualquer substância com a pele. Leia o rótulo dos reagentes antes de usá-los.
8. Seja particularmente cuidadoso quando manusear substâncias corrosivas como ácidos e bases.
9. Mantenha seu local de trabalho limpo. Não coloque materiais nas extremidades da bancada.
10. Em caso de acidente, comunique imediatamente o professor e monitor para tomar as devidas providências.
11. Não jogue nas pias e nem no lixo materiais sólidos ou líquidos que possam contaminar o meio ambiente. Os monitores irão indicar onde depositar os resíduos adequadamente no decorrer de cada aula. Consulte o sistema de gerenciamento de resíduos químicos.

SISTEMA DE GERENCIAMENTO DE RESÍDUOS QUÍMICOS

1. Todos os laboratórios de ensino e pesquisa da UFSC possuem um sistema de gerenciamento de resíduos químicos regulado pela portaria do Gabinete do Reitor UFSC, nº 0320/GR/97.
2. Os laboratórios devem disponibilizar recipientes e rótulos adequados para a armazenagem e classificação dos resíduos químicos, para posterior tratamento.
3. Ao final de cada experiência, o aluno deverá verificar quais os resíduos gerados e qual o destino adequado. Outras informações podem ser obtidas com o professor e monitor.
 - a. Os resíduos podem ser reciclados? É possível recicla-los no laboratório ou devem ser reciclados por técnicos?
 - b. Os resíduos podem ser reutilizados? Como armazená-los?
 - c. Os resíduos podem ser tratados no laboratório? Qual o procedimento?
 - d. Os resíduos devem ser desativados antes do armazenamento? Qual o procedimento?
 - e. Os resíduos devem ser armazenados e tratados por técnicos especializados?

Como classificar e armazenar os resíduos corretamente?

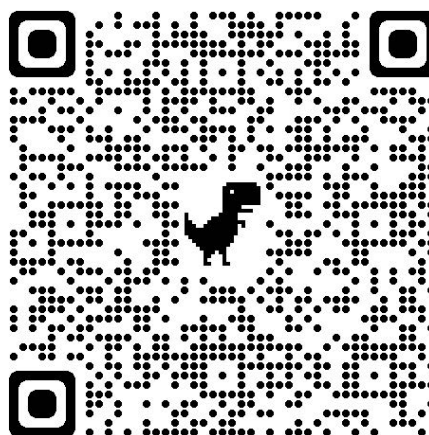
4. Lembre-se que os resíduos químicos de laboratório são de responsabilidade de quem os geram. Portanto, é extremamente importante seguir corretamente todas as etapas para que o destino final dos resíduos químicos seja adequado.

MANUAL DE NORMAS DE SEGURANÇA E GERENCIAMENTO DE RESÍDUOS

Leia o “Manual de Regras Básicas de Segurança para Laboratórios de Química”, (Parte 1) e “Resíduos Químicos: Gerenciamento e Procedimentos para Disposição Final” (Parte 2).

Disponível para download em:

<https://qmcbasica.paginas.ufsc.br/manual-de-regras-basicas-de-seguranca-para-laboratorios-de-quimica/>



DEBACHER, Nito Angelo; SPINELLI, Almir; NASCIMENTO, Maria. da Graça. (Org.). **Manual de Regras Básicas de Segurança para Laboratórios de Química: Resíduos Químicos: Gerenciamento e Procedimentos para Disposição Final.** Florianópolis: UFSC, 2008. 30 p.

SUMÁRIO:

| | |
|--|----|
| Experiência 1: Medidas e tratamento de dados | 9 |
| Experiência 2: Temperatura de fusão de uma substância | 17 |
| Experiência 3: Determinação de calor de reação e de calor de solidificação | 23 |
| Experiência 4: Solubilidade | 33 |
| Experiência 5: Cromatografia | 39 |
| Experiência 6. Determinação da massa molar de um gás; Efeito da pressão no ponto de ebulição | 44 |
| Experiência 7: Oxidação e redução | 49 |
| Experiência 8: Titulação ácido-base | 55 |
| Experiência 9: Síntese e aplicação do alúmen de alumínio e potássio | 62 |
| Experiência 10: Princípio de Le Chatelier e equilíbrio químico | 66 |
| Experiência 11: Cinética de reações químicas | 72 |
| Experiência 12: Da água turva à água clara: o papel do coagulante | 77 |
| <u>Anexos:</u> | |
| Apresentação dos equipamentos e vidrarias usuais no Laboratório de Química Básica | 79 |
| Tabela potenciais de redução | 83 |
| Papel milimetrado (para imprimir) | 84 |
| Tabela Periódica | 85 |

Experiência 1: Medidas e tratamento de dados

1. OBJETIVOS

No final deste experimento o aluno deverá ser capaz de:

- Ler e usar corretamente termômetros, balanças, provetas e pipetas.
- Utilizar algarismos significativos.
- Distinguir os significados de precisão e exatidão.

2. INTRODUÇÃO

Quantificar e mensurar formas e conceitos são essenciais em todas as ciências. Nas ciências físicas, as propriedades fundamentais mais utilizadas e medidas diretamente são: comprimento, massa, tempo e temperatura. Outras propriedades da matéria como volume, densidade ou velocidade são quociente ou produtos destas propriedades fundamentais.

Exemplo: Volume = (comprimento)³
 Densidade = massa/(comprimento)³
 Velocidade = comprimento/tempo

O sistema SI (Sistema Internacional de Unidades), que é o antigo sistema métrico expandido, é um sistema decimal no qual os prefixos utilizados indicam frações e múltiplos de dez. Os mais comuns em química são:

| Nome | Símbolo | Ordem de grandeza |
|-----------|---------|-------------------|
| mega | M | 10 ⁶ |
| kilo | k | 10 ³ |
| deci | d | 10 ⁻¹ |
| centi | c | 10 ⁻² |
| mili | m | 10 ⁻³ |
| micro | μ | 10 ⁻⁶ |
| nano | n | 10 ⁻⁹ |
| angstroms | Å | 10 ⁻¹⁰ |
| pico | p | 10 ⁻¹² |

Algarismos Significativos

Um número de pessoas numa sala de aula e uma dúzia de ovos são números exatos. Não há dúvidas quanto ao número de pessoas numa sala de aula. E uma dúzia de ovos são exatamente doze. Por outro lado, os números obtidos numa medida não são exatos.

De acordo com a medida da temperatura indicada no termômetro da esquerda na Figura 1, você

poderia escrever 51 ou 52 °C. Neste caso para medir a temperatura, é necessário fazer uma estimativa do último algarismo. Existe a certeza de que a temperatura é maior do que 50 °C e menor do que 60 °C, mas o último algarismo é duvidoso. O valor da temperatura medida com esse termômetro possui 2 algarismos significativos. E é incorreto acrescentar um terceiro algarismo, como em 51,5 °C, pois se o algarismo 1 já é duvidoso, não faz sentido o acréscimo de mais um algarismo.

Com um termômetro mais preciso, uma medida com maior número de algarismos é obtida. O termômetro da direita da Figura 1 possui divisões de 1 °C. Assim, você poderá obter o valor da temperatura com 3 algarismos significativos, 51,5 °C ou 51,6 °C, sendo o último algarismo duvidoso.

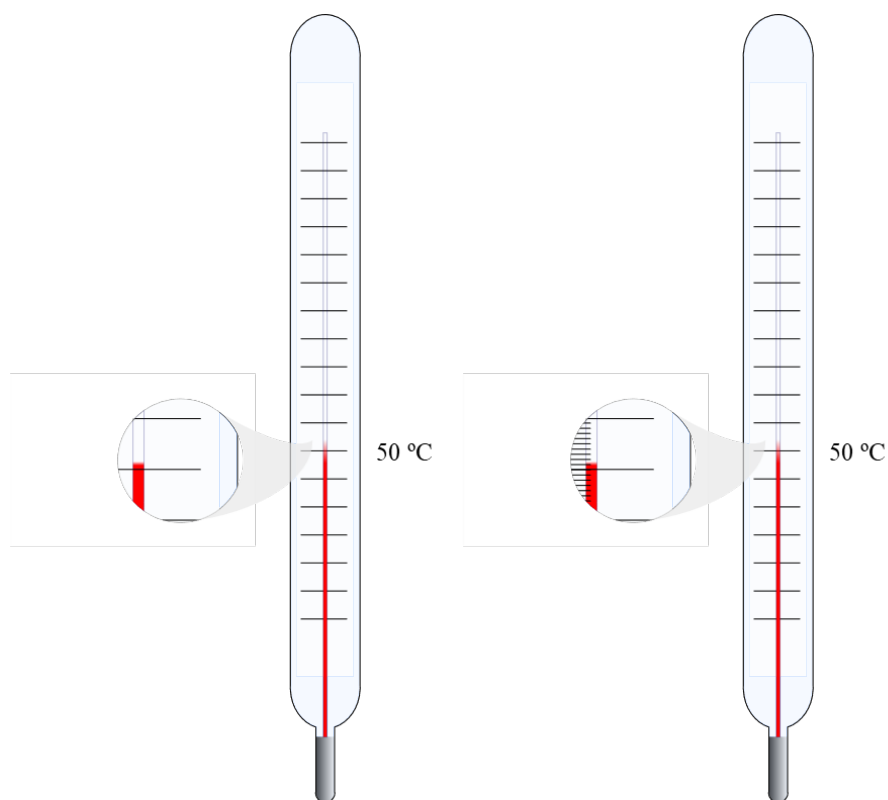


Figura 1 – termômetros com diferentes escalas de temperatura.

Na leitura do volume de água em um aparato como uma proveta ou uma bureta, você notará que a superfície da água não é plana, e forma um fenômeno chamado menisco. Leia sempre o ponto mais baixo do menisco. O valor da medida da Figura 2 é 20,0 mL. Observe que o algarismo zero da medida 20,0 deve ser escrito. Se você escrever 20 mL, você está dizendo que o valor da medida está entre 19 e 21 mL. Por outro lado, 20,0 significa um valor entre 20,1 e 19,9 ou entre 20,2 e 19,8, dependendo do desvio médio. Note também que escrever as unidades é tão importante quanto anotar um número.

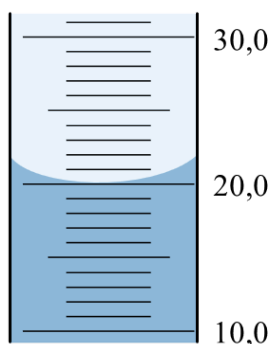


Figura 2 – Formação do menisco em uma vidraria.

O melhor valor para representar uma medida é a média aritmética dos valores medidos, por exemplo para os valores 20,46 mL, 20,42 mL, 20,45 mL, 20,48 mL e 20,48 mL.

$$M = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n}$$

$$M = \frac{(20,46 + 20,42 + 20,45 + 20,48 + 20,48) \text{ mL}}{5}$$

$$M = 20,46 \text{ mL}$$

O desvio de cada medida será:

$$DM = \sum \frac{|x_i - M|}{n}$$

$$DM = \frac{|20,46 - 20,46| + |20,42 - 20,46| + |20,45 - 20,46| + |20,48 - 20,46| + |20,48 - 20,46|}{5}$$

$$DM = 0,02$$

Portanto, o desvio médio é de 0,02 e o valor da medida é $20,46 \pm 0,02$ mL.

Operações com algarismos significativos.

Na multiplicação ou divisão, mantenha a quantidade de algarismos significativos da medida que tiver o menor número de algarismos significativos.

$$\text{Ex: } 25,2 \text{ cm} \times 3.192 \text{ cm} = 80.438,4 = 8,04 \times 10^4 \text{ cm}^2$$

Na adição ou subtração o resultado não poderá ser mais exato do que cada valor individual.

$$\text{Ex: } 35,27 + 11,3 + 102,192 = 148,762 = 148,8$$

O algarismo 6 é maior que 5. Portanto, aumentamos 1 no algarismo anterior, passando a ser 8. Se fosse algum algarismo menor que 5, não se alteraria o algarismo anterior. Por exemplo, $26,82 = 26,8$. No caso de ser o algarismo 5 o último, também aumentamos 1 no algarismo anterior, como em:

$$\text{Ex: } 105,85 = 105,9$$

Precisão e exatidão

Todas as medidas possuem um determinado erro. O erro de uma medida, muitas vezes, é limitado pelo equipamento que é utilizado.

EXATIDÃO: refere-se a quão próxima uma medida concorda com o valor correto (ou o mais

correto)

PRECISÃO: refere-se a quão próximos diversos valores de uma medida estão entre si (ou seja, quanto menor o desvio médio, maior a precisão).

O ideal é que as medidas sejam exatas e precisas. Medidas podem ser precisas e não serem exatas, devido a algum erro sistemático que é incrementado a cada medida.

A média de várias determinações é geralmente considerada o melhor valor para uma medida do que uma única determinação.

3. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Quantos algarismos significativos existem em cada uma das medidas:

- a. 23,9 cm
- b. 543.311 Km
- c. 0,029 g
- d. 5×10^{18} átomos
- e. $4,110 \times 10^{22}$ moléculas

2. Arredonde os seguintes números de forma que fiquem com dois algarismos significativos:

- a. 81,42
- b. 0,517
- c. $2,31 \times 10^{-5}$
- d. 14,2
- e. 135
- f. 0,445

3. Escreva os números abaixo em potência de 10 (notação científica):

- a. 2.150,1
- b. 90.743
- c. 0,0141
- d. 0,00032
- e. 0,05499
- f. 3.150
- g. 0,000000738592
- h. 0,001000

4. Faça os cálculos abaixo e escreva a resposta com o número correto de algarismos significativos:

- a. 8421×25
- b. $(5,65 \times 10^5) \times (7,2 \times 10^3)$
- c. $398 / 0,22$
- d. $8.119 \times 0,000023$
- e. $14,98 + 27,340 + 84,7593$
- f. $42,7 + 0,259 / 28,4445$

5. A massa de 6,000 g de uma peça de ferro é medida três vezes em duas balanças diferentes, com os seguintes resultados:

| Pesagem | 1 | 2 | 3 |
|--------------------|------|------|------|
| Balança 1 (gramas) | 6,01 | 5,99 | 6,02 |
| Balança 2 (gramas) | 5,97 | 5,88 | 5,91 |

- Calcule o a média e o desvio médio para cada conjunto de medidas em cada balança.
- Que balança é mais precisa? Explique sua resposta considerando o desvio da média.
- Qua balança é mais exata? Explique sua resposta considerando a média.

6. Complete as seguintes conversões:

- 12 g = _____ kg
- 160 m = _____ mm
- 2.080 mg = _____ g
- 36 mL = _____ litros
- 21 g = _____ mg
- f) 37,6 dm³ = _____ cm³
- g) 18 mL = _____ cm³
- h) 5,19 m = _____ cm
- i) 1,21 Å = _____ m

4. MATERIAL

| | | |
|-------------------|-----------------------------|-----------------------------------|
| termômetro | béquer de 100 ml | balança |
| bastão de vidro | cadinho de porcelana | sal de cozinha (cloreto de sódio) |
| rolha de borracha | proveta de 25 ml | gelo |
| rolha de vidro | pipeta volumétrica de 20 ml | conta-gotas |

5. PROCEDIMENTO

A. Medidas de massa:

Peça ajuda ao seu instrutor para usar corretamente a balança

1. Três objetos: uma rolha de borracha, uma rolha de vidro e um cadinho de porcelana encontram-se em sua bancada. Antes de pesá-los, pegue cada objeto e tente estimar qual é o mais pesado e o mais leve. Anote suas observações.

2. Pese um béquer pequeno (100 mL) e anote a massa. Adicione então 50 gotas de água destilada com um conta-gotas e pese o conjunto. *O propósito deste procedimento é encontrar o número aproximado de gotas em um mililitro (mL) - centímetro cúbico (cm³), ou o volume de uma gota de água.*

B. Medidas de volume:

Peça ajuda ao seu instrutor para usar corretamente a pipeta volumétrica.

1. Pese um béquer seco de 100 mL e anote a massa utilizando as casas decimais que a balança permite. Meça 20 mL de água com uma proveta, coloque no béquer e pese novamente.
2. Repita este procedimento mais duas vezes e anote as massas obtidas.
3. Seque o béquer anteriormente usado e repita o procedimento utilizando uma pipeta volumétrica de 20 mL. Anote as massas obtidas.

C. Medidas de temperatura:

Peça ajuda ao seu instrutor para usar corretamente o termômetro.

1. Coloque cerca de 30 mL de água de torneira em um béquer de 100 mL e meça a temperatura utilizando um termômetro. Durante a leitura, mantenha o bulbo do termômetro totalmente imerso na água, sem tocar o vidro. Obtenha o valor da temperatura com o número máximo de algarismos significativos que for possível e anote o valor. Descarte a água.
2.
 - a. Pese aproximadamente 5 g de sal de cozinha, cloreto de sódio (entre 4 e 6 g) e deixe-o na sua bancada.
 - b. Em um béquer de 100 mL prepare uma mistura de gelo picado e um mínimo de água. Agite a mistura com bastão de vidro, com o auxílio do termômetro, meça e anote a temperatura.
 - c. A seguir adicione o sal à mistura e agite. Espere 2 minutos e meça a temperatura da mistura. Agite e faça várias leituras. Anote a temperatura mínima observada.

Mantenha o bulbo do termômetro imerso no líquido durante as leituras. Note que a água continua líquida a uma temperatura menor que zero grau. Não esqueça de colocar o sinal negativo para temperaturas abaixo de zero.

A experiência terminou.

1. Termine de anotar suas informações e entregue uma cópia da folha de dados ao professor. Lave o material usado.
2. A solução de sal (coletor de sódio + água + gelo) pode ser descartada diretamente na pia.
3. Não jogue na pia materiais sólidos.

6. QUESTIONÁRIO

1. Na avaliação da massa de 20,00 mL de água (item B do procedimento) foram utilizadas uma proveta e uma pipeta volumétrica. Qual das duas possui melhor precisão? Explique sua resposta considerando o desvio da média obtido.
2. 20,00 mL de água a 20 °C possui uma massa de 19,966 g. Comparando os resultados obtidos no item B do procedimento, foi a proveta ou a pipeta que deu o resultado mais próximo do valor, ou qual dos dois é o mais exato? Explique sua resposta considerando a média das medidas.
3. Explique as observações do item C-2c do procedimento. Qual é o fenômeno observado?

EXPERIMENTO 1

EQUIPE: _____

TURMA: _____

DATA: _____ N°

DA BANCADA: _____

Resultados:**A - Massas**

1. Segure em suas mãos os três materiais relacionados abaixo e avalie qual o mais pesado e qual o mais leve. Numere-os de 1 a 3, sendo 1 o mais pesado.

| Material | Ordem da massa (estimada) | Massa medida | Ordem real (medida) |
|----------------------|---------------------------|--------------|---------------------|
| Rolha de borracha | | | |
| Rolha de vidro | | | |
| Cadinho de Porcelana | | | |

2. Massa do béquer pequeno: _____ g
 Massa do béquer mais 50 gotas de água: _____ g
 Massa de 50 gotas de água: _____ g

B – Volume

| | Proveta | Pipeta |
|---|----------------|----------------|
| a) Massa do béquer antes da adição de água | | |
| b) Após a 1ª adição de 20 mL | | |
| c) Após a 2ª adição de 20 mL | | |
| d) Após a 3ª adição de 20 mL | | |
| e) Massa do 1º 20 mL | | |
| f) Massa do 2º 20 mL | | |
| g) Massa do 3º 20 mL | | |
| h) Média das três medidas | | |
| i) Desvio de cada medida em relação a média; 1ª | | |
| | 2ª | |
| | 3ª | |
| j) Média dos desvios | | |
| k) Valor da medida | (____±____) mL | (____±____) mL |

C – Temperaturas

1. Temperatura da água da torneira: _____ °C
 2. Água com gelo: a) Depois de agitada: _____ °C
 b) Com sal adicionado: _____ °C

Experiência 2:

Temperatura de fusão de uma substância

1. OBJETIVOS

- Ao final desta atividade experimental se espera que os alunos sejam capazes de:
- Identificar compostos e determinar suas purezas usando pontos de fusão.
- Determinar pontos de fusões usando o método gráfico da curva de resfriamento.
- Fazer o gráfico de um fenômeno não linear.
- Verificar as possíveis diferenças no ponto de fusão de uma mesma substância através de procedimentos experimentais diferentes.

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- Como determinar a temperatura de fusão de uma substância?
- A temperatura de fusão de um sólido é suficiente para afirmar se este sólido é uma substância pura?
- Podemos caracterizar a real identidade de um sólido desconhecido utilizando apenas a temperatura de fusão?

3. INTRODUÇÃO

A química é a ciência da matéria e das mudanças que ela sofre. Lembrando que a matéria pode ser líquida, sólida ou gasosa, e é tudo o que tem massa e ocupa espaço.

Analisada qualitativamente, a matéria é chamada de substância, possuindo uma composição característica que é determinada por um conjunto definido de propriedades. As substâncias podem ser simples (formadas por um elemento químico) ou compostas (formadas por vários elementos químicos), e dentre as suas propriedades destacam-se as propriedades físicas, que são propriedades intrínsecas a mesma quando esta é pura e são características que podemos observar e medir sem mudar a identidade desta substância.

Entre as propriedades físicas de uma substância, pode-se destacar a dureza, a cor, o estado da matéria, a densidade e a temperatura de fusão (ponto de fusão), por exemplo.

A temperatura de fusão, também denominada de ponto de fusão, é uma propriedade física que designa a temperatura na qual uma substância passa do estado sólido ao estado líquido. Nesta temperatura a substância sólida está em equilíbrio com a substância que dela se obtém por fusão. Para substâncias puras, quando se atinge o ponto de fusão, a temperatura da substância deixa de aumentar até que toda a amostra sob aquecimento tiver sofrido a mudança de estado, como apresentado na Figura 3. A presença de impurezas, além de diminuir o ponto de fusão, faz com que a temperatura varie durante a fusão, fazendo com que o platô observado na Figura 3 não seja constante, ou seja, vamos observar uma curva com inclinação positiva e teremos um ΔT .

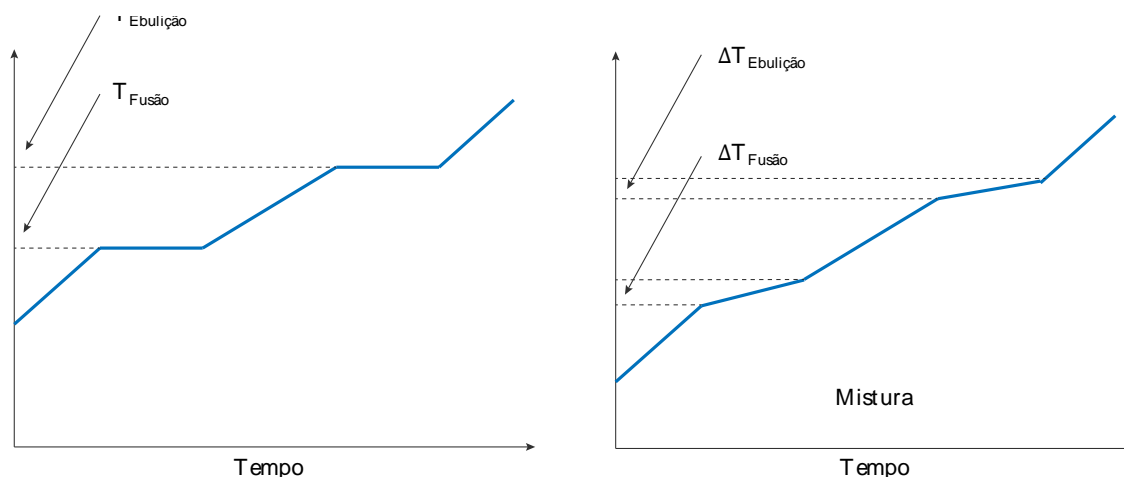


Figura 3 – Curva de aquecimento para a água pura.

A temperatura de fusão está relacionada com a pureza da substância sólida e uma variação de $\pm 0,50$ °C na temperatura de fusão em relação ao valor aceito na literatura indica que se trata de uma substância “pura”. A adição de impurezas aumenta o intervalo de ponto de fusão e reduz a temperatura na qual se inicia a fusão, logo, quanto mais estreito for o intervalo de ponto de fusão, mais puro será o material.

O processo de mudança de estado físico, do sólido para o líquido (fusão) está associado às alterações nas ligações químicas intermoleculares. A temperatura de fusão de uma determinada substância pura é bem definida, porém é importante ressaltar que a temperatura de fusão não é um parâmetro suficiente para caracterizar uma determinada substância. Por exemplo, dois compostos diferentes como o *p-tert*-butil-fenol ($C_{10}H_{14}O$) e fenantreno ($C_{14}H_{10}$) apresentam o mesmo valor da temperatura de fusão (101 °C). Assim, outras análises devem ser realizadas para a caracterização de uma substância pura.

Considerando que cada 1% de impureza diminui aproximadamente o ponto de fusão de 1 °C, e de posse do conhecimento de que um composto **A** possui temperatura de fusão de 86 °C, mas foi observado experimentalmente que durante o aquecimento ele fundiu no intervalo entre 79 e 86 °C, pode-se afirmar que esta amostra apresenta 7% de impurezas e pureza de 93%.

$$\text{Impureza} = T_{(\text{fusão puro})} - T_{(\text{inicial impuro})} \approx x \% \text{ de impureza}$$

$$\text{Impureza} = 86 \text{ }^{\circ}\text{C} - 79 \text{ }^{\circ}\text{C} = 7 \text{ }^{\circ}\text{C} \approx 7 \% \text{ de impureza}$$

Supondo que no laboratório há dois frascos com compostos conhecidos e devidamente identificados (**A** e **B**) e um terceiro frasco sem identificação todos com temperatura de fusão 86 °C, é possível realizar a identificação da amostra desconhecida apoiado no fato de que as contaminações diminuem a temperatura de fusão. Deve-se misturar uma pequena quantidade do composto desconhecido com **A**, e depois com **B**, e determinar a temperatura de fusão de ambas as misturas efetuadas. Se, por exemplo, a mistura do composto desconhecido com **A**, funde a exatamente 86 °C enquanto a mistura do composto desconhecido com **B** funde no intervalo de 79 - 83°C, temos uma forte indicação de que o frasco sem rótulo contém o composto **A**.

3.1 Rendimentos na purificação de uma substância

Os rendimentos na obtenção e na purificação de uma substância são extremamente importantes do ponto de vista econômico, especialmente numa indústria. A porcentagem de recuperação é calculada dividindo a quantidade de amostra recristalizada pela massa inicial, e multiplicando o resultado por 100%.

3.2 Determinação experimental do intervalo de fusão

A partir da técnica de determinação do ponto de fusão, obtém-se curvas de aquecimento e resfriamento de um composto. Tanto o aquecimento como o resfriamento devem ser lentos. Melhores resultados são obtidos com o resfriamento, isto porque o controle sobre o calor fornecido é geralmente mais difícil, resultando num aquecimento muito rápido. Os valores das temperaturas são obtidos em pequenos intervalos de tempo e colocados num gráfico: temperatura *versus* tempo, como mostra a Figura 3.

Em uma técnica de determinação do ponto de fusão, utilizada em trabalhos de rotina, uma quantidade bem pequena de amostra é colocada em um tubo capilar preso a um termômetro imerso em um líquido. O tubo é aquecido e observam-se as temperaturas de fusão inicial e final. Essas duas temperaturas são anotadas como um intervalo de temperatura de fusão (por exemplo, 93,2 – 96,0 °C).

4. PRÉ-LABORATÓRIO

- 1) Como as impurezas geralmente afetam a temperatura de fusão de uma amostra?
- 2) Ao recristalizar 3,5 g de uma amostra de naftaleno (intervalo de fusão 74-77 °C) são obtidos 2,8 g de material purificado (ponto de fusão 80 °C). Qual o rendimento dessa purificação? Qual era aproximadamente a pureza da amostra de naftaleno?
- 3) Ácido cinâmico e uréia fundem a 135 °C. O ponto de fusão de uma substância desconhecida X, foi determinado e o valor encontrado foi 135°C. Quando X é misturada com uréia, a fusão ocorre no intervalo de 123-128 °C. É possível identificar a amostra x com essa informação? Se não, quais testes devem ser feitos?

5. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Determinação da temperatura de fusão de uma amostra de naftaleno ($C_{10}H_8$) a partir de uma curva de aquecimento e de uma curva de resfriamento.

5.1 Curva de aquecimento

1- Coloque uma chapa de aquecimento sobre a base de um suporte universal, de modo que fique firme. Sobre a chapa de aquecimento coloque um béquer de 600 mL com a água. Dentro do béquer, coloque o tubo de ensaio com naftaleno e o termômetro, fixado com uma garra ao suporte universal de modo a ficar submerso totalmente na água e sem encostar no fundo do béquer (Figura 4).

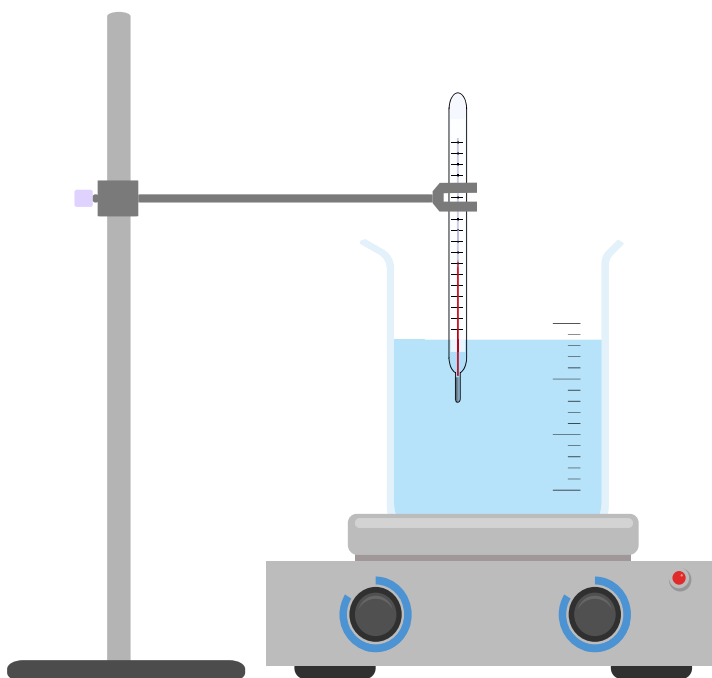


Figura 4. Montagem experimental para determinação do ponto de fusão no tubo de ensaio.

Obs.1: No início do aquecimento, não tente mexer o termômetro que está preso ao naftaleno sólido, pois poderá quebrá-lo.

2- Ligue a chapa de aquecimento e inicie o aquecimento lentamente. Quando a temperatura do sistema atingir 60 °C, comece a anotar os valores de temperatura a cada 0,5 minutos na folha de dados, até atingir 90 °C. A partir do momento que o termômetro ficar solto, use-o para agitar levemente a massa em fusão. Quando a temperatura atingir 90 °C desligue a chapa de aquecimento, mas mantenha o conjunto fixo ao suporte universal, pois em seguida será acompanhado o resfriamento do naftaleno.

Obs.2: Lembre-se de anotar a temperatura em que se inicia a fusão do sólido.

5.2 Curva de resfriamento

1- Sem retirar o tubo de ensaio com naftaleno de dentro do béquer, anote a temperatura de resfriamento do naftaleno a cada 0,5 minutos até atingir 60 °C. Com o termômetro agite (com cuidado, para não quebrar o termômetro) a massa fundida de naftaleno, até o início da solidificação.

2- Anote a temperatura a cada 0,5 minutos até atingir 60 °C.

6. QUESTIONÁRIO:

1. Tratamento dos dados experimentais

- Em uma mesma folha de papel milimetrado, desenhe a curva de aquecimento e a curva de resfriamento. Coloque no eixo das abscissas o tempo e no eixo das ordenadas os valores das temperaturas obtidas nos experimentos.
- Faça o gráfico traçando a curva pelos pontos médios dos valores experimentais, ou seja, **não una todos os pontos**, mas apenas trace uma curva média.
- Explique o tipo de comportamento observado (regiões das curvas) para a variação de temperatura com o tempo, na fusão e na solidificação, e apresente no item resultados e discussão do seu relatório.

2. O que indicam os patamares nas curvas que você desenhou?

3. Que intervalos de temperatura ocorrem a fusão e a solidificação?

4. O ponto de fusão do naftaleno puro é 80,5 °C (valor publicado no *Handbook Of Chemistry and Physics*, CRC). Baseado nos seus resultados, a sua amostra de naftaleno era pura? Explique sua resposta. Qual a percentagem de pureza?

5. Por que o aquecimento deve ser lento durante a obtenção da curva de aquecimento?

6. Durante o resfriamento, por que é importante a agitação?

FOLHA DE DADOS

Experiência 2: Temperatura de fusão de uma substância

EQUIPE: _____ TURMA: _____

DATA: _____ N°

DA BANCADA: _____

| CURVA DE AQUECIMENTO | | | | CURVA DE RESFRIAMENTO | | | |
|----------------------|------------------|--------------|------------------|-----------------------|------------------|--------------|------------------|
| Tempo (min.) | Temperatura (°C) | Tempo (min.) | Temperatura (°C) | Tempo (min.) | Temperatura (°C) | Tempo (min.) | Temperatura (°C) |
| 0,0 | 60 | 17,0 | | 0,0 | 90 | 17,0 | |
| 0,5 | | 17,5 | | 0,5 | | 17,5 | |
| 1,0 | | 18,0 | | 1,0 | | 18,0 | |
| 1,5 | | 18,5 | | 1,5 | | 18,5 | |
| 2,0 | | 19,0 | | 2,0 | | 19,0 | |
| 2,5 | | 19,5 | | 2,5 | | 19,5 | |
| 3,0 | | 20,0 | | 3,0 | | 20,0 | |
| 3,5 | | 20,5 | | 3,5 | | 20,5 | |
| 4,0 | | 21,0 | | 4,0 | | 21,0 | |
| 4,5 | | 21,5 | | 4,5 | | 21,5 | |
| 5,0 | | 22,0 | | 5,0 | | 22,0 | |
| 5,5 | | 22,5 | | 5,5 | | 22,5 | |
| 6,0 | | 23,0 | | 6,0 | | 23,0 | |
| 6,5 | | 23,5 | | 6,5 | | 23,5 | |
| 7,0 | | 24,0 | | 7,0 | | 24,0 | |
| 7,5 | | 24,5 | | 7,5 | | 24,5 | |
| 8,0 | | 25,0 | | 8,0 | | 25,0 | |
| 8,5 | | 25,5 | | 8,5 | | 25,5 | |
| 9,0 | | 26,0 | | 9,0 | | 26,0 | |
| 9,5 | | 26,5 | | 9,5 | | 26,5 | |
| 10,0 | | 27,0 | | 10,0 | | 27,0 | |
| 10,5 | | 27,5 | | 10,5 | | 27,5 | |
| 11,0 | | 28,0 | | 11,0 | | 28,0 | |
| 11,5 | | 28,5 | | 11,5 | | 28,5 | |
| 12,0 | | 29,0 | | 12,0 | | 29,0 | |
| 12,5 | | 29,5 | | 12,5 | | 29,5 | |
| 13,0 | | 30,0 | | 13,0 | | 30,0 | |
| 13,5 | | 30,5 | | 13,5 | | 30,5 | |
| 14,0 | | 31,0 | | 14,0 | | 31,0 | |
| 14,5 | | 31,5 | | 14,5 | | 31,5 | |
| 15,0 | | 32,0 | | 15,0 | | 32,0 | |
| 15,5 | | 32,5 | | 15,5 | | 32,5 | |
| 16,0 | | 33,0 | | 16,0 | | 33,0 | |
| 16,5 | | 33,5 | | 16,5 | | 33,5 | |

Experiência 3: Determinação de calor de reação e de calor de solidificação

1. OBJETIVOS

Ao final desta aula experimental espera-se que o aluno seja capaz de:

- Compreender o funcionamento de um calorímetro.
- Comparar o calor liberado na combustão de uma vela com o calor envolvido na mudança de estado de uma substância (cera).
- Aplicar a Lei de Hess para o cálculo do calor de reação.

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- Como medir o calor liberado por uma determinada massa de vela?
- Há absorção ou liberação de calor na mudança de estado físico de líquido para sólido em uma vela? Como proceder experimentalmente para responder a esta pergunta?

3. INTRODUÇÃO

3.1. Calorimetria

As transformações químicas e físicas envolvem mudanças ou trocas de energia e a calorimetria estuda as trocas de energia entre corpos ou sistemas quando essas trocas se dão na forma de calor. O calor é uma forma de energia transferida em consequência de uma diferença de temperatura, podendo ser medido em um calorímetro que, de forma sintética, é definido como um recipiente com paredes isolantes.

A partir de um bom isolante térmico, supõe-se que não exista troca de calor entre o calorímetro e o meio ambiente. Na Figura 5 é apresentada a ilustração dos componentes de um calorímetro, incluindo um termômetro para medir a variação da temperatura no interior do calorímetro.

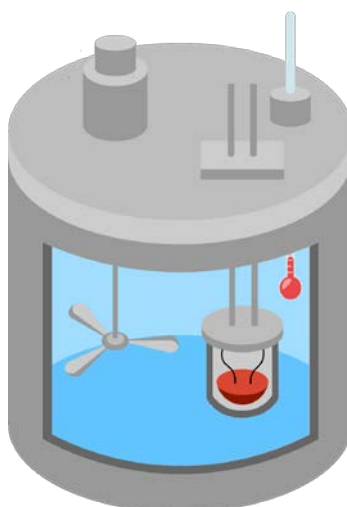


Figura 5. Representação dos componentes de um calorímetro.

A quantidade de calor transferida devido a uma diferença de temperatura depende da quantidade do material, da identidade do material que ganha ou perde calor e da magnitude da variação da

temperatura. Diretamente relacionado à identidade do material está o *calor específico* (c), que é definido como a quantidade de calor (em calorias) necessária para elevar a temperatura de um grama (1,0 g) do material em estudo, em um grau Celsius (1,0 °C).

O *calor específico* (c) pode ser medido em um calorímetro, e na Tabela 1 são apresentados alguns materiais e seus respectivos calores específicos.

Tabela 1. Calor específico de alguns materiais.

| Materiais | Calor específico (cal g⁻¹ °C⁻¹) |
|------------------|--|
| Pb | 0,038 |
| Sn | 0,052 |
| Ag | 0,056 |
| Cu | 0,092 |
| Zn | 0,093 |
| Fe | 0,11 |
| Vidro | 0,12 |
| NaCl (sólido) | 0,21 |
| Al | 0,22 |
| Etanol | 0,59 |
| Água | 1,00 |

Note que a unidade para calor específico é dada em caloria por grama por grau Celsius, indicando que seria necessária uma caloria para elevar em 1,0 °C a temperatura de um grama de água. Portanto, uma pequena quantidade de água é capaz de absorver grande quantidade de calor, ou seja, resultando em pequena variação de temperatura na água. Por outro lado, para o ferro seriam necessárias apenas 0,11 calorias para elevar em 1,0 °C a temperatura de um grama desse metal.

Quando uma determinada massa de um material sofre uma variação de temperatura, o calor necessário para essa mudança térmica pode ser calculado pela expressão:

$$Q = m c \Delta T$$

onde: Q = calor envolvido no processo; m = massa do material, em grama; c = *calor específico*; ΔT = variação de temperatura (temperatura final – temperatura inicial).

Exemplo 1. Suponha que 20 g de água sejam aquecidos, de modo que a temperatura varie de 20 °C para 25 °C. Calcule o calor absorvido no processo.

$$\begin{aligned} Q &= m c \Delta T \\ Q &= 20 \text{ g} \times 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1} \times 5 \text{ } ^\circ\text{C} \\ Q &= 100 \text{ cal} \end{aligned}$$

Portanto, 100,0 cal seriam absorvidas pela massa de 20,0 g de água.

Pode-se determinar o calor específico de um metal utilizando um calorímetro contendo água,

adicionando neste uma massa conhecida do metal a uma determinada temperatura e a uma quantidade de água conhecida. Considerando o *princípio da conservação da energia*, supõe-se que a partir de um metal quente, todo o calor do metal será transferido para a água e assim enquanto que o metal diminui a temperatura, a água terá a sua temperatura elevada. Portanto, utiliza-se a seguinte igualdade:

$$Q_{\text{metal}} = Q_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$(m c \Delta T)_{\text{metal}} = (m c \Delta T)_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$c_{\text{metal}} = \frac{(m c \Delta T)_{\text{H}_2\text{O}}}{(m \Delta T)_{\text{metal}}}$$

Medidas efetuadas desta forma estão sujeitas a conter erro (de medida, do método, do equipamento, erro pessoal, etc.), mas é desta forma que se deve trabalhar no laboratório. Partindo-se de uma hipótese otimista, tenta-se minimizar os erros (principalmente o erro do operador do experimento) para posteriormente comparar os dados obtidos experimentalmente com os dados previstos inicialmente.

Exemplo 2. Aqueceu-se 50,03 g de um metal até 100,0 °C, misturando-os em seguida com 40,11 g de água a 21,5 °C. A temperatura final do sistema (metal + água) do experimento atingiu 30,6 °C. Identifique o metal.

$$c_{\text{metal}} = \frac{(m c \Delta T)_{\text{H}_2\text{O}}}{(m \Delta T)_{\text{metal}}}$$

$$c_{\text{metal}} = \frac{40,11 \text{ g} \times 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \times (30,6 - 21,5) \text{ }^\circ\text{C}_{\text{H}_2\text{O}}}{50,03 \text{ g} \times (100 - 30,6) \text{ }^\circ\text{C}_{\text{metal}}}$$

$$c_{\text{metal}} = 0,105 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \approx \text{Ferro}$$

Na Figura 6 é representado um calorímetro rústico, que consiste de uma lata pequena com água e uma lata maior usada como suporte e para minimizar a perda de calor pelo movimento do ar.

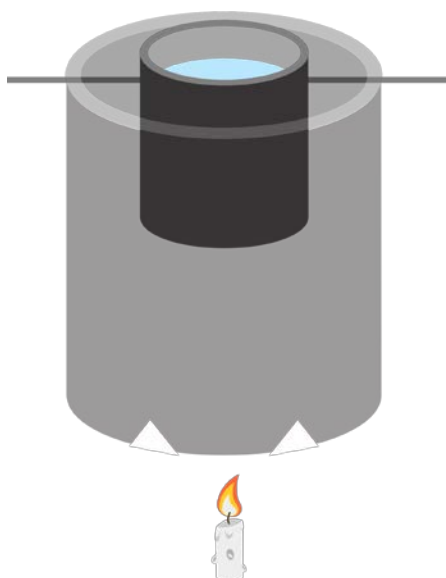


Figura 6. Representação da montagem de um calorímetro rústico.

3.2. Entalpia

As transferências de calor a pressão constante, tal como a pressão atmosférica, podem ser obtidas pela entalpia (H), que é uma função de estado e denota a quantidade de energia envolvida em um processo. A origem desta energia é obtida pela variação da entalpia (ΔH), que é calculada por:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

Onde, ΔU é a variação da energia interna, ΔV é a variação do volume e p é a pressão.

A partir da primeira lei da termodinâmica temos que $\Delta U = q + w$ (q é a energia fornecida na forma de calor e w é a energia fornecida como trabalho). Logo,

$$\Delta H = (q + w) + p\Delta V$$

Se o sistema só pode executar trabalho de expansão ($w = -p_{exp}\Delta V$) teremos,

$$\Delta H = q - p_{exp}\Delta V + p\Delta V$$

A maioria das reações químicas ocorre à pressão constante, em reatores abertos para a atmosfera. Nestas situações a pressão é igual à pressão atmosférica ($p = p_{exp}$) e o calor que elas fornecem ou utilizam pode ser igualado à variação de entalpia do sistema:

$$\Delta H = q_{p=cte}$$

Obs.: A unidade SI para calor é J (joules), logo a variação da entalpia será obtida em J. Para facilitar as operações matemáticas costuma-se transformar a unidade joules (J) em quilojoules (kJ).

Para um processo endotérmico, que absorve calor do sistema, a variação de entalpia é maior que zero ($\Delta H > 0$). Já para um processo exotérmico, que libera calor para o sistema, a entalpia será menor que zero ($\Delta H < 0$).

3.3. Entalpia padrão de reação

Todas as reações químicas são acompanhadas por transferência de energia, na forma de calor. O calor liberado ou absorvido depende do estado físico dos reagentes e produtos, e das condições sob as quais a reação ocorre. A variação de entalpia (ΔH) obtida sob condições controladas é chamada de entalpia padrão de reação (ΔH°_r), ou entalpia padrão de formação (ΔH°_f), sendo os valores tabelados e disponíveis na literatura especializada (Tabela 2). Por exemplo, ao descrever a combustão do metano podemos escrever duas equações termoquímicas diferentes, com diferentes conjuntos de produtos e diferentes valores de entalpia padrão de reação:

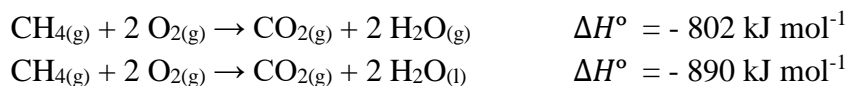


Tabela 2. Valores de entalpia padrão de formação à 25 °C

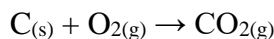
| Substância | ΔH°_f (kJ mol ⁻¹) | Substância | ΔH°_f (kJ mol ⁻¹) |
|-----------------------------------|--|------------------------------------|--|
| CH ₄ (g) | -74,8 | H ₂ O ₂ (l) | -187,6 |
| CH ₃ OH (l) | -239,0 | H ₂ S (g) | -20,6 |
| C ₂ H ₂ (g) | +226,0 | H ₂ SO ₄ (l) | -814,0 |
| C ₂ H ₄ (g) | +52,3 | NH ₃ (g) | -46,1 |
| C ₂ H ₆ (g) | -84,6 | NaCl (s) | -412,1 |
| CO (g) | -110,5 | Na ₂ O (s) | -415,9 |
| CO ₂ (g) | -393,5 | O ₃ (g) | +143,0 |
| HCl (g) | -92,3 | SO ₂ (g) | -296,8 |
| H ₂ O (g) | -241,8 | NH ₄ Cl (s) | -314,4 |
| H ₂ O (l) | -285,8 | SO ₃ (g) | -395,7 |

3.4. Lei de Hess

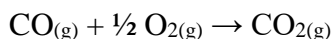
Considerando que a entalpia é uma função de estado, o ΔH é independente do caminho entre os estados inicial e final. Neste contexto aplica-se a Lei de Hess, a qual estabelece que a variação da entalpia para uma reação pode ser escrita como a diferença entre a entalpia dos produtos e dos reagentes. O calor de reação é igual à soma dos calores de formação dos produtos menos a soma dos calores de formação dos reagentes:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reação}} = \sum (\Delta H^{\circ}_f)_{\text{produtos}} - \sum (\Delta H^{\circ}_f)_{\text{reagentes}}$$

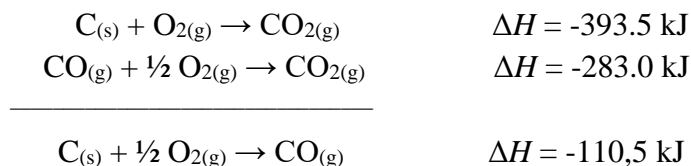
A Lei de Hess também afirma que a entalpia total da reação é a soma das entalpias de reação das etapas em que a reação pode ser dividida. Por exemplo, a oxidação do carbono na forma de grafita (C(s)) para dióxido de carbono pode ser imaginada em duas etapas. A oxidação do carbono a monóxido de carbono:



e posteriormente a oxidação do monóxido de carbono a dióxido de carbono:



Este processo em duas etapas é um exemplo de uma sequência de reações, onde os produtos de uma etapa são os reagentes da etapa posterior. A equação da reação total é a soma das equações das etapas intermediárias:

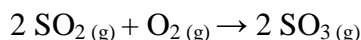


Nesta experiência será possível comparar o valor do calor liberado em uma reação química de oxirredução (a combustão de uma vela), com o valor do calor liberado em um processo físico (a solidificação da cera de uma vela) no calorímetro rústico.

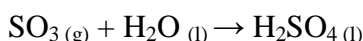
O calor liberado na reação química provém do balanço energético entre a ruptura de ligações químicas intramoleculares (ligações entre átomos na molécula) nos reagentes e a formação de novas ligações, no produto da reação. Para o rompimento de ligações químicas, as moléculas absorvem energia, mas, com a formação de ligações há liberação de energia. Se o saldo na reação for à liberação de calor para o meio ambiente, temos uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$), caso contrário, será endotérmica ($\Delta H > 0$). Por outro lado, o calor envolvido em um processo de mudança de estado físico está relacionado com mudanças nas ligações intermoleculares (entre moléculas) e nesse caso, a solidificação da cera líquida de uma vela também deverá liberar calor.

4. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Dadas duas amostras de etanol e água, com massas iguais. Qual desses dois líquidos irá absorver mais calor? Por quê?
2. Calcule ΔH° para a combustão do acetileno, C_2H_2 a 25°C . Admita que são formados CO_2 gasoso e H_2O líquido. Utilize a Tabela 1, calores de formação a 25°C .
3. O dióxido de enxofre, SO_2 , é um gás poluente existente em regiões industriais. Ele pode ser removido e oxidado a anidrido sulfúrico, SO_3 , que tem importância comercial. Calcule o ΔH° por mol para a reação de SO_2 com O_2 (g):



4. Calcule a variação de entalpia padrão a 25°C (ΔH°) que acompanha a reação de 39,2 g de SO_3 com suficiente quantidade de água:



5.2. Calor de solidificação da vela

O calor liberado durante a solidificação da vela será transferido para a água do béquer aumentando a temperatura.

1. Pese o tubo de ensaio com a cera, com precisão de 0,01 g. A massa do tubo de ensaio vazio deverá estar anotada no próprio tubo.

Massa do tubo de ensaio com cera: _____ g Massa da cera:
_____ g

2. Coloque o tubo de ensaio com a cera dentro de um suporte adequado acomodado num banho de água sob aquecimento. Este é um procedimento de aquecimento indireto, ou seja, aquece-se a água que irá transferir calor para a cera, denominado banho-maria. Portanto, o objetivo desta parte é o de fundir a cera da vela, preparando-a para o próximo passo.

3. Pese um béquer vazio com precisão de 0,01g. Esse béquer será o calorímetro utilizado nesta parte do experimento. Coloque água suficiente para cobrir a cera contida no tubo de ensaio, conforme ilustrado na Figura 7. Meça a temperatura da água e pese o béquer com a água.

Massa do béquer vazio: _____ g Massa do béquer com água: _____ g

Massa da água: _____ g Temperatura da água antes do aquecimento: _____ °C

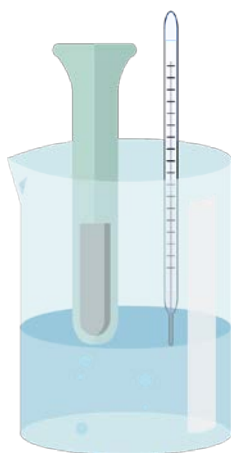


Figura 7. Montagem do calorímetro no béquer.

Retire o tubo de ensaio com a cera líquida do banho-maria, seque a parte molhada com papel toalha e espere até que o primeiro sinal de solidificação apareça (a cera começa a apresentar manchas opacas). Quando isso acontecer, coloque rapidamente no béquer (que serve de calorímetro) o tubo com a cera, agitando levemente a água com o próprio tubo de ensaio até notar que a temperatura parou de subir. Anote então a temperatura.

Temperatura da água depois do aquecimento: _____ °C.

6. QUESTIONÁRIO

1. Utilize o valor para o calor específico da lata, $c_{\text{lata}} = 0,10 \text{ cal g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$. Considerando que o calor liberado pela combustão da vela é totalmente absorvido pela água e pela lata ($Q_{\text{combustão}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} +$

Q_{lata}), calcule a quantidade total de calor liberado nessa reação. Expresse o resultado em kJ g^{-1} ($\frac{Q_{\text{combustão}}}{m_{\text{vela}}}$) ($1 \text{ cal} = 4,18 \text{ Joule}$) e também em kJ mol^{-1} ($\frac{Q_{\text{combustão}}}{n_{\text{vela}}}$, considere como cera o composto $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$). Expresse o resultado na forma da combustão, variação da entalpia de combustão, $\Delta H_{\text{combustão}}$ (em que $\Delta H = -$ calor liberado a pressão constante, que foi o caso dessa experiência). Compare esse resultado com o valor publicado na literatura ($\Delta H_{\text{combustão}} = 14800 \text{ kJ mol}^{-1}$) e discuta.

Exemplo:

$$Q_{\text{combustão}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{lata}}$$

$$Q_{\text{combustão}} = (m c \Delta T)_{\text{H}_2\text{O}} + (m c \Delta T)_{\text{lata}}$$

$$Q_{\text{combustão}} = (100 \text{ g} \times 1 \text{ cal } ^\circ\text{C}^{-1} \text{ g}^{-1} \times 20 \text{ } ^\circ\text{C})_{\text{H}_2\text{O}} + (40 \text{ g} \times 0,1 \text{ cal } ^\circ\text{C}^{-1} \text{ g}^{-1} \times 20 \text{ } ^\circ\text{C})_{\text{lata}}$$

$$Q_{\text{combustão}} = 2080 \text{ cal} \times \left(4,18 \frac{\text{J}}{\text{cal}}\right) = 8694 \text{ J} \times \left(\frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}}\right) = 8,69 \text{ kJ}$$

$$\frac{Q_{\text{combustão}}}{m_{\text{vela}}} = \frac{8,69 \text{ kJ}}{0,2 \text{ g}} = 43,5 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$$

$$\frac{Q_{\text{combustão}}}{m_{\text{vela}}} \times \text{MM} = \frac{8,69 \text{ kJ}}{0,2 \text{ g}} \times 352,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 15.342,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H = - Q_{\text{combustão}}$$

$$\Delta H = - 15.342,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

2. Apresente os dados e os cálculos para o valor do $\Delta H_{\text{solidificação}}$ da cera (considere como cera o composto $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$) da vela em kJ g^{-1} e em kJ mol^{-1} . Compare esse valor com o valor para o $\Delta H_{\text{combustão}}$ da cera da vela e discuta os seus resultados.

FOLHA DE DADOS

Experiência 3: Determinação de calor de reação e de calor de solidificação

EQUIPE: _____

TURMA: _____

DATA: _____ N°

DA BANCADA: _____

Parte A: Calor de combustão:

Massa da vela com suporte antes de queimar (g): _____

Massa da vela com suporte depois de queimar (g): _____

Massa da lata vazia (g): _____

Massa da lata com água (g): _____

Temperatura da água antes do aquecimento (°C): _____

Temperatura da água depois do aquecimento (°C): _____

Parte B: Calor de solidificação

Massa do tubo de ensaio (g): _____

Massa do tubo de ensaio com cera (g): _____

Massa do béquer vazio (g): _____

Massa do béquer com água (g): _____

Temperatura da água antes do aquecimento (°C): _____

Temperatura da água depois do aquecimento (°C): _____

Experiência 4: Solubilidade

1. OBJETIVOS

No final desta experiência, espera-se que o aluno seja capaz de:

- Identificar algumas variáveis que afetam a solubilidade.
- Utilizar técnicas simples de extração, recristalização e filtração.

2. INTRODUÇÃO

A Solubilidade é a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvido (solubilizado) em uma certa quantidade de solvente, a uma determinada temperatura.

Suponha que tenha sobre sua bancada dois béqueres, cada um com 100 mL de água a 25 °C, além de cloreto de sódio (NaCl) e acetanilida para serem dissolvidos. Adicionando NaCl ao 1° béquer e misturando bem, você conseguirá dissolver cerca de 35 g deste nessa quantidade de água. Qualquer quantidade a mais de NaCl resultará num acúmulo de sólido no fundo do béquer, sendo, portanto, que 35 g de NaCl é a quantidade desta substância que satura 100 mL de H₂O a 25 °C (ponto de saturação). Nesta solução NaCl é o soluto e H₂O é o solvente. Adicionado a acetanilida ao 2° béquer, você verá que apenas alguns miligramas serão dissolvidos até o ponto de saturação ser alcançado.

Por que existe uma grande diferença na solubilidade do NaCl e da acetanilida? Para que um sólido se dissolva, as forças de atração que mantêm a estrutura cristalina devem ser vencidas pelas interações entre solvente e soluto. Na Figura 1 é apresentada a dissolução de um sólido iônico em água.

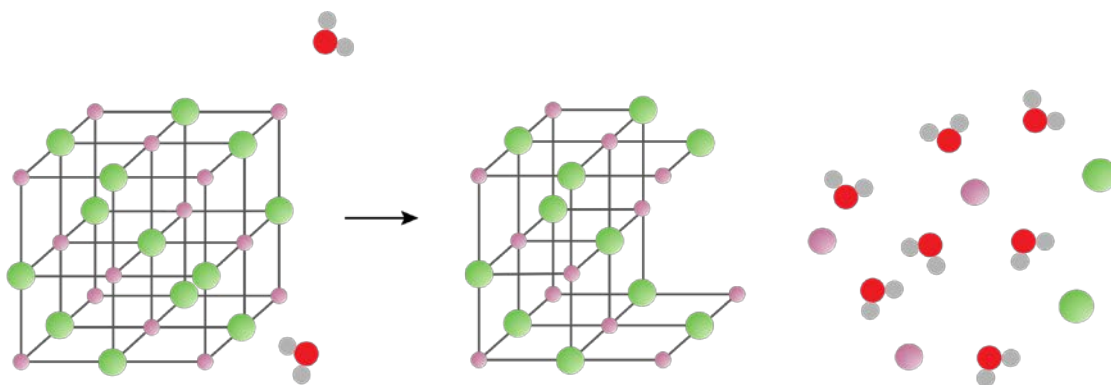


Figura 8. Dissolução de um sólido iônico em água.

No processo de solvatação aquosa, onde ocorre a dispersão de um sal como o NaCl, tanto os cátions Na⁺, quanto os ânions Cl⁻ se tornam-se hidratados, com energia suficiente para vencer a energia da rede cristalina. Solutos com polaridades próximas à polaridade do solvente se dissolvem em maior quantidade do que aqueles com polaridades muito diferentes. Cloreto de sódio e água são substâncias muito polares, mas acetanilida é bem pouco polar. Portanto, NaCl dissolve-se em água, mas acetanilida tem uma solubilidade pequena em água. Resumindo, a regra é: “O semelhante dissolve semelhante”.

Não é somente a natureza do soluto e do solvente que influencia na solubilidade, mas a temperatura também é importante. A solubilidade de quase todos os compostos orgânicos aumenta com um aumento de temperatura e este fato é utilizado na técnica de purificação chamada recristalização. O efeito da temperatura na solubilidade dos compostos inorgânicos varia muito, enquanto muitos têm a solubilidade

aumentada com um aumento de temperatura, alguns a têm quase diminuída, e outros, como o NaCl, a solubilidade basicamente não é afetada.

2.1 Purificação

Os produtos químicos são extraídos de fontes naturais ou sintetizados a partir de outros compostos através de reações químicas. Independente da origem, as extrações ou sínteses raramente produzem produtos puros, e algum tipo de purificação é necessária. Convém observar que compostos comerciais apresentam diferentes graus de pureza, e frequentemente possuem de 90 a 95% de pureza. Para certas aplicações estas purezas podem ser satisfatórias enquanto que, para outras, é necessária uma pureza maior.

As técnicas de purificação mais comuns são: extração, recristalização, destilação e cromatografia. Para a purificação de sólidos, o primeiro método a ser tentado é a recristalização.

2.2 Recristalização

A recristalização é uma técnica usada para purificar substâncias sólidas, consistindo essencialmente em dissolver o composto e as suas impurezas num solvente apropriado, com posterior precipitação do composto ou das impurezas, de forma a promover a sua separação. Normalmente procede-se de forma a ser o composto desejado a precipitar, sob a forma de cristais, os quais são depois filtrados e secos.

Esta técnica utiliza o fato de que a solubilidade de sólidos em um solvente é diferente e aumenta com o aumento da temperatura do líquido. Uma solução saturada a uma determinada temperatura é resfriada e ao ser resfriada a solubilidade diminui com a diminuição da temperatura, portanto, o sólido precipita, podendo em seguida ser filtrado a seco.

Obs.: As impurezas podem ser removidas pela filtração da solução saturada numa temperatura mais alta. As impurezas que são solúveis no solvente não se cristalizam mesmo na solução fria.

3. PRÉ-LABORATÓRIO

1. A solubilidade depende das interações intermoleculares. Descreve os tipos mais comuns de interações intermoleculares.

2. A polaridade de uma molécula diatômica é estimada pela diferença das eletronegatividades da ligação dos dois átomos. Quando a diferença das eletronegatividades for $\leq 0,5$ a ligação é considerada covalente não-polar. Uma diferença de eletronegatividade entre 0,5 e 1,7 indica uma ligação covalente polar e, quando a diferença for maior do que 1,7, a ligação é chamada iônica. Usando os valores de eletronegatividade na tabela abaixo, classifique as ligações nas moléculas seguintes como covalente não polar, covalente polar ou iônica.

- a. CO
- b. N₂
- c. CaO
- d. Na₂O
- e. I₂
- f. LiH
- g. BeH₂
- h. PH₃
- i. CaCl₂

3. Indique quais os compostos abaixo que você acredita que sejam solúveis em água. Justifique suas respostas.

- NaCl
- LiBr
- etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
- metano (CH_4)
- etano (CH_3CH_3)
- Br_2

4. Para as moléculas poliatômicas, a polaridade de uma molécula é determinada pelas polaridades das ligações, e também pela geometria molecular. Verifique cada molécula abaixo, se é polar ou apolar.

- Tetracloro de Carbono
- Clorofórmio
- Dissulfeto de Carbono
- Sulfeto de hidrogênio
- Amônia
- Metanol
- Aldeído fórmico
- Acetileno

4. MATERIAL

| | | |
|---------------------------------------|---------------------------|--|
| 7 tubos de ensaio (sendo 1 com rosca) | 1 tampa para um dos tubos | 1-butanol |
| 1 béquer de 50 mL | Conta-gotas | Querosene |
| 1 béquer de 250 mL | | Acetanilida |
| Papel filtro | Funil simples | Solução de iodo (aproximadamente a 0,03% em massa) |
| Argola de metal | Bastão de vidro | Etanol |
| Suporte universal | Bacia plástica com gelo | Suporte para tubos de ensaio |

5. PROCEDIMENTO

5.1 Miscibilidade de líquidos

Prepare as seis misturas em seis tubos de ensaio dispostos em sequência no suporte de 1 a 6, conforme descrito abaixo. Escreva suas observações. Não esqueça de agitar cada tubo de ensaio, de forma a homogeneizar a mistura, antes de fazer as anotações.

- | | |
|----------------|---------------------|
| 2 mL de água | + 1 mL de etanol |
| 2 mL de água | + 1 ml de 1-butanol |
| 2 mL de água | + 1 mL de querosene |
| 2 mL de etanol | + 1 mL de 1-butanol |

| | |
|-------------------|---------------------|
| 2 mL de etanol | + 1 mL de querosene |
| 2 mL de 1-butanol | + 1 mL de querosene |

5.2 Extração

Coloque cerca de 3 mL de uma solução aquosa saturada de iodo (aproximadamente 0,03 % de iodo em massa) num tubo de ensaio com tampa. Adicione cerca de 1mL de querosene. Não agite. Anote suas observações. Coloque a tampa no tubo e agite. Espere descansar e anote suas observações.

5.3 Precipitação

Coloque cerca de 0,5 g de acetanilida em 4 mL de etanol em um béquer pequeno e agite até sua dissolução. A seguir acrescente 20 mL de água destilada, agite e deixe cristalizar em um banho de gelo (numa bacia plástica).

5.4 Filtração

Dobre um papel de filtro duas vezes como indicado na figura abaixo e coloque-o em um funil de vidro.

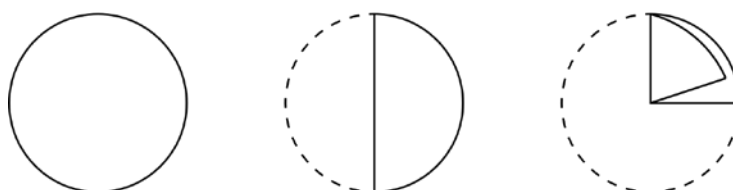


Figura 9. Exemplo de dobra para papel filtro.

Coloque um béquer embaixo do funil, de modo que a ponta do funil toque a parede interna do béquer, conforme figura abaixo:



Figura 10. Filtração comum.

Com o auxílio de uma pisseta, molhe o papel filtro com um pouco de água para fixá-lo no funil.

Transporte todo o conteúdo do béquer contendo acetanilida, etanol e água, para o filtro, com a ajuda de um bastão de vidro.

Terminada a filtração, retire o papel de filtro com a acetanilida seca e coloque-a num frasco adequado.

6. QUESTIONÁRIO

1. Coloque em ordem decrescente de polaridade os quatro líquidos utilizados nesta experiência, começando pela água, que é mais polar.
2. mL de água são adicionados a 2 ml de outro líquido, formando um par imiscível (isto é, duas fases, a água e o outro líquido). O que você pode fazer experimentalmente para descobrir se a água constitui a fase inferior ou superior?
3. Qual é a cor da solução de iodo e água, e de iodo e querosene? O que você observou depois de agitar a solução de iodo e água com querosene? O iodo é mais solúvel em querosene ou em água? Justifique.
4. Explique o que você observou quando adicionou a solução de acetanilida com etanol na água. A acetanilida é mais solúvel em água, ou em etanol?

EXPERIÊNCIA 4

Experiência 4: Solubilidade

EQUIPE:

TURMA:

DATA:

N° DA BANCADA:

A. Miscibilidade de líquidos

| | Solução | Miscível | Parcialmente miscível | Imiscível | Líquido mais denso |
|---|---------------------------------------|----------|-----------------------|-----------|--------------------|
| 1 | 2 mL de água + 1 mL de etanol | | | | |
| 2 | 2 mL de água + 1 mL de 1-butanol | | | | |
| 3 | 2 mL de água + 1 mL de querosene | | | | |
| 4 | 2 mL de etanol + 1 mL de 1-butanol | | | | |
| 5 | 2 mL de etanol + 1 mL de querosene | | | | |
| 6 | 2 mL de 1-butanol + 1 mL de querosene | | | | |

B. Extração

Observações:

C. Precipitação

Observações:

D. Filtração:

Observações:

Experiência 5: Cromatografia

1. OBJETIVOS

No final desta experiência espera-se que o aluno seja capaz de:

- Entender os princípios e as principais aplicações da cromatografia.
- Separar e identificar os componentes de uma mistura.

2. INTRODUÇÃO

A cromatografia é um método físico-químico de separação. Ela está fundamentada na migração diferencial dos componentes de uma mistura, que ocorre devido a diferentes interações, entre duas fases imiscíveis, a fase móvel e a fase estacionária. Esta técnica foi desenvolvida por Michael Tswett (botânico russo), no começo do século XX, passando pigmentos extraídos de plantas através de uma coluna cromatográfica preenchida com carbonato de cálcio (CaCO_3).

Dentre as aplicações das técnicas cromatográficas pode-se citar o trabalho policial-químico, onde, por exemplo, drogas e narcóticos podem ser identificados na urina ou em amostras de sangue mediante a comparação com padrões. Existem vários tipos de técnicas cromatográficas, entre as quais destacam-se a cromatografia em coluna, a Cromatografia Líquida de Alta Eficiência (CLAE), a Cromatografia de Camada Delgada (CCD), a Cromatografia Gasosa (CG) e a mais simples de todas que é a cromatografia em papel e que será utilizada neste experimento.

Na cromatografia em geral, mas especialmente na cromatografia em papel, o conhecimento sobre a polaridade das moléculas presentes nas misturas que se deseja separar é muito importante. Sabe-se que as substâncias cujas moléculas são polares interagem com maior intensidade com solventes polares e substâncias apolares têm mais afinidade com solventes apolares. Assim, variando a polaridade do solvente, ou misturas de solventes, pode-se separar os componentes de uma amostra.

Na cromatografia em papel se marca no papel com um lápis o ponto de partida da amostra a ser aplicada. Posteriormente o papel é colocado em um béquer fechado (cuba cromatográfica), com solvente suficiente para molhar apenas a parte inferior do papel, não tocando a amostra, conforme a Figura 11.

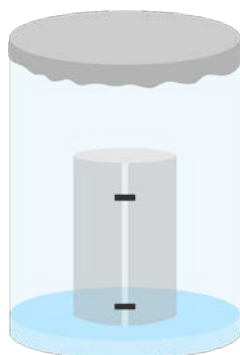


Figura 11. Representação da montagem experimental da cromatografia em papel.

O solvente, que também pode ser chamado de eluente, sobe por capilaridade pelo papel separando os componentes da mistura (Figura 12). As manchas dos componentes da mistura se deslocam sobre o papel de acordo com a afinidade com o solvente que é utilizado ou a capacidade de se absorverem sobre o papel.

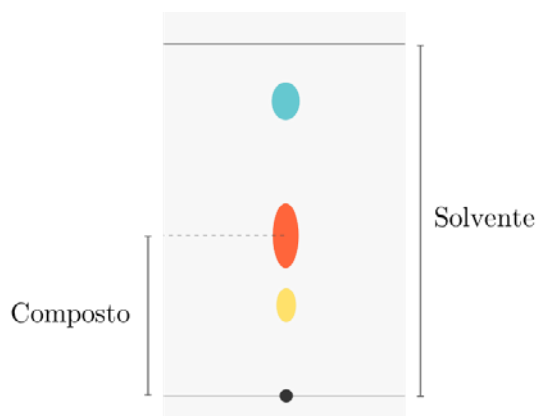


Figura 12. Representação de um cromatograma.

A separação dos componentes de uma mistura neste tipo de cromatografia está baseada nas diferenças da força com que os componentes de uma mistura são adsorvidos na fase estacionária e quanto eles são solúveis na fase móvel. Os componentes com menor capacidade de adsorver na fase estacionária e melhor solubilidade na fase móvel têm um deslocamento mais rápido ao longo do papel. De outra parte, os componentes melhor adsorvidos na fase estacionária e com menor afinidade com a fase móvel serão conseqüentemente retidos e terão uma movimentação mais lenta.

Alguns outros fatores, como a presença de carga eletrônica em algum composto da mistura, também influenciam nas interações do soluto com as duas fases. Porém, basicamente o processo de separação envolve a interação dos solutos com as duas fases. Resumindo, temos que os vários componentes de uma mistura, devido a diferentes interações com a fase estacionária e móvel, são separados em seus componentes, mas para se reproduzir uma análise cromatográfica precisamos utilizar as mesmas condições experimentais.

2.1 Alguns termos utilizados na cromatografia

- Suporte de apoio: material sobre o qual fica retida a fase estacionária, no caso da cromatografia em papel é o próprio papel filtro.
- Fase móvel: líquido ou mistura de líquidos que sobe por capilaridade pelo papel arrastando os solutos aplicados no papel. Este líquido ou mistura de líquidos é o que se denominou acima de solvente ou eluente.
- Cromatograma: papel que apresenta as substâncias separadas.
- Revelador ou agente cromogênico: agente físico ou químico que possibilita visualizar substâncias separadas pela cromatografia em papel.

A razão entre a distância percorrida pelo composto (da origem ao centro da mancha) e a distância percorrida pelo solvente (Figura 12) é constante e denotado por R_f , ou seja,

$$R_f = \frac{\text{Composto}}{\text{Solvente}} = \frac{C}{S}$$

Onde, C é distância percorrida pelo composto, da origem ao centro da mancha. S é distância percorrida pelo solvente da origem a linha superior (linha do solvente). R_f é razão de frente do solvente / fator de retardamento (valor característico de uma determinada substância).

3. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Em um cromatograma de papel, uma mancha vermelha desloca-se 6,0 cm da origem enquanto a linha do solvente desloca-se 9,0 cm. Qual é o valor do R_f para essa mancha?
2. Os valores do R_f de compostos polares aumentam ou diminuem quando a polaridade do solvente aumenta? Por quê?
3. Dois cromatogramas de uma mesma substância são obtidos sob as mesmas condições, exceto que um é deixado correr por 10 minutos e o outro por 20 minutos. Serão os valores de R_f diferentes? Explique sua resposta.
4. Por que é importante fazer manchas bem pequenas na obtenção de um cromatograma?

4. MATERIAL

| | | |
|----------------------|-----------------|----------------------------|
| Etanol | Acetona | Amônia 2 M |
| 1-Butanol | HCl 6 M | Amônia 6 M |
| 2 béqueres | 1 béquer 500 mL | 2 pedaços de papel-filtro |
| 1 jogo de canetinhas | tubos capilares | Soluções de íons metálicos |
| Régua | Grampeador | Secador de cabelos |

5. PROCEDIMENTO

A. Utilização da tinta de canetinha hidrocor.

1. Para esta etapa utilize um papel-filtro retangular com 9,5 x 15,0 cm de dimensões. Utilizando uma régua, trace uma linha reta com um lápis a 1,5 cm das extremidades do papel-filtro. Marque, em uma das extremidades, seis pontos equidistantes com um lápis ao longo da reta, numerando-os de 1 a 6.
2. Faça pequenos pontos com cada uma das canetas seguindo uma ordem de cores (vermelho, azul, amarelo, verde, marrom, preto).
3. Enrole o papel na forma de um cilindro e coloque grampos para manter a forma de cilindro, deixando um pequeno espaço (± 1 mm) entre as duas extremidades de forma a não se tocarem (Figura 11).
4. Coloque esse cilindro de papel no béquer contendo a mistura de solventes na proporção 1:1:1 de etanol/1-butanol/amônia 2 mol L⁻¹ (esta será a fase móvel utilizada neste experimento).
5. Cubra o béquer com um plástico e amarre com uma liga de borracha, para evitar a evaporação da mistura de solventes. Alternativamente pode-se utilizar uma placa de Petri ou um vidro de relógio.

6. Quando a linha do solvente atingir a marca superior no papel, remova-o do béquer.
7. Remova os grampos e deixe-o secar naturalmente.
8. Depois de seco faça um círculo com um lápis ao redor de cada mancha e calcule todos os valores de R_f .

B. Utilização dos cátions em solução.

1. Utilizando um papel-filtro retangular com 7,5 x 13,0 cm de dimensões, e após marcar com um lápis uma linha para as duas extremidades, faça pequenos pontos com as soluções dos íons metálicos e com a solução desconhecida, usando um tubo capilar (um capilar para cada solução).
2. Grampeie o papel na forma de um cilindro, como você fez para o cromatograma anterior e coloque no béquer contendo a mistura HCl/acetona (7 mL de HCl 6 mol L⁻¹ / 25 mL de acetona).
3. Cubra o béquer, como anteriormente, com um plástico para evitar a evaporação da mistura solvente.
4. Quando a linha do solvente atingir a marca superior no papel, remova-o do béquer.
5. Seque o cromatograma dos íons metálicos, ao ar quente utilizando um secador de cabelos. Circule com um lápis qualquer mancha no cromatograma e anote a cor.
6. Para “revelar todas as cores” desse cromatograma, coloque-o aberto sobre o béquer (na capela química com o exaustor ligado) que contém amônia 6 mol.L⁻¹ e cubra-o com um vidro de relógio por 5 minutos (repita o mesmo procedimento para a outra metade do cromatograma). Este processo de “revelação” se constitui de reações entre os cátions com moléculas de amônia (NH₃).
7. Seque o cromatograma novamente demarcando e anotando a cor de cada mancha.
8. Marque a posição de qualquer mancha nova que aparecer e anote qualquer mudança.

FICHA DE DADOS

EXPERIÊNCIA 5. CROMATOGRAFIA

EQUIPE:

TURMA:

DATA:

TABELA I: Pigmentos ou Manchas

- Distância entre a origem e a linha do solvente _____ mm

| Caneta | Cor | Dist | R _f | Cor | Dist | R _f | Cor | Dist | R _f | Cor | Dist | R _f |
|----------|-----|------|----------------|-----|------|----------------|-----|------|----------------|-----|------|----------------|
| Vermelha | | | | | | | | | | | | |
| Azul | | | | | | | | | | | | |
| Amarela | | | | | | | | | | | | |
| Verde | | | | | | | | | | | | |
| Marrom | | | | | | | | | | | | |
| Preta | | | | | | | | | | | | |

TABELA II: Cromatografia dos íons

- Distância entre a origem e a linha do solvente _____ mm

| Solução | Íon | Cor após a 1ª secagem | Cor após a revelação com NH ₃ | Cor após a 2ª secagem | Distância em mm | R _f |
|---------|------------------|-----------------------|--|-----------------------|-----------------|----------------|
| 01 | Fe ³⁺ | | | | | |
| 02 | Cu ²⁺ | | | | | |
| 03 | Co ²⁺ | | | | | |
| 04 | Mn ²⁺ | | | | | |
| 05 | Fe ³⁺ | | | | | |
| 05 | Cu ²⁺ | | | | | |
| 05 | Co ²⁺ | | | | | |
| 05 | Mn ²⁺ | | | | | |
| Amostra | | | | | | |

IDENTIDADE DA AMOSTRA (que íons são?): _____

Experiência 6: Determinação da massa molar de um gás; Efeito da pressão no ponto de ebulição

1. OBJETIVOS

Ao final da realização desta aula experimental espera-se que o aluno seja capaz de:

- interpretar e utilizar a equação da lei do gás ideal, $pV = nRT$.
- medir o volume e a massa de um gás.
- utilizar a pressão de vapor no cálculo da pressão de um gás coletado sobre a água.

2. INTRODUÇÃO

Um gás ideal é um conceito hipotético, pois na realidade os gases podem apresentar este comportamento somente sob certas condições, tais como, baixas pressões e/ou elevadas temperaturas. Ao se examinar o comportamento experimental de "gases reais" através das medidas de pressão, volume, temperatura e número de moles em função da pressão, observa-se um desvio do comportamento que seria esperado para um gás ideal.

Na Figura 13 é mostrada a razão $\left(\frac{pV}{RT}\right)$ em função da pressão para um mesmo gás em diferentes temperaturas. Para um comportamento ideal, que obedece a equação $pV = nRT$ o valor para seria igual a unidade.

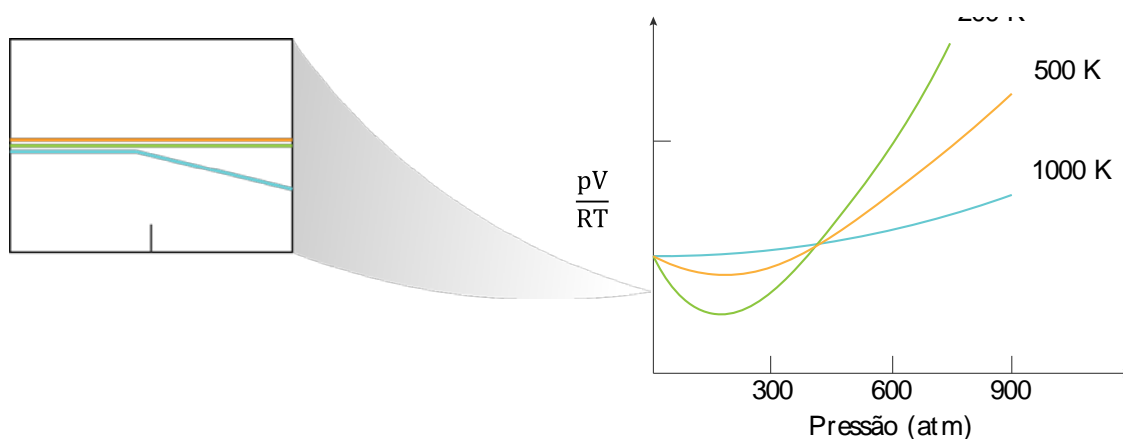


Figura 13. Comportamento de gases em função da pressão.

Conforme pode ser notado, para os diferentes gases mostrados na Figura 13, ocorre um desvio da idealidade, sendo que para baixas pressões (menores do que 1 atm) o valor da razão tende para a unidade.

2.1 Gases coletados sobre água.

A coleta de um gás pelo deslocamento de água, tal como o gás butano constituinte principal do GLP (gás liquefeito de petróleo). Quando o nível da água dentro da proveta que coleta o gás é o mesmo que o nível do lado de fora, temos:

$$P_{\text{Total}} = P_{\text{Atm}}$$

Os valores da pressão de vapor d'água ($p_{\text{água}}$) dependem da temperatura (Tabela 3), e a pressão do butano (p_{butano}) pode ser obtida por subtração:

$$P_{\text{butano}} = P_{\text{Atm}} - P_{\text{água}}$$

Tabela 3. Variação da pressão de vapor d'água em função da temperatura.

| Temperatura (°C) | Pressão (mmHg)* | Temperatura (°C) | Pressão (mmHg)* |
|------------------|-----------------|------------------|-----------------|
| 15 | 12,8 | 23 | 21,1 |
| 16 | 13,6 | 24 | 22,4 |
| 17 | 14,5 | 25 | 23,8 |
| 18 | 15,5 | 26 | 25,2 |
| 19 | 16,5 | 27 | 26,7 |
| 20 | 17,5 | 28 | 28,4 |
| 21 | 18,6 | 29 | 30,0 |
| 22 | 19,8 | 30 | 31,8 |

* 1 atm = 760 mmHg = 1,013 bar = 1,0 Torr = 14,696 psi = 0,9678 kgf cm⁻².

3. PRÉ-LABORATÓRIO:

1. Por que é importante secar bem o isqueiro antes de pesá-lo novamente?
2. Na etapa 6 por que o nível da água dentro e fora da proveta devem ser os mesmos quando for ler o volume do gás?
3. Suponha que 10,0 litros de hidrogênio nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão; $P = 1,00$ atm, $T = 273, 15\text{K}$) são comprimidos a um volume de 1,88 litros a temperatura constante. Qual é a pressão final?
4. Uma amostra de dióxido de carbono ocupa um volume de 34,0 litros a 28,0°C e 946 mmHg. Qual é o volume que o gás ocuparia na CNTP?
5. Suponha que 5,00g de gás oxigênio, O_2 , a 35° C é encerrado em um recipiente com a capacidade de 6,00 litros. Considerando o comportamento do gás ideal, calcular a pressão do oxigênio em mmHg.

Peso Atômico: O = 16,0; O₂ = 32g mol⁻¹.

- Suponha que 0,500g de gás oxigênio é coletado a 30,0°C. Calcule o volume em mililitros ocupado pelo gás se ele é coletado: (a) seco, a 735 mmHg, (b) sobre água a uma pressão (total) de 735 mmHg.
- Suponha que 1,64 L de gás H₂, medidos a 38°C e 2,40 atm, são queimados em excesso de oxigênio para formar água. Quantos litros de oxigênio, medidos a 38,0°C e 1,20 atm, são consumidos?
- Por que numa panela de pressão o alimento cozinha mais rápido que em uma panela comum?

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1. Determinação da massa molar de um gás

- Pese um isqueiro e anote o valor. Massa do isqueiro: _____g
- Preencha uma proveta com água, invertendo-a em seguida numa bacia com aproximadamente 2/3 de água.
- Uma das extremidades de um tubo de borracha deve ser colocada no interior da proveta e a outra extremidade conectada a um isqueiro de gás. Quando a válvula do isqueiro for aberta pressionando o botão, gás butano será liberado, deslocando a água do interior da proveta.

Obs.: Verifique se as janelas do laboratório estão abertas.

Note: Se a conexão do tubo ao isqueiro apresentar vazamento, seus resultados poderão apresentar erros. Evite liberar o gás rapidamente, evitando o congelamento do gás na saída do isqueiro. Valores de volumes de gás pequenos podem induzir a erros grandes na determinação de massa molar.

- Colete uma quantidade de gás suficiente para deslocar aproximadamente 70 a 90 mL de água. Posicione a proveta para que os níveis de água dentro e fora da mesma fiquem iguais. Deste modo a pressão interna será igual a pressão externa.
- Leia o volume do gás na proveta. Volume de gás: _____mL
- Desconecte o sistema e pese o isqueiro novamente (Caso o isqueiro esteja molhado, use uma toalha de papel para secá-lo).
- Massa do isqueiro após transferir gás para o interior da proveta: _____g
- Massa do gás transferido (diferença entre a 1ª e 2ª pesagem do isqueiro: _____g
- Temperatura em que foi feito o experimento: _____°C

4.2. O efeito da pressão no ponto de ebulição

Uma seringa é preenchida pela metade com água a uma temperatura aproximadamente de 80°C. O bico da seringa é vedado. Quando o êmbolo é puxado um pouco, a pressão diminui, e a água entra em ebulição naquela temperatura

Proceda da seguinte forma:

1. A água é aquecida em uma chapa elétrica a cerca de 80 °C.
2. Usando uma seringa plástica de 50 ml, sugue cerca de 10 mL de água quente. Devolva a água para o béquer e repita a operação de modo a aquecer a seringa.
3. Segure a seringa com o bico para cima e remova todo o gás do seu interior.
4. Conecte um pequeno pedaço de tubo de borracha na extremidade da seringa e aperte com os dedos de modo a impedir a entrada de ar. Conserve o bico da seringa para baixo e puxe suavemente o êmbolo da seringa.
5. A medida que o êmbolo é puxado para fora, a pressão no interior da seringa diminui e a água entra em ebulição.

5. QUESTIONÁRIO:

Parte A.

1. Calcule a massa molecular do butano. (Lembre-se de subtrair a pressão de vapor da água, veja Tabela 3 em anexo, e anote a temperatura e a pressão).

$$pV = nRT \rightarrow pV = \frac{m}{MM}RT \rightarrow MM = \frac{mRT}{pV} = \frac{(g)(0,08206 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1})(K)}{(\text{atm})(L)}$$

2. A massa molecular do butano, C₄H₁₀ é 58,0. Compare o resultado que você obteve determinando o erro relativo em porcentagem.

$$\text{Erro relativo} = \frac{|MM_{\text{Experimental}} - MM_{\text{Teórica}}|}{MM_{\text{Teórica}}} \times 100$$

3. Como você pode explicar que o butano é um líquido no isqueiro e um gás quando coletado?
4. Por que é necessário subtrair a pressão de vapor da água?
5. Por que a pressão de vapor da água varia com a temperatura?

Parte B.

6. Explique por que a água entra em ebulição a uma temperatura bem abaixo do ponto usual de ebulição da água (100°C a 1 atm)?
7. Por que bolhas de ar aparecem antes que a temperatura atinja o ponto de ebulição?
8. Esta demonstração funcionaria com outro líquido?

FOLHA DE DADOS

EXPERIÊNCIA Nº 6 - Determinação da massa molecular de um gás
Efeito da pressão no ponto de ebulição

(Folha de dados)

EQUIPE: _____

TURMA: _____

DATA: _____

Nº DA BANCADA: _____

Gás butano

1. Massa do isqueiro: _____

2. Temperatura da água: _____

3. Volume do gás: _____

4. Massa do isqueiro após a coleta do gás: _____

5. Pressão atmosférica: _____

Experiência 7: Oxidação e redução

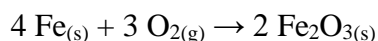
1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de:

- Identificar a natureza das reações de oxirredução
- Montar uma tabela a partir de dados experimentais
- Escrever equações para as semirreações de oxidação e redução

2. INTRODUÇÃO

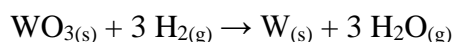
Nas reações de oxirredução, elétrons são transferidos de um reagente para outro. Por exemplo, na formação da ferrugem Fe_2O_3 , óxido de ferro (III), elétrons são transferidos do ferro para o oxigênio.



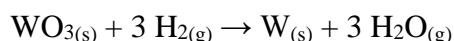
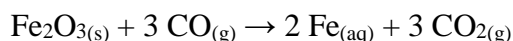
Para o Fe que tinha número de oxidação igual a 0, quando estava na forma metálica, 3 elétrons são transferidos ao oxigênio do ar, ficando cada átomo de ferro, +3. E cada átomo de oxigênio, -2.

Originalmente, os termos oxidação e redução se referia a combinação ou remoção do oxigênio de uma substância, implicando no aumento ou diminuição do número de oxidação d essa substância.

Atualmente, sabe-se que a oxidação ou redução é devido à perda e ganho de elétrons. Por exemplo, o tungstênio usado nas lâmpadas de filamento (lâmpadas comuns) pode ser preparado pela redução do óxido de tungstênio (VI) com hidrogênio a 1200 °C. O tungstênio é reduzido e seu número de oxidação passa de +6 para zero.



Como elétrons não podem ser criados ou destruídos, oxidação e redução sempre ocorrem simultaneamente nas reações químicas ordinárias. Agentes oxidantes são substâncias que oxidam outras substâncias e, portanto, ganham elétrons sendo reduzidas. Agentes redutores são substâncias que reduzem outras substâncias. Logo, perdem elétrons, sendo oxidadas.



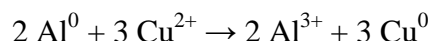
Na reação acima o CO é o agente redutor e o Fe_2O_3 agente oxidante.

2.1 Semirreação de oxirredução

Um dos dois métodos mais comuns para balancear uma reação redox e também elucidar os processos individuais que ocorrem nos dois eletrodos de uma bateria ou de uma célula eletrolítica é chamado método da semirreação. Neste método, uma reação redox é dividida em duas semirreações: uma de oxidação e uma de redução.

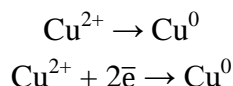
Uma moeda de alumínio colocada numa solução de sulfato de cobre (II) rapidamente fica com

uma camada de cobre à medida que o alumínio passa para a solução, de acordo com a equação:

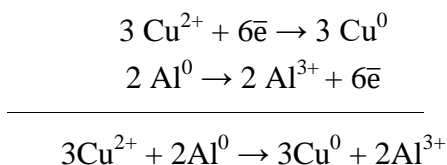


Nesta reação, o alumínio é oxidado a íon alumínio (III). E o cobre (II) é reduzido a cobre elementar. O processo de oxidação, $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}$ é primeiro balanceado de acordo com as massas. Em seguida, os elétrons são adicionados para o balanço das cargas, $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\bar{e}$

A mesma coisa é o processo de redução:



Para se obter a equação iônica total, as duas semirreações deverão ser consideradas. A oxidação do alumínio libera três elétrons para cada íon alumínio (III) formado. E a redução do íon cobre(II) requer dois elétrons por íon cobre(II). Assim, para que o número de elétrons cedidos e recebidos seja igual, a semirreação do alumínio deverá ser multiplicada por 2. E a semirreação do cobre por 3.



Este método funciona bem para reações redox complexas, quando o balanceamento por simples verificação se torna difícil.

3. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Ferro metálico reage com sulfato de cobre (II) aquoso para formar sulfato de ferro (II) e cobre. Qual é o metal mais reativo (melhor agente redutor), ferro ou cobre? Escreva a equação da reação e mostre a variação do nº de oxidação do cobre e do ferro.

2. Dada a equação $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$. Determine o agente oxidante e o agente redutor.

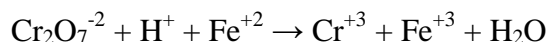
3. Determine os números de oxidação dos elementos nos compostos e íons:

- a. CO_2
- b. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- c. CrO_4^{2-}
- d. SO_2
- e. BiCl_3
- f. Sb_2O_5
- g. MnO_4^-
- h. H_2O_2
- i. KIO_3

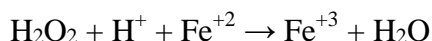
4. Escreva as semirreações de oxidação e redução e as reações completas balanceadas para as seguintes

reações de oxirredução:

- Ferro (II) + Cloro \rightarrow Ferro (III) + Cloreto
- O íon dicromato oxida o ferro (II) a ferro (III) em solução ácida.



- Em solução ácida, o peróxido de hidrogênio oxida Ferro (II) a Ferro (III).



- Alumínio + íon hidrogênio \rightarrow íon alumínio (III) + gás hidrogênio

4. MATERIAL

| | | |
|-----------------------|---|--|
| Béquers para resíduos | Cobre metálico | NaBr 0,1 mol L ⁻¹ |
| Tubos de ensaio | Bombril (ferro) | NaCl 0,1 mol L ⁻¹ |
| Conta-gotas | Magnésio metálico | NaI 0,1 mol L ⁻¹ |
| Água Clorada | ZnSO ₄ 0,1 mol L ⁻¹ | FeCl ₃ 0,1 mol L ⁻¹ |
| Zinco metálico | CuSO ₄ 0,1 mol L ⁻¹ | H ₂ SO ₄ 3 mol L ⁻¹ |

5. PROCEDIMENTO:

Na primeira parte dessa experiência você determinará as forças redutoras do Cu, Fe, H, Mg e Zn. Lembre-se que se a forma elementar do metal A perde elétrons para o metal B que se deposita, e A passa para a solução, o metal A é um agente redutor melhor do que o metal B. Se a forma elementar do metal A não passa para a solução, então o metal B é um agente redutor melhor do que A. Nota importante: Magnésio metálico reage com água vagarosamente para formar hidróxido de magnésio e gás hidrogênio. Quando estiver investigando a reatividade do magnésio metálico, procure ver se alguma reação ocorre além da formação de bolhas na sua superfície. Na segunda parte da experiência você determinará a atividade oxidante relativa do Br₂, Cl₂, I₂ e Fe³⁺

5.1 Metais como agentes redutores.

Obs: Para reduzir a produção de resíduos químicos, use uma quantidade mínima de cada solução. Aproximadamente 10 gotas é o suficiente para cobrir o metal.

- Enumere 4 tubos de ensaio de 1 a 4. Coloque no tubo 1, um pedaço de cobre metálico; no tubo 2, um pedaço de fita de magnésio, no tubo 3, zinco metálico; no tubo 4, uma pequena bola de palha de aço.
- Adicione 10 gotas de CuSO₄ 0,10 mol L⁻¹ em cada tubo. Use um conta-gotas. Se usar pipetas, lave-as antes de usá-la.
- Espere 3 minutos e observe se ocorre alguma mudança de cor na mistura (na solução ou sólido),

indicando reação química.

4. Descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de CuSO_4 colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.

5. Repita o procedimento do item 1. A seguir, adicione 10 gotas de ZnSO_4 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ em cada tubo. Use conta-gotas. Se usar pipetas, lave-as antes de usá-las.

6. Ao terminar, siga as instruções do item 4. O ZnSO_4 pode ser descartado com CuSO_4 .

7. Repita o procedimento do item 1. A seguir, adicione 10 gotas de ácido sulfúrico 3 mol L^{-1} em cada tubo. Cuidado com o manuseio do ácido sulfúrico, que é extremamente corrosivo. Proceda de acordo com as instruções do item 3. Obs: A reação com o ferro é lenta.

8. Ao terminar, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio com os pedacinhos metálicos utilizados na peneira plástica sobre o béquer coletor de resíduos de ácido sulfúrico colocado ao lado da pia. Lave os tubos e as pipetas com água da torneira e depois os enxágue com água destilada.

5.2 Halogênios e Fe^{3+} como agente oxidante.

9. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Coloque 10 gotas (0,5 mL) de brometo de sódio (NaBr) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ no tubo 1; 10 gotas (0,5 mL) de cloreto de sódio (NaCl) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ no tubo 2; 10 gotas (0,5 mL) de iodeto de sódio (NaI) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ no tubo 3. Adicione 10 gotas (0,5 mL) de FeCl_3 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ a cada um dos 3 tubos. Observe qualquer mudança de cor. Um enfraquecimento de cor devido a diluição não constitui mudança de coloração. O ferro(III) oxidou algum dos haletos? Anote suas observações.

10. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser descartadas na pia. Estes sais não são tóxicos ao meio ambiente, nestas concentrações.

11. Enumere 3 tubos de ensaio limpos. Teste 10 gotas (0,5 mL) de cada haleto do item 9 com 10 gotas (0,5 mL) de água clorada recentemente preparada.

12. Lave os tubos de ensaio. As soluções dos tubos de ensaio podem ser descartadas na pia.

5.3 Resíduos

1. Os resíduos de CuSO_4 e ZnSO_4 podem ser colocados no mesmo recipiente para serem encaminhados para tratamento. O limite máximo permitido de Cobre na solução para ser descartada na pia é de 1 mg L^{-1} e para o Zinco é de 5 mg L^{-1} .

2. Os resíduos de NaBr , NaCl , NaI e FeCl_3 podem ser descartados na pia.

3. Os resíduos de ácido sulfúrico devem ser neutralizados ao final de cada aula pelo monitor. Para a neutralização usa-se NaOH 3 mol L^{-1} . E como indicador, fenolftaleína. Adiciona-se NaOH lentamente, até a mudança de cor. Cuidado. A neutralização gera calor. O resíduo neutralizado (Na_2SO_4 e água) pode ser descartado na pia.

Cuidados:

O ácido sulfúrico 3 mol L^{-1} é extremamente corrosivo, e causa queimaduras na pele e mucosas. Deve ser manuseado com muito cuidado. Em caso de acidente, lave as partes atingidas com bastante água. Use guarda-pó e óculos de segurança.

6. QUESTIONÁRIO

1. Coloque os quatro metais (Cu, Zn, Mg, Fe) e o hidrogênio em ordem decrescente, começando pelo melhor agente redutor ao mais fraco.

1. Escreva as equações das semirreações de oxidação e redução e a reação iônica total para as reações:

a. sulfato de cobre + zinco

b. ácido sulfúrico + magnésio

4. Coloque Br_2 , Cl_2 , I_2 e Fe^{3+} em ordem de suas reatividades, começando pelo melhor agente oxidante.

5. Escreva as equações das semirreações de oxidação e redução e a equação iônica total para as reações:

a. ferro (III) + iodeto

b. cloro + iodeto

FOLHA DE DADOS**EXPERIÊNCIA 7. OXIDAÇÃO e REDUÇÃO**

EQUIPE:

TURMA:

DATA:

a. Para as reações abaixo (1-12), assume que, quando o ferro metálico reagir formará Fe (II). Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”.



b. Halogênios e Fe^{3+} como agentes oxidantes. Se a reação ocorreu, complete e balanceie a equação. Se a reação não foi observada experimentalmente, escreva “a reação não foi observada”. Assuma que, Fe^{3+} é reduzido a Fe^{2+} quando ele reage.



Experiência 8: Titulação ácido-base

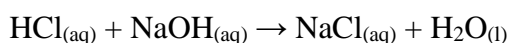
1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de:

- Determinar a concentração de uma base por titulação.
- Determinar a massa molar de um composto.
- Dominar a técnica de titulação.

2. INTRODUÇÃO

Na ciência e na indústria, frequentemente é necessário determinar a concentração de íons em soluções. Para determinar a concentração de um ácido ou uma base, um método chamado titulação é utilizado. A titulação utiliza o fato de que ácidos são neutralizados por bases para formar sal e água. Por exemplo, quando reagimos hidróxido de sódio com ácido clorídrico a reação de neutralização é:



O ponto em que uma solução ácida for completamente neutralizada por uma solução básica, é chamado ponto de equivalência. E o número de íons H^+ é igual ao número de íons OH^- . Para uma reação genérica de um ácido e uma base:



onde a, b, c e d são os coeficientes estequiométricos, no ponto de equivalência temos:

$$\frac{1}{a} n_{\text{Ácido}} = \frac{1}{b} n_{\text{Base}}$$

sabendo que molaridade de uma solução é número de mols por volume em litros ($M = \frac{n}{V}$) temos:

$$\frac{1}{a} (M \times V)_{\text{Ácido}} = \frac{1}{b} (M \times V)_{\text{Base}}$$

Assim, sabendo informações de um dos componentes, podemos determinar do outro utilizando a titulação.

O ponto quando a base neutraliza completamente um ácido (ou vice-versa) pode ser detectado com um indicador, que muda de cor com um excesso de íons H^+ ou OH^- . A fenolftaleína é um indicador desse tipo, quando em meio ácido a fenolftaleína é incolor, mas com excesso de íons OH^- numa solução ela se torna rosa.

Nesta experiência você verá como preparar uma solução de NaOH e padronizá-la usando um ácido de concentração conhecida (o padrão). Em seguida você determinará a massa molecular de um ácido utilizando a solução de NaOH que você preparou, ou determinará a concentração de ácido acético existente num tipo de vinagre comercial. O professor lhe avisará qual dessas duas determinações você fará, ou se fará as duas.

3. PRÉ-LABORATÓRIO

- Existem aproximadamente 10 g de cálcio, na forma de Ca^{2+} , em 1,0 L de leite. Qual é a concentração molar do Ca^{2+} no leite?
- Calcule o número de mols e a massa do soluto em cada uma das seguintes soluções:
 - 2,00 L de H_2SO_4 18,5 mol L^{-1} , ácido sulfúrico concentrado.
 - 500 mL de glicose 0,30 mol L^{-1} , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, usada nas injeções intravenosas.
 - 325 mL de FeSO_4 $1,8 \times 10^{-6}$ mol L^{-1} , a quantidade mínima de sulfato ferroso percebida pelo sabor, na água.
- Calcule a molaridade de cada uma das seguintes soluções.
 - 0,195 g de colesterol, $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$, em 0,100 L de soro sanguíneo. Esta é a concentração média de colesterol no soro humano.
 - 0,029 g de I_2 em 0,100 L de solução. Esta é a solubilidade do I_2 em água a 20°C.
 - 0,86 g de NaCl em 100 mL de água, uma solução de cloreto de sódio para injeção intravenosa.
 - 4,25 g de NH_3 em 0,500 L de solução, concentração de amônia nos produtos de limpeza a base de amoníaco.
- Que volume de uma solução de ácido brômico 0,33 mol L^{-1} é necessária para neutralizar completamente 1,00 L de hidróxido de bário 0,15 mol L^{-1} ?
- Que volume de HCl 0,421 mol L^{-1} é necessário para titular 47,00 mL de KOH 0,204 mol L^{-1} até o ponto de viragem do indicador fenolftaleína?
- Na titulação de 0,1500 g de um ácido foram requeridos 47,00 mL de NaOH 0,0120 mol L^{-1} , até o ponto de viragem.
 - Qual é a massa de um equivalente desse ácido?
 - Se for um monoácido. Qual é a sua massa molecular?
 - E se for um diácido, determine também sua massa molecular.
- Qual é a molaridade de uma solução de H_2SO_4 , se 24,8 mL dessa solução foram necessário para titular 2,50 g de NaHCO_3 ?
-



4. MATERIAL

| | | |
|-----------------|------------------------------|--|
| Béquer 100 ml | 2 balões volumétricos 100 ml | Ácido oxálico 0,05 mol.L ⁻¹ |
| Béquer 250 ml | Bureta | Ácido benzóico |
| Espátula | Suporte universal com garras | Álcool etílico |
| Balança | Pipeta volumétrica 10 ml | Água destilada |
| Bastão de vidro | 3 Erlenmeyers 125 ml | NaOH |
| Pisseta | Fenolftaleína | |

DEMONSTRAÇÃO: O seu monitor deverá demonstrar como proceder para limpar uma bureta, como enxaguar o seu interior com a solução que será utilizada, como zerar a bureta e como titular usando fenolftaleína como indicador.

5. PROCEDIMENTO

A. Preparo da solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹:

(Antes de iniciar a parte A, verifique com o Professor e/ou monitor se vai ser necessário fazer essa parte.)

1. Calcule a massa de NaOH necessária para o preparo de 100 mL de solução 0,1 mol L⁻¹.

Massa calculada de NaOH: _____ g

2. Em um béquer pequeno e seco pese com a ajuda de uma espátula a massa calculada de NaOH. Acrescente ao béquer ± 50 mL de água destilada e agite com um bastão de vidro até dissolver.

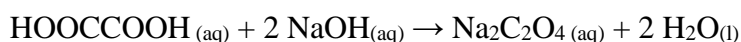
3. Transfira a solução para um balão volumétrico de 100 mL. Em seguida, com uma pisseta, enxágue com pouca água as paredes do béquer e o bastão de vidro, transferindo a água para o balão (figura). Repita esse procedimento por mais duas vezes observando cuidadosamente para a quantidade de água não exceder a capacidade do balão.

4. Finalmente, complete o volume do balão com água até a marca dos 100 mL. Tampe e agite a solução.

Obs.: Alternativamente, essa solução já estará preparada, nesse caso o experimento começará na parte B.

B. Padronização da solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹:

Para padronizar a solução de hidróxido de sódio, utilizamos uma solução cujo constituinte (soluto) é uma substância padrão primária ácida, ácido oxálico (HOOC-COOH) 0,05 mol L⁻¹. Essa solução foi preparada pesando exatamente a massa de H₂C₂O₄.2H₂O (ácido oxálico diidratado) necessária para a concentração indicada.



Monte uma bureta no suporte universal utilizando uma garra para fixá-la conforme mostrado na Figura 14.

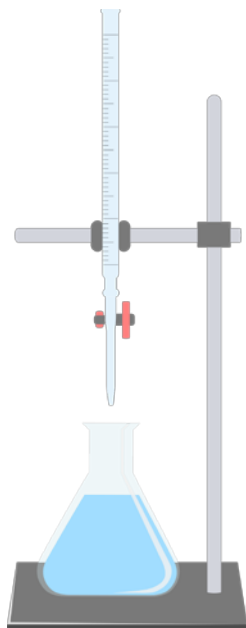


Figura 14. Bureta com suporte universal.

1. Antes de usar a bureta, enxágue com pequena porção de solução de NaOH que você preparou (ou uma solução já pronta), descartando essa porção em um frasco rotulado como “NaOH retorno”.
2. Feito isso, encha com a solução de NaOH, até acima do zero usando um béquer pequeno. Abra e feche a torneira rapidamente para eliminar o ar da ponta da bureta.
3. Escorra a bureta de forma que o menisco fique na marca do zero. Certifique-se que a parte abaixo da torneira esteja cheia de líquido. Desta forma, a bureta está pronta para iniciar uma titulação.
4. Separe três erlenmeyers e coloque em cada um deles 10,0 mL da solução padrão de ácido oxálico $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ medidos com uma pipeta volumétrica. Acrescente um pouco de água destilada ($\pm 30 \text{ mL}$) e 3 gotas de fenolftaleína.
5. Titule cada solução dos três erlenmeyers gotejando a solução de NaOH da bureta no erlenmeyer, sob agitação, até o aparecimento da cor rosa. Pare de gotejar NaOH e anote o volume gasto, lendo direto na bureta. Encha novamente a bureta com NaOH, zere-a e repita a titulação utilizando os outros dois erlenmeyers. Anote os volumes gastos em cada titulação (total de 3 titulações).
Obs: você deve parar de gotejar NaOH assim que a cor rosa ficar permanente.
6. A solução de NaOH padronizada será utilizada no procedimento C e D.
7. Os resíduos dos três erlenmeyers devem ser descartados em recipiente adequado indicado pelo professor e/ou monitor.

C. Massa molecular de um ácido:

(O seu professor/monitor lhe dirá se deve ou não fazer este item).

1. Pese uma quantidade de ácido benzoico (aproximadamente 0,2 g), com precisão de 2 casas

decimais, e coloque num erlenmeyer limpo (não precisa estar seco). Adicione aproximadamente 10 mL de álcool etílico com uma proveta e agite até dissolver o ácido. Adicione três gotas de fenolftaleína e titule com a solução de NaOH até o ponto de viragem (aparecimento da cor rosa). Anote o volume de NaOH gasto. (Vide o procedimento de titulação anterior, item B).

2. Os resíduos das titulações devem ser descartados em recipiente adequado indicado pelo professor e/ou monitor.

D. Determinação da concentração de ácido acético no vinagre.

Obs: Anote a marca comercial do vinagre que utilizará.

1. Com uma pipeta volumétrica coloque 10 mL de vinagre em um balão volumétrico de 100 mL e complete com água até a marca dos 100 mL. Com isso você fez uma diluição (10 vezes). Tome cuidado para não passar da marca dos 100 mL existente no balão. Caso contrário, a diluição será maior que 10 vezes. Agite a solução.

2. Em três erlenmeyers limpos (não é necessário estarem secos) transfira 10 mL da solução diluída de vinagre em cada um deles. Adicione três gotas de fenolftaleína e titule com NaOH padronizado até o ponto de viragem do indicador. Anote o volume de NaOH gasto em cada titulação. Para proceder a titulação de maneira correta vide item B.

3. Anote no quadro a marca do vinagre que você usou e a concentração encontrada.

4. Anote na sua folha de dados os resultados de seus colegas para a mesma marca de vinagre que você usou.

5. Não descarte a solução de NaOH que sobrou na bureta e béquer. Coloque no frasco rotulado “NaOH retorno”. Para lavar a bureta passe bastante água corrente para retirar o excesso de material aderido às paredes, não é necessário lavar com detergente.

6. Os resíduos das titulações bem como o vinagre diluído no balão devem ser descartados em recipiente adequado indicado pelo professor e/ou monitor.

6. QUESTIONÁRIO

1. Na preparação da solução quando você dissolveu o NaOH e transportou para um balão volumétrico de 100 mL, após a adição de água, se o volume ultrapassar a marca do 100 mL, isto tem importância?

Responda às perguntas 2, 3 e 4, somente se você fez o procedimento C

2. Sabendo-se que a fórmula molecular do ácido benzoico é $C_7H_6O_2$, utilize uma tabela periódica para calcular sua massa molecular.

3. Calcule o erro percentual da sua determinação experimental da massa molecular do ácido benzoico.

4. Sugira três razões para o erro.

Responda à pergunta 5, somente se você fez o procedimento D

5. No rótulo do vinagre que você titulou está escrito a concentração de ácido acético, por exemplo, 4,1%. Nesse caso, como a densidade da água é aproximadamente $1,0 \text{ g cm}^{-3}$ e a do ácido acético também, quase não importa se a porcentagem é volume/volume ou massa/massa. A concentração do ácido acético no vinagre estava correta? Determine a média aritmética de sua medida com a de seus colegas que titularam a mesma marca. Considerando esse valor como correto, qual o erro % do valor publicado no rótulo?

FOLHA DE DADOS

EXPERIÊNCIA 8

EQUIPE:

DATA:

TURMA:

A. Preparo da solução de NaOH

Massa de NaOH: _____

B. Padronização da solução de NaOH

Concentração molar do ácido oxálico: _____

Volumes de NaOH gastos na: 1ª titulação: _____

2ª titulação: _____

3ª titulação: _____ Média

dos valores: _____

Utilizando a equação abaixo, calcule a normalidade da solução de NaOH: _____

$$(M \times V)_{\text{Ácido}} = \frac{1}{2} (M \times V)_{\text{Base}}$$

C. Massa molecular de um ácido:

Massa do ácido benzoico: _____ (com 2 casas após a vírgula no mínimo)

Volume de NaOH gasto: _____

Utilizando a equação abaixo, determine a massa molecular do ácido benzoico: _____

$$(M \times V)_{\text{Base}} = \frac{m_{\text{Ácido}}}{MM_{\text{Ácido}}}$$

D. Determinação da concentração de ácido acético no vinagre:

Nome comercial do vinagre:

Volumes de NaOH gastos: na 1ª titulação: _____

na 2ª titulação: _____

na 3ª titulação: _____ Média

dos valores: _____

A molaridade do ácido acético no vinagre que você analisou é: _____

Lembre-se que você diluiu 10 vezes o vinagre antes de titular de acordo com a equação abaixo.

$$(M \times V)_{\text{Ácido}} = 10 \times (M \times V)_{\text{Base}}$$

$$\text{Teor \%} = \frac{m}{V (10 \text{ mL})} \times 100$$

Resultados de seus colegas que analisaram a mesma marca de vinagre:

Experiência 9:

Síntese e aplicação do alúmen de alumínio e potássio

1. OBJETIVOS

Ao final desta atividade experimental deseja-se que o aluno seja capaz de:

- Elaborar processos para a transformação de materiais, tais como o utilizado para transformar latas vazias de alumínio em alúmen.
- Efetuar cálculos de rendimento de um processo químico.
- Efetuar cálculos baseado nas equações químicas balanceadas (cálculos estequiométricos).

2. QUESTÕES DE ESTUDO

- Como produzir alúmen de alumínio e potássio utilizando latas comerciais de alumínio?
- Qual a diferença entre reciclagem e reutilização?
- Quais as vantagens de reciclar materiais de origem metálica, em especial o alumínio?

3. INTRODUÇÃO

3.1. Reciclagem de alumínio

O processo de reciclagem do alumínio consiste na transformação de materiais usados para a obtenção de novos produtos, consumindo menos energia e reduzindo custos se comparado à produção primária deste metal através da mineração da bauxita.

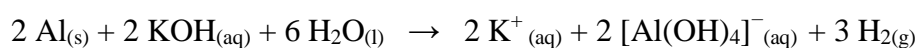
Grande parte do alumínio que é reciclado no Brasil tem como origem as latas de refrigerantes, cervejas e sucos. Porém, outros produtos fabricados à base de alumínio podem ser reciclados, com destaque para esquadrias, janelas, portas, componentes de eletrodomésticos, sobras das indústrias, estruturas de boxes, cadeiras e mesas.

Outra forma de reciclar o alumínio é utilizá-lo como matéria-prima para a obtenção de outros compostos, tal como o alúmen de alumínio e potássio. Alúmens são compostos iônicos que cristalizam a partir de soluções com a presença do ânion sulfato (SO_4^{2-}), de um cátion trivalente (normalmente Al^{3+} , Cr^{3+} ou Fe^{3+}) e de um cátion monovalente (geralmente K^+ , Na^+ ou NH_4^+). O alúmen de interesse desta atividade

experimental, o alúmen de alumínio e potássio, é o sulfato duplo de alumínio e potássio. Sua fórmula química é $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, mas é comumente encontrado em sua forma dodecahidratada, como $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12(\text{H}_2\text{O})$.

O alúmen de alumínio e potássio ocorre naturalmente como incrustações em rochas, e é comumente usado em purificação de águas (como agente floculante), curtimento de couro, tingimento de tecidos (como “mordente”), manufatura de produtos de higiene, entre outros.

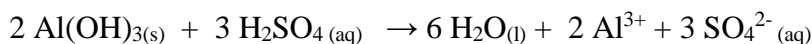
A síntese do sulfato duplo de alumínio e potássio a partir de latas de alumínio é efetuada através de uma reação redox e de reações ácido-base. O metal alumínio reage muito pouco com soluções ácidas diluídas, pois sua superfície normalmente é protegida por uma camada de óxido de alumínio (Al_2O_3), sendo necessária a utilização de soluções alcalinas para dissolver a camada de óxido, e em seguida atacar o metal para formar o ânion $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (aq).



A partir da formação do ânion $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (aq) se inicia a adição de ácido sulfúrico.



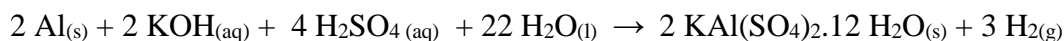
Inicialmente ocorre a formação do $\text{Al}(\text{OH})_3$ (s), que é neutro e precipita no meio aquoso. A adição de excesso de ácido sulfúrico sob agitação irá desfazer o precipitado de hidróxido de alumínio:



E após o resfriamento, ocorre a formação e precipitação do alúmen de alumínio e potássio:



A dupla seta nesta última etapa indica que este composto apresenta solubilidade em água, isto é, neste meio o sal duplo libera seus íons hidratados. A equação global é a soma de todas as etapas.



3.2. Rendimento de uma reação

Reações químicas são processos de mudanças químicas, nas quais uma ou mais substâncias são convertidas em outras substâncias. Para interpretar quantitativamente as reações, utiliza-se a chamada estequiometria das reações, através do balanceamento correto das equações químicas.

Nos cálculos estequiométricos parte-se do princípio de que as substâncias reajam exatamente como descritas numa equação química, mas na prática isso nem sempre acontece. Além do fato de que parte dos reagentes pode ser consumida em reações competitivas, a maioria das reações químicas não é completa, ou seja, não ocorre o consumo de todos os reagentes para formação de 100% de produtos.

A partir das equações químicas corretamente balanceadas e das quantidades de reagentes utilizados, é possível prever a quantidade de produtos que deverá ser formada. Esta previsão é chamada de rendimento teórico, e consiste na quantidade máxima (mols, massa ou volume) de produto que pode ser obtida a partir de uma determinada quantidade de reagente.

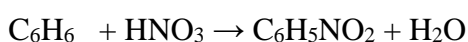
A quantidade de produto (mols, massa ou volume) que se obtêm experimentalmente é o rendimento real e através deste calcula-se o rendimento percentual, que é a fração do rendimento teórico realmente obtido.

$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{rendimento experimental}}{\text{rendimento teórico}} \times 100$$

3.2. Exemplo

Uma quantidade de 15,62 g de benzeno (C_6H_6) reage com excesso de ácido nítrico (HNO_3) produzindo 18,0 g de nitrobenzeno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$). Qual é rendimento percentual desta reação?

Passo 1 - inicie a resolução escrevendo a equação química da reação balanceada:



Observe que 1 mol de benzeno reage com 1 mol de ácido nítrico para formar 1 mol de nitrobenzeno, então se 0,2 mol de benzeno reagir com ácido nítrico em excesso será formado 0,2 mol de nitrobenzeno.

Passo 2 – calcule o rendimento teórico.

$$n = \frac{m}{MM} \rightarrow m = n \times MM = 0,2 \text{ mol} \times 123,1 \text{ g mol}^{-1} = 24,62 \text{ g de nitrobenzeno}$$

Passo 3 - a partir do rendimento teórico e do valor obtido experimentalmente (18,0 g), pode-se calcular o rendimento percentual.

$$\text{Rendimento \%} = \frac{18,0 \text{ g}}{24,62 \text{ g}} \times 100 = 73,1 \%$$

4. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Qual a massa de KOH necessária para preparar 100 mL de uma solução 1,5 mol L⁻¹?
2. Calcule o volume de H₂SO₄ (95%; 1,84 g mL⁻¹; 98,0 g mol⁻¹) necessário para preparar 100 mL de uma solução 9 mol L⁻¹.
3. Identifique as reações ácido-base e a reação redox no processo da obtenção do alúmen de alumínio e potássio.

5. PROCEDIMENTOS EXPERIMENTAIS

- a. Corte uma lata de alumínio (de refrigerante, suco ou de cerveja), de modo a obter um pedaço com aproximadamente 5 × 5 cm (o tamanho é somente sugestão). Utilizando palha de aço, remover toda a tinta da parte externa da lata e o verniz interno.
- b. Em cima de um vidro de relógio, recorte este pedaço de alumínio em pedaços bem pequenos, para aumentar a área superficial. Em um béquer de 250 mL, pese aproximadamente 0,5 g do alumínio recortado (anote esta massa), em seguida adicione 25 mL de uma solução aquosa de KOH 1,5 mol L⁻¹. Observe a liberação de hidrogênio gasoso (H_{2(g)}).

Atenção: Este procedimento deve ser realizado na capela química, com o exaustor ligado e longe de fontes de chama, pois o hidrogênio é inflamável e explosivo.

- c. Coloque o béquer sobre uma chapa de aquecimento e aqueça brandamente para aumentar a velocidade da reação. A solução no béquer que era inicialmente incolor torna-se escura. Cuidado para não deixar a solução evaporar por completo, se ocorrer redução de volume, adicionar pequena porção de água diretamente com uma pisseta. O término da liberação de hidrogênio indica que a reação se completou.

- d. A solução ainda quente deve ser filtrada sob vácuo (Figura 15), transferindo todo o conteúdo do béquer para um funil de Büchner com a ajuda de um bastão de vidro. Todo o resíduo escuro deverá ficar retido no papel de filtro e ser descartado corretamente. O filtrado incolor deve ser reservado para ser utilizado na sequência. Caso a solução no kitassato não esteja límpida, realize nova filtração.

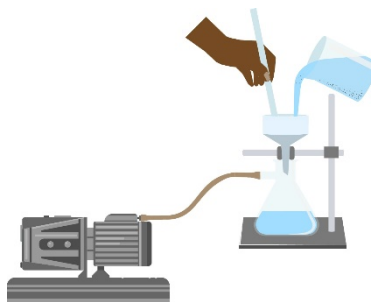


Figura 15. Filtração à vácuo com funil de Büchner.

e. Transfira o filtrado límpido do kitassato para um béquer limpo. Com cuidado, e sob agitação (com auxílio de um bastão de vidro), adicione aos poucos 10 mL de H_2SO_4 $9,0 \text{ mol L}^{-1}$ ao béquer com o filtrado. Observe que inicialmente aparecerá um precipitado de hidróxido de alumínio $[\text{Al}(\text{OH})_3]$, mas que logo se dissolverá com a adição de mais ácido, devido ao aquecimento da solução (trata-se de uma reação ácido-base *exotérmica*). Caso o precipitado não dissolver completamente, aqueça a solução entre 2 e 5 minutos sob agitação (com bastão de vidro) para completar a dissolução.

f. Prepare um banho de gelo e coloque o béquer com o filtrado nesse banho entre 15 e 20 minutos. Se a precipitação estiver demorando, durante o resfriamento, atrite com cuidado o fundo e as paredes internas do béquer com o bastão de vidro para iniciar a precipitação do alúmen, logo que aparecerem os primeiros cristais pare de atritar o béquer e deixe em completo repouso no banho de gelo por mais alguns instantes.

Dica: Pese um disco de papel filtro seco e um vidro de relógio vazio e seco (anote essas massas) antes de partir para a próxima etapa.

Os cristais do alúmen formados devem ser filtrados sob vácuo, lavando o béquer com pequenas porções de uma mistura resfriada de etanol:água (1:1), use no total em torno de 15 a 20 mL para essa operação de lavagem. Despreze o filtrado corretamente, determine a massa dos cristais de alúmen obtidos (após secos) e calcule o rendimento da síntese.

Atenção: Ao final do experimento deposite o alúmen sintetizado e o papel filtro usado em recipientes adequados que serão indicados pelo professor e/ou monitor.

6. QUESTIONÁRIO

1. Qual o rendimento que você obteve para a produção do alúmen?

Experiência 10: Princípio de Le Chatelier e equilíbrio químico

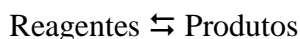
1. OBJETIVOS

No final desta experiência o aluno deverá ser capaz de:

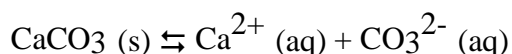
- Dada a equação química de um equilíbrio, escrever a expressão para a constante de equilíbrio.
- Aplicar o princípio de Le Chatelier.
- Identificar de que maneiras um equilíbrio químico pode ser afetado.

2. INTRODUÇÃO

Muitas reações químicas são reversíveis. Em outras palavras, se duas espécies químicas em solução são misturadas e formam novas espécies, há uma tendência para que as novas espécies reajam, formando as espécies originais. A velocidade de formação das novas espécies será, no início, mais rápida que a reação contrária. Entretanto, após algum tempo, quando não se percebe mais nenhuma mudança, a velocidade de formação das novas espécies iguala-se a da reação reversa, que forma as substâncias originais e se diz que o equilíbrio foi alcançado. Equações de equilíbrio são escritas com duas setas apontadas em direções opostas, entre reagentes e produtos, indicando que ambos os processos ocorrem simultaneamente.



Por exemplo, o equilíbrio para uma solução saturada de carbonato de cálcio (CaCO_3 não dissolvido permanece no fundo do tubo) é representado pela equação:



as duas setas indicam que alguns íons Ca^{2+} e estão se separando, indo para a solução (reação direta) e outros estão se juntando para formar o CaCO_3 sólido (reação inversa). O equilíbrio é alcançado quando a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa.

Para uma equação geral que se processa em uma só etapa, em ambas direções, $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$, onde as letras minúsculas são os coeficientes estequiométricos, as velocidades das reações diretas e inversas são:

$$\begin{aligned} \text{velocidade direta} &= k_1[A][B] \\ \text{velocidade inversa} &= k_2[C][D] \end{aligned}$$

No equilíbrio as velocidades são iguais.

$$k_1[A][B] = k_2[C][D]$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \text{constante} = K_{\text{eq}}$$

ou seja,

$$K_{\text{eq}} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

ou, para o caso mais geral,

$$K_{\text{eq}} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

Apenas espécies nos estados físicos (g), (l) (que não seja um líquido puro em excesso), e (aq) entram na expressão da constante de equilíbrio.

A constante de equilíbrio pode também ser expressão em função da pressão para reações no estado gasoso.

$$K_p = \frac{(pC)^c \times (pD)^d}{(pA)^a \times (pB)^b}$$

onde p é a pressão de um dado componente. A relação entre K_{eq} (ou K_c) e a K_p considera o comportamento de um gás ideal e é dada por:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

A relação matemática para K_{eq} demonstra o princípio de Le Chatelier, em que uma ação em um sistema em equilíbrio provoca uma ação contrária, amenizando aquela ação. O princípio de Le Chatelier diz:

“Se um sistema em equilíbrio é perturbado por uma mudança de temperatura, de pressão, ou de concentração de um componente, o sistema vai mudar sua posição de equilíbrio como forma de contrabalancear o efeito causado pela perturbação.”

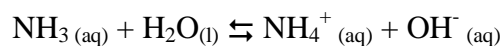
Geralmente avaliamos o princípio de Le Chatelier em função da concentração das espécies, da pressão quando espécies gasosas estão envolvidas e da temperatura.

3. PRÉ-LABORATÓRIO

1. O que você espera que aconteça se em uma solução saturada de CaSO_4 :

- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ é adicionado.
- H_2SO_4 é adicionado.
- NaOH é adicionado (forma $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que é um sal insolúvel).

2. Para a reação da amônia com a água:



Em qual direção (direita ou esquerda), o equilíbrio será deslocado se:

- NaOH for adicionado à solução?

- b. HCl for adicionado à solução?
 c. NH₃ for retirado (evaporado) da solução?

3. Escreva as expressões das constantes de equilíbrio para as reações:

- a. $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$
 b. $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
 c. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}$
 d. $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$
 e. $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

4. Uma amostra de NH_{3(g)} foi formada a partir de H_{2(g)} e N_{2(g)} a 500°C. Se a mistura em equilíbrio era formada de 1,35 mol de H₂ por litro, 1,15 mol de N₂ por litro e $4,12 \times 10^{-1}$ mols de NH₃ por litro, qual é o valor da constante de equilíbrio (K_c), para a formação de NH₃? Calcule o valor de K_p (R = 0,082 L atm mol⁻¹ K⁻¹).

5. Dois mols de NO₂ são colocados num recipiente de 1 litro e atingem o equilíbrio a uma temperatura em que K_c = 7,15, para a reação $2 \text{NO}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$. Quantos mols de NO₂ existem no equilíbrio?

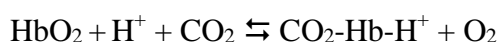
6. Indique o efeito do aumento da pressão sobre os seguintes equilíbrios:

- a. $2 \text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(\text{g})}$
 b. $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(\text{g})}$
 c. $\text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{O}_{3(\text{g})}$
 d. $2 \text{PbS}_{(\text{s})} + 3 \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{PbOS}_{(\text{s})} + 2 \text{SO}_{2(\text{g})}$

7. De que maneira poderá um aumento da temperatura afetar os seguintes equilíbrios:

- a. $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Br}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{HBr}_{(\text{g})}$ $\Delta H = + 16,8 \text{ kcal}$
 b. $\text{C}_{(\text{diamante})} \rightleftharpoons \text{C}_{(\text{grafite})}$ $\Delta H = + 900 \text{ kcal}$
 c. $\text{CO}_{2(\text{g})} + 2 \text{SO}_{3(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CS}_{2(\text{g})} + 4 \text{O}_{2(\text{g})}$ $\Delta H = - 265 \text{ kcal}$

8. A ligação do oxigênio com a hemoglobina (Hb), formando a oxihemoglobina (HbO₂), é parcialmente regulada pela concentração de H⁺ e CO₂ no sangue. Embora o equilíbrio seja mais complicado, pode ser resumido como:



- a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para esta reação.
 b) Explique porque a produção de ácido láctico e CO₂ nos músculos durante um exercício físico estimula a liberação de O₂ da oxihemoglobina.

9. Considere a seguinte reação:



Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a reação e responda, o que acontece com a concentração de NO no equilíbrio se:

- Mais O_2 é adicionado?
- N_2 é removido?
- A pressão no sistema é aumentada?
- A temperatura no sistema é aumentada?
- A reação forma óxido de nitrogênio NO, um gás poluente também muito produzido por motores à combustão (automóveis). A reação para a decomposição do NO, ocorre da seguinte maneira: $2 NO \leftrightarrow N_2 + O_2$, com uma constante de equilíbrio a $25\text{ }^\circ\text{C}$, $K_p = 3,0 \times 10^{31}$. Calcule a pressão parcial de NO, no equilíbrio, sabendo que $p_{O_2} = 0,2\text{ atm}$, $p_{N_2} = 0,8\text{ atm}$

4. MATERIAL

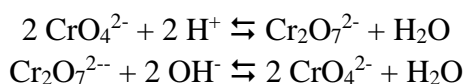
- 5 tubos de ensaio.
- 2 frascos conta-gotas com as soluções de K_2CrO_7 $0,1\text{ mol L}^{-1}$ e K_2CrO_4 $0,1\text{ mol L}^{-1}$.
- 10 frascos conta-gotas com outras soluções: HCl, NaOH, $Ba(NO_3)_2$, CH_3COOH , KOH, H_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, NH_4OH , etanol e HNO_3 . Todas as soluções são $0,1\text{ mol L}^{-1}$ e compartilhadas entre as equipes.

5. PROCEDIMENTO

A. Equilíbrio dos íons cromato CrO_4^{2-} e dicromato $Cr_2O_7^{2-}$

- Pegue 2 tubos de ensaio limpos e coloque 10 gotas (cerca de 0,5 mL) de cada solução, em cada tubo. Acrescente gota a gota, NaOH $1,0\text{ mol L}^{-1}$, alternadamente em cada um dos tubos, até a mudança de cor em um deles. Anote as observações. Guarde essas soluções para a etapa 5. Represente por meio de uma equação o que ocorreu no tubo de ensaio em que houve alteração da cor, considerando que há formação de água.
- Repita o procedimento do item 1-A, com novos tubos de ensaio, mas acrescente HCl $1,0\text{ mol L}^{-1}$ gota a gota, alternadamente, em cada um dos tubos até a mudança de cor em um deles. Guarde essas soluções para a etapa 3-A.
- Acrescente, gota a gota, NaOH $1,0\text{ mol L}^{-1}$ a cada um dos tubos da etapa 2-A até a mudança de cor. Anote as observações.
- Em um dos tubos da etapa 1-A, acrescente gota a gota, HCl $1,0\text{ mol L}^{-1}$ até mudança de cor. Anote as observações.
- Ao terminar, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio nos recipientes específicos para esta finalidade. Lave os tubos de ensaio com água da torneira e continue com o próximo item. Não jogue este material diretamente na pia, pois se trata de produto químico prejudicial ao meio ambiente.

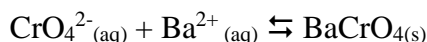
As reações estudadas são:



B. Equilíbrio de cromato de bário, $\text{BaCrO}_{4(s)}$ com uma solução saturada

1. Em um tubo de ensaio limpo coloque 10 gotas de CrO_4^{2-} (aq) $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e acrescente gota a gota uma solução aquosa de nitrato de bário ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (aq)) $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ até perceber alguma alteração. Anote as suas observações e guarde este tubo para a etapa 3-B.
2. Em outro tubo de ensaio limpo, coloque 10 gotas de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (aq) $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Acrescente 4 gotas de HCl $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ e depois 10 gotas de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (aq) $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Anote se houver mudança de cor e ou formação de precipitado. Guarde este tubo de ensaio para o item 4-B.
3. Ao tubo de ensaio da etapa 1-B acrescente, gota a gota, HCl $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ até notar alguma alteração. Anote o que você observou.
4. Ao tubo de ensaio da etapa 2-B acrescente NaOH $1,0 \text{ mol L}^{-1}$, até notar alguma modificação. Anote o que você observou.
5. Sugira alguma maneira de inverter as observações das etapas 3 e 4. Teste suas sugestões.
6. Em um tubo de ensaio coloque 10 gotas de K_2CrO_4 $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e em outro tubo 10 gotas de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Acrescente algumas gotas de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ a cada um dos tubos. Anote suas observações.
7. Ao terminar, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio nos recipientes específicos para esta finalidade. Lave os tubos de ensaio com água da torneira e continue com o próximo item.

A reação estudada é:



C. Verificação da existência de mudança no equilíbrio químico

1. Pegue 2 tubos de ensaio limpos e coloque 10 gotas (cerca de 0,5 mL) de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ e K_2CrO_4 , uma solução em cada tubo. Acrescente algumas gotas de KOH $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ alternadamente em cada um dos tubos. Observe se há qualquer mudança na cor da solução. Anote suas observações.
2. Repita o procedimento do item 1-C, substituindo o KOH pelas seguintes soluções: CH_3COOH , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HNO_3 . Anote suas observações.
3. Ao terminar, descarte o conteúdo de cada tubo de ensaio nos recipientes específicos para esta finalidade. Lave os tubos de ensaio com água da torneira e continue com o próximo item.

6. QUESTIONÁRIO

1. Qual a influência dos íons H^+ e OH^- sobre o equilíbrio dos íons cromato CrO_4^{2-} e dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?
2. Explique as observações realizadas no item A.
3. Explique as observações realizadas no item B.
4. Que substâncias no item C deslocavam para a formação do íon cromato e quais para o dicromato? Qual a característica dessas substâncias? Alguma substância não deslocou o equilíbrio? Se sim, explique.

EXPERIÊNCIA 10 Princípio de Le Chatelier e equilíbrio químico

EQUIPE:

DATA:

TURMA:

A. Cor das soluções. Anote a cor das soluções.

- $\text{CrO}_4^{-2}(\text{aq})$ _____ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}(\text{aq})$ _____
- $\text{CrO}_4^{-2}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$ _____ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$ _____
- $\text{CrO}_4^{-}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq})$ _____ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq})$ _____
- Tubo da etapa 3 + $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ _____
- Tubo da etapa 2 + $\text{H}^{+}(\text{aq})$ _____

B. Equilíbrio do cromato de bário. Anote as mudanças de cor e/ou a formação de precipitado.

- $\text{CrO}_4^{-2}(\text{aq}) + \text{Ba}^{+2}(\text{aq})$ _____
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Ba}^{+2}(\text{aq})$ _____
- Tubo da etapa B-1 + $\text{H}^{+}(\text{aq})$ _____
- Tubo da etapa B-2 + OH^{-} _____
- a) Inversão da reação B-3 _____
b) Inversão da reação B-4 _____
- $\text{CrO}_4^{-2}(\text{aq}) + \text{Ba}^{+2}(\text{aq})$ _____ ; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}(\text{aq}) + \text{Ba}^{+2}(\text{aq})$ _____

C. Observações

| | KOH | CH ₃ COOH | H ₂ SO ₄ | Ca(OH) ₂ | NH ₄ OH | C ₂ H ₅ OH | HNO ₃ |
|------------------------------|-----|----------------------|--------------------------------|---------------------|--------------------|----------------------------------|------------------|
| CrO_4^{-2} | | | | | | | |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ | | | | | | | |

Experiência 11: Cinética de reações químicas

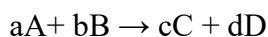
1. OBJETIVO

Compreender e executar um experimento de cinética química, com ênfase no estudo da equação da velocidade das reações, bem como na avaliação dos fatores que influenciam na velocidade das reações químicas.

2. INTRODUÇÃO

A cinética química é a área da química que está relacionada com as velocidades das reações. A velocidade de uma reação química representa a variação na concentração dos reagentes ou produtos por unidade de tempo e é, geralmente, expressa em termos de concentração em quantidade de matéria por segundo ($\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$).

Para uma reação geral, a velocidade é dada por:



A velocidade da reação é:

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

A lei da velocidade descreve a dependência da velocidade de uma reação em relação à concentração dos reagentes e pode ser descrita como:

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

A ordem da reação, expressa pelos expoentes m e n , indica como a velocidade da reação pode ser afetada pela concentração de cada reagente. Por exemplo, se $m = 1$, a reação é de primeira ordem em relação ao reagente A. Se $n = 2$ a reação é de segunda-ordem em relação ao reagente B). A ordem total da reação é a soma das ordens em relação a cada reagente, assim se $m = 1$ e $n = 2$, então a reação é de terceira ordem como um todo. Os expoentes da ordem de reação são determinados experimentalmente, mas muitas vezes podem estar relacionados com os coeficientes da equação balanceada.

Considerando a lei de velocidade, podemos prever como a velocidade da reação muda quando as concentrações das espécies variam. Por exemplo, quando a ordem de um reagente é igual a 2, dobrar a concentração deste implica em aumentar quatro vezes a velocidade da reação.

Na lei de velocidade k é chamada de constante de velocidade da reação e pode variar com a temperatura. Sabendo o valor de k e a lei de velocidade, a velocidade da reação pode ser calculada para qualquer concentração do A e B. A unidade de uma constante depende da ordem total da reação, sendo que em uma reação de primeira ordem é expressa em s^{-1} e em uma reação de segunda ordem é expressa em $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$.

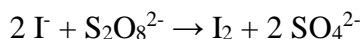
A velocidade das reações pode ser afetada por diferentes fatores, dentre os quais se encontram o estado físico dos reagentes, a concentração dos reagentes, a temperatura e a presença de catalisadores.

3. MATERIAL E SOLUÇÕES

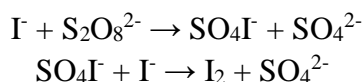
- Termômetro
- Erlenmeyer de 125 mL
- Tubos de ensaio
- Pipetas graduada de 5,0 mL
- Béquer de 50 mL
- Bacia com gelo
- Cronômetro ou relógio
- Banho-Maria (~ 45 °C)
- $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,05 mol L⁻¹ (persulfato de potássio)
- KI 0,10 mol L⁻¹ (iodeto de potássio)
- CuSO_4 0,10 mol L⁻¹ (sulfato de cobre)
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,005 mol L⁻¹ (tiosulfato de sódio) + amido 0,48 %.

4. PROCEDIMENTO

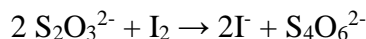
Na presente prática será avaliada a velocidade de reação entre os íons dos reagentes iodeto de potássio (KI) e persulfato de potássio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$), onde:



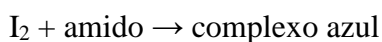
Essa reação ocorre com um mecanismo de reação que envolve duas etapas e é razoavelmente lenta:



Para medir o tempo de reação em diferentes concentrações de persulfato e iodeto, a velocidade da reação pode ser acompanhada de modo indireto, através da adição de uma quantidade pequena e conhecida de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) e amido (solução indicadora) ao meio reacional. O tiosulfato adicionado reage muito rapidamente com o iodo formado na reação principal, e regenera o iodeto, conforme a seguinte equação:



Essa reação é muito rápida e, por isso, o tiosulfato é consumido com a mesma velocidade de formação do iodo, ou seja, com a mesma velocidade da reação que se deseja estudar. Quando todo o tiosulfato tiver reagido, o iodo que continua a se formar atribui à solução uma coloração azul, devido à presença de amido.



Como se conhece quanto foi adicionado de tiosulfato e também a estequiometria dessa última

reação, pode-se determinar quanto foi consumido dos reagentes no intervalo entre o início da reação (mistura dos reagentes) e o aparecimento da coloração azul.

Como a quantidade de tiosulfato é muito pequena, comparada à dos outros reagentes, muito pouco desses reagentes (persulfato e iodeto) são consumidos até que apareça a coloração azul, o que permite considerar que essas concentrações não se alteram significativamente durante o processo, de modo a comprometer os resultados. Como os experimentos são realizados com o mesmo volume total de solução, a coloração azul sempre ocorrerá quando a mesma quantidade de tiosulfato tiver sido consumida. Deste modo, as quantidades dos dois reagentes que reagiram serão iguais, até ao momento do surgimento da cor azul, independentemente das concentrações. O que altera é o intervalo de tempo. Se t for o intervalo entre o instante do início da reação e o aparecimento da coloração azul, a grandeza t^{-1} será proporcional à velocidade inicial média da reação, porque esta última será uma fração cujo denominador será t e cujo numerador será sempre a mesma variação nas concentrações de persulfato ou de iodeto, em todos os experimentos.

4.1. Ensaios cinéticos 1 a 8

1. Separe 8 tubos de ensaio e numere-os de 1 a 8.
2. De acordo com a Tabela 4, adicione todas as soluções requeridas a cada tubo de ensaio, exceto a solução de persulfato de potássio. Utilize pipetas graduadas para fazer a transferência dos volumes recomendados na Tabela 4.
3. Coloque em um béquer pequeno a quantidade requerida da solução de persulfato de potássio para o tubo de ensaio 1, usando uma pipeta graduada de 5,0 mL. Transfira rapidamente a solução de persulfato do béquer para o tubo de ensaio 1 contendo as outras soluções e, ao mesmo tempo e acione o cronômetro (ou monitore o tempo em um relógio).
4. Agite o tubo de ensaio regularmente.
5. Marque na Tabela 5 o tempo que levou para o aparecimento da coloração azul. Meça a temperatura da solução azul e anote na Tabela 5.
6. Repita estes procedimentos para os tubos de ensaio 2, 3, 4, 5 e 6, usando as respectivas quantidades requeridas das soluções conforme a Tabela 4. *Observação: No tubo de ensaio 6, adicione 1 gota da solução de CuSO_4 (utilizada como catalisador), imediatamente após a adição da solução de persulfato.*
7. Para o ensaio cinético 7, aqueça o tubo de ensaio 7 contendo as soluções já adicionadas (exceto a solução de persulfato), até atingir uma temperatura próxima a 45 °C, utilizando um Banho-Maria. Proceda, em seguida, a adição da solução de persulfato, agite e cronometre a reação até o aparecimento da coloração azul. Meça a temperatura da solução azul e anote na Tabela 5.
8. Para o ensaio cinético 8, resfrie o tubo de ensaio 8 contendo as soluções já adicionadas (exceto a solução de persulfato), até atingir uma temperatura próxima a 5 °C, utilizando um banho de gelo. Proceda, em seguida, a adição da solução de persulfato, agite e cronometre a reação até o

aparecimento da coloração azul. Meça a temperatura da solução azul e anote na Tabela 5.

Tabela 4. Volumes das diferentes soluções de reagentes utilizadas no estudo cinético da reação do iodeto com o persulfato.

| Soluções | Tubos de Ensaio | | | | | | | |
|--|-----------------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| KI 0,10 mol L ⁻¹ | 5,0 mL | 2,5 mL | 1,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL |
| Na ₂ S ₂ O ₃ 0,005 mol L ⁻¹ + amido | 2,5 mL | 2,5 mL | 2,5 mL | 2,5 mL | 2,5 mL | 2,5 mL | 2,5 mL | 2,5 mL |
| Água | - | 2,5 mL | 4,0 mL | 2,5 mL | 4,0 mL | - | - | - |
| CuSO ₄ 0,10 mol L ⁻¹ | - | - | - | - | - | 1 gota | - | - |
| K ₂ S ₂ O ₈ 0,05 mol L ⁻¹ | 5,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL | 2,5 mL | 1,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL | 5,0 mL |
| Volume total | 12,5 mL | 12,5 mL | 12,5 mL | 12,5 mL | 12,5 mL | 12,5 mL | 12,5 mL | 12,5 mL |
| Temperatura | ~ 25 °C | ~ 25 °C | ~ 25 °C | ~ 25 °C | ~ 25 °C | ~ 25 °C | ~ 45 °C | ~ 5 °C |

Tabela 5. Resultados obtidos no experimento de estudo cinético da reação do iodeto com o persulfato

| PARÂMETRO | ENSAIO CINÉTICO | | | | | | | |
|-------------------------------|-----------------|---|---|---|---|---|---|---|
| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| Temperatura (°C) | | | | | | | | |
| Tempo (s) | | | | | | | | |
| Velocidade (s ⁻¹) | | | | | | | | |

5. QUESTIONÁRIO:

1. As concentrações de I^- e de $S_2O_8^{2-}$ influenciaram na velocidade da reação? Discuta e justifique com base nos resultados obtidos.
2. As diferentes temperaturas influenciaram na velocidade da reação? Discuta e justifique com base nos resultados obtidos.
3. O catalisador influenciou na velocidade da reação? Discuta e justifique com base nos resultados obtidos.
4. Escreva a expressão de velocidade de consumo e de formação de cada participante da reação estudada.
5. Determine a lei de velocidade para a reação estudada.

Experiência 12:

Da água turva à água clara: o papel do coagulante

O texto complementar do experimento se encontra disponível na referência: Maia, A. S.; Oliveira, W.; Osório, V. K. L. Da Água Turva à Água Clara: o Papel do Coagulante. Química Nova na Escola, n. 18, p. 49-51, 2003.

1. MATERIAIS E REAGENTES

- 2 béqueres grandes
- 1 funil
- 2 papéis de filtro qualitativos (alternativamente poderá ser usado pequenos chumaços de algodão)
- 1 pipeta graduada de 5 mL
- 1 proveta de 25 mL
- 1 bastão de vidro
- 1 suporte universal com argola
- água a ser clarificada
- solução aquosa de Ca(OH)_2 ($0,02 \text{ mol L}^{-1}$)
- solução de alumínio de potássio ($0,18 \text{ mol L}^{-1}$)

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Filtrar 250 mL de água a ser clarificada, utilizando papel de filtro (ou chumaço de algodão).
2. adicionar 2,5 mL de solução de alumínio ao filtrado. Agitar.
3. em seguida, acrescentar aos poucos, 25 mL de solução de Ca(OH)_2 .
4. agite brandamente e deixe em repouso, observando o sistema.
5. após cerca de 5 minutos, filtrar o conteúdo do béquer.

3. RESÍDUOS

Os papéis filtro das duas filtrações, chumaços de algodão e a terra excedente devem ser descartados no recipiente indicado no laboratório. A água clarificada pode ser descartada na pia.

4. QUESTIONÁRIO

1. Por que durante o experimento se adicionou solução de Ca(OH)_2 ?
2. Por que durante o experimento se adicionou solução de alumínio de potássio?

ANEXO

Apresentação dos equipamentos e vidrarias usuais no Laboratório de Química Básica

A execução de experimentos de laboratório envolve a utilização de vários equipamentos e vidrarias com finalidades específicas. Para a utilização são necessárias destreza e conhecimento desses materiais. A seguir será apresentado alguns dos equipamentos e vidrarias e uma breve descrição de suas utilizações.



Espátula: retirada de porções de reagentes sólidos



Vidro de relógio: pesagem e transporte de substâncias. Tampa para copo de Béquer durante o procedimento de aquecimento



Tubo de ensaio: teste de reações químicas. Pode ser de os mais variados tamanhos, nas versões com ou sem tampa



Béquer (copo de Béquer): transferência de líquidos e aquecimento



Proveta: medida aproxima de volumes líquidos. Pode ser encontradas nas mais variadas capacidades volumétricas



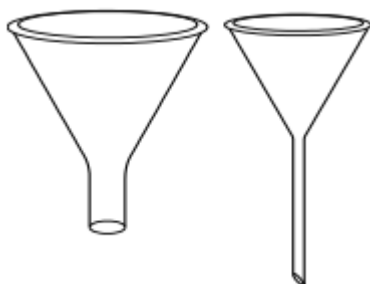
Bastão de vidro: agitar soluções, transporte de líquidos, filtração e outro fins diversos



Pipeta volumétrica: medida de volumes fixos de líquidos. Encontradas de diversas capacidades



Pipeta graduada: medida de volumes de líquidos



Funil de vidro: transferência de líquidos e em filtrações



Almofariz (ou Gral) e Pestilo: triturar e pulverizar sólidos



Funil de Buchner: filtração a vácuo, utilizado acoplado ao Kitassato



Bomba de vácuo: produzir vácuo para filtração, usada acoplada ao Kitassato



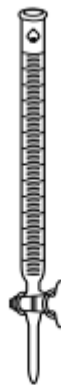
Erlenmeyer: titulações, agitar líquidos, pode ser aquecido



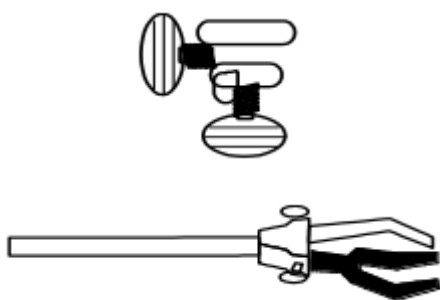
Kitassato: filtrações à vácuo



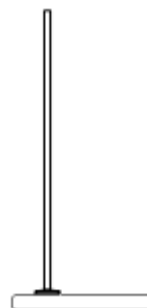
Balão volumétrico: preparo de soluções



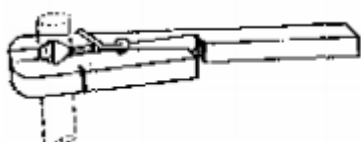
Bureta: medidas precisas de líquidos e em análises volumétricas (titulações)



Mufa e Garra: prender vidrarias no suporte universal



Suporte Universal: prender vidrarias



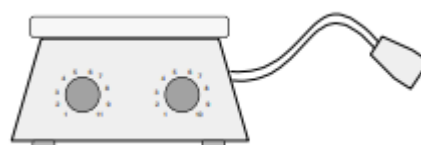
Pinça de madeira: segurar tubos de ensaio durante aquecimentos



Pisseta: lavagens, remoção de precipitados e outros fins



Balança: pesagem de materiais e reagentes



Chapa aquecedora: pode ser com ou sem agitador magnético: aquecimento e/ou agitação.



Pêra: sucção de líquidos para ser usada em pipetas



Pipetador Pi-Pump: sucção de líquidos para ser usada em pipetas



Termômetro: medida de temperaturas



Cadinho de porcelana: aquecimento de sólidos a temperaturas elevadas



Pipeta de Pasteur: medida e transferência de líquidos



Argola: suporte para funil

| Potencial de redução (E^0_{red}) | Estado reduzido | Estado oxidado |
|---|-------------------------------|---|
| -3,04 | Li | $\text{Li}^+ + e^-$ |
| -2,92 | K | $\text{K}^+ + e^-$ |
| -2,90 | Ba | $\text{Ba}^{2+} + 2e^-$ |
| -2,89 | Sr | $\text{Sr}^{2+} + 2e^-$ |
| -2,87 | Ca | $\text{Ca}^{2+} + 2e^-$ |
| -2,71 | Na | $\text{Na}^+ + e^-$ |
| -2,37 | Mg | $\text{Mg}^{2+} + 2e^-$ |
| -1,66 | Al | $\text{Al}^{3+} + 3e^-$ |
| -1,18 | Mn | $\text{Mn}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,83 | $\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$ | $2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$ |
| -0,76 | Zn | $\text{Zn}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,74 | Cr | $\text{Cr}^{3+} + 3e^-$ |
| -0,48 | S^{2-} | $\text{S} + 2e^-$ |
| -0,44 | Fe | $\text{Fe}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,28 | Co | $\text{Co}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,23 | Ni | $\text{Ni}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,13 | Pb | $\text{Pb}^{2+} + 2e^-$ |
| 0,00 | H_2 | $2\text{H}^+ + 2e^-$ |
| +0,15 | Cu^+ | $\text{Cu}^{2+} + e^-$ |
| +0,34 | Cu | $\text{Cu}^{2+} + 2e^-$ |
| +0,40 | $2(\text{OH})^-$ | $\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2e^-$ |
| +0,52 | Cu | $\text{Cu}^+ + e^-$ |
| +0,54 | 2I^- | $\text{I}_2 + 2e^-$ |
| +0,77 | Fe^{2+} | $\text{Fe}^{3+} + e^-$ |
| +0,80 | Ag | $\text{Ag}^+ + e^-$ |
| +0,85 | Hg | $\text{Hg}^{2+} + 2e^-$ |
| +1,09 | 2Br^- | $\text{Br}_2 + 2e^-$ |
| +1,23 | H_2O | $2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 + 2e^-$ |
| +1,36 | 2Cl^- | $\text{Cl}_2 + 2e^-$ |
| +2,87 | 2F^- | $\text{F}_2 + 2e^-$ |

| Potencial de redução (E^0_{red}) | Estado reduzido | Estado oxidado |
|---|-------------------------------|---|
| -3,04 | Li | $\text{Li}^+ + e^-$ |
| -2,92 | K | $\text{K}^+ + e^-$ |
| -2,90 | Ba | $\text{Ba}^{2+} + 2e^-$ |
| -2,89 | Sr | $\text{Sr}^{2+} + 2e^-$ |
| -2,87 | Ca | $\text{Ca}^{2+} + 2e^-$ |
| -2,71 | Na | $\text{Na}^+ + e^-$ |
| -2,37 | Mg | $\text{Mg}^{2+} + 2e^-$ |
| -1,66 | Al | $\text{Al}^{3+} + 3e^-$ |
| -1,18 | Mn | $\text{Mn}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,83 | $\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$ | $2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$ |
| -0,76 | Zn | $\text{Zn}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,74 | Cr | $\text{Cr}^{3+} + 3e^-$ |
| -0,48 | S^{2-} | $\text{S} + 2e^-$ |
| -0,44 | Fe | $\text{Fe}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,28 | Co | $\text{Co}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,23 | Ni | $\text{Ni}^{2+} + 2e^-$ |
| -0,13 | Pb | $\text{Pb}^{2+} + 2e^-$ |
| 0,00 | H_2 | $2\text{H}^+ + 2e^-$ |
| +0,15 | Cu^+ | $\text{Cu}^{2+} + e^-$ |
| +0,34 | Cu | $\text{Cu}^{2+} + 2e^-$ |
| +0,40 | $2(\text{OH})^-$ | $\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2e^-$ |
| +0,52 | Cu | $\text{Cu}^+ + e^-$ |
| +0,54 | 2I^- | $\text{I}_2 + 2e^-$ |
| +0,77 | Fe^{2+} | $\text{Fe}^{3+} + e^-$ |
| +0,80 | Ag | $\text{Ag}^+ + e^-$ |
| +0,85 | Hg | $\text{Hg}^{2+} + 2e^-$ |
| +1,09 | 2Br^- | $\text{Br}_2 + 2e^-$ |
| +1,23 | H_2O | $2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 + 2e^-$ |
| +1,36 | 2Cl^- | $\text{Cl}_2 + 2e^-$ |
| +2,87 | 2F^- | $\text{F}_2 + 2e^-$ |

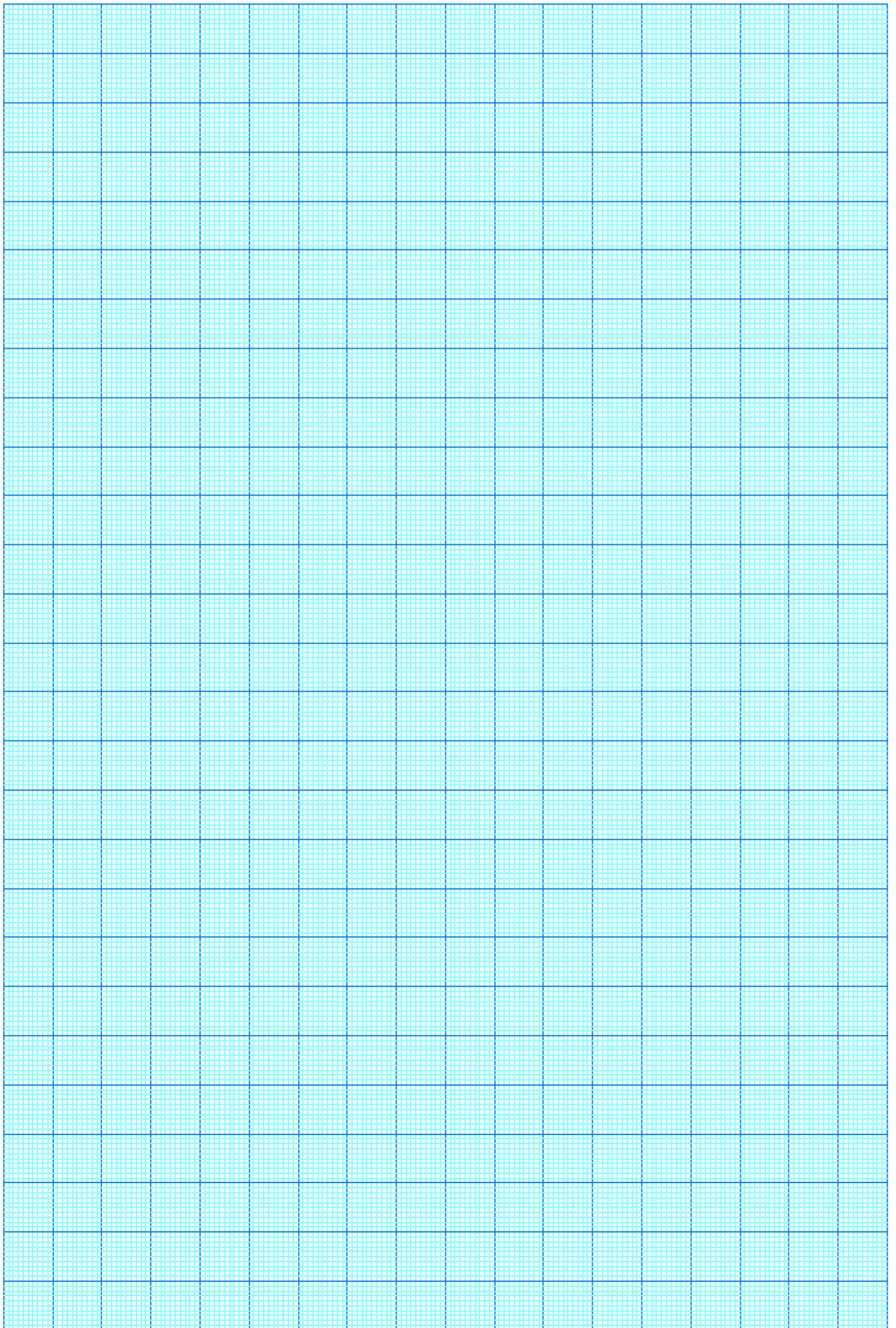


Tabela periódica

18

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|--|---------------------------------------|---------------------------------------|---|--------------------------------------|---|---------------------------------------|--|-------------------------------------|--|-------------------------------------|--|--------------------------------------|---|------------------------------------|---|------------------------------------|-------------------------------------|------------------------------------|--------------------------------------|--|---|-------------------------------|--|--------------------------------------|--|------------------------------------|---------------------------------------|-------------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|--------------------------------------|----------------------------|---------------------------|
| 1 H hidrogênio 1,008 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He hélio 4,0026 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 Li lítio 6,94 | 4 Be berílio 9,0122 | | | | | | | | | | | | | | | 9 F flúor 18,998 | 10 Ne neônio 20,180 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 11 Na sódio 22,990 | 12 Mg magnésio 24,305 | | | | | | | | | | | | | | | 17 Cl cloro 35,45 | 18 Ar argônio 39,95 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 19 K potássio 39,098 | 20 Ca cálcio 40,078(4) | | | | | | | | | | | | | | | 35 Br bromo 79,904 | 36 Kr criptônio 83,798(2) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 37 Rb rubídio 85,468 | 38 Sr estrôncio 87,62 | | | | | | | | | | | | | | | 53 I iodo 126,90 | 54 Xe xenônio 131,29 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 55 Cs césio 132,91 | 56 Ba bário 137,33 | | | | | | | | | | | | | | | 85 At astato | 86 Rn radônio | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 87 Fr frâncio | 88 Ra rádio | | | | | | | | | | | | | | | 117 Ts tennesso | 118 Og oganessônio | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <div style="display: flex; justify-content: space-between; width: 100%;"> 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 10px;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;"> 3 Li lítio 6,94 </div> <div style="text-align: center;"> número atômico — símbolo químico — nome — peso atômico (massa atômica relativa) </div> </div> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 21 Sc escândio 44,956 | 22 Ti titânio 47,867 | 23 V vanádio 50,942 | 24 Cr cromio 51,996 | 25 Mn manganês 54,938 | 26 Fe ferro 55,845(2) | 27 Co cobalto 58,933 | 28 Ni níquel 58,693 | 29 Cu cobre 63,546(3) | 30 Zn zinco 65,38(2) | 39 Y ítrio 88,906 | 40 Zr zircônio 91,224(2) | 41 Nb nióbio 92,906 | 42 Mo molibdênio 95,95 | 43 Tc tecnécio | 44 Ru rutênio 101,07(2) | 45 Rh ródio 102,91 | 46 Pd paládio 106,42 | 47 Ag prata 107,87 | 48 Cd cádmio 112,41 | 49 In índio 114,82 | 50 Sn estanho 118,71 | 51 Sb antimônio 121,76 | 52 Te telúrio 127,60(3) | 57 a 71 | 72 Hf háfnio 178,49(2) | 73 Ta tântalo 180,95 | 74 W tungstênio 183,84 | 75 Re rênio 186,21 | 76 Os ósmio 190,23(3) | 77 Ir irídio 192,22 | 78 Pt platina 195,08 | 79 Au ouro 196,97 | 80 Hg mercúrio 200,59 | 81 Tl tálio 204,38 | 82 Pb chumbo 207,2 | 83 Bi bismuto 208,98 | 84 Po polônio | 85 At astato |
| <div style="display: flex; justify-content: space-between; width: 100%;"> 57 a 71 89 a 103 </div> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 57 La lantânio 138,91 | 58 Ce cério 140,12 | 59 Pr praseodímio 140,91 | 60 Nd neodímio 144,24 | 61 Pm promécio | 62 Sm samário 150,36(2) | 63 Eu europio 151,96 | 64 Gd gadolínio 157,25(3) | 65 Tb terbio 158,93 | 66 Dy disprósio 162,50 | 67 Ho hólmio 164,93 | 68 Er érbio 167,26 | 69 Tm túlio 168,93 | 70 Yb itérbio 173,05 | 71 Lu lutécio 174,97 | 89 Ac actínio 227,04 | 90 Th tório 232,04 | 91 Pa protactínio 231,04 | 92 U urânio 238,03 | 93 Np neptúnio | 94 Pu plutônio | 95 Am amerício | 96 Cm cúrio | 97 Bk berquélio | 98 Cf califórnio | 99 Es einstênio | 100 Fm férmio | 101 Md mendelévio | 102 No nobélio | 103 Lr laurêncio | | | | | | | | | |

www.tabelaperiodica.org

Licença de uso Creative Commons BY-NC-SA 4.0 - Use somente para fins educacionais
Caso encontre algum erro favor avisar pelo mail luisbrudna@gmail.com

Versão IUPAC/ISBC (pt-br) com 5 algarismos significativos, baseada em DOI: 10.1515/ptac-2015-0305 - atualizada em 19 de março de 2019