

**INSTITUTO FEDERAL DE SANTA CATARINA
CAMPUS SÃO JOSÉ**

Química Geral Experimental II

Roteiros para as aulas práticas

São José – SC
2021

Sumário

1 Sais e óxidos.....	5
1.1 Introdução teórica.....	5
1.1.1 - Sais	5
1.1.2 - Óxidos	7
1.2 Experimento: Algumas reações de sais e óxidos.....	9
1.2.1 Objetivos.....	9
1.2.2 Materiais	9
1.2.3 Procedimento Experimental	10
1.2.4 Experimentos para o Ensino Médio: Óxidos.....	12
1.2.5 Experimentos para o Ensino Médio: Chuva ácida artificial	12
2 As relações estequiométricas	14
2.1 Introdução teórica.....	14
2.2 Experimento: Estequiometria nas reações químicas	16
2.2.1 Objetivos.....	16
2.2.2 Materiais:	16
2.2.3 Procedimento experimental:	16
2.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Avaliando a perda de massa em uma	18
3 Gases	20
3.1 Introdução teórica.....	20
3.2 Experimento: A proveta de Hidrogênio.....	22
3.2.1 Objetivos.....	22
3.2.2 Materiais	22
3.2.3 Procedimento Experimental	22
3.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Como implodir uma latinha de alumínio.....	23
3.2.5 Experimento para o Ensino Médio: Como encher um balão sem soprar	24
4 Termoquímica.....	26
4.1 Introdução teórica.....	26
4.1.1 Calor de Reação.....	26
4.1.2 Entalpia.....	27
4.1.3 Calorímetros	28
4.1.4 Reações de combustão, pirotécnicas e explosivas.....	28
4.2 Experimento: Calorímetros e explosões	30

4.2.1	Objetivos.....	30
4.2.2	Materiais	30
4.2.4	Experimento para o Ensino Médio: Reações endotérmicas e exotérmicas	32
5	Cinética Química	34
5.1	Introdução teórica.....	34
5.2.1	A dependência da velocidade com a concentração e as leis de velocidade.....	34
5.2.2	Teoria das colisões.....	35
5.2.3	Fatores que afetam a velocidade das reações	36
5.2.4	Catálise	37
5.2	Experimento: Avaliando os efeitos da concentração e da temperatura sobre a velocidade de reação.....	40
5.2.1	Objetivos.....	40
5.2.2	Materiais	40
5.2.3	Procedimento Experimental	40
5.2.4	Experimento para o Ensino Médio: Efeito da área superficial e da temperatura na decomposição de comprimidos efervescentes	42
5.3	Experimento: Catálise de reações químicas	44
5.3.1	Objetivos.....	44
5.3.2	Materiais	44
5.3.3	Procedimento Experimental	44
5.3.4	Experimento para o Ensino Médio: Pasta de dente de elefante.....	45
6	Equilíbrio Químico	47
6.1	Introdução teórica.....	47
6.1.1	O Princípio de Le Chatelier	48
6.1.2	Equilíbrio de solubilidade.....	50
6.2	Experimento: Efeito da concentração e da temperatura sobre o equilíbrio químico	53
6.2.1	Objetivos.....	53
6.2.2	Materiais	54
6.2.3	Procedimento Experimental	54
6.3	Experimento: Equilíbrio de solubilidade e efeito do íon comum.....	58
6.3.1	Objetivos.....	58
6.3.2	Materiais	58
6.3.3	Procedimento Experimental	58
6.3.4	Experimento para o Ensino Médio: Precipitando sal de cozinha	59

7 Eletroquímica.....	60
7.1 Introdução teórica.....	60
7.1.1 As reações redox.....	60
7.1.2 Eletroquímica	62
7.2 Experimento: Reatividade dos metais	67
7.2.1 Objetivos.....	67
7.2.2 Materiais	67
7.2.4 Experimento para o Ensino Médio: A corrosão do ferro	68
7.2.5 Experimento para o Ensino Médio: Uma reação de óxido-redução.....	69
7.3 Experimento:	70
7.3.1 Objetivos.....	70
7.3.2 Materiais	70
7.3.3 Procedimento Experimental	70
7.3.4 Experimento para o Ensino Médio: Pilha de moedas.....	71
7.3.5 Experimento para o Ensino Médio: Pilha de na forminha de gelo.....	72
7.4 Experimento: Escrita eletroquímica	74
7.4.1 Objetivos.....	74
7.4.2 Materiais	74
7.4.3 Procedimento Experimental	74
Referências Bibliográficas	77

1 Sais e óxidos

1.1 Introdução teórica

1.1.1 - Sais

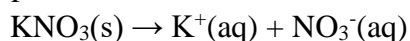
Sal é todo composto que em água se dissocia liberando um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- . Os sais podem ser considerados como compostos iônicos obtidos através de reações de neutralização em solução aquosa (reação entre um ácido e uma base) (EBBING, 2017).

A maioria dos sais é solúvel em água, tem propriedades higroscópicas e suas soluções aquosas são condutoras de eletricidade. São compostos com alto ponto de fusão, com aspecto cristalino e sabor salgado.

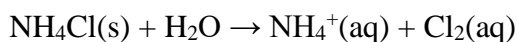
Os sais podem ser encontrados em vários objetos do nosso cotidiano, como por exemplo na casca de ovo ($CaCO_3$ - carbonato de cálcio), nos ossos ($Ca_3(PO_4)_2$ - fosfato de cálcio), giz escolar ($CaSO_4$ - sulfato de cálcio), produção de vidro (Na_2CO_3 - carbonato de sódio, e $CaCO_3$), fermentos ($NaHCO_3$ - bicarbonato de sódio), extintores de incêndio ($(NH_4)_3PO_4$ - fosfato de amônio), fertilizantes ($CaCO_3$), entre outros (HAN, 2013).

1.1.1.1 Classificação dos sais

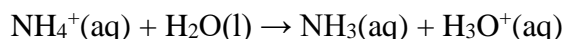
- Sais neutros: são provenientes da neutralização total de um ácido forte com uma base forte. Geralmente, sais contendo um íon de metal alcalino ou de metal alcalino-terroso (exceto Be^{2+}) e a base conjugada de um ácido forte (por exemplo, Cl^- , Br^- , ClO_4^- e NO_3^-) não sofrem hidrólise em uma extensão apreciável e suas soluções aquosas são consideradas neutras, ou seja, possuem pH igual ou muito próximo de 7 (CHANG, 2016). Por exemplo, quando KNO_3 , um sal formado pela reação entre KOH e HNO_3 , se dissolve em água, ele se dissocia completamente, formando os íons K^+ e NO_3^- :



- Sais ácidos: são sais provenientes da reação de neutralização entre uma base fraca e um ácido forte. Nesse caso, o ânion não tem caráter ácido ou básico, mas o cátion é um ácido fraco. Sais de amônio (NH_4^+) e derivados de aminas, como $[CH_3NH_3]^+$, também produzem soluções ácidas pois os cátions possuem, pelo menos, um próton dissociável (EBBING, 2017). Consideremos o sal cloreto de amônio, NH_4Cl , e sua dissociação em água:



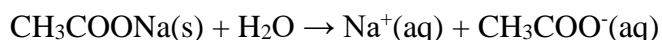
O íon Cl^- é proveniente de um ácido forte e não tem tendência a hidrolisar. O íon amônio NH_4^+ é proveniente da base fraca NH_3 e se ioniza da seguinte forma:



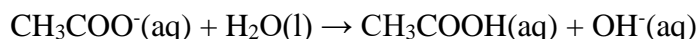
Essa reação representa a hidrólise do íon NH_4^+ . Como são produzidos íons H^+ , o pH da solução diminui (CHANG, 2016; EBBING, 2017; McMURRY, 2014). Assim, o pH de uma solução que contém um cátion ácido tem pH menor que 7.

O NH_4NO_3 , um sal ácido, é utilizado como fertilizantes pois é uma excelente fonte de nitrogênio para o crescimento das plantas. Pode ser utilizado como oxidante em propelentes sólidos para foguetes e na produção de explosivos. Foi a causa da explosão em Beirute, no Líbano, em agosto de 2020 (GIBBENS, 2020).

- Sais básicos: são sais provenientes da reação de neutralização entre um ácido fraco e uma base forte. Nesse caso, o cátion não tem caráter ácido ou básico, mas o ânion é uma base fraca (EBBING, 2017). Por exemplo, o acetato de sódio, CH_3COONa , quando dissolvido em água



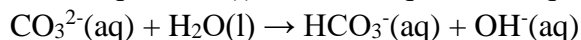
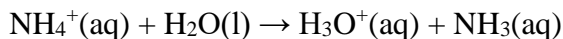
O íon Na^+ hidratado não tem propriedades ácidas ou básicas apreciáveis, pois é proveniente de uma base forte. O íon acetato CH_3COO^- , que é proveniente do ácido fraco ácido acético, CH_3COOH , tem afinidade pelos íons H^+ . A reação de hidrólise deste ânion é dada por:



Como essa reação produz íons OH^- , a solução de acetato de sódio será básica (CHANG, 2016; EBBING, 2017; McMURRY, 2014). Logo, o pH de uma solução que contém um ânion básico tem pH maior que 7.

O papel sulfite tem esse nome pois um dos seus componentes é o sal do ácido sulfuroso, que contém o ânion sulfito (SO_3^{2-}) (POR QUE, 2017).

- Sais que contêm cátions ácidos e ânions básicos: são sais derivados de um ácido fraco e uma base fraca e, assim, o cátion e o ânion hidrolisam. Assim, se a solução contendo esse sal será ácida, básica ou neutra dependerá das forças relativas do ácido fraco e da base fraca (CHANG, 2016; EBBING, 2017). Tomemos, por exemplo, o sal carbonato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, quando dissolvido em água produzem um cátion e um ânion que podem sofrer reações de hidrólise:



O pH das soluções de sais que contêm cátions ácidos e ânions básicos dependerá da força relativa do ácido do cátion e da força da base do ânion. No caso do $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, o pH da solução será maior que 7 (EBBING, 2017).

O carbonato de amônio $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ é o constituinte do sal amoníaco, que pode ser utilizado como fermento químico para a fabricação de biscoitos e bolachas, sendo vendido em mercados. Apesar do leve cheiro de amônia durante o cozimento, este se dissipa rapidamente, não deixando sabor no alimento. O bicarbonato de amônio se decompõe em temperaturas acima de 36°C em amônia (NH_3), gás carbônico (CO_2) e água (SAL, [s.d.]).

1.1.2 - Óxidos

O termo óxido tem origem na palavra Grega *oxy's* e significa azedo. Sob o ponto de vista químico, é a designação genérica de combinações binárias do oxigênio com outro elemento. Portanto, os óxidos são compostos binários formados pelo oxigênio e outro elemento químico, onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo. Alguns exemplos de óxidos: Na₂O, H₂O, SO₃, SO₄ e ZnO.

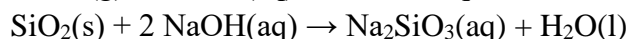
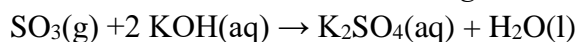
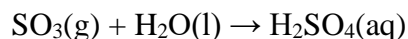
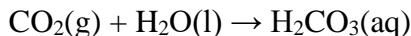
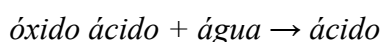
Os compostos binários contendo oxigênio podem ser classificados com base no estado de oxidação do oxigênio. Os compostos binários com oxigênio no estado de oxidação -2 são chamados de óxidos (ZnO, SO₃ e ClO₂), os compostos com oxigênio no estado de oxidação -1 são os peróxidos (H₂O₂) e os compostos com oxigênio no estado de oxidação -1/2 são superóxidos (K₂O₄) (McMURRY, 2014).

Quase todos elementos da tabela periódica formam óxidos, exceto o flúor, pois este elemento é mais eletronegativo que o oxigênio. Assim, os compostos OF₂ e O₂F₂ não são óxidos.

1.1.2.1 Classificação dos óxidos

- Óxidos Ácidos: Os óxidos não metálicos em que o número de oxidação do elemento representativo é alto são ácidos (por exemplo, N₂O₅, SO₃ e Cl₂O₇) (CHANG, 2016).

Reações características dos óxidos ácidos:

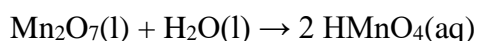


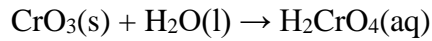
A reação entre CO₂ e H₂O explica por que, quando a água pura é exposta ao ar (que contém CO₂), ela gradualmente atinge um pH de cerca de 5,5, que é mais ácido do que o esperado para a água pura (CHANG, 2016).

A reação entre SO₃ e H₂O é, em grande parte, responsável pela chuva ácida (CHANG, 2016).

A sílica, SiO₂, é um óxido ácido que não se dissolve em água e é o principal componente das fibras ópticas usadas para comunicações (EBBING, 2017; McMURRY, 2014).

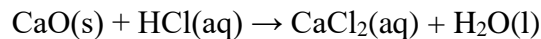
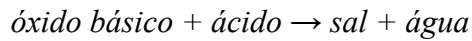
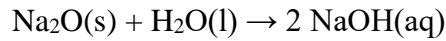
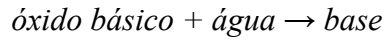
Alguns óxidos de metais de transição nos quais o metal tem um alto número de oxidação atuam como óxidos ácidos. Dois exemplos familiares são óxido de manganês (VII) (Mn₂O₇) e óxido de cromo(VI) (CrO₃), os quais reagem com água para produzir ácidos. (CHANG, 2016)





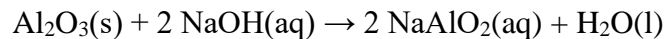
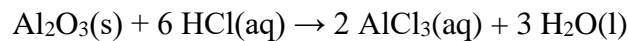
- Óxidos Básicos: São óxidos de metais com NO_x baixo (+1 ou +2, exceto o ZnO que é um óxido anfótero), especialmente dos Grupos 1 e 2 da Tabela Periódica, .

Reações características dos óxidos básicos:

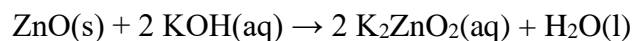
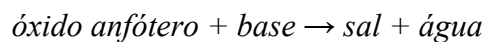
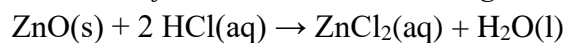
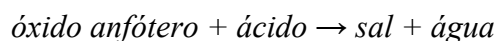


O óxido de cálcio, CaO, é o principal componente da cal virgem. A reação da cal virgem com água gera a cal hidratada, que é, na realidade, o hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂. A cal hidratada é muito utilizada na construção civil, sendo o principal componente de argamassas de assentamento e revestimento. Pode, também, ser empregada na preparação de tintas alcalinas, “conferindo à pintura propriedades fungicidas e bactericidas que beneficiam a saúde dos moradores de uma edificação” (CAL, [s.d.]).

- Óxidos Anfóteros: são óxidos de metais com NO_x +3 ou +4 e o ZnO (NO_xZn = +2). Por exemplo, o óxido de alumínio (Al₂O₃) é anfótero. Dependendo das condições de reação, ele pode se comportar como um óxido ácido ou como um óxido básico. Por exemplo, Al₂O₃ atua como um óxido básico na reação com ácido clorídrico para produzir um sal (AlCl₃) e água e atua como óxido ácido na reação com hidróxido de sódio (CHANG, 2016):



Reações características dos óxidos anfóteros:



- Óxidos Neutros: são aqueles em que o número de oxidação do elemento representativo é baixo (por exemplo, CO e NO) e não mostram propriedades ácidas mensuráveis.

1.2 Experimento: Algumas reações de sais e óxidos

1.2.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Reconhecer as propriedades dos óxidos e dos sais, bem como sua presença e usos no cotidiano.

Objetivos Específicos:

- Reconhecer e diferenciar sais e óxidos;
- Compreender as classificações dos sais e óxidos;
- Acompanhar algumas reações de sais e óxidos;
- Interpretar os resultados experimentais obtidos;
- Associar o conteúdo teórico de sais e óxidos às práticas de laboratório;
- Reconhecer a presença de sais e óxidos no dia a dia.
- Instigar o pensamento acadêmico-científico.

1.2.2 Materiais

Béquer de 100 mL

Béquer de 50 mL

Provetas de 25 mL

Cápsula de porcelana

Papel filtro

Funil de vidro (ou de sistema de filtração de Buchner)

Chapa de aquecimento

Erlenmeyer

Espátula

Tubos de ensaio

Placa de Petri

Pipeta de Pasteur ou conta-gotas

Pinça metálica

Papel tornassol azul

Solução aquosa de sulfato de cobre - CuSO_4 1,0 mol/L

Solução aquosa de carbonato de sódio - Na_2CO_3 1,0 mol/L

Solução aquosa de ácido sulfúrico - H_2SO_4 1,0 mol/L

Solução aquosa de ácido clorídrico - HCl 1,0 mol/L

Solução aquosa de ácido clorídrico - HCl 0,1 mol/L

Solução aquosa de hidróxido de sódio - NaOH 1,0 mol/L

Solução aquosa de hidróxido de sódio - NaOH 0,1 mol/L

Solução aquosa de sulfato de cobre - CuSO_4 0,1 mol/L

Solução aquosa de cloreto de bário - BaCl_2 0,1 mol/L

Solução aquosa de cromato de potássio - K_2CrO_4 0,1 mol/L

Solução aquosa de carbonato de sódio - Na_2CO_3 0,1 mol/L

Solução aquosa de cloreto de cálcio - CaCl_2 0,1 mol/L

Solução aquosa de hidróxido de bário - Ba(OH)_2 0,05 mol/L

Solução de fenolftaleína 1%
Carbonato de sódio sólido - Na_2CO_3
Fita de magnésio ou aparas de magnésio
Conchas do mar

1.2.3 Procedimento Experimental

Para a realização do experimento, os estudantes serão divididos em grupos ou duplas e cada grupo/dupla irá realizar uma (ou mais) das reações a seguir, envolvendo diferentes compostos.

1.2.3.1 Preparação do carbonato de cobre(II) e óxido de cobre(II)

- Em um béquer de 100 mL, adicione 25 mL da solução aquosa de CuSO_4 1,0 mol/L e 25 mL da solução aquosa de Na_2CO_3 1,0 mol/L, com o auxílio de provetas. Agite vigorosamente para homogeneizar a mistura. Observe a formação de um precipitado
- Filtre a mistura obtida em funil de vidro com filtro pregueado.
- Transfira o material retido no filtro para uma cápsula de porcelana e aqueça o material em uma chapa de aquecimento. Observe a mudança de coloração do sólido com o aquecimento.
- Em um béquer de 50 mL, aqueça 10 mL de solução de ácido sulfúrico 1,0 mol/L com o auxílio da chapa de aquecimento. Realize esta etapa na capela! Cuidado com a solução de ácido sulfúrico!
- Utilizando uma espátula, transfira uma parte do sólido negro obtido para o interior do béquer contendo a solução de ácido sulfúrico quente. Observe.
- Explique a mudança de coloração observada.

1.2.3.2 Reação de sais com ácido e base

- Com o auxílio de uma espátula, coloque em um tubo de ensaio, uma pequena porção de Na_2CO_3 sólido. A seguir, adicione 2 mL de solução aquosa de HCl 1,0 mol/L. Observe e explique o que aconteceu.
- Coloque em outro tubo de ensaio, 2 mL de solução aquosa de CuSO_4 1,0 mol/L e, em seguida, adicione, gota a gota, a solução aquosa de NaOH 1,0 mol/L até a formação de precipitado. Observe e explique o que aconteceu.
- Analise as conchas do mar disponibilizadas. Coloque uma concha do mar em uma placa de Petri.
- Com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, pingue algumas gotas de solução aquosa de HCl 0,1 mol/L na superfície da rocha. Observe o que acontece e explique as alterações observadas.
- Coloque outra concha do mar em uma placa de Petri. Com o auxílio de uma pipeta de Pasteur, pingue algumas gotas de solução aquosa de NaOH 1,0 mol/L na superfície da rocha. Observe o que acontece.
- O que você pode concluir sobre a composição das conchas do mar?

1.2.3.3 Solubilidade de sais

a. Transfira com o auxílio de uma pipeta graduada, 3 mL de cada solução aquosa 0,1 mol/L para um tubo de ensaio limpo e seco, como indicado na Tabela 1. Para o tubo de ensaio 5, escolha duas soluções disponíveis para testar e anote na tabela quais foram utilizadas.

Tabela 1. Teste de solubilidade de sais.

Tubo de ensaio	Solução 1	Solução2	Houve formação de precipitado?	Se sim, qual sal foi precipitado?
1	Sulfato de cobre	Cloreto de Bário		
2	Cromato de potássio	cloreto de bário		
3	hidróxido de sódio	ácido clorídrico		
4	carbonato de sódio	cloreto de cálcio		
5	_____	_____		

b. Observe em quais tubos houve a formação de precipitados. Explique os resultados obtidos.

c. Com o auxílio de uma pipeta, transfira 3mL de água destilada para um tubo de ensaio limpo e coloque, dentro do mesmo e em contato com o líquido, um pedaço de papel tornassol azul. Identifique este tubo como TUBO 01.

d. A um segundo tubo de ensaio limpo, adicione 3 mL de solução aquosa de $Ba(OH)_2$ 0,05 mol/L e um pedaço de papel tornassol azul. Identifique-o como TUBO 02.

e. Com o auxílio de uma pipeta, borbulhe o ar que você expira dentro de cada um dos tubos até que se evidencie a mudança de coloração do papel tornassol. Explique os resultados observados.

1.2.3.4 Síntese do óxido de magnésio

a. Segure uma fita ou apara de magnésio (pela ponta) com uma pinça metálica. Leve-a a chama do bico de gás (ou isqueiro) e deixe-a queimar totalmente. Evite a perda da cinza formada.

b. Transfira, cuidadosamente, a cinza formada para um tubo de ensaio contendo cerca de $\frac{3}{4}$ de seu volume preenchido com água destilada.

c. Agite a solução com um bastão de vidro para dissolver o material sólido. Aqueça, se necessário.

d. Disponha 4 tubos de ensaio em um suporte e numere-os de 1 a 4.

e. No tubo de ensaio 1, coloque 3 mL de água destilada. No tubo 2, adicione 3 mL de solução aquosa de HCl 0,1 mol/L. No tubo 3, coloque 3 mL de solução aquosa de NaOH 0,1 mol/L. Transfira para o tubo de ensaio 4, 3 mL da solução aquosa obtida no passo c.

f. Adicione a cada um dos tubos de ensaio, duas gotas de solução de fenolftaleína.

- g. Compare a coloração dos tubos e avalie o caráter ácido-base do composto obtido na queima da fita de magnésio.
- h. Adicione ao tubo 4, gota a gota, a solução aquosa de HCl 0,1 mol/L, até a mudança de coloração do indicador. Observe e descreva o que aconteceu.
- i. Qual os compostos formados:
- pela queima do magnésio metálico?
 - após a dissolução das cinzas em água?
 - após a adição da solução de ácido clorídrico?

1.2.4 Experimentos para o Ensino Médio: Óxidos¹

O óxido de cálcio (CaO) é conhecido como cal viva, cal virgem ou simplesmente cal e é um exemplo de óxido básico. Assim, quando ele é misturado com a água, forma-se o hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), também chamado de cal hidratada, que é usada para pinturas de calçação.

- Materiais

Dois frascos de vidro com tampas (tais como os potes de azeitonas, palmitos e maionese)

Colher de plástico

Água com gás bem tampada

Água sem gás (pode ser da torneira)

Cal virgem

Canudo

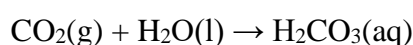
Solução de fenolftaleína

- Procedimento experimental:

- Coloque 250 mL de água com gás em um dos frascos de vidro.
- Adicione 1,5 g de cal virgem e feche rapidamente. Agite bem o frasco para homogeneizar a solução.
- No outro frasco, coloque 250 mL de água sem gás e adicione 1,5 g de cal virgem, fechando em seguida. Agite bem o frasco para que ocorra a homogeneização da solução.
- Deixe os frascos em repouso por 10 minutos e observe o que acontece.
- Depois de anotar os resultados observados, adicione algumas gotas do indicador fenolftaleína nas duas soluções e veja o que acontece.
- Usando o canudo, assopre na solução formada com a água sem gás e novamente veja se há alguma alteração.

1.2.5 Experimentos para o Ensino Médio: Chuva ácida artificial

A água da chuva é naturalmente ácida, pois se combina com o gás carbônico (CO₂) gerando ácido carbônico:



A chuva ácida pode ter origem natural ou antrópica. Os principais geradores naturais de chuva ácida são os vulcões (que liberam para a atmosfera gases, partículas,

¹ Adaptado de Fogaça ([s.d.])a).

compostos de enxofre e poeira), os processos biológicos que ocorrem nos solos, pântanos e oceanos e também a respiração animal e vegetal. Os principais contribuintes antrópicos para a formação da chuva ácida são a queima de combustíveis fósseis para geração de energia e os gases lançados pelos veículos (SOUSA, [s.d.]).

- Materiais

Colher metálica

Arame metálico

Recipiente de vidro com tampa metálica

Rolha de cortiça

Suco de repolho roxo

Flores ou folhas

Enxofre em pó²

- Procedimento Experimental

a. Dobre o cabo da colher metálica e amarre nele um arame ou um fio metálico longo. Faça um furo na tampa metálica do recipiente de vidro, passe o arame pelo buraco e, na extremidade superior do fio, coloque uma rolha para evitar queimaduras.

b. No fundo do recipiente de vidro, coloque o suco do repolho roxo.

c. Coloque um pouco de enxofre em pó na colher e aqueça até que se inicie a combustão.

d. Rosqueie a tampa com a colher no frasco de vidro e observe o aparecimento de uma névoa densa dentro dele.

e. Agite, com cuidado, o frasco até que a névoa desapareça e observe o que acontece com o suco de repolho.

f. Repita o experimento, substituindo o suco de repolho por flores ou folhas, para que você tenha uma ideia dos efeitos da chuva ácida sobre a vegetação.

² Pode ser encontrado em agropecuárias.

2 As relações estequiométricas

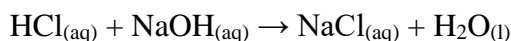
2.1 Introdução teórica

A palavra estequiometria vem do grego *stoicheion*, que significa elemento e *metron*, medida. (McMURRY, 2014) e foi introduzida por Richter em 1792, referindo-se às medidas dos elementos químicos nas substâncias (CAZZARO, 1999). Atualmente, a estequiometria está relacionada às informações quantitativas obtidas através das fórmulas e equações químicas; geralmente, relaciona-se a estequiometria às quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química. (CAZZARO, 1999; EBBING, 2017). A estequiometria baseia-se na compreensão das massas atômicas, das fórmulas químicas, das equações químicas e da Lei Ponderais (Lei da Conservação das Massas e Lei das Proporções Constantes. (BROWN, 2015; CAZZARO, 1999; PETRUCCI, 2017)

O nobre e cientista francês Antoine Lavoisier descobriu a Lei da Conservação das Massas no final do século XVIII e a declarou desta forma eloqüente: “Podemos estabelecer como um axioma incontestável que, em todas as operações da arte e da natureza, nada é criado; uma quantidade igual de matéria existe antes e depois do experimento. Desse princípio, toda a arte de realizar experimentos químicos depende” (BROWN, 2015).

A lei da conservação das massas, elaborada por Lavoisier em 1785, pode ser enunciada como “a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos”. Já a lei das proporções fixas, elaborada por Proust em 1799, pode ser enunciada como “uma substância, qualquer que seja sua origem, apresenta sempre a mesma composição em massa” (CAZZARO, 1999).

As reações químicas são processos nos quais um ou mais reagentes formam um ou mais produtos. Uma reação química pode ser representada simbolicamente como uma equação química, contendo as fórmulas moleculares dos reagentes à esquerda e fórmulas moleculares dos produtos à direita; os reagentes e produtos são separados por uma seta (\rightarrow). A equação deve ser balanceada para refletir as verdadeiras relações quantitativas entre reagentes e produtos (PETRUCCI, 2017). A equação química a seguir é um exemplo de uma equação química balanceada:



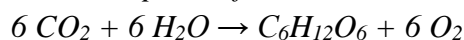
É importante lembrar que as equações químicas balanceadas podem ser interpretadas em termos de mols, massa e partículas representativas (átomos, moléculas, unidades de fórmula). Além disso, todos os cálculos estequiométricos são realizados considerando a equação química balanceada e estes podem ser utilizados para prever a(s) quantidade(s) de reagente(s) que será(ão) utilizado(s) ou de produto(s) formado(s) em uma reação química (PETRUCCI, 2017).

Em qualquer reação química, a quantidade de matéria presente ao final da reação é igual a quantidade de matéria presente no início (Lei da conservação das massas). Portanto, a soma da massa dos reagentes é igual à soma da massa dos produtos.

Em muitas reações químicas é comum utilizar um ou mais reagentes em excesso (em quantidade superior a determinada pelos cálculos estequiométricos), para deslocar o equilíbrio em direção aos produtos da reação, de forma a obter um maior rendimento. Geralmente, o reagente utilizado em excesso é o mais barato e/ou de mais fácil obtenção. Por outro lado, o reagente utilizado na menor proporção estequiométrica é chamado de reagente limitante e é completamente consumido durante a reação química. Assim, o reagente limitante é completamente consumido em uma reação e quando ele se esgota, a reação cessa, limitando assim a quantidade de produtos formados. Por outro lado, os reagentes em excesso “sobram” ao fim da reação (BROWN, 2015; PETRUCCI, 2017).

Para uma reação química podem ser determinados três tipos de rendimentos: teórico, real e percentual. O rendimento teórico de uma reação química é a quantidade máxima de produto que pode ser produzida a partir de uma determinada quantidade de reagente e é calculado a partir da equação química balanceada. O rendimento real é a quantidade de produto produzido na reação e é obtido experimentalmente. O rendimento percentual é a razão entre o rendimento real e o rendimento teórico, expresso como uma porcentagem (BROWN, 2015; McMURRY, 2014; PETRUCCI, 2017). A indústria, principalmente, busca por altos rendimentos percentuais, pois, assim, reduz o custo de cada produto produzido por meio de processos químicos.

As plantas verdes produzem seu próprio alimento por meio da fotossíntese, que ocorre dentro de estruturas chamadas cloroplastos localizados dentro das células das plantas. A equação química balanceada para a fotossíntese é dada por:



Em um dia de verão, um acre de milho produz oxigênio suficiente para atender às necessidades respiratórias de 130 pessoas (BUTHELEZI, 2013).

2.2 Experimento: Estequiometria nas reações químicas

2.2.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Reconhecer a presença das relações estequiométricas nas diversas áreas da química no dia a dia desse profissional.

Objetivos Específicos:

- Compreender o que são as relações estequiométricas;
- Compreender o conceito teórico de Estequiometria;
- Compreender o que é um mol,
- Reconhecer os aspectos estequiométricos presentes em atividades cotidianas.;
- Diferenciar os aspectos qualitativos e quantitativos das reações;
- Ser capaz de realizar cálculos estequiométricos.

2.2.2 Materiais:

Tubo de ensaio

Cadinho

Chapa de aquecimento

Béqueres de 50 ml

Béquer de 150 ml

Béquer de 250 ml

Béquer de 400 ml

Tubo de ensaio grande

Pipeta graduada

Termômetro

Pinças

Bastão de vidro

Fita de magnésio ou magnésio metálico

Carbonato de cálcio sólido – CaCO_3

Limalha de ferro

Solução aquosa de ácido clorídrico – HCl 1,0 mol/l

Solução aquosa de ácido sulfúrico – H_2SO_4 6 mol/l

Solução aquosa de permanganato de potássio – KMnO_4 0,1 mol/l

Solução aquosa de ácido oxálico - $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,2 mol/l

Sulfato de cobre(II) pentaidratado sólido - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Vinagre

2.2.3 Procedimento experimental:

Para a realização destes experimentos, metade da turma deverá realizar os experimentos 2.2.3.1 e 2.2.3.2 e a outra metade deverá realizar o experimento 2.2.3.3. Ao final, haverá um momento de conversa e discussão sobre os fatos observados.

2.2.3.1 Lei das combinações - Lei de Lavoisier e Lei de Proust

- a. Pese dois béqueres de 50 mL e anote a massa de cada um deles. Se considerar necessário, identifique os béqueres para não os confundir.
- b. Em um béquer coloque uma pequena porção (duas espátulas cheias) de carbonato de cálcio e, no outro, coloque 20 mL de vinagre.
- c. Pese novamente os dois béqueres e anote a massa. Determine a massa de carbonato de cálcio e de vinagre presente nos béqueres.
- d. Derrame o vinagre sobre o carbonato de cálcio e agite.
- e. Pese novamente os béqueres e anote a massa.
- f. Esse experimento está de acordo com a Lei de Lavoisier? Explique.

2.2.3.2 Rendimento de uma reação de precipitação

- a. Com o auxílio de uma pipeta, adicione 5 mL de solução aquosa de ácido clorídrico 1 mol/L a um tubo de ensaio.
- b. Pese aproximadamente 0,1 g de fita de magnésio ou magnésio metálico. Anote a massa.
- c. Mergulhe o magnésio na solução ácida. Observe e anote o que ocorreu. O término da reação pode ser observado pelo desaparecimento do magnésio.
- d. Pese um cadinho seco. Transfira o conteúdo do tubo de ensaio para o cadinho, com cuidado de não deixar material no tubo de ensaio. Evite utilizar muita água para a lavagem do tubo de ensaio.
- e. Aqueça o cadinho, usando uma chapa de aquecimento, até evaporar todo o solvente. Deixe o cadinho esfriar e pese-o novamente.
- f. Escreva a equação química correspondente a reação química observada. Através de cálculos estequiométricos, determine a massa dos produtos da reação, considerando um rendimento de 100 %.
- g. Determine a massa do produto sólido obtido na reação. Compare a massa obtida com a previsão estequiométrica. Se for o caso, discuta porque a massa do produto obtido foi diferente da prevista pela estequiometria da reação e calcule o rendimento percentual.

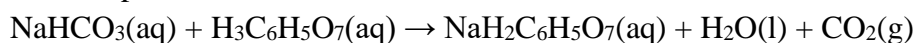
2.2.3.3 Determinação da relação estequiométrica em uma reação

- a. Pese um béquer de 150 mL limpo e seco. Anote a massa obtida.
- b. Adicione aproximadamente 12 g de sulfato de cobre(II) pentaidratado ao béquer. Pese novamente o béquer e anote a massa obtida
- c. Adicione 50 mL de água destilada ao béquer contendo o sulfato de cobre(II) pentaidratado.
- d. Aqueça o béquer em uma chapa de aquecimento, mexendo o conteúdo com o auxílio de um bastão de vidro até que todo o sólido se dissolva. Não deixe a mistura ferver.
- e. Com o auxílio de uma pinça metálica, remova o béquer da chapa de aquecimento.
- f. Pese aproximadamente 2 g de limalha de ferro em um pedaço de papel para pesagem. Anote a massa obtida.
- g. Adicione lentamente a limalha de ferro à solução quente de sulfato de cobre(II), agitando a mistura com o bastão de vidro. Tenha cuidado para não respingar a solução quente.
- h. Deixe a mistura reacional em repouso por 5 min.

- i. Com o auxílio do bastão de vidro, despeje o líquido em um béquer de 400 mL. Tenha cuidado para transferir apenas o líquido, deixando o metal cobre sólido no béquer.
- j. Adicione 15 mL de água destilada ao cobre sólido e agite cuidadosamente o béquer para lavar o cobre. Transfira o líquido para o béquer de 400 mL.
- k. Repita a *Etapa j* mais duas vezes.
- l. Coloque o béquer contendo o cobre úmido sobre a chapa de aquecimento. Aqueça o béquer até o cobre secar.
- m. Depois que o cobre estiver seco, use uma pinça para remover o béquer da chapa de aquecimento e deixe esfriar.
- n. Pese o béquer com o cobre sólido.
- o. Escreva a equação química balanceada para a reação e calcule a massa de cobre (Cu) que deveria ter se formado a partir da amostra de ferro (Fe) usada, considerando um rendimento de 100 %.
- p. Determine a massa e a quantidade em mol de cobre produzido. Calcule a quantidade de mol de ferro utilizados na reação e determine a razão molar de ferro:cobre em número inteiro e calcule o rendimento percentual.
- q. Compare a razão molar teórica de ferro para cobre com a razão molar que você calculou usando os dados experimentais. Identifique as fontes do erro que resultaram em desvio da razão molar dada pela equação química balanceada.

2.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Avaliando a perda de massa em uma reação

Ao adicionar o efervescente contendo bicarbonato de sódio (NaHCO₃) à água destilada verifica-se o aparecimento de uma efervescência no sistema, devido a reação química ocorrida entre o bicarbonato de sódio (NaHCO₃) e o ácido cítrico (H₃C₆H₅O₇) presentes no comprimido:



A formação de gás carbônico (CO₂) é o responsável pela efervescência.

Se o comprimido apresentar em sua composição carbonato de sódio (Na₂CO₃), ao entrar em contato com a água, ocorrerá a formação mais bicarbonato de sódio (NaHCO₃):



Com a formação de mais bicarbonato de sódio, haverá a formação de quantidade de gás carbônico superior à esperada apenas pela decomposição do bicarbonato de sódio presente no comprimido, que pode prejudicar o resultado do experimento.

- Materiais

um comprimido efervescente que contenha bicarbonato de sódio (NaHCO₃), mas não contenha carbonato de sódio (Na₂CO₃) ou um comprimido de Aspirina C
 um copinho de café descartável
 balança semi-analítica
 água

- Procedimento Experimental

- a. Coloque água no copinho descartável até aproximadamente pouco mais da metade da sua capacidade.
- b. Pese o conjunto copinho, água e comprimido (ainda dentro do envelope) e anote a massa obtida, que será chamada de massa inicial (m_i).
- c. Transfira o comprimido para o copinho de café e certifique-se de que não restou nem mesmo uma pequena parte no envelope. Em seguida, rapidamente cubra o copinho com o próprio envelope, pois isso evita perda de material por espirramento.
- d. Aguarde o final da efervescência e pese novamente o conjunto, incluindo o envelope vazio, e anote essa massa. Esta será chamada de massa final (m_f).
- e. Compare a massa inicial e a massa final. Explique as diferenças encontradas entre elas.

3 Gases

3.1 Introdução teórica

Se olharmos ao nosso redor, veremos que a matéria assume diversas formas. A maioria das coisas em nosso entorno são sólidas e constituídas por átomos, moléculas ou íons mantidos em uma estrutura rígida e com forma definida. Por isso, dizemos que os sólidos possuem volume e forma definidos. Outras substâncias são líquidas, cujos átomos ou moléculas constituintes são mantidos próximos, dando ao líquido um volume definido, mas uma forma mutável e indefinida. Logo, os líquidos assumem a forma do recipiente que os contém. Há, ainda, outras substâncias que são os gases, cujos átomos ou moléculas constituintes têm pouca atração uns pelos outros e, portanto, são livres para se mover e ocupar qualquer volume disponível (McMURRY, 2014).

Embora haja um pequeno número de gases (apenas cerca de uma centena de substâncias são gases à temperatura ambiente e à pressão atmosférica), os estudos experimentais de suas propriedades foram extremamente importantes para o desenvolvimento das teorias atômicas (McMURRY, 2014). As substâncias líquidas ou sólidas em condições normais de temperatura e pressão também podem existir no estado gasoso, onde são frequentemente chamadas de vapores (BROWN, 2015).

Onze elementos químicos são gases à temperatura e pressão ambientes: He, Ne, Ar, Kr e Xe são gases monoatômicos e H₂, N₂, O₂, F₂ e Cl₂ são diatômicos (BROWN, 2015; McMURRY, 2014). Muitos compostos com massa molar baixa, como o dióxido de carbono (CO₂), o cloreto de hidrogênio (HCl) e o metano (CH₄) também são gases (ATKINS, 2018; BROWN, 2015).

A atmosfera terrestre é uma mistura de gases. O nitrogênio e o oxigênio são responsáveis por mais de 99% do volume de ar seco da atmosfera. O 1% restante é basicamente argônio, com vestígios de várias outras substâncias. O dióxido de carbono, um dos agentes do aquecimento global, está presente no ar apenas em cerca de 0,0390%, ou 390 partes por milhão (ppm). Embora pequeno, esse valor aumentou 100 ppm nos últimos 160 anos, à medida que a queima de combustíveis fósseis e o desmatamento das florestas tropicais aumentaram (McMURRY, 2014).

Os compostos iônicos não existem como gases a 25 °C e 1 atm, pois os cátions e ânions, em um sólido iônico, são mantidos juntos por forças eletrostáticas muito fortes (forças entre cargas positivas e negativas). Para superar essas atrações, devemos aplicar uma grande quantidade de energia, o que na prática significaria aquecer vigorosamente o sólido. Em condições normais, tudo o que podemos fazer é derreter o sólido; por exemplo, o NaCl funde a uma temperatura elevada de 801 °C. Para fervê-lo, teríamos de elevar a temperatura bem acima de 1000 °C (CHANG, 2016).

Os gases diferem significativamente dos sólidos e líquidos em vários aspectos. Por exemplo, as misturas de gases são sempre homogêneas, independentemente das identidades ou proporções relativas dos gases; a atmosfera é um excelente exemplo. Dois

ou mais líquidos ou sólidos podem ou não formar misturas homogêneas, dependendo de sua natureza química. Além disso, um gás se expande espontaneamente para preencher seu recipiente. Por isso o volume de um gás é igual ao volume do recipiente que o contém. Os gases também são altamente compressíveis: quando uma pressão é aplicada a um gás, seu volume se contrai proporcionalmente. Entretanto, sólidos e líquidos não se expandem para encher seus recipientes e são quase incompressíveis; mesmo a aplicação de grande pressão altera seu volume apenas ligeiramente (BROWN, 2015; McMURRY, 2014).

A formação de mistura homogênea e a compressibilidade dos gases ocorrem porque suas partículas constituintes estão muito distantes umas das outras. A mistura ocorre porque as partículas individuais do gás têm pouca interação com seus vizinhos, de modo que a identidade química desses vizinhos é irrelevante. Em sólidos e líquidos, por outro lado, as partículas constituintes são mantidas juntas em uma estrutura na qual são afetadas por várias forças de atração e repulsão, que podem impedir a formação de uma mistura homogênea. A compressibilidade dos gases é possível pois menos de 0,1% do volume de um gás típico é ocupado pelas partículas em circunstâncias normais; os 99,9% restantes são espaços vazios. Em contraste, aproximadamente 70% do volume de um sólido ou líquido é ocupado pelas partículas (McMURRY, 2014).

Quatro propriedades (ou variáveis) determinam o comportamento físico de um gás: a quantidade do gás (em mols), o volume, a temperatura e a pressão do gás. Se conhecermos qualquer um desses três, normalmente podemos calcular o valor do restante usando uma equação matemática chamada equação de estado. As equações que expressam as relações entre essas quatro variáveis são conhecidas como leis dos gases (BROWN, 2015; PETRUCCI, 2017).

A Lei dos Gases Ideais é uma equação de estado que mostra como a pressão de uma substância - neste caso, um gás - se relaciona com a temperatura, o volume e a quantidade de substância presente na amostra:

$$P.V = n.R.T$$

Qualquer gás que obedeça a essa lei é considerado um gás ideal ou perfeito. Os gases reais tendem a comportar-se como um gás ideal à medida que a pressão é reduzida até chegar a zero ($P \rightarrow 0$). Em condições ambientais normais (CNTP), os gases reais comportam-se qualitativamente como um gás ideal, logo podemos usar a Lei dos Gases Ideais para descrever o comportamento de muitos gases nessas condições (ATKINS, 2018; JESUS, 2018).

Muitos sistemas são misturas de gases, como por exemplo, o ar que respiramos. Em uma mistura gasosa composta por diferentes gases (A, B, C, ...), a pressão total de uma mistura de gases é apenas a soma das pressões que cada gás exerceria se estivesse presente sozinho, ou seja:

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$$

Essa equação é conhecida como Lei de Dalton das pressões parciais e foi estabelecida em 1801 (ATKINS, 2018; CHANG, 2016; JESUS, 2018).

3.2 Experimento: A proveta de Hidrogênio³

3.2.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Compreender a aplicação da Lei de Dalton em uma situação real.

Objetivos Específicos:

- Executar uma reação química que produza o gás hidrogênio e confiná-lo em um determinado recipiente.
- Correlacionar a pressão parcial de vapor da água com a temperatura.
- Calcular a pressão parcial de gás hidrogênio produzido pela reação, bem como seu volume teórico e real.
- Apropriar-se dos conceitos referentes as leis dos gases ideais e de Dalton.
- Ser capaz de correlacionar os conhecimentos sobre gases a situações do cotidiano.

3.2.2 Materiais

Béquer de 250 mL

Pipeta

Proveta de 100 mL

Palha de aço

Rolha com orifício

Termômetro, cilindro graduado

Fio de cobre de aprox. 10 cm

Luvas descartáveis

Fita de magnésio ou magnésio metálico

Solução aquosa de ácido clorídrico - HCl 6 mol/L

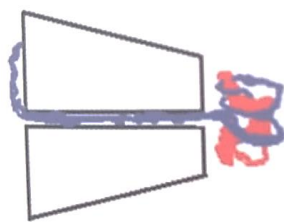
Água destilada

3.2.3 Procedimento Experimental

- a. Lixe a fita de magnésio (ou pedaço de magnésio metálico) com a palha de aço, de modo a eliminar os vestígios de impurezas e óxido em sua superfície.
- b. Pese a fita de magnésio e anote a massa obtida. O ideal é que a fita de magnésio tenha entre 80 e 100 mg.
- c. Fixe o fio de cobre na rolha com fita adesiva (se for necessário), conforme Figura 1.

Figura 1. Fio de cobre enrolado em um pedaço de magnésio e introduzido no furo da rolha que será fixada na proveta, permitindo a passagem de líquido pelo furo.

³ Adaptado de Jesus, 2018.



Fonte: JESUS (2018).

- d. Prenda a fita de magnésio no fio de cobre, na parte que ficará dentro do recipiente ao tampá-lo com a rolha (Figura 1). É importante que o furo da rolha permita a passagem de líquido.
- e. Adicione cerca de 200 mL de água ao béquer de 250 mL.
- f. Com auxílio de uma pipeta, adicione 10 mL da solução de ácido clorídrico 6 mol/L à proveta de 100mL.
- g. Complete o volume da proveta (até a borda superior) com água destilada. Transfira a água lentamente pelas bordas da proveta de forma a manter o ácido no fundo da mesma.
- h. Tampe a proveta com a rolha preparada, de modo que a fita de magnésio fique na parte de dentro, deixando a água transbordar.
- i. Tampe o furo da rolha com o dedo (use luva) e inverta a proveta no béquer com água.
- j. Retire o dedo e segure a proveta nesta posição até a reação total do magnésio com o ácido clorídrico. Se preferir, prenda a proveta, nesta posição, a um suporte universal. Observe a reação do ácido com o magnésio e anote as observações.
- k. Para igualar a pressão interna da proveta com a pressão atmosférica, levante ou abaixe a proveta de forma a igualar os níveis de água dentro e fora da mesma.
- l. Anote (se necessário, marque com uma caneta para vidro) a posição do nível de água no interior da proveta e meça o volume total ocupado pelos gases.
- m. Meça a temperatura da água do béquer. Esta temperatura será igual à temperatura da água no interior da proveta e, que finalmente, será igual à temperatura do gás hidrogênio formado.
- n. Considerando a tabela de temperatura x pressão parcial do vapor da água, desconte a contribuição da pressão de vapor da água da pressão total (pressão atmosférica). Cuidado com as unidades utilizadas para a pressão.
- o. Calcule a pressão parcial de gás hidrogênio.
- p. Calcule o volume teórico de gás hidrogênio teórico previsto para esta reação, considerando a massa inicial de magnésio.
- q. Determine o volume real obtido de gás hidrogênio, considerando-se a Lei de Dalton e que todo o magnésio foi consumido para gerar gás hidrogênio.
- r. Compare com o volume de gás presente na proveta. Explique as diferenças encontradas.

3.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Como implodir uma latinha de alumínio⁴

Com o aquecimento da água dentro da latinha de alumínio, a temperatura aumenta até alcançar a temperatura de ebulição da água (100 °C) a pressão atmosférica de 1 atm.

⁴ Adaptado de Experiência [s.d.].

Quando a água entra em ebulição, moléculas de água passam para o estado gasoso, ocupando o volume interno da latinha. Quando esta é invertida no recipiente com água gelada, o líquido impede que o vapor de água escape da mesma e o choque térmico irá causar a condensação do vapor de água. Com isso, a latinha irá comprimir devido a diminuição da pressão interna causada pela condensação das moléculas de água que estavam no estado gasoso.

- Materiais

Latinha de refrigerante vazia

Chapa de aquecimento

Recipiente plástico grande e raso

Pinça metálica ou luva para superfície quente

Água

Água gelada ou cubos de gelo

- Procedimento Experimental

a. Adicione água à latinha de refrigerante até cobrir o fundo da mesma..

b. Adicione água gelada ou água + cubos de gelo ao recipiente de plástico até cerca da metade de seu volume.

c. Aqueça a latinha até que a água em seu interior entre em ebulição e espere cerca de um minuto nesta temperatura. A latinha pode ser colocada diretamente sobre a chapa de aquecimento.

d. Com cuidado e auxílio da pinça ou da luva, retire a latinha da chapa de aquecimento e vire-a, rapidamente, com a abertura para baixo no recipiente plástico com água gelada. Observe o que acontece.

3.2.5 Experimento para o Ensino Médio: Como encher um balão sem soprar⁵

O ar quente ocupa um volume maior que o ar frio. Isso pode ser evidenciado utilizando-se uma garrafa de plástico acoplada a uma bexiga, que é colocada em recipientes com água fria e água quente.

- Materiais

1 bexiga de borracha

1 garrafa de plástico (500mL)

2 vasilhas de alumínio

Recipiente com água quente (+/- 80 °C)

Recipiente com água fria e gelo

- Procedimento Experimental

a. Acople a bexiga de borracha à boca da garrafa de plástico. Verifique se a boca da garrafa está completamente lacrada pelas paredes da bexiga.

- b. Coloque a garrafa com a bexiga acoplada na vasilha contendo água quente e aguarde 5 minutos. Observe o que acontece com a bexiga e anote todas suas observações.
- c. Transfira a garrafa com a bexiga acoplada para a vasilha contendo água fria + gelo e aguarde 10 minutos. Observe o que acontece com a bexiga e anote suas observações

4 Termoquímica

4.1 Introdução teórica

O estudo da energia e suas transformações é conhecido como termodinâmica e está fundamentada em três leis. A primeira lei da termodinâmica preocupa-se em acompanhar as variações de energia e permite calcular as quantidades de calor e trabalho que um sistema produz ou recebe. A segunda lei explica porque algumas reações ocorrem espontaneamente e outras não e introduz o conceito de entropia. Já a terceira lei estabelece que a entropia de um sólido cristalino puro e perfeito é igual a zero na temperatura de zero absoluto (0 Kelvin) (JESUS, 2018).

A termodinâmica aplicada a sistemas químicos é chamada de termoquímica e estuda as variações de energia nas reações químicas. Quase todas as reações químicas absorvem ou liberam energia, geralmente na forma de calor. É importante entender a distinção entre energia térmica e calor. O calor é a transferência de energia térmica entre dois corpos que estão em temperaturas diferentes, ou seja, de um corpo quente para um frio. Embora o termo “calor” implique em transferência de energia, costumamos falar de “calor absorvido” ou “calor liberado” ao descrever as mudanças de energia que ocorrem durante um processo. (CHANG, 2016)

O conhecimento das entalpias das reações químicas é de fundamental importância em muitas áreas da química, como para a seleção de materiais para combustíveis, o projeto de instalações químicas e o estudo dos processos bioquímicos (ATKINS, 2018).

4.1.1 Calor de Reação

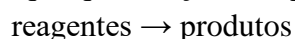
O calor de reação (a uma dada temperatura) é o calor absorvido ou liberado por um sistema reacional. Assim, as reações químicas ou mudanças físicas podem ser classificadas como exotérmicas ou endotérmicas (EBBING, 2017).

Um processo exotérmico produz um aumento de temperatura em um sistema isolado ou, em um sistema não isolado, libera calor para o ambiente. Em um processo endotérmico há uma diminuição da temperatura em um sistema isolado ou um ganho ou absorção de calor do ambiente por um sistema não isolado (PETRUCCI, 2017). Experimentalmente, você nota que na reação exotérmica, o frasco de reação inicialmente aquece; na reação endotérmica, o frasco da reação esfria (EBBING, 2017). Durante um processo endotérmico, como o derretimento do gelo, o calor flui para o sistema vindo de seu entorno. Se nós, como parte do ambiente, tocarmos um recipiente no qual o gelo está derretendo, o recipiente parecerá frio para nós porque o calor passou de nossas mãos para o recipiente. Por outro lado, durante um processo exotérmico, como a combustão de gasolina, o calor sai ou flui do sistema para o ambiente (BROWN, 2015).

4.1.2 Entalpia

As condições de volume constante são frequentemente inconvenientes e às vezes impossíveis de alcançar. Por isso, a maior parte das transformações físicas e químicas ocorrem em recipientes abertos para a atmosfera e, portanto, sob pressão constante de cerca de 1 atm (BROWN, 2015). Esses sistemas podem se expandir ou contrair livremente. Se um gás se forma, ele trabalha contra a atmosfera para ocupar espaço (ATKINS, 2018). A função de estado que permite medir as perdas de energia na forma de trabalho de expansão (ou o ganho de energia se o processo for de compressão) durante a transferência de calor sob pressão constante é chamada de entalpia (do grego *enthalpein*, “aquecer”) e é representada pelo símbolo H. (ATKINS, 2018; BROWN, 2015)

Para as reações à pressão constante, podemos igualar a mudança de calor nesses casos à variação da entalpia. Para qualquer reação do tipo

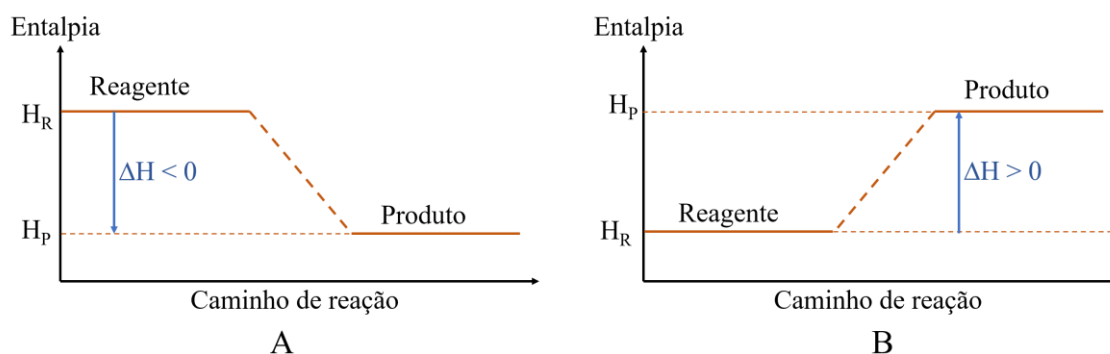


definimos a variação da entalpia como a diferença entre as entalpias dos produtos e as entalpias dos reagentes:

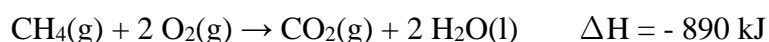
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

A entalpia de reação pode ser positiva ou negativa, dependendo do processo. Para um processo endotérmico, ΔH é positivo (isto é, $\Delta H > 0$) e para um processo exotérmico, ΔH é negativo (isto é, $\Delta H < 0$), Figura 2 (CHANG, 2016).

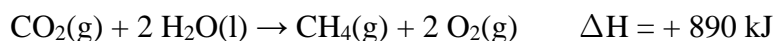
Figura 2. Representação gráfica de uma A) reação exotérmica e de uma B) reação endotérmica.



Uma equação termoquímica apresenta a equação química balanceada associada à variação de entalpia do processo correspondente. Os coeficientes estequiométricos indicam o número de mols de cada reagente que fornece a variação de entalpia apresentada. Para o caso a seguir, a variação de entalpia (- 890 kJ) resulta da reação completa de 1 mol de $\text{CH}_4(\text{g})$ e 2 mols de $\text{O}_2(\text{g})$:



Como a entalpia é uma função de estado, a variação de entalpia do processo inverso é o negativo da variação de entalpia do processo direto. Assim, temos que:



4.1.3 Calorímetros

Os calorímetros são os aparelhos utilizados na medida do calor trocado durante reações químicas. Um dos instrumentos mais simples utilizados com este objetivo é o chamado calorímetro de água. Quando uma reação química é provocada no interior de um desses calorímetros, a água contida no aparelho sofre aquecimento ou resfriamento. Medindo-se a elevação ou o abaixamento da temperatura dessa massa de água, é possível calcular a quantidade de calor trocado na reação, através da expressão:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

onde: Q = quantidade de calor cedido ou absorvido (J)

m = massa da substância (g)

c = calor específico da substância (J/(g.°C))

ΔT = variação de temperatura

Antes da medida da variação de entalpia de uma reação química, é necessário determinar a capacidade calorífica do calorímetro a ser utilizado (*C_{cal}*), pois este troca calor com o sistema que está sendo investigado em seu interior. Este processo é denominado calibração do calorímetro. A calibração é feita misturando-se quantidades conhecidas de água fria e quente no interior do calorímetro, e medindo-se a temperatura de equilíbrio do sistema.

4.1.4 Reações de combustão, pirotécnicas e explosivas

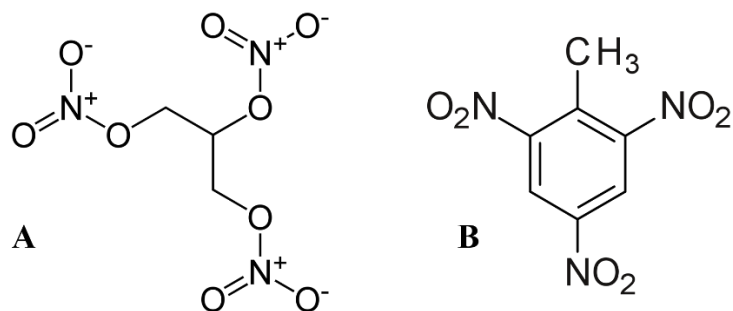
As reações de combustão, pirotécnicas e explosivas são exotérmicas. Mas o que difere as reações de combustão das demais é a velocidade de reação. Nas duas últimas, a combustão ou decomposição dos reagentes ocorre muito rapidamente, liberando uma grande quantidade de energia que produz uma violenta expansão de gases e fumaça, com a velocidade alcançando milhares de km/h, além da produção de flashes de luz e de ondas sonoras (JESUS, 2018).

Uma substância explosiva útil deve apresentar algumas características: liberar uma grande quantidade de energia ao decompor-se (ou seja, uma reação muito exotérmica), gerar produtos gasosos de forma que uma enorme pressão de gás seja produzida com a decomposição dos reagentes, apresentar uma velocidade de reação muito alta e ser estável o suficiente para que a detonação seja previsível (BROWN, 2015).

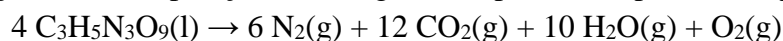
Para que a reação seja exotérmica, um explosivo deve apresentar ligações químicas fracas e deve se decompor gerando moléculas com ligações muito fortes. Por isso, a maioria dos explosivos são projetados para gerar como produtos gasosos N₂(g), CO(g) e CO₂(g), bem como vapor de água (BROWN, 2015).

Muitos explosivos comuns são moléculas orgânicas que contêm grupos nitro (-NO₂) ligados a um esqueleto carbônico, exemplos são o TNT (trinitrotolueno) e a nitroglicerina (Figura 3) (BROWN, 2015).

Figura 3. Estruturas da A) nitroglicerina e B) trinitrotolueno (TNT).



A reação de decomposição da nitroglicerina pode ser representada por:



Esta reação gera uma grande quantidade de espécies gasosas. Além disso, os produtos desta reação são muito estáveis, pois possuem ligações muito mais fortes que as existentes na nitroglicerina (EBBING, 2017). Como resultado, esta reação é muito exotérmica e o volume dos produtos é muito maior do que o volume ocupado pelo reagente (BROWN, 2015). A força explosiva da reação resulta tanto da reação rápida com grande liberação de energia quanto do grande aumento de volume na formação de produtos gasosos (BROWN, 2015; EBBING, 2017).

Como a nitroglicerina é muito instável para ser usada pura, o inventor sueco Alfred Nobel descobriu que misturar a nitroglicerina com um material sólido absorvente, como terra de diatomácea ou celulose, gerava um explosivo sólido (a dinamite) que é muito mais seguro do que nitroglicerina líquida (BROWN, 2015).

4.2 Experimento: Calorímetros e explosões

4.2.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Compreender que as reações ocorrem com a liberação ou absorção de calor.

Objetivos Específicos:

- Construir um calorímetro adaptado, utilizando um béquer e isopor.
- Determinar, experimentalmente, a capacidade calorífica do calorímetro.
- Obter experimentalmente o calor de neutralização da reação entre hidróxido de sódio e ácido clorídrico.
- Compreender que nas reações explosivas há a liberação de grande quantidade de energia.

4.2.2 Materiais

2 placas de Petri

Algodão

Provetas de 50 mL

Béquer de 100 mL

Béquer de 250 mL

Bastão de vidro

Termômetro

Chapa de aquecimento

Envoltório de isopor para béquer de 250 mL

Solução de ácido clorídrico - HCl 1,00 mol/L

Solução de hidróxido de sódio - NaOH 1,00 mol/L

Permanganato de potássio sólido – KMnO₄

Ácido sulfúrico concentrado – H₂SO₄

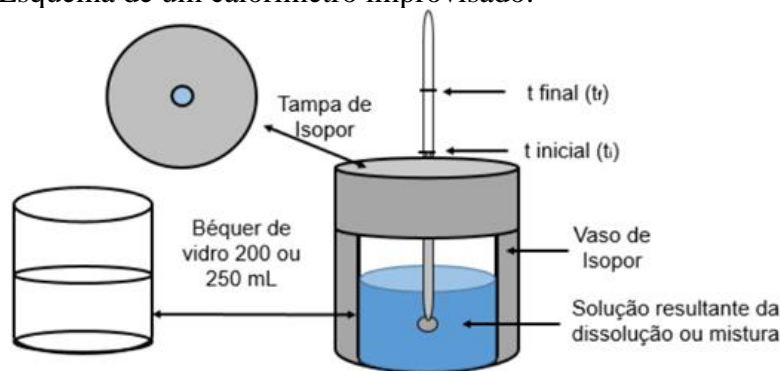
Etanol

4.2.3 Procedimento Experimental

4.2.3.1 Determinação da capacidade calorífica de um calorímetro (C_{cal})

- a. Prepare um calorímetro simplificado, conforme a Figura 4, ou seja, um béquer de 250 mL envolto por um isopor. Na tampa do isopor fazer um orifício central para colocar um termômetro.
- b. Adicione, com a proveta, 40,0 mL de água destilada à temperatura ambiente ao calorímetro. Espere alcançar o equilíbrio térmico e com o auxílio do termômetro, meça sua temperatura (T_1) e anote.
- c. Aqueça, em um béquer, cerca de 50 mL de água destilada até uma temperatura aproximada de 50 °C.
- d. Adicione 40,0 mL de água quente a proveta de 50 mL. Com o auxílio do termômetro, meça sua temperatura (T_2) e anote.

Figura 4. Esquema de um calorímetro improvisado.



e. Adicione rapidamente a água aquecida (da proveta) à água fria, no interior do calorímetro. Tampe o aparelho e anote a temperatura da mistura em intervalos de vinte segundos, até que o equilíbrio térmico seja atingido. Anote a temperatura de equilíbrio térmico (T_3).

f. Repita o procedimento mais uma ou duas vezes.

- Interpretação dos resultados

Uma vez que a quantidade de calor cedido pela água quente é igual à quantidade de calor recebido pelos demais componentes do sistema (considerando desprezível qualquer perda de calor para o ambiente), pode-se dizer que:

$$\sum Q = 0$$

Assim, temos que:

$$Q_{\text{recebido (água fria)}} + Q_{\text{recebido (calorímetro)}} + Q_{\text{recebido (água quente)}} = 0$$

Logo,

$$[m_{\text{água fria}} \cdot c_{\text{água}} \cdot (T_3 - T_1)] + [C_{\text{cal}} \cdot (T_3 - T_1)] + [m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{água}} \cdot (T_3 - T_2)] = 0$$

onde: T_1 = temperatura de equilíbrio da água fria + calorímetro

T_2 = temperatura da água quente

T_3 = temperatura de equilíbrio da água fria + calorímetro + água quente

Isolando C_{cal} da equação, obtém-se:

$$C_{\text{cal}} = \frac{[m_{\text{água fria}} \cdot c_{\text{água}} \cdot (T_3 - T_1)] + [m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{água}} \cdot (T_3 - T_2)]}{(T_3 - T_1)}$$

4.2.3.2 Determinação do calor (ΔH) de neutralização

a. Após o calorímetro alcançar a temperatura ambiente, adicione, com o auxílio da proveta, 40,0 mL de solução de ácido clorídrico 1,00 mol/L ao calorímetro. Espere alcançar o equilíbrio térmico e com o auxílio do termômetro, meça sua temperatura (T_a) e anote.

b. Em um béquer, adicione, com o auxílio da proveta, 40,0 mL da solução de hidróxido de sódio 1,00 mol/L. Com o auxílio do termômetro, meça sua temperatura (T_b) e anote.

3. Adicione, rapidamente e com cuidado, a solução de hidróxido de sódio à solução de ácido clorídrico no calorímetro. Tampe o aparelho e anote a temperatura da mistura em

intervalos de vinte segundos, até que o equilíbrio térmico seja atingido. Anote a temperatura de equilíbrio térmico (T_{eq}).

f. Repita o procedimento mais uma vez.

- Interpretação dos resultados

Utilize o mesmo raciocínio utilizado na determinação da capacidade calorífica do calorímetro:

$$\sum Q = 0$$

$$\Delta H_{neutralização} + Q_{recebido (calorímetro)} + Q_{recebido (solução salina)} = 0$$

$$\Delta H_{neutralização} = -(T_{eq} - T_0) \{ (m_{solução salina} \cdot c_{água}) + C_{cal} \}$$

onde considera-se que a solução aquosa do sal NaCl (formado na reação) encontra-se à mesma temperatura inicial (T_0) das soluções aquosas do ácido e da base, logo

$$T_0 = \frac{(T_a + T_b)}{2}$$

e que após a reação é atingida a temperatura de equilíbrio (T_{eq}).

4.2.3.3 A varinha mágica⁶

- Em uma placa de Petri, coloque um pequeno pedaço de algodão embebido em etanol.
- Em outra placa de Petri, coloque uma ponta de espátula de permanganato de potássio e adicione, ao sólido, gotas de ácido sulfúrico concentrado.
- Enrole um pequeno pedaço de algodão na ponta de um bastão de vidro.
- Encoste a ponta do bastão com algodão na mistura de permanganato de potássio e ácido sulfúrico. Em seguida, encoste a ponta do bastão no algodão embebido em etanol. Explique o que aconteceu.

4.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Reações endotérmicas e exotérmicas⁷

O sulfato de cobre pentaidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) é um sal de coloração azul intensa, utilizado no tratamento de água de piscinas. Quando aquecido, este sal perde algumas moléculas de água formando o sulfato de cobre monoidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), que tem cor branca. O sal anidro (CuSO_4) só é obtido quando em temperaturas superiores a 700°C . Assim, a remoção das águas de hidratação requer o fornecimento de energia, sob a forma de calor. Por outro lado, a adição de água ao sal envolve a liberação de energia, na forma de calor (MAGALHÃES, 2016).

- Materiais

tubo de ensaio ou copo de café descartável

colherinha de chá

colher com cabo isolante

lâmpara (ou outra fonte de calor)

sulfato de cobre pentaidratado⁸

⁶ Adaptado de Jesus, 2018.

⁷ Adaptado de Magalhães (2016).

⁸ Pode ser adquirido em lojas de produtos químicos.

- Procedimento experimental

- a. Coloque uma colherinha de chá de sulfato de cobre pentaidratado na colher com cabo isolante.
- b. Acenda a lamparina e, segurando pelo cabo isolante, coloque a colher contendo o sulfato de cobre sobre a chama, aquecendo o sal. Observe se há alguma transformação química no sal aquecido.
- c. Após o sal esfriar, transfira o sólido para um tubo de ensaio.
- d. Adicione algumas gotinhas de água ao material. A seguir, toque o fundo do tubo de ensaio e analise se houve alguma variação de temperatura.
- e. Analise as transformações químicas envolvidas e a energia das mesmas.

4.2.5 Experimento para o Ensino Médio: Exemplo de uma reação pirotécnica⁹

Quando se mistura permanganato de potássio (KMnO₄) e glicerina (C₃H₅(OH)₃) ocorre uma química de oxidação espontânea, que libera uma quantidade de calor significativa. Esse processo pode ser representado pela equação química a seguir:



Para que ocorra a formação de chamas, é necessário que seja gerado energia calorífica, um combustível ou material que possa ser queimado, como um chumaço de algodão, e um comburente ou material que alimente a combustão, como o oxigênio (MAGALHÃES, 2016).

- Materiais

Cápsula de porcelana ou recipiente metálico (como uma forma de empada)

Frasco conta gotas ou pipeta de pasteur

Colher de chá

Permanganato de potássio¹⁰

Glicerina¹⁰

Algodão

- Procedimento experimental

- a. Coloque um chumaço de algodão na cápsula de porcelana ou forma de empada, deixando um buraco no meio.
- b. Coloque, no buraco no chumaço de algodão, uma colher de chá de permanganato de potássio.
- c. Com a pipeta de Pasteur ou frasco conta gotas, pingue algumas gotas de glicerina sobre o permanganato de potássio.
- d. Afaste-se um pouco do experimento, pois a reação propiciará a formação de fagulhas e chamas. Observe.

⁹ Adaptado de Magalhães (2016).

¹⁰ Podem ser adquiridos em farmácias.

5 Cinética Química

5.1 Introdução teórica

Algumas reações químicas ocorrem em uma fração de segundos, enquanto outras podem demorar milhares de anos para ocorrer. Por exemplo, algumas reações, como a corrosão do ferro (ferrugem) ou a mudança da coloração das folhas, ocorrem de forma relativamente lenta, levando dias, meses ou anos para serem concluídas. Por outro lado, a reação de explosão de uma dinamite ou a transição eletrônica de um elétron acontece muito rapidamente (BROWN, 2015). O conhecimento da velocidade com que as reações químicas ocorrem e dos fatores que afetam a rapidez das mesmas é de suma importância, pois, a partir desse conhecimento, pode-se acelerar ou retardar reações, bem como aumentar o rendimento das mesmas. A área da química que se preocupa com as velocidades das reações é a cinética química.

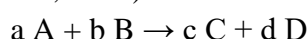
A velocidade de uma reação química é uma quantidade positiva que fornece informações sobre como a concentração de reagentes e/ou produtos variam com o tempo (JESUS, 2018). Para um reagente R, a velocidade de consumo é dada por

$$\text{Velocidade média de consumo de R} = - \frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

Como os reagentes são consumidos em uma reação, sua concentração molar diminui com o tempo; assim $\Delta[R]$ tem valor negativo. Logo, o sinal negativo na equação acima torna a velocidade positiva, que é a convenção normal da cinética química. Por outro lado, como os produtos são formados na reação, sua concentração aumenta com o tempo; logo $\Delta[P]$ tem valor positivo e a velocidade média é dada por (ATKINS, 2018):

$$\text{Velocidade média de formação de P} = \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

Para uma reação química, a variação das concentrações de reagentes e produtos obedece às relações estequiométricas. Para evitar ambiguidades associadas às várias maneiras de registrar a velocidade de reação, pode-se utilizar a velocidade média única de uma reação (ATKINS, 2018; JESUS, 2018). Considerando-se a reação hipotética



a velocidade média única da reação é dada por:

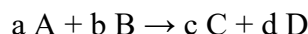
$$\text{Velocidade média única} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

5.2.1 A dependência da velocidade com a concentração e as leis de velocidade

Para a maioria das reações, a velocidade diminui com o decréscimo da concentração dos reagentes. Assim, a maior velocidade para uma reação é obtida nos momentos iniciais, nos quais há a maior concentração de reagentes presente.

As equações que relacionam a velocidade de uma reação à concentração das espécies presentes (reagente ou produto) são chamadas de leis de velocidade (MIKULECKY, 2008). As leis de velocidade expressam a relação entre a velocidade de uma reação com a constante de velocidade e as concentrações dos reagentes elevadas a determinadas potências (EBBING, 2017). A forma exata que uma lei de velocidade assume depende da reação envolvida (MIKULECKY, 2008).

Para uma reação geral



a lei de velocidade é dada por

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

onde k é a constante de velocidade, ou seja, é uma constante de proporcionalidade entre a velocidade e as concentrações. A constante de velocidade tem um valor fixo a uma dada temperatura, mas seu valor varia com a temperatura. As unidades de k dependem da forma da lei de taxa (EBBING, 2017).

Os expoentes x e y são geralmente números inteiros. Eles são determinados experimentalmente e não podem ser obtidos simplesmente olhando para a equação química balanceada (em geral, x e y não são iguais aos coeficientes estequiométricos a e b). Os expoentes x e y especificam as relações entre as concentrações dos reagentes A e B e a velocidade de reação e são chamados de ordem de reação. A ordem de reação é sempre definida em termos de concentrações dos reagentes. Quando somadas as ordens individuais de reação em relação a cada reagente temos a ordem global da reação, que é definida como a soma das potências às quais todas as concentrações de reagentes que aparecem na lei da taxa são elevadas (CHANG, 2016; EBBING, 2017).

As reações podem ser classificadas de acordo com suas ordens (EBBING, 2017):

- Reações de ordem zero: as velocidades dessas reações não dependem da concentração de das espécies presentes, mas simplesmente procedem a uma velocidade característica (MIKULECKY, 2008):

$$v = k$$

- Reações de primeira ordem: as velocidades dessas reações geralmente dependem da concentração de uma única espécie (MIKULECKY, 2008)

$$v = k \cdot [A]$$

- Reações de segunda ordem: as velocidades dessas reações podem depender da concentração de duas espécies ou podem ter dependência de segunda ordem da concentração de uma única espécie (MIKULECKY, 2008):

$$v = k \cdot [A] \cdot [B]$$

ou

$$v = k \cdot [A]^2$$

Conhecendo-se a lei de velocidade de uma reação e determinado o valor da constante de velocidade a dada temperatura, pode-se calcular a velocidade de uma reação para qualquer valor de concentração de reagente (EBBING, 2017).

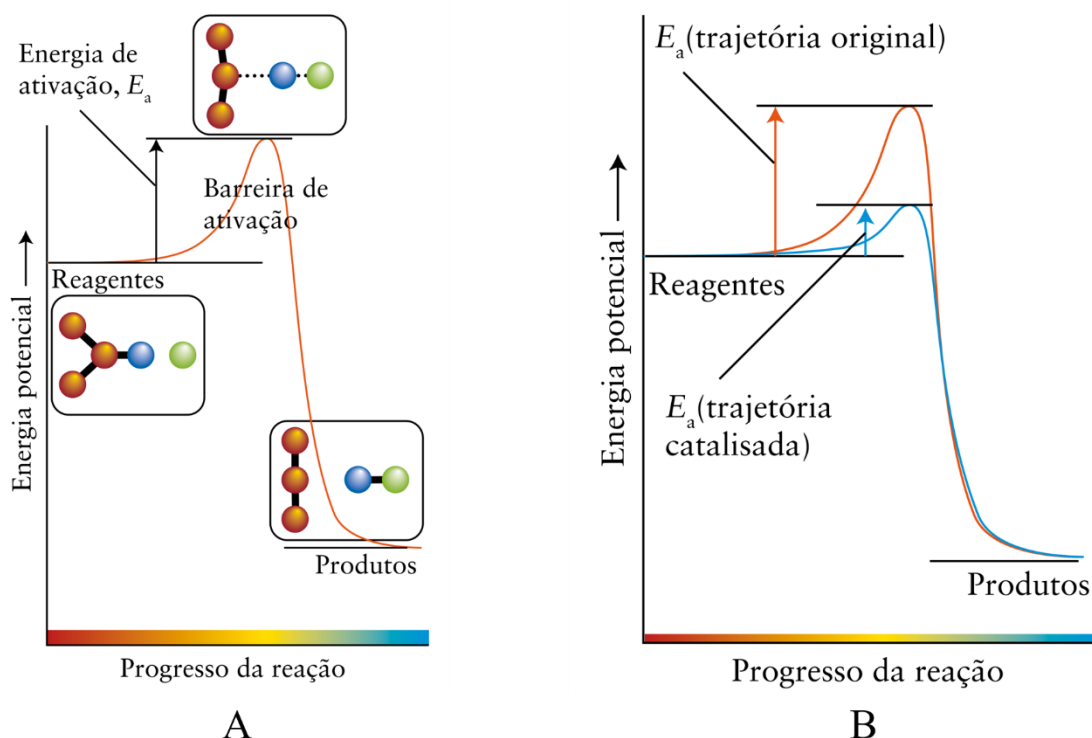
A obtenção das velocidades de reação e a determinação das ordens de reação auxiliam na elucidação do mecanismo de reação (a sequência de reações elementares que descreve as modificações que ocorrem conforme os reagentes se transformam em produtos) (ATKINS, 2018; MIKULECKY, 2008).

5.2.2 Teoria das colisões

Em um nível molecular, as velocidades de reação dependem da frequência das colisões entre as espécies reagentes. Quanto maior for a frequência das colisões, maior será a velocidade de reação. No entanto, para que uma colisão seja efetiva, ou seja, leve a formação de produtos, ela deve ocorrer com energia suficiente para quebrar as ligações

e com orientação adequada para que novas ligações sejam formadas. A energia mínima de colisão necessária para que duas moléculas reajam é chamada de energia de ativação, E_a , e seu valor depende de cada reação (Figura 5.A). Como nem todos os choques possuem a energia mínima e/ou a orientação adequada, nem todas as colisões geram produtos (BROWN, 2015; EBBING, 2017).

Figura 5. A) Energia de ativação para uma reação exotérmica. B) Efeito da adição de um catalisador na energia de ativação de uma reação.



Fonte: Adaptado de ATKINS (2018).

5.2.3 Fatores que afetam a velocidade das reações

Algumas reações são rápidas, enquanto outras são lentas, mas a velocidade de qualquer reação pode ser afetada pelos seguintes fatores:

- **Concentrações de reagentes:** geralmente, quanto maior a concentração de reagentes, maior a velocidade de reação. Isso ocorre pois conforme a concentração aumenta, há maior proximidade entre as partículas de reagente, há um aumento na frequência de colisão entre as moléculas do reagente, aumentando, assim, a velocidade de reação (BROWN, 2015; EBBING, 2017; MIKULECKY, 2008).

Um pedaço de lã (ou palha) de aço queima lentamente no ar comum, que contém cerca de 20% O_2 , mas explode em uma chama branca deslumbrante quando queimada na presença de oxigênio puro. Assim, a velocidade da reação de combustão aumenta com a concentração de O_2 . (BROWN, 2015; EBBING, 2017)

O efeito da área superficial é decorrente do aumento da concentração “efetiva” do reagente sólido. Quando se tem um material sólido, apenas as partículas presentes na superfície do mesmo reagem. Quando se aumenta a área superficial de um sólido, aumenta-se o número de partículas aptas a reagir, ou seja, aumenta-se a concentração “efetiva” de material. Logo, partículas menores levam a reações mais rápidas, ou seja, maiores velocidades de reação (BROWN, 2015; EBBING, 2017; MIKULECKY, 2008).

A lenha queima mais rápido se as toras forem cortadas em pedaços menores. Da mesma forma, a área superficial de um catalisador sólido é importante para a velocidade de reação. Quanto maior a área superficial por unidade de volume, mais rápida será a reação (EBBING, 2017).

Um medicamento na forma de um pó fino se dissolve no estômago e alcança o sangue mais rapidamente do que o mesmo medicamento na forma de comprimido (BROWN, 2015).

- Temperatura de reação: A maioria das reações ocorrem com maior rapidez quando a temperatura aumenta. Isso ocorre pois o aumento da temperatura aumenta a energia cinética das moléculas. Assim, as partículas se movem mais rápido, colidindo com mais frequência e com maior energia, acarretando maiores velocidades de reação (BROWN, 2015; EBBING, 2017; MIKULECKY, 2008).

As reações bacterianas que azedam o leite ocorrem mais rapidamente à temperatura ambiente do que em temperaturas mais baixas, como dentro da geladeira (BROWN, 2015).

Leva menos tempo para cozinhar um ovo ao nível do mar do que no topo de uma montanha, onde a água ferve a uma temperatura mais baixa. As reações durante o cozimento são mais rápidas em temperaturas mais altas (EBBING, 2017).

- Presença de catalisador: os catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade de reação, sem serem consumidos na reação. A maioria dos catalisadores atuam fornecendo um mecanismo alternativo para a reação, com menor energia de ativação (Figura 5.B). Energias de ativação menores significam reações mais rápidas (BROWN, 2015; EBBING, 2017).

Uma solução de peróxido de hidrogênio puro (água oxigenada), H_2O_2 , é estável, mas quando ácido bromídrico, $HBr(aq)$, é adicionado, a água oxigenada se decompõe rapidamente em água e $O_2(g)$ (EBBING, 2017).

5.2.4 Catálise

Como mencionado anteriormente, os catalisadores aceleram as reações fornecendo um caminho alternativo entre reagentes e produtos, com menor energia de

ativação. A utilização de um catalisador não afeta a composição de equilíbrio, ou seja, não altera a quantidade de produto que uma reação pode eventualmente produzir (seu rendimento). Isso acontece, pois, as reações direta e inversa são aceleradas pelo catalisador e, assim, a constante de equilíbrio não é alterada (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; EBBING, 2017). Catálise é o aumento na velocidade de uma reação resultante da adição de um catalisador (EBBING, 2017).

A catálise pode ser dividida em homogênea e heterogênea. Na catálise homogênea, o catalisador encontra-se na mesma fase dos reagentes. Se os reagentes são gases, o catalisador homogêneo é também um gás. Se os reagentes estão dissolvidos na solução, o catalisador também estará dissolvido na solução (ATKINS, 2018).

Na catálise heterogênea, o catalisador encontra-se em uma fase diferente dos reagentes e a ação catalítica ocorre em uma superfície que separa as fases (PETRUCCI, 2017). O mecanismo da catálise heterogênea é geralmente complexo e não bem compreendido, porém a característica chave da catálise heterogênea é que os reagentes gasosos ou em solução são adsorvidos ou fixados na superfície do catalisador. Basicamente, a catálise heterogênea envolve: (1) adsorção dos reagentes na superfície do catalisador; (2) conversão de reagentes em produtos na superfície; e (3) dessorção do produto da superfície do catalisador (McMURRY, 2014; PETRUCCI, 2017). A adsorção de uma molécula de reagente na superfície do catalisador enfraquece suas ligações, permitindo que a reação ocorra mais rapidamente, pois as ligações serão quebradas mais facilmente. A maioria dos catalisadores heterogêneos são sólidos finamente divididos ou porosos, apresentando, assim, alta área superficial necessária para as reações elementares que permitem o caminho catalisado (ATKINS, 2018).

Os catalisadores são extremamente importantes, tanto na indústria química quanto para os organismos vivos. Quase todos os processos industriais de fabricação de produtos químicos essenciais utilizam catalisadores para acelerar a velocidade de formação dos produtos e diminuir as temperaturas de reação, reduzindo, assim, os custos de energia. Na química ambiental, catalisadores como o óxido nítrico desempenham um papel na formação de poluentes atmosféricos, enquanto outros catalisadores, como a platina presente nos conversores catalíticos automotivos, são potentes armas na batalha para controlar a emissão de poluentes atmosféricos (McMURRY, 2014).

Os catalisadores mais notáveis são as enzimas, que são grandes moléculas de proteína que atuam como catalisadores em reações biológicas (EBBING, 2017; McMURRY, 2014). Elas diferem dos catalisadores convencionais, pois têm estruturas muito maiores e mais complexas do que os catalisadores inorgânicos, com pesos moleculares variando de cerca de 10^4 a mais de 10^6 u. Ademais, as enzimas são muito mais específicas em sua ação do que os catalisadores inorgânicos; muitas vezes, elas catalisam apenas uma única reação de um único composto, chamado de substrato da enzima (McMURRY, 2014).

Na catálise enzimática, o reagente, denominado substrato, liga-se ao sítio ativo da enzima, onde ocorre a reação (PETRUCCI, 2017). Geralmente, não há a formação de

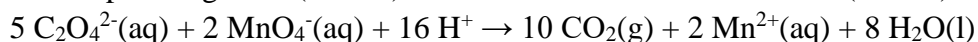
ligação covalente entre a enzima e o substrato; eles são mantidos juntos apenas pelas interações intermoleculares. Com a enzima e o substrato assim mantidos juntos em um arranjo precisamente definido, os átomos apropriadamente posicionados no sítio ativo facilitam a reação química da molécula do substrato. Após a reação, a enzima e o produto se separam (McMURRY, 2014).

A maioria das reações catalisadas por enzimas em humanos ocorre mais rapidamente por volta de 37 °C, que é a temperatura corporal normal). Se a temperatura for elevada muito mais do que isso, ocorrem mudanças na estrutura da enzima, os locais ativos tornam-se distorcidos e a atividade catalítica é perdida (PETRUCCI, 2017).

Nos organismos vivos, quase todas as centenas de milhares de reações químicas que ocorrem constantemente são catalisadas por grandes moléculas chamadas enzimas. A nitrogenase, por exemplo, uma enzima presente nas bactérias nos nódulos das raízes das leguminosas, como ervilhas e feijões, catalisa a conversão do nitrogênio atmosférico em amônia. (McMURRY)

5.2 Experimento: Avaliando os efeitos da concentração e da temperatura sobre a velocidade de reação

Nos experimentos a seguir, serão analisados alguns fatores que afetam a velocidade de reação do íon permanganato (MnO_4^-) em meio ácido com o íon oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$).



A solução de permanganato apresenta cor violeta, que sofre descolorimento com a evolução da reação. A velocidade desta reação pode ser medida através do tempo necessário para descolorir a solução após a mistura das soluções. Este tipo de reação é conhecido como reação relógio.

5.2.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Avaliar os efeitos da concentração e temperatura sobre a velocidade das reações.

Objetivos Específicos:

- Conhecer as reações relógio.
- Compreender o efeito da variação da concentração de um ou mais reagentes sobre a velocidade de reação.
- Investigar o efeito da temperatura sobre a velocidade de reação.
- Construir gráficos apresentando o efeito da concentração e da temperatura sobre a velocidade da reação.
- Assimilar como a temperatura influencia as reações em nosso cotidiano.

5.2.2 Materiais

Erlenmeyers de 250 mL

Proveta de 10 mL

Proveta de 50 mL

Pipetas graduadas

Cronômetro

Termômetro

Chapa de aquecimento

Recipiente para banho maria

Solução aquosa de permanganato de potássio – KMnO_4 0,04 mol/L

Solução aquosa de ácido oxálico – $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,50 mol/L

Solução aquosa de ácido sulfúrico – H_2SO_4 2,5 mol/L

5.2.3 Procedimento Experimental

5.2.3.1 Influência da concentração dos reagentes

a. Adicione, com o auxílio de uma pipeta graduada, 4,0 mL de solução de permanganato de potássio 0,04 mol/L em um erlenmeyer de 250 mL limpo e seco. Essa será a solução 1.

b. Adicione a outro erlenmeyer de 250 mL limpo e seco, 10,0 mL da solução de ácido sulfúrico 2,5 mol/L com o auxílio de uma proveta. Em seguida, adicione 5,0 mL de

solução de ácido oxálico 0,50 mol/L com o auxílio de uma pipeta graduada. Essa será a solução 2.

c. Transfira a solução 2 para o erlenmeyer contendo a solução 1. Agite a mistura e deixe-a em repouso. Acione o cronômetro imediatamente após a mistura das soluções.

d. Registre o tempo decorrido para ocorrer a total perda de coloração da solução. Anote o tempo decorrido na Tabela 2.

Tabela 2. Condições experimentais e resultados obtidos na avaliação do efeito da concentração na reação entre permanganato e oxalato.

Amostra	H ₂ SO ₄ (mL)	H ₂ C ₂ O ₄ (mL)	H ₂ O (mL)	KMnO ₄ (mL)	Tempo (s)	[MnO ₄ ⁻] (mol/L)	V _{média} (mol/L.s)
1	10,0	5,00	-	4,00			
2	10,0	5,00	10,0	4,00			
3	10,0	5,00	20,0	4,00			
4	10,0	5,00	30,0	4,00			

e. Repita o procedimento acima para as demais amostras, conforme descrito na Tabela 2, adicionando água, com o auxílio de uma proveta, ao erlenmeyer contendo a solução de permanganato de potássio.

f. Calcule a concentração em mol/L do íon permanganato, MnO₄⁻, após cada mistura.

g. Calcule a velocidade média de reação para cada um dos experimentos.

h. Construa um gráfico de concentração do íon permanganato por tempo de descolorimento da solução. Explique a influência da concentração no tempo de descolorimento.

i. Construa um gráfico mostrando a dependência da velocidade de reação em função da concentração do reagente. Discuta o que acontece com a velocidade de reação à medida que a concentração do reagente aumenta.

5.2.3.2 Influência da temperatura sobre a velocidade de reação

a. Anote, na tabela abaixo, o resultado do tempo de descolorimento da solução da amostra 4 do experimento anterior (Tabela 2).

Tabela 3. Condições experimentais e resultados obtidos na avaliação do efeito da temperatura na reação entre permanganato e oxalato.

Amostra	H ₂ SO ₄ (mL)	H ₂ C ₂ O ₄ (mL)	H ₂ O (mL)	KMnO ₄ (mL)	T (°C)	Tempo (s)	[MnO ₄ ⁻] (mol/L)	V _{média} (mol/L.s)
1	10,0	5,00	30,00	4,00	Ambiente _____			
2	10,0	5,00	30,00	4,00	+ 10 °C			

3	10,0	5,00	30,00	4,00	+ 20 °C	_____		
4	10,0	5,00	30,00	4,00	+ 30 °C	_____		

b. Adicione, com o auxílio de uma pipeta graduada, 4,00mL de solução de permanganato de potássio 0,04 mol/L e 30,0 mL de água de água destilada, com o auxílio da proveta, em um erlenmeyer de 250 mL limpo e seco. Essa será a solução 1.

c. Adicione a outro erlenmeyer de 250 mL limpo e seco, 10,0 mL da solução de ácido sulfúrico 2,5 mol/L com o auxílio de uma proveta. Em seguida, adicione 5,00 mL de solução de ácido oxálico 0,50 mol/L com o auxílio de uma pipeta graduada. Essa será a solução 2. Meça a temperatura da solução e anote na Tabela 3 (considere este valor como a temperatura ambiente).

d. Prepare um banho maria em uma temperatura cerca de 10 °C superior à temperatura ambiente. Coloque os erlenmeyer contendo as soluções 1 e 2 no banho e espere alcançar o equilíbrio térmico. Meça a temperatura e anote na Tabela 3.

e. Transfira a solução 2 para o erlenmeyer contendo a solução 1. Agite a mistura e deixe-a em repouso. Acione o cronômetro imediatamente após a mistura das soluções.

f. Registre o tempo decorrido para ocorrer a total perda de coloração da solução. Anote o tempo decorrido na Tabela 3.

g. Repita os procedimentos anteriores para as amostras 3 e 4 e anote os resultados obtidos na Tabela 3.

h. Calcule a concentração em mol/L do íon permanganato, MnO_4^- , após cada mistura.

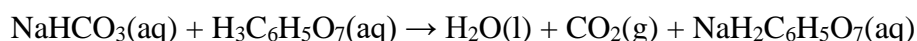
i. Construa um gráfico mostrando a dependência do tempo de descoloramento da reação em função da temperatura. Explique o efeito da temperatura sobre o tempo de descoloramento.

j. Calcule a velocidade média de reação para cada um dos experimentos.

k. Construa um gráfico de velocidade média versus temperatura e avalie o efeito da temperatura sobre a velocidade da reação.

5.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Efeito da área superficial e da temperatura na decomposição de comprimidos efervescentes¹¹

O comprimido efervescente é uma mistura de um sal ácido ($NaHCO_3$), um ácido orgânico ($H_3C_6H_5O_7$, ácido cítrico) e outras substâncias. Ao entrar em contato com a água essas substâncias reagem entre si, liberando gás carbônico. Uma das reações químicas envolvidas é



- Materiais

4 copos transparentes numerados de 1 a 4

¹¹ Adaptado de Magalhães (2016) e Cruz (2004).

2 comprimidos efervescentes

Detergente

Água

- Procedimento experimental

1ª Parte: Efeito do estado de agregação e da superfície de contato

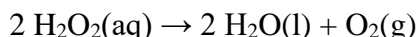
- a. Divida um dos comprimidos efervescentes ao meio.
- b. Triture uma metade e deixe a outra inteira.
- c. Pegue os copos numerados 1 e 2 e coloque água até $\frac{2}{3}$ de seus volumes.
- d. Coloque 5 gotas de detergente em cada copo.
- e. No primeiro copo adicione a metade não triturada do comprimido efervescente e, no segundo, adicione a metade triturada.
- f. Observe em qual dos copos a reação foi mais rápida. Explique.

2ª Parte: Efeito da temperatura

- a. Divida o segundo comprimido efervescente ao meio.
- b. Pegue o copo numerado 3 e coloque água a temperatura ambiente até $\frac{2}{3}$ de seu volume.
- c. Pegue o copo numerado 4 e coloque água bem gelada até $\frac{2}{3}$ de seu volume.
- d. Coloque 5 gotas de detergente em cada copo.
- e. Coloque uma metade do comprimido no copo 3 e a outra metade no copo 4.
- f. Observe em qual dos copos a reação foi mais rápida. Explique.

5.3 Experimento: Catálise de reações químicas

Nos experimentos propostos a seguir será analisada a reação de decomposição da água oxigenada:



A catalase é a enzima responsável pela degradação do peróxido de hidrogênio (ou água oxigenada), que é uma molécula formada nos organismos vivos durante o metabolismo oxidativo. Assim, essa enzima protege as células dos efeitos nocivos da água oxigenada. Esta enzima está presente na batata, que será utilizada para acelerar a reação de decomposição da água oxigenada (MAGALHÃES, 2016).

5.3.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Compreender o efeito dos catalisadores sobre a velocidade das reações.

Objetivos Específicos:

- Diferenciar catálise homogênea, heterogênea e enzimática.
- Investigar o efeito dos catalisadores sobre as reações químicas.
- Compreender que mudanças de temperatura podem inativar as enzimas.
- Entender que muitas das reações que acontecem em nosso corpo são catalisadas por enzimas.
- Compreender a presença dos catalisadores no cotidiano.

5.3.2 Materiais

Tubos de ensaio

Espátulas

Peróxido de hidrogênio 30 %

Solução aquosa de ácido sulfúrico 6 mol/L

Brometo de sódio sólido

Iodeto de potássio sólido

Detergente líquido incolor

Batata crua

Batata cozida

5.3.3 Procedimento Experimental

5.3.3.1 Catálise homogênea¹²

- a. Adicione a um tubo de ensaio, 2 mL de água e 2 mL de peróxido de hidrogênio.
- b. Adicione, com cuidado, 5 gotas da solução de ácido sulfúrico 6 mol/L. Observe a solução e a evolução do gás oxigênio.
- c. Adicione uma ponta de espátula de brometo de sódio sólido. Observe as mudanças ocorridas na solução.

¹² Adaptado de Jesus (2018).

d. Explique por que houve mudanças na coloração da solução após a adição de brometo de sódio.

5.3.3.2 *Catálise heterogênea*¹³

- Adicione, em dois tubos de ensaio, 5 mL de água e 20 gotas de peróxido de hidrogênio 30%.
- Ao primeiro tubo, acrescente uma ponta de espátula de óxido de manganês (MnO₂).
- Compare a velocidade de decomposição do peróxido de hidrogênio nos dois tubos. Explique as diferenças de velocidade.

5.3.3.2 *Catálise enzimática*¹⁴

- Separe quatro tubos de ensaio e numere-os de 1 a 4.
- Corte um pedaço de batata crua e um pedaço de batata cozida de tamanhos similares e que caibam no tubo de ensaio.
- Adicione água oxigenada até aproximadamente 1/3 do volume dos tubos de ensaio.
- Adicione 2 gotas de detergente a cada um dos tubos de ensaio. Agite para misturar.
- O tubo de ensaio 1 será o teste branco, ou seja, a presença dos reagentes sem a adição de catalisadores.
- No tubo de ensaio 2 adicione uma quantidade pequena (ponta de espátula) de iodeto de potássio sólido.
- No tubo de ensaio 3 adicione o pedaço de batata crua.
- No tubo de ensaio 4 adicione o pedaço de batata cozida.
- Compare a formação de oxigênio nos quatro copos. Explique as diferenças observadas.

5.3.4 Experimento para o Ensino Médio: Pasta de dente de elefante

O iodeto de potássio atua como catalisador na reação de decomposição da água oxigenada, aumentando a velocidade de liberação de gás oxigênio. Como foi adicionado detergente à mistura, a liberação de gás oxigênio forma bolhas, gerando um grande volume de espuma.

- Materiais

Copo alto e estreito ou proveta

colher pequena ou espátula

Água oxigenada concentrada

Sabão ou detergente

Iodeto de potássio

Corante, se quiser deixar a espuma colorida

- Procedimento experimental

- No copo, misture cerca de 40 mL de água oxigenada com algumas gotas de detergente e de corante (se quiser).

¹³ Adaptado de Jesus (2018).

¹⁴ Adaptado de Adaptado de Magalhães (2016) e Cruz (2004).

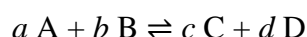
b. Adicione, com o auxílio da colher ou espátula, uma pequena quantidade de iodeto de potássio ao copo. Observe o que acontece.

6 Equilíbrio Químico

6.1 Introdução teórica

Quando uma reação química atinge o estado de equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes ao longo do tempo e não há mudanças observáveis no sistema. Apesar de a composição do sistema parecer imutável macroscopicamente, isso não é verdadeiro quando observamos a reação em nível microscópico: as reações de conversão de reagente a produto (reação direta) e de produto a reagente (reação inversa) continuam a acontecer. No entanto, a conversão de pequenas quantidades de reagentes em produtos é perfeitamente compensada pela conversão de pequenas quantidades de produtos em reagentes. Isso ocorre pois a reação direta e a reação inversa ocorrem com a mesma velocidade (BROWN, 2015; CHANG, 2016; EBBING, 2017; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017). A menos que ocorra alguma perturbação externa, o sistema permanece indefinidamente neste estado de equilíbrio (PETRUCCI, 2017).

A expressão da constante de equilíbrio é obtida a partir da equação química balanceada e é independente do mecanismo da reação (BROWN, 2015). Considere a seguinte reação



onde A, B, C e D representam os reagentes e produtos e a , b , c e d são os coeficientes estequiométricos da reação. A expressão da constante de equilíbrio para esta reação é dada por

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

onde K_c é a constante de equilíbrio em termos das concentrações molares das espécies presentes no equilíbrio. No caso de reações em fase gasosa, as pressões parciais podem ser utilizadas em vez de concentrações molares; nesse caso, a constante de equilíbrio obtida será representada por K_p (CHANG, 2016; EBBING, 2017; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017). Embora as concentrações molares (ou pressões) de equilíbrio das espécies presentes possam variar, o valor da constante de equilíbrio para uma reação química a uma temperatura específica permanece constante (CHANG, 2016; McMURRY, 2014). Ademais, o valor da constante de equilíbrio em qualquer temperatura é independente das quantidades iniciais de reagentes e produtos. Assim, o valor de K_c (ou K_p) depende apenas da reação específica e da temperatura (BROWN, 2015).

Analisando-se a magnitude da constante de equilíbrio, podemos prever se uma reação em equilíbrio favorece os produtos ou os reagentes. Se K for muito maior que 1 (ou seja, $K \gg 1$), o equilíbrio favorece os produtos. Essas reações são ditas favoráveis, ou seja, formam grandes quantidades de produtos. Por outro lado, se a constante de equilíbrio for muito menor do que 1 (ou seja, $K \ll 1$), o equilíbrio favorece os reagentes (CHANG, 2016; MIKULECKY, 2008). Ademais, um valor muito pequeno para a constante K significa que a reação, conforme escrita, exibe muito pouca tendência a ocorrer; assim, a mistura de equilíbrio conterá reagentes, em quantidades muito próximas às iniciais, e quantidades muito pequenas de produtos (PETRUCCI, 2017).

Os equilíbrios químicos podem ser classificados em homogêneos e heterogêneos. Os equilíbrios homogêneos são aqueles nos quais todas as espécies envolvidas, reagentes e produtos, estão na mesma fase, sendo geralmente gasosos ou em solução. Por outro lado, os equilíbrios heterogêneos envolvem uma reação reversível envolvendo reagentes e produtos que estão em fases diferentes. (CHANG, 2016; McMURRY, 2014)

6.1.1 O Princípio de Le Chatelier

Uma mudança nas condições experimentais pode perturbar o equilíbrio e deslocar a posição de equilíbrio, de modo que mais ou menos do produto desejado seja formado. O princípio de Le Chatelier afirma que se um sistema em equilíbrio sofrer uma perturbação, o sistema mudará sua posição de equilíbrio para minimizar o efeito da perturbação. As perturbações que podem ser aplicadas a um sistema em equilíbrio são concentração, pressão, e temperatura (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; CHANG, 2016; EBBING, 2017; PETRUCCI, 2017).

6.1.1.1 O efeito da concentração: adicionar ou remover um reagente ou produto

O aumento da concentração de uma substância presente em um equilíbrio, força o sistema a reagir para consumir parte dessa substância, minimizando, assim, a perturbação aplicada ao sistema. Por outro lado, se uma substância for removida de um sistema, o sistema reagirá para produzir mais da substância removida (BROWN, 2015; McMURRY, 2014).

Assim, quanto mais reagente for adicionado ou produto for removido de uma mistura reacional, alterando, assim, a concentração do reagente ou do produto, a reação se deslocará no sentido direto, até alcançar um novo equilíbrio e mais produtos serão produzidos. Quanto mais produto for adicionado ou reagente for removido de uma mistura reacional, alterando, assim, a concentração do reagente ou do produto, a reação inversa será favorecida até alcançar um novo equilíbrio e mais reagentes serão produzidos. No entanto, se a concentração da substância não puder ser alterada, como no caso de um reagente ou produto sólido ou líquido puro, as alterações na quantidade não terão efeito sobre a composição de equilíbrio (EBBING, 2017).

Podemos aplicar o princípio de Le Chatelier para assegurar que uma reação continue formando mais produtos: basta removê-los assim que são formados. Como o sistema busca restabelecer o equilíbrio, a reação se desloca na direção que gera mais produtos. Por essa razão, os processos industriais raramente atingem o equilíbrio. Por exemplo, na síntese comercial da amônia, esta é removida continuamente, através da circulação da mistura reacional por uma unidade de refrigeração que condensa apenas amônia e, assim, o nitrogênio e o hidrogênio continuam a reagir para formar mais produto (ATKINS, 2018).

6.1.1.2 O efeito da pressão: alterando a pressão, alterando o volume

A lei dos gases ideais

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

nos diz que a pressão de um gás ideal é inversamente proporcional ao volume ocupado pelo mesmo, a temperatura e número de mol constante de gás. Assim, um equilíbrio em fase gasosa pode ser perturbado pela redução de volume do recipiente reacional. De acordo com o princípio de Le Chatelier, o equilíbrio tende a se deslocar para minimizar o efeito do aumento da pressão. Um aumento na pressão, devido à redução do volume, deslocará a reação na direção que reduz o número de moléculas na fase gasosa. Por outro lado, uma diminuição na pressão pela expansão do volume, deslocará a reação direção que aumenta o número de mols de gás (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; EBBING, 2017; McMURRY, 2014; PETRUCCI, 2017).

Se a pressão interna total no recipiente de reação for aumentada pela injeção de gás argônio ou outro gás inerte, a volume constante, o equilíbrio não será afetado. Isso ocorre pois, embora a pressão total tenha aumentado, os gases que reagem continuam ocupando o mesmo volume; assim, suas concentrações molares e suas pressões parciais permanecem inalteradas, apesar da presença de um gás inerte (ATKINS, 2018).

6.1.1.3 O efeito da temperatura

A constante de equilíbrio de uma reação é dependente da temperatura. Para reações exotérmicas (ou seja, que liberam calor), a composição da mistura em equilíbrio é deslocada em favor dos reagentes quando a temperatura é aumentada. Isso ocorre pois a constante de equilíbrio diminui e a quantidade de calor liberada é menor, contrabalanceando o aumento da temperatura. Por outro lado, para reações endotérmicas, que absorvem calor, a composição da mistura em equilíbrio é deslocada em favor dos produtos quando a temperatura aumenta, pois o valor de K aumenta. Nesse caso, a quantidade de calor absorvido é maior, compensando o aumento da temperatura (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; EBBING, 2017; McMURRY, 2014; PETRUCCI, 2017).

6.1.1.4 Catalisador

Os catalisadores não afetam a condição de equilíbrio em uma reação reversível (PETRUCCI, 2017). Como o catalisador aumenta a velocidade de uma reação, diminuindo a energia de ativação da reação, tanto da reação direta quanto da reação reversa na mesma extensão, a presença de um catalisador não altera a constante de equilíbrio, nem muda a posição de um sistema de equilíbrio. A adição de um catalisador a uma mistura reacional que não está em equilíbrio fará com que a mistura atinja o equilíbrio mais cedo. A mesma mistura de equilíbrio poderia ser obtida sem o catalisador, mas seria necessário um tempo muito maior (CHANG, 2016).

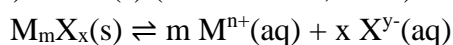
É importante lembrar que, dos quatro fatores apresentados, apenas a mudança na temperatura altera o valor da constante de equilíbrio. Mudanças na concentração, pressão e volume podem alterar as concentrações de equilíbrio da mistura reacional, mas não alteram o valor da constante de equilíbrio, desde que a temperatura não mude. A presença de um catalisador irá acelerar o processo, mas não tem efeito sobre a

constante de equilíbrio ou nas concentrações de equilíbrio das espécies reagentes (CHANG, 2016).

6.1.2 Equilíbrio de solubilidade

Quando um composto iônico é dissolvido em água, ele geralmente forma íons solvatados pela água. Quando um excesso de um composto iônico ligeiramente solúvel é misturado com a água, há a formação de um equilíbrio entre o composto sólido (excesso de material que não se dissolveu) e os íons presentes na solução saturada (ATKINS, 2018; EBBING, 2017). Os equilíbrios envolvidos na dissolução (ou precipitação) de compostos iônicos são equilíbrios heterogêneos (BROWN, 2015).

Consideremos o equilíbrio geral de solubilidade para o composto ligeiramente solúvel (ou quase insolúvel) $M_mX_x(s)$ (McMURRY, 2014)



Como acontece com qualquer outro equilíbrio, a extensão em que essa reação de dissolução ocorre é dada pela magnitude da constante de equilíbrio. Assim, a constante de equilíbrio indica o quão solúvel é o sólido em água. A constante de equilíbrio para o equilíbrio de dissolução de sais pouco solúveis é chamada de constante do produto de solubilidade ou, simplesmente, produto de solubilidade e é dada por (BROWN, 2015)

$$K_{ps} = [M^{n+}]^m \cdot [X^{y-}]^x$$

Como qualquer constante de equilíbrio, K_{ps} é dependente da temperatura (EBBING, 2017). É importante lembrar que os sólidos não aparecem nas expressões da constante de equilíbrio, pois sua concentração praticamente não varia. (BROWN, 2015; McMURRY, 2014)

A dissolução e a precipitação ocorrem tanto dentro de nós quanto ao nosso redor. O esmalte dentário, que contém principalmente hidroxiapatita ($Ca_5(PO_4)_3OH$), se dissolve em soluções ácidas, causando as cáries dentárias. A precipitação de certos sais em nossos rins produz os cálculos renais, que contém em sua composição o oxalato de cálcio (CaC_2O_4). Os recifes de corais são feitos principalmente de $CaCO_3$. A precipitação de $CaCO_3$ das águas subterrâneas é responsável pela formação de estalactites e estalagmites dentro das cavernas de calcário (BROWN, 2015).

As reações de precipitação também são muito importantes para a indústria e a medicina. Por exemplo, a preparação de muitos produtos químicos industriais essenciais, como carbonato de sódio (Na_2CO_3), baseia-se nas reações de precipitação. O sulfato de bário ($BaSO_4$), um composto insolúvel e opaco aos raios X, é usado para diagnosticar doenças do trato digestivo (CHANG, 2016).

É importante ressaltar a diferença entre solubilidade e a constante do produto de solubilidade. A solubilidade de uma substância é a quantidade de soluto que se dissolve para formar uma solução saturada em uma determinada temperatura, sendo expressa em gramas de soluto por litro de solução (g/L). A solubilidade molar é o número de mols de soluto que se dissolvem na formação de 1 L de solução saturada do soluto (mol/L)

(BROWN, 2015; CHANG, 2016). A constante do produto de solubilidade (K_{ps}) é a constante de equilíbrio para o equilíbrio entre um sólido iônico e sua solução saturada e é um número sem unidade. Assim, a magnitude do K_{ps} é uma medida de quanto do sólido se dissolve para formar uma solução saturada (BROWN, 2015).

A solubilidade de uma substância pode variar consideravelmente em resposta a uma série de fatores, como o pH da solução e pela presença de outros íons em solução, especialmente íons comuns. Por outro lado, a constante do produto de solubilidade, K_{ps} , tem apenas um valor para um determinado soluto em uma determinada temperatura específica. (BROWN, 2015).

6.1.2.1 Fatores que afetam a solubilidade

A solubilidade é afetada pela temperatura (para a maioria dos sais a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura), pela presença de outros solutos.

6.1.2.1.1 Efeito do íon comum

A solubilidade de um sal ligeiramente solúvel é diminuída pela adição de um segundo soluto solúvel que tenha um íon em comum com o sal, como, por exemplo, a adição de alíquotas de uma solução de um cloreto solúvel a uma solução saturada de cloreto de prata (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; McMURRY, 2014; PETRUCCI, 2017). A adição do íon comum (cloreto) altera o equilíbrio do cloreto de prata, que um sal ligeiramente solúvel, em direção ao composto não dissolvido, causando a precipitação de mais sal. Assim, a solubilidade do composto é reduzida (BROWN, 2015; PETRUCCI, 2017).

A diminuição da solubilidade é chamada de efeito do íon comum e, qualitativamente, o efeito pode ser entendido com base no princípio de Le Chatelier (ATKINS, 2018). De acordo com o princípio de Le Châtelier, uma mistura de equilíbrio responde a um aumento forçado na concentração de um de seus reagentes, mudando na direção em que esse reagente é consumido (PETRUCCI, 2017).

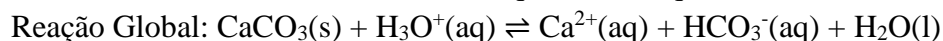
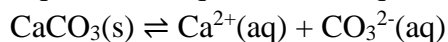
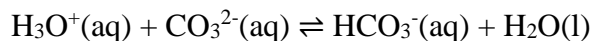
A uma dada temperatura, apenas a solubilidade do composto é alterada (reduzida) pelo efeito do íon comum; o produto de solubilidade, que é uma constante de equilíbrio, permanece o mesmo, estejam presentes ou não outras substâncias na solução (CHANG, 2016).

6.1.2.1.2 Efeito do pH

O pH de uma solução pode afetar a solubilidade de um composto iônico (PETRUCCI, 2017). Em geral, a solubilidade de um composto contendo um ânion básico (isto é, a base conjugada de um ácido fraco) aumenta à medida que a solução se torna mais ácida (BROWN, 2015; PETRUCCI, 2017). Assim, um sal de um ácido fraco que é insolúvel em água, pode ser dissolvido em uma solução ácida e quanto mais básico for o ânion, mais a solubilidade será influenciada pelo pH (BROWN, 2015; PETRUCCI, 2017). A solubilidade de sais com ânions de basicidade desprezível (ou seja, contendo ânions provenientes de ácidos fortes), como Cl^- , Br^- , I^- e NO_3^- , não é afetada pelas mudanças de pH; portanto, um sal insolúvel em água contendo um ânion proveniente de

um ácido forte, será insolúvel mesmo em soluções ácidas (BROWN, 2015; PETRUCCI, 2017).

Por exemplo, a solubilidade do CaCO_3 aumenta com a diminuição do pH porque os íons CO_3^{2-} se combinam com os prótons para gerar o ânion HCO_3^- . Conforme os íons CO_3^{2-} são removidos da solução, o equilíbrio da solubilidade se desloca para a direita, conforme previsto pelo princípio de Le Châtelier. Assim, há a dissolução do CaCO_3 em solução ácida para gerar cátions Ca^{2+} e ânions HCO_3^- (McMURRY, 2014):



6.2.2 Materiais

Tubos de ensaio

Estante para tubos de ensaio

Pipetas volumétricas

Pipeta de Pasteur

Espátula

Recipiente com água fervendo

Recipiente com água com gelo

Tubo de ensaio com rolha

Papel filtro ou outro material absorvente

0,5 cm de fio de cobre (ou cobre metálico em aparas)

Solução aquosa de dicromato de potássio - $K_2Cr_2O_7$ 0,1 mol/L

Solução aquosa de cromato de potássio - K_2CrO_4 0,1 mol/L

Solução aquosa de cloreto de bário – $BaCl_2$ 0,05 mol/L

Solução aquosa de ácido clorídrico – HCl 0,1 mol/L

Solução aquosa de hidróxido de sódio – $NaOH$ 0,1 mol/L

Ácido nítrico concentrado – HNO_3

Cloreto de cobalto sólido – $CoCl_2$

6.2.3 Procedimento Experimental

6.2.3.1 Efeito da concentração

- Prepare seis tubos de ensaio e numere-os de 1 a 6.
- Adicione, com o auxílio de uma pipeta, 2,0 mL da solução aquosa de cromato de potássio aos tubos 1, 2 e 3.
- Adicione, com o auxílio de uma pipeta, 2,0 mL da solução aquosa de dicromato de potássio aos tubos 4, 5 e 6.
- Adicione ao tubo 1, com o auxílio de uma pipeta, 2,0 mL da solução aquosa de ácido clorídrico. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Adicione ao tubo 4, com o auxílio de uma pipeta, 2,0 mL da solução aquosa de hidróxido de sódio. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Adicione aos tubos 2, 3, 5 e 6, com o auxílio de uma pipeta, 2,0 mL da solução aquosa de cloreto de bário. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Adicione ao tubo 2, com o auxílio de uma pipeta, mais 2,0 mL da solução aquosa de ácido clorídrico. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Adicione ao tubo 3, com o auxílio de uma pipeta, mais 2,0 mL da solução aquosa de hidróxido de sódio. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Adicione ao tubo 5, com o auxílio de uma pipeta, mais 2,0 mL da solução aquosa de ácido clorídrico. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Adicione ao tubo 6, com o auxílio de uma pipeta, mais 2,0 mL da solução aquosa de hidróxido de sódio. Observe e anote as alterações ocorridas.
- Observe atentamente o que ocorre após a adição de cada reagente.
- Escreva as reações químicas balanceadas para a reação que ocorre em cada tubo após a adição de cada reagente. Explique os deslocamentos no equilíbrio observados em cada caso.

6.2.3.2 Efeito da temperatura

- Coloque o pedaço de fio de cobre dentro do tubo de ensaio.
- Adicione 15 gotas de ácido nítrico concentrado com o auxílio da pipeta de Pasteur (aproximadamente 0,8 mL).
- Feche o tubo de ensaio com a rolha e observe as transformações que estão ocorrendo. Explique o que aconteceu.
- Após todo o cobre ser consumido na reação, deixe o tubo descansar por alguns minutos.
- Coloque o tubo de ensaio no banho de gelo. Anote as observações e explique a mudança de coloração observada.
- Coloque o tubo de ensaio no recipiente com água fervendo. Anote as observações e explique a mudança de coloração observada.
- A reação de dimerização do dióxido de nitrogênio é endotérmica ou exotérmica? Justifique.

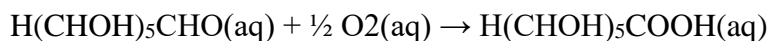
6.2.3.3 Papel sensível ao calor¹⁵

- Dissolva uma pequena quantidade (ponta de espátula) de cloreto de cobalto em cerca de 5 mL de água.
- Espalhe essa solução em um papel branco (pode ser papel filtro ou qualquer outro material absorvente).
- Se quiser, você pode escrever mensagens, utilizando um cotonete embebido na solução de cloreto de cobalto em um papel rosa, de forma que a coloração da solução a temperatura ambiente fique camuflada no papel.
- Seque ao ar ou ao sol.
- Aproxime o papel de uma fonte de calor. Observe e anote o que ocorreu. Explique o que foi observado, com base em seus conhecimentos sobre equilíbrio químico.

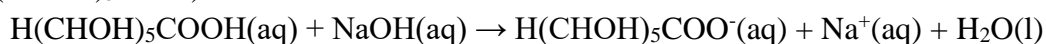
6.2.4 Experimento para o Ensino Médio: Reversibilidade das reações¹⁶

As reações reversíveis são aquelas em que reagentes são convertidos em produtos e os produtos se transformam em reagentes.

Neste experimento, o hidróxido de sódio torna o meio reacional básico, o que favorece a oxidação da glicose (ou dextrose, $\text{H}(\text{CHOH})_5\text{CHO}$) pelo oxigênio do ar, dissolvido na solução, produzindo o ácido glicólico ($\text{H}(\text{CHOH})_5\text{COOH}$) (MAGALHÃES, 2016):



O ácido formado reage com o hidróxido de sódio formando o ânion glicolato ($\text{H}(\text{CHOH})_5\text{COO}^-$):

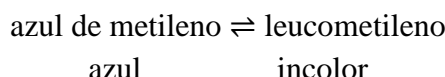


O azul de metileno pode ser utilizado para facilitar a transferência de oxigênio. Quando a glicose é oxidada a ácido glicólico, o azul de metileno reduz-se a leucometileno, que é incolor. Porém, rapidamente o leucometileno é oxidado pelo oxigênio dissolvido

¹⁵ Adaptado de Jesus (2018).

¹⁶ Adaptado de Magalhães (2016).

na solução formando o azul de metileno, com a solução tornando-se azul novamente (MAGALHÃES, 2016):



- Materiais

2 copos descartáveis transparentes

Colher pequena

Água

Solução aquosa de hidróxido de sódio (ou soda cáustica) a 10%¹⁷

Dextrose¹⁸

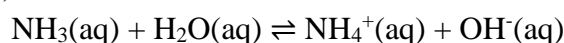
Solução de azul de metileno a 1%¹⁹

- Procedimento experimental

- Coloque $\frac{1}{3}$ da solução de hidróxido de sódio em um dos copos descartáveis (copo 1).
- Coloque, no outro copo, $\frac{1}{3}$ de água e adicione uma colher pequena de dextrose e de 5 a 10 gotas de azul de metileno. Agite bem até a total dissolução da dextrose (copo 2).
- Cuidadosamente, adicione o conteúdo do copo 2 ao copo 1. Transfira a solução do copo 1 para o copo 2. Repita esse procedimento algumas vezes.
- Deixe o copo com a solução azul em repouso e observe.
- Transfira, novamente, as soluções de um copo para o outro por algumas vezes.
- Analise as mudanças de coloração da solução e proponha uma explicação.

6.2.5 Experimento para o Ensino Médio: Deslocamento do equilíbrio químico²⁰

A amônia é um gás que ao ser dissolvido em água produz um equilíbrio envolvendo os íons amônio (NH_4^+) e hidróxido:



O deslocamento desse equilíbrio pode ser avaliado através da adição do indicador ácido base fenolftaleína à solução. Quanto maior a quantidade de íons hidróxido em solução, mais intensa será a coloração rósea da mesma, indicando que o equilíbrio se encontra deslocado para a direita. Por outro lado, o desaparecimento da coloração rósea indica que o equilíbrio está deslocado para a esquerda (CRUZ, 2004).

- Materiais

Bastão de vidro ou de plástico

Tubos de ensaio numerados de 1 a 6

Suporte para tubos de ensaio

Copos de isopor para banho de gelo e banho maria

Pipeta de Pasteur

Água

¹⁷ Pode ser adquirida em supermercados.

¹⁸ Pode ser adquirida em lojas de suplementos esportivos.

¹⁹ Pode ser adquirido em farmácias.

²⁰ Adaptado de Cruz (2004).

Água quente

Gelo

Solução aquosa de cloreto de amônio

Solução aquosa de cloreto de magnésio

Solução aquosa de cloreto de sódio

Solução aquosa de amônia (ou amoníaco)

Solução de fenolftaleína

- Procedimento Experimental

- Prepare um banho de gelo colocando pedaços de gelo no copo de isopor com um pouco de água.
- Em cada tubo de ensaio coloque apenas uma gota de amoníaco e uma gota de fenolftaleína.
- No tubo 1 adicione a solução de cloreto de amônio até a metade do seu volume. Tampe-o e coloque no suporte para tubos de ensaio.
- No tubo 2 adicione a solução de cloreto de magnésio até a metade do seu volume. Tampe-o e coloque no suporte para tubos de ensaio.
- No tubo 3 adicione a solução de cloreto de sódio até a metade do seu volume. Tampe-o e coloque no suporte para tubos de ensaio.
- Nos tubos 4, 5 e 6 adicione até $\frac{3}{4}$ do seu volume. Tampe-os.
- Coloque o tubo 6 no banho de gelo e o tubo 5 no banho quente.
- Coloque o tubo 4 no suporte para tubos de ensaio e o utilize como controle ou padrão.
- Compare a coloração das soluções nos tubos 1, 2 e 3 com a obtida no tubo 4 e preencha a tabela abaixo:

Tabela 4. Resultados obtidos.

Tubo	Solução	coloração (+ claro / + escuro)	Sentido do deslocamento (esquerda/direita)
1	cloreto de amônio		
2	cloreto de magnésio		
3	cloreto de sódio		

- Explique os deslocamentos observados para os equilíbrios dos tubos 1, 2 e 3, utilizando o Princípio de Le Chatelier.
- Compare a coloração das soluções nos tubos 5 e 6. Avalie se a ionização da amônia é exotérmica ou endotérmica.

6.3 Experimento: Equilíbrio de solubilidade e efeito do íon comum

6.3.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Compreender a influência do pH e do íon comum nos equilíbrios de solubilidade.

Objetivos Específicos:

- Investigar a influência da adição de uma solução contendo ânions cloreto a uma solução contendo cátions prata.
- Analisar a extensão da constante de solubilidade do cloreto de prata.
- Avaliar o efeito do íon comum na precipitação do cloreto de sódio.
- Compreender o processo de solubilização do leite de magnésia em meio ácido.
- Relacionar a dissolução do leite de magnésia em meio ácido aos processos que ocorrem no estômago quando se usa leite de magnésia como antiácido.

6.3.2 Materiais

Tubos de ensaio

Pipetas de Pasteur

Solução aquosa de cloreto de sódio – NaCl 0,1 mol/L

Solução aquosa de nitrato de prata – AgNO₃ 0,01 mol/L

Solução aquosa de ácido clorídrico – HCl 2 mol/L

Ácido clorídrico concentrado – HCl

Cloreto de sódio sólido – NaCl

Leite de magnésia ou solução aquosa de hidróxido de magnésio – MgOH₂ 1 mol/L

6.3.3 Procedimento Experimental

6.3.3.1 Precipitando cloreto de prata

- a. Separe um tubo de ensaio e coloque 5 mL de solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L. Observe o aspecto da solução.
- b. Adicione uma gota de solução de nitrato de prata. Observe o que aconteceu e anote.
- c. Adicione mais uma gota de solução de nitrato de prata. Observe o que aconteceu e anote.
- d. Explique, com base em seus conhecimentos de equilíbrio de solubilidade, porque ocorreu a precipitação do cloreto de prata.

6.3.3.2 Precipitando cloreto de sódio²¹

- a. Em um tubo de ensaio, adicione cerca de 3 g de cloreto de sódio sólido e 5 mL de água destilada.
- b. Feche o tubo e agite vigorosamente até a saturação da solução. Dado: solubilidade do cloreto de sódio a 25 °C = 36 g/100 mL de água.
- c. Espere decantar e transfira a solução saturada de cloreto de sódio para outro tubo de ensaio.

²¹ Adaptado de Jesus (2018).

- d. Adicione ao tubo contendo a solução saturada de cloreto de sódio, 5 gotas de ácido clorídrico concentrado. Faça esta etapa na capela. Observe o que aconteceu e anote.
- e. Qual sal precipitou-se? Explique com base no efeito do íon comum, porque este sal precipitou.

6.3.3.2 Efeito do pH na dissolução do hidróxido de magnésio

- a. Agite vigorosamente o frasco de leite de magnésia.
- b. Em um tubo de ensaio, adicione leite de magnésia até a metade de seu volume.
- c. Adicione, gota a gota, a solução aquosa de ácido clorídrico 2 mol/L ao tubo de ensaio. Após adicionar cada gota, agite bem o tubo de ensaio.
- d. Explique o efeito da adição de ácido clorídrico sobre a solubilidade do hidróxido de magnésio.

6.3.4 Experimento para o Ensino Médio: Precipitando sal de cozinha²²

- Materiais

Água

Sal de cozinha

Álcool etílico 92°GL

2 béqueres ou copos transparentes

1 bastão de vidro ou uma colher para misturar

Conta gotas ou pipeta de Pasteur

- Procedimento Experimental

- a. Coloque água em um dos béqueres até a metade de seu volume.
- b. Adicione sal de cozinha e misture vigorosamente, até que se forme uma solução saturada com corpo de fundo.
- c. Separe a solução saturada do corpo de fundo, transferindo-a para o outro béquer.
- d. Adicione, com o conta-gotas, o álcool etílico a essa solução. Observe o que ocorre à medida que você adiciona mais álcool à mistura.

²² Adaptado de Fogaça ([s.d.])b)

7 Eletroquímica

7.1 Introdução teórica

7.1.1 As reações redox

As reações de oxidação-redução (ou redox) são reações que envolvem a transferência de elétrons (CHANG, 2016). Historicamente, a palavra oxidação se referia à combinação de um elemento com oxigênio para produzir um óxido e a palavra redução se referia à remoção de oxigênio de um óxido para produzir o elemento (BROWN, 2015; McMURRY, 2014). Atualmente, a oxidação é definida como a perda de um ou mais elétrons por uma espécie e a redução é o ganho de um ou mais elétrons por uma espécie (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; McMURRY, 2014). Como os elétrons são partículas reais e não podem ser “perdidos”, sempre que há a oxidação de uma espécie, outra tem de se reduzir (ATKINS, 2018; BROWN, 2015). Assim, as reações de oxidação-redução são a combinação da oxidação e da redução (ATKINS, 2018).

Para saber se ocorreu uma reação redox você pode analisar a variação do número de oxidação (NOx), que é um valor atribuído a cada átomo em um composto e indica o número de cargas que o átomo teria em uma molécula (ou um composto iônico) se os elétrons fossem transferidos completamente ou a carga real do átomo se ele existisse como um íon monoatômico (CHANG, 2016; EBBING, 2017; McMURRY, 2014). Toda reação de óxido-redução envolve a variação do NOx de átomos envolvidos, o que implica que houve uma transferência de elétrons (ATKINS, 2018; EBBING, 2017; McMURRY, 2014). As regras para atribuição de números de oxidação estão apresentadas na Tabela 5. Além das regras apresentadas na Tabela 5, devem ser consideradas outras duas:

- Para um composto neutro, a soma de todos os NOx dos elementos presentes será igual a zero, pois trata-se de uma substância neutra.
- Em um composto carregado, ou seja, um íon, a soma de todos os NOx dos elementos presentes será igual à carga do íon.

Considerando as regras apresentadas, pode ser determinado o número de oxidação de qualquer elemento químico presente em um composto,

Em uma reação redox, a espécie que provoca a oxidação ao aceitar elétrons é chamada de agente oxidante; assim, o agente oxidante contém um elemento que terá seu NOx diminuído, sendo assim, reduzido na reação. Por outro lado, a substância que causa redução ao doar elétrons é chamada de agente redutor; logo, no agente redutor há um elemento que terá seu NOx aumentado, devido a oxidação do mesmo (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; EBBING, 2017; McMURRY, 2014). Para identificar os agentes redutor e oxidante em uma reação redox, compara-se os números de oxidação dos elementos antes e depois da reação. O reagente que contém o elemento que é reduzido na reação é o agente oxidante e o reagente que contém um elemento que é oxidado é o agente redutor (ATKINS, 2018). Todas as reações redox têm um agente oxidante e um agente redutor (MIKULECKY, 2008).

Tabela 5. Regras para determinação dos números de oxidação.

Espécie	Número de Oxidação	Exceção
Qualquer átomo em uma substância simples	0 Ex: O ₂ , Fe, S ₈	--
Hidrogênio	+1	Nos hidretos metálicos = -1 / Ex: NaH
Oxigênio	-2	Nos peróxidos = -1 / Ex: H ₂ O ₂ Nos superóxidos = -½ / Ex: Na ₂ O ₄ No fluoreto - OF ₂ = +2
Flúor	-1	
Demais halogênios (Cl, Br, I)	-1	Quando ligado ao oxigênio / Ex: ClO ₂ : NO _{xCl} = +4
Metais Alcalinos	+1	--
Metais Alcalino-Terrosos	+2	--
Alumínio	+3	--
Íon monoatômico	Igual a sua carga elétrica	

As aplicações práticas das reações de oxidação-redução remontam a milhares de anos, desde o momento em que as ferramentas metálicas foram feitas pela primeira vez. Os metais necessários para fazer as ferramentas eram obtidos pelo aquecimento de minérios de cobre ou ferro, como cuprita ou hematita, na presença de carbono. Desde então, o ferro se tornou o metal mais amplamente utilizado e ainda é produzido essencialmente da mesma maneira: através do aquecimento na presença de carbono em um alto-forno (PETRUCCI, 2017).

Esses processos de oxidação-redução, que foram cruciais para o desenvolvimento da civilização humana, também têm um enorme valor comercial. A oxidação do ferro (a formação da ferrugem) devido a reação com o ar úmido é conhecida há milênios e ainda é um problema sério que causa enormes danos estruturais a edifícios, barcos e pontes (McMURRY, 2014).

As reações redox também têm importância biológica. A respiração utiliza muitas reações redox que fornecem a energia necessária para os organismos vivos. A energia é liberada das moléculas dos alimentos lentamente, por meio de mecanismos complexos com várias etapas, mas o resultado geral da respiração é semelhante ao de uma reação de combustão. Por exemplo, a glicose (C₆H₁₂O₆) reage com O₂ para gerar CO₂ e H₂O de acordo com a seguinte equação (McMURRY, 2014):



7.1.2 Eletroquímica

A eletroquímica é o ramo da química que estuda as interconversões entre energia elétrica e energia química (CHANG, 2016) e é de extrema importância para a ciência e tecnologia modernas por causa das baterias e por tornar possível a fabricação de diversos produtos químicos e de materiais industriais essenciais (McMURRY, 2014).

As aplicações práticas da eletroquímica são inúmeras, desde baterias, células de combustível e processos biológicos à fabricação de produtos químicos essenciais, refino de metais e métodos para controlar a corrosão (PETRUCCI, 2017).

Uma célula eletroquímica é um dispositivo no qual uma corrente elétrica é produzida ou consumida por uma reação química. Assim, as células eletroquímicas podem ser divididas em células galvânicas (ou voltaicas) e eletrolíticas. Uma célula galvânica é uma célula eletroquímica na qual uma reação química espontânea produz uma corrente elétrica (ATKINS, 2018; EBBING, 2017; McMURRY, 2014). Por outro lado, nas células eletrolíticas, a energia elétrica é convertida em energia química nas células eletrolíticas, nas quais uma corrente elétrica força uma reação não espontânea a ocorrer (EBBING, 2017; McMURRY, 2014).

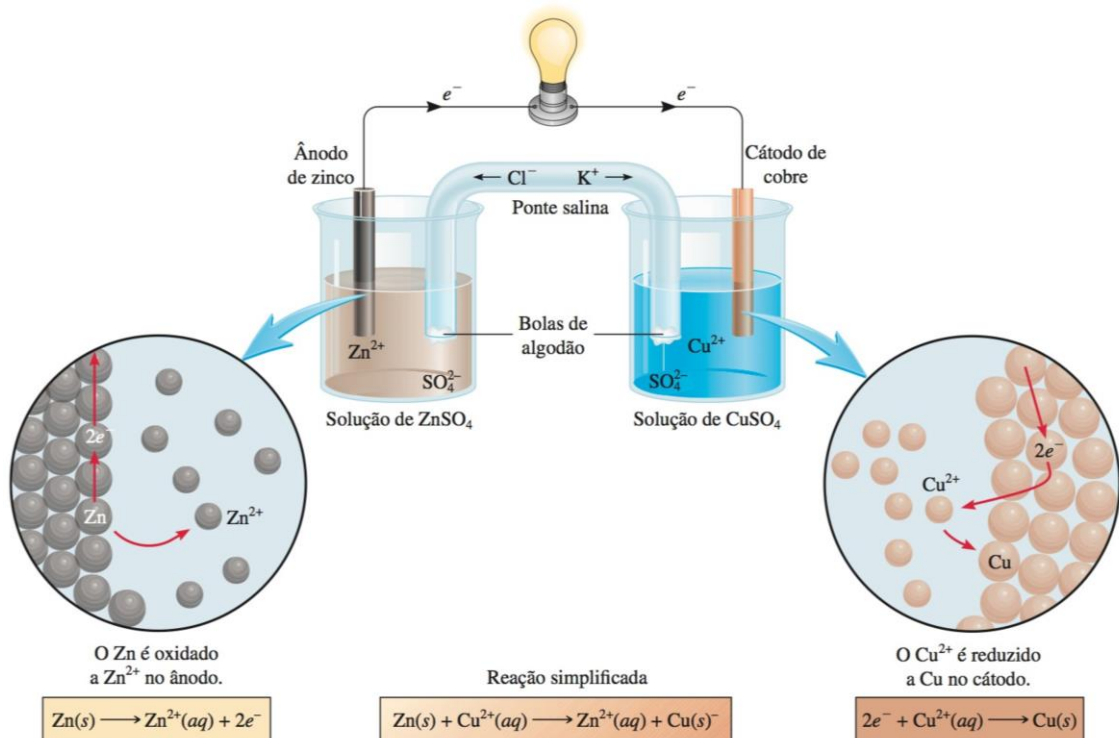
Os nomes "galvânico" e "voltaica" homenageiam os cientistas italianos Luigi Galvani (1737-1798) e Alessandro Volta (1745-1827), que realizaram um trabalho pioneiro no campo da eletroquímica (McMURRY).

7.1.2.1 Células Galvânicas

Como mencionado anteriormente, em uma célula galvânica, a eletricidade é produzida por uma reação química espontânea (BROWN, 2015; CHANG, 2016).

Uma célula galvânica consiste de duas semicélulas (ou meia-células) separadas fisicamente e que são conectadas eletricamente por um fio condutor (Figura 6). Cada semicélula é a porção de uma célula eletroquímica na qual ocorre uma semirreação; assim, em uma semicélula ocorre a semirreação de oxidação e na outra, a semirreação de redução (CHANG, 2016; EBBING, 2017). Além disso, cada semicélula tem uma superfície sólida condutora chamada eletrodo, que faz o contato elétrico com a solução eletrolítica (ou seja, com uma solução de um composto iônico dissolvido em água) e é onde ocorre a semirreação da célula. O eletrodo no qual a espécie que está sendo oxidada cede elétrons para o condutor metálico que então fluem para o circuito externo é denominado de ânodo, e o eletrodo no qual a espécie que está sendo reduzida coleta elétrons do condutor metálico ligado ao circuito externo é denominado cátodo. Assim, os elétrons são liberados pela semirreação de oxidação no ânodo e fluem através de um circuito externo para o cátodo, no qual são utilizados na semirreação de redução. Assim, o ânodo em uma célula voltaica tem sinal negativo e o cátodo tem um sinal positivo (ATKINS, 2018; BROWN, 2015; EBBING, 2017)

Figura 6. Representação esquemática de uma célula galvânica.



Fonte: CHANG, 2016.

Uma ponte salina é necessária para completar o circuito elétrico. A ponte salina é um tubo em formato de U contendo um eletrólito inerte (ou seja, um eletrólito cujos íons componentes não reagem com os íons presentes em solução), Figura X, que é conectado às duas semicélulas de uma célula voltaica. Ela permite o fluxo de íons, mas impede a mistura das diferentes soluções, impedindo a reação direta dos reagentes contidos em cada semicélula (EBBING, 2017). Sem ela, a solução no compartimento anódico se tornaria positivamente carregada à medida que o ânodo libera mais e mais cátions na solução, resultando em uma carga líquida positiva e o cátodo usa mais e mais cátions da solução, deixando-o com uma carga líquida negativa (MIKULECKY, 2008). Por causa do desequilíbrio de carga, as reações dos eletrodos parariam rapidamente e o fluxo de elétrons pelo fio cessaria (McMURRY, 2014). A neutralidade elétrica na solução é mantida pela migração de íons entre as duas meias-células por meio de um dispositivo como uma ponte salina, ou seja, os ânions fluem através da ponte salina do compartimento do cátodo para o compartimento do ânodo, e os cátions migram através da ponte salina do compartimento do ânodo para o compartimento do cátodo (BROWN, 2015; EBBING, 2017; McMURRY, 2016). O ânodo e o cátodo recebem seus nomes da direção do fluxo de íons entre os dois compartimentos: os ânions se movem em direção ao ânodo e os cátions se movem em direção ao cátodo (McMURRY, 2016). Qualquer que seja o dispositivo usado para permitir que os íons migrem entre as meias-células, os ânions sempre migram em direção ao ânodo e os cátions em direção ao cátodo (BROWN, 2015).

É conveniente ter uma forma abreviada para designar as células voltaicas e, para isso, usamos a notação ou diagrama de célula:



Nesta notação, o ânodo, ou semicélula de oxidação, é sempre escrito à esquerda e o cátodo, ou semicélula de redução, é escrito à direita. Os reagentes em cada semicélula são sempre escritos primeiro, seguidos pelos produtos. Os dois eletrodos são conectados eletricamente por meio de uma ponte salina, denotada por duas barras verticais (||). A linha vertical única (|) representa um limite de fase, como o existente entre um eletrodo sólido e a solução aquosa (EBBING, 2017; McMURRY, 2016).

7.1.2.1.1 Potencial de célula

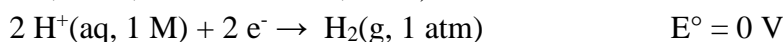
Os elétrons produzidos no ânodo de uma célula voltaica têm uma tendência natural de fluir ao longo do circuito externo para um local de menor potencial: o cátodo (DUMMIES). Essa diferença de potencial entre os dois eletrodos é chamada de força eletromotriz (ou *fem*), ou potencial da célula (E_{cel}) e é medido em volts (V) (CHANG, 2016; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017). Assim, o potencial da célula pode ser definido como a medida elétrica da tendência de ocorrer a reação da célula (McMURRY, 2014). O potencial da célula é dependente da natureza dos eletrodos, das concentrações dos íons presentes, das pressões dos gases e da temperatura na qual a célula é operada (CHANG, 2016; McMURRY, 2014; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017). O potencial da célula obtido quando as concentrações das soluções são 1 mol/L, a pressão dos gases é 1 atm e a célula está em condições de temperatura e pressão padrão recebe o nome especial de potencial padrão da célula (E°_{cel}) (BROWN, 2015; McMURRY, 2014; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017).

O potencial da célula é composto pela contribuição do ânodo (o potencial de oxidação, E_{oxi}) e pela contribuição do cátodo (o potencial de redução, E_{red}) (EBBING, 2017; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017). Logo,

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{oxi}} + E_{\text{red}} (**)$$

O potencial de redução é uma medida da tendência de uma espécie oxidada ganhar elétrons na meia-reação de redução (em outras palavras, é uma medida da capacidade da espécie de agir como um agente oxidante), enquanto que o potencial de oxidação mede a tendência de uma espécie reduzida perder elétrons na meia-reação de oxidação (EBBING, 2017).

Os potenciais de redução padrão para uma série de semirreações de redução foram determinados comparando o potencial da meia-reação com o potencial do eletrodo padrão de hidrogênio, que é definido como tendo $E^{\circ}_{\text{red}} = 0,00 \text{ V}$ e é baseado na seguinte meia-reação (BROWN, 2015; MIKULECKY, 2008):



Os valores dos potenciais de redução para algumas semirreações são apresentados na Tabela 6. As tabelas de potenciais padrão de redução são muito úteis pois organizam os agentes oxidantes e redutores em ordem crescente de sua força e os valores dos potenciais de redução são utilizados para calcular os valores dos potenciais de célula, bem como para avaliar se uma reação redox específica é espontânea (EBBING, 2017; McMURRY, 2014).

Tabela 6. Potenciais padrão de redução em água, a 25 °C.

Meia-reação de redução	E°/V
$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	+2,87
$Au^+(aq) + e^- \longrightarrow Au(s)$	+1,69
$Ce^{4+}(aq) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1,61
$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	+1,51
$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	+1,36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	+1,33
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	+1,23; +0,82 em pH = 7
$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	+1,09
$NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^- \longrightarrow NO(g) + 2 H_2O(l)$	+0,96
$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0,80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77
$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	+0,54
$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	+0,40; +0,82 em pH = 7
$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0,34
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0,22
$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0, por definição
$Fe^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0,04
$O_2(g) + H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow HO_2^-(aq) + OH^-(aq)$	-0,08
$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0,13
$Sn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn(s)$	-0,14
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0,44
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0,76
$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0,83; -0,42 em pH = 7
$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1,66
$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2,36
$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2,71
$K^+(aq) + e^- \longrightarrow K(s)$	-2,93
$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3,05

Fonte: Adaptado de Atkins (2018).

Os potenciais padrão de eletrodo são úteis para determinar as forças dos agentes oxidantes e redutores em condições de estado padrão. Quanto mais positivos forem os valores dos potenciais de redução, maior será a tendência da reação de redução ocorrer e, conseqüentemente, a espécie será um melhor agente oxidante. Por outro lado, quanto menor o potencial de redução (ou mais negativo), menor a tendência da reação de redução ocorrer e melhor esta espécie será como agente redutor (BROWN, 2015; EBBING, 2017). As substâncias que são agentes oxidantes fortes geram produtos que são agentes redutores fracos e vice-versa (BROWN, 2015).

A partir dos valores de potenciais padrão de redução, pode-se calcular o potencial da célula através da equação (**). Como o potencial de oxidação do ânodo é igual ao inverso do potencial de redução (ou seja, $-E^\circ_{red(\text{ânodo})}$), podemos reescrever a equação (**) como:

$$E^\circ_{cel} = -E^\circ_{red(\text{ânodo})} + E^\circ_{red(\text{cátodo})} = E^\circ_{red(\text{cátodo})} - E_{red(\text{ânodo})}$$

Para uma célula galvânica, o valor do potencial padrão da célula, E°_{cel} , será positivo (BROWN, 2015).

7.1.2.1.2 Pilhas e baterias

Uma bateria consiste em células galvânicas unidas em série para que a voltagem produzida, ou seja, sua capacidade de forçar uma corrente elétrica através de um circuito seja a soma das voltagens de cada célula (ATKINS, 2018; McMURRY, 2014). As baterias são baseadas em uma variedade de reações redox diferentes. As baterias que não podem ser recarregadas são chamadas de células primárias, enquanto as que podem ser recarregadas são chamadas de células secundárias. A bateria alcalina comum de célula seca é um exemplo de bateria de célula primária. Baterias de chumbo-ácido, níquel-cádmio, níquel-hidreto metálico e íons de lítio são exemplos de células secundárias (BROWN, 2015). As células combustíveis diferem de uma bateria porque os reagentes, como $H_2(g)$, devem ser continuamente fornecidos à célula para gerar voltagem (BROWN, 2015; McMURRY, 2014).

As células voltaicas não podem funcionar indefinidamente, pois a perda de massa no(s) eletrodo(s) acabará por esgotar o fornecimento de reagentes para a reação, de forma que esta não será capaz de continuar. Esse fenômeno é o motivo pelo qual a maioria das baterias se esgota com o tempo. As baterias recarregáveis tiram vantagem de uma reação reversa para reabastecer o ânodo, mas muitas reações redox não permitem isso, de forma que as baterias recarregáveis devem ser feitas de reagentes muito específicos (MIKULECKY, 2008).

7.1.2.2 Células eletrolíticas

Como já mencionado anteriormente, uma célula eletrolítica é uma célula eletroquímica na qual uma fonte de energia externa é utilizada para impulsionar uma reação em uma direção não espontânea (EBBING, 2017; McMURRY, 2014; MIKULECKY, 2008; PETRUCCI, 2017). O meio transportador de corrente dentro de uma célula eletrolítica pode ser um sal fundido ou uma solução eletrolítica (BROWN, 2015). A eletrólise de uma solução aquosa frequentemente envolve a oxidação ou redução de água nos eletrodos. A eletrólise da solução concentrada de cloreto de sódio, por exemplo, fornece hidrogênio no cátodo (EBBING, 2017). Os produtos da eletrólise geralmente podem ser previstos comparando os potenciais de redução associados a possíveis processos de oxidação e redução. Os eletrodos em uma célula eletrolítica podem ser inertes ou ativos, o que significa que o eletrodo pode estar ou não envolvido na reação de eletrólise (BROWN, 2015).

A eletrólise tem muitas aplicações industriais, incluindo galvanoplastia, refino de metais e produção de substâncias como $NaOH(aq)$, $Cl_2(g)$ e $H_2(g)$.

O hidróxido de sódio que é usado na fabricação de papel, de produtos têxteis e de sabões e detergentes, é produzido pela passagem de uma corrente elétrica por uma solução aquosa de cloreto de sódio. O cloro, essencial para a fabricação de plásticos como o policloreto de vinila (PVC), é obtido no mesmo processo. O metal alumínio e o cobre são obtidos puros através de processos eletroquímicos (McMURRY, 2014).

7.2 Experimento: Reatividade dos metais

7.2.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Investigar a reatividade de alguns metais em diferentes meios.

Objetivos Específicos:

- Analisar a reatividade do ferro, alumínio e cobre em meios ácido, básico e neutro.
- Reconhecer em que situações o processo de corrosão do ferro se torna mais lento.
- Produzir gás hidrogênio a partir da oxidação do alumínio em meio básico.
- Compreender que a combustão do gás hidrogênio é um processo oxidativo.

7.2.2 Materiais

Pipeta de Pasteur

Lâminas ou raspas de ferro

Lâmina ou raspas de cobre

Lâmina ou raspas de alumínio

Papel alumínio

Balão de aniversário

Barbante

Tubos de ensaio

Balão de fundo chato de 500 mL

Caneta para vidro

Solução aquosa de ácido clorídrico - HCl 1 mol/L

Solução aquosa de hidróxido de sódio - NaOH 1 mol/L

Solução aquosa de hidróxido de sódio - NaOH 3 mol/L

7.2.3 Procedimento Experimental

7.2.3.1 Avaliando a reatividade do ferro, alumínio e cobre em meios ácido, básico e neutro

1. Separe 9 tubos de ensaio. Em três, escreva Água; em outros três HCl e nos últimos, NaOH.
2. Com a pipeta de Pasteur, transfira aproximadamente 3 mL água para os tubos de ensaio reservados para água.
3. Adicione a cada tubo de ensaio os metais Al, Fe e Cu, respectivamente. Observe e anote os resultados
4. Com a pipeta de Pasteur, transfira aproximadamente 3 mL de solução de ácido clorídrico para os três tubos de ensaio reservados.
5. Adicione a cada tubo de ensaio os metais Al, Fe e Cu, respectivamente. Observe e anote os resultados.
8. Com a pipeta de Pasteur, transfira aproximadamente 3 mL de solução de hidróxido de sódio 1 mol/L para os três tubos de ensaio reservados.
5. Adicione a cada tubo de ensaio os metais Al, Fe e Cu, respectivamente. Observe e anote os resultados

11. Complete a tabela a seguir e explique os resultados obtidos.

Tabela 7. Reatividades de alguns metais em diferentes meios.

	Água	HCl	NaOH
Alumínio			
Ferro			
Cobre			

7.2.3.2 Balão de hidrogênio

1. Pese 2 g de papel alumínio. Pique-o em pequenos pedaços e transfira para o balão de fundo chato de 500 mL.
2. Encha um balão de aniversário para verificar se há furos e torná-lo mais flexível.
3. Adicione, gota a gota, 20 mL de solução de hidróxido de sódio 3 mol/L ao balão contendo o papel alumínio.
4. Assim que toda a solução de NaOH for adicionada, conecte o balão de aniversário na via de saída do balão de fundo chato;
5. Após o término da reação, desconecte o balão de aniversário do balão de fundo chato com cuidado para que o hidrogênio produzido não seja liberado para o ambiente;
6. Prenda o balão contendo hidrogênio em um barbante de aproximadamente 1 m de comprimento.
7. Realize esta etapa fora do laboratório e em local que não haja perigo de pegar fogo. Solte o balão ao ar livre, prendendo-o pela ponta do barbante.
8. Coloque fogo na ponta de um palito de madeira grande. Quando estiver com uma boa chama, aproxime (não encoste) a chama do balão de aniversário.

7.2.4 Experimento para o Ensino Médio: A corrosão do ferro²³

A corrosão é a tendência de um metal transformar-se no óxido do qual foi extraído. A ferrugem é um material poroso com coloração marrom-avermelhada e é formada pela corrosão do ferro, gerando óxido de ferro hidratado. A formação da ferrugem exige a presença de oxigênio e de água para ocorrer. Sem oxigênio ou sem água não há formação de ferrugem (MAGALHÃES, 2016).

- Materiais

4 tubos de ensaio (ou copos) numerados de 1 a 4

4 pregos limpos e polidos

Algodão

Areia úmida

Óleo de cozinha

²³ Adaptado de Magalhães (2016).

Água fervida

Água de torneira

Vaselina

Papel alumínio ou rolhas (para vedar os tubos de ensaio)

- Procedimento experimental

- a. No tubo 1 coloque a areia úmida, o algodão e um prego. Vede com o papel alumínio ou com a rolha.
- b. No tubo 2 coloque a água fervida isenta de ar dissolvido, o prego e o óleo. Vede com o papel alumínio ou com a rolha.
- c. No tubo 3 coloque a água de torneira e um prego. Vede com o papel alumínio ou com a rolha.
- d. No tubo 4 coloque um prego recoberto com vaselina. Vede com o papel alumínio ou com a rolha.
- e. Deixe os tubos de repouso em uma estante para tubos ou dentro de um copo por uma semana.
- f. Após esse período, analise em quais condições houve a formação de ferrugem. Explique essas observações.

7.2.5 Experimento para o Ensino Médio: Uma reação de óxido-redução²⁴

- Materiais

tubo de ensaio

copo de vidro ou suporte para tubo de ensaio

prego de ferro

solução de sulfato de cobre 1%

- Procedimento experimental

- a. Incline o tubo de ensaio e insira, cuidadosamente, um prego de ferro de ponta cabeça.
- b. Cubra todo o prego com a solução de sulfato de cobre. Agite o tubo de ensaio batendo-o na palma da mão e, em seguida, coloque no suporte.
- c. Aguarde e observe o que acontece. Explique.

²⁴ Adaptado de Magalhães (2016).

7.3 Experimento:

7.3.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Produzir corrente elétrica utilizando uma célula galvânica.

Objetivos Específicos:

- Montar uma pilha de corrosão e investigar seu funcionamento.
- Construir uma pilha de Daniell e observar seu funcionamento.
- Preparar uma pilha de concentração.
- Determinar o sentido de movimentação dos elétrons em cada uma das pilhas.
- Medir o potencial gerado por cada uma das pilhas.

7.3.2 Materiais

Béquer de 250 ml

4 béqueres de 50 ml

Pipeta de 1,0 ml

Pipeta de 2,0 ml

Fio de cobre com jacarés nas suas extremidades

Lã ou palha de aço

Tubo em forma de U

Voltímetro

Algodão

Placa de zinco 1 cm x 8 cm

3 placas de cobre 1 cm x 8 cm

Prego grande ou lâmina de ferro

Lâmina de cobre ou barra de grafite

Solução aquosa de ferricianeto de potássio - $K_3[Fe(CN)_6]$ 0,1 mol/l

Solução aquosa de cloreto de sódio - NaCl 0,1 mol/l

Solução aquosa de sulfato de cobre - $CuSO_4$ 1,0 mol/L

Solução aquosa de sulfato de cobre - $CuSO_4$ 0,10 mol/l

Solução aquosa de sulfato de cobre - $CuSO_4$ 0,01 mol/L

Solução aquosa de sulfato de zinco - $ZnSO_4$ 0,10 mol/l

Solução aquosa saturada de cloreto de potássio - KCl

Solução de indicador fenolftaleína 1 %

7.3.3 Procedimento Experimental

7.3.3.1 - Pilha de corrosão²⁵

- a. Coloque, em um béquer de 250 mL, cerca de 200 mL de solução de cloreto de sódio, 1 mL de solução de fenolftaleína e 2 mL de solução de ferricianeto de potássio.
- b. Limpe as lâminas de ferro e de cobre com lã de aço. Lave as lâminas com água destilada.

²⁵ Adaptado de Laboratório (2019).

- c. Una a lâmina de ferro à de cobre, ligando-as por meio do fio de cobre com jacarés nas extremidades.
- d. Coloque os eletrodos na solução immobilizando-os a uma certa distância um do outro.
- e. Observe e anote as colorações apresentadas pela solução. Explique.

7.3.3.2 *Pilha de Daniell*

- a. Coloque, em um béquer de 50 mL, cerca de 25 mL da solução de sulfato de cobre e, em outro béquer, cerca de 25 mL da solução de sulfato de zinco.
- b. Prepare a ponte salina enchendo o tubo U com a solução saturada de cloreto de potássio. Em seguida, coloque um chumaço de algodão nas extremidades do tubo, tomando o cuidado para não deixar bolhas dentro do mesmo. Instale a ponte salina entre os dois béqueres preparados previamente.
- c. Lixe cuidadosamente as lâminas de alumínio e cobre com a lã de aço, removendo impurezas e óxidos de suas superfícies. Lave as lâminas com água destilada.
- d. Coloque a lâmina de cobre no béquer com a solução de sulfato de cobre e a lâmina de zinco no frasco contendo a solução sulfato de zinco.
4. Feche o circuito intercalando entre os eletrodos o voltímetro e observar.
5. Leia a diferença de potencial no voltímetro e anote.
6. Com o auxílio de uma tabela de potenciais padrão de redução, calcule a ddp da pilha.
7. Compare o valor experimental com o valor teórico. Se possível, calcular o erro relativo. Explique as diferenças encontradas.

7.3.3.3 *Pilha de concentração*²⁶

- a. Adicione a um béquer de 50 mL, 30 mL da solução de sulfato de cobre 1 mol/L.
- b. Adicione, a outro béquer de 50 mL, 30 mL da solução de sulfato de cobre 0,01 mol/L.
- c. Prepare a ponte salina enchendo o tubo U com a solução saturada de cloreto de potássio. Em seguida, coloque um chumaço de algodão nas extremidades do tubo, tomando o cuidado para não deixar bolhas dentro do mesmo. Instale a ponte salina entre os dois béqueres preparados previamente.
- c. Lixe cuidadosamente as lâminas de cobre com a lã de aço, removendo impurezas e óxidos de suas superfícies. Lave as lâminas com água destilada.
- d. Coloque, em cada béquer, uma lâmina de cobre.
- e. Feche o circuito, intercalando entre os eletrodos o voltímetro. Observe a voltagem produzida.

7.3.4 Experimento para o Ensino Médio: Pilha de moedas

- Materiais

Papel filtro

Papel alumínio

Vinagre

Sal de cozinha

Tesoura

²⁶ Adaptado de Laboratório (2019).

9 moedas de cobre (moedas de 5 centavos, por exemplo)

LED e/ou multímetro

- Procedimento Experimental

a. Primeiro, limpe as moedas mergulhando-as em uma solução de vinagre e sal. Deixe-as dentro do líquido por alguns minutos e depois lave-as com água e seque-as com uma toalha de papel.

b. Use uma das moedas como molde para desenhar círculos no papel filtro (9 círculos). Corte os círculos usando a tesoura.

c. Encharque os círculos de papel filtro com vinagre.

d. Dobre um pedaço de alumínio várias vezes e trace um círculo nele. Corte com a tesoura. Serão necessários 9 discos de papel alumínio.

e. Pegue uma moeda e coloque um pedaço de papel filtro embebido em vinagre em cima dela. Em seguida, coloque um disco de papel alumínio em cima e continue nessa ordem até ter usado os nove discos de papel filtro e os de papel alumínio. Coloque outra moeda por cima.

f. Teste a voltagem produzida pela pilha com o multímetro e/ou teste o acendimento de um LED.

7.3.5 Experimento para o Ensino Médio: Pilha de na forminha de gelo

- Materiais

1 forminha de gelo

Parafusos

Fio de cobre

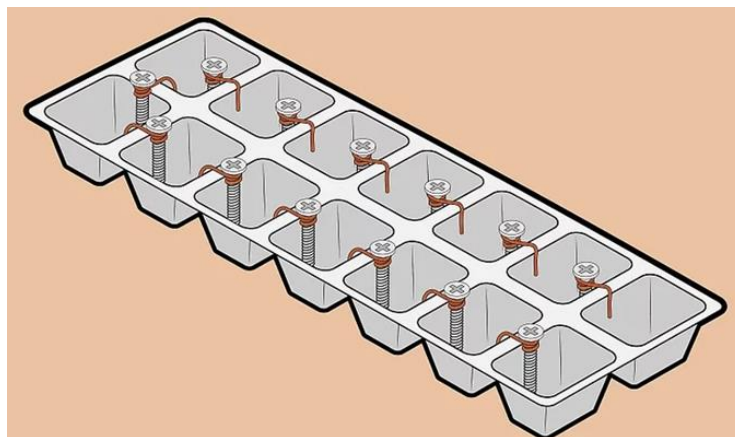
Alicate

Solução aquosa de sal de cozinha

- Procedimento

a. Desencape o fio de cobre e corte-o em pedaços com o dobro do tamanho do parafuso e enrole nos parafusos (formando um V ou U, similar a Figura 7).

Figura 7. Montagem da pilha na forminha de gelo.



Fonte: COMO, [s.d.]

- b. Encha a forminha de gelo com a solução salina. Não deixe a água passar de um buraco para o outro.
- c. Coloque os parafusos nos buracos da forminha de gelo, de forma que a cabeça do parafuso fique em um buraco e o fio de cobre no próximo (Figura 8).
- d. Teste a voltagem produzida pela bateria com o multímetro e/ou teste o acendimento de um LED.

7.4 Experimento: Escrita eletroquímica²⁷

7.4.1 Objetivos

Objetivo Geral:

Compreender os processos eletrolíticos e suas aplicações no cotidiano.

Objetivos Específicos:

- Compreender como ocorrem as reações eletrolíticas e identificar seus produtos.
- Assimilar como ocorre o aparecimento das cores nos papéis.
- Reconhecer que a eletrólise da água causa mudança do pH do meio.
- Realizar uma reação de cobreação.
- Compreender a importância dos “banhos eletroquímicos” no cotidiano.

7.4.2 Materiais

Placa metálica

Folhas de papel filtro quantitativo

Fita crepe

Pincel

Fonte de alimentação

Fio de cobre

Prego de ferro

Solução aquosa de iodeto de potássio – KI 0,6 mol/l

Solução aquosa de cloreto de sódio – NaCl 2 mol/l

Solução aquosa de ferricianeto de potássio - $K_3[Fe(CN)_6]$ 0,15 mol/L

Solução aquosa de amido 2%

Solução de fenolftaleína 0,5%

Solução alcoólica de diferentes indicadores ácido-base naturais ou sintéticos

7.4.3 Procedimento Experimental

7.4.3.1 Escrita eletroquímica com iodo e fenolftaleína

- Sobre uma placa metálica, instale três folhas de papel filtro quantitativo, uma sobre a outra, fixando-as na borda superior com fita crepe.
- Em um béquer de 50 mL, misture 20 mL da solução de iodeto de potássio, com 20 gotas da solução de amido e 40 gotas da solução de fenolftaleína.
- Com o auxílio do pincel, molhe as três folhas com a solução preparada no item b.
- Conecte o polo negativo da fonte de alimentação à placa metálica e o polo positivo a um fio de cobre.
- Ligue a fonte de alimentação e utilizando o eletrodo de cobre, escreva ou desenhe no papel e observe a formação de linhas de cores escuras. Explique a formação destas linhas.
- Troque os polos da montagem e, novamente, escreva ou desenhe no papel e observe a formação de linhas vermelhas. Explique a formação destas linhas.
- Levante as duas primeiras folhas de papel filtro e observe a coloração das linhas. Explique por que elas apresentam cores opostas.

²⁷ Adaptado de Jesus (2018).

h. Retire as folhas de papel filtro e limpe a placa metálica.

7.4.3.2 *Escrita com indicadores ácido-base naturais ou sintéticos*

- a. Instale, novamente, sobre a placa metálica, três folhas de papel filtro quantitativo, uma sobre a outra, fixando-as na borda superior com fita crepe.
- b. Com o auxílio do pincel, molhe as três folhas com a solução de cloreto de sódio.
- c. Pingue sobre o papel filtro, gotas de solução alcóolica de diferentes indicadores ácido-base naturais ou sintéticos.
- d. Conecte o polo polo negativo da fonte de alimentação à placa metálica e o polo positivo a um fio de cobre.
- e. Ligue a fonte de alimentação e utilizando o eletrodo de cobre, escreva ou desenhe no papel e observe a formação de linhas coloridas. Explique a formação destas linhas.
- f. Troque os polos da montagem e, novamente, escreva ou desenhe no papel e observe a formação de linhas coloridas. Explique a formação destas linhas.
- g. Levante as duas primeiras folhas de papel filtro e observe a coloração das linhas. Explique por que elas apresentam cores opostas.
- h. Retire as folhas de papel filtro e limpe a placa metálica.

7.4.3.3 *Escrita com azul da prússia*

- a. Instale, novamente, sobre a placa metálica, três folhas de papel filtro quantitativo, uma sobre a outra, fixando-as na borda superior com fita crepe.
- b. Com o auxílio do pincel, molhe as três folhas com a solução de ferricianeto de potássio.
- c. Conecte o polo polo negativo da fonte de alimentação à placa metálica e o polo positivo a um prego de ferro.
- d. Ligue a fonte de alimentação e utilizando o prego, escreva ou desenhe no papel e observe a formação de linhas azuis. Explique a formação destas linhas.
- e. Troque os polos da montagem e, novamente, escreva ou desenhe no papel e observe se há formação de linhas coloridas. Explique.
- f. Levante as duas primeiras folhas de papel filtro e observe a coloração das linhas. Explique por que elas apresentam cores opostas.

7.4.4 Experimento para o Ensino Médio: Cobreação de uma moeda²⁸

Ao colocar eletrodos de uma bateria em uma solução contendo íons metálicos pode ocorrer a eletrodeposição do metal presente no polo negativo, revestindo, assim, o objeto ligado a este polo. No polo positivo deve ser colocada uma lâmina contendo o mesmo metal dos cátions presentes na solução (CRUZ, 2004).

- Materiais

béquero ou copo pequeno

clip para bateria de 9V com jacaré

moeda

solução de sulfato de cobre(II)

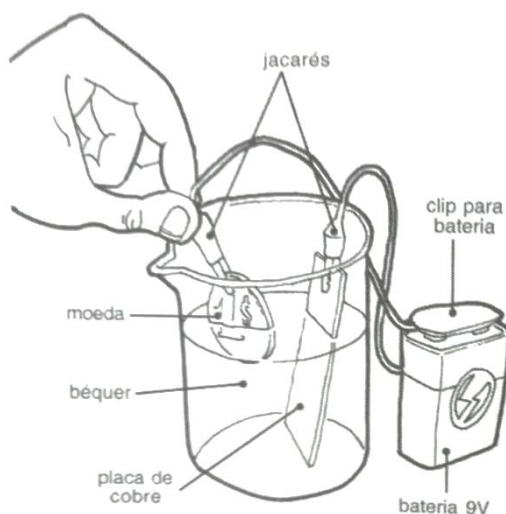
²⁸ Adaptado de Cruz (2004).

bateria de 9V
lâmina (ou chapa) de cobre

- Procedimento experimental

- a. Coloque 30 mL da solução de sulfato de cobre(II) no béquer.
- b. Mergulhe a lâmina de cobre na solução.
- c. Ligue o clips na bateria de 9V e o eletrodo positivo (vermelho) na lâmina de cobre.
- d. Prenda a moeda no eletrodo negativo (preto) da pilha com o respectivo jacaré e mergulhe na solução de sulfato de cobre(II) (Figura 8).

Figura 8. Montagem do experimento de cobreação de uma moeda.



Fonte: CRUZ, 2004.

- e. Deixe a moeda em contato com a solução por aproximadamente 30 s e observe o que acontece ao seu redor. Anote e continue mergulhando a moeda até que ela esteja completamente revestida.
- f. Retire a moeda da solução, desconecte do jacaré e deixe-a secar naturalmente sobre uma toalha de papel.

Referências Bibliográficas

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Tradução de Félix José Nonnenmacher. 7ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

BROWN, T. L.; LEMAY JR, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M.; STOLTZFUS, M. W. **Chemistry: the central science**. 13th ed. [s.l.]: Pearson, 2015.

BUTHELEZI, T.; DINGRANDO, L.; HAINEN, N. **Chemistry: Matter and Change**. [s.l.]: McGraw-Hill Education, 2013.

CAL hidratada ou virgem: conheça os diferentes tipos de cal. **Cimento Mauá**, [s.d.]. Disponível em: <https://cimentomaua.com.br/cal-hidratada-ou-virgem-conheca-os-diferentes-tipos-de-cal/?fb_comment_id=1594175154006567_1825105990913481>. Acesso em: 06/12/2021

CAZZARO, F. Um experimento envolvendo estequiometria. **Química Nova na Escola**. v. 10, p. 53-54, nov. 1999. Disponível em: <<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc10/exper3.pdf>>. Acesso em: 06/12/2021.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. **Chemistry**. 12th ed. [s.l.]: McGraw-Hill Education, 2016.

COMO Fazer Uma Pilha Caseira. WikiHow, [s.d.]. Disponível em: <<https://pt.wikihow.com/Fazer-Uma-Pilha-Caseira#Refer.C3.AAncias>>. Acesso em 10/12/2021.

CRUZ, R.; GALHARDO FILHO, E. **Experimentos de Química: microescala, materias de baixo custo e do cotidiano**. São Paulo: Editora Livraria da Física, 2004.

EBBING, D. D.; GAMMON, S. D. **General Chemistry**. 11th ed. Boston: Cengage Learning, 2017.

EXPERIÊNCIA - Como amassar uma lata sem lhe tocar com as mãos. **Explicatorium**, [s.d.]. Disponível em: <<http://www.explicatorium.com/experiencias/lata-amassada.htm>>. Acesso em 20/11/2021.

FOGAÇA, J. Experimento sobre óxidos. **Canal do educador** [s. d.]. Disponível em: <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/experimento-sobre-oxidos.htm>>. Acesso em: 15/12/2021.

FOGAÇA, J. Aula prática de solubilidade e saturação das soluções. **Canal do educador**, [s. d.]. Disponível em: <<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/aula-pratica-solubilidade-saturacao-das-solucoes.htm>>. Acesso em: 16/12/2021.

GIBBENS, S. A história mortal do nitrato de amônio, explosivo ligado à catástrofe em Beirute. **National Geographic Brasil**, 2020. Disponível em: <<https://www.nationalgeographicbrasil.com/ciencia/2021/12/medicamento-profilaxia-pre-exposicao-prep-mulheres-negligenciadas-aids-tratamento-prevencao-infeccao-hiv>>. Acesso em: 06/12/2021.

HAN, L. H.; SILVA, A. L. S.; MOURA, P. R. G.; COCCO, I. R.; DIEHL, V. E. W.; DEL PINO, J. C.; SOUZA, D. O. G. **Projeto Química e Vida: sais inorgânicos do cotidiano**. 2013. In: Anais do XVIII Seminário Interinstitucional de Ensino, Pesquisa e Extensão; XVI Mostra de Iniciação Científica e XI Mostra de Extensão, “Ciência, Conhecimento e Sociedade de Risco”. Organizadores: Aline Aparecida Cezar Costa et al. Cruz Alta: Unicruz – Centro Gráfico, 2013. Disponível em: <https://www.unicruz.edu.br/seminario/anais/anais-2013/XVIII%20SEMIN%20RIO%20INTERINSTITUCIONAL%202013%20-%20ANAIS/CCAET/QUIMICA/C.%20Oral/PROJETO%20QU%20QU%20C3%20DMICA%20E%20VIDA_SAIS%20INORG%20NICOS%20DO%20COTIDIANO.pdf>. Acesso em 06/12/2021.

JESUS, H. C. **Show de Química: aprendendo química de forma lúdica e experimental**. 3ª ed. São Paulo: Editora Livraria da Física, 2018.

LABORATÓRIO de Química. **Universidade Federal de Juiz de Fora**, Departamento de Química, 2019. Disponível em: <<https://www.ufjf.br/quimica/files/2019/08/2019-QUI126-AULA-10-ELETROQU%20C3%20DMICA.pdf>>. Acesso em 10/12/2021.

MAGALHÃES, M. **Experimentos de Química**, São Paulo: Editora Livraria da Física, 2016.

McMURRY, J. E.; FAY, R. C. **General Chemistry: Atoms First**. 2nd ed. [s.l.]: Pearson, 2014.

MIKULECKY, P. J.; BRUTLAG, K.; GILMAN, M. R.; PETERSON, B. **Chemistry Workbook For Dummies**. Hoboken: Wiley Publishing, 2008.

PETRUCCI, R. H.; HERRING, F. G.; MADURA, J. D.; BISSONNETTE, C. **General chemistry: principles and modern applications**. 11th ed. Toronto: Pearson, 2017.

POR QUE as folhas de sulfite levam esse nome? E as de almagô? Super interessante, 2017. Disponível em: <<https://super.abril.com.br/blog/oraculo/por-que-as-folhas-de-sulfite-levam-esse-nome-e-as-de-almaco/>>. Acesso em: 06/12/2021.

SAL Amoníaco - Bicarbonato de Amônio. Cozinha técnica. Disponível em: <<https://www.cozinhatecnica.com/2019/02/sal-amoniaco-bicarbonato-de-amonio/>>. Acesso em: 06/12/2021.

SOUZA, R. Chuva ácida. **Brasil Escola**. Disponível em: <<https://brasilecola.uol.com.br/geografia/chuvaacida.htm>>. Acesso em: 15/12/2021.