

Universidade Federal de Juiz de Fora
Instituto de Ciências Exatas
Departamento de Química

Laboratório de
Química dos Elementos
QUI081

Índice

GRUPO 1 – Metais Alcalinos.....	4
GRUPO 2 – Metais Alcalinos-Terrosos	8
GRUPO 2 – Estudo das águas – água dura.....	12
GRUPO 13 – Boro e Alumínio.....	15
GRUPO 14 – Carbono e seus compostos.....	18
GRUPO 15 – Nitrogênio e seus compostos	22
GRUPO 16 – Oxigênio e Enxofre e seus compostos	27
GRUPO 17 – A Química do Cloro e do Bromo.....	31
GRUPO 17 – A Química do Iodo (parte 1)	34
GRUPO 17 – A Química do Iodo (parte 2)	39
GRUPO 11 – Moedas de Cobre	41

1 – SEGURANÇA EM LABORATÓRIOS

Para tirar o máximo de proveito de um laboratório, você deve seguir alguns princípios básicos, principalmente porque isso resulta em segurança para você e para as pessoas que estão compartilhando este ambiente de trabalho. É necessário que todos os usuários conheçam e pratiquem determinadas regras, desde o primeiro instante que pretenderem permanecer em um laboratório. As instruções abaixo são importantes em qualquer momento do seu Curso, portanto todas as vezes que você entrar em um laboratório de química siga corretamente as regras aqui mencionadas. São regras simples, fáceis de memorizar e de seguir:

Indumentária Apropriada

- Avental (Jaleco) de mangas compridas, longos até os joelhos, com fios de algodão na composição do tecido, em maior proporção.
- Calça comprida de tecido não inteiramente sintético.
- Sapato fechado, de couro ou assemelhado.
- Óculos de segurança e Luvas

☞ Equipamentos de Proteção Individual (EPI) – avental, luvas, proteção facial/ocular e proteção respiratória.

Indumentária Proibida

- Bermuda ou short ou mini-saia
- Sandália, Chinelo, Sapato aberto.
- Uso de lentes de contato.
- Uso de braceletes, pulseiras, correntes, bonés ou outros adereços.
- Avental de nylon ou 100% poliéster.

Faça no Laboratório

- Lave as mãos antes de iniciar seu trabalho entre dois procedimentos, e principalmente antes de sair do laboratório.
- Certifique-se da localização do chuveiro de emergência, lava-olhos, e suas operacionalizações.

- Conheça a localização e os tipos de extintores de incêndio no laboratório.
- Conheça a localização das saídas de emergências.

Não Faça no Laboratório

- Fumar; Comer; Correr; Beber; Sentar ou debruçar na bancada; Sentar no chão
- Não use cabelo comprido solto;
- Não (ou evite) trabalhar solitário no laboratório
- Não manuseie sólidos e líquidos desconhecidos apenas por curiosidade

Referências Bibliográficas

Este guia de Laboratório constitui um resumo que tem como objetivo orientar o trabalho dos alunos no decorrer das aulas práticas. Daí ser indispensável, por parte de cada aluno, recorrer a bibliografia abaixo para auxiliar na resolução das reações referentes a cada prática.

1. VOGUEL, A. Química Analítica Qualitativa, 5ª Edição, Editora Mestre Jou, São Paulo, **1981**.
2. LEE, J.D. Química Inorgânica não tão Concisa, Tradução da 5ª Edição Inglesa Editora Edgard Blucher Ltda, São Paulo, **1999**.

GRUPO 1 – Metais Alcalinos

Os elementos do grupo 1, lítio (Li), sódio (Na), potássio (K), rubídio (Rb), célio (Cs) e frâncio (Fr), são denominados de metais alcalinos. Suas propriedades químicas e físicas são consideradas homogêneas ao longo do grupo. São excelentes condutores de eletricidade, moles e extremamente reativos. Apresentam configuração eletrônica externa ns^1 e geralmente formam compostos univalentes, iônicos e incolores. Os hidróxidos e óxidos são bases muito fortes e os oxossais são muito estáveis. Porém existem os peróxidos (Na_2O_2), superóxidos (KO_2 , RbO_2 e CsO_2), subóxidos (Rb_9O_2 , $Cs_{11}O_3...$) e ozonídeos.

As primeiras energias de ionização dos átomos deste grupo são consideravelmente menores que dos elementos de qualquer outro grupo da Tabela Periódica. Logo são facilmente oxidados, sendo em função disto, ótimos redutores.

Objetivos:

1. Verificar a reatividade de alguns metais alcalinos.
2. Identificar alguns cátions alcalinos pelo teste de chamas.

Parte Experimental

❖ Procedimento 1: Reatividade dos Metais Li, Na e K

- a. Cortar pequenos pedaços de lítio, sódio e potássio e transferir cada metal para um vidro de relógio. Deixar exposto ao ar por alguns minutos. Observar se ocorre alguma alteração na superfície destes metais.
- b. Separar três béqueres e adicionar aproximadamente 50 mL de água destilada em cada um deles. Após, adicionar pequenos pedaços de lítio, sódio e potássio, sendo um metal em cada béquer. Observar se ocorre alguma alteração em cada um dos sistemas. Adicionar aos béqueres 2 gotas do indicador fenolftaleína. O que você observou?
- c. Separar três tubos de ensaio e adicionar aproximadamente 5 mL de álcool etílico anidro em cada um deles. Após, adicionar pequenos pedaços de lítio, sódio e potássio, respectivamente em cada um dos tubos de ensaio. Observar se ocorre alguma alteração em cada um dos

sistemas.

Teste de Chama

O teste de chama é um importante método de identificação, principalmente de cátions metálicos, utilizado na análise química, baseado no espectro de emissão para cada elemento.

Na chama, os cátions de sais voláteis transformam-se em átomos livres. Estes absorvem e depois emitem radiação eletromagnética com comprimentos de onda que correspondem às transições entre os níveis de energia dos átomos.

O espectro da radiação eletromagnética na região do visível é mostrado na figura abaixo. Pode ser observado que cada faixa de comprimento de onda da radiação corresponde a uma cor. Cada comprimento de onda da radiação está relacionado à diferença de energia entre estado excitado e fundamental no átomo.

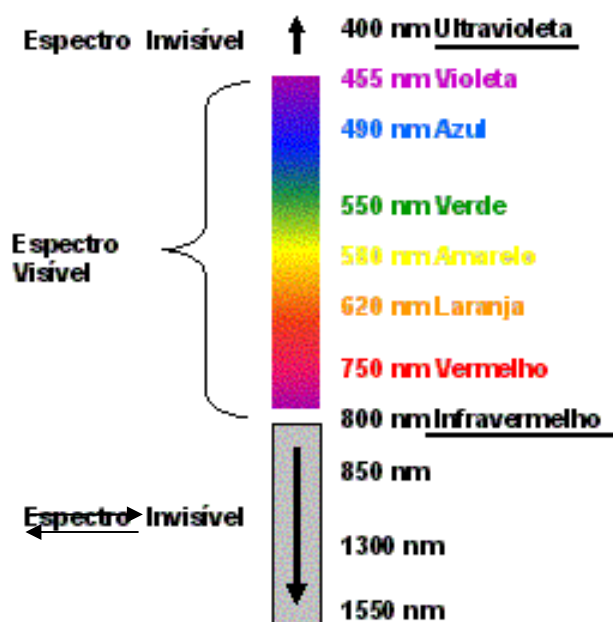


Figura 1: Comprimentos de onda característicos de várias regiões do espectro eletromagnético

A temperatura da chama do bico de Bunsen é suficiente para excitar uma quantidade de elétrons de certos elementos que emitem luz ao retornarem ao estado fundamental de cor e intensidade, que podem ser detectados com considerável certeza e sensibilidade através da observação visual da chama.

A cor é decorrente destas transições eletrônicas, em espécies de vida curta, que se formam momentaneamente na chama, que é rica em elétrons. Por exemplo, no caso do sódio, os íons são

temporariamente reduzidos a seus átomos.



A linha D do sódio, na realidade um dubleto com máximos em 589,0 nm e 589,6 nm, decorre da transição eletrônica $3s^1 \rightarrow 3p^1$, num átomo de sódio formado na chama.

❖ **Procedimento 2:** Teste de Chama dos Metais Li, Na e K

- Colocar duas gotas de ácido clorídrico diluído (6 mol L^{-1}) em um vidro de relógio.
- Acender o bico de Bunsen e, com o auxílio de uma pinça de madeira, levar o fio de níquel-cromo (ou platina) ao fogo até que a chama não mude mais de cor.
- Caso haja presença de cor na chama, mergulhe novamente a ponta do fio no ácido clorídrico.
- Passar a ponta do fio no cloreto de potássio sólido, levar à chama e observar.
- Repetir os procedimentos com os sais cloreto de lítio e cloreto de sódio.

Observações:

- A amostra deve entrar em contato com a zona redutora da chama, sendo a coloração obtida na zona oxidante.
- Pode-se usar outros sais que apresentem estes mesmos cátions, desde que não sejam tóxicos ou possam causar algum tipo de dano à integridade física do operador.
- O cloreto de sódio normalmente contamina as demais amostras, adulterando os resultados, e por este motivo deve ser deixado por último.
- As cores que devem ser observadas nos ensaios são:

Metal	Coloração da Chama	Comprimento de Onda (nm)
Li	Vermelho-carmim	670,8
Na	Amarelo-alaranjado	589,2
K	Lilás	404,4

Questões para seu relatório:

- Para cada metal: propriedades físicas; história; principais usos e os principais compostos.
- Descreva as reações químicas envolvidas para todos os experimentos
- Porque foi adicionado o indicador fenolftaleína? Poderia este ser substituído por outro?

MATERIAIS NECESSÁRIOS

De uso comum (deixar na Capela): Potes contendo os metais Lítio, Sódio e Potássio; Álcool anidro; béquer de 50mL; 1 pinça grande de metal; uma faca; abrir o gás.

Por grupo de alunos (deixar nas bancadas): 4 vidros de relógio; 1 pisseta; 1 espátula; 1 pinça de madeira; 3 tubos de ensaio com a estante de madeira; 1 frasco de fenolftaleína (~1%), 1 caixa de fósforos; fio de níquel-cromo; frascos contendo as soluções NaCl; LiCl e KCl ou estes sais em pó.

GRUPO 2 – Metais Alcalinos-Terrosos

O grupo 2 compreende o berílio (Be), magnésio (Mg), cálcio (Ca), estrôncio (Sr), bário (Ba) e rádio (Ra) e são chamados metais alcalinos terrosos. Estes elementos formam uma série bem comportada de metais altamente reativos, mas menos reativos que os metais do grupo 1. Apresentam configuração eletrônica externa ns^2 e, geralmente formam compostos divalentes, iônicos e incolores. Os hidróxidos e óxidos são menos básicos que os dos elementos do Grupo 1, portanto, seus oxossais são mais susceptíveis a decomposição térmica.

São facilmente oxidados, embora com menor facilidade do que os alcalinos, sendo em função disto, bons redutores. A propriedade redutora é aumentada com aumento de número atômico e por isso estes metais devem ser armazenados de forma apropriada. O Ra, por ser radioativo, deve ser guardado em tubo de vidro soldado.

Objetivos:

1. Verificar a reatividade do magnésio.
2. Identificar alguns cátions alcalinos terrosos pelo teste de chamas.
3. Identificar a presença de alguns cátions alcalinos terrosos por via úmida.

Parte Experimental

❖ Procedimento 1: Reatividade do Magnésio

Parte 1:

- a. Cortar uma pequena tira de fita de magnésio.
- b. Segurar uma das pontas da fita de magnésio com uma pinça metálica.
- c. Aproximar a fita de magnésio da chama, no bico de Bunsen, até que se inicie a reação.
- d. Após o início da reação pode-se afastar a fita da chama.

Observação: Nunca olhar diretamente e fixamente para a fita de magnésio durante a reação química. O brilho provocado pela reação química é muito intenso e pode ser prejudicial aos olhos. A luz é rica em radiação fotoquimicamente ativa.

Parte 2:

- Adicionar ~ 20 mL de água destilada em um béquer de capacidade apropriada.
- Adicionar ao béquer duas a três aparas de magnésio metálico e aquecer à ebulição por 5 minutos.
- Com o auxílio de um bastão de vidro homogeneizar a solução e adicionar, duas gotas do indicador fenolftaleína. Observar se ocorre alguma alteração no sistema.

❖ **Procedimento 2:** Teste de Chama dos Metais Ca, Sr e Ba

- Colocar duas gotas de ácido clorídrico diluído (6 mol L^{-1}) em um vidro de relógio.
- Acender o bico de Bunsen e, com o auxílio de uma pinça de madeira, levar o fio de níquel-cromo (ou platina) ao fogo até que a chama não mude mais de cor.
- Caso haja presença de cor na chama, mergulhe novamente a ponta do fio no ácido clorídrico.
- Passar a ponta do fio no sal cloreto de cálcio sólido, levar à chama e observar.
- Repetir os procedimentos com os sais cloreto de estrôncio e cloreto de bário, também no estado sólido.

❖ As cores que devem ser observadas nos ensaios são:

Metal	Coloração da Chama	Comprimento de Onda (nm)
Ca	Laranja	618,2-620,3
Sr	Vermelho	674,4
Ba	Verde	553,6

❖ **Procedimento 3:** Análise Química por via úmida

As análises químicas podem ser realizadas de três diferentes formas: qualitativamente, quantitativamente ou apenas imediata. A análise química por via úmida é uma técnica de análise realizada, na sua maioria em solução aquosa, para determinação de cátions e ânions.

Parte 1: Identificação dos cátions Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} na presença de íons de Sulfato

- Separar três tubos de ensaio.
- Adicionar em cada um dos tubos de ensaio 2 mL de solução de sulfato de sódio.
- Posteriormente, adicionar 2 mL de solução das amostras desconhecidas A, B e C. Observar se ocorre alguma alteração nos sistemas. Caso necessário aquecer as soluções.

- d. Em seguida, adicionar algumas gotas de solução de ácido clorídrico 6 mol L^{-1} em cada tubo de ensaio. Observar se ocorre ou não solubilidade após adição da solução ácida. Anotar os resultados no quadro abaixo com as informações: Solúvel ou pouco solúvel.

Amostra	Solubilidade após adição de HCl
A	
B	
C	

- a. Identificar os cátions presentes nas amostras A, B e C com base nos dados de K_{ps} dos sulfatos de cálcio, estrôncio e bário apresentados abaixo. Preencher o quadro abaixo.

Composto	K_{ps}	Amostra
CaSO_4	$2,4 \times 10^{-4}$	
SrSO_4	$2,5 \times 10^{-7}$	
BaSO_4	$1,2 \times 10^{-10}$	

Observação: O produto de solubilidade é simbolizado por K_{ps} e é uma constante de equilíbrio entre um sólido e seus íons.

Parte 2: Identificação dos cátions Ca^{2+} , Sr^{2+} e Ba^{2+} na presença de íons Cromato

- Separar três tubos de ensaio.
- Adicionar em cada um dos tubos de ensaio 2 mL de solução de cromato de potássio.
- Posteriormente, adicionar 2 mL de solução das amostras desconhecidas A, B e C. Observar se ocorre alguma alteração nos sistemas. Caso necessário aquecer as soluções.
- Em seguida, adicionar algumas gotas de solução de solução de ácido acético 3 mol L^{-1} . Observar a solubilidade após adição da solução ácida. Anotar os resultados no quadro abaixo com as informações: Solúvel ou pouco solúvel.

Amostra	Solubilidade após adição de HAc
A	
B	
C	

- a. Identificar os cátions presentes nas amostras D, E e F com base nos dados de K_{ps} dos cromatos de cálcio, estrôncio e bário apresentados abaixo. Preencher o quadro abaixo.

Composto	K_{ps}	Amostra
CaCrO ₄		
SrCrO ₄	$3,5 \times 10^{-5}$	
BaCrO ₄	$1,2 \times 10^{-10}$	

Observações: Caso não se observe a formação dos precipitados na PARTE 1 (item c) ou PARTE 2 (item c), aqueça levemente a solução até observar a formação dos mesmos. Para o cálcio não há formação de precipitado em soluções diluídas.

Questões

- 1) Represente a reação química ocorrida na Parte 1.
- 2) Porque foi necessário aquecer o magnésio na chama
- 3) Represente a reação química ocorrida na Parte 2.
- 4) Porque foi necessário aquecer o sistema?

MATERIAIS NECESSÁRIOS

De uso comum: Gás, Frasco contendo os Cloretos de Cálcio (CaCl₂); de Estrôncio (SrCl₂) e de Bário (BaCl₂).

Por grupo de alunos: 5 fitas de Magnésio; pinça metálica e de madeira; 2 Béquers de 50mL; Pisseta de água; bastão de vidro; HCl 6 mol L⁻¹; vidro de relógio; fósforos; fio de níquel-cromo; 6 tubos de ensaio + estante de madeira; frasco contendo as soluções de sulfato de sódio (Na₂SO₄) e cromato de potássio (K₂CrO₄).

GRUPO 2 – Estudo das águas – água dura

A dureza de águas pode ter origem natural por contato da água com o solo, onde a presença de dióxido de carbono dissolvido na água provoca a solução de sais pouco solúveis. Em depósitos subterrâneos, a água pode entrar em contato com certos materiais como o calcário (CaCO_3) ou a dolomita ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$). Dessa forma, passa a existir em sua composição uma quantidade excessiva de íons Ca^{2+} e Mg^{2+} , na forma de bicarbonatos (HCO_3^-), nitratos (NO_3^-), cloretos (Cl^-) e sulfatos (SO_4^{2-}) o que a torna imprópria para consumo humano. A dureza da água pode também ter origem artificial no decurso do tratamento realizado nas Estações de Tratamento de Água – ETA com o objetivo de ajuste do pH da água destinada ao consumo. A esse tipo de água chamamos água dura.

A dureza da água é composta de duas partes, a **dureza temporária** e a **dureza permanente**. A dureza temporária é gerada pela presença de carbonatos e bicarbonatos, que pode ser eliminada por meio da coleta da água após entrar em ebulição. A dureza permanente é devida a cloretos, nitratos e sulfatos, que não são susceptíveis à fervura. À somatória da dureza temporária e permanente dá-se o nome de "Dureza Geral" (ou total) da água.

A água dura é um problema para a ação dos sabões, para o cozimento de vegetais e para sua utilização na indústria.

Na indústria, esta água é imprópria para o abastecimento de equipamentos geradores de vapores. As caldeiras industriais requerem o uso de água de baixa dureza, pois o cálcio e magnésio possuem características naturais de se agregarem nas paredes das tubulações. Em altas temperaturas cristalizam-se, formando incrustações, causando sérios danos às caldeiras. A presença desses cátions dificulta, também, a remoção da sujeira e da gordura pela ação dos sabões.

Objetivos:

1. Verificar algumas propriedades da água dura temporária.
2. Determinar a dureza de uma água dura temporária.

Uma água dura temporária pode ser preparada no laboratório dissolvendo-se 0,5 g de nitrato de cálcio hidratado e 1 g de bicarbonato de sódio em 1 litro de H_2O . Filtra-se se necessário

Parte Experimental

❖ **Procedimento 1:** Abrandamento por aquecimento

- Em um tubo de ensaio adicionar cerca de 3 mL de água dura temporária.
- Segurar o tubo de ensaio com auxílio de uma pinça.
- Aquecer a água, na chama de um bico de Bunsen, até quase a ebulição durante aproximadamente 3 minutos.
- Deixar esfriar a solução e comparar com a água dura temporária não aquecida contida num outro tubo de ensaio.
- Interpretar as alterações ocorridas.

❖ **Procedimento 2:**

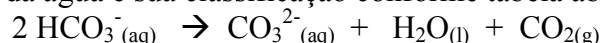
- Adicionar, em um tubo de ensaio, 3 mL de água dura temporária.
- Em seguida, adicionar algumas gotas de água de barita – solução de $Ba(OH)_2$ até verificar alguma alteração no sistema.
- Interpretar as alterações ocorridas.

❖ **Procedimento 3:** Influência da água dura na ação dos sabões

- Separar dois tubos de ensaio.
- No primeiro, adicionar aproximadamente 3 mL de água destilada.
- No segundo, adicionar aproximadamente 3 mL de água dura temporária.
- A seguir adicionar nos dois tubos, gota a gota, água de sabão, agitando após cada adição.
- Anotar o número de gotas de água de sabão necessária para produzir espuma permanente em cada tubo de ensaio.
- Interpretar os resultados.

❖ **Procedimento 4:** Determinando a Dureza da Água (comentar sobre o método com EDTA)

- Adicionar em um erlenmeyer de 125 mL, 20 mL de água dura temporária.
Obs: usar uma pipeta volumétrica neste procedimento.
- Adicionar no erlenmeyer 6 gotas de solução de vermelho de metila.
- Em seguida, titular água dura temporária com solução 0,01 mol.L⁻¹ de ácido clorídrico.
- Anotar o volume de ácido gasto nessa titulação.
- Calcular a dureza da água e sua classificação conforme tabela abaixo, considerando que:



Classificação da Água Dura		
Grau de dureza da água	CaCO ₃ (mg/L de Ca ⁺²)	CaCO ₃ (mmol L ⁻¹ de Ca ⁺²)
Macia	0 - 60	0 – 0,6
Média	60 -150	0,6 – 1,5
Dura	150 - 300	1,5 – 3,0
Muito dura	> 300	> 3,0

Portaria do Ministério da Saúde nº 2.914 de 14/12/2011

Valor máximo da dureza da água permitido para o consumo humano.

500mg/L de concentração total de cálcio e magnésio para a água ser admitida como potável
http://site.sabesp.com.br/uploads/file/asabesp_doctos/kit_arsesp_portaria2914.pdf, em 21/fev/2019

Questões:

- O que você observou de alterações no sistema durante e após o aquecimento?
- Represente a reação química ocorrida.
- Em qual tubo foi necessário adicionar mais água de sabão para produção de espuma? Porquê?
- Quais os efeitos indesejáveis da água dura ao nível doméstico?
- O que você observou de alterações no sistema após adição de água de barita?
- Represente a reação química ocorrida.
- Calcule a quantidade de cálcio presente na água dura temporária utilizada
- Classifique o grau de dureza desta água

MATERIAIS NECESSÁRIOS

De uso comum: Gás; pipeta volumétrica de 20mL; água de barita (50mL por grupo); 200 mL de solução de sabão; água dura temporária (100 mL por grupo).

Por grupo: 10 tubos de ensaio; estante de madeira; pinça de madeira; 3 erlenmeyers; bureta de 25 mL; piseta de água; 100mL de solução de HCl 0,01 mol.L⁻¹.

GRUPO 13 – Boro e Alumínio

O grupo periódico 13 é constituído dos elementos boro (B), alumínio (Al), gálio (Ga), índio (In) e tálio (Tl). O boro é um não-metal, que ocorre na crosta terrestre como borax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), e sempre forma ligações covalentes. Apresentam configurações do tipo $ns^2 np^1$ e formam compostos trivalentes de geometria trigonal plana em função da hibridação sp^2 . Como nestes compostos, existe um orbital p vazio eles se comportam como ácidos de Lewis.

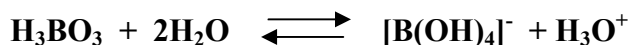
Os demais elementos desse grupo são metais razoavelmente reativos. Formam, geralmente, compostos com estados de oxidação +3, embora o índio e principalmente o tálio possam formar compostos com estado de oxidação +1. O minério de alumínio mais importante é a bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) mas ocorre, também, em muitos alumino-silicatos e argilas.

São íons pequenos de cargas elétricas elevadas e os valores elevados para a soma das três primeiras energias de ionização sugerem para eles ligações com elevado caráter covalente.

O caráter químico dos hidróxidos, correspondentes aos íons trivalentes positivos, varia em função do caráter covalente dos elementos.

Composto	H_3BO_3	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Ga}(\text{OH})_3$	$\text{In}(\text{OH})_3$	$\text{Tl}(\text{OH})_3$
Caráter	<i>ácido</i>	<i>anfótero</i>	<i>anfótero</i>	<i>básico</i>	<i>básico</i>

O H_3BO_3 é um ácido fraco porque tendo grande caráter covalente não se dissocia muito. O sal mais estável do ácido bórico é o tetraborato de sódio (bórax) encontrado na forma decahidratado. Sendo um sal de ácido fraco sofre hidrólise e por isso, o bórax pode ser empregado como base na titulação de ácidos.



A dissociação do ácido bórico depende do pH. Em pH acima de 9,24 o ânion $[B(OH)_4]^-$ é predominante, enquanto em pH abaixo de 9,24 predominam as espécies não iônicas.

A principal atividade econômica do boro é na produção do bórax e do ácido bórico, com diversas aplicações, com majoritária relevância na indústria de papel, celulose e nos agroquímicos. O ácido bórico tem propriedades antissépticas, fungicida e antiviral e por estas razões é utilizado como clarificador da água no tratamento de água em piscinas.

Solubilidade do ácido bórico

A 25°C a solubilidade do H_3BO_3 em água é 5,7g/100mL
A sua solubilidade aumenta com a temperatura

Objetivos:

1. Sintetizar o ácido bórico
2. Síntese de compostos de boro
3. Verificar as propriedades anfóteras do alumínio

Parte Experimental

Let's to try: <https://www.acs.org/content/acs/en/education/whatischemistry/adventures-in-chemistry/experiments/slime.html> or <https://www.youtube.com/watch?v=4F9ukCQvP20>
(better one)

❖ Procedimento 1: Síntese do Ácido Bórico

- a. Pesar em um béquer 2 g de bórax;
- b. Adicionar ao béquer 20 mL de água destilada;
- c. Em seguida aquecer até dissolução total do sal;
- d. Verificar o pH da solução com papel indicador universal;
- e. Adicionar, lentamente, 2 mL de solução 6 mol L^{-1} de HCl e, em seguida resfriar o béquer em cuba de gelo;
- f. Observar, durante alguns minutos, a formação de cristais de ácido bórico;
- g. Filtrar o ácido bórico tomando o cuidado de lavar com água gelada.

❖ Procedimento 2: Obtendo o *slime* (see <https://www.youtube.com/watch?v=4F9ukCQvP20>)

- a. Pesar 2,0 g de bórax em um béquer de 100 mL;
- b. Adicionar 70 mL de água para dissolver o bórax;
- c. Em outro béquer de 100 mL coloque 50 mL de cola branca e 50 mL de água e algumas

gotas de corante, sempre misturando tudo com um bastão de vidro;

- d. Coloque as duas soluções numa tigela e continue a misturar a solução final até o polímero ser formado;

❖ **Procedimento 3:** Reatividade do Alumínio Metálico

- a. Adicionar 2 mL de solução 6 mol L^{-1} de HCl a um tubo de ensaio e a um segundo tubo adicionar 2 mL de solução 6 mol L^{-1} de NaOH.
- b. Acrescentar em cada tubo de ensaio um pedaço de alumínio metálico previamente lixado.

❖ **Procedimento 4:** Reatividade de Sais de Alumínio

- a. Em um tubo de ensaio, adicionar 10 gotas de solução de nitrato de alumínio.
- b. Após, adicionar a este tubo de ensaio solução de hidróxido de sódio 6 mol L^{-1} , gota a gota, até perceber alguma alteração no sistema.
- c. Continuar adicionado solução de hidróxido de sódio 6 mol L^{-1} , gota a gota, até perceber uma nova alteração no sistema
- d. Ainda, no mesmo tubo de ensaio, adicionar solução de ácido clorídrico 6 mol L^{-1} , gota a gota, até perceber alguma alteração no sistema
- e. Continuar adicionado solução de ácido clorídrico 6 mol L^{-1} , gota a gota, até perceber uma nova alteração no sistema

Questões:

- 1) Represente a reação química ocorrida
- 2) Calcule o rendimento desta reação
- 3) Represente a reação química ocorrida no tubo com ácido clorídrico
- 4) Represente a reação química ocorrida no tubo com hidróxido de sódio
- 5) Represente as reações químicas ocorridas
- 6) Com base no princípio de Le Chatelier, explique as alterações químicas ocorridas quando se adiciona excesso de ácido ou base no sistema

MATERIAIS NECESSÁRIOS

De uso comum: Gás, cuba de gelo; água gelada; bórax; balança, cola branca, corantes.

Por grupo de alunos: 02 béquers de 50 mL e 02 béquers de 100 mL; Pisseta; tripé + tela de amianto; bastão de vidro; papel indicador universal; HCl 6 mol L^{-1} ; NaOH 6 mol L^{-1} Funil para filtração; papel de filtro; Alumínio metálico; lixa; nitrato de alumínio – $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; 06 tubos de ensaio, estante de madeira

GRUPO 14 – Carbono e seus compostos

O carbono é um elemento químico extremamente importante, por ser indispensável à existência da vida – seja ela animal e vegetal – sem falar dos compostos inorgânicos constituídos pelo elemento em questão. Dentre os compostos inorgânicos mais importantes temos o dióxido de carbono (CO_2), um componente minoritário da atmosfera terrestre (na ordem de 0,04% em peso) produzido e usado pelos seres vivos (ver ciclo do carbono). Em água forma ácido carbônico (H_2CO_3) que é instável, e que podem ser convertidos em íons carbonatos estáveis. Alguns importantes minerais, como a calcita (CaCO_3), a magnesita (MgCO_3) e a dolomita ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$), são carbonatos. O carbono ocorre, também, em grande quantidade principalmente na forma de carvão e petróleo. Há vários alótropos de carbono, e entre os mais conhecidos estão a grafite, o diamante e o carbono amorfo.

O carvão ativado tem a capacidade de coletar seletivamente gases, líquidos ou impurezas no interior dos seus poros, apresentando um excelente poder de clarificação, desodorização e purificação. No tratamento de águas o carvão se destaca por reter impurezas e elementos poluentes. É utilizado em diversos ramos das indústrias química, alimentícia e farmacêutica, da medicina e em sistemas de filtragem, bem como no tratamento de efluentes e gases tóxicos. Devido à sua composição química e área superficial o carvão apresenta uma propriedade importante chamada adsorção.

Objetivos:

1. Verificar a capacidade de adsorção do carvão ativado.
2. Sintetizar e verificar algumas propriedades do dióxido do carbono.
3. Realizar algumas reações com o íon carbonato.

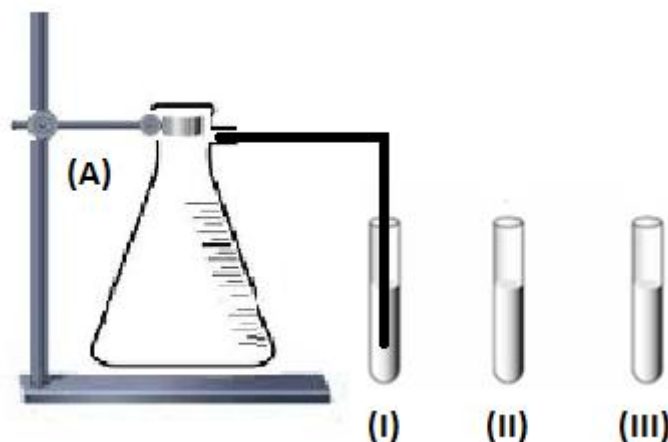
Parte Experimental

❖ **Procedimento 1:** Adsorção do Carvão Ativado

- a. Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de uma solução de “índigo blue”
- b. A seguir, no mesmo tubo de ensaio, adicionar uma pequena quantidade de carvão ativado
- c. Aguardar uns dois minutos e observar alguma alteração no sistema

❖ **Procedimento 2:** Síntese e Propriedades do dióxido de Carbono

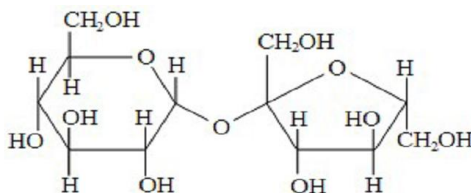
a. Montar o esquema abaixo:



- b. Adicionar a 3 tubos de ensaio (I, II e III), separadamente, as seguintes soluções:
- c. No primeiro tubo de ensaio adicionar 5 mL de água destilada, 1 gota de solução de hidróxido de sódio $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ e 1 gota de fenolftaleína. Homogeneizar a mistura.
- d. No segundo tubo de ensaio adicionar 2,0 mL de solução de hidróxido de cálcio $0,025 \text{ mol L}^{-1}$.
- e. No terceiro tubo de ensaio adicionar 1,0 mL de solução de carbonato de sódio mol L^{-1} , 1,0 mL de água destilada e 1 gota de fenolftaleína. Homogeneizar a mistura.
- f. Adicionar ao kitassato (A), ver esquema acima, 16 mL de solução de ácido clorídrico 6 mol L^{-1} e 5 g de carbonato de cálcio sólido (mármore). Fechar rapidamente a boca do kitassato com uma rolha (vedar bem). Borbulhar o gás, obtido a partir da reação ocorrida no kitassato, no tubo de ensaio (I) previamente preparado, até verificar alguma alteração no sistema. Posteriormente repetir o procedimento borbulhando o gás no tubo de ensaio (II) e finalmente no tubo de ensaio (III).
- g. Adicionar, a outro tubo de ensaio, 1,0 mL de solução de hidróxido de cálcio $0,025 \text{ mol L}^{-1}$. Colocar uma pipeta dentro do tubo de ensaio até tocar a solução e soprar por alguns minutos até observar alguma alteração no sistema.

Procedimento 3: Obtenção do carvão – demonstrativo

A sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), mais conhecida como açúcar, é um dissacarídeo composto por uma molécula de glicose e uma de frutose, unidas entre si por uma ligação glicosídica. A sua fórmula de estrutura pode ser representada da seguinte maneira:^[2]



- Colocar cerca de 15 g açúcar num béquer de 100 mL.
- Medir numa proveta 15 mL de ácido sulfúrico concentrado.
- Juntar o ácido sulfúrico ao açúcar.
- Misturar o ácido no açúcar com uma vareta de vidro.
- Observar, atentamente, o decorrer da reação.

Procedimento 4: Reações do íon Carbonato

- Adicionar em um tubo de ensaio 2,0 mL de solução de carbonato de sódio mol L⁻¹. Acrescentar, em seguida, gota a gota, solução de ácido clorídrico 6 mol L⁻¹ até observar alteração no sistema.
- Adicionar em outro tubo de ensaio 2,0 mL de solução de carbonato de sódio mol L⁻¹. Acrescentar, em seguida, gota a gota, solução de hidróxido de cálcio mol L⁻¹ até observar alteração no sistema. Em seguida, adicionar solução de ácido clorídrico mol L⁻¹ e verificar novamente se há alteração no sistema.
- Em outro tubo de ensaio, adicionar 2,0 mL de solução de carbonato de sódio mol L⁻¹. Em seguida, acrescentar uma gota de solução de ácido nítrico mol L⁻¹. Homogeneizar a mistura. Após, adicionar, gota a gota, solução de nitrato de prata mol L⁻¹ até observar alguma alteração no sistema. Adicionar, posteriormente, solução de hidróxido de amônio mol L⁻¹ e observar se ocorre alteração no sistema.

Questões:

- 1) O que você observou após adição do carvão ativado à solução de índigo blue?
- 2) Porque isso ocorreu?
- 3) Consulte, na literatura, as propriedades do carvão ativado e algumas de suas aplicações.
- 4) Represente a reação química ocorrida no kitassato (A).
- 5) Represente a reação química ocorrida no tubo de ensaio (I).
- 6) Represente a reação química ocorrida no tubo de ensaio (II).
- 7) Represente a reação química ocorrida no tubo de ensaio (III).
- 8) Comparar o resultado obtido neste tubo de ensaio com o tubo de ensaio (II) do procedimento acima.
- 9) Represente a reação química ocorrida no item “a”.
- 10) Represente as reações químicas ocorridas no item “b”
- 11) Repita o procedimento do item “c” sem adição de ácido nítrico, ou seja, adicionar em um tubo de ensaio apenas carbonato de sódio e nitrato de prata nas mesmas quantidades acima. O que você observou? Compare os resultados.
- 12) No item “c”, foi solicitado adicionar ácido nítrico à solução de carbonato de sódio. Por quê?
- 13) Represente as reações químicas ocorridas no item “c”

MATERIAIS NECESSÁRIOS:

De uso comum: 15 mL de ácido sulfúrico concentrado (98%); 15 g de açúcar (sacarose); 1 Béquer de 100 mL; bastão de vidro (comprido); 1 Proveta de 100 mL; Solução de índigo blue; Carvão ativo; Carbonato de Cálcio em pó.

Por grupo de alunos: Pisseta de água; Pipeta (ou tubo de vidro), 8 tubos de ensaio+estante de madeira; espátula; Kitassato com rolha; ~ 20 cm de mangueira (conectar no kitassato); soluções de fenolftaleína, NaOH 0,01 mol L⁻¹, Ca(OH)₂ 0,025 mol L⁻¹, HCl 6 mol L⁻¹, CaCO₃ mol L⁻¹, AgNO₃ mol L⁻¹ e HNO₃ mol L⁻¹;

Objetivos desta prática:

1. Identificar amônia em soluções de Cu(II) e Ni(II)
2. Verificar a propriedade redutora da amônia
3. Verificar a formação de amônia através da decomposição térmica de sais de amônio
4. Realizar algumas reações de identificação do íon nitrato

Parte Experimental❖ Procedimento 1: Reações de Identificação de Amônia

- a. Adicionar, em um tubo de ensaio, 1 mL de solução de sulfato de cobre (II) e em seguida acrescentar 2 a 3 gotas de solução de amônia. Observar. Após, continuar acrescentando ao mesmo tubo de ensaio solução de amônia em excesso. Verificar as alterações ocorridas no sistema.
- b. Adicionar, em um tubo de ensaio, 1 mL de solução de sulfato de níquel (II) e em seguida acrescentar 2 a 3 gotas de solução de amônia. Observar. Após, continuar acrescentando ao mesmo tubo de ensaio solução de amônia em excesso. Verificar as alterações ocorridas no sistema

❖ Procedimento 2: Algumas Propriedades da Amônia➤ Propriedade Redutora

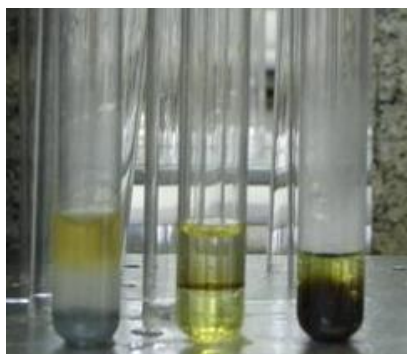
- a. Adicionar, em um tubo de ensaio, 1 a 2 mL de solução de permanganato de potássio. Após, adicionar 3 a 5 mL de solução de amônia. Aquecer suavemente a mistura no bico de Bunsen (**CUIDADO**) e observar a variação de cor do permanganato

➤ Decomposição Térmica de Sais de Amônio

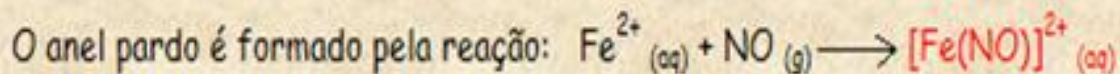
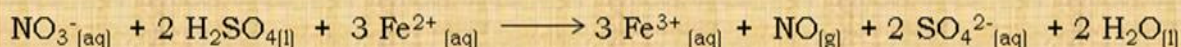
- a. Colocar em um tubo de ensaio alguns cristais de cloreto de amônio
- b. Aquecer diretamente na chama do bico de Bunsen
- c. Observar o despreendimento de amônia fazendo o teste com o papel de tornassol vermelho umedecido colocado na saída do tubo

❖ Procedimento 3: Identificação do íon Nitrato➤ Anel Pardo

- Adicionar, em um tubo de ensaio, 10 gotas de solução saturada de sulfato de ferro II preparada recentemente. Após, acrescentar 10 gotas de solução de nitrato de sódio.
- Na capela, adicionar, lentamente, 4 a 5 gotas de ácido sulfúrico **concentrado** nas paredes do tubo de ensaio, de modo que o ácido forme uma camada debaixo da mistura. Não agitar o tubo devido à instabilidade do anel pardo. Forma-se o anel marrom na interface dos dois líquidos.

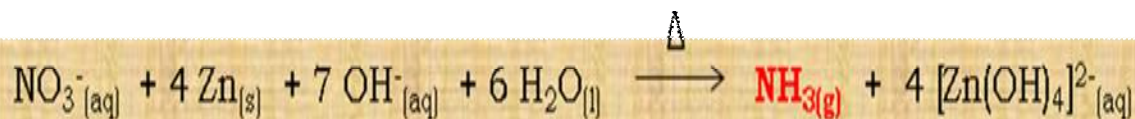


OBS: O ensaio não é confiável na presença de brometos, iodetos, nitritos, cromatos e cloratos (íons interferentes).

➤ Redução em meio Alcalino

- Adicionar em um tubo de ensaio, 5 gotas de uma solução de nitrato de sódio e 10 gotas de solução de hidróxido de sódio
- Acrescentar, ao mesmo tubo de ensaio, uma quantidade mínima de pó de zinco
- Aquecer a mistura e identificar o gás amônia desprendido com papel de tornassol vermelho umedecido, colocado na boca do tubo, e também através do odor característico

OBS: Íons NH_4^+ interferem e íons Br^- e I^- não interferem.



Reação do Sólido com Ácido Sulfúrico

- a. Na capela, aquecer em um tubo de ensaio uma pequena quantidade de nitrato de sódio sólido com 4 a 5 gotas de ácido sulfúrico **concentrado**. Verificar as alterações ocorridas no sistema



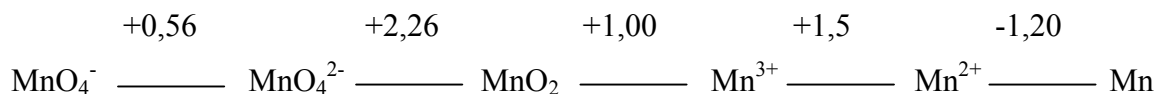
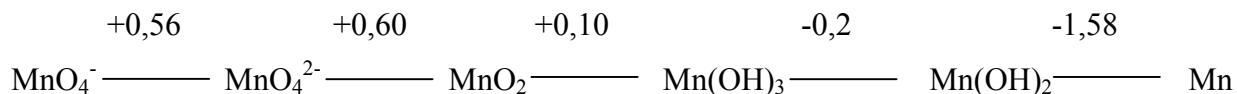
Informações importantes do manganês: O manganês apresenta estados de oxidação +2, +3, +4, +6 e +7. A maioria destes compostos é colorida.



Da esquerda para a direita, compostos com íon Mn(II), Mn(IV), Mn(VI), Mn(VIII)

SEMI - REAÇÃO	MEIO IÔNICO CONDICIONANTE
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+_{(\text{Aq.})} + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}_{(\text{Aq.})} + 4\text{H}_2\text{O}$	Fortemente ácido
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	Neutro ou ligeiramente alcalino
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}_{(\text{Aq.})}$	Fortemente alcalino

Diagrama de Latimer

Para o Manganês (meio ácido)**Para o Manganês (meio básico)**

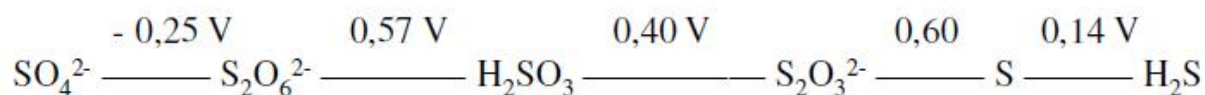
Questões:

- 1) Represente a reação química antes da adição de excesso de solução de amônia.
- 2) Represente a reação química depois da adição de excesso de solução de amônia.
- 3) Qual o nome do composto de cobre (composto de coordenação) formado?
- 4) Represente a reação química antes da adição de excesso de solução de amônia.
- 5) Represente a reação química depois da adição de excesso de solução de amônia.
- 6) Qual o nome do composto de níquel (composto de coordenação) formado?
- 7) Quais as alterações no sistema observadas após o aquecimento?
- 8) Represente a reação química de oxirredução ocorrida.
- 9) Calcule o potencial padrão de oxidação e de redução de cada uma das transformações ocorridas para cada espécie química e calcule, ainda, a variação do potencial da reação (ΔE).
- 10) Represente a reação química ocorrida.
- 11) Consultando a reação química acima, represente a semi-reação de oxidação e a semi-reação de redução.
- 12) Calcule o ΔE desta reação.
- 13) Consultando a reação química acima, represente a semi-reação de oxidação e a semi-reação de redução.
- 14) Calcule o ΔE desta reação.
- 15) Porque a necessidade de aquecimento neste processo?
- 16) Como você identificou a formação de dióxido de nitrogênio?

MATERIAIS NECESSÁRIOS:

De uso comum: ácido sulfúrico concentrado (98%)+pipeta+kitassato grande; $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$; $\text{Zn}_{(s)}$.
Gas. Por grupo de alunos: Pisseta de água; 8 tubos de ensaio+estante de madeira; espátula; pinça de madeira; soluções de KMnO_4 ; CuSO_4 ; NiSO_4 ; FeSO_4 , amônia; NaOH e NaNO_3 .

Diagrama de Latimer, em meio ácido, a 25°C, para o Enxofre



Objetivos desta prática:

1. Verificar algumas propriedades químicas do peróxido de hidrogênio.
2. Sintetizar enxofre e dióxido de enxofre.

Parte Experimental

❖ Procedimento 1: Propriedades Químicas do Peróxido de Hidrogênio

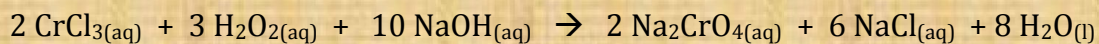
➤ Propriedade oxidante

Experimento 1:

- a. Em um tubo de ensaio adicionar 1,0 mL de água destilada, 2 gotas de solução de ácido sulfúrico 6,0 mol L⁻¹ e 3 gotas de peróxido de hidrogênio 3%
- b. A seguir, adicionar 1,0 mL da solução de iodeto de potássio 1,0 mol L⁻¹. Verificar as alterações ocorridas no sistema

Experimento 2:

- a. Em um tubo de ensaio adicionar 1,0 mL de solução de cloreto de cromo (III) 0,2 mol L⁻¹ e acrescentar 3,0 mL de água destilada. Em seguida, adicionar, **gota a gota**, 1,0 mL de solução de hidróxido de sódio 1,0 mol L⁻¹. Aguardar uns 5 minutos e verificar alguma alteração de cor no meio
- b. Após, adicionar ao mesmo tubo de ensaio 0,5 mL de peróxido de hidrogênio 3% até nova alteração no sistema. Se necessário pode adicionar mais um pouco de água oxigenada.



➤ Propriedade Redutora

Experimento 1

- Em um tubo de ensaio adicionar 1,0 mL de água destilada, 2 gotas de solução de ácido sulfúrico $6,0 \text{ mol L}^{-1}$ e 3 gotas de peróxido de hidrogênio 3%.
- A seguir, adicionar 2 gotas de solução de permanganato de potássio $1,0 \text{ mol L}^{-1}$. Verificar as alterações ocorridas no sistema.

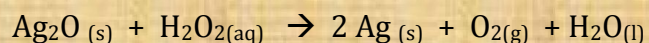
Experimento 2

- Em um tubo de ensaio, adicionar 1,0 mL de solução de sulfato de sódio e 1,0 mL de solução de cloreto de bário. Decantar o precipitado formado.
- Adicionar ao tubo de ensaio 1,0 mL de solução de permanganato de potássio $1,0 \text{ mol L}^{-1}$. Deixar a mistura em repouso por 5 minutos.
- Após, adicionar, gota a gota, solução de peróxido de hidrogênio 3%, sem agitar o sistema. Verificar as alterações ocorridas. Compare o resultado com o experimento 1 realizado acima.

OBS: O BaSO_4 adsorve os íons MnO_4^- . A adição de H_2O_2 reduz apenas o MnO_4^- presente na solução, porém não reduz o íon MnO_4^- adsorvido pelo BaSO_4 .

Experimento 3

- Em um tubo de ensaio adicionar 2,0 mL de solução de carbonato de sódio $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ e 5 gotas de solução de nitrato de prata $0,2 \text{ mol L}^{-1}$. Verificar as alterações ocorridas no sistema.
- Após, adicionar lentamente, 3 gotas de peróxido de hidrogênio 3% e verificar nova alteração no sistema.



❖ Procedimento 2: Formação de Enxofre

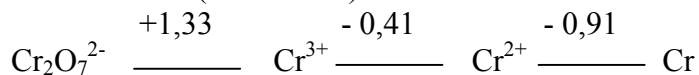
- Adicionar em um tubo de ensaio 1,0 mL de solução de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0,5 mol L^{-1} .
- A seguir, adicionar 2,0 mL de água destilada e 1,0 mL de solução de H_2SO_4 6,0 mol L^{-1} .
- Se necessário, aquecer levemente o tubo de ensaio. Verificar as alterações ocorridas no sistema.

Informações importantes do cromo: Seu maior estado de oxidação é +6. Os estados de oxidação +4 e +5 são pouco frequentes, enquanto que +2 e +3 são comuns. Também é possível obter-se compostos nos quais o cromo apresenta estados de oxidação mais baixo, porém são incomuns.

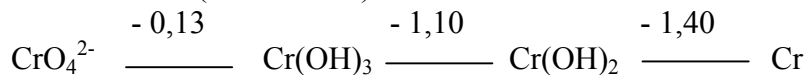


Diagrama de Latimer

Para o Cromo (meio ácido)



Para o Cromo (meio básico)



MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Por grupo de alunos: Pisseta de água; 5 tubos de ensaio+estante de madeira; pinça de madeira; soluções de KMnO_4 1,0 mol L^{-1} ; CrCl_3 0,2 mol L^{-1} ; Na_2SO_4 0,2 mol L^{-1} ; Na_2CO_3 0,2 mol L^{-1} ; AgNO_3 0,2 mol L^{-1} ; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,5 mol L^{-1} ; H_2SO_4 6,0 mol L^{-1} ; BaCl_2 ; NaOH 1,0 mol L^{-1} ; H_2O_2 3%; KI 1,0 mol L^{-1} .

GRUPO 17 – Aspectos gerais do Cloro e do Bromo

Os íons cloreto (Cl^-), brometo (Br^-) e iodeto (I^-) formam sais pouco solúveis com soluções de prata(I). Os três sais são sólidos e apresentam diferenças nas suas solubilidades como se pode observar na Tabela 1.

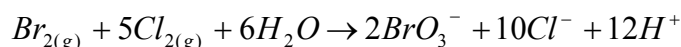
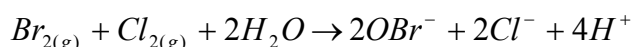
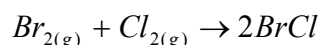
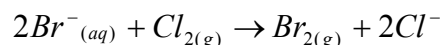
Tabela 1–Constante de produto de solubilidade e de solubilidade de sais.

<i>Sal</i>	K_{PS}	<i>Solubilidade (mol/L)</i>	<i>Solubilidade (g/mol)</i>
AgCl	$1,6 \times 10^{-10}$	$1,3 \times 10^{-5}$	$1,8 \times 10^{-6}$
AgBr	$5,0 \times 10^{-13}$	$7,1 \times 10^{-7}$	$1,3 \times 10^{-7}$
AgI	$8,5 \times 10^{-19}$	$9,2 \times 10^{-9}$	$2,2 \times 10^{-9}$

O cloreto de prata (AgCl) é um sólido branco, floculento, pouco solúvel em água e em ácido nítrico diluído, mas solúvel em solução diluída de amônia, pois forma-se o íon complexo $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ (aq).

O brometo de prata (AgBr) por sua vez, é um sólido floculento, amarelo-pálido, escassamente solúvel em solução de amônia diluída, mas solúvel em solução de amônia concentrada. O precipitado também é solúvel em soluções de cianeto de potássio e tiosulfato de sódio.

O bromo é identificado pela cor amarelo pardo quando se difunde no clorofórmio ou tetracloreto de carbono. Após um período de repouso forma-se uma solução marrom avermelhada abaixo da camada aquosa incolor. Com excesso de água de cloro, o bromo converte-se em monocloreto de bromo amarelo ou em ácido hipobromoso ou ácido brômico incolores, resultando numa solução amarelo-pálida ou incolor. Este ensaio serve para distinguir brometo de iodeto.



O iodeto de prata (AgI) é um sólido floculento, amarelo, solúvel em solução de cianeto de

potássio e tiosulfato de sódio, ligeiramente solúvel em solução de amônia concentrada e pouco solúvel em ácido nítrico diluído.

OBJETIVO

Verificar os procedimentos para identificação dos ânions cloreto e brometo

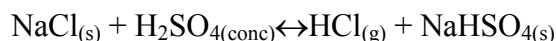
PARTE EXPERIMENTAL

Procedimentos:

CLORETO:

a) Sólido com ácido sulfúrico concentrado:

Em um tubo de ensaio, adicione uma ponta de espátula de NaCl sólido e, na Capela, adicione 2 ou 3 gotas de H₂SO₄ P.A. Observe e escreva o que aconteceu.



b) Nitrato de prata, em presença de HNO₃ diluído:

Coloque em um tubo de ensaio 5 gotas de NaCl 0,1 mol L⁻¹, 3 gotas de HNO₃ 1,0 mol/L e 5 gotas de AgNO₃ 0,1 molL⁻¹. Observe o que ocorreu na solução.

A seguir, adicione excesso de NH₄OH 6 molL⁻¹. Observe e explique o que ocorreu através da reação.

c) Repita o processo b e adicione excesso de (NH₄)₂CO₃ 6,0 molL⁻¹ ao invés de NH₄OH.

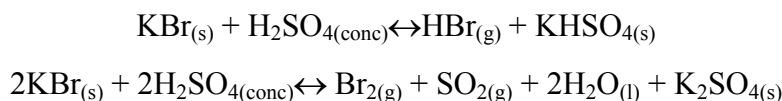


d) Adicione HCl 3,0 molL⁻¹ nos tubos dos procedimentos b e c, e observe e escreva o que ocorreu.

BROMETO:

a) Sólido com ácido sulfúrico concentrado:

Em um tubo de ensaio adicione uma ponta de espátula de KBr sólido e, na Capela, adicione 2 ou 3 gotas de H₂SO₄ concentrado. Descreva o o que aconteceu.



b) Nitrato de prata, em presença de ácido nítrico diluído:

Coloque em um tubo de ensaio 5 gotas de KBr 0,1 mol L⁻¹, 3 gotas de HNO₃ 1,0 mol L⁻¹ e 5 gotas de AgNO₃ 0,1 mol L⁻¹. Observe o que ocorre na solução.

A seguir, adicione excesso de NH₄OH (tem que ser concentrado 6 mol L⁻¹), descreva o que aconteceu.

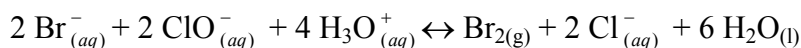
c) Repita o processo b e adicione excesso de (NH₄)₂CO₃ 6,0 mol L⁻¹ ao invés de NH₄OH. Descreva o que aconteceu.



d) Adicione HCl 3,0 mol L⁻¹ nos tubos dos procedimentos b e c, e observe o que ocorreu. Explique.

e) Hipoclorito em meio ácido / particionar o produto em CCl₄:

Coloque em um tubo de ensaio 5 gotas de KBr 0,1 mol L⁻¹, 5 gotas de NaClO 2% e 3 gotas de HCl 3,0 mol L⁻¹. Observe o que ocorre na solução.



A seguir, adicione aproximadamente 1,0 mL de CCl₄ P.A. e observe o que aconteceu. Explique a reação utilizando os diagramas de Latimer e também explique a diferença de solubilidade do Br_(aq)⁻ / Br₂.

MATERIAIS NECESSÁRIOS:

De uso geral: NaCl sólido; KBr sólido; H₂SO₄ P.A., CCl₄ P.A.

Por grupo de alunos: Suporte para tubos de ensaio, 10 tubos de ensaio+estante de madeira; pipeta de Pasteur; soluções de NaCl 0,1 mol L⁻¹; KBr 0,1 mol L⁻¹; HNO₃ 1,0 mol L⁻¹; AgNO₃ 0,1 mol L⁻¹; NH₄OH 6,0 mol L⁻¹; (NH₄)₂CO₃ 6,0 mol L⁻¹; NaClO 2%; HCl 3,0 mol L⁻¹.

GRUPO 17 – A Química do Iodo (parte 1)

O Iodo é um sólido negro e lustroso com leve brilho metálico, sendo encontrado na natureza sob forma de vários compostos concentrados em pequenas proporções (por volta de 1 e 50 mg/kg) na água salgada do mar, em forma de iodeto de sódio (NaI) além de estar presente nos compostos petrolíferos em forma de iodeto de potássio (KI). Além de ser extraído industrialmente desses locais (água salgada e veios petrolíferos) é também obtido como subproduto do processamento do chamado "Salitre do Chile", onde faz-se presente na forma de iodato de sódio (NaIO₃). O iodo é um sólido volátil em temperatura ambiente.

O iodo é essencial para a síntese dos hormônios tireoidianos que irão regular as funções do organismo, sua deficiência pode levar ao bócio e seu excesso pode causar intoxicação.

As reações de oxirredução constituem parte importante da química do iodo devido à sua variedade de estados de oxidação.

Diagrama de Latimer, em meio ácido, a 25°C, para o Iodo

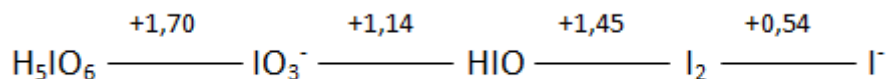
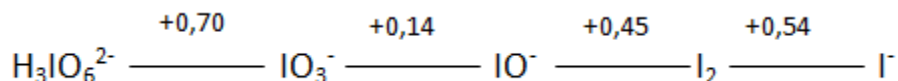


Diagrama de Latimer, em meio básico, a 25°C, para o Iodo



Objetivos desta prática:

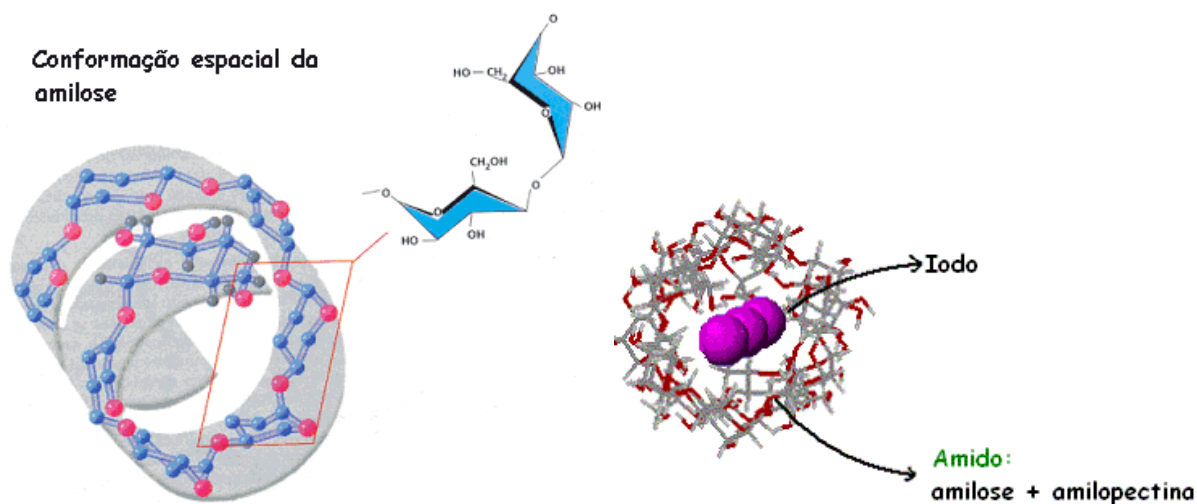
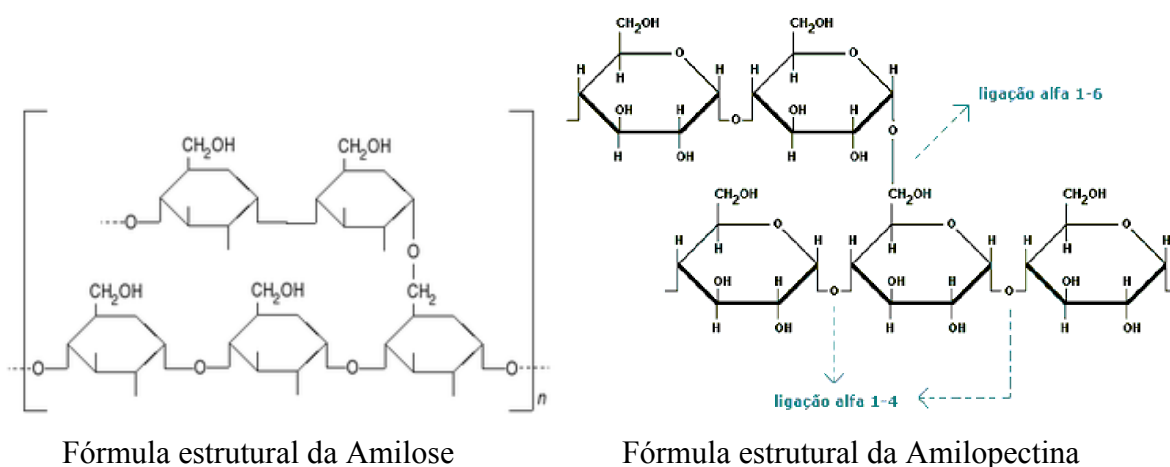
1. Identificar qualitativamente o iodo.
2. Realizar algumas reações com o íon iodeto.
3. Realizar algumas reações com o íon iodato.

Parte Experimental

❖ Procedimento 1: Identificação Qualitativa do Iodo

- Em um tubo de ensaio, adicionar um ou dois cristais de iodo e acrescentar cerca de 3 mL de água destilada. Triturar os cristais até observar uma ligeira coloração amarela da solução.
- Após, acrescentar duas gotas de amido. Verificar as alterações ocorridas no sistema.

OBS: O AMIDO, um polímero de fórmula $(C_6H_{10}O_5)_n$, é um pó ou granulado branco, insípido e inodoro, pouco solúvel em água fria ou álcool. A estrutura molecular do amido é fruto da combinação de dois polissacarídeos, a amilose e a amilopectina.



A coloração azul intensa ocorre devido à formação de um complexo formado pela oclusão (aprisionamento) do iodo nas cadeias lineares da amilose. Como a amilopectina não apresenta estrutura helicoidal, devido à presença das ramificações, a interação com o iodo será menor, e a coloração menos intensa.

❖ Procedimento 2: Reações do íon Iodeto

Experimento 1

- Em um tubo de ensaio, adicionar 1,0 mL de solução de iodeto de potássio e dois cristais de iodo (solução de lugol). Observar a coloração da mistura.
- Após, adicionar duas gotas de amido. Observar a coloração da solução comparando-a com a cor observada no tubo do procedimento anterior (procedimento 1).

A molécula de iodo é pouco solúvel em água por ser apolar, porém é muito solúvel em solventes não polares tais como o clorofórmio, benzeno, hexano e em álcoois de cadeia curta originando uma solução violeta. Na presença de soluções aquosas que já contenham íons iodeto, o iodo molecular se torna solúvel e uma solução marrom escura se forma devido à formação de espécies I_3^- (aq) (íons triiodeto). O iodeto de potássio é adicionado para aumentar a solubilidade do iodo levando a formação do ânion I_3^- (aq).

Experimento 2

- Em um tubo de ensaio, adicionar 5 gotas de solução de nitrato de prata $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
- Após, adicionar 2 gotas de solução de iodeto de potássio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Verificar as alterações ocorridas no sistema.

Experimento 3

- Em um tubo de ensaio, adicionar 1,0 mL de solução de KI $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ e 1,0 mL de amido.
- Após, adicionar duas gotas de solução alvejante comercial (água sanitária = NaClO a 5%). Verificar as alterações ocorridas no sistema.
- Em seguida, continuar acrescentando, gota a gota, solução alvejante até produzir-se uma segunda variação de cor no sistema.

- ✓ Explique porque não foi observado nenhuma variação no sistema?

Experimento 4

- Em um tubo de ensaio, adicionar 2,0 mL de solução de KI 0,1 mol L⁻¹.
- A seguir, adicionar no mesmo tubo de ensaio 10 gotas de solução de cloreto férrico 0,2 mol L⁻¹. Observar as alterações no sistema.
- Em seguida, adicionar 2,0 mL de hexano e agitar vigorosamente. Observe a cor da fase orgânica.
- Para efeito de comparação, em outro tubo de ensaio, adicione 2 mL de hexano e um a dois cristais de iodo molecular. Observe e compare com o tubo de ensaio da reação anterior.

❖ Procedimento 3: Reações do íon Iodato

Experimento 1

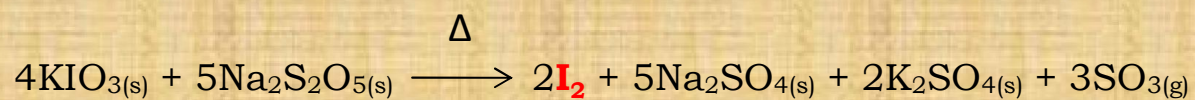
- Em um tubo de ensaio, adicionar 10 gotas de **solução saturada** de iodato de potássio.
- Após, adicionar 6 gotas de solução de iodeto de potássio 0,1 mol L⁻¹ e 4 gotas de solução de ácido sulfúrico 6,0 mol L⁻¹. Decantar o sobrenadante. Você reconhece o sólido?

Experimento 2

- Em um tubo de ensaio, adicionar 10 gotas de solução saturada de iodato de potássio.
- Após, adicionar 6 gotas de solução de iodeto de potássio 0,1 mol L⁻¹ e 4 gotas de solução de hidróxido de potássio 6 mol L⁻¹. Observar se ocorrerá alguma alteração no sistema.

Experimento 3

- Em um tubo de ensaio, adicionar uma pequena quantidade de iodato de potássio **sólido** e o dobro da quantidade de metabissulfito de sódio (Na₂S₂O₅) **sólido**.
- Segurar o tubo de ensaio com uma pinça de madeira e aquecer em chama baixa lentamente. Verificar as alterações de cores ocorridas durante a reação química.



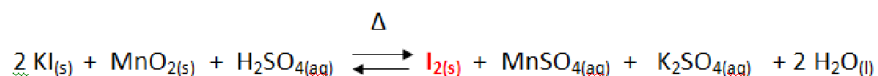
MATERIAIS NECESSÁRIOS:

De uso Comum: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{5(s)}$; $\text{KIO}_{3(s)}$; $\text{I}_{2(s)}$; Gas;

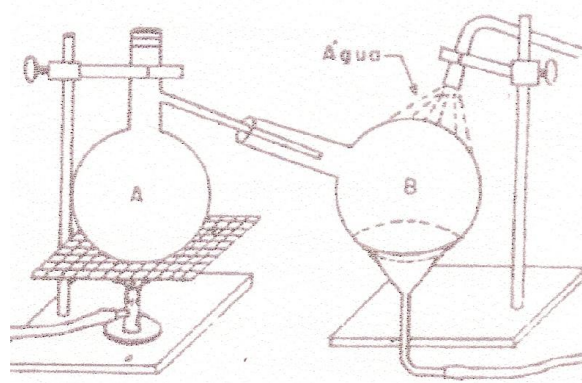
Por grupo de alunos: Pisseta de água; 10 tubos de ensaio+estante de madeira; pinça de madeira; bastão de vidro; soluções de AgNO_3 0,2 mol L^{-1} ; KI 0,1 mol L^{-1} ; H_2SO_4 6,0 mol L^{-1} ; NaClO 5%; hexano; KOH 6,0 mol L^{-1} ; FeCl_3 6,0 mol L^{-1} ; amido.

GRUPO 17 – A Química do Iodo (parte 2)

No laboratório, o iodo pode ser obtido, por exemplo, a partir da reação entre o ácido sulfúrico, o dióxido de manganês e iodeto de potássio.



O esquema abaixo será utilizado para obtenção do iodo.

**PARTE EXPERIMENTAL****Procedimento 1: OBTENÇÃO DO IODO**

- Misturar e triturar, em um gral, 0,5 g de iodeto de potássio e 0,35 g de dióxido de manganês.
- Colocar a mistura no balão “A”.
- Em um béquer de 50 mL, preparar 5 mL de solução de ácido sulfúrico 1:1 (preparar na capela).
- Adicionar a solução de ácido sulfúrico ao balão “A” e tampar com uma rolha esta balão.
- Aquecer suavemente. Decorrido algum tempo, pode-se aumentar o aquecimento. Observar a sublimação do iodo, a cor de seus vapores e a cor do iodo sólido.
- Terminando o desprendimento de vapores violáceos, retire o aquecimento.
- Aguardar o resfriamento completo e desmontar o sistema de destilação.

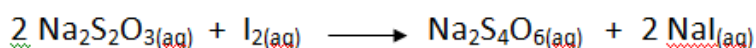
Procedimento 2: PREPARO DA SOLUÇÃO DE IODO

- Adicionar 50 mL de água ao balão “B”.
- Adicionar ao balão “B” 0,5 g de iodeto de potássio e agitar.
- Colocar a solução do balão “B” em um balão volumétrico de 250 mL.
- Lavar o balão “B” e transferir quantitativamente a água de lavagem para o balão volumétrico.
- Completar o volume do balão com água destilada. Agitar e homogeneizar.

Procedimento 3: DOSAGEM DO IODO

- Pipetar 20 mL da solução de iodo e transferir para um erlenmeyer.
- Diluir, com aproximadamente 30 mL de água destilada.
- Titular com solução padronizada de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ até o aparecimento de uma cor amarela pálida na solução do erlenmeyer.
- Acrescentar 2 mL de dispersão de amido e continuar a titulação até viragem incolor.
- Repetir esta titulação 2 vezes e tirar a média dos resultados.
- Determinar a concentração da solução de iodo preparada no procedimento 2.

A equação química da dosagem do iodo pode ser expressa como:

**MATERIAIS NECESSÁRIOS:**

De uso Comum: $\text{KI}_{(\text{s})}$; $\text{MnO}_{2(\text{s})}$; H_2SO_4 conc + pipeta volumetrica de 5mL+kitassato grande;

Por grupo de alunos: Pisseta de água; 3 erlenmeyer de 150 mL; 1 bequer de 50 mL, bureta de 25 mL, suporte universal e garras; soluções de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ (padronizada); amido.

GRUPO 11 – Moedas de Cobre