



**Universidade Estadual de Maringá**

**Departamento de Química**

Av. Colombo 5790, CEP 87020-900 - Maringá - Paraná - Brasil

Web site: [www.dqi.uem.br](http://www.dqi.uem.br)

---

## *QUÍMICA INORGÂNICA EXPERIMENTAL I*

*(3321 Licenciatura)*

*(3214 Bacharelado)*

### *PROCEDIMENTOS – AULAS PRÁTICAS*

<b>Aula</b>	<b>Página</b>
Prática 1	02
Prática 2 (2 aulas)	04
Prática 3	09
<b>prova 1</b>	
Prática 4	14
Prática 5	16
Prática 6	18
Prática 7	21
<b>prova 2</b>	

---

*VERSÃO 2024 (2º. SEM)*

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA – UEM

## PRÁTICA NÚMERO 1

### REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO

#### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

a) Encha um tubo de ensaio até a metade com uma solução 0,25 mol/L de sulfato cúprico (CuSO<sub>4</sub>). Em seguida, limpe um prego de ferro com lixa ou palha de aço e mergulhe-o na solução por 5 min. Observe o que ocorreu e escreva a reação redox.

*REAÇÃO 1 (escreva a reação redox global)*

b) A um tubo de ensaio adicione uma espátula rasa de sulfito de potássio (K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) em 2mL de água (ou use 2,0 mL de uma solução 0,25 mol/L). Adicionar um volume igual de ácido sulfúrico 1,0 mol/L e 2,0 mL de uma solução de permanganato de potássio (KMnO<sub>4</sub>) 0,01 mol/L. Observar o que ocorre após adicionar o permanganato e escrever a reação redox envolvida.

*REAÇÃO 2 (a cor violeta devido ao Mn<sup>7+</sup> desaparece)*

*(a meia reação para o SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> é: SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + 2H<sup>+</sup> + 2e<sup>-</sup> => SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O E<sup>0</sup> = 0,17V)*

c) **Dentro da capela**, adicionar 2,0 mL de ácido nítrico concentrado a um tubo de ensaio contendo algumas raspas de cobre metálico. Um gás se desprenderá da solução; observe a cor do gás e escreva as reações envolvidas. Mantenha o tubo dentro da capela após o experimento.

*REAÇÃO 3 (forma-se NO<sub>(g)</sub> que é incolor)*

*Obs.1: Você encontrará aqui um caso especial para balanceamento de reações redox. É o caso da “oxidação ou redução parcial”.*

*Obs.2: No fundo do tubo de ensaio você observa uma coloração verde, mas o Cu<sup>2+</sup> é azul em meio aquoso. E então? Resposta: isso ocorre porque há pouca água no ambiente. O Cu<sup>2+</sup> fica azul ou verde dependendo da quantidade de água do meio reacional!*

*REAÇÃO 4 (formação do gás marrom devido à reação do NO<sub>(g)</sub> com oxigênio do ar)*

d) Colocar alguns cristais (não exagere!) de permanganato de potássio em um tubo de ensaio. Em seguida, **dentro da capela**, adicionar 1,0 mL de ácido clorídrico concentrado ao tubo. Observe a evolução de um gás e tente enxergar sua cor (coloque um anteparo branco atrás do tubo). Escreva a equação da reação que ocorre. Mantenha o tubo dentro da capela após o experimento.

*REAÇÃO 5 (produção de Cl<sub>2</sub>, e Mn<sup>2+</sup> (solúvel))*

e) Adicionar 2,0 mL de uma solução de MnCl<sub>2</sub> 0,25 mol/L a um tubo de ensaio. Em seguida, adicione 2,0 mL de uma solução de hidróxido de sódio 2,0 mol/L. Anote o que ocorre nos primeiros instantes e escreva a reação envolvida (não é uma reação redox!).

*REAÇÃO 6 (nos primeiros instantes forma-se um composto de Mn<sup>2+</sup> gelatinoso e branco)*

*Obs.: O composto gelatinoso e branco reage muito rápido com O<sub>2</sub> do ar e se oxida a Mn<sup>3+</sup>)*

Em seguida, no mesmo tubo, adicione 5 gotas de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 30 volumes (ou 2 gotas de água de bromo). Agite bem, observe a mudança de cor e escreva a reação redox envolvida.

*REAÇÃO 7 (reação do Mn<sup>2+</sup> com oxigênio proveniente da decomposição do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ou com Br<sub>2</sub> da água de bromo, formando Mn<sup>3+</sup> que é de cor escura e insolúvel)*

Bibliografia para consulta:

- Semishin, V., Laboratory Exercises in General Chemistry, Peace Publ., Moscow.
- Russel, J. B., Química Geral, McGraw Hill/Pearson (qualquer edição).
- Linus Pauling, General Chemistry, Dover Publications, 1988.
- Greenwood, N. N., Earnshaw, A., Chemistry of the Elements, Butterworth/Heinemann, Oxford.
- David R. Lide, ed., *CRC Handbook of Chemistry and Physics, Internet Version 2005*, <<http://www.hbcpnetbase.com>>, CRC Press, Boca Raton, FL, 2005.

Exercícios de aprendizado:

- 1) Defina *agente oxidante* e *agente redutor* e o que ocorre com cada um deles numa reação redox.
- 2) Descreva as propriedades redutoras e oxidantes de átomos neutros e gases nobres.
- 3) Descreva as propriedades redutoras e oxidantes de íons monoatômicos e poliatômicos.
- 4) O que é uma *reação redox parcial* (também chamada de “semi-reação” ou “meia reação”) e uma *reação global*. Dê um exemplo.
- 5) Defina “potencial redox”, “potencial-padrão de redução” e “potencial-padrão (ou força eletromotriz) de uma célula eletroquímica”?
- 6) Os princípios termodinâmicos podem ser aplicados às reações eletroquímicas? Qual a relação entre energia livre e espontaneidade de uma reação redox?
- 7) Faça o balanceamento das seguintes reações redox, casos especiais de balanceamento (vide observação abaixo):
  - a)  $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  (reação auto-redox)
  - b)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$  (reação auto-redox)
  - c)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (reação de oxidação ou redução parcial)
- 8) Faça o balanceamento das reações abaixo em meio básico (aquoso).
  - a)  $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{BiO}_3^- + \text{Cl}^-$  (partir das meias reações)
  - b)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- 9) Faça o balanceamento das reações abaixo em meio ácido (aquoso) (vide observação abaixo).
  - a)  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2$  (partir das meias reações)
  - b)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- 10) As reações abaixo foram realizadas com seus íons em meio aquoso com concentração 1,0 mol/L, a 25°C e 1 atm. Considerando-se que as mesmas estão em equilíbrio, use os potenciais-padrão de redução das meias reações para explicar seu comportamento termodinâmico, ou seja, verifique qual delas possui uma tendência natural de ocorrer (espontânea). (Obs.: as reações abaixo não estão balanceadas). (vide observação abaixo).
  - a)  $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - b)  $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 11) Uma mistura de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s})$  com HCl, sob aquecimento, resulta na liberação de um gás verde, não forma nenhum precipitado e a solução passa de alaranjada para verde claro. Escreva a reação global baseando-se nas semi-reações (ver tabela “série eletroquímica”).

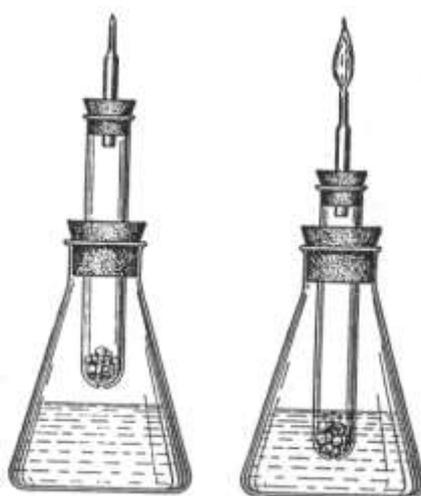
**PREPARAÇÃO E PROPRIEDADES DO H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

**Parte 1**

Preparação e queima do H<sub>2</sub>

a) Siga o exemplo da Figura 1 (aparelho tipo Kipp). Coloque um chumaço (não exagere!) de lã de vidro dentro do tubo de ensaio e ajeite-o no fundo (para obstruir o buraco no fundo do tubo). Coloque a quantidade de três espátulas cheias de zinco (de preferência granulado, macerar antes se necessário. Se grânulos forem muito grandes, usar 5 espátulas cheias). Tampe o tubo de ensaio com uma rolha de borracha que contém um pequeno tubo e um tubo conta gotas. Obs: O Zn metálico pode ser tratado com CuSO<sub>4</sub> 2% para aumentar sua reatividade.



*Figura 1 – Aparelho tipo Kipp, usado para preparar H<sub>2</sub>.*

b) Em um erlenmeyer, adicione uma quantidade adequada de solução de ácido sulfúrico 3,0 mol/L. Introduza o tubo de ensaio até que o seu fundo mergulhe na solução ácida. Aguarde até que a reação aconteça (5 a 10 minutos). Acenda o H<sub>2</sub> usando palito de fósforo. Escreva as reações que ocorrem. Atenção: NÃO COLOQUE OS OLHOS OU A MÃO SOBRE O APARATO QUANDO ACENDER A CHAMA.

*REAÇÃO 1 (produção de H<sub>2(g)</sub>)*

*REAÇÃO 2 (queima do H<sub>2(g)</sub>, reação com O<sub>2(g)</sub>)*

ATENÇÃO: Antes que o H<sub>2</sub> pare de evoluir, comece imediatamente a próxima etapa.

Atividade do H<sub>2</sub>

a) Em um tubo de ensaio comum, coloque 10 mL de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1 : 6 e em seguida UMA gota de uma solução de KMnO<sub>4</sub> 0,1 mol/L.

b) Agite o tubo para homogeneização da mistura e depois divida em três partes (com auxílio de outros tubos de ensaio; um dos tubos será usado para comparar as cores com os outros dois).

c) Em um dos tubos adicione uma pequena quantidade de zinco (em pó ou grânulos). No outro tubo, faça passar uma corrente de  $H_2$  (utilize para isso o aparelho tipo Kipp usado anteriormente e uma mangueira de borracha). Escreva as reações que ocorrem no tubo 1 e no tubo 2.

*REAÇÃO 3 (tubo 1)*

*REAÇÃO 4 (tubo 2)*

*Obs.: a cor violeta do  $Mn^{7+}$  desaparece, pois o  $Mn^{7+}$  sofre redução, porém não é formado  $MnO_2$  porque isso é sólido e precipitaria!*

### Preparação do $O_2$

a) Faça brasa com um fósforo ou um pedaço de madeira seco (um pequeno pedaço de um galho de árvore pode funcionar). Coloque em um tubo de ensaio a quantidade de duas espátulas de  $KMnO_4$  e leve para aquecer em um bico de Bunsen usando uma pinça de madeira para segurar o tubo. Enquanto aquece, com cuidado introduza rapidamente a brasa no tubo para tentar acender o fogo novamente. Escreva a reação de decomposição do permanganato de potássio.

*REAÇÃO 5 (produção do  $O_2$  devido a decomposição térmica do  $KMnO_4$ )*

## **Parte 2**

### Propriedades oxidantes do $O_2$

a) Em um tubo de ensaio misture 5 mL de uma solução de NaOH (1,0 mol/L) com 2 mL de uma solução de  $MnCl_2$  (0,25 mol/L). Observe o que ocorre e anote tudo, inclusive a cor.

*REAÇÃO 6 (dupla troca, precipitado gelatinoso de  $Mn^{2+}$ , idem à reação 6 da prática 1)*

b) Monte um aparato como mostrado na Figura 2, utilizando suporte universal e aro metálico.

c) Dentro do kitassato coloque 1 espátula rasa de  $KMnO_4$ . No funil de separação coloque uma solução de peróxido de hidrogênio (5 mL de  $H_2O_2$  a 30 volumes diluído em 50 mL de água).

d) divida a solução do tubo de ensaio preparado em (a) em dois tubos de ensaio, um deles será usado para comparar a cor com o outro.

e) Com uma mangueira de borracha e um tubo de vidro de conta gotas faça a conexão adequada para fazer passar o oxigênio (borbulhar) na solução preparada em (a). Verifique todas as conexões para evitar vazamentos do  $O_{2(g)}$ .

f) Abra a torneira do funil de separação gotejando LENTAMENTE a solução de peróxido sobre o  $KMnO_4$ . Observe o que ocorre com a cor da solução do tubo de ensaio e escreva as reações envolvidas. Não jogar o que sobrou dentro do kitassato na pia!

*REAÇÃO 7 (produção de  $O_2$  da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio catalisada pelo permanganato de potássio).*

*REAÇÃO 8 (reação do  $O_2$  com produto da reação 6, forma-se um precipitado escuro de  $Mn^{3+}$ , similar à reação 7 da prática 1)*

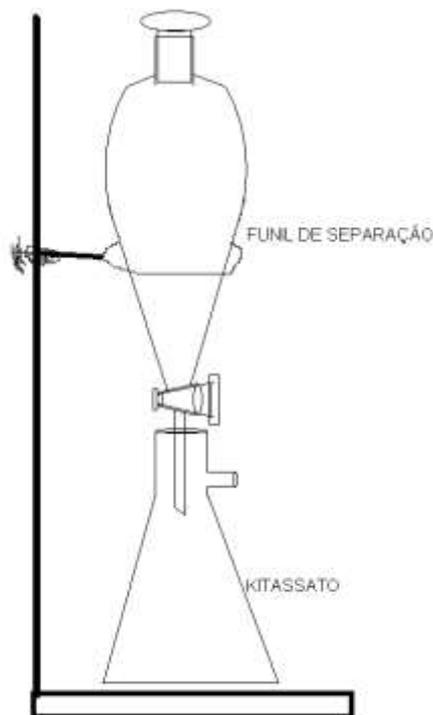


Figura 2 – Esquema para produção de  $O_2$ .

#### Preparação do $H_2O_2$

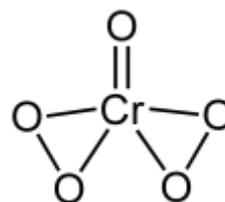
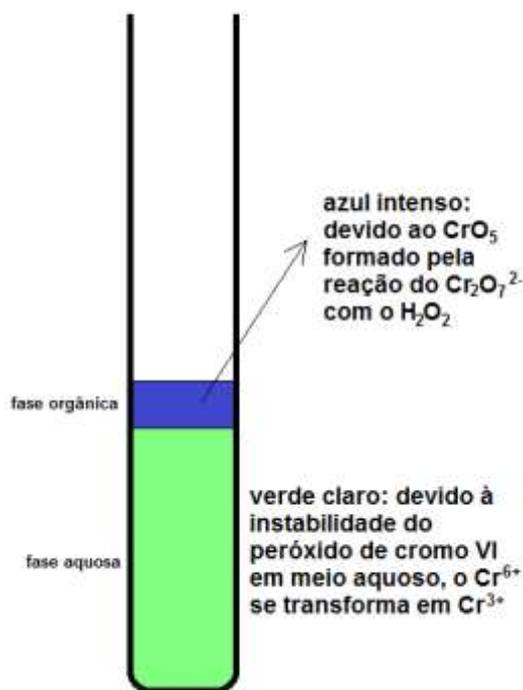
- Adicione 30 mL de  $H_2SO_4$  1,0 mol/L a um béquer de 100 mL (ou 50 mL). Utilizando um banho de gelo, resfrie essa solução por 10 minutos.
- Com auxílio de um pedaço de papel alumínio, pese 2,49 g de  $BaO_2$  (peróxido de bário) e adicione lentamente, e sob agitação, à solução resfriada de  $H_2SO_4$  ainda no banho de gelo.
- Após toda a adição do  $BaO_2$ , deixe a mistura em repouso no banho de gelo por 30 min, agitando um pouco a cada 5 minutos.
- Filtre o líquido utilizando um funil com um chumaço de algodão como filtro. Faça duas filtragens desse modo e depois repita usando papel de filtro pregueado). OBS.: NÃO DEMORE PARA FILTRAR POIS O  $H_2O_2$  SE DECOMPÕE A TEMPERATURA AMBIENTE! Reserve o líquido filtrado para a próxima etapa.

#### *REAÇÃO 9 (produção do $H_2O_2$ e de um sulfato)*

#### Teste para detectar $H_2O_2$

- Utilizando um tubo de ensaio, misture 2 mL da solução do item anterior com 2 mL de  $H_2SO_4$  1,0 mol/L. Faça um experimento paralelo usando  $H_2O_2$  comercial.
- Sem agitar o tubo de ensaio, adicione uma camada de éter etílico ( $CH_3CH_2-O-CH_2CH_3$ ) de aproximadamente 0,5 cm de altura. Com um bastão de vidro ou um conta-gotas, adicione 3 gotas de uma solução de dicromato de potássio ( $K_2Cr_2O_7$ ) 0,05 mol/L (deixe em repouso para observar o  $CrO_5$  migrando para a fase aquosa e transformando-se em  $Cr^{3+}$  (verde)).

c) Agite o tubo de ensaio. Anote as cores da fase orgânica e da fase aquosa e explique o motivo dessas cores. OBS.: Lembre-se que dependendo do nox o íon cromo adquire cores diferentes. Além disso, existem íons cromo que são mais estáveis em meio orgânico e outros íons cromo que são mais estáveis em meio aquoso. Por exemplo, o peróxido de Cr(VI) ( $\text{CrO}_5$ ) que se forma quando o  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  entra em contato com o  $\text{H}_2\text{O}_2$ , possui cor azul escuro, mas não é estável em meio aquoso contendo  $\text{H}_2\text{O}_2$ , transformando-se em  $\text{Cr}^{3+}$  cuja cor é verde claro (no meio aquoso). Mas o peróxido de Cr(VI) é estável em meio orgânico pela formação de um aduto\* (com éter) e por isso se mantém na fase orgânica como  $\text{CrO}_5$  (azul escuro). Já o  $\text{Cr}^{6+}$  é alaranjado em meio aquoso.



Peróxido de Cr(VI)  $\rightarrow$  também é  $\text{Cr}^{6+}$  !!!

Mas nesse caso é azul pois forma um aduto com o éter!

*REAÇÃO 10 (o dicromato reage com  $\text{H}_2\text{O}_2$  em meio orgânico formando o  $\text{CrO}_5$  que é o peróxido de cromo (VI); ele é estável em meio orgânico formando um aduto de cor azul do tipo  $\text{CrO}_5\cdot\text{OR}_2$  onde  $R = \text{éter}$ ). Obs: Se não existir  $\text{H}_2\text{O}_2$  no meio reacional, o  $\text{CrO}_5$  não se forma!*

*REAÇÃO 11 (Em meio aquoso contendo  $\text{H}_2\text{O}_2$  ocorre a reação do  $\text{CrO}_5$  com  $\text{H}_2\text{O}_2$  formando um composto de  $\text{Cr}^{3+}$ )*

#### Propriedades oxidantes do $\text{H}_2\text{O}_2$ (Fazer dentro da Capela)

a) Em um tubo de ensaio, misture 1,0 mL de uma solução de iodeto de potássio (0,5 mol/L) com 1,0 mL de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1,0 mol/L. Adicione 2 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$  (30v).

*REAÇÃO 12 (formação de  $\text{I}_2$ , marrom)*

\* Um aduto (do latim adductus, "atraído") é o produto de uma adição direta de duas ou mais moléculas distintas, resultando em uma reação simples onde o produto contém todos os átomos de todas as moléculas.

### Propriedades redutoras do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

- a) Em um tubo de ensaio, misture 3,0 mL de uma solução de KMnO<sub>4</sub> (0,05 mol/L) com 2 mL de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1,0 mol/L. Adicione em seguida 2 mL de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 30v. Antes de adicionar o H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> leia a próxima etapa.
- b) Imediatamente após adicionar o H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> introduza um pedaço de madeira em brasa no tubo (não mergulhar na solução, usar um galho de árvore seco). Anote tudo o que ocorre e escreva as reações envolvidas.

### *REAÇÃO 13 (produção de O<sub>2(g)</sub>)*

#### Bibliografia para consulta:

- Semishin, V., Laboratory Exercises in General Chemistry, Peace Publ., Moscow.
- Russel, J. B., Química Geral, McGraw Hill, São Paulo.
- Greenwood, N. N., Earnshaw, A., Chemistry of the Elements, Butterworth/Heinemann, Oxford.
- Vogel, A. I., Análise Inorgânica Quantitativa e Química Analítica Qualitativa, LTC, Rio de Janeiro.

#### Exercícios de aprendizado:

- 1) Cite 6 métodos de preparação do H<sub>2</sub>.
- 2) Cite 4 propriedades (físicas ou químicas) do H<sub>2</sub>.
- 3) Cite 5 usos do H<sub>2</sub>.
- 4) Em quais tipos de compostos o nox do hidrogênio é negativo?
- 5) Quais são os íons conhecidos de hidrogênio?
- 6) Comente sobre as reações do H<sub>2</sub> (dissociação homolítica, dissociação heterolítica, ativação por reação radicalar e reações redox).
- 7) Com quais elementos da tabela periódica o oxigênio não forma composto?
- 8) Com qual elemento o oxigênio permanece com nox positivo?
- 9) Quantas formas iônicas possui o oxigênio molecular?
- 10) Qual é o método de produção industrial do O<sub>2</sub>? Em qual efeito se baseia?
- 11) Qual é a cor dos cilindros de oxigênio comercial? E quais são as impurezas mais comuns?
- 12) Cite 5 métodos de obtenção do O<sub>2</sub> em escala de laboratório.
- 13) Cite no mínimo 4 propriedades (físicas ou químicas) do O<sub>2</sub>.
- 14) Cite 10 usos do oxigênio (usos industriais ou demais usos).
- 15) Mostre quais são as principais reações do oxigênio (reação redox, reação de adição em compostos orgânicos, reações de O<sub>2</sub> atuando como ligantes em complexos).
- 16) Fale sobre o ozônio: estrutura, propriedades, efeito estufa.
- 17) Faça um esboço (desenho) da estrutura química, mostrando os ângulos de ligação no H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- 18) Qual é o principal método de produção industrial do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>?
- 19) Cite outros dois métodos de produção do H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

- 20) Cite, no mínimo, 10 usos do  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- 21) Cite 5 propriedades físicas do  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- 22) Cite uma propriedade química do  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- 23) Dê exemplos de: Sais Peroxônio, Hidroperóxidos, Peróxidos, Superóxidos, Complexos Peroxometálicos, Peroxometais e Ânions Peroxoácidos.
- 24) Fale sobre a quimoluminescência do  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- 24) Mostre através de reações as propriedades REDOX do  $\text{H}_2\text{O}_2$  em meio ácido e meio básico.
- 25) Porque a síntese do  $\text{H}_2\text{O}_2$  é feita em banho de gelo (baixa temperatura)?

### PRÁTICA NÚMERO 3

## **PREPARAÇÃO E PROPRIEDADES DO CARBONATO DE SÓDIO ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) E DO BICARBONATO DE SÓDIO ( $\text{NaHCO}_3$ )**

### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### Propriedades do carbonato e do bicarbonato de sódio

Para esta etapa, utilize carbonato e bicarbonato de sódio comerciais.

**a) Calcinação do  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$  e do  $\text{NaHCO}_{3(s)}$  (fazer ao mesmo tempo).** Pese 1,0 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e 1,0 g de  $\text{NaHCO}_3$  e coloque em dois tubos de ensaio separadamente. Tampe cada um dos tubos com uma rolha de borracha contendo um tubo de vidro e conecte a uma mangueira que tenha um tubo de vidro tipo conta-gotas na outra extremidade. Em outros dois tubos de ensaio, adicione 5 mL de uma solução de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (água de cal ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ), não pode estar turva antes do experimento, portanto, não agite essa solução, mas se estiver turva filtrar antes). Introduza a extremidade da mangueira que contem o tubo conta-gotas nessas soluções e aqueça os dois tubos de ensaio que contém o  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$  e o  $\text{NaHCO}_{3(s)}$  (coloque os dois tubos de ensaio bem perto e aqueça os dois de uma só vez). Um gás será liberado e borbulhará nas soluções de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Observe bem se não há possibilidade de vazamento de gás pelas conexões mangueira-vidro. Anote tudo o que acontece e em seguida escreva as reações.

*REAÇÃO 1 (reação de decomposição térmica do  $\text{NaHCO}_3$ )*

*REAÇÃO 2 (reação de decomposição térmica do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )*

*REAÇÃO 3 (reação do  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  com  $\text{CO}_{2(g)}$ )*

**b) Comportamento do  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$  e do  $\text{NaHCO}_{3(s)}$  em meio ácido: OBS.: FAÇA OS DOIS EXPERIMENTOS AO MESMO TEMPO PARA VER A DIFERENÇA COM MAIS FACILIDADE!** Pese 0,5 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e de  $\text{NaHCO}_3$  e coloque em dois tubos de ensaio separadamente. Ao mesmo tempo, adicione 5 mL de uma solução de HCl 2,0 mol/L em cada tubo. Anote tudo o que acontece e escreva as reações.

*REAÇÃO 4 (reação do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  com HCl)*

*REAÇÃO 5 (reação do  $\text{NaHCO}_3$  com HCl)*

**c) Hidrólise do  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}$ :** Em um tubo de ensaio, adicione 2,0 mL de uma solução de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a 10%. Em seguida adicione 2,0 mL de uma solução de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  0,25 mol/L. Anote tudo o que ocorre e escreva as reações envolvidas.

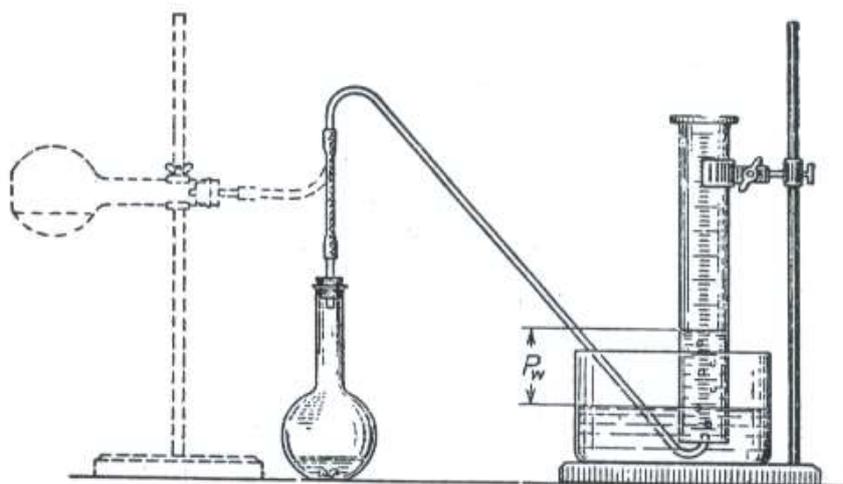
Alternativamente pode ser feito o seguinte experimento: adicione 0,5 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a um tubo de ensaio, em seguida adicione 5 mL de água, agite até dissolução do carbonato de sódio. A hidrólise é uma reação entre um sal e água, então deve gerar uma base forte. Teste com papel universal (compare com o pH da água do pissete) ou com fenolftaleína se realmente ocorreu a hidrólise (misture uma gota da solução com uma gota de fenolftaleína). Depois adicione ao tubo 1 mL da solução de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  0,25 mol/L (deve ser observada a formação de uma solução “leitosa” devida à formação do  $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$ ).

*REAÇÃO 6 (reação de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  com água contendo  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ )*

*Obs.: A hidrólise é uma reação entre um sal e água. Então na hidrólise do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  é gerado  $\text{NaOH}$ . Mas como o  $\text{NaOH}$  é solúvel e incolor, é preciso reagir ele com o sulfato de alumínio gerando um sólido branco para poder provar que a hidrólise ocorreu. Esta reação pode ser escrita em duas etapas, a primeira mostrando a formação da base forte e a segunda mostrando a reação dessa base forte com o sulfato de alumínio gerando um hidróxido de alumínio de cor branca pouco solúvel que serve para confirmar a hidrólise).*

Determinação da pureza do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  comercial

O experimento deve ser feito conforme a aparelhagem mostrada na figura abaixo.



- Adicione uma solução de  $\text{NaCl}$  10% em uma quantidade correspondente a aproximadamente  $\frac{1}{3}$  de um béquer de 500 mL.
- Encha uma proveta de 250 mL com a solução de  $\text{NaCl}$  10%. Cubra a boca da proveta com um objeto e vire-a de boca para baixo dentro do béquer (ver figura). Fixe a proveta com uma garra e com o auxílio de um suporte universal.
- Observe o desenho do balão volumétrico inclinado, na figura. Coloque uma quantidade adequada (30 a 40 mL) de uma solução de  $\text{HCl}$  3,0 mol/L em um balão volumétrico e depois seque as paredes internas do gargalo com um papel. Com o auxílio de outro suporte universal, fixe o balão na posição horizontal (vide figura, desenho pontilhado).
- Pese 0,5 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e coloque no gargalo do balão volumétrico. Para isso use uma barquinha de papel alumínio para pesar o  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e gire-a dentro do gargalo.
- Feche o sistema com mangueiras e assegure-se que não ocorrerão vazamentos.
- Anote onde está o menisco da solução de  $\text{NaCl}$  da proveta.
- Coloque o balão volumétrico na posição vertical para dar início à reação.
- Ao término da reação, anote o novo valor onde se encontra o menisco. Anote com uma régua a altura da coluna de água (do topo até o nível da água do béquer, ver figura anterior; esse valor

corresponde a  $P_w$ ). Pela diferença entre os meniscos antes e depois do experimento, determine o volume do gás desprendido (esse valor corresponde a  $V$ ). Anote o valor da temperatura ambiente e  $P_{atm}$  (procurar no google ou em algum aplicativo).

*REAÇÃO 7 (idem à reação 4)*

Veja no exemplo abaixo, como calcular a pureza do  $Na_2CO_3$  através do volume de  $CO_2$  liberado.

Exemplo:

Calcule a pureza do  $CaC_2(s)$  sabendo-se que 1,0 g desse composto foi capaz de deslocar o menisco da proveta ( $P_w$ ) em 25,5 cm (ou 255 mm). Obs: o experimento foi feito a uma temperatura ambiente de 25 °C. O volume de gás desprendido foi de 81 cm<sup>3</sup> (ou 81 mL).

Resolução:

Reação que se processa:  $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2(g)$

Antes de o experimento acontecer, essa é a condição para o menisco não deslocar:

$$P_{atm} = P_{H_2O(l)} + P_{H_2O(g)}$$

Depois que o experimento aconteceu, o gás desprendido faz o menisco deslocar:

$$P_{atm} = P_{H_2O(l)} + P_{H_2O(g)} + P_{C_2H_2}$$

Rearranjando a relação anterior:  $P_{C_2H_2} = P_{atm} - P_{H_2O(l)} - P_{H_2O(g)}$  (equação 1)

Encontrando as incógnitas:

$$P_{atm} = \text{pressão atmosférica} = 760 \text{ mmHg}$$

$$P_{H_2O(l)} = P_w / \rho_{Hg} \text{ (onde } \rho_{Hg} \text{ é a densidade do mercúrio} = 13,6 \text{ g/cm}^3\text{)}$$

$P_{H_2O(l)}$  é a pressão da coluna de água (peso da coluna de água) dentro da proveta. Ela precisa ser convertida em mmHg (mesma unidade da  $P_{atm}$  e da  $P_{H_2O(g)}$ ) e para isso usa-se  $P_w$  que é a altura da coluna de água dentro da proveta (em mm) dividida pela densidade do mercúrio (para resultar na unidade de mmHg (igual das outras pressões da equação 1). Então temos:

$$P_{H_2O(l)} = 255/13,6 = 18,75 \text{ mm.cm}^3/\text{g} \text{ ou } 18,75 \text{ mmHg}$$

$P_{H_2O(g)}$  = pressão de vapor da água. Valor tabelado que depende da temperatura ambiente (ver tabela) = 17,9 mmHg

Tabela. Pressão de vapor da água para solução de NaCl a 10%. Valores de  $P_{\text{H}_2\text{O(g)}}$  em mmHg e temperatura em °C.

Temperatura	$P_{\text{H}_2\text{O(g)}}$	Temperatura	$P_{\text{H}_2\text{O(g)}}$	Temperatura	$P_{\text{H}_2\text{O(g)}}$
11	7,40	19	12,4	27	20,2
12	7,90	20	13,2	28	21,4
13	8,50	21	14,1	29	22,6
14	9,10	22	15,0	30	24,0
15	9,70	23	15,9		
16	10,3	24	16,9		
17	11,0	25	17,9		
18	11,7	26	19,0		

Resolvendo a equação 1:

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2} = P_{\text{atm}} - P_{\text{H}_2\text{O(l)}} - P_{\text{H}_2\text{O(g)}}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 760 - 18,75 - 17,9$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 723,35 \text{ mmHg}$$

Considerando (ficticiamente) que o  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$  comporta-se como um gás ideal e aplicando a Lei dos Gases Ideais, podemos calcular n (número de mols do gás desprendido):

$PV = nRT$  (P=pressão, V=volume, n=número de mols, R=cte dos gases, T=temperatura absoluta)

$$R = 0,082 \text{ atm L K/mol ou } 62,3 \text{ mmHg L K/mol (lembrando que } T_{\text{kelvin}} = T_{\text{Celsius}} + 273)$$

V = volume do gás desprendido (em litros = 0,081 L) Obs.: no exemplo o volume sai em mL (então tem que transformar em Litros!

$$PV = nRT$$

$$723,35 \times 0,081 = n \times 62,3 \times 298$$

$$n = 0,0031 \text{ mols}$$

Sabendo-se que a massa molar do  $\text{CaC}_2 = 64 \text{ g/mol}$  e do  $\text{C}_2\text{H}_2 = 26 \text{ g/mol}$

E que a massa do  $\text{C}_2\text{H}_2$  desprendido foi de 0,081 g (0,0031 mols x massa molar do  $\text{C}_2\text{H}_2 = 0,081\text{g}$ )

Sabendo-se que foi usado 1,0 g de  $\text{CaC}_2$  no experimento:

$$64 \text{ g CaC}_2 \text{ ----- } 26 \text{ g C}_2\text{H}_2$$

$$1,0 \text{ g CaC}_2 \text{ ----- } x \text{ g C}_2\text{H}_2 \quad \rightarrow x = 0,41 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \text{ (valor teórico, se o CaC}_2 \text{ fosse 100\% puro)}$$

Então,

$$0,41 \text{ ----- para 100\% puro}$$

$$0,081 \text{ ----- para } x \text{ \% puro} \quad \rightarrow x = 19,7 \text{ \% (pureza do CaC}_2 \text{ utilizado).}$$

Bibliografia para consulta:

-Semishin, V., Laboratory Exercises in General Chemistry, Peace Publ., Moscow.

-Russel, J. B., Química Geral, McGraw Hill, São Paulo.

-Greenwood, N. N., Earnshaw, A., Chemistry of the Elements, Butterworth/Heinemann, Oxford.

-Vogel, A. I., Análise Inorgânica Quantitativa e Química Analítica Qualitativa, LTC, Rio de Janeiro.

Exercícios de aprendizado:

- 1) Descreva o processo Solvay e o processo Leblanc de produção do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- 2) Cite 3 usos industriais do  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- 3) Cite 3 usos industriais do  $\text{NaHCO}_3$ .
- 4) Nos extintores de incêndio utiliza-se o  $\text{NaHCO}_3$  ao invés de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Por quê?
- 5) Escreva a reação de hidrólise do carbonato de sódio. Porque se usa sulfato de alumínio no procedimento usado no laboratório?
- 6) Calcule a pureza do  $\text{CaC}_2(\text{s})$  sabendo-se que 1,5 g desse composto foi capaz de deslocar o menisco da proveta ( $P_w$ ) em 35,5 cm (ou 355 mm). Obs: o experimento foi feito a uma temperatura ambiente de 25 °C. Volume gás liberado = 78  $\text{cm}^3$ .
- 7) Cite 4 métodos de determinação da pureza de uma substância (ver livro Semishin, p. 54-57).

## OBTENÇÃO E CARACTERIZAÇÃO DA AMÔNIA

### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

**Preparação da amônia:** a) Monte um sistema como o da Figura 1.

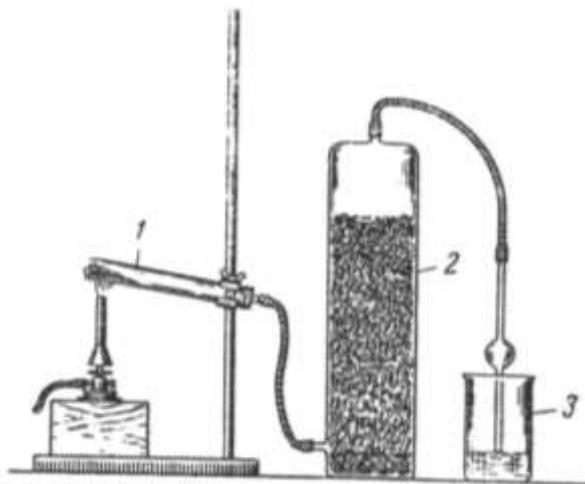


Figura 1: Aparelhagem para produção/obtenção da amônia.

- b) Para umedecer os tubinhos de vidro, coloque 15 mL de água destilada na torre de absorção (2) já preenchida com os tubinhos de vidro. **ATENÇÃO:** O nível de água na torre deve estar abaixo do tubo lateral (uns 4 mm). Manter a coluna fixa com auxílio de suporte universal e garras.
- c) Em um béquer de 100 mL, coloque 20 mL de água destilada. Introduza no béquer o tubo de vidro com bulbo, de modo que a ponta do tubo apenas toque a superfície da água contida no béquer. Obs.: use um suporte universal e garras para segurar o tubo com o bulbo. Não usar as mãos para segurá-lo!
- d) Pese 2,0 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e 2,0 g de  $\text{NaOH}$  (deve ser em pó, macerar se necessário). Leve para a capela e, com auxílio de uma espátula e um bastão de vidro misture as duas substâncias sobre um vidro de relógio (não demorar, pois, o  $\text{NaOH}$  é higroscópico).
- e) Ainda dentro da capela, transfira a mistura para um tubo de ensaio (use um funil feito com folha de caderno para facilitar) e conecte-o (na posição inclinada, vide figura) à aparelhagem.
- f) Verifique se o sistema está bem fechado.
- g) Aqueça o tubo de ensaio com um bico de Bunsen. **ATENÇÃO:** Aqueça levemente mudando a chama de posição, para não furar ou entortar o tubo de ensaio. Faça o aquecimento por 20 min.

*REAÇÃO 1 (produção da amônia, forma-se também água e  $\text{NaCl}$ )*

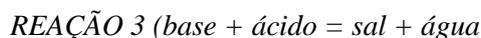
- h) FAZER DENTRO DA CAPELA DEVIDO AO CHEIRO FORTE DA AMÔNIA: Com o auxílio de um funil, transfira todo seu conteúdo para um balão volumétrico de 100 mL. Use a solução contida no bequer para “lavar” ou “enxaguar” a torre de absorção, de modo a recolher toda a amônia produzida. Use ainda duas porções de 10mL de água destilada para fazer a completa remoção da amônia da torre.

*REAÇÃO 2 (amônia e água formando uma base fraca)*

- i) Complete o volume do balão volumétrico.

### **Determinação do rendimento da reação:**

- Com uma pipeta volumétrica, transfira 10 mL da solução do balão volumétrico para um erlenmeyer.
- Acrescente 3 gotas do indicador fenolftaleína e titule a solução com HCl (solução padronizada  $\cong 0,1$  mol/L). Anote a concentração da solução de HCl usada.



- Repita a titulação mais duas vezes, e tire a média aritmética.
- Com base na reação química feita para preparar a amônia, calcule a quantidade de  $\text{NH}_{3(g)}$  teórica e, comparando com o valor determinado através da titulação, calcule o rendimento da reação em %.

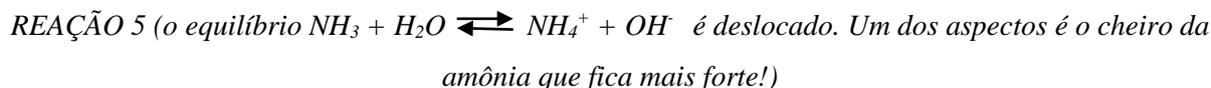
### **Equilíbrio na solução de amônia:**

- Com uma proveta de 50 mL, meça 10 mL da solução de hidróxido de amônio contida no balão volumétrico. Ainda na proveta, adicione mais 20 mL de água destilada. Em seguida, adicione 1 gota de fenolftaleína. Transfira a solução colorida para três erlenmeyers (aproximadamente 10 mL em cada).
- Aqueça um dos erlenmeyers sobre uma tela de amianto. Observe e anote tudo o que ocorrer. Em seguida, explique o ocorrido.



*Obs.: existem 2 motivos que fazem o equilíbrio deslocar com o aquecimento!*

- No outro erlenmeyer, adicione a quantidade de uma espátula de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e agite a mistura. Observe e anote tudo o que ocorrer. Em seguida, explique o ocorrido.



- Use o terceiro frasco para comparar as cores com os outros.

### **Bibliografia para consultam**

- Semishin, V., Laboratory Exercises in General Chemistry, Peace Publ., Moscow.
- Russel, Química Geral, McGraw Hill.
- Greenwood, N. N., Earnshaw, A., Chemistry of the Elements, Butterworth/Heinemann, Oxford.

### **Exercícios de aprendizado:**

- Qual é o principal método de preparação da amônia (industrial)?
- O que diz o Princípio de Le Chatelier e como ele é aplicado no processo Haber (ou Haber-Bosch)?
- O que é “efeito do íon comum”?
- Calcule o rendimento da reação e discuta as possíveis causas de erros que podem ter levado a um rendimento real diferente do rendimento teórico.

## PRÁTICA NÚMERO 5

### PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS NÍTRICO (HNO<sub>3</sub>) E NITROSO (HNO<sub>2</sub>)

#### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

##### Propriedades oxidantes do ácido nítrico:

a) Utilizando um béquer ou erlenmeyer, dissolva uma certa quantidade de sulfato ferroso (3 espátulas cheias) em 15 mL de água destilada. Divida a solução em três tubos de ensaio, numerando-os. Observe a cor verde atribuída aos íons Fe<sup>2+</sup>.

b) **FAÇA TUDO DENTRO DA CAPELA !** Ao tubo número 1, adicione 1,0 mL de HNO<sub>3</sub> concentrado e depois aqueça-o em banho maria por 3 minutos (um só banho para todas as equipes) (Obs.: Se a solução ficar marrom ou escura, agitar bem após o aquecimento para liberar o gás dissolvido). Observe a mudança de cor e escreva a reação envolvida. OBS.: não jogue essa solução fora!

*REAÇÃO 1 (forma-se um sulfato, um nitrato, água e um gás incolor. Esse gás quando reage com O<sub>2</sub> dissolvido gera outro gás de cor marrom)*

c) Espere o tubo número 1 esfriar e adicione 3 gotas de tiocianato de amônio (NH<sub>4</sub>SCN) 1 mol/L.

*REAÇÃO 2 (reação de um dos compostos de Fe da reação 1 com NH<sub>4</sub>SCN)*

*REAÇÃO 3 (reação do outro composto de Fe da reação 1 com NH<sub>4</sub>SCN)*

Obs.: O NH<sub>4</sub>SCN é um reagente usado para detecção de Fe<sup>3+</sup>, gerando um tiocianato de ferro(III) que é colorido

d) Ao tubo número 2, adicione também 3 gotas de NH<sub>4</sub>SCN.

*REAÇÃO 4 (o produto não é colorido)*

OBS.: MANTER OS TUBOS DENTRO DA CAPELA!

##### Reação de detecção do ácido nítrico (detecção de nitratos = teste do anel marrom):

a) **FAÇA TUDO DENTRO DA CAPELA !** Em um tubo de ensaio limpo e seco adicione 1 espátula de NaNO<sub>3(s)</sub> e 5 mL de água destilada (agite até dissolver o nitrato de sódio). Em seguida, em outro tubo de ensaio adicione 1 espátula de FeSO<sub>4(s)</sub> e 5 mL de água destilada (agite até dissolver). Misture as duas soluções adicionando o conteúdo do primeiro tubo de ensaio ao segundo. Homogenize bem e em seguida adicione 10 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado. Na interface entre os líquidos, deverá se formar um anel marrom (que é um complexo).



*REAÇÃO 5 (lembre-se, o  $H_2SO_4$  concentrado com  $HNO_3$  concentrado forma uma mistura altamente oxidante) Obs.: Nesta reação forma-se, além de um sulfato e água, um gás incolor, que permanece dissolvido na solução)*

*REAÇÃO 6 (reação entre excesso de  $FeSO_4$  e o gás da reação 5 formando um anel marrom que é o  $[Fe(H_2O)_5NO]SO_4$  (Sulfato de pentaaquonitrosil ferro II). Esse é um teste para detectar nitratos.*

c) Enumere um outro tubo de ensaio como número 4, adicione 2,0 mL de uma solução de difenilamina/ $H_2SO_4$ . Em seguida, adicione 2 gotas da solução de  $HNO_3$  1 : 1. Observe as mudanças de cor e escreva as reações envolvidas.

*REAÇÃO 7 (a difenilamina sofre oxidação e a ressonância existente na nova estrutura origina a cor)*

*DICA: Essas reações servem para detectar  $HNO_3$  na ausência de outros agentes oxidantes!*

**OBS.: MANTER OS TUBOS DENTRO DA CAPELA!**

Formação de ácido nitroso:

a) **FAÇA DENTRO DA CAPELA !** Em um tubo de ensaio, adicione 4,0 mL de uma solução de  $NaNO_2$ . Em seguida, adicione 1,0 mL de ácido sulfúrico diluído (1 mol/L ou 2-3 gotas de  $H_2SO_{4conc}$ )

*REAÇÃO 8 (formação do  $HNO_2$ , dupla troca)*

*REAÇÃO 9 (como o  $HNO_2$  é pouco estável, ele desproporciona gerando ácido nítrico, água e um gás incolor)*

*REAÇÃO 10 (o gás incolor reage com  $O_{2(g)}$  do ar formando um gás marrom)*

**OBS.: MANTER OS TUBOS DENTRO DA CAPELA!**

Bibliografia para consulta:

- Semishin, V., Laboratory Exercises in General Chemistry, Peace Publ., Moscow.
- Russel, Química Geral, McGraw Hill.

-Greenwood, N. N., Earnshaw, A., Chemistry of the Elements, Butterworth/Heinemann, Oxford.

-Ver livros de Química Analítica Qualitativa.

Exercícios de aprendizado:

- 1) Como é produzido o ácido nítrico na indústria?
- 2) Cite 4 usos do ácido nítrico.
- 3) Cite 2 usos do ácido nitroso.

## PRÁTICA NÚMERO 6

### OBTENÇÃO E PROPRIEDADES DO Br<sub>2</sub> E I<sub>2</sub>

#### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

##### Preparação de bromo:

##### **FAÇA DENTRO DA CAPELA !**

a) Adicione pequenas quantidades de NaBr e MnO<sub>2</sub> (a quantidade de uma espátula de cada) em um tubo de ensaio. Misture os reagentes. Adicione 3,0 mL de ácido sulfúrico concentrado. Observe a evolução de um gás marrom.

*REAÇÃO 1 (formação de um gás marrom, de sulfatos solúveis e água)*

##### Extração de bromo com solventes:

b) Coloque 4,0 mL de água de bromo em um tubo de ensaio e adicione 1,0 mL de clorofórmio (CHCl<sub>3</sub> ou tetracloreto de carbono, CCl<sub>4</sub>). Homogeneíze agitando vigorosamente a mistura. Anote a cor que o clorofórmio (ou CCl<sub>4</sub>) adquire e explique.

*FENÔMENO 1 (lembre-se da regra “polar dissolve polar e apolar dissolve apolar”)*

*Obs1.: O Br<sub>2</sub> sendo apolar deverá permanecer na fase apolar (ou menos polar)*

*Obs2.: Se formar algo colorido (violeta) pesquise na bibliografia sobre “complexos de transferência de carga”*

##### Propriedades oxidantes do bromo:

c) A um tubo de ensaio limpo e seco, adicione 4,0 mL de água de bromo (se estiver muito concentrada adicione 2 mL de água). Em seguida, coloque uma pequena quantidade de zinco em pó (quantidade de ¼ de uma espátula). Agite o tubo de ensaio. Observe e anote tudo o que ocorrer e escreva a reação envolvida.

*REAÇÃO 2 (Br<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + Zn → produtos, o bromo atua como oxidante)*

d) A um tubo de ensaio, adicione 3,0 mL de água saturada com H<sub>2</sub>S (perceba o cheiro de H<sub>2</sub>S). Em seguida, adicione gota-a-gota água de bromo (não pode estar muito concentrada!). Agite vigorosamente a mistura, sinta novamente o cheiro (deve desaparecer, mas se o H<sub>2</sub>S for muito concentrado pode demorar) e escreva a reação envolvida.

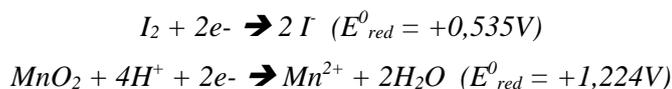
*REAÇÃO 3 (Br<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>S + H<sub>2</sub>O → formam-se dois ácidos, o cheiro de S<sup>2-</sup> desaparece)*

##### Preparação do iodo:

##### **FAÇA DENTRO DA CAPELA !**

e) Utilizando um almofariz ou vidro de relógio, misture (triture se necessário) alguns cristais (dois ou três, só isso!) de KI e MnO<sub>2</sub> em pó (quantidades iguais, meia espátula de cada). Transfira a mistura para um tubo de ensaio e adicione 1,0 mL de ácido sulfúrico concentrado. Aqueça o tubo em banho maria, observe o que ocorre e escreva a reação envolvida.

*REAÇÃO 4 (produção de I<sub>2</sub>, use as semi-reações abaixo para montar a reação global na forma iônica)*



Solubilidade do iodo:

f) Adicione 3,0 mL de água destilada em um tubo de ensaio. Em seguida, coloque uma pequena quantidade de iodo (meia espátula, até menos!) e agite o tubo vigorosamente. Analise se o iodo se dissolve facilmente na água. Depois, adicione uma pequena quantidade de KI (equivalente a metade da quantidade de iodo que usou) e agite o tubo novamente.

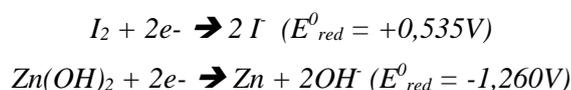
*REAÇÃO 5 (forma-se um composto que é mais solúvel em água do que o I<sub>2(s)</sub>)*

Propriedades oxidantes do iodo:

**FAÇA DENTRO DA CAPELA !**

g) Triture uma pequena quantidade de iodo (uma espátula) em um almofariz e misture com a mesma quantidade de zinco em pó. No próprio almofariz, adicione uma gota de água destilada. Observe o desprendimento de um gás.

*REAÇÃO 6 (use as semi-reações abaixo. Obs.: A reação de Zn + H<sub>2</sub>O é altamente exotérmica)*



Sublimação do iodo:

**FAÇA DENTRO DA CAPELA !**

h) Coloque uma pequena quantidade de iodo (Se for granulado, 1 ou 2 grânulos. Se for em pó, a quantidade de uma pontinha de caneta Bic) em um béquer de 250 mL seco. Sobre esse béquer e com o auxílio de um suporte universal e garras, mantenha um balão volumétrico de fundo redondo cheio de água sobre o béquer (de modo que o balão tampe a boca do béquer). Em seguida, utilizando chapa de aquecimento, aqueça o béquer contendo o iodo, até iniciar a sublimação.

Bibliografia para consulta:

- Semishin, V., Laboratory Exercises in General Chemistry, Peace Publ., Moscow.
- Russel, Química Geral, McGraw Hill.
- Greenwood, N. N., Earnshaw, A., Chemistry of the Elements, Butterworth/Heinemann, Oxford.

Exercícios de aprendizado:

- 1) Cite 2 métodos de obtenção, duas propriedades químicas, duas propriedades físicas e 4 usos industriais do bromo.
- 2) Cite 2 métodos de obtenção, duas propriedades químicas, duas propriedades físicas e 2 usos industriais do iodo.
- 3) Ao se misturar água de bromo com clorofórmio ou (tetracloreto de carbono) ocorre uma separação de fases. Por quê?
- 4) O que faz o iodo sublimar ao misturá-lo com Zn e água?
- 5) Em laboratórios de pesquisa, é comum se fazer a sublimação do iodo antes de usá-lo. Por quê?
- 6) “Sublimação” é a passagem do estado sólido para gasoso sem passar pelo estado líquido. Mas qual é o nome dado ao processo de passagem do estado gasoso para o estado sólido sem passar pelo estado líquido?
- 7) O que vem a ser sublimação endotérmica e sublimação exotérmica?

## PRÁTICA NÚMERO 7

### PREPARAÇÃO E CARACTERIZAÇÃO DE UM COMPOSTO DE ALUMÍNIO

#### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

##### Preparação do composto:

- Pese aproximadamente 1,0 g de papel alumínio, rasgue em pedaços pequenos e coloque-os em um béquer de 250 mL. Adicione 50 mL de uma solução de KOH 2,0 mol/L.
- DENTRO DA CAPELA, aqueça um pouco o béquer em uma chapa de aquecimento, em temperatura moderada. CUIDADO: NÃO DEIXE A SOLUÇÃO ESPIRRAR. Agite cuidadosamente com um bastão de vidro, aquecendo até parar o borbulhamento ao redor dos pedaços que persistirem.
- Aumente o aquecimento para evaporar a água da solução de KOH até que reste apenas 25 mL (aproximadamente). Em seguida, deixe a solução esfriar até temperatura ambiente.

*REAÇÃO 1 ( $Al + H_2O + KOH \rightarrow$  forma um tetrahidróxido duplo e um gás)*

- Adicione, gota a gota, com agitação constante (bastão de vidro ou barra magnética) 20 mL de uma solução de  $H_2SO_4$  9,0 mol/L. Após a adição do ácido, a solução deverá conter um precipitado.

*REAÇÃO 2 (parte do tetrahidróxido duplo reage com  $\frac{1}{2}$  mol de ácido formando um sulfato, água e um trihidróxido simples) Obs.: Esse trihidróxido simples é pouco solúvel, é branco e pode ser visto no início da adição do ácido.*

- Aqueça novamente a solução até que todo o precipitado se dissolva.

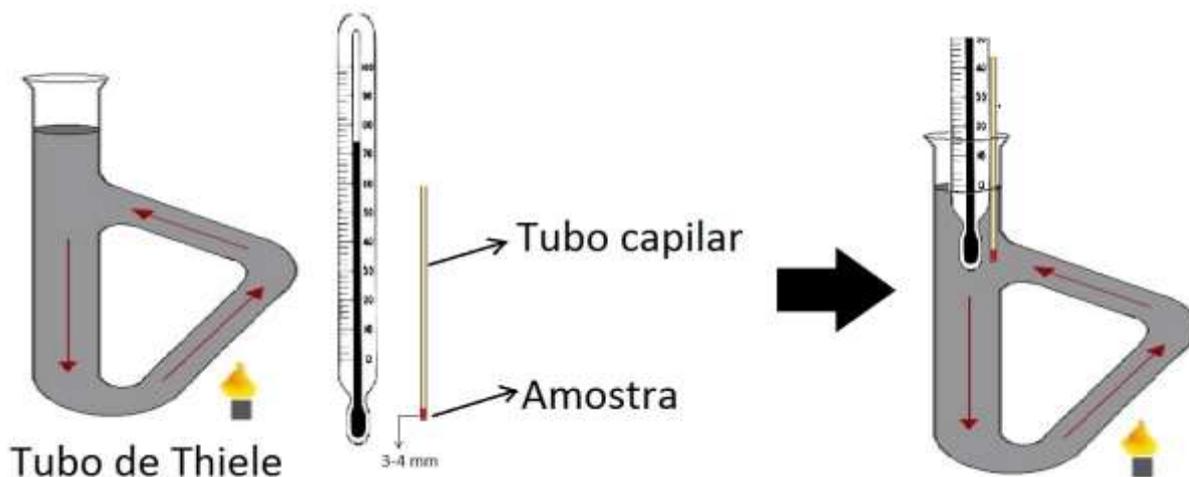
*REAÇÃO 3 (com excesso de ácido, o restante do tetrahidróxido duplo reage completamente formando um sulfato duplo sólido e água)*

*REAÇÃO 4 (corresponde a soma das reações 1 e 2)*

- Esperar esfriar e colocar em banho de gelo.
- Utilizando um funil de Büchner filtre os cristais em papel de filtro comum e lave-os com 100 mL de uma mistura etanol/água (50/50 – v/v), usar água fria.
- Transfira os cristais para um vidro de relógio, retire uma espátula cheia e transfira para um almofariz, e leve para secagem em estufa a 75 °C por 20 min.

##### Medida do ponto de fusão do composto:

- Utilizando o almofariz, pulverize o composto usando um pistilo. Cuidadosamente coloque o material em um tubo capilar, forçando a amostra para o fundo do tubo através da força da gravidade (faça uso de um tubo de vidro de aproximadamente 1 metro de comprimento). Após compactado, a amostra deve ter 3-4 mm de altura. Prenda o capilar a um termômetro de modo que a amostra fique ao lado do bulbo do termômetro.
- Encha um tubo de Thiele com água e introduza o termômetro de modo que o bulbo fique na direção do movimento da água aquecida (vide figura abaixo).



c) Aqueça a água lentamente sempre observando atentamente o sólido no capilar. Quando o sólido fundir, anote a temperatura.

Obs.: A  $T_f$  do composto é  $92,5^\circ\text{C}$  se estiver bem seco e puro (Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry). Pode ser purificado através de recristalização em água (aquece  $\rightarrow$  dissolve  $\rightarrow$  esfria  $\rightarrow$  cristaliza)

Bibliografia para consulta:

-Kotz, J. C., Purcell, K. F., Chemistry and Chemical Reactivity, Ed. Saunders College, 1991, 2a. ed., p. 949.

-Barros, H. L. C., Química Inorgânica: uma introdução, Ed. UFMG: Belo Horizonte, 1992, capítulo 10, p. 441.

-Jones, M. M., Dawson, J. W., Laboratory Manual for Chemistry, Man and Society, Ed. Saunders College, Philadelphia, 1972, p. 163.

Exercícios de aprendizado:

- 1) Descreva o método usado na extração do alumínio (processo Bayer seguido de eletrólise ígnea).
- 2) Cite 5 aplicações do alumínio.
- 3) O que são alúmens (ou alume) (ou *alum* em inglês)?
- 4) Cite aplicações do alúmen de potássio.
- 5) Quando se adiciona pouco  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (reação 2) porque forma-se o hidróxido de alumínio e o sulfato de potássio ao invés de hidróxido de potássio e um sal de alumínio?
- 6) Quando se inicia a acidificação da solução forma-se de um sólido branco, que após total diluição do ácido e aquecimento se desfaz. Que sólido é esse? Por que é necessário haver um excesso de ácido?