



UNIDADE NILÓPOLIS

Coordenação de Licenciatura em Química
Curso Técnico em Química Industrial

Química Inorgânica Experimental

2005

Organização do Trabalho

Em um laboratório, todas as atividades necessitam de muita atenção, precisão e qualidade. É muito importante que se faça um planejamento prévio (ler todo o procedimento antes e organizar um procedimento de execução).

Planejamento das atividades

- Verificar o bom funcionamento dos equipamentos e instrumentos necessários ao trabalho.
- Avaliar as condições das vidrarias.
- Separar as substâncias químicas e as soluções necessárias.
- Avaliar se as condições dos laboratórios são favoráveis à execução das tarefas.

Recomendações gerais sobre segurança

- Todos os equipamentos de proteção individual (EPI) e proteção coletiva (EPC) devem estar disponíveis.
- Todo o material deve estar totalmente limpo.
- Trabalhar com jaleco abotoado.
- Usar sapato fechado.
- Vestir sempre calças compridas, em tecido de algodão, durante as atividades de laboratório.
- Cabelos longos devem ser amarrados.
- É obrigatório o uso de óculos de segurança em "**TODOS**" os procedimentos experimentais.
- Não é permitido usar lentes de contato no laboratório.
- Não se alimentar no laboratório.
- Não fumar no laboratório.
- Não colocar alimentos ou bebidas nas bancadas.
- Conhecer as propriedades e toxidez dos produtos químicos com os quais esteja trabalhando.
- Rotular qualquer reagente ou soluções preparadas.
- Limpar imediatamente qualquer derramamento de produtos químicos.
- Antes de acender a chama, verificar se há produtos inflamáveis por perto e/ou se alguém os está utilizando.
- Ao final do trabalho, deixar sempre a bancada e todas as vidrarias limpas.
- Não se deve utilizar equipamentos de som com adaptadores nos ouvidos.
- Não é adequado fazer a pipetagem com a boca.
- Ter cuidado com os equipamentos elétricos. Comparar sempre a voltagem do aparelho elétrico a ser usado com as tomadas disponíveis na bancada.
- Nunca trabalhar sozinho no laboratório.
- Não fazer brincadeiras.
- Não deixar frascos de reagentes abertos.
- Evitar qualquer contato dos reagentes com a pele.
- Usar a capela para experiências em que ocorrem a liberação de gases os vapores.
- Ter cuidado no aquecimento - não virar a extremidade aberta do recipiente para si ou para os outros.
- Não jogar nenhum material sólido na pia.
- Para diluir um ácido, colocar o ácido sobre a água.
- Não descartar reagentes nas lixeiras.

IMPORTANTE: o aluno que ao se apresentar para a aula experimental não atender aos pré-requisitos de segurança exigidos, será impedido de realizá-la e receberá o grau "ZERO" para aquela atividade.

Tratamento do lixo laboratorial

Nenhum resíduo ou sobra de reagente deverá ser lançado na pia sem a consulta prévia ao professor. Se houver possibilidade ou necessidade, os materiais poderão passar por um tratamento antes de serem descartados. Em alguns casos, os materiais poderão ser reaproveitados.

Primeiros socorros

- *Leite de magnésia* - intoxicação oral por ácido acético, ácido clorídrico, ácido nítrico, ácido oxálico, ácido perclórico, bissulfato de potássio.
- Modo de usar: lavar a boca vigorosamente com água seguida de 2 colheres de sopa cheias de leite de magnésia.

- *Solução de ácido bórico* - lavagem dos olhos quando em contato com substâncias químicas

- *Solução de bicarbonato de sódio a 5%* - intoxicação através da pele por ácidos.
- Modo de usar: lavar a área com bastante água (sem esfregar); a seguir, lavar com a solução de bicarbonato.

Cada grupo de trabalho em laboratório deverá adquirir os seguintes materiais:

- Uma espátula tipo canaleta em aço inox de comprimento aproximado 18 cm;
- Um pipetador em três vias (pro pipete);
- Uma flanela para limpeza e secagem de bancadas;
- Caixas de fósforo para acendimento de bicos de gás;
- Uma caixa de papel indicador universal.

III-Verificação da dureza da água e métodos de abrandamento

(a) Teste de dureza

Adicione 1,0 mL de solução alcoólica de sabão em tubo contendo 10,0 mL de água destilada e em outro contendo com 10,0 mL de água dura. Agite fortemente os tubos e compare-os.

(b) Eliminação da dureza da água

Coloque 10,0 mL de água dura em um béquer. Adicione solução de carbonato de sódio até não haver mais precipitação. Filtre. Ao sobrenadante faça o mesmo procedimento descrito em (a). Compare os resultados.

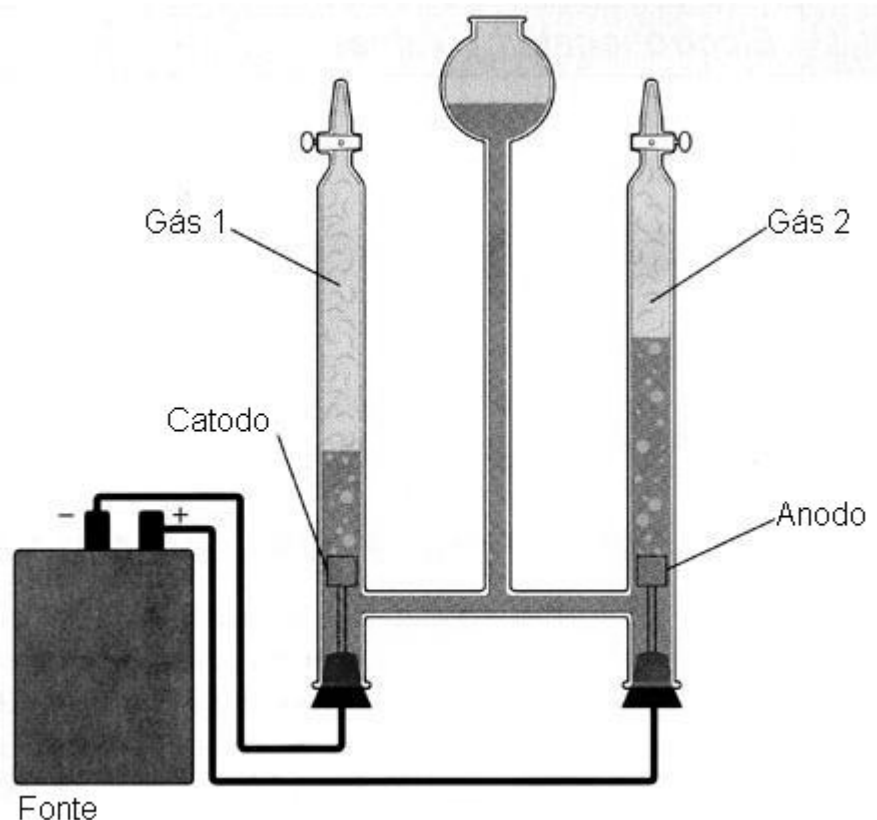
(c) Teste de tipo de dureza

Aqueça, à ebulição, 10,0 mL de água dura. Observe se há formação de precipitado e classifique a dureza da seguinte maneira:

- * Dureza temporária → presença de precipitado
- * Dureza permanente → ausência de precipitado

IV-Eletrólise da água

Monte a aparelhagem conforme o esquema ao lado e identifique os gases obtidos.





UNIDADE NILÓPOLIS
Coordenação de Licenciatura em Química
Química Inorgânica Experimental
Curso Técnico em Química Industrial

MINÉRIOS E MINERAIS, PARTE 1

Materiais: Béquer (50 mL), bico de Bunsen, tela de amianto, tripé, cadinho, espátula, triângulo de porcelana.

Reagentes: Zinco em pó, NaOH 6 mol.L⁻¹, CuS, PbO₂, placa de alumínio, Hg (NO₃)₂

1. Ligas Metálicas

São misturas sólidas de dois ou mais elementos, em que a totalidade, ou pelo menos a maioria, é de elementos metálicos.

Exemplos:

Bronze - liga de estanho e cobre

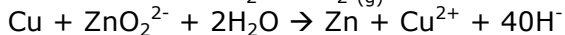
Latão - liga de zinco e cobre

Aço - liga de ferro e carbono

Procedimento experimental

Colocar 2,0 gramas de zinco em pó em béquer de 50 mL Adicionar 15 mL de NaOH 6mol.L⁻¹. Aquecer até quase a ebulição. Mergulhar o material de cobre, previamente limpo com palha de aço, por 3 minutos nesta solução. Quando o material estiver prateado, retirar e lavar com água destilada. Secar cuidadosamente usando papel toalha. Utilizando uma pinça metálica, pegar o material de cobre pelas laterais e levar à chama do bico de Bunsen. Observar.

Reações:



2. Obtenção de metais a partir de seus sais ou óxidos

Industrialmente, a obtenção de um metal é realizada através da redução de seu minério. Dá-se o nome de metalurgia à seqüência de processos que visa obter um metal a partir do seu minério correspondente. O termo minério designa um metal do qual é economicamente viável a extração de um elemento químico.

Observando a tabela de redução a seguir, é possível identificar os metais que são encontrados mais facilmente no estado nativo (substância simples) e aqueles que só são encontrados combinados (substância composta).

		Semi-reação			E° (V)	
Encontrados livres na natureza ou facilmente obtidos a partir dos minérios	Au^{3+}	+	$3e^-$	\rightleftharpoons	Au^0	+1,50
	Pt^{2+}	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	Pt^0	+1,20
	Hg^{2+}	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	Hg^0	+0,85
	Ag^+	+	e^-	\rightleftharpoons	Ag^0	+0,80
	Cu^+	+	e^-	\rightleftharpoons	Cu^0	+0,52
Obtidos através da redução do minério utilizando C, CO ou Al^0 como agente redutor	Fe^{3+}	+	$3e^-$	\rightleftharpoons	Fe^0	+0,04
	Mn^{4+}	+	$4e^-$	\rightleftharpoons	Mn^0	+0,03
	Sn^{4+}	+	$4e^-$	\rightleftharpoons	Sn^0	+0,01
	Pb^{2+}	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	Pb^0	-0,13
	Cr^{3+}	+	$3e^-$	\rightleftharpoons	Cr^0	-0,74
	Zn^{2+}	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	Zn^0	-0,76
Obtidos através da redução por eletrólise	Al^{3+}	+	$3e^-$	\rightleftharpoons	Al^0	-1,66
	Mg^{2+}	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	Mg^0	-2,37
	Na^+	+	e^-	\rightleftharpoons	Na^0	-2,71
	Ca^{2+}	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	Ca^0	-2,87
	K^+	+	e^-	\rightleftharpoons	K^0	-2,93
	Li^+	+	e^-	\rightleftharpoons	Li^0	-3,05

Procedimento experimental

(a) Ustulação - nome dado ao aquecimento de sulfeto na presença de O_2 , também conhecido como "queima" do sulfeto.

Colocar em cadinho pequena quantidade de CuS e aquecer. Fixar o cadinho em um triângulo de porcelana, repousar o conjunto formado em um tripé de ferro, aquecer o cadinho e observar.

(b) Montar a aparelhagem conforme descrita no item A. Colocar no cadinho pequena quantidade de PbO_2 e carvão. Aquecer e observar.

(c) Aluminotermia - consiste na redução do metal (na forma de óxido) utilizando alumínio metálico.

Observação: O procedimento a seguir só pode ser realizado na capela!

Colocar em um cadinho metálico, pequena quantidade de Cr_2O_3 e alumínio metálico. Colocar uma fita de magnésio dentro do cadinho com uma ponta para fora. Levar a fita à ignição.

3. Corrosão do alumínio

Apesar de ser um metal pouco nobre, objetos de alumínio não sofrem corrosão ordinária quando expostos à atmosfera úmida. Isto se deve à formação de uma camada de óxido de alumínio (Al_2O_3) de alta aderência, que reveste o metal e protege a peça do subsequente ataque corrosivo. Esse fenômeno é chamado de *passivação*.

Procedimento experimental

Limpar uma pequena placa de alumínio com uma lixa. Lavar e enxugar com papel toalha. Colocar na superfície limpa, uma gota de solução de nitrato de mercúrio II e aguardar 2 minutos. Remover o sal formado, riscar a superfície metálica e deixá-la exposta ao ar. Observar o que acontece.

OBS: Trabalhe com cuidado! Não deixe que sais de mercúrio caiam sobre a pele ou sobre a bancada.



MINÉRIOS E MINERAIS – PARTE 2

Materiais: Bastão de vidro, béquer (50 mL), cadinho de porcelana, tubos de ensaio, conchas, mármore (pedaços), gral e pistilo.

Reagentes: AgNO_3 sólido, NH_4OH conc., glicose (sólido), cobre (fios), HCl diluído, H_2SO_4 concentrado, HNO_3 diluído, fenolftaleína

Atenção: As soluções (a) e (b) do item 3 precisam ser preparadas com antecedência!

1. Hidrólise do vidro

Aqueça um bastão de vidro. Rapidamente, mergulhe-o em água contida em um béquer. Transfira os fragmentos para o cadinho e pulverize. Adicione gotas de solução de fenolftaleína.

Escreva a equação de hidrólise, assumindo que o silicato sofre o fenômeno.

OBS: é imprescindível o uso de óculos de proteção.

2. Ataque do vidro pelo ácido fluorídrico - EM CAPELA!

Corte pequenos pedaços de parafina e coloque-os sobre uma lâmina de vidro, levando-a ao fogo em chama redutora com o auxílio de uma pinça, até a fusão total e a formação de uma camada uniforme na superfície. Após a solidificação da parafina marque com um estilete a região parafinada, de modo que parte do vidro fique descoberto.

A seguir, coloque dentro de um cadinho de chumbo cerca de 3 gramas de fluoreto de cálcio, misturando-o cuidadosamente com 1 ou 2 mL de H_2SO_4 concentrado até formar uma pasta. Umedeça a superfície parafinada do vidro com água e adapte-o sobre o cadinho.

Aqueça suavemente o cadinho, evitando o derretimento da parafina, durante 10 minutos.

Ao final, retire o vidro e observe a natureza dos vapores despreendidos, aproximando dos mesmos uma tira de papel indicador universal. Após isso, mergulhe o conteúdo do cadinho em grande quantidade de água gelada. Neutralize a solução obtida com solução saturada de bicarbonato de sódio para posterior descarte. Remova a parafina da placa de vidro submetendo-a a um leve aquecimento.

Note o aspecto do vidro e explique o que ocorreu.

3. Formação do espelho de prata

Colocar em um tubo de ensaio (desengordurado previamente), 10 mL da solução (a) de AgNO_3 e 1 mL da solução (b) de glicose.

Solução (a) – Solução amoniacal de prata

Dissolver 2,5 g de AgNO_3 em 40 mL de água e, cuidadosamente, adicionar gota a gota, uma solução concentrada de NH_4OH (forma precipitado marrom) até dissolver todo o precipitado. Adicionar 90 mL de uma solução 3% de NaOH e, em seguida, adicionar mais solução de NH_4OH concentrado até não haver mais precipitado (a solução fica levemente escurecida). Guardar o reagente em frasco de polietileno envolvido em papel laminado e em ambiente escuro.

Solução (b) – Solução de glicose

Dissolver 4,0 g de glicose em 80 mL de água. Adicionar uma gota de HNO_3 concentrado e ferver esta solução por 2 minutos. Resfriar a solução e adicionar igual volume de etanol.

4. Redução da prata pelo cobre

Em um tubo de ensaio contendo solução de nitrato de prata, adicionar um pedaço de cobre previamente limpo com ácido nítrico. Observar.

5. Ação do ácido clorídrico sobre o calcário

Em uma placa de mármore, pingar gotas de HCl . Observar. Caracterizar o gás desprendido. Repetir o procedimento com rochas (ou minerais) disponíveis.



DETERMINAÇÃO DA PERCENTAGEM DE OXIGÊNIO NO AR
ATMOSFÉRICO PELA OXIDAÇÃO DO FERRO.

Materiais: Lã de aço, tubo de ensaio de 20 x 150 mm, elásticos de borracha, becher de 400 mL, bastão de vidro, suporte, garra para tubo, provetas de 100 mL e 10 mL.

Reagentes: Solução de ácido acético 1 mol.L⁻¹.

1. Procedimento experimental

Coloque um elástico ao redor do tubo de ensaio.

Molhe cerca de um grama de lã de aço em solução de ácido acético. Retire o excesso de ácido. **Espalhe a lã de modo a aumentar a superfície de contato** e coloque no tubo de ensaio vazio, com o auxílio de um bastão de vidro.

Inverta o tubo dentro de um becher contendo água em dois terços de seu volume. Prenda o tubo ao suporte. Observe a entrada de água no tubo de ensaio. Mantenha o sistema em repouso até que o nível da água dentro do tubo fique constante. Em seguida, movimente o tubo para cima ou para baixo de modo que o nível da água dentro do tubo coincida com o nível d água fora dele. Desloque o elástico na superfície do tubo de modo a marcar este ponto.

Remova a lã de aço sem modificar a posição do elástico. Meça o volume ocupado pela água. Calcule a porcentagem de oxigênio em volumes.

2. Cálculo

$$\% O_2 = \frac{\text{Volume do nível constante}}{\text{Volume do tubo}} \times 100$$

3. Perguntas

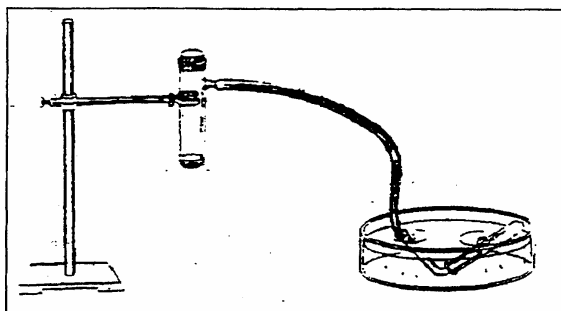
- 1) Escreva a reação ocorrida. Qual o papel do ácido acético?
- 2) A densidade do aço é de 7,4 g.mL⁻¹. O erro devido ao volume da lã de aço é significativo?

2- Oxigênio (O₂) a partir do peróxido de sódio (Na₂O₂) e água

Sobre tela de amianto coloque um pedaço de algodão com cerca de 1 cm de espessura e 5 cm de diâmetro. Espalhar no centro do algodão pequena quantidade de Na₂O₂ e, com auxílio de uma pipeta, juntar gotas de água. Observar. Pingar gotas de fenolftaleína.

3- O₂ a partir do peróxido de hidrogênio e do MnO₂

Montada a aparelhagem indicada na figura, coloque no tubo gerador de gases cerca de 15 mL de H₂O₂. Com muito cuidado, adicione pequena quantidade de MnO₂. Feche o tubo gerador de gases em seguida. Recolha o gás obtido em 4 tubos de ensaio por deslocamento de água para serem usados a seguir



(a) Propriedade: comburência

Introduza um palito de fósforo em brasa em um dos tubos contendo O₂.

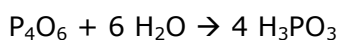
(b) Formação do MgO

Acenda um pequeno pedaço de magnésio e introduza-o em um dos tubos contendo oxigênio. Posteriormente, adicione cerca de 3 mL de água destilada, agite e verifique o caráter ácido ou básico da solução formada. *Cuidado!*

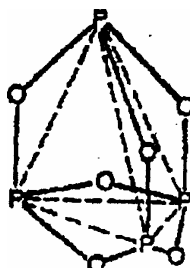
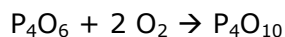
(c) Formação de óxido de fósforo – EM CAPELA

Aquecer levemente, em tubo de ensaio, **pequena quantidade** de fósforo vermelho (P₄) e colocar em outro tubo contendo O₂. Adicione água e teste o caráter (ácido ou básico) da solução resultante. *Cuidado!*

Observação: o trióxido de fósforo (P₂O₃) é um dímero e deveria ser representado como P₄O₆. P₄O₆ possui 4 átomos de fósforo nos vértices de um tetraedro, com seis átomos de oxigênio situados ao longo das arestas, estando cada O ligado a dois átomos de fósforo (LEE, J.D.).



O P₄O₆ queima no ar formando P₄O₁₀.



Estrutura do trióxido de fósforo, P₄O₆



HIDROGÊNIO – OBTENÇÃO E PROPRIEDADES

Materiais: Suporte universal, garra, tubo de vidro com saída lateral com rolha ou tampa de vidro, mangueira de látex, tubos de ensaio com rolha (4), cuba de plástico, bico de Bunsen, espátula, papel de filtro, béquer (250 mL)

Reagentes: HCl (1:2), NaOH, CuO, Zn (grãos ou pó), Al, Fe, Pb, Mg.

1. Introdução

O hidrogênio é o mais leve dos elementos naturais. Na sua forma estável, ele existe sob a forma de molécula diatômica, H_2 , que é a mais leve de todas as moléculas (possui, portanto, baixa densidade). Os dois átomos encontram-se unidos por uma ligação covalente muito forte (energia de ligação $435,9 \text{ KJ.mol}^{-1}$).

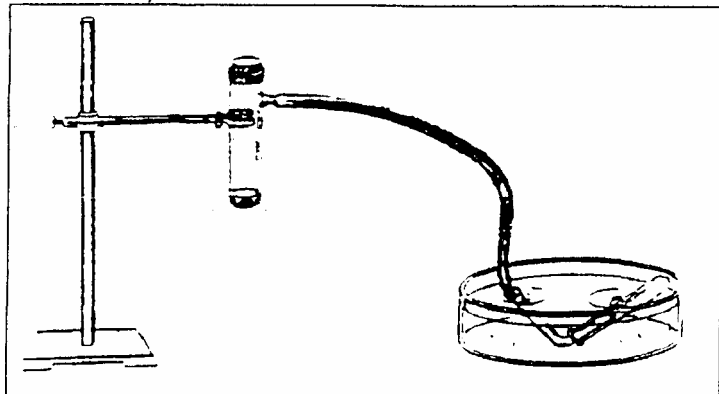
O H_2 é incolor, inodoro e quase insolúvel na água.

A temperaturas ordinárias, o H_2 pode ser deslocado da água pela ação de metais fortemente eletropositivos, ou pela eletrólise. Também pode ser preparado pela reação de hidretos de metais fortemente eletropositivos como o LiH e o CaH_2 com água, em temperaturas ordinárias ou mais baixas. A temperaturas mais elevadas, o hidrogênio pode ser deslocado da água por alguns metais menos eletropositivos e alguns não-metais.

O H_2 é um gás combustível, ou seja, queima em presença de oxigênio com grande liberação de energia.

2. Obtenção do gás hidrogênio (H_2)

Montada a aparelhagem indicada na figura, coloque no tubo gerador de gases cerca de 3 gramas de zinco (em pó ou grânulos) e, na bancada, acrescente 10 mL de ácido clorídrico 1:2 e tampe. Recolha o gás em 4 tubos. Aqueça o tubo diretamente, se necessário, controlando cuidadosamente.



O gás obtido por deslocamento de água deve ser armazenado na vertical com o gargalo para baixo, pois é quase insolúvel em meio aquoso e de baixa densidade.

3- Propriedades:

(a) Combustibilidade - aproxime a chama de um palito de fósforo do gargalo de um dos tubos contendo hidrogênio. Observe. O H_2 é um gás combustível?

(b) Comburência - Introduza um palito de fósforo em brasa em um dos tubos contendo hidrogênio. Observe. O H_2 é um gás comburente?

4- Poder redutor:

Coloque pequena quantidade de óxido cúprico em um tubo de ensaio e aqueça. Aproveitando a produção de H_2 do item anterior, coloque um tubo de vidro com a extremidade afilada na ponte da mangueira de borracha e aproxime do óxido. Verifique o que ocorre.

5- Verificação do potencial do eletrodo

Introduzir pequena quantidade de cobre (limpo) em um tubo de ensaio e adicionar 2 mL de HCl (1:2). Repita o procedimento para outros metais (Fe, Al, Pb, Mg). Observe e anote.

6- Reação entre metal e base

Introduzir pequena quantidade de alumínio em um tubo de ensaio e verter sobre este 5 mL de NaOH 1 mol.L^{-1} . Aqueça se necessário. **Cuidado!**

7- Reação entre metal e água – EM CAPELA!

Em um béquer (250 mL) coloque 100 mL de água destilada. Adicione um **pequeno** pedaço de sódio metálico. Recolher pequena quantidade do produto da reação e acrescentar 1 gota de fenolftaleína. Determine o pH com papel indicador universal. **Cuidado!**



UNIDADE NILÓPOLIS
Coordenação de Licenciatura em Química
Química Inorgânica Experimental
Curso Técnico em Química Industrial

GASES – FAMÍLIAS 14 E 15

Materiais: Béquero (100 mL), tubo com saída lateral, papel indicador universal, bico de Bunsen, tubos de ensaio, cuba para água, papel de tornassol rosa, suporte e garras.

Reagentes: CaCO₃ sólido, HCl diluído, HNO₃ concentrado, NaOH 6 mol.L⁻¹, NH₄Cl sólido, fenolftaleína, NaNO₂ sólido.

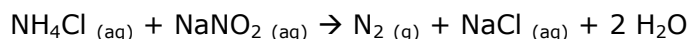
Obs.: Será necessário gelo!

1- Produção do dióxido de carbono (CO₂)



Colocar 2,0 g de CaCO₃ em um tubo com saída lateral e adicionar, lentamente, 15 mL de HCl diluído e tampar com uma rolha. Deixar borbulhar o gás produzido em um béquer contendo água destilada recém fervida e resfriada. Testar o pH da água destilada antes do borbulhamento do CO₂, imediatamente depois do borbulhamento e no final da aula. Anotar e explicar.

2- Obtenção de nitrogênio (N₂)



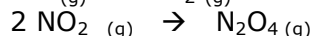
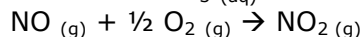
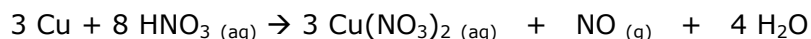
Colocar em um tubo com saída lateral, 3 g de cloreto de amônio, 1 g de nitrito de sódio e 15 mL de água destilada. Homogeneizar bem a mistura e aquecer brandamente para iniciar a reação. Deixar que o nitrogênio formado borbulhe na água da cuba de recolhimento. Recolher o nitrogênio formado, por deslocamento de água, em 3 tubos de ensaio para os seguintes ensaios.

Obs.: o aquecimento direto do nitrito de amônio ocasionaria explosão violenta.

(a) Colocar um palito de fósforo aceso no frasco contendo nitrogênio. Observar a combustão suave e explicar.

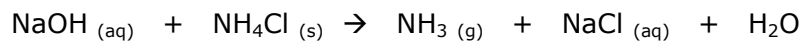
(b) Acender uma fita de magnésio e entrouxá-la no frasco contendo nitrogênio. A seguir, colocar um pouco de água no frasco, agitar e testar com algumas gotas de fenolftaleína. Testar a saída de vapores com papel de tornassol rosa umedecido em água.

3- Obtenção do dióxido de nitrogênio (NO₂)



Colocar em um tubo de ensaio, pequena quantidade de cobre e acrescentar 2 mL de ácido nítrico concentrado. Tampar o tubo com uma rolha. Observar. Após 5 minutos colocá-lo em uma cuba contendo gelo. Observar e explicar.

3- Obtenção de amônia (NH₃) – *Esta reação deve ser feita na capela!*



Colocar em um tubo com saída lateral, 2 g de cloreto de amônio, 3mL de hidróxido de sódio. Aquecer o tubo e recolher a amônia formada por deslocamento ascendente em um tubo de ensaio. Acrescentar água neste tubo e testar com algumas gotas de fenolftaleína. Deixar o tubo em repouso e observar novamente ao final da aula.



GASES – FAMÍLIAS 16 E 17

Materiais: Voltímetro de Hoffman, fonte, tubos de ensaio, papel de tornassol azul, papel de filtro

Reagentes: FeS, HCl 1 mol.L⁻¹, acetato de chumbo 1 mol.L⁻¹, Na₂S₂O₃ 1 mol.L⁻¹, H₂SO₄ 3 mol.L⁻¹, MnO₂, HCl concentrado, NaCl (sólido), fenolftaleína.

1- Preparação e identificação do sulfeto de hidrogênio – EM CAPELA

Colocar, em um tubo de ensaio, um pequeno pedaço de sulfeto ferroso (FeS). Adicionar 2mL de ácido clorídrico (HCl) 1 MOL.L⁻¹ no tubo e, em seguida, aquecê-lo suavemente, na capela.

O H₂S pode ser reconhecido pelo seu odor característico, porém ele é altamente tóxico, sendo sua identificação realizada por processos químicos:

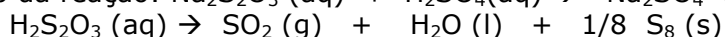
(a) Umedecer um papel de tornassol azul e colocá-lo sobre a boca do tubo onde se produz o gás. Explicar a variação de coloração no papel de tornassol.

(b) Aproximar um pedaço de papel de filtro, umedecido em solução de acetato de chumbo - Pb(CH₃COO)₂ - da boca do tubo de ensaio e observar. Escrever a equação envolvida e explicar o fato observado.

2- Formação de enxofre e dióxido de enxofre a partir do tiosulfato

Adicionar, em um tubo de ensaio, 3 mL de solução de tiosulfato (Na₂ S₂O₃) 1 mol.L⁻¹ e 1mL de solução de H₂SO₄ 3 mol.L⁻¹. Agitar, aguardar e, se necessário, aquecer. Observar a formação de enxofre livre (amarelo) e sentir o odor do gás que se desprende.

Equação da reação: Na₂S₂O₃ (aq) + H₂SO₄(aq) → Na₂SO₄ (aq) + H₂S₂O₃ (aq)



3- Obtenção do cloro (Cl₂)

Colocar, em um tubo de ensaio (micro tubo), 0,1g de dióxido de manganês (MnO₂). Na capela, adicionar 2 mL de HCl concentrado. Umedecer um papel de tornassol e colocá-lo sobre a boca do tubo onde se produz o gás. Deixar durante 15 minutos. Observar o descoloramento do papel de tornassol devido à ação oxidante do gás.

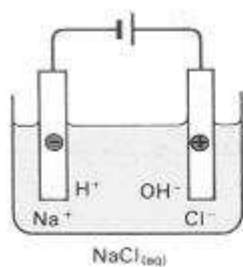
4- Eletrólise da solução de NaCl

A maior parte do cloro é preparada, industrialmente, por eletrólise do cloreto de sódio fundido, que fornece o sódio como subproduto, ou da sua solução aquosa, que produz além do cloro gasoso, o hidrogênio gasoso e a solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH).



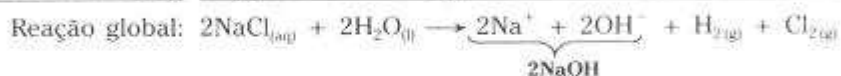
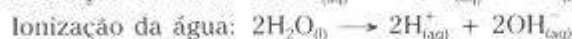
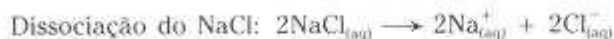
Colocar no voltímetro de Hoffman solução de NaCl com gotas de fenolftaleína. Observar os gases desprendidos nos eletrodos, o volume produzido e a coloração da solução. Explicar.

Produção industrial de soda cáustica, cloro, hidrogênio, ácido clorídrico e hipoclorito de sódio

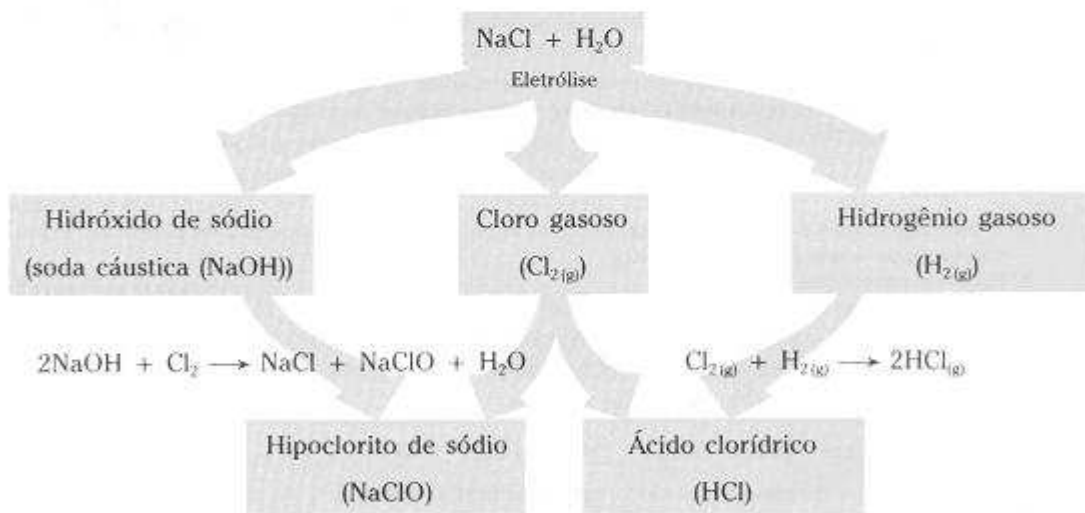


Íons presentes $\left\{ \begin{array}{l} \text{da água: } \text{H}^+, \text{OH}^- \\ \text{do NaCl: } \text{Na}^+, \text{Cl}^- \end{array} \right.$ ↗ Maior facilidade de descarga

Reações:



Assim, partindo-se de $\text{NaCl}_{(aq)}$ e água e efetuando-se a eletrólise, podem-se obter os seguintes produtos:



O hidróxido de sódio (soda cáustica) é o produto mais importante, usado para fabricar sabões, papel etc.

O cloro pode ser usado para cloração da água, fabricação de inseticidas, do ácido clorídrico e de hipocloritos.

Para fabricação do ácido clorídrico, combina-se o cloro (obtido no ânodo) com hidrogênio (obtido no cátodo), obtendo-se o $\text{HCl}_{(g)}$ (gás clorídrico); em seguida, o gás HCl é borbulhado em água, constituindo assim o ácido clorídrico.

(Tito & Canto, Química, Vol.2)



UNIDADE NILÓPOLIS
Coordenação de Licenciatura em Química
Química Inorgânica Experimental
Curso Técnico em Química Industrial

PURIFICAÇÃO DO NaCl IMPURO (SAL GROSSO)

Materiais: Balança, becher (250 mL), bastão, papel de filtro, funil, bico de Bunsen, pipeta, papel indicador, .

Reagentes: sal grosso, NaOH 6 mol.L⁻¹ , Na₂CO₃ 1 mol.L⁻¹, HCl 6mol.L⁻¹

1- Introdução

O sal obtido por evaporação da água do mar nas salinas vem impurificado com substâncias insolúveis e outros sais, principalmente os cloretos e os sulfatos de cálcio e magnésio. Deve-se então submetê-lo a uma purificação prévia antes de ser utilizado no consumo, pois o MgCl₂ e o CaCl₂ o tornam muito higroscópico.

Na purificação fazem-se salmouras (soluções concentradas de NaCl), sendo as impurezas insolúveis eliminadas por decantação e filtração. O Ca²⁺ e o Mg²⁺ são eliminados da solução por precipitação com Na₂CO₃ e NaOH respectivamente e posteriormente, decantação e filtração. Deve-se, nesta fase, fazer um controle de pH da solução de modo que este se mantenha em torno de 7,0 ou seja, a solução deve estar aproximadamente neutra. A fase final consiste na evaporação e cristalização do NaCl.

2- Procedimento

Pesar 5 gramas de sal grosso previamente moído em gral e dissolver em 20 mL de água. Filtrar. Adicionar solução de NaOH 6 mol.L⁻¹ gota a gota até que se observe precipitação completa. Aquecer brandamente e filtrar.

Juntar solução de Na₂CO₃ 1 mol.L⁻¹ ao filtrado, em pequenas quantidades até parar de precipitar. Aquecer levemente, deixar decantar e filtrar.

Controlar o pH de modo que esteja em torno de 7, usando se necessário, solução de HCl. Utilizar papel indicador.

Concentrar a solução por aquecimento até notar princípio de turvação. Esfriar o becher em água fria. Filtrar e repetir as operações de concentração e cristalização do filtrado resultante.

Secar o sal em estufa para posterior pesagem e cálculo de rendimento.

Teste de pureza do sal obtido:

Dissolver parte do NaCl purificado em água e dividir em 2 tubos de ensaio. Ao primeiro juntar solução Na₂CO₃ e ao segundo juntar solução de NaOH.