



Experiência 5. SÍNTESE E APLICAÇÃO DO ALÚMEN DE ALUMÍNIO E POTÁSSIO

1. Objetivos

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

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

2. Questões de estudo

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

3. Introdução

3.1. Reciclagem de alumínio

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

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

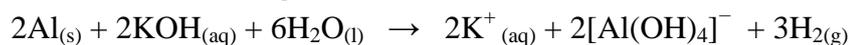
Outra forma de reciclar o alumínio é utilizá-lo como matéria-prima para a obtenção de outros compostos, tal como o alúmen de alumínio e potássio. **Alúmens** são compostos iônicos que cristalizam a partir de soluções com a presença do ânion sulfato (SO_4^{2-}), de um cátion trivalente (normalmente Al^{3+} , Cr^{3+} ou Fe^{3+}) e de um cátion monovalente (geralmente K^+ , Na^+ ou NH_4^+). O alúmen de interesse desta atividade experimental, o **alúmen de alumínio e potássio**, é o sulfato duplo de alumínio e potássio. Sua fórmula química é $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, mas é comumente encontrado em sua forma dodecahidratada, como $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12(\text{H}_2\text{O})$.

O alúmen de alumínio e potássio ocorre naturalmente como incrustações em rochas, e é comumente usado em purificação de águas (como agente floculante),

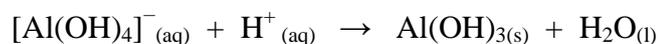


curtimento de couro, tingimento de tecidos (como “mordente”), manufatura de produtos de higiene, entre outros.

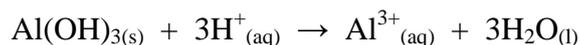
A síntese do sulfato duplo de alumínio e potássio a partir de latas de alumínio é efetuada através de uma *reação redox* e de *reações ácido-base*. O metal alumínio reage muito pouco com soluções ácidas diluídas, pois sua superfície normalmente é protegida por uma camada de óxido de alumínio (Al_2O_3),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



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



Inicialmente ocorre a formação do $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$, que é neutro e precipita no meio aquoso. A adição de excesso de ácido sulfúrico sob agitação irá desfazer o precipitado de hidróxido de alumínio:



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



A dupla seta nesta última etapa indica que este composto apresenta solubilidade em água, isto é, neste meio o sal duplo libera seus íons hidratados.

3.2. Rendimento de uma reação

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

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

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

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

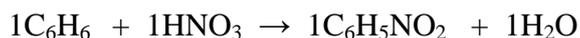
$$\text{rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100$$



Exemplo:

Uma quantidade de 15,62 g de benzeno (C_6H_6) reage com excesso de ácido nítrico (HNO_3) produzindo 18,0 g de nitrobenzeno ($C_6H_5NO_2$). Qual é rendimento percentual desta reação?

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



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

- calculando:

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

(rendimento teórico)

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

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

Portanto, o rendimento da reação é de 73,1%.

4. Procedimentos experimentais

a) Limpe uma lata de alumínio (de refrigerante, suco ou de cerveja), utilizando palha de aço para remover toda a tinta da parte externa da lata e o verniz interno. Corte-a de modo a obter um retângulo com aproximadamente 6 x 7 cm.

b) Recorte este pedaço de alumínio em pedaços bem pequenos, para aumentar a área superficial. Em um béquer de 250 mL, pese aproximadamente 1,00 g do alumínio recortado (anote esta massa), em seguida adicione 50,0 mL de uma solução aquosa de KOH $1,5 \text{ mol L}^{-1}$. Observe a liberação de hidrogênio gasoso ($H_{2(g)}$).

Atenção: Este procedimento deve ser realizado preferencialmente na capela química, com o exaustor ligado e longe de fontes de chama, pois o hidrogênio é inflamável e explosivo. Caso não disponha de capela química com exaustor, realize esta reação em local aberto e arejado.

c) Coloque o béquer sobre uma chapa de aquecimento e aqueça brandamente para aumentar a velocidade da reação. A solução no béquer que era inicialmente incolor torna-se escura. O término da liberação de hidrogênio indica que a reação se completou.

d) A solução ainda quente deve ser filtrada sob vácuo, transferindo todo o conteúdo do béquer para um funil de Büchner com a ajuda de um bastão de vidro. Todo o resíduo escuro deverá ficar retido no papel de filtro e ser descartado corretamente. O filtrado



incolor deve ser reservado para ser utilizado na seqüência. Caso a solução no kitassato não esteja límpida, realize nova filtração.

e) Transfira o filtrado límpido do kitassato para um béquer limpo. Com cuidado, e sob agitação (com auxílio de um bastão de vidro), adicione, aos poucos, 20 mL de H_2SO_4 9,0 mol L^{-1} ao béquer com o filtrado. Observe que, inicialmente aparecerá um precipitado de hidróxido de alumínio $[\text{Al}(\text{OH})_3]$, mas que logo se dissolverá com a adição de mais ácido, devido ao aquecimento da solução (trata-se de uma reação ácido-base *exotérmica*). Caso o precipitado não dissolver completamente, aqueça a solução entre 2 e 5 minutos sob agitação (com bastão de vidro) para completar a dissolução. Se após este período ainda permanecer algum sólido, filtre a mistura e conserve o filtrado incolor para posterior obtenção dos cristais de alúmen.

f) Prepare um banho de gelo e coloque o béquer com o filtrado nesse banho entre 15 e 20 minutos. Durante o resfriamento, atrite o fundo e as paredes internas do béquer com o bastão de vidro para iniciar a precipitação do alúmen. Os cristais do alúmen formados devem ser filtrados sob vácuo, lavando-os com cerca de 30 mL de uma mistura resfriada de etanol:água (1:1). Despreze o filtrado corretamente, determine a massa dos cristais de alúmen obtidos (após secos) e calcule o rendimento da síntese.

→ Aplicação do Alúmen na clarificação de água turva:

A. de S. Maia, W. de Oliveira e V. K. L. Osório, *Da água turva à água clara: o papel do coagulante*. QNEsc, n° 18, Nov. 2003.

5. Pré-laboratório

- 1) Qual a massa de KOH necessária para preparar 100 mL de uma solução 1,5 mol L^{-1} ?
- 2) Calcule o volume de H_2SO_4 (95%; 1,84 g mL^{-1} ; 98,0 g mol^{-1}) necessário para preparar 100 mL de uma solução 9 mol L^{-1} .
- 3) Identifique as reações ácido-base e as reação redox no processo da obtenção do alúmen de alumínio e potássio.
- 4) Em casa, corte uma lata de alumínio (de refrigerante, suco ou de cerveja) de modo a obter um retângulo com aproximadamente 6 x 7 cm. Com auxílio de uma palha de aço, remova completamente a tinta da parte externa da lata e o “verniz” da parte interna. Leve esta lâmina de alumínio para realizar o experimento. (Uma lâmina por grupo).
- 5) A atividade experimental a ser realizada é uma síntese química que envolve várias etapas. Faça um fluxograma incluindo todos os passos envolvidos nesta síntese, e leve para utilizar na aula. O professor poderá solicitar a entrega do fluxograma ao final do experimento.