

Experiência 11. SÍNTESE 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.

2. Questões de estudo

- Como produzir alúmen de alumínio e potássio utilizando latas comerciais de alumínio?
- Quais as vantagens de reciclar materiais de origem metálica, em especial o alumínio?
- A obtenção do alúmen de alumínio e potássio é o melhor método para reciclar o alumínio presente, por exemplo, nas latas de bebidas?

3. Introdução

3.1. Reciclagem de alumínio

O processo de reciclagem do alumínio consiste na reutilização deste para a confecção de novos produtos, gerando um bom retorno financeiro para os trabalhadores e empresas que atuam nesta área. Deve-se ressaltar também que o processo de reciclagem de alumínio é muito mais barato e consome menos energia do que a 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 de alumínio podem ser reciclados, com destaque para esquadrias, janelas, portas, componentes de eletrodomésticos, sobras das indústrias, estruturas de boxes, cadeiras e mesas.

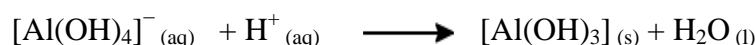
Outra forma de reciclar o alumínio é utilizá-lo como matéria-prima para a obtenção de outros compostos, tal como o alúmen de alumínio e potássio. Alúmens são compostos iônicos que cristalizam a partir de soluções com a presença do ânion sulfato (SO_4^{2-}), de um cátion trivalente (normalmente Al^{3+} , 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 água (como agente floculante), curtimento de couro, têxteis a prova de fogo e como “mordente” em tinturaria. Tem ainda aplicação em fotografia como endurecedor, e em cosméticos (desodorantes e cremes pós-barba). Não é considerado perigoso, porém pode causar irritação quando em contato com os olhos, e em cães e outros seres com olfato super-aguçado pode irritar os pulmões, impedindo que o animal identifique um cheiro em específico.

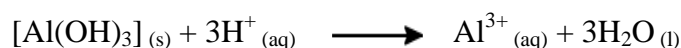
A síntese do sulfato duplo de alumínio e potássio a partir da reciclagem de latas de alumínio é efetuada através de uma *reação redox* e de *reações ácido-base*. O metal alumínio reage muito pouco com soluções ácidas diluídas, pois sua superfície normalmente é protegida por uma camada de óxido de alumínio (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):



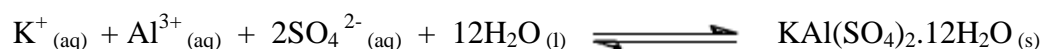
A partir da formação do ânion $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (aq) pode-se iniciar a adição de ácido sulfúrico:



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, onde uma ou mais substâncias são convertidas em outras substâncias. Para interpretar quantitativamente as reações, utiliza-se da 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 raramente acontece. Além do fato de que parte dos reagentes pode ser consumida em reações competitivas, a maioria das reações químicas não se completa, interrompendo-se aparentemente quando certa parte dos reagentes foi consumida.

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.

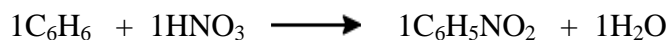
A quantidade de produto (mols, massa ou volume) que se obtêm experimentalmente é o **rendimento real** e através deste calcula-se o **rendimento percentual**, que é a fração do **rendimento teórico** realmente obtido:

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

Exemplo:

Uma quantidade de 15,62 g de benzeno (C₆H₆) reage com excesso de ácido nítrico (HNO₃) produzindo 18,0 g de nitrobenzeno (C₆H₅NO₂). Qual é rendimento percentual desta reação?

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



Massa: 15,62 g	X g
Massa Molar: 78,1 g mol ⁻¹	123,1 g mol ⁻¹
Nº mols: 0,2 mols	0,2 mols

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

- calculando:

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

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

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

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

4. 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 H₂SO₄ (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-bases e as reação redox no processo da obtenção do alúmen de alumínio e potássio..
- 4) Corte uma lata de alumínio (de refrigerante, suco ou de cerveja) de modo a obter um retângulo com aproximadamente 6 x 7 cm. Remova, com palha de aço, a tinta da parte externa da lata e o verniz interno. Leve esta lâmina de alumínio para realizar a aula experimental.
- 5) Na medida que esta atividade experimental trata de uma síntese envolvendo várias etapas, faça um esquema geral de todos os passos envolvidos, e entregue ao monitor para correção (Dica: faça o esquema na forma de um fluxograma).

5. 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 de aproximadamente 0,5 x 0,5 cm, para aumentar a área de superfície. Em um béquer de 250 mL, pese aproximadamente 1,00 g do alumínio recortado com precisão de $\approx 0,01$ g e em seguida adicione 50 mL da solução de $\text{KOH}_{(aq)}$ $1,5 \text{ mol L}^{-1}$. Observe a liberação de hidrogênio ($\text{H}_{2(g)}$).

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, e o indicativo de que a reação tenha se completado é o término da liberação de hidrogênio.

d) Ainda quente a solução 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, deixando o filtrado incolor 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, adicione 20 mL de H_2SO_4 9 mol L^{-1} ao béquer com o filtrado. Observe que, inicialmente aparecerá um precipitado de hidróxido de alumínio $[\text{Al}(\text{OH})_3]$ que dissolverá quando mais ácido for adicionado e que com a adição do ácido a solução aquecerá, devido à reação ácido-base ser *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/água e coloque o béquer com o filtrado nesse banho entre 15 e 20 minutos. Durante o resfriamento, atrite constantemente 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 (porções de 10 mL) de uma mistura resfriada de Etanol: Água (1 : 1). Despreze o filtrado corretamente, determine a massa dos cristais de alúmen obtidos e calcule o rendimento da síntese.

6. Questões para discussão

a) Qual a diferença entre reciclagem e reutilização?

b) São conhecidos os casos de escolas que promovem atividades entre seus estudantes para recolhimento de latas de alumínio para serem vendidas para cooperativas/indústrias envolvidas com a reciclagem de alumínio e, conseqüentemente, obter recursos financeiros para a escola. Em certas ocasiões estas atividades assumem caráter competitivo, pois a turma que obtiver mais latas de alumínio é premiada. Em outras

palavras, pode-se afirmar que estas atividades podem incentivar o consumo de produtos contidos nestas latas de alumínio. Discuta a relação entre consumismo e reciclagem.

c) Procure dados sobre a produção, consumo e a indústria de reciclagem de alumínio no Brasil. Cite as fontes.

d) O método apresentado nesta atividade experimental é o único disponível e o economicamente mais viável para a síntese do alúmen de alumínio e potássio? Justifique.