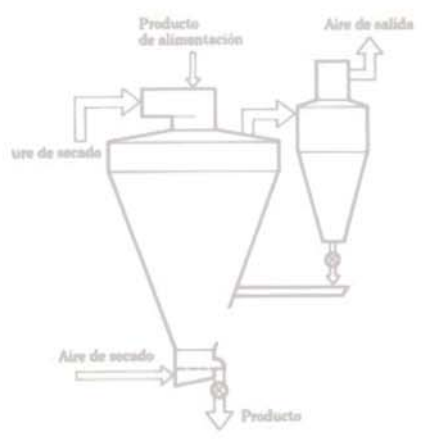
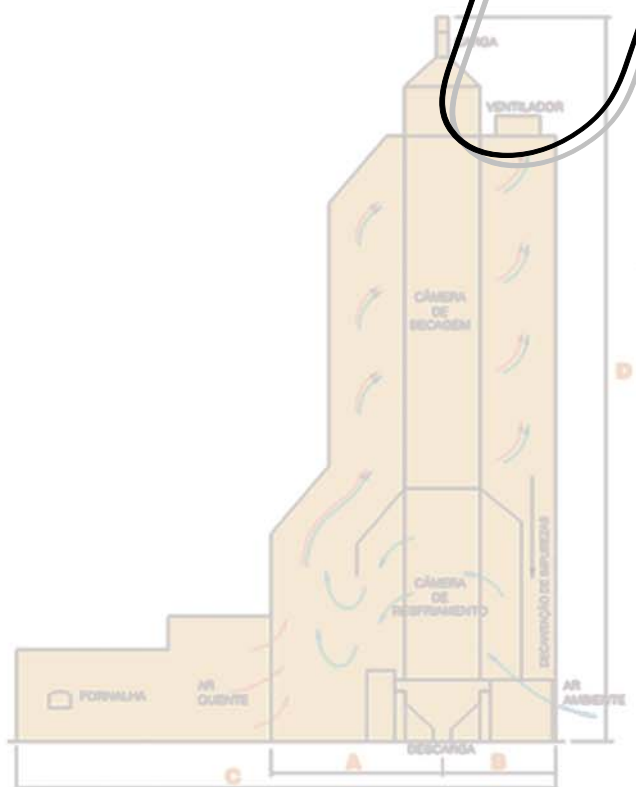


Operações Unitárias



Prof. Mário Sérgio Rodrigues

INTRODUÇÃO

O objetivo principal da disciplina de Operações Unitárias é a utilização da estequiometria industrial no balanço de materiais envolvendo diversos tipos de operação físicas e químicas.

A aplicação de conceitos químicos e físico-químicos na resolução desse tipo de problema muitas vezes nos conduzirá ao sucesso através de soluções exatas e precisas.

O material não traz soluções prontas para os problemas que se apresentarão no cotidiano, mas poderão nortear as tomadas de decisão para a resolução dos mesmos.

Este material está dividido em duas partes:

Parte I

Cálculos Estequiométricos: revisão das diversas situações encontradas na estequiometria.

Parte II

Balanço de Material

ESTEQUIOMETRIA

A previsão de reações químicas nos diversos processos industriais é de vital importância na rentabilidade e na sobrevivência de uma indústria ou até mesmo em nosso cotidiano.

Nas indústrias, nota-se a preocupação de se otimizar produtos e processos para que se tenha a melhor relação custo/benefício possível.

No nosso cotidiano, na maioria das vezes, não atentamos para esse conceito, mas ele fica claro, por exemplo, ao fazermos um bolo. Normalmente seguimos uma receita, escrita ou que já esteja gravada em nossa memória.

Estes procedimentos que, basicamente, consistem na mensuração e cálculo de quantidade de substâncias envolvidas em reações químicas é chamado de **estequiometria** que deriva do grego *stoichea* = partes mais simples e *metreim* = medida

Na relação da quantidade das substâncias é importante que se conheça as fórmulas, os elementos e a proporção entre esses elementos e substância.

Assim é importante para o alicerce da estequiometria que tenhamos alguns conceitos, tais como:

ESTEQUIOMETRIA COMUM

A estequiometria está sedimentada na relação de quantidade dos reagentes e dos produtos, logo se soubermos esta relação podemos efetuar qualquer cálculo estequiométrico.

Todo cálculo estequiométrico deve obedecer a seguinte seqüência:

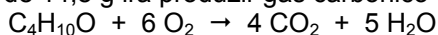
- montar a equação da reação que rege o fenômeno em estudo;
- efetuar o acerto dos coeficientes estequiométricos;
- identificar as partes envolvidas no cálculo estequiométrico;
- efetuar as transformações de grandezas e unidades quando necessário;
- efetuar os cálculos estequiométricos.

Relação Importante de Equivalência

1 mol \Leftrightarrow massa molar \Leftrightarrow constante de Avogadro \Leftrightarrow volume molar

EXERCÍCIOS

1. O éter etílico ($C_4H_{10}O$), cuja principal utilização está relacionada à sua aplicação anestésica, ao sofrer combustão completa de 14,8 g irá produzir gás carbônico e água:

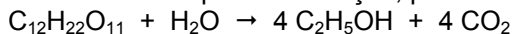


Determine:

- a. a massa em gramas de oxigênio consumido;
- b. o volume em litros de gás carbônico produzido;
- c. a quantidade de moléculas de água produzida.

Dado: volume molar = 25 L/mol

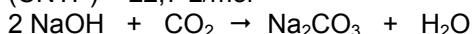
2. A obtenção de etanol, a partir de sacarose por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:



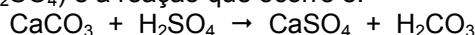
Considerando que o etanol (C_2H_5OH) seja puro, calcule a massa (em kg) de sacarose necessária para produzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher o tanque de combustível de um automóvel.

Dado: densidade do etanol = $0,8 \text{ g/cm}^3$

3. Um astronauta elimina cerca de 470,4 litros de gás carbônico por dia (nas CNTP). Suponha que se utilize hidróxido de sódio para absorver o gás produzido. Qual a massa de hidróxido de sódio necessária para um dia de viagem? Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol



4. A chuva ácida que cai em certas regiões danifica as estátuas de mármore ($CaCO_3$). Considerando-se que a chuva contenha ácido sulfúrico (H_2SO_4) e a reação que ocorre é:



Se por dia a chuva atacar 1 grama de mármore qual será a produção diária, em massa, de gás carbônico?

5. Será construída na região de Campinas uma usina termo-elétrica que funcionará a base de resíduos da destilação do petróleo e poderá lançar na atmosfera cerca de 250 toneladas de SO_2 gasoso.

Quantas toneladas de enxofre estarão contidas nessa massa de SO_2 ?

Considerando que a densidade do enxofre sólido é de 2,0 kg/L, qual o volume dessa massa de enxofre?

6. Uma das maneiras de se impedir que o SO_2 , um dos responsáveis pela chuva ácida, seja liberado para a atmosfera é tratá-lo previamente com óxido de magnésio, em presença de ar, conforme a equação a seguir:

$$1 \text{MgO}_{(s)} + \text{SO}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{MgSO}_{4(s)}$$
 Quantas toneladas de óxido de magnésio são consumidas no tratamento de $9,6 \times 10^3$ toneladas de SO_2 ?
7. Rodando a 60 km/h, um automóvel faz cerca de 10 km por litro de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Calcule o volume de gás carbônico, CO_2 , em metros cúbicos, emitido pelo carro após 5 horas de viagem. Admita queima completa:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$$
 Densidade do etanol = 0,8 kg/L, volume molar = 25 L
8. Na reação de combustão do pentanol são consumidas 176 gramas dessa substância. Qual a quantidade, em massa, de água formada? ($\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ – não balanceada)
9. Calcule o volume de H_2 (g), liberado nas CNTP quando 80 mg de cálcio reagem completamente com água. Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol

$$\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$$
10. O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita. Nessa eletrólise, ocorre a formação de oxigênio que reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:

$$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Al}$$
 Para dois mols de Al_2O_3 , quantos mols de CO_2 e Al, respectivamente, são produzidos nesse processo?
11. Qual a massa e o volume de gás carbônico na CNTP, que podemos produzir na queima de 28 g de ciclo pentano? $\text{C}_5\text{H}_{10} + \frac{15}{2} \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
12. Determine o volume de oxigênio, a 77°C de temperatura e 0,082 atm de pressão, necessário para reagir totalmente com 21,6 g de alumínio, na obtenção do óxido de alumínio.

$$4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$$
13. 184 g de sódio metálico são colocados em água em excesso. Qual o volume de hidrogênio recolhido a 0,72 atm de pressão e 87°C de temperatura que será obtido nesse processo?

$$2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$$
14. O carbonato de cálcio, quando aquecido a 800°C, decompõe-se segundo a equação:

$$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$$
 Quantas gramas de carbonato são necessárias para se obter 0,267 litro de CO_2 , medido a pressão de 700 mmHg e 27°C de temperatura?

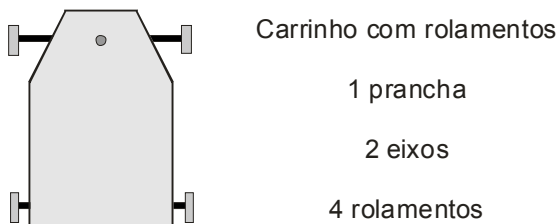
RESPOSTAS

1. a) 38,4 g; b) 20 L; c) $6 \cdot 10^{23}$ moléculas 2. 74 kg 3. 1658 g 4. 0,44 g
5. 125 t 6. 6×10^3 t 7. 26 m³ 8. 216 g 9. 45,4 mL 10. 3 mol CO_2 ; 4 mol Al
11. 88 g e 45,4 L 12. 210 L 13. 139,4 L 14. 1 g

ESTEQUIOMETRIA COM EXCESSO DE REAGENTE

As reações químicas ocorrem sempre obedecendo a uma proporção constante que equivale ao coeficiente estequiométrico das equações. Assim se um dos reagentes possuir uma quantidade acima da proporção estequiométrica, esse reagente estará em **excesso**, logo o outro será o **reagente limitante**. O reagente em excesso não participa dos cálculos estequiométricos.

Analogamente podemos identificar esta situação como se tivéssemos que construir alguns carrinhos conforme mostra a figura abaixo.



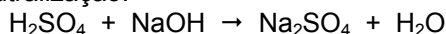
Para esta finalidade temos à nossa disposição: 7 pranchas, 42 eixos e 122 rolamentos. Quantos carrinhos poderiam ser construídos com essas peças? Analisando o esquema e as peças disponíveis, concluímos que montaremos somente 7 carrinhos. Assim dizemos que as pranchas são as peças limitantes nessa construção e os eixos (sobrarão 28) e os rolamentos (sobrarão 94) estão em excesso. Esse é o raciocínio que utilizaremos nos cálculos onde ocorrer excesso de reagentes.

Para verificarmos se um exercício envolve estequiometria com excesso de reagente, devemos observar se são informadas as quantidades de todos os reagentes envolvidos na reação. Quando isto acontecer devemos verificar se a proporcionalidade está correta.

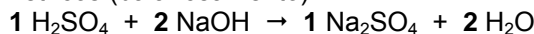
Exemplo:

Para neutralizar 40 gramas de ácido sulfúrico foram utilizadas 100 gramas de hidróxido de sódio. Qual a massa de cloreto de sódio formada nessa neutralização?

1º - Montar a equação da reação de neutralização:



2º - Acertar os coeficientes estequiométricos (balanceamento):



3º - Verificar se há excesso:

Para isto utilizaremos o princípio da proporcionalidade – Lei de Proust (regra de três). Sabemos que o produto das diagonais numa regra de três têm que ser uma igualdade se não houver excesso de um dos reagentes. Caso contrário a diagonal que apresentar o maior produto possui o reagente que está em excesso.

H_2SO_4	NaOH		
1 mol	2 mol	\Rightarrow	da equação balanceada
98 g	2(40) g	\Rightarrow	transformação para massa
40 g	100 g	\Rightarrow	dados do exercício
40×80	100×98		
3200	<	9800	\Rightarrow excesso de NaOH

Como existe excesso de NaOH podemos concluir que o reagente limitante é o H_2SO_4 .

4º - Efetuar o cálculo estequiométrico comum.

EXERCÍCIOS

1. Quantas moléculas de água são obtidas a partir de 1 mol de hidrogênio (H_2) e 8 gramas de oxigênio (O_2)?
2. Uma das transformações químicas que ocorre na combustão completa da gasolina é dada pela seguinte equação:
$$C_8H_{18} + \frac{25}{2} O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O.$$
Qual o volume de CO_2 , nas CNTP, que será produzido a partir da reação completa da mistura de 6 mols de C_8H_{18} com 100 mols de O_2 ? Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol
3. A combustão de carvão (C) produz CO_2 . Se 24 gramas de carvão forem submetidos à combustão com 64 gramas de oxigênio (O_2), pergunta-se: ($C + O_2 \rightarrow CO_2$)
 - a. Há excesso?
 - b. Se houver, quanto vale o excesso?
4. Aquecendo-se 14 gramas de ferro (Fe) e 19 gramas de enxofre (S), obtém-se uma certa massa de sulfeto ferroso, conforme a equação: $Fe + S \rightarrow FeS$. Responda:
 - a. qual o reagente em excesso?
 - b. qual a massa do reagente em excesso?
 - c. qual a massa do produto obtido?
5. Um importante fertilizante usado na agricultura é o nitrato de potássio (KNO_3), que pode ser produzido conforme a equação: $4 KCl + 4 HNO_3 + O_2 \rightarrow 4 KNO_3 + 2 Cl_2 + 2 H_2O$. Qual a massa desse fertilizante que pode ser obtida a partir de 102 kg de KCl e 51 kg de HNO_3 ?
6. A combustão do monóxido de carbono pode ser representada pela equação, não balanceada:
$$CO + O_2 \rightarrow CO_2$$
Se misturarmos 50 L de monóxido de carbono com 60 L de oxigênio, nas mesmas condições de temperatura e pressão; pergunta-se:
 - a. qual o volume de gás carbônico obtido?
 - b. qual o volume de gás que irá sobrar sem reagir?
7. O fosgênio, $COCl_2$, já foi usado como gás de guerra. Ele é venenoso porque, quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir ácido clorídrico (HCl), conforme a equação:
$$COCl_2 + H_2O \rightarrow CO_2 + 2 HCl$$
Quantos mols de HCl serão formados se 0,300 mol de $COCl_2$ for misturado com 0,400 mol de H_2O ?
8. 24 gramas de ferro reagem com 8 gramas de enxofre para formar sulfeto de ferro II. A reação ocorre por aquecimento até o desaparecimento de um dos reagentes. Qual o reagente em excesso e qual a massa que restou desse reagente? ($Fe + S \rightarrow FeS$)
9. Da combustão do gás metano (CH_4) resultam como produtos CO_2 e H_2O , ambos na fase gasosa. Se 1 litro de CH_4 for queimado na presença de 10 litros de O_2 , qual o volume final da mistura resultante? Suponha que todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.
10. Cromo metálico pode ser produzido pela redução de Cr_2O_3 com Al, segundo a equação:
$$2 Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2 Cr$$
Supondo reação completa, qual a massa de cromo produzida pela reação de 5,4 kg de Al e 20,0 kg de Cr_2O_3 ?

RESPOSTAS

1. $3 \cdot 10^{23}$ moléculas 2. 1089,6 L 3. a) não há excesso 4. a) enxofre b) 11 g c) 22 g
5. 81,8 kg 6. a) 50 L b) 35 L 7. 0,6 mol 8. excesso de ferro / 10 g 9. 11 L 10. 10,4 kg

ESTEQUIOMETRIA COM REAGENTES IMPUROS

Na maioria das vezes não trabalhamos com reagentes com grau de pureza 100%. Isto se deve a vários fatores, como: custo elevado, impossibilidade técnica, etc. Até reagentes usados em análises químicas de precisão possuem um teor de impureza. Observe o rótulo abaixo:

INFLAMÁVEL
Manter o frasco bem fechado e em lugar seco e bem ventilado

Químico Resp.
N. S. BULCAO
CRQ-IV - 04410102
Lote: 118
Ind. Brasileira - SP

CINÉTICA QUÍMICA Ltda.
Código: C-9507
Conteúdo: 1000 ml

Acido Acético Glacial (P.A.)
CH₃COOH P.m. 60,05
REAGENTE ANALÍTICO

ESPECIFICAÇÕES

Teor (CH ₃ COOH)	99,7%	→ pureza do reagente
Cor (APHA)	10	
Densidade (g/ml a 25°C)	1,049	
Teste de diluição	de acordo	
Resíduo após evaporação	0,001%	→ impurezas
Anidrido Acético	0,01 "	
Cloreto (Cl)	0,0001 "	
Sulfato (SO ₄)	0,0001 "	
Metais pesados (como Pb)	0,00005 "	
Ferro (Fe)	0,00002 "	
Substâncias que reduzem o K ₂ Cr ₂ O ₇	de acordo	
Sub. que reduzem KMnO ₄	de acordo	
Adequado para titulações não aquosas	de acordo	

CGC- 53.366.613/0001-03

para análise

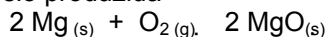
Podemos notar que mesmo sendo um produto analítico apresenta um pequeno grau de impureza; sendo assim como são os produtos usados nas operações industriais? Industrialmente não há necessidade de utilizarmos produtos com alto grau de pureza, mas precisamos lembrar que nos cálculos estequiométricos só consideramos os materiais puros.

Nestes cálculos podemos encontrar três tipos de situações:

1º caso: quando temos uma amostra impura e precisamos determinar um dos produtos formados.

Exemplo 1:

Uma amostra, de 120 gramas de magnésio com 80% de pureza, reage com oxigênio produzindo óxido de magnésio. Determine a massa de óxido de magnésio produzida



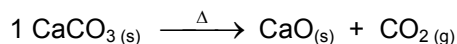
Resolução:

Amostra	120 g	-----	100%		Mg	MgO
Magnésio	x	-----	80%		2 mol	1 mol
	$x = \frac{80\% \times 120 \text{ g}}{100\%}$				2(24) g	2(40) g
	x = 96 g de Mg				96 g	y
						$y = \frac{80 \text{ g} \times 96 \text{ g}}{48 \text{ g}}$
						y = 160 g de MgO

2º caso: quando queremos determinar a massa de um reagente impuro com teor de pureza conhecido a partir de uma quantidade determinada de produto.

Exemplo 2:

Determine a massa de carbonato de cálcio, com 80% de pureza, que na decomposição térmica produziu 84 g de óxido de cálcio.



Resolução:

CaCO ₃	CaO		150 g	-----	80%
1 mol	1 mol		y	-----	100%
100 g	56 g				
x	84 g				
$x = \frac{84 \text{ g} \times 100 \text{ g}}{56 \text{ g}}$					
x = 150 g de MgO					y = 187,5 g de Mg

3º caso: quando conhecemos a massa do produto obtido e a massa da amostra impura. Como só fazemos cálculos com reagentes puros, devemos inicialmente determinar massa do reagente sem impureza.

Exemplo 3

No processo de obtenção da amônia, representado pela equação: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$; uma amostra de 200 g de gás nitrogênio produziu, sem perda de produto, 170 g de amônia. Determine o teor de pureza da amostra de gás nitrogênio.

Resolução:

N_2	NH_3
1 mol	2 mol
28 g	2(17) g
x	170 g

$$x = \frac{170 \text{ g} \times 28 \text{ g}}{2(17) \text{ g}}$$
$$x = 140 \text{ g de } N_2 \text{ puro}$$

$$200 \text{ g} \text{ ----- } 100\%$$

$$140 \text{ g} \text{ ----- } y$$

$$y = \frac{100\% \times 140 \text{ g}}{200 \text{ g}}$$

$$y = 70\% \text{ de pureza em } N_2$$

EXERCÍCIOS

1. A bauxita é um minério de alumínio de fórmula $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$. Qual a massa de alumínio que se pode extrair de 100 kg de minério com 90 % de pureza?
2. Nitrito de amônio (NH_4NO_2) se decompõe conforme a equação: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Sabendo-se que 128 g de nitrito com 75% de pureza foram decompostos, calcule:
 - a. A massa de água produzida.
 - b. O volume de N_2 , nas CNTP. Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol
3. Foi divulgado nos jornais de São Paulo um acidente envolvendo o tombamento de um caminhão tanque que transportava 20 toneladas ($2 \cdot 10^7$ gramas) de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Uma equipe de atendimento de acidentes usou cal viva (CaO) para neutralizar o ácido. Admitindo-se que o H_2SO_4 tem uma pureza de 98%, calcule a massa mínima necessária para a neutralização total do ácido derramado.
4. O acetileno (C_2H_2), gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto – CaC_2) conforme a reação abaixo, Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36 % de impurezas, qual será o volume, em litros, de acetileno obtido nas CNTP.
Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol
$$\text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$$
5. A obtenção industrial do cobre metálico, através da ustulação da calcosita, ocorre segundo a reação representada pela equação: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{SO}_2$. Reagindo-se 22,7 g de calcosita com 30% de impureza numa ustulação, qual será a massa de cobre obtida?
6. Uma amostra de 340 g de salitre do Chile, cujo teor de nitrato de sódio é de 75%, reage com ácido sulfúrico concentrado, produzindo bissulfato de sódio e ácido nítrico. Qual a massa mínima de ácido necessária para reagir com todo o nitrato de sódio?
7. Uma indústria adquire hidróxido de sódio impuro como matéria prima para o seu processo. Segundo as normas da empresa, devem ser recusadas as remessas com teor de NaOH inferior a 80%. Três amostras designadas por I, II e III, contendo cada uma 5 gramas do produto são analisadas com H_2SO_4 , sendo as massas de ácido consumidas na neutralização, respectivamente:

Amostra	H_2SO_4 (g)
I	4,98
II	4,63
III	4,52

Com base nos resultados analíticos acima, qual(is) amostra(s) foi(foram) aprovada(s)?

8. O ácido acetil-salicílico (AAS), $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, é uma substância muito empregada em medicamentos anti-térmicos e analgésicos. Uma indústria farmacêutica comprou uma certa quantidade de ácido acetil-salicílico para usá-lo em uma de suas formulações. Para verificar sua pureza, foi feita análise química, indicando um teor de carbono de 50%. O produto estava puro, qual o teor de pureza? Demonstre sua conclusão.
9. Uma moeda de prata de massa 5,40 g é dissolvida completamente em ácido nítrico concentrado. À solução aquosa resultante adiciona-se solução aquosa de cloreto de sódio de modo que toda a prata é precipitada como AgCl . A massa obtida de AgCl é de 5,74 g. Qual a porcentagem, em massa, de prata na moeda?
10. A reação entre o calcário e o ácido clorídrico pode ser representada pela equação:
$$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

Uma amostra de 500 g de calcário impuro consumiu 284 g de ácido clorídrico. Qual a porcentagem de impurezas desse calcário?

RESPOSTAS

1. 35,2 kg
2. a) 54 g b) 34 L
3. 11,2 t
4. 227 L
5. 12,7 g
6. 294 g
7. amostra I
8. Não; 83,3%
9. 80%
10. 22,2%

ESTEQUIOMETRIA COM RENDIMENTO DE REAÇÃO

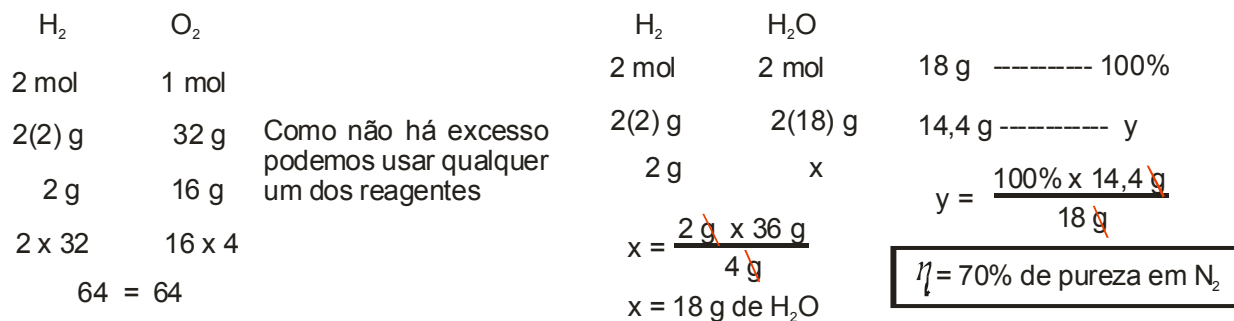
Até o momento todo cálculo estequiométrico envolveu reagentes que sofriam transformação total em produtos desde que estivessem em proporções estequiométricas. Mas sabemos que por diversos motivos na maioria das vezes nem todo reagente se transforma em produto. A quantidade percentual de material transformado é denominada **rendimento da reação**. O rendimento teórico de uma reação é sempre 100%.

Exemplo:

Sabendo que a formação de água obedece a seguinte equação: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{v})$; determine o rendimento do experimento onde 2 g de hidrogênio reagiram completamente com 16 g de oxigênio produzindo 14,4 g de água.

Resolução

- Como está sendo informada a quantidade dos dois reagentes é necessário verificar se existe reagente em excesso. Se houver, usaremos o limitante, caso contrário poderá ser usado qualquer uma dos reagentes nos cálculos.



EXERCÍCIOS

- Qual a quantidade de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que poderia ser produzida em um dia através do processo que utiliza 3,2 t por dia de SO_2 , com um rendimento de 70%?
$$\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
- Uma das maneiras de se produzir cal viva (CaO) é através da pirólise do calcário (CaCO_3). Uma amostra de 20 gramas de calcário produziu 10 gramas de cal viva. Qual o rendimento da reação? ($\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$)
- A grafita pura é constituída essencialmente de carbono. Sua queima pode ser representada pela equação:
$$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$$
 - qual o rendimento da reação sabendo que 66 gramas de grafita pura produz 230 gramas de CO_2 ?
 - se o rendimento da reação fosse 80% quantos gramas de carbono seriam necessários para se obter 30 gramas de CO_2 ?
- Fazendo-se reagir 158 gramas de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ com quantidade suficiente de I_2 , conforme a reação:
$$2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6;$$
obteve-se 105 gramas de $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. Qual o rendimento desta reação?
- 0,4 mol de ácido clorídrico puro reage com zinco em excesso. O volume de gás hidrogênio obtido é 3,360 L nas CNTP. Qual o rendimento desta reação? Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol
- A reação entre cálcio e oxigênio produz óxido de cálcio. Que massa de CaO será obtida a partir de 8 g de oxigênio, numa reação que apresenta um rendimento de 70 %?
- 2,3 g de sódio metálico são jogados na água e após toda essa massa reagir, há formação de 0,04 mol de hidrogênio. Qual o rendimento dessa reação?
- 31 g de fósforo sofrem combustão na presença de oxigênio em excesso. A massa de pentóxido de difósforo obtida nessa reação foi de 42,6 g. Qual o rendimento da reação?
- A reação de formação da amônia a partir de nitrogênio e hidrogênio ocorre com rendimento de 75 %. Nessa reação houve formação de 51 g de amônia. Que massa de nitrogênio foi consumida pela reação?
- A neutralização do hidróxido de ferro II com ácido clorídrico ocorre com rendimento de 90 %. Que massa de cloreto de ferro II será produzida partindo-se de 18 g hidróxido de ferro II e excesso de HCl ?

RESPOSTAS

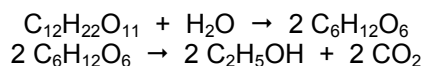
- | | | | | |
|-----------|----------|---------------------|----------|------------|
| 1. 3,43 t | 2. 89,3% | 3. a) 95% b) 10,2 g | 4. 38,9% | 5. 74% |
| 6. 19,6 g | 7. 80% | 8. 60% | 9. 56 g | 10. 22,9 g |

ESTEQUIOMETRIA COM REAÇÕES SUCESSIVAS

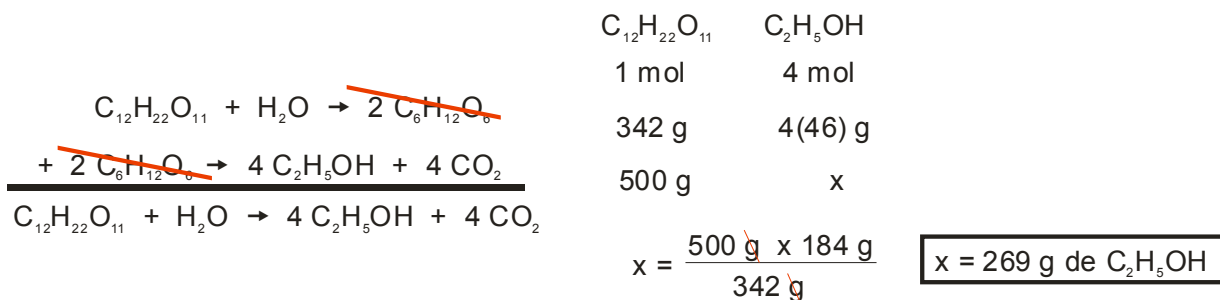
Na indústria o mais comum são as operações que envolvem múltiplas reações, porém os procedimentos de cálculos obedecem aos mesmos critérios utilizados anteriormente, Para resolvermos questões desse tipo basta somarmos as equações devidamente balanceadas e tomar como base a equação final (soma das etapas intermediárias).

Exemplo:

O álcool etílico usado como combustível pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose, representada simplificada pelas equações:

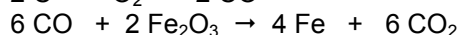
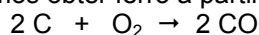


Partindo-se de uma quantidade de caldo de cana, que contenha 500 kg de sacarose, e apresente um rendimento de 100%, qual será a massa de álcool obtida?



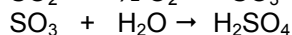
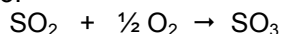
EXERCÍCIOS

1. Podemos obter ferro a partir das reações equacionadas abaixo:



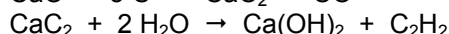
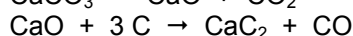
Desejando transformar 912 kg de Fe_2O_3 em ferro metálico (Fe), responda:

- qual a massa de carvão (C) necessária para esta transformação?
 - qual a massa de ferro obtida?
2. A cebola, ao ser cortada, desprende SO_2 que, em contato com o ar transforma-se em SO_3 . Este gás em contato com a água dos olhos, transforma-se em ácido sulfúrico, causando ardor e conseqüentemente as lágrimas. Este processo está representado abaixo:



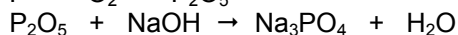
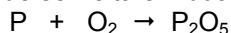
Supondo que a cebola possua 0,1 mol de SO_2 e o sistema esteja nas CNTP, determine a quantidade em massa de H_2SO_4 produzida.

3. No processo:



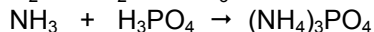
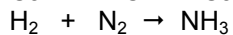
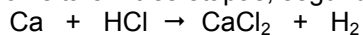
Calcule o volume de gás acetileno (C_2H_2) nas CNTP, obtido a partir de 50 g de carbonato de cálcio. Volume molar (CNTP) = 22,7 L/mol

- 120 g de magnésio metálico sofrem combustão com excesso de reagente, produzindo óxido de magnésio. Este será usado numa reação com ácido clorídrico, sendo obtidos cloreto de magnésio e água. Que massa de ácido será consumida na segunda reação?
- A combustão de 8 g de enxofre produz dióxido de enxofre, que é borbulhado numa solução de hidróxido de sódio e irá produzir água e sulfito de sódio. Qual a massa de hidróxido consumida no processo?
- O potássio reage com a água, liberando hidrogênio que é queimado em presença de oxigênio, produzindo 10 mols de água. Qual a massa de potássio consumida nessa reação?
- A obtenção de fosfato de sódio pode ser feita em duas etapas, representadas pelas equações a seguir:



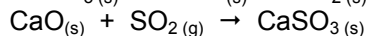
Qual a massa inicial de fósforo, sabendo-se que foi obtido 0,3 mol de água?

8. A obtenção do fosfato de amônio foi feita em três etapas, segundo as equações abaixo:



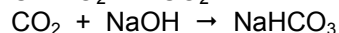
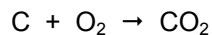
Quantos mols de fosfato de amônio podem ser obtidos a partir de 18 g de cálcio?

9. Uma instalação petrolífera produz 12,8 kg de SO_2 por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO_2 formando CaSO_3 , de acordo com as equações:



Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo o SO_2 formado? Suponha um rendimento de 100% para todas as reações.

10. Pela seqüência de reações:



Qual é a massa de hidrogenocarbonato de sódio que se pode obter a partir de 1 grama de carbono?

RESPOSTAS

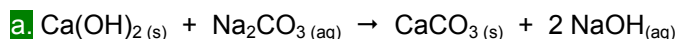
1. a) 205,2 kg b) 638,4 kg 2. 9,8 g 3. 11,35 L 4. 365 g 5. 20 g
6. 780 g 7. 6,2 g 8. 0,1 mol 9. 480 kg 10. 7 g

EXERCÍCIO ESPECIAL

Carbonato de sódio – Na₂CO₃

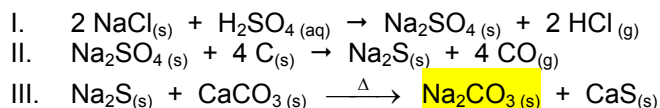
A potassa cáustica (KOH – hidróxido de potássio) tornou-se, no início do século XVIII, uma substância fundamental não só para a indústria têxtil como para a indústria de vidros e de sabão. Por volta de 1770, Lavoisier usou potassa cáustica para modificar o processo de produção da pólvora, o que aumentou a importância econômica dessa substância. A Inglaterra, que fornecia KOH para a França, cancelou a venda desse produto devido ao apoio francês ao processo de independência dos Estados Unidos, então colônia inglesa.

Com a carência do produto, o governo francês, na tentativa de substituir a potassa pela soda cáustica (NaOH), estabeleceu, em 1781, um prêmio para quem criasse o processo mais simples de transformação de sal comum (NaCl) em carbonato de sódio (barrilha ou soda), produto por meio do qual era possível obter NaOH, conforme a equação a seguir:



Apesar da campanha do governo francês, o prêmio não foi conquistado por ninguém. Com o advento da Revolução Francesa, estabeleceu-se o sistema de patentes, o qual substituiu os prêmios.

Em 1789, Nicolas Leblanc (1742 – 1806) conseguiu desenvolver um processo – na época considerado muito bom – para produzir carbonato a partir de NaCl:

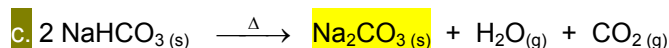


Como o Na₂CO₃ é bem mais solúvel que o CaS, ele é extraído por meio de dissolução em água da mistura final.

No fim do século XIX, o químico belga Ernest Solvay (1838 – 1922) tornou obsoleto o método aplicado por Leblanc. Solvay propôs um processo mais rápido, eficiente e barato de produção de Na₂CO₃, o qual possibilitava também a obtenção de outras substâncias de interesse econômico e industrial:



Nesta reação, o NaHCO₃ precipita-se. Podendo ser retirado por filtração. Em seguida, esta substância é submetida a uma decomposição mediante aquecimento:



Este processo, além de utilizar substâncias baratas, permite o reaproveitamento de seus próprios produtos. Observe:

Matérias primas utilizadas:

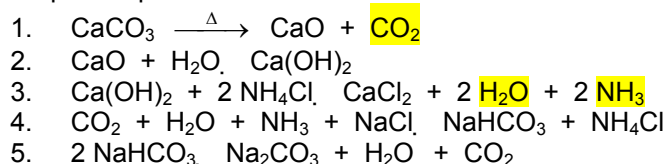
CaCO₃: calcário, mármore etc.

NaCl: sal comum

H₂O: água

NH₃: amônia

Etapas do processo



Observe que o único subproduto descartável no processo é o CaCl₂, que geralmente era lançado em rios e lagoas, causando danos ao meio ambiente. Hoje a legislação ambiental proíbe que o CaCl₂ seja descartado dessa maneira. Com isso as indústrias passaram a ter um custo maior de produção diante da obrigatoriedade de armazenamento ou descarte adequado desta substância. Esse custo adicional, aliado à descoberta, nos Estados Unidos, de grandes reservas naturais de Na₂CO₃, reduziu consideravelmente a importância do processo Solvay

Este texto proporciona um bom exemplo de como o aspecto econômico influencia o desenvolvimento da indústria química e como, atualmente, o meio ambiente está interferindo nas decisões para o desenvolvimento.

Responda as questões a seguir:

1. Determine o número de mols existente em 1,42 gramas do produto não volátil encontrado na reação I.
2. Determine o número de moléculas e o número de átomos existentes em 56 gramas da única substância volátil da reação II.
3. Com base na reação a, a reação de 7,4 gramas de Ca(OH)_2 com excesso de Na_2CO_3 produzirá quantos gramas de NaOH ?
4. Determine o volume de CO obtido na reação II, nas condições ambientes, quando os 24 gramas de C reagirem completamente. (volume molar nas condições ambientes: 25 L/mol)
5. Se, na reação III, misturarmos 200 gramas de Na_2S com 200 gramas de CaCO_3 , qual será a massa de CaS produzida?
6. Uma amostra de 500 gramas de NaHCO_3 , com 84% de pureza, produzirá que massa de CO_2 , se considerarmos em nossos cálculos a reação 5.
7. Se, na reação 4 forem utilizados 340 gramas de NH_3 com excesso dos demais reagentes, qual será a massa de NaHCO_3 produzida se o rendimento da reação for de 90%?

BALANÇO DE MATERIAL

Os problemas que envolvem balanço material estão relacionados com as leis ponderais. De forma bastante simplista tudo que entra num determinado processo, operação ou reator tem que ser regenerado ou recuperado ao final.

Para um bom aproveitamento dessa técnica é importante que algumas técnicas sejam observadas, tais como:

1. Visualizar e montar um esquema simplificado do processo ou operação em questão.
2. Montar um fluxograma simplificado, indicando todos os dados de entrada e saída e composição de misturas quando ocorrerem.
3. Adotar uma base de cálculo adequada, ou seja, trabalhar com grandezas e unidades que sejam coerentes entre si.
4. Identificar unidades que estejam sendo empregadas e efetuar as conversões necessárias já no início.
5. Como não existe “receita pronta” para os balanços de materiais é necessário que se monte um sistema de equações para as incógnitas necessárias, utilizando:
 - a) BMT (balanço material total): Utilização da Lei de Conservação da Massa para o sistema ou operação.
 - b) BMP (balanço material parcial): Utilização da Lei de Conservação da Massa para cada um dos participantes.

Tipos de Balanço

Balanço em massa:

BMT: massa de entrada (m_E) = massa de saída (m_S) + massa acumulada (m_A)

Para regimes contínuos, onde não ocorre acúmulo no sistema, consideramos que a massa acumulada é zero ($m_A = 0$), assim a soma de tudo que entra é igual à soma de tudo que sai.

$$\Sigma m_E = \Sigma m_S$$

BMP: é aplicado conceito análogo ao BMT, para cada um dos participantes, assim para um participante qualquer, denominado “i”, temos:

$$\Sigma(m_i)_E = \Sigma(m_i)_S$$

Balanço em mols

BMT: $\Sigma n_E = \Sigma n_S$

BMP: $\Sigma(n_i)_E = \Sigma(n_i)_S$

Quando se efetua balanço em mols devemos ter o cuidado de verificarmos se os processos envolvem reações químicas ou somente procedimentos físicos, pois havendo reações não necessariamente a quantidade de matéria inicial é igual à final.

Balanço em volume

BMT: $\Sigma v_E = \Sigma v_S$

BMP: $\Sigma(v_i)_E = \Sigma(v_i)_S$

Quando trabalhamos com volumes devemos atentar para:

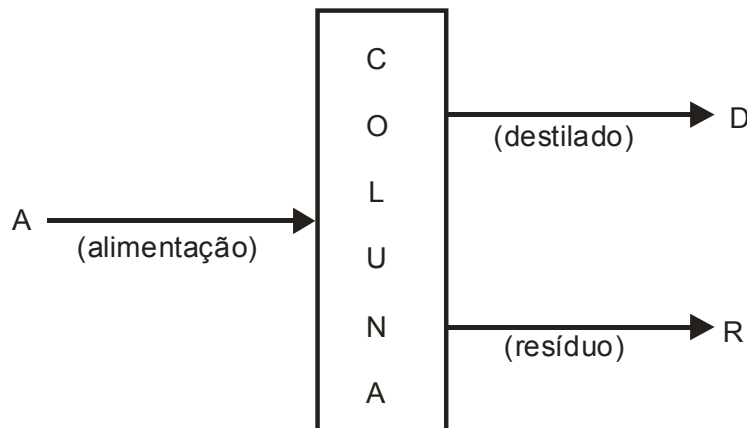
1. Os volumes são considerados aditivos.
2. Os volumes sofrem interferência de temperatura e pressão.
 - 2.1 Nos fluxos líquidos a temperatura deve ser mantida igual.
 - 2.2 Nos fluxos gasosos devem ser mantidas iguais pressão e temperatura.

TIPOS DE OPERAÇÕES

A seguir serão abordadas várias situações operacionais que obedecerão sempre a mesma orientação geral.

DESTILAÇÃO

Processo físico onde ocorre a separação de um ou mais componentes de uma mistura líquida.
Esquema geral:



EXERCÍCIOS

1. Numa coluna destilam-se 1000 kg/h de uma mistura de benzeno e tolueno na proporção em massa de 50%. O destilado sai com 90% e o resíduo com 8% em massa de benzeno. Efetuar o balanço material da coluna de fracionamento e determinar a porcentagem de recuperação do benzeno no destilado.
2. Numa coluna de destilação deseja-se obter 250 kg de álcool com 80% em massa, no destilado. A alimentação da coluna é feita com solução aquosa de álcool etílico a 15% em mol. Sabe-se que o resíduo deixa a coluna com 1% em mol de álcool etílico. Efetuar o balanço material dessa coluna em kg.
3. Uma mistura de benzeno e tolueno contendo 40% em volume de benzeno é submetida a uma destilação fracionada. Destilam-se 2000 L por dia de mistura obtendo-se um destilado com a porcentagem molar de 80% de benzeno e um resíduo com a porcentagem em mol de 10% de benzeno. Determinar:
 - a. a massa do destilado;
 - b. a massa do resíduo.Dados: $d_{C_6H_6} = 0,88 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ $d_{C_7H_8} = 0,86 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$
4. Deseja-se produzir 1000 kg/h de NH_3 com 99,5% em massa de pureza, utilizando uma solução aquosa com 30% em massa de NH_3 e formando um resíduo com 0,05% de NH_3 em massa. Efetuar o balanço material da coluna e calcular a % de NH_3 recuperado, no destilado.
5. Para se obter 5000 kg de um destilado contendo 90% em massa de benzeno, destila-se uma mistura de benzeno e tolueno contendo 50% em massa de benzeno. Sabendo-se que o resíduo contém 8% em peso de benzeno, calcular a massa de alimentação e do resíduo e a taxa de recuperação do tolueno obtido no resíduo.
6. Projeta-se uma coluna para se obter 300 kg/h de álcool etílico a 90% em massa a partir de uma solução aquosa contendo 20% em mols de álcool etílico e o resíduo contém 1% em mol de álcool etílico. Calcular a massa da solução de alimentação e a massa do resíduo obtido.
7. Deseja-se obter 1000 litros de benzeno no destilado, constituído por 80% em volume de benzeno e o restante em xileno, retirado de uma coluna de destilação, alimentada por uma mistura de benzeno e xileno, contendo 30%, em massa de benzeno. Sabendo-se que o resíduo da destilação contém 5% em volume de benzeno, pede-se efetuar o balanço material da coluna, em volume. Dados: $d_{\text{benzeno}} = 0,88 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$; $d_{\text{xileno}} = 0,86 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$
8. Uma coluna de destilação foi alimentada com uma mistura aquosa contendo 30% em massa, de álcool. Obtém-se um destilado com 95% em massa de álcool e um resíduo com 5% em mol de álcool. Sabendo-se que são formados 10 kmols de resíduo, efetuar o balanço material da coluna em quantidades molares.

9. Um tanque de armazenamento de água quente destinada à lavagem de lama de carbonato, numa instalação de recuperação de soda do processo sulfato para produção de celulose, recebe água de várias fontes. Num dia de operação, 240 m^3 de condensado são enviados para este tanque mais 80 m^3 de água quente contendo pequena quantidade de hidróxido de cálcio e soda cáustica proveniente do lavador de lama e 130 m^3 oriundos de filtro rotativo. Durante esse período 300 m^3 são retirados para usos diversos, 5 m^3 são perdidos por evaporação e 1 m^3 por vazamentos. A capacidade do tanque é de 500 m^3 e no início do dia seu volume é a metade de sua capacidade. Quanto haverá no tanque ao final de 1 (um) dia?

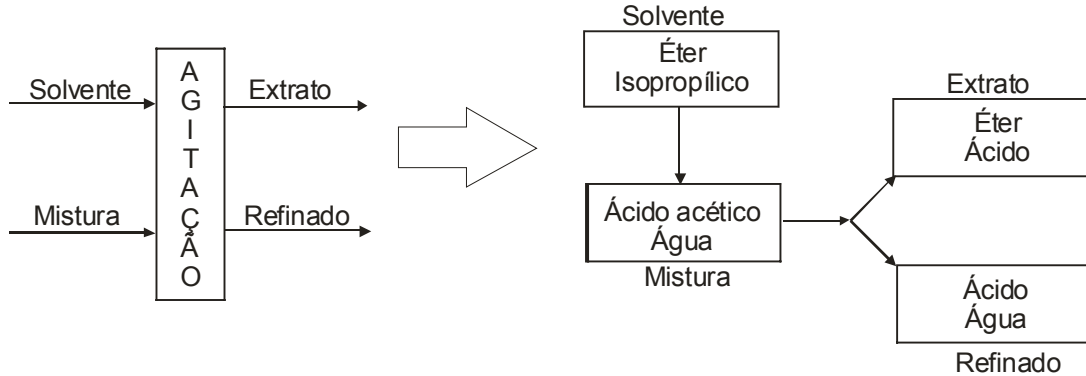
RESPOSTAS

1. $D=512,2 \text{ kg/h}$; $R=487,8 \text{ kg/h}$; 92,2% 2. $A=677,1 \text{ kg}$; $R=427,8 \text{ kg}$ 3. $D=808 \text{ kg}$; $R=927,8 \text{ kg}$
4. $A=3320 \text{ kg}$; $R=2320 \text{ kg}$; 99,9% 5. $A=9762 \text{ kg}$; $R=4762 \text{ kg}$; 89,8% 6. $A=719,8 \text{ kg}$; $R=419,8 \text{ kg}$
7. $A=3823 \text{ L}$; $R=2573 \text{ L}$ 8. $A=11,27 \text{ kmol}$; $D=1,27 \text{ kmol}$ 9. 395 m^3

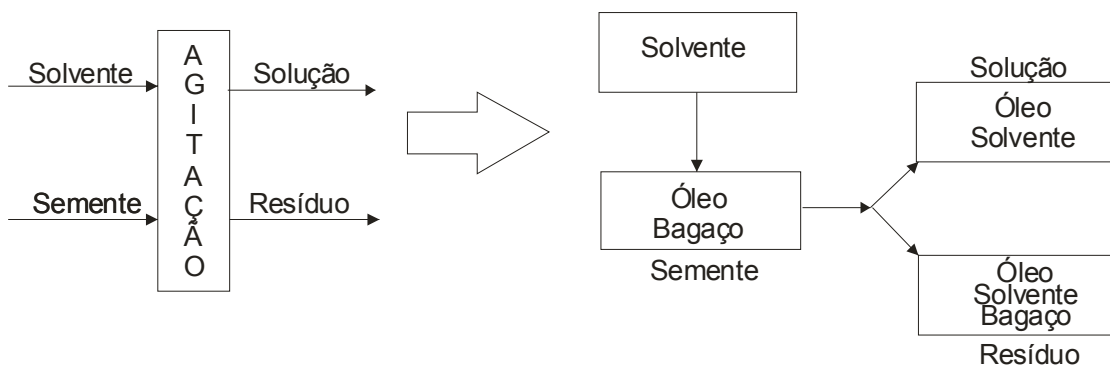
EXTRAÇÃO

Quando uma mistura não é separada com facilidade pode se lançar mão da extração que usa um solvente para promover essa separação. A extração pode ocorrer de duas formas:

líquido – líquido: utiliza-se um solvente adequado e imiscível em um dos líquidos, serão obtidas duas soluções, uma denominada de extrato e a outra de refinado. Como as misturas são imiscíveis podem ser separadas facilmente devido a diferença de densidade.



sólido – líquido: utiliza-se um solvente específico para a recuperação de produto presente em um sólido. Obtém-se uma solução que sofre evaporação do solvente restando a outra substância. Este processo é muito empregado na obtenção de óleos essenciais e óleos vegetais.



EXERCÍCIOS

- Com 54 kg de um composto A, preparam-se uma solução aquosa a 30% em massa. Misturando-se a solução 100 kg de solvente orgânico formam-se 130 kg de uma solução de solvente orgânico com 40% em massa do composto A, Determinar a composição da solução aquosa final.
- Uma solução formada por um composto A e água é submetida a extração com 50 kg de um solvente orgânico, são formadas duas soluções saturadas. Numa camada aquosa com 5% em massa de A e outra uma camada com solvente orgânico com 40% em massa de A. Calcular a massa da solução aquosa inicial, sabendo que a participação de A é de 20% em massa.
- Dispõe-se de 50 kg de uma substância A em solução aquosa a 25% em massa. Deseja-se extrair a substância A da solução com um solvente adequado que é adicionado à mesma. Obtêm-se duas soluções: uma a 50% em massa de A no solvente e outra a 10% em massa de A na água. Determine:
a. a massa do solvente utilizado na extração;
b. a taxa (%) de recuperação da substância A.
- Têm-se uma solução aquosa contendo 37% em massa de um composto X. A esta solução é adicionado 45 kg de xilol. Obtêm-se duas soluções: uma do solvente apresentando 40% em massa de X e outra aquosa apresentando 10% em massa. Calcular a massa da solução inicial e taxa de recuperação do composto.
- Uma farinha de peixe, que contém 25% em massa de óleo e 75% em massa de material inerte é submetida a uma extração na presença de um solvente adequado. A solução obtida apresenta 20% em massa de óleo e o restante de solvente, enquanto o resíduo sólido 0,5% de óleo, 4,5% de solvente e o restante em material inerte, todas em massa. Calcular a massa de farinha de peixe necessária para se obter 1000 kg de solução.

6. Dispõe-se de 2000 kg de sementes contendo 30% de óleo em massa que pode ser extraído com hexano recuperado, contendo 0,5% de óleo. Obtém-se uma solução de óleo em hexano com 40% de óleo em massa e a torta contendo 4,5% de hexano e 0,5% de óleo. Calcular a massa de óleo obtida na extração.

RESPOSTAS

1. $H_2O=98,44\%$ Comp.A=1,56%

2. 211,1 kg

3. 33,336 kg - 66,67%

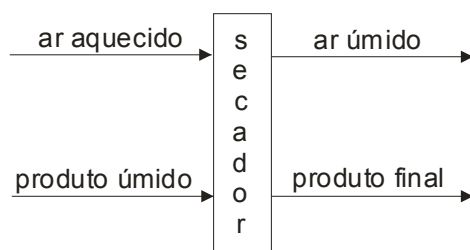
4. 100 kg - 81,08%

5. 812,18 kg

6. 597,47 kg

SECAGEM

Esta operação consiste na evaporação do solvente com auxílio de calor externo e o produto final é obtido na forma sólida. Normalmente o calor externo provém de ar aquecido ou outro gás.



EXERCÍCIOS

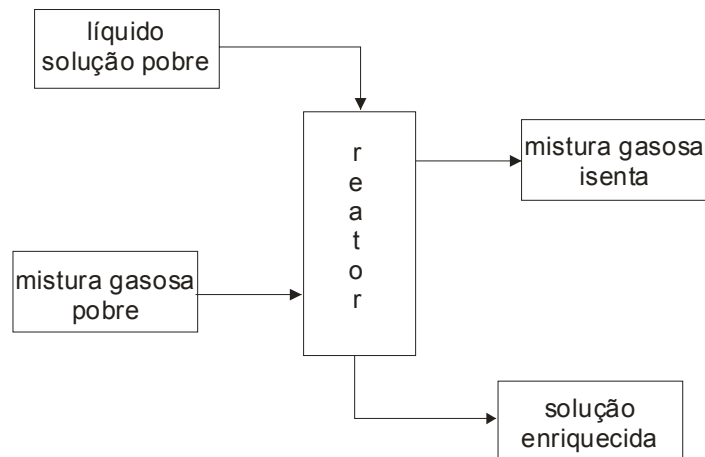
1. Para a secagem de um material contendo 30% em massa de água, utiliza-se ar quente contendo 1% em massa de água. Calcular a massa de ar isento de umidade para se obter 1000 kg de um produto com 2% de umidade, sabendo-se que após a secagem o ar quente contém 10% em massa de água.
2. Um lote de 1000 kg de um produto contendo 20% em massa de umidade, sofre secagem até que sua umidade se reduza a 5% da massa final do produto. A secagem utilizará ar quente com 2% de umidade, e serão obtidos 900 kg de gases na saída do secador. Determine:
 - a. a massa de ar quente necessária na secagem;
 - b. a massa do produto após a secagem;
 - c. a composição, em massa, do ar após o secador.
3. Deseja-se secar 5000 kg de um produto com 25% de água com ar quente contendo 5% em massa de água. O produto final apresenta 3% em massa de água e o ar sai com 20% em massa de água. Determinar a massa de ar quente necessário para esta operação.
4. Um produto contendo 20% de umidade com massa de 1500 kg deve sofrer secagem até que sua umidade seja reduzida a 4% da massa final do produto. Na secagem será utilizado ar quente com 2% de umidade. Após o secador serão recolhidos 1400 kg de gases. Determine:
 - a. a massa de ar quente necessária para a secagem;
 - b. a massa do produto após a secagem;
 - c. a composição percentual do gás após a secagem.

RESPOSTAS

1. 3960 kg
2. 742,10 kg; 842,10 kg; ar=80,81% água=19,19%
3. 6048 kg
4. 1150 kg; 1250 kg; ar=80,5% água=19,5%

ABSORÇÃO

Esta operação consiste na dissolução de um gás num líquido puro ou solução líquida. A absorção pode acontecer também pela reação entre os componentes da mistura gasosa e os envolvidos na fase líquida.



EXERCÍCIOS

- Uma indústria em razão de problemas ambientais deve reduzir a ação poluente do NH_3 a níveis insignificantes. Para isto utiliza-se uma coluna de absorção, lavando a mistura gasosa com água reaproveitada que arrasta uma quantidade pequena de amônia. Determinar a taxa de retenção da amônia na torre de absorção, sabendo as seguintes concentrações:
água (entrada) = 0,2 g NH_3 /1000 g de H_2O ; mistura gasosa (entrada) = 10 g NH_3 /1000g de ar; sol.aquosa (saída) = 2 g de NH_3 /1000 g de H_2O ; mistura gasosa (saída) = 0,3 g de NH_3 / 1000 g de ar. Considerar uma entrada na torre de 1000 kg de mistura gasosa.
- Uma torre de absorção utiliza água para recuperar acetona de uma mistura gasosa. Determinar a composição da mistura final para recuperar 75% de acetona da mistura gasosa. Dados:
- mistura gasosa (entrada): água = 1,5%; acetona = 5,0% e ar = 93,5%.
- mistura gasosa (saída): concentração = 14,7 g de H_2O / 1000 g de ar seco.
- relação de entrada:
$$\frac{(m_{\text{H}_2\text{O}})_{\text{entrada}}}{(m_{\text{gasosa}})_{\text{saída}}} = 5$$
- Para recupera piridinas de uma mistura gasosa a 25% em massa, utiliza-se clorobenzeno puro. Na saída da coluna de absorção obtém-se uma solução de clorobenzeno com 30% em massa de piridina e uma mistura gasosa com 1% em massa de piridina. Determinar a taxa de recuperação da piridina.

RESPOSTAS

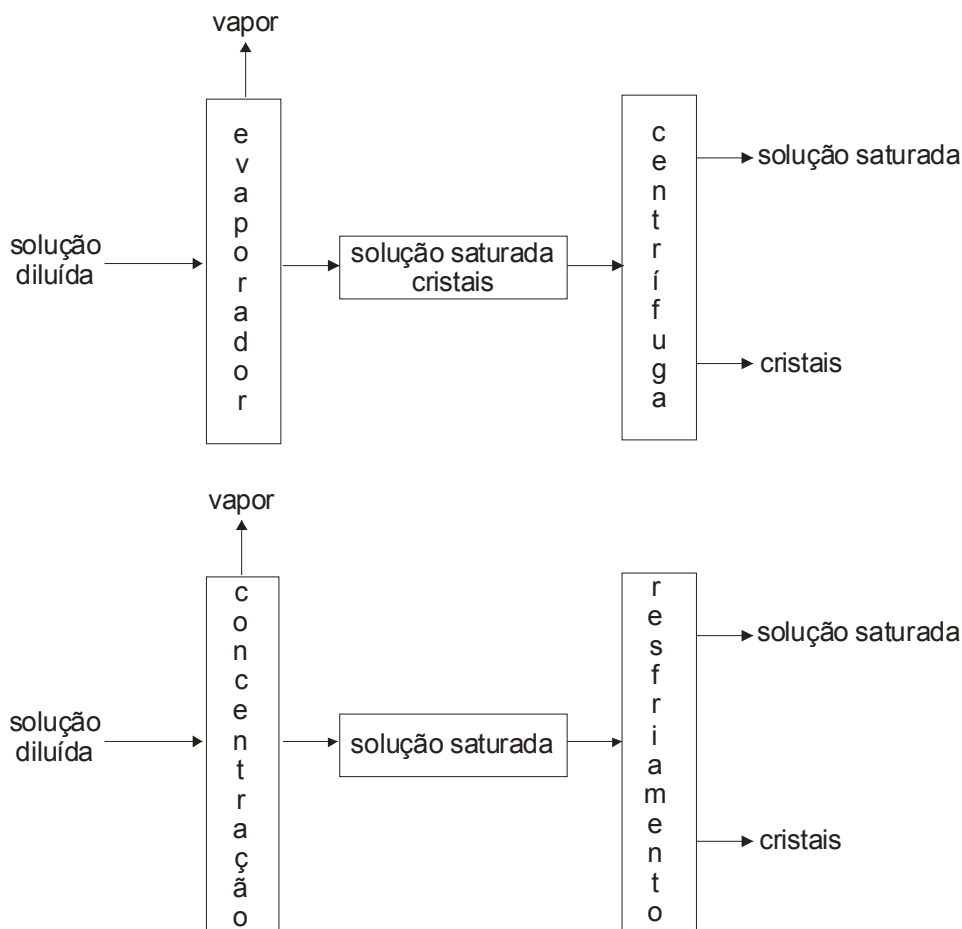
1. 97,3%

2. H_2O = 99,3% e Acetona = 99,3%

3. 96,97%

CRISTALIZAÇÃO

Consiste na separação de sólidos dissolvidos em solução. Este processo pode ocorrer de dois modos basicamente: por diferença de solubilidade a diferentes temperaturas ou por concentração da solução por evaporação. Em ambos os casos ocorrerá a formação de cristais e uma solução sobrenadante.



EXERCÍCIOS

1. Calcular a massa de água que deve ser evaporada de 1500 kg de solução a 30% de NaNO_3 , para se obter por cristalização a 20°C 120 kg de NaNO_3 em cristais, determinar também a massa da solução residual.
2. Uma solução aquosa de CuSO_4 a 15% em massa sofre evaporação de 50% de sua massa de água. Calcular a massa de sulfato de cobre II penta-hidratado que se obtém a partir de 5000 kg de solução, quando a solução final é resfriada a 20°C .
C.S. a 20°C = 20,7 g de $\text{CuSO}_4/100$ g de H_2O
3. Calcular a massa de água que se deve evaporar de 1000 g de uma solução contendo 10% em massa de KNO_3 para que se torne uma solução saturada a 20°C .
Solubilidade de KNO_3 a 20°C = 31,6 partes de soluto/100 partes de H_2O
4. Tem-se 100 kg de uma solução aquosa de KClO_3 contendo 60% em massa. A solução é resfriada até 10°C , quando se observa a formação de um depósito de cristais de KClO_3 . Sabendo-se que nos cristais existirá 70% de clorato inicialmente dissolvido, pede-se:
a. a composição da solução aquosa a 10°C ;
b. a massa de cristais obtido.

RESPOSTAS

1. 675 kg; 705 kg 2. 549,2 kg 3. 583,55 kg 4. 42 kg; $\text{KClO}_3=31,03\%$ e $\text{H}_2\text{O}=68,97\%$

REFERÊNCIAS

GOMIDE, Reynaldo. *Estequiometria Industrial*. 2ª edição. São Paulo, SP. 1979.

COULSON, J.F.; RICHARDSON, J.F. *Tecnologia Química: Volume II – Operações Unitárias*. Tradução por C.R. Carlos. 2ª edição. Lisboa. Fundação Calouste Gulbenkian. 1968.

LEVENSPIEL, Octavel. *Engenharia das Reações Químicas*. Tradução por Verônica M.A.Calado. 3ª edição. Editora Edgard Blücher Ltda. 2000.

RUSSEL, John B. *Química Geral*. Tradução por Divo Leonardo Sanioto, [et. Al.]. 1ª edição. Editora McGraw-Hill do Brasil Ltda. 1982.

MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J.. *Química: um curso universitário*. Tradução por Koiti Araki, [et.al.]. 4ª edição. Editora Edgard Blücher Ltda. 1997.

ROSENBERG, Jerome L.. *Química Geral*. Tradução por Viktoria Klara Lakatos Osório, [et.al.]. 6ª edição. Editora McGraw-Hill do Brasil Ltda. 1982.

USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. *Química 1: Química Geral*. 9ª edição. São Paulo, SP. 2000.

HARTWIG, Dácio Rodney; SOUZA, Edson; MOTA, Ronaldo Nascimento. *Química 1: Química Geral e Inorgânica*. 1ª edição. Editora Scipione. 1999.

FELTRE; Ricardo. *Química: Volume I – Química Geral*. 5ª edição. Editora Moderna. 2000.

CANTON, Raphael Valter. *Apostila de Química Geral e Experimental I*