

Prof. Mário Sérgio Rodrigues



revisão 3

Índice

Parte I

	pag
1. Estequiometria comum	4
2. Reagente em excesso	6
3. Reagente impuro	8
4. Rendimento de reação	11
5. Reações sucessivas	13
6. Exercício Especial	15

Parte II

1. Balanço de material	18
2. Destilação.....	19
3. Extração.....	21
4. Rendimento de reação	11
5. Reações sucessivas	13
6. Exercício Especial	15

INTRODUÇÃO

O objetivo principal da disciplina de Operações Unitárias é promover a familiarização do uso da estequiometria no meio industrial, quando da elaboração dos vários tipos de balanços de materiais envolvendo diversos tipos de operação físicas, químicas e físico-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.

Este 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. Como o material disponível no mercado é um material de alta qualidade, mas muito específico muitas vezes é difícil a escolha por um único tipo de material. Sendo assim decidi pela compilação dos assuntos mais importante para este curso de Química.

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:

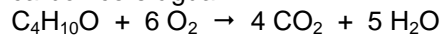
- montar a equação da reação que rege o fenômeno em estudo;
- efetuar o acerto dos coeficientes estequiométricos;
- identificar as partes envolvidas no cálculo estequiométrico;
- efetuar as transformações de grandezas e unidades quando necessário;
- efetuar os cálculos estequiométricos.

Relação Importante de Equivalência

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

EXERCÍCIOS

1. O éter etílico (C₄H₁₀O), cuja principal utilização está relacionada à sua aplicação anestésica, ao sofrer combustão completa de 14,8 g irá produzir gás carbônico e água:

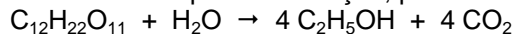


Determine:

- 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

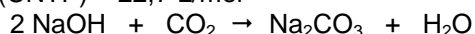
2. A obtenção de etanol, a partir de sacarose por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:



Considerando que o etanol (C₂H₅OH) 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.

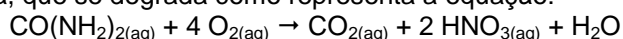
Dado: densidade do etanol = 0,8 g/cm³

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. Em alguns antiácidos, emprega-se hidróxido de magnésio como agente neutralizante do ácido clorídrico contido no suco gástrico. Supondo-se que alguém tenha 36,5 mg de ácido no estômago, qual será a massa de base necessária para completa neutralização? Dado: Massa molar do ácido = 36,5 g/mol e da base = 58g/mol (29mg)

5. A morte de lagos e rios deve-se à presença, na água, de substâncias orgânicas que, sob a ação de bactérias, se degradam, consumindo o oxigênio dissolvido. Considere uma amostra de água poluída contendo 0,06g de matéria orgânica, na forma de uréia, que se degrada como representa a equação:



Qual a massa de O₂ consumida, expressa em mg, necessária para degradar 0,06g de uréia?

6. Um comprimido efervescente contém bicarbonato de sódio (NaHCO₃) e um ácido orgânico. Em contato com água, ocorre a reação: $\text{NaHCO}_3 + \text{HX} \rightarrow \text{NaX} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Sabendo-se que em cada comprimido existe 0,84g de NaHCO₃, qual o número de comprimidos necessários para a produção de 224 litros de gás carbônico nas condições normais de temperatura e pressão? 1000
7. Rodando a 60 km/h, um automóvel faz cerca de 10 km por litro de etanol, C₂H₅OH. Calcule o volume de gás carbônico, CO₂, 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. Recomenda-se que um astronauta consuma, a cada hora, a energia equivalente à queima de 34g de sacarose, C₁₂H₂₂O₁₁. Qual a massa, em gramas, de oxigênio necessário ao processo de combustão total de 34g de sacarose?
9. O estômago de um paciente humano, que sofre de úlcera duodenal, pode receber, através de seu suco gástrico, 0,24 mol de HCl por dia. Suponha que ele use um antiácido que contenha 26g de Al(OH)₃ por 1.000 mL de medicamento. Qual o volume apropriado de antiácido que o paciente deve consumir por dia para que a neutralização do ácido clorídrico seja completa?
$$\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$$
10. Ácido clorídrico concentrado (38% em massa de HCl) pode ser preparado através da reação representada abaixo: $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$
Qual a massa de ácido sulfúrico (suposto 100% puro) necessária para preparar 100kg de HCl concentrado? 50kg
11. Explosivos são eficientes quando produzem um grande número de moléculas gasosas na explosão. A nitroglicerina, por exemplo, detona de acordo com a equação química parcialmente balanceada:
$$2 \text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow x \text{CO}_2(\text{g}) + y \text{N}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + z \text{O}_2(\text{g})$$

a) Calcule o número de mols dos produtos gasosos que se formam na explosão de 4,54 g de nitroglicerina.
b) Calcule o volume total, em litros, dos produtos gasosos, quando a pressão gasosa é de 1 atm e a temperatura é de 500°C para a mesma explosão de 4,54 g de nitroglicerina.
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 CO₂, medido a pressão de 700 mmHg e 27°C de temperatura?
15. O estômago de um paciente humano, que sofre de úlcera duodenal, pode receber, através de seu suco gástrico, 0,24 mol de HCl por dia. Suponha que ele use um antiácido que contenha 26g de Al(OH)₃ por 1.000 mL de medicamento. O volume apropriado de antiácido que o paciente deve consumir por dia para que a neutralização do ácido clorídrico seja completa é: A) 960mL B) 720mL C) 240mL D) 80mL E) 149mL
16. O hipoclorito de sódio tem propriedades bactericida e alvejante, sendo utilizado para cloração de piscinas e é vendido no mercado consumidor em solução como Água Sanitária, Cândida, Q-Boa, etc. Para fabricá-lo, reage-se gás cloro com soda cáustica: $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
A massa de soda cáustica necessária para obter 149 kg de hipoclorito de sódio é:
A) 40kg B) 80kg C) 120kg D) 160kg E) 200kg
17. As máscaras de oxigênio utilizadas em aviões contêm superóxido de potássio sólido. Quando a máscara é usada, o superóxido reage com CO₂ exalado pela pessoa e libera O₂, necessário à respiração, segundo a equação química não balanceada: $\text{K}_2\text{O}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
Calcule o volume de O₂ liberado nas CNTP, a partir da reação de 142g de superóxido. 33,6

18. O ácido fosfórico, usado em refrigerantes do tipo *cola* e possível causador da osteoporose, pode ser formado a partir da equação não-balanceada: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CaSO}_4$.
Partindo-se de 62,0 mg de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e usando-se quantidade suficiente de H_2SO_4 , qual, em gramas, a massa de H_3PO_4 obtida? 0,0392

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.



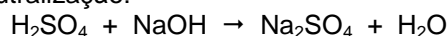
Para esta finalidade temos à nossa disposição: 7 pranchas, 42 eixos e 122 rolamentos. Quantos carrinhos poderiam ser construídos com essas peças? Analisando o esquema e as peças disponíveis, concluímos que montaremos somente 7 carrinhos. Assim dizemos que as pranchas são as peças limitantes nessa construção 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.

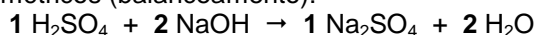
Exemplo:

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

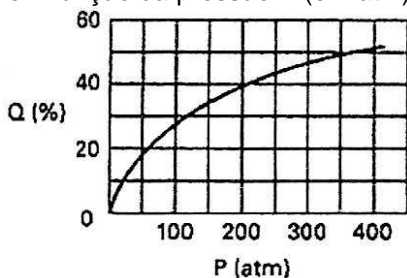
Como existe excesso de NaOH podemos concluir que o reagente limitante é o H_2SO_4 .

4º - Efetuar o cálculo estequiométrico comum.

EXERCÍCIOS

- 10,00g de ácido sulfúrico são adicionados a 7,40g de hidróxido de cálcio. Sabe se que um dos reagentes está em excesso. Qual o reagente e a massa após a reação se completar, restarão? 0,20 g de H_2SO_4 .
- Foram misturados 40g de hidróxido de sódio com 19,6g de ácido sulfúrico produzindo xg de um sal. Qual a parte inteira do valor x?

3. Metanol é um excelente combustível que pode ser preparado pela reação entre monóxido de carbono e hidrogênio, conforme a equação química: $\text{CO}_{(g)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
Supondo rendimento de 100% para a reação, quando se adicionam 336g de monóxido de carbono a 60g de hidrogênio, qual será o reagente em excesso e a massa máxima, em gramas, de metanol formada? H_2 , 384.
4. Misturam-se 378g de ácido nítrico com 140g de hidróxido de alumínio. Que massa de qual dos reagentes precisará ser ainda adicionada para que não haja sobra de nenhum dos reagentes. Considere a reação sendo se neutralização total.
5. Na síntese da amônia, pelo processo Haber, podem ser empregadas pressão de 200atm e temperatura de 750K. O gráfico mostra a porcentagem, em volume, Q, de conversão dos reagentes (N_2 e H_2) em produto, no equilíbrio, em função da pressão P (em atm) a 750K.



Utilizando-se $2,0 \times 10^5 \text{L}$ de N_2 e $6,0 \times 10^5 \text{L}$ de H_2 , qual a massa aproximada de amônia, em kg, que pode ser obtida, no equilíbrio, nas condições especificadas anteriormente?

Os volumes são medidos a 200atm e 750K. Nessas condições, o volume molar de um gás é igual a 0,30L.

Observação: Note que o rendimento da reação foi representado por Q%.

D) $9,0 \times 10^3$

6. Misturam-se 11,2g de óxido de cálcio com 30,0g de ácido nítrico. Calcule a massa, em gramas, de sal que é formada nessa reação.
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:
$$\text{COCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{HCl}$$

Quantos mols de HCl serão formados se 0,300 mol de COCl_2 for misturado com 0,400 mol de H_2O ?
8. Amônia gasosa pode ser preparada pela seguinte reação não balanceada:
$$\text{CaO}_{(s)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CaCl}_2_{(s)}$$

Se 224g de cloreto de amônio forem misturados com 112g de óxido de cálcio, então a massa máxima, em gramas, de amônia produzida será de:
9. Um cilindro de volume V, sob pressão P e temperatura T, contém 2 mols de H_2 e 2 mols de O_2 . Sob condições adequadas, promove-se a reação, verificando-se a conversão de 80% do H_2 inicialmente presente. Qual a composição em porcentagem molar da mistura final? $\text{H}_2_{(g)}$, $\text{O}_2_{(g)}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ respectivamente iguais a: A) 12,5%, 37,5%, 50,0%
10. O Celobar, medicamento à base de sulfato de bário utilizado como contraste em exames radiológicos do aparelho digestivo, ocupou espaço na mídia em razão das mortes que já causou, devido a contaminação por bactérias e por carbonato de bário. O sulfato de bário pode ser obtido a partir da reação do carbonato de bário com o ácido sulfúrico, conforme a equação química:



Considere uma mistura seca de sulfato e de carbonato de bário, resultantes da reação de 500mL de solução aquosa de H_2SO_4 a 2,0mol/L com 235,0g de BaCO_3 . De acordo com essas informações, determine o valor percentual, aproximado, da massa de $\text{BaCO}_{3(s)}$ em excesso, presente nessa mistura.

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

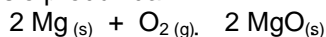
Podemos notar que mesmo sendo um produto analítico apresenta um pequeno grau de impureza; sendo assim como são os produtos usados nas operações industriais? Industrialmente não há necessidade de utilizarmos produtos com alto grau de pureza, mas precisamos lembrar que nos cálculos estequiométricos só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



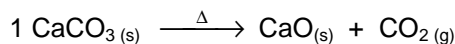
Resolução:

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

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	200 g ----- 100%
1 mol	2 mol	140 g ----- y
28 g	2(17) g	
x	170 g	$y = \frac{100\% \times 140 \text{ g}}{200 \text{ g}}$
$x = \frac{170 \text{ g} \times 28 \text{ g}}{2(17) \text{ g}}$		$y = 70\% \text{ de pureza em } N_2$
$x = 140 \text{ g de } N_2 \text{ puro}$		

EXERCÍCIOS

1. Uma amostra de óxido de crômio (III) contaminada com impureza inerte é reduzida com hidrogênio, de acordo com a seguinte equação: $Cr_2O_3(s) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 Cr(s) + 3 H_2O(g)$
2. Nitrito de amônio (NH_4NO_2) se decompõe conforme a equação: $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2 H_2O$. 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
 $CaC_2 + 2 H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$
5. A obtenção industrial do cobre metálico, através da ustulação da calcosita, ocorre segundo a reação representada pela equação: $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2 Cu + SO_2$. 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), $C_9H_8O_4$, 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 amostra de hematita, um minério de óxido férrico, de 2,0g, ao ser tratada com ácido sulfúrico em excesso produziu 0,01 mol de sal. Calcule o percentual, em massa, de óxido férrico na amostra.
10. Qual o volume de H_2 , medido nas CNTP, necessário para purificar 5,0g de óxido de cromo (III) contendo 15% de impurezas inertes será?

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.

H_2	O_2		H_2	H_2O	
2 mol	1 mol		2 mol	2 mol	18 g ----- 100%
2(2) g	32 g	Como não há excesso podemos usar qualquer um dos reagentes	2(2) g	2(18) g	14,4 g ----- y
2 g	16 g		2 g	x	$y = \frac{100\% \times 14,4 \text{ g}}{18 \text{ g}}$
2×32	16×4		$x = \frac{2 \text{ g} \times 36 \text{ g}}{4 \text{ g}}$		$\eta = 70\%$ de pureza em N_2
$64 = 64$			$x = 18 \text{ g de H}_2\text{O}$		

EXERCÍCIOS

1. 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%?

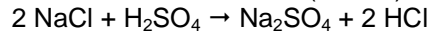
$$\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
2. Uma das maneiras de se produzir cal viva (CaO) é através da pirólise do calcário (CaCO_3). Uma amostra de 20 gramas de calcário produziu 10 gramas de cal viva. Qual o rendimento da reação? ($\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$)
3. A grafita pura é constituída essencialmente de carbono. Sua queima pode ser representada pela equação:

$$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$$
 - a. qual o rendimento da reação sabendo que 66 gramas de grafita pura produz 230 gramas de CO_2 ?
 - b. se o rendimento da reação fosse 80% quantos gramas de carbono seriam necessários para se obter 30 gramas de CO_2 ?
4. 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?
5. 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
6. 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 %?
7. 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?
8. O rendimento do processo de obtenção do nitrato de cálcio a partir do ácido nítrico com hidróxido de cálcio é de 75%, em massa. Sendo assim, a massa de nitrato obtida pela reação de 25,2 gramas de ácido nítrico com hidróxido suficiente é:
9. O etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) pode ser produzido por fermentação da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), conforme a reação:

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{CO}_2$$
Se 360g de glicose produzem 92g de etanol, o rendimento desse processo é:

10. O composto químico ácido clorídrico é uma solução aquosa, altamente ácida, de cloreto de hidrogênio (HCl). É extremamente corrosivo e deve ser manuseada apenas com as devidas precaução. O ácido clorídrico é normalmente utilizado como reagente químico, e é um dos ácidos fortes que se ioniza completamente em solução aquosa. O ácido clorídrico concentrado tem um pH menor que 1. Uma solução aquosa de HCl 1 mol/L tem pH = 0. O ácido clorídrico foi descoberto pela primeira vez em torno do ano 800 pelo alquimista Persa Jabir Ibn Hayyan (Geber), misturando sal comum com ácido sulfúrico (vitriolo):



Sobre a síntese de ácido clorídrico a partir do cloreto de sódio e ácido sulfúrico, julgue as afirmações a seguir:

- I) Essa síntese é representada por uma reação de neutralização.
- II) Além do ácido clorídrico forma-se o sal básico sulfato de sódio.
- III) A partir de 73,125 g de NaCl, considerando-se um rendimento de 80 %, são obtidos 22,4 L de HCl(g), nas CNTP.

Marque a alternativa CORRETA:

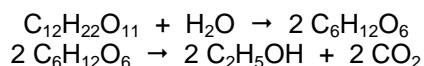
- a) Apenas as afirmações I e II são verdadeiras.
- b) Apenas as afirmações II e III são verdadeiras.
- c) Apenas a afirmação II é verdadeira.
- d) Apenas a afirmação III é verdadeira.
- e) Todas as afirmações são verdadeiras.

ESTEQUIOMETRIA COM REAÇÕES SUCESSIVAS

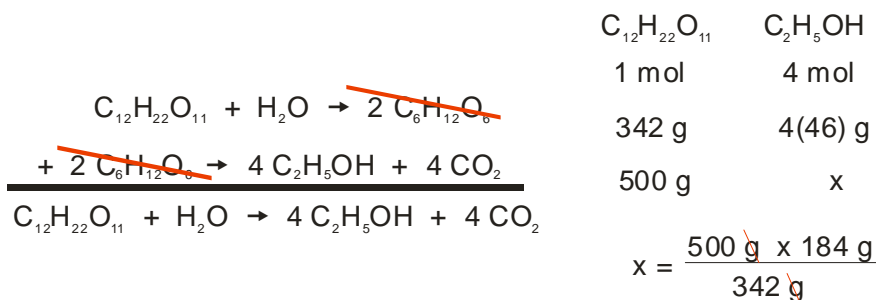
Na indústria o mais comum são as operações que envolvem múltiplas reações, porém os procedimentos de cálculos obedecem aos mesmos critérios utilizados anteriormente, Para resolvermos questões desse tipo basta somarmos as equações devidamente balanceadas e tomar como base a equação final (soma das etapas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

Exemplo:

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



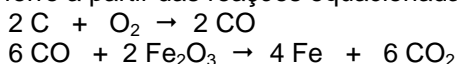
Partindo-se de uma quantidade de caldo de cana, que contenha 500 kg de sacarose, e apresente um rendimento de 100%, qual será a massa de álcool obtida?



$x = 269 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}$

EXERCÍCIOS

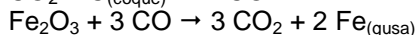
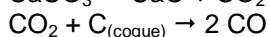
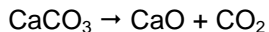
1. Podemos obter ferro a partir das reações equacionadas abaixo:



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

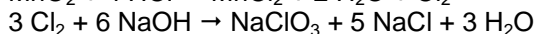
- a. qual a massa de carvão (C) necessária para esta transformação?
 - b. qual a massa de ferro obtida?
2. A cebola, ao ser cortada, desprende SO_2 que, em contato com o ar transforma-se em SO_3 . Este gás em contato com a água dos olhos, transforma-se em ácido sulfúrico, causando ardor e conseqüentemente as lágrimas. Este processo está representado abaixo:
- $$\begin{aligned} \text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 & \rightarrow \text{SO}_3 \\ \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} & \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$
- 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:
- $$\begin{aligned} \text{CaCO}_3 & \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \\ \text{CaO} + 3 \text{C} & \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO} \\ \text{CaC}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} & \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \end{aligned}$$
- 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
4. 19,8g de sulfato de amônio foram misturados com hidróxido de sódio produzindo sulfato de sódio, água e gás amônia. Este gás, após dissolvido em água, produziu hidróxido de amônio que foi todo utilizado para reação com ácido fosfórico em quantidade suficiente para neutralização total. A massa de sal produzida é:
5. 0,5 mol de Ca_3P_2 reage com água, produzindo Ca(OH)_2 e desprendendo PH_3 . Este último reage completamente com oxigênio atmosférico, formando H_3PO_4 . Quantos mols de água e quantos mols de oxigênio são gastos? 3 e 2

6. Na obtenção de ferro gusa, no alto forno de uma siderúrgica, utilizam-se, como matérias primas, hematita, coque, calcário e ar quente. A hematita é constituída de Fe_2O_3 e ganga (impureza ácida rica em SiO_2). A produção de ferro gusa ocorre de acordo com as seguintes reações:



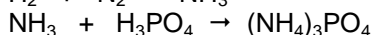
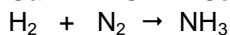
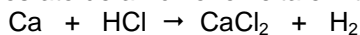
Nesse processo, para uma produção de 1,12 toneladas de ferro gusa a quantidade necessária de CaCO_3 , em kg, será:

7. As equações mostram a obtenção do clorato de sódio (NaClO_3) a partir do dióxido de manganês (MnO_2):



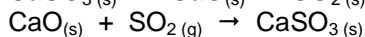
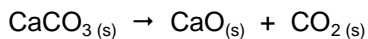
Calcule a massa de MnO_2 necessária à obtenção de 21,3g de clorato de sódio.

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



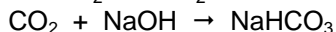
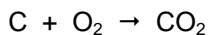
Quantos mols de fosfato de amônio podem ser obtidos a partir de 18 g de cálcio?

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. Os processos mais importantes de redução da hematita que ocorrem num alto-forno podem ser representados por:



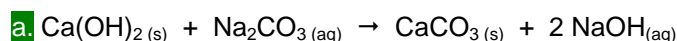
Qual é a massa de hidrogenocarbonato de sódio que se pode obter a partir de 1 grama de carbono?

EXERCÍCIO ESPECIAL

Carbonato de sódio – Na₂CO₃

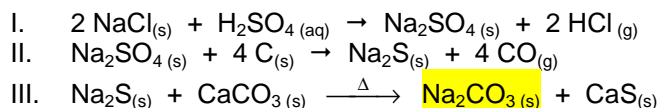
A potassa cáustica (KOH – hidróxido de potássio) tornou-se, no início do século XVIII, uma substância fundamental não só para a indústria têxtil como para a indústria de vidros e de sabão. Por volta de 1770, Lavoisier usou potassa cáustica para modificar o processo de produção da pólvora, o que aumentou 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:



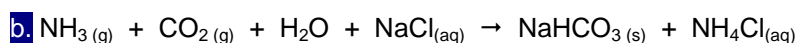
Apesar da campanha do governo francês, o prêmio não foi conquistado por ninguém. Com o advento da Revolução Francesa, estabeleceu-se o sistema de patentes, o qual substituiu os prêmios.

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

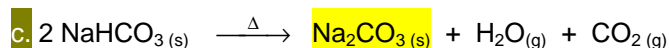


Como o Na₂CO₃ é bem mais solúvel que o CaS, ele é extraído por meio de dissolução em água da mistura final.

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:

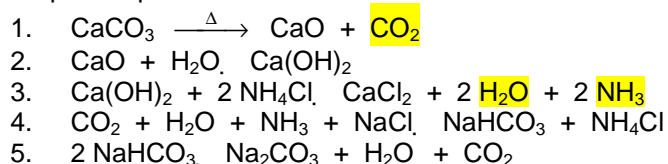
CaCO₃: calcário, mármore etc.

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:

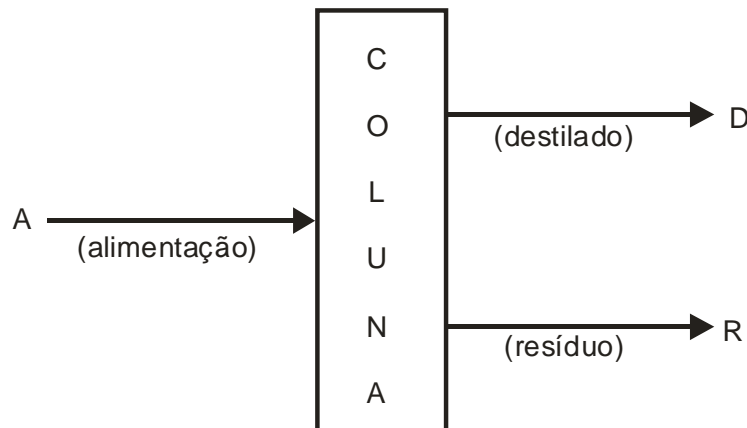
1. Os volumes são considerados aditivos.
2. Os volumes sofrem interferência de temperatura e pressão.
 - 2.1 Nos fluxos líquidos a temperatura deve ser mantida igual.
 - 2.2 Nos fluxos gasosos devem ser mantidas iguais pressão e temperatura.

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?

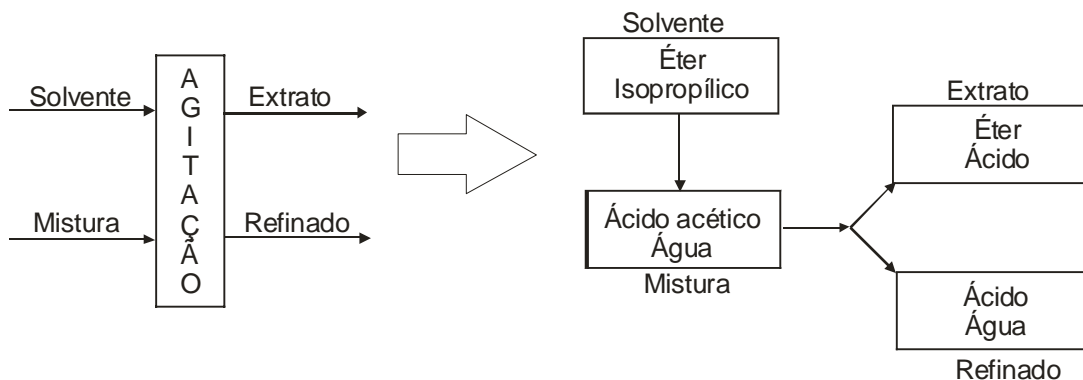
RESPOSTAS

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

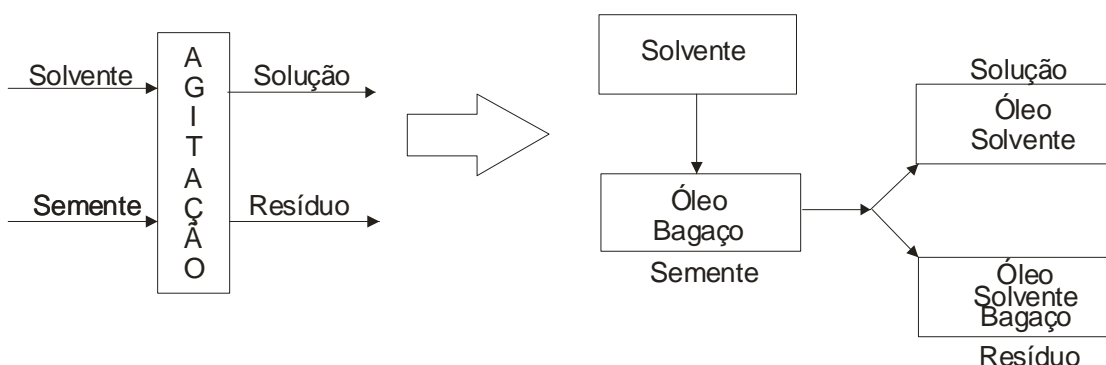
EXTRAÇÃO

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%

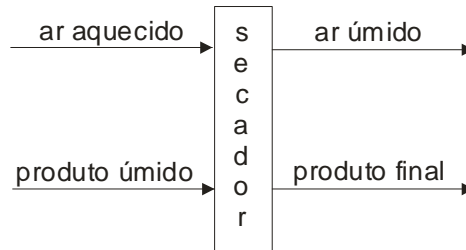
4. 100 kg - 81,08%

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

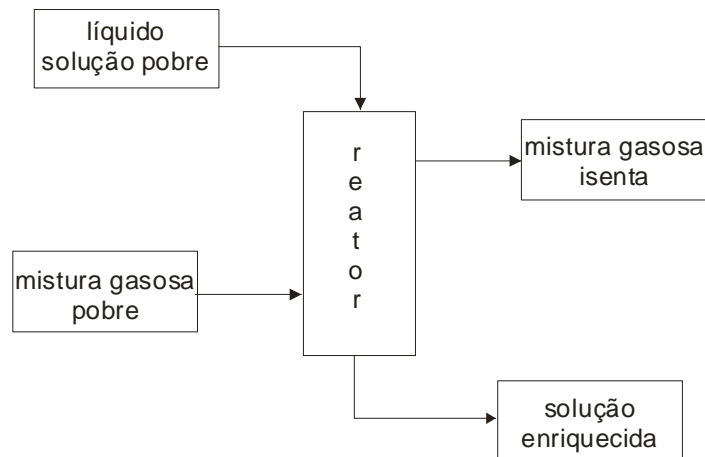
1. Para a secagem de um material contendo 30% em massa de água, utiliza-se ar quente contendo 1% em massa de água. Calcular a massa de ar isento de umidade para se obter 1000 kg de um produto com 2% de umidade, sabendo-se que após a secagem o ar quente contém 10% em massa de água.
2. Um lote de 1000 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

1. 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.
2. 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:
$$\frac{(m_{\text{H}_2\text{O}})_{\text{entrada}}}{(m_{\text{gasosa}})_{\text{saída}}} = 5$$
3. 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

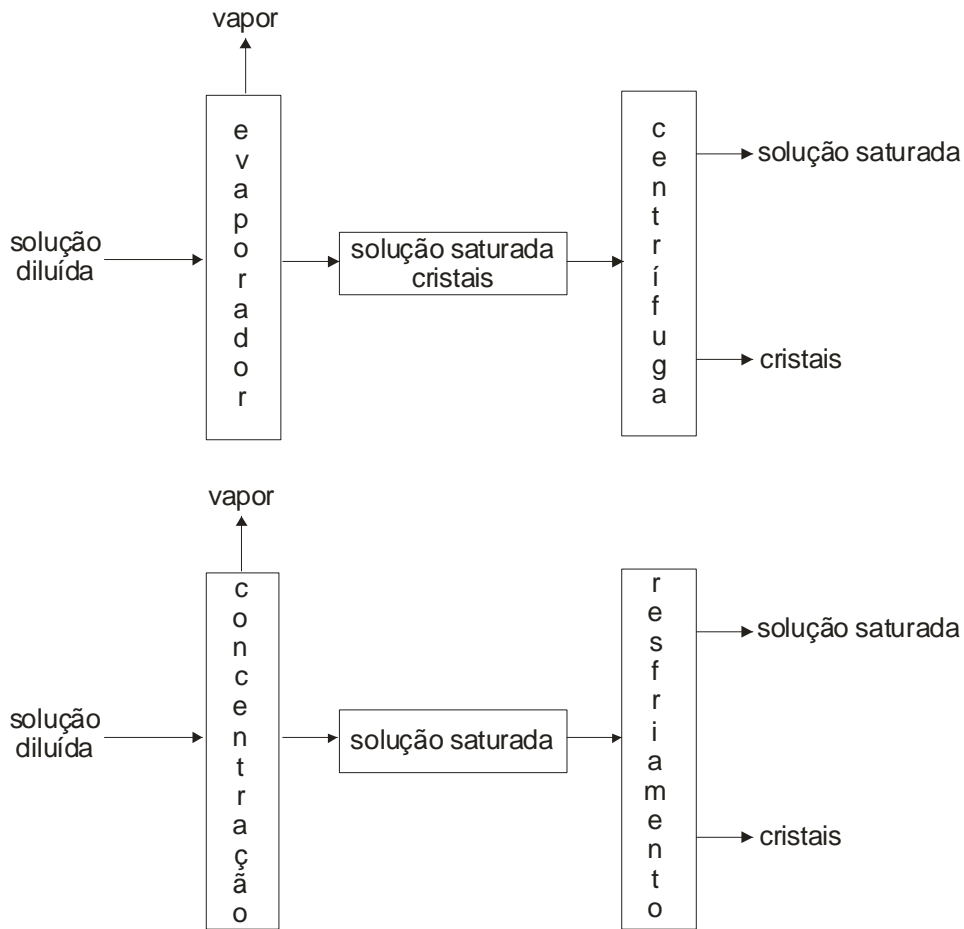
1. 97,3%

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 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 a 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*