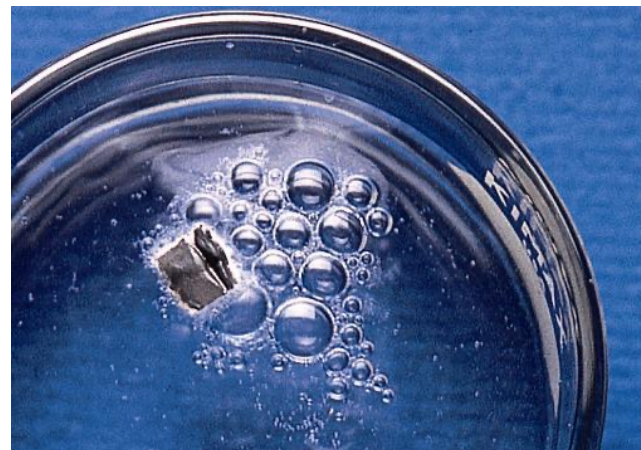


Medidas e Estequiometria Química



Microscópico
átomos e moléculas



Macroscópico
gramas

Massa atômica é a massa de um átomo expressa em unidades de massa atômica (u)



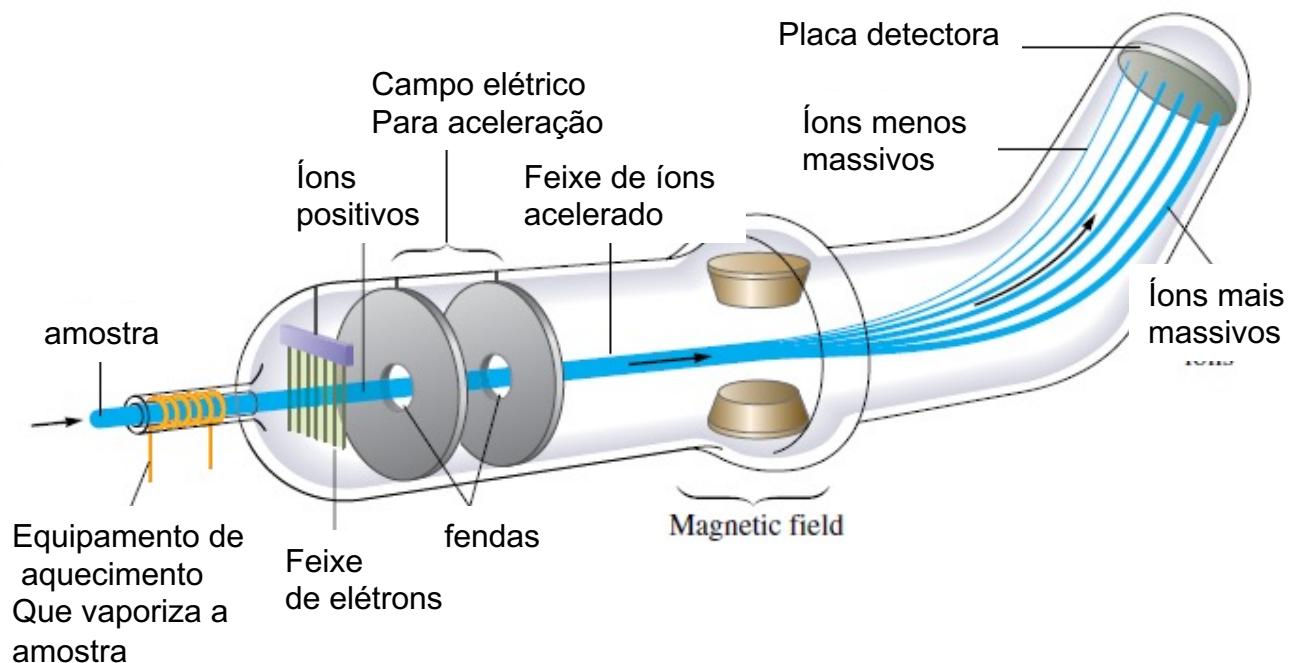
Por definição (1961):
1 átomo de ^{12}C “pesa” 12 u

Nesta escala relativa:

$$^1\text{H} = 1,008 \text{ u}$$

$$^{16}\text{O} = 16,00 \text{ u}$$

Espectrômetro de massa

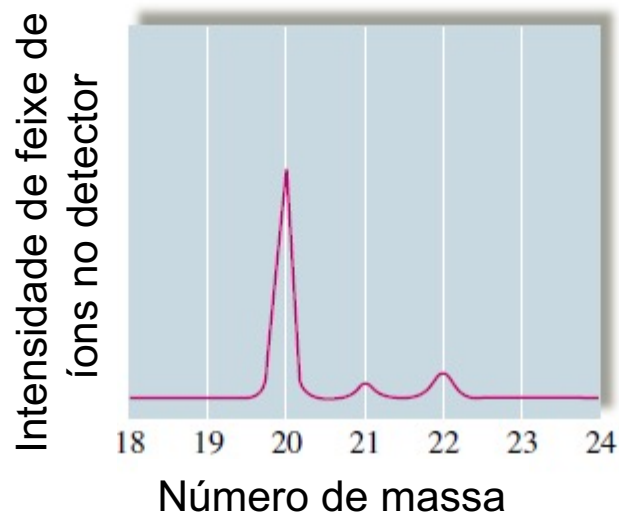


Abundância Isotópica

Mistura isotópica

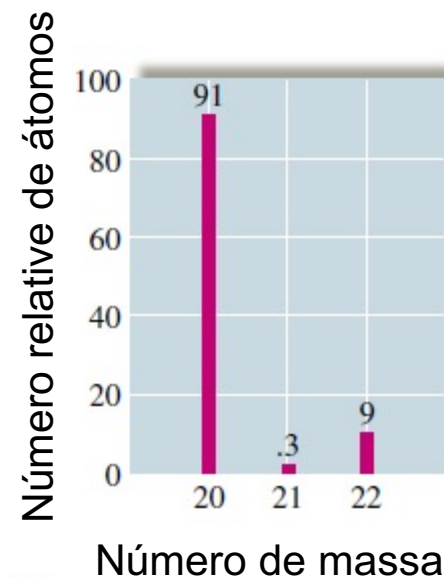


(a)



(b)

Ne



(c)

FIGURE 3.2

(a) Neon gas glowing in a discharge tube. The relative intensities of the signals recorded when natural neon is injected into a mass spectrometer, represented in terms of (b) “peaks” and (c) a bar graph. The relative areas of the peaks are 0.9092 (^{20}Ne), 0.00257 (^{21}Ne), and 0.0882 (^{22}Ne); natural neon is therefore 90.92% ^{20}Ne , 0.257% ^{21}Ne , and 8.82% ^{22}Ne .

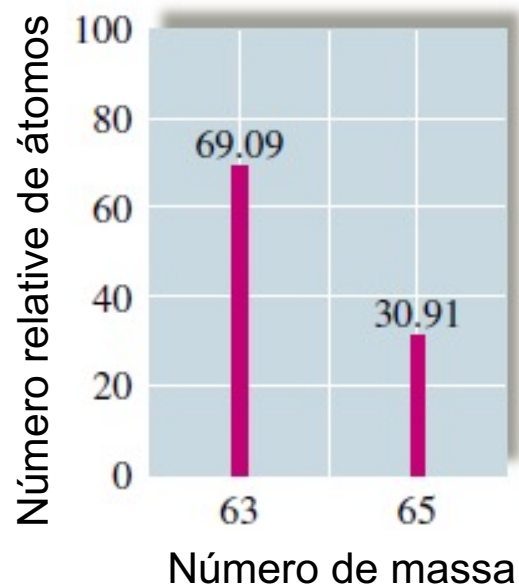


FIGURE 3.3

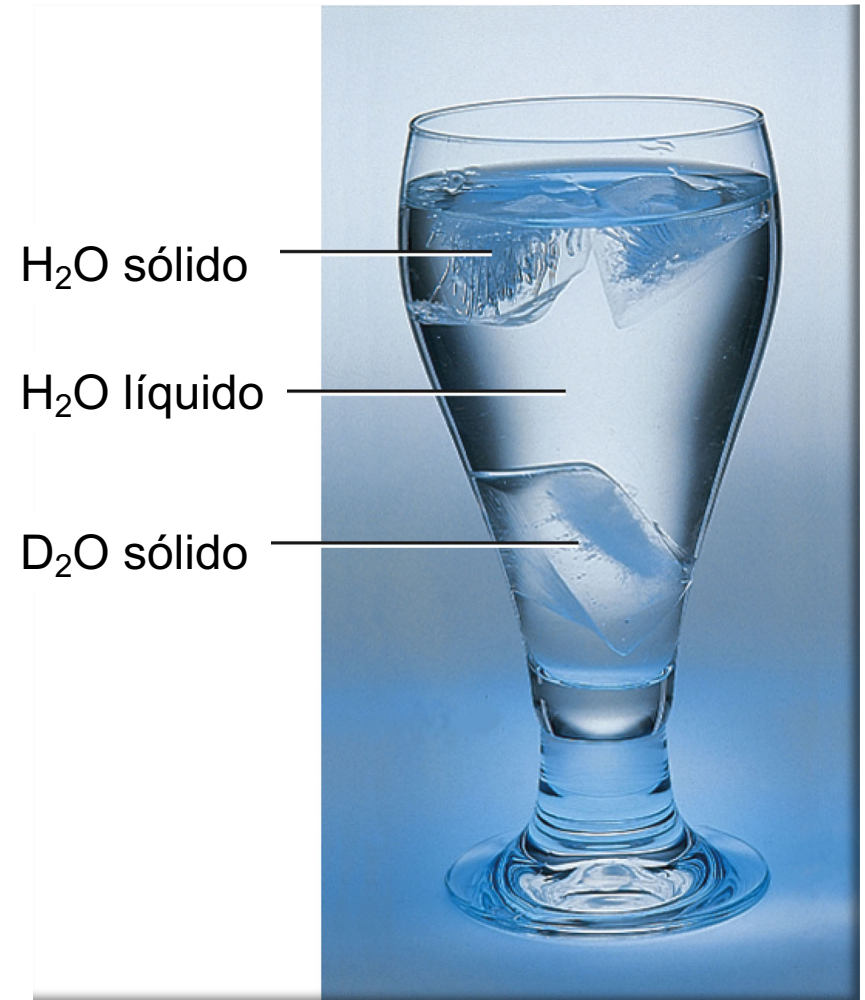
Espectro de Massa do Cobre natural

Isótopos do Hidrogênio

${}^1_1\text{H}$ 1 próton e 0 nêutron, **prótio**

${}^2_1\text{H}$ 1 próton e 1 nêutron, **deutério**

${}^3_1\text{H}$ 1 próton and 2 nêutrons, **trítio**



Abundância Isotópica

Elemento	Símbolo	Massa Atômica	Número de Massa	Massa Isotópica	Abundância Natural (%)
Hidrogênio	H	1.00794	1	1.0078	99.985
	D*		2	2.0141	0.015
	T†		3	3.0161	0
Boro	B	10.811	10	10.0129	19.91
			11	11.0093	80.09
Neônio	Ne	20.1797	20	19.9924	90.48
			21	20.9938	0.27
			22	21.9914	9.25
Magnésio	Mg	24.3050	24	23.9850	78.99
			25	24.9858	10.00
			26	25.9826	11.01

*D = deutério; T = trítio, radioativo

Para Lítio natural:

7,42% ${}^6\text{Li}$ (6,015 u)

92,58% ${}^7\text{Li}$ (7,016 u)



Massa atômica média do lítio:

$$\frac{7,42 \times 6,015 + 92,58 \times 7,016}{100} = 6,94 \text{ u}$$

Massa atômica média (6,94 u)



Sociedade Brasileira de Química

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

<h1>TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS</h1>																		18			
1 1,008* H HIDROGÊNIO																	2 4,0026 He HÉLIO				
3 6,94* Li LÍTIO	4 9,0122 Be BERÍLIO															13 10,81* B BORO	14 12,011* C CARBONO	15 14,007* N NITROGÊNIO	16 15,999* O OXIGÊNIO	17 18,998 F FLUÓR	18 20,180 Ne NEÔNIO
11 22,990 Na SÓDIO	12 24,305* Mg MAGNÉSIO															13 26,982 Al ALUMÍNIO	14 28,085* Si SILÍCIO	15 30,974 P FÓSFORO	16 32,06* S ENXOFRE	17 35,45* Cl CLORO	18 39,95* Ar ARGÔNIO
19 39,098 K POTÁSSIO	20 40,078(4) Ca CÁLCIO	21 44,956 Sc ESCÂNDIO	22 47,867 Ti TITÂNIO	23 50,942 V VANÁDIO	24 51,996 Cr CRÔMIO	25 54,938 Mn MANGANÊS	26 55,845(2) Fe FERRO	27 58,933 Co COBALTO	28 58,693 Ni NÍQUEL	29 63,546(3) Cu COBRE	30 65,38(2) Zn ZINCO	31 69,723 Ga GÁLIO	32 72,630(8) Ge GERMÂNIO	33 74,922 As ARSÊNIO	34 78,971(8) Se SELÊNIO	35 79,904* Br BROMO	36 83,798(2) Kr KRIPITÔNIO				
37 85,468 Rb RUBÍDIO	38 87,62 Sr ESTRÔNCIO	39 88,906 Y ÍTRIO	40 91,224(2) Zr ZIRCÔNIO	41 92,906 Nb NIÓBIO	42 95,95 Mo MOUBDÊNIO	43 95,95 Tc TECNÉCIO	44 101,07(2) Ru RUTÊNIO	45 102,91 Rh RÓDIO	46 106,42 Pd PALÁDIO	47 107,87 Ag PRATA	48 112,41 Cd CÁDMIO	49 114,82 In ÍNDIO	50 118,71 Sn ESTANHO	51 121,76 Sb ANTIMÔNIO	52 127,6(3) Te TELÚRIO	53 126,90 I IODO	54 131,29 Xe XENÔNIO				
55 132,91 Cs CÉSIO	56 137,33 Ba BÁRIO	LANTANÍDIOS 57 - 71		72 178,49(2) Hf HÁFNIO	73 180,95 Ta TÂNTALO	74 183,84 W TUNGSTÊNIO	75 186,21 Re RÊNIO	76 190,23(3) Os ÔSMIO	77 192,22 Ir IRÍDIO	78 195,08 Pt PLATINA	79 196,97 Au OURO	80 200,59 Hg MERCÚRIO	81 204,38* Tl TÁLIO	82 207,2 Pb CHUMBO	83 208,98 Bi BISMUTO	84 209 Po POLÔNIO	85 210 At ASTATO	86 210 Rn RADÔNIO			
87 223,019 Fr FRÂNCIO	88 226,025 Ra RÁDIO	ACTINÍDIOS 89 - 103		104 261,10 Rf RUTHERFÓRDIO	105 262,10 Db DÚBNIÓ	106 263,10 Sg SEABÓRGIO	107 264,10 Bh BÓHRIO	108 265,10 Hs HÁSSIO	109 266,10 Mt MEITNÉRIO	110 267,10 Ds DARMSTÁDIO	111 268,10 Rg ROENTGÊNIO	112 269,10 Cn COPERNÍCIO	113 270,10 Nh NIHÔNIO	114 271,10 Fl FLERÓVIO	115 272,10 Mc MOSCÓVIO	116 273,10 Lv LIVERMÓRIO	117 274,10 Ts TENNESSO	118 275,10 Og OGANESSÔNIO			

Número atômico

14

28,085*

Simbolo

Si

Nome

SILÍCIO

Peso atômico padrão*‡

Peso atômico convencional, se com asterisco (mais detalhes: www.iupac.org)

‡ Inexistente, pois o elemento (e.g. **Ra** e **Cf**) carece de isótopos com uma distribuição isotópica característica em amostras terrestres naturais

Zn - sólido

Hg - líquido

Ne - gás

Cf - sintético

Número atômico — 14 28,085* — Peso atômico padrão*†
 Símbolo — **Si** — * Peso atômico convencional, se com asterisco (mais detalhes: www.iupac.org)
 Nome — SILÍCIO — † Inexistente, pois o elemento (e.g. **Ra** e **Cf**) carece de isótopos com uma distribuição isotópica característica em amostras terrestres naturais

Zn - sólido Hg - líquido Ne - gás Cf - sintético

Atenção: para saber como obter uma tabela periódica com muitas outras informações adicionais, acesse www.s bq.org.br/divulgacao



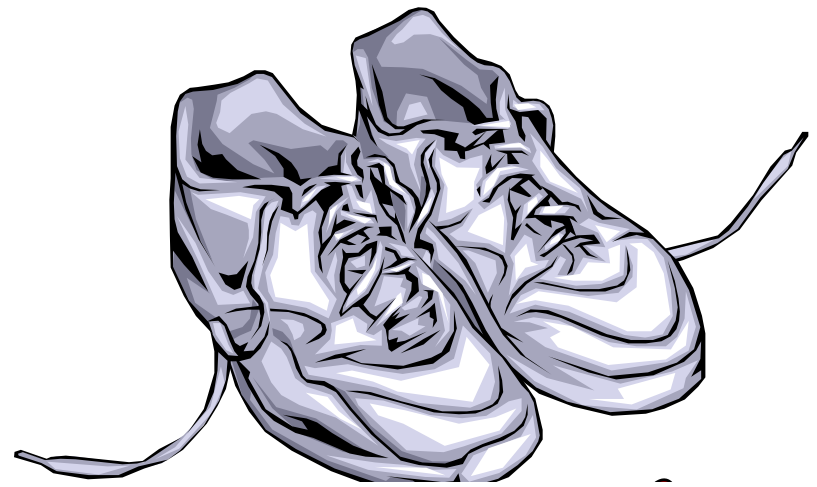
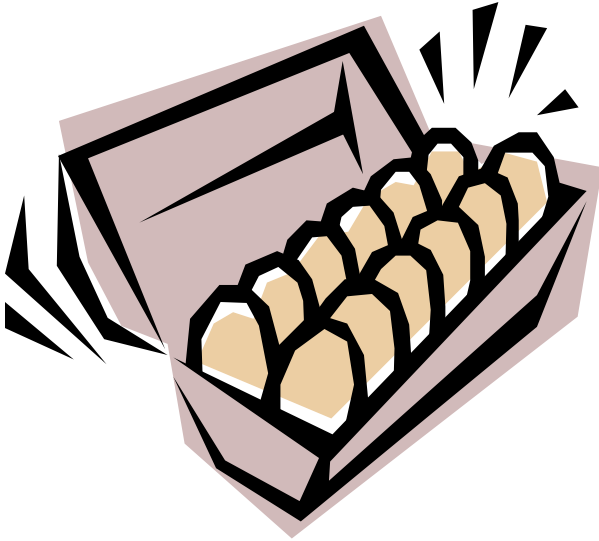
57 138,91 La LANTÂNIO	58 140,12 Ce CÉRIO	59 140,91 Pr PRASEODÍMIO	60 144,24 Nd NEODÍMIO	61 147,07 Pm PROMÉCIO	62 150,36(2) Sm SAMÁRIO	63 151,96 Eu EURÓPIO	64 157,25(3) Gd GADOLÍNIO	65 158,93 Tb TÉRBITO	66 162,50 Dy DISPRÓCIO	67 164,93 Ho HÓLMIO	68 167,26 Er ÉRBIO	69 168,93 Tm TÚLIO	70 173,05 Yb ITÉRBIO	71 174,97 Lu LUTÉCIO
89 227,03 Ac ACTÍNIO	90 232,04 Th TÓRIO	91 231,04 Pa PROTACTÍNIO	92 238,03 U URÂNIO	93 238,03 Np NEPTÚNIO	94 244,06 Pu PLUTÔNIO	95 247,07 Am AMÉRICIO	96 251,08 Cm CÚRIO	97 252,08 Bk BERKÉLIO	98 257,10 Cf CALIFÓRNIO	99 261,10 Es EINSTÊNIO	100 265,10 Fm FÉRMIO	101 270,10 Md MEDELEVIO	102 274,10 No NOBÉLIO	103 277,10 Lr LAURÊNCIO

O elemento rênio(Re) apresenta dois isótopos naturais, ^{185}Re e ^{187}Re , com uma massa atômica média de 186,207 u. O rênio apresenta 62,60% de ^{187}Re , e a massa atômica do ^{187}Re é 186,956 u. Calcule a massa do ^{185}Re .

Como lidar com medidas macroscópicas,
em grama, kilograma etc ?

Quantas entidades ?

Dúzia = 12



Par = 2

Definição antiga: “Um ***mol*** é a quantidade de
“matéria” que contem
tantas entidades elementares como átomos existem
em exatamente 12,00 gramas de ^{12}C ”

$$1 \text{ mol} = N_A = 6,0221367 \times 10^{23}$$

Número de Avogadro (N_A)

Nova definição (2018, IUPAC): “O mol, símbolo mol, é a unidade do SI de quantidade de substância. Um mol contém exatamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares. Este número é o valor numérico fixado para a constante de Avogadro, N_A , quando expresso em mol^{-1} , e é chamado de número de Avogadro.

Uma entidade elementar pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo de partículas especificado etc

$$1 \text{ mol} = N_A = 6,02214076 \times 10^{23}$$

Número de Avogadro (N_A)

Quantidade de água nos
oceanos do mundo (L)

Idade da Terra(seg)

População da Terra

Número de Avogadro

602,200,000,000,000,000,000,000

Distância da Terra
ao Sol (cm)

Gastos Médios com
Educação de Filhos

Um mol de:

C



S



Hg



Cu

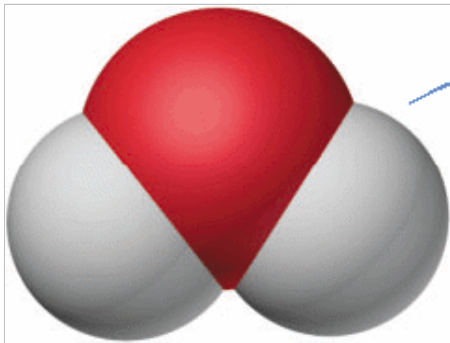


Fe



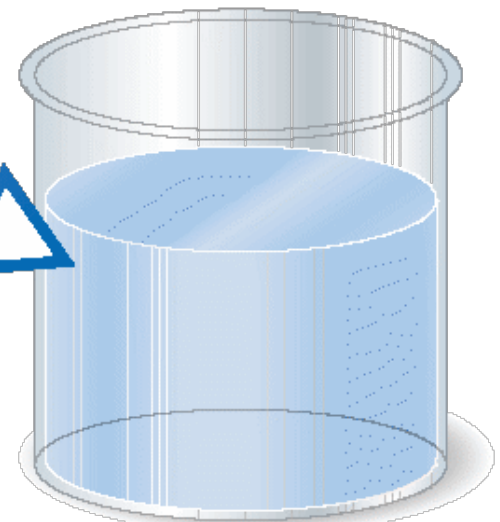
Amostra de
escala laboratorial

Molécula única



1 molécula de H_2O
(18,0 u)

Número de
Avogadro
de moléculas
($6,02 \times 10^{23}$)

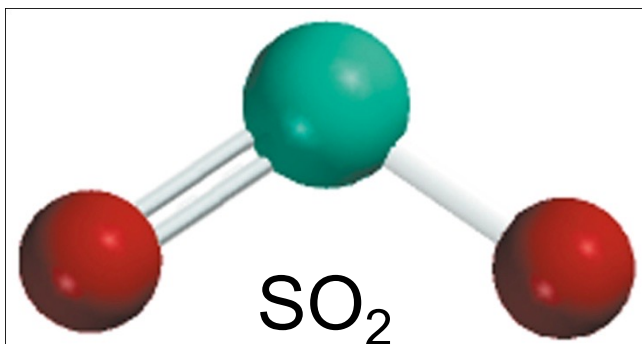


1 mol H_2O
(18,0 g)

Cobalto (Co, 58,93 u) é um metal que é adicionado ao aço para melhorar sua resistência corrosão. Calcule o número de mols de espécies numa amostra de cobalto contendo $5,00 \times 10^{20}$ átomos e a massa dessa amostra.

Um chip de silício (Si, 28,08 u) usado em circuito integrado de microcomputador tem uma massa de 5,68 mg. Quantos átomos de silício estão presentes neste chip ?

Massa molecular é a soma das massas atômicas de uma molécula.



1S	32,07 u
2O	+ 2 x 16,00 u
SO ₂	<hr/> 64,07 u

Para uma molécula qualquer
massa molecular (u) = massa molar (gramas)

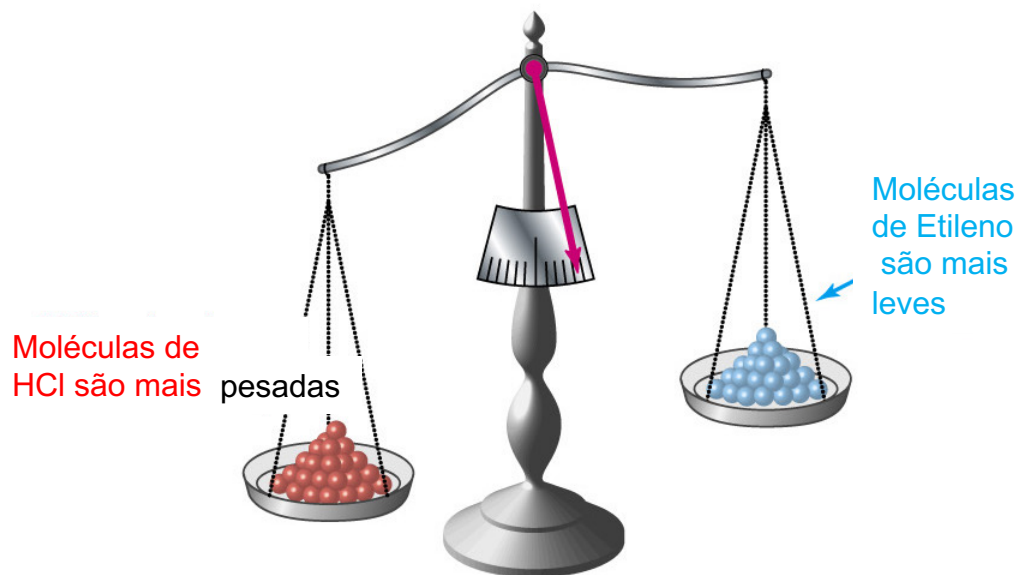
$$1 \text{ molécula SO}_2 = 64,07 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol SO}_2 = 64,07 \text{ g SO}_2$$

Massa Molecular



(a)



(b)



Quantos átomos de hidrogênio existem em 72,5 g de C_3H_8O ?

$$1 \text{ mol } C_3H_8O = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g } C_3H_8O$$

$$1 \text{ mol de moléculas } C_3H_8O = 8 \text{ moles de átomos H}$$

$$1 \text{ mol H} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos H}$$

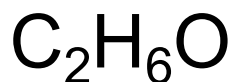
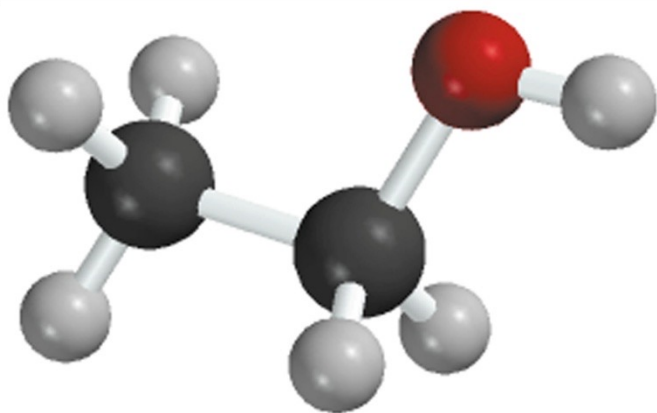
$$72,5 \text{ g } C_3H_8O \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8O}{60 \text{ g } C_3H_8O} \times \frac{8 \text{ mol H átomos}}{1 \text{ mol } C_3H_8O} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ H átomos}}{1 \text{ mol H átomos}} =$$

$$5,82 \times 10^{24} \text{ átomos H}$$

Composição percentual de um elemento num composto =

$$\frac{n \times \text{massa molar do elemento}}{\text{massa molar do composto}} \times 100\%$$

n é o número de moles do elemento em 1 mol do composto



$$\%C = \frac{2 \times (12,01 \text{ g})}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 52,14\%$$

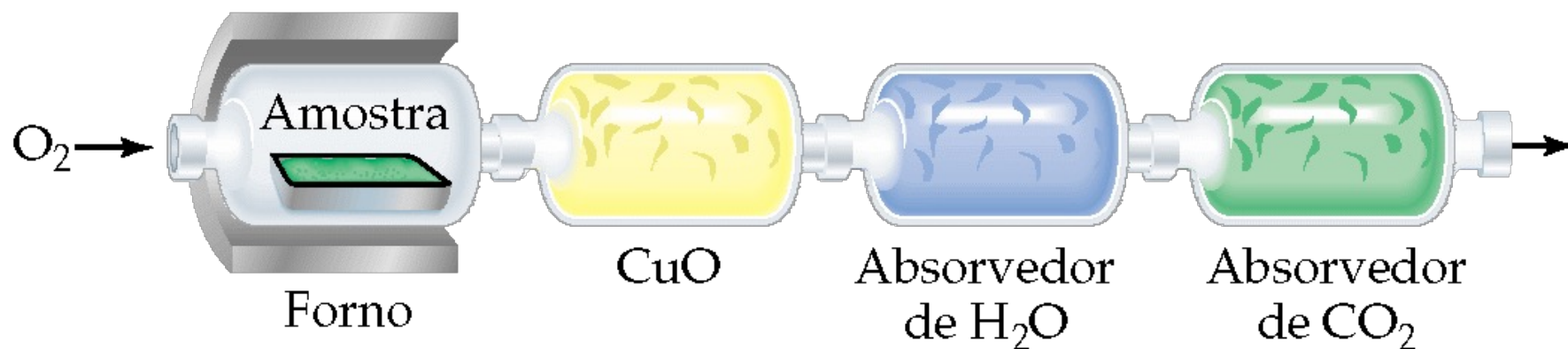
$$\%H = \frac{6 \times (1,008 \text{ g})}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 13,13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16,00 \text{ g})}{46,07 \text{ g}} \times 100\% = 34,73\%$$

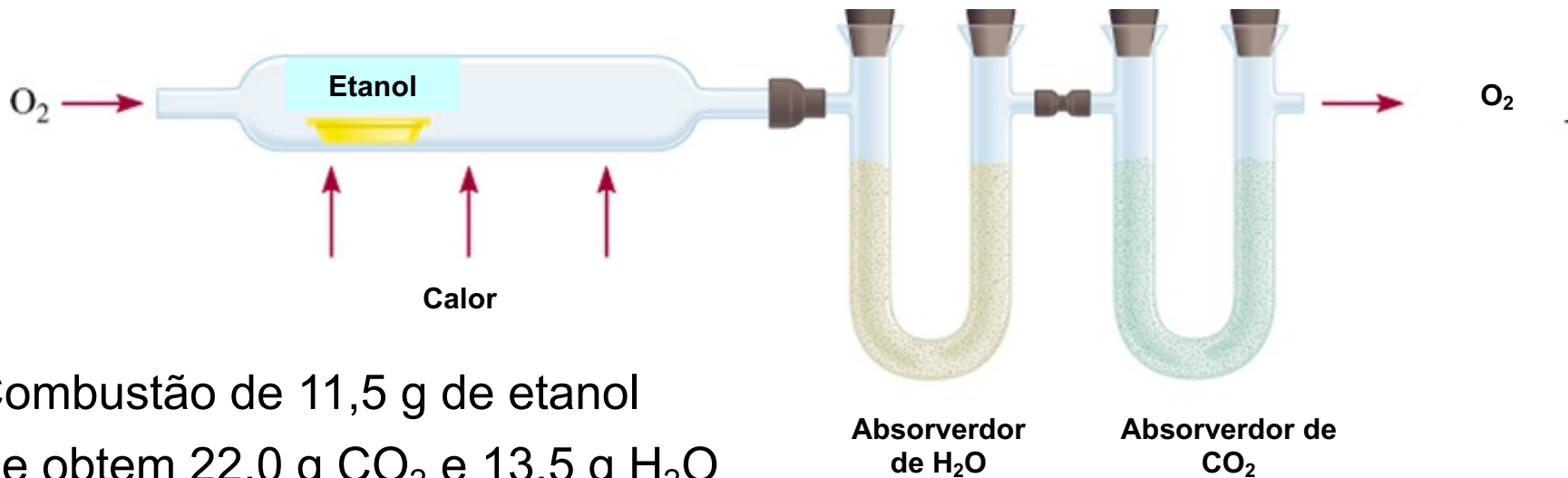
$$52,14\% + 13,13\% + 34,73\% = 100,00\%$$

Análise por combustão

- As fórmulas mínimas são determinadas pela análise por combustão:



(CuO auxiliar a converter traços de C e CO a CO_2 e oxidar H_2 a H_2O)



Combustão de 11,5 g de etanol
Se obtem 22,0 g CO_2 e 13,5 g H_2O

g CO_2 \longrightarrow mol CO_2 \longrightarrow mol C \longrightarrow g C $6,0 \text{ g C} = 0,5 \text{ mol C}$

g H_2O \longrightarrow mol H_2O \longrightarrow mol H \longrightarrow g H $1,5 \text{ g H} = 1,5 \text{ mol H}$

g of O = g da amostra – (g de C + g de H) $4,0 \text{ g O} = 0,25 \text{ mol O}$

Fórmula empírica $C_{0.5}H_{1.5}O_{0.25}$

Dividir pelo menor valor (0,25)

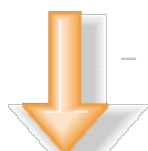
Fórmula empírica C_2H_6O

Dados:

Porcentagem
em massa
dos elementos



Supor 100 g
de amostra



Gramas de
cada elemento



Use
massas
atômicas



Mols de
cada elemento



Calcular
razão molar



Fórmula
mínima

Encontrar:

Um composto contém somente carbono, hidrogênio e oxigênio. A combustão de 10,68 mg deste composto rende 16,01 mg de CO_2 e 4,37 mg de H_2O . Esses dados são inconsistentes com a lei da conservação da massa ? Justifique.

Adicionalmente, sabendo que a massa molar deste composto é 176,1 g/mol, qual a fórmula empírica e molecular deste composto ?

Ácido maléico é um composto orgânico formado por 41,39% de C, 3,47% de H e o resto de oxigênio. Se 0,129 mol de ácido maléico tem uma massa de 15,0 g, qual a fórmula empírica e molecular deste ácido ?

A enzima lacase fúngica contém 0,390% de cobre por massa. Se uma molécula de lacase contém 4 átomos de cobre (63,55 u), qual a massa molar desta proteína ?

Uma **reação química** é um processo em que uma ou mais substâncias se convertem em uma ou mais novas substâncias

Uma **equação química** emprega símbolos químicos para indicar o que ocorre durante a evolução da reação química

formas de representar a reação de H₂ com O₂ para formar H₂O



Duas moléculas de
hidrogênio

+

Uma molécula de oxigênio

→

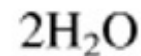
Duas moléculas de água



+

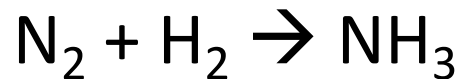


→

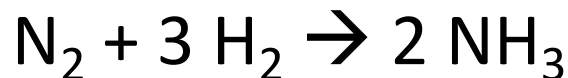


reagentes → produtos

- Usando as fórmulas moleculares é possível expressar o que ocorre numa reação química

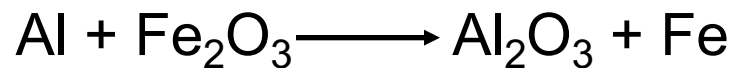
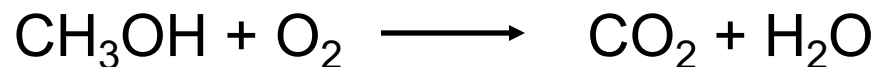


- Há um problema acima, ele não fornece as quantidades corretamente.
- A equação não está balanceada.
- Numa reação química, átomos não podem ser criados ou destruídos.

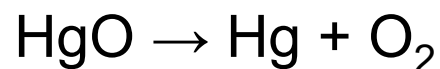


Relações Estequiométricas

Balanceando Reações – Aplicando Lavoisier/Dalton

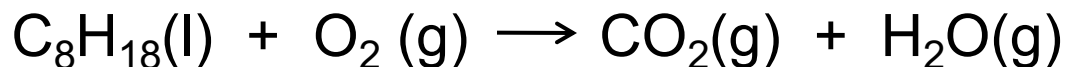


Oxigênio puro foi preparado pela primeira vez aquecendo-se óxido de mercúrio(II) (reação não balanceada abaixo):



Quantos gramas de Hg e oxigênio são formados a partir de 45,5g de HgO ? Quantos gramas de HgO seria necessário para se obter 6,75 mols de oxigênio ? (Hg = 200,6 u)

A combustão completa do octano C_8H_{18} , componente da gasolina, ocorre como a seguir:



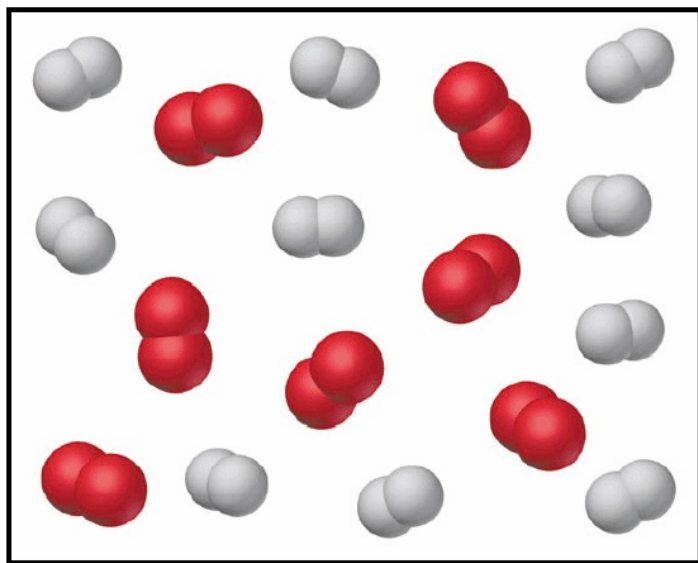
- a) Qual a quantidade de matéria de O_2 necessária para queimar 0,750 mol de C_8H_{18} ?
- b) Quantos gramas de O_2 são necessários para queimar 5,00 g de C_8H_{18} ?
- c) O octano tem densidade de 0,692 g/mL a 20 °C. Quantos gramas de O_2 são necessários para queimar 3,80 L de C_8H_{18} ?

Um certo óxido apresenta fórmula MO , em que M é o metal. Uma amostra de 32,1 g desse óxido, é aquecida a altas temperaturas em atmosfera de hidrogênio com a finalidade de remover o oxigênio sob a forma de moléculas de água. No final da reação restam 29,8 g do metal M . Sabendo que a massa atômica do O é 16,00 u, calcule a massa atômica de M e identifique esse elemento.

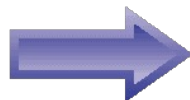
Reagente Limitante

- Se os reagentes não estão presentes em quantidades estequiométricas, ao final da reação alguns reagentes ainda estarão presentes (em excesso).
- **Reagente limitante:** um reagente que é totalmente consumido

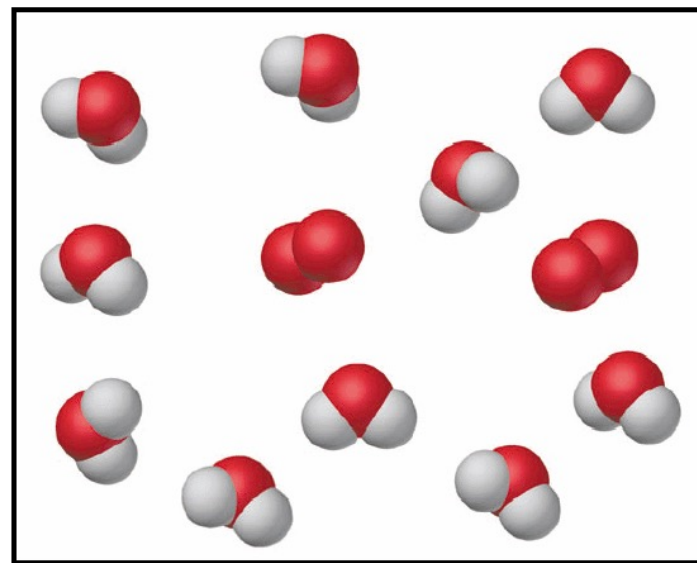
Antes da reação



10 H_2 e 7 O_2

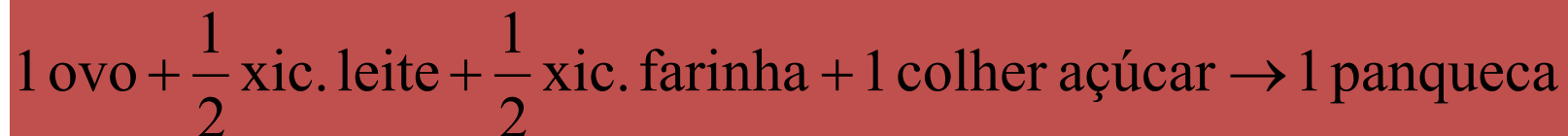


Depois da reação

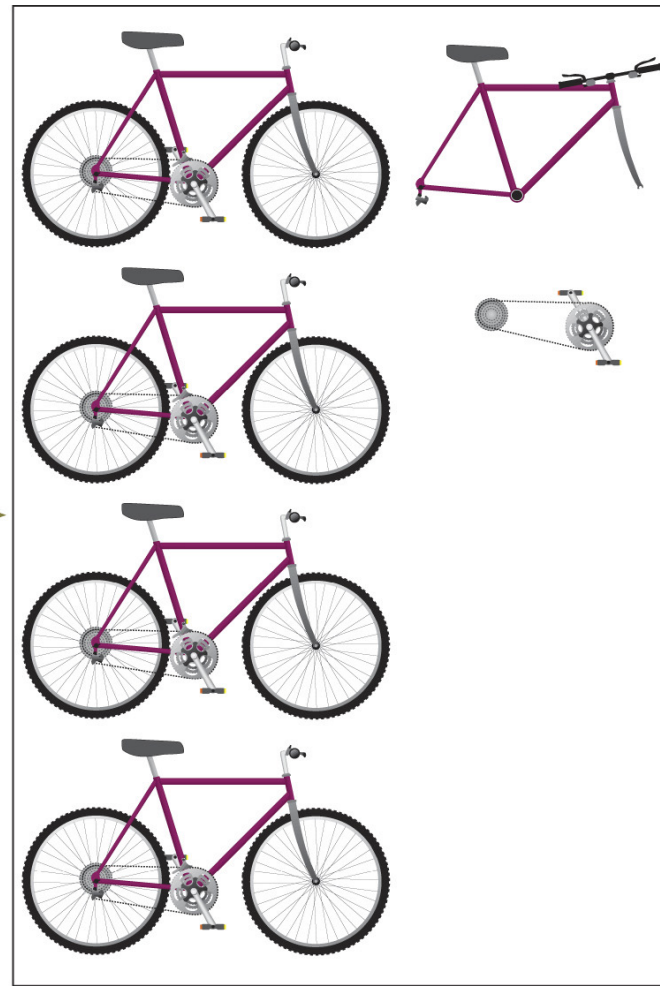
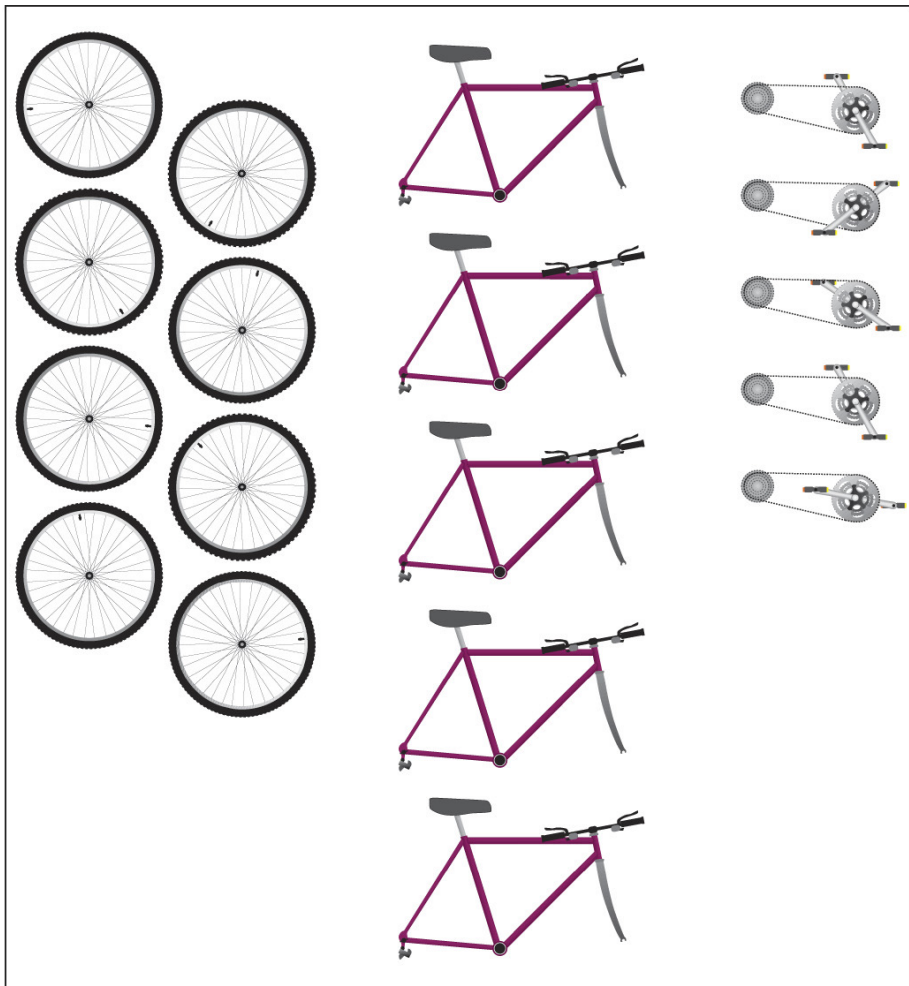


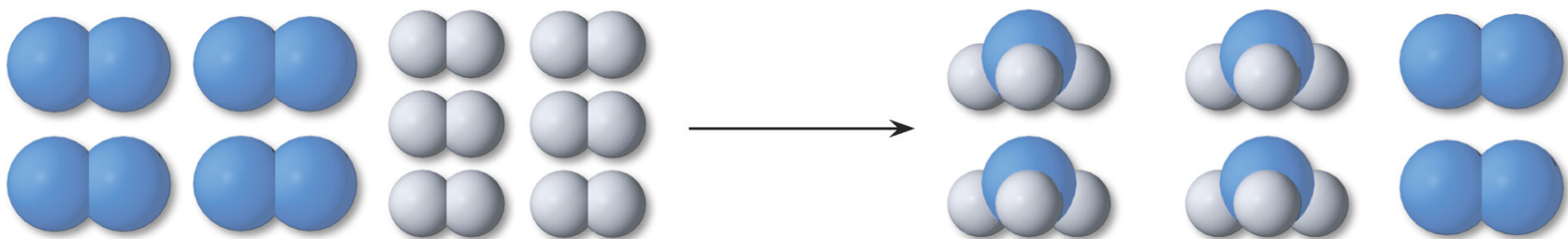
$10 \text{ H}_2\text{O}$ e 2 O_2

Reagente Limitante



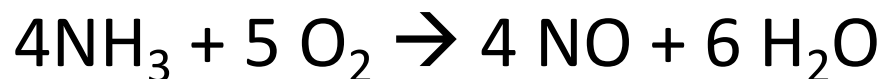
- Se você dispõe de 12 ovos, 1 litro de leite (6 xícaras), 1 xícara de farinha de trigo e 2 kg de açúcar, qual o reagente limitante ?
 - Quantas panquecas poderás preparar ?
- Reagente limitante – determina ou limita a quantidade de produto formado.





- Se iniciarmos com 6 moléculas de H_2 e 4 moléculas de N_2 , as 6 moléculas de H_2 se combinarão com 2 moléculas de N_2 formando 4 moléculas de NH_3
- 2 moléculas de N_2 sobrarão.
- O H_2 é o reagente limitante
- Recomenda-se buscar trabalhar com unidades de mols.

Ácido nítrico, um importante reagente químico industrial, é usado na produção de fertilizantes e explosivos. Uma etapa na produção industrial do ácido nítrico é a reação de amônia com oxigênio para formar o óxido de nitrogênio:



Em um estudo desta reação, foi misturado 125 g de amônia com 256 g de oxigênio e permitido reagir completamente. Que massas de NO e H₂O foram produzidos, e qual a massa de qual reagente sobrou?

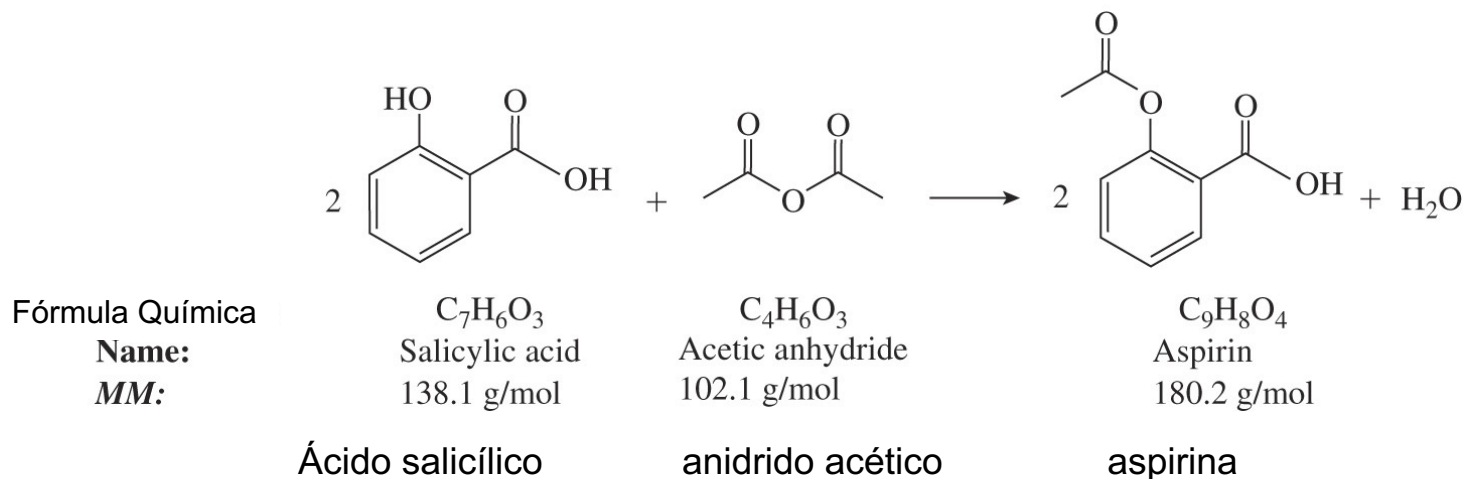
Rendimentos teóricos

- A quantidade de produto prevista a partir da estequiometria considerando os reagentes limitantes é chamada de rendimento teórico.
- O rendimento percentual relaciona o rendimento real (a quantidade de material recuperada no laboratório) ao rendimento teórico:

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

É possível preparar 443g de formiato de geranila a partir de 375g of geraniol. Um químico preparando fomiato de geranila para uso em perfume empregou 375 g do material de partida e obteve 417 g do produto puro. Qual é o rendimento percentual desta síntese ?

A síntese da aspirina procede como abaixo indicado



Suponha que um químico iniciou a reação usando 152 g de ácido salicílico e 86,8 g de anidrido acético e produziu 133g de aspirina. Qual o rendimento da reação ?

Calcule a massa de lítio (6,94 u) que contém o mesmo número de átomos que 5,75g de platina(Pt, 195,08 u).

Riboflavina é uma vitamina do complexo B. Ela é também conhecida como vitamina B₆ e constituída por carbono, hidrogênio, nitrogênio e oxigênio. Quando 10,00 g da vitamina B₆ é queimada em oxigênio, 19,88g de CO₂ e 4,79g de H₂O são obtidos. Em um outro experimento foi mostrado que a vitamina B₆ é constituída por 14,89% de nitrogênio. Qual a fórmula empírica desta vitamina ?

Aplicativo de Estequiometria

<http://www.ldse.ufc.br/>

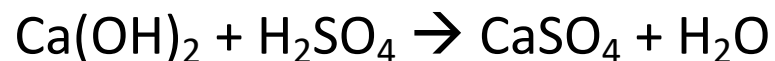
O ácido fluorídrico, HF (aq), não pode ser estocado em recipientes de vidro porque os compostos silicatos presentes no vidro são atacados pelo HF. O silicato de sódio (Na₂SiO₃), por exemplo, reage da seguinte forma (Si = 28,1 u; Na = 23 u):



Qual a quantidade de matéria de HF necessária para reagir completamente com 0,300 mol de Na₂SiO₃?

Quantos gramas de NaF são formados quando 0,500 mol de HF reage com excesso de Na₂SiO₃?

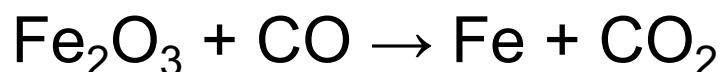
Qual a massa de sulfato de cálcio obtida, quando se faz reagir 370 g de hidróxido de cálcio, contendo 20% de impurezas, com excesso de ácido sulfúrico ? Ver equação química dessa reação



O zinco tem cinco isótopos, ^{64}Zn , ^{66}Zn , ^{67}Zn , ^{68}Zn e ^{70}Zn . Nenhum deles tem a massa atômica de 65,41 u listada para o zinco na tabela periódica. Explique a razão disso.

Acredita-se que uma certa amostra de rocha pulverizada seja de carbonato de cálcio puro (CaCO_3). Essa amostra foi sujeita a análise elementar e identificou-se 51,3% de Ca, 7,7% de C e 41,0% de O em massa. Por que essa amostra não pode ser carbonato de cálcio puro ?

Um método alternativo para se preparar ferro puro a partir do Fe_2O_3 é pela reação com monóxido de carbono ($\text{Fe} = 55,8 \text{ u}$):

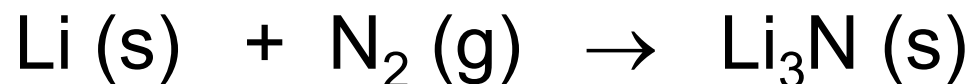


Com base nessa reação responda:

- a) Quantos gramas de CO são necessários para reagir com 3,02 g de Fe_2O_3 ?
- b) Se o Fe_2O_3 for 85% impuro, quanto 12,5 g desse gera de Fe puro?
- c) Quanto de Fe seria obtido ao se usar 23,4 g de Fe_2O_3 , considerando que o rendimento da reação é de 75%?

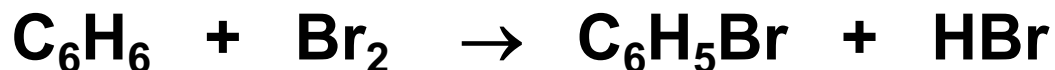
Um composto oxibromato, KBrO_x , onde x é desconhecido, é analisado, descobrindo-se que ele contém 52,92% de bromo ($\text{Br} = 79,9 \text{ u}$; $\text{K} = 39,1 \text{ u}$). Qual o valor de x ?

Lítio e nitrogênio reagem para produzir nitreto de lítio (Li = 6,94 u):



Se 5,0 g de cada reagente forem feitos reagir levando a um rendimento de 80,5%, quantos gramas de Li_3N são obtidos da reação?

Quando benzeno (C_6H_6) reage com bromo (Br_2), obtém-se bromobenzeno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$):



Qual o rendimento teórico de bromobenzeno nessa reação quando 30,0 g de benzeno reagem com 65,0 g de bromo?

Se o rendimento real de bromobenzeno foi de 56,7 g qual o rendimento percentual?

Se barrilha (CaCO_3) reage com ácido clorídrico (HCl) de acordo com a reação abaixo:



Se 1,00 mol de CO_2 ocupa um volume de 22,4 L, nas condições da reação, quantos litros desse gás se formam pela reação entre 2,35 g de CaCO_3 com 2,35 g de HCl ? Há excesso de algum reagente? Caso haja quanto sobre dele?

Um composto de fórmula XCl_3 reage com AgNO_3 aquoso originando o sólido AgCl de acordo com a reação abaixo:



Quando uma solução contendo 0,634 g de XCl_3 foi feita reagir com um excesso de AgNO_3 em meio aquoso, 1,68 g de AgCl sólido se formou. Qual a identidade do átomo X?

