

**Exercício 1**

(Uerj 2019)

Física para poetas

O ensino da física sempre foi um grande desafio. Nos últimos anos, muitos esforços foram feitos com o objetivo de ensiná-la desde as séries iniciais do ensino fundamental, no contexto do ensino de ciências. Porém, como disciplina regular, a física aparece no ensino médio, quando se torna “um terror” para muitos estudantes.

¹Várias pesquisas vêm tentando identificar quais são as principais dificuldades do ensino de física e das ciências em geral. Em particular, a queixa que sempre se detecta é que ²os estudantes não conseguem compreender a linguagem matemática na qual, muitas vezes, os conceitos físicos são expressos. Outro ponto importante é que as questões que envolvem a física são apresentadas fora de uma contextualização do cotidiano das pessoas, o que dificulta seu aprendizado. Por fim, existe uma enorme carência de professores formados em física para ministrar as aulas da disciplina.

As pessoas que vão para o ensino superior e que não são da área de ciências exatas praticamente nunca mais têm contato com a física, da mesma maneira que os estudantes de física, engenharia e química poucas vezes voltam a ter contato com a literatura, a história e a sociologia. É triste notar que ³a especialização na formação dos indivíduos costuma deixá-los distantes de partes importantes da nossa cultura, da qual as ciências físicas e as humanidades fazem parte.

Mas vamos pensar em soluções. Há alguns anos, ⁴ofereço um curso chamado “Física para poetas”. A ideia não é original – ao contrário, é muito utilizada em diversos países e aqui mesmo no Brasil. Seu objetivo é apresentar a física sem o uso da linguagem matemática e tentar mostrá-la próxima ao cotidiano das pessoas. Procuro destacar a beleza dessa ciência, associando-a, por exemplo, à poesia e à música.

Alguns dos temas que trabalho em “Física para poetas” são inspirados nos artigos que publico. Por exemplo, ⁵“A busca pela compreensão cósmica” é uma das aulas, na qual apresento a evolução dos modelos que temos do universo. Começando pelas visões místicas e mitológicas e chegando até as modernas teorias cosmológicas, falo sobre a busca por responder a questões sobre a origem do universo e, conseqüentemente, a nossa origem, para compreendermos o nosso lugar no mundo e na história.

Na aula “Memórias de um carbono”, faço uma narrativa de um átomo de carbono contando sua história, em primeira pessoa, desde seu nascimento, em uma distante estrela que morreu há

bilhões de anos, até o momento em que sai pelo nariz de uma pessoa respirando. Temas como astronomia, biologia, evolução e química surgem ao longo dessa aula, bem como as músicas “Átimo de pó” e “Estrela”, de Gilberto Gil, além da poesia “Psicologia de um vencido”, de Augusto dos Anjos.

Em “O tempo em nossas vidas”, apresento esse fascinante conceito que, na verdade, vai muito além da física: está presente em áreas como a filosofia, a biologia e a psicologia. Algumas músicas de Chico Buarque e Caetano Veloso, além de poesias de Vinicius de Moraes e Carlos Drummond de Andrade, ajudaram nessa abordagem. Não faltou também “Tempo Rei”, de Gil.

A arte é uma forma importante do conhecimento humano. Se músicas e poesias inspiram as mentes e os corações, podemos mostrar que a ciência, em particular a física, também é algo inspirador e belo, capaz de criar certa poesia e encantar não somente aos físicos, mas a todos os poetas da natureza.

ADILSON DE OLIVEIRA

Adaptado de cienciahoje.org.br, 08/08/2016.

Em seu ciclo, um átomo de carbono pode ser incorporado a diferentes compostos por meio de processos contínuos de decomposição e formação de novas moléculas. Os átomos de carbono deste caderno de prova, por exemplo, serão degradados ao longo do tempo e, posteriormente, incorporados a outros seres vivos.

Considere que, ao se degradarem, os átomos de carbono deste caderno se distribuam igualmente entre os 7,5 bilhões de habitantes do planeta.

Sabendo que o caderno possui 90 g de massa, com 45% de carbono em sua composição, o número de átomos que será incorporado em cada habitante é igual a:

Dados: $C = 12$.

- a) $2,7 \times 10^{14}$
- b) $6,0 \times 10^{14}$
- c) $2,0 \times 10^{24}$
- d) $6,7 \times 10^{24}$

Exercício 2

(Uerj 2019) Utilize as informações abaixo para responder à(s) questão(ões) a seguir.

Canudinhos de plástico estão com os dias contados no Rio de Janeiro

A Câmara de Vereadores aprovou projeto de lei que obriga os estabelecimentos da cidade a usarem canudinhos de papel

biodegradável ou de material reutilizável, como metais e vidro borossilicato.

Adaptado de g1.globo.com, 08/06/2018.

Um canudo de plástico e outro de vidro borossilicato possuem mesmo volume e densidades de $0,90 \text{ g/cm}^3$ e $2,25 \text{ g/cm}^3$, respectivamente.

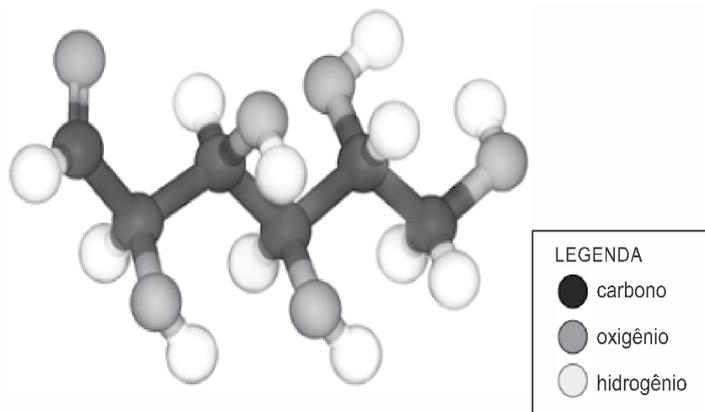
A razão entre as massas do canudo de plástico e do canudo de vidro corresponde a:

- a) 1,2
- b) 0,8
- c) 0,4
- d) 0,2

Exercício 3

(CPS 2015) Nas Artes Plásticas, a Química tem um papel fundamental, como o uso de polímeros naturais e sintéticos, presentes em materiais plásticos e em técnicas de pintura.

Um exemplo de polímero natural é a celulose, utilizada na confecção de telas. Esse polímero é formado pela união de moléculas de glicose.



Molécula de glicose

(<http://tinyurl.com/l4o4sva> Acesso em: 11.09.2014. Original colorido)

Na imagem, temos representada uma molécula de glicose, cuja fórmula molecular é

- a) $\text{C}_5\text{H}_6\text{O}_7$
- b) $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$
- c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- d) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{12}$

Exercício 4

[...] Como a Revolução Francesa não teve apenas por objeto mudar um governo antigo, mas abolir a forma antiga da sociedade, ela teve de ver-se a braços a um só tempo com todos os poderes estabelecidos, arruinar todas as influências reconhecidas, apagar as tradições, renovar os costumes e os usos e, de alguma maneira, esvaziar o espírito humano de todas as

ideias sobre as quais se tinham fundado até então o respeito e a obediência. [...]

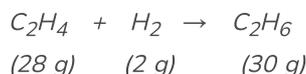
TOCQUEVILLE, A. de. *O antigo regime e a revolução*. Brasília: Editora da UnB, 1989.

A ideia expressa, que se coaduna com o texto e os ideais da Revolução Francesa, é a seguinte:

- a) "Nada é tão maravilhoso que não possa existir, se admitido pelas leis da natureza". (Michael Faraday)
- b) "Toda sentença que eu digo deve ser entendida não como afirmação, mas como uma pergunta". (Niels Bohr)
- c) "Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma". (Antoine Lavoisier)
- d) "A relação entre a química e a música é a criatividade. Assim, ambas são uma arte". (Dimitri Mendeleev)
- e) "Apenas a prática frequente faz com que a pessoa realize experimentos complexos". (Joseph Priestley)

Exercício 5

(G1 - cftmg 2016) Observe a equação química a seguir:

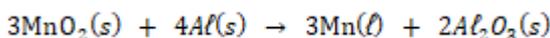


A comparação entre as massas do produto e dos reagentes relaciona-se à Lei de

- a) Böhr.
- b) Dalton.
- c) Lavoisier.
- d) Rutherford.

Exercício 6

(IFSP 2013) O metal manganês, empregado na obtenção de ligas metálicas, pode ser obtido no estado líquido, a partir do mineral pirolusita, MnO_2 , pela reação representada por:



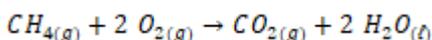
Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, a massa de alumínio, em quilogramas, que deve reagir completamente para a obtenção de 165 kg de manganês, é

Massas molares em g/mol: $\text{Al}=27$; $\text{Mn}=55$; $\text{O}=16$.

- a) 54.
- b) 108.
- c) 192.
- d) 221.
- e) 310.

Exercício 7

(G1 - ifce 2019) O menor dos hidrocarbonetos, o metano (CH_4), é um gás incolor e pode causar danos ao sistema nervoso central se for inalado. Pode ser obtido da decomposição do lixo orgânico, assim como sofrer combustão como mostra a reação balanceada:



A massa de metano que, em g, precisa entrar em combustão para que sejam produzidos exatamente 54 g de água é igual a

Dados: $\text{M}(\text{H})=1 \text{ g/mol}$, $\text{M}(\text{C})=12 \text{ g/mol}$ e $\text{M}(\text{O})=16 \text{ g/mol}$.

- a) 36.

- b) 24.
c) 20.
d) 44.
e) 52.

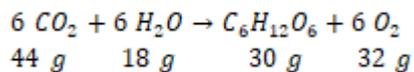
Exercício 8

(G1 - cps) O ano de 2010 foi o Ano Internacional da Biodiversidade: um alerta ao mundo sobre os riscos da perda irreparável da biodiversidade do planeta; um clamor mundial para a destruição deste imenso patrimônio quimiobiológico.

A vida na Terra é uma sequência de reações químicas diversas, com ênfase para as oxidações.

<<https://tinyurl.com/y6qvrjyy>> Acesso em: 05.02.2019. Adaptado.

A incorporação do gás carbônico (CO_2), na fotossíntese representada, é um exemplo, onde as substâncias interagem numa proporção constante.



De acordo com essa proporção e admitindo rendimento de 100%, se uma planta absorver 66 g de CO_2 , a quantidade de glicose ($C_6H_{12}O_6$) produzida, em gramas, será

- a) 50.
b) 48.
c) 40.
d) 43.
e) 45.

Exercício 9

(Ufpa 2016) Suplementos de cálcio podem ser ministrados oralmente na forma de pastilhas contendo 1 g de $CaCO_3$. No estômago, esse sal reage com ácido estomacal segundo a equação:



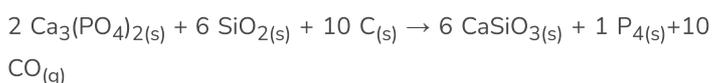
Considerando que após 5 minutos da ingestão de uma pastilha desse suplemento o rendimento da reação seja de 60%, a massa (em g) de dióxido de carbono produzida será de

Dados: Massas molares (g mol⁻¹): H=1,0; C=12,0; O=16,0; Cl=35,5; Ca=40,0.

- a) 0,13.
b) 0,26.
c) 0,44.
d) 0,67.
e) 0,73.

Exercício 10

(Espcex (Aman) 2021) O fósforo branco, de fórmula P_4 , é uma substância bastante tóxica. É utilizado para fins bélicos como arma química de guerra em granadas fumígenas. Pode ser obtido a partir do aquecimento do fosfato de cálcio, areia e coque em um forno especial, conforme mostrado na equação balanceada da reação:



A respeito da reação de obtenção do fósforo branco, seus participantes e suas características são feitas as seguintes afirmativas.

- I. O fósforo branco é classificado como uma substância iônica polar.
II. O fósforo branco (P_4) é classificado como uma substância simples.
III. A geometria da molécula do gás monóxido de carbono é angular.
IV. A massa de fósforo branco obtida quando se aquece 1.860 g de fosfato de cálcio com rendimento de 80% é de 297,6 g.
V. A distribuição eletrônica do átomo de cálcio no estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

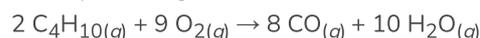
Das afirmativas feitas estão corretas apenas

Dados: CaZ = 20; Ca = 40; P = 31; O = 16.

- a) I, II, III e V.
b) II e IV.
c) II, IV e V.
d) III e V.
e) I, III e IV.

Exercício 11

O gás butano (C_4H_{10}) é um combustível não renovável derivado do petróleo, cuja combustão incompleta ocorre quando a quantidade de oxigênio é insuficiente para que ocorra a combustão completa. Considere a equação da reação de combustão incompleta do gás butano:



A massa do gás monóxido de carbono (massa molar = 28 g/mol) formada quando 522 kg de gás butano (massa molar = 58 g/mol) sofrem combustão incompleta, numa reação com rendimento total, é de

- (A) 215 kg.
(B) 1 719 kg.
(C) 2 090 kg.
(D) 1 008 kg.
(E) 126 kg.

Exercício 12

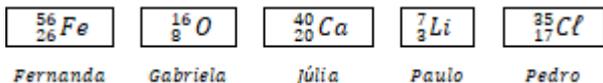
TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto para responder à(s) questão(ões) a seguir.

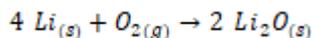
Cinco amigos estavam estudando para a prova de Química e decidiram fazer um jogo com os elementos da Tabela Periódica:

- cada participante selecionou um isótopo dos elementos da Tabela Periódica e anotou sua escolha em um cartão de papel;
- os jogadores Fernanda, Gabriela, Júlia, Paulo e Pedro decidiram que o vencedor seria aquele que apresentasse o cartão contendo o isótopo com o maior número de nêutrons.

Os cartões foram, então, mostrados pelos jogadores.



(Fatec 2017) Os isótopos representados contidos nos cartões de Paulo e Gabriela podem reagir entre si para formar óxido de lítio, segundo a reação balanceada



A massa de lítio necessária para reagir completamente com 3,2 kg de oxigênio é, em quilogramas,

Massas molares:

Li: 7 g/mol

O: 16 g/mol

- 1,4
- 1,8
- 2,8
- 4,3
- 7,1

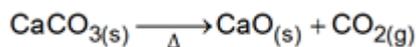
Exercício 13

(G1 - ifsul 2017) A calagem é uma etapa do preparo do solo para o cultivo agrícola em que materiais de caráter básico são adicionados ao solo para neutralizar a sua acidez, corrigindo o pH desse solo.

Os principais sais, adicionados ao solo na calagem, são o calcário e a cal virgem. O calcário é obtido pela moagem da rocha calcária, sendo composto por carbonato de cálcio (CaCO_3) e/ou de magnésio (MgCO_3). A cal virgem, por sua vez, é constituída de óxido de cálcio (CaO) e óxido de magnésio (MgO), sendo obtida pela queima completa (calcinação) do carbonato de cálcio (CaCO_3).

Fontes: Sítio <http://alunosonline.uol.com.br/quimica/calagem.html> e Sítio <https://pt.wikipedia.org/wiki/Calagem>. Acessados em 21/03/2017. Adaptados.

Observe a equação abaixo, que representa a calcinação de 1 mol de carbonato de cálcio (massa molecular de $100 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}$) nas CNTP.



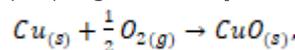
Que volume de CO_2 será obtido, considerando o rendimento reacional de 80%?

- 100 L.
- 44 L.
- 22,4 L.
- 17,9 L.

Exercício 14

(Unigranrio - Medicina 2017) Reações químicas de oxidação são muito comuns e constituem caminho natural de corrosão de materiais metálicos como o cobre. A massa de óxido cúprico

(CuO) obtida a partir de 2,54 gramas de cobre metálico (Cu^0) segundo a reação:



será de:

Massas atômicas: $\text{O}=16 \text{ u.m.a.}$, $\text{Cu}=63,5 \text{ u.m.a}$

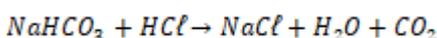
- 2,54 g
- 6,35 g
- 3,18 g
- 3,36 g
- 3,20 g

Exercício 15

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto abaixo, para responder à(s) questão(ões).

O principal componente dos antiácidos é o bicarbonato de sódio, conhecido quimicamente como NaHCO_3 . Sua aparência é de um pó branco que constitui uma mistura cristalina solúvel em água, que o caracteriza como um alcalino solúvel, e recebe também o nome de hidrogeno carbonato de sódio. Após a ingestão, o NaHCO_3 reage com os ácidos e libera CO_2 , responsável pela efervescência, conforme a reação apresentada pela equação:



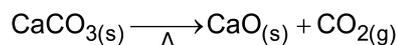
(G1 - ifsul 2018) Considerando que reagiram 168 g de bicarbonato de sódio com quantidade suficiente de ácido, o volume de gás carbônico produzido nas CNTP é igual a

Dados: $\text{Na}=23$; $\text{C}=12$; $\text{O}=16$.

- 11,2 L.
- 22,4 L.
- 44,8 L.
- 89,6 L.

Exercício 16

(IFSUL 2017) Observe a equação abaixo, que representa a calcinação de 1 mol de carbonato de cálcio (massa molecular de $100 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}$) nas CNTP.



Que volume de CO_2 será obtido, considerando o rendimento reacional de 80%?

- 100 L.
- 44L.
- 22,4 L.
- 17,9 L.

Exercício 17

(G1 - ifsul 2016) Células a combustível de hidrogênio-oxigênio são usadas no ônibus espacial para fornecer eletricidade e água potável para o suporte da vida. Sabendo que a reação da célula ocorre conforme reação não balanceada $\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$,

qual é o número de mols de água formado na reação de 0,25 mol de oxigênio gasoso com hidrogênio suficiente?

- a) 0,25 mol.
- b) 0,5 mol.
- c) 0,75 mol.
- d) 1 mol.

Exercício 18

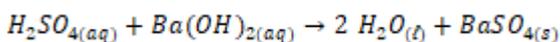
(Fmp 2021) O sulfato de bário (BaSO_4) é indicado como meio de contraste radiopaco nos estudos radiológicos do tubo digestivo (deglutição, esôfago, estômago, duodeno, intestino delgado e intestino grosso). (...)

Nos estudos radiológicos que envolvam o estômago ou o intestino grosso, decorrido algum tempo de exame, a suspensão baritada, em contato com as secreções gástricas, tornam-se um aglomerado em flocos não aderido à mucosa.

Disponível em:

<<http://www.radioinmama.com.br/meioscontraste.html>>. Acesso em: 1 out. 2020. Adaptado.

Deseja-se obter 675 g de BaSO_4 para um determinado exame radiológico do esôfago, segundo a reação:



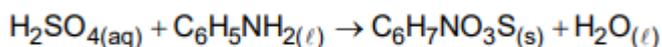
A quantidade de matéria de ácido sulfúrico para gerar 675 g de sulfato de bário, em mol, deverá ser, aproximadamente, de

Dado: $\text{BaSO}_4 = 233 \text{ g/mol}$

- a) 0,3
- b) 1,3
- c) 2,9
- d) 0,6
- e) 2,6

Exercício 19

(UCS 2015) O ácido sulfanílico, utilizado na fabricação de corantes, pode ser obtido industrialmente por meio da reação entre o ácido sulfúrico e a anilina, de acordo com a equação química representada abaixo:



A massa de anilina necessária para se prepararem 150g de ácido sulfanílico utilizando-se quantidade suficiente de ácido sulfúrico e esperando-se um rendimento de 100% é, em valores arredondados, de Dados: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16; S = 32.

- a) 80,6g.
- b) 77,7g.
- c) 60,3g.
- d) 54,9g.
- e) 49,1g.

Exercício 20

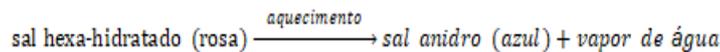
(Ufu 2018) O gás cloro tem sido utilizado para potabilização de águas e se tornou um produto essencial para a vida diária. Sua produção começou em 1774, quando o polonês *Karl Wilhelm Scheele* obteve pela primeira vez o cloro (Cl_2) por meio da reação de ácido clorídrico com dióxido de manganês, em presença de calor, alcançando os produtos óxido de manganês e água, além do cloro.

A reação de *Scheele* de obtenção do gás cloro

- a) modifica o número de oxidação do cloro do ácido clorídrico de 0 para 2 do gás produzido de cor esverdeada. ódio.
- b) utiliza, na proporção mínima de números inteiros, 2 mols de ácido clorídrico aquoso para 1 mol de dióxido de manganês.
- c) produz, na proporção mínima de números inteiros, 36 gramas de água, ao reagir 2 mols de ácido clorídrico com 2 mols de dióxido de manganês.
- d) resulta na liberação de energia, na forma de calor, por ser uma reação espontânea e exotérmica que leva à liberação de 1 mol de monóxido de s

Exercício 21

(Unesp 2018) O cloreto de cobalto(II) anidro, CoCl_2 , é um sal de cor azul, que pode ser utilizado como indicador de umidade, pois torna-se rosa em presença de água. Obtém-se esse sal pelo aquecimento do cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, de cor rosa, com liberação de vapor de água.



A massa de sal anidro obtida pela desidratação completa de 0,1 mol de sal hidratado é, aproximadamente,

Dados: Co=58,9; Cl=35,5.

- a) 11 g.
- b) 13 g.
- c) 24 g
- d) 130 g.
- e) 240 g.

Exercício 22

(Uerj 2019) Considere as informações a seguir sobre a perfluorodecalina, substância utilizada no preparo de sangue artificial.

Fórmula mínima: C_5F_9 .

Massa molar: 462 g/mol.

C = 12; F = 19.

Sua fórmula molecular é representada por:

- a) $\text{C}_{25}\text{F}_{45}$
- b) $\text{C}_{20}\text{F}_{36}$
- c) $\text{C}_{15}\text{F}_{27}$
- d) $\text{C}_{10}\text{F}_{18}$

Exercício 23

(G1 - ifce 2016) Dada a reação não balanceada $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, é correto afirmar-se que a massa de água produzida na queima

de 40 kg de hidrogênio e a massa de oxigênio consumidos na reação são, respectivamente,

(Dados: ${}^1\text{H}$; ${}^{16}\text{O}$)

- a) 320 kg e 360 kg.
- b) 360 kg e 320 kg.
- c) 360 kg e 80 kg.
- d) 320 kg e 80 kg.
- e) 160 kg e 80 kg.

Exercício 24

(Ufrgs 2016) O Brasil, em todas as participações nos Jogos Olímpicos, ganhou 23 medalhas de ouro; enquanto, até hoje, jamais obteve um prêmio Nobel. Uma medalha de ouro entregue na premiação do Nobel pesa 175g e tem 80% de pureza em ouro, já a medalha de ouro olímpica pesa 150g com 4% de pureza. Independentemente da valoração social do esporte e da ciência, analise as afirmativas sobre a quantidade da massa de ouro puro contida, aproximadamente, nessas medalhas.

- I. Todas as medalhas de ouro olímpicas já obtidas apresentam massa de ouro puro aproximadamente equivalente a uma única medalha de ouro Nobel.
- II. Se o Brasil, nas olimpíadas 2016, ganhar mais 12 medalhas de ouro, o resultado corresponderia a uma massa de ouro puro, aproximadamente equivalente a 2 medalhas de ouro Nobel.
- III. Se o Brasil, em 2016, ganhar um prêmio Nobel, a medalha equivaleria, em massa de ouro puro, aproximadamente a 46 medalhas de ouro olímpico.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas I e II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

Exercício 25

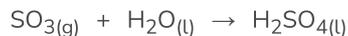
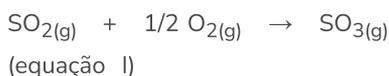
(Espcex (Aman) 2018) A emissão de gases derivados do enxofre, como o dióxido de enxofre (SO_2), pode ocasionar uma série de problemas ambientais e a destruição de materiais como rochas e monumentos à base de calcita (carbonato de cálcio). Essa destruição ocasiona reações com a emissão de outros gases, como o gás carbônico (CO_2), potencializando o efeito poluente. Considerando as equações das reações sucessivas a 27 °C e 1 atm, admitindo-se os gases como ideais e as reações completas, o volume de CO_2 produzido a partir da utilização de 2 toneladas de SO_2 como reagente é, aproximadamente,

Dados

Massas Atômicas: S = 32 u; O = 16 u; H = 1 u; C = 12 u; Ca = 40 u

Constante dos gases ideais: R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹

Volume molar nas condições em que ocorreu a reação (27° e 1 atm) = 24,6 L/mol



(equação II)

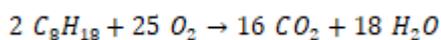


(equação III)

- a) 4,35.10⁶ L de CO_2
- b) 2,25.10⁶ L de CO_2
- c) 4,75.10⁴ L de CO_2
- d) 5,09.10³ L de CO_2
- e) 7,69.10⁵ L de CO_2

Exercício 26

(G1 - ifce 2019) A gasolina é um combustível constituído de uma mistura de diversos hidrocarbonetos, que, em média, pode ser representada pelo octano (C_8H_{18}). Abaixo é apresentada a equação química do processo de queima da gasolina no motor de um veículo.



A massa aproximada de dióxido de carbono (CO_2) produzida na queima de 114,0 kg de gasolina, admitindo reação completa e a gasolina como octano, está expressa no item

Dados: Massas molares: $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $\text{CO}_2 = 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

- a) 3,52 g.
- b) 352 g.
- c) 3,52 kg.
- d) 352 kg.
- e) 352.000 kg.

Exercício 27

(G1 - cftmg 2017) O óxido de cálcio (CaO), cal virgem, reage com o dióxido de carbono (CO_2) produzindo o carbonato de cálcio (CaCO_3). Em um laboratório de química, foram realizados vários experimentos cujos resultados estão expressos na tabela a seguir:

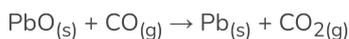
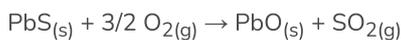
Experimento	Massa de óxido de cálcio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa de carbonato de cálcio (g)
I	5,6	X	10,0
II	Y	22,0	50,0
III	56,0	44,0	Z

Com base na lei de Lavoisier e nos experimentos realizados, conclui-se que

- a) $\frac{Y}{X} = 5$
- b) $X \cdot Y < Z$
- c) $\frac{Z}{5,6} = X \cdot 3,5$
- d) $\frac{56}{Y} \cdot \frac{22}{44} = 1$

Exercício 28

(Mackenzie 2018) A partir de um minério denominado galena, rico em sulfeto de chumbo II (PbS), pode-se obter o metal chumbo em escala industrial, por meio das reações representadas pelas equações de oxirredução a seguir, cujos coeficientes estequiométricos encontram-se já ajustados:



Considerando-se uma amostra de 717 kg desse minério que possua 90% de sulfeto de chumbo II, sendo submetida a um processo que apresente 80% de rendimento global, a massa a ser obtida de chumbo será de, aproximadamente,

Dados: massas molares ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): S = 32 e Pb = 207

- a) 621 kg.
- b) 559 kg.
- c) 447 kg.
- d) 425 kg.
- e) 382 kg.

Exercício 29

(Fac. Albert Einstein - Medicina 2019) Uma forma de reduzir a poluição atmosférica provocada pelo gás dióxido de enxofre, (SO_2), produzido em certas atividades industriais, é realizar a lavagem dos gases de exaustão com uma suspensão aquosa de cal hidratada [$\text{Ca}(\text{OH})_2$]. Com isso, ocorre uma reação química em que se formam sulfito de cálcio (CaSO_3) sólido e água (H_2O) líquida, evitando a emissão do poluente para o ar.

Considerando que o volume molar de gás nas Condições Ambiente de Temperatura e Pressão (CATP) é igual a 25 L/mol, para cada 1,2 kg de sulfito de cálcio formado, o volume de dióxido de enxofre, medido nessas condições, que deixa de ser emitido para a atmosfera é de

Dados: Ca = 40; S = 32; O = 16.

- a) 250 L.
- b) 125 L.
- c) 12,5 L.
- d) 25 L.
- e) 1.250 L.

Exercício 30

(G1 - cftmg 2012) Tomando-se como referência o estudo das reações químicas, é correto afirmar que a

- a) razão constante entre as massas dos reagentes e as dos produtos reflete a lei das proporções de Proust.
- b) massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos, em um sistema aberto, conforme Lavoisier.
- c) transformação espontânea de gelo seco em gás é uma evidência experimental de um fenômeno químico.
- d) decomposição do H_2CO_3 em água e gás carbônico apresenta os coeficientes estequiométricos 2:1:3, respectivamente.

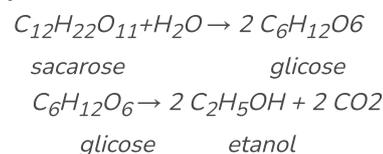
Exercício 31

(MACKENZIE 2016) O ácido acetilsalicílico é um medicamento muito comum e muito utilizado em todo o mundo possuindo massa molar de $180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Sabendo que a sua composição centesimal é igual a 60% de carbono, 35,55% de oxigênio e 4,45% de hidrogênio, é correto afirmar que a sua fórmula molecular é: Dados: massas molares ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$): H= 1, C=12 e O= 16.

- a) $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
- b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_4$
- c) $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_3$
- d) $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_2$
- e) $\text{C}_4\text{H}_2\text{O}$

Exercício 32

(G1 - ifsp) No Brasil, o etanol (álcool etílico) é obtido principalmente por processos fermentativos. O material a ser fermentado pode ser obtido de cana-de-açúcar, batata, mandioca e cereais em geral. A partir da glicose obtém-se, o etanol conforme as reações:



Dados: massas molares: H=1 g/mol; C=12 g/mol e O=16 g/mol.

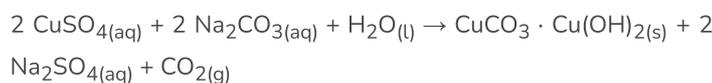
A partir de 68,4 kg de sacarose, a massa de etanol que é possível obter é de:

- a) 18,4 kg.
- b) 9,2 kg.
- c) 73,6 kg.
- d) 36,8 kg.
- e) 55,2 kg

Exercício 33

(Espcex (Aman) 2017) Um mineral muito famoso, pertencente ao grupo dos carbonatos, e que dá origem a uma pedra semipreciosa é a malaquita, cuja a fórmula é: $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (ou $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$).

Experimentalmente pode-se obter malaquita pela reação de precipitação que ocorre entre soluções aquosas de sulfato de cobre II e carbonato de sódio, formando um carbonato básico de cobre II hidratado, conforme a equação da reação:



Na reação de síntese da malaquita, partindo-se de 1.060 g de carbonato de sódio e considerando-se um rendimento de reação de 90%, o volume de CO_2 (a 25 °C e 1 atm) e a massa de malaquita obtida serão, respectivamente, de:

Dados:

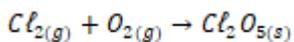
- massas atômicas Cu=64 u; S=32 u; O=16 u; Na=23 u; C=12 u; H=1 u.
- volume molar 24,5 L/mol, no estado padrão.

- a) 20,15 L e 114 g

- b) 42,65 L e 272 g
- c) 87,35 L e 584 g
- d) 110,25 L e 999 g
- e) 217,65 L e 1.480 g

Exercício 34

(Upf 2018) Tendo por referência a reação química não balanceada



qual é o volume de oxigênio necessário para reagir com todo o cloro, considerando-se que se parte de 20 L de cloro gasoso medidos em condições ambientes de temperatura e pressão?

(Considere volume molar de 25 L mol⁻¹ nas CATP)

- a) 20 L.
- b) 25 L.
- c) 50 L.
- d) 75 L.
- e) 100 L.

Exercício 35

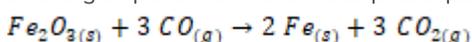
TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

A lama que vimos pintar de marrom a paisagem de Brumadinho consiste nos restos que permanecem após um processo chamado "extração e beneficiamento do minério de ferro". A parte economicamente importante do minério de ferro é a hematita, a qual está misturada com outros minerais. O principal deles é areia (SiO₂). Para descartar a areia, o minério de ferro é triturado. Depois, ele é jogado em grandes tanques, nos quais o mineral mais leve (areia) flutua em uma espuma e o mais pesado (hematita) afunda.

Como o minério é moído, o rejeito é composto por partículas finas. O tamanho delas varia desde a areia fina, que é mais grossa, até a argila, que, por ser muito fina, se junta com a água e forma a lama. Esses rejeitos, portanto, saem nessa forma lamacenta. E, uma vez separados da hematita, eles precisam ir para algum lugar. Uma das opções é a barragem.

Adaptado: <https://super.abril.com.br/sociedade/o-que-e-e-para-que-serve-uma-barragem-de-rejeitos-de-mineracao/>. Acesso em: 22/07/2019.

(G1 - cotuca 2020) A hematita, minério do qual se extrai o ferro metálico, tem, essencialmente, na sua constituição, o óxido de ferro III (Fe₂O₃). As reações que ocorrem nesse processo siderúrgico podem ser resumidas pela equação:



Ao se adicionar 5,0 toneladas de Fe₂O₃, serão necessárias 2,7 toneladas de monóxido de carbono, sendo produzidas 3,5 toneladas de ferro metálico e _____ toneladas de CO₂. E, ao se utilizar 452,5 kg de Fe₂O₃, serão produzidos, aproximadamente, _____ quilogramas de ferro metálico.

Assinale a alternativa cujos valores preenchem, respectivamente, as lacunas.

- a) 4,2 e 33,2.
- b) 11,2 e 316,7.
- c) 2,7 e 332.
- d) 4,2 e 316,7.
- e) 11,2 e 33,2.

Exercício 36

(UEG 2011) A tabela abaixo representa os percentuais dos elementos químicos presentes em um composto de fórmula molecular C₁₆H₂₁N_XO_Y.

Elemento químico	Porcentagem (%)
Carbono	65,98
Hidrogênio	7,22
Nitrogênio	4,82
Oxigênio	21,98

De acordo com as informações acima, os valores de X e Y são, respectivamente,

- a) 1 e 3
- b) 1 e 4
- c) 2 e 3
- d) 2 e 4

Exercício 37

(Famerp 2017) O bicarbonato de sódio, NaHCO₃(s), ao ser aquecido, sofre transformação química produzindo carbonato de sódio, Na₂CO₃(s), dióxido de carbono, CO₂(g), e vapor de água, H₂O(g). Considerando um rendimento de 100% para a reação, a massa de carbonato de sódio obtida a partir de 168 g de bicarbonato de sódio é

Dados: Na=23; H=1; C=12; O=16.

- a) 84 g.
- b) 212 g.
- c) 106 g.
- d) 62 g.
- e) 168 g.

Exercício 38

(ESPCEX (AMAN) 2017) Um mineral muito famoso, pertencente ao grupo dos carbonatos, e que dá origem a uma pedra semipreciosa é a malaquita, cuja a fórmula é: Cu₂(OH)₂CO₃ ou CuCO₃ · Cu(OH)₂.

Experimentalmente pode-se obter malaquita pela reação de precipitação que ocorre entre soluções aquosas de sulfato de cobre II e carbonato de sódio, formando um carbonato básico de cobre II hidratado, conforme a equação da reação:



Na reação de síntese da malaquita, partindo-se de 1.060g de carbonato de sódio e considerando-se um rendimento de reação

de 90% o volume de CO₂ (a 25°C e 1 atm) e a massa de malaquita obtida serão, respectivamente, de:

Dados:

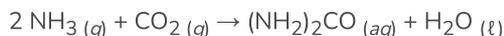
- massas atômicas Cu = 64 u; S = 32 u; O = 16 u;
Na = 23 u; C = 12 u; H = 1 u.

- volume molar 24,5 L/mol, no estado padrão.

- a) 20,15 L e 114 g
b) 87,35 L e 272 g
c) 87,35 L e 584 g
d) 110,25 L e 999 g
e) 217,65 L e 1.480 g

Exercício 39

(UEA 2020) Uma das principais utilizações da ureia na indústria é na produção de fertilizantes agrícolas, que possibilitam um aumento na produção de alimentos. A ureia pode ser obtida por meio da reação representada pela equação:



Em uma reação de formação da ureia, com 100% de rendimento, foram empregados 68 kg de amoníaco e 110 kg de gás carbônico. A quantidade máxima de ureia formada nessas condições e o reagente em excesso são

- (A) 240 kg e CO₂
(B) 150 kg e CO₂
(C) 150 kg e NH₃
(D) 120 kg e CO₂
(E) 120 kg e NH₃

Exercício 40

(G1 - ifsul 2019) Com base no texto e na imagem do rótulo de alimento mostrado a seguir responda à(s) questão(ões).

Texto: O alto consumo de sódio é um perigo para a saúde. Ele pode causar ou agravar várias doenças, como hipertensão e doenças cardiovasculares. Por isso devemos evitar o seu consumo em excesso.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 10g (1 colher de sopa)		
	Quantidade por porção	%VDI (%)
Valor energético	77 kcal-302 kJ	4
Carboidratos	0 g	0
Proteínas	0 g	0
Gorduras totais	8,0 g	15
Gorduras saturadas	2,0 g	9
Gorduras trans	0 g	(**)
Gorduras monoinsaturadas	2,0 g	(**)
Gorduras poliinsaturadas	3,7 g	(**)
Colesterol	0 mg	0
Fibra alimentar	0 g	0
Sódio	60 mg	7
Vitamina A	45 mcg	9

Disponível em: <<https://www.google.com.br/search?q=imagem+de+rótulos+de+alimentos>>. Acessado em 28 ago 2018.

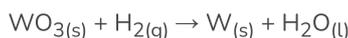
Qual número de átomos de sódio será ingerido se comermos aproximadamente uma colher de sopa do alimento?

Dado: Na = 23.

- a) 60
b) 0,015×10²³
c) 0,032×10²³
d) 23

Exercício 41

(Upe-ssa 1 2017) As lâmpadas incandescentes tiveram a sua produção descontinuada a partir de 2016. Elas iluminam o ambiente mediante aquecimento, por efeito Joule, de um filamento de tungstênio (W, Z=74). Esse metal pode ser obtido pela reação do hidrogênio com o trióxido de tungstênio (WO₃), conforme a reação a seguir, descrita na equação química não balanceada:



Se uma indústria de produção de filamentos obtém 31,7 kg do metal puro a partir de 50 kg do óxido, qual é o rendimento aproximado do processo utilizado?

(Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; W = 183,8 g/mol)

- a) 20%
b) 40%
c) 70%
d) 80%
e) 90%

Exercício 42

(Ufsj 2012) Considere as seguintes reações químicas, ocorrendo em recipientes abertos:

- I. Adição de sódio metálico à água.
- II. Enferrujamento de um prego.
- III. Adição de bicarbonato de sódio em vinagre.
- IV. Queima de álcool etílico.

Se essas reações ocorrerem sobre um prato de uma balança, a única reação em que a massa final medida na balança será maior que a inicial é a de número

- a) I
- b) III
- c) IV
- d) II

Exercício 43

(Uerj 2020)

ANO INTERNACIONAL DA TABELA PERIÓDICA

Há 150 anos, a primeira versão da tabela periódica foi elaborada pelo cientista Dimitri Mendeleiev. Trata-se de uma das conquistas de maior influência na ciência moderna, que reflete a essência não apenas da química, mas também da física, da biologia e de outras áreas das ciências puras. Como reconhecimento de sua importância, a UNESCO/ONU proclamou 2019 o Ano Internacional da Tabela Periódica.

Na tabela proposta por Mendeleiev em 1869, constavam os 64 elementos químicos conhecidos até então, além de espaços vazios para outros que ainda poderiam ser descobertos. Para esses possíveis novos elementos, ele empregou o prefixo “eca”, que significa “posição imediatamente posterior”. Por exemplo, o ecassilício seria o elemento químico a ocupar a primeira posição em sequência ao silício no seu grupo da tabela periódica.

Em homenagem ao trabalho desenvolvido pelo grande cientista, o elemento químico artificial de número atômico 101 foi denominado mendelévio.

Considere uma amostra laboratorial de 0,43 g de mendelévio.

O número de átomos presentes nessa amostra equivale a:

Dados:

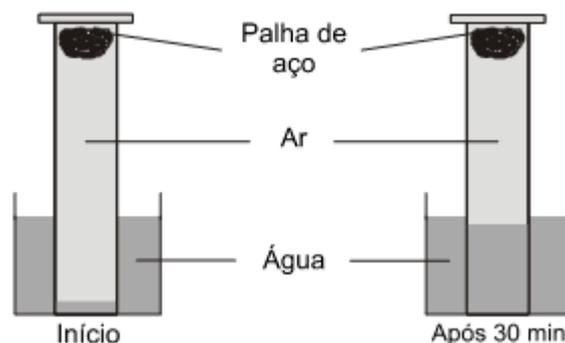
Md ($Z = 101$; massa atômica aproximada = 258)

Constante de Avogadro: 6×10^{23} partículas \times mol⁻¹

- a) 10^{19}
- b) 10^{21}
- c) 10^{23}
- d) 10^{25}

Exercício 44

(Pucrs 2014) Em temperatura ambiente, colocou-se uma porção de palha de aço, previamente lavada com ácido acético para remoção de óxidos, no fundo de uma proveta. Imediatamente, colocou-se a proveta emborcada em um copo com água. Observou-se, após cerca de 30 minutos, que a água aumentou de volume dentro da proveta, conforme ilustração.



A hipótese mais provável para explicar o ocorrido é que

- a) parte do ar dissolveu-se na água, fazendo com que a água ocupasse o lugar do ar dissolvido.
- b) o ar contraiu-se pela ação da pressão externa.
- c) 79% da quantidade de ar reagiu com a palha de aço.
- d) parte da água vaporizou-se, pois o sistema está à temperatura ambiente.
- e) o oxigênio presente no ar reagiu com o ferro da palha de aço, formando óxido de ferro.

Exercício 45

(UECE 2016) São conhecidos alguns milhares de hidrocarbonetos. As diferentes características físicas são uma consequência das diferentes composições moleculares. São de grande importância econômica, porque constituem a maioria dos combustíveis minerais e biocombustíveis. A análise de uma amostra cuidadosamente purificada de determinado hidrocarboneto mostra que ele contém 88,9% em peso de carbono e 11,1% em peso de hidrogênio. Sua fórmula mínima é:

- a) C_3H_4 .
- b) C_2H_5 .
- c) C_2H_3 .
- d) C_3H_7 .

Exercício 46

(UFPB 2012) Vidros de vasilhames contêm cerca de 80% de SiO_2 em sua composição. Assim, considerando esse percentual, é correto afirmar que, em 525 g de vidro de vasilhame, a quantidade de matéria de SiO_2 é:

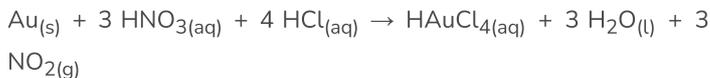
- a) 4 mol
- b) 14 mol
- c) 7 mol
- d) 3 mol
- e) 9 mol

Exercício 47

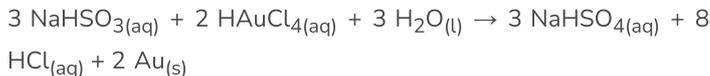
(Uerj 2017) Durante a Segunda Guerra Mundial, um cientista dissolveu duas medalhas de ouro para evitar que fossem confiscadas pelo exército nazista. Posteriormente, o ouro foi recuperado e as medalhas novamente confeccionadas.

As equações balanceadas a seguir representam os processos de dissolução e de recuperação das medalhas.

Dissolução:



Recuperação:



Admita que foram consumidos 252 g de HNO_3 para a completa dissolução das medalhas.

Nesse caso, a massa, de NaHSO_3 , em gramas, necessária para a recuperação de todo o ouro corresponde a:

Dados: H = 1; N = 14; O = 16; Na = 23; S = 32.

- a) 104
- b) 126
- c) 208
- d) 252

Exercício 48

(UEMG 2014) Uma alimentação balanceada requer o consumo de cerca de 1g de fósforo por dia. Nosso corpo apresenta aproximadamente 650 g desse elemento, que é concentrado principalmente nos ossos. Para suprir a necessidade diária de uma pessoa, a extração, por mineração, remove 22,6 kg de rocha fosfática por ano. As rochas fosfáticas podem ser fosforita ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), fluorapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$) e hidroxiapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$).

Massas molares:
 $P = 31 \text{ g/mol}$; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310 \text{ g/mol}$; $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F} = 504 \text{ g/mol}$; $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} = 502 \text{ g/mol}$.

Em relação a esse texto, são feitas as seguintes afirmações:

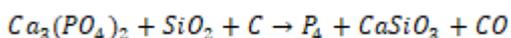
- I. O corpo humano contém cerca de 21 mol de fósforo.
- II. O maior percentual de fósforo está na fluorapatita.
- III. A fosforita apresenta 20% de fósforo.
- IV. Para suprir a necessidade diária de uma pessoa, é necessária a extração de, aproximadamente, 62 g de rocha fosfática por dia.

São CORRETAS

- a) I, II e III apenas.
- b) II, III e IV apenas.
- c) I, III e IV apenas.
- d) I, II e IV apenas.

Exercício 49

(Ufpa 2016) Fósforo branco (P_4) pode ser produzido segundo a equação química (não balanceada) dada abaixo:



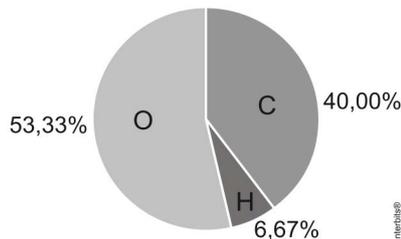
Considerando que a reação é 100% eficiente, o número de mols de CO liberados para cada mol de P_4 produzido será de

- a) 1.

- b) 5.
- c) 10.
- d) 15.
- e) 20.

Exercício 50

(UERJ 2014) Uma substância orgânica possui a seguinte composição percentual em massa:



Observe outras características dessa substância: • a razão entre o número de átomos de sua fórmula molecular e de sua fórmula mínima é igual a 2;

• o cátion liberado na sua ionização em água é o H^+ . A substância descrita é denominada:

- a) ácido etanoico
- b) ácido butanoico
- c) etanoato de etila
- d) metanoato de metila

Exercício 51

(FAMERP 2017) O elemento estrôncio ocorre na natureza como componente de dois minerais: a estroncianita, SrCO_3 (massa molar 147 g/mol), e a celestita, SrSO_4 (massa molar 183,6 g/mol). A partir desses minerais são obtidos os sais de estrôncio, utilizados na pirotecnia para conferir a cor vermelho-carmim intensa a fogos de artifício.

Considere a relação:

$$\frac{\% \text{ em massa de Sr na estroncianita}}{\% \text{ em massa de Sr na celestita}}$$

O valor desse quociente é, aproximadamente,

- a) 0,48.
- b) 1,2.
- c) 0,81.
- d) 1,9.
- e) 0,59.

Exercício 52

(Ufrgs 2017) A massa atômica de alguns elementos da tabela periódica pode ser expressa por números fracionários, como, por exemplo, o elemento estrôncio cuja massa atômica é de 87,621, o que se deve

- a) à massa dos elétrons.
- b) ao tamanho irregular dos nêutrons.
- c) à presença de isótopos com diferentes números de nêutrons.
- d) à presença de isóbaros com diferentes números de prótons.
- e) à grande quantidade de isótonos do estrôncio.

Exercício 53

(UFRGS 2018) O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?

- a) 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br
- b) 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br
- c) 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br
- d) 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br
- e) 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br

Exercício 54

(Ufg 2014) As pérolas contêm, majoritariamente, entre diversas outras substâncias, carbonato de cálcio (CaCO_3). Para obtenção de uma pérola artificial composta exclusivamente de CaCO_3 , um analista, inicialmente, misturou 22g de CO_2 e 40g de CaO .

Dadas as massas atômicas: **C = 12; O = 16 e Ca = 40.**

Nesse sentido, conclui-se que o reagente limitante e a massa em excesso presente nessa reação são, respectivamente,

- a) CO_2 e 22g
- b) CaO e 10g
- c) CO_2 e 12g
- d) CaO e 20g
- e) CO_2 e 8g

Exercício 55

(UFG 2010) Em uma molécula de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), a razão entre a quantidade em massa de carbono e a massa molecular é:

- a) $\frac{1}{4}$
- b) $\frac{1}{3}$
- c) $\frac{2}{5}$
- d) $\frac{3}{5}$
- e) $\frac{2}{3}$

Exercício 56

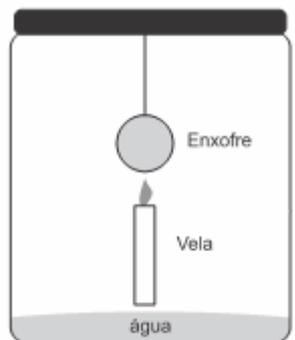
(UNIMONTES 2014) O cloro presente no PVC tem dois isótopos estáveis. O cloro-35, com massa 34,97 U, constitui 75,77% do cloro encontrado na natureza. O outro isótopo é o cloro-37, de massa 36,97 U. Em relação aos isótopos, é CORRETO afirmar que o cloro-37

- a) contribui menos para a massa atômica do cloro.
- b) apresenta maior quantidade de elétrons.

- c) apresenta maior número atômico.
- d) é mais abundante na natureza.

Exercício 57

(G1 - cftmg 2015) O esquema seguinte mostra um experimento que ocorre em duas etapas: a combustão (reação com O_2) do enxofre e a reação do produto obtido com a água presente no recipiente. Assim, produz-se ácido sulfúrico (H_2SO_4), o que pode ser confirmado pelo aumento da acidez do meio.



Considere que, ao final de dois experimentos análogos, foram obtidos os dados registrados na tabela seguinte.

Experimentos	Massa dos Reagentes (g)			Massa do Produto (g)
	S_8	O_2	H_2O	H_2SO_4
I	0,32	0,48	X	0,98
II	1,28	Y	0,72	Z

A análise desses dados permite afirmar, corretamente, que

- a) $Y/X < 4$
- b) $Z < (X+Y)$
- c) $Y/0,48 = X/0,72$
- d) $0,72/X = Z/0,98$

Exercício 58

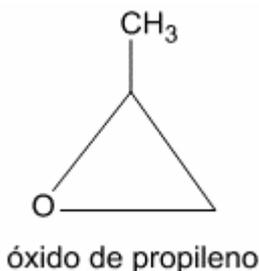
(Uepa 2015) O estrôncio pode ser obtido a partir do mineral celestita (SrSO_4). Supondo que se tenha 1837g deste mineral, a quantidade, em kg, que se obtém de estrôncio, considerando um rendimento de 80%, é de:

Dados: Sr = 87,6 g/mol; S = 32,1 g/mol e O = 16,0 g/mol.

- a) 0,7 kg
- b) 7,0 kg
- c) 70,0 kg
- d) 0,8 kg
- e) 8,76 kg

Exercício 59

(Famerp 2020) O óxido de propileno é uma substância utilizada na produção de polímeros, como o poliuretano. Sua fórmula estrutural está representada a seguir.



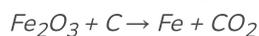
Dados: H=1;C=12;O=16.

A massa molar dessa substância é

- 45 g/mol.
- 42 g/mol.
- 46 g/mol.
- 55 g/mol.
- 58 g/mol.

Exercício 60

(G1 - cftmg 2015) O ferro metálico é obtido do minério de ferro, sendo que o mais abundante é a hematita, Fe_2O_3 . Uma empresa possui uma tonelada desse minério com 10% de impurezas, e todo o material deve ser usado para obtenção de Fe conforme descreve a equação não balanceada seguinte.



A massa aproximada, em kg, de ferro metálico produzido será

- 315
- 350
- 630
- 700

Exercício 61

(Unicamp 2021) O Brasil é líder mundial na produção do etanol, que substituiu grande parte da gasolina. Um dos fatores a considerar nessa substituição é a geração de CO_2 no processo global de produção e uso. O impacto na etapa final de uso pode ser avaliado por um cálculo simplificado. Por exemplo, um carro médio consome 1.000 g de etanol combustível ou 700 g de gasolina comercial para percorrer 10 km. Nessas condições, a queima de 700 g de gasolina comercial leva à formação de 1.962 g de CO_2 . Assim, nas condições apresentadas, a diferença em massa de dióxido de carbono emitido na combustão, quando se substitui a gasolina comercial por etanol combustível, é de aproximadamente

Dados: 1.000 gramas de etanol combustível apresentam 940 g de etanol e 60 g de água; massas molares ($g\ mol^{-1}$): $C_2H_6O=46$; $CO_2=44$.

- 164 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O:O_2$ é de 1:3,5.
- 49 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O:O_2$ é de 1:3.
- 164 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O:O_2$ é de 1:3.
- 49 g; a relação estequiométrica $C_2H_6O:O_2$ é de 1:3,5.

Exercício 62

(UPE-SSA 2019) Embora seja um processo antigo, durante muito tempo, a câmara de chumbo foi a forma industrial predominante

para a produção de ácido sulfúrico. Nesse processo, o dióxido de enxofre (SO_2) entra pela parte inferior de um reator, chamado torre de Glover, onde é lavado e misturado com óxido de nitrogênio (NO) e dióxido de nitrogênio (NO_2), formando o trióxido de enxofre (SO_3), que, posteriormente, é hidratado para formar o "ácido" de Glover, uma mistura de vários ácidos com predominância do ácido sulfúrico (cerca de 78%). Depois de finalizado o processo, partindo-se de uma quantidade inicial de 50000 L de dióxido de enxofre nas CNTP, qual massa de ácido sulfúrico é produzida?

Dados: Massas molares: H = 1 g/mol, N = 14 g/mol, O = 16 g/mol, S = 32 g/mol;

Volume Molar (CNTP) = 22,4 L

- 170 Kg
- 340 Kg
- 85 Kg
- 680 Kg
- 98 Kg

Exercício 63

(Ufrgs 2018) O elemento bromo apresenta massa atômica 79,9. Supondo que os isótopos ^{79}Br e ^{81}Br tenham massas atômicas, em unidades de massa atômica, exatamente iguais aos seus respectivos números de massa, qual será a abundância relativa de cada um dos isótopos?

- 75% ^{79}Br e 25% ^{81}Br .
- 55% ^{79}Br e 45% ^{81}Br .
- 50% ^{79}Br e 50% ^{81}Br .
- 45% ^{79}Br e 55% ^{81}Br .
- 25% ^{79}Br e 75% ^{81}Br .

Exercício 64

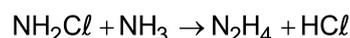
(Acafe 2017) Assinale a alternativa que contém o valor da massa de cloreto de alumínio produzido após reação de 8 mol de ácido clorídrico com 4 mol de hidróxido de alumínio.

Dados: $H: 1,0 \frac{g}{mol}$; $O: 16 \frac{g}{mol}$; $Al: 27 \frac{g}{mol}$; $Cl: 35,5 \frac{g}{mol}$.

- 712 g
- 534 g
- 133,5 g
- 356 g

Exercício 65

(UFRGS 2017) A hidrazina (N_2H_4) é usada como combustível para foguetes e pode ser obtida a partir da reação entre cloramina e amônia, apresentada abaixo.



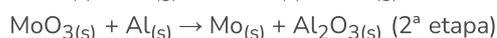
Assinale a alternativa que apresenta a massa de hidrazina que pode ser obtida pela reação de 10,0 g de cloramina com 10,0 g de amônia.

Dados: N = 14; H = 1; Cl = 35,5.

- a) 5,0 g.
- b) 6,21 g.
- c) 10,0 g.
- d) 20,0 g.
- e) 32,08 g.

Exercício 66

(Cefet MG 2014) O molibdênio (Mo) é encontrado na natureza, na forma de dissulfeto, no mineral molibdenita. O Mo pode ser obtido, na sua forma metálica, a partir desse mineral, segundo as equações não balanceadas:



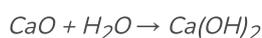
Partindo-se de 2000g de molibdenita 20% impura e considerando-se um rendimento global de 75%, a massa do metal obtida, em kg, será aproximadamente igual a

- a) 0,24.
- b) 0,68.
- c) 0,72.
- d) 0,96.
- e) 1,20.

Exercício 67

(Fac. Pequeno Príncipe) Uma reação bastante comum que sugere como ocorre a transformação da matéria é a que transforma o calcário obtido a partir das explorações dos depósitos em hidróxido de cálcio.

A reação ocorre em duas etapas conforme equações químicas apresentadas a seguir:



FELTRE, Ricardo – Química / Ricardo Feltre – 6. ed. – v.2. – *Físico Química* - São Paulo: Moderna, 2004.

PERUZZO, Francisco Miragaia – *Química: na abordagem do cotidiano* / Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. – 3. ed. – São Paulo: Moderna, 2003.

Considerando que na primeira etapa o calcário utilizado tenha 65% de pureza em carbonato de cálcio e que a segunda reação ocorre com 80% de rendimento, qual é a massa aproximada de hidróxido de cálcio produzida a partir de uma tonelada de calcário?

Dados: $\text{Ca}=40$; $\text{C}=12$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$.

- a) 364 kg.
- b) 385 kg.
- c) 481 kg.
- d) 650 kg.
- e) 800 kg.

Exercício 68

(Unicamp 2021) O Brasil é líder mundial na produção do etanol, que substitui grande parte da gasolina. Um dos fatores a considerar nessa substituição é a geração de CO_2 no processo global de produção e uso. O impacto na etapa final de uso pode

ser avaliado por um cálculo simplificado. Por exemplo, um carro médio consome 1.000 g de etanol combustível ou 700 g de gasolina comercial para percorrer 10 km. Nessas condições, a queima de 700 g de gasolina comercial leva à formação de 1.962 g de CO_2 . Assim, nas condições apresentadas, a diferença em massa de dióxido de carbono emitido na combustão, quando se substitui a gasolina comercial por etanol combustível, é de aproximadamente

Dados: 1.000 gramas de etanol combustível apresentam 940 g de etanol e 60 g de água; massas molares (g mol^{-1}): $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 46$; $\text{CO}_2 = 44$.

- a) 164 g; a relação estequiométrica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}:\text{O}_2$ é de 1:3,5.
- b) 49 g; a relação estequiométrica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}:\text{O}_2$ é de 1:3.
- c) 164 g; a relação estequiométrica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}:\text{O}_2$ é de 1:3.
- d) 49 g; a relação estequiométrica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}:\text{O}_2$ é de 1:3,5.

Exercício 69

(Famerp 2019) Em janeiro de 2018 foi encontrado em uma mina na África o quinto maior diamante (uma variedade alotrópica do carbono) do mundo, pesando 900 quilates. Considerando que um quilate equivale a uma massa de 200 mg, a quantidade, em mol, de átomos de carbono existente nesse diamante é igual a

Dados: $\text{C} = 12$.

- a) $1,5 \times 10^1$.
- b) $3,0 \times 10^1$.
- c) $4,5 \times 10^1$.
- d) $1,5 \times 10^4$.
- e) $3,0 \times 10^4$.

Exercício 70

(UCS 2015) Cientistas que trabalham na NASA descobriram que, em algum momento, existiu em Marte um oceano tão extenso quanto o Ártico na Terra. No artigo publicado recentemente pela revista Science, a equipe que conduziu esse estudo explica que, há 4,3 bilhões de anos, quando Marte ainda era úmido, esse oceano pode ter ocupado 19% da superfície do planeta vermelho. A estimativa se baseia em levantamentos detalhados sobre dois tipos distintos da água: a comum, formada por um átomo de oxigênio e dois de hidrogênio, e a semipesada, na qual um dos dois átomos de hidrogênio é substituído por um átomo de deutério (representado por 1H^2).

Utilizando dois telescópios, um localizado no Havaí e outro no Chile, cientistas puderam fazer a distinção entre a constituição química da água nos dois casos. Comparando as proporções, os pesquisadores conseguiram deduzir quanto de água foi perdido no espaço. Os novos dados trazem a ideia de que Marte pode ter sido capaz de suportar vida, já que a falta de água é indicada como a principal razão pela qual o Planeta é desabitado.

Disponível em: <<http://oglobo.globo.com/sociedade/ciencia/marteja-teve-oceano-com-volume-de-agua-superior-ao-artico-segundoestudo-da-nasa-15519197>>. Acesso em: 2 mar. 15. (Adaptado.)

Dado: $\text{N} = 6,0 \times 10^{23}$.

Em relação aos dois tipos distintos da água descritos no texto acima, assinale a alternativa correta.

- a) O número de átomos de hidrogênio contido em 0,2 mols de água comum é igual a $3,24 \times 10^{24}$.
- b) O átomo de deutério tem número de massa igual a 1 e por esse motivo é isóbaro do átomo de hidrogênio.
- c) O ângulo de ligação entre os dois átomos de hidrogênio na molécula de água comum é igual a 120° .
- d) A substituição de um átomo de hidrogênio por um átomo de deutério na molécula de água comum não altera sua massa molecular.
- e) O percentual em massa de oxigênio na água comum é, em valores arredondados, de 88,9%.

Exercício 71

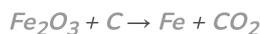
(Fac. Pequeno Príncipe - Medici 2016) A produção do ferro metálico ocorre através da siderurgia, a qual também produz o aço. O ferro formado nesse processo é o ferro-gusa, que contém pequenas porcentagens de carbono (cerca de 5%) e, por isso, é quebradiço. A partir dele, pode-se produzir o aço comum, que contém cerca de 98,5% de ferro, entre 0,5 e 1,7% de carbono e traços de silício, enxofre e fósforo. Quando atinge a pureza praticamente de 100%, ou seja, quando a porcentagem de carbono é menor que 0,5% ele é chamado de ferro doce. Geralmente, o mineral utilizado nas siderúrgicas é a hematita e o processo de produção do ferro é feito em altos-fornos. A reação a seguir, não balanceada, demonstra a produção do ferro a partir da hematita, na qual foram utilizados 900g de hematita, com 35% de impurezas.

Considerando as informações apresentadas, assinale a alternativa **CORRETA**.

Dados:

Volume molar nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) = 22,4L

Fe = 56; O = 16; C = 12;

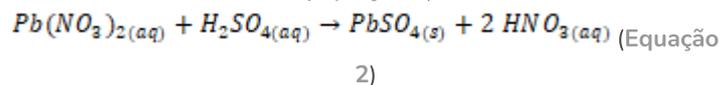
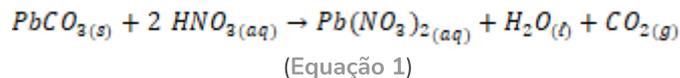


- a) Utilizando 640 g de hematita, serão formados $0,4 m^3$ de gás carbônico, medidos nas CNTP.
- b) Neste processo, o átomo de carbono é a espécie oxidante.
- c) No aço, temos predominantemente uma ligação covalente, ligação esta que justifica seu alto ponto de ebulição.
- d) Os compostos silício, fósforo e enxofre são os responsáveis pela excelente condutibilidade elétrica do aço comum, o qual é classificado como substância pura composta.
- e) Considerando os dados mencionados, conclui-se que serão formados 409,5 g de ferro metálico.

Exercício 72

(Ucs) Um laboratório de análises químicas foi contratado por uma empresa de mineração para determinar o teor de carbonato de chumbo (II) presente em uma amostra de um mineral. O químico responsável pela análise tratou, inicialmente, a amostra com uma

solução aquosa de ácido nítrico, em um béquer, com o objetivo de transformar o $PbCO_3$ presente no mineral em nitrato de chumbo (II) - **Equação 1**. Em seguida, ele adicionou ao béquer uma solução de ácido sulfúrico em quantidade suficiente para garantir que todo o $Pb(NO_3)_2$ fosse convertido em sulfato de chumbo (II) - **Equação 2**. Por fim, o $PbSO_4$ obtido foi isolado do meio reacional por filtração, seco até massa constante, e pesado.



Supondo que uma amostra de 0,79 g do mineral tenha produzido 0,84 g de $PbSO_4$, pode-se concluir que a porcentagem em massa de $PbCO_3$ na amostra é, em valores arredondados, de

- a) 55,8%.
- b) 60,6%.
- c) 71,4%.
- d) 87,5%.
- e) 93,7%.

Exercício 73

(FAC. PEQUENO PRÍNCIPE 2016) A talidomida é um derivado do ácido glutâmico que foi sintetizado na Alemanha, em 1953. Em pouco tempo, conquistou o mercado como um remédio eficaz que controlava a ansiedade e os enjoos de mulheres grávidas. Mas, a partir de 1960, foi descoberto que o remédio provocava má formação de fetos dessas gestantes. Nasceu, nos anos seguintes, uma geração com graves anomalias, conhecidas como síndrome da talidomida. Em uma amostra de 2,58 g desse composto, existem 1,56 g de carbono, 0,10 g de hidrogênio, 0,28 g de nitrogênio e 0,64 g de oxigênio, portanto, a fórmula mínima da talidomida é:

Dados: C= 12; H= 1; N= 14; O= 16.

- a) $C_{26}H_{20}N_4O_8$.
- b) $C_8H_{10}NO_2$.
- c) $C_6H_8N_3O$.
- d) $C_{13}H_{10}N_2O_4$.
- e) $C_{10}H_{10}NO_4$.

Exercício 74

(UNICAMP 2019) *Fake News* ou não? Hoje em dia, a disponibilidade de informações é muito grande, mas precisamos saber interpretá-las corretamente. Um artigo na internet tem o seguinte título: "Glutamato monossódico, o sabor que mata!". Em determinado ponto do texto, afirma-se:

"Só para você ter ideia dos riscos, organizações internacionais de saúde indicam que a ingestão diária de sódio para cada pessoa seja de 2,3 gramas. *O glutamato é composto por 21% de sódio* e, com certeza, não será o único tempero a ser acrescentado ao seu almoço ou jantar. *Além disso, o realçador (glutamato) só conta um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha.*"

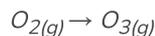
Dados de massas molares em g/mol: sódio = 23; cloreto = 35,5; glutamato monossódico = 169.

Para tornar a argumentação do artigo mais consistente do ponto de vista químico, você sugeriria a seguinte reescrita dos trechos destacados:

- "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 13,6%. "Por outro lado, o realçador só conta com cerca de um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha."
- "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 39,3%. "Além disso, o realçador contém cerca de três vezes mais nutriente do que o encontrado no sal de cozinha."
- "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 11,2%. "Por outro lado, o realçador conta com cerca de um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha."
- "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 21,0%. "Além disso, o realçador contém cerca de três vezes mais nutriente do que o encontrado no sal de cozinha."

Exercício 75

(Ufms) O gás ozônio é um forte oxidante e pode ser empregado como um germicida para água de piscinas, principalmente, em escolas de natação para bebês e crianças. Esse gás é obtido por um aparelho denominado ozonizador que, através de uma descarga elétrica, consegue transformar gás oxigênio em gás ozônio, de acordo com a equação não balanceada:



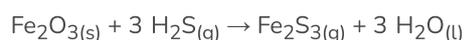
Partindo-se de 1.680 L de ar atmosférico (medidos nas condições normais de temperatura e pressão), com 20% do volume de gás oxigênio, o volume máximo obtido de O_3 (g), com rendimento de 70% no processo, é de:

(Dado: volume molar gasoso nas CNTP = 22,4 L/mol)

- 112 L.
- 156,8 L.
- 224 L.
- 235,2 L.
- 336 L.

Exercício 76

(Unicamp 2021) A remoção de sulfeto de hidrogênio presente em amostras de biogás é essencial, já que ele é altamente corrosivo para tubulações metálicas. A queima desse H_2S também é muito prejudicial ao meio ambiente, pois leva à formação de dióxido de enxofre. Um estudo de 2014 sugere que a remoção do H_2S pode ser realizada pelo uso de esponjas de óxido de ferro, que reage com esse gás, mas pode ser regenerado. Segundo o estudo, no dispositivo utilizado, 1,00 kg de óxido de ferro foi capaz de remover entre 0,200 e 0,716 kg de sulfeto de hidrogênio. Considere que apenas a reação abaixo equacionada esteja ocorrendo nessa remoção.



A partir desses dados, pode-se afirmar que, na condição de remoção máxima de sulfeto de hidrogênio relatada no estudo,

Massas molares ($g \text{ mol}^{-1}$): Fe = 56, H = 1, O = 16 e S = 32.

- restaram cerca de 33% de óxido de ferro para reagir, tomando por base a estequiometria da equação química fornecida.
- restaram cerca de 67% de óxido de ferro para reagir, tomando por base a estequiometria da equação química fornecida.
- foi removida uma quantidade maior de H_2S que a prevista pela estequiometria da equação química fornecida.
- as quantidades reagiram na proporção estequiométrica da equação química fornecida.

Exercício 77

(UERJ 2015) Em 1815, o médico inglês William Prout formulou a hipótese de que as massas atômicas de todos os elementos químicos corresponderiam a um múltiplo inteiro da massa atômica do hidrogênio. Já está comprovado, porém, que o cloro possui apenas dois isótopos e que sua massa atômica é fracionária.

Os isótopos do cloro, de massas atômicas 35 e 37, estão presentes na natureza, respectivamente, nas porcentagens de:

- 55% e 45%
- 65% e 35%
- 75% e 25%
- 85% e 15%

Exercício 78

(Uerj 2019) Utilize as informações abaixo para responder à(s) questão(ões) a seguir.

Canudinhos de plástico estão com os dias contados no Rio de Janeiro

A Câmara de Vereadores aprovou projeto de lei que obriga os estabelecimentos da cidade a usarem canudinhos de papel biodegradável ou de material reutilizável, como metais e vidro borossilicato.

Adaptado de g1.globo.com, 08/06/2018.

A tabela abaixo apresenta a composição química de uma amostra de 500 g de vidro borossilicato.

Componente	Porcentagem em massa (%)
SiO_2	81
B_2O_3	13
Na_2O	4
Al_2O_3	2

A massa, em gramas, do óxido básico presente nessa amostra é igual a:

- 85
- 65
- 20
- 10

Exercício 79

(UEA 2020) Um átomo de um elemento metálico tem massa igual a $1,52 \times 10^{-22}$ g. Considerando a constante de Avogadro igual a $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, a massa molar desse elemento é

- (A) 47,9 g/mol.
- (B) 3,95 g/mol.
- (C) 91,2 g/mol.
- (D) 9,12 g/mol.
- (E) 39,5 g/mol.

Exercício 80

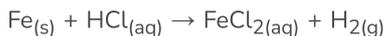
(CFTMG 2017) Atletas de levantamento de peso passam pó de magnésio (carbonato de magnésio) em suas mãos para evitar que o suor atrapalhe sua performance ou, até mesmo, cause acidentes. Suponha que, em uma academia especializada, o conjunto de atletas utilize 168,8 g de pó de magnésio por dia.

A massa mais aproximada de Mg em kg, associada à compra de pó de magnésio, para 30 dias de uso, é:

- a) 0,05.
- b) 0,21.
- c) 1,46.
- d) 2,92.

Exercício 81

(Mackenzie 2016) A reação entre o ferro e a solução de ácido clorídrico pode ser equacionada, sem o acerto dos coeficientes estequiométricos, por



Em uma análise no laboratório, após essa reação, foram obtidos 0,002 mol de FeCl_2 . Considerando-se que o rendimento do processo seja de 80%, pode-se afirmar que reagiram

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) H = 1, Cl = 35,5 e Fe = 56

- a) $5,600 \cdot 10^{-2}$ g de ferro.
- b) $1,460 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
- c) $1,680 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.
- d) $1,825 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.
- e) $1,960 \cdot 10^{-1}$ g de ferro.

Exercício 82

(Uepg 2014) Com base na equação química apresentada abaixo, considerando reagir 28 gramas de N_2 com 8 gramas de H_2 , assinale o que for correto.



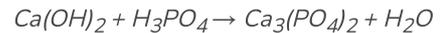
Dados: 1 mol de $\text{N}_2=28\text{g}$; 1 mol de $\text{H}_2=2\text{g}$; 1 mol de $\text{NH}_3=17\text{g}$

- 01) As massas reagentes propostas estão em concentrações estequiométricas.
- 02) O N_2 é o reagente limitante.
- 04) Existe um excesso de 4 gramas de H_2 .

08) Após o término da reação tem-se 34 gramas de amônia.

Exercício 83

(Mackenzie 2017) Na reação de neutralização, representada pela equação **não balanceada**, quando são misturados 444 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e 294 g de H_3PO_4 ,



Dados: Massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

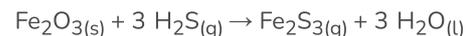
$\text{H}_2\text{O}=18$, $\text{Ca}(\text{OH})_2=74$, $\text{H}_3\text{PO}_4=98$ e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2=310$

é **INCORRETO** afirmar que

- a) o hidróxido de cálcio encontra-se em excesso.
- b) são formados 162 g de água.
- c) a reação produz 465 g de fosfato de cálcio.
- d) permaneceram sem reagir 74 g de hidróxido de cálcio.
- e) o ácido fosfórico é o reagente limitante.

Exercício 84

(Unicamp 2021) A remoção de sulfeto de hidrogênio presente em amostras de biogás é essencial, já que ele é altamente corrosivo para tubulações metálicas. A queima desse H_2S também é muito prejudicial ao meio ambiente, pois leva à formação de dióxido de enxofre. Um estudo de 2014 sugere que a remoção do H_2S pode ser realizada pelo uso de esponjas de óxido de ferro, que reage com esse gás, mas pode ser regenerado. Segundo o estudo, no dispositivo utilizado, 1,00 kg de óxido de ferro foi capaz de remover entre 0,200 e 0,716 kg de sulfeto de hidrogênio. Considere que apenas a reação abaixo equacionada esteja ocorrendo nessa remoção.



A partir desses dados, pode-se afirmar que, na condição de remoção máxima de sulfeto de hidrogênio relatada no estudo,

Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): Fe=56, H=1, O=16 e S=32.

- a) restaram cerca de 33% de óxido de ferro para reagir, tomando por base a estequiometria da equação química fornecida.
- b) restaram cerca de 67% de óxido de ferro para reagir, tomando por base a estequiometria da equação química fornecida.
- c) foi removida uma quantidade maior de H_2S que a prevista pela estequiometria da equação química fornecida.
- d) as quantidades reagiram na proporção estequiométrica da equação química fornecida.

Exercício 85

(Uepg 2015) Num recipiente contendo 4,8 gramas de O_2 foram adicionados 15,0 gramas de ferro finamente pulverizado. Após a adição, o recipiente foi completamente fechado e agitado constantemente. Sabendo-se que houve reação e produção de Fe_2O_3 e, supondo-se reação completa, assinale o que for correto.

Dados: Fe=56 g/mol; O=16 g/mol.

01) Ao final da reação, são produzidos 21,4 gramas de Fe_2O_3 .

02) O volume de O_2 contido no frasco antes da reação corresponde, nas CNTP, a 22,4 litros.

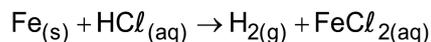
04) Para cada mol de $Fe_{(s)}$ são necessários 2 mols de O_2 .

08) O reagente $Fe_{(s)}$ está em excesso.

16) Trata-se de uma reação de oxirredução.

Exercício 86

(IFSC 2017) Uma das maneiras de se produzir o gás hidrogênio em laboratório consiste na realização de uma reação química entre o ferro metálico e o ácido clorídrico, processo que pode ser representado através da equação química abaixo:



Obs.: A equação não está balanceada.

Dados: Massas atômicas: $Fe = 56 \text{ u}$; $H = 1 \text{ u}$; $Cl = 35,5 \text{ u}$

Com relação ao processo de produção de gás hidrogênio em laboratório, marque a soma da(s) proposição(ões) CORRETA(S).

01) Trata-se de uma reação de oxirredução na qual o ferro sólido é oxidado e o hidrogênio é reduzido.

02) Para a obtenção de 1 mol de gás hidrogênio é necessário reagir 1 mol de ferro sólido com 1 mol de ácido clorídrico.

04) Se considerarmos a eficiência total do processo e partirmos de 15 kg de ferro sólido, obteremos cerca de 535,71g de gás hidrogênio.

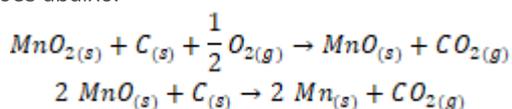
08) O gás hidrogênio é uma molécula diatômica formada por ligação covalente apolar.

16) No processo indicado na equação, o ferro sólido é o agente oxidante e o número de oxidação do ferro passa de zero para +2.

32) Segundo a equação, pode-se afirmar que a quantidade, em número de mols, de gás hidrogênio produzido será o dobro do número de mols de ácido clorídrico empregado no processo.

Exercício 87

(Mackenzie 2018) O manganês utilizado na indústria siderúrgica na fabricação de ferroligas é obtido em um processo, cujo rendimento global apresenta 60%, no qual a pirolusita (MnO_2), com pureza de 43,5%, é tratada com carvão coque e ar atmosférico, formando o monóxido de manganês. Em uma segunda etapa, o manganês contido no monóxido continua sendo reduzido, formando, por fim, o manganês metálico, de acordo com as equações abaixo:



Considerando as informações anteriores, como também as duas etapas do processo, afirma-se que a massa de manganês formada, a partir de 8 toneladas de pirolusita, é igual a

Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$) $O=16$ e $Mn=55$

a) $5,06 \cdot 10^6 \text{ g}$.

b) $3,03 \cdot 10^6 \text{ g}$.

c) $2,20 \cdot 10^6 \text{ g}$.

d) $1,32 \cdot 10^6 \text{ g}$.

e) $1,06 \cdot 10^6 \text{ g}$.

Exercício 88

Leia o texto a seguir para responder à(s) questão(ões) a seguir.

A calda bordalesa é uma das formulações mais antigas e mais eficazes que se conhece. Ela foi descoberta na França no final do século XIX, quase por acaso, por um agricultor que aplicava água de cal nos cachos de uva para evitar que fossem roubados; a cal promovia uma mudança na aparência e no sabor das uvas. O agricultor logo percebeu que as plantas assim tratadas estavam livres de antracnose. Estudando-se o caso, descobriu-se que o efeito estava associado ao fato de a água de cal ter sido preparada em tachos de cobre. Atualmente, para preparar a calda bordalesa, coloca-se o sulfato de cobre em um pano de algodão que é mergulhado em um vasilhame plástico com água morna. Paralelamente, coloca-se cal em um balde e adiciona-se água aos poucos. Após quatro horas, adiciona-se aos poucos, e mexendo sempre, a solução de sulfato de cobre à água de cal.

(Adaptado de Gervásio Paulus, André Muller e Luiz Barcellos, *Agroecologia aplicada: práticas e métodos para uma agricultura de base ecológica*. Porto Alegre: EMATER-RS, 2000, p. 86.)

1. (Unicamp 2018) Na preparação da calda bordalesa são usados 100 g de sulfato de cobre(II) pentaidratado e 100 g de hidróxido de cálcio (cal extinta). Para uma reação estequiométrica entre os íons cobre e hidroxila, há um excesso de aproximadamente

Dados de massas molares em $g \cdot mol^{-1}$: sulfato de cobre (II) pentaidratado=250; hidróxido de cálcio=74.

a) 1,9 mol de hidroxila.

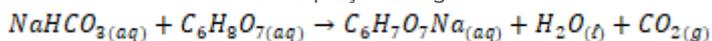
b) 2,3 mol de hidroxila.

c) 2,5 mol de cobre.

d) 3,4 mol de cobre.

Exercício 89

(Upe-ssa 1 2018) A efervescência de um comprimido contendo vitamina C é causada pelo dióxido de carbono (CO_2), produzido na reação do bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$) ($NaHCO_3$) com o ácido cítrico ($C_6H_8O_7$), formando o dihidrogenocitrato de sódio ($C_6H_7O_7Na$), conforme a equação a seguir:



Inicialmente, pesou-se o sistema formado pelo béquer, pelo comprimido efervescente e uma quantidade de água, e a massa foi de 80 g. Ao final do processo, a massa do sistema foi novamente medida 77,8 g. Qual a massa de bicarbonato de sódio na composição do comprimido, informada no rótulo do medicamento?

Dados:

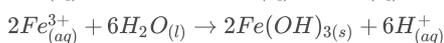
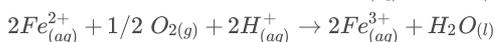
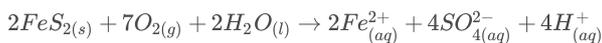
$H = 1 \frac{g}{mol}$; $C = 12 \frac{g}{mol}$; $O = 16 \frac{g}{mol}$; $Na = 23 \frac{g}{mol}$

- a) 2.200 mg
- b) 2.350 mg
- c) 4.400 mg
- d) 4.700 mg
- e) 4.200 mg

Exercício 90

(FUVEST 2017) Em ambientes naturais e na presença de água e gás oxigênio, a pirita, um mineral composto principalmente por dissulfeto de ferro (FeS_2), sofre processos de intemperismo, o que envolve transformações químicas que acontecem ao longo do tempo.

Um desses processos pode ser descrito pelas transformações sucessivas, representadas pelas seguintes equações químicas:

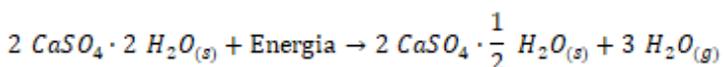


Considerando a equação química que representa a transformação global desse processo, as lacunas da frase “No intemperismo sofrido pela pirita, a razão entre as quantidades de matéria do $\text{FeS}_2(s)$ e do $\text{O}_2(g)$ é _____, e, durante o processo, o pH do solo _____” podem ser corretamente preenchidas por

- a) 1/4; diminui.
- b) 1/4; não se altera.
- c) 2/15; aumenta.
- d) 4/15; diminui.
- e) 4/15; não se altera.

Exercício 91

(Upe-ssa 1 2017) Uma das etapas para a produção do gesso utilizado em construções e imobilização para tratamento de fraturas ósseas é a calcinação da gipsita por meio do processo descrito na equação da reação química a seguir:



Uma empresa do polo do Araripe produz blocos de gesso com 40 kg. Se ela utiliza mensalmente cerca de 324 toneladas de gipsita na produção, quantos blocos são fabricados por mês, aproximadamente?

Dados: Ca = 40 g/mol; S = 32 g/mol; O = 16 g/mol; H = 1 g/mol).

- a) 6.000
- b) 5.000
- c) 6.800
- d) 5.500
- e) 8.000

Exercício 92

(G1 - cftmg 2016) Fitas de magnésio podem ser queimadas quando em contato com fogo e na presença de gás oxigênio. Durante a reação, pode-se observar a formação de um sólido branco e a liberação de uma luz intensa.

Suponha que uma fita de magnésio de 3g com 80% de pureza em massa, seja queimada.

A massa aproximada, em gramas, do sólido branco será igual a

- a) 3
- b) 4
- c) 5
- d) 6

Exercício 93

(UFRGS 2013) A análise elementar de um hidrocarboneto mostrou que ele é composto por 20% de hidrogênio e 80% de carbono.

O composto abaixo que apresenta essa composição é o

- a) eteno.
- b) benzeno.
- c) etino.
- d) etano.
- e) metanol.

Exercício 94

(Uerj 2018)

Lucy caiu da árvore

Conta a lenda que, na noite de 24 de novembro de 1974, as estrelas brilhavam na beira do rio Awash, no interior da Etiópia. Um gravador K7 repetia a música dos Beatles “Lucy in the Sky with Diamonds”. Inspirados, os paleontólogos decidiram que a fêmea AL 288-1, cujo esqueleto havia sido escavado naquela tarde, seria apelidada carinhosamente de Lucy.

Lucy tinha 1,10 m e pesava 30 kg. Altura e peso de um chimpanzé. ¹Mas não se iluda, Lucy não pertence à linhagem que deu origem aos macacos modernos. Ela já andava ereta sobre os membros inferiores. Lucy pertence à linhagem que deu origem ao animal que escreve esta crônica e ao animal que a está lendo, eu e você.

Os ossos foram datados. Lucy morreu 3,2 milhões de anos atrás. Ela viveu 2 milhões de anos antes do aparecimento dos primeiros animais do nosso gênero, o Homo habilis. A enormidade de 3 milhões de anos separa Lucy dos mais antigos esqueletos de nossa espécie, o Homo sapiens, que surgiu no planeta faz meros 200 mil anos. Lucy, da espécie Australopithecus afarensis, é uma representante das muitas espécies que existiram na época em que a linhagem que deu origem aos homens modernos se separou da que deu origem aos macacos modernos. ²Lucy já foi chamada de elo perdido, o ponto de bifurcação que nos separou dos nossos parentes mais próximos.

Uma das principais dúvidas sobre a vida de Lucy é a seguinte: ela já era um animal terrestre, como nós, ou ainda subia em árvores?

³Muitos ossos de Lucy foram encontrados quebrados, seus fragmentos espalhados pelo chão. Até agora, se acreditava que isso se devia ao processo de fossilização e às diversas forças às quais esses ossos haviam sido submetidos. Mas os cientistas resolveram estudar em detalhes as fraturas.

As fraturas, principalmente no braço, são de compressão, aquela que ocorre quando caímos de um local alto e apoiamos os membros para amortecer a queda. Nesse caso, a força é exercida

ao longo do eixo maior do osso, causando um tipo de fratura que é exatamente o encontrado em Lucy. Usando raciocínios como esse, os cientistas foram capazes de explicar todas as fraturas a partir da hipótese de que Lucy caiu do alto de uma árvore de pé, se inclinou para frente e amortizou a queda com o braço.

⁴Uma queda de 20 a 30 metros e Lucy atingiria o solo a 60 km/h, o suficiente para matar uma pessoa e causar esse tipo de fratura. Como existiam árvores dessa altura onde Lucy vivia e muitos chimpanzés sobem até 150 metros para comer, uma queda como essa é fácil de imaginar.

A conclusão é que Lucy morreu ao cair da árvore. E se caiu era porque estava lá em cima. E se estava lá em cima era porque sabia subir. Enfim, sugere que Lucy habitava árvores.

Mas na minha mente ficou uma dúvida. Quando criança, eu subia em árvores. E era por não sermos grandes escaladores de árvores que eu e meus amigos vivíamos caindo, alguns quebrando braços e pernas. Será que Lucy morreu exatamente por tentar fazer algo que já não era natural para sua espécie?

Fernando Reinach
adaptado de O Estado de S. Paulo, 24/09/2016.

A técnica de datação radiológica por carbono-14 permite estimar a idade de um corpo, como o de Lucy, que apresentava $1,2 \times 10^{12}$ átomos de carbono-14 quando viva.

Essa quantidade, em mols, corresponde a:

- a) $2,0 \times 10^{-12}$
- b) $2,0 \times 10^{-11}$
- c) $5,0 \times 10^{-11}$
- d) $5,0 \times 10^{-12}$

Exercício 95
(Uerj 2020)

SOBREVIVEREMOS NA TERRA?

Tenho interesse pessoal no tempo. Primeiro, meu *best-seller* chama-se *Uma breve história do tempo*. ¹Segundo, por ser alguém que, aos 21 anos, foi informado pelos médicos de que teria apenas mais cinco anos de vida e que completou 76 anos em 2018. Tenho uma aguda e desconfortável consciência da passagem do tempo. Durante a maior parte da minha vida, convivi com a sensação de que estava fazendo hora extra.

Parece que nosso mundo enfrenta uma instabilidade política maior do que em qualquer outro momento. Uma grande quantidade de pessoas sente ter ficado para trás. ²Como resultado, temos nos voltado para políticos populistas, com experiência de governo limitada e cuja capacidade para tomar decisões ponderadas em uma crise ainda está para ser testada. A Terra sofre ameaças em tantas frentes que é difícil permanecer otimista. Os perigos são grandes e numerosos demais. O planeta está ficando pequeno para nós. Nossos recursos físicos estão se esgotando a uma velocidade alarmante. A mudança climática foi uma trágica dádiva humana ao planeta. Temperaturas cada vez mais elevadas, redução da calota polar, desmatamento, superpopulação, doenças, guerras, fome, escassez de água e extermínio de espécies; todos esses problemas poderiam ser

resolvidos, mas até hoje não foram. O aquecimento global está sendo causado por todos nós. Queremos andar de carro, viajar e desfrutar um padrão de vida melhor. Mas quando as pessoas se derem conta do que está acontecendo, pode ser tarde demais.

Estamos no limiar de um período de mudança climática sem precedentes. No entanto, muitos políticos negam a mudança climática provocada pelo homem, ou a capacidade do homem de revertê-la. O derretimento das calotas polares ártica e antártica reduz a fração de energia solar refletida de volta no espaço e aumenta ainda mais a temperatura. A mudança climática pode destruir a Amazônia e outras florestas tropicais, eliminando uma das principais ferramentas para a remoção do dióxido de carbono da atmosfera. A elevação da temperatura dos oceanos pode provocar a liberação de grandes quantidades de dióxido de carbono. Ambos os fenômenos aumentariam o efeito estufa e exacerbariam o aquecimento global, tornando o clima em nosso planeta parecido com o de Vênus: atmosfera escaldante e chuva ácida a uma temperatura de 250 °C. A vida humana seria impossível. Precisamos ir além do Protocolo de Kyoto – o acordo internacional adotado em 1997 – e cortar imediatamente as emissões de carbono. Temos a tecnologia. Só precisamos de vontade política.

Quando enfrentamos crises parecidas no passado, havia algum outro lugar para colonizar. Estamos ficando sem espaço, e o único lugar para ir são outros mundos. Tenho esperança e fé de que nossa engenhosa raça encontrará uma maneira de escapar dos sombrios grilhões do planeta e, deste modo, sobreviver ao desastre. A mesma providência talvez não seja possível para os milhões de outras espécies que vivem na Terra, e isso pesará em nossa consciência.

Mas somos, por natureza, exploradores. Somos motivados pela curiosidade, essa qualidade humana única. Foi a curiosidade obstinada que levou os exploradores a provar que a Terra não era plana, e é esse mesmo impulso que nos leva a viajar para as estrelas na velocidade do pensamento, instigando-nos a realmente chegar lá. E sempre que realizamos um grande salto, como nos pousos lunares, exaltamos a humanidade, unimos povos e nações, introduzimos novas descobertas e novas tecnologias. Deixar a Terra exige uma abordagem global combinada – todos devem participar.

STEPHEN HAWKING (1942-2018) Adaptado de *Breves respostas para grandes questões*. Rio de Janeiro: Intrínseca, 2018.

Com o reflorestamento, é possível minimizar os efeitos do aquecimento global, tendo em vista que uma árvore consegue captar, em média, 15,6 kg de CO_2 lançado na atmosfera por ano. Sabe-se que, na combustão completa da gasolina, todos os átomos de carbono são convertidos em moléculas de CO_2 .

Admitindo que 1 litro de gasolina contém 600 g de isoctano (C_8H_{18}) e 200 g de etanol (C_2H_6O), no período de 1 ano, uma árvore será capaz de captar o CO_2 emitido na combustão completa de x litros de gasolina.

O valor de x corresponde, aproximadamente, a:

Dados: $C=12$; $H=1$; $O=16$.

- a) 3
- b) 5
- c) 7
- d) 9

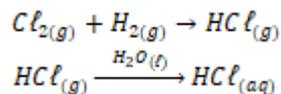
Exercício 96

(UNIMONTES 2014) Um procedimento depende de 0,9 g de sulfato cúprico anidro, CuSO_4 , porém tem-se disponível o sulfato cúprico penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Para a realização do procedimento, deve-se pesar uma quantidade de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ aproximadamente, igual a

- a) 0,58g.
- b) 1,56g.
- c) 1,41g.
- d) 0,90g.

Exercício 97

(Upf) Uma das formas de obtenção de ácido clorídrico pode ocorrer por meio da reação entre gás cloro ($\text{Cl}_{2(g)}$) e gás hidrogênio ($\text{H}_{2(g)}$), seguida pela dissolução, em água, do produto obtido. As equações dessas reações, sem ajuste estequiométrico, estão abaixo representadas:



Desse modo, considerando que 35,5 g de gás cloro ($\text{Cl}_{2(g)}$) sejam colocados para reagir com 1,5 mol de gás hidrogênio ($\text{H}_{2(g)}$) e que o produto obtido dessa reação seja dissolvido em 1,0 L de água, é **correto** afirmar que:

- a) Há reagente em excesso, o qual, nesse caso, é o gás cloro.
- b) A quantidade de cloreto de hidrogênio produzida é de 73 g.
- c) A concentração da solução será de 73 g L^{-1}
- d) A quantidade de gás hidrogênio que reage é de 3 g.
- e) A concentração em quantidade de matéria da solução é de 1 mol L^{-1} .

Exercício 98

(Ufrn 2013) Uma lei química expressa regularidades dos processos químicos, permitindo explicá-los e também fazer previsões de comportamentos de fenômenos que pertencem ao contexto de aplicação dessa lei. Por exemplo, a Lei das Proporções Constantes de Proust expressa uma das mais importantes regularidades da natureza. Segundo essa lei,

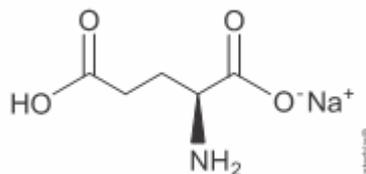
- a) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem, mas depende do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
- b) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem mas depende do método utilizado, na indústria ou no laboratório, para obtê-las.
- c) a composição química das misturas é sempre constante, não importando qual sua origem ou o método para obtê-las.

d) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem ou o método para obtê-las.

Exercício 99

(Udesc 2019) O glutamato monossódico é um sal utilizado pela indústria alimentícia como aditivo em alimentos com a finalidade de realçar o sabor e o aroma. Apesar de ser liberado por órgãos de fiscalização e vigilância, alguns estudos científicos apontam que o consumo de glutamato monossódico pode estar associado a algumas doenças como diabetes, aumento da pressão arterial, mal de Parkinson, Alzheimer, dentre outras.

A estrutura molecular do glutamato monossódico é representada abaixo:



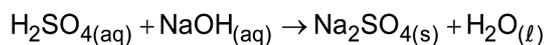
Se 0,1 g de glutamato monossódico for adicionado em um produto alimentício, a massa em miligramas de sódio proveniente desse sal será, aproximadamente:

Dados: $H = 1$; $C = 12$; $N = 14$; $O = 16$; $Na = 23$.

- a) 2,30
- b) 11,9
- c) 1,19
- d) 1,36
- e) 13,6

Exercício 100

(PUCSP 2017) Em uma reação entre ácido sulfúrico e hidróxido de sódio, foram misturados 122,5 g de ácido sulfúrico e 130 g de NaOH. Segue a equação não balanceada:



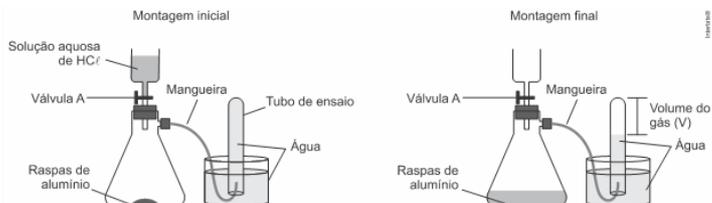
Qual o reagente limitante e a massa de NaOH consumida, respectivamente?

Dados: $H = 1$; $S = 32$; $O = 16$; $Na = 23$.

- a) NaOH e 50 g
- b) NaOH e 100 g
- c) H_2SO_4 e 50 g
- d) H_2SO_4 e 100 g

Exercício 101

(G1 - cftmg) Um experimento consistiu em reagir 3×10^{-3} g de alumínio com solução aquosa de ácido clorídrico, conforme esquema a seguir:



Depois de cessada a reação, observou-se que ainda existia alumínio no fundo do frasco e que foram coletados no tubo $3,36 \times 10^{-3}$ L de gás.

Considerando que não ocorreram perdas durante o experimento e que o volume molar na condição do ensaio tenha sido 22,4 L, pode-se afirmar corretamente que o

- alumínio é o agente limitante da reação.
- gás coletado no tubo de ensaio é o cloro.
- experimento não ilustra a lei de Lavoisier.
- ácido clorídrico foi consumido na quantidade de 3×10^{-4} mol.

Exercício 102

(Espcex (Aman) 2019) Considere que a reação de cobre metálico com ácido nítrico diluído produz, nas CNTP, um volume gasoso de 181,6 L de óxido de nitrogênio II (NO), água e nitrato de cobre II.

Nesse caso, a soma dos coeficientes estequiométricos da equação corretamente balanceada dessa reação completa e a massa de cobre consumida são, respectivamente,

Dados: massa atômica de cobre 64 u; volume molar nas CNTP: 22,7 L.

- 18 e 1.222 g.
- 20 e 768 g.
- 16 e 154 g.
- 20 e 650 g.
- 18 e 402 g.

Exercício 103

(Acafe 2020) O petróleo é um recurso não renovável utilizado, atualmente, para a obtenção de combustíveis e moléculas precursoras de plásticos e de outros compostos. Os combustíveis mais importantes derivados da destilação fracionada do petróleo são apresentados na tabela a seguir.

(Adaptado de pt.wikipedia.org/wiki/Petróleo.htm)

Combustível	Composição	Fórmula Molecular Proposta
Gás natural	composto por hidrocarbonetos com 1 átomo de carbono	CH ₄
GLP (Gás liquefeito de petróleo)	composto, principalmente, pelos gases propano e butano	C ₃ H ₈
Gasolina	composta por hidrocarbonetos com cinco a dez átomos de carbono	C ₈ H ₁₈
Óleo diesel	composto por hidrocarbonetos com 12 a 20 átomos de carbono	C ₁₆ H ₃₄
Parafina e óleos lubrificantes	hidrocarbonetos de 20 a 36 átomos de carbono	-

Considerando as proposições sobre a combustão dos derivados do petróleo, apresentados na Tabela, assinale a alternativa incorreta (Considere todos os gases nas CNTP).

- São necessários 548,8 L de gás oxigênio para a combustão de 1,0 mol de óleo diesel.
- A combustão de 10 L de propano forma 132 g de gás carbônico.
- O gás natural é o menos poluente dos combustíveis apresentados, liberando apenas 1,0 mol de gás carbônico para a

combustão de 1,0 mol de gás natural.

d) A combustão de 0,171 kg de gasolina forma 268,8 L de gás carbônico.

Exercício 104

(UFPR 2017) A bauxita, constituída por uma mistura de óxidos, principalmente de alumínio (Al₂O₃) e ferro (Fe₂O₃ e Fe(OH)₃), é o principal minério utilizado para a produção de alumínio. Na purificação pelo processo Bayer, aproximadamente 3 toneladas de resíduo a ser descartado (lama vermelha) são produzidas a partir de 5 toneladas do minério. Com a alumina purificada, alumínio metálico é produzido por eletrólise ígnea.

Dados – M (g · mol⁻¹): O = 16; Al = 27; Fe = 56.

A partir de 5 toneladas de minério, a quantidade (em toneladas) de alumínio metálico produzida por eletrólise ígnea é mais próxima de:

- 1
- 0,5
- 0,2
- 0,1
- 0,05

Exercício 105

(UFPA 2016) Sais de lítio, como o Li₂CO₃, são utilizados no tratamento de doenças depressivas, com uma dose total de até 30 · 10⁻³ mol por dia. Se em uma prescrição médica essa dosagem deva ser atingida pela ingestão de duas drágeas ao dia, a massa (em gramas) de carbonato de lítio que cada cápsula deve conter é de aproximadamente

Dados: Massas molares (g mol⁻¹): Li= 6,94; C= 12,01; O= 16,00

- 0,15.
- 0,30.
- 0,75.
- 1,10.
- 2,20.

Exercício 106

(UFRGS 2014) A tabela a seguir contém alguns dados sobre as substâncias ácido acetilsalicílico, paracetamol e dipirona sódica, utilizadas como fármacos analgésicos.

Substância	Ácido acetilsalicílico	Paracetamol	Dipirona sódica
Fórmula	C ₉ H ₈ O ₄	C ₈ H ₉ O ₂ N	C ₁₃ H ₁₆ O ₄ N ₃ Na
Massa Molar (g/mol)	180	151	333

Levando em conta três amostras que contêm, cada uma, 10 g de uma dessas substâncias puras, considere as afirmações, abaixo, sobre elas.

I. A amostra de paracetamol apresentará o maior número de mols de substância.

II. A amostra de dipirona apresentará a maior massa de oxigênio.

III. As amostras de ácido acetilsalicílico e de dipirona apresentarão o mesmo número de mols de átomos de oxigênio.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

Exercício 107

(PUCPR 2016) O ácido permangânico é um composto instável, de cor branca, extremamente corrosivo, o qual oxida em soluções aquosas. Já o hidróxido de ferro III é uma base insolúvel em água que, em conjunto com outras substâncias, pode servir, por exemplo, em medicina para ajudar a tratar anemias.

Disponível em: <<http://www.quimica.seed.pr.gov.br>>.

No que diz respeito aos ácidos e bases, assinale a alternativa CORRETA.

Dadas massas atômicas em (g/mol):
H = 1, O = 16, Mn = 55, Fe = 56

- a) O nox do manganês no sal possui valor igual a 6.
- b) Quando utilizado 300g do ácido, são consumidos 95g da base e 5,54 mols de água, respectivamente.
- c) O sal resultante desta reação possui caráter neutro em solução, visto que provém de um ácido forte e uma base forte.
- d) A proporção da quantidade de mol da reação balanceada para o ácido, base, sal e água é, respectivamente, 3:1:1:3.
- e) O hidróxido de ferro III atua de maneira efetiva no tratamento da anemia, não necessitando de outras substâncias para o referido tratamento.

Exercício 108

(IME 2014) Em 19,9 g de um sal de cálcio encontre-se 0,15 mol desse elemento. Qual a massa molar do ânion trivalente que forma esse sal?

Dado: Ca= 40 g/mol.

- a) 139 g/mol
- b) 278 g/mol
- c) 63,3 g/mol
- d) 126,6 g/mol
- e) 95 g/mol

Exercício 109

(PUCCAMP 2017) Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-16, que significa 4% de nitrogênio total, 30% de P_2O_5

e 16% de K_2O , em massa. Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100g desse fertilizante é de, aproximadamente,

Dados: massas molares (g.mol⁻¹); O= 16; P= 31,0

- a) 0,25.
- b) 0,33.
- c) 0,42.
- d) 0,51.
- e) 0,68.

Exercício 110

(Uece 2018) Há uma estimativa de que o corpo humano seja formado por 7 octilhões de átomos (7×10^{27}) e possui aproximadamente 10 trilhões (10^{13}) de células. Os átomos mais abundantes que constituem a maioria das moléculas biológicas (proteínas, carboidratos, lipídios e ácidos nucleicos) são C, O, N, H e P. Esses átomos podem se combinar facilmente, formando uma grande variedade de compostos.

Dados: ^{12}C ; ^{16}O ; ^{14}N ; 1H ; ^{31}P .

Com respeito a essa informação, assinale a afirmação verdadeira.

- a) A soma dos números de massa desses 5 átomos é igual a 74 g.
- b) O número de células do corpo humano é equivalente a $1,7 \times 10^{10}$ o número de Avogadro.
- c) Os átomos de N e P são isóbaros porque diferem no número de prótons.
- d) No corpo humano existem aproximadamente $1,17 \times 10^4$ mols de átomos.

Exercício 111

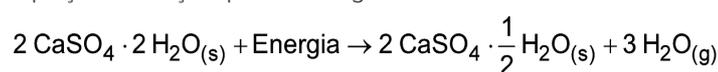
(G1 - cftmg 2018) Em um motor à combustão realizou-se lentamente a queima de 20 kg de um líquido inflamável. Todos os produtos obtidos nesse processo estavam no estado gasoso e foram armazenados em um reservatório fechado e sem qualquer vazamento. Ao final, constatou-se que a massa dos produtos foi maior do que a massa do combustível que havia sido adicionada.

A explicação para o fenômeno observado é que

- a) em sistemas abertos, não se aplica a lei de Lavoisier.
- b) no combustível, foi incorporado outro reagente químico.
- c) no combustível, havia partículas sólidas que possuem maior massa do que os gases.
- d) em um processo de combustão lenta, formam-se inesperados produtos de maior massa.

Exercício 112

(UPE 2017) Uma das etapas para a produção do gesso utilizado em construções e imobilização para tratamento de fraturas ósseas é a calcinação da gipsita por meio do processo descrito na equação da reação química a seguir:



Uma empresa do polo do Araripe produz blocos de gesso com 40 kg. Se ela utiliza mensalmente cerca de 324 toneladas de gipsita

na produção, quantos blocos são fabricados por mês, aproximadamente?

Dados:

Ca = 40 g/mol; S = 32 g/mol; O = 16 g/mol; H = 1 g/mol).

- a) 6.000
- b) 5.000
- c) 6.800
- d) 5.500
- e) 8.000

Exercício 113

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

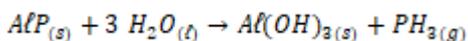
Leia o texto para responder à(s) questão(ões) a seguir:

Um incêndio atingiu uma fábrica de resíduos industriais em Itapeví, na Grande São Paulo. O local armazenava três toneladas de fosfeto de alumínio (AlP). De acordo com a Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb), o fosfeto de alumínio reagiu com a água usada para apagar as chamas, produzindo hidróxido de alumínio e fosfina (PH_3).

A fosfina é um gás tóxico, incolor, e não reage com a água, porém reage rapidamente com o oxigênio liberando calor e produzindo pentóxido de difósforo (P_2O_5). Segundo os médicos, a inalação do P_2O_5 pode causar queimadura tanto na pele quanto nas vias respiratórias devido à formação de ácido fosfórico.

<<https://tinyurl.com/yafzufbo>> Acesso em: 11.10.18. Adaptado.

(Fatec 2019) A reação química da produção da fosfina pode ser representada pela equação



Considerando que toda a massa de fosfeto de alumínio reagiu com a água e que o rendimento da reação é 100%, o volume aproximado de fosfina produzido no local, em litros, é

Dados:

Volume molar dos gases nas condições descritas: $30 \frac{L}{mol}$.

Massas molares em $\frac{g}{mol}$: $Al = 27$, $P = 31$.

- a) $3,33 \times 10^2$.
- b) $3,33 \times 10^3$.
- c) $3,33 \times 10^6$.
- d) $1,55 \times 10^3$.
- e) $1,55 \times 10^6$.

Exercício 114

(UFRGS 2013) Em 2012, após décadas de pesquisas, cientistas anunciaram, na Suíça, terem detectado uma partícula compatível com o denominado bóson de Higgs, partícula que dá origem à massa. Essa partícula foi detectada no maior acelerador de partículas do mundo, o Large Hadron Collider (LHC), onde são

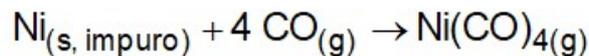
realizadas experiências que consistem em acelerar, em direções opostas, feixes de prótons em velocidades próximas à da luz, fazendo-os colidirem entre si para provocar sua decomposição. Nos experimentos realizados no LHC, são injetados, no acelerador, feixes contendo cerca de 100 bilhões de prótons, obtidos da ruptura de átomos de hidrogênio.

Para obter 100 bilhões de prótons, é necessária uma quantidade de átomos de hidrogênio de, aproximadamente,

- a) $6,02 \times 10^{11}$ mols.
- b) $1,66 \times 10^5$ mols.
- c) $6,02 \times 10^{-1}$ mols.
- d) $3,01 \times 10^{-10}$ mols.
- e) $1,66 \times 10^{-13}$ mols.

Exercício 115

(Upe-ssa 1 2016) A fabricação de determinadas moedas exige o uso de níquel com elevada pureza. Para obtê-lo, pode-se utilizar o processo Mond. Desenvolvido por Ludwig Mond, em 1899, consiste inicialmente no aquecimento do óxido de níquel, produzindo níquel metálico, que deve ser purificado. Numa segunda etapa, o níquel impuro é colocado em uma atmosfera de monóxido de carbono, a uma temperatura de cerca de 50°C e pressão de 1 atm formando um composto volátil e altamente inflamável, chamado tetracarbonilníquel, de acordo com a equação química:



As impurezas permanecem em estado sólido, e o níquel pode ser recuperado, posteriormente, pela decomposição desse gás, que ocorre a 240°C.

Uma fábrica produz 314 kg de moedas de níquel puro por semana, a partir de 400 Kg de níquel impuro. Qual a massa aproximada de monóxido de carbono, usada semanalmente, por essa fábrica?

- a) 300 Kg
- b) 375 Kg
- c) 450 Kg
- d) 600 Kg
- e) 700 Kg

Exercício 116

(Acafe 2021) TÍTULO: DUREZA DA ÁGUA

Dureza da água é a propriedade relacionada com a concentração de íons de determinados minerais, principalmente sais de Cálcio e Magnésio, dissolvidos na água. No Brasil, a portaria n.º 2.914 de 14 de dezembro de 2011 do Ministério da Saúde estabelece o VMP (Valor Máximo Permitido) de 500 mg/L de concentração total de Cálcio e Magnésio para que a água seja admitida como potável. Uma água é considerada muito dura quando apresenta uma concentração em $CaCO_3$ superior a 180 ppm, dura entre 120 e 180 ppm, moderadamente dura entre 60 e 120 ppm e macia quando é menor do que 60 ppm (Organização Mundial de Saúde).

Para abrandar (eliminar ou diminuir) uma água considerada dura, um dos métodos utilizados é a

desmineralização, onde são removidos os sais da água mediante troca iônica. O processo utiliza resinas sintéticas permutadoras de íons, onde os íons catiônicos da água são substituídos por íons sódio ou hidrogênio, formando sais solúveis ou ácidos como produtos do processo.

(Adaptado de: pt.wikipedia.org/wiki/Dureza_da_água e Organização Mundial de Saúde).

O mol é o nome da unidade de base do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a grandeza quantidade de substância (símbolo: mol). É uma das sete unidades de base do Sistema Internacional de Unidades, muito utilizada na Química. O seu uso é comum para simplificar representações de proporções químicas e no cálculo de concentração de substâncias. A definição atual de mol, que entrou em vigor a partir do dia 20 de maio de 2019, diz que: "Mol, símbolo mol, é a unidade do SI da quantidade de substância. Um mol contém exatamente $6,022 \times 10^{23}$ 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."

(Fonte: Adaptado de pt.wikipedia.org/wiki/Mol).

São feitas as seguintes afirmações (Obs: considerar gases nas CNTP).

- I. Na ionização de 98 g de ácido sulfúrico são formados 2 mol do cátion hidrogênio
- II. A dissociação de 2 mol de carbonato de sódio gera $1,204 \times 10^{24}$ cátions sódio
- III. Em 56,0 litros de gás carbônico existem $4,516 \times 10^{24}$ átomos totais
- IV. Na reação de 36,5 g de ácido clorídrico com 80 g de hidróxido de sódio são formados 2 mol de água

As afirmações **corretas** estão em:

Dados: H = 1; S = 32; O = 16; Cl = 35,5.

- a) II - III
- b) I - IV
- c) I - III
- d) III - IV

Exercício 117

(UEM 2012) Assinale o que for correto

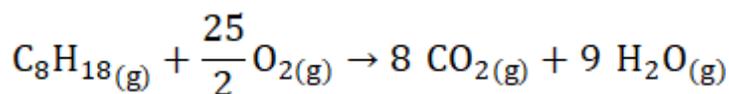
- 01) A unidade de massa atômica, cujo símbolo é u, é definida como sendo igual a 1/12 da massa de um átomo do isótopo ^{12}C .
- 02) A massa atômica e o número de massa são grandezas idênticas.
- 04) A massa molar do CO_2 é 44 u e a massa molecular do CO é 28 g/mol.
- 08) Um recipiente contendo 180 g de glicose possui o mesmo número de moléculas (porém distintas) que um recipiente

contendo 1 mol de água.

16) A fórmula mínima da sacarose é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Exercício 118

(Fuvest 2016) Um dirigível experimental usa hélio como fluido ascensional e octano (C_8H_{18}) como combustível em seu motor, para propulsão. Suponha que, no motor, ocorra a combustão completa do octano:



Para compensar a perda de massa do dirigível à medida que o combustível é queimado, parte da água contida nos gases de exaustão do motor é condensada e armazenada como lastro. O restante do vapor de água e o gás carbônico são liberados para a atmosfera.

Qual é a porcentagem aproximada da massa de vapor de água formado que deve ser retida para que a massa de combustível queimado seja compensada?

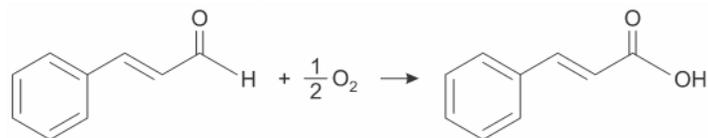
Note e adote:

- Massa molar (g/mol): $\text{H}_2\text{O} = 18$; $\text{O}_2 = 32$; $\text{CO}_2 = 44$; $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$.

- a) 11%
- b) 16%
- c) 39%
- d) 50%
- e) 70%

Exercício 119

(FUVEST 2019) O cinamaldeído é um dos principais compostos que dão o sabor e o aroma da canela. Quando exposto ao ar, oxida conforme a equação balanceada:



Uma amostra de 19,80 g desse composto puro foi exposta ao ar por 74 dias e depois pesada novamente, sendo que a massa final aumentou em 1,20 g. A porcentagem desse composto que foi oxidada no período foi de

Note e adote:

- Massas molares (g/mol): Cinamaldeído = 132; $\text{O}_2 = 32$

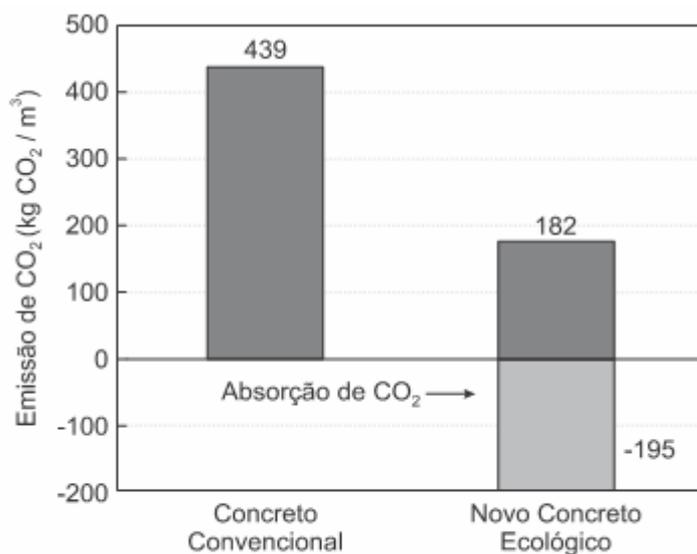
- Considere que não houve perda de cinamaldeído ou do produto de oxidação por evaporação.

- a) 10%
- b) 25%
- c) 50%
- d) 75%
- e) 90%

Exercício 120

(Unicamp 2021) Um estudo científico desenvolveu um novo concreto ecológico capaz de alcançar uma emissão de CO_2 a um

nível abaixo de zero. Esse material é composto de uma mistura especial à base de um silicato duplo de cálcio, em vez de cimento. Além de sua produção apresentar baixa emissão de CO_2 , o endurecimento do concreto ocorre pela absorção de CO_2 . Esse processo de endurecimento, apesar de lento quando realizado na atmosfera, pode ser acelerado ao se capturar o gás numa usina térmica de energia, por exemplo. Também observou-se que a absorção de NO_x e SO_x pode diminuir a absorção de CO_2 .



(Adaptado de I. Yoshioka e outros. *Energy Procedia* 37, 2013, 6018-6025.)

De acordo com o estudo, comparando-se o balanço final de CO_2 entre o concreto comum e o novo concreto ecológico, após o processo de cura haveria uma diferença no CO_2 de cerca de

- 452 kg por metro cúbico de concreto. Testes com NO_x e SO_x foram realizados, pois esses gases podem compor o gás utilizado na produção do cimento.
- 452 kg por metro cúbico de concreto. Testes com NO_x e SO_x foram realizados, pois esses gases podem compor o gás utilizado no processo de endurecimento.
- 257 kg por metro cúbico de concreto. Testes com NO_x e SO_x foram realizados, pois esses gases podem compor o gás utilizado no processo de endurecimento.
- 257 kg por metro cúbico de concreto. Testes com NO_x e SO_x foram realizados, pois esses gases podem compor o gás utilizado na produção do cimento.

Exercício 121

(Acafe 2017) Assinale a alternativa que contém o valor da massa de cloreto de alumínio produzido após reação de 8 mol de ácido clorídrico com 4 mol de hidróxido de alumínio.

Dados:

H : 1,0 g/mol; O : 16 g/mol; Al : 27 g/mol; Cl : 35,5 g/mol.

- 712 g
- 534 g
- 133,5 g
- 356 g

Exercício 122

<https://www.biologiatotal.com.br/medio/quimica/exercicios/estequiometria/ex.50-massa-atmica-molecular-e-molar>

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Uma nova definição para o mol está disponível

Em 2018, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) publicou uma nova definição para o mol, estabelecendo que “*um mol contém exatamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares*”. Essa definição substitui a definição vigente desde 1971, que relacionava o mol à massa.

Disponível em: <<https://iupac.org/new-definition-mole-arrived/>>. [Adaptado]. Acesso em: 20 set. 2018.

(UFSC 2018) Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

- pela nova definição, assume-se que um mol de átomos de ouro possui mais átomos do que um mol de moléculas de sacarose ($\text{C}_{11}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).
- há mais átomos em 1,00 g de zinco do que em 1,00 g de arsênio.
- em 1,00 mol de moléculas de água, há 1,00 mol de átomos de oxigênio e 2,00 mol de átomos de hidrogênio.
- há mais átomos de oxigênio em 2,00 mol de moléculas de CO_2 do que em um 1,00 mol de moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- na reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$, o número total de átomos de produto é maior do que o número total de átomos dos reagentes.

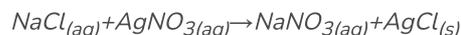
Exercício 123

(CEFET MG 2015) O ferrocianeto de potássio, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, reage com o cloreto de ferro III e produz um pigmento de cor azul muito intensa, conhecido como azul da prússia. Pode-se afirmar, corretamente, que 184,1 g de ferrocianeto de potássio contém

- 6 mol de carbono.
- 55,8 g do íon férrico.
- 2 átomos de potássio.
- $18,06 \times 10^{23}$ íons cianeto.
- $6,02 \times 10^{23}$ átomos de nitrogênio.

Exercício 124

(Uepg 2016) Em uma reação foram misturados 11,70 g de cloreto de sódio e 27,20 g de nitrato de prata, ambos em solução aquosa, de acordo com a reação abaixo.



Sobre a reação, assinale o que for correto.

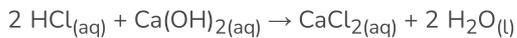
Dados: N=14 g/mol; O=16 g/mol; Na=23 g/mol; Cl=35,5 g/mol; Ag=108 g/mol.

- O reagente em excesso nesta reação é o NaCl .
- Esta reação envolve a transferência de elétrons.
- A massa do reagente em excesso é 15,50 g.
- Esta é uma reação de dupla troca.

16) A massa do precipitado de AgCl formado é aproximadamente 23,0 g.

Exercício 125

(Uepg 2019) Considere a seguinte equação química:



Considerando-se que foram utilizados 7,4 g do hidróxido de cálcio e HCl em excesso para a realização dessa reação, assinale o que for correto.

Dados:

Ca = 40 g/mol

O = 16 g/mol

H = 1 g/mol

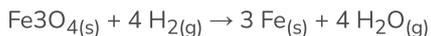
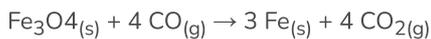
Cl = 35,5 g/mol

- 01) A reação acima é uma reação de dupla troca.
- 02) A massa de ácido clorídrico que irá reagir será de 7,3 g.
- 04) A reação apresentada envolve a transferência de elétrons.
- 08) A massa de H₂O obtida será de 3,6 g.
- 16) A massa de cloreto de cálcio formada será de 11,1 g.

- 01) A reação acima é uma reação de dupla troca.
- 02) A massa de ácido clorídrico que irá reagir será de 7,3 g.
- 04) A reação apresentada envolve a transferência de elétrons.
- 08) A massa de H₂O obtida será de 3,6 g.
- 16) A massa de cloreto de cálcio formada será de 11,1 g.

Exercício 126

(Uem 2014) Abaixo, apresentam-se duas reações importantes para a produção de ferro metálico a partir de minério de ferro.



A partir dessas informações, assinale o que for **correto**, considerando que o rendimento das reações é de 100%.

- 01) Em processos separados, quantidades idênticas em massa de monóxido de carbono e de hidrogênio produzem a mesma quantidade de ferro metálico, a partir de Fe₃O₄ em excesso estequiométrico.
- 02) É possível produzir 1,5 tonelada de ferro, utilizando-se 1 tonelada de monóxido de carbono e uma quantidade de Fe₃O₄ suficiente.
- 04) Em um reator contendo 2,5 kg de Fe₃O₄ e 80 g de H₂, o hidrogênio é o reagente limitante da reação.
- 08) Em ambas as reações, os gases reagentes são agentes oxidantes e o Fe₃O₄ é o agente redutor.
- 16) Nas duas reações, todos os átomos têm o número de oxidação alterado quando se passa dos reagentes para os produtos.

Exercício 127

(PUCRJ 2013) A massa, em gramas, de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de uma substância é igual à massa molar dessa substância. Essa relação permite o cálculo da massa de uma molécula de SO₂, que é, em gramas, mais próximo do valor:

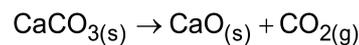
Dados: S = 32; O = 16.

- a) $1,0 \times 10^{-24}$

- b) $1,0 \times 10^{-23}$
- c) $1,0 \times 10^{-22}$
- d) $1,0 \times 10^{21}$
- e) $1,0 \times 10^{23}$

Exercício 128

(FAC. ALBERT EINSTEIN - MEDICINA 2017) Um resíduo industrial é constituído por uma mistura de carbonato de cálcio (CaCO₃) e sulfato de cálcio (CaSO₄). O carbonato de cálcio sofre decomposição térmica se aquecido entre 825 e 900 °C já o sulfato de cálcio é termicamente estável. A termólise do (CaCO₃) resulta em óxido de cálcio e gás carbônico.



Uma amostra de 10,00g desse resíduo foi aquecida a 900°C até não se observar mais alteração em sua massa. Após o resfriamento da amostra, o sólido resultante apresentava 6,70g. O teor de carbonato de cálcio na amostra é de, aproximadamente,

- a) 33%
- b) 50%
- c) 67%
- d) 75%

Exercício 129

(G1 - CFTMG 2011) Para identificar uma substância desconhecida X contida em um frasco, cujo rótulo estava danificado, uma analista determinou sua composição centesimal, via reação de combustão e utilizou o único dado legível do rótulo, conforme quadro abaixo.

Composição centesimal	Informação legível do rótulo
X + O ₂ → CO ₂ + H ₂ O %C = 55,8 %H = 7,0	MM = 86 g/mol

Com base nesses dados, pode-se afirmar que a substância desconhecida é a(o)

- a) n-butano.
- b) metil.
- c) ácido metil-propanodioico.
- d) ácido ciclopropil-metanoico.

Exercício 130

(IME 2017) No esboço da Tabela Periódica abaixo estão discriminados os números de nêutrons dos isótopos mais estáveis de alguns elementos.

1																			18
0	2																		He
4	5													6	6	7	8	10	Ne
12	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12			14	14	16	16	18	Ar
20	20	24	26	28	28	30	30	32	30	34	34			38	42	42	46	44	Kr
48	50	50	50	52	56	55	58	58	60	60	66			66	70	70	78	74	Xe
																			Rd

Considere agora um composto iônico binário, em que:

- I. o cátion, de carga +2, possui 12 prótons;

II. o ânion, de carga -3, possui 10 elétrons.

A massa de 1mol deste composto é aproximadamente igual a:

- a) 38 g
- b) 100 g
- c) 122 g
- d) 90 g
- e) 50 g

Exercício 131

(Ufsj 2012) Considerando a formação de água a partir da combinação de hidrogênio e oxigênio em condições adequadas, a proporção **CORRETA**, em gramas, entre essas substâncias é, respectivamente, igual a

- a) 18, 4, 16
- b) 320, 40, 360
- c) 18, 2, 32
- d) 45, 5, 40

Exercício 132

(UEM 2014) Considere que a constante de Avogadro é $6,0 \times 10^{23}$ e assinale o que for correto.

Dados: Na = 23; Cl = 35,5; Hg = 201.

- 01) Nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume ocupado por 1 mol de argônio é igual ao volume ocupado por 32 gramas de ozônio.
- 02) O número de íons NH_4^+ formados pela dissociação iônica completa de 2 mols de NH_4Cl é 12×10^{23} .
- 04) A massa de mercúrio em um mol de cloreto mercurioso é 201 g.
- 08) A massa atômica do elemento Na é praticamente igual à de seu cátion Na^+ .
- 16) A massa molar do cloreto de sódio é aproximadamente 58 g/mol.

Exercício 133

(Uem 2016) A clorocisplatina, um complexo inorgânico usado no tratamento do câncer de testículos, é preparada a partir da reação da amônia com o tetracloroplatinato de potássio segundo a reação abaixo. Sabendo-se que foi usado 1,0 quilograma de K_2PtCl_4 e 100 gramas de NH_3 e que a reação rendeu 100% na preparação desta droga, assinale o que for **correto**.



Dados: K=39; Pt=195; Cl=35; N=14; H=1.

- 01) A quantidade máxima de clorocisplatina formada é de aproximadamente 724 gramas.
- 02) O reagente em excesso é o tetracloroplatinato de potássio.
- 04) Se todo reagente limitante for consumido, a quantidade do reagente em excesso a ser consumida será de 4,84 mols.
- 08) Se o rendimento da reação for 80%, a quantidade de clorocisplatina produzida será de aproximadamente 286 gramas.

16) A quantidade máxima de KCl formada na reação é de aproximadamente 358 gramas.

Exercício 134

(Ufsc 2017) *Jogos Olímpicos Rio 2016: o que é o pó que os ginastas passam nas mãos antes da competição?*



<<http://globoesporte.globo.com/outros-esportes/fotos/2012/12/retrospectiva-fotos-mais-bonitas-de-2012.html>>.
Acesso em: 11 ago. 2016.

O pó branco utilizado pelos atletas nas mãos e pés em competições de ginástica artística é comumente conhecido como “pó de magnésio”. Esse pó é, na realidade, o carbonato de magnésio, que possui ação antiemectante, utilizado para diminuir a sensação escorregadia durante as acrobacias. O pó atua absorvendo o suor e diminuindo os riscos de o ginasta cair e se machucar. Sem a utilização do “pó de magnésio”, o risco de lesões seria maior, mas apenas os atletas utilizam, já que o pó desidrata a pele e pode causar manchas.

Disponível em: <<http://www.vavel.com/br/mais-esportes/647755-ginastica-artistica-tudo-o-que-voc-precisa-saber-para-o-rio-2016.html>>. [Adaptado].

Dados:

Mg = 24,3; C = 12; O = 16.

Sobre o assunto, é correto afirmar que:

- 01) o contato do carbonato de magnésio com o suor produzido nas mãos de um ginasta resulta na produção de íons Mg^{2-} e CO_3^{2+} .
- 02) na forma de íons Mg^{2+} , o magnésio possui dez elétrons distribuídos em dois níveis eletrônicos.
- 04) ao espalhar 8,43 g de carbonato de magnésio nas mãos, o ginasta estará utilizando 0,100 mol de magnésio e 0,100 mol de carbonato.
- 08) o magnésio na forma reduzida (Mg^0) não conduz eletricidade.
- 16) a ligação entre íons magnésio e íons carbonato possui elevado caráter covalente e, portanto, o carbonato de magnésio não se dissolve no suor do ginasta.
- 32) o magnésio é classificado como um metal de transição.

64) existem 243 g de magnésio em 10,0 mol de carbonato de magnésio.

Exercício 135

(Ufsc 2014) Em março de 2013, cardeais da Igreja Católica de todo o mundo reuniram-se na Capela Sistina, no Vaticano, para conduzir a eleição de um novo Papa, em um processo conhecido como “Conclave”. As reuniões e votações ocorriam em sessão fechada, e os fiéis eram comunicados do resultado pela cor da fumaça que saía por uma chaminé da capela – a fumaça preta era indício de um processo de eleição não conclusivo, ao passo que a fumaça branca indicava a eleição do pontífice. Os compostos químicos utilizados para produzir a fumaça eram, até então, desconhecidos do público, e somente no início deste ano a composição química foi revelada. A fumaça branca era produzida pela reação de clorato de potássio KClO_3 com lactose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ e uma pequena quantidade de resina extraída de pinheiros, ao passo que a fumaça preta era produzida pela reação entre perclorato de potássio KClO_4 , um hidrocarboneto policíclico aromático e enxofre elementar, ambas após ignição induzida por uma descarga elétrica. As reações simplificadas e não balanceadas são mostradas abaixo (alguns componentes da fumaça foram omitidos):



Disponível em: <www.nytimes.com/2013/03/13/science/vatican-reveals-recipes-for-conclave-smoke.html?_r=0> [Adaptado]
Acesso em: 14 out. 2013.

Com base nas informações fornecidas, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01) Em II, na produção da fumaça preta, para que sejam formados 149 g de cloreto de potássio, é necessário promover a reação entre 138,55 g de perclorato de potássio e 64,2 g de enxofre sólido.

02) Na produção da fumaça preta, considerando a reação II, o número de oxidação do enxofre passa de zero (enxofre sólido) para +4 (molécula de SO_2).

04) Para a produção da fumaça branca, considerando a reação I, a utilização de 342 g de lactose produzirá 528 g de dióxido de carbono.

08) O número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de clorato de potássio para a produção de fumaça branca é maior que o número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de perclorato de potássio para produzir fumaça preta. (reação II)

16) Em I, a reação de 6 mol de clorato de potássio com 1 mol de lactose produz 23 mol de produtos no estado gasoso.

32) Em II, a reação de 1 mol de perclorato de potássio com 2 mol de enxofre sólido resulta na formação de 1 mol de dióxido de enxofre.

01) Em II, na produção da fumaça preta, para que sejam formados 149 g de cloreto de potássio, é necessário promover a reação entre 138,55 g de perclorato de potássio e 64,2 g de enxofre sólido.

02) Na produção da fumaça preta, considerando a reação II, o número de oxidação do enxofre passa de zero (enxofre sólido) para +4 (molécula de SO_2).

04) Para a produção da fumaça branca, considerando a reação I, a utilização de 342 g de lactose produzirá 528 g de dióxido de carbono.

08) O número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de clorato de potássio para a produção de fumaça branca é maior que o número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de perclorato de potássio para produzir fumaça preta. (reação II)

16) Em I, a reação de 6 mol de clorato de potássio com 1 mol de lactose produz 23 mol de produtos no estado gasoso.

32) Em II, a reação de 1 mol de perclorato de potássio com 2 mol de enxofre sólido resulta na formação de 1 mol de dióxido de enxofre.

Exercício 136

(UEM-PAS 2015) Em física e química é essencial que aqueles que realizam medições adotem padrões aceitos por todos para representar os resultados dessas medições, de modo que tais resultados possam ser transmitidos de um laboratório para outro e verificados em qualquer lugar do mundo. Sobre o padrão de massa é correto afirmar que:

01) O padrão de massa do Sistema Internacional de Unidades (SI) é um cilindro de platina-irídio, cuja massa, atribuída em acordo internacional, é de 1 kg (um quilograma).

02) Na escala atômica existe um segundo padrão de massa, baseado no átomo ^1H .

04) A unidade de massa atômica (u), definida por um acordo internacional, corresponde a um décimo da massa do ^{12}C .

08) O mol é uma unidade do SI que mede a quantidade de uma substância, sendo que um mol de uma dada substância contém aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares.

16) Um segundo padrão de massa é necessário visto que é possível comparar massas atômicas entre si com uma precisão superior à que atualmente se consegue comparando-as com o quilograma padrão.

Exercício 137

(Uepg 2019) O ácido sulfúrico pode ser obtido pelo método descrito a seguir:

- I. combustão do enxofre rômboico, S_8 , a dióxido de enxofre gasoso;
- II. oxidação do dióxido de enxofre gasoso a trióxido de enxofre gasoso;
- III. o trióxido de enxofre gasoso é borbulhado em água produzindo o ácido sulfúrico.

O método é realizado em condições normais de temperatura e pressão.

Dados: S = 32 g/mol, O = 16 g/mol, H = 1 g/mol
Ar atmosférico possui 21% em volume de O_2

Diante do exposto, assinale o que for correto.

01) O trióxido de enxofre é um óxido anfótero.

02) O volume de ar atmosférico necessário para a transformação completa de 32 g de enxofre rômico em dióxido de enxofre é, aproximadamente, 106,7 L.

04) A massa de enxofre necessária para preparar 49 g de ácido sulfúrico é, aproximadamente, 16 g.

08) O dióxido de enxofre é uma molécula apolar.

16) Uma outra forma alotrópica do enxofre é a forma tetraédrica.

Exercício 138

(UEPG 2012) Com relação à massa molecular dos sistemas abaixo, assinale o que for correto.

I. 1 mol de H_2SO_4 .

II. $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de hidrogênio.

III. 22,4 L de gás carbônico (CNTTP).

IV. 5 mol de ferro.

V. 0,28 L de água.

Dados: H = 1; O = 16; S = 32; Fe = 56; C = 12.

01) O sistema I contém massa maior do que o sistema III.

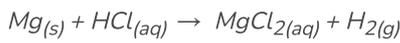
02) Considerando a sequência IV, I e III, as massas encontram-se em ordem crescente.

04) A massa do sistema III é maior do que a massa do sistema II.

08) Os sistemas IV e V apresentam a mesma massa.

Exercício 139

(Ufsc 2019) A reação (não balanceada) entre o magnésio e o ácido clorídrico está representada abaixo:



Com o objetivo de estudar essa reação, foram realizados quatro experimentos com diferentes quantidades de magnésio e de ácido clorídrico, informadas a seguir:

A 	B 	C 	D 
0,05 mol de Mg + 0,05 mol de HCl	0,05 mol de Mg + 0,10 mol de HCl	0,10 mol de Mg + 0,20 mol de HCl	0,20 mol de Mg + 0,10 mol de HCl

Considerando essas informações, é correto afirmar que:

Dado: H = 1,00 u

01) a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros para a reação balanceada é igual a seis.

02) o maior volume de hidrogênio será produzido na condição do experimento "D".

04) nas condições dos experimentos "A", "B" e "C", não há reagente em excesso.

08) nas condições dos experimentos "A" e "D", o ácido clorídrico é o reagente limitante.

16) considerando a condição "C", a massa de hidrogênio produzida será de 0,10 g.

32) o experimento envolve uma reação de óxido-redução na qual o magnésio é oxidado e o HCl é reduzido.

64) na reação, o Mg é o agente redutor.

Exercício 140

(Ufpr 2019) Um certo metal (M), de massa molar igual a 48 g mol^{-1} , forma um sal de cloreto bastante reativo, que em água sofre hidrólise e produz o óxido desse metal. Verificou-se que na composição de 80 g do óxido, 48 g correspondem à massa apenas do metal.

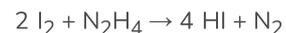
(Dado: massa molar do oxigênio igual a 16 g mol^{-1})

A fórmula mínima desse óxido é:

- a) MO.
- b) MO_2 .
- c) M_2O .
- d) M_2O_3 .
- e) M_3O_4 .

Exercício 141

(Uerj 2021) O ácido iodídrico, utilizado na higienização de instrumentos médicos, dentre outras aplicações, é produzido a partir da seguinte reação química:



Em um processo de produção industrial, ao adicionar 254 kg de I_2 e 80 kg de N_2H_4 , verifica-se o consumo completo do reagente limitante.

A massa de reagente em excesso, que não foi consumida, em quilogramas, tem valor igual a:

Dados: I = 127; N = 14; H = 1.

- a) 16
- b) 32
- c) 64
- d) 72

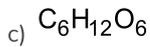
GABARITO

Exercício 1

a) $2,7 \times 10^{14}$

Exercício 2

c) 0,4

Exercício 3**Exercício 4**

c) "Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma". (Antoine Lavoisier)

Exercício 5

c) Lavoisier.

Exercício 6

b) 108.

Exercício 7

b) 24.

Exercício 8

e) 45.

Exercício 9

b) 0,26.

Exercício 10

b) II e IV.

Exercício 11

(D) 1 008 kg.

Exercício 12

c) 2,8

Exercício 13

d) 17,9 L.

Exercício 14

c) 3,18 g

Exercício 15

c) 44,8 L.

Exercício 16

d) 17,9 L.

Exercício 17

b) 0,5 mol.

Exercício 18

c) 2,9

Exercício 19

a) 80,6g.

Exercício 20

b) utiliza, na proporção mínima de números inteiros, 2 mols de ácido clorídrico aquoso para 1 mol de dióxido de manganês.

Exercício 21

b) 13 g.

Exercício 22

d) $C_{10}F_{18}$

Exercício 23

b) 360 kg e 320 kg.

Exercício 24

a) Apenas I.

Exercício 25

e) $7,69 \cdot 10^5$ L de CO_2

Exercício 26

d) 352 kg.

Exercício 27

d) $\frac{56}{7} \cdot \frac{22}{44} = 1$

Exercício 28

c) 447 kg.

Exercício 29

a) 250 L.

Exercício 30

a) razão constante entre as massas dos reagentes e as dos produtos reflete a lei das proporções de Proust.

Exercício 31

a) $C_9H_8O_4$

Exercício 32

d) 36,8 kg.

Exercício 33

d) 110,25 L e 999 g

Exercício 34

c) 50 L.

Exercício 35

d) 4,2 e 316,7.

Exercício 36

b) 1 e 4

Exercício 37

c) 106 g.

Exercício 38

d) 110,25 L e 999 g

Exercício 39

(D) 120 kg e CO₂

Exercício 40

b) 0,015×10²³

Exercício 41

d) 80%

Exercício 42

d) ll

Exercício 43

b) 10²¹

Exercício 44

e) o oxigênio presente no ar reagiu com o ferro da palha de aço, formando óxido de ferro.

Exercício 45

c) C₂H₃.

Exercício 46

c) 7 mol

Exercício 47

c) 208

Exercício 48

c) I, III e IV apenas.

Exercício 49

c) 10.

Exercício 50

a) ácido etanoico

Exercício 51

b) 1,2.

Exercício 52

c) à presença de isótopos com diferentes números de nêutrons.

Exercício 53

b) 55% ⁷⁹Br e 45% ⁸¹Br

Exercício 54

c) CO₂ e 12g

Exercício 55

c) $\frac{2}{5}$

Exercício 56

a) contribui menos para a massa atômica do cloro.

Exercício 57

d) 0,72/X=Z/0,98

Exercício 58

a) 0,7 kg

Exercício 59

e) 58 g/mol.

Exercício 60

c) 630

Exercício 61

c) 164 g; a relação estequiométrica C₂H₆O:O₂ é de 1:3.

Exercício 62

a) 170 Kg

Exercício 63

b) 55% ⁷⁹Br e 45% ⁸¹Br.

Exercício 64

d) 356 g

Exercício 65

b) 6,21 g.

Exercício 66

c) 0,72.

Exercício 67

b) 385 kg.

Exercício 68

c) 164 g; a relação estequiométrica C₂H₆O:O₂ é de 1:3.

Exercício 69

a) 1,5×10¹.

Exercício 70

e) O percentual em massa de oxigênio na água comum é, em valores arredondados, de 88,9%.

Exercício 71

e) Considerando os dados mencionados, conclui-se que serão formados 409,5 g de ferro metálico.

Exercício 72

e) 93,7%.

Exercício 73

d) C₁₃H₁₀N₂O₄.

Exercício 74

a) "A porcentagem em massa de sódio no realçador (glutamato) é de 13,6%. "Por outro lado, o realçador só conta com cerca de um terço do nutriente que é encontrado no sal de cozinha."

Exercício 75

b) 156,8 L.

Exercício 76

c) foi removida uma quantidade maior de H_2S que a prevista pela estequiometria da equação química fornecida.

Exercício 77

c) 75% e 25%

Exercício 78

c) 20

Exercício 79

(C) 91,2 g/mol.

Exercício 80

c) 1,46.

Exercício 81

d) $1,825 \cdot 10^{-1}$ g de ácido clorídrico.

Exercício 82

02) O N_2 é o reagente limitante.

08) Após o término da reação tem-se 34 gramas de amônia.

Exercício 83

d) permaneceram sem reagir 74 g de hidróxido de cálcio.

Exercício 84

c) foi removida uma quantidade maior de H_2S que a prevista pela estequiometria da equação química fornecida.

Exercício 85

08) O reagente $Fe_{(s)}$ está em excesso.

16) Trata-se de uma reação de oxirredução.

Exercício 86

01) Trata-se de uma reação de oxirredução na qual o ferro sólido é oxidado e o hidrogênio é reduzido.

04) Se considerarmos a eficiência total do processo e partirmos de 15 kg de ferro sólido, obteremos cerca de 535,71g de gás hidrogênio.

08) O gás hidrogênio é uma molécula diatômica formada por ligação covalente apolar.

Exercício 87

d) $1,32 \cdot 10^6$ g.

Exercício 88

a) 1,9 mol de hidroxila.

Exercício 89

e) 4.200 mg

Exercício 90

d) 4/15; diminui.

Exercício 91

c) 6.800

Exercício 92

b) 4

Exercício 93

d) etano.

Exercício 94

a) $2,0 \times 10^{-12}$

Exercício 95

c) 7

Exercício 96

c) 1,41g.

Exercício 97

e) A concentração em quantidade de matéria da solução é de 1 mol L^{-1} .

Exercício 98

d) a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem ou o método para obtê-las.

Exercício 99

e) 13,6

Exercício 100

d) H_2SO_4 e 100 g

Exercício 101

d) ácido clorídrico foi consumido na quantidade de 3×10^{-4} mol.

Exercício 102

b) 20 e 768 g.

Exercício 103

b) A combustão de 10 L de propano forma 132 g de gás carbônico.

Exercício 104

a) 1

Exercício 105

d) 1,10.

Exercício 106

a) Apenas I.

Exercício 107

d) A proporção da quantidade de mol da reação balanceada para o ácido, base, sal e água é, respectivamente, 3:1:1:3.

Exercício 108

a) 139 g/mol

Exercício 109

c) 0,42.

Exercício 110

d) No corpo humano existem aproximadamente $1,17 \times 10^4$ mols de átomos.

Exercício 111

b) no combustível, foi incorporado outro reagente químico.

Exercício 112

c) 6.800

Exercício 113

e) $1,55 \times 10^6$.

Exercício 114

e) $1,66 \times 10^{-13}$ mols.

Exercício 115

d) 600 Kg

Exercício 116

c) I - III

Exercício 117

01) A unidade de massa atômica, cujo símbolo é u, é definida como sendo igual a 1/12 da massa de um átomo do isótopo ^{12}C .

08) Um recipiente contendo 180 g de glicose possui o mesmo número de moléculas (porém distintas) que um recipiente contendo 1 mol de água.

Exercício 118

e) 70%

Exercício 119

c) 50%

Exercício 120

b) 452 kg por metro cúbico de concreto. Testes com NO_x e SO_x foram realizados, pois esses gases podem compor o gás utilizado no processo de endurecimento.

Exercício 121

d) 356 g

Exercício 122

02. há mais átomos em 1,00 g de zinco do que em 1,00 g de arsênio.

04. em 1,00 mol de moléculas de água, há 1,00 mol de átomos de oxigênio e 2,00 mol de átomos de hidrogênio.

Exercício 123

d) $18,06 \times 10^{23}$ íons cianeto.

Exercício 124

01) O reagente em excesso nesta reação é o *NaCl*.

08) Esta é uma reação de dupla troca.

16) A massa do precipitado de *AgCl* formado é aproximadamente 23,0 g.

Exercício 125

01) A reação acima é uma reação de dupla troca.

02) A massa de ácido clorídrico que irá reagir será de 7,3 g.

08) A massa de H_2O obtida será de 3,6 g.

16) A massa de cloreto de cálcio formada será de 11,1 g.

Exercício 126

02) É possível produzir 1,5 tonelada de ferro, utilizando-se 1 tonelada de monóxido de carbono e uma quantidade de Fe_3O_4 suficiente.

04) Em um reator contendo 2,5 kg de Fe_3O_4 e 80 g de H_2 , o hidrogênio é o reagente limitante da reação.

Exercício 127

c) $1,0 \times 10^{-22}$

Exercício 128

d) 75%

Exercício 129

d) ácido ciclopropil-metanoico.

Exercício 130

b) 100 g

Exercício 131

d) 45, 5, 40

Exercício 132

02) O número de íons NH_4^+ formados pela dissociação iônica completa de 2 mols de NH_4Cl é 12×10^{23} .

08) A massa atômica do elemento Na é praticamente igual à de seu cátion Na^+ .

16) A massa molar do cloreto de sódio é aproximadamente 58 g/mol.

Exercício 133

01) A quantidade máxima de clorocisplatina formada é de aproximadamente 724 gramas.

04) Se todo reagente limitante for consumido, a quantidade do reagente em excesso a ser consumida será de 4,84 mols.

16) A quantidade máxima de KCl formada na reação é de aproximadamente 358 gramas.

Exercício 134

02) na forma de íons Mg^{2+} , o magnésio possui dez elétrons distribuídos em dois níveis eletrônicos.

04) ao espalhar 8,43 g de carbonato de magnésio nas mãos, o ginasta estará utilizando 0,100 mol de magnésio e 0,100 mol de carbonato.

64) existem 243 g de magnésio em 10,0 mol de carbonato de magnésio.

Exercício 135

02) Na produção da fumaça preta, considerando a reação II, o número de oxidação do enxofre passa de zero (enxofre sólido) para +4 (molécula de SO_2).

04) Para a produção da fumaça branca, considerando a reação I, a utilização de 342 g de lactose produzirá 528 g de dióxido de carbono.

08) O número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de clorato de potássio para a produção de fumaça branca é maior que o número de mol de gases formados pela reação de 1 mol de perclorato de potássio para produzir fumaça preta. (reação II)

Exercício 136

01) O padrão de massa do Sistema Internacional de Unidades (SI) é um cilindro de platina-irídio, cuja massa, atribuída em acordo internacional, é de 1 kg (um quilograma).

08) O mol é uma unidade do SI que mede a quantidade de uma substância, sendo que um mol de uma dada substância contém aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares.

16) Um segundo padrão de massa é necessário visto que é possível comparar massas atômicas entre si com uma precisão superior à que atualmente se consegue comparando-as com o quilograma padrão.

Exercício 137

02) O volume de ar atmosférico necessário para a transformação completa de 32 g de enxofre rômico em dióxido de enxofre é, aproximadamente, 106,7 L.

04) A massa de enxofre necessária para preparar 49 g de ácido sulfúrico é, aproximadamente, 16 g.

Exercício 138

01) O sistema I contém massa maior do que o sistema III.

04) A massa do sistema III é maior do que a massa do sistema II.

08) Os sistemas IV e V apresentam a mesma massa.

Exercício 139

08) nas condições dos experimentos "A" e "D", o ácido clorídrico é o reagente limitante.

64) na reação, o Mg é o agente redutor.

Exercício 140

Exercício 141

c) 64