

EXERCÍCIOS SOBRE ESTEQUIOMETRIA - CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO I

**OBSERVAÇÃO:** utilize, quando necessário, a tabela periódica para consultar massas atômicas.

**Classificação Periódica**

(IA) 1	(IIA) 2											(IIIA) 13	(IVA) 14	(VA) 15	(VIA) 16	(VIIA) 17	(VIIIA) 18
1 H hidrogênio 1,01	4 Be berílio 9,01											5 B boro 10,8	6 C carbono 12,0	7 N nitrogênio 14,0	8 O oxigênio 16,0	9 F flúor 19,0	10 Ne neônio 20,2
3 Li lítio 6,94	11 Na sódio 23,0	21 Sc escândio 45,0	22 Ti titânio 47,9	23 V vanádio 50,9	24 Cr cromio 52,0	25 Mn manganês 54,9	26 Fe ferro 55,8	27 Co cobalto 58,9	28 Ni níquel 58,7	29 Cu cobre 63,5	30 Zn zinco 65,4	31 Ga gálio 69,7	32 Ge germânio 72,6	33 As arsênio 74,9	34 Se selênio 79,0	35 Br bromo 79,9	36 Kr criptônio 83,8
19 K potássio 39,1	20 Ca cálcio 40,1	39 Y itrio 88,9	40 Zr zircônio 91,2	41 Nb nióbio 92,9	42 Mo molibdênio 96,0	43 Tc tecnécio	44 Ru rútenio 101	45 Rh ródio 103	46 Pd paládio 106	47 Ag prata 108	48 Cd cádmio 112	49 In índio 115	50 Sn estanho 119	51 Sb antimônio 122	52 Te telúrio 128	53 I iodo 127	54 Xe xenônio 131
55 Cs césio 133	56 Ba bário 137	57-71 lantanoides	72 Hf hafnio 178	73 Ta tântalo 181	74 W tungstênio 184	75 Re rênio 186	76 Os ósio 190	77 Ir irídio 192	78 Pt platina 195	79 Au ouro 197	80 Hg mercúrio 201	81 Tl talho 204	82 Pb chumbo 207	83 Bi bismuto 209	84 Po polônio	85 At astato	86 Rn radônio
87 Fr frâncio	88 Ra rádio	89-103 actinoides	104 Rf rutherfordio	105 Db dúbnio	106 Sg seabórgio	107 Bh bóhrio	108 Hs hássio	109 Mt meitnério	110 Ds darmstádio	111 Rg roentgênio	112 Cn copernício	113 Nh nihônio	114 Fl fleróvio	115 Mc moscóvio	116 Lv livermório	117 Ts tenessino	118 Og oganessônio

número atômico  
Símbolo  
nome  
massa atômica

57 La lantânio 139	58 Ce cério 140	59 Pr praseodímio 141	60 Nd neodímio 144	61 Pm promécio	62 Sm samário 150	63 Eu europio 152	64 Gd gadolímio 157	65 Tb térbio 159	66 Dy disprósio 163	67 Ho hólmio 165	68 Er érbio 167	69 Tm tulio 169	70 Yb itérbio 173	71 Lu lutécio 175
89 Ac actínio	90 Th tório 232	91 Pa protactínio 231	92 U urânio 238	93 Np neptúnio	94 Pu plutônio	95 Am américio	96 Cm cúrio	97 Bk berquélio	98 Cf califórnio	99 Es einstênio	100 Fm fêrmio	101 Md mendelévio	102 No nobélio	103 Lr laurêncio

**01.** (UEL) Um medicamento polivitamínico e polimineral traz a seguinte informação técnica em sua bula: "Este medicamento consiste na associação do acetato de tocoferol (vitamina E), ácido ascórbico (vitamina C) e os oligoelementos zinco, selênio, cobre e magnésio. Estas substâncias encontram-se numa formulação adequada para atuar sobre os radicais livres. O efeito antioxidante do medicamento fortalece o sistema imunológico e combate o processo de envelhecimento."

Considere um comprimido do medicamento com 15 mg de vitamina E. Essa quantidade de vitamina E foi colocada no interior de um recipiente provido de um êmbolo móvel e oxigênio gasoso em quantidade suficiente para a combustão total da amostra. Esse recipiente, contendo a vitamina E e o gás oxigênio, foi colocado em um forno. Após a queima total dos 15 mg de vitamina E, ocorreu a formação de "n" mol de gás carbônico e água. Os produtos formados foram submetidos às condições de temperatura (T) e pressão (P), conforme descritas na tabela a seguir (desprezar a presença da água).

Experimento	Temperatura (°C)	Pressão (atm)
A	0	1
B	100	1
C	0	5
D	100	5

Dado: "n" é a representação genérica da quantidade em mol de gás carbônico formado a partir da combustão de 15 mg de vitamina E.

De acordo com as informações apresentadas, é correto afirmar:

- No experimento A, o volume de CO<sub>2</sub> (g) formado é (22,4/n) L.
- O volume de CO<sub>2</sub> (g) formado no experimento B é 100 vezes maior que o volume de CO<sub>2</sub> (g) formado no experimento A.

- c) O volume de  $\text{CO}_2$  (g) formado no experimento C é 5 vezes maior que o volume de  $\text{CO}_2$  (g) formado no experimento A.  
 d) O volume de  $\text{CO}_2$  (g) formado no experimento D é 500 vezes maior do que o volume de  $\text{CO}_2$  (g) formado no experimento A.  
 e) O volume de  $\text{CO}_2$  (g) formado no experimento B é 5 vezes maior que o volume de  $\text{CO}_2$  (g) formado no experimento D.

**02.** (UFRN) Num balão de vidro, com dois litros de capacidade e hermeticamente fechado, encontra-se uma mistura gasosa constituída por hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), hélio ( $\text{He}$ ) e oxigênio ( $\text{O}_2$ ), na qual existe 0,32 g de cada gás componente, nas condições ambientais de temperatura e pressão. A reação de formação de água é iniciada por meio de uma faísca elétrica produzida no interior do balão.

Na reação de formação de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ), houve um excesso de reagente igual a:

- a) 0,02 mol de  $\text{H}_2$ .      b) 0,14 mol de  $\text{H}_2$ .      c) 0,08 mol de  $\text{O}_2$ .      d) 0,15 mol de  $\text{O}_2$ .

**03.** (ITA) A calcinação de 1,42 g de uma mistura sólida constituída de  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$  produziu um resíduo sólido que pesou 0,76 g e um gás. Com estas informações, qual das opções a seguir é a relativa à afirmação CORRETA?

Dados:

Massas molares (g/mol):  $\text{CaCO}_3 = 100,09$ ;  $\text{CaO} = 56,08$ ;  $\text{MgCO}_3 = 84,32$ ;  $\text{MgO} = 40,31$ .

- a) Borbulhando o gás liberado nesta calcinação em água destilada contendo fenolftaleína, com o passar do tempo a solução irá adquirir uma coloração rósea.  
 b) A coloração de uma solução aquosa, contendo fenolftaleína, em contato com o resíduo sólido é incolor.  
 c) O volume ocupado pelo gás liberado devido à calcinação da mistura, nas CNTP, é de 0,37 L.  
 d) A composição da mistura sólida inicial é 70 % (m/m) de  $\text{CaCO}_3$  e 30 % (m/m) de  $\text{MgCO}_3$ .  
 e) O resíduo sólido é constituído pelos carbetos de cálcio e magnésio.

**04.** (Cesgranrio) Uma pesquisa revelou que as indústrias do Rio Grande do Sul despejam, em conjunto, mais de 500.000 toneladas de poluentes atmosféricos por ano, obrigando cada um dos 9 milhões de habitantes daquele estado a respirar, em média, além do oxigênio, 3 kg de  $\text{CO}_2$ , 9 kg de hidrocarbonetos, 13 kg de óxidos de nitrogênio, 12 kg de derivados de enxofre e 14 kg de poeira. Some-se a isso que os óxidos de nitrogênio e de enxofre originam as chamadas chuvas ácidas.

Se considerarmos que a queima de 1 tonelada de carvão libera enxofre suficiente para produzir na atmosfera 16 kg de anidrido sulfúrico, está correto afirmar que, numa reação completa dessa quantidade de  $\text{SO}_3$  com água, haverá, no máximo, formação da seguinte massa, em kg, de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

Dados:

Massas Molares (g/mol): H = 1,0, O = 16, S = 32.

- a) 28,7      b) 19,6      c) 15,5      d) 12,8      e) 10,4

**05.** (ENEM) O ferro pode ser obtido a partir da hematita, minério rico em óxido de ferro, pela reação com carvão e oxigênio. A tabela a seguir apresenta dados da análise de minério de ferro (hematita) obtido de várias regiões da Serra de Carajás.

Minério da região	Teor de enxofre (S) / % em massa	Teor de ferro (Fe) / % em massa	Teor de sílica ( $\text{SiO}_2$ ) / % em massa
1	0,019	63,5	0,97
2	0,020	68,1	0,47
3	0,003	67,6	0,61

Fonte: ABREU, S. F. "Recursos minerais do Brasil", vol. 2. São Paulo: Edusp, 1973.

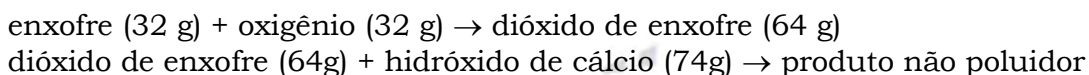
No processo de produção do ferro, a sílica é removida do minério por reação com calcário ( $\text{CaCO}_3$ ). Sabe-se, teoricamente (cálculo estequiométrico), que são necessários 100 g de calcário para reagir com 60 g de sílica.

Dessa forma, pode-se prever que, para a remoção de toda a sílica presente em 200 toneladas do minério na região 1, a massa de calcário necessária é, aproximadamente, em toneladas, igual a:

- a) 1,9.      b) 3,2.      c) 5,1.      d) 6,4.      e) 8,0.

**06.** (ENEM) Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar.

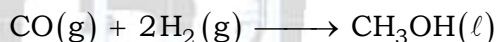
A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:



Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão (contendo 1 % de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente,

- a) 23 kg.      b) 43 kg.      c) 64 kg.      d) 74 kg.      e) 138 kg.

**07.** (FATEC) Metanol é um excelente combustível que pode ser preparado pela reação entre monóxido de carbono e hidrogênio, conforme a equação química

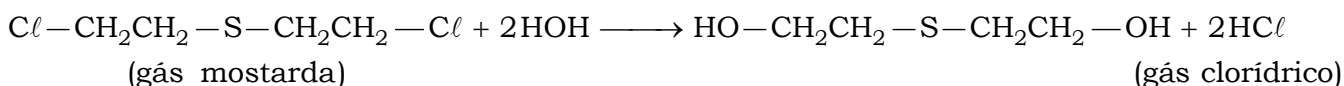


Supondo rendimento de 100 % para a reação, quando se adicionam 336 g de monóxido de carbono a 60 g de hidrogênio, devemos afirmar que o reagente em excesso e a massa máxima, em gramas, de metanol formada são, respectivamente,

Dados (massas molares g/mol):  $\text{CO} = 28$ ;  $\text{H}_2 = 2$ ;  $\text{CH}_3\text{OH} = 32$ .

- a) CO, 384.      b) CO, 396.      c) CO, 480.      d)  $\text{H}_2$ , 384.      e)  $\text{H}_2$ , 480.

**08.** (FATEC) A destruição em massa por armas químicas constitui-se num dos maiores temores da sociedade civilizada atual. Entre os mais temidos agentes químicos destacam-se o VX, de propriedades semelhantes às do Sarin, porém mais tóxico, e o gás mostarda, também letal. A denominação "gás mostarda" foi dada devido à cor semelhante do condimento e a seu efeito picante sobre a pele. A atuação desse gás se deve, entre outras coisas, à sua reação com a água, produzindo  $\text{HCl}$ , o responsável pela irritação da pele, dos olhos e do sistema respiratório. Assim, com base na equação:



e supondo um rendimento de 100 % no processo, o volume de gás clorídrico, nas condições ambiente, obtido a partir de 1 tonelada de gás mostarda é aproximadamente

Dados: volume molar, nas condições ambientes = 24,5 L/mol.

Massa molar do gás mostarda = 159 g/mol.

- a)  $1,5 \cdot 10^5$  L      b)  $3,1 \cdot 10^5$  L      c)  $6,5 \cdot 10^5$  L      d)  $3,2 \cdot 10^7$  L      e)  $2,8 \cdot 10^4$  L

09. (FUVEST) O tanque externo do ônibus espacial Discovery carrega, separados,  $1,20 \times 10^6$  L de hidrogênio líquido a  $-253$  °C e  $0,55 \times 10^6$  L de oxigênio líquido a  $-183$  °C. Nessas temperaturas, a densidade do hidrogênio é 34 mol/L (equivalente a 0,068 g/mL) e a do oxigênio é 37 mol/L (equivalente a 1,18 g/mL).

Considerando o uso que será feito desses dois líquidos, suas quantidades (em mols), no tanque, são tais que há:

- a) 100% de excesso de hidrogênio.
- b) 50% de excesso de hidrogênio.
- c) proporção estequiométrica entre os dois.
- d) 25% de excesso de oxigênio.
- e) 75% de excesso de oxigênio.

**Massa molar (g/mol)**

H ..... 1,0

O ..... 16

10. (FUVEST) Embalagens de fertilizantes do tipo NPK trazem três números, compostos de dois algarismos, que se referem, respectivamente, ao conteúdo de nitrogênio, fósforo e potássio, presentes no fertilizante. O segundo desses números dá o conteúdo de fósforo, porém expresso como porcentagem, em massa, de pentóxido de fósforo.

Para preparar 1 kg de um desses fertilizantes, foram utilizados 558 g de mono-hidrogenofosfato de amônio e 442 g de areia isenta de fosfatos. Na embalagem desse fertilizante, o segundo número, relativo ao fósforo, deve ser, aproximadamente,

- a) 10      b) 20      c) 30      d) 40      e) 50

**Dados:**

mono-hidrogenofosfato de amônio: massa molar (g/mol): 132.

pentóxido de fósforo: massa molar (g/mol): 142.

11. (FATEC) Quando se aquece uma porção de esponja de aço, constituída principalmente por ferro (Fe), em presença de oxigênio do ar, ela entra em combustão formando óxido de ferro (III) como único produto. Logo, se 1 g de esponja de aço for aquecido e sofrer combustão total, a massa do produto sólido resultante será

- a) menor do que 1 g, pois na combustão forma-se também  $\text{CO}_2(\text{g})$ .
- b) menor do que 1 g, pois o óxido formado é muito volátil.
- c) igual a 1 g, pois a massa se conserva nas transformações químicas.
- d) maior do que 1 g, pois o ferro é mais denso do que o oxigênio.
- e) maior do que 1 g, pois átomos de oxigênio se ligam aos de ferro.

12. (ITA) Aquecendo juntos (x) kg de óxido de estanho ( $\text{SnO}_2$ ) e 0,48 kg de grafite sólidos, em atmosfera inerte, são produzidos 3,6 kg de estanho sólido, (z)  $\text{m}^3$  de monóxido de carbono (CO) e (w)  $\text{m}^3$  de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) gasosos.

Qual das opções a seguir apresentam os valores CORRETOS de (x), (z) e (w)? (Considerar volumes gasosos medidos nas CNTP e comportamento ideal dos gases).

Dados: Massas molares (g/mol): C = 12,01; O = 16,00; Sn = 118,71.

	x (kg)	z ( $\text{m}^3$ )	w ( $\text{m}^3$ )
a)	1,5	0,22	0,11
b)	3,8	0,11	0,22
c)	4,5	0,15	0,15
d)	4,5	0,45	0,45
e)	9,0	0,45	0,45

13. (ITA) Uma mistura de azoteto de sódio,  $\text{NaN}_3(\text{c})$ , e de óxido de ferro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{c})$ , submetida a uma centelha elétrica reage muito rapidamente produzindo, entre outras substâncias, nitrogênio gasoso e ferro metálico. Na reação entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) misturados em proporções estequiométricas, a relação (em mol/mol)  $\text{N}_2(\text{g}) / \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{c})$  é igual a:

- a) 1/2.      b) 1.      c) 3/2.      d) 3.      e) 9.

14. (PUCMG) O medicamento Pepsamar Gel, utilizado no combate à acidez estomacal, é uma suspensão de hidróxido de alumínio. Cada mL de Pepsamar Gel contém 0,06 g de hidróxido de alumínio. Assinale a massa de ácido clorídrico do suco gástrico que é neutralizada, quando uma pessoa ingere 6,50 mL desse medicamento, aproximadamente:

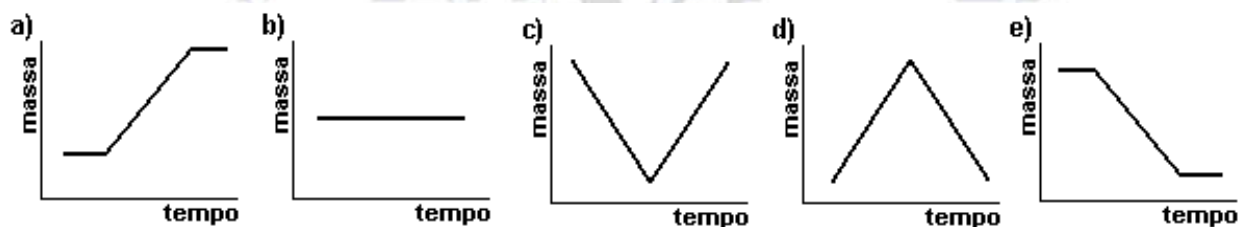
- a) 0,37      b) 0,55      c) 0,64      d) 0,73

Dados: Al = 27; O = 16; H = 1.

15. (PUCSP) Os gases nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e oxigênio ( $\text{O}_2$ ) podem reagir em diversas proporções, formando diferentes óxidos de nitrogênio ( $\text{N}_x\text{O}_y$ ). Em uma determinada condição foram colocados em um reator 32,0 g de  $\text{O}_2$  e 20,0 g de  $\text{N}_2$ . Terminada a reação, supondo a formação de apenas um tipo de óxido, é coerente afirmar que foram obtidos:

- a) 52,0 g de  $\text{N}_2\text{O}_3$ .  
 b) 40,0 g de NO, restando 12,0 g de  $\text{O}_2$  sem reagir.  
 c) 48,0 g de NO, restando 4,0 g de  $\text{N}_2$  sem reagir.  
 d) 46,0 g de  $\text{NO}_2$ , restando 6,0 g de  $\text{N}_2$  sem reagir.  
 e) 50,0 g de  $\text{N}_2\text{O}_3$ , restando 2,0 g de  $\text{O}_2$  sem reagir.

16. (UEL) Uma amostra contendo 1 mol de átomos de ferro em pó foi colocada em um recipiente de porcelana, denominado cadinho. Em seguida, este sistema foi fortemente aquecido na presença do ar atmosférico, e o ferro, transformado em óxido de ferro sólido. A variação da massa do sistema, nessa transformação, é representada pelo gráfico:

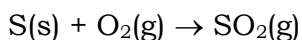


17. (UERJ) Em breve, os veículos automotivos poderão utilizar o combustível diesel S-500, menos poluente que o metropolitano por conter menor teor de enxofre. Observe a tabela a seguir.

DIESEL	TEOR DE ENXOFRE (mg/kg)	DENSIDADE (g/cm <sup>3</sup> )
metropolitano	2000	0,8
S-500	500	0,8

A poluição da atmosfera se dá após a transformação do enxofre em dióxido de enxofre, ocorrida na queima de óleo diesel.

A equação química a seguir indica essa transformação.

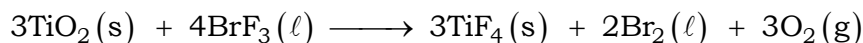


Dois caminhões, um utilizando diesel S-500 e outro, diesel metropolitano, deslocam-se com velocidade média de 50 km/h, durante 20 h, consumindo, cada um, 1 L de combustível a cada 4 km percorridos.

Considerando as condições acima descritas e a conversão total do enxofre em dióxido de enxofre, a redução da poluição proporcionada pelo caminhão que usa diesel S-500, em relação àquele que usa diesel metropolitano, expressa em gramas de SO<sub>2</sub> lançado na atmosfera, corresponde a:

- a) 800      b) 600      c) 500      d) 300

**18.** (UFC) A porcentagem de TiO<sub>2</sub> em um minério pode ser determinada através da seguinte reação:



Se 12,0 g do minério produzem 0,96 g de O<sub>2</sub>, a porcentagem aproximada de TiO<sub>2</sub> nesse minério é de:

- a) 10 %      b) 20 %      c) 30 %      d) 40 %      e) 50 %

**19.** (UFG) Existem, pelo menos, duas correntes de pensamento que explicam o surgimento da vida em nosso planeta; uma é denominada "criacionista" e a outra, "evolucionista". Considerando-se as leis e os princípios da Química, o "criacionismo" contraria:

- a) o princípio de Heisenberg.  
b) a lei de Lavoisier.  
c) o segundo postulado de Bohr.  
d) o princípio de Avogadro.  
e) a lei de Hess.

**20.** (UFPE) Ácido fosfórico impuro, para uso em preparação de fertilizantes, é produzido pela reação de ácido sulfúrico sobre rocha de fosfato, cujo componente principal é Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>. A reação é:



Quantos mols de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> podem ser produzidos pela reação de 200 kg de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

(Dados: Massas molares (em g/mol): H = 1; O = 16; S = 32; P = 31; Ca = 40).

- a) 2.107 mol.      b) 1.361 mol.      c) 95,4 mol.      d) 954,3 mol.      e) 620 mol.

**21.** (UFRS) A reação N<sub>2</sub>O(g) + ½O<sub>2</sub>(g) → 2NO(g) processa-se em um sistema mantido sob pressão de 1,0 bar na temperatura de 25 °C. Partindo de 3,0 litros de uma mistura estequiométrica de N<sub>2</sub>O e O<sub>2</sub>, o volume do sistema, quando 50 % do N<sub>2</sub>O tiver reagido, será de:

- a) 1,0 litro.      b) 1,5 litro.      c) 2,0 litros.      d) 3,5 litros.      e) 5,0 litros.

**22.** (UFSCAR) A massa de dióxido de carbono liberada na queima de 80 g de metano, quando utilizado como combustível, é:

(Massas molares, em g/mol: H = 1; C = 12; O = 16.)

- a) 22 g.      b) 44 g.      c) 80 g.      d) 120 g.      e) 220 g.

**23.** (UFSCAR) O alumínio metálico é obtido pela redução eletrolítica da bauxita, na presença da criolita que age como fundente, abaixando o ponto de fusão da bauxita de 2600 °C para cerca de 1000 °C. Considerando que a bauxita é composta exclusivamente por óxido de alumínio, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, a massa em toneladas de alumínio metálico obtida a partir de 51,0 toneladas de bauxita é de

- a) 23,5.      b) 25,5.      c) 27,0.      d) 32,0.      e) 39,3.

**24.** (UFSCAR) A cal viva, CaO, é um material utilizado no preparo de argamassas para construção civil, em pinturas de baixo custo para muros (caiação), bem como em jardinagem. Ao preparar o material para pintura de caules de árvores, um jardineiro misturou, sob agitação, 28 kg de cal viva com água em excesso, realizando uma reação química. A reação da cal viva com água resulta na formação da cal extinta, hidróxido de cálcio. A quantidade máxima de cal extinta obtida, em kg, foi de:

- a) 28.    b) 37.    c) 57.    d) 64.    e) 74.

**25.** (UFSCAR) A termita é uma reação que ocorre entre alumínio metálico e diversos óxidos metálicos. A reação do Al com óxido de ferro (III), Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, produz ferro metálico e óxido de alumínio, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Essa reação é utilizada na soldagem de trilhos de ferrovias. A imensa quantidade de calor liberada pela reação produz ferro metálico fundido, utilizado na solda. Dadas as massas molares, em g/mol: Al = 27 e Fe = 56, a quantidade, em kg, de ferro metálico produzido a partir da reação com 5,4 kg de alumínio metálico e excesso de óxido de ferro(III) é:

- a) 2,8.    b) 5,6.    c) 11,2.    d) 16,8.    e) 20,4.

**26.** (UNESP) São colocadas para reagir entre si as massas de 1,00 g de sódio metálico e 1,00 g de cloro gasoso. Considere que o rendimento da reação é 100 %. São dadas as massas molares, em g/mol: Na = 23,0 e Cl = 35,5. A afirmação correta é:

- a) há excesso de 0,153 g de sódio metálico.  
b) há excesso de 0,352 g de sódio metálico.  
c) há excesso de 0,282 g de cloro gasoso.  
d) há excesso de 0,153 g de cloro gasoso.  
e) nenhum dos dois elementos está em excesso.

**27.** (UNESP) No preparo de um material semicondutor, uma matriz de silício ultrapuro é impurificada com quantidades mínimas de gálio, através de um processo conhecido como dopagem. Numa preparação típica, foi utilizada uma massa de 2,81g de silício ultrapuro, contendo  $6,0 \times 10^{22}$  átomos de Si. Nesta matriz, foi introduzido gálio suficiente para que o número de seus átomos fosse igual a 0,01 % do número de átomos de silício. Sabendo que a massa molar do gálio vale 70 g/mol e a constante de Avogadro vale  $6,0 \times 10^{23}$ , a massa de gálio empregada na preparação é igual a

- a) 70 g.    b) 0,70 g.    c) 0,0281 g.    d)  $7,0 \times 10^{-4}$  g.    e)  $6,0 \times 10^{-23}$  g.

**28.** (UNESP) O carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>), principal constituinte do calcário, é um sal usado na agricultura para corrigir a acidez do solo. Este sal, ao ser aquecido vigorosamente, sofre decomposição térmica, produzindo óxido de cálcio (CaO) e gás carbônico (CO<sub>2</sub>). Considerando a massa molar do CaCO<sub>3</sub> = 100 g/mol, do CaO = 56 g/mol e do CO<sub>2</sub> = 44 g/mol, e que 10 kg de carbonato de cálcio puro sofreram decomposição térmica, a quantidade de óxido de cálcio produzido será de

- a) 2200 g.    b) 2800 g.    c) 4400 g.    d) 5600 g.    e) 11200 g.

**29.** (UNIFESP) A quantidade de creatinina (produto final do metabolismo da creatina) na urina pode ser usada como uma medida da massa muscular de indivíduos. A análise de creatinina na urina acumulada de 24 horas de um indivíduo de 80 kg mostrou a presença de 0,84 gramas de N (nitrogênio). Qual o coeficiente de creatinina (miligramas excretados em 24 horas por kg de peso corporal) desse indivíduo?

Dados:

Fórmula molecular da creatinina = C<sub>4</sub>H<sub>7</sub>ON<sub>3</sub>.

Massas molares em g/mol: creatinina = 113 e N = 14.

- a) 28.    b) 35.    c) 56.    d) 70.    e) 84.

**30.** (ITA) Sulfeto de prata,  $\text{Ag}_2\text{S}(c)$ , é formado quando limalhas de prata  $\text{Ag}(c)$ , e enxofre pulverizado,  $\text{S}(c)$ , são aquecidos juntos. Essa reação química, considerada praticamente completa, é representada pela seguinte equação:  $2\text{Ag}(c) + \text{S}(c) \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}(c)$

Numa série de muitos tubos foram colocadas misturas com proporções diferentes de  $\text{Ag}(c)$  e  $\text{S}(c)$ , onde cada um desses tubos continha, inicialmente, “x” mols de prata e “1 – x” mols de enxofre. O valor da variável independente “x” é diferente de tubo para tubo, mas obviamente fica no intervalo  $0 \rightarrow x \rightarrow 1$ . Para este experimento trace os dois gráficos solicitados a seguir:

a) O gráfico que representa a quantidade (mols) de  $\text{Ag}_2\text{S}(c)$  formado versus “x”. Assinale os valores das coordenadas de pontos de máximos e/ou de mínimos.

b) O gráfico que representa a quantidade (mols) de enxofre remanescente versus “x”. Assinale os valores das coordenadas de pontos de máximos e/ou de mínimos.

**31.** (FUVEST) Uma mistura de carbonato de amônio e carbonato de cálcio foi aquecida até a completa decomposição. Obteve-se 0,20 mol de um resíduo sólido, além de uma mistura gasosa que, resfriada a 25 °C, condensou-se parcialmente. A fase gasosa restante, a essa mesma temperatura e sob 1 atm de pressão, ocupou 12,2 L.

a) Escreva a equação que representa a decomposição do carbonato de amônio e a que representa a decomposição do carbonato de cálcio, indicando o estado físico de cada substância a 25 °C.

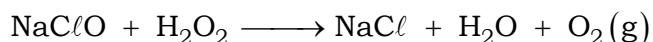
b) Calcule a quantidade, em mols, de carbonato de amônio e de carbonato de cálcio na mistura original.

Dados:

Volume molar dos gases a 25 °C e 1 atm: 24,4 L/mol

A pressão de vapor d'água, a 25 °C, é desprezível.

**32.** (FUVEST) Para demonstrar a combustão de substâncias em oxigênio puro, este gás pode ser gerado a partir de água sanitária e água oxigenada, que contém, respectivamente, hipoclorito de sódio e peróxido de hidrogênio. A reação que ocorre pode ser representada por



É assim que, num frasco, coloca-se certo volume de água oxigenada e acrescenta-se, aos poucos, certo volume de água sanitária. Observa-se forte efervescência. Ao final da adição, tampa-se o frasco com um pedaço de papelão. Em seguida, palha de aço, presa a um fio de cobre, é aquecida em uma chama até ficar em brasa. O frasco com oxigênio é destampado e, rapidamente, a palha de aço rubra é nele inserida. Então, observa-se luminosidade branca intensa, com partículas de ferro incandescentes espalhando-se pelo frasco.

a) Calcule o volume de água sanitária quando se usa, no experimento, um frasco de volume adequado, sabendo-se que deve ser gerado, nas condições ambientes, um volume de 500 mL de oxigênio, volume este suficiente para expulsar o ar e preencher o frasco.

b) Explique por que, ao ar atmosférico, o ferro fica apenas vermelho rubro, mas queima rapidamente, quando exposto a oxigênio puro.

Dados: volume molar do oxigênio nas condições ambientes ..... 25,0 L/mol.

massa molar do  $\text{Cl}$  ..... 35,5 g/mol

densidade da água sanitária ..... 1,0 g/mL.

composição da água sanitária: 2,13 g de  $\text{Cl}_2$  na forma de hipoclorito, em 100 g de solução aquosa.



**33.** (ITA) Certa massa de nitrato de cobre ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ) foi calcinada em ambiente aberto até restar um resíduo com massa constante, que é sólido e preto. Formaram-se dois produtos gasosos, conforme a equação química:  $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{CuO}(\text{s}) + 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ .

A massa do  $\text{NO}_2$  formado na reação de decomposição é igual a 18,4 g. Qual é o valor da massa inicial do nitrato de cobre?

Dados:

Massas molares  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 187,56 \text{ g/mol}$ ;  $\text{NO}_2 = 46,01 \text{ g/mol}$ .

**34.** (UFES) A uma velocidade constante de 50 km/h, um automóvel faz cerca de 10km por litro de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ). Considerando a queima total do combustível, qual deve ser o volume de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) em metros cúbicos, lançado na atmosfera pelo automóvel, após 2 horas de viagem?

Considere: densidade do álcool = 0,8 kg/L, massa molar do etanol = 46 g/mol, volume molar do  $\text{CO}_2 = 25 \text{ L/mol}$ ,  $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$ .

**35.** (UFG) A composição de um gás proveniente do processo de carbonização a  $1000 \text{ }^\circ\text{C}$  é dada, a seguir:

Substância	% em massa
$\text{CO}_2$	6,0
$\text{CO}$	8,0
$\text{H}_2$	50,0
$\text{CH}_4$	34,0
$\text{N}_2$	2,0

Determine a quantidade de carbono em 1,0 kg desse gás.

**36.** (UFRJ) A Conferência de Kyoto sobre mudanças climáticas, realizada em 1997, estabeleceu metas globais para a redução da emissão atmosférica de  $\text{CO}_2$ .

A partir daí, várias técnicas para o seqüestro do  $\text{CO}_2$  presente em emissões gasosas vem sendo intensamente estudadas.

a) Uma indústria implantou um processo de seqüestro de  $\text{CO}_2$  através da reação com  $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$ , conforme a equação representada a seguir:  $\text{Mg}_2\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2 \longrightarrow 2\text{MgCO}_3 + \text{SiO}_2$ .

Determine, apresentando seus cálculos, o número de mols do óxido formado quando 4400 g de  $\text{CO}_2$  são seqüestrados.

b) Essa indústria reduziu sua emissão para 112.000 L de  $\text{CO}_2$  por dia nas CNTP. A meta é emitir menos de 500 kg de  $\text{CO}_2$  por dia. Indique se a indústria atingiu a meta. Justifique sua resposta.

**37.** (UFSC) "Houston, we have a problem". Ao enviar essa mensagem em 13 de abril de 1970, o comandante da missão espacial Apollo 13, Jim Lovell, sabia: a vida de seus companheiros e a sua própria estavam em perigo. Um dos tanques de oxigênio da nave explodira. Uma substância, o superóxido de potássio ( $\text{K}_2\text{O}_4$ ), poderia ser utilizada para absorver o  $\text{CO}_2$  e ao mesmo tempo restaurar o  $\text{O}_2$  na nave.

CALCULE, segundo a equação  $\text{K}_2\text{O}_4 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + (3/2)\text{O}_2$ , a massa, em kg, de  $\text{K}_2\text{O}_4$  necessária para consumir todo o  $\text{CO}_2$  exalado por um tripulante durante 72 horas se, em média, uma pessoa exala 1,0 kg de  $\text{CO}_2$  por dia. ( $\text{O} = 16$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{K} = 39$ ).

Arredonde o resultado numérico encontrado para o número inteiro mais próximo.

**38.** (UFSCAR) Um homem exala cerca de 25 mols de dióxido de carbono por dia em sua respiração. O acúmulo de dióxido de carbono em recintos fechados pode tornar impossível a sobrevivência de seres vivos, tornando-se necessário controlar seu nível no ambiente.

Durante a primeira viagem de balão sem escala ao redor da Terra, realizada em 1999, o nível de dióxido de carbono na cabina do balão foi controlado pelo uso de hidróxido de lítio sólido. No processo, ocorre reação entre o hidróxido de lítio e o dióxido de carbono, formando carbonato de lítio sólido e água como produtos.

a) Escreva a equação balanceada da reação entre hidróxido de lítio e dióxido de carbono.

b) Calcule a massa de hidróxido de lítio (massa molar = 24 g/mol), necessária para reagir com todo o dióxido de carbono exalado na respiração de um homem durante um dia. Suponha que a reação de absorção do dióxido de carbono ocorra com 100 % de rendimento.

**39.** (UNESP) Em países de clima desfavorável ao cultivo de cana-de-açúcar, o etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) é sintetizado através da reação de eteno (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) com vapor de água (H<sub>2</sub>O), a alta temperatura e alta pressão. No Brasil, por outro lado, estima-se que 42 bilhões de litros de etanol (4,2 x 10<sup>10</sup> L) poderiam ser produzidos anualmente a partir da cana-de-açúcar.

a) Determine quantas toneladas de eteno seriam necessárias para sintetizar igual volume de etanol, supondo 100 % de eficiência.

Dados: massas molares, em g/mol: eteno (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) = 28, etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) = 46; densidade do etanol = 800 g/L.

b) Para percorrer uma distância de 100 km, um automóvel consome 12,5 L de etanol (217,4 mols). Supondo combustão completa, calcule o número de mols de dióxido de carbono liberado para a atmosfera neste percurso.

**40.** (UNESP) Considere o etanol anidro e o n-octano, dois combustíveis que podem ser empregados em motores de combustão interna. Sobre estes dois combustíveis, são disponíveis os dados fornecidos a seguir.

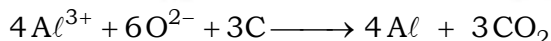
	etanol	n-octano
Fórmula molecular	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>
Massa molar (g/mol)	46	114
Número de mols/litro	17,2	6,15

Suponha dois motores idênticos em funcionamento, cada um deles movido pela queima completa de um dos combustíveis, com igual aproveitamento da energia gerada.

a) Escreva as equações químicas que representam a combustão completa de cada um dos combustíveis.

b) Sabe-se que, para realizar o mesmo trabalho gerado pela queima de 10 litros de n-octano, são necessários 14 litros de etanol. Nestas condições, compare, através de cálculos, a poluição atmosférica por gás carbônico produzida pelos dois combustíveis.

**41.** (UNESP) O alumínio metálico é produzido pela eletrólise do composto Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, fundido, consumindo uma quantidade muito grande de energia. A reação química que ocorre pode ser representada pela equação:

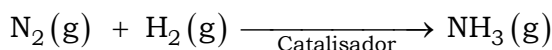


Em um dia de trabalho, uma pessoa coletou 8,1 kg de alumínio nas ruas de uma cidade, encaminhando-os para reciclagem.

Calcule a quantidade de alumínio coletada, expressa em mols de átomos.

Dados: Massa molar do alumínio = 27 g/mol, 2 latinhas de refrigerante = 27 g.

**42.** (UNESP) Na indústria, a amônia é obtida pelo processo denominado Haber-Bosh, pela reação entre o nitrogênio e o hidrogênio na presença de um catalisador apropriado, conforme mostra a reação não balanceada:



Com base nessas informações, considerando um rendimento de 100 % e sabendo que as massas molares desses compostos são: N<sub>2</sub> = 28 g/mol, H<sub>2</sub> = 2 g/mol, NH<sub>3</sub> = 17 g/mol, calcule:

a) a massa de amônia produzida reagindo-se 7 g de nitrogênio com 3 g de hidrogênio.

b) Nas condições descritas no item a, existe reagente em excesso? Se existir, qual a massa em excesso desse reagente?

**43.** (UNESP) O carbeto de cálcio (massa molar =  $64 \text{ g.mol}^{-1}$ ) - também conhecido como carbureto - pode ser obtido aquecendo-se uma mistura de cal ( $\text{CaO}$ , massas molares  $\text{Ca} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$  e  $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ ) e carvão ( $\text{C}$ , massa molar =  $12 \text{ g.mol}^{-1}$ ) a uma temperatura de aproximadamente  $3000 \text{ }^\circ\text{C}$ , gerando um subproduto gasoso com massa molar igual a  $28 \text{ g.mol}^{-1}$ . O carbeto de cálcio ( $\text{CaC}_2$ ) pode reagir com água, produzindo acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) (massa molar =  $26 \text{ g.mol}^{-1}$ ) e hidróxido de cálcio, sendo de uso comum nas carbureteiras, nas quais o gás que sai do recipiente é queimado para fins de iluminação, especialmente em cavernas.

a) Escreva a equação química que representa a reação de obtenção do carbeto de cálcio.

b) Que massa de carbeto de cálcio é necessária para a obtenção de 13 g de acetileno?

**44.** (UNICAMP) Em um recipiente aberto à atmosfera com capacidade volumétrica igual a 2,24 litros, nas condições normais de temperatura e, pressão, colocou-se uma massa de 0,36 g de grafite. Fechou-se o recipiente e, com o auxílio de uma lente, focalizando a luz solar sobre o grafite, iniciou-se sua reação com o oxigênio presente produzindo apenas gás carbônico. Assuma que todo o oxigênio presente tenha sido consumido na reação.

a) Escreva a equação química da reação.

b) Qual é a quantidade de gás carbônico formado, em mol?

c) Qual será a pressão dentro do recipiente quando o sistema for resfriado até a temperatura inicial? Justifique.

**45.** (UNICAMP) Determinar a época em que o ser humano surgiu na Terra é um assunto ainda bastante polêmico. No entanto, alguns acontecimentos importantes de sua existência já estão bem estabelecidos, dentre eles, o domínio do fogo e a descoberta e o uso dos metais.

Já na pré-história, o homem descobriu como trabalhar metais. Inicialmente o cobre, depois o estanho, o bronze e o ouro. Por volta de 1500 a.C., ele já trabalhava com o ferro. É bem provável que este metal tenha sido encontrado nas cinzas de uma fogueira feita sobre algum minério de ferro, possivelmente óxidos de ferro (II) e ferro (III). Estes óxidos teriam sido quimicamente reduzidos a ferro metálico pelo monóxido de carbono originado na combustão parcial do carvão na chama da fogueira. Esse é um processo bastante semelhante ao que hoje se usa nos fornos das mais modernas indústrias siderúrgicas.

a) Cite uma propriedade que possa ter levado o homem daquela época a pensar que "aquilo diferente" junto às cinzas da fogueira era um metal.

b) Suponha duas amostras de rochas, de mesma massa, reagindo com monóxido de carbono, uma contendo exclusivamente óxido de ferro (II) e outra contendo exclusivamente óxido de ferro (III). Qual delas possibilitaria a obtenção de mais ferro metálico ao final do processo? Justifique.

c) No caso do item b, escreva a fórmula estrutural do principal subproduto do processo de produção do ferro metálico.

**46.** (UNICAMP) A ingestão de cloreto de sódio, na alimentação, é essencial. Excessos, porém, causam problemas, principalmente de hipertensão.

O consumo aconselhado para um adulto, situa-se na faixa de 1100 a 3300 mg de sódio por dia. Pode-se preparar uma bela e apetitosa salada misturando-se 100 g de agrião (33 mg de sódio), 100 g de iogurte (50 mg de sódio) e uma xícara de requeijão cremoso (750 mg de sódio), consumindo-a acompanhada com uma fatia de pão de trigo integral (157 mg de sódio):

a) Que percentual da necessidade diária mínima de sódio foi ingerido?

b) Quantos gramas de cloreto de sódio deveriam ser adicionados à salada, para atingir o consumo diário máximo de sódio aconselhado?

**47.** (UNICAMP) Desde os primórdios, o ser humano desejou voar. Aquela facilidade com que as aves singravam pelos ares despertava-lhe a ânsia de se elevar como elas pelos céus. Muito recentemente esse desejo foi realizado e até superado. Não só o ser humano voa, de certo modo imitando os pássaros, como vai além da atmosfera do planeta, coisa que os pássaros não fazem. Algumas naves espaciais são equipadas com três tanques cilíndricos. Dois referentes ao hidrogênio e um ao oxigênio, líquidos. A energia necessária para elevar uma nave é obtida pela reação entre esses dois elementos.

Nas condições do voo, considere as seguintes densidades dos dois líquidos: hidrogênio  $0,071 \text{ g.cm}^{-3}$  e oxigênio  $1,14 \text{ g.cm}^{-3}$ .

a) Se o volume total de hidrogênio nos dois tanques é de  $1,46 \times 10^6$  litros, qual deve ser a capacidade mínima, em litros, do tanque de oxigênio para que se mantenha a relação estequiométrica na reação entre ambos?

b) Nas condições a seguir, em que situação há liberação de maior quantidade de energia: no desastre do "Hindenburg" ou no voo da nave espacial? Justifique.

Condições ("Hindenburg"):

Tamanho: 250 metros de comprimento.

Volume:  $200 \times 10^6$  litros, correspondendo a  $8,1 \times 10^6$  moles de gás.

**48.** (UNICAMP) Os sistemas de comunicação e transporte criados pelo homem foram evoluindo ao longo do tempo. Assim, em fins do século XVIII, apareceram os balões, cujo desenvolvimento ocorreu durante todo o século XIX, chegando ao século XX com os dirigíveis cheios de hidrogênio e, mais recentemente, de hélio. Nesse processo, o brasileiro Santos Dumont contribuiu de modo significativo.

Os "Zeppelins", dirigíveis cheios de hidrogênio, estão, ainda, entre as maiores naves aéreas já construídas pelo homem. O mais famoso deles, o "Hindenburg", começou a sua história em 1936, terminando em maio de 1937, num dos maiores acidentes aéreos já vistos e filmados. O seu tamanho era incrível, tendo cerca de 250 metros de comprimento, com um volume de  $200 \times 10^6$  litros, correspondendo a  $8,1 \times 10^6$  moles de gás.

a) No dia 6 de maio de 1937, ao chegar a Nova Iorque, o Hindenburg queimou em chamas. Escreva a equação química que representa a reação principal **da queima nesse evento**.

b) Se o hidrogênio necessário para encher totalmente o "Hindenburg" fosse obtido a partir da reação de ferro com ácido (dando  $\text{Fe}^{2+}$ ), quantos quilogramas de ferro seriam necessários?

**49.** (UFRJ) O dióxido de carbono gerado em sistemas fechados, como em submarinos e em naves espaciais, deve ser removido e o oxigênio deve ser repostado. Um método investigado consiste em passar o dióxido de carbono por uma coluna contendo superóxido de potássio, originando nesta reação carbonato de potássio e gás oxigênio.

Os superóxidos são compostos nos quais o oxigênio apresenta número de oxidação  $-1/2$ .

Considerando que 60 litros de dióxido de carbono são removidos a temperatura e pressão constantes, escreva a equação balanceada da reação que representa este processo e determine o volume (em litros) de oxigênio repostado.

01. E    02. B    03. D    04. B

05. B    06. A    07. D    08. B

09. C    10. C    11. E    12. D

13. E    14. B    15. D    16. A

17. B    18. B    19. B    20. B

21. D    22. E    23. C    24. B

25. C    26. B    27. D    28. D    29. A

30. Consideremos três situações:

1º.)  $x = 0$

Inicial:

0 mol de Ag

1 mol de S

Final:

1 mol de  $Ag_2S$  (não ocorre reação!)

0 mol de Ag

1 mol de S (sobra todo o enxofre)

2º.)  $x = 2/3$

Inicial:

$2/3$  mol de Ag

$1/3$  mol de S (proporção estequiométrica)

Final:

$1/3$  mol de  $Ag_2S$

0 mol de Ag

0 mol de S (não sobra reagente)

3º.) situação:  $x = 1$

Inicial:

1 mol de Ag

0 mol de S

Final:

0 mol de  $Ag_2S$  (não ocorre reação!)

1 mol de Ag

0 mol de S (não sobra enxofre)

Em relação a essas três situações, consideremos o que ocorre.

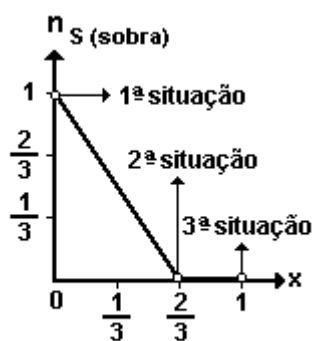
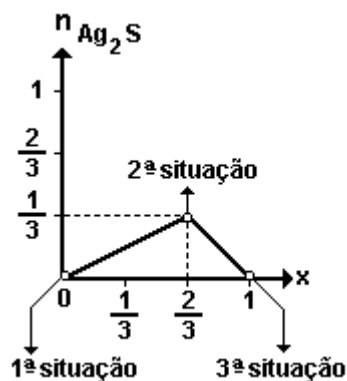
Entre a primeira e a segunda situação ( $0 < x < 2/3$ ):

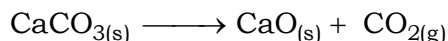
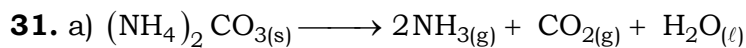
Há excesso estequiométrico de S, e a quantidade de  $Ag_2S$  produzido é limitada pela quantidade de reagente limitante, Ag.

Entre a segunda e a terceira situação ( $2/3 < x < 1$ ):

Há excesso estequiométrico de Ag, e a quantidade de  $Ag_2S$  produzido é limitada pela quantidade do reagente limitante, S.

Assim, os gráficos são:





b) 0,1 mol  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{s})$

0,2 mol  $\text{CaCO}_3(\text{s})$

32. a) 33,3 mL.

b) O ar possui, aproximadamente, 20 % de oxigênio e oxigênio puro (100 %). Quanto maior for a concentração de oxigênio, mais rápida será a queima do ferro.

33. Massa molar do  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = (63,54 + 2 \times 14,01 + 6 \times 16,00) \text{ g/mol} = 187,56 \text{ g/mol}$ .

Massa molar do  $\text{NO}_2 = (14,01 + 2 \times 16,00) \text{ g/mol} = 46,01 \text{ g/mol}$ .



$2 \times 187,56 \text{ g} \longrightarrow 4 \times 46,01 \text{ g}$

$m \longrightarrow 18,4 \text{ g}$

$m = 37,5 \text{ g}$

34. Volume = 8,7 m<sup>3</sup>.

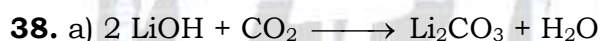
35. Resposta: 305 g de carbono em 1,0 kg de gás.

36. a) 4.400 g de  $\text{CO}_2$  correspondem a 100 mols, pois a massa molar dessa substância é igual a 44 g/mol. Como 2 mols de  $\text{CO}_2$  são necessários para produzir 1 mol de  $\text{SiO}_2$ , formam-se 50 mols de  $\text{SiO}_2$ .

b) Uma emissão de 112.000 L de  $\text{CO}_2$  por dia, nas CNTP, corresponde a  $(112.000 \text{ L/dia}) / (22,4 \text{ L/mol}) = 5000 \text{ mols/dia}$ .

Logo, a emissão é de  $(5.000 \text{ mol/dia}) \times (44 \text{ g/mol}) = 220.000 \text{ g/dia} = 220 \text{ kg/dia}$ . Portanto, a emissão é menor do que 500 kg/dia, o que significa que a indústria atingiu a sua meta.

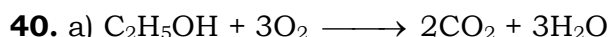
37. Resposta: 9,68 kg; 10 kg.



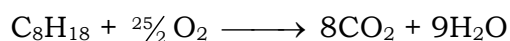
b) 1,2 kg

39. a)  $20,5 \times 10^6 \text{ t}$ .

b) 434,8 mol.

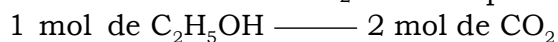


etanol



n-octano

b) Quantidade de mols de  $\text{CO}_2$  liberado pela queima de 14 litros de etanol:



$14 \times 17,2 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \longrightarrow x$

$x = 481,6 \text{ mols de } \text{CO}_2$

Quantidade de mols de CO<sub>2</sub> liberada pela queima de 10 litros de n-octano:

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} &\text{ ——— } 8 \text{ mol de CO}_2 \\
 10 \times 6,15 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} &\text{ ——— } y \\
 y &= 492 \text{ mols de CO}_2
 \end{aligned}$$

Conclusão: A poluição atmosférica, por CO<sub>2</sub>, é maior na combustão do n-octano.

**41.** Resposta: 300 mols de átomos de Al.

**42.** Teremos:

$$\begin{aligned}
 \text{N}_2 + 3\text{H}_2 &\rightarrow 2\text{NH}_3 \\
 28 \text{ g} &\text{ — } 6 \text{ g} &\text{ — } 34 \text{ g} \\
 7 \text{ g} &\text{ — } 3 \text{ g} &\text{ — } m_{\text{NH}_3} \\
 28 \times 3 > 6 \times 7 &\Rightarrow \text{Excesso de H}_2 \text{ (3 g)} \\
 \text{N}_2 + 3\text{H}_2 &\rightarrow 2\text{NH}_3 \\
 28 \text{ g} &\text{ — } 6 \text{ g} &\text{ — } 34 \text{ g} \\
 7 \text{ g} &\text{ — } m_{\text{H}_2} &\text{ — } m_{\text{NH}_3} \\
 m_{\text{H}_2} &= \frac{7 \text{ g} \times 6 \text{ g}}{28 \text{ g}} = 1,5 \text{ g} \\
 m_{\text{NH}_3} &= \frac{7 \text{ g} \times 34 \text{ g}}{28 \text{ g}} = 8,5 \text{ g}
 \end{aligned}$$

b) Sim, existe excesso de gás hidrogênio, que pode ser calculado da seguinte maneira:  
 3 g - 1,5 g (massa que reage) = 1,5 g em excesso.

**43.** a)  $\text{CaO(s)} + 3\text{C(s)} \rightarrow \text{CO(g)} + \text{CaC}_2\text{(s)}$

b) Teremos:

$$\begin{aligned}
 \text{a) CaC}_2\text{(s)} + 3\text{C(s)} &\longrightarrow \text{CO(g)} + \text{CaC}_2\text{(s)} \\
 64 \text{ g} &\text{ ————— } 26 \text{ g} \\
 m &\text{ ————— } 13 \text{ g} \\
 m &= 32 \text{ g de CaC}_2 \text{ (carbeto de cálcio)}
 \end{aligned}$$

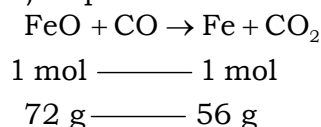
**44.** a)  $\text{C(grafite)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

b) 0,02 mol de CO<sub>2</sub>.

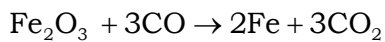
c) No final do processo, temos 0,1mol de gases (0,08mol de N<sub>2</sub> e 0,02 mol de CO<sub>2</sub>), portanto, a quantidade de mol permanece a mesma e a pressão é igual a 1 atm (CNTP).

**45.** a) Brilho metálico e a maleabilidade do material.

b) Supondo-se inicialmente uma rocha que contenha exclusivamente óxido de ferro II, FeO:



Admitindo a mesma massa (72 g), porém de óxido de ferro III, podemos calcular a massa de ferro obtido:



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 2 \text{ mol}$$

$$160 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 56 \text{ g}$$

$$72 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{Fe}} = 50,4 \text{ g}$$

Logo, a amostra de óxido de ferro II (FeO) possibilitaria a obtenção de maior quantidade de ferro metálico.

c) O = C = O.

46. a) Massa de sódio ingerido na salada com pão:

$$m = 30 \text{ mg} + 50 \text{ mg} + 750 \text{ mg} + 157 \text{ mg} = 990 \text{ mg}$$

Cálculo da porcentagem de sódio ingerida (considerando o mínimo de 1100 mg de sódio):

$$1100 \text{ mg} \text{ ————— } 100 \%$$

$$990 \text{ mg} \text{ ————— } p$$

$$p = 90 \%$$

O percentual da necessidade diária mínima de sódio será de 90 %.

b) Massa de sódio que deve ser acrescida para satisfazer a necessidade máxima de 3300mg:

$$m' = 3300 \text{ mg} - 990 \text{ mg} = 2310 \text{ mg} = 2,310 \text{ g de Na}$$

$$\text{Massa molar de NaCl} = (22,990 + 35,453) \text{ g/mol} = 58,443 \text{ g/mol}$$

$$58,443 \text{ g de NaCl} \text{ ————— } 22,990 \text{ g de Na}$$

$$m_{\text{NaCl}} \text{ ————— } 2,310 \text{ g de Na}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 5,872 \text{ g}$$

47. a)  $7,22 \times 10^5$  L de gás oxigênio.

b) No Hindenburg temos  $8,1 \times 10^6$  mols de gás hidrogênio queimados .

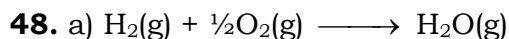
Na nave espacial, teremos:

$$1 \text{ mol de H}_2 \text{ ————— } 2,0158 \text{ g}$$

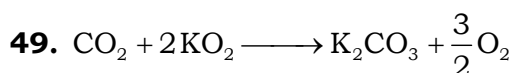
$$x \text{ mol de H}_2 \text{ ————— } 1,04 \times 10^8 \text{ g}$$

$$x = 5,159 \times 10^7 \text{ mols de H}_2$$

Ocorrerá maior liberação de energia no caso da nave, pois a quantidade de mols de hidrogênio é maior.



b)  $4,5 \times 10^3$  kg de ferro.



$$V = 90 \text{ L.}$$