Estequiometria – Parte 3

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.

$^{56}_{26}Fe$	$^{16}_{8}O$	$^{40}_{20}Ca$	$^{7}_{3}Li$	$^{35}_{17}C\ell$
Fernanda	Gabriela	Júlia	Paulo	Pedro

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

$4\ Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Li_2O_{(s)}$

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

a) 1,4
b) 1,8
c) 2,8
d) 4,3
e) 7,1

02 - (Ifce) Dada a reação não balanceada $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$, 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: $^{1}_{1}H; ^{16}_{8}O$)

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.

03 - (Ifsul) 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 $H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$, 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.

04 - (Ifsul) O Óxido de lítio pode ser preparado segundo a reação expressa pela seguinte equação química:

$4Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)}$

Qual será a quantidade de Li_2O produzida em gramas partindo-se de 14 g de lítio sólido?
a) 30
b) 20
c) 16
d) 10

05 - (Ifsul) O gás metano (CH_4) pode ser produzido em aterros sanitários através de uma decomposição anaeróbia da matéria orgânica.

Qual o volume ocupado por 2 kg de gás metano nas condições normais de temperatura e pressão?
a) 700 L
b) 1400 L
c) 2800 L
d) 5600 L

06 - (Unisc) O GNV (Gás Natural Veicular) é composto principalmente de metano. A reação de combustão do metano pode ser descrita como

$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

Na combustão de 160 g de metano
a) são consumidos 640 L de oxigênio nas CNTP.
b) são formados 36 g de água.
c) são formados 400 g de CO_2.
d) são liberados na atmosfera 44 litros de CO_2.
e) a massa total de produtos formados será de 224 g.

07 - (Ifsp) 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:

$3\ MnO_2\ (s) + 4\ A\ell\ (s) \rightarrow 3\ Mn\ (\ell) + 2\ A\ell_2O_3\ (s)$

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: $A\ell$ = 27; Mn = 55; O = 16.
a) 54.
b) 108.
c) 192.
d) 221.
e) 310.

08 - (Ucs) Os camelos armazenam em suas corcovas gordura sob a forma de triestearina ($C_{57}H_{110}O_6$). Quando essa gordura é metabolizada, ela serve como fonte de energia e água para o animal. Esse processo pode ser simplificadamente representado pela seguinte equação química balanceada:

$2\ C_{57}H_{110}O_{6(s)} + 163\ O_{2(g)} \rightarrow 114\ CO_{2(g)} + 110\ H_2O_{(l)}$

A massa de água que pode ser obtida a partir da metabolização de 1 mol de triestearina é de
Dado: Considere que o rendimento da reação seja de 100%.
a) 55g.
b) 110g.
c) 890g.
d) 990g.
e) 1kg.

09 - (Ufrgs) Um experimento clássico em aulas práticas de Química consiste em mergulhar pastilhas de zinco em solução de ácido clorídrico. Através desse procedimento, pode-se observar a formação de pequenas bolhas, devido à liberação de hidrogênio gasoso, conforme representado na reação ajustada abaixo.

$Zn + 2\ HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$

Ao realizar esse experimento, um aluno submeteu 2 g de pastilhas de zinco a um tratamento com ácido clorídrico em excesso.

Com base nesses dados, é correto afirmar que, no experimento realizado pelo aluno, as bolhas formadas liberaram uma quantidade de gás hidrogênio de, aproximadamente,
a) 0,01 mols.
b) 0,02 mols.
c) 0,03 mols.
d) 0,06 mols.
e) 0,10 mols.

10 - (Upe) Dispõe-se de duas amostras de minérios "A" e "B", com teores de alumínio de 60% e 40%, respectivamente. A quantidade em kg da amostra "A" que deve ser misturada a uma quantidade conveniente da amostra "B", para se obter 1 kg de uma mistura com o teor de alumínio igual a 55%, é
a) 0,75
b) 0,45
c) 0,65
d) 0,80
e) 0,20

11 - (Ufop) O ferro é produzido comercialmente em altos fornos a partir dos minérios de ferro hematita (Fe_2O_3) e magnetita (Fe_3O_4) de acordo com as equações químicas balanceadas abaixo:

$3\ Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_3O_{4(l)} + CO_{2(g)}$
$Fe_3O_{4(l)} + 4\ CO_{(g)} \rightarrow 3\ Fe_{(s)} + 4\ CO_{2(g)}$

Com base nessas equações químicas, podemos afirmar que a massa de ferro obtida a partir de 1 tonelada de Fe_3O_4 é
a) 0,52 t.
b) 0,62 t.
c) 0,72 t.
d) 0,82 t.

12 - (Espcex (Aman)) "*Houston, temos um problema*" - Esta frase retrata um fato marcante na história das viagens espaciais, o acidente com o veículo espacial Apollo 13. Uma explosão em um dos tanques de oxigênio da nave causou a destruição parcial do veículo, obrigando os astronautas a abandonarem o módulo de comando e ocuparem o módulo lunar, demovendo-os do sonho de pisar na lua nessa missão espacial.

Não foram poucos os problemas enfrentados pelos astronautas nessa missão. Um específico referiu-se ao acúmulo de gás carbônico (dióxido de carbono – CO_2) exalado pelos astronautas no interior do módulo lunar. No fato, os astronautas tiveram que improvisar um filtro com formato diferente do usado comumente no módulo. Veículos espaciais são dotados de filtros que possuem hidróxidos que reagem e neutralizam o gás carbônico exalado pelos tripulantes. Para neutralização do gás carbônico, o hidróxido mais utilizado em veículos espaciais é o hidróxido de lítio. Em sua reação com o dióxido de carbono, o hidróxido de lítio forma carbonato de lítio sólido e água líquida.

Considerando o volume de 246 L de gás carbônico produzido pelos astronautas (a 27 ˚C e 1 atm), a massa de hidróxido de lítio necessária para reagir totalmente com esse gás é de

Dados: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; T (Kelvin) = t (Celsius) + 273; Li = 7; O = 16; H = 1.
a) 54 g.
b) 85 g.
c) 121 g.
d) 346 g
e) 480 g.

13 - (Ifce) 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.

$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$

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: C_8H_{18} = 114,0 g/mol; CO_2 = 44,0 g/mol.
a) 3,52 g.
b) 352 g.
c) 3,52 kg.
d) 352 kg.
e) 352.000 kg.

14 - (Fac. Albert Einstein - Medicin) 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 [$Ca(OH)_2$]. 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: C = 12; S = 32; O = 16.
a) 250 L.
b) 125 L.
c) 12,5 L.
d) 25 L.
e) 1.250 L.

15 - (Espcex (Aman)) "As reações químicas ocorrem sempre em uma proporção constante, que corresponde ao número de mol indicado pelos coeficientes da equação química. Se uma das substâncias que participa da reação estiver em quantidade maior que a proporção correta, ela não será consumida totalmente. Essa quantidade de substância que não reage é chamada excesso (...).

O reagente que é consumido totalmente, e por esse motivo determina o fim da reação, é chamado de reagente limitante."

USBERCO, João e SALVADOR, Edgard. *Química, Vol. 1*: Química Geral. 14ª ed. Reform - São Paulo: Ed. Saraiva, 2009, pág. 517.

Um analista precisava neutralizar uma certa quantidade de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de seu laboratório e tinha hidróxido de sódio (NaOH) à disposição para essa neutralização. Ele realizou a mistura de 245 g de ácido sulfúrico com 100 g de hidróxido de sódio e verificou que a massa de um dos reagentes não foi completamente consumida nessa reação. Sabendo-se que o reagente limitante foi completamente consumido, a massa do reagente que sobrou como excesso após a reação de neutralização foi de

Dado: massa atômica do H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u; Cℓ = 35,5.
a) 52,4 g
b) 230,2 g.
c) 384,7 g.
d) 122,5 g.
e) 77,3 g.

16 - (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/y6qvrjjy> 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.

$$6\ CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$$
$$44\ g \quad 18\ g \quad 30\ g \quad 32\ g$$

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.

17 - (Uerj) A hemoglobina é uma proteína de elevada massa molar, responsável pelo transporte de oxigênio na corrente sanguínea. Esse transporte pode ser representado pela equação química abaixo, em que HB corresponde à hemoglobina.

$$HB + 4\ O_2 \rightarrow HB(O_2)_4$$

Em um experimento, constatou-se que 1 g de hemoglobina é capaz de transportar 2,24 x 10^{-4} L de oxigênio molecular com comportamento ideal, nas CNTP.

A massa molar, em g/mol, da hemoglobina utilizada no experimento é igual a:
a) 1 x 10^5
b) 2 x 10^5
c) 3 x 10^5
d) 4 x 10^5

18 - (Upe) Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500 kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\ CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$$

Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Fe = 56 g/mol
a) 175 kg
b) 350 kg
c) 297 kg
d) 590 kg
e) 147 kg

19 – (Cps) Lavoisier foi quem descobriu uma maneira de sintetizar o salitre em grandes quantidades, o que possibilitou um aumento sensível na produção e utilização da pólvora. Para se obter o nitrato de potássio, um tipo de salitre, pode-se reagir cloreto de potássio com ácido nítrico.

Lavoisier também foi responsável por enunciar a Lei da Conservação da Massa, também conhecida como Lei de Lavoisier.
<https://tinyurl.com/ybcuml9u> Acesso em: 15.11.2017. Adaptado.

Em um experimento para obtenção de salitre, foram anotadas as massas utilizadas, porém o aluno esqueceu de anotar a massa formada de nitrato de potássio, conforme a figura.

$$KC\ell + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + HC\ell$$
$$745\ g \quad 630\ g \quad x\ g \quad 365\ g$$

O aluno não se preocupou com esse fato, pois aplicando a Lei de Lavoisier é possível encontrar a massa desconhecida, representada por x na tabela.

Assinale a alternativa que apresenta a massa de salitre, em gramas, obtida nesse experimento.
a) 101
b) 630
c) 745
d) 1010
e) 1375

20 - (Enem PPL) As indústrias de cerâmica utilizam argila para produzir artefatos como tijolos e telhas. Uma amostra de argila contém 45% em massa de sílica (SiO_2) e 10% em massa de água (H_2O). Durante a secagem por aquecimento em uma estufa, somente a umidade é removida. Após o processo de secagem, o teor de sílica na argila seca será de
a) 45%.
b) 50%.
c) 55%.
d) 90%.
e) 100%.

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

$$NaHCO_{3(aq)} + C_6H_8O_{7(aq)} \rightarrow C_6H_7O_7Na_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

Inicialmente, pesou-se o sistema formado pelo béquer, pelo comprimido efervescente e uma quantidade de água, e a massa foi de 80. 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 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Na = 23 g/mol
a) 2.200 mg
b) 2.350 mg
c) 4.400 mg
d) 4.700 mg
e) 4.200 mg

22 - (Mackenzie) 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:

$$MnO_{2(s)} + C_{(s)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow MnO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
$$2\ MnO_{(s)} + C_{(s)} \rightarrow 2\ Mn_{(s)} + CO_{2(g)}$$

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) $5,06 \cdot 10^6$ g.
b) $3,03 \cdot 10^6$ g.
c) $2,20 \cdot 10^6$ g.
d) $1,32 \cdot 10^6$ g.
e) $1,06 \cdot 10^6$ g.

23 - (Mackenzie) 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:

$$PbS_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow PbO_{(s)} + SO_{2(g)}$$
$$PbO_{(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$$

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 ($g \cdot mol^{-1}$) S = 32 e Pb = 207
a) 621 kg.
b) 559 kg.
c) 447 kg.
d) 425 kg.
e) 382 kg.

24 - (Espcex (Aman)) 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: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

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

$SO_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$
(equação I)

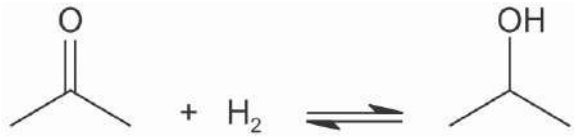
$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(l)}$
(equação II)

$H_2SO_{4(l)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaSO_{4(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$
(equação III)

a) $4{,}35 \cdot 10^6$ L de CO_2
b) $2{,}25 \cdot 10^6$ L de CO_2
c) $4{,}75 \cdot 10^4$ L de CO_2
d) $5{,}09 \cdot 10^3$ L de CO_2
e) $7{,}69 \cdot 10^5$ L de CO_2

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:
Leia o texto para responder à(s) questão(ões).

O isopropanol (massa molar = 60 g/mol) é um álcool muito utilizado como solvente para limpeza de circuitos eletroeletrônicos. A produção mundial desse álcool chega a 2,7 milhões de toneladas por ano. A indústria química dispõe de diversos processos para a obtenção de isopropanol, entre eles, o que envolve a reação de acetona (massa molar = 58 g/mol) com hidrogênio. A equação dessa reação é



25 - (Uefs) Se toda a produção mundial de isopropanol fosse feita somente por meio dessa reação de acetona com hidrogênio, supondo rendimento de 100%, a massa de acetona necessária para a produção anual de isopropanol seria de
a) 1,8 milhão de toneladas.
b) 2,1 milhões de toneladas.
c) 2,6 milhões de toneladas.
d) 3,1 milhões de toneladas.
e) 3,6 milhões de toneladas.

26 - (Ifsul) 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: Na = 23; C = 12; O = 16.
a) 11,2 L.
b) 22,4 L.
c) 44,8 L.
d) 89,6 L.

27 - (Ufrgs) 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.

$NH_2C\ell + NH_3 \rightarrow N_2H_4 + HC\ell$

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; $C\ell$ = 35,5.
a) 5,0 g.
b) 6,21 g.
c) 10,0 g.
d) 20,0 g.
e) 32,08 g.

28 – (Upe) 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 (WO_3), conforme a reação a seguir, descrita na equação química não balanceada:

$WO_{3(s)} + H_{2(g)} \rightarrow W_{(s)} + H_2O_{(l)}$

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%

29 - (Pucrj) O silicato de sódio (Na_2SiO_3) utilizado na composição do cimento, pode ser obtido através de um processo de calcinação (em elevada temperatura) da sílica (SiO_2) com carbonato de sódio (Na_2CO_3), de acordo com a equação química balanceada, representada a seguir:

$$SiO_{2(g)} + Na_2CO_{3(s)} \xrightarrow{835\,^{\circ}C} Na_2SiO_{3(s)} + CO_{2(g)}$$

Dados: M(SiO_2) = 60 g mol^{-1} ; M(Na_2SiO_3) = 122 g mol^{-1}

Considerando que o rendimento desse processo foi de 70%, a massa, em kg, de Na_2SiO_3 formada a partir de 9 kg de sílica foi de aproximadamente
a) 10,4
b) 12,8
c) 14,6
d) 17,2
e) 18,3

30 - (Famerp) O bicarbonato de sódio, $NaHCO_{3(s)}$, ao ser aquecido, sofre transformação química produzindo carbonato de sódio, $Na_2CO_{3(s)}$, dióxido de carbono, $CO_{2(g)}$, e vapor de água, $H_2O_{(g)}$. 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.

31 - (Unigranrio) 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°) segundo a reação: $Cu_{(s)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow CuO_{(s)}$, será de:
Massas atômicas: O = 16 u.m.a., Cu = 63,5 u.m.a.
a) 2,54 g
b) 6,35 g
c) 3,18 g
d) 3,36 g
e) 3,20 g

32 - (Puccamp) Muitos resíduos industriais podem ser utilizados novamente no processo produtivo. Por exemplo, resíduos de *mármore* possuem um potencial de uso nos processos de fabricação de aços, devido à sua composição química, como mostra os resultados da análise desse material.

Constituinte	$CaCO_3$	$MgCO_3$	SiO_2
% em massa	59,7	37,2	2,5

Disponível em: http://www.scielo.br

Nesses processos, o $CaCO_3$ calcinado produz o CaO, usado para a dessulfuração do ferro gusa.

A massa, em kg, de CaO produzida quando se utiliza 1,0 kg de resíduos de *mármore* é de, aproximadamente,

Dados: Massas molares: C = 12; O = 16; Ca = 40.
a) 0,2.
b) 0,4.
c) 0,1.
d) 0,3.
e) 0,5.

33 - (Fac. Albert Einstein) Um resíduo industrial é constituído por uma mistura de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e sulfato de cálcio ($CaSO_4$). 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 $CaCO_3$ resulta em óxido de cálcio e gás carbônico.

$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Uma amostra de 10,00 g 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 6,70 g.

O teor de carbonato de cálcio na amostra é de, aproximadamente,
a) 33%.
b) 50%.
c) 67%.
d) 75%.

34 - (Pucsp) 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:

$H_2SO_{4(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(s)} + H_2O_{(l)}$

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

35 - (Acafe) 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.
a) 712 g
b) 534 g
c) 133,5 g
d) 356 g

36 - (Uerj) 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:
$Au_{(s)} + 3\ HNO_{3(aq)} + 4\ HC\ell_{(aq)} \rightarrow HAuC\ell_{4(aq)} + 3\ H_2O_{(l)} + 3\ NO_{2(g)}$
Recuperação:
$3\ NaHSO_{3(aq)} + 2\ HAuC\ell_{4(aq)} + 3\ H_2O_{(l)} \rightarrow 3\ NaHSO_{4(aq)} + 8\ HC\ell_{(aq)} + 2\ Au_{(s)}$

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

37 - (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.

$PbCO_{3(s)} + 2\ HNO_{3(aq)} \rightarrow Pb(NO_3)_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$ (**Equação 1**)
$Pb(NO_3)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2\ HNO_{3(aq)}$ (**Equação 2**)

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%.

38 - (Pucmg) O sulfato de zinco pode ser obtido por meio da reação exotérmica entre óxido de zinco e o ácido sulfúrico concentrado. A equação química dessa reação está apresentada abaixo.

$ZnO_{(aq)} + H_2SO_{4(l)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$

Reagindo-se 100 kg de óxido de zinco com 50 kg de ácido sulfúrico concentrado e considerando-se um rendimento de 100%, a massa de sulfato de zinco produzida será aproximadamente:

Dados: Zn = 65,4; O = 16; H = 1; S = 32.
a) 150 kg
b) 82,3 kg
c) 41,5 kg
d) 50 kg

39 - (Pucpr) "O ácido Sulfúrico é tido como um indicador da economia de um país, pois é o produto químico mais utilizado pela indústria. Sua aplicação tem larga escala, desde em fertilizantes e baterias de automóveis, até no refino do petróleo. É extremamente solúvel em água, porém, isto deve ser feito com muita cautela, pois seus vapores são liberados agressivamente".
Disponível em: <http://www.brasilescola.com/>.

Uma das maneiras de produzi-lo é através das reações com oxigênio, o qual ocupa uma fração de 21%, 21%, aproximadamente, no ar atmosférico. A partir das informações fornecidas e utilizando as reações não balanceadas apresentadas a seguir, referentes às etapas de produção de ácido sulfúrico.

Dados:
(Ma(g/mol) : H = 1, O = 16, S = 32).
Volume molar na CNTP: 22,71 ℓ/mol,
Avogadro = 6×10^{23}

I. $S_{8(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$
II. $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$
III. $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$

Assinale a alternativa **CORRETA**.

a) Para produzir 40 g de ácido sulfúrico, são necessárias 17 g de enxofre.
b) Devemos colocar cuidadosamente a água no ácido, pois seus vapores são liberados, podendo causar queimaduras graves no corpo do manuseador.
c) O volume de ar que conterá $O_{2(g)}$ suficiente para combustão completa de 50 g de enxofre será de aproximadamente 253 ℓ.
d) O ácido sulfúrico também pode ser denominado anidrido sulfuroso.
e) Para se obter $1,2 \times 10^{21}$ moléculas de ácido sulfúrico, há necessidade de 3×10^{-4} mol de dióxido de enxofre.

40 - (Upe) Clorato de potássio é usado nos sistemas de fornecimento de oxigênio em aeronaves, o que pode tornar-se perigoso, caso não seja bem planejado o seu uso. Investigações sugeriram que um incêndio na estação espacial MIR ocorreu por causa de condições inadequadas de armazenamento dessa substância. A reação para liberação de oxigênio é dada pela seguinte equação química:

$2\ KC\ell O_{3(s)} \rightarrow 2\ KC\ell_{(s)} + 3\ O_{2(g)}$

Qual o volume aproximado, em litros, de oxigênio produzido na MIR, a partir da utilização de 980 g do clorato de potássio nas CNTP?

Dados: Massas molares – O = 16 g/mol; Cℓ = 35,5 g/mol; K = 39 g/mol;
Volume molar CNTP = 22,4 L/mol

a) 600 L
b) 532 L
c) 380 L
d) 268 L
e) 134 L

notas

Gabarito:

Questão 1: C

$4\,Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,Li_2O_{(s)}$
$4 \cdot 7\ g \text{ —— } 32\ g$
$x\ kg \text{ —— } 3{,}2\ kg$
$x = 2{,}8\ kg$

Questão 2: B

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
$4g \text{ ——— } 36g$
$40\ kg \text{ ——— } x$
$x = 360\ kg$ de água

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
$4\ g \text{ —— } 32\ g$
$40\ kg \text{ —— } y$
$y = 320\ kg$

Questão 3: B

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$
$1\ mol \text{ —— } 2\ mol$
$0{,}25\ mol \text{ —— } x$
$x = 0{,}50\ mol.$

Questão 4: A

$4\,Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,Li_2O_{(s)}$
$(4 \cdot 7)\ g \text{ ——— } 2 \cdot (14 + 16)$
$14\ g \text{ ——— } x$
$x = 30\ g$

Questão 5: C

$16\ g \text{ de } CH_4 \text{ —— } 22{,}4\ L$
$2000\ g \text{ —— } x$
$x = 2800\ L$

Questão 6: C

$CH_4 = 16;\ CO_2 = 44.$
$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$
$16\ g \text{ ——— } 44\ g$
$160\ g \text{ ——— } 440\ g$

Questão 7: B

De acordo com a equação: $3\ MnO_2\ (s) + 4\ A\ell\ (s) \rightarrow 3\ Mn\ (\ell) + 2\ A\ell_2O_3\ (s)$

$4\ mols\ de\ A\ell \xrightarrow{produzem} 3\ mols\ de\ Mn$

Assim:

$\overbrace{108\ g\ de\ A\ell}^{4\ mols} \text{ ——— } \overbrace{165\ g\ de\ Mn}^{3\ mols}$
$m \text{ ——— } 165\,000\ g$
$m = 108\,000\ g$ ou $108\ kg$

Questão 8: D

Pela equação química mostrada acima, observamos que:

$2\ mols\ de\ triestearina\ C_{57}H_{110}O_6 \text{ ——— } \overbrace{1980\ g}^{110\ mols}$
$1\ mol \text{ ——— } m$

$m = 990\ g$

Questão 9: C

De acordo com a equação mostrada, temos:

$\overbrace{65{,}4\ g\ de\ Zn}^{1\ mol\ de\ Zn} \text{ ——— } 1\ mol\ de\ gás\ H_2$
$2\ g \text{ ——— } n$

$n = 0{,}03\ mol\ de\ H_2$, aproximadamente.

Questão 10: A

Se :
A = x
B = 1 – x
0,55 = [0,6 x + (1 – x) · 0,4]
0,55 = 0,6 x + 0,4 – 0,4 x
0,2 x = 0,15
X = 0,75

Questão 11: C

Pela proporção estequiométrica entre Fe_3O_4 e Fe teremos:

$\overbrace{232g\ de\ Fe_3O_4}^{1\ mol} \text{ ——— } \overbrace{168g\ de\ Fe}^{3\ mols}$
$1 \times 10^6 g \text{ ——— } m$
$m = 0{,}72 \times 10^6 g$ ou $0{,}72t$

Questão 12: E

De acordo com o texto, o dióxido de carbono reage com o hidróxido de lítio e forma carbonato de lítio sólido e água líquida.

P = 1 atm
T = 27 + 273 = 300 K
R = 0,082 atm · L · mol^{-1} · K^{-1}
P x V_{molar} = n x R x T
1 x V_{molar} = 1 x 0,082 x 300
V_{molar} = 24,6 L
LiOH = 7 + 16 + 1 = 24
1 CO_2 + 2 LiOH → 1Li_2CO_3 + 1H_2O

$$24{,}6\ L \text{ —— } 2\times 24\ g$$
$$246\ L \text{ —— } m_{LiOH}$$
$$m_{LiOH} = \frac{246\ L\times 2\times 24\ g}{24{,}6\ L} = 480\ g$$

Questão 13: D

$$2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$$
$$2\times 114{,}0\ g \text{ ———— } 16\times 44{,}0\ g$$
$$114{,}0\ kg \text{ ———— } m_{CO_2}$$
$$m_{CO_2} = \frac{114{,}0\ kg\times 16\times 44{,}0\ g}{2\times 114{,}0\ g}$$
$$m_{CO_2} = 352\ kg$$

Questão 14: A

$$CaSO_3 = 40+32+3\times 16 = 120$$
$$M_{SO_2} = 120\ g\cdot mol^{-1}$$
$$1{,}2\ kg = 1200\ g$$
$$1\,Ca(OH)_{2(aq)} + 1\,SO_{2(g)} \longrightarrow 1\,CaSO_{3(s)} + 1\,H_2O_{(\ell)}$$
$$25\ L \text{ ———— } 120\ g$$
$$V_{SO_2} \text{ ———— } 1200\ g$$
$$V_{SO_2} = \frac{25\ L\times 1200\ g}{120\ g}$$
$$V_{SO_2} = 250\ L$$

Questão 15: D

$$H_2SO_4 = 2\times 1+1\times 32+4\times 16 = 98$$
$$M_{H_2SO_4} = 98\ g/mol$$
$$NaOH = 1\times 23+1\times 16+1\times 1 = 40$$
$$M_{NaOH} = 40\ g/mol$$
$$1H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow 2H_2O + Na_2SO_4$$
$$98\ g \text{ —— } 2\times 40\ g$$
$$245\ g \text{ —— } 100\ g$$
$$\left(\underbrace{2\times 40\times \overbrace{245}^{\text{Massa em excesso}}}_{19.600}\right) > \left(\underbrace{98\times 100}_{9.800}\right)$$
$$1H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow 2H_2O + Na_2SO_4$$
$$98\ g \text{ —— } 2\times 40\ g$$
$$m_{H_2SO_4} \text{ —— } 100\ g$$
$$m_{H_2SO_4} = \frac{98\ g\times 100\ g}{2\times 40\ g} = 122{,}5\ g$$
$$m_{H_2SO_4\ \text{em excesso}} = 245\ g - 122{,}5\ g = 122{,}5\ g$$

Questão 16: E

$$6\ CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$$
$$44\ g \text{ ———— } 30\ g$$
$$66\ g \text{ ———— } m_{C_6H_{12}O_6}$$
$$m_{C_6H_{12}O_6} = \frac{66\ g\times 30\ g}{44\ g}$$
$$m_{C_6H_{12}O_6} = 45\ g$$

Questão 17: D

$$HB + 4\ O_2 \longrightarrow HB(O_2)_4$$
$$M_{HB} \text{ —— } 4\times 22{,}4\ L\cdot mol^{-1}$$
$$1\ g \text{ —— } 2{,}24\times 10^{-4}\ L$$
$$M_{HB} = \frac{1\ g\times 4\times 22{,}4\ L\cdot mol^{-1}}{2{,}24\times 10^{-4}\ L}$$
$$M_{HB} = 40\times 10^4\ g\cdot mol^{-1} = 4\times 10^5\ g\cdot mol^{-1}$$
$$M_{HB} = 4\times 10^5\ g/mol$$

Questão 18: C

$Fe_2O_3 = 2\times56 + 3\times16 = 160;\ M_{Fe_2O_3} = 160\ g\cdot mol^{-1}$

$Fe = 56;\ M_{Fe} = 56\ g\cdot mol^{-1}$

$\%\ \text{de pureza} = 85\% = \frac{85}{100}$

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\ CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(\ell)} + 3\ CO_{2(g)}$$

$$160\ g \text{ ——— } 2\times56\ g$$

$$\left(\frac{85}{100}\right)\times500\ kg \text{ ——— } m_{Fe}$$

$$m_{Fe} = \frac{\left(\frac{85}{100}\right)\times500\ kg\times2\times56\ g}{160\ g}$$

$$m_{Fe} = 297{,}5\ kg \approx 297\ kg$$

Questão 19: D

$KC\ell + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + HC\ell$
745 g 630 g x g 365 g
745 g + 630 g = x + 365 g
x = 745 g + 630 g – 365 g
x = 1.010 g

Questão 20: B

m : massa total da amostra

$$m_{SiO_2} = \frac{45}{100}\times m = 0{,}45\ m$$

$$m_{H_2O} = \frac{10}{100}\times m = 0{,}10\ m$$

$$m_{\text{restante após a secagem}} = m - m_{H_2O} = m - 0{,}10\ m = 0{,}90\ m$$

$0{,}90\ m$ ——— 100%
$0{,}45\ m$ ——— p

$$p = \frac{0{,}45\ m\times100\%}{0{,}90\ m} = 50\%$$

Questão 21: E

A variação de massa do sistema se deve à liberação de gás carbônico (CO_2) (CO_2) relativa ao consumo do bicarbonato de sódio $(NaHCO_3)$. $(NaHCO_3)$.

Variação de massa = 80 g – 77,8 = 2,2g
CO_2 = 12 + 2 x 16 = 44
$M_{CO_2} = 44\ g\cdot mol^{-1}$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}}$$

$$n_{CO_2} = \frac{2{,}2\ g}{44\ g\cdot mol^{-1}} = 0{,}05\ mol$$

$NaHCO_3 = 23 + 1 + 12 + 3\times16 = 84$

$M_{NaHCO_3} = 84\ g\cdot mol^{-1}$

$$NaHCO_{3(aq)} + C_6H_8O_{7(aq)} \rightarrow C_6H_7O_7Na_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

$$84\ g \text{ ——— } 1\ mol$$

$$m_{NaHCO_3} \text{ ——— } 0{,}05\ mol$$

$$m_{NaHCO_3} = \frac{84\ g\times0{,}05\ mol}{1\ mol}$$

$$m_{NaHCO_3} = 4{,}2\ g = 4.200\ mg$$

Questão 22: D

$MnO_2 = 87;\quad Mn = 55.$

$$MnO_{2(s)} + C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow MnO_{(s)} + CO_{2(g)}\ (\times2)$$

$$2\ MnO_{(s)} + C_{(s)} \rightarrow 2\ Mn_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$2\ MnO_{2(s)} + 2\ C_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \rightarrow \cancel{2\ MnO_{(s)}} + 2\ CO_{2(g)}$$

$$\cancel{2\ MnO_{(s)}} + C_{(s)} \rightarrow 2\ Mn_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$2\ MnO_{2(s)} + 3\ C_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \xrightarrow{\text{Global}} 3\ CO_{2(g)} + 2\ Mn_{(s)}$$

$$2\ MnO_{2(s)} + 3\ C_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \xrightarrow{\text{Global}} 3\ CO_{2(g)} + 2\ Mn_{(s)}$$

$$2\times87\ g \text{ ——— } 2\times55\ g\times\frac{60}{100}$$

$$\frac{43{,}5}{100}\times8\times10^6\ g \text{ ——— } m_{Mn}$$

$$m_{Mn} = \frac{\frac{43{,}5}{100}\times8\times10^6\ g\times2\times55\ g\times\frac{60}{100}}{2\times87\ g}$$

$$m_{Mn} = 1{,}32\times10^6\ g$$

Questão 23: C

$PbS = 207 + 32 = 239;\ Pb = 207.$

$$PbS_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \rightarrow \cancel{PbO_{(s)}} + SO_{2(g)}$$

$$\cancel{PbO_{(s)}} + CO_{(g)} \rightarrow Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$PbS_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} + CO_{(g)} \xrightarrow{\text{Global}} SO_{2(g)} + Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$PbS_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} + CO_{(g)} \xrightarrow{\text{Global}} SO_{2(g)} + Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$239\ g \text{ ——— } 207\ g\times\frac{90}{100}$$

$$717\ kg\times\frac{80}{100} \text{ ——— } m_{Pb}$$

$$m_{Pb} = \frac{\left(717\ kg\times\frac{80}{100}\right)\times\left(207\ \cancel{g}\times\frac{90}{100}\right)}{239\ \cancel{g}}$$

$$m_{Pb} = 447{,}12\ kg \approx 447\ kg$$

Questão 24: E

$$SO_{2(g)} + 1/2\,O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$
$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(\ell)}$$
$$H_2SO_{4(\ell)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaSO_{4(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$
$$SO_{2(g)} + 1/2\,O_{2(g)} + CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\text{Global}} CaSO_{4(s)} + CO_{2(g)}$$

$$SO_{2(g)} + 1/2\,O_{2(g)} + CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\text{Global}} CaSO_{4(s)} + CO_{2(g)}$$
$$64\ g \text{ ——— } 24,6\ L$$
$$2\times10^6\ g \text{ ——— } V_{CO_2}$$
$$V_{CO_2} = \frac{2\times10^6\ g \times 24,6\ L}{64\ g}$$
$$V_{CO_2} = 0,76875\times10^6\ L$$
$$V_{CO_2} \approx 7,69\times10^5\ L$$

Questão 25: C

$$\overbrace{CH_3COCH_3}^{\text{Acetona}} + H_2 \xrightarrow{\text{Redução}} \overbrace{CH_3CH(OH)CH_3}^{\text{Isopropanol}}$$
$$58\ g \text{ ——— } 60\ g$$
$$m_{Acetona} \text{ ——— } 2,7\times10^6\ t$$
$$m_{Acetona} = \frac{58\ g \times 2,7\times10^6\ t}{60\ g}$$
$$m_{Acetona} = 2,61\times10^6\ t \approx 2,6 \text{ milhões de toneladas.}$$

Questão 26: C

$$NaHCO_3 = 1\times23 + 1\times1 + 1\times12 + 3\times16 = 84$$
$$V_{(\text{molar nas CNTP})} = 22,4\ L$$
$$1NaHCO_3 + 1HC\ell \rightarrow 1NaC\ell + 1H_2O + 1CO_2$$
$$84\ g \text{ ——— } 1\times22,4\ L$$
$$168\ g \text{ ——— } V_{CO_2}$$
$$V_{CO_2} = \frac{168\ g \times 1\times22,4\ L}{84\ g} = 44,8\ L$$

Questão 27: B

$$NH_2C\ell = 51,5$$
$$NH_3 = 17$$
$$N_2H_4 = 32$$
$$NH_2C\ell + NH_3 \longrightarrow N_2H_4 + HC\ell$$
$$51,5\ g \text{ —— } 17\ g \text{ —— } 32\ g$$
$$10,0\ g \text{ ——} 10,0\ g \text{ —— } m_{N_2H_4}$$
$$51,5\times10,0 > 17\times10,0$$
$$NH_2C\ell + NH_3 \longrightarrow N_2H_4 + HC\ell$$
$$51,5\ g \text{ —— } 17\ g \text{ —— } 32\ g$$
$$10,0\ g \text{ —— } \underbrace{10,0\ g}_{\text{Excesso}} \text{ —— } m_{N_2H_4}$$
$$m_{N_2H_4} = \frac{10,0\ g \times 32\ g}{51,5\ g} \approx 6,21\ g$$

Questão 28: D

$$WO_{3(s)} + 3\,H_{2(g)} \rightarrow W_{(s)} + 3\,H_2O_{(\ell)}$$
$$231,8\ g \text{ ——— } 183,8\ g$$
$$50\ kg \text{ ——— } x$$
$$x = 39,64\ kg$$
$$39,64\ kg \text{ —— } 100\%$$
$$31,70\ kg \text{ —— } y$$
$$y \approx 80\%$$

Questão 29: B

$$SiO_{2(g)} + Na_2CO_{3(s)} \xrightarrow{835\ ^\circ C} Na_2SiO_{3(s)} + CO_{2(g)}$$
$$60\ g \text{ ——— } 122\ g$$
$$9\ kg \text{ ——— } m_{Na_2SiO_3}$$
$$m_{Na_2SiO_3} = \frac{9\ kg \times 122\ g}{60\ g} = 18,3\ kg$$
$$18,3\ kg \text{ ——— } 100\ \%\text{ de rendimento}$$
$$m'_{Na_2SiO_3} \text{ ——— } 70\ \%\text{ de rendimento}$$
$$m'_{Na_2SiO_3} = \frac{18,3\ kg \times 70\ \%}{100\ \%}$$
$$m'_{Na_2SiO_3} = 12,81\ kg$$

Questão 30: C

$$2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$
$$2\times84\ g \text{ ——— } 106\ g$$
$$168\ g \text{ ——— } m_{Na_2CO_3}$$
$$m_{Na_2CO_3} = \frac{168\ g \times 106\ g}{2\times84\ g}$$
$$m_{Na_2CO_3} = 106\ g$$

Questão 31: C

$$Cu = 63,5;\ CuO = 63,5 + 16 = 79,5.$$
$$Cu_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CuO_{(s)}$$
$$63,5\ g \text{ ——— } 79,5\ g$$
$$2,54\ g \text{ ——— } m_{CuO}$$
$$m_{CuO} = \frac{2,54\ g \times 79,5\ g}{63,5\ g}$$
$$m_{CuO} = 3,18\ g$$

Questão 32: D

1,0 kg (1.000 g) de resíduo de mármore tem 59,7% de $CaCO_3$.

$$m_{CaCO_3} = \frac{59,7}{100} \times 1.000\ g = 597\ g$$

$$CaCO_3 = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100$$

$$CaO = 40 + 16 = 56$$

$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{Calcinação}} CaO + CO_2$$

100 g ——— 56 g

597 g ——— m_{CaO}

$$m_{CaO} = \frac{597\ g \times 56\ g}{100\ g} = 334,32\ g$$

$$m_{CaO} = 0,33432\ kg \approx 0,3\ kg$$

Questão 33: D

Massa de CO_2 produzida:
$mCO_2 = 10\ g - 6,7\ g = 3,3\ g$

Massa de $CaCO_3$ que irá produzir 3,3 g de CO_2 :

100g de $CaCO_3$ ——— 44 g

x g ——— 3,3 g

$x = 7,5\ g$ de $CaCO_3$

Teor de carbono de cálcio na amostra:

10,0 g ——— 100%

7,5 g ——— y%

$y = 75\%$

Questão 34: D

Balanceando a equação, vem:

$$1\,H_2SO_{4(aq)} + 2\,NaOH_{(aq)} \rightarrow 1\,Na_2SO_{4(s)} + 2\,H_2O_{(\ell)}$$

$H_2SO_4 = 98$; $NaOH = 40$.

$$1\,H_2SO_{4(aq)} + 2\,NaOH_{(aq)} \rightarrow 1\,Na_2SO_{4(s)} + 2\,H_2O_{(\ell)}$$

98 g ——— 2 × 40 g

122,5 g ——— 130 g

$(98 \times 130) > (40 \times 122,5)$

12.740 4.900

$$1\,H_2SO_{4(aq)} + 2\,NaOH_{(aq)} \rightarrow 1\,Na_2SO_{4(s)} + 2\,H_2O_{(\ell)}$$

98 g ——— 2 × 40 g

122,5 g (Limitante) ——— 130 g (Excesso de reagente)

m_{NaOH}

$$m_{NaOH} = \frac{122,5\ g \times 2 \times 40\ g}{98\ g}$$

$m_{NaOH} = 100\ g$

Reagente limitante: H_2SO_4.

Questão 35: D

$$3\,HC\ell + 1\,A\ell(OH)_3 \longrightarrow 3\,H_2O + 1\,A\ell C\ell_3$$

3 mol — 1 mol

8 mol — 4 mol

$3 \times 4 > 8 \times 1$

$$3\,HC\ell + 1\,A\ell(OH)_3 \longrightarrow 3\,H_2O + 1\,A\ell C\ell_3$$

3 mol — 1 mol ——— 1 mol

8 mol — 4 mol (Excesso)

$$3\,HC\ell + 1\,A\ell(OH)_3 \longrightarrow 3\,H_2O + 1\,A\ell C\ell_3$$

3 mol ——— 133,5 g

8 mol ——— $m_{A\ell C\ell_3}$

$m_{A\ell C\ell_3} = 356\ g$

Questão 36: C

A partir das equações fornecidas no texto, vem:

$$Au_{(s)} + 3\,HNO_{3(aq)} + 4\,HC\ell_{(aq)} \rightarrow HAuC\ell_{4(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)} + 3\,NO_{2(g)} \quad (\times 2)$$

$$3\,NaHSO_{3(aq)} + 2\,HAuC\ell_{4(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)} \rightarrow 3\,NaHSO_{4(aq)} + 8\,HC\ell_{(aq)} + 2\,Au_{(s)} \quad (\times 1)$$

$$2\,Au_{(s)} + 6\,HNO_{3(aq)} + 8\,HC\ell_{(aq)} \rightarrow 2\,HAuC\ell_{4(aq)} + 6\,H_2O_{(\ell)} + 6\,NO_{2(g)}$$

$$3\,NaHSO_{3(aq)} + 2\,HAuC\ell_{4(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)} \rightarrow 3\,NaHSO_{4(aq)} + 8\,HC\ell_{(aq)} + 2\,Au_{(s)}$$

$$6\,HNO_{3(aq)} + 3\,NaHSO_{3(aq)} \xrightarrow{\text{Global}} 3\,H_2O_{(\ell)} + 6\,NO_{2(g)} + 3\,NaHSO_{4(aq)}$$

$HNO_3 = 63$; $NaHSO_3 = 104$.

$$6\,HNO_{3(aq)} + 3\,NaHSO_{3(aq)} \xrightarrow{\text{Global}} 3\,H_2O_{(\ell)} + 6\,NO_{2(g)} + 3\,NaHSO_{4(aq)}$$

6 × 63 g ——— 3 × 104 g

252 g ——— m_{NaHSO_3}

$m_{NaHSO_3} = 208\ g$

$$Au_{(s)} + 3\,HNO_{3(aq)} + 4\,HC\ell_{(aq)} \rightarrow HAuC\ell_{4(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)} + 3\,NO_{2(g)} \quad (\times 2)$$

$$3\,NaHSO_{3(aq)} + 2\,HAuC\ell_{4(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)} \rightarrow 3\,NaHSO_{4(aq)} + 8\,HC\ell_{(aq)} + 2\,Au_{(s)} \quad (\times 1)$$

$$2\,Au_{(s)} + 6\,HNO_{3(aq)} + 8\,HC\ell_{(aq)} \rightarrow 2\,HAuC\ell_{4(aq)} + 6\,H_2O_{(\ell)} + 6\,NO_{2(g)}$$

$$3\,NaHSO_{3(aq)} + 2\,HAuC\ell_{4(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)} \rightarrow 3\,NaHSO_{4(aq)} + 8\,HC\ell_{(aq)} + 2\,Au_{(s)}$$

$$6\,HNO_{3(aq)} + 3\,NaHSO_{3(aq)} \xrightarrow{\text{Global}} 3\,H_2O_{(\ell)} + 6\,NO_{2(g)} + 3\,NaHSO_{4(aq)}$$

$HNO_3 = 63$; $NaHSO_3 = 104$.

$$6\,HNO_{3(aq)} + 3\,NaHSO_{3(aq)} \xrightarrow{\text{Global}} 3\,H_2O_{(\ell)} + 6\,NO_{2(g)} + 3\,NaHSO_{4(aq)}$$

6 × 63 g ——— 3 × 104 g

252 g ——— m_{NaHSO_3}

$m_{NaHSO_3} = 208\ g$

Questão 37: E

$$PbCO_{3(s)} + 2\,HNO_{3(aq)} \rightarrow 1\,Pb(NO_3)_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

$$1\,Pb(NO_3)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2\,HNO_{3(aq)}$$

$$PbCO_{3(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

267g ——— 303g

x g ——— 0,84g

$x = 0,740g$

0,79g ——— 100%

0,74g ——— y

$y = 93,7\%$

Questão 38: B

$$ZnO_{(aq)} + H_2SO_{4(\ell)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$81{,}4\ g \text{ —— } 98\ g \times \frac{100}{100}$$

$$\underbrace{100\ kg}_{\text{excesso}} \text{ —— } 50\ kg$$

$$\underbrace{81{,}4 \times 50}_{4.070} < \underbrace{98 \times 100}_{9.800}$$

$$ZnO_{(aq)} + H_2SO_{4(\ell)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$98\ g \text{ ——— } 161{,}4\ g$$

$$50\ kg \text{ ——— } m_{ZnSO_4}$$

$$m_{ZnSO_4} \approx 82{,}35\ kg$$

Questão 39: C

A. Incorreta.

$$S_{8(s)} + 8O_{2(g)} \rightarrow 8SO_{2(g)}$$

$$8SO_{2(g)} + 4O_{2(g)} \rightarrow 8SO_{3(g)} \quad (\times 2)$$

$$8SO_{3(g)} + 8H_2O_{(\ell)} \rightarrow 8H_2SO_{4(aq)} \quad (\times 8)$$

$$S_{8(s)} + 12O_{2(g)} + 8H_2O_{(\ell)} \rightarrow 8H_2SO_{4(aq)}$$

$$32g \cdot 8 \text{ ——————— } 8 \cdot 98g$$

$$x \text{ ——————— } 40g$$

$$x = 13{,}06g$$

B. Incorreta. A ordem correta é sempre o ácido na água e nunca ao contrário.

C. Correta.

$$S_{8(s)} + 12O_{2(g)} + 8H_2O_{(\ell)} \rightarrow 8H_2SO_{4(aq)}$$

$$32g \cdot 8 \text{ — } 12 \cdot 22{,}71\ L$$

$$50g \text{ — } y$$

$$y = 53{,}22L$$

$$53{,}22L \text{ —— } 21\%$$

$$z \text{ —— } 100\%$$

$$z = 253L$$

D. Incorreto. O ácido sulfúrico pode ser chamado de anidrido sulfúrico.

E. Incorreto.

$$8SO_{2(g)} + 4O_{2(g)} \rightarrow 8SO_{3(g)} \quad (\times 2)$$

$$8SO_{3(g)} + 8H_2O_{(\ell)} \rightarrow 8H_2SO_{4(aq)} \quad (\times 8)$$

$$8SO_{2(g)} + 4O_{2(g)} + 8H_2O_{(\ell)} \rightarrow 8H_2SO_{4(aq)}$$

$$8SO_{2(g)} \rightarrow 8H_2SO_{4(aq)}$$

$$1\ mol \text{ ——— } 6 \cdot 10^{23} \text{moléc}$$

$$w \text{ ——— } 1{,}2 \cdot 10^{23} \text{moléc}$$

$$w = 2 \cdot 10^{-3} mol$$

Questão 40: D

$$KC\ell O_3 = 122{,}5;\ M_{KC\ell O_3} = 122{,}5\ g/mol$$

$$2\,KC\ell O_{3(s)} \rightarrow 2\,KC\ell_{(s)} + 3\,O_{2(g)}$$

$$2 \times 122{,}5\ g \text{ ——————— } 3 \times 22{,}4\ L$$

$$980\ g \text{ ——————— } V_{O_2}$$

$$V_{O_2} = 268{,}8\ L$$

notas