



## Estequiometria

### 1. ESTEQUIOMETRIA (INTERPRETAÇÃO)

Dados: H = 1u, N = 14u



Quantidade de matéria	1 mol	— 3 mols	— 2 mols
	↓	↓	↓
	Massa (g): 1 · 28 g	— 3 · 2 g	— 2 · 17 g
	Volume (CNTP): 1 · 22,4 L	— 3 · 22,4 L	— 2 · 22,4 L
Número de moléculas	1 · 6,10 <sup>23</sup>	— 3 · 6,10 <sup>23</sup>	— 2 · 6,10 <sup>23</sup>
	↓	↓	↓

### 2. RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS (SUGESTÃO)

- 1ª) Equação química balanceada
- 2ª) Proporção molar (coeficientes)
- 3ª) Dado e Pedido (x)
- 4ª) Regra de três (lei de Proust), para determinar o que foi pedido (x).

### 3. REAÇÕES SUCESSIVAS

Trabalhar com a equação global (soma das parciais). O importante é que a quantidade de produto formado em uma equação parcial deve ser consumida na equação posterior (sucessiva).

## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

### RELAÇÃO: MOLS – MOLS

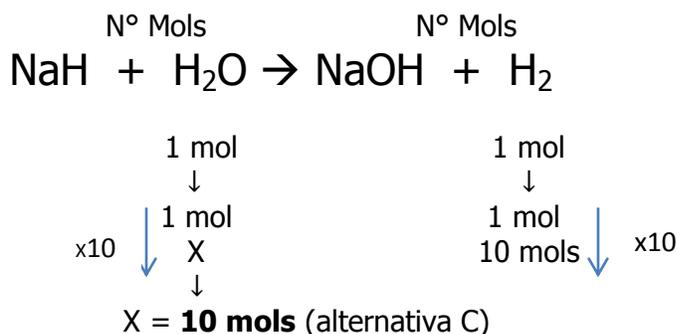
(UFBA-BA) Hidreto de sódio reage com água, dando hidrogênio, segundo a reação:



Para obter 10 mols de H<sub>2</sub>, são necessários quantos mols de água?

- a) 40 mols      b) 20 mols      c) 10 mols      d) 15 mols      e) 2 mols

### RESOLUÇÃO



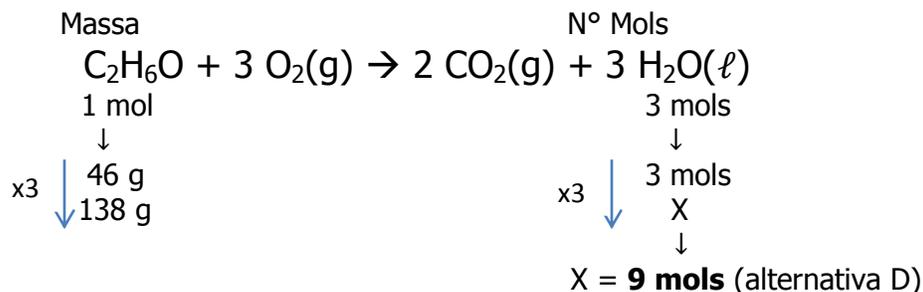
## RELAÇÃO: MOLS – MASSA

(FMTM-MG) No motor de um carro a álcool, o vapor do combustível é misturado com o ar e se queima à custa de faísca elétrica produzida pela vela no interior do cilindro.

A quantidade, em mols, de água formada na combustão completa de 138 gramas de etanol é igual a: (Dado massa molar em g/mol: H=1, C=12, O=16)

- a) 1                      b) 3                      c) 6                      d) 9                      e) 10

## RESOLUÇÃO

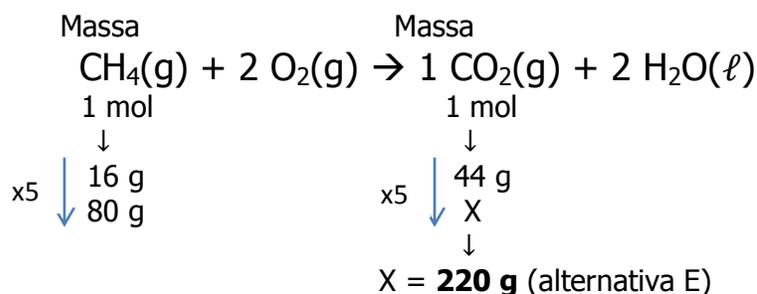


## RELAÇÃO: MASSA – MASSA

(UFSCar-SP) A massa de dióxido de carbono liberada na queima de 80 g de metano, quando utilizado como combustível, é: (Dado: 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

## RESOLUÇÃO



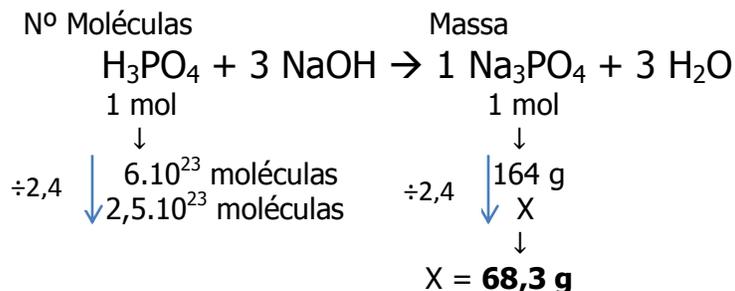
## RELAÇÃO: NÚMERO DE PARTÍCULAS – MASSA

(UFF-RJ) Em relação à produção de fosfato de sódio por meio da reação do ácido fosfórico com um excesso de hidróxido de sódio, pede-se:

a) a equação balanceada para a reação;

b) a quantidade, em gramas, de fosfato de sódio produzido ao se utilizarem  $2,5 \cdot 10^{23}$  moléculas de ácido fosfórico. (Dados Massas Molares em g/mol: Na=23, P=31 e O=16)

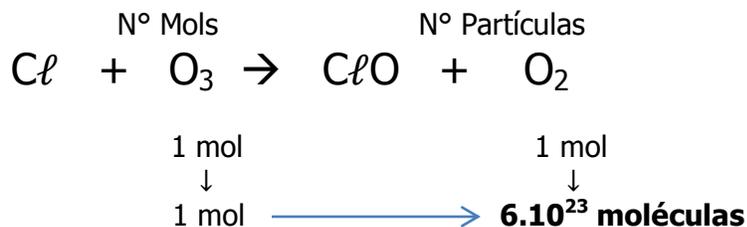
### RESOLUÇÃO



## RELAÇÃO: NÚMERO DE PARTÍCULAS – MOLS

(UFRS-RS) Os clorofluorcarbonos (CFC) sofrem decomposição nas altas camadas da atmosfera originando átomos de cloro, os quais atacam moléculas de ozônio ( $\text{O}_3$ ), produzindo oxigênio. Supondo que 1 mol de ozônio seja totalmente transformado em moléculas de oxigênio, calcule o número de moléculas produzidas.

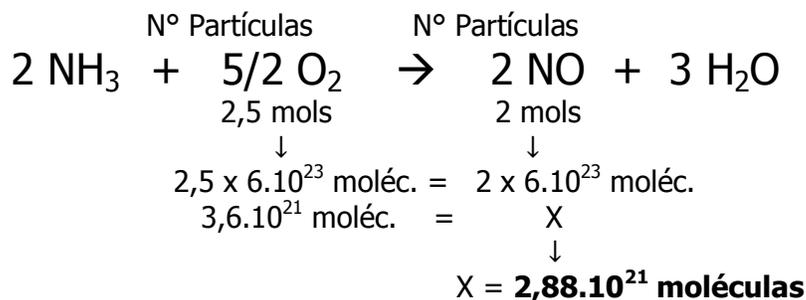
### RESOLUÇÃO



## RELAÇÃO: NÚMERO DE PARTÍCULAS – NÚMERO DE PARTÍCULAS

(Ufes-ES) Calcule o número de moléculas de NO formadas, juntamente com água, na reação da amônia (NH<sub>3</sub>) com 3,60.10<sup>21</sup> moléculas de oxigênio.

### RESOLUÇÃO



## PROBLEMAS ENVOLVENDO MAIS DE UMA REAÇÃO (REAÇÕES CONSECUTIVAS)

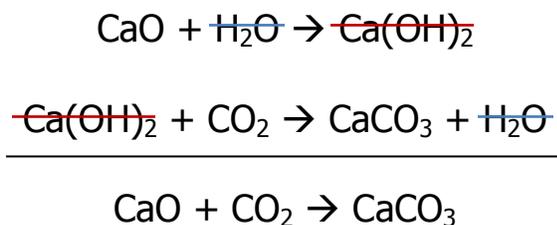
(PUC-RS) Em 2,8 kg de óxido de cálcio, também conhecido como "cal virgem", foi adicionada água, formando hidróxido de cálcio, usado para pintar uma parede. Após a sua aplicação, transformou-se numa camada dura, pela reação química com gás carbônico existente no ar, formando carbonato de cálcio. A massa de sal obtida é, aproximadamente, igual a:

(Dados: C = 12; O = 16; Ca = 40)

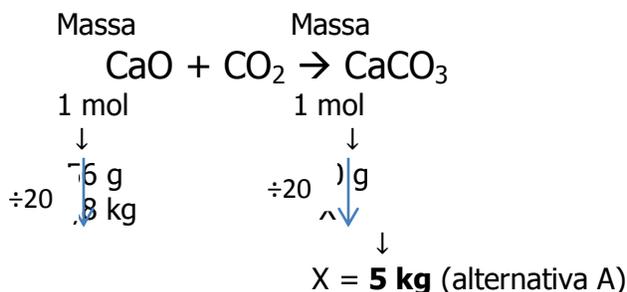
- a) 5,0 kg      b) 2,8 kg      c) 1,6 kg      d) 1,0 kg      e) 0,6 kg

### RESOLUÇÃO

Em reações consecutivas, deveremos somar as equações e obter uma única equação:



Agora o procedimento de resolução segue padrão estabelecido:



## CÁLCULOS ENVOLVENDO VOLUME DE LÍQUIDOS

**(Vunesp-SP)** Em países de clima desfavorável ao cultivo de cana-de-açúcar, o etanol é sintetizado através da reação de eteno com vapor de água, a alta temperatura e alta pressão. No Brasil, por outro lado, estima-se que 42 bilhões de litros de etanol ( $4,2 \cdot 10^{10}$  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 = 28, etanol = 46; densidade do etanol = 800 g/L)

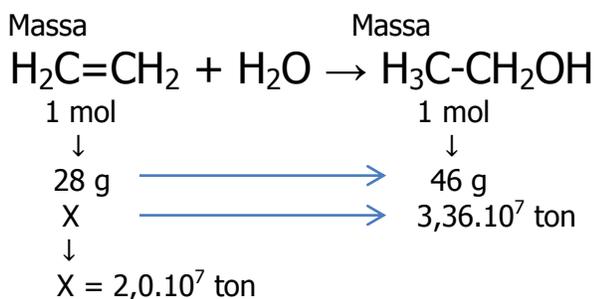
b) Para percorrer uma distância de 100 km, um automóvel consome 12,5 L de etanol (217,4 mols). Supondo combustão completa, calcule o número de mols de dióxido de carbono liberado para a atmosfera nesse percurso.

### RESOLUÇÃO

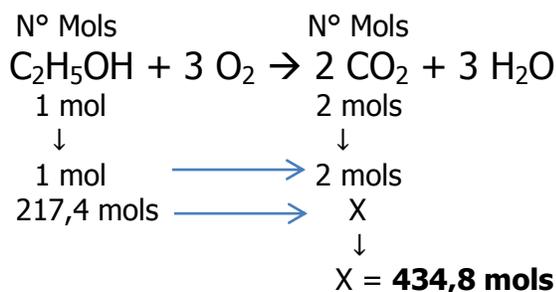
a) 1º) Calcular a massa de etanol a partir da densidade

$$4,2 \cdot 10^{10} \text{ L etanol} \cdot \frac{800 \text{ g etanol}}{1 \text{ L etanol}} \cdot \frac{1 \text{ ton etanol}}{10^6 \text{ g etanol}} = 3,36 \cdot 10^7 \text{ ton etanol}$$

2º) Calcular a massa de eteno a partir da massa em toneladas de etanol

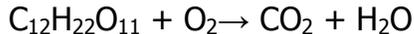


b) Cálculo do número de mols de gás carbônico liberado a partir de 217,4 mols de etanol



## CÁLCULOS ENVOLVENDO VOLUME DE GASES

01 (Efe-MG) A sacarose é metabolizada pelos animais, sendo uma das principais fontes de energia para as células. Este metabolismo ocorre durante a respiração, formando  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  como produtos:

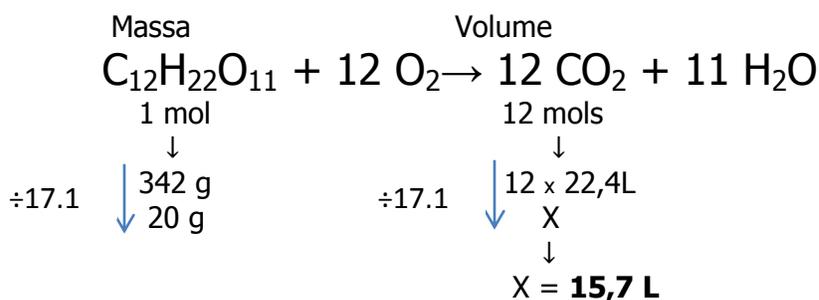


Balanceie a equação acima e calcule quantos litros de  $\text{CO}_2$  (CNTP) são gerados a partir de 20 g de sacarose.

(Dados: volume molar (CNTP) = 22,4 L/mol; massas molares (g/mol): H = 1, C = 12, O = 16)

### RESOLUÇÃO

Para gases que se encontram submetidos nas CNTP, deveremos relacionar 1 mol do gás ocupa um volume de 22,4 L (CNTP):

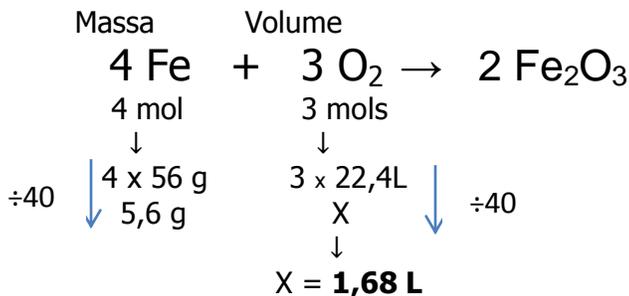


02 (Mackenzie-SP) Considerando que a proporção de gás oxigênio no ar seja de 20% (% em volume), então o volume de ar, em litros, medidos nas CNTP, necessário para que ocorra a oxidação de 5,6 g de ferro, é de: (Dados: massa molar do Fe igual a 56 g/mol)

a) 0,28      b) 8,40      c) 0,3      d) 1,68      e) 3,36

### RESOLUÇÃO

1º) Cálculo do volume de oxigênio:



2º) Cálculo do volume de ar:

$$1,68 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L AR}}{20 \text{ L O}_2} = 8,40 \text{ L O}_2 \text{ (Alternativa B)}$$

**03 (UFPR-PR)** Fazendo reagir ácido clorídrico com carbonato de cálcio, foram obtidos 3,1 L de gás, medidos a 37°C e à pressão de 0,82 atm. Qual a massa de carbonato de cálcio que reagiu? (Dados: R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup> ; C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40.)

## RESOLUÇÃO

1º) Quando um determinado gás não estiver nas CNTP, deveremos utilizar a equação do gás ideal para calcular o número de mols que será relacionado no cálculo estequiométrico:

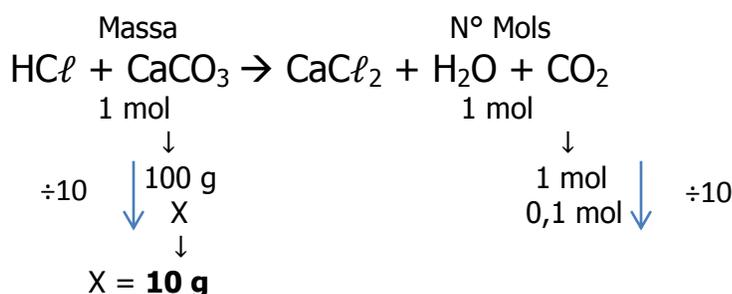
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Substituindo os dados, ficamos com:

$$0,82 \cdot 3,1 = n \cdot 0,082 \cdot 310$$

$$n = 0,1 \text{ mol}$$

2º) Agora o procedimento de resolução segue padrão estabelecido:



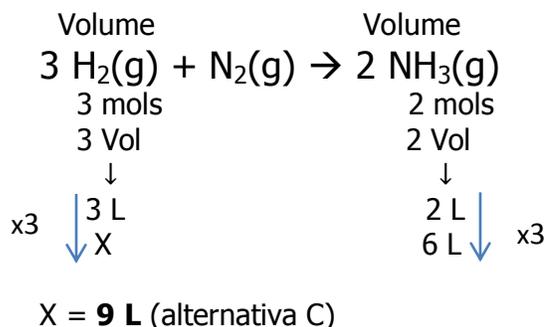
**04 (Mackenzie-SP)** Conhecida a reação de obtenção da amônia, abaixo equacionada, o volume de gás hidrogênio necessário para a obtenção de 6,0 litros de NH<sub>3</sub> é igual a:



- a) 6,0 litros      b) 12,0 litros      c) 9,0 litros      d) 3,0 litros      e) 1,0 litro

## RESOLUÇÃO

Segundo a Hipótese de Avogadro, gases que se encontram submetidos na mesma Pressão e Temperatura, o número de mols corresponde ao volume ocupado pelos respectivos gases:



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**01 (La Salle)** A cal virgem pode ser obtida a partir da decomposição térmica do carbonato de cálcio, a 1000°C e pressão atmosférica, segundo:



Qual a quantidade de CO<sub>2</sub> produzida pela decomposição de 3 toneladas de CaCO<sub>3</sub>?  
(Dados: C = 12; O = 16; Ca = 40)

- a) 67,2 litros
- b) 132 toneladas
- c) 1,32 toneladas
- d) 1,68 toneladas
- e) 680 quilogramas

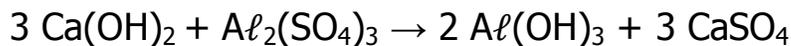
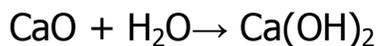
**02 (UFPE-PE)** Um pedaço de ferro pesando 5,60 gramas sofreu corrosão quando exposto ao ar úmido por um período prolongado. A camada de ferrugem formada foi removida e pesada, tendo sido encontrado o valor de 1,60 gramas. Sabendo-se que a ferrugem tem a composição Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, quantos gramas de ferro não corroído ainda restaram?

(Considere Fe = 56,0 g/mol e Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = 160,0 g/mol)

- a) 2,40 g
- b) 4,48 g
- c) 5,32 g
- d) 5,04 g
- e) 4,00 g

**03 (FGV-SP)** A floculação é uma das fases do tratamento de águas de abastecimento público e consiste na adição de óxido de cálcio e sulfato de alumínio à água.

As reações correspondentes são as que seguem:



Se os reagentes estiverem em proporções estequiométricas, cada 28 g de óxido de cálcio originará de sulfato de cálcio: (Dados massas molares em g/mol: Ca = 40, O = 16, H = 1, Al = 27, S = 32)

- a) 204 g
- b) 68 g
- c) 28 g
- d) 56 g
- e) 84 g

**04 (UFSCar-SP)** O titânio metálico é mais forte e mais leve que o aço, propriedades que conferem a este metal e suas ligas aplicações nobres nas indústrias aeronáutica e naval. É extraído do mineral ilmenita, formado por óxido de titânio (IV) e óxido de ferro (II). O FeO é removido por separação magnética. A 900°C, TiO<sub>2</sub> é aquecido com coque, C(s) e gás cloro, produzindo tetracloreto de titânio e dióxido de carbono. O TiCl<sub>4</sub> líquido a 1000-1150°C é reduzido a titânio metálico após tratamento com magnésio metálico.

a) Escreva as equações, devidamente balanceadas, das reações de obtenção do TiCl<sub>4</sub> e do Ti metálico.

b) Calcule quantas toneladas de Ti metálico (massa molar 48 g/mol) podem ser produzidas a partir de 2,0 toneladas de TiO<sub>2</sub>.

**05 (UFF-RJ)** O fósforo elementar é, industrialmente, obtido pelo aquecimento de rochas fosfáticas com coque, na presença de sílica.

Considere a reação:



e determine quantos gramas de fósforo elementar são produzidos a a partir de 31,0 g de fosfato de cálcio. (Dados massas molares (g/mol): P = 31,0; Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> = 310,0)

a) 3,10 g

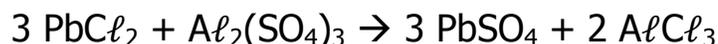
b) 6,20 g

c) 12,40 g

d) 32,00 g

e) 62,00 g

**06 (UMC-SP)** Dada a equação:



o número de mols de PbSO<sub>4</sub>, que serão formados a partir de 3 mols de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, é igual a:

a) 1

b) 2

c) 3

d) 6

e) 9

**07 (FMU-SP)** Na reação:



o número de mols de hidrogênio, produzidos pela reação de 4,76 mols de ferro, é:

a) 6,35 mols

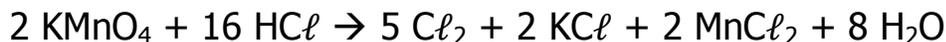
b) 63,5 mols

c) 12,7 mols

d) 1,27 mols

e) 3,17 mols

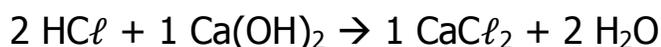
08 O método mais usado em laboratório para a obtenção do cloro é através da oxidação do ácido clorídrico com permanganato de potássio. A equação abaixo representa a reação que ocorre nesse método.



Para se obter 10 mols de cloro são necessários:

- a) 5 mols de  $\text{KMnO}_4$  e 5 mols de  $\text{HCl}$ .
- b) 1 mol de  $\text{KMnO}_4$  e 16 mols de  $\text{HCl}$ .
- c) 8 mols de  $\text{KMnO}_4$  e 28 mols de  $\text{HCl}$ .
- d) 2 mols de  $\text{KMnO}_4$  e 30 mols de  $\text{HCl}$ .
- e) 4 mols de  $\text{KMnO}_4$  e 32 mols de  $\text{HCl}$ .

09 Quantos mols de  $\text{HCl}$  são necessários para neutralizar 0,25 mol de  $\text{Ca(OH)}_2$ ?



- a) 0,25
- b) 0,50
- c) 0,75
- d) 1,0
- e) 1,2

10 (Unimep-SP) Quantos mols de ácido sulfúrico devem reagir com cloreto de bário, a fim de formar 0,50 mol do correspondente hidrogenosal?



- a) 0,5
- b) 0,25
- c) 1,0
- d) 2,0
- e) 2,5

11 O sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) é uma substância utilizada para fabricar papel e vidros. Para obtê-los, faz-se reagir ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) com cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) segundo a equação:



Partindo-se de 7,0 mols de  $\text{NaCl}$ , calcule as quantidades em mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e  $\text{HCl}$  que podem ser obtidas.

12 Quando se coleta sangue para análises laboratoriais, utiliza-se como agente anticoagulante o citrato de sódio ( $\text{Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ ). Para obtê-lo, faz-se a reação entre ácido cítrico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ) e o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ).



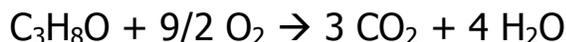
Calcule a massa de ácido cítrico consumida para se obter 8 mols de citrato de sódio. (Dados: H = 1 ; C = 12 ; O = 16.)

13 A mistura de uma solução de sulfato de ferro (III) com uma solução de hidróxido de sódio forma um precipitado gelatinoso de hidróxido de ferro (III).



Qual a massa de precipitado que se forma quando reage 0,10 mol de íons de ferro (III)? (Dados: H = 1; O = 16; Fe = 56.)

14 A quantidade em mols de água formados na combustão completa de 21,6 gramas de 1-propanol é: (Dados: massas atômicas - H = 1; C = 12; O = 16.)



- a) 1,44
- b) 0,72
- c) 4,00
- d) 2,16
- e) 0,64

15 (**Unimep-SP**) Gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) reage com óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) a uma temperatura elevada para formar vapor d'água e ferro. Para produzir 280 gramas de ferro, em presença suficiente de hidrogênio, a massa de óxido férrico necessária será: (Dados: massas atômicas - H = 1; O = 16 e Fe = 56.)



- a) 150 gramas.
- b) 400 gramas.
- c) 200 gramas.
- d) 180 gramas.
- e) 160 gramas.

**16 (UFSCar-SP)** A massa de dióxido de carbono liberada na queima de 80 g de metano, quando utilizado como combustível, é: (Dado: massas molares, em g/mol - H = 1; C = 12; O = 16.)

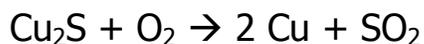
- a) 22 g
- b) 44 g
- c) 80 g
- d) 120 g
- e) 220 g

**17** A alternativa que indica a massa em gramas de  $Al_2O_3$ , obtida pela reação de 13,5 g de alumínio com o oxigênio é: (Dados:  $Al = 27$ ;  $O = 16$ )



- a) 156,5
- b) 102,0
- c) 54,0
- d) 25,5
- e) 23,0

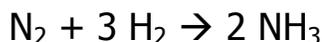
**18 (Unimep-SP)** O cobre participa de muitas ligas importantes, tais como latão e bronze. Ele é extraído de calcosita,  $Cu_2S$ , por meio de aquecimento em presença de ar seco, de acordo com a equação:



A massa de cobre que pode ser obtida a partir de 500 gramas de  $Cu_2S$  é, aproximadamente igual a: (Dados: massas atômicas -  $Cu = 63,5$ ;  $S = 32$ )

- a) 200 g
- b) 400 g
- c) 300 g
- d) 600 g
- e) 450 g

**19** Na fabricação de fertilizantes químicos (adubos) nitrogenados, a amônia é produto básico. As indústrias obtêm esse gás a partir do  $N_2$  atmosférico conforme a equação:



(Dados: massas atômicas -  $N = 14$ ;  $H = 1$ )

A massa de nitrogênio necessária para a produção de 3,4 ton de amônia é:

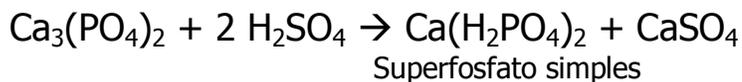
- a) 0,6 t
- b) 1,2 t
- c) 1,4 t
- d) 2,8 t
- e) 5,6 t

**20 (Ufla-MG)** Os produtos de reação química abaixo,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  e  $\text{CaSO}_4$ , misturados, representam o fertilizante químico (adubo) denominado superfosfato simples, fonte de P, Ca e S para a nutrição das plantas.

Pela equação, observa-se que ele é obtido industrialmente através da reação da rocha fosfática natural (apatita)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  com  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

(Dados: massas atômicas - Ca = 40; P = 31; O = 16; S = 32; H = 1)

Equação:



Calcule a massa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necessária para converter 1 tonelada de rocha fosfática em superfosfato simples.

**21 (Unicamp-SP)** Há alguns meses, a Petrobras anunciou (revista Veja de 1/5/91) que reduziria, de 5% para 3%, o teor de enxofre no óleo combustível. Isto significa cerca de 272 toneladas de enxofre a menos, por dia, na atmosfera. Sabe-se que o enxofre contido no óleo é, na realidade, transformado em  $\text{SO}_2$  (um gás) no momento da queima (combustão). Qual a massa (em toneladas) deste gás que deixará de ser lançada na atmosfera, por dia, devido à melhoria anunciada? (Dados: massas atômicas relativas - O = 16; S = 32)

**22 (Vunesp-SP)** O óxido nitroso,  $\text{N}_2\text{O}$ , é conhecido como gás hilariante e foi um dos primeiros anestésicos a ser descoberto. Esse pode ser obtido pelo aquecimento cuidadoso de nitrato de amônio sólido.

a) Escreva a equação da decomposição por aquecimento do nitrato de amônio em óxido nitroso e água.

b) Calcule a massa de nitrato de amônio necessária para se obter 880 g de óxido nitroso.

(Dados: massas atômicas -H = 1; N = 14; O = 16)

23 (FEI-SP) Um tubo de ensaio, contendo uma certa quantidade de clorato de potássio, foi aquecido até a completa decomposição do sal. Sabendo-se que o tubo de ensaio e o clorato de potássio pesaram 22,64 g antes do aquecimento, e que a diminuição de massa observada foi igual a 0,96 g, calcular a massa do tubo de ensaio.  
(Dados: K = 39; Cl = 35,5; O = 16)



24 (ESAL-MG) A cal viva tem duas funções importantes na agricultura: diminuição da acidez do solo (ajuste de pH) e fonte de íons cálcio para o metabolismo das plantas.  
(Dados: Ca = 40; O = 16; H = 1.)



Calcule a massa de água necessária para reagir com 560 kg de cal viva.

25 (ITA-SP) Um método de obtenção de prata pura consiste na decomposição térmica do seu carbonato. Qual massa de prata seria obtida pela decomposição de um quilograma de  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ?



(Dados: Ag = 107,9; C = 12,0; O = 16,0)

a)  $(1000/275,8) \cdot 107,9 \text{ g}$

b)  $(1000/275,8) \cdot 215,8 \text{ g}$

c)  $(275,8/107,9) \cdot 1000 \text{ g}$

d)  $(1000/215,8) \cdot 275,8 \text{ g}$

e)  $(275,8/1000) \cdot 107,8 \text{ g}$

**26 (UFPE-PE)** A azida de sódio,  $\text{NaN}_3$ , quando inflamada sofre decomposição rápida, fornecendo nitrogênio gasoso que é utilizado para inflar os sacos de ar (air-bags) de automóveis, de acordo com a reação:



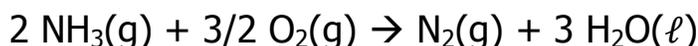
Quantos mols de azida de sódio são necessários para gerar nitrogênio suficiente para encher um saco plástico de 44,8 L à  $0^\circ\text{C}$  e à pressão atmosférica?

(Dados: Volume molar a  $0^\circ\text{C}$  e 1 atm = 22,4 L/mol ; Massa molar ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ): N = 14; Na = 23)

Considere que o nitrogênio gasoso tem comportamento ideal nas condições acima.

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

**27 (PUC-MG)** A combustão do gás amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) é representada pela seguinte equação:



A massa de água, em gramas, obtida a partir de 89,6 L de gás amoníaco, nas CNTP, é igual a:

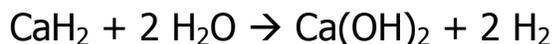
(Dados: massa molar ( $\text{g/mol}$ ) -  $\text{H}_2\text{O}$  = 18; volume molar nas CNTP = 22,4 L.)

- a) 216
- b) 108
- c) 72
- d) 36

**28 (UFF-RJ)** Em um certo experimento, uma amostra de  $\text{KClO}_3$ , com 3,00 g de massa, sofreu decomposição térmica. No final do experimento, apenas parte da amostra foi decomposta, restando 2,84 g de material. (Dados: O = 16; Cl = 35,5; K = 39; volume molar nas CNTP = 22,4 L.)

- a) Escreva a equação balanceada que representa esta decomposição.
- b) Informe que espécies constituem o sólido no final do processo.
- c) Identifique a espécie que é responsável pela perda de massa.
- d) Calcule o volume do gás liberado nas CNTP.

**29** O hidreto de cálcio é usado para encher balões, pois fornece muito hidrogênio em relação ao seu peso. Com base na equação:



1 kg de  $\text{CaH}_2$  produz de hidrogênio nas CNTP: (Dados: H = 1; Ca = 40; volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol)

- a) 4 035 L
- b) 44,8 L
- c) 22 400 L
- d) 1067 L
- e) 407 L

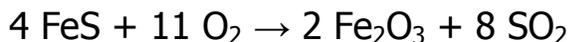
30 (PUC-SP) O papel sulfite é assim chamado porque na sua classificação emprega-se o sulfito de sódio. Quando este sal reage com ácido clorídrico tem-se a equação não balanceada:



Juntamente com 22,4 L de gás sulfuroso medidos nas CNTP deve-se formar, de NaCl:  
(Dados: Na = 23; Cl = 35,5; volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol)

- a) 0,585 g
- b) 5,85 g
- c) 11,7 g
- d) 58,5 g
- e) 117 g

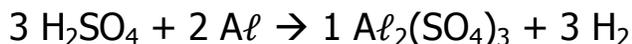
31 (Faap-SP) Na reação da pirita com oxigênio do ar formam-se 22,4 litros de SO<sub>2</sub> medidos a CNTP. A massa de pirita necessária será:



(Dados: massas atômicas - Fe = 56; O = 16; S = 32; volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol.)

- a) 120 g
- b) 90 g
- c) 60 g
- d) 150 g
- e) 30 g

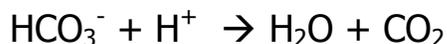
32 (UCS-RS) As quantidades, em gramas, de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e de alumínio necessárias para obter 820 litros de hidrogênio, medidos a 1 atmosfera e 727°C, são, respectivamente:



(Dado: R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>; H = 1; O = 16; Al = 27; S = 32)

- a) 980 e 180
- b) 490 e 90
- c) 98 e 18
- d) 9,8 e 1,8
- e) 4,9 e 0,9

33 Um comprimido efervescente contém bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>) e um ácido orgânico. Em contato com água, ocorre a reação:



(Dados: massas atômicas - H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; Na = 23 ; volume molar nas CNTP = 22,4 L)  
Sabendo-se que em cada comprimido existe 0,84 g de NaHCO<sub>3</sub>, qual o número de comprimidos necessários para a produção de 22,4 L de gás de temperatura e pressão?

- a) 10
- b) 20
- c) 50
- d) 100
- e) 1000

34 (**FUVEST**) Rodando a 60 km/h, um automóvel faz cerca de 10 km por litro de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH). Calcule o volume de gás carbônico (CO<sub>2</sub>), em metros cúbicos, emitido pelo carro após 5 horas de viagem. Admita queima completa do combustível.

Dados:

densidade do etanol: 0,8 kg/L

massa molar do etanol: 46 g/mol

volume molar do CO<sub>2</sub>: 25 L/mol

- a) 13
- b) 26
- c) 30
- d) 33
- e) 41

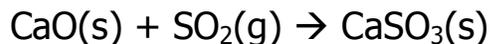
35 (**FUVEST**) Uma mistura de carbonato de amônio e carbonato de cálcio foi aquecida até a completa decomposição. Obteve-se 0,20 mol de um resíduo sólido, além de uma mistura gasosa que, resfriada a 25°C, condensou-se parcialmente. A fase gasosa restante, a essa mesma temperatura e sob 1 atm de pressão,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

36 (FUVEST) Uma instalação petrolífera produz 12,8kg de SO<sub>2</sub> por hora. A liberação desse gás poluente pode ser evitada usando-se calcário, o qual por decomposição fornece cal, que reage com o SO, formando CaSO<sub>3</sub>, de acordo com as equações:

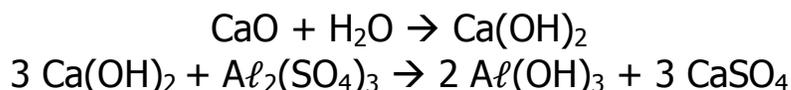


Qual a massa mínima de calcário (em kg), por dia, necessária para eliminar todo SO<sub>2</sub> formado? Suponha 100% de rendimento para as reações.

Massas molares (g/mol): CaCO<sub>3</sub> = 100; SO<sub>2</sub> = 64

- a) 128
- b) 240
- c) 480
- d) 720
- e) 1200

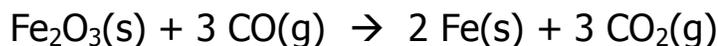
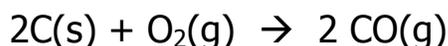
37 (FGV-SP) A floculação é uma das fases do tratamento de águas de abastecimento público e consiste na adição de óxido de cálcio e sulfato de alumínio à água. As reações correspondentes são as que seguem:



Se os reagentes estiverem em proporções estequiométricas, cada 28g de óxido de cálcio originarão de sulfato de cálcio: (dados - massas molares em g/mol: Ca=40, O=16, H=1, Al=27, S=32)

- a) 204g
- b) 68g
- c) 28g
- d) 56g
- e) 84g

38 (FUVEST) Duas das reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por:

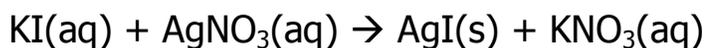
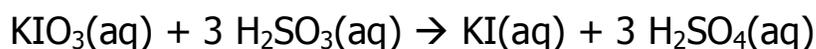


O monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda reação. Considerando apenas estas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em kg, de carvão consumido na produção de uma tonelada de ferro. Dados: massas atômicas: Fe = 56; C = 12; O = 16.

**39 (UNB-DF)** O elemento químico iodo foi descoberto 1812 pela análise química de algas marinhas. Esse elemento é encontrado naturalmente na composição de sais de iodeto e de sais de iodato. Ele é parte essencial dos hormônios tireoidianos, que desempenham um papel vital na produção de energia nos seres humanos. No mundo, a deficiência de iodo ainda é a principal causa de hipotireoidismo, enfermidade que retarda o metabolismo humano. Entre outros problemas associados a essa deficiência, está o aumento da glândula tireóide (bócio, popularmente chamado de papo). O diagnóstico das doenças relacionadas à tireóide pode ser feito por meio do uso de radioisótopos de iodo.

Recentemente, a imprensa noticiou que maioria das marcas de sal comercializadas no Brasil contém uma quantidade de iodo aquém daquela recomendada pela legislação, que é de 40mg de iodo por quilograma de sal. Átomos desse elemento químico podem ser fornecidos à dieta alimentar, por exemplo, pela adição de iodato de potássio ( $\text{KIO}_3$ ) ao sal de cozinha.

Um aluno decidiu realizar um projeto de Química para sua escola, investigando o teor de iodato de potássio em uma marca de sal. Uma amostra de massa igual a 1,0g do sal de cozinha foi dissolvida em água e o iodo foi precipitado na forma de iodeto de prata ( $\text{AgI}$ ), conforme representado pelas seguintes equações:



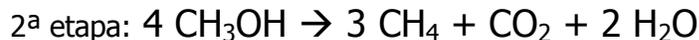
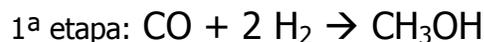
Sabendo que a massa de iodeto de prata obtida foi de  $4,70 \times 10^{-5}$  g e considerando que  $M(\text{KIO}_3) = 214 \text{g/mol}$  e  $M(\text{AgI}) = 235 \text{g/mol}$ , calcule, em gramas, a massa de iodato de potássio presente em uma tonelada de sal. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

**40 (FEP)** Que massa de dióxido de manganês ( $\text{MnO}_2$ ) deve reagir com  $\text{HCl}$ , a fim de que o gás despreendido ( $\text{Cl}_2$ ), atravessando uma solução de  $\text{NaOH}$  concentrada e a quente, produza 53,2 gramas de  $\text{NaClO}_3$ ? (Dados: O = 16 ; Na = 23 ; Cl = 35,5 ; Mn = 55.)



- a) 21,72 g
- b) 130,5 g
- c) 213,12 g
- d) 420 g
- e) 522 g

41 (Unip-SP) O gás natural sintético (CH<sub>4</sub>) pode ser obtido pelo processo:



O número de mols de H<sub>2</sub> consumido na obtenção de 600 gramas de CH<sub>4</sub> é: (Dados: H = 1; C = 12)

- a) 25                      b) 50                      c) 75                      d) 100                      e) 125

42 (FUVEST) O equipamento de proteção conhecido como "air bag", usado em automóveis, contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando N<sub>2</sub> que infla um recipiente de plástico.

As equações das reações envolvidas no processo são:



a) Considerando que N<sub>2</sub> é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio (NaN<sub>3</sub>) necessária para que sejam gerados 80 L de nitrogênio, nas condições ambiente.

b) Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimaduras. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.

Dados: volume molar de gás nas condições ambientes: 25 L/mol; massa molar do NaN<sub>3</sub>: 65 g/mol

43 (Cesgranrio-RJ) A cebola, ao ser cortada, desprende SO<sub>2</sub> que, em contato com o ar transforma-se em SO<sub>3</sub>. Este gás, em contato com a água dos olhos, transforma-se em ácido sulfúrico, causando grande ardor e, conseqüentemente, as lágrimas. Estas reações estão representadas abaixo:



Supondo que a cebola possua 0,1 mol de SO<sub>2</sub> e o sistema esteja nas CNTP, determine o volume de ácido sulfúrico produzido. (Dado: volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol.)

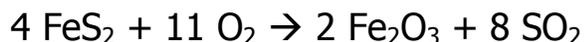
- a) 2,24 L  
b) 4,48 L  
c) 5 L  
d) 22,4 L  
e) 44,8 L

44 Calcule a massa de  $\text{HNO}_3$  que pode ser obtida a partir de 102 kg de amônia, pelo processo abaixo equacionado:



Admita que o NO formado na última etapa do processo não é reaproveitado.  
(Dados: H = 1 ; N = 14 ; O = 16.)

45 Calcule a massa de pirita ( $\text{FeS}_2$ ) necessária à obtenção de 490 kg de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pelo processo seguinte: (Dados: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1.)



46 Certa massa de pirolusita ( $\text{MnO}_2$ ) reagiu com excesso de ácido clorídrico. O gás liberado ( $\text{Cl}_2$ ) reagiu a seguir com excesso de hidróxido de sódio. O clorato de sódio formado foi submetido a um aquecimento a seco, produzindo 33,6 litros de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) nas condições normais. Calcule a massa de pirolusita ( $\text{MnO}_2$ ) utilizada. (Dados: Mn = 55; O = 16; volume molar nas CNTP = 22,4 L)

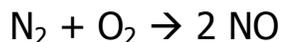


47 Uma fábrica multinacional foi acusada por um jornalista de estar lançando SO<sub>2</sub> na atmosfera, e com isso colaborando para a formação de chuva ácida que vem transformando o mármore dos edifícios em gesso, pela sequência de reações:



A fábrica publicou então sua defesa, afirmando que a chuva ácida não é causada apenas pelo poluente SO<sub>2</sub>; que ela, na verdade, pode ser considerada um fenômeno natural que ocorre quando fortes descargas elétricas, normalmente em tempestades, fazem o gás nitrogênio reagir com o gás oxigênio no ar, produzindo numa primeira etapa, monóxido de nitrogênio e, em seguida, dióxido de nitrogênio, que, na presença de água, produz ácido nítrico e ácido nitroso.

A fábrica concluiu sua defesa dizendo que o ácido nítrico também ataca o mármore e esquematizou as reações a seguir:



A respeito dessa polêmica, considerando para as reações um rendimento igual a 100%, responda as questões a seguir. (Dados: H = 1; O = 16; C = 12; S = 32; Ca = 40; volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol.)

a) Qual massa de gesso que pode ser formada pela reação de 2240 L de SO<sub>2</sub> lançados na atmosfera, nas CNTP?

b) Quantos mols de dióxido de nitrogênio devem reagir com água de chuva para acabar produzindo uma massa de 2,46 kg de nitrato de cálcio?

**48 (IME-RJ)** Certa massa de sódio reagiu com água, produzindo o composto A, o qual com ácido clorídrico forneceu a substância B. Quando se tratou B com excesso de nitrato de prata, obteve-se um precipitado que, depois de lavado e seco, apresentou uma massa de 14,35 g. Qual a massa de sódio usada?

**49 (Cesgranrio-RJ)** Têm-se 200 litros de um gás natural composto por 95% de metano e 5% de etano (% em volume). Considerando o teor de oxigênio no ar igual a 20%, o volume de ar necessário para queimar completamente a mistura gasosa será de:

- a) 83 litros
- b) 380 litros
- c) 415 litros
- d) 1 660 litros
- e) 2 075 litros

**50 (Mackenzie-SP)** Todos os componentes da reação mencionada são gases e foram medidos à mesma pressão e temperatura. Na combustão total de 40 litros de substância  $C_3H_8$ , o volume de ar usado, e o volume total de produtos obtidos em litros, é igual a:



Observação - Considerar a composição volumétrica do ar: 80% de  $N_2$ .

- a) 112 L e 152 L
- b) 1000 L e 280 L
- c) 200 L e 240 L
- d) 40 L e 80 L
- e) 560 L e 600 L

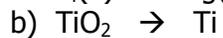
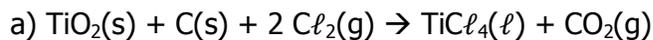
## GABARITO

01- C

02- B

03- B

04-



1 mol      1 mol

↓

80 g      48 g

2 ton

X

↓

X = 1,2 ton

05- B

06- E

07- A

08- E

09- B

10- C

11- 3,5 mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e 2 mols HCl

12- 1536 g

13- 10,7 g precipitado

14- A

15- B

16- E

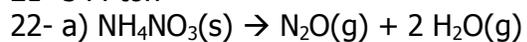
17- D

18- C

19- D

20- 2,6 ton

21- 544 ton



b) 1600 g

23-  $22,64 - 2,45 = 20,19$  g

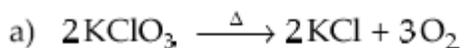
24- 180 kg

25- B

26- E

27- B

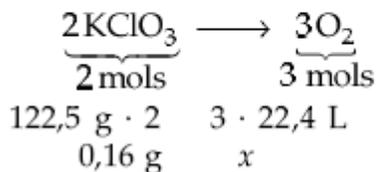
28-



b) KCl e  $\text{KClO}_3$

c)  $\text{O}_2$

d) Massa de  $\text{KClO}_3$   
(reage) =  $3,00 - 2,84 \text{ g} = 0,16 \text{ g}$



$$\boxed{x = 0,044 \text{ L}}$$

29- D

30- E

31- C

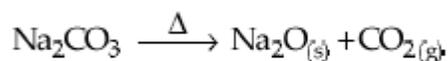
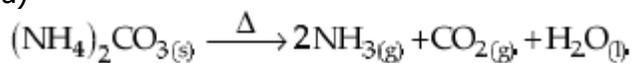
32- A

33- A

34- B

35-

a)

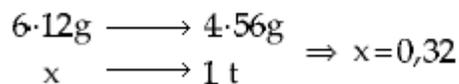
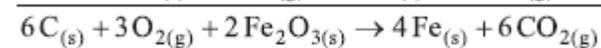
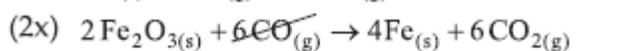


b) A mistura inicial apresenta 0,1 mol de  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  e 0,2 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

36- C

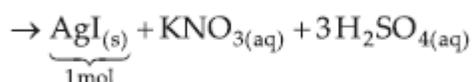
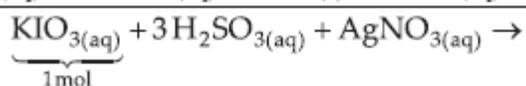
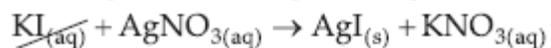
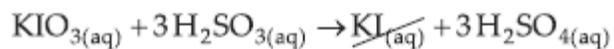
37- B

38-



$$\Rightarrow \boxed{x = 0,32 \text{ t}} = 320 \text{ kg}$$

39-



$$214 \text{ g} \longrightarrow 235 \text{ g}$$

$$x \longrightarrow 4,7 \cdot 10^{-5} \text{ g}$$

$$x = 4,28 \cdot 10^{-5} \text{ g KIO}_3/\text{g sal}$$

$$4,28 \cdot 10^{-5} \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ g sal}$$

$$y \longrightarrow 10^6 \text{ g sal (1t)}$$

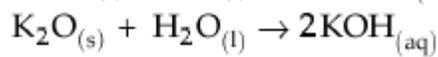
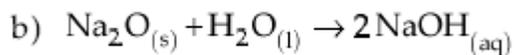
$$y = 4,28 \cdot 10^1 = \boxed{42,8 \text{ g}}$$

40- B

41- D

42-

a)  $x = 130 \text{ g}$



43- A

44- 252 g

45- 300 kg

46- 261 g

47- a) 11,9 kg; b) 60 kg

48- 2,3 g

49- E

50- B