



COLÉGIO SÃO JOÃO BOSCO
JUAZEIRO DO NORTE- CE

Nome: _____ Nº: _____ Série: **2º ano E.M**

Professor: **Denis de Castro Oliveira** Data: ____/____/____ Nota: _____

Cálculo Estequiométrico



Cálculo estequiométrico é o cálculo das quantidades de substâncias que participam de uma reação química, sejam elas reagentes ou produtos. Essas quantidades podem ser massas, volumes, números de mols ou moléculas.

O cálculo estequiométrico normalmente envolve duas substâncias: uma cuja quantidade é dada no problema e outra cuja quantidade se deseja calcular.

Exemplos

1. Cálculo do número de mols

105,3 g de carbonato de alumínio, $Al_2(CO_3)_3$, foram tratados pelo ácido clorídrico em excesso. Qual o número de mols de gás carbônico desprendido?



Desenvolvimento:

Massa molar do $Al_2(CO_3)_3 = (2 \cdot 27 + 3 \cdot 12 + 9 \cdot 16) \text{ g/mol} = 234 \text{ g/mol}$

$$n(Al_2(CO_3)_3) = \frac{1 \text{ mol}}{234 \text{ g}} \cdot 105,3 \text{ g} = 0,45 \text{ mol}$$

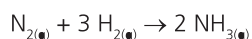
$$n(CO_2) = \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Al_2(CO_3)_3} \cdot 0,45 \text{ mol } Al_2(CO_3)_3 \Rightarrow \boxed{n(CO_2) = 1,35 \text{ mol}}$$

De outro modo:

$$n(CO_2) = \frac{3 \text{ mol } CO_2}{234 \text{ g } Al_2(CO_3)_3} \cdot 105,3 \text{ g } Al_2(CO_3)_3 = 1,35 \text{ mol } CO_2$$

2. Cálculo do número de moléculas

60 g de hidrogênio reagiram com quantidade suficiente de nitrogênio, produzindo amônia (NH_3). Qual o número de moléculas de produto obtidas?



Desenvolvimento:

Massa molar do $H_2 = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol}$

$$n(H_2) = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} \cdot 60 \text{ g} = 30 \text{ mol}$$

$$n(NH_3) = \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} \cdot 30 \text{ mol } H_2 = 20 \text{ mol } NH_3$$

$$N(NH_3) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot 20 \text{ mol } NH_3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{N(NH_3) = 1,204 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}}$$

De outro modo:

$$N(NH_3) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot 20 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2}$$

$$\cdot 60 \text{ g } H_2 = 1,204 \cdot 10^{25} \text{ moléculas } NH_3$$

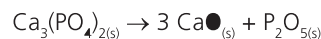
Ou, de modo mais simples:

$$N(NH_3) = \frac{2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3}{3 \cdot 2 \text{ g } H_2} \cdot 60 \text{ g } H_2 =$$

$$= 1,204 \cdot 10^{25} \text{ moléculas } NH_3$$

3. Cálculo da massa

A decomposição térmica do fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, origina os óxidos de cálcio e de fósforo. Qual a massa de reagente que deve ser utilizada na obtenção de 3,36 kg de óxido de cálcio (CaO)?



Desenvolvimento:

Massa molar do $Ca_3(PO_4)_2 = (3 \cdot 40 + 2 \cdot 31 + 8 \cdot 16) \text{ g/mol} = 310 \text{ g/mol}$

Massa molar do CaO = $(40 + 16) \text{ g/mol} = 56 \text{ g/mol}$

$$n(CaO) = \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} \cdot 3360 \text{ g} = 60 \text{ mol}$$

$$n(Ca_3(PO_4)_2) = \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{3 \text{ mol } CaO} \cdot 60 \text{ mol } CaO = 20 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2$$

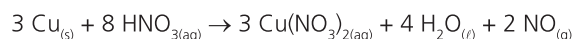
$$m(Ca_3(PO_4)_2) = \frac{310 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot 20 \text{ mol} = 6200 \text{ g} \Rightarrow \boxed{m(Ca_3(PO_4)_2) = 6,2 \text{ kg}}$$

De outro modo:

$$m(Ca_3(PO_4)_2) = \frac{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{3 \cdot 56 \text{ g } CaO} \cdot 3,36 \text{ kg } CaO = 6,2 \text{ kg } Ca_3(PO_4)_2$$

4. Cálculo do volume

Que volume de NO gasoso, medido em CNTP, é obtido quando se dissolvem 38,1 g de cobre metálico em ácido nítrico diluído?



Desenvolvimento:

Massa molar do Cu = 63,5 g/mol

$$n(Cu) = \frac{1 \text{ mol}}{63,5 \text{ g}} \cdot 38,1 \text{ g} = 0,6 \text{ mol}$$

$$n(NO) = \frac{2 \text{ mol } NO}{3 \text{ mol } Cu} \cdot 0,6 \text{ mol } Cu = 0,4 \text{ mol}$$

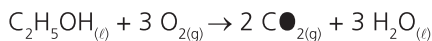
$$V(NO) = \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \cdot 0,4 \text{ mol} \Rightarrow \boxed{V(NO) = 8,96 \text{ L}}$$

De outro modo:

$$V(NO) = \frac{2 \cdot 22,4 \text{ L } NO}{3 \cdot 63,5 \text{ g } Cu} \cdot 38,1 \text{ g } Cu = 8,96 \text{ L } NO$$

5. Problema com reagente em excesso

Determine o reagente em excesso, a massa do excesso e calcule o número de mol de CO_2 produzido a partir da reação de combustão completa entre 92 g de etanol e 240 g de oxigênio.



Desenvolvimento:

Massa molar do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = (2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16) \text{ g/mol} = 46 \text{ g/mol}$

Massa molar do $\text{O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} \cdot 92 \text{ g} = 2 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot 240 \text{ g} = 7,5 \text{ mol}$$

A quantidade de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ necessária para o consumo total de 7,5 mol de O_2 é:

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})_{\text{necessário}} = \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{3 \text{ mol } \text{O}_2} \cdot 7,5 \text{ mol } \text{O}_2 = 2,5 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

A quantidade de O_2 necessária para o consumo total de 2 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ é:

$$n(\text{O}_2)_{\text{necessário}} = \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot 2 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 6 \text{ mol } \text{O}_2$$

Conclui-se que o O_2 está em excesso e que o excesso é de:
 $7,5 \text{ mol} - 6 \text{ mol} = 1,5 \text{ mol}$.

$$m(\text{O}_2)_{\text{excesso}} = \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot 1,5 \text{ mol} \Rightarrow m(\text{O}_2)_{\text{excesso}} = 48 \text{ g}$$

Assim, o número de mols de CO_2 produzido é:

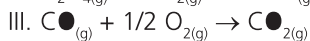
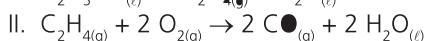
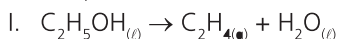
$$n(\text{CO}_2) = \frac{2 \text{ mol } \text{CO}_2}{3 \text{ mol } \text{O}_2} \cdot 6 \text{ mol } \text{O}_2 \Rightarrow n(\text{CO}_2) = 4 \text{ mol}$$

Ou, de outro modo:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{2 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot 2 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 4 \text{ mol } \text{CO}_2$$

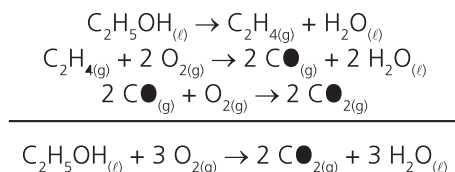
6. Problema com uma sequência de reações químicas

Calcule a maior massa de CO_2 que pode ser produzida a partir de 2,3 kg de álcool etílico, considerando o seguinte processo em etapas:



Desenvolvimento:

Primeiramente, devemos encontrar a equação global pela soma das etapas, cancelando os intermediários C_2H_4 e CO . Para isso, a etapa III deve ser multiplicada por 2:



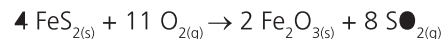
Massa molar do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = (2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16) \text{ g/mol} = 46 \text{ g/mol}$

Massa molar do $\text{CO}_2 = (12 + 2 \cdot 16) \text{ g/mol} = 44 \text{ g/mol}$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{2 \cdot 44 \text{ g } \text{CO}_2}{46 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot 2,3 \text{ kg } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \Rightarrow m(\text{CO}_2) = 4,4 \text{ kg}$$

7. Problema envolvendo rendimento

Calcule a massa de dióxido de enxofre (SO_2) que é obtida na ustulação de 46,2 kg de dissulfeto de ferro II (FeS_2) a um rendimento de 75%.



Desenvolvimento:

Massa molar do $\text{FeS}_2 = (56 + 2 \cdot 32) \text{ g/mol} = 120 \text{ g/mol}$

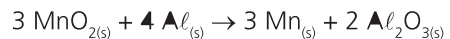
Massa molar do $\text{SO}_2 = (32 + 2 \cdot 16) \text{ g/mol} = 64 \text{ g/mol}$

$$m(\text{SO}_2)_{\text{teórica}} = \frac{8 \cdot 64 \text{ g } \text{SO}_2}{4 \cdot 120 \text{ g } \text{FeS}_2} \cdot 46,2 \text{ kg } \text{FeS}_2 = 49,28 \text{ kg } \text{SO}_2$$

$$m(\text{SO}_2)_{\text{real}} = \frac{49,28 \text{ kg}}{100\%} \cdot 75\% \Rightarrow m(\text{SO}_2)_{\text{real}} = 36,96 \text{ kg}$$

8. Problema envolvendo teor de pureza

Determine a massa de pirolusita bruta contendo 90% de dióxido de manganês (MnO_2) que é necessária para produzir 6,12 kg de óxido de alumínio (Al_2O_3), na produção de manganês metálico por aluminotermia.



Desenvolvimento:

Massa molar do $\text{MnO}_2 = (55 + 2 \cdot 16) \text{ g/mol} = 87 \text{ g/mol}$

Massa molar do $\text{Al}_2\text{O}_3 = (2 \cdot 27 + 3 \cdot 16) \text{ g/mol} = 102 \text{ g/mol}$

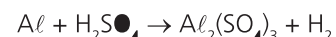
$$m(\text{MnO}_2)_{\text{pur}} = \frac{3 \cdot 87 \text{ g } \text{MnO}_2}{2 \cdot 102 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3} \cdot 6,12 \text{ kg } \text{Al}_2\text{O}_3 = 7,83 \text{ kg } \text{MnO}_2$$

$$m(\text{MnO}_2)_{\text{brut}} = \frac{7,83 \text{ kg}}{90\%} \cdot 100\% \Rightarrow m(\text{MnO}_2)_{\text{bruto}} = 8,7 \text{ kg}$$



Exercícios de Fixação

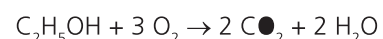
01. (Cesgranrio) O gás hidrogênio pode ser obtido em laboratório a partir da reação de alumínio com ácido sulfúrico, cuja equação química não ajustada é dada a seguir.



Um analista utilizou uma quantidade suficiente de H_2SO_4 para reagir com 5,4 g do metal e obteve 5,71 litros do gás nas CNTP. Nesse processo, o analista obteve um rendimento aproximado de

- A) 75%
B) 80%
C) 85%
D) 90%
E) 95%

02. (Fuvest) Rodando a 60 km/h, um automóvel faz cerca de 10 km por litro de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Calcule o volume de gás carbônico (CO_2), em metros cúbicos, emitido pelo carro após 5 horas de viagem. Admita queima completa do combustível.



Dados:

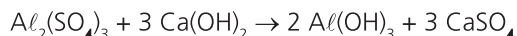
Densidade do etanol: 0,8 kg/L

Massa molar do etanol: 46 g/mol

Volume molar do CO_2 : 25 L/mol

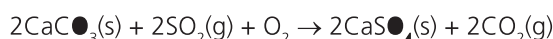
- A) 13
B) 26
C) 30
D) 33
E) 41

03. (Fuvest) Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flóculos de hidróxido de alumínio, produzidos na reação representada por



Para tratar $1,0 \times 10^6 \text{ m}^3$ de água foram adicionadas 17 toneladas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Qual a massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necessária para reagir completamente com esse sal?

- A) 150 quilogramas.
B) 300 quilogramas.
C) 1,0 tonelada.
D) 11 toneladas.
E) 30 toneladas.
04. (Fatec) A quantidade de dióxido de enxofre liberado em uma fundição pode ser controlada fazendo-o reagir com carbonato de cálcio, conforme a reação representada a seguir.

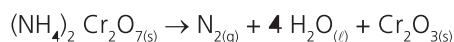


Supondo um rendimento de 100% dessa reação, a massa mínima de carbonato de cálcio necessária para absorver uma massa de 3,2 toneladas de SO_2 , também expressa em toneladas, é:

- A) 3,2
B) 6,4
C) 0,5
D) 5,0
E) 10,0
05. (Fuvest) Coletou-se água no rio Tietê, na cidade de São Paulo. Para oxidar completamente toda a matéria orgânica contida em 1,00 L dessa amostra, microrganismos consumiram 48,0 mg de oxigênio (O_2). Admitindo que a matéria orgânica possa ser representada por $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ e sabendo que sua oxidação completa produz CO_2 e H_2O , qual a massa da matéria orgânica por litro da água do rio?
- A) 20,5 mg
B) 40,5 mg
C) 80,0 mg
D) 160 mg
E) 200 mg

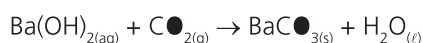
06. (FEI) Na neutralização total de 80,0 g de hidróxido de sódio (NaOH) por 98,0 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4), a 25 °C, a quantidade de água obtida é igual a:
- A) 1 mol de moléculas.
B) duas moléculas.
C) $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas.
D) 18 gramas.
E) 2 moles de 22,4 litros.

07. (UEL) Considere a reação de decomposição térmica de 0,50 mol de dicromato de amônio, de acordo com a equação



Quantos litros de nitrogênio, nas condições ambientes, são obtidos, dado o volume molar de 24,5 L/mol?

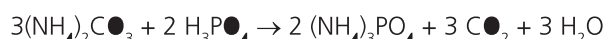
- A) 49,0
B) 36,8
C) 24,5
D) 22,4
E) 12,3
08. (UFMG) Um ser humano adulto sedentário libera, ao respirar, em média, 0,880 mol de CO_2 por hora. A massa de CO_2 pode ser calculada, medindo-se a quantidade de $\text{BaCO}_{3(\text{s})}$ produzida pela reação



Suponha que a liberação de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ seja uniforme nos períodos de sono e de vigília. A alternativa que indica a massa de carbonato de bário que seria formada pela reação do hidróxido de bário com o $\text{CO}_{2(\text{g})}$ produzindo durante 30 minutos é, aproximadamente,

- A) 197 g
B) 173 g
C) 112 g
D) 86,7 g
E) 0,440 g
09. (UFPE) 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_2O_3 , quantos gramas de ferro não corroído ainda restaram?
- A) 2,40 g
B) 4,48 g
C) 5,32 g
D) 5,04 g
E) 4,00 g

10. (UFF) A massa de 0,48 kg de carbonato de amônio reage com excesso de ácido fosfórico de acordo com a reação:



O volume de CO_2 liberado a 0 °C e 2 atm, dado o volume molar de 11,2 L/mol, é

- A) 16,8 L
B) 22,4 L
C) 11,2 L
D) 61,1 L
E) 56,0 L

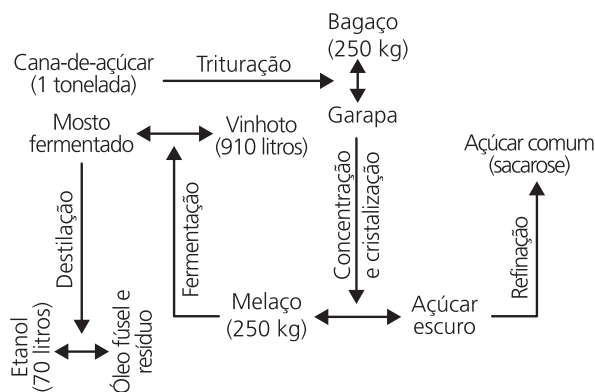


Exercícios Propostos

01. (Cesgranrio) Passando-se amônia (NH_3) sobre o óxido de cobre II (CuO) aquecido, obtém-se cobre metálico (Cu), nitrogênio (N_2) e vapor d'água (H_2O). Após a reação ocorrer, constatou-se um consumo de 3,4 gramas de NH_3 . Assinale, entre as alternativas abaixo, aquela que indica, aproximadamente, a massa de cobre produzida.

- A) 19 g
B) 13 g
C) 6,5 g
D) 5,5 g
E) 3 g

02. (Enem) O esquema ilustra o processo de obtenção do álcool etílico a partir da cana-de-açúcar.



Em 1996, foram produzidos no Brasil 12 bilhões de litros de álcool. A quantidade de cana-de-açúcar, em toneladas, que teve de ser colhida para esse fim foi aproximadamente

- A) $1,7 \times 10^8$
B) $1,2 \times 10^9$
C) $1,7 \times 10^9$
D) $1,2 \times 10^{10}$
E) $7,0 \times 10^{10}$

03. (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.

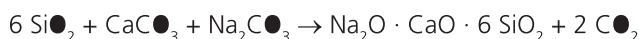
Minério da região	Teor de enxofre (S)/% em massa	Teor de ferro (Fe)/% em massa	Teor de sílica (SiO ₂)/% em massa
1	0,019	63,5	0,97
2	0,020	68,1	0,47
3	0,003	67,6	0,61

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 (CaCO₃). 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

04. (Cesgranrio) Uma indústria de garrafas fabrica 10000 unidades por dia e produz o vidro pela fusão de areia (SiO₂), calcário (CaCO₃) e barrilha (Na₂CO₃). A composição do vidro é variável, mas podemos considerar a reação adiante como representativa do processo



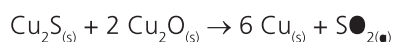
A partir desta reação, a quantidade aproximada de areia necessária para a produção diária, sabendo-se que cada garrafa pesa 400 g, é

- A) $6,02 \times 10^3 \text{ kg}$
B) $4,78 \times 10^3 \text{ kg}$
C) $3,62 \times 10^3 \text{ kg}$
D) $3,01 \times 10^3 \text{ kg}$
E) $1,50 \times 10^3 \text{ kg}$

05. (Cesgranrio) O fabricante de bebidas alcoólicas é obrigado a indicar, nos rótulos dos frascos, os teores do álcool nas contido. Isso é feito através de uma porcentagem de volume denominada Graus Gay-Lussac (°GL). Por exemplo: 20 °GL indica que a porcentagem de álcool é de 20% em volume. Sabendo-se que o grau alcoólico de um certo *whisky* é de 46 °GL, qual a massa, em gramas, de óxido de cálcio (CaO) necessária para retirar toda a água de 1 (um) litro dessa bebida? (Considere a equação $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ sendo a densidade da água = 1,0 g/mL).

- A) 168
B) 336
C) 672
D) 840
E) 1680

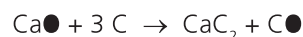
06. (FEI) O cobre é um metal encontrado na natureza em diferentes minerais. Sua obtenção pode ocorrer pela reação da calcosita (Cu₂S) com a cuprita (Cu₂O) representada a seguir:



Numa reação com 60% de rendimento, a massa de cobre obtida a partir de 200 g de calcosita com 20,5% de impureza e cuprita suficiente é

- A) 58,9 g
B) 98,2 g
C) 228,6 g
D) 381,0 g
E) 405,0 g

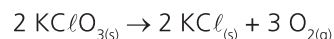
07. (FEI) O carbetto de cálcio é obtido através da reação de equação



Colocando-se para reagir 1,2 kmols de CaO com 3,0 kmols de C foram produzidos 0,9 kmol de CaC₂. Assinale a alternativa falsa.

- A) O reagente em excesso é o CaO.
B) O rendimento da reação é 90%.
C) A % de conversão do CaO é 75%.
D) O volume de CO obtido nas CNTP é 22,4 m³.
E) A % de excesso do CaO é 20%.

08. (FEI) O clorato de potássio pode ser decomposto termicamente pela equação



A decomposição total de 9,8 g de KClO₃ impurificado por KCl produz 2,016 L de O₂ medidos nas condições normais de temperatura e pressão. Assinale a alternativa falsa.

- A) A % de pureza desse clorato é 75%.
B) A massa de KCl resultante é 6,92 g.
C) A massa de O₂ produzida é 2,88 g.
D) O número de mols de KCl resultante é 0,06.
E) Se o rendimento fosse de 80%, a reação produziria 0,072 mol de O₂.

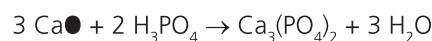
09. (FEI) O cromo é obtido por aluminotermia (redução do metal na forma de óxido com alumínio metálico como redutor) usando o óxido de cromo III (Cr₂O₃) proveniente do minério cromita (FeO · Cr₂O₃) de acordo com a reação de equação:



Na produção de 3,30 toneladas de manganês a partir de um minério, a pirolusita, que contém 60% em massa de MnO₂, pelo mesmo processo são necessários

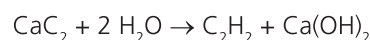
- A) 5,22 t de minério e 2,16 t de alumínio.
B) 2,61 t de minério e 1,62 t de alumínio.
C) 4,35 t de minério e 1,62 t de alumínio.
D) 3,13 t de minério e 2,16 t de alumínio.
E) 8,70 t de minério e 2,16 t de alumínio.

10. (Fuvest) Em um acidente, um caminhão carregado de solução aquosa de ácido fosfórico tombou derramando cerca de 24,5 toneladas dessa solução no asfalto. Quantas toneladas de óxido de cálcio seriam necessárias para reagir totalmente com essa quantidade de ácido, sabendo que a porcentagem em massa do H₃PO₄ na solução é 80%?



- A) 7,5
B) 11,2
C) 16,8
D) 21,0
E) 22,9

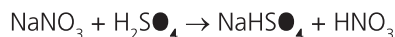
11. (Fatec) O carbetto de cálcio pode ser empregado como gerador de gás acetileno ao reagir com água. A equação da reação é:



A quantidade mínima de carbetto de cálcio, em gramas, necessária para produzir 5,6 metros cúbicos de gás acetileno, medidos nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), é

- A) 1600
B) 3200
C) 6400
D) 16000
E) 32000

12. (Mackenzie) Uma amostra de 340,0 g de salitre do Chile, cujo teor em nitrato de sódio é de 75%, reage com ácido sulfúrico concentrado, produzindo bissulfato de sódio (NaHSO_4) e ácido nítrico.



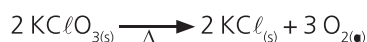
A massa mínima de ácido, necessária para reagir com todo o nitrato de sódio, é igual a

- A) 147,0 g B) 522,7 g
C) 73,5 g D) 294,0 g
E) 392,0 g

13. (PUC-MG) Uma fábrica, para produzir ácido sulfúrico, queima 0,5 tonelada de enxofre por dia, sendo que 3,0% se perdem na atmosfera, sob a forma de SO_2 . O SO_2 sofre oxidação, dando SO_3 , que reage com a água existente na atmosfera, produzindo ácido sulfúrico. A quantidade de H_2SO_4 , em kg, que cairá sobre o solo, como resultado da queima do enxofre, é igual a

- A) 45,94 B) 22,97
C) 68,90 D) 91,88
E) 114,85

14. (PUC-MG) Um método usado para obter o oxigênio em laboratório é a decomposição térmica do cloreto de potássio. Essa reação pode ser representada pela equação



Com relação à decomposição completa de 2 mols de cloreto de potássio, é correto afirmar que

- A) as quantidades, em mol, de cada um dos produtos são iguais.
B) a massa de $\text{KClO}_{3(s)}$ decomposta é de 122,5 g.
C) a massa de $\text{KCl}_{(s)}$ obtida é de 149,0 g.
D) a quantidade de $\text{O}_{2(g)}$ produzida é de 33,6 L nas CNTP.
E) a massa de $\text{O}_{2(g)}$ produzida é de 48 g.

15. (PUC-MG) Certa massa de sódio reagiu com água, produzindo o composto X, que reagiu com ácido clorídrico fornecendo a substância Y. Quando se tratou Y com excesso e nitrato de prata, obteve-se um precipitado (AgCl) que, depois de lavado e seco, apresentou uma massa de 14,35 g.

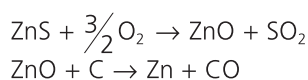
A massa de sódio usada é igual a

- A) 2,30 g
B) 1,15 g
C) 7,18 g
D) 3,56 g
E) 14,35 g

16. (PUC-SP) Sabendo-se que a densidade do álcool etílico (etanol) é 0,8 g/mL e sua massa molar 46 g · mol⁻¹, o volume de CO_2 formado a CNTP, na combustão completa de 1,15 L de etanol é

- A) 44,8 L B) 89,6 L
C) 134,4 L D) 448,0 L
E) 896,0 L

17. (UEL) A oxidação, pela ação do oxigênio do ar, de minério de zinco contendo 95,5% de ZnS produz óxido de zinco. A redução deste óxido, pelo carvão, produz o metal livre. Dessa maneira, admitindo um processo de obtenção de zinco com rendimento total, que massa desse metal é obtida a partir de 100 kg desse minério? As equações químicas são



- A) 95,5 kg
B) 64,1 kg
C) 52,5 kg
D) 40,0 kg
E) 32,0 kg

18. (UFF) Amônia gasosa pode ser preparada pela seguinte reação balanceada



Se 112,0 g de óxido de cálcio e 224,0 g de cloreto de amônio forem misturados, então a quantidade máxima, em gramas, de amônia produzida será, aproximadamente,

- A) 68,0
B) 34,0
C) 71,0
D) 36,0
E) 32,0

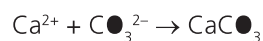
19. (UFMG) Um bom método para a preparação controlada de oxigênio muito puro é a decomposição térmica de permanganato de potássio sob vácuo. Essa reação pode ser representada pela equação



Com relação à decomposição completa de 2 mol de permanganato de potássio, é incorreto afirmar que

- A) a massa de $\text{KMnO}_{4(s)}$ decomposta é 316,0 g.
B) a massa total dos produtos sólidos é 300,0 g.
C) a quantidade de $\text{O}_{2(g)}$ produzida é 1 mol.
D) as quantidades, em mol, de cada um dos produtos são iguais.

20. (UFRS) Trataram-se 3,33 g de uma mistura de CaCl_2 e NaCl com carbonato, a fim de precipitar todo o cálcio sob forma de CaCO_3 , que foi então aquecido e transformado em CaO puro.



A massa final do CaO obtida foi 0,56 g. A porcentagem em massa de CaCl_2 na mistura primitiva era de, aproximadamente,

- A) 1,1%
B) 3,3%
C) 11,1%
D) 33,3%
E) 66,6%

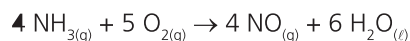


Fique de Olho

• Estequiometria envolvendo o ar

Exemplo:

Calcule o volume de ar, em CNTP, que fornece o oxigênio necessário à combustão não catalisada de 15 mol de amônia. Considere o ar formado por 80% de N_2 e 20% de O_2 em volume.



Desenvolvimento:

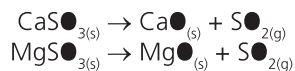
$$V(\text{O}_2) = \frac{5 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{4 \text{ mol NH}_3} \cdot 15 \text{ mol NH}_3 = 420 \text{ L O}_2$$

$$V(\text{ar}) = \frac{420 \text{ L}}{20\%} \cdot 100\% \Rightarrow V(\text{ar}) = 2100 \text{ L}$$

- **Estequiometria envolvendo uma mistura**

Exemplo:

Uma amostra de sulfito de cálcio (CaSO_3) e sulfito de magnésio (MgSO_3) pesando 86,0 g foi calcinada e o gás sulfuroso (SO_2) foi coletado em CNTP, obtendo-se 16,8 L. Determine as massas de sulfito de cálcio e sulfito de magnésio na mistura.

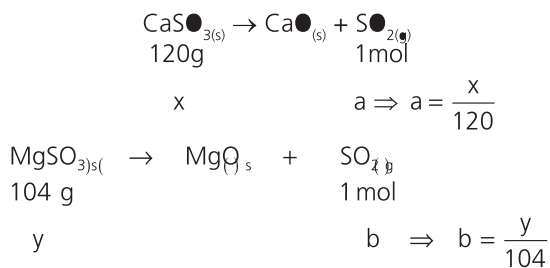


Desenvolvimento:

$$n(\text{SO}_2) = \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot 16,8 \text{ L} = 0,75 \text{ mol}$$

Massa molar do $\text{CaSO}_3 = (40 + 32 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 120 \text{ g/mol}$

Massa molar do $\text{MgSO}_3 = (24 + 32 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 104 \text{ g/mol}$



A soma das massas de CaSO_3 e MgSO_3 é: $x + y = 86,0 \text{ g}$.

A soma dos números de mols de SO_2 é: $a + b = 0,75 \text{ mol}$

Assim, temos o sistema de equações:

$$\begin{cases} x + y = 86 \\ \frac{x}{120} + \frac{y}{104} = 0,75 \end{cases}$$

Multiplicando-se a 1ª equação por -120 e a 2ª por 120×104 , fica assim:

$$\begin{cases} -120x + 120y = -10320 \\ 104x + 120y = 9360 \end{cases}$$

Somando as duas equações, temos:

$$-16x = -960 \Rightarrow x = 60 \text{ g CaSO}_3$$

Descobrimos o valor de **y**:

$$60 + y = 86 \Rightarrow y = 26 \text{ g MgSO}_3$$