

APOSTILA

CURSO PREPARATÓRIO



eutenhofoco.com.br



Prof.ª INAJARA OSÓRIO

 [inajaraosorio](https://www.instagram.com/inajaraosorio)

DESDE 2011
Transformando sonhos
em realidade!



QUÍMICA 03

ESTEQUIOMETRIA CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Nas reações químicas, é importante se prever a quantidade de produtos que podem ser obtidos a partir de uma certa quantidade de reagentes consumidos.

Os cálculos que possibilitam prever essa quantidade são chamados de cálculos estequiométrico. (A palavra estequiometria vem do grego *stoicheia* (partes mais simples) e *metreim* (medida)).

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras: massa, volume, quantidade de matéria (mol), número de moléculas.

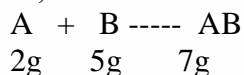
Os cálculos estequiométricos baseiam-se nos coeficientes da equação. É importante saber que, numa equação balanceada, os coeficientes nos dão a proporção em mols dos participantes da reação.

Nos meados do século XVIII, cientistas conseguiram expressar matematicamente certas regularidades que ocorrem nas reações químicas, baseando-se em leis de combinações químicas que foram divididas em ponderais (que se relacionam às massas dos participantes da reação) e volumétricas (explicam a relação entre os volumes das substâncias gasosas que participam de um processo químico).

LEIS PONDERAIS

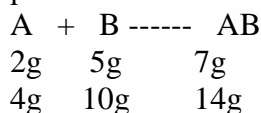
Lei da conservação da massa ou Lei de Lavoisier

“Em um sistema, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos”.



Lei das proporções definidas ou Lei de Proust

“ Toda substância apresenta uma proporção constante em massa, na sua composição, e a proporção na qual as substâncias reagem e se formam é constante”.



Com a Lei de Proust podemos prever as quantidades das substâncias que participarão de uma reação química.

LEIS VOLUMÉTRICAS

Lei de Gay-Lussac

“Os volumes de todas as substâncias gasosas envolvidas em um processo químico estão entre si em uma relação de números inteiros e simples, desde que medidos à mesma temperatura e pressão”.

1 L de H₂ + 1 L de Cl₂ → 2 L de HCl relação de números inteiros e simples: 1:1:2

Cabe aqui observar que nem sempre a soma dos volumes dos reagentes é igual à dos produtos. Isso quer dizer que não existe lei de conservação de volume, como ocorre com a massa.

10 L de H₂ + 5 L de O₂ → 10 L de H₂O relação de números inteiros e simples: 10:5:10, que pode ser simplificada por 2:1:2

LEI OU HIPÓTESE DE AVOGADRO

“Volumes iguais de gases diferentes possuem o mesmo número de moléculas, desde que mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão”. Para melhor entender a Lei de Gay-Lussac, o italiano Amedeo Avogadro introduziu o conceito de moléculas, explicando por que a relação dos volumes é dada por números inteiros. Dessa forma foi estabelecido o enunciado do volume molar.

TIPOS DE CÁLCULOS

Os dados do problema podem vir expressos das mais diversas maneiras: quantidade de matéria (mol), massa, número de moléculas, volume, etc.

Em todos esses tipos de cálculo estequiométrico vamos nos basear nos coeficientes da equação que, como vimos, dão a proporção em mols dos componentes da reação.

REGRAS

1ª regra: Escreva corretamente a equação química mencionada no problema (caso ela não tenha sido fornecida);

2ª regra: As reações devem ser balanceadas corretamente (tentativa ou oxi-redução), lembrando que os coeficientes indicam as proporções em mols dos reagentes e produtos;

3ª regra: Caso o problema envolva pureza de reagentes, fazer a correção dos valores, trabalhando somente com a parte pura que efetivamente irá reagir;

4ª regra: Caso o problema envolva reagentes em excesso – e isso percebemos quando são citados dados relativos a mais de um reagente – devemos verificar qual deles está correto. O outro, que está em excesso, deve ser descartado para efeito de cálculos.

5ª regra: Relacione, por meio de uma regra de três, os dados e a pergunta do problema, escrevendo corretamente as informações em massa, volume, mols, moléculas, átomos, etc. Lembre-se de não podemos esquecer a relação:
 $1 \text{ mol} = \dots\dots\text{g} = 22,4 \text{ L (CNTTP)} = 6,02 \times 10^{23}$

6ª regra: Se o problema citar o rendimento da reação, devemos proceder à correção dos valores obtidos.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

RELAÇÃO MASSA - MASSA

Na reação gasosa $\text{N}_2 + \text{H}_2 \text{ ----- } \text{NH}_3$, qual a massa, em g, de NH_3 obtida, quando se reagem totalmente 18g de H_2 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \text{ ----- } 2\text{NH}_3$.

Veja os dados informados (18g de H_2) e o que está sendo solicitado (massa de NH_3) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3\text{H}_2 \text{ ----- } 2\text{NH}_3 \\ 3 \times 2\text{g} \text{ ----- } 2 \times 17\text{g} \\ 18\text{g} \text{ ----- } x \\ x = 102\text{g} \end{array}$$

Na reação gasosa $\text{N}_2 + \text{H}_2 \text{ ----- } \text{NH}_3$, qual a massa, em kg, de NH_3 obtida, quando se reagem totalmente 280g de N_2 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \text{ ----- } 2\text{NH}_3$.

Veja os dados informados (280g de N_2) e o que está sendo solicitado (massa de NH_3 em kg) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 1\text{N}_2 \text{ ----- } 2\text{NH}_3 \\ 1 \times 28\text{g} \text{ ----- } 2 \times 17\text{g} \\ 280\text{g} \text{ ----- } x \\ x = 340\text{g} \text{ ou } x = 0,34 \text{ kg} \end{array}$$

RELAÇÃO MASSA - VOLUME

Na reação gasosa $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, qual o volume de NH_3 obtido nas CNTP, quando se reagem totalmente 18g de H_2 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

Veja os dados informados (18g de H_2) e o que está sendo solicitado (volume de NH_3 nas CNTP) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \\ 3 \times 2g \rightarrow 2 \times 22,4L \\ 18g \rightarrow x \\ x = 134,4L \end{array}$$

Na reação gasosa $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, qual o volume de H_2 consumido nas CNTP, quando é produzido 340g de NH_3 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

Veja os dados informados (340g de NH_3) e o que está sendo solicitado (volume de H_2 em L nas CNTP) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \\ 3 \times 22,4L \rightarrow 2 \times 17g \\ x \rightarrow 340g \\ x = 672L \end{array}$$

RELAÇÃO MASSA - Nº MOLÉCULAS

Na reação gasosa $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, qual o número de moléculas de NH_3 obtido, quando se reagem totalmente 18g de H_2 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

Veja os dados informados (18g de H_2) e o que está sendo solicitado (número de moléculas de NH_3) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \\ 3 \times 2g \rightarrow 2 \times 6,02 \times 10^{23} \\ 18g \rightarrow x \\ x = 18,06 \times 10^{23} \text{ ou } x = 1,806 \times 10^{24} \text{ moléculas} \end{array}$$

Na reação gasosa $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, qual o número de moléculas de H_2 consumido, quando é produzido 340g de NH_3 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

Veja os dados informados (340g de NH_3) e o que está sendo solicitado (número de moléculas de H_2) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \\ 3 \times 6,02 \times 10^{23} \rightarrow 2 \times 17g \\ x \rightarrow 340g \\ x = 180,6 \times 10^{23} \text{ ou } x = 1,806 \times 10^{25} \end{array}$$

PUREZA

Pureza: É comum o uso de reagentes impuros, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios).

Grau de pureza: é o quociente entre a massa da substância principal e a massa total da amostra (ou massa do material bruto).

Em 200g de calcário encontramos 180g de CaCO_3 e 20g de impurezas. Qual o grau de pureza do calcário?

$$\begin{array}{r} 200\text{g} \text{ -----} 100\% \\ 180\text{g} \text{ -----} x \\ x = 90\% \end{array}$$

Uma amostra de 200 kg de calcário (com teor de 80% de CaCO_3) foi tratada com ácido fosfórico - H_3PO_4 - conforme a equação química balanceada: $3\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ -----} 1\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2$. Calcule a massa de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ formado.

Os coeficientes já estão acertados: $3\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ -----} 1\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2$

Veja os dados informados (200 kg de Calcário com 80% de pureza, ou seja, temos apenas 160kg de CaCO_3) e o que está sendo solicitado (massa do sal formado - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3\text{CaCO}_3 \text{ -----} 1\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \\ 3 \times 100\text{g} \text{ -----} 1 \times 310\text{g} \\ 160\text{kg} \text{ -----} x \\ x = 165,33 \text{ kg} \end{array}$$

Considere a reação $\text{FeS} + \text{HCl} \text{ -----} \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$. Qual a massa de cloreto ferroso - FeCl_2 - obtida quando 1100g de sulfeto ferroso - FeS de 80% de pureza reagem com excesso de ácido clorídrico - HCl ?

Acerte os coeficientes da equação: $1\text{FeS} + 2\text{HCl} \text{ -----} 1\text{FeCl}_2 + 1\text{H}_2\text{S}$

Veja os dados informados (1100g de sulfeto ferroso com 80% de pureza, ou seja, 880g de sulfeto ferroso puro) e o que está sendo solicitado (massa de cloreto ferroso) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 1\text{FeS} \text{ -----} 1\text{FeCl}_2 \\ 1 \times 88\text{g} \text{ -----} 1 \times 127\text{g} \\ 880\text{g} \text{ -----} x \\ x = 1270\text{g} \end{array}$$

RENDIMENTO

Rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade de produto que seria teoricamente obtida pela equação química correspondente.

Queimando-se 30g de carbono puro, com rendimento de 90%, qual a massa de dióxido de carbono (CO₂) obtida, conforme a equação: C + O₂ ----- CO₂ .

Os coeficientes já estão acertados: 1C + 1O₂ ----- 1CO₂ .

Veja os dados informados (30g de Carbono puro com 90% de rendimento) e o que está sendo solicitado (massa de dióxido de carbono obtida) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{ccc} 1\text{C} & \text{-----} & 1\text{CO}_2 \\ 1 \times 12\text{g} & \text{-----} & 1 \times 44\text{g} \\ 30\text{g} & \text{-----} & x \\ & & x = 110\text{g} \text{ (considerando que o rendimento seria de 100\%)} \end{array}$$

Estabeleça outra regra de três para calcular o rendimento (90%)

$$\begin{array}{ccc} 110\text{g} & \text{-----} & 100\% \text{ (rendimento teórico)} \\ y & \text{-----} & 90\% \\ & & y = 99\text{g} \end{array}$$

Quando são dadas as quantidades de dois ou mais participantes: É importante lembrar que as substâncias não reagem na proporção que queremos (ou que as misturamos), mas na proporção que a equação (ou seja, a Lei de Proust) as obriga. Quando o problema dá as quantidades de dois participantes, provavelmente um deles está em excesso, pois, em caso contrário, bastaria dar a quantidade de um deles e a quantidade do outro seria calculada. Para fazer o cálculo estequiométrico, baseamo-nos no reagente que não está em excesso (denominado reagente limitante).

Nesse caso devemos seguir as etapas:

1ª - Considere um dos reagentes o limitante e determine quanto de produto seria formado;

2ª - Repita o procedimento com o outro reagente;

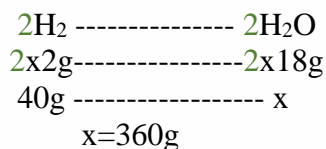
3ª - A menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

Foram misturados 40g de gás hidrogênio (H₂) com 40g de gás oxigênio, com a finalidade de produzir água, conforme a equação: H₂ + O₂ ----- H₂O. Determine:

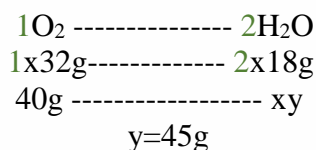
- o reagente limitante;
- a massa de água formada;
- a massa de reagente em excesso.

Acerte os coeficientes da equação: 2H₂ + 1O₂ ----- 2H₂O.

Vamos considerar que o H₂ seja o reagente limitante.

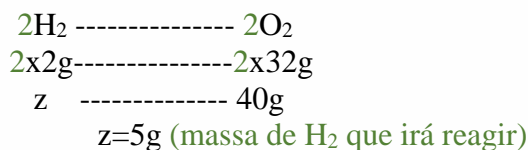


Em seguida, vamos considerar que o O₂ seja o reagente limitante.



Observe que a menor quantidade água corresponde ao consumo total de O₂, que é realmente o reagente limitante. A massa de água produzida será de 45g.

Agora vamos calcular a massa de H₂ que será consumida e o que restou em excesso, aplicando uma nova regra de três:



Como a massa total de H₂ era de 40g e só 5g irá reagir, teremos um excesso de 35g (40-5). Dessa forma, passaremos a responder os quesitos solicitados:

- a) reagente limitante: O₂
- b) massa de água formada: 45g
- c) massa de H₂ em excesso: 35g

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

Qual a massa de água que se forma na combustão de 1g de gás hidrogênio (H₂), conforme a reação

R:9

Sabendo que 10,8g de alumínio reagiram completamente com ácido sulfúrico, conforme a reação:

- a) massa de ácido sulfúrico consumida;
- b) massa de sulfato de alumínio produzida;

c) volume de gás hidrogênio liberado, medido nas CNTP.
R: a) 58,8g b) 68,4g c) 13,44L

Qual a massa de gás oxigênio necessária para reagir com 560g de monóxido de carbono, conforme a equação: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?
R: 320g

Calcular a massa de óxido cúprico (CuO) a partir de 5,08g de cobre metálico, conforme a reação: $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$.
R: 6,36g

Efetuando-se a reação entre 18g de alumínio e 462g de gás cloro, segundo a equação química: $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$, obtém-se qual quantidade máxima de cloreto de alumínio?
R: 89g

Quantos mols de O_2 são obtidos a partir de 2,0 mols de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), de acordo com a reação: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{K}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{O}_2$
R: 1,0

Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima de 96g de carbono puro, conforme a reação: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?
R: $4,816 \times 10^{24}$

(Faap-SP) A combustão do metanol (CH_3OH) pode ser representada pela equação não balanceada: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de gás carbônico são produzidos?
R: 5

Quantas moléculas de gás oxigênio reagem com 6 mols de monóxido de carbono, conforme a equação: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?
R: $1,806 \times 10^{24}$

(UECE) Uma vela de parafina queima-se, no ar ambiente, para formar água e dióxido de carbono. A parafina é composta por moléculas de vários tamanhos, mas utilizaremos para ela a fórmula $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$. Tal reação representa-se pela equação: $\text{C}_{25}\text{H}_{52} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Responda:
a) Quantos mols de oxigênio são necessários para queimar um mol de parafina?
b) Quanto pesa esse oxigênio?
R: a) 38 b) 1216g

O ácido sulfúrico de larga utilização e fator determinante do índice de desenvolvimento de um país, é obtido pela reação $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$. Reagimos 80g de trióxido de enxofre (SO_3) com água em excesso e condições necessárias.

Qual a massa de ácido sulfúrico obtida nessa reação que tem rendimento igual a 75%?
R:73,5

Quais são as massas de ácido sulfúrico e hidróxido de sódio necessárias para preparar 28,4g de sulfato de sódio, conforme a reação: $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$?
R:19,6 e 16

400g de hidróxido de sódio (NaOH) são adicionados a 504g de ácido nítrico (HNO₃), produzindo nitrato de sódio (NaNO₃) e água. Calcule:
a) massa de nitrato de sódio obtida;
b) massa do reagente em excesso, se houver.
R: a) 680g b) 80g de NaOH

(UFRN) Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio (CaCO₃), sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a reação:
 $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.
Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800g de calcita? R:358,4

Qual a quantidade máxima de NH₃, em gramas, que pode ser obtida a partir de uma mistura de 140g de gás nitrogênio (N₂) com 18g de gás hidrogênio (H₂), conforme a reação: $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$?
R: 102g

(PUC-MG) A equação de ustulação da pirita (FeS) é: $FeS + O_2 \rightarrow SO_2 + Fe_2O_3$. Qual a massa de óxido de ferro III obtida, em kg, a partir de 300 kg de pirita, que apresenta 20% de impurezas?
R:218,18

(Fuvest-SP) Qual a quantidade máxima, em gramas, de carbonato de cálcio que pode ser preparada misturando-se 2 mols de carbonato de sódio com 3 mols de cloreto de cálcio, conforme a equação: $Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 + NaCl$.
R: 200g

32,70g de zinco metálico (Zn) reagem com uma solução concentrada de hidróxido de sódio (NaOH), produzindo 64,53g de zincato de sódio (Na₂ZnO₂). Qual o rendimento dessa reação?
R:89,69%

Misturam-se 147g de ácido sulfúrico e 100g de hidróxido de sódio que se reajam segundo a reação: $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$. Qual a massa de sulfato de sódio formada? Qual a massa do reagente que sobra em excesso após a reação? R:177,5 e 24,5

Para a produção de soda cáustica (NaOH), uma indústria reage carbonato de sódio com hidróxido de cálcio segundo a equação: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaOH}$. Ao reagirmos 265g de carbonato de sódio com 80% de pureza, devemos obter que massa, em gramas, de soda cáustica?

R:160

(UFF-RJ) O cloreto de alumínio é um reagente muito utilizado em processos industriais que pode ser obtido por meio da reação entre alumínio metálico e cloro gasoso, conforme a seguinte reação química: $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$. Se 2,70g de alumínio são misturados a 4,0g de cloro, qual a massa produzida em gramas, de cloreto de alumínio?

R:5,01

Quantas moléculas de gás carbônico (CO_2) podem ser obtidas pela queima completa de 9,6g de carbono puro, conforme a reação $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$?

R:4,816x10²³

Qual a massa, em gramas, de cloreto de ferro II (FeCl_2), em gramas, produzida pela reação completa de 111,6g de Fe com ácido clorídrico (HCl), de acordo com a reação química não-balanceada a seguir $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$?

R: 253,09

Dada a reação não-balanceada $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$, qual o número de moléculas de gás hidrogênio produzidas pela reação de 112g de ferro?

R:1,806x10²⁴

Qual a quantidade de água formada a partir de 10g de gás hidrogênio, sabendo-se que o rendimento da reação é de 80%?

R: 72g

Quantos mols de ácido clorídrico (HCl) são necessários para produzir 23,4g de cloreto de sódio (NaCl), conforme a reação $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$?

R:0,4

EXERCÍCIOS DE REVISÃO

01 (Enem 2015) Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:



Considere as massas molares: ZnS (97g/mol); O_2 (32g/mol); ZnO (81g/mol); SO_2 (64g/mol); CO (28g/mol); CO_2 (44g/mol); e Zn (65g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100 kg de esfalerita?

- a) 25
- b) 33
- c) 40
- d) 50
- e) 54

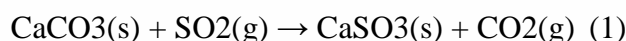
02) (Enem 2014) Diesel é uma mistura de hidrocarbonetos que também apresenta enxofre em sua composição. Esse enxofre é um componente indesejável, pois o trióxido de enxofre gerado é um dos grandes causadores da chuva ácida. Nos anos 1980, não havia regulamentação e era utilizado óleo diesel com 13 000 ppm de enxofre. Em 2009, o diesel passou a ter 1 800 ppm de enxofre (S1800) e, em seguida, foi inserido no mercado o diesel S500 (500 ppm). Em 2012, foi difundido o diesel S50, com 50 ppm de enxofre em sua composição. Atualmente, é produzido um diesel com teores de enxofre ainda menores.

Os Impactos da má qualidade do óleo diesel brasileiro. Disponível em: www.cnt.org.br. Acesso em: 20 dez. 2012 (adaptado).

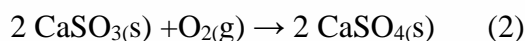
A substituição do diesel usado nos anos 1980 por aquele difundido em 2012 permitiu uma redução percentual de emissão de SO_3 de

- a) 86,2%.
- b) 96,2%.
- c) 97,2%.
- d) 99,6%.
- e) 99,9%.

03) (Enem 2014) Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).



Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.



As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12g/mol, 16g/mol, 32g/mol e 40g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. *Química ambiental*. Porto Alegre: Bookman. 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

- a) 64.
- b) 108.
- c) 122.
- d) 136.
- e) 245.

04 (Enem 2013) A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.

LEE, J. D. Química Inorgânica não tão concisa. São Paulo: Edgard Blücher, 1999 (adaptado).

Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de

- a) 28.
- b) 75.
- c) 175.
- d) 275.
- e) 303.

05 (Enem 2012) Aspartame é um edulcorante artificial (adoçante dietético) que apresenta potencial adoçante 200 vezes maior que o açúcar comum, permitindo seu uso em pequenas quantidades. Muito usado pela indústria alimentícia, principalmente nos refrigerantes *diet*, tem valor energético que corresponde a 4 calorias/grama. É contraindicado a portadores de fenilcetonúria, uma doença genética rara que provoca o acúmulo da fenilalanina no organismo, causando retardo mental. O IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea.

Disponível em: <http://boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com>. Acesso em: 27 fev. 2012.

Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de

- a) $1,3 \cdot 10^{-4}$.
- b) $9,5 \cdot 10^{-3}$.
- c) $4 \cdot 10^{-2}$.
- d) 2,6.
- e) 823.

06 (Enem 2012) No Japão, um movimento nacional para a promoção da luta contra o aquecimento global leva o *slogan*: **1 pessoa, 1 dia, 1 kg de CO₂ a menos!** A ideia é cada pessoa reduzir em 1 kg a quantidade de CO₂ emitida todo dia, por meio de pequenos gestos ecológicos, como diminuir a queima de gás de cozinha.

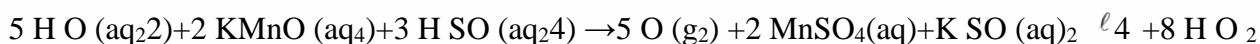
Um hambúrguer ecológico? É pra já! Disponível em: <http://lqes.iqm.unicamp.br>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado).

Considerando um processo de combustão completa de um gás de cozinha composto exclusivamente por butano (C₄H₁₀), a mínima quantidade desse gás que um japonês deve deixar de queimar para atender à meta diária, apenas com esse gesto, é de

Dados: CO₂ (44 g/mol); C₄H₁₀ (58 g/mol)

- a) 0,25 kg.
- b) 0,33 kg.
- c) 1,0 kg.
- d) 1,3 kg.
- e) 3,0 kg.

07) (Enem 2011) O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:



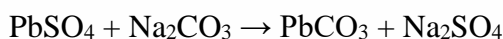
ROCHA-FILHO, R. C. R.; SILVA, R. R. *Introdução aos Cálculos da Química*. São Paulo: McGraw-Hill, 1992.

De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio é igual a

- a) 2,0 10 mol⁰
- b) 2,0 10⁻³ mol
- c) 8,0 10 mol⁻¹
- d) 8,0 10⁻⁴ mol
- e) 5,0 10⁻³ mol

08) (Enem 2010) A composição média de uma bateria automotiva esgotada é de aproximadamente 32% Pb, 3% PbO, 17% PbO₂ e 36% PbSO₄. A média de massa da pasta residual de uma bateria usada é de 6kg, onde 19% é PbO₂, 60% PbSO₄ e 21% Pb. Entre todos os compostos de chumbo presentes na pasta, o que mais preocupa é o sulfato de chumbo (II), pois nos processos pirometalúrgicos, em que os compostos de chumbo (placas das baterias) são fundidos, há a conversão de sulfato em dióxido de enxofre, gás muito poluente.

Para reduzir o problema das emissões de SO₂(g), a indústria pode utilizar uma planta mista, ou seja, utilizar o processo hidrometalúrgico, para a dessulfuração antes da fusão do composto de chumbo. Nesse caso, a redução de sulfato presente no PbSO₄ é feita via lixiviação com solução de carbonato de sódio (Na₂CO₃) 1M a 45°C, em que se obtém o carbonato de chumbo (II) com rendimento de 91%. Após esse processo, o material segue para a fundição para obter o chumbo metálico.



Dados: Massas Molares em g/mol Pb = 207; S = 32; Na = 23; O = 16; C = 12

ARAÚJO, R.V.V.; TINDADE, R.B.E.; SOARES, P.S.M. *Reciclagem de chumbo de bateria automotiva: estudo de caso*. Disponível em: <http://www.iqsc.usp.br>. Acesso em: 17 abr. 2010 (adaptado).

Segundo as condições do processo apresentado para a obtenção de carbonato de chumbo (II) por meio da lixiviação por carbonato de sódio e considerando uma massa de pasta residual de uma bateria de 6 kg, qual quantidade aproximada, em quilogramas, de PbCO_3 é obtida?

- a) 1,7 kg
- b) 1,9 kg
- c) 2,9 kg
- d) 3,3 kg
- e) 3,6 kg

09) (Enem 2010) As mobilizações para promover um planeta melhor para as futuras gerações são cada vez mais frequentes. A maior parte dos meios de transporte de massa é atualmente movida pela queima de um combustível fóssil. A título de exemplificação do ônus causado por essa prática, basta saber que um carro produz, em média, cerca de 200g de dióxido de carbono por km percorrido.

Revista Aquecimento Global. Ano 2, nº 8. Publicação do Instituto Brasileiro de Cultura Ltda.

Um dos principais constituintes da gasolina é o octano (C_8H_{18}). Por meio da combustão do octano é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que

- a) no processo há liberação de oxigênio, sob a forma de O_2 .
- b) o coeficiente estequiométrico para a água é de 8 para 1 do octano.
- c) no processo há consumo de água, para que haja liberação de energia.
- d) o coeficiente estequiométrico para o oxigênio é de 12,5 para 1 do octano.
- e) o coeficiente estequiométrico para o gás carbônico é de 9 para 1 do octano.

10) (Enem 2009) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96 % em massa. Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20 % em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96 % em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa

- a) de 0 %.
- b) de 8,0 %.
- c) entre 8,4 % e 8,6 %.
- d) entre 9,0 % e 9,2 %.
- e) entre 13 % e 14 %.

11) (Enem 2006) Para se obter 1,5 kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair-se e tratar-se 1,0 tonelada de minério. Assim, o rendimento (dado em % em massa) do tratamento do minério até chegar ao dióxido de urânio puro é de

- a) 0,10 %.
- b) 0,15 %.
- c) 0,20 %.
- d) 1,5 %.
- e) 2,0 %.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo superfícies lavadas.

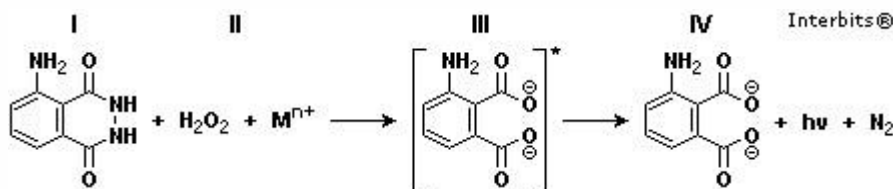
É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição ($M(n)^+$), forma-se o composto 3-aminofalato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ($h\nu$) e de gás nitrogênio (N_2).

(Adaptado. *Química Nova*, 25, nº 6, 2002, pp. 1003-10)

Dados: pesos moleculares:

Luminol = 177

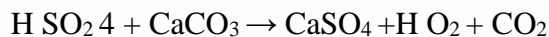
3-aminofalato = 164



12) (Enem 2005) Na análise de uma amostra biológica para análise forense, utilizou-se 54 g de luminol e peróxido de hidrogênio em excesso, obtendo-se um rendimento final de 70 %. Sendo assim, a quantidade do produto final (IV) formada na reação foi de

- a) 123,9.
- b) 114,8.
- c) 86,0.
- d) 35,0.
- e) 16,2.

13) (Enem 2004) Em setembro de 1998, cerca de 10.000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio ($CaCO_3$), na região atingida. A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 por $CaCO_3$, com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:

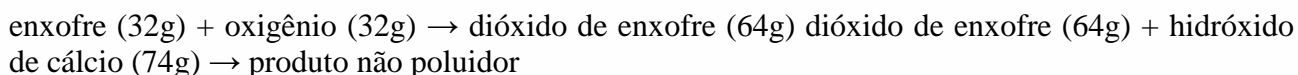


1 tonelada 1 tonelada sólido gás reage com sedimentado

Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de $CaCO_3$, esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

- a) 100.
- b) 200.
- c) 300.
- d) 400.
- e) 500.

14) (Enem 2001) Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar. A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:



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

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

15) (Enem 2000) 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) $7,0 \times 10^{10}$.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

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)/% massa	Teor de ferro (Fe)/% 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

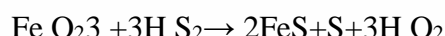
Fonte: ABREU, S. F. *Recursos minerais do Brasil*. Vol. 2. São Paulo: Edusp, 1973

16) (Enem 2000) 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 100g de calcário para reagir com 60g 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:

- 1,9.
- 3,2.
- 5,1.
- 6,4.
- 8,0.

17) (Uerj 2016) A mistura denominada massa de Laming, composta por Fe O₂ 3 serragem de madeira e água, é utilizada para a remoção do H S₂ presente na composição do gás de hulha, um combustível gasoso. Observe a equação química que representa o processo de remoção:

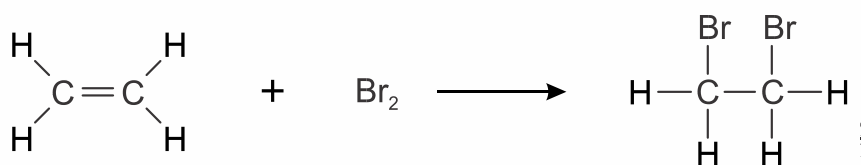


Calcule, em quilogramas, a massa de FeS formada no consumo de 408 kg de H S₂ considerando 100% de rendimento.

Em seguida, indique o símbolo correspondente ao elemento químico que sofre oxidação e o nome do agente oxidante.

Dados: H = 1; S = 32; Fe = 56.

17) (Uerj 2016) Para diferenciar os hidrocarbonetos etano e eteno em uma mistura gasosa, utiliza-se uma reação com bromo molecular: o etano não reage com esse composto, enquanto o eteno reage de acordo com a seguinte equação química:

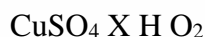


Considere um cilindro de capacidade igual a 10, contendo apenas esses hidrocarbonetos em uma mistura com massa igual a 200 g. Ao se adicionar bromo em excesso à mistura, todo o eteno reage, formando 940 g de 1,2-dibromoetano.

A concentração inicial de etano, em mol^{-1} , no interior do cilindro, corresponde a:

- a) 0,1
- b) 0,2
- c) 0,3
- d) 0,4

19) (Uerj 2015) A proporção de moléculas de água presentes na forma hidratada de um sal pode ser representada da seguinte forma, na qual X corresponde ao número de mols de água por mol desse sal:



Uma amostra de 4,99 g desse sal hidratado foi aquecida até que toda a água nela contida evaporou, obtendo-se uma massa de 3,19 g de sulfato de cobre II.

O número de mols de água por mol de sulfato de cobre II na composição do sal hidratado equivale a:

- a) 2
- b) 5
- c) 10
- d) 20

20) (Uerj 2014) Uma das técnicas empregadas para separar uma mistura gasosa de CO_2 e CH_4 consiste em fazê-la passar por uma solução aquosa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Uma amostra dessa mistura gasosa, com volume total de 30 L, sob temperatura de 27°C e pressão de 1 atm, ao reagir com a solução aquosa de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, produz a precipitação de 98,5 g de BaCO_3 . A fração gasosa remanescente, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contém apenas CH_4 .

O volume, em litros, de CH_4 remanescente é igual a:

$$\text{Dado: } R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}.$$

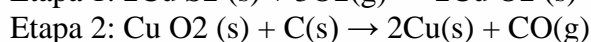
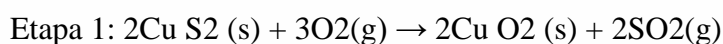
- a) 10
- b) 12
- c) 15
- d) 18

21) Uerj 2014) O trióxido de diarsênio é um sólido venenoso obtido pela reação do arsênio

(As) com o gás oxigênio. Sua entalpia padrão de formação é igual a -660 kJ.mol^{-1} .

Escreva a equação química completa e balanceada da obtenção do trióxido de diarsênio. Em seguida, calcule a quantidade de energia, em quilojoules, liberada na formação desse sólido a partir da oxidação de 1,5 kg de arsênio.

22) (Uerj 2013) O cobre metálico é obtido a partir do sulfeto de cobre I em duas etapas subsequentes, representadas pelas seguintes equações químicas:



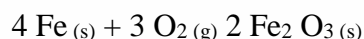
Em uma unidade industrial, 477 kg de Cu_2S reagiram com 100% de rendimento em cada uma das etapas.

Nomeie os dois gases formados nesse processo. Em seguida, calcule o volume, em litros, de cada um desses gases, admitindo comportamento ideal e condições normais de temperatura e pressão.

23) (Uerj 2012) A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, o que torna esse elemento químico o mais raro no mundo. Ele pode ser obtido artificialmente através do bombardeamento do bismuto por partículas alfa.

Escreva a equação nuclear balanceada de obtenção do ^{211}At a partir do ^{209}Bi . Calcule, também, o número de átomos de astato na crosta terrestre.

24) No interior do casco dos navios, existem tanques que podem ter seu volume preenchido parcial ou totalmente com água do mar em função das necessidades de flutuabilidade. Como os tanques são constituídos de materiais metálicos, eles sofrem, ao longo do tempo, corrosão pelo contato com a água do mar, conforme a equação:



Um processo corrosivo no interior de um tanque fechado apresenta as seguintes características:

Admita que, durante todo o processo de corrosão, o ar no interior do tanque esteve submetido às CNTP, com comportamento ideal, e que apenas o oxigênio presente no ar foi consumido.

A massa de ferro, em quilogramas, consumida após o processo corrosivo foi igual a:

- a) 1300
- b) 1600
- c) 2100
- d) 2800

25) (Uerj 2010) Para evitar a ingestão de quantidades excessivas de sódio, foi desenvolvido o sal *light*, no qual parte do cloreto de sódio é substituído por cloreto de potássio. Os quadros abaixo comparam as informações nutricionais para porções iguais de dois tipos de sal:

Sal tradicional

Sal light

Quantidade por porção	Constituinte
368,0 mg	sódio

Constituinte Quantidade por porção

sódio 184,0 mg

potássio - potássio 249,6 mg

Além desses cloretos, não há outros compostos de cloro, sódio ou potássio nos sais. A redução percentual do íon cloro no sal *light* em relação ao sal tradicional é igual a:

Dados: Na = 23; K = 39.

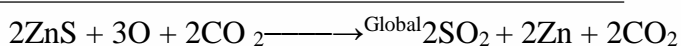
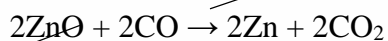
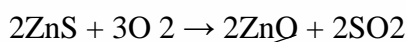
- a) 10%
- b) 20%
- c) 40%
- d) 50%

GABARITO:

Resposta da questão 1:

[C]

Teremos:



$$2 \cdot 97 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 265 \text{ g } 0,80$$

$$0,75 \cdot 100 \text{ kg} \quad \frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{Zn}}} = 40,206 \text{ kg} \quad 40 \text{ kg}$$

Resposta da questão 2:

[D]

Nos anos 1980, não havia regulamentação e era utilizado óleo diesel com 13.000 ppm de enxofre. Em 2012, foi difundido o diesel S50, com 50 ppm de enxofre em sua composição, então:

$$13.000 \text{ ppm} - 50 \text{ ppm} = 12.950 \text{ ppm (redução)}$$

$$13.000 \text{ ppm} \times 100\%$$

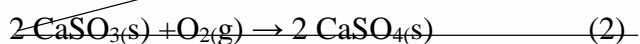
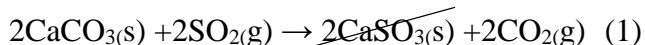
$$12.950 \text{ ppm} \times p = 12.950 \text{ ppm} \quad p = 0,99615$$

$$p = 99,6\%$$

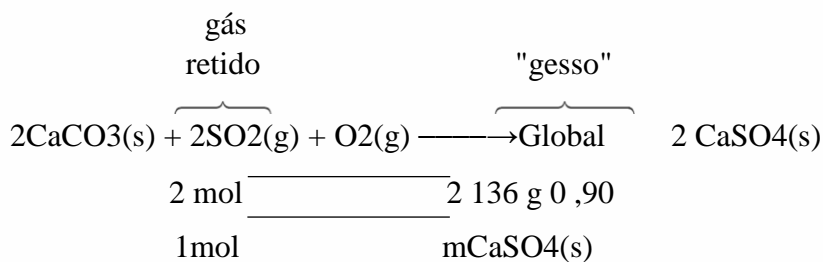
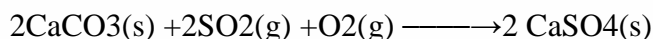
Resposta da questão 3:

[C]

Teremos:



Global



$$m\text{CaSO}_4(\text{s}) = 122,4 \text{ g}$$

Resposta da questão 4:

[D]

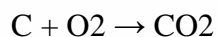
O ferro gusa tem 3,3 % de carbono e de acordo com o enunciado, o excesso de carbono é retirado formando uma liga (aço doce) com 0,3 % de carbono, ou seja, 3,0 % de carbono (3,3 % - 0,3 %) é retirado. Então:

$$2,5\text{t} = 2500 \text{ kg de ferro gusa (total); C} = 12; \text{CO}_2 = 44.$$

$$2500 \text{ kg} \quad \frac{\quad}{\quad} \quad 100 \%$$

$$m_{\text{carbono retirado}} \quad \frac{\quad}{\quad} \quad 3,0\%$$

$$m_{\text{carbono retirado}} = 75 \text{ kg}$$



$$12 \quad \frac{\quad}{\quad} \quad \text{g} \quad 44 \quad \text{g} \quad 75$$

$$k_{\text{gmCO}_2} \quad m_{\text{CO}_2} = 275 \text{ kg}$$

Resposta da questão 5:

[B]

De acordo com o enunciado o IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea:

$$1 \text{ kg} \quad (\text{massa} \quad \frac{\quad}{\quad} \quad \text{corporal}) \quad 40 \quad \text{mg}$$

$$(\text{aspartame}) \quad 70 \text{ kg} \quad \frac{\quad}{\quad} \quad (\text{massa} \quad \text{corporal}) \quad m_{\text{aspartame}}$$

$$m_{\text{aspartame}} = 2800 \text{ mg} = 2,8 \text{ g}$$

$$294 \quad \frac{\quad}{\quad} \quad \text{g} \quad 1 \text{ mol} \quad (\text{aspartame}) \quad 2,8$$

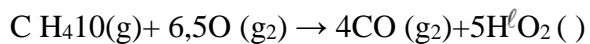
$$\quad \quad \quad \frac{\quad}{\quad} \quad \text{g}^{\text{n}}_{\text{aspartame}}$$

$$n_{\text{aspartame}} = 9,510^{-3} \text{ mol}$$

Resposta da questão 6:

[B]

A partir da equação da combustão completa do butano, vem:



$$58 \text{ g} \quad \frac{44 \text{ g}}{\quad}$$

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \quad \frac{1 \text{ kg}}{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} = 0,3295 =$$

$$0,33 \text{ kg}$$

Resposta da questão 7:

[D]

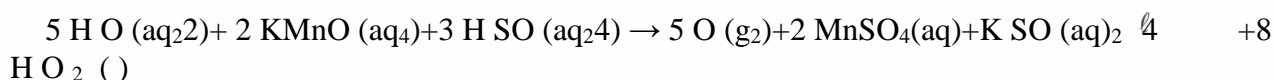
Temos 20 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio, ou seja:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$0,1 \text{ mol}(\text{H}_2\text{O}_2) \frac{1000 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$n \text{ mol}(\text{H}_2\text{O}_2) \frac{20 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,002 \text{ mol}$$

mol



$$5 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol}$$

$$0,002 \text{ mol} \quad n' \text{ mol}$$

$$n' = 0,0008 \text{ mol} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Resposta da questão 8:

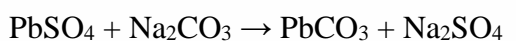
[C]

$$6 \text{ kg (pasta)} - 100 \% \text{ m}$$

$$(\text{PbSO}_4) - 60 \% \text{ m}$$

$$(\text{PbSO}_4) = 3,6 \text{ kg}$$

Obtenção de PbCO_3 :



$$303 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 267 \text{ g} \quad 3,6 \text{ kg} \quad \text{-----}$$

$$\text{-----} \quad m(\text{PbCO}_3) \quad m(\text{PbCO}_3) =$$

$$3,17 \text{ kg}$$

Para um rendimento de 91 %, vem:

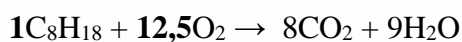
$$3,17 \text{ kg} - 100 \% \text{ m}(\text{PbCO}_3)$$

$$- 91 \% \text{ m}(\text{PbCO}_3) = 2,9 \text{ kg}$$

Resposta da questão 9:

[D]

Combustão completa de 1 mol octano (C_8H_{18}):



Resposta da questão 10:

[D]

De acordo com os dados do enunciado, teremos:

$$800 \text{ kg (mistura)} - 100 \% \quad m(\text{etanol})$$

$$- 20 \% m(\text{etanol}) = 160 \text{ kg}$$

Conclusão:

$$m(\text{etanol}) = 160 \text{ kg} \quad m(\text{água}) = 640$$

$$\text{kg}$$

De acordo com o enunciado foram obtidos 100 kg de álcool hidratado 96 %, ou seja, 96 kg de etanol e 4 kg de água.

$$\text{Massa de etanol} = 160 \text{ kg} - 96 \text{ kg} = 64 \text{ kg (resíduo)}$$

$$\text{Massa de água} = 640 \text{ kg} - 4 \text{ kg} = 636 \text{ kg (resíduo)}$$

$$\text{Massa total} = 64 \text{ kg} + 636 \text{ kg} = 700 \text{ kg (resíduo)}$$

$$700 \text{ kg} - 100 \%$$

$$64 \text{ kg} - p$$

$$p = 9,14 \%$$

Resposta da questão 11:

[B]

Para se obter 1,5 kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair e tratar 1,0 tonelada (1.000 kg) de minério, então:

$$1.000 \text{ kg} \cdot 100 \%$$

$$1,5 \text{ kg} - p \quad p = 0,15 \%$$

Resposta da questão 12:

[D]

De acordo com a equação: 1 mol (luminol) → 1 mol (3-aminofталato)

Então:

Temos 70% de rendimento :

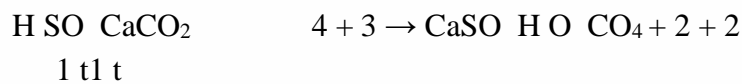
$$177 \text{ g (luminol)} \cdot 0,70 = 123,9 \text{ g (3-aminofталato)}$$

$$\frac{54 \text{ g (luminol)}}{35,02 \text{ g}} = \frac{m(3\text{-aminofталato})}{123,9 \text{ g}}$$

Resposta da questão 13:

[D]

Utilizando a proporção aproximada fornecida no enunciado do teste, temos:



$$10.000 \text{ t} - 0,80m \text{ (pureza de 80 \%)} m = 12.500 \text{ t}$$

$$30 \text{ t} \quad 1 \text{ caminhão}$$

$$\begin{array}{r} 12.500 \text{ t} - x \\ \text{caminhões} \end{array} \quad x = 416,67 \text{ caminhões} \quad x \quad 400$$

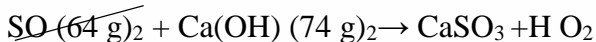
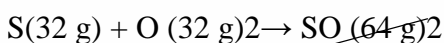
Resposta da questão 14:

[A]

Para uma tonelada (10^6 g) de carvão (contendo 1 % de enxofre), teremos:

$$\begin{array}{r} 10^6 \text{ g} - (\text{carvão})100\% \\ \text{menxofre}1\% \quad \text{menxofre} = 104 \text{ g} \end{array}$$

De acordo com o enunciado:



Então:

$$\begin{array}{r} 32 \text{ g} - (\text{enxofre})74 \text{ g} \quad (\text{hidróxido de} \\ \text{cálcio}) 104 \text{ g} - (\text{enxofre}) \text{ m} \text{hidróxido de cálcio} \end{array}$$

$$\text{m} \text{hidróxido de cálcio} = 2,31 \cdot 10^4 = 23,1 \text{ kg}$$

Resposta da questão 15:

[A]

De acordo com o esquema (12 bilhões = $12 \cdot 10^9$):

1 t (cana – –de açúcar) $\frac{70}{100}$ L (etanol)

m cana de açúcar $\frac{1210^9}{100}$ L (etanol)

m cana de açúcar = $1,71 \cdot 10^8$ t

Resposta da questão 16:

[B]

De acordo com as informações e com a tabela, teremos: Região 1:

200 t (minério) $\frac{100}{100}$ %

$m_{\text{sílica}} \frac{0,97}{100}$ %

$m_{\text{sílica}} = 1,94$ t

No processo de produção do ferro, a sílica é removida do minério por reação com calcário (CaCO_3). Sabe-se, teoricamente (cálculo estequiométrico), que são necessários 100 g de calcário para reagir com 60 g de sílica. Então,

100 g (calcário) 60 g (sílica) $m_{\text{calcário}} = \frac{100}{60} \cdot 1,94$ t

$m_{\text{calcário}} = 3,23$ t

Resposta da questão 17:

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeS} + \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$

334 g 288 g

408 kg $m_{\text{FeS}} = 704$ kg

Símbolo correspondente ao elemento químico que sofre oxidação (enxofre): S.

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeS} + \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$

oxidação
-2 \longrightarrow 0

Resposta da questão 18:

[B]

$\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ 4 2

1 mol 188 g n 940 g

$$n_{\text{etano}} = 5 \text{ mol} \quad m_{\text{etano}} = 528 = 140 \text{ g}$$

$$m_{\text{inicial}} = m_{\text{etano}} + m_{\text{etano}} \quad 200$$

$$= 140 + m_{\text{etano}} \quad m_{\text{etano}} = 60 \text{ g}$$

$$\frac{60}{10} \text{ netano} = 30 = 2$$

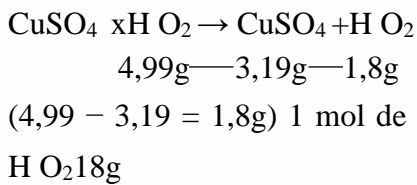
mol

$$\frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}}$$

[etano] = 0,2 mol /L

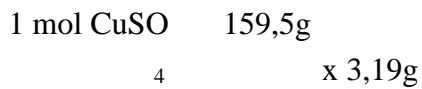
Resposta da questão 19:

[B]



$$x \cdot \frac{1,8\text{g}}{18\text{g}} = 1,8\text{g}$$

x = 0,1 mol



x = 0,02mol

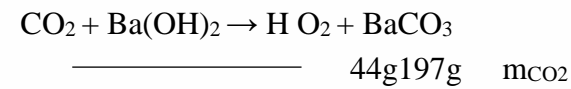
0,02 mol de CuSO₄, 0,1 mol de H₂O

1 mol y = 5 mol

Resposta da questão 20:

[D]

Teremos:



$$\frac{98,5\text{g}}{44\text{g}} m_{\text{CO}_2} = 22 \text{ g}$$

$$22 n_{\text{CO}_2} = 44 = 0,5$$

mol

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

$$1 \cdot V_{CO_2} = 0,50,082(27 + 273)$$

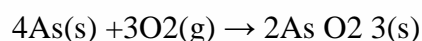
$$V_{CO_2} = 12,3 \text{ L}$$

$$V = V_{CO_2} + V_{CH_4}$$

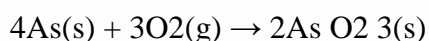
$$30 = 12,3 + V_{CH_4}$$

$$V_{CH_4} = 17,7 \text{ L} = 18 \text{ L}$$

Resposta da questão 21:



Cada mol de arsênio (1 mol = 75g) libera 660kJ, assim 4 mols de arsênio irá formar 2 mols de As_2O_3 assim teremos que a quantidade de energia (kJ), liberada a partir de 1,5kg (1500g) de arsênio será:

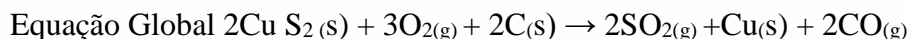
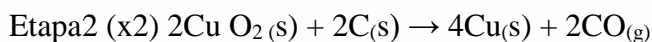
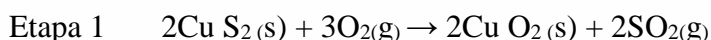


$$4 \cdot 75 \cdot (2 \cdot 660 \cdot x)$$

$$\frac{\quad}{1500g} \cdot x = 6.600 \text{ kJ}$$

Resposta da questão 22:

Para a resolução do problema, podemos montar a equação global do processo. Nesse procedimento, vamos somar as duas equações da seguinte forma:

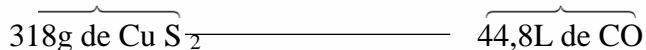


Os dois gases formados pelo processo são o monóxido de carbono (CO) e o dióxido de enxofre (SO_2).

Cálculo do volume de cada um dos gases na CNTP:

Lembrar que, nessas condições, o volume molar dos gases é de 22,4 L/mol.

Como os dois gases são produzidos na proporção de 1:1, podemos afirmar que o volume produzido pelos dois é igual.



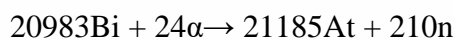
477.000 g V

$V = 67.200 \text{ L. de CO produzido.}$

Assim, podemos dizer que o volume de SO_2 produzido também foi de 67.200 L.

Resposta da questão 23:

Equação nuclear balanceada de obtenção do ^{211}At a partir do ^{209}Bi :



A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, então:

210 g (Astato) $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos

28 g (Astato) — n_{At}

$n_{\text{At}} = 8,0 \cdot 10^{22}$ átomos

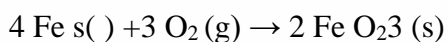
Resposta da questão 24:

[B]

Teremos:

30.000 m³ de ar 100 % V_{O_2} — 1,6 %

$V_{\text{O}_2} = 480 \text{ L}$



4 56 — g 322,4 L

— $m_{\text{Fe}} 480 \text{ L}$

$m_{\text{Fe}} = 1600 \text{ g}$

Resposta da questão 25:

[A]

No sal tradicional:

$n(\text{sódio}) = \frac{36810-3}{23} = 1610-3 \text{ mol}$ $n(\text{cloro}) = 1610-3 \text{ mol}$

No sal light:

$$n(\text{sódio}) = 184 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad n(\text{cloro}) = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{potássio}) = \frac{249,6}{39} \cdot 10^{-3} = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad n(\text{cloro}) = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{cloro}) = 8 \cdot 10^{-3} + 6,4 \cdot 10^{-3} = 14,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Redução} = 16 \cdot 10^{-3} - 14,4 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cloro}$$

$$\frac{1,6 \cdot 10^{-3}}{16 \cdot 10^{-3}} = 10\%$$

$$1,6 \cdot 10^{-3} \cdot r = 0,10$$

$$r = 10\%$$