

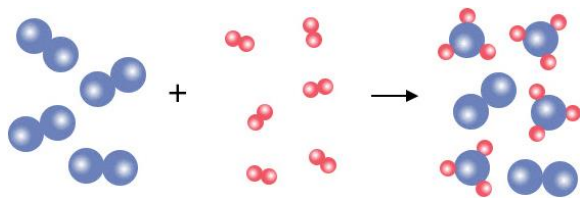
Prof. Marcus Ennes
Prof. Felipe Garcia

Química geral

UNIDADE 21: Estequiometria – Excesso x limitante

Os estudos acerca da estequiometria permitem notar a proporção entre reagentes e produtos, que é regida pela lei das proporções fixas ou lei de Proust. Saber a proporção entre os reagentes permite adotar novas técnicas, sempre visando tirar o melhor proveito possível do processo.

Nem todas as reações ocorrem consumindo totalmente seus reagentes. Uma das estratégias para reações que envolvem dois ou mais reagentes, visando o consumo total do reagente mais caro, é adicionar em excesso os demais reagentes, mais baratos. Com isso o reagente mais caro limitará a ocorrência da reação, isto é, assim que o mesmo acabar, o processo químico cessa.



Reagente em excesso e reagente limitante

Industrialmente as reações químicas geralmente ocorrem em uma escala maior que em laboratório. Muitas vezes os produtos são obtidos na ordem de quilogramas ou até mesmo em toneladas, e o custo dos reagentes é um fator extremamente importante. Se em uma reação química houver mais de um reagente, a

relação entre as quantidades destes reagentes é de fundamental importância, e afetará os gastos da indústria diretamente.

Na reação de produção da amônia (NH_3) por exemplo, temos os reagentes hidrogênio molecular (H_2) e nitrogênio molecular (N_2). Dentre estes reagentes, o nitrogênio molecular é mais barato (cerca de R\$ 9,00/litro) do que o hidrogênio molecular (cerca de R\$ 14,00/litro). As indústrias que produzem amônia, visando otimizar o processo e aumentar o rendimento da reação, utilizam gás nitrogênio em excesso. Com isso o gás hidrogênio é consumido quase que em sua totalidade, otimizando o rendimento da reação.

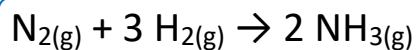
Sempre que houver um reagente em excesso haverá um reagente limitante. Para o exemplo acima o reagente limitante é o hidrogênio molecular, e o reagente em excesso é o nitrogênio molecular. Assim, podemos definir da seguinte maneira:

- **Reagente limitante:** Trata-se da substância que está presente no sistema reacional numa quantidade inferior à necessária para consumir o reagente em excesso. É totalmente consumido, limitando a ocorrência o processo.

- **Reagente em excesso:** Substância que está presente em uma quantidade superior à necessária para consumir todo o reagente limitante. Não será totalmente consumido.

A grande dúvida é a seguinte: “**como identificar no enunciado de um exercício que se trata de uma questão de reagente em excesso e limitante?**” Geralmente, as questões que envolvem esse conceito irão fornecer dados relativos à duas quantidades de reagentes. Por exemplo, número de mols de um reagente e a massa de outro, ou até mesmo a massa de dois dos reagentes envolvidos no processo. Sempre que isso acontecer, desconfie de que um dos dois reagentes em questão estará em excesso. Primeiro, cabe a nós descobrir qual dos reagentes está em excesso e, em sequência, trabalhar com o dado do reagente limitante, para saber qual será a quantidade de produto formado, como podemos ver no exemplo a seguir:

Exemplo 1: O processo industrial de síntese da amônia é também conhecido como processo Haber-Bosch, e pode ser representado a partir da seguinte equação:



Em um teste laboratorial, colocou-se 140 g de nitrogênio gasoso (N_2) para reagir com 50 g de H_2 . De posse dos dados fornecidos, determine qual será o volume de amônia (NH_3) formada, supondo que o volume gasoso seja medido nas CNTP e que o processo ocorra com 100% de rendimento.

Massas molares (g/mol): $\text{N}_2 = 28$; $\text{H}_2 = 2$; $\text{NH}_3 = 17$,

Resolução: Como foram fornecidas duas quantidades relativas aos reagentes, primeiro, devemos identificar qual dos dois estará em excesso. Assim, escolhe-se um dos dados fornecidos sobre os componentes para simplesmente ser omitido dessa primeira regra de três. Independente de qual seja o dado omitido, o resultado obtido por meio da estequiometria deve ser interpretado corretamente e dar o direcionamento para o próximo passo. Vamos ver quais seriam as duas possibilidades:

- **Omitindo-se a quantidade fornecida de H_2 :**

$$\begin{array}{rcl} 28 \text{ g N}_2 & - & 3 \cdot 2 \text{ g H}_2 \\ 140 \text{ g N}_2 & - & X \text{ g H}_2 \end{array}$$
$$X = \frac{140 \cdot 3 \cdot 2}{28} = 30 \text{ g H}_2$$

Ou seja, para consumo total dos 140 g de N_2 que foram utilizados no processo, são necessários 30 g de H_2 . Porém, como pode ser visto no enunciado, são utilizados 50g de H_2 , o que leva à conclusão de que há 20g de H_2 a mais se comparado com a quantidade necessária para consumo total do N_2 . Assim, podemos concluir que:

- **Reagente limitante: N_2**

- **Reagente em excesso: H_2**

Agora, caso fosse escolhido o N_2 para ser omitido, teríamos o seguinte raciocínio:

- **Omitindo-se a quantidade fornecida de N_2 :**

$$\begin{array}{rcl} 28 \text{ g N}_2 & - & 3 \cdot 2 \text{ g H}_2 \\ Y \text{ g N}_2 & - & 50 \text{ g H}_2 \end{array}$$
$$Y = \frac{50 \cdot 28}{3 \cdot 2} = 233,3 \text{ g N}_2$$

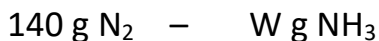
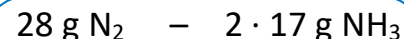
Ou seja, para o consumo de todo o H_2 contido no sistema reacional, seria necessária uma quantidade de N_2 de 233,3 g, que é maior do que a quantidade de fato utilizada (140g N_2), assim, está “faltando” N_2 , ou seja, não haverá N_2 suficiente para consumir todo o H_2 contido no sistema em questão, chegando-se, mais uma vez, a mesma conclusão anterior:

- **Reagente limitante: N_2**

- **Reagente em excesso: H_2**

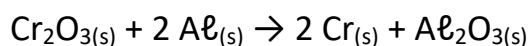
Independente de qual seja a substância omitida, cabe a nós realizar a interpretação correta do problema. Feito isso, podemos passar para a parte seguinte, para descobrir a quantidade de

produto formado. Vale frisar que o método adotado será de **sempre trabalhar-se com o dado do reagente limitante**. Assim, teremos:



$$X = \frac{140 \cdot 17}{28} = 170 \text{ g NH}_3$$

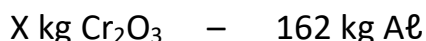
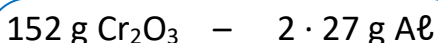
Exemplo 2: O cromo metálico pode ser produzido por meio da reação representada pela seguinte equação:



Uma amostra contendo 304 kg de Cr_2O_3 puro reagiu com 162 kg de alumínio. Com base nas informações, determine qual será a massa de Al_2O_3 formado.

Massas molares (g/mol): $\text{Cr}_2\text{O}_3 = 152$; $\text{Al} = 27$; $\text{Cr} = 52$.

Resolução: Primeiramente, deve-se descobrir qual dos reagentes está em excesso. Assim, vamos, inicialmente, desprezar o dado do Cr_2O_3 para fins de cálculo. Assim, teremos:



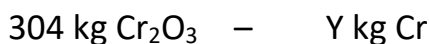
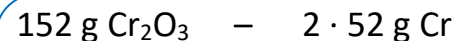
$$X = \frac{162 \cdot 152}{2 \cdot 27} = 456 \text{ kg Cr}_2\text{O}_3$$

Assim, o resultado nos permite concluir que, para consumo total dos 162 kg de Al que foram utilizados no sistema, são necessários 456 kg de Cr_2O_3 , o que é uma quantidade superior a que foi de fato adicionada ao sistema (304 kg). Assim podemos chegar à seguinte conclusão:

- **Reagente limitante:** Cr_2O_3

- **Reagente em excesso:** Al

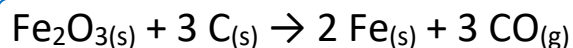
Assim, para fins de cálculo, utilizaremos o dado do reagente limitante. Teremos:



$$X = \frac{304 \cdot 2 \cdot 52}{152} = 208 \text{ kg Cr}$$

No próximo exemplo, será trabalhado uma questão com dois comandos: determinar-se a quantidade de reagente em excesso e quantidade de produto formado.

Exemplo 3: Em um sistema fechado, colocou-se 480 g de Fe_2O_3 para reagir com 600 g de C. Os compostos em questão reagem de acordo com a seguinte equação:



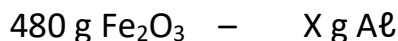
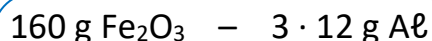
Supondo-se que o processo ocorreu com 100% de rendimento, determine:

- A quantidade em massa de reagente em excesso contida no sistema.
- O volume de $\text{CO}(g)$ formado, supondo que o gás formado esteja nas CNTP.

Massas Molares (g/mol): $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160$ C = 12

Volume molar (CNTP) = 22,4 L

Resolução: a) Primeiro, devemos encontrar qual dos reagentes está em excesso. Vamos começar então omitindo o dado do C. Assim, teremos:



$$X = \frac{480 \cdot 3 \cdot 12}{160} = 108 \text{ g C}$$

De posse do resultado obtido, podemos perceber que a quantidade de Fe_2O_3 presente no sistema (480 g) é suficiente para consumir apenas 108 g dos 600 g de carbono (C) presentes no sistema. Sendo assim, podemos chegar à seguinte conclusão:

- **Reagente limitante:** Cr_2O_3

- **Reagente em excesso:** C

Assim, sabendo-se a quantidade de carbono que foi consumida (108 g) e a quantidade total adicionada, podemos calcular o excesso da seguinte maneira:

$$m_{\text{excesso}} = m_{\text{total}} - m_{\text{consumida}}$$
$$m_{\text{excesso}} = 600 - 108 = 492 \text{ g C}$$

b) Como já sabemos que o reagente limitante é o Fe_2O_3 , devemos agora calcular o volume de CO formado no processo em questão. Assim, teremos:

$$\begin{array}{l} 160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \quad - \quad 3 \cdot 22,4 \text{ L CO} \\ 480 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \quad - \quad \quad Y \text{ L CO} \end{array}$$
$$X = \frac{480 \cdot 3 \cdot 22,4}{160} = 201,6 \text{ L CO}$$

NOTAS:



ATIVIDADES PROPOSTAS

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

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

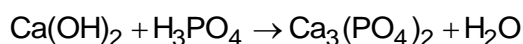
USBERCO, João e SALVADOR, Edgard. *Química*, Vol. 1: Química Geral. 14ª ed. Reform - São Paulo: Ed. Saraiva, 2009, pág. 517.

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

Dado: massa atômica do H = 1u; O = 16u;
Na = 23u; Cl = 35,5u.

- a) 52,4 g.
- b) 230,2 g.
- c) 384,7 g.
- d) 122,5 g.
- e) 77,3 g.

2) Na reação de neutralização, representada pela equação **não balanceada**, quando são misturados 444 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e 294 g de H_3PO_4 .

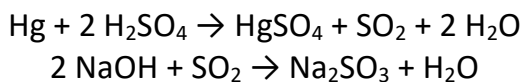


Dados: Massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\text{H}_2\text{O} = 18$, $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74$, $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98$ e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310$.

É **INCORRETO** afirmar que

- a) o hidróxido de cálcio encontra-se em excesso.
- b) são formados 162 g de água.
- c) a reação produz 465 g de fosfato de cálcio.
- d) permaneceram sem reagir 74 g de hidróxido de cálcio.
- e) o ácido fosfórico é o reagente limitante.

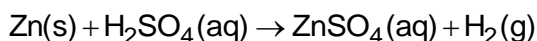
3) A reação do mercúrio metálico com excesso de ácido sulfúrico concentrado a quente produz um gás mais denso do que o ar. Dois terços deste gás são absorvidos e reagem completamente com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, formando 12,6 g de um sal.



Assinale a alternativa que apresenta a massa, em gramas, consumida de ácido sulfúrico:

- a) 18,5
- b) 29,4
- c) 31,9
- d) 40,5
- e) 39,8

4) A obtenção de hidrogênio em laboratório pode ser feita pela reação entre zinco metálico e ácido sulfúrico, representada abaixo:



Considerando rendimento de 100%, a massa, em gramas, de hidrogênio que pode ser obtida pela reação de 130 g de zinco com ácido sulfúrico em excesso é

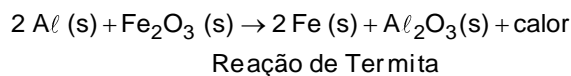
Massas molares em g/mol: Zn = 65; H = 1.

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) 5.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Reações conhecidas pelo nome de Termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias

para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de Termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:



Dados: Massas atômicas (u): Al = 27; Fe = 56; O = 16.

5) Considerando que para a inutilização de uma peça de morteiro seja necessária à produção de 336 g de ferro metálico na alma da peça e admitindo-se o alumínio como reagente limitante e o rendimento da reação de 100% em relação ao alumínio, a proporção em porcentagem de massa de alumínio metálico que deve compor 900 g da mistura de termita é de?

- a) 3%
- b) 18%
- c) 32%
- d) 43%
- e) 56%

6) A evolução dos motores dos automóveis tornou incompatível ao uso do carburador, sendo substituído pelos sistemas de injeção eletrônica, que proporcionam melhor desempenho do motor, menor consumo de combustível e redução no índice de emissão de poluentes. A injeção eletrônica é um sistema de alimentação de combustível e gerenciamento eletrônico do motor de um automóvel. Esse sistema permite um controle eficiente da mistura ar-combustível, o mais próximo da proporção ideal. No consumo de 48 g de gasolina (C₈H₁₈) com 100 g de oxigênio (O₂), pode-se concluir que

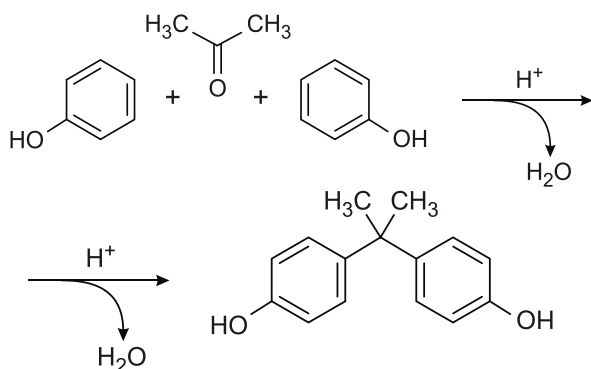
- a) há gasolina em excesso.
- b) há oxigênio em excesso.
- c) na combustão completa há formação do CO.
- d) há formação de 5 mols de água.

7) Usado em plásticos, bisfenol-A pode alterar comportamento humano

O bisfenol-A é empregado amplamente por indústrias do mundo todo para a fabricação de plásticos e resinas. Além das mamadeiras, os produtos que contêm bisfenol-A incluem resinas dentárias, lentes de contato, CDs e DVDs e o revestimento interno de latas de refrigerante ou outras bebidas.

O grande problema da molécula e de seus derivados é o fato de organismos de vertebrados “interpretarem” essas substâncias como hormônios sexuais, implicando em ampla gama de problemas ligados à overdose de bisfenol-A.

O bisfenol-A é preparado pela condensação, catalisada por um ácido, da propanona com fenol, descrita abaixo. Tipicamente, um grande excesso de fenol costuma ser usado para garantir a condensação completa.



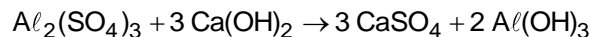
Considerando a equação química dada e supondo um rendimento total do processo, ao reagirem 1160 g de propanona com 7520 g de fenol, a massa obtida do bisfenol-A, será de

Dados: Massas molares (g/mol) propanona = 58, fenol = 94 e bisfenol-A = 228.

- a) 2,28 kg.
- b) 4,56 kg.
- c) 9,12 kg.
- d) 8,04 kg.
- e) 13,02 kg.

8) A remoção de impurezas contidas na água turva da piscina de um condomínio deve ser

realizada com adição de sulfato de alumínio, seguida pela adição de hidróxido de cálcio. Com isso, forma-se uma substância gelatinosa que se deposita no fundo do tanque, com todas as impurezas. A reação química é descrita pela equação:



Para limpar essa piscina, o condomínio utiliza 500 g de sulfato de alumínio e 500 g de hidróxido de cálcio. Qual o reagente limitante da reação e quanto de hidróxido de alumínio é formado?

Dados de massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Al = 27; S = 32; Ca = 40.

- a) Hidróxido de cálcio; 228 g de $Al(OH)_3$
- b) Hidróxido de cálcio; 351,3 g de $Al(OH)_3$
- c) Sulfato de cálcio; 500 g de $Al(OH)_3$
- d) Sulfato de alumínio; 228 g de $Al(OH)_3$
- e) Sulfato de alumínio; 351,3 g de $Al(OH)_3$

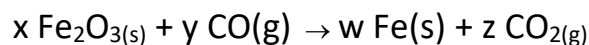
9) As pérolas contêm, majoritariamente, entre diversas outras substâncias, carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Para obtenção de uma pérola artificial composta exclusivamente de $CaCO_3$, um analista, inicialmente, misturou 22 g de CO_2 e 40 g de CaO .

Dadas as massas atômicas: C = 12; O = 16 e Ca = 40.

Nesse sentido, conclui-se que o reagente limitante e a massa em excesso presente nessa reação são, respectivamente,

- a) CO_2 e 22 g
- b) CaO e 10 g
- c) CO_2 e 12 g
- d) CaO e 20 g
- e) CO_2 e 8 g

10) O ferro metálico pode ser produzido a partir da reação do Fe_2O_3 com CO de acordo com a seguinte equação química não balanceada:



Considere a reação completa entre 1,60 g de Fe_2O_3 e 3,00 g de CO e assinale a alternativa correta.

- a) O reagente limitante desta reação é o monóxido de carbono.
- b) A quantidade máxima de ferro metálico produzida será de aproximadamente 1,12 g.
- c) Após a reação se completar, restará 0,58 g de monóxido de carbono no meio reacional.
- d) A quantidade máxima de dióxido de carbono produzida será de aproximadamente 4,60 g.
- e) Se o rendimento for de 80%, serão produzidos aproximadamente 2,50 g de ferro metálico.

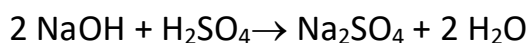
11) Um químico deseja preparar hidrazina (N_2H_4) através da reação de 3,6 mol de NH_3 com 1,5 mol de OCI^- . A reação química é dada pela equação:



O número de mols de hidrazina obtido é

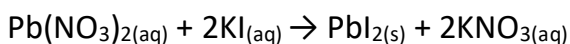
- a) 1,5.
- b) 1,8.
- c) 2,1.
- d) 3,6.
- e) 5,1.

12) Qual a massa do sal Na_2SO_4 obtido entre a reação de 10 g de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ com 20 g de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$?



- a) 98,00 g
- b) 12,50 g
- c) 28,90 g
- d) 17,75 g
- e) 80,00 g

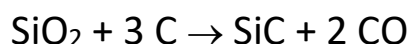
13) O iodeto de potássio reage com nitrato de chumbo segundo a equação abaixo:



Sabendo que em um recipiente foram colocados para reagir, em solução aquosa, 5 mols de nitrato de chumbo e 2,0 kg de iodeto de potássio, assinale a afirmativa INCORRETA:

- a) Cada 5,0 mols de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ reagem com 1660 g de KI.
- b) Cada 5,0 mols de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ produzem 2305 g de PbI_2 .
- c) Serão formados 1 mol de PbI_2 e 2 mols de KNO_3 .
- d) Completada a reação, sobrarão 340 g de KI.
- e) Cada 5,0 mols de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ formarão 5,0 mols de PbI_2 e 10 mols de KNO_3 .

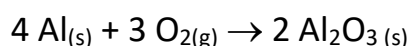
14) Quando se aquece uma mistura de dióxido de silício e carbono, ambos sólidos, eles reagem para formar carbeto de silício SiC e monóxido de carbono gasoso. Quando forem usados 75 g de SiO_2 e 112,0 g de C, a massa de SiC obtida será:



Dados: Si = 28; O = 16; C = 12.

- a) 40 g
- b) 50 g
- c) 60 g
- d) 80 g
- e) 100g

15) O alumínio (Al) reage com o oxigênio (O_2) de acordo com a equação química balanceada, a seguir:

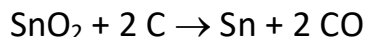


A massa, em gramas, de óxido de alumínio (Al_2O_3) produzida pela reação de 9,0 g de alumínio com 16 g de oxigênio é:

- a) 17
- b) 34
- c) 8,5
- d) 9,0
- e) 27

16) O estanho é usado na composição de ligas metálicas como bronze (Sn-Cu) e solda metálica (Sn-Pb). O estanho metálico pode ser obtido pela reação do minério cassiterita (SnO_2) com carbono, produzindo também monóxido de carbono. Supondo que o minério seja puro e o rendimento da reação seja de 100%, a massa,

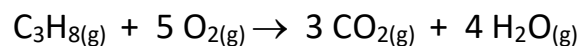
em quilogramas, de estanho produzida a partir de 453 kg de cassiterita com 96 kg de carbono é:



Dados: Sn = 118,7; O = 16; C = 12.

- a) 549.
- b) 476.
- c) 357.
- d) 265.
- e) 119.

17) Estão sendo pesquisados, para uso em veículos automotores, combustíveis alternativos à gasolina, pois eles geram níveis menores de poluentes. O propano foi sugerido como um combustível econômico para veículos. Suponha que, num teste, sejam queimados 22,0 kg de C_3H_8 com 400 kg de ar, produzindo gás carbônico e água conforme a reação:

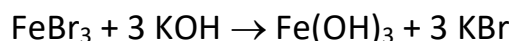


Massas molares em g/mol: $\text{C}_3\text{H}_8 = 44,0$;
 $\text{O}_2 = 32,0$.

Considerando que no ar tem-se 23% em massa de oxigênio, pode-se afirmar que a massa de oxigênio em excesso na reação de combustão do propano é de aproximadamente

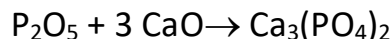
- a) 320 kg.
- b) 92 kg.
- c) 80 kg.
- d) 5 kg.
- e) 12 kg.

18) A quantidade máxima de hidróxido de ferro que se pode preparar a partir de uma mistura de 888g de brometo férrico e 612 g de hidróxido de potássio é:



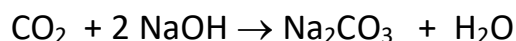
- a) 321g
- b) 1500g
- c) 1070g
- d) 276,0g
- e) 548g

19) Faz-se reagir 25 g de anidrido fosfórico com 25 g óxido de cálcio. A massa de produto formado é, aproximadamente:



- a) 50,0g
- b) 48,7g
- c) 57,0g
- d) 46,1g
- e) 40,5g

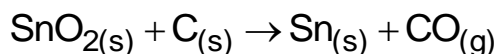
20) A reação completa entre 5,0 g de gás carbônico e 8,0 g de hidróxido de sódio, segundo a equação balanceada:



produz gramas de carbonato de sódio, restando gramas do reagente colocado em excesso. Os números que preenchem corretamente as lacunas são, respectivamente,

- a) 10,0 e 0,6
- b) 2,0 e 1,0
- c) 5,8 e 4,0
- d) 10,0 e 3,0
- e) 10,6 e 0,6

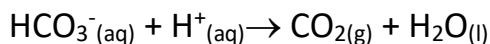
21) A liga de estanho e chumbo (Sn-Pb) é empregada como solda metálica. Para a obtenção de estanho, é necessário extraí-lo da natureza. Uma fonte natural de estanho é o minério cassiterita. A equação química de redução da cassiterita, não balanceada, a estanho metálico é apresentada abaixo.



Reagindo-se 50 kg de carbono com 25 kg de minério cassiterita (100% de pureza) e considerando-se um rendimento de 100%, a massa de estanho produzida será aproximadamente:

- a) 12,5kg
- b) 19,7kg
- c) 25kg
- d) 50kg
- e) 200 kg

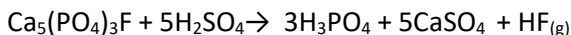
22) A atuação do íon bicarbonato como antiácido pode ser dada pela seguinte equação:



Supondo que 24,4 g de bicarbonato sejam colocados em contato com 2,0 g de íons H^+ , a massa de reagente em excesso e o volume de CO_2 produzido, medido nas CNTP, são respectivamente:

- a) 1,6 g de H^+ em excesso; 8,96 L.
- b) 16 g de HCO_3^- em excesso; 22,4 L.
- c) 10 g de HCO_3^- em excesso; 11,2 L.
- d) 1,2 g de H^+ em excesso; 5,6 L.
- e) 0,8 g de H^+ em excesso; 8,4 L.

23) O ácido fosfórico, H_3PO_4 , pode ser produzido a partir da reação entre a fluoroapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, e o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de acordo com a seguinte equação química:



Considere a reação completa entre 50,4 g de fluoroapatita com 98,12 g de ácido sulfúrico. O reagente limitante da reação em questão e a quantidade máxima de ácido fosfórico produzida são:

- a) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ e 38,6 g
- b) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ e 29,4 g
- c) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ e 14,7 g
- d) H_2SO_4 e 29,4 g
- e) H_2SO_4 e 14,7 g

24) A cisplatina, um complexo inorgânico utilizado no tratamento do câncer de testículos, é preparada através da reação da amônia com o tetracloroplatinato de potássio, segundo a reação:



Ao utilizarem-se 10 g de cada um dos reagentes dados, na preparação desta metalodroga, a quantidade máxima de cisplatina que será formada, o reagente que estará em excesso e a quantidade do reagente em excesso que será consumida são respectivamente:

Massas molares: K_2PtCl_4 – 415 g/mol;
 NH_3 – 17g/mol; $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ – 300g/mol.

- a) 4,78 g; K_2PtCl_4 ; 0,78 g.
- b) 6,24 g; K_2PtCl_4 ; 0,30 g.
- c) 2,41 g; NH_3 ; 0,60 g.
- d) 5,35 g; NH_3 ; 0,41 g.
- e) 7,23 g; NH_3 ; 0,82 g.

25) A combustão do gás metano, CH_4 , tem como produtos CO_2 e H_2O , ambos na fase gasosa. Se 1 L de metano for queimado na presença de 10 L de O_2 , o volume final da mistura resultante, supondo todos os volumes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e comportamento ideal para todos os gases, será:

- a) 10 L.
- b) 11 L.
- c) 12 L.
- d) 13 L.
- e) 14 L.



GABARITOS

1) D

2) D

3) B

4) D

5) B

6) A

7) B

8) D

9) C

10) B

11) A

12) D

13) C

14) B

15) A

16) C

17) E

18) A

19) D

20) E

21) B

22) A

23) B

24) E

25) B