

Casos particulares de estequiometria: reações consecutivas, limitante e excesso

Resumo

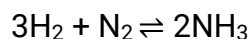
Reação com reagente em excesso ou limitante

Toda reação química ocorre de acordo com a proporção estequiométrica constante, indicada pelos seus coeficientes.

Porém, em alguns casos, teremos um dos reagentes sendo totalmente consumidos e outro com excesso(sobra) no final da reação.

O reagente totalmente consumido neste tipo de reação é chamado reagente limitante. E o reagente com “sobra” será chamado reagente em excesso.

Exemplo 1:



Possui proporção estequiométrica de:



Proporção: 3 : 1 : 2

Se quiser produzir o triplo de NH_3 , precisamos manter a proporção:



Proporção: 9 : 3 : 6

No entanto, se estiver reagindo:



Proporção dada: 6 : 4 : 4 - A reação possui mais N_2 do que o necessário.

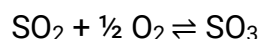
Proporção correta: 6 : 2 : 4

O N_2 está em excesso: 2 mols de excesso

O H_2 é o reagente limitante, pois é totalmente consumido.

Exemplo 2:

Qual o reagente em excesso e qual o reagente limitante quando reagimos 128g de SO_2 com 48g de O_2 . Massa molar: S = 32g/mol, O = 16g/mol.



Possui proporção estequiométrica de:



Proporção em mol: 1 : $\frac{1}{2}$: 1

Proporção em massa: 64g : 16g : 80g

Se quiser reagir 128g de SO₂ com 48g de O₂, precisamos manter a proporção:

64g de SO₂ reage com 16g de O₂

128g (2 x 64) de SO₂ reagiria também com o dobro de O₂, 32g.

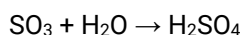
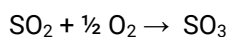
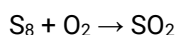
Como se pode observar os 128g de SO₂ reagem, portanto ele é o reagente limitante.

E somente 32g de O₂ precisam reagir para consumir toda a massa de SO₂ e como temos 48g de O₂, 16g do mesmo estão em excesso, ou seja, 16g de O₂ não reagem (sobram).

Reações consecutivas

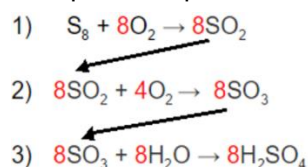
Para que seja possível relacionar substâncias que dão sequência a reações consecutivas, é preciso que haja uma substância comum entre elas. Sendo assim, será possível determinar coeficientes comum entre essas equações.

São reações consecutivas, por exemplo:



Nota-se que o SO₂ é comum a equação 1 e 2, e o SO₃ é comum a equação 2 e 3. Sendo possível criar uma relação entre as três equações.

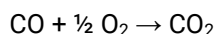
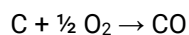
Sendo assim, para cada 8 mols de S₈ pode-se produzir quantos mols de H₂SO₄?



Pode-se produzir 8 mols de H₂SO₄ a partir de 1 mol de S₈

Exemplo:

Qual a massa de CO₂ produzida pela queima de 36g de C com excesso de O₂.



Pela estequiometria da reação sabemos que:

12g de C produz 28g de CO, e 28g de CO produz 44g de CO₂.

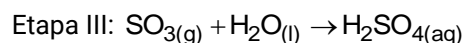
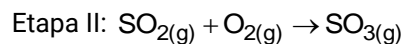
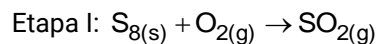
Logo,

36g (3 x 12g) de C produz 84g (3 x 28g) de CO, e 84g de CO produz 144g (3 x 44g) de CO₂. Mantendo assim a proporção existente entre as equações intermediadas pelo CO.

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Exercícios

1. A fabricação industrial do ácido sulfúrico envolve três etapas reacionais consecutivas que estão representadas abaixo pelas equações não balanceadas:



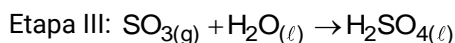
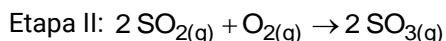
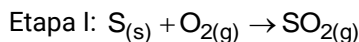
Considerando as etapas citadas e admitindo que o rendimento de cada etapa da obtenção do ácido sulfúrico por esse método é de 100%, então a massa de enxofre ($\text{S}_{8(\text{s})}$) necessária para produzir 49 g de ácido sulfúrico ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$) é:

Dados:

Massas atômicas		
H	S	O
1u	32u	16u

- a) 20,0 g
- b) 18,5 g
- c) 16,0 g
- d) 12,8 g
- e) 32,0 g

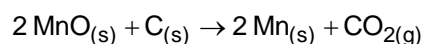
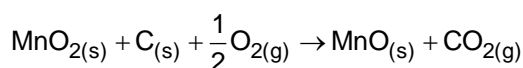
2. A produção industrial do ácido sulfúrico é realizada a partir do enxofre, extraído de jazidas localizadas normalmente em zonas vulcânicas. O enxofre extraído é queimado ao ar atmosférico produzindo o anidrido sulfuroso (etapa I). Após essa reação, o anidrido sulfuroso é oxidado a anidrido sulfúrico, em alta temperatura e presença de um catalisador adequado (etapa II). Em seguida, o anidrido sulfúrico é borbulhado em água, formando o ácido sulfúrico (etapa III). As reações referentes a cada uma das etapas do processo encontram-se abaixo equacionadas:



Desse modo, ao serem extraídos 200,0 kg de enxofre com 80% de pureza de uma jazida, considerando-se que o rendimento global do processo seja de 90%, a massa máxima de ácido sulfúrico que pode ser produzida será de

Dados: massas molares (g/mol): H = 1, O = 16 e S = 32.

- a) 612,5 kg.
b) 551,2 kg.
c) 490,0 kg.
d) 441,0 kg.
e) 200,0 kg.
3. O manganês utilizado na indústria siderúrgica na fabricação de ferroligas é obtido em um processo, cujo rendimento global apresenta 60%, no qual a pirolusita (MnO_2), com pureza de 43,5%, é tratada com carvão coque e ar atmosférico, formando o monóxido de manganês. Em uma segunda etapa, o manganês contido no monóxido continua sendo reduzido, formando, por fim, o manganês metálico, de acordo com as equações abaixo:



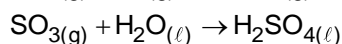
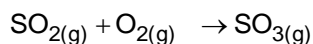
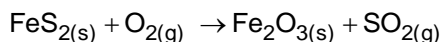
Considerando as informações anteriores, como também as duas etapas do processo, afirma-se que a massa de manganês formada, a partir de 8 toneladas de pirolusita, é igual a

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) O = 16 e Mn = 55

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

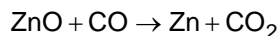
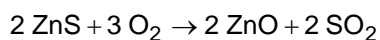
4. Ustulação é a queima de sulfetos, compostos normalmente metálicos, ocorrendo em fornos especiais com passagem contínua de corrente de ar quente. A ustulação de um sulfeto, cujo ânion provém de um metal de baixa reatividade química, dá origem ao respectivo metal, com desprendimento de gás. É um processo utilizado para a obtenção de metais como chumbo, cobre e prata, por exemplo. Uma importante ustulação é a envolvida na produção do ácido sulfúrico concentrado através da queima de minérios de enxofre, na presença de corrente de ar, com a presença da pirita ($\text{FeS}_{2(s)}$). A seguir, temos as etapas envolvidas na reação química não balanceada.

Analisando o texto e a reação, assinale a alternativa **CORRETA**.



Dados: Fe = 56; S = 32.

- a) O íon ferro, presente na pirita, possui subnível mais energético $3d^4$.
- b) O trióxido de enxofre, presente na reação e também na chuva ácida, pode ser denominado de anidrido sulfuroso.
- c) O ácido sulfúrico possui caráter covalente, sendo totalmente insolúvel em água.
- d) Considerando-se os metais nobres mencionados no texto, seria impossível armazenar um artefato confeccionado com o metal prata em uma solução de ácido sulfúrico.
- e) Utilizando-se 1 kg de pirita, será obtido 1388,33 g de ácido sulfúrico, com um rendimento de 85%.
5. 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:



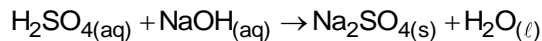
Considere as massas molares: ZnS (97 g/mol); O_2 (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO_2 (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO_2 (44 g/mol); e Zn (65 g/mol).

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

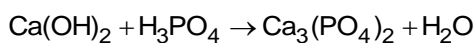
6. Em uma reação entre ácido sulfúrico e hidróxido de sódio, foram misturados 122,5 g de ácido sulfúrico e 130 g de NaOH. Segue a equação não balanceada:



Dados: H = 1; S = 32; O = 16; Na = 23.

Qual o reagente limitante e a massa de NaOH consumida, respectivamente?

- a) NaOH e 50 g
b) NaOH e 100 g
c) H_2SO_4 e 50 g
d) H_2SO_4 e 100 g
e) NaOH e 25 g
7. 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 **CORRETO** afirmar que

- a) o hidróxido de cálcio encontra-se em excesso.
b) são formados 81g de água.
c) a reação produz 232,5g de fosfato de cálcio.
d) permaneceram sem reagir 74 g de hidróxido de cálcio.
e) o ácido fosfórico é o reagente em excesso.

8. O tetróxido de triferro, conhecido como magnetita, material que forma o ímã natural, presente na areia de algumas praias, em bactérias, abelhas, cupins, pombos e até em seres humanos, pode ser obtido, pelo menos teoricamente, pela seguinte reação:

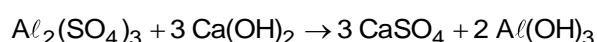


Considerando essa reação, assinale a opção que completa corretamente as lacunas do seguinte enunciado:

“Quando reagirem 32,6 g de Fe com 20 g de água, serão produzidos _____ mol de tetróxido de triferro e o reagente limitante será _____”.

Dados: Fe = 56; O = 16; H = 1.

- a) 0,1; água
 - b) 0,2; água
 - c) 0,1; ferro
 - d) 0,2; ferro
 - e) 0,3; água
9. 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:

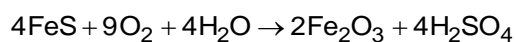


Para limpar essa piscina, o condomínio utiliza 500 g de sulfato de alumínio e 500 g de hidróxido de cálcio. Qual o reagente limitante da reação e quanto de hidróxido de alumínio é formado?

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

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

10. O sulfeto de ferro pode ser usado como matéria prima para produção de ácido sulfúrico como indicado na reação.



Dados: Fe = 56; S = 32.

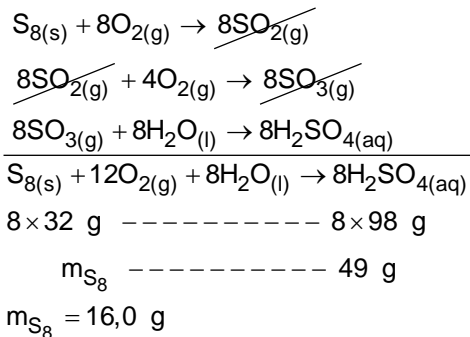
Numa reação completa e com FeS como reagente limitante, a massa desse sulfeto metálico que mais se aproxima da necessária para produzir 10 mol de H_2SO_4 é:

- a) 350 g
- b) 720 g
- c) 880 g
- d) 1260 g
- e) 1440 g

Gabarito

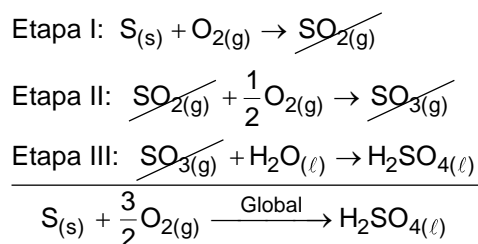
1. C

Teremos:

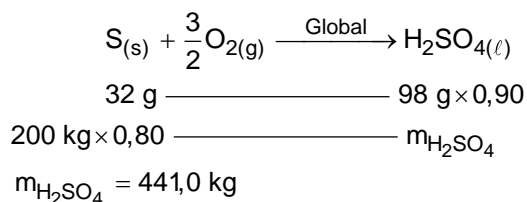


2. D

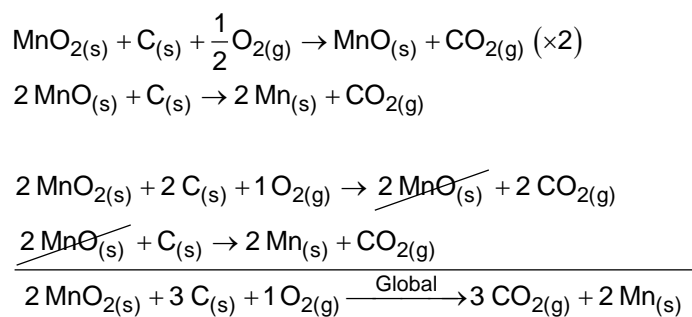
Teremos:



Então,

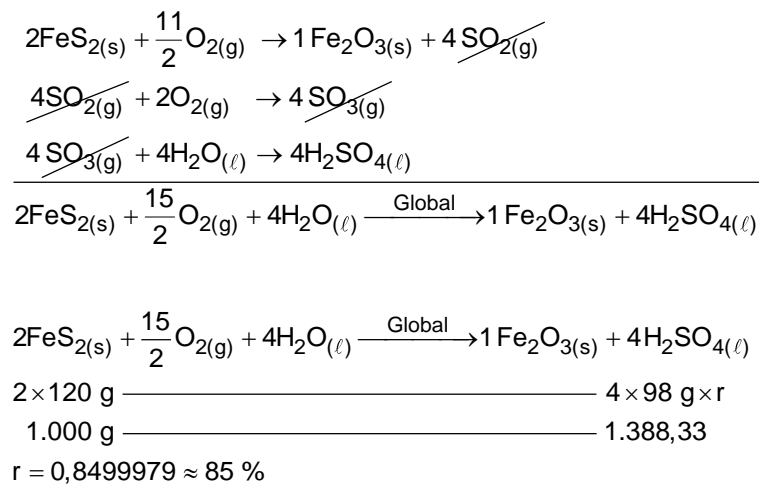


3. D

 $\text{MnO}_2 = 87$; $\text{Mn} = 55$.

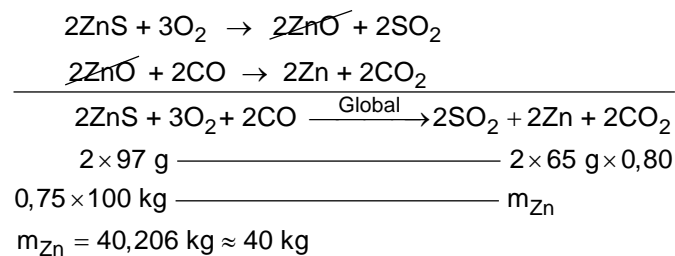
$$\begin{aligned}
 & 2 \text{MnO}_{2(s)} + 3 \text{C}_{(s)} + 1 \text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\text{Global}} 3 \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{Mn}_{(s)} \\
 & 2 \times 87 \text{ g} \xrightarrow{\hspace{10em}} 2 \times 55 \text{ g} \times \frac{60}{100} \\
 & \frac{43,5}{100} \times 8 \times 10^6 \text{ g} \xrightarrow{\hspace{10em}} m_{\text{Mn}} \\
 & m_{\text{Mn}} = \frac{\frac{43,5}{100} \times 8 \times 10^6 \text{ g} \times 2 \times 55 \text{ g} \times \frac{60}{100}}{2 \times 87 \text{ g}} \\
 & m_{\text{Mn}} = 1,32 \times 10^6 \text{ g}
 \end{aligned}$$

4. E



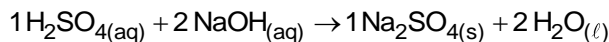
5. C

Teremos:

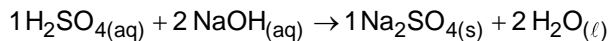


6. D

Balanceando a equação, vem:



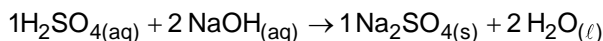
$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98; \text{NaOH} = 40.$$



$$98 \text{ g} \text{ — } 2 \times 40 \text{ g}$$

$$122,5 \text{ g} \text{ — } 130 \text{ g}$$

$$\underbrace{(98 \times 130)}_{12.740} > \underbrace{(40 \times 122,5)}_{4.900}$$



$$98 \text{ g} \text{ — } 2 \times 40 \text{ g}$$

$$\underbrace{122,5 \text{ g}}_{\text{Limitante}} \text{ — } \underbrace{130 \text{ g}}_{\substack{\text{Excesso} \\ \text{de reagente}}} \\ m_{\text{NaOH}}$$

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

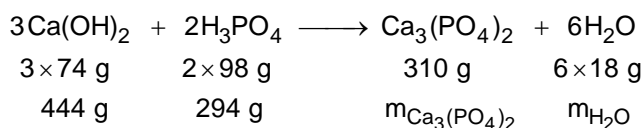
$$m_{\text{NaOH}} = 100 \text{ g}$$

Reagente limitante : H_2SO_4 .

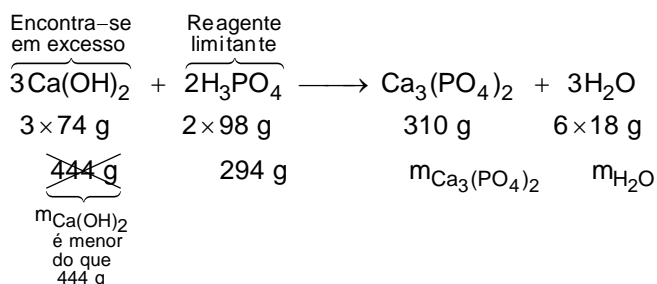
7. D

a) Correto. O hidróxido de cálcio encontra-se em excesso.

Balanceando pelo método das tentativas, vem:



$$\underbrace{3 \times 74 \text{ g} \times 294 \text{ g}}_{65.268} < \underbrace{2 \times 98 \text{ g} \times 444 \text{ g}}_{87.024 \text{ (excesso)}}$$



b) Incorreto. São formados 162 g de água.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{294 \text{ g} \times 6 \times 18 \text{ g}}{2 \times 98 \text{ g}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 162 \text{ g} \text{ (massa de água formada)}$$

- c) Incorreto. A reação produz 465 g de fosfato de cálcio.

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{294 \text{ g} \times 310 \text{ g}}{2 \times 98 \text{ g}}$$

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 465 \text{ g} \text{ (fosfato de cálcio produzido)}$$

- d) Incorreto. Permaneceram sem reagir 111 g de hidróxido de cálcio.

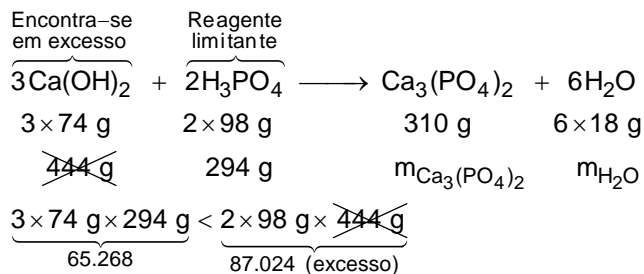
$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} (\text{reage}) = \frac{3 \times 74 \text{ g} \times 294 \text{ g}}{2 \times 98 \text{ g}}$$

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} (\text{reage}) = 333 \text{ g}$$

$$444 \text{ g} - 333 \text{ g} = 111 \text{ g} \text{ em excesso de } m_{\text{Ca}(\text{OH})_2}$$

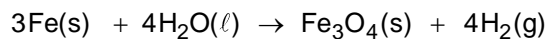
$$111 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ permanecem sem reagir.}$$

- e) Incorreto. O ácido fosfórico é o reagente limitante.



8. D

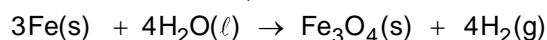
Ferro sólido + água \rightarrow tetróxido de triferro + hidrogênio



$$3 \times 56 \text{ g} \text{ — } 4 \times 18 \text{ g}$$

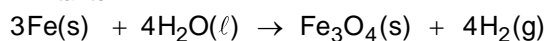
$$32,6 \text{ g} \text{ — } 20 \text{ g}$$

$$\frac{20 \times 3 \times 56}{3.360} > \frac{32,6 \times 4 \times 18}{2.347,2}$$



$$3 \times 56 \text{ g} \text{ — } 4 \times 18 \text{ g}$$

$$\frac{32,6 \text{ g}}{\text{Limitante}} \text{ — } \frac{20 \text{ g}}{\text{Excesso}}$$



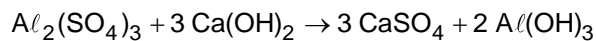
$$3 \times 56 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$32,6 \text{ g} \text{ — } n$$

$$n = 0,194 \text{ mol}$$

$$n \approx 0,2 \text{ mol}$$

9. D

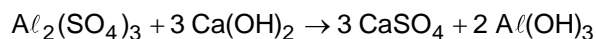


$$342 \text{ g} \text{ ————— } 3 \cdot 74 \text{ g}$$

$$500 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$x = 324,56 \text{ g}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ reagem. Como foram adicionados 500 g dessa base haverá

$(500 \text{ g} - 324,56 \text{ g} = 175,44 \text{ g})$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em excesso e, conseqüentemente, o $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ será o reagente limitante.



$$342 \text{ g} \text{ ————— } 2 \cdot 78 \text{ g}$$

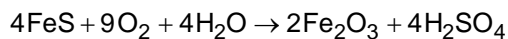
$$500 \text{ g} \text{ ————— } y$$

$$y = 228,01 \text{ g}$$

10. C

Teremos:

$$\text{FeS} = 88 \text{ g/mol}$$



$$4 \times 88 \text{ g} \text{ ————— } 4 \text{ mol}$$

$$m_{\text{FeS}} \text{ ————— } 10 \text{ mol}$$

$$m_{\text{FeS}} = 880 \text{ g}$$