



O primeiro passo é sempre verificar o balanceamento da equação. No caso, a equação já se encontra balanceada. O passo seguinte é entender o que essa equação química informa, ou seja, realizar uma leitura da mesma. Lê-se então, **1 mol de carbono reage com 1 mol de oxigênio molecular formando 1 mol de dióxido de carbono**. A partir desta leitura podemos converter a proporção em número de mols para a unidade que desejarmos, como número de moléculas, de átomos, massa em gramas ou até mesmo em volume, para gases. Para a reação citada anteriormente, as massas molares de carbono (C) e oxigênio (O) são 12 g e 16 g respectivamente. Veja:

Reagem		Formando		
1 mol C	–	1 mol O <sub>2</sub>	–	1 mol CO <sub>2</sub>
6 · 10 <sup>23</sup> átomos C	–	6 · 10 <sup>23</sup> moléculas O <sub>2</sub>	–	6 · 10 <sup>23</sup> moléculas CO <sub>2</sub>
12 g C	–	32 g O <sub>2</sub>	–	44 g CO <sub>2</sub>

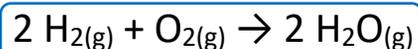
Observe sempre que partimos do número de mols de cada substância separadamente com base no balanceamento e na constante de avogadro ( $N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$ ). Se desejássemos saber, por exemplo, a massa de gás carbônico formada, caso 24 g de carbono (C) reajam, teremos os seguintes cálculos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol C} \quad - \quad 1 \text{ mol CO}_2 \\ 12 \text{ g C} \quad - \quad 44 \text{ g CO}_2 \\ 24 \text{ g C} \quad - \quad X \text{ g CO}_2 \end{array}$$
$$X = \frac{24 \cdot 44}{12} = 88 \text{ g CO}_2$$

Vale frisar que as unidades dos dois lados da regra de três não necessitam ser iguais. Assim, teremos diversas possibilidades para relacionar diferentes grandezas no cálculo estequiométrico, como massa e volume, ou número de mols e massa, por exemplo. Para facilitar a compreensão, alguns tipos de relações serão abordadas através de exemplos práticos.

## Relação mol x mol

Observe a equação química balanceada de formação da água a partir de hidrogênio e oxigênio:



Determine o número de mols de água (H<sub>2</sub>O) formados a partir do consumo de 5 mols de oxigênio gasoso (O<sub>2</sub>).

**Resolução:** Como a equação já se encontra devidamente balanceada, devemos, então, explicitar a proporção entre os compostos que se deseja relacionar no problema.

$$1 \text{ mol O}_2 \quad - \quad 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

De posse da proporção, podemos realizar a regra de três que irá resolver o problema em questão, assim, teremos:

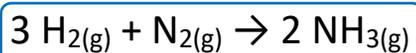
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol O}_2 \quad - \quad 2 \text{ mol H}_2\text{O} \\ 5 \text{ mol O}_2 \quad - \quad X \text{ mol H}_2\text{O} \end{array}$$
$$X = \frac{5 \cdot 2}{1} = 10 \text{ mol H}_2\text{O}$$

## Relação massa x massa

Sempre que o processo envolver quantidades em massa, deve-se, inicialmente, calcular o valor das massas molares de cada uma das substâncias que seja citada em massa no texto da questão, caso o enunciado não forneça os respectivos valores já calculados. Para fins de focar no objetivo do material, todas as massas molares, que seriam calculadas a partir das massas encontradas na tabela periódica, já serão previamente fornecidas no enunciado dos problemas adotados como exemplo.

Sabe-se que o processo de Haber–Bosch é uma importante reação de síntese de amônia (NH<sub>3</sub>),

que pode ser representada pela seguinte equação:



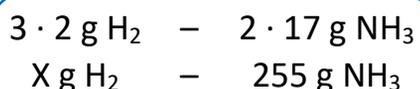
Qual será a massa de hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) necessária para se produzir 255 gramas de amônia ( $\text{NH}_3$ )?

Dados: Massas Molares (g/mol)  $\text{H}_2 = 2$ ;  $\text{NH}_3 = 17$ .

**Resolução:** Como a equação já se encontra devidamente balanceada, devemos, então, explicitar a proporção entre os compostos que se deseja relacionar no problema, assim:



Então, para resolvê-lo, devemos montar a regra de três no seguinte molde: a primeira linha será onde iremos reescrever a proporção, porém utilizando as unidades adequadas de cada uma das substâncias utilizadas, no caso, vamos reescrever 3 mol de hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) em massa e 2 mols de amônia ( $\text{NH}_3$ ) em massa também. Na segunda linha, encontra-se a pergunta do problema, ou seja, quantos gramas de hidrogênio serão necessários para produzir 255 g de amônia. Assim, teremos:

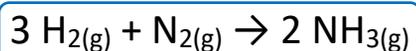


$$X = \frac{255 \cdot 3 \cdot 2}{2 \cdot 17} = 45 \text{ g H}_2$$

### Relação mol x massa

Aqui, teremos uma relação onde só será necessário o uso da massa molar de uma das substâncias, enquanto a outra será utilizada apenas em número de mols.

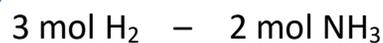
Observe a equação representada a seguir:



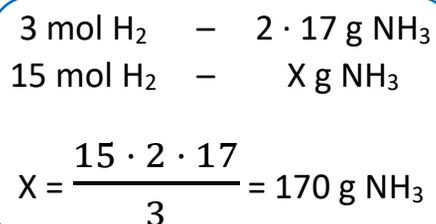
Determine qual será a massa de amônia formada a partir do consumo de 15 mols de hidrogênio.

Dados: Massa molar  $\text{NH}_3 = 17\text{g/mol}$

**Resolução:** Como a equação já se encontra balanceada, vamos à proporção entre as substâncias de interesse:



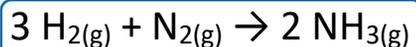
Então, para resolver o problema, devemos montar a regra de três no seguinte molde: mais uma vez, a primeira linha será onde iremos reescrever a proporção, porém utilizando as unidades adequadas de cada uma das substâncias utilizadas, no caso, vamos reescrever 3 mols de hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) em número de mols e 2 mols de amônia ( $\text{NH}_3$ ) em massa. Na segunda linha, encontra-se o questionamento do problema, ou seja, quantos gramas de amônia serão produzidos a partir do consumo de 15 mols de hidrogênio. Assim, teremos:



### Relação massa x volume (gás nas CNTP)

Aqui teremos uma relação onde só será necessário o uso da massa molar de uma das substâncias, enquanto a outra será utilizada considerando-se o seu volume ocupado nas CNTP. A quantidade de 1 mol de um gás ideal, quando submetido às CNTP (condições normais de temperatura e pressão), irá ocupar um volume de aproximadamente 22,4 litros. Note que processo da resolução do problema será bem similar aos já representados anteriormente, porém, mudarão as unidades das quantidades a serem trabalhadas.

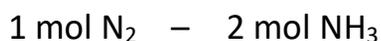
Com base na equação química que representa o processo Haber – Bosch de síntese de amônia (NH<sub>3</sub>):



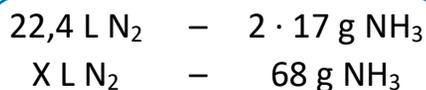
Determine qual será o volume nitrogênio (N<sub>2</sub>) consumido, medido nas CNTP, na formação de 68g de amônia (NH<sub>3</sub>).

Dados: Massa molar NH<sub>3</sub> = 17g/mol

**Resolução:** Como a equação já se encontra balanceada, vamos à proporção entre as substâncias de interesse:



Então, para resolver o problema, devemos montar a regra de três no seguinte molde: a primeira linha, mais uma vez, será onde iremos reescrever a proporção, porém utilizando as unidades adequadas de cada uma das substâncias utilizadas, no caso, vamos reescrever 1 mol de nitrogênio (N<sub>2</sub>) em volume nas cntp e 2 mols de amônia (NH<sub>3</sub>) em massa. Na segunda linha, encontra-se o questionamento do problema, ou seja, qual o volume de N<sub>2</sub> consumido quando são produzidos 68g de amônia. Assim, teremos:

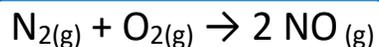


$$X = \frac{68 \cdot 22,4}{2 \cdot 17} = 44,8 \text{ L NH}_3$$

### Relação mol x volume (gás nas CNTP)

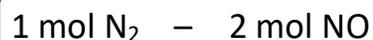
Aqui, teremos uma relação onde só será necessário o uso do número de mols de uma das espécies e do volume de outra, não sendo necessário o cálculo da massa molar de nenhuma das espécies.

Com base na reação de síntese do óxido nítrico a partir de nitrogênio e oxigênio gasosos, representada pela equação a seguir:



Determine o volume de óxido nítrico (NO) formado a partir do consumo de 5 mols de nitrogênio (N<sub>2</sub>), supondo-se que o processo ocorra com todos os gases submetidos às CNTP.

**Resolução:** Como a equação já se encontra balanceada, vamos à proporção entre as substâncias de interesse:



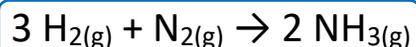
Então, para resolver o problema, vamos reescrever 1 mol de N<sub>2</sub> em número de mols e 2 mols de NO em volume nas cntp. Na segunda linha, encontra-se o questionamento do problema, ou seja, qual o volume de NO formado quando são consumidos 5 mols de N<sub>2</sub>. Assim, teremos:

$$1 \text{ mol N}_2 \quad - \quad 2 \cdot 22,4 \text{ L NO}$$
$$5 \text{ mol N}_2 \quad - \quad X \text{ L NO}$$
$$X = \frac{5 \cdot 2 \cdot 22,4}{1} = 224 \text{ L NO}$$

### Relação volume x volume (gás nas CNTP)

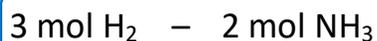
Aqui, teremos uma relação onde só será necessário o uso do volume molar nas cntp das espécies, não sendo necessário, mais uma vez, o cálculo da massa molar de nenhuma das substâncias envolvidas no problema.

Com base na reação de síntese de amônia, representada pela seguinte equação:



Determine o volume de H<sub>2</sub> necessário para formação de 448ℓ de NH<sub>3</sub>, supondo-se que o processo ocorra com todos os gases nas CNTP.

**Resolução:** Como a equação já se encontra balanceada, vamos à proporção entre as substâncias de interesse:



Então, para resolver a questão, vamos reescrever 3 mols de H<sub>2</sub> em volume e 2 mols de NH<sub>3</sub> também em volume nas cntp. Na segunda linha, encontra-se o questionamento do problema, ou seja, qual o volume de H<sub>2</sub> formado quando são consumidos 448ℓ de NH<sub>3</sub>. Assim, teremos:

$$\begin{array}{r} 3 \cdot 22,4 \text{ L H}_2 - 2 \cdot 22,4 \text{ L NH}_3 \\ X \text{ L H}_2 - 448 \text{ L NH}_3 \\ X = \frac{448 \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 22,4} = 672 \text{ L H}_2 \end{array}$$

## NOTAS:



## ATIVIDADES PROPOSTAS

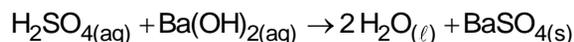
1) O sulfato de bário (BaSO<sub>4</sub>) é indicado como meio de contraste radiopaco nos estudos radiológicos do tubo digestivo (deglutição, esôfago, estômago, duodeno, intestino delgado e intestino grosso). (...)

Nos estudos radiológicos que envolvam o estômago ou o intestino grosso, decorrido algum tempo de exame, a suspensão baritada, em contato com as secreções gástricas, tornam-se um aglomerado em flocos não aderido à mucosa.

Disponível em:

<<http://www.radioinmama.com.br/meioscontraste.html>>. Acesso em: 1 out. 2020. Adaptado.

Deseja-se obter 675 g de BaSO<sub>4</sub> para um determinado exame radiológico do esôfago, segundo a reação:

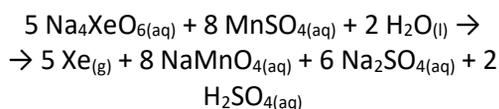


A quantidade de matéria de ácido sulfúrico para gerar 675 g de sulfato de bário, em mol, deverá ser, aproximadamente, de

Dado: BaSO<sub>4</sub> = 233 g · mol<sup>-1</sup>

- a) 0,3
- b) 1,3
- c) 2,9
- d) 0,6
- e) 2,6

2) O ânion perxenato (XeO<sub>6</sub><sup>4-</sup>) é um oxidante muito forte, capaz de oxidar Mn(II) a Mn(VII), conforme a equação química abaixo:



Além disso, o XeO<sub>6</sub><sup>4-</sup> é um oxidante limpo, pois não introduz produtos de redução no meio da reação, uma vez que o xenônio formado está na forma de gás.

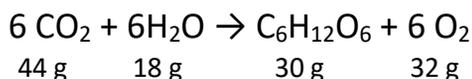
Um experimento foi realizado na temperatura de 300 K e 100 kPa, em que 16 mol de  $\text{MnSO}_4$  foram totalmente oxidados por  $\text{Na}_4\text{XeO}_6$  e todo o gás produzido foi coletado. Nessas condições, o volume de um mol de um gás ideal é igual a 24,9 L.

O volume (em L) de gás coletado nesse experimento foi igual a:

- a) 49,8
- b) 125
- c) 199
- d) 249
- e) 398

3) O ano de 2010 foi o Ano Internacional da Biodiversidade: um alerta ao mundo sobre os riscos da perda irreparável da biodiversidade do planeta; um clamor mundial para a destruição deste imenso patrimônio quimiobiológico. A vida na Terra é uma sequência de reações químicas diversas, com ênfase para as oxidações.

A incorporação do gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), na fotossíntese representada, é um exemplo, onde as substâncias interagem numa proporção constante.



De acordo com essa proporção, se uma planta absorver 66 g de  $\text{CO}_2$ , a quantidade de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) produzida, em gramas, será:

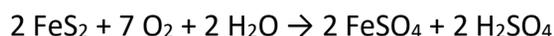
- a) 50
- b) 48
- c) 40
- d) 43
- e) 45

4) Uma forma de reduzir a poluição atmosférica provocada pelo gás dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ), produzido em certas atividades industriais, é realizar a lavagem dos gases de exaustão com uma suspensão aquosa de cal hidratada [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ]. Com isso, ocorre uma reação química em que se formam sulfito de cálcio ( $\text{CaSO}_3$ ) sólido e água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) líquida, evitando a emissão do poluente para o ar.

Considerando que o volume molar de gás nas Condições Ambiente de Temperatura e Pressão (CATP) é igual a 25 L/mol, para cada 1,2 kg de sulfito de cálcio formado, o volume de dióxido de enxofre, medido nessas condições, que deixa de ser emitido para a atmosfera é de:

- a) 250 L
- b) 125 L
- c) 12,5 L
- d) 25 L
- e) 1250 L

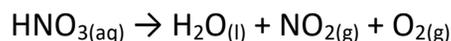
5) Em águas naturais, a acidez mineral pode ser formada através da oxidação de sulfetos, como indica a equação química a seguir:



Em uma amostra de água retirada de um rio, foi encontrada uma concentração de  $\text{FeSO}_4$  igual a 0,02 mol/L. Nesse rio, a massa de  $\text{FeS}_2$  dissolvida por litro de água era igual a:

- a) 0,48 g
- b) 0,24 g
- c) 0,12 g
- d) 2,4 g
- e) 1,2 g

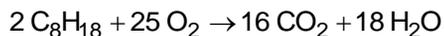
6) A decomposição térmica do ácido nítrico na presença de luz libera  $\text{NO}_2$  de acordo com a seguinte reação (não balanceada).



Assinale a alternativa que apresenta o volume de gás liberado, nas CNTP, quando 6,3 g de  $\text{HNO}_3$  são decompostos termicamente.

- a) 2,24 L
- b) 2,80 L
- c) 4,48 L
- d) 6,30 L
- e) 22,4 L

7) A gasolina é um combustível constituído de uma mistura de diversos hidrocarbonetos, que, em média, pode ser representada pelo octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Abaixo é apresentada a equação química do processo de queima da gasolina no motor de um veículo.

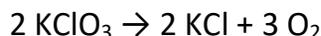


A massa aproximada de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) produzida na queima de 114,0 kg de gasolina, admitindo reação completa e a gasolina como octano, está expressa no item

Dados: Massas molares:  $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114,0 \text{ g/mol}$ ;  $\text{CO}_2 = 44,0 \text{ g/mol}$ .

- a) 3,52 g.
- b) 352 g.
- c) 3,52 kg.
- d) 352 kg.
- e) 352000 kg.

8) O oxigênio é o produto gasoso da reação de decomposição do clorato de potássio ( $\text{KClO}_3$ ), de acordo com a equação:



A quantidade de mol de gás oxigênio produzido na decomposição de 0,5 mol de clorato de potássio é igual a:

- a) 75 mol
- b) 0,10 mol
- c) 0,75 mol
- d) 1 mol
- e) 2 mol

9) O alumínio metálico reage com o óxido de ferro,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , segundo a equação não balanceada:

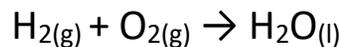


Essa reação é altamente exotérmica, chegando a fundir o ferro que é formado e, por isso, ela é utilizada para soldas. Partindo-se de 640 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e supondo a reação completa, a quantidade, em gramas de ferro líquido formada é de:

Massas molares (g/mol): Fe - 56; Al - 27; O - 16

- a) 224.
- b) 43.
- c) 896.
- d) 448.

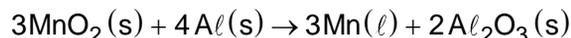
10) Células a combustível de hidrogênio-oxigênio são usadas no ônibus espacial para fornecer eletricidade e água potável para o suporte da vida. Sabendo que a reação da célula ocorre conforme reação não balanceada:



Qual é o número de mols de água formado na reação de 0,25 mol de oxigênio gasoso com hidrogênio suficiente?

- a) 0,25 mol
- b) 0,5 mol
- c) 0,75 mol
- d) 1 mol

11) O metal manganês, empregado na obtenção de ligas metálicas, pode ser obtido no estado líquido, a partir do mineral pirolusita,  $\text{MnO}_2$ , pela reação representada por:

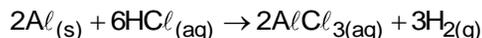


Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, a massa de alumínio, em quilogramas, que deve reagir completamente para a obtenção de 165 kg de manganês, é

Massas molares em g/mol: Al = 27; Mn = 55; O = 16.

- a) 54.
- b) 108.
- c) 192.
- d) 221.
- e) 310.

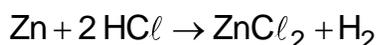
12) O alumínio tem um largo emprego no mundo moderno, como, por exemplo, em latas de refrigerante, utensílios de cozinha, embalagens, na construção civil, etc. Esse metal de grande importância possui caráter anfótero, que, colocado em ácido clorídrico ou em uma solução aquosa de hidróxido de sódio concentrado, é capaz de reagir, liberando grande quantidade de calor. Uma latinha de refrigerante vazia pesa, em média, 13,5 g. Uma experiência com cinco latinhas foi realizada em um laboratório para testar sua durabilidade como indicado na reação a seguir.



O volume, em litros, de gás hidrogênio produzido sob temperatura de 0°C e pressão de 1 atm é de

- a) 11,2
- b) 16,8
- c) 84
- d) 28
- e) 56

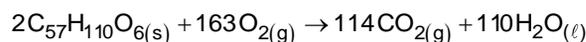
13) Um experimento clássico em aulas práticas de Química consiste em mergulhar pastilhas de zinco em solução de ácido clorídrico. Através desse procedimento, pode-se observar a formação de pequenas bolhas, devido à liberação de hidrogênio gasoso, conforme representado na reação ajustada abaixo.



Ao realizar esse experimento, um aluno submeteu 2 g de pastilhas de zinco a um tratamento com ácido clorídrico em excesso. Com base nesses dados, é correto afirmar que, no experimento realizado pelo aluno, as bolhas formadas liberaram uma quantidade de gás hidrogênio de, aproximadamente,

- a) 0,01 mols.
- b) 0,02 mols.
- c) 0,03 mols.
- d) 0,06 mols.
- e) 0,10 mols.

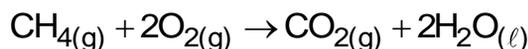
14) Os camelos armazenam em suas corcovas gordura sob a forma de triestearina ( $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ ). Quando essa gordura é metabolizada, ela serve como fonte de energia e água para o animal. Esse processo pode ser simplificada representado pela seguinte equação química balanceada:



Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, qual será a massa de água que pode ser obtida a partir da metabolização de 1 mol de triestearina?

- a) 55g.
- b) 110g.
- c) 890g.
- d) 990g.
- e) 1kg.

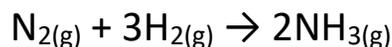
15) O GNV (Gás Natural Veicular) é composto principalmente de metano. A reação de combustão do metano pode ser descrita como



Na combustão de 160 g de metano

- a) são consumidos 640 l de oxigênio nas CNTP.
- b) são formados 36 g de água.
- c) são formados 440 g de  $\text{CO}_2$ .
- d) são liberados na atmosfera 44 l de  $\text{CO}_2$ .
- e) a massa total de produtos formados será de 224 g.

16) Sabe-se que o processo de Haber – Bosch é uma importante reação de síntese de amônia ( $\text{NH}_3$ ), que pode ser representada pela seguinte equação:



Determine qual será o volume de amônia, medido nas cntp, em metros cúbicos, formado a partir do consumo de 180 kg de hidrogênio.

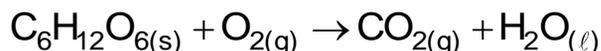
Dados: Massa molar  $\text{H}_2 = 2\text{g/mol}$

- a) 627  $\text{m}^3$
- b) 672  $\text{m}^3$
- c) 1344  $\text{m}^3$
- d) 2016  $\text{m}^3$
- e) 2688  $\text{m}^3$

17) “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma” é a definição do químico francês **Antoine Lavoisier** (1743-1794) para sua teoria de conservação da matéria. Ele descobriu que a combustão de uma matéria só acontece com o oxigênio, contrariando a teoria do alemão Stahl. O hábito de sempre pesar na balança tudo o que analisava levou Lavoisier a descobrir que a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos de uma

reação e, assim, a criar a Lei de Conservação das Massas.

Considere a reação não balanceada a seguir:

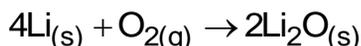


Com base nos ensinamentos de Lavoisier, pode-se afirmar que para reagir com 25,0 g de glicose

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

- a) são necessárias 15,0 de  $\text{CO}_2$ .
- b) são produzidas 36,7 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .
- c) são necessárias 32,0 g de  $\text{O}_2$ .
- d) são produzidas 44,0 g de  $\text{CO}_2$ .
- e) são necessárias 26,7 g de  $\text{O}_2$ .

18) O Óxido de lítio pode ser preparado segundo a reação expressa pela seguinte equação química:



Qual será a quantidade de  $\text{Li}_2\text{O}$  produzida em gramas partindo-se de 14 g de lítio sólido?

- a) 30
- b) 20
- c) 16
- d) 10
- e) 8

19) Pesquisadores conseguiram produzir grafita magnética por um processo inédito em forno com atmosfera controlada e em temperaturas elevadas. No forno são colocados grafita comercial em pó e óxido metálico, tal como  $\text{CuO}$ . Nessas condições, o óxido é reduzido e ocorre a oxidação da grafita, com a introdução de pequenos defeitos, dando origem à propriedade magnética do material.

Considerando o processo descrito com um rendimento de 100%, 8 g de  $\text{CuO}$  produzirão uma massa de  $\text{CO}_2$  igual a

Dados: Massa molar em g/mol: C = 12; O = 16; Cu = 64.

- a) 2,2g.
- b) 2,8g.
- c) 3,7g.

- d) 4,4g.
- e) 5,5g.

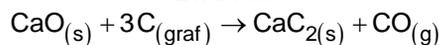
20) O etino, também conhecido como acetileno, é um alcino muito importante na Química. Esse composto possui várias aplicações, dentre elas o uso como gás de maçarico oxiacetilênico, cuja chama azul atinge temperaturas em torno de  $3000^\circ\text{C}$ .

A produção industrial do gás etino está representada, abaixo, em três etapas, conforme as equações balanceadas:

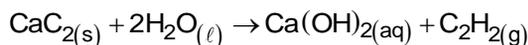
ETAPA I



ETAPA II



ETAPA III



Considerando as etapas citadas e admitindo que o rendimento de cada etapa da obtenção do gás etino por esse método é de 100%, então a massa de carbonato de cálcio  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  necessária para produzir 5,2 g do gás etino ( $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ ) é:

Massas Molares (g/mol)

H = 1      C = 12      O = 16      Ca = 40

- a) 20,0 g
- b) 18,5 g
- c) 16,0 g
- d) 26,0 g
- e) 28,0 g



## GABARITOS

1) C

2) D

3) E

4) A

5) D

6) B

7) D

8) C

9) D

10) B

11) B

12) C

13) C

14) D

15) C

16) C

17) E

18) A

19) A

20) A