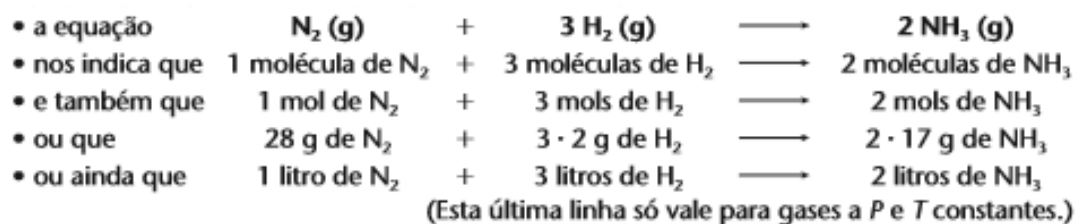


## Estequiometria

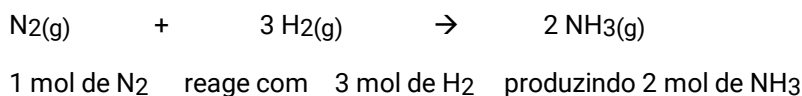
### Resumo

Cálculo estequiométrico ou estequiometria é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas baseados nas leis ponderais e proporções químicas.

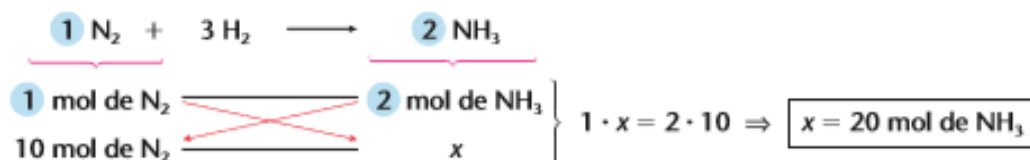
Na estequiometria temos que estar cientes das informações quantitativas que uma reação química pode representar, por exemplo:



De acordo com as leis das reações, as proporções acima são constantes, e isso permite que eu monte uma regra de três para calcular as quantidades envolvidas numa reação genérica. Por exemplo:

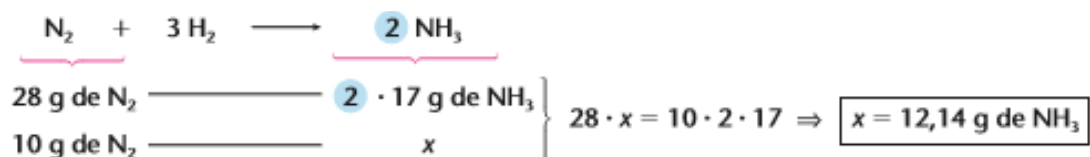


Sendo assim, caso eu queira saber quantos mol de amônia eu produzo com 10 mol de  $\text{N}_2$  basta eu montar uma regra de simples partindo da reação dada e relacionando o dado da questão(10 mol) com o X.



Portanto, se eu sei que 1 mol de  $\text{N}_2$  produzem 2 mol de  $\text{NH}_3$  eu posso chegar a conclusão que com 10 mol de  $\text{N}_2$  eu produzo 20 mol de  $\text{NH}_3$ .

Analogamente podemos utilizar qualquer uma das unidades apresentadas como dados ta questão, por exemplo usando a massa:



Como 1 mol de  $N_2$  equivale a 28g e produzem 34g de  $NH_3$ , com uma regra de três simples consigo descobrir quanto de  $NH_3$  eu consigo produzir utilizando apenas 10g de  $N_2$ .

Resumindo:

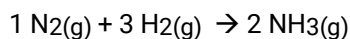
1. Escrever a equação química mencionada no problema.
2. Balancear ou acertar os coeficientes dessa equação (lembre-se de que os coeficientes indicam a proporção em mols existente entre os participantes da reação).
3. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em mols, conforme as conveniências do problema.

## Casos gerais

### Quando o dado e a pergunta são expressos em massa

Calcular a massa de amônia ( $NH_3$ ) obtida a partir de 3,5 g de nitrogênio gasoso( $N_2$ ) (massas atômicas: N = 14; H = 1).

Resolução:



$$1 \text{ mol de } N_2 = 28g$$

$$2 \text{ mol de } NH_3 = 2 \times 17g(14+3) = 34g, \text{ logo...}$$

$$28g \text{ de } N_2 \text{ ——— } 34g \text{ de } NH_3$$

$$3,5g \text{ de } N_2 \text{ ——— } X \text{ de } NH_3$$

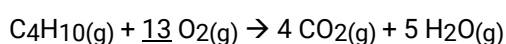
$$X = 4,25g \text{ de } NH_3$$

Neste exemplo, a regra de três obtida da equação foi montada em massa (gramas), pois tanto o dado como a pergunta do problema estão expressos em massa.

### Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume(ou vice-versa)

Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de pressão e temperatura, utilizando de 290 g de gás butano (massas atômicas: C = 12; O = 16; H = 1).

Resolução:



2

Lembrando a definição de Condições Normais de Temperatura e Pressão(P = 1 atm ; T = 0°C):

1 mol de qualquer gás na CNTP ocupam 22,4L.

58g de  $C_4H_{10}$  ——— 4 x 22,4L de  $CO_2$

290g de  $C_4H_{10}$  ——— X

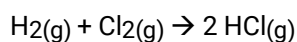
X = 448L de  $CO_2$  (Nas CNTP)

Agora a regra de três é, “de um lado”, em massa (porque o dado foi fornecido em massa) e, “do outro lado”, em volume (porque a pergunta foi feita em volume).

### Quando o dado e a pergunta são expressos em volume

Um volume de 15 L de hidrogênio( $H_2$ ), medido a 15 ° C e 720 mmHg, reage completamente com cloro. Qual é o volume de gás clorídrico( $HCl$ ) produzido na mesma temperatura e pressão?

Resolução:



1 volume de  $H_2$  ——— produz ——— 2 volumes de  $HCl$

1L de  $H_2$  ——— 2L de  $HCl$

15 de  $H_2$  ——— V de  $HCl$

V = 30L de  $HCl$  (a 15 ° C e 720 mmHg, ou seja, fora das CNTP)

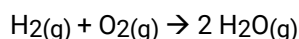
O cálculo estequiométrico entre volumes de gases é um cálculo simples e direto, desde que os gases(reagente e produto) estejam nas mesmas condições de pressão e temperatura.

### Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa)

Quantos mols de gás oxigênio são necessários para produzir 0,45 gramas de água?

(Massas atômicas: H = 1; O = 16)

Resolução:



1 mol de  $O_2$  ——— 2 x 18g de  $H_2O$

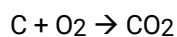
X mol de  $O_2$  ——— 0,45g de  $H_2O$

X = 0,0125 mol de  $O_2$  ou  $1,25 \times 10^2$  mol de  $O_2$

**Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em número de partículas(ou vice-versa)**

Quantas moléculas de gás carbônico podem ser obtidas pela queima completa de 4,8 g de carbono puro?  
(Massa atômica: C = 12)

Resolução:



12g de C ———  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$

4,8g de C ——— X moléculas de  $\text{CO}_2$

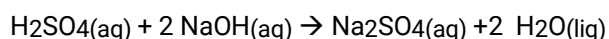
X =  $2,4 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$

**Havendo duas ou mais perguntas**

(Neste caso, teremos uma resolução para cada uma das perguntas feitas)

Quais são as massas de ácido sulfúrico e hidróxido de sódio necessárias para preparar 28,4 g de sulfato de sódio? (Massas atômicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32)

Para a massa do ácido sulfúrico( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



98g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ——— 142g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

X de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ——— 28,4g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

X = 196g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Para a massa do Hidróxido de sódio( $\text{NaOH}$ ):

2 x 40g de  $\text{NaOH}$  ——— 142g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Y de  $\text{NaOH}$  ——— 28,4g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Y = 16g de  $\text{NaOH}$

**Pureza**

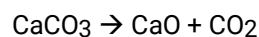
Em alguns casos na estequiometria os reagentes da reação apresentam em sua composição impurezas, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios). Consideremos o caso do calcário, que é um mineral formado principalmente por  $\text{CaCO}_3$  (substância principal), porém acompanhado de várias outras substâncias (impurezas). Digamos que tenhamos 100kg do mineral calcário, porém, 90kg são compostos por  $\text{CaCO}_3$ , que é o componente principal desse minério e o que necessariamente vai reagir numa reação química qualquer. Sendo assim, dizemos que 90% de todo minério recolhido é  $\text{CaCO}_3$ , logo, 10kg são apenas impurezas, que, geralmente, não reagem e não entram no cálculo estequiométrico. Com essa análise chegamos a conclusão que essa amostra de minério tem 90% de pureza, ou seja, dos 100kg que nós recolhemos 90kg serão utilizados.

Sendo assim, define-se:

**Porcentagem ou grau de pureza é a porcentagem da massa da substância pura em relação à massa total da amostra.**

Vejamos um exemplo:

Uma amostra de calcita, contendo 80% de carbonato de cálcio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação abaixo:



Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800 g de calcita?

Resolução:

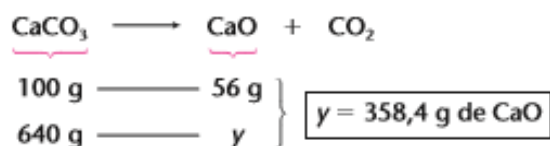
O enunciado nos diz que a calcita contém apenas 80% de  $\text{CaCO}_3$ . Temos então o seguinte cálculo de porcentagem:

1ª linha) 800 g de calcita ——— 100%

2ª linha) x g de  $\text{CaCO}_3$  ——— 80% de → Grau de pureza

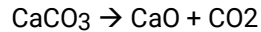
X = 640 g de  $\text{CaCO}_3$  puro

Note que é apenas essa massa (640g de  $\text{CaCO}_3$  puro) que irá participar da reação. Assim, teremos o seguinte cálculo estequiométrico:



## 2º exemplo

Deseja-se obter 180 L de dióxido de carbono, medidos nas condições normais de temperatura e pressão, pela calcinação de um calcário com 90% de pureza de  $\text{CaCO}_3$  (massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40). Qual é a massa de calcário necessária?



Resolução:

Esta questão é do “tipo inverso” da anterior. Na anterior era dada a quantidade do reagente impuro e pedida a quantidade do produto obtido, agora é dada a quantidade do produto que se deseja obter e pedida a quantidade do reagente impuro que será necessária. Pelo cálculo estequiométrico normal, teremos sempre quantidades de substâncias puras:

$$\begin{array}{l} \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \\ 100 \text{ g} \text{ — } 22,4 \text{ L (CNTP)} \\ x \text{ — } 180 \text{ L (CNTP)} \\ x = 803,57 \text{ g de CaCO}_3 \text{ puro} \end{array}$$

A seguir, um cálculo de porcentagem nos dará a massa de calcário impuro que foi pedida no problema:

$$\begin{array}{l} 803,57 \text{ g CaCO}_3 \text{ puro} \text{ — } 90\% \\ X \text{ g} \text{ — } 100\% \end{array}$$

$$x = 892,85 \text{ g de calcário impuro}$$

Note que a massa obtida (892,85g) é forçosamente maior que a massa de  $\text{CaCO}_3$  puro (803,57g) obtida no cálculo estequiométrico, pois na massa do minério encontrada está contida as impurezas.

## Rendimento

Vamos considerar a reação  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ , supondo que deveriam ser produzidos 100 litros de  $\text{CO}_2$  (CNPT); vamos admitir também que, devido a perdas, foram produzidos apenas 90 litros de  $\text{CO}_2$  (CNPT), logo o rendimento foi de 90%.

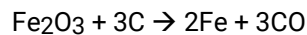
$$\begin{array}{l} 100 \text{ L} \text{ — } 100\% \\ 90 \text{ L} \text{ — } x \\ X = 90\% \end{array}$$

Em casos assim, dizemos que:

**Rendimento é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida em uma reação e a quantidade que teoricamente seria obtida, de acordo com a equação química correspondente.**

Exemplo:

Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), considere a equação balanceada:



(Massas atômicas: C = 12; O = 16; Fe = 56)

Utilizando-se 4,8 toneladas (t) de minério e admitindo-se um rendimento de 80% na reação, a quantidade de ferro produzida será de:

- a) 2.688 kg
- b) 3.360 kg
- c) 1.344 t
- d) 2.688 t
- e) 3.360 t

Resolução: Após o balanceamento da equação, efetuamos o cálculo estequiométrico da forma usual

$$\text{MMFe}_2\text{O}_3 = (56 \times 2) + (16 \times 3) = 160\text{g}$$

$$160\text{g de Fe}_2\text{O}_3 \text{ ————— } 112\text{g de Fe}$$

$$4,8 \times 10^6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \text{ ————— } X$$

$$X = 3,36 \times 10^6 \text{ g}$$

$$3,36 \times 10^6 \text{ g ——— } 100\%$$

$$Y \text{ ——— } 80\%$$

$$Y = 2,688 \times 10^6 \text{ g ou } 2688 \text{ Kg}$$

## Gases fora das CNTP

Definimos a equação geral dos gases de Clapeyron como:

$$PV = nRT$$

Podemos expressar o número de mol (n) da seguinte maneira também:

$$PV = \frac{m}{M.M} RT$$

Onde:

P = Pressão do gás (atm)

V = Volume do gás (L)

n = Quantidade do gás (mol)

m = Massa do gás (g)

M.M = Massa molar do gás(g)

R = Constante universal dos gases perfeitos ( $\text{L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ )

T = Temperatura do gás (medida em Kelvin)

**Volume molar fora das CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão)**

Definimos que uma substância está fora das CNTP se as condições de temperatura e pressão são diferentes de 0°C e 1 atm. Quando são usados valores randômicos para esses parâmetros calculamos seu volume a partir da equação de Clapeyron.

Exemplo:

Dada a reação:  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$

Sabendo que a massa de um mol de ferro é de 56g, calcule a massa de ferro produzida quando 8,2L de  $\text{CO}_2$  são formados a 2 atm e 127°C.

Primeiramente vamos calcular quantos litros de  $\text{CO}_2$  são produzidos quando, nas mesmas condições de temperatura e pressão dadas no texto, temos 3 mol do mesmo (quantidade estequiométrica de mol de gás  $\text{CO}_2$

$$PV = nRT$$

$$2 \cdot V = 3 \cdot 0,082 \cdot 400$$

$$V = 49,2\text{L}$$

Assim, quando se produz 2 mol de ferro nas condições dadas eu produzo 49,2L de  $\text{CO}_2$ , com uma regra de três, consigo estabelecer quantas gramas de ferro eu produziria com 8,2L de  $\text{CO}_2$ .

2x56 gramas de ferro — 49,2L de  $\text{CO}_2$

Y gramas de ferro — 8,2L de  $\text{CO}_2$

Y = 18,7g de ferro (aproximadamente)

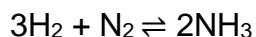
**Reação com reagente em excesso ou limitante**

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:

3 mols  $\text{H}_2$  + 1 mol de  $\text{N}_2 \rightleftharpoons$  2 mols de  $\text{NH}_3$

Proporção: 3 : 1 : 2

Se quiser produzir o triplo de  $\text{NH}_3$ , precisamos manter a proporção:

9 mols  $\text{H}_2$  + 3 mols de  $\text{N}_2 \rightleftharpoons$  6 mols de  $\text{NH}_3$

Proporção: 9 : 3 : 6

No entanto, se estiver reagindo:

6 mols  $\text{H}_2$  + 4 mols de  $\text{N}_2 \rightleftharpoons$  4 mols de  $\text{NH}_3$

Proporção dada: 6 : 4 : 4 - A reação possui mais  $\text{N}_2$  do que o necessário.



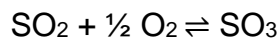
Proporção correta: 6 : 2 : 4

O N<sub>2</sub> está em excesso: 2 mols de excesso

O H<sub>2</sub> 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<sub>2</sub> com 48g de O<sub>2</sub>. Massa molar: S = 32g/mol, O = 16g/mol.



Possui proporção estequiométrica de:

1 mol SO<sub>2</sub> + ½ mol de O<sub>2</sub> ⇌ 1 mol de SO<sub>3</sub>

Proporção em mol: 1 : ½ : 1

Proporção em massa: 64g : 16g : 80g

Se quiser reagir 128g de SO<sub>2</sub> com 48g de O<sub>2</sub>, precisamos manter a proporção:

64g de SO<sub>2</sub> reage com 16g de O<sub>2</sub>

128g (2 x 64) de SO<sub>2</sub> reagiria também com o dobro de O<sub>2</sub>, 32g.

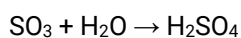
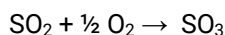
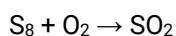
Como se pode observar os 128g de SO<sub>2</sub> reagem, portanto ele é o reagente limitante.

E somente 32g de O<sub>2</sub> precisam reagir para consumir toda a massa de SO<sub>2</sub> e como temos 48g de O<sub>2</sub>, 16g do mesmo estão em excesso, ou seja, 16g de O<sub>2</sub> não reagem (sobram).

## Reações consecutivas

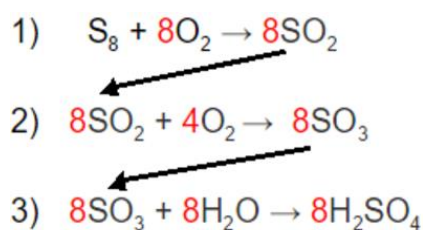
Para que seja possível relacionar substâncias que dão sequência a reações consecutivas, é preciso que haja uma substância comum entre elas. Sendo assim, será possível determinar coeficientes comum entre essas equações.

São reações consecutivas, por exemplo:



Nota-se que o SO<sub>2</sub> é comum a equação 1 e 2, e o SO<sub>3</sub> é comum a equação 2 e 3. Sendo possível criar uma relação entre as três equações.

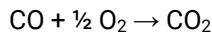
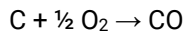
Sendo assim, para cada 8 mols de S<sub>8</sub> pode-se produzir quantos mols de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?



Pode-se produzir 8 mols de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a partir de 1 mol de  $\text{S}_8$

Exemplo:

Qual a massa de  $\text{CO}_2$  produzida pela queima de 36g de C com excesso de  $\text{O}_2$ .



Pela estequiometria da reação sabemos que:

12g de C produz 28g de CO, e 28g de CO produz 44g de  $\text{CO}_2$ .

Logo,

36g (3 x 12g) de C produz 84g (3 x 28g) de CO, e 84g de CO produz 144g (3 x 44g) de  $\text{CO}_2$ . Mantendo assim a proporção existente entre as equações intermediadas pelo CO.

### CONCEITOS

relaciona os compostos químicos

O  
15,994

H  
1,008

calcular as **grandezas** que indicam quantidade

### APLICAÇÕES

ajudar a prevenir desastres ambientais  
evitar desperdícios  
rendimento da produção

## GRANDEZAS

#### MASSA ATÔMICA

H 1,008 u.m.a (u)

#### MASSA MOLECULAR

soma das massas atômicas

$\text{H}_2\text{SO}_4$

$\text{H}_2\text{SO}_4 = (2 \cdot 1) + (1 \cdot 32) + (4 \cdot 16)$

$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 + 32 + 64 = 98\text{u}$

#### NÚMERO DE AVOGADRO

1 mol =  $6,022 \cdot 10^{23}$

#### MASSA MOLAR

numericamente igual à massa atômica grama/mol

#### VOLUME MOLAR

FORA DAS CNTP'S  
equação de Clapeyron (gases ideais)

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

PRESSÃO atm VOLUME litros MOLS CONSTANTES DOS GASES TEMPERATURA Kelvin

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$

DENTRO DAS CNTP'S  
 $P = 1 \text{ atm}$   
 $T = 273 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$   
1 mol = 22,4 litros

### PASSO-A-PASSO

- 1º passo**  
BALANCEAR A REAÇÃO  
 $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- 2º passo**  
IDENTIFICAR OS ENVOLVIDOS  
 $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- 3º passo**  
RELACIONE EM NÚMERO DE MOLS (n)  
 $2 \text{ mol H}_2 \rightarrow 2 \text{ mol H}_2\text{O}$
- 4º passo:**  
TRANSFORMAR A QUANTIDADE DE NÚMERO DE MOLS DADA  
 $1 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow 18\text{g}$   
 $2 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow 36\text{g}$   
 $2 \text{ mol} = 12 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$
- 5º passo**  
FAZER A REGRA DE 3  
 $44,8 \text{ L H}_2 \rightarrow 36\text{g H}_2\text{O}$   
 $5,6 \text{ L H}_2 \rightarrow X$   
 $X = (36 \cdot 5,6) / 44,8 = 4,5\text{g de H}_2\text{O}$

# ESTEQUIOMETRIA

descomplica

## CASOS PARTICULARES

#### GRAU DE PUREZA

(antes do 5º passo)  
multiplique a massa

#### LIMITANTE E EXCESSO

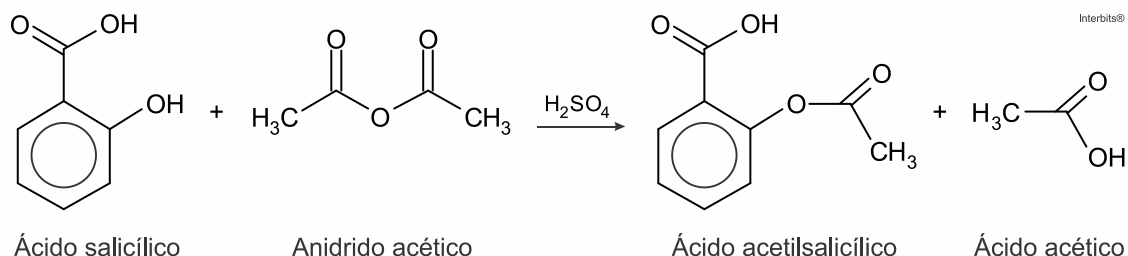
(antes do 5º passo)  
fazer a regra de 3 usando o reagente limitante

#### RENDIMENTO

(após o 5º passo)  
multiplicar o resultado pelo rendimento

## Exercícios

1. (Enem 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório, antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

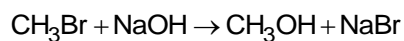
Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

- a) 293
- b) 345
- c) 414
- d) 690
- e) 828

2. (Enem 2016) A minimização do tempo e custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracteriza a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar ( $R$ , em %), definido como

$$R = \frac{n_{\text{produto}}}{n_{\text{reagente limitante}}} \times 100$$

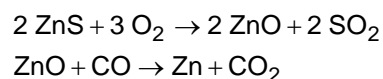
em que  $n$  corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:



As massas molares (em g/mol) desses alimentos são:  $\text{H} = 1$ ;  $\text{C} = 12$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{Na} = 23$ ;  $\text{Br} = 80$ .

O rendimento molar da reação, em que 32 g de metanol foram obtidos a partir de 142,5 g de brometo de metila e 80 g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

- a) 22%.
  - b) 40%.
  - c) 50%.
  - d) 67%.
  - e) 75%.
3. (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 ( $\text{ZnS}$ ), 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:  $\text{ZnS}$  (97 g/mol);  $\text{O}_2$  (32 g/mol);  $\text{ZnO}$  (81 g/mol);  $\text{SO}_2$  (64 g/mol);  $\text{CO}$  (28 g/mol);  $\text{CO}_2$  (44 g/mol); e  $\text{Zn}$  (65 g/mol).

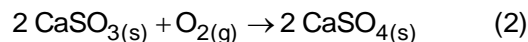
Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100 kg de esfalerita?

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

4. (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 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/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
5. (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.

6. (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 CO<sub>2</sub> a menos!** A ideia é cada pessoa reduzir em 1 kg a quantidade de CO<sub>2</sub> 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 (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>), a mínima quantidade desse gás que um japonês deve deixar de queimar para atender à meta diária, apenas com esse gesto, é de

**Dados:** CO<sub>2</sub> (44 g/mol); C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> (58 g/mol)

- a) 0,25 kg.
  - b) 0,33 kg.
  - c) 1,0 kg.
  - d) 1,3 kg.
  - e) 3,0 kg.
7. (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.

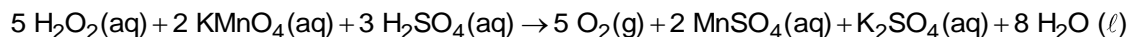
Disponível em: <http://boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com>. Acesso em: 27 fev. 2012.

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

**Dado:** massa molar do aspartame = 294g/mol

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

8. (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)  $2,0 \cdot 10^0 \text{ mol}$
  - b)  $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
  - c)  $8,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
  - d)  $8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
  - e)  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
9. (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.

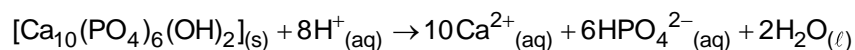
Um dos principais constituintes da gasolina é o octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Por meio da combustão do octano é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que

- a) no processo há liberação de oxigênio, sob a forma de  $\text{O}_2$ .
- 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 2ª aplicação 2010) O flúor é usado de forma ampla na prevenção de cáries. Por reagir com a hidroxiapatita  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2]$  presente nos esmaltes dos dentes, o flúor forma a fluorapatita  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2]$ , um mineral mais resistente ao ataque ácido decorrente da ação de bactérias específicas presentes nos açúcares das placas que aderem aos dentes.

Disponível em: <http://www.odontologia.com.br>. Acesso em: 27 jul. 2010 (adaptado).

A reação de dissolução da hidroxiapatita é:



**Dados:** Massas molares em g/mol –  $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2] = 1.004$ ;  $\text{HPO}_4^{2-} = 96$ ;  $\text{Ca} = 40$ .

Supondo-se que o esmalte dentário seja constituído exclusivamente por hidroxiapatita, o ataque ácido que dissolve completamente 1 mg desse material ocasiona a formação de, aproximadamente,

- a) 0,14 mg de íons totais.
- b) 0,40 mg de íons totais.
- c) 0,58 mg de íons totais.
- d) 0,97 mg de íons totais.
- e) 1,01 mg de íons totais.



Gabarito

1. D

$$M_{\text{Ácido salicílico}} = 138 \text{ g} = 138 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

$$500 \text{ mg} = 500 \times 10^{-3} \text{ g}$$



$$138 \times 10^{-3} \text{ kg} \text{ ————— } 180 \text{ g} \times 0,50$$

$$m_{(\text{kg})} \text{ ————— } 500 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$m_{(\text{kg})} = \frac{138 \times 10^{-3} \text{ kg} \times 500 \times 10^{-3} \text{ g}}{180 \text{ g} \times 0,50}$$

Para  $900.000 (9 \times 10^5)$  comprimidos :

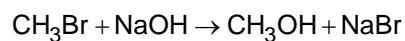
$$m_{\text{Ácido salicílico}} = 9 \times 10^5 \times \frac{138 \times 10^{-3} \text{ kg} \times 500 \times 10^{-3} \text{ g}}{180 \text{ g} \times 0,50}$$

$$m_{\text{Ácido salicílico}} = 6.900 \times 10^5 \times 10^{-6} \text{ kg}$$

$$m_{\text{Ácido salicílico}} = 690 \text{ kg}$$

2. D

$$\text{CH}_3\text{OH} = 32; \text{CH}_3\text{Br} = 95; \text{NaOH} = 40.$$



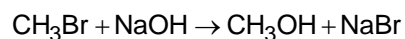
$$95 \text{ g} \text{ — } 40 \text{ g} \text{ — } 32 \text{ g}$$

$$142,5 \text{ g} \text{ — } 80 \text{ g} \text{ — } 32 \text{ g}$$

$$95 \times 80 = 7.600$$

$$142,5 \times 40 = 5.700$$

$$7.600 > 5.700$$



$$95 \text{ g} \text{ — } 40 \text{ g} \text{ — } 32 \text{ g}$$

$$142,5 \text{ g} \text{ — } 80 \text{ g} \text{ — } m_{\text{CH}_3\text{OH}}$$

Excesso  
de  
reagente

$$m_{\text{CH}_3\text{OH}} = 48 \text{ g}$$

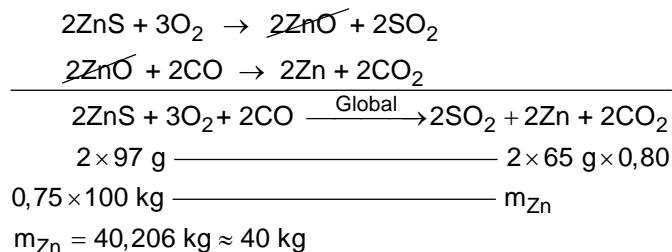
$$48 \text{ g} \text{ — } 100\% \text{ de rendimento}$$

$$32 \text{ g} \text{ — } r$$

$$r = 66,666\% \approx 67\%$$

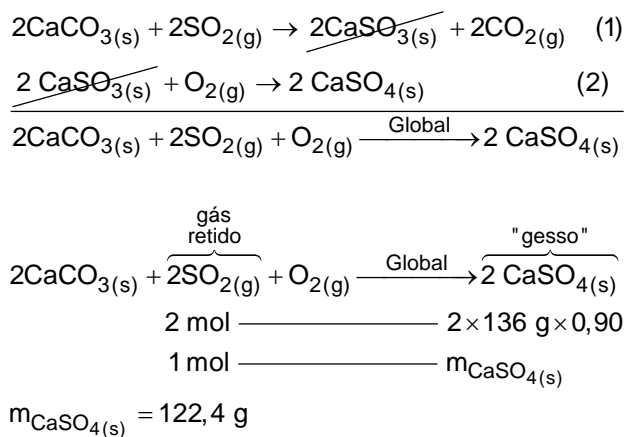
3. C

Teremos:



4. C

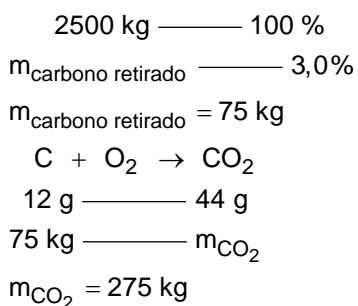
Teremos:



5. D

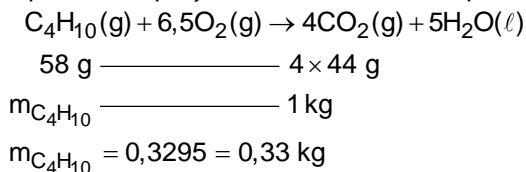
O ferro gusa tem 3,3 % de carbono e de acordo com o enunciado, o excesso de carbono é retirado formando uma liga (aço doce) com 0,3 % de carbono, ou seja, 3,0 % de carbono (3,3 % - 0,3 %) é retirado. Então:

2,5 t = 2500 kg de ferro gusa (total); C = 12; CO<sub>2</sub> = 44.



6. B

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



7. B

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

1 kg (massa corporal) ——— 40 mg (aspartame)

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

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

294 g ——— 1 mol (aspartame)

2,8 g ———  $n_{\text{aspartame}}$

$$n_{\text{aspartame}} = 9,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

### 8. D

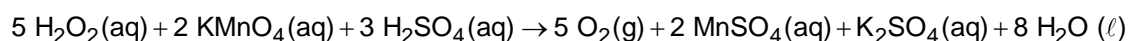
Temos 20 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio, ou seja:

1 L = 1000 mL

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

$n$  mol( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) ——— 20 mL

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 0,002 \text{ mol}$$



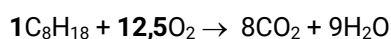
5 mol ——— 2 mol

0,002 mol ———  $n'$  mol

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

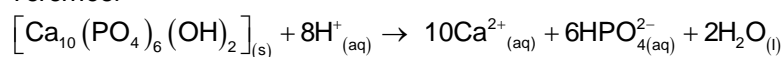
### 9. D

Combustão completa de 1 mol octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ):



### 10. D

Teremos:



1004 g ——— (10 × 40 g + 6 × 96 g)

$10^{-3}$  g ———  $m_{(\text{ions totais})}$

$$m_{(\text{ions totais})} = 9,7 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,97 \text{ mg}$$