

Discente: _____

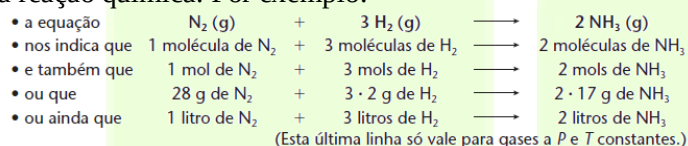
1. Estequiometria

O cálculo das quantidades das substâncias envolvidas numa reação química é chamado **estequiometria**.

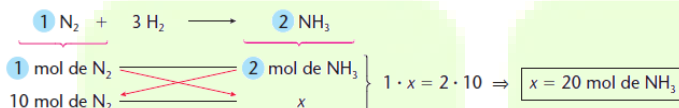
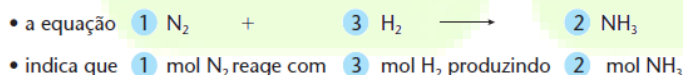
Palavra derivada do grego *stoicheia* = partes mais simples e *metreim* = medida.

1.1 Relações estequiométricas fundamentais

O cálculo estequiométrico é uma decorrência das leis das reações químicas e da teoria atômico molecular. Nesse cálculo, são utilizadas, normalmente, as informações quantitativas existentes na própria equação que representa a reação química. Por exemplo:



De acordo com as leis das reações, as proporções acima são constantes, permitindo a montagem de uma regra de três para calcular as quantidades envolvidas na reação. Por exemplo:



Para resolver problemas envolvendo cálculo estequiométrico mais rapidamente, tem-se algumas regras:

1ª) Montar a equação química balanceada

2ª) Destacar as substâncias envolvidas com as suas respectivas unidades

3ª) Montar a regra de três

1ª Linha: retirar da equação

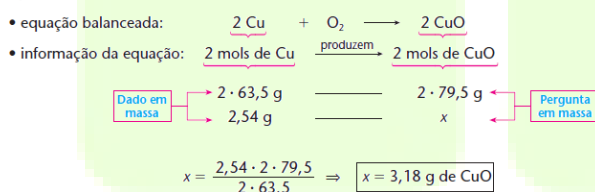
2ª Linha: retirar do enunciado

Quando o dado e a pergunta são expressos em massa

Exemplo

Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 g de cobre metálico (massas atômicas: O = 16; Cu = 63,5).

Resolução:



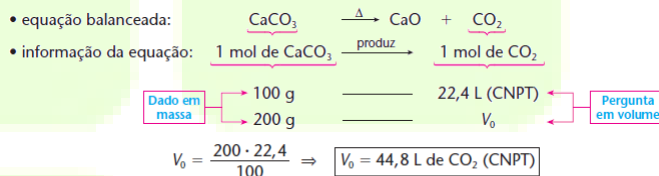
Neste exemplo, a regra de três obtida da equação foi montada em massa (gramas), pois tanto o dado como a pergunta do problema estão expressos em massa.

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

Exemplo

Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de pressão e temperatura, por calcinação de 200 g de carbonato de cálcio (massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40).

Resolução:



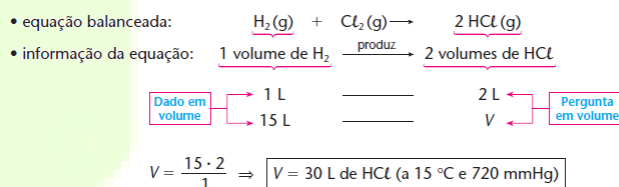
Agora a regra de três é, "de um lado", em massa (porque o dado foi fornecido em massa) e, "do outro lado", em volume (porque a pergunta foi feita em volume).

Quando o dado e a pergunta são expressos em volume

Exemplo

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

Resolução:

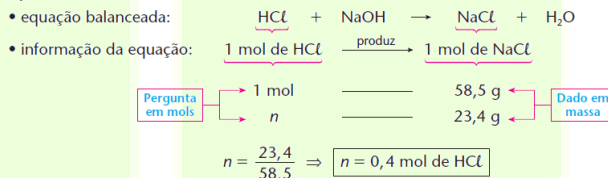


Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em mols (ou vice-versa)

Exemplo

Quantos mols de ácido clorídrico são necessários para produzir 23,4 gramas de cloreto de sódio? (Massas atômicas: Na = 23; Cl = 35,5)

Resolução:



1.2 Reagente em Excesso e o limitante

Quando misturamos dois reagentes que não estão em proporção estequiométrica, um deles será consumido totalmente, sendo denominado reagente limitante. O outro reagente, do qual restará certa quantidade sem reagir, será denominado reagente em excesso.

Reagente limitante e reagente em excesso

Imagine que tenhamos de montar o maior número possível de conjuntos formados por um parafuso e duas porcas, e para isso disponhamos de cinco parafusos e doze porcas. Observe a figura ao lado.

Perceba que, nesse caso, os parafusos são o reagente limitante e as porcas são o reagente em excesso.



Denomina-se **reagente limitante** o reagente consumido totalmente em uma reação química. Após o consumo do reagente limitante não se pode formar mais produto na reação, ou seja, a reação termina.

Denomina-se **reagente em excesso** o reagente presente numa quantidade superior à necessária para reagir com a quantidade presente do reagente limitante.

Para resolver questões que envolvem reagentes limitantes e em excesso, podemos seguir as etapas abaixo:

- considere um dos reagentes como limitante e determine quanto de produto seria formado;
- repita o procedimento para o outro reagente;
- a menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

1.3 Pureza e rendimento

- Na Química acontece algo semelhante. É comum o uso de **reagentes impuros**, 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 CaCO_3 (substância principal), porém acompanhado de várias outras substâncias (impurezas), supondo o seguinte exemplo numérico:

100 g de calcário — é a amostra de material impuro (substância impura)

90 g de CaCO_3 — é a “parte pura”, que nos interessa (substância pura ou principal)

10 g de impurezas — é o “restante”, que não interessa (não irá participar das reações)

Grau de pureza (p) é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

No exemplo, temos: $p = \frac{90}{100} = 0,9$

Porcentagem de pureza (P) é a porcentagem da massa da substância pura em relação à massa total da amostra.

No exemplo, temos:

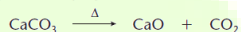
$$\begin{array}{rcl} 100\% \text{ de calcário} & \longrightarrow & 100\% \\ 90 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ puro} & \longrightarrow & P \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} P = 90\% \end{array} \right.$$

Como notamos:

$$P = 100p$$

1º exemplo

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



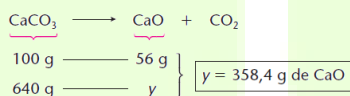
Qual a massa de óxido de cálcio obtida a partir da queima de 800 g de calcita?

Resolução:

O enunciado nos diz que a calcita contém apenas 80% de CaCO_3 . Temos então o seguinte cálculo de porcentagem:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g de calcita} & \longrightarrow & 80 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \\ 800 \text{ g de calcita} & \longrightarrow & x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 640 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ puro} \end{array} \right.$$

Note que é apenas essa massa (640 g de CaCO_3 puro) que irá participar da reação. Assim, teremos o seguinte cálculo estequiométrico:



Na Química ocorre, muitas vezes, algo parecido. De fato, é comum uma **reação química** produzir uma **quantidade de produto menor** do que a esperada. Quando isso acontece,

dizemos que o **rendimento da reação não foi total**. Esse fato pode ocorrer porque a reação é “**incompleta**” ou porque ocorrem “**perdas**” durante a reação (por má qualidade da aparelhagem ou deficiência do operador).

Por exemplo, vamos considerar a reação $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$, supondo que deveriam ser produzidos 100 litros de CO_2 (CNPT); vamos admitir também que, devido a perdas, foram produzidos apenas 90 litros de CO_2 (CNPT). Em casos assim, dizemos que:

Rendimento (r) 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.

No exemplo acima, teríamos: $r = \frac{90}{100} = 0,9$.

Rendimento porcentual (R) é o rendimento de uma reação expresso em termos percentuais (o que é muito comum em exercícios).

No exemplo dado, temos: $R = 90\%$.

1º exemplo

(Cesgranrio-RJ) Num processo de obtenção de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3), considere a equação não-balanceada:



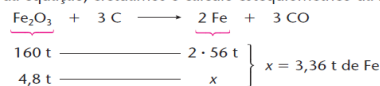
(Massas atômicas: C = 12; O = 16; Fe = 56)

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:



A massa de ferro (3,36 toneladas) seria obtida se a reação tivesse aproveitamento ou rendimento total (100%). No entanto, no enunciado se diz que o rendimento é de apenas 80%. Devemos então efetuar o cálculo envolvendo o rendimento percentual dado:

$$\begin{array}{rcl} \text{Rendimento de } 100\% & \longrightarrow & 3,36 \text{ t de Fe} \\ \text{Rendimento de } 80\% & \longrightarrow & y \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} y = 2,688 \text{ t de Fe} \end{array} \right.$$



4ª LISTA DE EXERCÍCIOS

Assunto: Estequiometria

Disciplina: Química II

Professora: Belkise Moreira

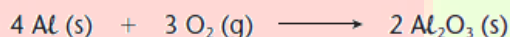
Curso: _____

Turma/Turno: _____

Discente: _____

QUESTÕES

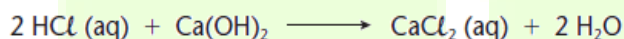
1- (UFV-MG) O alumínio (Al) reage com o oxigênio (O₂) de acordo com a equação química balanceada a seguir:



A massa, em gramas, de óxido de alumínio (Al₂O₃) produzida pela reação de 9,0 g de alumínio com excesso de oxigênio é: (Massas atômicas: Al=27; O=16).

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

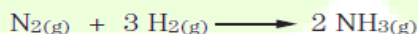
2- (Ufac) Utilizando 148 g de hidróxido de cálcio Ca(OH)₂, a massa obtida de CaCl₂, segundo a equação balanceada, é:



(Dados: Ca — 40 g/mol; Cl — 35,5 g/mol; O — 16 g/mol; H — 1 g/mol).

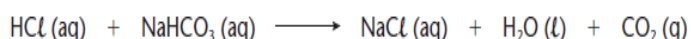
- a) 111g b) 75,5g c) 222g d) 74g

3- calcular a massa de amônia produzida na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (Dados: massas molares do NH₃ = 17 g/mol; N₂ = 28 g/mol).



- a) 123g b) 70,5g c) 200g d) 170g

4- (Ceeteps-SP) Antiácido estomacal, preparado à base de bicarbonato de sódio (NaHCO₃), reduz a acidez estomacal provocada pelo excesso de ácido clorídrico segundo a reação:

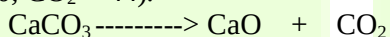


(massa molar NaHCO₃ = 84 g/mol; volume molar = 22,4 L/mol a 0 °C e 1 atm).

Para cada 1,87 g de bicarbonato de sódio, o volume de gás carbônico liberado a 0 °C e 1 atm (CNTP) é de aproximadamente:

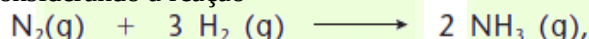
- a) 900mL b) 778mL c) 645mL d) 498mL

5- (Unifor-CE) A decomposição total de 150 g de carbonato de cálcio (CaCO₃) em óxido de cálcio e dióxido de carbono, que volume produzirá deste último quando medido a 1 atm e 25 °C? (Dados: volume molar de gás a 1 atm e 25 °C = 25 L/mol; massas molares, em g/mol: CaCO₃ = 100; CO₂ = 44).



- a) 9L b) 78L c) 37,5L d) 25L

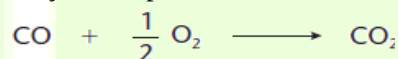
6- Considerando a reação



Calcule quantos litros de NH₃ (g) são obtidos a partir de 3 litros de N₂ (g). Considere todos os gases nas CNPT (1 mol = 22,4L).

- a) 6L b) 7L c) 7,5L d) 11L

7- Observe a reação e responda:



a) Quantos litros de oxigênio são necessários para reagir completamente com 40 L de monóxido de carbono?

b) Quantos litros de gás carbônico serão formados nessa reação?

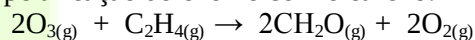
8- (UCB-MS) Dada a equação química não-balanceada:



A massa de carbonato de sódio que reage completamente com 0,25 mol de ácido clorídrico é: (Massas atômicas: Na=23; O=16; C=12; H=1; Cl= 35,5).

- a) 6,62g b) 25,5g c) 13,25g d) 7,4g

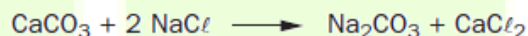
9- (PUC-RJ) Na poluição atmosférica, um dos principais irritantes para os olhos é o formaldeído, CH₂O, o qual é formado pela reação do ozônio com o etileno:



Num ambiente com excesso de O₃ (g), quantos mols de etileno são necessários para formar 10 mols de formaldeído?

- a) 10 mols b) 5 mols c) 3 mols d) 2 mols

10- (UFV-MG) O carbonato de sódio, empregado na fabricação de vidro, é preparado a partir de carbonato de cálcio e cloreto de sódio:



Colocando-se para reagir 1 000 g de CaCO₃ e 585 g de NaCl, a massa obtida de carbonato de sódio, em gramas, admitindo-se rendimento de 100% no processo, é:

(Dados: MM: CaCO₃ = 100 g/ mol; NaCl = 58,5 g/ mol; Na₂CO₃ = 106 g/mol).

- a) 106. b) 212. c) 1 060. d) 53. e) 530.

11- 400 g de NaOH são adicionados a 504 g de HNO₃. Calcule:



a) a massa de NaNO₃ obtida;

b) a massa do reagente em excesso, se houver. (massas molares: HNO₃ = 63 g/mol; NaOH = 40 g/mol; NaNO₃ = 85 g/mol)

12- (EEM-SP) Foram misturados 1,00 kg de CS₂ e 2,13 kg de Cl₂ num reator em que se processa a transformação dada pela equação:



Quando a reação se completa qual a massa de CCl₄ formada? (massas atômicas: C = 12, S = 32, Cl = 35,5)



13- 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:

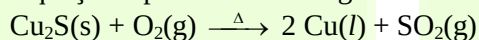


Considerando essa reação, assinale a opção que completa corretamente as lacunas do seguinte enunciado:

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

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

14- Pode-se obter o metal cobre usado como fiação elétrica, a partir da ustulação do minério calcosita, Cu_2S , que é o aquecimento do minério na presença do oxigênio, conforme equação representativa a seguir.

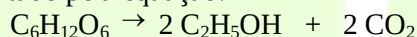


As massas molares dos elementos Cu e S são, respectivamente, iguais a 63,5 g/mol e 32g/mol.

Considerando-se uma reação de rendimento 100% na obtenção de 10 mols do cobre, a quantidade, em gramas, do minério necessário, será de

- a) 1590 b) 795 c) 79,5 d) 159

15- Durante o processo de fermentação das uvas, seus açúcares são transformados em etanol. Esse processo pode ser representado pela equação:

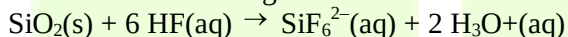


Considerando que a reação tenha rendimento total, a massa de açúcar necessária para sintetizar 414 g de etanol é próxima de

- a) 1 656 g. b) 810 g. c) 552 g. d) 108 g. e) 40 g.

16- O vidro é um sólido iônico com estrutura amorfa, a qual se assemelha à de um líquido. Forma-se pela solidificação rápida do líquido, em que os cristais não conseguem se organizar. Seu principal componente é a sílica, (SiO_2), que constituiu 70% do vidro e é fundida juntamente com óxidos de metais, que alteram o arranjo das ligações do sólido, tornando-o uma estrutura semelhante a de um líquido.

Ao ser gravado na sua decoração, a sílica do vidro sofre ataque do íon F^- como a seguir:



Para criar um efeito decorativo em uma jarra que pesa 2,0 kg, a massa de ácido fluorídrico que deve ser empregada é

- a) 4,0 kg b) 2,8 kg c) 700,0 g d) 666,7 g e) 560,0 g

17- (Cesgranrio-RJ) Numa estação espacial, emprega-se óxido de lítio para remover o CO_2 no processo de renovação do ar de respiração, segundo a equação:



(Dados: C = 12; O = 16; Li = 7.)

Sabendo-se que são utilizadas unidades de absorção contendo 1,8 kg de Li_2O , o volume máximo de CO_2 , medido nas CNPT, que cada uma delas pode absorver, é:

- a) 1.800L b) 980L c) 1.200L d) 1.344L

Gabarito das Questões objetivas

- 1- A
2- C
3- D
4- D
5- C
6- A
7- a) 20L de O_2
b) 40L de CO_2
8- C
9- B
10- E
13- D
14- B
15- B
16- B
17- D

Bons estudos!

