

Questões

Registre as respostas em seu caderno

Critique cada uma das afirmações a seguir:

- a) 1 mol de qualquer substância tem massa de 0,012 kg.
- b) 1 mol de moléculas sempre vai conter 1 mol de átomos.
- c) 1 mol de átomos de cálcio (Ca) tem massa equivalente a 40 u.
- d) 1 mol de moléculas de gás carbônico tem massa equivalente a 44 u.
- e) A massa equivalente a 2 mol de água (H₂O) é 9 g.
- f) A quantidade de matéria equivalente a 56 g de monóxido de carbono (CO) é 0,5 mol.
- g) A constante de Avogadro permite calcular a quantidade de moléculas ou átomos existentes em uma amostra de determinada substância, pesada em uma balança.

UM POUCO DE MATEMÁTICA

Acabamos de conhecer um número “muito grande” – a constante de Avogadro, que é igual a $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol. Antes de iniciarmos uma série de exercícios, vamos lembrar que para expressar valores muito grandes ou muito pequenos é comum o uso da chamada **notação científica**, na qual se utilizam potências de dez. Vamos mostrar esse uso por meio de alguns exemplos.

Seja o caso de números maiores que 1:

$$\begin{array}{ll} 10 \longrightarrow 10^1 & 20 = 2 \cdot 10 \longrightarrow 2 \cdot 10^1 \\ 100 = 10 \cdot 10 \longrightarrow 10^2 & 200 = 2 \cdot 100 \longrightarrow 2 \cdot 10^2 \\ 1.000 = 10 \cdot 10 \cdot 10 \longrightarrow 10^3 & 2.000 = 2 \cdot 1.000 \longrightarrow 2 \cdot 10^3 \\ 10.000 = 10 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10 \longrightarrow 10^4 & 20.000 = 2 \cdot 10.000 \longrightarrow 2 \cdot 10^4 \end{array}$$

Considerando, por exemplo, o número arbitrário 34.500, podemos reescrevê-lo:

$$34.500 = 3,45 \cdot 10.000 = \boxed{3,45 \cdot 10^4}$$

Esta última expressão é uma **notação científica**, formada por um **número obrigatoriamente compreendido entre 1 e 10** seguido de uma potência de dez.

Uma regra prática é deslocar a vírgula, **para a esquerda**, do último algarismo até atingir o primeiro algarismo do número (no caso, o 3); o número de casas que a vírgula foi deslocada corresponde ao **expoente positivo** de 10:

$$\begin{array}{c} 34.500 = 3,45 \cdot 10^4 \\ \uparrow \\ \text{quatro casas} \end{array}$$

No caso da constante de Avogadro, temos:

$$\begin{array}{c} 602.000.000.000.000.000.000.000 = 6,02 \cdot 10^{23} \\ \uparrow \\ \text{23 casas} \end{array}$$

Vejam, agora, o caso de números menores que 1:

$$\begin{array}{ll} \frac{1}{10} = 0,1 \longrightarrow 10^{-1} & \frac{2}{10} = 0,2 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-1} \\ \frac{1}{100} = 0,01 \longrightarrow 10^{-2} & \frac{2}{100} = 0,02 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-2} \\ \frac{1}{1.000} = 0,001 \longrightarrow 10^{-3} & \frac{2}{1.000} = 0,002 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-3} \\ \frac{1}{10.000} = 0,0001 \longrightarrow 10^{-4} & \frac{2}{10.000} = 0,0002 \longrightarrow 2 \cdot 10^{-4} \end{array}$$

Agora a regra prática é deslocar a vírgula **para a direita**: o número de casas que a vírgula foi deslocada corresponde ao **expoente negativo** de dez. No último exemplo, temos:

$$\begin{array}{c} 0,0002 = 2 \cdot 10^{-4} \\ \uparrow \\ \text{quatro casas} \end{array}$$

Seja um exemplo arbitrário, resultante da divisão $\frac{345}{10.000} = 0,0345$. Podemos imaginar várias maneiras de reescrever esse resultado, por exemplo:

$$\begin{array}{c} 0,0345 = 345 \cdot 10^{-4} \longrightarrow \text{maneira correta, mas não é notação científica.} \\ \uparrow \\ \text{quatro casas} \end{array}$$

$$\begin{array}{c} 0,0345 = \boxed{3,45 \cdot 10^{-2}} \longrightarrow \text{maneira correta e é notação científica, pois a parte decimal (3,45) está compreendida entre 1 e 10.} \\ \uparrow \\ \text{duas casas} \end{array}$$

Exercícios básicos

Registre as respostas
em seu caderno

Atenção: Quando necessário, use a constante de Avogadro e consulte a tabela de massas atômicas, aproximando os valores para os números inteiros mais próximos.

Exercício resolvido

10. Quantas moléculas existem em 88 g de dióxido de carbono (CO_2)? (Massas atômicas: C = 12; O = 16; constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}$.)

Resolução

Podemos esquematizar a seguinte regra de três:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 & \rightarrow & 44 \text{ g} \quad \text{---} \quad 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2 \\ & & 88 \text{ g} \quad \text{---} \quad x \end{array}$$

$$x = \left(\frac{88}{44}\right) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \Rightarrow x \approx 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

Veja que a fração $\frac{88}{44} = 2$ representa a quantidade de mols de CO_2 ; desse modo, o problema se resume em multiplicar a quantidade de mols de CO_2 pela constante de Avogadro.

11. (UCS-RJ) Submetida a um tratamento médico, uma pessoa ingeriu um comprimido contendo 45 mg de ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$). Considerando a massa molar do $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ 180 g/mol e o número de Avogadro $6,0 \cdot 10^{23}$, é correto afirmar que o número de moléculas da substância ingerida é:
- a) $1,5 \cdot 10^{20}$. b) $2,4 \cdot 10^{23}$. c) $3,4 \cdot 10^{23}$. d) $4,5 \cdot 10^{20}$. e) $6,0 \cdot 10^{23}$.
12. (Cesesp-PE) A balança mais precisa pode detectar uma variação de aproximadamente 10^{-8} g. Quantos átomos de ouro existiriam em uma amostra desse peso? (Massa atômica: Au = 197.)
- a) $4 \cdot 10^{20}$ átomos b) $6,5 \cdot 10^{12}$ átomos c) $9 \cdot 10^{10}$ átomos d) $5 \cdot 10^{15}$ átomos e) $3 \cdot 10^{13}$ átomos
13. (U. São Judas-SP) Quando bebemos água, normalmente a tomamos na forma de goles. Sabendo-se que 1 gole de água ocupa em média o volume de 18 cm^3 e que a densidade da água é 1 g/cm^3 a 4°C , qual o número de moléculas de água ingeridas de cada vez? (Massas atômicas: H = 1 u; O = 16 u.)
- a) $0,18 \cdot 10^{24}$ moléculas. c) $20,4 \cdot 10^{23}$ moléculas. e) $16,7 \cdot 10^{23}$ moléculas.
b) $8,36 \cdot 10^{23}$ moléculas. d) $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

Exercício resolvido

14. (FEI-SP) Determine o número de átomos de hidrogênio contidos em 100,0 g de álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

Resolução

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} & \rightarrow & 46 \text{ g} \quad \text{---} \quad 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \\ & & 100 \text{ g} \quad \text{---} \quad x \end{array}$$

Assim, concluímos que: $x \approx 1,3 \cdot 10^{24}$ moléculas de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Note, porém, que cada molécula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ contém 6 átomos de hidrogênio. Concluímos então que há $6 \cdot 1,3 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio, ou seja:

$$7,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrogênio}$$

15. (Ceub-DF) Em uma amostra de 4,3 g de hexano (C_6H_{14}) encontramos aproximadamente:
- a) $6,00 \cdot 10^{23}$ moléculas e $1,20 \cdot 10^{25}$ átomos. d) $1,50 \cdot 10^{23}$ moléculas e $3,00 \cdot 10^{24}$ átomos.
b) $3,00 \cdot 10^{22}$ moléculas e $6,00 \cdot 10^{23}$ átomos. e) $1,50 \cdot 10^{22}$ moléculas e $3,00 \cdot 10^{23}$ átomos.
c) $3,00 \cdot 10^{23}$ moléculas e $6,00 \cdot 10^{24}$ átomos.

Dados:
H = 1,0 u
C = 12,0 u

Exercício resolvido

16. (Mackenzie-SP) Se um dentista usou em seu trabalho 30 mg de amálgama de prata, cujo teor em prata é de 72% (em massa), o número de átomos de prata que seu cliente recebeu em sua arcada dentária é de aproximadamente (massa atômica: Ag = 108; constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$):
- a) $4,0 \cdot 10^{23}$. b) $12,0 \cdot 10^{19}$. c) $4,6 \cdot 10^{19}$. d) $12,0 \cdot 10^{24}$. e) $1,6 \cdot 10^{23}$.

Resolução

Amálgama de prata é uma liga metálica formada por mercúrio e prata, que já foi muito utilizada em odontologia (hoje é substituída por materiais mais modernos). Neste exercício se diz que a amálgama considerada contém 72% (em massa) de prata. Podemos então calcular:

$$\left. \begin{array}{rcl} 100 \text{ g de amálgama} & \text{---} & 72 \text{ g de Ag} \\ 0,030 \text{ g de amálgama} & \text{---} & x \end{array} \right\} x = 0,0216 \text{ g de Ag}$$

Exercício resolvido

28. (Fuvest-SP-adaptado) A tabela abaixo representa a massa molar, em gramas, de várias substâncias:

Substância	Au	HCl	O ₃	C ₅ H ₁₂	H ₂ O
Massa molar (g)	197	36,5	48,0	72,0	18,0

Comparando massas iguais dessas substâncias, a que apresenta maior número de moléculas é:

- a) Au. c) O₃. e) H₂O.
b) HCl. d) C₅H₁₂.

Resolução

De acordo com a constante de Avogadro, terá **maior** número de moléculas a substância que tiver a **maior** quantidade de mols. Considerando que a quantidade de mols pode ser obtida pelo quociente $\frac{m}{M}$ concluímos que, em igualdade de massa (m), a substância que tiver massa molar (M) **menor** terá o **maior** número de moléculas. Esta substância é, portanto, o H₂O.

Alternativa e.

29. (Unifor-CE) Comparando-se massas iguais dos seguintes metais, tem maior número de átomos o:

- a) Li. d) Cu.
b) K. e) Au.
c) Fe.

30. (UFPE) A relação entre a quantidade de átomos e uma determinada massa de substância é um dos marcos na história da Química, pois é um dos exemplos que envolvem grandes números. Considere os sistemas abaixo:

- I. 100 átomos de chumbo
II. 100 mol de hélio
III. 100 g de chumbo
IV. 100 g de hélio

Considerando as seguintes massas atômicas He = 4 e Pb = 207, qual é a alternativa que representa a ordem crescente de número de átomos nos sistemas anteriores?

- a) III < I < IV < II. d) I < IV < III < II.
b) III < II < I < IV. e) IV < III < II < I.
c) I < III < IV < II.

Exercício resolvido

31. (PUC-Campinas-SP) Silicatos são compostos de grande importância nas indústrias de cimento, cerâmica e vidro. Quantos gramas de silício há em 2,0 mol do silicato natural Mg₂SiO₄?

- a) 56,2. c) 28,1. e) 10,2.
b) 42,1. d) 14,0.

Resolução

Pela própria fórmula do silicato — Mg₂SiO₄ — concluímos que:

se em 1 molécula _____ há 1 átomo
de Mg₂SiO₄ _____ de Si

então em 2 mol _____ há 2 mol
de Mg₂SiO₄ _____ de Si

Temos então:

1 mol de Si _____ 28,1 g de Si }
2 mol de Si _____ x }

$$x = 56,2 \text{ g de Si}$$

Alternativa a.

32. (Fuvest-SP) Linus Pauling, Prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de $2,1 \cdot 10^{-2}$ mol dessa vitamina. (Dose diária recomendada de vitamina C (C₆H₈O₆): 62 mg.) Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada?

- a) 10 c) $1,0 \cdot 10^2$ e) $6,0 \cdot 10^4$
b) 60 d) $1,0 \cdot 10^3$

Exercícios complementares

Registre as respostas em seu caderno

33. (Mackenzie-SP) Por lei, a quantidade máxima de corante urucum (C₂₅H₃₀O₄) permitida em 100 g de alimento é de 0,002 g. Assim, a quantidade de moléculas desse corante, presente em 500 g de salsicha, deve ser, aproximadamente, de:

- a) $3,0 \cdot 10^{18}$.
b) $6,0 \cdot 10^{17}$.
c) $1,5 \cdot 10^{19}$.
d) $3,0 \cdot 10^{20}$.
e) $1,5 \cdot 10^{21}$.

Dados: Massa molar (g/mol)
H = 1; C = 12; O = 16

34. (Unifor-CE) Um recipiente contém 2,0 mol de cloro gasoso. O número de moléculas do gás é:

- a) $2,4 \cdot 10^{23}$.
b) $1,2 \cdot 10^{24}$.
c) $1,2 \cdot 10^{23}$.
d) 4,0.
e) 2,0.

35. (PUC-MG) Segundo uma pesquisa, realizada em Belo Horizonte, no final da década de 1990, o lançamento diário de monóxido de carbono na atmosfera dessa cidade foi estimado em cerca de $5,0 \cdot 10^3$ toneladas. O número de moléculas do referido gás, então lançado na atmosfera, é igual a:

- a) $1,08 \cdot 10^{32}$. d) $1,80 \cdot 10^8$.
b) $1,08 \cdot 10^{26}$. e) $1,8 \cdot 10^2$.
c) $1,80 \cdot 10^9$.

36. (FEI-SP) Se sua assinatura, escrita com grafite do lápis, pesa 1 mg, o número de átomos de carbono em sua assinatura é:

- a) $6,02 \cdot 10^{23}$.
b) $72,24 \cdot 10^{23}$.
c) 12.
d) $5,0 \cdot 10^{19}$.
e) $1,2 \cdot 10^{22}$.

Exemplos Resolvidos

(I) Qual o número de átomos em 48 g de Mg

Como resolver?

Primeiramente, lembre-se que, o valor da massa do elemento na tabela periódica pode ser escrito em u (unidade de massa atômica) em que

24 u ----- 1 átomo de magnésio

24 g ----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos

Esse valor em g pode ser chamado de massa molar expresso em g/mol, então essa mesma massa equivale a 24 g/mol (observe que o valor da massa permanece o mesmo da tabela periódica). Voltando a pergunta.

24 g de Mg ----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos

48 g de Mg ----- y átomos

$$24 y = 48 \cdot 6 \cdot 10^{23}$$

$$24 y = 288 \cdot 10^{23}$$

$$y = \frac{288 \cdot 10^{23}}{24}$$

$$y = 12 \cdot 10^{23} \text{ ou } 1,2 \cdot 10^{24}$$

(II) Qual número de mol existentes em 48 g de Mg

Agora é importante lembrar que a massa em gramas da substância determinada pela tabela periódica é sempre corresponde a 1 mol. Como assim?

Como já colocado anteriormente 24 u equivale a massa de 1 átomo e 24 g a massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos, perceba que essa massa quando expressa em grama equivale ao mesmo número só troca a unidade, que agora passa a ser chamada de massa molar, sendo ela para o Mg = 24 g/mol. Isso significa que a massa encontrada na tabela periódica equivale a 1 mol dessa substância.

24 g de Mg ----- 1 mol

48 g de Mg ----- z mol

$$24 \cdot z = 48 \cdot 1$$

$$z = 48/24 = 2 \text{ mol}$$

Portanto, 48 g de Mg corresponde a 2 mol.

Veja que a mudança em relação a massa da tabela, muda tanto o número de moléculas, como muda o número de mol

(III) Qual a massa existente em 3 mol de Mg

Nesse caso, faremos o cálculo inverso em relação ao ponto II. Como assim?

Sabemos pelos itens anteriores que a massa da tabela periódica expressa em g pode ser chamada de massa molar e expressa em g/mol.

Então:

$$24 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol}$$

$$x \text{ g} \text{ ----- } 3 \text{ mol}$$

$$1 \cdot x = 24 \cdot 3$$

$$x = 72 \text{ g}$$

(IV) Qual o número de átomos em 4 mol de Mg

Sabemos que a massa molar do Mg é 24 g/mol, sabemos também pelo item (I) que 24 g equivale a $6 \cdot 10^{23}$ átomos, podemos também relacionar a quantidade em mol com quantidade de átomos, como assim?

$$24 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \quad [\text{parte (II)}]$$

$$24 \text{ g} \text{ ----- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \quad [\text{parte (I)}]$$

Logo, também podemos concluir que 1 mol ----- $6 \cdot 10^{23}$ átomos

Assim, existe uma relação entre todos esses valores em que a massa do elemento consultada na tabela periódica, equivale a 1 mol. Essa mesma massa da tabela também equivale a $6 \cdot 10^{23}$ átomos (moléculas) e agora acrescentamos que 1 mol equivale também a $6 \cdot 10^{23}$. Em resumo:

$$24 \text{ g} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \text{ ----- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Agora vamos voltar para a pergunta.

Converter mol em átomos

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$4 \text{ mol} \text{ ----- } y$$

$$1 \cdot y = 4 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$y = 24 \cdot 10^{23} \text{ átomos ou } 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Agora é sua vez

1. Determine o número de átomos existentes em:

- a) 128 g de enxofre (massa molar do S = 32 g/mol)
- b) 120 g de cálcio (massa molar do Ca = 40 g/mol)
- c) 360 g de água (massa molar do H = 1 g/mol e do O = 16 g/mol)

2. Determine o número de mol em:

- a) 64 g de enxofre (massa molar do S = 32 g/mol)
- b) 160 g de cálcio (massa molar do Ca = 40 g/mol)
- c) 72 g de água (massa molar do H = 1 g/mol e do O = 16 g/mol)

3. Determine a massa existente em:

- a) 5 mol de enxofre (massa molar do S = 32 g/mol)
- b) 10 mol de cálcio (massa molar do Ca = 40 g/mol)
- c) 2 mol de água (massa molar do H = 1 g/mol e do O = 16 g/mol)

4. Determine o número de átomos

- a) 2 mol de enxofre (massa molar do S = 32 g/mol)
- b) 3 mol de cálcio (massa molar do Ca = 40 g/mol)
- c) 5 mol de água (massa molar do H = 1 g/mol e do O = 16 g/mol)