

Cálculos com Mol

www.aulasdequimica.com.br



Índice



Conceitos Iniciais **03**

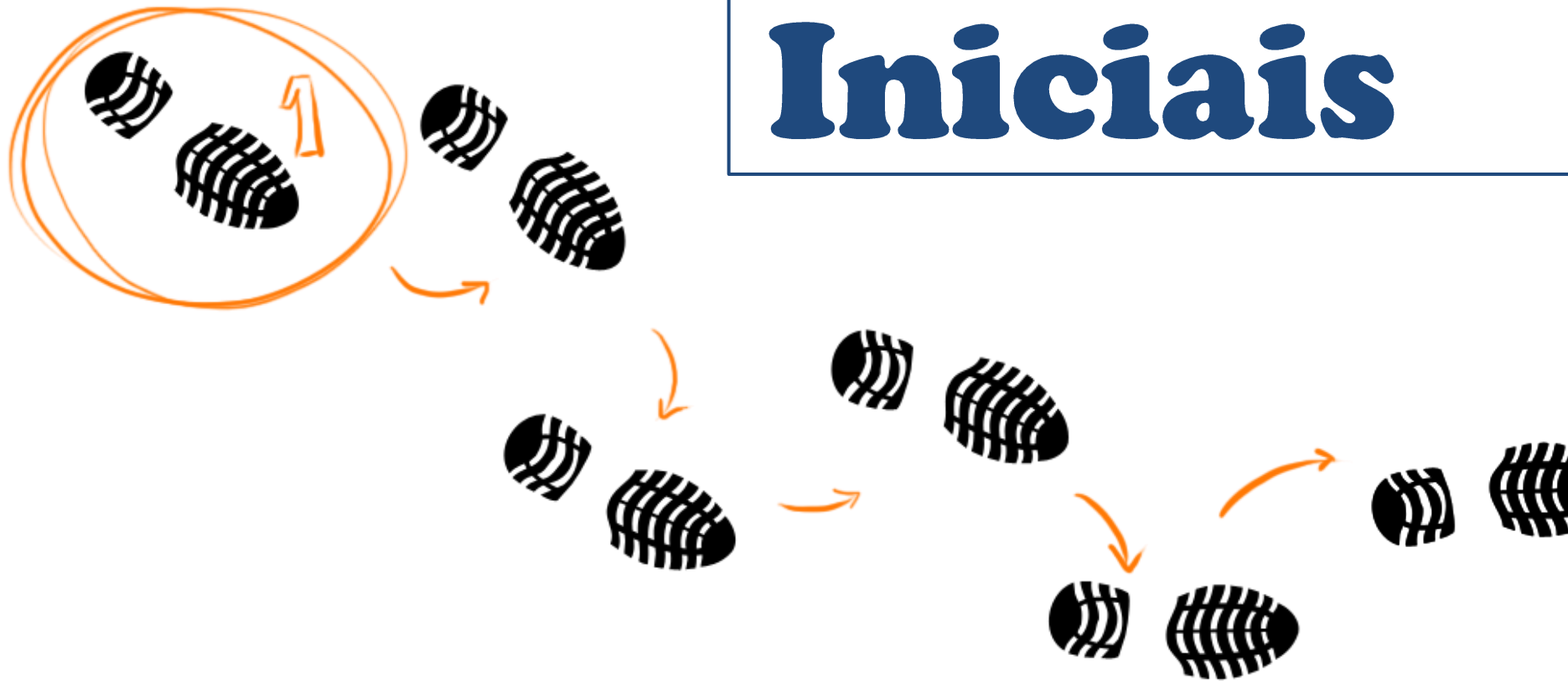
Vamos exercitar **12**

Gabarito **22**

O Autor / O Site **23**

Contato **24**

Conceitos Iniciais



O que é Mol?

Talvez a grandeza mais conhecida pelos químicos seja o **mol**. No entanto, quando ensinamos isso aos alunos, parece que estamos falando em algo fantástico ou sobrenatural.

Vamos fazer um exercício de memória: feche os olhos e regrida até seus tempos de primário, onde a "tia" ensinou a você sobre a dúzia. Ela mostrou que uma dúzia correspondia a doze unidades e começou a torturá-lo com problemas que diziam mais ou menos o seguinte: Joãozinho foi à feira e comprou meia dúzia de bananas. Quantas bananas ele comprou?

Ou você está rindo ou achando que o autor deste material está louco, mas o conceito de mol é bem semelhante à questão da dúzia...

Mol é uma quantidade

Assim como ao falar em dúzia - não importa se de bananas, laranjas, pessoas, carros -, estamos nos referindo a uma quantidade - doze - de alguma coisa, quando nos referimos ao cento estamos nos referindo à quantidade cem de alguma coisa. Pois bem, quando falamos em mol, também estamos nos referindo a uma certa quantidade de alguma coisa.

A única diferença entre dúzia, dezena, cento, milheiro e mol é a quantidade que representam. Se dúzia sugere imediatamente 12, dezena sugere 10, basta saber agora quanto o mol representa. A quantidade é bastante grande: $6,02 \times 10^{23}$ (leríamos: **seiscentos e dois sextilhões!**)

por Anderson Dino

Assim, se uma dúzia de laranjas corresponde a 12 laranjas, um mol de laranjas corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ laranjas. Simples assim!

Mas o que o mol mede?

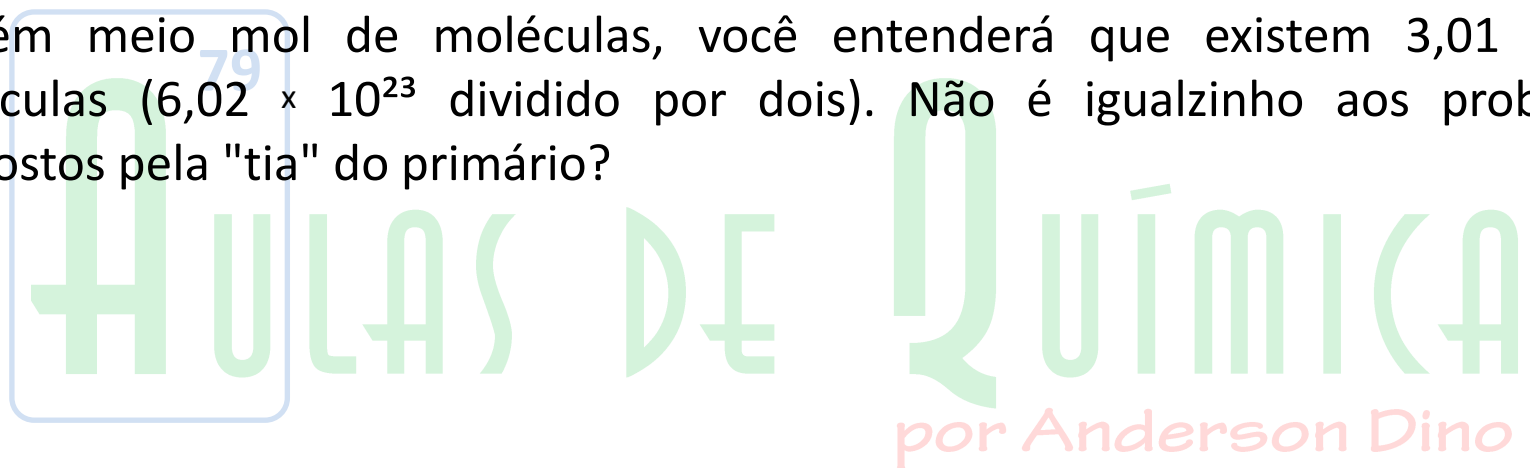
Nada. Mol não é uma unidade de medida, é uma quantidade. Você pode utilizar-se dele para indicar uma quantidade do que quiser mas, assim como usamos dúzia quando apropriado, tomaremos esse cuidado também com o mol. Você não vai à padaria e pede: ***"Por favor, poderia me fornecer 10^{23} pães?"***

Embora possa fazer isso, o atendente provavelmente ficará olhando para você com cara de ponto de interrogação. É mais conveniente pedir meia dúzia de pães, embora as duas formas estejam se referindo à mesma quantidade.

Na química, como lidamos com átomos e moléculas e estes são muito pequenos, uma pequena quantidade de qualquer substância possui um número muito grande deles. Neste caso, o mol é bastante apropriado e útil.

Quantificando em mol

Apesar de me tornar repetitivo e insistente, volto a dizer que você usa o mol como usa a dúzia. Se você precisa se referir a $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, você pode dizer simplesmente 1 mol de moléculas. Se disserem a você que uma amostra contém meio mol de moléculas, você entenderá que existem $3,01 \times 10^{23}$ moléculas ($6,02 \times 10^{23}$ dividido por dois). Não é igualzinho aos problemas propostos pela "tia" do primário?



Complicando... ou tentando complicar

Vamos voltar ao primário e pegar um problema mais difícil: Quantas patas há em uma dúzia de galinhas? E quantos bicos?

A resposta deve ter sido imediata: duas dúzias (ou 24) patas e uma dúzia (ou 12) bicos. Seu raciocínio foi o seguinte: cada galinha tem duas patas, portanto, doze galinhas têm $2 \times 12 = 24$ patas; cada galinha tem um bico portanto doze galinhas têm $1 \times 12 = 12$ bicos.

Veja agora este problema de Química: Em um mol de moléculas de água (H_2O), quantos átomos de hidrogênio existem? E quantos átomos de oxigênio existem?

Você resolverá da mesma forma: se uma molécula de água tem dois átomos de hidrogênio, um mol de moléculas têm $(1 \times 2) 2$ mol (ou $12,04 \times 10^{23}$) de átomos de hidrogênio. Se cada molécula de água tem um átomo de oxigênio, um mol de moléculas de água têm $(1 \times 1) 1$ mol (ou $6,02 \times 10^{23}$) de átomos de oxigênio.

O número de Avogadro

Esse estranho número, $6,02 \times 10^{23}$, recebeu o nome de número de Avogadro em homenagem a Amedeo Avogadro, físico italiano que trabalhou na teoria cinética dos gases e imortalizou-se pela conhecida hipótese de Avogadro: "Volumes iguais de uma substância gasosa, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas."

Quem faz a ciência

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856): Nascido em Toríno, Itália, filho do Conde Filippo Avogadro e Anna Maria

Vercellone. Em 1811 publicou um artigo que explicava a diferença entre átomo e molécula, clareando uma dúvida que ainda pairava na teoria de Dalton.

Mol e Massa Molar

Massa Molar (M)

Relaciona a massa em gramas equivalente a 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$) de entidades elementares. Ninguém fica contando a quantidade de átomos, moléculas e íons em um laboratório: simplesmente pegamos uma massa em grama, numericamente igual à massa atômica, massa molecular ou fórmulas-massa. Não entendeu? Por exemplo: preciso de 1 mol de carbono. Como fazemos? Consultando a tabela periódica, temos que a Massa Atômica do carbono é igual a 12,01 u. Então, basta pegar uma massa de 12,01 gramas de carbono que você pegará 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$) átomos de carbono! Veja outros exemplos:

- 1 mol de silício tem aproximadamente 28 gramas, pois a massa atômica do silício é aproximadamente 28u na tabela periódica.
- 1 mol de gás carbônico tem aproximadamente 44 gramas, pois a massa molecular do CO_2 (a soma das massas atômicas de 1 átomo de carbono, 12u, e 2 átomos de oxigênio, 16u) é aproximadamente 44u ($12 + 2 \times 16$)

Mol e Volume Molar

Volume Molar (V_M)

Relaciona o volume ocupado por 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas de uma substância no estado gasoso em determinadas condições.

- Nas CNTP (1 atm e 0°C): 1 mol de gás ocupa 22,386 litros
- No Estado Padrão (1 atm e 25°C): 1 mol de gás ocupa 24,436 litros
- Em outras condições use: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Vamos Exercitar



Exercícios

1. Calcule o número de átomos de prata presentes em 72,0 mg de prata pura. Dados: Ag = 108 g/mol; Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; 1 mg = 10^{-3} g).



2. Calcule o número de átomos de ferro presentes em 7,0 kg de ferro puro. Dados: Fe = 56 g/mol; Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol.

QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

3. Calcule o número de átomos de mercúrio presentes em 4,0 kg de mercúrio puro. Dados: Hg = 200 g/mol; Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$.

4. Calcule o número de átomos de enxofre presentes em 640 mg de amostra de enxofre pura. Dados: S = 32 g/mol; Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; $1 \text{ g} = 10^3 \text{ mg}$.

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

5. Calcule o número de moléculas presentes em 22 kg de dióxido de carbono (CO_2). Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massas Molares (g/mol): C = 12 e O = 16; $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$.

6. Calcule o número de moléculas presentes em 60 mg de água (H_2O). Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massas Molares (g/mol): H = 1 e O = 16; $1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$.

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

7. Calcule a massa de $1,8 \cdot 10^{24}$ moléculas de dióxido de carbono (CO_2).
Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massas Molares (g/mol):
C = 12 e O = 16.

8. Calcule a massa de $8 \cdot 10^{25}$ moléculas de água (H_2O). Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massas Molares (g/mol): H = 1 e O = 16.

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

9. Calcule a massa, em miligramas, de $9 \cdot 10^{21}$ átomos de silício. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): Si = 28; $1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$.

10. Calcule a massa, em miligramas, de $3 \cdot 10^{20}$ átomos de ferro. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): Fe = 56; $1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$.

79

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

11. Calcule a massa, em quilogramas, de $2 \cdot 10^{26}$ átomos de titânio. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): Ti = 48; $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$.

12. Calcule a massa, em quilogramas, de $9 \cdot 10^{27}$ átomos de hélio. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): He = 4; $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$.

79

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

13. Calcule a massa, em microgramas (μg), de $2 \cdot 10^{18}$ átomos de alumínio. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): Al = 27; $1 \mu\text{g} = 10^{-6}$ g.

14. Calcule a massa, em microgramas (μg), de $5 \cdot 10^{18}$ átomos de carbono. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): C = 12; $1 \mu\text{g} = 10^{-6}$ g.

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

15. Calcule a massa, em toneladas, de $5 \cdot 10^{27}$ átomos de magnésio. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): Mg = 24; 1 ton = 10^6 g.

16. Calcule a massa, em toneladas (t), de $2 \cdot 10^{28}$ átomos de potássio. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massa Molar (g/mol): K = 39; 1 t = 10^6 g.

79

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

Exercícios

17. Calcule o número de moléculas presentes em 7 toneladas (t) de monóxido de carbono. Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massas Molares (g/mol): C = 12 e O = 16; $1 \text{ t} = 10^6 \text{ g}$.

18. Calcule o número de moléculas presentes em 42 toneladas (t) de ácido nítrico (HNO_3). Dados: Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$ / mol; Massas Molares (g/mol): H = 1, N = 14 e O = 16; $1 \text{ t} = 10^6 \text{ g}$.

AULAS DE QUÍMICA
por Anderson Dino

GABARITO

- 1) $4 \cdot 10^{20}$ átomos de Ag 2) $7,5 \cdot 10^{25}$ átomos de Fe 3) $1,2 \cdot 10^{25}$ átomos de Hg
- 4) $1,2 \cdot 10^{22}$ átomos de S 5) $3 \cdot 10^{26}$ moléculas 6) $2 \cdot 10^{21}$ moléculas
- 7) 132 g de CO₂ 8) 2400 g de H₂O 9) 420 mg de Si
- 10) 28 mg de Fe 11) 16 kg de Ti 12) 60 kg de He
- 13) 90 µg de Al 14) 100 µg de C 15) 0,2 ton de Mg
- 16) 1,3 ton de K 17) $1,5 \cdot 10^{29}$ moléculas 18) $4 \cdot 10^{29}$ moléculas

O AUTOR



Sou Anderson Dino, professor de Química em Campinas e Região desde 1996. Sou formado em Química pela Unicamp e também pós-graduado pela mesma instituição. Também sou blogueiro, músico, fotógrafo e conteudista. Autor e revisor de materiais didáticos de editoras e sistemas didáticos. Editor do site aulasdequimica.com.br.

O site aulasdequimica.com.br surgiu da necessidade de compartilhar informações, curiosidades e exercícios com meus alunos e colegas. Hoje ele está com todo conteúdo aberto para quem se interessar e precisar do Ensino de Química. Ajude a manter essa ferramenta no ar. Acesse:

<http://aulasdequimica.com.br/doacoes>



COMPARTILHE



79

ME SIGA



/dino.quimica



@andersondino

por Anderson Dino

CONTATO



contato@aulasdequimica.com.br
www.aulasdequimica.com.br

