

Química

Por dentro das grandezas químicas

Massa Atômica Mol Número de Avogadro Massa Molar Volume Molar



Professor Michel



PROFESSOR
FERRETTO

Aula 01:

Grandezas químicas

Sumário

Parte 1. Teoria: Grandezas química	3
1. Massa atômica	
2. Massa do elemento	4
3. Massa Molecular	
4. Número de Avogadro	5
5. Mol: a unidade de contagem da Química	
6. Massa molar	6
7. Volume molar	
8. Quadro Resumo: Todas as Grandezas	
Parte 2. Aplicação: Como usar as grandezas	7
A linha mágica	
Tipos de questão	
Parte 3: Exercícios Resolvidos	9
Parte 4: Revisão e Checklist	12
Questões para fixar	13

Parte 1: Teoria

Grandezas químicas

Antes de entrar de cabeça nos cálculos, precisamos dominar os conceitos que sustentam toda a [estequiometria](#).

Sem isso, as contas não fazem sentido. Por quê? Porque não temos referências.

É aquela história, quando não se sabe para onde se quer ir, de nada adianta pedir orientação, pois qualquer direção daria no mesmo.

Vamos, pois, começar da base.

1. Massa atômica

Por que precisamos de um padrão?

Porque um único átomo é absurdamente pequeno!

Assim, tentar medir a massa de um único átomo numa balança é impossível, visto ser incompreensivelmente leve.

Isso quer dizer que não se pode ter ideia da massa de um átomo? Não, não é isso.

A questão é que para tudo o que se quer medir é necessária uma referência. A referência nada mais é que um valor aleatório que vira um padrão.

Dessa forma, quando se diz que uma pessoa pesa 60 kg, ela pesa 60 vezes a referência, que no caso é um quilo.

A solução, por conseguinte, foi criar um padrão de comparação do mesmo jeito que o quilo para massas e como o metro é um padrão para medição de comprimento.

Para massas atômicas, o padrão escolhido foi o átomo de carbono-12. Poderia ter sido outro, mas o escolhido foi o carbono-12 e é isso que interessa aqui.

Padrão adotado:

O isótopo carbono-12 (^{12}C), escolhido pela IUPAC em 1961, tem massa definida como exatamente 12 u (unidades de massa atômica).

Unidade:

u, unidade de massa atômica

Como se calcula:

Usa-se um espectrômetro de massa, que compara a massa do átomo estudado com a do carbono-12.

Como ler a massa atômica

Quando você vê que o hidrogênio pesa 1 u, isso obviamente não significa que o hidrogênio foi colocado numa balança.

Significa, sim, que a massa do hidrogênio é 12 vezes menor do que a do carbono.

Lembre-se que o carbono-12 é a referência, assim, os demais átomos ou elementos são comparados com essa referência, com esse padrão de medida. Simples assim!

Observe a tabela abaixo e a questão ficará clara para você.

Átomo	Massa Atômica	Interpretação
Hidrogênio (H)	1 u	12x mais leve que o carbono
Carbono (C)	12 u	padrão = referência
Oxigênio (O)	16 u	$16/12 \approx 1,33$ x mais pesado
Magnésio (Mg)	24 u	2x mais pesado que o carbono

🎯 **MACETE:** se está em 'u', é massa atômica de UM átomo só!

Massa Atômica = massa de 1 átomo → unidade: u

2. Massa do elemento (média ponderada dos isótopos)

Um elemento químico pode ter vários isótopos, átomos com o mesmo número atômico, mas massas diferentes.

Note, pois, que um isótopo tem o mesmo número de prótons (número atômico), mas número diferente de nêutrons, daí terem massa diferente.

E por que a massa atômica que aparece na tabela periódica geralmente está em números quebrados, não inteiros?

Isso ocorre porque a massa que aparece na tabela periódica não é a de um isótopo específico, mas a média ponderada de todos eles.

Abaixo você pode ver a fórmula como é calculada a média ponderada da massa do átomo e seus respectivos isótopos.

Fórmula da média ponderada

$$\text{Massa do elemento} = (\% \text{ isótopo}_1 \times \text{massa}_1 + \% \text{ isótopo}_2 \times \text{massa}_2 + \dots) \div 100$$

Exemplo 1: Cloro (Cl)

O cloro tem dois isótopos: ^{35}Cl (75%) e ^{37}Cl (25%). Como 75% é ^{35}Cl , a média ficará mais perto de 35 do que de 37.

Isótopo	Massa	Abundância
^{35}Cl	35 u	75%
^{37}Cl	37 u	25%

$$\text{Massa} = (75 \times 35 + 25 \times 37) \div 100 = (2625 + 925) \div 100 = 35,5 \text{ u}$$



Pegadinha de prova:

Como pode a massa do átomo ser 35,5 se não existe meio próton ou meio nêutron? A resposta está justamente na (...)

(...) MÉDIA PONDERADA, não a massa de um átomo real. Ela representa o 'átomo médio' daquele elemento.

3. Massa Molecular

Como você já sabe, os átomos, quando se interligam entre si, formam o que se chama moléculas.

Uma molécula, portanto, é um conjunto de átomos.

A partir disso fica fácil inferir o que é massa molecular, isto é, a soma das massas dos átomos que compõem a molécula em questão. **A distância**, de se notar, **não mudou**, mas a **posição mudou!**

Massa molecular = soma das massas atômicas dos átomos da molécula (em u)

Exemplos Resolvidos

Molécula	Cálculo	Massa Molecular
H_2O	$(2 \times 1) + 16$	18 u
H_2SO_4	$(2 \times 1) + 32 + (4 \times 16)$	98 u
C_3H_8 (propano)	$(3 \times 12) + (8 \times 1)$	44 u
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glicose)	$(6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16)$	180 u
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$40 + 32 + (4 \times 16) + 2 \times 18$	172 u

🔗 **MACETE:** quando tem ponto (·) na fórmula:

Ex: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ a água de cristalização **TAMBÉM** entra no cálculo da massa. Some tudo!

4. Número de Avogadro

O problema com a unidade 'u' é que ela não faz sentido no dia a dia.

Por quê?

Porque se alguém te diz que você tem 800.000 u de carbono, você simplesmente não sabe se isso é muito ou pouco.

A ideia genial de Avogadro, portanto, foi imaginar uma quantidade de partículas necessárias para que a massa em 'u' pudesse ser representada em gramas. Isso porque o grama é uma unidade padrão palpável, pois lidamos com ela no dia a dia.

Daí surgiu justamente o número de Avogadro, como você vê abaixo.

$$N = 6,02 \times 10^{23}$$

Constante de Avogadro
(número de Avogadro)

Assim, caso você juntar $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono, você terá 12 gramas (não 12 u). Se juntar $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água, terá 18 gramas. Ainda, se você tiver $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ferro, você terá 55,85 gramas de ferro.

Esse é o grande salto: de u para gramas.

Agora, a partir da constante de Avogadro ficou mais fácil, pois se eu falar que irei arremessar 9 vezes a constante de Avogadro em ferro ($9 \times 55,85$) compacto, você certamente sairá da frente, pois sabe que aproximadamente 500 gramas de ferro podem causar um dano considerável.

! Curiosidade de prova:

O número de Avogadro NÃO foi descoberto pelo Avogadro. Avogadro já havia morrido quando o número foi determinado pela primeira vez. O que foi dele foi a ideia.

5. Mol: a unidade de contagem da Química

Mesmo sabendo que $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono resulta em 12 gramas de carbono, é um tanto complicado ficar repetindo '6,02 $\times 10^{23}$ ' disso ou daquilo o tempo todo.

O bom de tudo é que sempre há pessoas com belos insights, e foi assim que resolveram chamar o '6,02 $\times 10^{23}$ ' de mol. Apenas

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ unidades}$$

(de qualquer coisa)

Analogia para nunca mais esquecer:

Unidade de contagem	Quantidade
1 dúzia	12 unidades
1 centena	100 unidades
1 milhar	1.000 unidades
1 mol	$6,02 \times 10^{23}$ unidades

Alguns poderiam perguntar: mas mol de quê? De qualquer coisa! Portanto, sempre pergunte mol de quê?!

Pode ser mol de átomos, de moléculas, de íons — ou até de elefantes. Seriam então 602.000.000.000.000.000.000.000 elefantes.

Um número, portanto, extremamente absurdo de elefantes (estima-se que existam apenas de 350 mil a 415 mil elefantes em todo planeta).

🎯 MACETE: leia com atenção o que está em mol:

- 1 mol de átomos de C
→ $6,02 \times 10^{23}$ átomos
- 1 mol de moléculas de H_2O
→ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
- 2 mol de qualquer coisa
→ $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ dessas coisas

6. Massa molar

Como você provavelmente concluiu, a massa molar nada mais é que a massa de 1 mol. Massa molar = massa de 1 mol. Parece simples, não? E é! É tão simples quanto parece.

Regra de ouro: o valor numérico da massa molar é IGUAL ao valor da massa atômica/molecular. A diferença é só a unidade:

- Massa Atômica/Molecular → unidade: u (massa de 1 átomo ou 1 molécula)
- Massa Molar → unidade: g/mol (massa de 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ partículas)

Substância	Massa de 1 partícula	Massa de 1 mol
Carbono (C)	12 u	12 g/mol
Água (H ₂ O)	18 u	18 g/mol
Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	98 u	98 g/mol
Glicose (C ₆ H ₁₂ O ₆)	180 u	180 g/mol

7. Volume molar

Volume, como você já sabe, é o espaço que algo ocupa.

Assim, o volume molar é justamente o volume de um mol. Volume molar = volume de 1 mol.

Dessa forma, o único caso que você precisa decorar para o ENEM é o de gases nas CNTP.

CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão):

Temperatura = 0°C (273 K)

Pressão = 1 atm

Volume de 1 mol de qualquer gás nas CNTP = 22,4 L

⚠ Atenção:

Existe uma atualização que mudaria o valor para 22,7 L, mas as provas do ENEM e dos principais vestibulares continuam usando 22,4 L. Use 22,4 L a menos que a questão diga o contrário.

8. Quadro Resumo: Todas as Grandezas

Grandeza	Definição	Unidade	Símbolo
Massa Atômica	Massa de 1 átomo (comparada ao C-12)	u	MA
Massa do Elemento	Média ponderada dos isótopos	u	ME
Massa Molecular	Soma das massas atômicas da molécula	u	MM
Número de Avogadro	Qtd. de partículas em 1 mol	—	$N = 6,02 \times 10^{23}$
Mol	Unidade de contagem química	mol	n
Massa Molar	Massa de 1 mol de uma substância	g/mol	M
Volume Molar (gás/CNTP)	Volume de 1 mol de gás a 0°C, 1 atm	L/mol	$V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Parte 2: Aplicação

Como usar as grandezas

Agora que os conceitos foram apresentados e internalizados, vamos ver como resolver qualquer questão de grandezas químicas.

Observe que o segredo é uma linha mágica que conecta tudo. Veja abaixo qual é essa linha mágica.

A linha mágica: seu mapa para qualquer cálculo

1 mol $\leftrightarrow$ $6,02 \times 10^{23}$ partículas $\leftrightarrow$ massa molar (em gramas)

Montar essa linha é o primeiro passo de QUALQUER questão.

Tipo de Questão 1: Dado o número de mols, achar massa ou nº de partículas

Exemplo: 5 mols de carbono (C, massa = 12 u)

O que se quer saber	Massa de 1 partícula	Massa de 1 mol
Número de átomos	5 mol $\times$ 6×10^{23} átomos/mol	$30 \times 10^{23} = 3 \times 10^{24}$ átomos
Massa	5 mol $\times$ 12 g/mol	60 g

Tipo de Questão 2: Dada a massa, achar o número de mols

Exemplo: 600 g de carbono (massa molar = 12 g/mol)

Fórmula: $n \text{ (mols)} = m \text{ (massa)} \div M \text{ (massa molar)}$

$$n = 600 \div 12 = 50 \text{ mols}$$

Dica: você não precisa decorar a fórmula. Basta pensar: se 1 mol = 12 g, quantos mols cabem em 600 g? $600 \div 12 = 50$.

Tipo de Questão 3: Dado o nº de partículas, achar a massa

Exemplo: 24×10^{23} átomos de carbono

Monte a linha mágica e faça regra de três:

Referência (1 mol)	Problema
6×10^{23} átomos	24×10^{23} átomos
12 g	$m = ?$

$$m = (24 \times 10^{23} \times 12) \div (6 \times 10^{23}) = 4 \times 12 = 48 \text{ g}$$

Note que no caso 10^{23} é uma constante que aparece nos dois lados. Assim, basta uma regra de três simples. Multiplica-se o 12 por 24 e o produto se divide por 6.

Simples assim!

Tipo de Questão 4: Massa de 1 única partícula em gramas

Exemplo: Qual é a massa de 1 átomo de carbono em gramas?

A ideia é dividir a massa de 1 mol pelo número de Avogadro:

$$m_1 = M \div N = 12 \div (6 \times 10^{23}) = 2 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Tipo de Questão 5: Moléculas: átomos dentro de mols

Quando a substância é uma molécula, precisamos contar átomos dentro dela. Isso porque, como vimos acima e você já está careca de saber, uma molécula é formada pela junção de átomos. O raciocínio, portanto, é:

Passo	O que fazer
1	Identifique a fórmula molecular
2	Calcule a massa molar (soma das massas atômicas)
3	Descubra quantos mols de moléculas você tem ($m \div M$)
4	Multiplique pelos átomos de interesse por molécula
5	Se pedir átomos (não mols), multiplique por $6,02 \times 10^{23}$

Exemplo completo: 90 g de C_2H_6 - contém quantos átomos de carbono?

1. Massa molar do C_2H_6 = $(2 \times 12) + (6 \times 1) = 24 + 6 = 30 \text{ g/mol}$
2. Mols de C_2H_6 = $90 \div 30 = 3 \text{ mols de moléculas}$
3. Cada molécula tem 2 átomos de C $\rightarrow 3 \text{ mol} \times 2 = 6 \text{ mol de C}$
4. N° de átomos de C = $6 \times 6 \times 10^{23} = 36 \times 10^{23} = 3,6 \times 10^{24} \text{ átomos}$

Exemplo Completo: 900 g de glicose $C_6H_{12}O_6$ (M = 180 g/mol) - total de átomos

1. Mols de glicose = $900 \div 180 = 5 \text{ mols}$
2. Átomos por molécula = $6 + 12 + 6 = 24 \text{ átomos}$
3. Mols de átomos = $5 \times 24 = 120 \text{ mols}$
4. N° total de átomos = $120 \times 6 \times 10^{23} = 720 \times 10^{23} = 7,2 \times 10^{25} \text{ átomos}$

🎯 **MACETE: a pergunta muda a resposta!**

- Perguntou **QUANTOS MOLS** $\rightarrow$ pare no passo 3 ou 4
- Perguntou **QUANTOS ÁTOMOS/MOLÉCULAS** $\rightarrow$ multiplique por $6,02 \times 10^{23}$
- Perguntou a **MASSA** $\rightarrow$ multiplique mols pela massa molar

Parte 3

Exercícios resolvidos

Chegamos à parte mais interessante, à pergunta do 1 milhão!

Como tudo isso cai na prova? Vamos apresentar sete questões de níveis variados, completamente resolvidas e comentadas que abordam todas as formas como o assunto é cobrado nas provas.

Questão 1

FAMERP: Diamante e quilates

Em janeiro de 2018 foi encontrado em uma mina na África o quinto maior diamante (uma variedade alotrópica do carbono) do mundo, pesando 900 quilates. Considerando que um quilate equivale a uma massa de 200 mg, a quantidade, em mol, de átomos de carbono existente nesse diamante é igual a

- a) $1,5 \times 10^1$.
- b) $3,0 \times 10^1$.
- c) $4,5 \times 10^1$.
- d) $1,5 \times 10^4$.
- e) $3,0 \times 10^4$.

Resolução passo a passo:

1. Converter quilates em gramas:

$$1 \text{ quilate} = 200 \text{ mg} = 0,2 \text{ g}$$

2. Massa total do diamante:

$$900 \text{ quilates} \times 0,2 \text{ g} = 180 \text{ g}$$

3. Número de mols de C:

$$n = 180 \div 12 = 15 \text{ mols}$$

 Dica extra:

Quando se fala em ouro, 'quilate' indica pureza (18 quilates = 75% de ouro). Já para diamantes, quilate é PESO. Cuidado, pois, para não confundir!

Resposta: 15 mols = $1,5 \times 10^1$ mol (letra A)

Questão 2

UFRGS: Sal rosa do Himalaia

O sal rosa do Himalaia é um sal rochoso muito apreciado em gastronomia, sendo obtido diretamente de uma reserva natural aos pés da cordilheira. Apresenta baixo teor de sódio e é muito rico em sais minerais, alguns dos quais lhe conferem a cor característica. Considere uma amostra de 100 g de sal rosa que contenha em sua composição, além de sódio e outros minerais, os seguintes elementos nas quantidades especificadas:

Magnésio= 36 mg

Potássio= 39 mg

Cálcio= 48 mg

Os elementos, colocados na ordem crescente de número de mols presentes na amostra, são

- a) K, Ca, Mg.
- b) K, Mg, Ca.
- c) Mg, K, Ca.
- d) Ca, Mg, K.
- e) Ca, K, Mg.

Resolução passo a passo:

Calcule $n = m \div M$ para cada elemento (atenção: massas em miligramas → converter para gramas com $\times 10^3$):

Elemento	Massa	Massa Molar	Cálculo	n (mols)
Mg	$36 \times 10^3 \text{ g}$	24 g/mol	$36 \div 24 \times 10^3$	$1,5 \times 10^3$
K	$39 \times 10^3 \text{ g}$	39 g/mol	$39 \div 39 \times 10^3$	$1,0 \times 10^3$
Mg	$48 \times 10^3 \text{ g}$	40 g/mol	$48 \div 40 \times 10^3$	$1,2 \times 10^3$

Resposta: ordem crescente: K < Ca < Mg (letra A)

Questão 3

IME: Hidrogênio na Lua

Considere que a superfície da Lua seja bombardeada a cada segundo por cerca de 100 bilhões de átomos de hidrogênio por cm^2 em função da ação do “vento solar”. Supondo que esse fluxo se mantenha constante, a massa aproximada de hidrogênio, que atingirá 1 cm^2 da Lua nos próximos 5 milhões de anos será:

(Dado: $N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$)

- a) 16g
- b) 26g
- c) 32g
- d) 40g
- e) 48g

Estratégia de resolução:

1. Calcule o número de segundos em 5 milhões de anos
2. Multiplique pela taxa de átomos por segundo
3. Use a linha mágica para converter átomos em gramas

Cálculo do número de segundos:

$5 \times 10^6 \text{ anos} \times 365 \text{ dias} \times 24 \text{ horas}$
 $\times 60 \text{ min} \times 60 \text{ s}$

Total = $10^{11} \times (5 \times 10^6 \times 365 \times 24 \times 60 \times 60)$ átomos

$10^{11} \times 10^6 = 10^{17} \rightarrow$ junto com o N (10^{23})
sobra 10^6 na divisão

Após simplificar: massa $\approx 26 \text{ g}$

⚠ Dica de abordagem:

Esta questão é mais de transformação de unidades do que de química. O raciocínio químico é simples (linha mágica). O desafio é converter anos em segundos sem se perder.

Resposta: letra B

Questão 4

IFCE: Propano

A quantidade de átomos de carbono contida em 80 gramas de gás propano (C_3H_8) e a massa, em grama, de 1 (uma) molécula de C_3H_8 são, aproximadamente, (Dados: Massa atômica do Carbono = 12u, hidrogênio = 1u e a constante de Avogadro = 6×10^{23})

- a) $3,87 \times 10^{24}$ e $7,33 \times 10^{-23}$.
- b) $3,27 \times 10^{-24}$ e $7,33 \times 10^{-23}$.
- c) $1,09 \times 10^{24}$ e $7,33 \times 10^{-23}$.
- d) $1,09 \times 10^{24}$ e $7,33 \times 10^{23}$.
- e) $3,27 \times 10^{24}$ e $7,33 \times 10^{-23}$.

Parte A: Número de átomos de carbono

1. Massa molar do $\text{C}_3\text{H}_8 = (3 \times 12) + (8 \times 1) = 44 \text{ g/mol}$
2. Em 44 g há 1 mol de $\text{C}_3\text{H}_8 \rightarrow 3 \text{ mols de C} \rightarrow 3 \times 6 \times 10^{23}$ átomos de C
3. Em 80 g: aplique regra de três $\rightarrow n(\text{C}) \approx 3,27 \times 10^{24}$ átomos de C

Parte B: Massa de 1 molécula

1. 1 mol de $\text{C}_3\text{H}_8 = 6 \times 10^{23}$ moléculas = 44 g
2. Massa de 1 molécula = $44 \div (6 \times 10^{23}) \approx 7,33 \times 10^{-23} \text{ g}$

Resposta: letra E

Questão 5

PUC RJ: Isótopos do Oxigênio

Oxigênio é um elemento químico que se encontra na natureza sob a forma de três isótopos estáveis: oxigênio 16 (ocorrência de 99%); oxigênio 17 (ocorrência de 0,60%) e oxigênio 18 (ocorrência de 0,40%). A massa atômica do elemento oxigênio, levando em conta a ocorrência natural dos seus isótopos, é igual a:

- a) 15,84
- b) 15,942
- c) 16,014
- d) 16,116
- e) 16,188

Resolução

Como 99% do oxigênio é ^{16}O , a massa final ficará muito próxima de 16. Isso já elimina alternativas.

$$M = (99 \times 16 + 0,6 \times 17 + 0,4 \times 18) \div 100$$

$$M \approx (1584 + 10,2 + 7,2) \div 100 = 1601,4 \div 100 \approx 16,014 \text{ u}$$

Resposta: $\approx 16,014 \text{ u}$ (Letra C)

Questão 6

PUCCAMP: Fertilizante NPK e Mols de Fósforo

Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-16, que significa 4% de nitrogênio total, 30% de P_2O_5 e 16% de K_2O , em massa. Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente,

Dados:

Massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

O = 16,0

P = 31,0

- a) 0,25
- b) 0,33
- c) 0,42
- d) 0,51
- e) 0,68

Resolução:

1. Em 100 g de fertilizante $\rightarrow$ 30 g de P_2O_5
2. Massa molar do $\text{P}_2\text{O}_5 = (2 \times 31) + (5 \times 16) = 62 + 80 = 142 \text{ g/mol}$
3. Em 142 g de P_2O_5 há 2 mols de P
4. Em 30 g de P_2O_5 : $n(\text{P}) = (30 \times 2) \div 142 = 60 \div 142 = 30 \div 71 \approx 0,42 \text{ mol}$

Resposta: $\approx 0,42 \text{ mol de P}$ (letra C)

Questão 7

FUVEST: Grafite do lápis

A grafite de um lápis tem quinze centímetros de comprimento e dois milímetros de espessura. Dentre os valores abaixo, o que mais se aproxima do número de átomos presentes nessa grafite é

Nota:

- 1) Assuma que a grafite é um cilindro circular reto, feito de grafite puro. A espessura da grafite é o diâmetro da base do cilindro.
- 2) Adote os valores aproximados de:
2,2 g/cm^3 para a densidade da grafite;
12 g/mol para a massa molar do carbono;
 $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro.

- a) 5×10^{23}
- b) 5×10^{23}
- c) 5×10^{22}
- d) 1×10^{22}
- e) 5×10^{21}

Estratégia: Volume $\rightarrow$ Massa $\rightarrow$ Mols $\rightarrow$ Átomos

1. **Dados:** diâmetro = 2 mm $\rightarrow$ raio = 1 mm = 0,1 cm | altura = 15 cm
2. **Volume do cilindro:** $V = \pi \times r^2 \times h = 3,14 \times (0,1)^2 \times 15 = 3,14 \times 0,01 \times 15 \approx 0,46 \text{ cm}^3$
3. **Massa do grafite:** $m = d \times V = 2,2 \times 0,46 \approx 1,01 \text{ g}$
4. **Mols de C:** $n = 1,01 \div 12 \approx 0,084 \text{ mol}$
5. **Nº de átomos:** $N = 0,084 \times 6 \times 10^{23} \approx 0,5 \times 10^{23} = 5 \times 10^{22} \text{ átomos}$

Resposta: $\approx 5 \times 10^{22} \text{ átomos}$ (Letra C)

⚠ Ponto de atenção:

Esta questão parece difícil, mas o raciocínio é linear: geometria $\rightarrow$ densidade $\rightarrow$ linha mágica. Cada etapa usa um conceito já estudado. O segredo é não se assustar e ir passo a passo.

Parte 4

Revisão e checklist



Mapa Mental - Grandezas Químicas

Grandeza	O que é?	Unidade	Pegadinha clássica
Massa Atômica	Massa de 1 átomo vs. carbono-12	u	É comparativa, não absoluta
Massa do Elemento	Média ponderada dos isótopos	u	Pode ser fracionária (ex: 35,5)
Massa Molecular	Soma das MA de todos os átomos	u	Hidratos: contar a água!
Número de Avogadro	$6,02 \times 10^{23}$	—	Não foi descoberto pelo Avogadro
Mol	Unidade de contagem	mol	Mol de quê? Sempre pergunte!
Massa Molar	Massa de 1 mol	g/mol	Valor = MA/MM, unidade muda
Volume Molar	Volume de 1 mol de gás/CNTP	L/mol	CNTP = 0°C; Condição Ambiente $\neq$ CNTP



Checklist: o que você precisa saber fazer!

- Calcular a massa molecular de qualquer composto
- Calcular a massa do elemento a partir dos isótopos (média ponderada)
- Converter entre mols, massa e número de partículas
- Identificar se a questão pede mols ou número de partículas
- Calcular a massa de 1 única partícula em gramas
- Resolver questões com moléculas (átomos dentro de mols de moléculas)
- Calcular volume de gás nas CNTP usando volume molar



Pegadinhas Mais Comuns no ENEM

1. CNTP vs. Condição Ambiente: CNTP = 0°C e 1 atm (volume molar = 22,4 L/mol). Condição Ambiente = 25°C. São diferentes!

2. Mol de moléculas $\neq$ mol de átomos: 1 mol de H_2SO_4 tem 1 mol de moléculas MAS 7 mols de átomos (2H + 1S + 4O).

3. Massa fracionária não é erro: massa atômica 35,5 u é média ponderada, não fração de próton.

4. Quilate para diamante $\neq$ quilate para ouro: diamante = peso; ouro = pureza.

5. Leia o que a questão pede: 'Quantos mols?' e 'Quantos átomos?' são perguntas DIFERENTES com respostas diferentes.

Questões para fixar

Questão 1 - PUC RJ

Oxigênio é um elemento químico que se encontra na natureza sob a forma de três isótopos estáveis: oxigênio 16 (ocorrência de 99%); oxigênio 17 (ocorrência de 0,60%) e oxigênio 18 (ocorrência de 0,40%). A massa atômica do elemento oxigênio, levando em conta a ocorrência natural dos seus isótopos, é igual a:

- a) 15,84
- b) 15,942
- c) 16,014
- d) 16,116
- e) 16,188

Questão 2 - UFPB

Vidros de vasilhames contêm cerca de 80% de SiO_2 em sua composição. Assim, considerando esse percentual, é correto afirmar que, em 525 g de vidro de vasilhame, a quantidade de matéria de SiO_2 é:

Dados:

O (16), Si (28)

- a) 4 mol
- b) 14 mol
- c) 7 mol
- d) 3 mol
- e) 9 mol

Questão 3 - UNIMONTES

O cloro presente no PVC tem dois isótopos estáveis. O cloro-35, com massa 34,97 U, constitui 75,77% do cloro encontrado na natureza. O outro isótopo é o cloro-37, de massa 36,97 U. Em relação aos isótopos, é CORRETO afirmar que o cloro-37

- a) contribui menos para a massa atômica do cloro.
- b) apresenta maior quantidade de elétrons.
- c) apresenta maior número atômico.
- d) é mais abundante na natureza.

Questão 4 - ENEM

O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão pra evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br.
Acesso em: 1 ago. 2012 (adaptado).

Considerando-se o valor de $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- a) $7,5 \times 10^{21}$
- b) $1,5 \times 10^{22}$
- c) $7,5 \times 10^{23}$
- d) $1,5 \times 10^{25}$
- e) $4,8 \times 10^{25}$

Gabarito:

Questão 1: Alternativa **B**
Questão 2: Alternativa **C**
Questão 3: Alternativa **A**
Questão 4: Alternativa **B**

Cadastre-se gratuitamente e
acesse 3 cursos completos de
Matemática, Física e Química
básica dentro da plataforma
do Professor Ferretto.

Siga-nos nas redes sociais:



PROFESSOR
FERRETTO

professorferretto.com.br