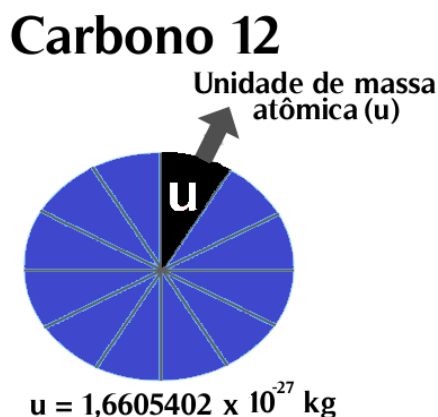


Relações numéricas

Resumo

Unidade de massa atômica

A unidade de massa atômica é uma **unidade de medida** de **massa** utilizada para expressar a massa de partículas atômicas. Ela é definida como 1/12 da massa de um átomo de **carbono-12** em seu estado fundamental.



Massa atômica

A massa atômica de um elemento é a média da sua massa e ocorrência dos seus isótopos na natureza. A massa atômica do átomo é expressa em **u**.

$$MA = \frac{(A1.P1) + (A2.P2) + \dots + (An.Pn)}{100\%}$$

A = massa do isótopo

P = % de ocorrência do Isótopo

$P1 + P2 + \dots + Pn = 100\%$

Ex.:

B¹⁰ ocorrência 20%

B¹¹ ocorrência 80%

$$MA = (10 \times 20 + 11 \times 80) / 100\%$$

$$MA = 10,8u$$

Número de massa

O número de massa de um elemento é dado pelo somatório da quantidade de prótons ou número atômico, com os de nêutrons existentes no núcleo.

$$A = p + n \text{ ou } A = Z + n$$

Massa molecular

A massa molecular corresponde à soma das massas atômicas dos elementos que compõem uma determinada substância.

$$\text{Massa molecular} = \Sigma MA$$

Ex.: Dadas as massas atômicas: Ca = 40u, H = 1u, S = 32u, O = 16, C = 12u.

$$H_2SO_4 = 2 + 32 + 64 = 98u$$

$$CaCO_3 = 40 + 12 + 48 = 100u$$

Número de avogadro

O número de Avogadro é a quantidade de entidades elementares (átomos, elétrons, íons, moléculas) presentes em 1 mol de qualquer substância.

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

Massa molar

É a massa em gramas presente em $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementares de determinada espécie, ou seja, a massa presente em 1 mol de qualquer substância. Numericamente as massas atômica e molar são iguais.

Ex.: 1 mol $O_2 = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de $O_2 = 32g$ de massa molar

1 mol $H_2SO_4 = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de $H_2SO_4 = 98g$ de massa molar

1 mol Fe = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe = 56g de massa molar

Volume molar

O volume molar é o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás.

Volume molar nas CNTP

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ litros}$$

CNTP = Condições normais de temperatura e pressão, Em que a pressão é igual a 1 atm e a temperatura é de 273 K (0°C).

Para provarmos que 1 mol de qualquer gás nas CNTP ocupa o volume de 22,4L, podemos jogar tais valores na equação de Clapeyron.

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

Onde: P = pressão (atm)

V = volume (litros)

n = número de mol

R = constante dos gases (valor = $0,082 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)

T = temperatura (Kelvin)

Para gases nas CNTP:

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

$$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$V = 22,4L$$

Importante!

CATP = Condições Ambientais de Temperatura e Pressão, em que a pressão também é de 1 atm, mas a temperatura é de 298 K (25 °C), o volume molar passa a ser 25 L, ou seja, **1 mol = 25 litros**.

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

$$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 25L$$

Ex.: Nas CNTP:

$$1 \text{ mol O}_2 = 22,4L$$

$$2 \text{ mol O}_2 = 44,8L$$

$$\frac{1}{2} \text{ mol N}_2 = 11,2L$$

Volume molar fora das CNTP

Para calcular os volumes molares fora das CNTP, utilizamos a equação de Clapeyron.

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

Onde: P = pressão (atm)

V = volume (litros)

n = número de mol

R = constante dos gases (valor = 0,082 L . atm . K⁻¹ . mol⁻¹)

T = temperatura (Kelvin)

Ex.: Qual o volume ocupado por 1 mol de O₂ a 2 atm e 100k.

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

$$2 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 100$$

$$V = 16,4L \text{ de O}_2$$

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

Exercícios

1. A vitamina E tem sido relacionada à prevenção ao câncer de próstata, além de atuar como antioxidante para prevenir o envelhecimento precoce. A dose diária recomendada para uma pessoa acima de 19 anos é de 15 mg.

Considerando-se que, em alguns suplementos alimentares, existam $0,105 \times 10^{20}$ moléculas da vitamina E, por comprimido, fórmula molecular $C_{29}H_{50}O_2$, e que o número de Avogadro é $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, o número de comprimidos que deve ser consumido em um mês (30 dias) para manter a dose recomendada diária é cerca de

- a) 30 comprimidos.
- b) 45 comprimidos.
- c) 60 comprimidos.
- d) 15 comprimidos.
- e) 120 comprimidos.

2. **Lucy caiu da árvore**

Conta a lenda que, na noite de 24 de novembro de 1974, as estrelas brilhavam na beira do rio Awash, no interior da Etiópia. Um gravador K7 repetia a música dos Beatles “Lucy in the Sky with Diamonds”. Inspirados, os paleontólogos decidiram que a fêmea AL 288-1, cujo esqueleto havia sido escavado naquela tarde, seria apelidada carinhosamente de Lucy.

Lucy tinha 1,10 m e pesava 30 kg. Altura e peso de um chimpanzé. ¹Mas não se iluda, Lucy não pertence à linhagem que deu origem aos macacos modernos. Ela já andava ereta sobre os membros inferiores. Lucy pertence à linhagem que deu origem ao animal que escreve esta crônica e ao animal que a está lendo, eu e você.

Os ossos foram datados. Lucy morreu 3,2 milhões de anos atrás. Ela viveu 2 milhões de anos antes do aparecimento dos primeiros animais do nosso gênero, o *Homo habilis*. A enormidade de 3 milhões de anos separa Lucy dos mais antigos esqueletos de nossa espécie, o *Homo sapiens*, que surgiu no planeta faz meros 200 mil anos. Lucy, da espécie *Australopithecus afarensis*, é uma representante das muitas espécies que existiram na época em que a linhagem que deu origem aos homens modernos se separou da que deu origem aos macacos modernos. ²Lucy já foi chamada de elo perdido, o ponto de bifurcação que nos separou dos nossos parentes mais próximos.

Uma das principais dúvidas sobre a vida de Lucy é a seguinte: ela já era um animal terrestre, como nós, ou ainda subia em árvores?

³Muitos ossos de Lucy foram encontrados quebrados, seus fragmentos espalhados pelo chão. Até agora, se acreditava que isso se devia ao processo de fossilização e às diversas forças às quais esses ossos haviam sido submetidos. Mas os cientistas resolveram estudar em detalhes as fraturas.

As fraturas, principalmente no braço, são de compressão, aquela que ocorre quando caímos de um local alto e apoiamos os membros para amortecer a queda. Nesse caso, a força é exercida ao longo do eixo maior do osso, causando um tipo de fratura que é exatamente o encontrado em Lucy. Usando raciocínios como esse, os cientistas foram capazes de explicar todas as fraturas a partir da hipótese de que Lucy caiu do alto de uma árvore de pé, se inclinou para frente e amortizou a queda com o braço.

⁴Uma queda de 20 a 30 metros e Lucy atingiria o solo a 60 km/h, o suficiente para matar uma pessoa e causar esse tipo de fratura. Como existiam árvores dessa altura onde Lucy vivia e muitos chimpanzés sobem até 150 metros para comer, uma queda como essa é fácil de imaginar.

A conclusão é que Lucy morreu ao cair da árvore. E se caiu era porque estava lá em cima. E se estava lá em cima era porque sabia subir. Enfim, sugere que Lucy habitava árvores.

Mas na minha mente ficou uma dúvida. Quando criança, eu subia em árvores. E era por não sermos grandes escaladores de árvores que eu e meus amigos vivíamos caindo, alguns quebrando braços e pernas. Será que Lucy morreu exatamente por tentar fazer algo que já não era natural para sua espécie?

Fernando Reinach. Adaptado de *O Estado de S. Paulo*, 24/09/2016.

A técnica de datação radiológica por carbono-14 permite estimar a idade de um corpo, como o de Lucy, que apresentava $1,2 \times 10^{12}$ átomos de carbono-14 quando viva.

Essa quantidade, em mols, corresponde a:

- a) $2,0 \times 10^{-12}$
- b) $2,0 \times 10^{-11}$
- c) $5,0 \times 10^{-11}$
- d) $5,0 \times 10^{-12}$
- e) $5,0 \times 10^{-13}$

3. Os combustíveis de origem fóssil, como o petróleo e o gás natural, geram um sério problema ambiental, devido à liberação de dióxido de carbono durante o processo de combustão. O quadro apresenta as massas molares e as reações de combustão não balanceadas de diferentes combustíveis.

Combustível	Massa molar (g/mol)	Reação de combustão (não balanceada)
Metano	16	$\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Acetileno	26	$\text{C}_2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Etano	30	$\text{C}_2\text{H}_{6(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Propano	44	$\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
Butano	58	$\text{C}_4\text{H}_{10(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

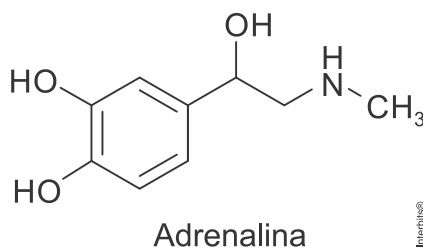
Considerando a combustão completa de 58 g de cada um dos combustíveis listados no quadro, a substância que emite mais CO_2 é o

- a) etano.
 - b) butano.
 - c) metano.
 - d) propano.
 - e) acetileno.
4. Atletas de levantamento de peso passam pó de magnésio (carbonato de magnésio) em suas mãos para evitar que o suor atrapalhe sua performance ou, até mesmo, cause acidentes. Suponha que, em uma academia especializada, o conjunto de atletas utilize 168,8 g de pó de magnésio por dia.

A massa mais aproximada de Mg, em kg, associada à compra de pó de magnésio, para 30 dias de uso, é

- a) 0,05.
- b) 0,21.
- c) 1,46.
- d) 2,92.

5. Mol é a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos do isótopo ^{12}C contidos em $12 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$ de ^{12}C .
Uma massa de 44 g de CO_2 corresponde a 1,0 mol de CO_2 e ocupa, nas CNTPs, um volume fixo de 22,4 L. Desse modo, assinale a alternativa que apresenta, aproximadamente, o volume ocupado por 188 g de gás carbônico (CO_2).
- a) 90 L.
 - b) 80 L.
 - c) 44 L.
 - d) 96 L.
 - e) 22 L.
6. Em momentos de estresse, as glândulas suprarrenais secretam o hormônio adrenalina, que, a partir da aceleração dos batimentos cardíacos, do aumento da pressão arterial e da contração ou relaxamento de músculos, prepara o organismo para a fuga ou para a defesa.



Dados:

$M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

Fórmula molecular da adrenalina: $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$.

Qual é o valor da massa molar (em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) desse composto?

- a) 169.
- b) 174.
- c) 177.
- d) 183.
- e) 187.

7. A massa de 3 átomos de carbono 12 é igual à massa de 2 átomos de um elemento X. Pode-se dizer, então, que a massa atômica de X, em u, é:
- a) 12
 - b) 36
 - c) 24
 - d) 3
 - e) 18
8. A falta de vitamina B₁ (C₁₂H₁₈ON₄SCl₂) provoca falta de apetite, crescimento retardado e beribéri (enfraquecimento e desgoverno das pernas). Sua massa molecular é:
- a) 457
 - b) 337
 - c) 207
 - d) 257
 - e) 280
9. Para atrair machos para acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10⁻¹²g de tal composto de fórmula C₁₉H₃₈O deve estar presente para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa?
- a) 2 · 10⁹ moléculas
 - b) 3 · 10⁹ moléculas
 - c) 10¹⁰ moléculas
 - d) 4 · 10⁹ moléculas
 - e) 8 · 10⁹ moléculas
10. A densidade do alumínio, a 20 °C, é igual a 2,7 g/mL. Quantos átomos desse metal existem numa amostra que ocupa o volume de 10 mL, a 20 °C?
- a) 10
 - b) 1,0 · 10³
 - c) 6,0 · 10²³
 - d) 1,0 · 10²⁶
 - e) 6,0 · 10²

Gabarito

1. C

$$C_{29}H_{50}O_2 = 29 \times 12 + 50 \times 1 + 2 \times 16 = 430$$

$$M_{C_{29}H_{50}O_2} = 430 \text{ g/mol}$$

$$430 \text{ g} \text{ ————— } 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$15 \times 10^{-3} \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{15 \times 10^{-3} \text{ g} \times 6 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{430 \text{ g}} = 0,209 \times 10^{20} \text{ moléculas}$$

$$0,105 \times 10^{20} \text{ moléculas} \text{ ————— } 1 \text{ comprimido}$$

$$0,209 \times 10^{20} \text{ moléculas} \text{ ————— } y$$

$$y = \frac{0,209 \times 10^{20} \text{ moléculas} \times 1 \text{ comprimido}}{0,105 \times 10^{20} \text{ moléculas}} = 1,99 \text{ comprimido}$$

$$y = 2 \text{ comprimidos}$$

Em 30 dias: 60 comprimidos (2×30 comprimidos).

2. A

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,0 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

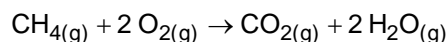
$$n \text{ ————— } 1,2 \times 10^{12} \text{ átomos de carbono}$$

$$n = \frac{1 \text{ mol} \times 1,2 \times 10^{12}}{6,0 \times 10^{23}} = 0,2 \times 10^{-11} \text{ mol}$$

$$n = 2,0 \times 10^{-12} \text{ mol}$$

3. E

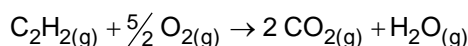
$$n_{CH_4} = \frac{58 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,625 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$3,625 \text{ mol} \text{ ————— } \boxed{3,625 \text{ mol}}$$

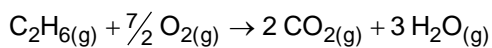
$$n_{C_2H_2} = \frac{58 \text{ g}}{26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,23 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 2 \text{ mol}$$

$$2,23 \text{ mol} \text{ ————— } \boxed{4,46 \text{ mol}} \text{ (maior valor)}$$

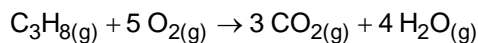
$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{58 \text{ g}}{30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,93 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 2 \text{ mol}$$

$$1,93 \text{ mol} \text{ ————— } \boxed{3,87 \text{ mol}}$$

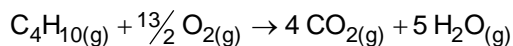
$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{58 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,32 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 3 \text{ mol}$$

$$1,32 \text{ mol} \text{ ————— } \boxed{3,96 \text{ mol}}$$

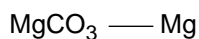
$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{58 \text{ g}}{58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ————— } \boxed{4 \text{ mol}}$$

Conclusão: o acetileno (C_2H_2) emite mais CO_2 .

4. C



$$84 \text{ g} \text{ — } 24 \text{ g}$$

$$168,8 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 48,22 \text{ g ou } 0,048 \text{ kg}$$

$$0,048 \cdot 30 \text{ dias} = 1,45 \text{ kg}$$

5. D

1 mol de CO_2 :

$$44 \text{ g} \text{ — } 22,4 \text{ L}$$

$$188 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 95,7 \text{ L} \approx 96 \text{ L}$$

6. D

Fórmula molecular da adrenalina: $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$.

$$M_{\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3} = 9 \times 12 + 13 \times 1 + 1 \times 14 + 3 \times 16 = 183 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

7. E

$$3 \text{ átomos de C: } 3 \cdot 12 = 36 \quad 2 \cdot X = 36 \rightarrow X = 18$$

8. B



$$\text{Massa Molar} = 12 \cdot \text{C} + 18 \cdot \text{H} + 1 \cdot \text{O} + 4 \cdot \text{N} + 1 \cdot \text{S} + 2 \cdot \text{CL}$$

$$\text{Massa Molar} = 12 \cdot 12 + 18 \cdot 1 + 1 \cdot 16 + 4 \cdot 14 + 1 \cdot 32 + 2 \cdot 35,5$$

$$\text{Massa Molar} = 144 + 18 + 16 + 56 + 32 + 71$$

$$\text{Massa Molar} = 337 \text{ u}$$

9. A

$$1 \text{ mol de } \text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O} \text{ --- } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas --- } 282 \text{ g}$$

$$x \text{ --- } 10^{-12} \text{ g}$$

$$x = \frac{10^{-12} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{282}$$

$$x \approx 2,1 \cdot 10^9 \text{ moléculas de } \text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$$

10. C

$$2,7 \text{ g de alumínio --- } 1 \text{ mL}$$

$$x \text{ --- } 10 \text{ mL}$$

$$x = \frac{20 \cdot 2,7}{1} \rightarrow x = 27 \text{ g}$$

27 g = massa molar do alumínio que contém $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de alumínio