

Prof. Marcus Ennes
Prof. Felipe Garcia

Química geral

UNIDADE 15: Grandezas químicas

A química é uma das ciências que permitem relacionar grandezas microscópicas com outras de maior escala. Entretanto essa relação nem sempre foi clara, se tornando mais palpável nos últimos dois séculos, principalmente com os trabalhos do físico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856).

À época do desenvolvimento destes estudos havia um problema: a balança já existia, porém quando a quantidade de matéria era reduzida, não havia sensibilidade nem escala suficientes. Com isso, principalmente a partir de experimentos com gases, em 1811, Avogadro propôs que “iguais volumes de quaisquer gases, quando medidos sob as mesmas condições de temperatura e pressão, encerram o mesmo número de moléculas”.

Algumas décadas depois, o químico e físico austríaco Johann Josef Loschmidt (1821-1895) indicou pela primeira vez a chamada de constante de Avogadro (N_A). O termo mol, derivado do latim “mole”, que significa “parte”, utilizado na constante, foi utilizado pela primeira vez em 1896, pelo químico letão Wilhem Ostwald (1853-1932). O valor da constante, só foi calculado em 1909, pelo físico francês Jean Perrin (1870-1942).



Grandezas químicas

A medida de massa no cotidiano se dá geralmente de forma prática e se tornou algo simples com a utilização de uma balança. Trata-se de um instrumento muito útil. A mesma balança que pesa um caminhão carregado não é a balança que pesa alguns gramas de reagentes em um laboratório, pois estas possuem sensibilidades diferentes, ou seja, cada balança está mais apta a aferir massas de grandezas distintas. A mais sensível dentre elas foi criada em 2012, e é capaz de medir a massa de um próton. Temos também as balanças analíticas, utilizadas mais comumente em laboratórios, que oferecem sensibilidade de até 4 ou 5 casas decimais.

Unidade de massa atômica (u)

No que tange à escala atômica, o valor de massa para um átomo é extremamente pequeno, da ordem de 10^{-24} ou 10^{-23} g. Então, os químicos estabeleceram através de uma convenção realizada pela IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) em 1961 uma unidade específica para trabalhar com este conceito. Esta unidade chama-se unidade atômica de massa, que pode ser representada de maneira mais sucinta pela letra u.

Tem-se que 1u equivale a 1/12 da massa de um único átomo de isótopo do carbono-12. Já a massa do próton é 1,00759 u,

e a massa do nêutron é 1,00897 u. Para fins práticos, basta considerar tanto a massa dos prótons quanto a dos nêutrons como valendo 1u. Observe a relação entre as unidades “u” e “gramas (g)”:

$$1u = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Com base na definição de unidade atômica de massa estabelece-se o conceito de massa atômica. Também surge, subsequentemente, o conceito de número de massa.

Massa atômica (MA)

Massa atômica consiste na quantificação de massa de um átomo, tomando como base a unidade atômica de massa (u). Já que a unidade atômica de massa equivale a 1/12 da massa atômica do átomo de carbono-12, então a massa atômica do carbono equivale a 12 u.

O valor apresentado para massa atômica de um elemento na tabela periódica consiste em uma média ponderada que envolve as massas atômicas de todos os seus isótopos, tendo como pesos as porcentagens existentes de cada isótopo. Por exemplo, para o átomo de nitrogênio temos dois isótopos estáveis, o nitrogênio-14 e o nitrogênio-15. A porcentagem de nitrogênio-14 existente é de 99,634%, enquanto a porcentagem para o átomo de nitrogênio-15 é de apenas 0,366%. Temos então o cálculo da massa atômica sendo feito da seguinte forma:

$$MA_N = \frac{14 \cdot 99,634 + 15 \cdot 0,366}{(99,634 + 0,366)}$$
$$MA_N = 14,0037 \simeq 14$$

Número de massa (A)

Este conceito costuma ser muito confundido com o conceito estabelecido acima, o que torna importante diferenciá-los. O

número de massa (A) é a soma do número de prótons, que é o número atômico (Z) com o número de nêutrons (N) presentes no núcleo de um átomo, conforme mostra a relação a seguir:

$$A = Z + N$$

Os valores de número de massa e massa atômica são muito próximos, porém sempre tenha sempre em mente que os conceitos são diferentes.

Massa Molecular (MM)

É definida como o somatório das massas atômicas de cada um dos átomos constituintes de uma única molécula. Por exemplo, para uma única molécula do ácido sulfúrico, cuja fórmula molecular é H₂SO₄, teremos:

Massas atômicas (H, S e O)

$$H = 1u; S = 32u; O = 16u.$$

Massa molecular (H₂SO₄)

$$2 \cdot (1u) + 32u + 4 \cdot (16)u = 98u.$$

Obs.: Note que os números 2 e 4 são utilizados como fator multiplicativo pois, na molécula em questão, há respectivamente dois átomos de hidrogênio, um átomo de enxofre e quatro átomos de oxigênio, ou seja, a massa de cada um dos elementos deve ser multiplicada pelo seu respectivo índice na fórmula molecular em questão.

O número de Avogadro (N_A)

O número ou constante de Avogadro foi estabelecido a partir de uma proposição feita pelo advogado e físico italiano Amedeo Avogadro, no século XIX, que dizia que o volume de um gás seria proporcional a quantidades de átomos ou moléculas presentes, independente da natureza do gás. A partir disso e de uma série de outras considerações acerca de dados experimentais, foi feita uma definição, que o número de

Avogadro seria equivalente a quantidade de átomos em 12 gramas de carbono-12, futuramente generalizado para que fosse possível relacionar quantidades de determinada substância com seus pesos moleculares.

O valor para N_A é $6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, comumente utilizada como apenas $6,022 \times 10^{23}$. Para fins práticos geralmente utiliza-se o valor aproximado como $6,0 \times 10^{23}$.

O conceito de mol

Da mesma forma que uma dezena representa 10 unidades, uma dúzia representa 12 unidades e uma centena representa 100 unidades, o mol também nada mais é do que uma quantidade definida de unidades. Podemos ter uma dúzia de laranjas ou ovos, a dúzia não é obrigatoriamente utilizada com um item específico. Sendo assim a definição de mol surge em função da constante de Avogadro, como sendo o valor associado à quantidade de $6,0 \times 10^{23}$ unidades.

Por exemplo, 1 mol de átomos de hidrogênio apresenta $6,022 \times 10^{23}$ átomos desse elemento. Já um mol de moléculas de água (H_2O) apresenta 2 mols de átomos de hidrogênio e 1 mol de átomos de oxigênio, ou seja, 3 mols de átomos totais, o que, se for contabilizado, será igual a $3 \times (6,0 \times 10^{23})$ átomos, que resulta em $1,8 \times 10^{24}$ átomos no total.

Massa molar (M)

A massa molar será a massa equivalente em gramas, para a quantidade de um mol de moléculas de uma determinada substância. Numericamente, a massa molar e a massa molecular são iguais, mas, trata-se de grandezas relacionadas a quantidades completamente diferentes. Enquanto a massa molecular é a massa de apenas uma única molécula, em unidade de massa atômica (u), a massa molar será a massa total, em gramas, equivalente à $6,0 \times 10^{23}$ moléculas de uma determinada substância.

Para fins práticos, utilizemos a substância CO_2 para comparar a massa molecular com a massa molar.

Massa molecular (MM)

$$C = 12u \quad O = 16u$$

$$MM \text{ CO}_2 = 12u + 2 \times (16u) = 44u$$

Massa molar (M)

$$C = 12 \text{ g/mol} \quad O = 16 \text{ g/mol}$$

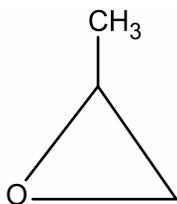
$$M \text{ CO}_2 = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$$

NOTAS:



ATIVIDADES PROPOSTAS

1) O óxido de propileno é uma substância utilizada na produção de polímeros, como o poliuretano. Sua fórmula estrutural está representada a seguir.



óxido de propileno

Dados: H = 1; C = 12; O = 16.
Fórmula molecular = C₃H₆O

A massa molar dessa substância é

- a) 45 g/mol.
- b) 42 g/mol.
- c) 46 g/mol.
- d) 55 g/mol.
- e) 58 g/mol.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO: ANO INTERNACIONAL DA TABELA PERIÓDICA

Há 150 anos, a primeira versão da tabela periódica foi elaborada pelo cientista Dimitri Mendeleiev. Trata-se de uma das conquistas de maior influência na ciência moderna, que reflete a essência não apenas da química, mas também da física, da biologia e de outras áreas das ciências puras. Como reconhecimento de sua importância, a UNESCO/ONU proclamou 2019 o Ano Internacional da Tabela Periódica.

Na tabela proposta por Mendeleiev em 1869, constavam os 64 elementos químicos conhecidos até então, além de espaços vazios para outros que ainda poderiam ser descobertos. Para esses possíveis novos elementos, ele empregou o prefixo “eca”, que significa “posição imediatamente posterior”. Por exemplo, o ecassilício seria o elemento químico a ocupar a primeira posição em sequência ao silício no seu grupo da tabela periódica.

Em homenagem ao trabalho desenvolvido pelo grande cientista, o elemento químico artificial de número atômico 101 foi denominado mendelévio.

2) Considere uma amostra laboratorial de 0,43 g de mendelévio.

O número de átomos presentes nessa amostra equivale a:

Dados:
Md (Z = 101; massa atômica aproximada = 258)
Constante de Avogadro: 6×10^{23} partículas \times mol⁻¹

- a) 10¹⁹
- b) 10²¹
- c) 10²³
- d) 10²⁵

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

O alto consumo de sódio é um perigo para a saúde. Ele pode causar ou agravar várias doenças, como hipertensão e doenças cardiovasculares. Por isso devemos evitar o seu consumo em excesso.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 10g (1 colher de sopa)		
	Quantidade por porção	%VDI*
Valor energético	72 kcal=302 kJ	4
Carboidratos	0 g	0
Proteínas	0 g	0
Gorduras totais	8,0 g	15
Gorduras saturadas	2,0 g	9
Gorduras trans	0 g	(**)
Gorduras monoinsaturadas	2,0 g	(**)
Gorduras poliinsaturadas	3,7 g	(**)
Colesterol	0 mg	0
Fibra alimentar	0 g	0
Sódio	60 mg	3
Vitamina A	45 mcg	8

*% Valores Diários com base em uma dieta de 2.000 kcal ou 8.400 kJ. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas. ** VD não estabelecido.

3) Qual número de átomos de sódio será ingerido se comermos aproximadamente uma colher de sopa do alimento?

Dado: Na = 23.

- a) 60
- b) 0,015 \times 10²³

c) $0,032 \times 10^{23}$

d) 23

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

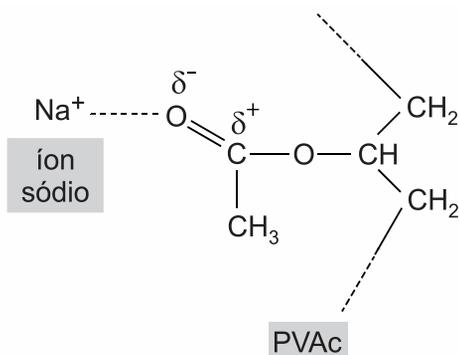
A Química do Slime

A jornada histórica do *slime* tem início nas primeiras décadas do século XX, quando James Wright criou um material com características muito parecidas com a borracha. Atualmente, devido às mais variadas formulações disponibilizadas em plataformas e mídias digitais, pode-se produzir o próprio *slime* em casa.

O *slime* caseiro pode ser produzido pela mistura de duas colheres de chá de bicarbonato de sódio (NaHCO_3), 100 mL de água boricada (solução de ácido bórico, H_3BO_3) e 60 g de cola de isopor (constituída de poliacetato de vinila, PVAc). Quando misturamos o bicarbonato de sódio com o ácido bórico, ocorre uma reação química que produz gás carbônico, água e borato de sódio (Na_3BO_3).

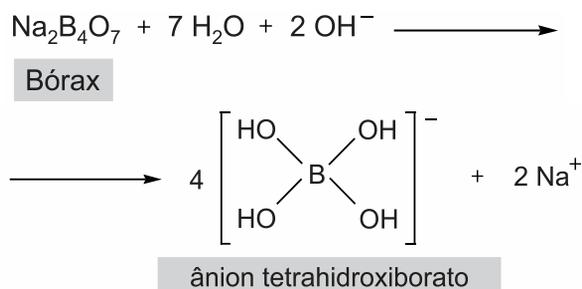
A dissociação, em solução aquosa, do borato e do bicarbonato de sódio libera íons sódio (Na^+), que vão interagir com as moléculas do PVAc, formando um composto de elevada viscosidade e elasticidade.

Os íons sódio interagem com a estrutura do PVAc conforme representado.



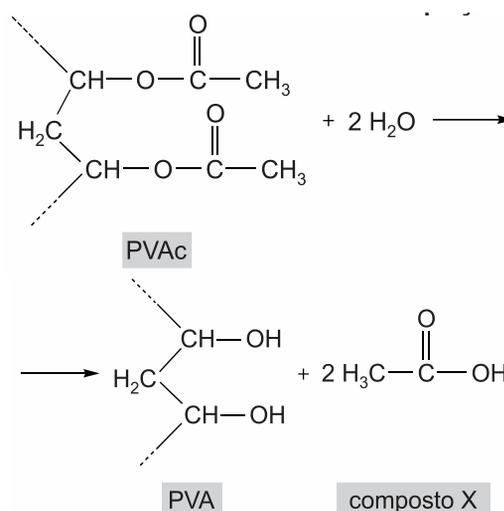
A reação entre o ácido bórico e o bicarbonato de sódio também origina o tetraborato de sódio, conhecido como “Bórax” ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$). Este, em meio básico, transforma-se em tetrahidroxiborato, conforme representado na equação 1.

Equação 1



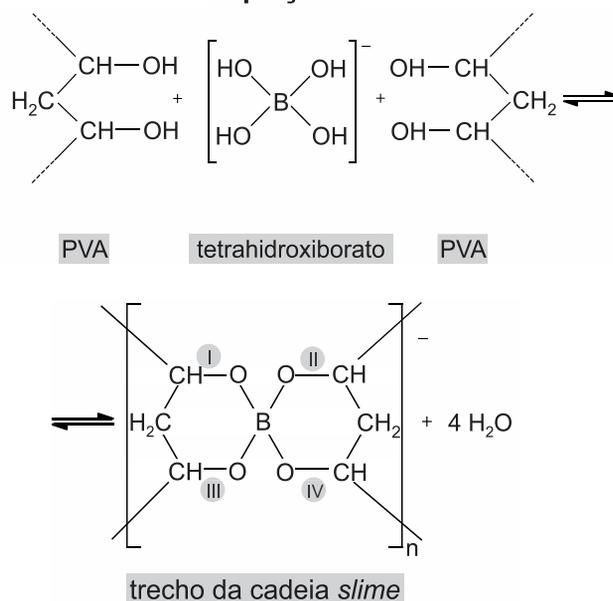
O PVAc reage com moléculas de água produzindo álcool polivinílico (PVA), conforme representado na equação 2.

Equação 2



O tetrahidroxiborato reage com o PVA (equação 3), formando novas ligações que interligam as cadeias do polímero que constitui o *slime*.

Equação 3



4) Considerando que uma colher de chá de bicarbonato de sódio contém 5 g desse composto, é correto afirmar que o número de moléculas de bicarbonato de sódio utilizadas na fabricação do *slime* caseiro, conforme descrito no texto, corresponde a aproximadamente

Massa molar do $\text{NaHCO}_3 = 83 \text{ g/mol}$
Constante de Avogadro: $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- a) $7,2 \times 10^{22}$
- b) $6,1 \times 10^{22}$
- c) $9,1 \times 10^{22}$
- d) $2,0 \times 10^{23}$
- e) $3,0 \times 10^{23}$

5) 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

Dados: $C = 12$.

- 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) $3,0 \times 10^4$

6) Os cosméticos, como batons e rímeis, buscam realçar o encanto da beleza. Porém, o uso desses produtos pode, também, causar desencantamento em função dos constituintes químicos tóxicos que possuem. Em batons, pode haver presença de cádmio, chumbo, arsênio e alumínio. A FDA (*Food and Drug Administration*) e a ANVISA (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) preconizam limites máximos de metais apenas para corantes orgânicos artificiais utilizados como matéria-prima na fabricação de cosméticos.

Considerando que um determinado batom possua concentração de chumbo igual a $1,0 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1}$ e que a estimativa máxima de utilização deste cosmético ao longo do dia seja de 100 mg, assinale a alternativa que representa, correta e aproximadamente, o

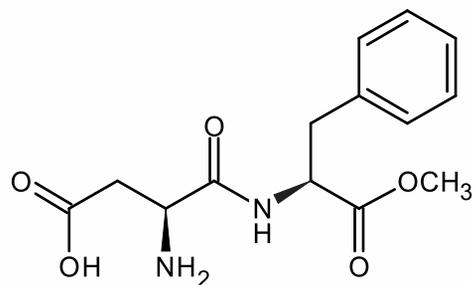
número de átomos de chumbo em contato com os lábios ao longo de um dia.

Dados:

Massa molar de chumbo = 207 g mol^{-1}
Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- a) $1,2 \times 10^8$
- b) $2,9 \times 10^{14}$
- c) $4,5 \times 10^{30}$
- d) $5,1 \times 10^{25}$
- e) $6,8 \times 10^4$

7) A má alimentação é responsável por diversos problemas de saúde no ser humano como, por exemplo, a obesidade. Para contornar, em parte, essa situação, a indústria alimentícia produz alimentos classificados como "*light*", que apresentam uma diferença para menos de 25% no valor energético ou de nutrientes do produto original, e os que são classificados como "*diet*", formulados com modificações no conteúdo de nutrientes. O aspartame é utilizado como adoçante artificial tanto nos alimentos "*light*" quanto nos alimentos "*diet*".



Aspartame

Assinale a opção que apresenta correta e respectivamente a fórmula molecular e a massa molar aproximada do aspartame.

Dados: $C = 12$; $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$.

- a) $\text{C}_{14}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_5$ e 292 g/mol .
- b) $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ e 282 g/mol .
- c) $\text{C}_{14}\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_5$ e 283 g/mol .
- d) $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ e 294 g/mol .

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

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. Mas 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 representantedas 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. Lucy 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?

Muitos 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.

Uma 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

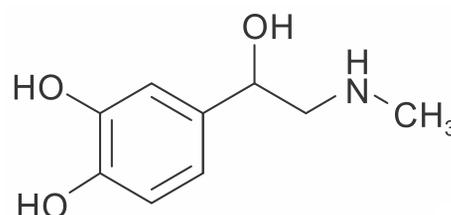
adaptado de *O Estado de S. Paulo*, 24/09/2016.

8) 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) $5,0 \times 10^{-12}$

9) 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.



Adrenalina

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

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.

10) 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 $\text{C}_{29}\text{H}_{50}\text{O}_2$, 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.

11) Aspartame é um edulcorante artificial (adoçante dietético) que apresenta potencial adoçante 200 vezes maior que o açúcar comum, permitindo seu uso em pequenas quantidades. Muito usado pela indústria alimentícia, principalmente nos refrigerantes *diet*, tem valor energético que corresponde a 4 calorias/grama. É contraindicado a portadores de fenilcetonúria, uma doença genética rara que provoca o acúmulo da fenilalanina no organismo, causando retardo mental. O IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea.

Disponível em:

<http://boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com>.

Acesso em: 27 fev. 2012.

Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de

Dado: massa molar do aspartame = 294g/mol

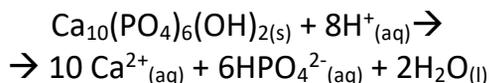
- a) $1,3 \times 10^{-4}$
- b) $9,5 \times 10^{-3}$
- c) 4×10^{-2}
- d) 2,6
- e) 823

12) O flúor é usado de forma ampla na prevenção de cáries. Por reagir com a hidroxiapatita, composto de fórmula $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2]$ presente nos esmaltes dos dentes, o flúor forma a fluorapatita, que possui fórmula $[\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2]$: um mineral mais resistente ao ataque ácido decorrente da ação de bactérias específicas presentes nos açúcares das placas que aderem aos dentes.

Disponível em:

<http://www.odontologia.com.br>. Acesso em: 27 jul. 2010 (adaptado).

A reação de dissolução da hidroxiapatita é:



Dado: massa molar (g/mol)

$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2 = 1004$

Supondo-se que o esmalte dentário seja constituído exclusivamente por hidroxiapatita, o ataque ácido que dissolve completamente 2,008 mg desse material ocasiona o consumo de, aproximadamente,

- a) $2,4 \times 10^{18}$ moléculas de hidroxiapatita.
- b) $1,2 \times 10^{18}$ moléculas de hidroxiapatita.
- c) 0,6 mols de moléculas de hidroxiapatita.
- d) 0,006 mols de moléculas de hidroxiapatita.
- e) 6 mols de moléculas de hidroxiapatita.

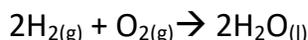
13) No jornal *Folha de São Paulo*, de 14 de junho de 2013, foi publicada uma reportagem sobre o ataque com armas químicas na Síria “[...] O gás sarin é inodoro e invisível. Além da inalação, o simples contato com a pele deste gás organofosforado afeta o sistema nervoso e provoca a morte por parada cardiorrespiratória. A dose letal para um adulto é de meio miligrama. [...]”.

Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, quantas moléculas aproximadamente existem em uma dose letal de gás sarin aproximadamente?

Dado: Considere que a massa molar do gás sarin seja 140 g/mol. Constante de Avogadro: 6×10^{23} unidades.

- a) $1,68 \cdot 10^{26}$ moléculas.
- b) $3,00 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- c) $2,14 \cdot 10^{21}$ moléculas.
- d) $2,14 \cdot 10^{18}$ moléculas.

14) Células a combustível de hidrogênio-oxigênio são usadas nos ônibus espaciais para fornecer eletricidade e água potável para o suporte da vida. Sabendo que a reação da célula ocorre conforme a equação



qual é o número de mols de água equivalente à $1,5 \times 10^{23}$ moléculas desse composto?

- a) 0,25 mol
- b) 0,50 mol
- c) 0,75 mol
- d) 0,80 mol
- e) 1,00 mol

15) O aspartame, um adoçante artificial, pode ser utilizado para substituir o açúcar de cana. Bastam 42 miligramas de aspartame para produzir a mesma sensação de doçura que 6,8 gramas de açúcar de cana. Sendo assim, quantas vezes, **aproximadamente**, o número de moléculas de açúcar de cana deve ser maior do que o número de moléculas de aspartame para que tenha o mesmo efeito sobre o paladar?

Dados:

massas molares aproximadas (g/mol)
açúcar de cana: 340; adoçante artificial: 300.

- a) 30
- b) 50
- c) 100
- d) 140
- e) 200

16) O suco gástrico é composto principalmente pelo ácido clorídrico, responsável por parte da digestão dos alimentos, cuja fórmula é HCl. Suponha que em um frasco há 1 mol de HCl. Pode-se dizer que contidos neste 1 mol estarão presentes:

- a) $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de cloro
- b) 2 mol de átomos
- c) 1 mol de átomos
- d) 4 mol de átomos
- e) $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio

17) Muitas pessoas sofrem com o mal da azia. Este problema pode ser combatido utilizando uma suspensão de hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) comercialmente vendida sob o nome de leite de magnésia. Em certo volume de leite de magnésia há o total de aproximadamente 12×10^{23} átomos de magnésio. Considere que todo magnésio é proveniente desse composto. Quantos mols de hidróxido de magnésio há então neste volume?

- a) 1
- b) 1,5
- c) 2
- d) 2,5
- e) 3

18) Observa-se sobre a região da Europa uma forte concentração de gás carbônico em relação ao Brasil de maneira geral. Isto se deve por que lá o clima é muito frio no inverno, e há necessidade de usar aquecedores que consome carvão, liberando este gás em sua queima durante a geração de calor. Sabendo que a fórmula para o gás carbônico é CO_2 e que a constante de Avogadro equivale a aproximadamente $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, assinale a alternativa **incorreta**:

- a) Em 1 mol de CO_2 há 3 mol de átomos
- b) Em 3 mol de CO_2 há 18×10^{23} átomos de carbono
- c) Em 2 mol de CO_2 há 36×10^{23} átomos
- d) Em 1 mol de CO_2 há 12×10^{23} átomos de oxigênio
- e) Em 2 mol de CO_2 há 12×10^{23} átomos

19) O ferro é o principal componente do aço, que também apresenta teores de carbono, responsável pela maior dureza da peça. Sobre ferro e carbono, assinale a alternativa correta:

Dados:

Fe – Z=26 A=56 C- Z=6 A=12

- a) A massa de um átomo de ferro é 56 g.
- b) A massa de um átomo de carbono é 12 g.
- c) A massa atômica do carbono é 12 g.
- d) A massa molar do ferro é 56 u.
- e) A massa molar do carbono é 12 g.

20) A cal virgem (óxido de cálcio, CaO) apresenta várias utilidades cotidianas, sendo aplicada desde a agricultura até na “pintura” de postes e calçadas. Ao reagir com o dióxido de carbono (CO₂) presente no ar forma-se o carbonato de cálcio (CaCO₃). Sobre estas espécies é correto afirmar que:

Dados:

Constantes de Avogadro: $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- a) 2 mol de CaO apresentam a mesma quantidade de átomos que 1 mol de CO₂.
- b) 1 mol de CaO apresenta a mesma quantidade de átomos que 2 mol CO₂.
- c) 3 mol CaO apresentam a mesma quantidade de átomos que 1 mol de CO₂.
- d) 1 mol de CaO apresenta a mesma quantidade de átomos que 3 mol de CO₂.
- e) 3 mol de CaO apresentam a mesma quantidade de átomos que 2 mol de CO₂.



GABARITOS

- 1) E
- 2) B
- 3) B
- 4) A
- 5) A
- 6) B
- 7) D
- 8) A
- 9) D
- 10) C
- 11) B
- 12) B
- 13) D
- 14) A
- 15) D
- 16) B
- 17) C
- 18) E
- 19) E
- 20) E