

QUÍMICA



MÓDULO **1**
QUÍMICA GERAL

explicação



SUMÁRIO

• QUÍMICA •

MÓDULO **1** QUÍMICA GERAL

1.8 CÁLCULOS - A. CÁLCULOS QUÍMICOS

Processos que envolvem minérios e misturas de substâncias.....	003
Teoria atômica e os modelos atômicos.....	004
Massas atômicas e massas moleculares.....	004
A massa atômica de um isótopo.....	006
A massa atômica média de um elemento.....	006
A massa molecular média de uma substância.....	006
O Mol (a unidade de quantidade de matéria).....	007
A massa molar de uma espécie química.....	007
A fórmula molecular (ou fórmula bruta).....	007
A fórmula percentual (ou fórmula centesimal).....	007
A fórmula mínima (ou fórmula empírica).....	007
A massa atômica de um isótopo.....	007

QUÍMICA

CAPÍTULO 1.8 CÁLCULOS

A CÁLCULOS QUÍMICOS

AULAS	EXERCÍCIOS	ORIENTADOS	VESTIBULARES	ENEM
09		05	60	07



INTRODUÇÃO

Os cálculos realizados na Química do Ensino Médio fazem parte do que costumamos chamar de “assunto transversal”, uma vez que cobra os três anos de aprendizado desta Ciência. Por simplicidade, podemos dividir os cálculos químicos em estequiométricos e não estequiométricos. O cálculo estequiométrico é todo aquele que envolve o emprego de reações químicas. As reações são processos que transformam, pelo menos, uma substância em outra. A reação é o fato que ocorreu. A equação química, por seu lado, é a descrição desse fato, numa linguagem própria, através de fórmulas químicas e aceita em todos os países. A matemática necessária aos cálculos é bem simples, e foi estudada no Ensino Fundamental (razão, proporção, regra de três, grandezas proporcionais, etc).

Nesse tópico de abertura, vamos analisar os cálculos químicos não estequiométricos. Os principais são descritos a seguir:

1. pureza de minérios.
2. misturas de substâncias sem ocorrer reação.
3. determinação de fórmulas químicas.
4. quantidade de matéria (número de mols).
5. rendimentos percentuais de processos físicos.

Lembramos que:

- É importante que o estudante se sinta à vontade tanto ao empregar as unidades de medidas utilizadas quanto nas conversões necessárias.
- Para preservar o futuro, lembre-se sempre que os cálculos químicos aparecem em todas as provas do novo Enem, desde 2011.

★ PROCESSOS QUE ENVOLVEM MINÉRIOS E MISTURAS DE SUBSTÂNCIAS.

O cálculo está relacionado geralmente aos seguintes temas:

1. misturas de minérios.
2. misturas de soluções aquosas que possuem o mesmo soluto.
3. misturas de líquidos estruturalmente semelhantes, como água e etanol, e misturas de compostos orgânicos líquidos da mesma função química.

4. evaporação de um líquido, ou adição de um solvente a uma solução, bem como sobre os procedimentos de extração e de destilação.

Uma forma simples de resolver esse tipo de problema (onde não há reação química) é a aplicação da técnica conhecida como “Balanço de Materiais”. A ideia está baseada na lei da conservação da massa aplicada aos processos físicos:

A soma das massas dos materiais que entram num equipamento (tal como um misturador, um evaporador, um destilador, ou outro aparelho qualquer) que trabalha em regime permanente, é igual à soma das massas dos materiais que saem desse equipamento.

Quando o cálculo envolve minérios, geralmente misturas heterogêneas formada por óxidos (Fe_2O_3 , MnO_2 ...) ou por componentes salinos como sulfetos, sulfatos, cloretos e carbonatos (PbS , NiSO_4 , NaCl , MgCO_3 ...), lembre-se que há o interesse econômico em algum dos componentes, onde os demais representam impurezas. Esse componente purificado, por sua vez, é importante para a obtenção do metal.

O raciocínio sobre os minérios não metálicos é bem semelhante. Aqui, se pretende obter uma das substâncias presentes no minério (e não o metal). Esse é o caso de obtenção da sílica (SiO_2) contida na areia, do sulfato de cálcio (CaSO_4) presente na gipsita, das pedras semipreciosas (turmalina, esmeralda, rubi), do carbonato de cálcio (CaCO_3) presente no calcário etc.

O minério, seja metálico ou não, recebe um tratamento preliminar, quase sempre sem reações químicas, para concentrar o composto desejado (a ideia é eliminar o máximo possível das impurezas). Se o minério é metálico, a substância de interesse é extraída e convertida no metal desejado, por processo químico ou eletroquímico de oxirredução. Esta etapa não é necessária para os minérios não metálicos. Para ajudar o raciocínio no desenvolvimento de um problema sobre o assunto, lembramos que o metal está contido em um composto químico que está presente num dado minério.

Um bom exemplo é o do metal alumínio, que está quimicamente ligado ao oxigênio no óxido de alumínio (Al_2O_3). O óxido, por sua vez, encontra-se misturado com outros compostos (as impurezas) formando o minério bauxita.

Poucos metais aparecem puros na natureza e as exceções notáveis são o ouro, o paládio e a platina.

★ TEORIA ATÔMICA E OS MODELOS ATÔMICOS.

A teoria atômica de Dalton foi proposta em 1805, baseada nos trabalhos individuais de Lavoisier e de Proust, realizados na segunda metade do século XVIII. Os estudos dos dois químicos franceses foram somados aos do próprio Dalton, produzidos nos primeiros anos do século XIX.

POSTULADOS DE DALTON

1. A matéria é formada por elementos químicos e cada elemento, por sua vez, é formado por átomos, partículas muito pequenas, invisíveis, indestrutíveis e que jamais podem ser criadas.
2. Os átomos de um dado elemento são todos iguais em massa e volume, e os átomos de diferentes elementos têm massas e volumes diferentes.
3. As reações químicas são trocas entre os átomos nas substâncias reagentes para formar as novas substâncias, que são os produtos da reação.

Durante o século XIX, várias experiências mostraram que:

1. A massa do átomo está associada a pequenas cargas elétricas positivas e negativas. A ideia foi resultante da interpretação dos experimentos conduzidos com raios catódicos e raios canais nas últimas décadas desse século.

Como consequência dos fatos, um novo modelo atômico foi proposto na época, sendo aceito pela comunidade científica, e conhecido como o modelo atômico de Thomson. Nesse modelo, o átomo seria algo semelhante a um pudim de passas. Os elétrons (as passas) seriam incrustações de cargas negativas numa partícula maior de eletricidade positiva (o pudim), de modo que o conjunto fosse eletricamente neutro.

2. Na época, os estudos iniciais sobre a radioatividade tinham permitido saber da existência de átomos diferentes do mesmo elemento (os isótopos) e que, também, alguns átomos eram capazes de se transformar espontaneamente em outros (radioatividade natural).

Alguns anos depois (1911), Rutherford e assistentes realizaram uma das mais clássicas experiências da Física (das lâminas de ouro) que resultou na concepção de um novo modelo para o átomo. O modelo de Rutherford apontou a existência de um núcleo, muito menor do que o próprio átomo, contendo todas as cargas positivas, e uma eletrosfera com as cargas negativas, os elétrons, girando em torno do núcleo. Dois anos mais tarde, o movimento do elétron na eletrosfera foi explicado por Niels Bohr para o caso mais simples, o do átomo de hidrogênio. Os postulados de Bohr abriram as portas para que outros cientistas, com a ajuda da mecânica quântica, ampliassem os conhecimentos das eletrosferas dos demais átomos.

Em 1919, Rutherford mostrou que era possível transformar intencionalmente um átomo em outro (transmutação nuclear artificial). As descobertas nos anos seguintes aumentaram ainda mais o conhecimento sobre os átomos, destacando-se as contribuições de R. Milikan, que determinou a carga do elétron (experiência da gota de óleo), a de J. Chadwick, que confirmou a existência do nêutron, e a do casal Joliot-Curie, com a descoberta da radioatividade artificial. Não bastasse tudo isso, e ainda no

final da década de 30, alguns cientistas, como o italiano E. Fermi e o alemão O. Hahn, acharam por bem abrir a caixa de Pandora, com as primeiras experiências sobre fissão e a fusão nucleares. E deu no que deu.

Num rápido resumo, a bola de bilhar de Dalton, tão singela no início do século XIX, foi transformada no pudim de passas de Thomson ainda no final daquele século. Em 1911, o pudim foi convertido numa miniatura do sistema solar e, daí por diante, ocorreu uma grande escalada na evolução dos conhecimentos com a mecânica quântica.

A Química do Enem tem explorado os modelos atômicos até o conhecimento de Bohr-Rutherford. Entretanto, muito embora a ideia de números quânticos não faça parte do Enem, ela é bastante útil na compreensão das propriedades dos átomos, das ligações químicas e das substâncias em geral. Além disso, essa ideia é cobrada em outros vestibulares.

★ MASSAS ATÔMICAS E MASSAS MOLECULARES

Dos vários problemas da Química no século XIX, dois mereceram destaque especial:

1. como obter as massas atômicas dos elementos.
2. como obter as fórmulas moleculares das substâncias.

É agradável saber que todas as ciências da natureza vivem de desafios. O “agradável” aqui se refere ao exercício intelectual constante, ao conhecimento do novo. Pois bem, naquela época, havia um belo quebra-cabeças a ser resolvido: Para obter as massas atômicas dos elementos, precisava-se conhecer antes as fórmulas moleculares das substâncias e, também, o contrário.

Muitos procedimentos foram propostos com razoáveis contribuições para a solução simultânea dos dois problemas. As cuidadosas análises químicas desenvolvidas na época foram exemplos muito importantes. Uma contribuição excelente foi dada pelo italiano Cannizzaro, ao interpretar corretamente a lei de Avogadro, estabelecida em 1811.

Segundo Avogadro, recipientes com a mesma capacidade, contendo gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, possuem o mesmo número de moléculas. Partindo dessa hipótese, podemos medir as densidades de vários gases nas mesmas condições e comparar os valores com a densidade do hidrogênio, o gás menos denso entre todos.

Observe os valores no quadro abaixo:

Gás	Densidade (g/L)
hidrogênio	0,089
metano	0,712
monóxido de carbono	1,246
oxigênio	1,428
dióxido de carbono	1,958

Quando dividimos a densidade de cada gás pelo menor valor (do gás hidrogênio), encontramos os valores 1, 8, 14, 16 e 22 respectivamente. Isso significa, por exemplo, que a molécula do gás carbônico é 22 vezes mais “pesada” do que a molécula do gás hidrogênio.

Admitindo por simplicidade que a molécula do gás hidrogênio seja formada por dois átomos e que cada um deles tenha 1 unidade de massa, a molécula do hidrogênio teria uma “massa” de 2 unidades.

Como consequência, os demais gases da tabela teriam moléculas com massas de 16 unidades (metano), 28 unidades (monóxido de carbono), 32 unidades (oxigênio) e 44 unidades (gás carbônico).

Com os dados das massas moleculares relativas para os vários gases e considerando que as substâncias simples tenham moléculas diatômicas, o quebra-cabeças pode ser resolvido para os três elementos envolvidos nas substâncias gasosas: hidrogênio (1 unidade); carbono (12 unidades); oxigênio (16 unidades). Com isso, as fórmulas moleculares das substâncias surgem naturalmente: H_2 , CH_4 , O_2 , CO e CO_2 , respectivamente.

Realizando-se esse tipo de procedimento para outros gases, podemos obter tanto as suas fórmulas moleculares como as massas relativas de outros átomos e moléculas.

Os métodos mais modernos empregados atualmente não exigem tanto trabalho. Um destaque especial para a obtenção das massas atômicas dos elementos é conhecido como “espectrografia de massas”.

A partir do início da Segunda Grande Guerra, as coisas esquentaram literalmente na ciência e na tecnologia. No campo das ciências, houve um ótimo aquecimento, com o desenvolvimento de equipamentos modernos de análises físico-químicas, como as espectrometrias por raios X, por raios ultravioleta e por infravermelho, o aperfeiçoamento da espectrografia de emissão e da espectrofotometria de absorção atômica, o desenvolvimento da espectrografia de massas e da ressonância magnética nuclear etc. Paralelamente, a tecnologia nuclear apresentou um desenvolvimento surpreendente após Hiroshima e Nagasaki, com as usinas nucleares que foram implantadas em alguns países e também passou a existir muito interesse sobre o aproveitamento de isótopos radioativos, na medicina e em outras áreas.

Com o avanço científico, passamos a compreender melhor as fórmulas das substâncias e suas respectivas estruturas moleculares, bem como a de saber determinar com alta precisão as massas atômicas e as abundâncias relativas dos isótopos dos diversos elementos. As propriedades das substâncias ficaram mais claras e novos caminhos de pesquisa e desenvolvimento foram abertos na Química, como as tecnologias de produção de fertilizantes, de fármacos, de vacinas, de anestésicos, no desenvolvimento da petroquímica (plásticos, combustíveis, borrachas, tintas, fios sintéticos), nas novas sínteses inorgânicas e orgânicas etc.

Com isso, a Química tornou-se, definitivamente, uma ciência central no campo das ciências da natureza.

Pouco tempo depois da teoria atômica de Dalton, o francês J. L. Gay-Lussac realizou uma série de experimentos sobre reações envolvendo substâncias na fase gasosa. A interpretação de seus resultados pareceu entrar em rota de colisão com a teoria atômica. Entretanto, a contradição era apenas aparente e foi resolvida em 1811 pelo italiano Amadeo Avogadro.

Ele raciocinou que a menor partícula de um gás não seria o átomo e sim a molécula. A molécula do gás seria um conjunto contendo dois ou mais átomos. Avogadro argumentou que “se dois gases diferentes ocupassem volumes iguais, medidos na mesma pressão e temperatura, eles deveriam ter o mesmo número de moléculas” (e não necessariamente o mesmo número de átomos).

O conhecimento das densidades de vários gases, permitiu a Cannizzaro desenvolver o raciocínio que discutimos há pouco.

Durante algum tempo, o átomo de hidrogênio foi a referência para se obter as massas atômicas dos demais elementos. Posteriormente, os químicos escolheram o átomo de oxigênio como uma melhor referência (por ser bem mais reativo) no lugar do hidrogênio. Na entrada do século XX, com o conhecimento dos isótopos, os físicos apresentaram suas razões (justas, por sinal) para escolher como referência o isótopo mais estável do oxigênio, de símbolo O-16.

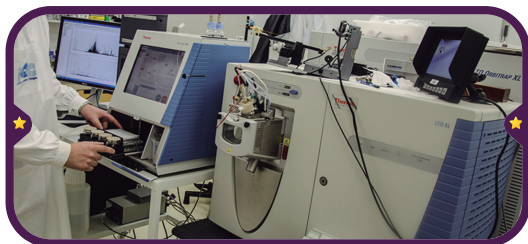
Por mais de 50 anos, havia duas escalas de massas atômicas: a física e a química. Para cálculos com reações químicas, não havia muita diferença em usar uma ou a outra. Entretanto, nos trabalhos de alta precisão na Física, ocorria uma diferença significativa entre elas. Em 1961, as duas escalas foram abandonadas e unificadas em favor de uma nova, baseada no isótopo estável de número de massa 12 do elemento carbono (simbolizado por C-12). Com a nova escolha, o C-12 é o único átomo que tem massa atômica inteira, com o valor convencional de 12,00000 unidades.

As massas atômicas dos isótopos de todos os elementos são números fracionários (embora sejam próximas de valores inteiros). A massa atômica média de um elemento é dada pela média ponderada da abundância e das massas atômicas dos respectivos isótopos.

O espectrógrafo de massas é o equipamento empregado para medir, simultaneamente, a abundância relativa (%) dos isótopos de um dado elemento e suas massas atômicas relativas ao C-12.

Uma amostra gasosa do elemento, contendo seus diferentes isótopos, é injetada numa câmara sob vácuo onde os átomos são bombardeados por elétrons e convertidos em íons positivos com diferentes massas e cargas. Esses íons são acelerados logo em seguida por um campo elétrico. Quanto maior for a razão matemática entre a massa e a carga do isótopo, mais pesada é a partícula e menor é o seu desvio da trajetória (menor curvatura) quando ela atravessa, pouco depois, um campo magnético.

O isótopo mais pesado sofre o menor desvio. Os desvios com diferentes curvaturas são captados por um detector padronizado em unidades de massa atômica. Os locais de detecção correspondem a isótopos diferentes. Quanto maior a intensidade da impressão (ou o pico na tela de observação), maior é a quantidade percentual do isótopo na natureza.



O espectrômetro de massas permite determinar com precisão as massas atômicas de isótopos de elementos químicos, bem como as massas de fragmentos de moléculas.

A massa atômica média do elemento é calculada pela média ponderada das massas dos seus isótopos e das abundâncias relativas registradas no aparelho. Recentemente, mostrou-se que a composição isotópica para alguns elementos varia em determinadas regiões na Terra e, em consequência, suas massas atômicas médias variam entre esses lugares.

A UNIDADE DE MASSA ATÔMICA (U).

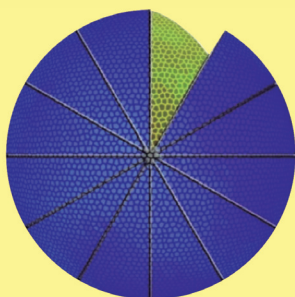
Na convenção da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) em 1961, adotou-se como unidade de massa atômica a quantidade equivalente a 1/12 da massa do isótopo 12 do elemento carbono.

Uma analogia: Suponha que uma laranja pese 12 unidades de massa, não importa qual seja a unidade. Dividindo essa laranja em doze partes exatamente iguais, cada uma delas pesa 1 unidade de massa. Raciocine agora substituindo a laranja pelo átomo de carbono-12.

Os químicos costumam trabalhar nos laboratórios com massas na ordem do grama. É possível demonstrar (não agora) que em 12 gramas do isótopo carbono-12 há uma quantidade de átomos absurdamente elevada, de $6,02 \times 10^{23}$ átomos!

Pausa para pensar!

Uma simples regra de três permite mostrar que a unidade de massa atômica (1u) corresponde a uma massa de $1,66 \times 10^{-24}$ gramas.



1 unidade de massa atômica (1u) corresponde a aproximadamente $1,67 \times 10^{-24}$ g

O cálculo empregado para o carbono-12 pode ser estendido para todos os outros átomos. Por exemplo, a massa atômica do alumínio é igual a 27 u. O valor significa que:

- Em 27 gramas de alumínio, há $6,02 \times 10^{23}$ átomos de alumínio.

- Agora é com você: mostre a regra de três que permite obter a massa de um único átomo de alumínio.

Com auxílio de uma tabela periódica, repita o cálculo com os elementos químicos mais comuns: C, O, N, P, Na, S, K, Cl, Cu, Fe, Sn, Zn, Mg, U etc.

★ A MASSA ATÔMICA DE UM ISÓTOPO.

As massas atômicas dos isótopos de um dado elemento, medidas no espectrógrafo, são levemente diferentes por causa da quantidade de nêutrons nos núcleos de seus átomos.

Não confundir os termos Massa Atômica com o Número de Massa do isótopo. A Massa Atômica é um número fracionário e o Número de Massa é um número inteiro (soma de prótons e nêutrons presentes no núcleo atômico).

Por exemplo, a massa atômica do isótopo He-4, é igual a 4,00260 u. O Número de Massa do isótopo é 4.

No entanto, embora não signifiquem a mesma coisa, a massa atômica do isótopo tem valor bem próximo do seu número de massa. Isso explica o fato de algumas vezes substituirmos um valor pelo outro para facilitar os cálculos.

★ A MASSA ATÔMICA MÉDIA DE UM ELEMENTO

Se o elemento químico é formado por dois ou mais isótopos, sua massa atômica média é calculada pela média ponderada das massas atômicas e das abundâncias dos isótopos respectivos, obtidas no espectrômetro de massas.

★ A MASSA MOLECULAR MÉDIA DE UMA SUBSTÂNCIA.

A massa molecular média de uma substância é também expressa em "u", uma vez que os átomos que a constituem são expressos nessa unidade. Por exemplo, como a água tem fórmula H_2O , usamos as massas atômicas do hidrogênio e do oxigênio para obter a massa molecular média da água igual a 18 u.

É importante notificar que, em 18 gramas de água, há $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água. Para saber o peso em gramas de uma única molécula de água basta fazer uma regra de três do tipo já discutido aqui.

Os metais não formam moléculas, uma vez que eles são constituídos por agregados de átomos (cátions vibrando em posições fixas, imersos num mar de elétrons). Para eles, falamos em massa atômica. Por exemplo, a massa atômica média do cobre é igual a 63,5 u. Em 63,5 gramas do metal, há $6,02 \times 10^{23}$ átomos de cobre.

Lembramos também que os compostos iônicos não formam moléculas em condições ambientais. Eles são agregados iônicos (cátions e ânions formando a rede cristalina do sólido). Embora não sejam moleculares, os químicos empregam para eles o termo "massa molecular", (os mais rigorosos costumam usar aspas para lembrar isso). Por exemplo, a massa molecular do NaCl é igual a 58,5 u. Em 58,5 gramas do sal há $6,02 \times 10^{23}$ unidades NaCl (e cada uma das unidades tem 1 cátion Na^+ e 1 ânion Cl^-)

★ O MOL (A UNIDADE DE QUANTIDADE DE MATÉRIA).

O mol é uma grandeza química com o significado de um coletivo. Um mol de qualquer coisa que você queira imaginar é a quantidade de matéria que contém $6,02 \times 10^{23}$ unidades dessa coisa da sua imaginação. Em outras palavras, quando dizemos, ou escrevemos, 1 mol de prótons, 1 mol de nêutrons, ou 1 mol de átomos (ou de moléculas, ou de íons etc.) significa que há um conjunto de $6,02 \times 10^{23}$ unidades da espécie em particular.

Em 1 mol de prótons há $6,02 \times 10^{23}$ prótons. Da mesma forma em 1 mol de pregos há $6,02 \times 10^{23}$ pregos. Em 1 mol de laranjas há $6,02 \times 10^{23}$ laranjas.

Note que materiais diferentes, contendo 1 mol de partículas, possuem massas diferentes. Você deve concordar que 1 mol de mosquitos pesa bem menos do que 1 mol de elefantes. Portanto, materiais diferentes contendo 1 mol de unidades levam geralmente a massas diferentes.

O número $6,02 \times 10^{23}$ unidades/mol é conhecido como **CONSTANTE DE AVOGADRO**.

★ A MASSA MOLAR DE UMA ESPÉCIE QUÍMICA

A massa molar de qualquer espécie química (átomo, molécula, íon) é a massa dessa espécie, em gramas, que contém um mol de átomos (no caso de ser um elemento), um mol de moléculas (no caso de ser substância molecular), um mol de íons (no caso de ser cátion ou ânion). A massa molar de qualquer espécie é sempre expressa em gramas/mol.



INTRODUÇÃO

As Fórmulas Químicas são as representações escritas, numa linguagem internacional, das substâncias puras. Essas substâncias mostram composição atômica fixa e constante. Por exemplo, a fórmula molecular da glicose é a mesma em todo o mundo, sendo representada por $C_6H_{12}O_6$, indicando que ela é formada por 24 átomos, sendo 6 de carbono, 12 de hidrogênio e 6 de oxigênio. É essa composição fixa que responde pelas propriedades físicas da substância. Portanto, as misturas comuns, onde composição não é fixa, não podem ser representadas por fórmulas químicas.

★ A FÓRMULA MOLECULAR (OU FÓRMULA BRUTA)

Indica o número exato de átomos de cada elemento na molécula, ou no menor conjunto iônico da substância.

Por exemplo, se a fórmula molecular da sacarose é $C_{12}H_{22}O_{11}$, significa que a molécula é formada por 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrogênio e 11 átomos de oxigênio. A molécula de sacarose tem, portanto, um total de 45 átomos.

★ A FÓRMULA PERCENTUAL (OU FÓRMULA CENTESIMAL)

Informa qual a massa de cada elemento químico presente em 100 partes de massa (100g, 100kg, etc) da substância pura. Por exemplo, quando se diz que a composição centesimal do metano é C (75%) e H (25%), a ideia é que em 100 gramas da substância há 75 gramas de carbono combinados (não misturados) com 25 gramas de hidrogênio.

★ A FÓRMULA MÍNIMA (OU FÓRMULA EMPÍRICA)

Indica a proporção mínima dos átomos de cada elemento químico na molécula (ou no conjunto iônico) da substância. Por exemplo, a glicose, de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$, tem fórmula mínima CH_2O .

Na grande maioria dos compostos inorgânicos (ácidos, hidróxidos, sais) a fórmula mínima coincide com a fórmula molecular.

A tabela seguinte ajuda a entender a relação entre as três fórmulas:

Substância	F. molecular	F. mínima	F. centesimal
Água	H_2O	H_2O	$H_{11,1\%}O_{88,9\%}$
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O	$C_{40\%}H_{6,7\%}O_{53,3\%}$
Butano	C_4H_{10}	C_2H_5	$C_{82,8\%}H_{17,2\%}$

★ A MASSA ATÔMICA DE UM ISÓTOPO.

Observe que há uma relação de números inteiros entre a fórmula molecular e a fórmula mínima (que vale 1, para a água, 6 para a glicose e 2 para o butano). Essa mesma relação é verificada na razão de suas massas molares (ou moleculares). Isto costuma ser muito útil na resolução dos exercícios.

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

(CESGRANRIO) Um elemento X tem massa atômica 63,5 e apresenta os isótopos ^{63}X e ^{65}X . A abundância do isótopo 63 no elemento X é:

Observação: considere os números de massa 63 e 65 como sendo as massas atômicas desses elementos.

- A 25%
- B 63%
- C 65%
- D 75%
- E 80%

QUESTÃO 02

(UFV-MG) Joias de ouro são fabricadas a partir de ligas contendo, comumente, além desse metal, prata e cobre. Isso porque o ouro é um metal muito macio. Ouro 18 quilates, por exemplo, contém 75% de ouro, sendo o restante usualmente prata e cobre. Considerando uma pulseira que pesa 26,376 g, contendo 19,700 g de ouro, 4,316 g de prata e 2,540 g de cobre, a proporção de átomos de cada elemento (Au:Ag:Cu) nessa liga será:

- A 2,000:1,000:1,000.
- B 19,70:4,316:2,540.
- C 7,756:1,628:1,000.
- D 10,00:4,000:4,000.
- E 197,0:107,9:63,50.

QUESTÃO 03

(U. SÃO JUDAS) 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 $0,18 \times 10^{24}$ moléculas
- B $8,36 \times 10^{23}$ moléculas
- C $20,4 \times 10^{23}$ moléculas
- D $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
- E $16,7 \times 10^{23}$ moléculas

QUESTÃO 04

(FUVEST) Tendo em conta que as massas atômicas do hidrogênio e do oxigênio são, respectivamente, 1 e 16, pode-se afirmar que:

- A em 18 g de água existe 2 átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.
- B em 18 g de água existem, aproximadamente, 18×10^{23} átomos.
- C em 18 g de água existem um número de átomos igual ao de Avogadro.
- D a partir de 18 g de água podem ser obtidos 22,4 litros de oxigênio, medidos nas CNTP.
- E 18 g de água ocupam, aproximadamente, 18 dm^3 .

QUESTÃO 05

(MACKENZIE) O ferro é um metal essencial para a vida, responsável pela formação da hemoglobina, da mioglobina e de certas enzimas. Apenas 8% do ferro ingerido são absorvidos e entram na corrente sanguínea. A dose diária recomendada é de cerca de 15 mg para adultos e de 30 mg para gestantes. Café ou chá em grandes quantidades inibem a absorção de ferro. O ferro ajuda no crescimento, promove a resistência às doenças, evita a fadiga, a anemia e garante uma boa tonalidade à pele.

Supondo que uma colher de sopa de feijão possua cerca de $4,4 \times 10^{-5}$ mol de ferro, uma gestante, para obter a quantidade diária de ferro recomendada, deverá ingerir

Dado: Massa molar em g/mol: Fe = 56

- A 4 colheres de sopa de feijão.
- B 6 colheres de sopa de feijão.
- C 8 colheres de sopa de feijão.
- D 10 colheres de sopa de feijão.
- E 12 colheres de sopa de feijão.



GABARITO

01	D	02	D	03	D	04	B	05	E
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---