



CÓD: OP-119DZ-23
7908403546909

IF BAIANO

**INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA
E TECNOLOGIA BAIANO**

Professor- Química

EDITAL Nº 236, DE 12 DE DEZEMBRO DE 2023

Língua Portuguesa

1. Compreensão e interpretação de texto	5
2. Tipologia e gêneros textuais	5
3. Figuras de linguagem	6
4. Significação de palavras e expressões. Relações de sinonímia e de antonímia	9
5. Ortografia	10
6. Acentuação gráfica	10
7. Uso da crase	11
8. Morfologia. Locuções verbais	12
9. Elementos de comunicação e funções da linguagem	19
10. Domínio dos mecanismos de coesão e coerência textual	21
11. Reescrita de frases e parágrafos do texto	22
12. Sintaxe	27
13. Concordância verbal e nominal	31
14. Regência verbal e nominal	33
15. Colocação pronominal	34
16. Emprego dos sinais de pontuação e sua função no texto	35
17. Função textual dos vocábulos	38
18. Variação linguística	38

Legislação

1. Regime Jurídico Único (Lei nº 8.112/1990): Das Disposições Preliminares; Do Provimento, Vacância, Remoção, Redistribuição e Substituição; Dos Direitos e Vantagens; Do Regime Disciplinar; Do Processo Administrativo Disciplinar; Da Seguridade Social do Servidor	45
2. Lei da Improbidade Administrativa (Lei nº 8.429/1992) e alterações.....	68
3. Código de Ética dos Servidores Públicos (Decreto nº 1.171/1994).....	77
4. Processo Administrativo (Lei nº 9.784/1999)	79
5. Lei 12.772/2012 e suas alterações- Dispõe sobre a estruturação do Plano de Carreiras e Cargos de Magistério Federal.....	85
6. Decreto 9.991/2019- Dispõe sobre a Política Nacional de Desenvolvimento de Pessoas da administração pública federal direta, autárquica e fundacional.....	93
7. Noções de Direito Constitucional: Dos Princípios Fundamentais; Dos Direitos e Garantias Fundamentais; Dos Direitos Sociais	98
8. Da ordem Social	110
9. Lei nº 12.527/2011 (Acesso à informação)	123
10. Estatuto da Criança e do Adolescente - ECA (Lei nº 8.069/90)	130
11. Declaração Universal dos Direitos Humanos Adotada e proclamada pela Assembleia Geral das Nações Unidas (resolução 217 A III) em 10 de dezembro 1948.....	167
12. O atual sistema educacional brasileiro: Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional e suas alterações - LDB nº 9.394/96: princípios, fins e organização da Educação Nacional; Níveis e modalidades de educação e ensino	169
13. Diretrizes Curriculares Nacionais Gerais da Educação Básica, 2013	179
14. Base Nacional Comum Curricular	179

ÍNDICE

15. Resolução CNE/CP Nº 1 de 5 de janeiro de 2021 (Diretrizes Curriculares Nacionais Gerais para a Educação Profissional e Tecnológica).....	179
16. Lei nº 13.005, de 25 de junho de 2014 (Plano Nacional de Educação).....	189
17. Programa Nacional de Integração da Educação Básica na Modalidade de Educação de Jovens e Adultos (Decreto nº 5.840, 13/07/2006).....	204
18. Educação inclusiva; Acessibilidade para pessoas com deficiência (Lei nº 10.048/00, Lei nº 10.098/00 e o Decreto-Lei nº 5.296/04)	205
19. Política Nacional para integração da Pessoa com Deficiência (Decreto nº 3.298/99 e a Lei nº 7.853/89)	219
20. Regulamentação da Educação Profissional no Brasil: Decreto nº 5.154/04	229
21. A regulação do trabalho dos profissionais da educação, a partir da legislação educacional.....	230
22. Processos de apropriação e execução da legislação educacional vigente	230

Conhecimentos Específicos

Professor - Química

1. Experimentação, atividades lúdicas e materiais didáticos no ensino de Química	235
2. A prática de ensino na formação docente e o papel do estágio supervisionado	235
3. A Base Nacional Comum Curricular e o Ensino de Química	235
4. A pesquisa em ensino de Química no Brasil	236
5. Uso de tecnologias de informação e comunicação (TIC's) no ensino de Química	236
6. Modelos atômicos e estrutura Atômica	236
7. Classificação periódica dos elementos e propriedades periódicas	242
8. Ligações químicas intramoleculares	254
9. Ligações químicas intermoleculares. Geometria molecular	261
10. Funções inorgânicas	266
11. Reações químicas inorgânicas. Reações de substituição eletrofílica aromática	280
12. Soluções químicas	284
13. Volumetria ácido-base, precipitação, oxirredução e complexação	290
14. Termoquímica	291
15. Cinética Química	293
16. Equilíbrio químico em sistemas homogêneos e heterogêneos	299
17. Modelo de ligação de valência. Complexos de metais de transição. Modelo dos orbitais moleculares	310
18. Hibridização. Átomo de carbono. Classificação de compostos orgânicos. Reações de compostos carbonilados	313
19. Funções orgânicas	319
20. Estereoquímica	320
21. Eletroquímica	330
22. Estequiometria	339
23. Biomoléculas, estrutura, funções, propriedades	348

Vamos analisar o problema abaixo:

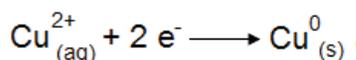
Calcule a intensidade de corrente que o gerador deve fornecer para que, após 16 minutos e 5 segundos de passagem da corrente por uma solução de CuSO_4 , sejam depositados 12,7 g de cobre no cátodo.

Dados:

Massa molar do cobre: 63,5 g/mol

Carga elétrica de 1 mol de elétrons (Faraday) 96.500 C.

Resolução por estequiometria



Pela equação:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ mol de } e^{-} & \text{-----} & 1 \text{ mol de Cu} \\ 2 \times 96.500 \text{ C} & \text{-----} & 63,5\text{g} \\ Q & \text{-----} & 12,7 \end{array}$$

$$Q = 38600 \text{ C}$$

$$i = \frac{Q}{t} = \frac{38600}{965}$$

$$i = 40 \text{ A}$$

$$Q = 1\text{C} \longrightarrow m = \varepsilon$$

$$m = \frac{1}{F} \cdot 1\text{C} \cdot E \quad \therefore \quad m = \frac{E}{F}$$

$$\text{porém: } m = \varepsilon \quad \therefore \quad \varepsilon = \frac{E}{F}$$

Cubas em série

Lembrando que 1F eletrolisa 1E, se o circuito ocorrer em série, concluímos que, como a carga que circulará em cada eletrodo será a mesma, o número de equivalente formado também será o mesmo para todos os eletrodos. Sabendo que a carga que passa nos eletrodos é a mesma:

$$n_{e1} = n_{e2} = n_{e3} = n_{e4}$$

Como:

$$n_e = \frac{m}{E}$$

$$\frac{m_1}{E_1} = \frac{m_2}{E_2} = \frac{m_3}{E_3} = \frac{m_4}{E_4}$$

Esta aplicação pode ser feita para as pilhas. O número de equivalentes que aparece no cátodo é igual ao que desaparece no ânodo.

Equação de Nernst

A Equação de Nernst é a relação quantitativa que permite calcular a força eletromotriz de uma pilha, para concentrações de íons diferentes de uma unidade. Também usado para cálculos em titulação de oxidação-redução. A variação de energia livre, ΔG , de qualquer reação e variação de energia livre padrão, ΔG° , estão relacionadas por meio da seguinte reação:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

Onde Q é a expressão da lei de ação das massas da reação. Para uma reação de oxido-redução, temos que:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E \quad \Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$$

Assim, para uma reação redox, temos:

$$-n \cdot F \cdot E = -n \cdot F \cdot E^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

$$E = E^\circ - \frac{R \cdot T \cdot \ln Q}{n \cdot F}$$

Sendo:

$R = 8,315 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$;

$T = 298,2 \text{ K (25}^\circ\text{C)}$;

$F = 96485 \text{ C mol}^{-1}$

Substituindo na equação acima os valores de R, T e F, tem-se:

$$E = E^\circ - \frac{0,0257 \ln Q}{n}$$

De forma alternativa, esta equação pode ser escrita em termos de logaritmo decimal:

$$\begin{array}{l}
 \text{C} \left\{ \begin{array}{l} 16 \text{ ————— } 100\% \\ 12 \text{ ————— } x \end{array} \right. \\
 \mathbf{x = 75\% \text{ de carbono}}
 \end{array}
 \qquad
 \begin{array}{l}
 \text{H} \left\{ \begin{array}{l} 16 \text{ ————— } 100\% \\ 4 \text{ ————— } x \end{array} \right. \\
 \mathbf{x = 25\% \text{ de hidrogênio}}
 \end{array}$$

Desse modo, temos: $\text{C}_{75\%} \text{H}_{25\%}$

Fórmula Mínima ou Empírica

A fórmula mínima indica a menor proporção, em números inteiros de mol, dos átomos dos elementos que constituem uma substância. Para calcular a fórmula mínima, é necessário:

- a) Calcular o número de mol de átomos de cada elemento;
- b) Dividir os resultados pelo menor valor encontrado.

Exemplo: Uma amostra apresenta 2,4g de carbono e 0,6g de hidrogênio (Dados: massas atômicas: C = 12, H = 1). Para determinar a fórmula mínima do composto, devemos inicialmente calcular o número de mol (n) de átomos de cada elemento.

$$\begin{array}{ccc}
 & \text{C} & \text{H} \\
 n = \frac{m}{M} \rightarrow & \frac{2,4\text{g}}{12 \text{ g/mol}} & \frac{0,6\text{g}}{1 \text{ g/mol}} \\
 & \downarrow & \downarrow \\
 \text{número de mol} & \left\{ \begin{array}{l} 0,2 \text{ mol} \\ 0,6 \text{ mol} \end{array} \right. & \\
 \text{de átomos} & &
 \end{array}$$

Posteriormente devemos determinar as menores proporções possíveis, em números inteiros:

$$\text{relação entre o } \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,2 \text{ mol}}{0,2} = \boxed{1} \\ \frac{0,6 \text{ mol}}{0,2} = \boxed{3} \end{array} \right.$$

Assim, a fórmula mínima é CH_3 .

Fórmula Molecular

A fórmula molecular indica o número real de átomos de cada elemento na molécula.

Exemplo: A fórmula molecular da água é H_2O , o que significa que em cada molécula de água há dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio. Já no caso do benzeno, a sua fórmula molecular é C_6H_6 , ou seja, para cada seis átomos de carbono há exatamente seis átomos de hidrogênio ligados.

Citamos esses dois exemplos para mostrar que algumas vezes a fórmula molecular é igual à fórmula mínima ou empírica, como acontece no caso da água. Mas, isso nem sempre é verdade, como indica o exemplo do benzeno, que possui fórmula mínima igual a CH, pois a proporção entre esses elementos é de 1:1.

Em certos casos, a fórmula molecular é igual à fórmula mínima, em outros a fórmula molecular é um múltiplo inteiro da fórmula mínima, sendo que no caso do benzeno esse múltiplo é igual a 6:

$$\text{Fórmula molecular} = (\text{fórmula mínima}) n$$

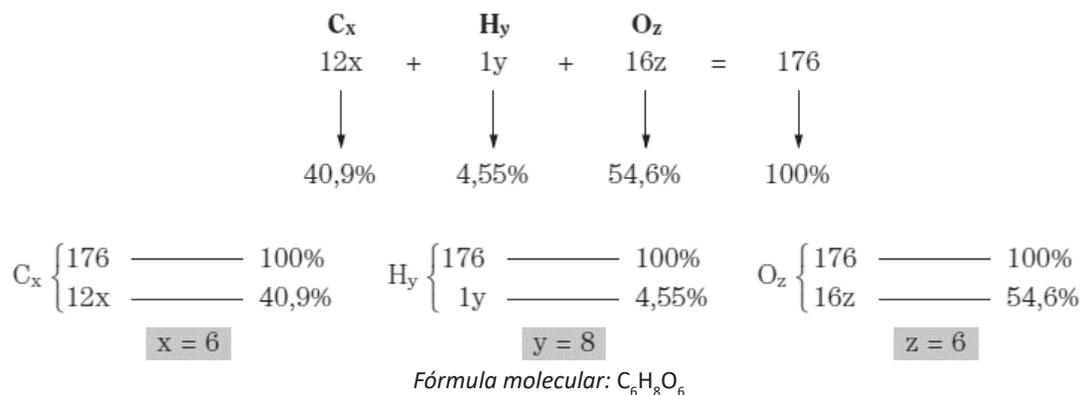
Onde **n** é sempre um número inteiro.

Para determinarmos a fórmula molecular de qualquer composto é necessário sabermos primeiro a sua massa molecular. Com esse dado podemos calcular a fórmula molecular de várias maneiras. Vejamos algumas delas:

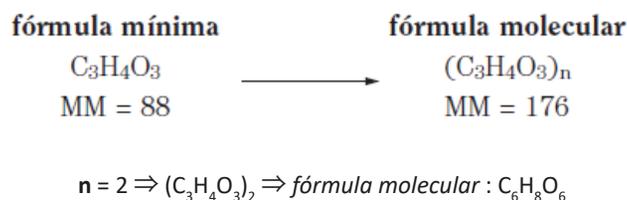
1. Por meio da fórmula mínima;
2. Por meio da fórmula percentual;
3. Relacionando a porcentagem em massa com a massa molecular.

1º Exemplo: A partir da porcentagem em massa, calculando a fórmula mínima.
Vitamina C (massa molecular = 176)

Agora iremos relacionar as porcentagens em massa com as massas atômicas e a massa molecular:



A relação entre a fórmula mínima e a molecular pode ser feita da seguinte maneira:



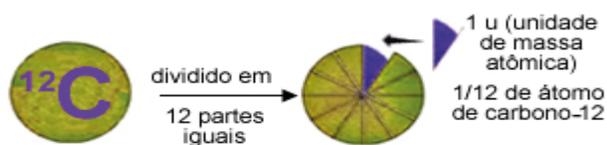
Unidade de Massa Atômica

Para a prática das atividades laboratoriais e industriais é necessário que seja realizado um cálculo prévio das quantidades de reagentes que devemos usar para obter a quantidade desejada de produtos.

Entretanto, a previsão das quantidades só é possível através de cálculos das massas e dos volumes das substâncias envolvidas nas reações químicas. Assim, muitas vezes é necessário determinar também o número de átomos ou de moléculas das substâncias que reagem ou são produzidas. Para tal é preciso conhecer a massa dos átomos.

Uma vez que os átomos ou moléculas são muito pequenos para serem “pesados” isoladamente, foi estabelecido um padrão para comparar suas massas.

A massa atômica é a massa de um átomo medida em unidade de massa atômica, sendo simbolizada por “u”. 1 u equivale a um doze avos (1/12) da massa de um átomo de carbono-12 (isótopo natural do carbono mais abundante que possui seis prótons e seis nêutrons, ou seja, um total de número de massa igual a 12). Sabe-se que 1 u é igual a $1,66054 \times 10^{-24}$ g.



Massa Atômica (MA)

A massa atômica de um átomo é sua massa determinada em u, ou seja, é a massa comparada com 1/12 da massa do ^{12}C .

As massas atômicas dos diferentes átomos podem ser determinadas experimentalmente com grande precisão, usando um aparelho denominado espectrômetro de massa.

Para facilitar os cálculos não é necessário utilizar os valores exatos, assim faremos um “arredondamento” para o número inteiro mais próximo:

Exemplos:

Massa atômica do ^4_2He	4,0030u → 4u
Massa atômica do $^{19}_9\text{F}$	18,9984u → 19u
Massa atômica do $^{27}_{13}\text{Al}$	26,9815u → 27u

quando estava ensinando ainda em uma escola secundária, aos 44 anos, Loschmidt resolveu um dos problemas os mais duradouros e difíceis de seu tempo: Foi a primeira pessoa que utilizou a teoria cinética dos gases (introduzida por Daniel Bernoulli no século XVIII e desenvolvida em meados do século XIX por Clausius e Maxwell) para obter um valor bastante razoável para o diâmetro de uma molécula. Isto ocorreu em um momento em que a teoria cinética e a própria existência das moléculas ainda eram coisas completamente hipotéticas.

Na verdade, Loschmidt estudou e avaliou o “Número de Avogadro”, e dele deduziu o número de moléculas por unidade de volume, que ficou conhecido como “Número de Loschmidt”. A determinação do tamanho molecular trouxe rapidamente o reconhecimento de seu trabalho. Com isso, foi-lhe oferecida uma posição na Universidade de Viena, em 1866. Em 1870, Loschmidt publicou medidas mais exatas em relação aos gases.

Loschmidt e seu colega mais novo, Ludwig Boltzmann, foram bons amigos. Sua crítica da tentativa de Boltzmann de derivar a segunda lei da termodinâmica da teoria cinética, tornou-se famosa como “o paradoxo da reversibilidade”. Loschmidt conduziu Boltzmann a seu conceito estatístico da entropia, como um registro logarítmico do número dos estados microscópicos que correspondem a um determinado estado termodinâmico.

Ironicamente, foi somente alguns anos mais tarde que Kekulé propôs a estrutura do anel da molécula do benzeno, uma configuração que já havia sido prevista pelos diagramas de Loschmidt para mais de cem hidrocarbonetos aromáticos. Isto acabou deixando alguma dúvida na famosa história de Kekulé, muitos anos mais tarde, que dizia que a estrutura do anel de benzeno lhe tinha vindo em um sonho.

$$N_0 = \frac{P_0}{kT_0} = 2.687 \times 10^{19} \text{ cm}^{-3},$$

Massa Molar (M)

A massa molar de um elemento é a massa de um mol de átomos, ou seja, $6,02 \times 10^{23}$ átomos desse elemento. A unidade mais usada para a massa molar é $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Numericamente, a massa molar de um elemento é igual à sua massa atômica.

Exemplos:

1) Massa atômica do Cl=35,453u.

Massa molar do Cl= 35,453 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Interpretação: Um mol de átomos do elemento Cl (mistura dos isótopos ^{35}Cl e ^{37}Cl), ou seja, $6,02 \times 10^{23}$ átomos do elemento Cl pesam 35,453 gramas.

2) Massa atômica da água, $\text{H}_2\text{O} = 18\text{u}$.

Massa molar: um mol de moléculas, ou seja, $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O pesam 18,0 gramas.

Importante:

MM = massa molecular (unidades u)

M = Massa molar (g/mol)

Volume Molar

Conforme o próprio nome indica, o volume molar corresponde ao volume ocupado por um mol da espécie química.

Exemplo:

Água no estado líquido ($d=\text{g}/\text{ml}$) a 25°C .

Massa molar= $18\text{g}/\text{mol}$.

O cálculo do volume molar poderá ser realizado através da proporção:

$d=1,0\text{g}/\text{mL}$

$$\begin{array}{l} 1,0 \text{ mL} \text{-----} 1\text{g} \\ V \text{-----} 18\text{g} \end{array}$$

$$V=18\text{mL}$$

Para Gases Ideais nas CNTP, o volume molar vale $22,4\text{L}/\text{mol}$.

$1\text{mol Gás Ideal (CNTP)} \rightarrow V=22,4\text{L}$

Cálculos Estequiométricos

O cálculo das quantidades das substâncias envolvidas numa reação química é chamado de cálculo estequiométrico - palavra derivada do grego *stoicheia* = partes mais simples e *metreim* = medida. São cálculos que envolvem proporções de átomos em uma substância ou que relacionam-se com proporções de coeficientes de uma equação química.

As bases para o estudo da estequiometria das reações químicas foram lançadas por cientistas que conseguiram expressar matematicamente as regularidades que ocorrem nas reações químicas, através das Leis das Combinações Químicas.

Essas leis foram divididas em dois grupos:

- *Leis ponderais*: relacionam as massas dos participantes de uma reação.

- *Lei volumétrica*: relaciona os volumes dos participantes de uma reação.

Lei Volumétrica

O físico e químico Gay-Lussac, teve suas contribuições na química, e uma delas é a lei da combinação de volumes, que é também conhecida como lei volumétrica, que define o princípio de que nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos gases participantes de uma reação têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Lei de Gay-Lussac:

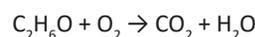
Nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Conduta de Resolução

Conforme observado nos itens acima, na estequiometria, os cálculos serão estabelecidos em função da lei de Proust e Gay-Lussac, neste caso para reações envolvendo gases e desde que estejam todos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Assim, devemos tomar os coeficientes da reação devidamente balanceados, e, a partir deles, estabelecer a proporção em mols dos elementos ou substâncias da reação.

Exemplo: reação de combustão do álcool etílico:



Após balancear a equação, ficamos com:

Exemplo:

Na reação $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$ qual o volume de N_2 , a $0^\circ C$ e 1 atm., obtido quando se reagem totalmente 3g de H_2 ?

Resolução:

a) Proporção em mol

1mol de N_2 ————— 3mols de H_2

b) Regra de três

22,4L de N_2 ————— 3 . 2g de H_2

x ————— 3 de H_2

x = $22,4/2 = 11,2L$

Relação Massa - Nº Moléculas

Na reação gasosa $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, qual o número de moléculas de NH_3 obtido, quando se reagem totalmente 18g de H_2 ?

Acerte os coeficientes da equação: $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

Veja os dados informados (18g de H_2) e o que está sendo solicitado (número de moléculas de NH_3) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3H_2 \text{ ----- } 2NH_3 \\ 3 \times 2g \text{ ----- } 2 \times 6,02 \times 10^{23} \\ 18g \text{ ----- } x \\ x = 36,12 \times 10^{23} \text{ ou } x = 3,612 \times 10^{24} \text{ moléculas} \end{array}$$

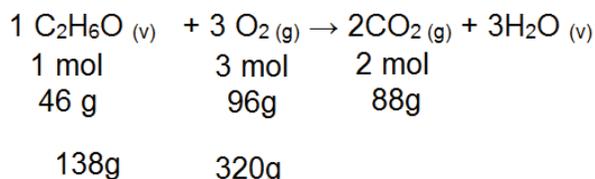
Cálculos Envolvendo Excesso de Reagente

Quando o enunciado do exercício fornecer quantidades de dois reagentes, precisamos verificar qual deles estará em excesso, após terminada a reação. As quantidades de substâncias que participam da reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade de reagente estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, reagirá somente a parte que se encontra de acordo com a proporção. A parte que estiver a mais não reage e é considerada excesso.

Por outro lado, o reagente que for totalmente consumido (o que não estiver em excesso) pode ser denominado de reagente limitante porque ele determina o final da reação química no momento em que for totalmente consumido.

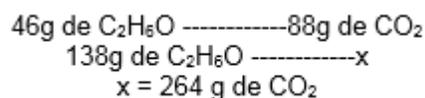
Exemplo: Consideremos o caso da combustão do álcool.

Uma massa de 138g álcool etílico (C_2H_6O) foi posta para queimar com 320g de oxigênio (O_2), em condições normais de temperatura e pressão. Qual é a massa de gás carbônico liberado e o excesso de reagente, se houver?

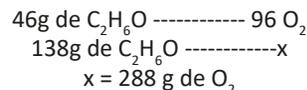


Só de analisarmos os dados, vemos que a massa de oxigênio é proporcionalmente maior que a do álcool, assim o oxigênio é o reagente em excesso e o álcool etílico é o reagente limitante.

Calculando a massa de gás carbônico formado a partir da quantidade do reagente limitante:



Obs.: A massa de oxigênio em excesso é determinada de forma análoga:



A massa em excesso é a diferença da massa que foi colocada para reagir e a que efetivamente reagiu:

$$320 \text{ g} - 288 \text{ g} = 32 \text{ g}$$

Cálculos Envolvendo Reagente Limitante

O reagente que é totalmente consumido é chamado reagente limitante. Assim que ele é consumido, não se forma mais produto, ou seja, a reação termina. Os demais reagentes são chamados reagentes em excesso. Após o término da reação, sobra uma certa quantidade dos reagentes em excesso: é a quantidade inicial menos a quantidade que reagiu.

Para descobrir qual é o reagente limitante, imagine a reação hipotética a seguir: $A + B \rightarrow$ produtos, onde A e B são os reagentes.

Se a questão fornece quantidades de A e B usadas na reação, como descobrir qual deles é totalmente consumido?

- escolher um dos reagentes (A, por exemplo) e supor que ele é o limitante;

- calcular, usando regra de três, a quantidade de B necessária para consumir completamente o reagente A;

- se essa quantidade encontrada de B for suficiente (menor do que a quantidade de B dada no enunciado), então o reagente A é o limitante. Caso contrário, a suposição inicial estava errada e o outro reagente (B) é o limitante.

Veja a resolução do exercício de revisão para ficar mais claro. Assim que for encontrado qual é o reagente limitante, os cálculos estequiométricos devem ser feitos usando apenas a quantidade do limitante, pois é ele que é totalmente consumido.

Além disso, problemas de reagente limitante são mais fáceis de se resolver com as quantidades em mol, em vez de massa ou volume gasoso. Na dúvida, passe as quantidades para mol e trabalhe com elas.

Exemplos:

1) Zinco e enxofre reagem para formar sulfeto de zinco de acordo com a seguinte reação:



Reagiu 30g de zinco e 36g de enxofre. Qual é o reagente em excesso?

Balancear a reação química: $1Zn + 1S \rightarrow 1ZnS$

Dados:

Zn = 30g

S = 36g

Exemplo:

Considerando a reação balanceada



Qual a massa de cloreto ferroso obtida quando 1100g de sulfeto ferroso, com 80% de pureza, reagem com excesso de ácido clorídrico? (Fe = 56u; S = 32u; H = 1u; Cl = 35,5u).

A informação sobre o ácido clorídrico é desnecessária, pois não vamos utilizá-lo em nossos cálculos, já que temos apenas a massa de sulfeto ferroso posta para reagir. Por outro lado, sabemos que o sulfeto ferroso está com impurezas. Vamos então calcular qual a massa deste reagente puro.

$$1100g \text{ de FeS} \frac{\quad}{x} \frac{100\%}{80\%}$$

$$x = 880g \text{ de FeS puro.}$$

Agora sim podemos utilizar as proporções molares para encontrar a massa de cloreto ferroso formada na reação.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de FeS} \quad \quad \quad 1 \text{ mol de FeCl}_2 \\ 88g \text{ de FeS} \quad \quad \quad 127g \text{ de FeCl}_2 \\ 880g \text{ de FeS} \quad \quad \quad y \\ y = 111760/88 \end{array}$$

$$y = 1270g \text{ de FeCl}_2$$

Sistema em que o Rendimento não é Total

Quando uma reação química não produz as quantidades de produto esperadas, de acordo com a proporção da reação química, dizemos que o rendimento não foi total. Rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade esperada, de acordo com a proporção da equação química.

Mediante aos exemplos acima, foi possível observar que os procedimentos para resolver exercícios de Cálculo Estequiométrico, devem seguir os seguintes passos:

- Escrever a equação da reação química;
- Acertar os coeficientes (fazer o balanceamento = igualar o número de átomos);
- Obter a **Proporção em Mols** através dos coeficientes estequiométricos.

BIOMOLÉCULAS, ESTRUTURA, FUNÇÕES, PROPRIEDADES

BIOMOLÉCULAS

As macromoléculas naturais são biomoléculas fundamentais para todos os seres vivos, que são os glicídios, os lipídios e as proteínas. As *macromoléculas* também podem ser chamadas de *polímeros*. Elas dividem-se em macromoléculas naturais e sintéticas.

Alguns tipos de moléculas pequenas, chamadas de **monômeros**, podem ligar-se entre si, dando origem a macromoléculas, denominadas polímeros, por meio de uma reação denominada polimerização.

Carboidratos

São compostos de função mista poliálcool-aldeído ou poliálcool-cetona, assim como todos os compostos que, por hidrólise, produzem os referidos compostos de função mista. Os carboidratos são assim chamados porque frequentemente apresentam fórmula mínima CH_2O , que sugere um hidrato de carbono.

Os carboidratos também podem ser chamados de glicídios, glucídios, hidratos de carbono ou açúcares. São formados fundamentalmente por moléculas de carbono (C), hidrogênio (H) e oxigênio (O), por isso recêm a denominação de hidratos de carbono. Há três classes gerais dos açúcares: monossacarídeos, dissacarídeos e polissacarídeos.

Classificação

Oses - Açúcares que não se hidrolisam. Ex.: glicose, frutose, galactose.

- **Aldoses**: apresentam o grupo aldeído. De acordo com o número de átomos de carbono, classificam-se em aldotriose (3C); aldotetrose (4C); aldohexose (6C), etc.

- **Cetoses**: apresentam o grupo cetônico, classificam-se também em cetotriose (3C); ceto-hexose (6C), etc.

Costuma-se representar as fórmulas das aldoses e cetoses na vertical. Nestas fórmulas, um **círculo** representa o grupo aldeído, o **sinhal** representa o grupo cetona e um **traço**, o grupo hidroxila.

Osídeos - Açúcares que hidrolisam produzindo oses.

- **Holosídeos**: osídeos que, por hidrólise, fornecem somente oses. Subdividem-se em:

- **Dissacarídeos**: Açúcares que se hidrolisam, fornecendo duas moléculas de monossacarídeos.

- **Polissacarídeos**: Açúcares que se hidrolisam, formando mais de duas moléculas de monossacarídeos.

- **Heterosídeos**: Osídeos que, por hidrólise, fornecem outros compostos além das oses.

Monossacarídeos

Por convenção, o estudo das estruturas das oses é feito a partir da aldose mais simples, que é o aldeído glicérico (aldotriose).

O aldeído glicérico apresenta 1 átomo de C quiral e, como tal, pode ser representado por dois antípodas ópticos: o dextrogiro (ald. **d**glicérico) e o levogiro (ald. **l**glicérico).

As oses têm suas estruturas convencionadas a partir dos aldeídos glicéricos. A cadeia carbônica poderá ser aumentada a partir do grupo aldeídico. Assim, obteremos, a partir do aldeído **d** glicérico, uma aldotetrose em que a base (os últimos carbonos) da cadeia será idêntica à da aldotriose inicial.

As duas aldotetroses levarão a letra **d** em sua nomenclatura, pois são provenientes do aldeído **d** glicérico. Da mesma forma, as aldotetroses, provenientes do ald. **l** glicérico, levarão a letra **l** em sua nomenclatura oficial.

Seguindo o mesmo raciocínio, poderemos obter aldopentose a partir do aldotetrose, ou ainda, aldohexose a partir de aldopentose, e assim sucessivamente.

Portanto, uma ose levará a letra **d** ou **l** em seu nome, de acordo com a origem, isto é, se pertencer à série do aldeído **d** ou **l** glicérico, respectivamente. Reconhecemos pela estrutura a série a que pertence uma ose pela posição da penúltima oxidrila: se estiver à direita da cadeia, convencionamos pertencer à série **d** e levará tal letra em sua nomenclatura e, se estiver à esquerda da cadeia, a ose levará a letra **l** e pertencerá, portanto, à série **l**.

Os principais dissacarídeos de importância biológica são:

Dissacarídeo	Monossacarídeos constituintes	Função
Sacarose	Glicose +frutose	Apresenta função energética. Está presente nos vegetais, principalmente na cana-de-açúcar.
Lactose	Glicose + galactose	Apresenta função energética e é o açúcar presente no leite.
Maltose	Glicose + glicose	Apresenta função energética e é encontrado em vegetais.

Polissacarídeos

Os polissacarídeos são moléculas (polímeros) formadas através da união de vários monossacarídeos. São constituídos por cadeias longas, geralmente insolúveis. Constituem uma forma de armazenamento e quando hidrolisados produzem monossacarídeos. Os principais polissacarídeos são:

Principais Polissacarídeos estruturais:

Polissacarídeo	Função
Celulose	Participa da composição da parede celular dos vegetais. É o carboidrato mais abundante na natureza.
Quitina	Está presente na parede celular de fungos e no exoesqueleto dos artrópodes. Possui grupos amina(NH ₂) em sua cadeia.

Principais Polissacarídeos energéticos:

Polissacarídeo	Função
Amido	Apresenta função de reserva. É encontrado em raízes, caules e folhas.
Glicogênio	É o carboidrato de reserva dos animais e dos fungos. É armazenado nos músculos e no fígado dos animais.

Função dos Carboidratos

1) Principal fonte de energia do corpo. Deve ser suprido regularmente e em intervalos frequentes, para satisfazer as necessidades energéticas do organismo. Num homem adulto, 300g de carboidrato são armazenados no fígado e músculos na forma de glicogênio e 10g estão em forma de açúcar circulante.

Está quantidade total de glicose é suficiente apenas para meio dia de atividade moderada, por isso os carboidratos devem ser ingeridos a intervalos regulares e de maneira moderada. Cada 1 grama de carboidratos fornece 4 Kcal, independente da fonte (monossacarídeos, dissacarídeos, ou polissacarídeos).

2) Regulam o metabolismo proteico, poupando proteínas. Uma quantidade suficiente de carboidratos impede que as proteínas sejam utilizadas para a produção de energia, mantendo-se em sua função de construção de tecidos.

3) A quantidade de carboidratos da dieta determina como as gorduras serão utilizadas para suprir uma fonte de energia imediata. Se não houver glicose disponível para a utilização das células (jejum ou dietas restritivas), os lipídios serão oxidados, formando uma quantidade excessiva de cetonas que poderão causar uma acidose metabólica, podendo levar ao coma e a morte.

4) Necessários para o funcionamento normal do sistema nervoso central. O cérebro não armazena glicose e dessa maneira necessita de um suprimento de glicose sanguínea. A ausência pode causar danos irreversíveis para o cérebro.

5) A celulose e outros carboidratos indigeríveis auxiliam na eliminação do bolo fecal. Estimulam os movimentos peristálticos do trato gastrointestinal e absorvem água para dar massa ao conteúdo intestinal.

6) Apresentam função estrutural nas membranas plasmáticas das células.

Lipídios

São ésteres elaborados pelos organismos vivos que, por hidrólise, fornecem ácidos graxos ao lado de outros compostos. As características dos lípides são: brancos ou levemente amarelados, untuosos ao tato, pouco consistentes, sendo alguns líquidos, e deixam sobre o papel uma mancha translúcida que não desaparece com aquecimento, são insolúveis na água.

Classificação

Céridos - são ésteres formados a partir de um ácido graxo e um álcool superior. São conhecidos como ceras e podem ser de origem animal ou vegetal. São usados na fabricação de ceras de assoalhos, graxa de sapato, cosméticos, velas, etc.

Glicéridos - São ésteres de glicerol com ácidos graxos. Os óleos e gorduras animais e vegetais são misturas de glicérides.