Estratégia CONCURSOS

Aul

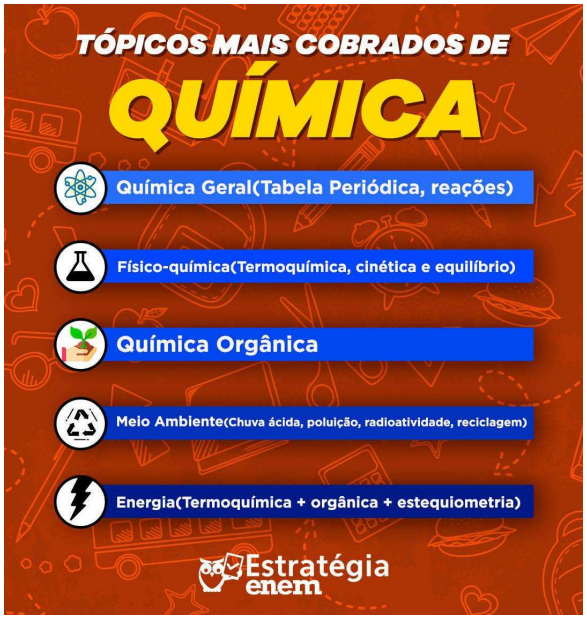
Química p/ ENEM - RETA FINAL 2019 (Com Videoaulas)

Professor: Diego Souza

1 – CONCEITOS INICIAIS DE QUÍMICA 4
Teoria atômico-molecular (aspectos quantitativos) 6
2 – REAÇÕES QUÍMICAS 16
Transformações da matéria 16
Energia associada a transformações da matéria 17
Evidências de transformações da matéria 17
Tipos de reações 21
3 – ESTEQUIOMETRIA 24
4 – BALANCEAMENTO 30
Estratégia 01: Regra do MACHO 33
Estratégia 02: Método por tentativas 38
Estratégia 03: Balanceamento REDOX 42
5 – LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS 52
6 – LISTA DE QUESTÕES DA AULA 73
7 – GABARITO 90

Olá, futuros universitários e futuras universitárias

É com muito entusiasmo que damos início aos nossos cursos RETA FINAL para ENEM 2019. Ficará sob nossa responsabilidade o curso totalmente **focado nos temas de QUÍMICA mais cobrados no ENEM**, segundo nosso levantamento dos últimos 10 anos, o quais estão listados na ilustração abaixo. Nossa equipe é formada por três experientes professores, eu (Diego Souza) ficarei responsável pelas aulas em PDF e os professores Anderson Barros e Guilherme Alves pelas aulas em vídeo.



Gostaria de me apresentar rapidamente. Meu nome é **Diego Souza**, doutor em Química e Perito Criminal. Nos últimos 12 anos trabalhei em laboratórios diversos, na área de fiscalização de atividades de mineração, em pesquisa agropecuária, com monitoramento de gases causadores de efeito estufa e atualmente atuo como perito criminal. Além disso, há quase 2 anos dedico-me ao ensino de Química aqui no Estratégia. Já que muito da minha experiência se relaciona com os temas do ENEM, busco sempre traduzir minhas vivências contextualizando o ensino para deixar seu aprendizado mais natural e interessante.

Como a data da prova se aproxima, é importantíssimo que você tenha em mãos um material objetivo, com esquemas, tabelas, mapas mentais e resumos que lhe permita não só um aprendizado rápido, mas também uma revisão ágil. Além de possuir todas essas ferramentas, nosso curso foi estruturado com os tópicos de QUÌMICA mais cobrados no ENEM. Tudo isso para POTENCIALIZAR e AGILIZAR SEU APRENDIZADO, ABREVIANDO SUA JORNADA ATÉ A TÃO SONHADA APROVAÇÃO.

O nosso curso consistirá de:

a) **Curso escrito (em PDF) composto por 05 aulas**, além dessa aula demonstrativa, nas quais abordarei a teoria e as aplicações de cada tema abordado, além de cerca de 160 resoluções de questões comentadas;
b) **Curso completo em vídeo aulas**: haverá transmissões ao vivo via YouTube toda semana, abordando todo conteúdo de química. Após a transmissão ao vivo, os vídeos serão editados e disponibilizados aos alunos do curso que poderão assistir quando e de onde quiserem.

Como já mencionado, as vídeo aulas serão ministradas pelos professores Anderson Barros e Guilherme Alves;

c) **Fórum de dúvidas**: um importante canal de comunicação entre os estudantes e os professores. Por ele, passarei explicações detalhadas a respeito das dúvidas que surgirem.

As 6 aulas do nosso curso, inclusa esta aula demonstrativa, seguirá o cronograma abaixo:

Aulas	QUÍMICA p/ RETA FINAL ENEM 2019	Data de entrega
Aula 00 (demo)	Estequiometria e reações	19/08/2019
Aula 01	Tabela periódica e propriedades periódicas	28/08/2019
Aula 02	Cinética e equilíbrio químico	06/09/2019
Aula 03	Transformações químicas e energia: termoquímica e radioatividade	15/09/2019
Aula 04	Química e meio ambiente: chuva ácida, poluição, efeito estufa e reciclagem	24/09/2019
Aula 05	Química orgânica: nomenclatura, funções orgânicas e reações	06/10/2019

Por fim, siga-me no Instagram e Facebook e terá acesso a novidades, mapas mentais e dicas sobre **química para ENEM**. Sem mais demora, vamos iniciar nossa aula de hoje. Desejo-lhe uma boa aula e espero que goste do nosso material. Bons estudos!

Prof. Diego Souza

Instagram: @Prof.DiegoSouza
Facebook: Prof. Diego Souza

1 – CONCEITOS INICIAIS DE QUÍMICA

Olá, pessoal, tudo certo?

Se você está lendo essa aula é porque decidiu contar com nossa ajuda para sua futura aprovação. Fico muito feliz de tê-los como alunos. Como retribuição da confiança depositada em nosso trabalho, vou me esforçar ao máximo para ensiná-los de maneira bem didática tudo que precisam saber nos diversos ramos da química para detonarem a prova do ENEM.

Nesta aula, vamos apresentar conceitos bem iniciais da química, fazendo uma rápida introdução à disciplina, falando sobre transformações da matéria e outros aspectos relacionados como evidências dessas transformações, diferenciação de fenômenos químicos e físicos, e aspectos quantitativos das reações químicas. Nesta última parte, vamos focar nossa discussão nos cálculos estequiométricos e no balanceamento de equações químicas.

Sem mais demora, vamos dar início ao que interessa: conteúdo. Desejo-lhe uma boa aula e lembre-se de me procurar caso fique com alguma dúvida. Bons estudos! Forte abraço!

Prof. Diego Souza

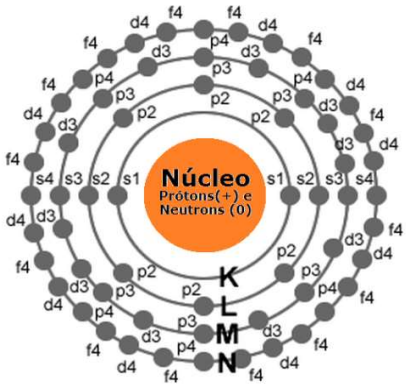
Instagram: @Prof.DiegoSouza
Facebook: Prof. Diego Souza

Vamos começar nossa aula relembrando conceitos iniciais muito importantes na Química, beleza? Mas lembre-se: não os decore, compreenda-os!

- **Química** é a ciência que estuda a matéria, avaliando suas propriedades, composição e estrutura. Além disso, a química avalia as transformações sofridas pela matéria e o fluxo (movimento) de energia envolvida nesses processos.
- **Matéria** é tudo que apresenta massa e volume, ocupando, portanto, um lugar no espaço. Exemplos: um pedaço de madeira, areia, certa quantidade de sal de cozinha (cloreto de sódio), certa quantidade de água e tecidos vivos como o corpo humano.
- **Átomo** é a unidade fundamental da matéria.

- **Estrutura do átomo**: o átomo apresenta um núcleo positivo que é constituído de partículas positivas (prótons) e partículas neutras (nêutrons). Os elétrons (partículas negativas) estão em constante movimento na eletrosfera (região em torno do núcleo). Esses elétrons estão situados em orbitais eletrônicos (s, p, d e f) de camadas (níveis) eletrônicas denominadas K, L, M, N, O, P e Q. A estabilização dos átomos é possível pela contraposição de forças de repulsão e atração.

Representação geral do átomo



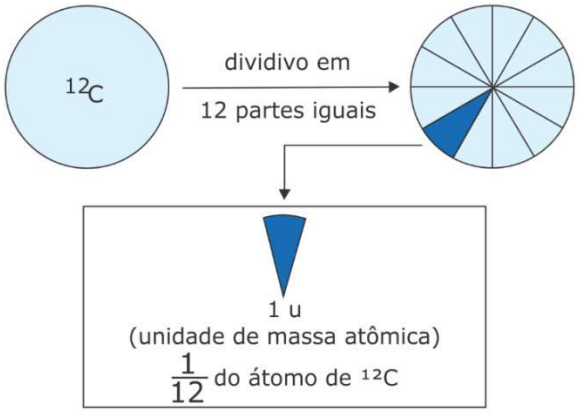
- **Elemento químico:** conjunto de átomos que apresentam o mesmo número de prótons (número atômico). Desta forma, o átomo de um elemento químico é diferente do átomo de outro elemento. Por exemplo, o elemento Ferro apresenta átomos com número atômico 26, os quais são diferentes dos átomos do elemento cobre que apresenta 29 prótons.
- **Molécula:** formada pela combinação de, pelo menos, dois átomos, que podem ser de um mesmo elemento ou elementos diferentes. Em geral, é a menor estrutura que guarda as propriedades de uma substância pura.
- **Composição química** de um material corresponde aos elementos químicos e às moléculas acompanhadas de suas respectivas proporções. Por exemplo, o ouro (Au) 22 quilates é constituído de 91,6% de ouro e os 8,4% restantes corresponde a outros metais; ao passo que o ouro 18 quilates é constituído de apenas 75% de ouro. Note que, mesmo que estejam presentes os mesmos elementos, o ouro 22 quilates e o 18 quilates apresentam composição química diferente, pois a proporção dos diferentes átomos é diferente.

TEORIA ATÔMICO-MOLECULAR (ASPECTOS QUANTITATIVOS)

Massa atômica: soma dos prótons (Z) e nêutrons (N), desconsiderando a massa do elétron por ser desprezível perto da massa do átomo.

$$A = Z + N$$

Unidade de massa atômica (u): corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C. Em massa, corresponde a $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g que é a massa aproximada de um próton ou de um nêutron.



Como localizar na tabela periódica o número atômico (Z) e a massa atômica (A)?

Para encontrar o número de nêutrons (N) é bem fácil, basta subtrair, do valor arredondado de A, o Z. No caso do flúor, temos N = 19 – 9 = 10 nêutrons.

Massa atômica da tabela periódica: corresponde à média ponderada da massa atômica de todos os seus isótopos, que são átomos com o mesmo número de prótons ou número atômico (Z), mas com diferente massa atômica (A), também conhecida por número de massa.

Exemplo:

$$A_{carbono} \cong \frac{12 \times 99\% + 13 \times 1\%}{100\%} \cong 12{,}01u$$

Massa molecular (MM): soma das massas atômicas (A) dos átomos que a constituem.

Exemplo:

$C_6H_{12}O_6$ (glicose): $MM = 6 \times A_C + 12 \times A_H + 6 \times A_O = 180{,}156u$

Quando se tratar de compostos iônicos, deve-se utilizar o termo **massa fórmula (MF)** em substituição à **massa molecular (MM)**. Por exemplo, o NaCl (Na^+Cl^-) apresenta MF 58,5u, que é a soma das massas atômicas do sódio e do cloro (Note que a fórma de calcular é a mesma da MM). Entretanto, em muitas literaturas e exercícios de química, por conveniência, acaba-se utilizando somente o termo massa molecular (MM) para moléculas e compostos iônicos.

Cuidado com os peguinhas! O exercício pode trazer que a massa de uma molécula de H_2O (água), por exemplo, é 18 g, o que está ERRADO. Assim como átomos, moléculas são unidades muitíssimo pequenas e seu peso é muito menor que 1 g. Nesse caso, a massa da molécula pesa 18 *u* (unidades de massa atômica). Cada *u* pesa somente $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g. O que pesa 18 g é 1 mol de água, que é bem diferente do peso de 1 molécula. Discutiremos o conceito de mol ainda nessa aula.

01. (ENEM 2012) 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 = 294 g/mol

A) $1{,}3 \times 10^{-4}$.

B) $9{,}5 \times 10^{-3}$.

C) 4×10^{-2}.

D) 2,6.

E) 823.

Comentários: precisamos descobrir a quantidade, em mols, de aspartame recomendada para uma pessoa pesa 70 kg. Vamos lá?!

O enunciado nos fornece as seguintes informações: o índice diário aceitado desse adoçante é de 40 mg por kg de massa corpórea. Logo, para encontrarmos a quantidade para 70 kg, podemos estruturar a seguinte regra de três (Obs: vamos trabalhar em gramas para facilitar os nossos cálculos. Assim, temos que 40 mg correspondem a 40 x 10^{-3} g).

$40 \cdot 10^{-3}$g de aspartame — 1 Kg
x — 70 Kg

x = 2,8 kg de aspartame

Encontramos, então, que 2,8 g de aspartame como quantidade máxima, em gramas, recomentado para consumo diário de uma pessoa com 70 kg de massa corporal. Agora é só calcular o número de mols presentes em 2,8 g desse adoçante. Podemos encontrar esse valor por meio da fórmula do número de mols:

$$n = \frac{m}{M}$$

Lembre-se:

A quantidade de matéria em mols (n) é o que precisa ser calculado.

A massa (m) já calculamos anteriormente e seu valor corresponde a 2,8 g.

A massa molar (M) do aspartame foi dado no enunciado e corresponde a 294 g/mol.

Aplicando na fórmula, temos:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,8\ g}{294\ g.mol^{-1}} \cong 9,5.10^{-3}$$

Resposta: letra B

02. (VUNESP - 2014) Considere as seguintes representações para átomos:

$${}^{3}_{1}H \qquad {}^{4}_{2}He \qquad {}^{6}_{3}Li \qquad {}^{9}_{4}Be$$

O número de nêutrons de cada átomo é, respectivamente.

a) 1, 2, 3, 4.

b) 2, 2, 3, 5.

c) 0, 0, 0, 0.

d) 1, 1, 2, 4.

e) 3, 4, 6, 9.

Comentários: questão de resolução simples, basta aplicar a fórmula abaixo:

$$A = Z + N$$

Na representação dos elementos, o índice superior de cada elemento corresponde à massa atômica (A), e o índice inferior é o número atômico ou número de prótons (Z). Os resultados encontrados para o número de nêutrons (N) são 2, 2, 3 e 5, respectivamente para os elementos H, He, Li e Be.

Resposta: letra B

03. (FGV - 2012) Considere os átomos a seguir:

I. Um átomo com 17 prótons e 18 nêutrons.

II. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 32.

III. Um átomo com um número atômico 16 e 18 nêutrons.

IV. Um átomo com 16 prótons e 18 nêutrons.

V. Um átomo com 17 prótons e 20 nêutrons.

VI. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 33.

VII. Um átomo com 15 prótons e 16 nêutrons.

Indique, dentre as alternativas a seguir aquela que indica o(s) par(es) isotópico(s).

a) 2 e 6

b) 2 e 7

c) 2 e 3; 2 e 6

d) 1 e 3, 1 e 4; 2 e 7

e) 1 e 5; 2 e 3; 2 e 4; 2 e 6; 3 e 6; 4 e 6

Comentários: para a resolução dessa questão, o candidato deve se lembrar das três informações básicas:

Isótopos são átomos com mesmo número de prótons.

Número atômico (Z) é o número de prótons de um átomo.

A massa atômica ou número de massa (A) é a soma de Z e número de nêutrons (N), conforme fórmula abaixo:

$$A = Z + N$$

Uma maneira de evitar confusão na resolução dessa questão é montar uma tabela com as informações fornecidas e completando as informações faltantes, utilizando a equação, como segue:

	Z	N	A
I	17	18	35
II	16	16	32
III	16	18	34
IV	16	18	34
V	17	20	37
VI	16	17	33
VII	15	16	31

Como o enunciado pede os pares de isótopos, devemos buscar todas as combinações 2 a 2 de isótopos (mesmo valor de Z) que são (1 e 5), (2 e 3), (2 e 4), (2 e 6), (3 e 6) e (4 e 6). Cuidado com os "peguinhas", 3 e 4 possuem o mesmo valor de Z, mas também possuem o mesmo valor de N, portanto, correspondem a mesma espécie atômica, por isso não são um par de isótopos.

Resposta: letra E

Teoria de Dalton:

- O primeiro postulado apenas propõe o conceito de átomo como uma unidade indivisível da matéria.
- O segundo postulado aborda a massa atômica (A) como propriedade que caracteriza ou individualiza cada elemento.
- O terceiro postulado apresenta a formação de moléculas a partir da união de átomos.

Lei de Lavoisier, (também conhecida como Lei da Conservação das Massas): diz que a massa dos produtos é igual à soma das massas dos reagentes (você deve se lembrar da frase de Lavoisier "Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma").

Exemplo:

10g de A reagindo completamente com 20g de B produz 30g do composto AB, por meio da reação A + B → AB. A massa do produto corresponde à soma da massa dos reagentes.

Lei de Proust (também conhecida como Lei das proporções definidas): diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos em uma mesma proporção em massa.

Exemplo:

A molécula de água (H_2O), 2g de hidrogênio (H) se une com 16g de oxigênio (O) para formar 18g de H_2O. Se aumentarmos para 4g de hidrogênio [ou seja, dobrarmos], a massa de O aumentará proporcionalmente para 32g [também dobra], formando 36g de H_2O, respeitando, desta forma, a proporção inicial definida.

Número de Avogadro (NA): determinado experimentalmente e corresponde ao número de átomos presentes em 12g do isótopo 12 do carbono e o resultado foi:

$$NA = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Isso quer dizer que **em 12g do Carbono12 há 6,022.10²³ átomos que corresponde a 1 mol**.

> **Mol** é uma unidade de medida muito utilizada na química, o qual corresponde a 6,022.10²³ de alguma coisa [ou melhor, de qualquer coisa].

Número de mols (n): também conhecido como **quantidade de matéria**, corresponde a quanto mols existem em uma dada massa (m) e pode ser calculado por meio da seguinte relação:

$$n = \frac{m}{M}$$

ESCLARECENDO

Se você ainda acha obscuro o conceito de mol, pense no seguinte: você sabe que uma dúzia de ovos contém 12 unidades, não é mesmo? Então, podemos encarar a dúzia como uma unidade de medida. Comprar 5 dúzias de ovos, por exemplo, corresponde a comprar 60 unidades de ovos.

Vamos imaginar que precisássemos de uma unidade de medida que reunisse um número de unidades muitíssimo maior que 12. Imagine que essa quantidade fosse 6,022.10²³ unidades. Pronto, essa nova unidade de medida (que podemos entender de forma análoga à dúzia) é o mol.

Por exemplo, enquanto uma dúzia de ovos contém 12 unidades, um mol de ovos contém 6,022.10²³ unidades. O conceito é simples, mas lembre-se que mol corresponde a um número absurdamente alto, enquanto em 1 bilhão há nove zeros (1 000 000 000), em 1 mol são 23 zeros após o 6,022. Essa magnitude é necessária porque só "juntando" uma quantidade tão alta de átomos ou moléculas para se obter uma massa macroscópica em gramas.

ESCLARECENDO

Por exemplo: **quantos mols estão presentes em 100g de gás carbônico (CO_2)?**

Primeiro passo (calcular a MM ou M):

$$M = 12,01g \cdot mol^{-1} + 2 \times 16g \cdot mol^{-1} = 44,01g \cdot mol^{-1}$$

Segundo passo (aplicar na fórmula):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100g}{44,01g.mol^{-1}} \cong 2,27mol$$

Há quem prefira, em substituição ao segundo passo, estruturar uma regra de três simples. O resultado será o mesmo. Veja como fica:

1 mol de CO_2_____44,01g (leia-se: 1 mol de CO_2 está para 44,01g

X_____100,0g

Em seguida, multiplica-se cruzado e isola o X, obtendo como resultado 2,27mol. Isto significa que 100 g de gás carbônico corresponde a 2,27 mol dessa substância.

HORA DE PRATICAR!

04. (ENEM 2013) O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

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

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

A) $7,5 \times 10^{21}$

B) $1,5 \times 10^{22}$

C) $7,5 \times 10^{23}$

D) $1,5 \times 10^{25}$

E) $4,8 \times 10^{25}$

Comentários: do enunciado, podemos encontrar as seguintes informações:

500 mg é o consumo médio diário de Ca por pessoa.

O recomendado é duas vezes essa quantidade. Logo, 2 x 500 mg = 1000 mg = **1,0 g**

A massa molar (M) do Ca é igual a 40 g/mol. Logo, nessa massa estão presentes 6 x 10^{23} átomos de cálcio.

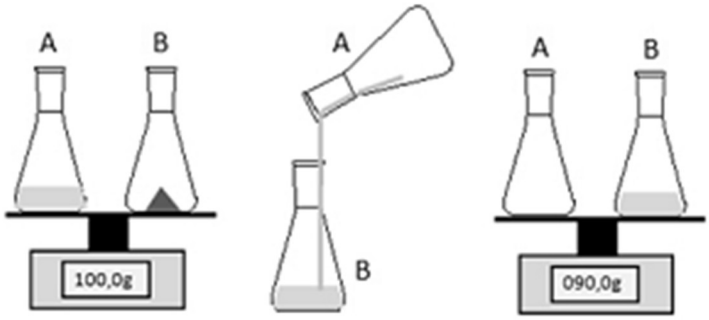
Por fim, podemos estruturar a regra de três para descobrirmos qual a quantidade de átomos presentes em 1,0 g de Ca.

40 g de Ca	⟶	6 x 10^{23} átomos de Ca
1 g de Ca	⟶	x

x = 1,5 x 10^{22} átomos de Ca

Resposta: letra B

05. (CESPE - 2013) Objetivando estudar a Lei Ponderal de Lavoisier, um estudante realizou o experimento esquematizado a seguir, em que o líquido do frasco A corresponde a uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), e o sólido contido no frasco B representa uma amostra de carbonato de sódio (Na_2CO_3).



Ao final do processo o estudante notou, pela leitura no visor da balança, que a massa resultante era diferente da massa inicial. No contexto do experimento, essa situação foi verificada por que

a) houve excesso de um dos reagentes empregados, o que não é previsto pela Lei de Lavoisier;

b) é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

c) os reagentes devem se encontrar na mesma fase de agregação, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

d) a Lei de Lavoisier não é válida para reações efetuadas em soluções aquosas;

e) a Lei de Lavoisier só é válida nas condições padrão de temperatura e pressão.

Comentários: Excelente exercício para complementar nosso estudo teórico. Como se vê, os dois erlenmeyers (frascos) foram mantidos sobre as balanças após a mistura de seus conteúdos. Portanto, era esperado, segundo a **Lei de Lavoisier**, também conhecida como **Lei da Conservação das Massas**, que a massa permanecesse constante, uma vez que a massa dos produtos é igual à soma das massas dos reagentes. ***Então, por que a massa se alterou após a reação?***

Estudaremos com mais detalhes o que são ácidos, bases, sais e óxidos em nossa aula sobre funções inorgânicas. Por enquanto, adianto-lhe que o carbonato de sódio (Na_2CO_3) é um sal básico, portanto, reage com o ácido sulfúrico (H_2SO_4), que é um ácido forte, segundo a equação química abaixo:

$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow H_2CO_3 + Na_2SO_4$$

O ácido carbônico (H_2CO_3), por sua vez, é um ácido fraco, que se decompõe em água (H_2O) e gás carbônico (CO_2), como mostrado na equação a seguir:

$$H_2CO_3 \rightarrow H_2O \text{ e } CO_{2(g)}$$

Como os frascos estavam abertos, o gás carbônico (CO_2) formado foi perdido. Portanto, para que a massa fosse conservada, concordando com a **Lei de Lavoisier**, os frascos deveriam estar fechados. Isso faz com que a **alternativa B esteja correta**, pois afirma que o sistema deveria ser (estar) fechado para manutenção da massa.

Você pode estar perguntando: *Professor, então a Lei de Lavoisier não funciona em alguns casos?* ***ERRADO. Ela sempre funciona***. Vale lembrar que tudo depende do referencial, assim, poderíamos considerar o universo como sendo nosso sistema. Desta forma, a massa teria sido conservada, pois o gás carbônico (CO_2) apenas migrou de dentro do recipiente para a parte externa, a atmosfera.

Vamos entender o porquê das demais alternativas estarem incorretas:

Alternativa A: incorreta. O excesso de reagente não é limitante para aplicação da **Lei de Lavoisier**. Imagine uma situação hipotética em que 10g de A reaja com 5g de B para formar 15g de AB. Caso adicionássemos 15g de A e mantivéssemos 5g de B [ou seja, haveria 5g de A em excesso], teríamos, após a reação, 15g de AB e 5g de A, que foi adicionado em excesso. Isso significa que a massa foi conservada, 20g antes e após a reação.

Alternativa B: correta, conforme já explicado.

Alternativa C: incorreta. A **Lei de Lavoisier** é sempre aplicável, independente das fases de cada reagente.

Alternativa D: incorreta, conforme explicação da Alternativa C.

Alternativa D: incorreta. A **Lei de Lavoisier** não faz restrições quanto à temperatura e pressão, sendo válida em diferentes condições ambientais.

Resposta: letra B

06. (CESGRANRIO - 2010) Atribui-se ao químico francês Joseph Louis Proust (1754- 1826) a investigação sistemática sobre a composição de numerosas substâncias. Os resultados de suas pesquisas levaram-no à formulação da **Lei das Proporções Definidas**, também chamada **Lei de Proust**. Essa Lei é traduzida por qual enunciado?

a) Os volumes de duas substâncias gasosas que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto, guardam uma razão constante de números inteiros e pequenos para o produto em questão.

b) Há uma razão constante entre as massas de duas ou mais substâncias que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto.

c) Há uma razão de números inteiros e pequenos entre as diferentes massas de uma substância S_1 que, separadamente, reagem com a mesma massa de outra substância S_2.

d) Quando duas substâncias gasosas reagem entre si para originar um produto também gasoso, o volume do produto guarda sempre uma razão simples com os volumes dos gases reagentes.

e) Em um sistema fechado, a massa total permanece constante, independente das reações químicas nele processadas.

Comentários: Exercício de simples aplicação da nossa discussão sobre a referida lei. Estudamos que a **Lei das Proporções Definidas**, também chamada **Lei de Proust**, diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos em uma mesma proporção em massa. Tomemos como exemplo a molécula de água (H_2O), 2g de hidrogênio (H) se une com 16g de oxigênio (O) para formar 18g de H_2O. Se aumentarmos para 4g de hidrogênio, a massa de O aumentará para 32g, formando 36g de H_2O, respeitando, desta forma, a proporção inicial definida. Nosso enunciado da lei não é idêntico à alternativa B, mas o teor das ideias principais é o mesmo. Por isso, reforço que o mais importante é o entendimento de cada lei.

Resposta: letra B

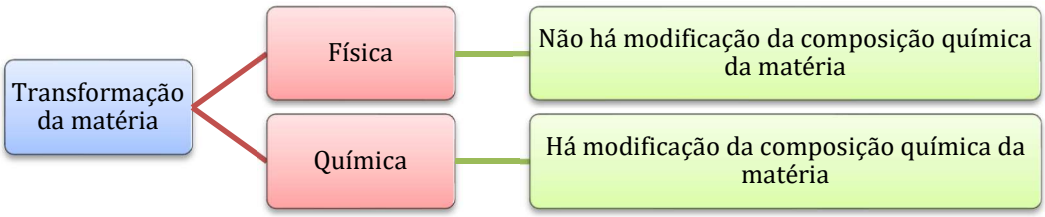
Informações a serem memorizadas:

Número de Avogadro: $6{,}022.10^{23}$
Mol é uma unidade de medida que reúne $6{,}022.10^{23}$ unidades (unitárias) de qualquer coisa
Número de mols = quantidade de matéria
Massa molar (M) é a massa que reúne $6{,}022.10^{23}$ de átomo, molécula ou composto. É expresso em $g.mol^{-1}$
O valor numérico de massa molecular (MM) e massa molar (M) são idênticos. A diferença é que aquela é medida em "u" e está em $g.mol^{-1}$.
1 mol ou $6{,}022.10^{23}$ moléculas de qualquer gás sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L, chamado **volume molar**, nas CNTP.

2 – REAÇÕES QUÍMICAS

TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

Transformação da matéria é qualquer modificação da matéria, a qual pode ocorrer por meio de um ou mais processos. A transformação da matéria também é conhecida como **fenômeno**, que pode ser um **fenômeno físico**, quando não se altera a composição da matéria, ou **fenômeno químico**, em que há alteração da composição química da matéria.



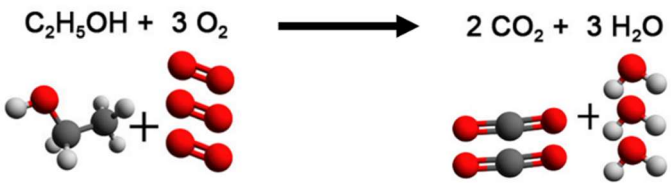
Exemplos de fenômenos físicos: utilizar uma fibra para produção de roupas; quebrar um copo de vidro; amassar uma folha de papel; dissolução de açúcar em água.

Exemplos de fenômenos químicos: reações de combustão em geral; cozimento de alimentos; e formação de ferrugem sobre a superfície de peças de ferro.

Durante um fenômeno químico, os átomos que estão combinados (ligados), formando moléculas, são rearranjados formando novas combinações ou novas moléculas. As moléculas ou átomos isolados antes do fenômeno químico são chamados de **REAGENTES** e as substâncias formadas são **PRODUTOS**. Tomemos como exemplo a transformação química abaixo:

$$AB + CD \rightarrow AC + BD$$

Exemplo prático desse rearranjo de átomos (combustão do etanol, C_2H_5OH):



ENERGIA ASSOCIADA A TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

Energia interna: é a quantidade total de trabalho que um sistema[1] pode realizar. Um gás comprimido possui uma elevada energia interna, pois pode empurrar um pistão (que é um tipo de trabalho), enquanto um gás não comprimido não possui tal capacidade, apresentando menor energia interna. Do mesmo modo, uma mola comprimida e uma bateria carregada possuem maior energia interna, respectivamente, que uma mola não comprimida e uma bateria descarregada.

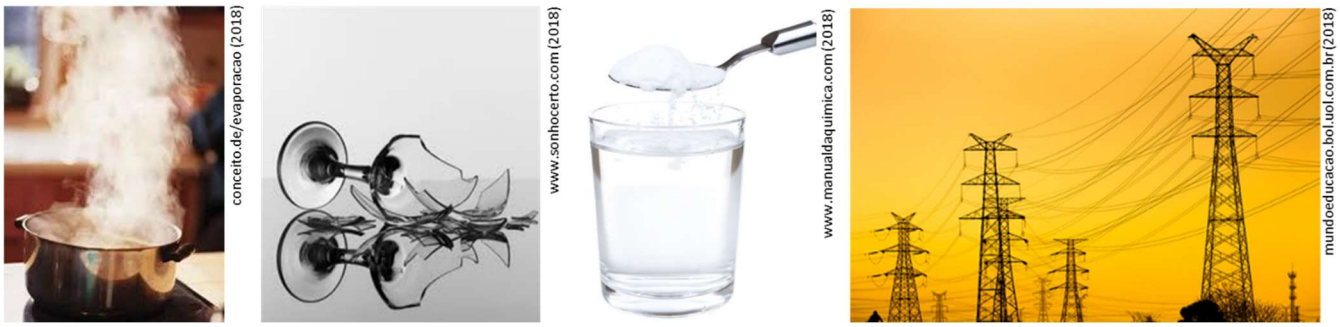
A molécula apresenta energia armazenada em sua composição química, mais especificamente em suas ligações interatômicas (entre átomos). Essa energia é chamada de **energia química**. Durante uma reação química, as ligações interatômicas podem ser quebradas, liberando essa energia química do sistema (molécula) para a vizinhança.

Essa energia envolvida na transformação da matéria pode ser aproveitada de diferentes maneiras, podendo se transformar em energia elétrica, energia cinética, energia térmica, energia mecânica.

EVIDÊNCIAS DE TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

As principais evidências dos fenômenos físicos são:

1. Alteração de tamanho, formato ou apresentação.
2. Mudança de estado físico.
3. Solubilização ou dissolução de uma substância em outra.
4. Condução de energia elétrica e energia térmica.

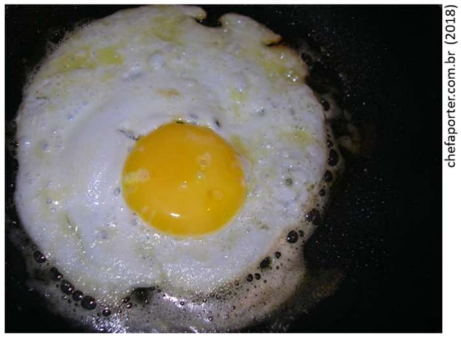


Exemplos de fenômenos físicos

[1] Sistema: é a parte do mundo em que estamos interessados. Pode ser, por exemplo, o béquer em que ocorre uma reação ou o cilindro em que está contido um gás comprimido.

As principais evidências dos fenômenos químicos são:

1. Mudança de cor.
2. Liberação de energia na forma de calor, luz, corrente elétrica
3. Formação de um sólido
4. Liberação de gás (efervescência: aparecimento de bolhas em um líquido).
5. Liberação de fumaça.



Exemplos de fenômenos químicos

HORA DE PRATICAR!

07. (ENEM 2017 - 2ª APLICAÇÃO) A bauxita, composta por cerca de 50% de Al_2O_3, é o mais importante minério de alumínio. As seguintes etapas são necessárias para a obtenção de alumínio metálico:

1. A dissolução do $Al_2O_{3\,(s)}$ é realizada em solução de $NaOH_{(aq)}$ a 175°C, levando à formação da espécie solúvel $NaAl(OH)_{4\,(aq)}$.

2. Com o resfriamento da parte solúvel, ocorre a precipitação do $Al(OH)_{3\,(s)}$.

3. Quando o $Al(OH)_{3\,(s)}$ é aquecido a 1 050°C, ele se decompõe em $Al_2O_{3\,(s)}$ e H_2O.

4. $Al_2O_{3\,(s)}$ é transferido para uma cuba eletrolítica e fundido em alta temperatura com auxílio de um fundente.

5. Através da passagem de corrente elétrica entre os eletrodos da cuba eletrolítica, obtém-se o alumínio reduzido no cátodo.

As etapas 1, 3 e 5 referem-se, respectivamente, a fenômenos

A) Químico, físico e físico.

B) Físico, físico e químico.

C) Físico, químico e físico.

D) Químico, físico e químico.

E) Químico, químico e químico.

Comentários: como se vê, os princípios da química têm sido cobrados de maneira aplicada (contextualizada). O enunciado traz as etapas de transformação do minério até a obtenção do alumínio metálico (um dos produtos finais da metalurgia). As transformações da matéria são classificadas em **fenômeno físico**, quando não se altera a composição da matéria, ou em **fenômeno químico**, em que há alteração da composição química da matéria.

Sabendo disso, devemos classificas as etapas 1, 3 e 5 para encontrar o gabarito:

Etapa 1: fenômeno químico. Apesar da dissolução, em geral, ser um fenômeno físico, nesse caso, ocorre a reação química entre $Al_2O_{3\,(s)}$ e $NaOH_{\,(aq)}$ para a formação $NaAl(OH)_{4\,(aq)}$. Isso significa que houve modificação da composição química da matéria.

Etapa 3: fenômeno químico. Temos nesse caso uma reação de decomposição, em que $Al(OH)_{3\,(s)}$ é transformado em $Al_2O_{3\,(s)}$ e H_2O. Podemos representar essa etapa pela seguinte reação:

$$Al(OH)_3 + \text{calor} \rightarrow Al_2O_{3\,(s)} + H_2O$$

Etapa 5: fenômeno químico. Antes dessa etapa, o metal ainda não está na forma metálica (Al), mas sim na forma associada ao oxigênio Al_2O_3 (produto da etapa 3). Desta forma, notamos que se o alumínio passa da forma Al_2O_3 para a forma metálica Al. Não se preocupe caso lhe falte algum conceito para visualizar essas transformações, pois estudaremos em mais detalhes as reações de oxirredução em eletroquímica.

Resposta: letra E

08. (ENEM 2014) Uma das possíveis alternativas para a substituição da gasolina como combustível de automóveis é a utilização do gás hidrogênio, que, ao reagir com o gás oxigênio, em condições adequadas, libera energia necessária para o funcionamento do motor, conforme a equação química a seguir:

$$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(g) + \text{energia}$$

Essa opção para a substituição da gasolina contribuiria para que a condição do meio ambiente seja melhorada, visto que

A) o calor gerado pela reação intensificará o aquecimento global.

B) aumentará a quantidade de gases causadores do aquecimento global.

C) a emissão de gases causadores do aquecimento global permanecerá inalterada.

D) ocorrerá a diminuição da emissão de um dos gases causadores do aquecimento global.

E) os gases liberados na reação podem neutralizar aqueles responsáveis pelo aquecimento global.

Comentários:

Letra A: incorreta. Não é o calor liberado em uma reação que contribui para o aquecimento global, mas gases como CO_2 liberados na queima de combustíveis fósseis, que não é o caso do hidrogênio. Vale lembrar ainda que a energia liberada na forma de calor pela combustão do hidrogênio será usada para funcionamento dos motores dos automóveis.

Letra B: incorreta. pois na queima do gás H_2 ocorre a formação apenas de água e energia e não ocorre liberação de gases causadores do efeito estufa, a exemplo do gás carbônico (CO_2), metano (CH_4) e óxido nitroso (N_2O).

Letra C: incorreta. Visto que a queima de hidrogênio não gera gases causadores de efeito estufa, a substituição de combustíveis fósseis pelo hidrogênio, reduzirá a emissão desses gases poluentes.

Letra D: correta. Com a substituição da gasolina por hidrogênio ocorrerá a diminuição das emissões de CO_2 (um dos gases causadores do efeito estufa), produzido no processo de queima de combustíveis fósseis.

Letra E: incorreta. A água no estado gasoso, liberada na reação, não é responsável pela neutralização dos gases do efeito estufa.

Resposta: letra D

09. (UFT 2013) No nosso dia a dia, convivemos com vários processos que são denominados de fenômenos físicos e fenômenos químicos. Fenômenos físicos são aqueles em que ocorrem mudanças de fase da matéria sem alterar sua composição química. Já os fenômenos químicos são aqueles que ocorrem com alteração da composição química das substâncias. Qual das alternativas a seguir contém somente fenômenos químicos?

A) Formação da ferrugem, apodrecimento de uma fruta, queima da palha de aço, fotossíntese pelas plantas.

B) Queima da pólvora, evaporação da água, combustão da gasolina, formação de gelo.

C) Secagem da roupa no varal, metabolismo do alimento em nosso organismo, centrifugação de sangue.

D) Combustão do etanol, destilação do petróleo, explosão de fogos de artifício, fusão do sal de cozinha.

E) Formação de geada, secagem de roupas, formação de nuvens, derretimento do gelo.

Comentários: como já informado pelo enunciado, fenômenos químicos ocorrem alteração na composição química das substâncias. Com base nessa informação, podemos avaliar as alternativas:

Letra A: correta. A formação de ferrugem corresponde na transformação do ferro metálico em óxido de ferro III (Fe_2O_3). No apodrecimento de uma fruta, há modificação química de sua composição, o que é evidenciado pela mudança de cor. Por fim, durante a fotossíntese, as plantas transformam água (H_2O) e CO_2 em carboidrato, que é um tipo de substância molecular orgânica. Note que, nos três fenômenos apontados, ocorre modificação química dos materiais, configurando fenômenos químicos.

Letra B: incorreta. A evaporação da água e a formação de gelo não são fenômenos químicos, uma vez que ocorre apenas a mudança do estado físico dessa substância, ou seja, mantém-se a composição química formada por moléculas de H_2O.

Letra C: incorreta. Durante a secagem de roupa no varal, ocorre a evaporação da água, que é um fenômeno físico. O processo de centrifugação é um fenômeno físico, pois trata-se de um processo de separação de misturas, separando, nesse caso, as diferentes frações do sangue, que estão misturadas, sem modificá-las quimicamente.

Letra D: incorreta. A destilação do petróleo não é um fenômeno químico, mas sim um processo de separação das suas diferentes frações de hidrocarbonetos (compostos orgânicos compostos apenas por carbono e hidrogênio), ou seja, fenômeno físico.

Letra E: incorreta. Todas os fenômenos mencionados tratam de mudanças de estado físico, configurando assim fenômenos físicos e não químicos.

Reposta: letra A

TIPOS DE REAÇÕES

Tipo de reação	Quando ocorre?	Representação geral	Exemplos
Reação de síntese (de adição)	Ocorre quando dois ou mais reagentes se unem para formar um único produto.	A + B → AB	$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$
Reação de decomposição (de análise)	A reação de decomposição corresponde ao caminho inverso da reação de síntese. Esse tipo de reação ocorre quando há a formação de dois ou mais produtos a partir de um único regente.	AB → A + B	**Pirólise:** decomposição de compostos a partir de seu aquecimento (Δ). $CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ **Fotólise:** decomposição por ação da luz. $2\ H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{luz} 2\ H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$ **Eletrólise:** decomposição por meio da ação (passagem) de uma corrente elétrica. $2\ H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{corrente elétrica}} 2\ H_{2(g)} + O_{2\,(g)}$ [2]
Reação de deslocamento (de simples troca)	A reação de deslocamento ocorre quando uma substância simples (geralmente um metal) reage com uma substância composta, formando outra substância simples (geralmente outro metal) e outra substância composta.	A + BC → AC + B (Reatividade: A > B)	$CuSO_{4(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$

[2] Essa última reação é muito importante para sua prova, pois ela tem sido vista como uma alternativa para obtenção de um combustível, no caso o gás hidrogênio (H_2), com potencial de substituição dos combustíveis fósseis, os quais tem gerados transtornos ambientais com agravamento do aquecimento global.

Reação de combinação (de dupla troca)	Ela ocorre quando duas substâncias compostas reagem para formar outras duas substâncias compostas. Nesse caso, cátions e ânions são substituídos mutuamente.	**AB + CD → AD + CB**	$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

10. (UNISINOS - 2016)

QUÍMICA É VIDA

Há muitos séculos, o homem começou a estudar os fenômenos químicos. Os alquimistas podiam buscar a transmutação de metais, enquanto outros buscavam o elixir da longa vida. Mas o fato é que, ao misturarem extratos de plantas e substâncias retiradas de animais, nossos primeiros químicos também já estavam procurando encontrar poções que curassem doenças ou que, pelo menos, aliviassem as dores dos pobres mortais. Com seus experimentos, eles davam início a uma ciência que amplia constantemente os horizontes do homem. Com o tempo, foram sendo descobertos novos produtos, novas aplicações, novas substâncias. O homem foi aprendendo a sintetizar elementos presentes na natureza, a desenvolver novas moléculas, a modificar a composição de materiais. A química foi se tornando mais e mais importante até ter uma presença tão grande em nosso dia a dia, que nós nem nos damos mais conta do que é ou não é química. O que sabemos, no entanto, é que, sem a química, a civilização não teria atingido o atual estágio científico e tecnológico que permite ao homem sondar as fronteiras do universo, deslocar-se à velocidade do som, produzir alimentos em pleno deserto, tornar potável a água do mar, desenvolver medicamentos para doenças antes consideradas incuráveis e multiplicar bens e produtos cujo acesso era restrito a poucos privilegiados. Tudo isso porque QUÍMICA É VIDA.

Adaptado de <http://abiquim.org.br/.> Acesso em: 04 maio 2016.

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, que mostra algumas reações do cotidiano:

(1) $Al_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ Na_2SO_4$

(2) $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

(3) $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

(4) $2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$

( ) Reação de análise

( ) Reação de síntese

( ) Reação de simples troca

( ) Reação de dupla troca

A numeração correta, de cima para baixo, é:

A) 1 – 2 – 3 – 4

B) 2 – 1 – 4 – 3

C) 4 – 3 – 2 – 1

D) 3 – 4 – 2 – 1

E) 1 – 2 – 4 – 3

Comentários: as reações químicas podem ser classificadas, de maneira geral, em quatro tipos: síntese ou adição; análise ou decomposição; deslocamento ou simples troca; e reações de dupla troca.

1) A reação (1) trata-se de uma reação de dupla troca

2) A reação (2) é uma reação de descolamento ou simples troca. Nesse tipo de reação, um elemento na forma de uma substância simples desloca um elemento de uma substância composta, produzindo outra substância simples e outra composta. Essa reação só ocorre se a reatividade do elemento da substância simples for maior que o da substância composta.

3) A reação (3) é uma reação de síntese, também conhecida como reação de adição. Nesse tipo de reação, temos dois ou mais reagentes formando um único produto.

4) A reação (4) é uma reação de decomposição, também conhecida como reação de análise. Nesse tipo de reação, tempos a formação de dois ou mais produtos a partir de um único reagente.

Reposta: letra C

11. (UNISINOS - 2015) Assinale a alternativa correta.

A) O magnésio queima com uma chama branca muito intensa, através da reação: Mg + O2 → MgO2.

B) A reação $CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\ HF$ é uma reação de dupla troca.

C) Quando uma lâmina de zinco é introduzida numa solução aquosa de CuSO4, ocorre uma reação de dupla troca, com formação de sulfato de zinco, que fica na solução, e liberação de cobre metálico, que se deposita sobre a lâmina.

D) A seguinte reação: $NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$ é um exemplo de reação de oxidação-redução.

E) Na natureza, não existe cal virgem (CaO), mas há muito calcário (CaCO3). A cal virgem é fabricada por pirólise do calcário, em fornos especiais, através da seguinte reação de adição: $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$.

Comentários:

Letra A: incorreta. Trata-se de uma reação de síntese e não de combustão.

Letra B: correta. Como se vê, cátions e ânions são substituídos simultaneamente, o que configura uma reação de dupla troca.

Letra C: incorreta. Trata-se de uma reação de descolamento e não de dupla troca.

Letra D: incorreta. Reação de dupla troca.

Letra E: incorreta. A pirólise é um exemplo de reação de decomposição por ação do aquecimento da substância (Δ).

Reposta: letra B

3 – ESTEQUIOMETRIA

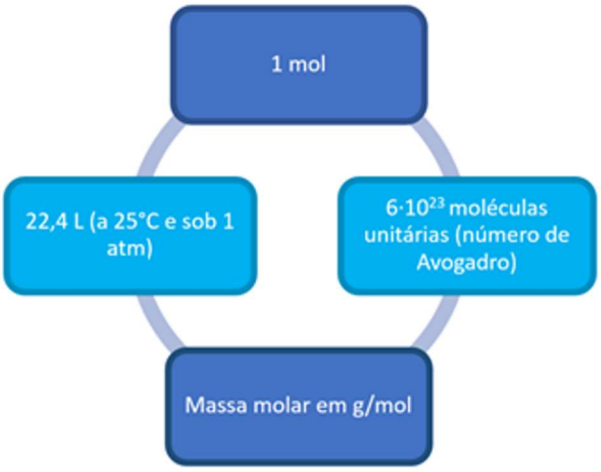
Todas as relações estudadas na Teoria Atômico-Molecular são importantes para realizarmos os cálculos estequiométricos. Um ou outro exercício pode ter um grau de dificuldade um pouco maior, porque são exigidos vários conceitos da Teoria Atômico-Molecular.

Vou explicar algumas orientações mais gerais de resolução de exercícios sobre estequiometria e, em seguida, vamos praticar, resolvendo muitos exercícios, que é a melhor maneira de compreender esse conteúdo.

O exercício será de estequiometria ou Teoria Atômico-Molecular, toda vez que o foco do exercício for concentrações de soluções, massas, volumes, etapas de diluição de uma solução, número de mols, pureza, dentre outros termos relacionados à medição de substâncias e suas respectivas purezas. Para resolver esse tipo de exercício, siga as seguintes orientações básicas:

1. **Caso envolva uma reação, baseie-se na equação química devidamente balanceada.** Em muitos casos, a equação química balanceada é fornecida, já em outros, você deverá balancear. Por enquanto, não se preocupe com balanceamento de equações químicas, pois estudaremos esse assunto detalhadamente em outra aula.
2. **Aplique as relações estudadas na Teoria Atômico-Molecular.**
3. **Para toda relação que não houver fórmula pré-definida ou que você não se lembrar da fórmula, aplique a REGRA DE TRÊS.**

O esquema abaixo resume muito do que já estudamos e ele será muito útil para você acertar ao montar as regras de três:



Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br (2018)

A regra de três pode ser estruturada como segue na tabela:

Conhecido ou fornecido:	1 mol	Contém: $6{,}022 \cdot 10^{23}$ unidades (átomos ou moléculas ou espécies).	Que possui uma dada MM (calculada, usando tabela periódica).	E se for gás, ocupará um volume de 22,4 L.
Destacando apenas os valores (1ª linha da regra de três).	**1 mol**	**$6{,}022 \cdot 10^{23}$**	**MM**	**22,4**
2ª linha da regra de três	**x mols**	**y unidades**	**z (g/mol)**	**k litros**
Resolução:	É necessário conhecer dois valores da 1ª linha. Posicione um dos valores fornecidos pelo enunciado abaixo do valor correspondente ao da 1ª linha. O outro valor será o objetivo (resolução) do exercício. Para esse valor objetivo, aplique uma letra e multiplique cruzado. Por exemplo: 100 g de água corresponde a quantos mols? 1 mol de H_2O _____ 18g (MM) x _____ 100g x = 5,56 mols **DICA:** verifique sempre se a unidade de cima corresponde à unidade da linha de baixo, pois isso é, quase sempre, necessário.			

Antes de colocarmos, efetivamente, a mão na massa, pontuo, no destaque abaixo, uma situação que, às vezes, gera uma pequena confusão entre os alunos.

Quando usar a regra de três inversa?

Na grande maioria dos exercícios estequiométricos, são utilizadas grandezas diretamente proporcionais. No entanto, existe uma exceção que é particularmente importante para nós.

Imagine que gostaríamos de pesar 2 mols de NaCl, cloreto de sódio, e, no rótulo do reagente, venha especificado a sua pureza em 98%. Isso significa que 2% do que você vai pesar não é NaCl, o que deve ser compensado para que efetivamente pesemos os 2 mols necessários.

1º passo - Calcular a massa molar (M) do NaCl, utilizando tabela periódica:
M = 58,4 g/mol

2º passo - Encontrar a massa de 2 mols de NaCl. Para tanto, podemos utilizar a fórmula do número de mols $n = \frac{m}{MM}$ ou a regra de três. Vamos, desta vez, exercitar a estruturação da regra de três:

1 mol de NaCl _____ 58,4g
2 mols de NaCl _____ x
x = 116,8 g

3º passo – Corrigir a massa pela pureza. Se a pureza fosse 100%, nenhum ajuste de massa seria necessário, não é mesmo? Mas no nosso exemplo a pureza é de 98%. Então, devemos estruturar mais uma regra de três:

116,8 g _____ 100%
x _____ 98%

Resolvendo a regra de três acima, obteríamos uma massa menor. Entretanto, o esperado é que para obtermos efetivamente 2 mols, devemos pesar mais que 116,8g devido às impurezas presentes. Isso acontece porque nesses casos estamos diante de uma relação inversamente proporcional, na qual, quanto menor a pureza, maior será a massa necessária. Logo, para resolver nossa questão, conserve um lado da regra de três e inverta o outro lado como segue:

116,8 g _____ 100%
x _____ 98%

116,8 g _____ 98%
x _____ 100%
x = 119,18 g

Desta forma, seria necessário pesar 119,18g para se obter efetivamente 2 mols de NaCl.

HORA DE PRATICAR!

12. (ENEM 2010) O flúor é usado de forma ampla na prevenção de cáries. Por reagir com a hidroxiapatita [$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$] presente nos esmaltes dos dentes, o flúor forma a fluorapatita [$Ca_{10}(PO_4)_6F_2$], 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:

$[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]_{(s)} + 8H^+_{(aq)} \rightarrow 10Ca^{2+}_{(aq)} + 6HPO_4^{2-}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

Dados: Massas molares em g/mol—[$Ca_{10}(PO_4)_6(OH_2)$] = 1004;

HPO_4^{2-} = 96; Ca = 40.

Supondo-se que o esmalte dentário seja constituído exclusivamente por hidroxiapatita, o ataque ácido que dissolve completamente 1 mg desse material ocasiona a formação de, aproximadamente,

A) 0,14 mg de íons totais.

B) 0,40 mg de íons totais.

C) 0,58 mg de íons totais.

D) 0,97 mg de íons totais.

E) 1,01 mg de íons totais.

Comentários: por meio da equação química fornecida no enunciado da questão, podemos calcular o número de íons totais produzidos ao reagir hidroxioapatita com a espécie H^+, que é ácida.

Como ainda introduzimos pouca bagagem, vou ter que adiantar aqui o conceito de íon:

Íon são átomos ou grupos de átomos que perderam ou ganharam elétron. A espécie que perde elétron, fica carregada positivamente e recebe o nome de cátion, ex: Ca^{+2}, NH_4^+ e H^+. A espécie que ganha elétron, fica carregada negativamente e recebe o nome de ânion, ex: F^-, SO_4^{2-} e HPO_4^{2-}.

Voltando à resolução do exercício: pelos coeficientes estequiométricos temos que 1 mol de de hidroxioapatita (1004 g) produzem 10 mols de de Ca^{2+} (10x40g = 400 g) e 6 mol de HPO_4^{2-} (6x96 = 576 g), dessa forma temos um total de 976 g de íons produzidos na reação. Lembre-se: devemos considerar apenas os íons do lado dos produtos, aqueles que estão sendo produzidos. Conforme os cálculos a seguir.

$$\underbrace{[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]}_{1004g}{}_{(s)} + 8H^+_{(aq)} \rightarrow \underbrace{10Ca^{2+}}_{10 \times 40\ g}{}_{(aq)} + \underbrace{6HPO_4^{2-}}_{6 \times 96\ g}{}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

400+576 = 976 g de íons totais produzidos

Com esses dados podemos estruturar uma regra de três simples para obtermos a quantidade de íons produzidos ao dissolvermos apenas 1 mg de hidroxioapatita com ácido.

$$\begin{array}{ll} 1004\ g & 976\ g\ de\ íons \\ 1\ mg & x \end{array}$$

$$X = \frac{1\ mg \times 976\ g}{1004\ g} = 0{,}97\ mg$$

Resposta: letra D

13. (ENEM 2014) O cobre, muito utilizado em fios da rede elétrica e com considerável valor de mercado, pode ser encontrado na natureza na forma de calcocita, $Cu_2S_{(s)}$, de massa molar 159 g/mol. Por meio da reação $Cu_2S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Cu_{(s)} + SO_{2(g)}$, é possível obtê-lo na forma metálica.

A quantidade de matéria de cobre metálico produzida a partir de uma tonelada de calcocita com 7,95% (m/m) de pureza é

A) $1{,}0 \times 10^{3}$ mol.

B) $5{,}0 \times 10^{2}$ mol.

C) $1{,}0 \times 10^{0}$ mol.

D) $5{,}0 \times 10^{-1}$ mol.

E) $4{,}0 \times 10^{-3}$ mol.

Comentários: precisamos calcular a quantidade de Cu presente em 1 tonelada de calcocita. Para facilitar nossos cálculos, temos que 1 t = 1000 Kg = 10^6 g (1000x1000g).

O primeiro passo é notarmos que a pureza do minério de Calcocita (Cu_2S) é de apenas 7,95%, ou seja, todo o resto são materiais diversos que não são uteis para aproveitamento comercial. Sendo assim, podemos estruturar a seguinte regra de três para encontrar a quantidade efetiva de Cu_2S presente em 1 t (10^6 g) de matéria prima.

$$\begin{array}{ll} 1{,}0 \cdot 10^{6}\ g & 100\ \% \\ x & 7{,}95\ \% \end{array}$$

$$x = 79{,}5 \cdot 10^{3}\ g\ de\ Cu_2S$$

Por meio da equação química balanceada apresentada no enunciado da questão, podemos relacionar as proporções de massas de cada substância para encontrar quanto de cobre (Cu) pode ser obtido a partir de $79{,}5 \cdot 10^{3}$ g de Cu_2S. Como dado no exercício, temos que a massa molar (M) do Cu_2S e do Cu são 159 e 63,5 g/mol, respectivamente.

Logo,

$$\begin{array}{ccccccc} Cu_2S_{(s)} & + & O_{2(g)} & \rightarrow & 2\ Cu_{(s)} & + & SO_{2(g)} \\ 1\ mol & & 1\ mol & & 2\ mols & & 1\ mol \end{array}$$

159 g ⟷ 2.63,5 g
$79,5 \cdot 10^3$ g ⟷ x

x = $63,5 \cdot 10^3$ g de Cu

Por fim, basta aplicar a fórmula do número de mols (n) para encontrar o número de mols (n) presente em $63,5 \cdot 10^3$ g de Cu.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{63,5.10^3 \text{ g}}{63,5 \text{ g.mol}^{-1}} = 1,0.10^3 \text{ mols de Cu}$$

Poderíamos também utilizar outro caminho mais direto, relacionando gramas de Cu_2S com número de mols de cobre, veja

159 g de Cu_2S ⟷ 2 mols de Cu
$7,95 \cdot 10^4$ g de Cu_2S ⟷ $n_{Cu(s)}$

x = **1000 mols** ou **10^3 mols**

Reposta: letra A

14. (Unicastelo SP/2013) Para economizar água, basta fechar a torneira. Por exemplo, escovar os dentes por cinco minutos com a torneira aberta gasta, em média, 12 litros de água, enquanto que molhar a escova, fechar a torneira e bochechar com um copo d'água, gastam 0,3 L. Considerando que a densidade da água é 1 $g.mL^{-1}$ e a constante de Avogadro $6,0 \times 10^{23}$ mol^{-1}, a economia, em número de moléculas de água, H_2O, demonstrada é de, aproximadamente,

A) 1×10^{26}.

B) 2×10^{26}.

C) 4×10^{26}.

D) 8×10^{26}.

E) 1×10^{27}.

Comentários: estamos interessados na quantidade de moléculas de água economizadas. Com a torneira aberta, gasta-se 12L, já utilizando um copo d'água, gasta-se apenas 0,3L. Disso, tiramos que a economia de água em volume 12-0,3 = 11,7L. Sabemos ainda que cada litro corresponde a 1000 mL, então, 11,7 L corresponde a 11,7x1000mL = 11.700 mL. Agora, podemos recorrer a fórmula da densidade para transformar esse volume em massa:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d.V \Rightarrow m = 1 g.mL^{-1}.11,7.10^3 mL$$

$$m = 11,7.10^3 \text{ g de } H_2O$$

Por fim, devemos transformar essa massa de água economizada em número de moléculas, conforme calculado pela regra de três abaixo. Lembre-se, 1 mol de água corresponde a 18g ($2xA_H+A_O$ = 2x1+16 = 18g) e também corresponde a $6,0.10^{23}$ moléculas de água. Portanto, no lugar de 1 mol podemos escrever 18g, o que tornará nosso cálculo mais direto.

$18g$ ⟶ $6{,}0.10^{23}$ moléculas
$11{,}7.10^{3}$ g ⟶ X

$X = 3{,}9.10^{26} \cong 4.10^{26}$ moléculas de H_2O

Reposta: letra C

4 – BALANCEAMENTO

Antes de iniciar qualquer cálculo estequiométrico, certifique-se de que a reação química está balanceada.

Mas, afinal, o que seria balancear uma equação química?

Balancear uma equação química consiste em "acertar" os coeficientes estequiométricos (aqueles números que ficam na frente dos compostos) para que o número de átomos de cada elemento seja igual no lado esquerdo (lado dos reagentes) e no lado direito (lado dos produtos). Tranquilo, não é mesmo? Se temos uma reação do tipo $A \rightarrow A_2$, então precisamos multiplicar o lado esquerdo por 2 para obtermos $2\ A \rightarrow 1\ A_2$. Desta forma, teremos 2 átomos de A do lado esquerdo e do lado direito: BINGO! Equação balanceada.

O balanceamento de equações químicas está baseado na **Lei de Lavoisier**: "Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma").

Revisão: Contagem de átomos em fórmulas moleculares

Algo que pode parecer um pouco trivial, mas que pode, em alguns casos, gerar confusão é a contagem do número de átomos de uma dada substância química. Essa é uma habilidade imprescindível para estudarmos balanceamento de reações. Por isso, vamos a uma rápida revisão do tema.

Já vimos que o índice (aquele número menor que fica na parte inferior à direita dos átomos) indica o número de átomos. Desta forma, temos que em:

- $CaCl_2$: 1 átomo de cálcio e 2 átomos de cloro;
- C_2H_5OH: 2 carbonos, 6 (5+1) hidrogênios e 1 oxigênio;
- $C_6H_{12}O_6$: 6 C, 12 H e 6 O.

Até aqui, tranquilidade total, certo? E se eu te perguntasse: *quantos átomos de cada elemento existem no composto* $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$*?*

Xiii, já entendi! Pois bem, temos que ter bastante segurança para responder a esse tipo de questão. Acertar ou não acertar balanceamento dependerá disso. Vamos a um caso mais simples para depois responder à questão que lhe deixou confuso.

$Fe_2(SO_4)_3$ (sulfato de ferro III)

A quantidade de ferro é bem fácil de encontrar pelo índice: 2 átomos. E quanto aos restantes dos elementos, S e O? Entenda que o SO_4 está entre parênteses e que o subíndice 3 do lado de fora está multiplicando tudo que está dentro dos parênteses. Desta forma, podemos dizer que temos 3 x SO_4. O índice do enxofre é 1 [pois está omitido] x 3, do lado de fora, resulta em 3 átomos de enxofre. O índice do O é 4 x 3, do lado de fora, resulta em 12 átomos. Podemos pensar na fórmula do composto como uma equação matemática, na qual devemos aplicar a propriedade distributiva quando há um número multiplicando do lado de fora, conforme ilustrado abaixo:

Desta forma, temos que em $Fe_2(SO_4)_3$: 2 Fe, 3 S e 12 O. Vamos a outros exemplos apenas para praticar:

- Sulfato de Amônio - $(NH_4)_2SO_4$: 1 N, 4x2 H, 1 S e 4 O → 1 N, 8 H, 1 S e 4 O;
- Cianeto de Ferro II - $Fe(CN)_2$: 1 Fe, 2x1 C e 2x1 N → 1 Fe, 2 C e 2 N;
- Sulfato de cobre pentahidratado - $CuSO_4.5H_2O$: 1 Cu, 1 S, 4 O, 5x2 H e 5x1 O → 1Cu, 1 S, 4 O, 10 H e 5 O.

Observação: as moléculas que aparecem na frente de alguns compostos são chamadas água de hidratação e correspondem a água presentes no cristal daquele composto. Nesse caso, devemos usar a propriedade distributiva também: 5.(H_2O) = 5x2 H e 5O.

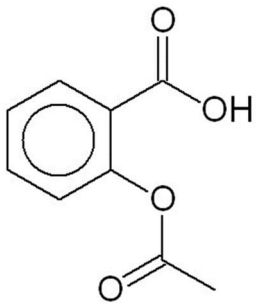
Como não podia faltar, vamos agora contar os átomos em compostos com composição mais complexa, inclusive aquela que havia perguntado e você fez cara de desentendido:

- $KCl.MgCl_2.6H_2O$: 1K, (1+2)Cl, 1Mg, 6x2 H e 6O → 1K, 3Cl, 1Mg, 12H e 6O;
- $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$: (4+3)Fe, 3x6 C e 3x6 N → 7 Fe, 18C e 18N;
- $CuSO_4.4NH_3.H_2O$: 1Cu, 1S, (4+1)O, 4N e (4x3+2)H → 1Cu, 1S, 5O, 4N e 14H.

Superada qualquer dificuldade nesse assunto, vamos adiante.

HORA DE PRATICAR!

15. (ENEM - 2009) O ácido acetilsalicílico (AAS) é uma substância utilizada como fármaco analgésico no alívio das dores de cabeça. A figura abaixo é a representação estrutural da molécula do AAS.



Considerando-se essa representação, é correto afirmar que a fórmula molecular do AAS é

A) $C_7O_2H_3COOH$.

B) $C_7O_2H_7COOH$.

C) $C_8O_2H_3COOH$.

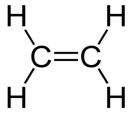
D) $C_8O_2H_7COOH$.

E) $C_8O_2H_{16}COOH$.

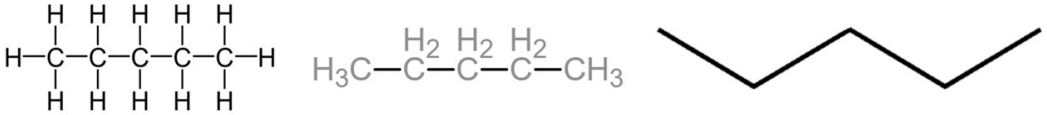
Comentários: a fórmula molecular indica a composição da molécula. A partir dela é possível saber quais elementos compõe a molécula, o número de átomos presentes em sua constituição e, também, as proporções entre eles.

Como ainda não estudamos química orgânica (química dos compostos orgânicos). Adianto aqui algumas informações úteis para um melhor entendimento do exercício:

O carbono é tetravalente, ou seja, realiza 4 ligações. Note o exemplo abaixo, hidrocarboneto eteno, em que há uma dupla ligação entre carbonos, sendo as demais ligações completadas por átomos de hidrogênios que são monovalente via de regra.



A estrutura dos compostos orgânicos pode ser representada de três maneiras principais. Tomemos como exemplo o hidrocarboneto pentano:



A estrutura **da esquerda** apresenta todos os átomos de carbono (C) e de hidrogênio (H), bem como todas as ligações que os mantém unidos na forma de uma molécula (lembre-se: via de regra, o CARBONO faz 4 ligações e o HIDROGÊNIO faz apenas 1);

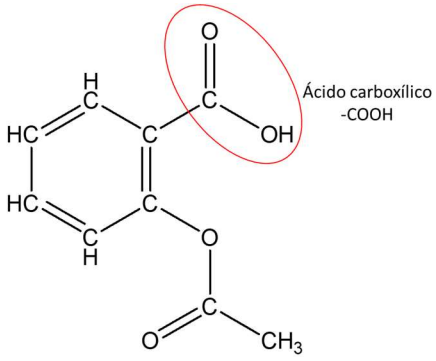
Na representação **do meio**, embora sejam apresentados todos os átomos envolvidos, simplifica-se ao omitir a ligações entre C e H;

Na **da direita**, a mais simples delas, temos a notação em bastão, na qual a ligação entre carbonos é representada por traços, e cada ponto de inflexão e as extremidades correspondem a um carbono. Destaco ainda que os hidrogênios são omitidos (ficam subentendidos).

Dito isso, voltemos à interpretação do enunciado, no qual é apresentado a fórmula estrutural da molécula do ASS. Na estrutura é possível identificar o grupo funcional ácido carboxílico [o qual estudaremos melhor em química orgânica], comumente representado nas fórmulas moleculares como –COOH.

As arestas representam as ligações químicas C-C e C-O e cada vértice representa um carbono. Os átomos de hidrogênio ficam subentendidos, conforme já mencionado, nessa representação estrutural.

Conforme estudaremos em química orgânica, o hexágono com um círculo no meio corresponde a um anel aromático, que na prática é uma estrutura cíclica com ligações simples e duplas alternadas entre carbonos. Unindo todas essas informações, podemos reescrever a estrutura da molécula conforme ilustrado abaixo, evidenciando todos os átomos presentes na estrutura. Por fim, é só contar o número de carbonos, oxigênios e hidrogênios e montar a fórmula molecular.



Fórmula molecular: $C_8O_2H_7COOH$

Resposta: letra D

ESTRATÉGIA 01: REGRA DO MACHO

Chegamos ao ponto chave do capítulo: estratégias para balanceamento de equações químicas. De início, gostaria de lhe informar que na aula de hoje vamos aprender duas técnicas bem conhecidas de balanceamento: regra do **MACHO** e o **método por tentativas**. Você terá liberdade para aplicar aquele que julgar ser mais prático. No entanto, saiba que nenhum dos dois métodos é infalível, pois haverá equações químicas que você não conseguirá balancear com nenhumas das duas técnicas. Você deve estar se perguntando: *Professor, e nesses casos, como faço para acertar a questão?*

Basta fazer o balanceamento por oxirredução. Essa técnica, embora seja infalível, é um método mais demorado.

O termo MACHO é apenas um macete para você se lembrar que na hora de balancear os átomos você seguir a seguinte ordem de prioridade: **M**etal, **A**metal, **C**arbono, **H**idrogênio e **O**xigênio. Sem mais delongas, vamos aprender esse macete, da melhor maneira, fazendo.

Exemplo 1:

$$Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

Para balancearmos a equação acima segundo o macete MACHO, devemos iniciar pelo metal, que no caso é o sódio (Na), família 1 A (em caso de dúvida se o elemento é metal ou ametal, lembre-se de verificar na tabela periódica a posição do elemento). Do lado esquerdo (lado dos reagentes), temos 2 Na e do lado direito apenas 1. Portanto podemos colocar o coeficiente estequiométrico 2 na frente do NaCl para balancear o sódio. Sugiro que também coloque o coeficiente 1 na frente do Na_2CO_3, apenas para lembrar que o sódio já está balanceado. Veja como fica.

$$\mathbf{1}Na_2CO_3 + HCl \rightarrow \mathbf{2}NaCl + H_2O + CO_2$$

Depois do M (metal), vem o...? Isso mesmo, o A de ametais. Podemos deixar para depois o C, H e O, já que eles vêm depois dos ametais. Nesse caso, temos o Cl como ametal, vamos, então, balanceá-lo. Do lado esquerdo, temos 1 Cl e do lado direito 2, já que NaCl encontra-se multiplicado por 2. Desta forma, temos que multiplicar por 2 o HCl.

$$\mathbf{1}Na_2CO_3 + \mathbf{2}HCl \rightarrow \mathbf{2}NaCl + H_2O + CO_2$$

Próximo a ser balanceado é o C, carbono. Lado direito, 1, do lado esquerdo 1 também. Basta reforçarmos o coeficiente 1 para CO_2.

$$\mathbf{1}Na_2CO_3 + \mathbf{2}HCl \rightarrow \mathbf{2}NaCl + H_2O + \mathbf{1}CO_2$$

Seguindo a ordem do macete, vamos ao H, hidrogênio. Do lado direito, 2H, mesma quantidade do lado direito. Desta forma, basta reforçar o coeficiente 1 para água.

$$\mathbf{1}Na_2CO_3 + \mathbf{2}HCl \rightarrow \mathbf{2}NaCl + \mathbf{1}H_2O + {}_{1}CO_2$$

Uma vez definido todos os coeficientes estequiométricos, é bom certificar se a reação está realmente balanceada. Vamos à contagem.

- Lado direito: 2Na, 1C, 3O, 2H e 2Cl;
- Lado esquerdo: 2Na, 1C, 3(2+1) O, 2H e 2 Cl.

Ótimo, nenhum átomo foi perdido ou brotou do além, temos, então, a equação balanceada, respeitando a Lei de Lavoisier como se é esperado.

Exemplo 2:

$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

De acordo com o macete MACHO, devemos iniciar balanceando o M (metal) que, no caso, é o manganês (Mn).

$$\mathbf{1}MnO_2 + HCl \rightarrow \mathbf{1}MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Em seguida, A (ametais), ou seja, o cloro (Cl). Perceba que há cloro em dois compostos do lado direito. Se adicionarmos 1 na frente de Cl_2, o menor coeficiente inteiro, teremos 4 Cl do lado direito (do lado dos produtos). Sendo assim, precisaremos adicionar coeficiente 4 para o HCl.

$$\mathbf{1}MnO_2 + \mathbf{4}HCl \rightarrow \mathbf{1}MnCl_2 + H_2O + \mathbf{1}Cl_2$$

Como não tem C (carbono), vamos para o próximo, H (hidrogênio). Note que do lado esquerdo, o hidrogênio já está definido com coeficiente 4, ou seja, 4H. Então, devemos adicionar o coeficiente 2 na frente de H^2O.

$$\mathbf{1}MnO_2 + \mathbf{4}HCl \rightarrow \mathbf{1}MnCl_2 + \mathbf{2}H_2O + \mathbf{1}Cl_2$$

Uma vez definido todos os coeficientes estequiométricos, chegou a hora de verificar se a reação está realmente balanceada:

- Lado direito: 1Mn, 2O, 4H e 4Cl;
- Lado esquerdo: 1Mn, 2O, 4(2x2)H e 4(2+2)Cl.

Equação balanceada. Vamos a mais um caso.

Exemplo 3:

$$NH_4Cl + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + NH_3 + H_2O$$

Pelo macete MACHO, primeiro elemento a ser balanceado é o Bário, por ser metal (M).

$$NH_4Cl + \mathbf{1}Ba(OH)_2 \rightarrow \mathbf{1}BaCl_2 + NH_3 + H_2O$$

Como ametais (A), temos N e Cl. Vamos começar pelo nitrogênio para resultar em um probleminha que você vai se deparar algumas vezes.

$$\mathbf{1}NH_4Cl + \mathbf{1}Ba(OH)_2 \rightarrow \mathbf{1}BaCl_2 + \mathbf{1}NH_3 + H_2O$$

Pela lógica, devemos agora balancear o cloro (Cl), pois ele também é ametal. Repare que do lado esquerdo (reagentes), temos 1Cl e, do lado esquerdo, 2Cl, ambos lados com coeficientes estequiométricos já definidos em vermelho. Veja que, nessas condições, o número de cloros não se iguala. E agora? Vamos ter que modificar um coeficiente estequiométrico que já tínhamos definido. Podemos, nesse caso, adicionar 2 na frente do NH_4Cl. O problema que esse 2 também aumentará o número de nitrogênio, do lado esquerdo, para 2. Veja:

$$\mathbf{2}NH_4Cl + \mathbf{1}Ba(OH)_2 \rightarrow \mathbf{1}BaCl_2 + \mathbf{1}NH_3 + H_2O$$

Desta forma, balanceamento o Cloro e "desbalanceamos" o nitrogênio. Para equalizar novamente o número de nitrogênio, teremos que modificar o coeficiente da NH_3 de 1 para 2.

$$2NH_4Cl + 1Ba(OH)_2 \rightarrow 1BaCl_2 + 2NH_3 + H_2O$$

Ufa! Agora, Cl e N, ametais, estão balanceados. Vamos adiante, como não temos carbonos, pulamos o C e vamos para o H, hidrogênio. Do lado esquerdo temos, 8H (vindo do $2NH_4Cl$) e 2H (vindo do $Ba(OH)_2$), totalizando 10H. Do lado direito, já temos 6H (vindo do $2NH_3$), faltando 4 que deverão ser fornecidos pela água. Para tanto, basta atribuir a ela o coeficiente estequiométrico 2. Veja como fica:

$$2NH_4Cl + 1Ba(OH)_2 \rightarrow 1BaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$$

Como é de praxe, chegou a hora de verificar se a reação está realmente balanceada:

- Lado direito: 2N, 10H, 2Cl, 1Ba e 2O;
- Lado esquerdo: 2N, 10H, 2Cl, 1Ba e 2O.

Equação balanceada. Vamos ao último, mas não menos importante, exemplo.

Exemplo 4:

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Nessa equação química, não temos metais e ametais. Até temos, mas C e O estão no macete e, por isso, não os consideramos dentro do A do macete MACHO. Devemos então começar pelo C, como segue:

$$1C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O$$

Depois do C, vem o H de hidrogênio. Como há 6H do lado direito, basta atribuirmos coeficiente 3 para H_2O.

$$1C_2H_6 + O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Vamos ao oxigênio. Do lado direito, temos 7 O e os coeficientes já estão definidos. Acontece que do lado esquerdo o oxigênio está na forma O_2, e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 2 resulte em 7 oxigênios. E agora? A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número "quebrado". Note que podemos adicionar 7/2 como coeficiente de O_2, pois desta forma haverá (7/2)x2 = 7 oxigênios do lado esquerdo.

$$1C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Poderíamos também colocar o número com decimal 3,5 que o resultado seria o mesmo. O jeito legal de encontrar a fração correta é adicionarmos o número de átomos que queremos no numerador (parte de cima), no caso, 7, e na parte inferior colocarmos o subíndice do átomo que está sendo balanceado (O_2), nesse caso, 2.

Pessoal, da forma que está acima, a equação está devidamente balanceada. Mas chamo atenção para um detalhe, no destaque abaixo, que é muuuiiito importante!!!

É pedido em alguns exercícios que você calcule a **soma dos coeficientes estequiométricos da equação balanceada**. Tomemos a última equação química como exemplo:

$$1C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Somando seus coeficientes estequiométricos, temos: 1+3,5+2+3 = 9,5. *Esse valor parece correto, né? Mas ele está ERRADO*! Nesse tipo de exercício é cobrado a **soma dos coeficientes estequiométricos correspondentes aos menores números inteiros possíveis**. Note que 3,5 (=7/2) não é um número inteiro. Para obtermos todos os coeficientes inteiros, devemos multiplicar toda equação por 2, veja:

$$\left(1C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O \right) \times 2$$

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

Agora podemos somar os coeficientes estequiométricos: **2+7+4+6 = 19**, resultado este bem diferente dos 9,5 obtidos na soma inicial, não é mesmo?

Da mesma forma que eu peço que esteja atento para os números fracionários ("quebrados") na hora de somar os coeficientes estequiométricos, também peço que fique atento para verificar se os coeficientes estequiométricos são os menores possíveis. Vamos a um exemplo para que isso fique mais claro:

$$12\ Fe + 9\ O_2 \rightarrow 6\ Fe_2O_3$$

Observe a equação acima. Embora ela esteja balanceada, seus coeficientes não correspondem aos menores números inteiros. 12, 9 e 6 são divisíveis por 3. Realizando essa divisão, obtemos como coeficientes 4, 3 e 2, respectivamente, os quais não podem ser divididos por nenhum número inteiro diferente 1 sem resultar em números "quebrados", fracionários.

$$(12\ Fe + 9\ O_2 \rightarrow 6\ Fe_2O_3) \div 3$$

$$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$$

Agora podemos somar os coeficientes estequiométricos: **4+3+2 = 9**. Em suma, podemos dizer que, quando for pedido a soma dos coeficientes estequiométricos:

- Use menores coeficientes estequiométricos possíveis, em que todos são números inteiros;
- Não use números fracionários ("quebrados");
- Verifique se os números são realmente os menores coeficientes inteiros possíveis.

Desculpem-me pela redundância nos três itens acima, mas achei necessário.

ESTRATÉGIA 02: MÉTODO POR TENTATIVAS

O **método das tentativas** que é bem simples e rápido e pode lhe proporcionar agilidade na hora da prova. Reforço: não é um método infalível, mas aplicável a muitas reações químicas.

O **método das tentativas** consiste em quatro etapas:

1. Procure os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da reação, ou seja, em apenas um composto do lado esquerdo e em apenas um do lado direito;
2. Caso haja mais de um elemento que respeite a condição do item anterior (1), escolha aquele de maior atomicidade (subíndices, aqueles número que aparece em baixo do lado direito do átomo);
3. Uma vez escolhido primeiro elemento, transpor suas atomicidades de um lado para o outro, utilizando-os como coeficientes estequiométricos;
4. Finalizar o balanceamento dos demais elementos químicos.

O melhor jeito de aprender essas técnicas é praticando. Então, vamos lá:

Exemplo 1:

$$H_2S + LiOH \rightarrow Li_2S + H_2O$$

Etapa 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Li, S e O aparecem uma única vez em cada lado da reação e o H aparece duas vezes do lado esquerdo.

Etapa 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

Li apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 2 do lado direito. S apresenta atomicidades 1 e 1. O apresenta atomicidades 1 e 1. Elegemos, portanto, o Lítio (Li).

Etapa 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos (NOTA: lembre-se que o subíndice 1 é omitido).

$$H_2S + Li_{(1)}OH \rightarrow Li_{(2)}S + H_2O$$

$$H_2S + \mathbf{2}LiOH \rightarrow \mathbf{1}Li_2S + H_2O$$

Etapa 4 – Balancear dos demais elementos:

Note que o oxigênio só aparece uma vez do lado direito, então, por isso, sua quantidade já está definida com o coeficiente 2 adicionado. Desta forma, temos 2 O, do lado direito, e precisamos de 2 do lado esquerdo. Para tanto, atribuir 2 para água.

$$H_2S + 2LiOH \rightarrow 1Li_2S + 2H_2O$$

Do lado direito, já está definido o número de hidrogênios como 4 (2x2). Podemos atribuir coeficiente 1 para H_2S para resultar em 2 H, já que já temos 2 H em 2LiOH, do lado esquerdo, totalizando 4. Com isso, todos os coeficientes estão definidos e podemos conferir o número de S, que será 1 em cada lado da reação.

$$1H_2S + 2LiOH \rightarrow 1Li_2S + 2H_2O$$

Pronto! A equação acima está devidamente balanceada. Curtiu? Método bem direto e simples. Para garantir que você aprendeu mesmo essa técnica, vamos a mais um exemplo.

Exemplo 2:

$$Al(OH)_3 + H_4P_2O_7 \rightarrow Al_4(P_2O_7)_3 + H_2O$$

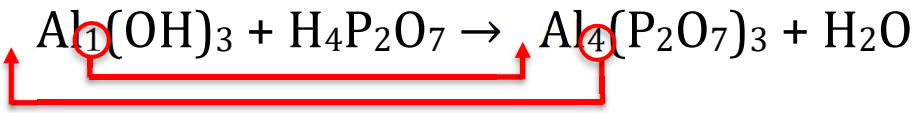
Etapa 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Al e P aparecem uma única vez em cada lado da reação.

Etapa 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

Al apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 4 do lado direito. P apresenta atomicidades 2 e 2. Elegemos, portanto, o Alumínio (Al).

Etapa 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos (NOTA: lembre-se que o subíndice 1 é omitido).



$$4Al(OH)_3 + H_4P_2O_7 \rightarrow 1Al_4(P_2O_7)_3 + H_2O$$

Etapa 4 – Balancear dos demais elementos:

Note que o número de fósforos já está definido do lado direito: 6P (2x3). Nesse sentido, podemos atribuir 3 ao composto $H_4P_2O_7$ para resultar em 6P do lado esquerdo.

$$4Al(OH)_3 + 3H_4P_2O_7 \rightarrow 1Al_4(P_2O_7)_3 + H_2O$$

Podemos prosseguir analisando o H ou O. Do lado direito, temos 12 (4x3) O vindos dos $4Al(OH)_3$ e 21 (3x7) O vindos dos $3H_4P_2O_7$, totalizando em 33 O. Do lado direito já temos definidos 21 O vindos do $Al_4(P_2O_7)_3$ e, por isso, estão faltando 33-21 = 12 O. Sendo assim, devemos atribuir 12 ao H_2O. Balanceamos, desta forma, a equação. É sempre bom conferir os demais elementos que não foram considerandos. Nesse caso, o H: 24 H do lado esquerdo e 24H do lado direito.

$$4Al(OH)_3 + 3H_4P_2O_7 \rightarrow 1Al_4(P_2O_7)_3 + 12H_2O$$

Um último detalhe. O coeficiente estequiométrico é normalmente omitido, conforme apresentado abaixo:

$$4Al(OH)_3 + 3H_4P_2O_7 \rightarrow Al_4(P_2O_7)_3 + 12H_2O$$

Antes de iniciar cálculos estequiométricos, verifique se a reação química está devidamente balanceada. Se não estiver, balanceie-a. Via de regra: a equação química estará balanceada se os seus coeficientes estequiométricos forem apresentados.

16. (CESMAC 2018/2) Um recente estudo aponta que refrigerantes do tipo cola aumentam o risco de osteoporose. Segundo o estudo, o risco está vinculado à presença do ácido fosfórico na formulação do refrigerante. Uma das formas de obtenção do ácido fosfórico ocorre de acordo com a reação não balanceada abaixo:

$$w\ Ca_3(PO_4)_{2(aq)} + x\ H_2SO_{4(aq)} \rightarrow y\ H_3PO_{4(aq)} + z\ Ca(SO_4)_{(aq)}$$

Se utilizarmos 50 g de $Ca_3(PO_4)_2$ e ácido sulfúrico em excesso, quantos gramas de ácido fosfórico podem ser obtidos através dessa reação?

Dados: massas moleculares em $g.mol^{-1}$: $Ca_3(PO_4)_2 = 310$; $H_3PO_4 = 98$.

A) 31 g

B) 62 g

C) 16 g

D) 8 g

E) 124 g

Comentários: primeiramente devemos encontrar os coeficientes estequiométricos por meio da equação balanceada. Lembre-se: acabamos de aprender duas técnicas de balanceamento que podem ser aplicadas aqui.

$$\mathbf{1}\ Ca_3(PO_4)_{2(aq)} + \mathbf{3}\ H_2SO_{4(aq)} \rightarrow \mathbf{2}\ H_3PO_{4(aq)} + \mathbf{3}\ Ca(SO_4)_{(aq)}$$

De acordo com a equação acima, 1 mol de $Ca_3(PO_4)_2$ produz 2 mols de H_3PO_4. As massas molares dessas espécies químicas foram fornecidas pela questão:

$Ca_3(PO_4)_2$: M = 310 g/mol

H_3PO_4:M= 98 g/mol

Como coeficiente estequiométrico do H_3PO_4 na equação balanceada é igual a 2, basta multiplicarmos a sua massa molar pelo coeficiente, para obtermos a quantidade em gramas apresentada na equação química balanceada. Dessa forma, temos: 2x98 = 196 g de H_3PO_4.

Agora basta estruturarmos uma regra de três entre as massas em grama, baseada nas relações estequiométricas, para obtermos a massa de ácido fosfórico (H_3PO_4) produzida ao ser utilizado 50 g de $Ca_3(PO_4)_2$.

$$\textit{1}\ Ca_3(PO_4)_{2(aq)} + \textit{3}\ H_2SO_{4(aq)} \rightarrow \textit{2}\ H_3PO_{4(aq)} + \mathbf{3}\ Ca(SO_4)_{(aq)}$$

310 g de $Ca_3(PO_4)_2$ _____ 196 g de H_3PO_4.

50 g de $Ca_3(PO_4)_2$ _____ X

X = **31,6 g de H_3PO_4**

Resposta: letra A

Realize o balanceamento das seguintes equações químicas:

A) $AgBr \rightarrow Ag + Br_2$

B) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

C) $Na_2O + P_2O_5 \rightarrow Na_3PO_4$

D) $Fe_3O_4 + CO \rightarrow FeO + CO_2$

E) $NH_4Cl + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + NH_3 + H_2O$

F) $Al_2O_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$

G) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$

H) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$

I) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

J) $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

L) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

M) $KBr + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + HBr$

Resposta:

A) $2AgBr \rightarrow 2Ag + Br_2$

B) $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

C) $3Na_2O + P_2O_5 \rightarrow 2Na_3PO_4$

D) $Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$

E) $2NH_4Cl + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$

F) $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

G) $2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$

H) $1NH_4NO_3 \rightarrow 1N_2O + 2H_2O$

I) $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

J) $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$

L) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

M) $3KBr + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + 3HBr$

ESTRATÉGIA 03: BALANCEAMENTO REDOX

Método para balanceamento de reações REDOX

1- Identifique as espécies que oxidaram e as que reduziram

2- Escreva as semirreações (oxidação e redução)

3- Realize o balanceamento das espécies das semirreações

4- Balanceie O e H:

- Em meio ácido: aumente o nº de O adicionando H_2O; aumente H adicionando H+;
- Em meio básico: aumente o nº de O adicionando H_2O; aumente H adicionando H_2O e OH^- do lado oposto, o que corresponde ao aumento líquido de 1 hidrogênio.

5- Realize o balanço de cargas e indique nas semirreações o número de elétrons desprendidos ou recebidos;

6- Se necessário, multiplique as semirreações por números que iguale os seus números de elétrons;

7- Some as semi-reações e simplifique as espécies que aparecem dos dois lados da equação global redox.

Vamos resolver dois exemplos para ilustrar e consolidar o método de balanceamento apresentado acima: um em meio ácido, outro em meio básico. Depois de praticar bastante você se sentirá mais confiante.

ESCLARECENDO

Ex.1: balanceie a reação entre íon permanganato e ácido sulfuroso

Reação: $MnO_4^-(aq) + H_2SO_3(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + HSO_4^-(aq)$

Obs.: note que a reação ocorre em meio ácido devido à presença do ácido sulfuroso. Sigamos, então, os 7 passos do método de balanceamento redox.

Passo 1: Identificando as espécies que oxidam e as que reduzem

- O NOX do Mn diminui de +7, em MnO_4^-, para +2. Para tanto, cada átomo de Mn recebe 5 elétrons (5 e^-). Portanto, Mn sofre redução e, por isso, a espécie MnO_4^- é o agente oxidante.

- O NOX do S aumenta de +4, em H_2SO_3, para +6, em HSO_4^-. Cada átomo de S perde 2e^-. Portanto, S sofre oxidação e, por isso, a espécie H_2SO_3 é o agente redutor.

NOTA: caso tenha dificuldade em encontrar o NOX, revise a seção desta aula que trata do assunto.

Passo 2: Escrevendo semi-reações

Semi-reação de redução:

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

Semi-reação de oxidação:

$H_2SO_3 \rightarrow HSO_4^-$

Passos 3 e 4: Balanceando das semi-reações

Semi-reação de redução:

$1\ MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow 1\ Mn^{2+} + 4H_2O$ (Explicando: balanceei o número de manganês. Em seguida, adicionei 4 H_2O à direita para balancear o número de O. Por fim, adicionei $8H^+$ para balancear o hidrogênio)

Semi-reação de oxidação:

$1\ H_2SO_3 + H_2O \rightarrow 1\ HSO_4^- + 3H^+$

Passo 5: adicionando os elétrons às semi-reações (balanceamento de cargas)

Semi-reação de redução:

1 MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- → 1Mn^{2+} + 4H_2O (Explicando: do lado esquerdo temos -1, carga do MnO_4^-, e +8, carga dos H^+, totalizando +7. Do outro lado, +2, carga do Mn^{2+}. Para equilibrar as cargas, devemos adicionar 5e^- do lado esquerdo)

Semi-reação de oxidação:

1H_2SO_3 + 1H_2O → 1HSO_4^- + 3H^+ + 2e^-

Passo 6: igualando o número de elétrons entre as duas semi-reações

Podemos fazer isso multiplicando a de redução por 2 e a de oxidação por 5. Desta forma, temos:

Semi-reação de redução:

2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- → 2Mn^{2+} + 8H_2O

Semi-reação de oxidação:

5H_2SO_3 + 5H_2O → 5HSO_4^- + 15H^+ + 10e^-

Passo 7: somando as semi-reações e simplificando as espécies que aparecem em lados opostos

2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- → 2Mn^{2+} + 8H_2O

5H_2SO_3 + 5H_2O → 5HSO_4^- + 15H^+ + 10e^-

2MnO_4^- + 5H_2SO_3 + 1H^+ → 2Mn^{2+} + 5HSO_4^- + 3H_2O

Agora vamos resolver um balanceamento em meio básico.

Ex.2: balanceie a reação abaixo que se dá em meio básico

Reação: $Br_2(l)$ → $BrO_3^-(aq)$ + $Br^-(aq)$

Obs.: quando não for possível identificar se a reação acontece em meio ácido ou básico, essa informação será fornecida no enunciado.

Passo 1: Identificando as espécies que oxidam e reduzem

Aqui temos um caso particular, mas não raro: o Bromo, que apresenta NOX 0 em Br_2, tanto oxida ao NOX +7, em BrO_3^-, quanto reduz ao NOX -1, em Br^-. Nesse caso Br_2 é agente oxidante e agende redutor ao mesmo tempo.

Passo 2: Escrevendo semirreações

Semi-reação de redução:

$Br_2 \rightarrow Br^-$

Semi-reação de oxidação:

$Br_2 \rightarrow BrO_3^-$

Passos 3 e 4: Balanceando as semirreações

Semi-reação de redução:

$Br_2 \rightarrow 2Br^-$

Semi-reação de oxidação:

$Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 2BrO_3^- + 12H_2O$ (Explicando: balanceei o número de Bromo. Em seguida, adicionei 6 H_2O à esquerda para balancear o número de O. Por fim, para balancear o número de hidrogênios, adicionei 12 H_2O à direita e $12OH^-$ à esquerda, visto que a reação acontece em meio básico).

Passo 5: adicionando os elétrons às semirreações

Semi-reação de redução:

$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$

Semi-reação de oxidação:

$Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 2BrO_3^- + 12H_2O + 10e^-$

Passo 6: igualando o número de elétrons entre as duas semirreações

Podemos fazer isso multiplicando apenas a de redução por 5. Desta forma, temos:

Semi-reação de redução:

$5Br_2 + 10e^- \rightarrow 10Br^-$

Semi-reação de oxidação:

$Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 2BrO_3^- + 12H_2O + 10e^-$

Passo 7: somando as semirreações e simplificando as espécies que aparecem em lados opostos

$$5Br_2 + 10e^- \rightarrow 10Br^-$$

$$Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 2BrO_3^- + 12H_2O + 10e^-$$

$$6Br_2 + 12OH^- \rightarrow 2BrO_3^- + 10Br^- + 6H_2O$$

17. (AOCP - 2018). A ideia fundamental para o correto balanceamento de uma equação química de oxirredução é tornar o número de elétrons cedidos igual ao de elétrons recebidos na reação. Considere a reação de oxirredução entre o permanganato de potássio e o ácido clorídrico:

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

A soma dos menores números inteiros que fazem o correto balanceamento dessa reação é igual a

a) 35.

b) 34.

c) 33.

d) 32.

e) 31.

Comentários: a maneira mais segura de respondermos à questão é seguirmos os 7 passos do método de balanceamento de reações em meio ácido.

Passo 1: Identificando as espécies que oxidam e reduzem

- O NOX do Cl aumenta de -1 no HCl para 0 no Cl_2. Portanto, Cl sofre oxidação e, por isso, a espécie HCl é o agente redutor.

- O NOX do Mn diminui de +7 no $KMnO_4$ para +2 no $MnCl_2$. Portanto, Mn sofre redução e a espécie $KMnO_4$ é o agente oxidante.

Passo 2: Escrevendo semi-reações

Semi-reação de redução:

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

Semi-reação de oxidação:

$HCl \rightarrow Cl_2$

Passos 3 e 4: Balanceando das semi-reações

Semi-reação de redução:

$1KMnO_4 + 8H^+ \rightarrow 1Mn^{2+} + 1K^+ + 4H_2O$ (Explico: balanceei o número de Mn. Em seguida, adicionei 4 H_2O à direita para balancear o número de O. Por fim, adicionei $8H^+$ à esquerda para balancear o hidrogênio)

Semi-reação de oxidação:

$2HCl \rightarrow 1Cl_2 + 2H^+$

Passo 5: adicionando os elétrons às semi-reações

Semi-reação de redução:

$1KMnO_4 + 8H^+ + 5e^- \rightarrow 1Mn^{2+} + 1K^+ + 4H_2O$ (Explico: do lado esquerdo temos +8, carga dos $8H^+$. Do outro lado, +2, carga do Mn^{2+}, e +1 do K^+. Para equilibrar as cargas, devemos adicionar $5e^-$ do lado esquerdo)

Semi-reação de oxidação:

$2HCl \rightarrow 1Cl_2 + 2H^+ + 2e^-$

Passo 6: igualando o número de elétrons entre as duas semi-reações

Podemos fazer isso multiplicando por 2 a semi-reação de redução e por 5 a semi-reação de oxidação. Desta forma, temos:

Semi-reação de redução:

$2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$

Semi-reação de oxidação:

$10HCl \rightarrow 5Cl_2 + 10H^+ + 10e^-$

Passo 7: somando as semi-reações e simplificando as espécies que aparecem em lados opostos

$2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$

$10HCl \rightarrow 5Cl_2 + 10H^+ + 10e^-$

$2MnO_4^- + 6H^+ + 10HCl \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5Cl_2$

Nesse tipo de balanceamento, necessitamos de uma etapa a mais para incluirmos os contraíons, aqueles que estão presentes, mas não participam efetivamente da reação REDOX, nesse caso, K^+ e Cl^-.

Adicionando o somando $6H^+$ com HCl, já que este é a única espécie ácida na reação final:

$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2K^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5Cl_2$

Adicionando e balanceando Cl^-:

$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$ (Reação final)

Somando todos os coeficientes: 2+16+2+2+8+3+5 = 35

CUIDADO: toda vez que for pedido soma dos coeficientes de uma reação, você deve somar utilizando todos os coeficientes como números inteiros. Se você tiver um dos coeficientes como fração, exemplo ½, então multiplique por 2 todos os coeficientes para que o ½ se torne 1. Em outro exemplo, se um dos coeficientes for 1/3, então devemos multiplicar todos por 3 e assim por diante.

Resposta: letra A

Para finalizarmos nosso estudo sobre aspectos quantitativos relacionados às reações químicas (transformações químicas da matéria), precisamos estar atentos aos exercícios em que um reagente está em excesso em relação ao outro, o qual é chamado de reagente limitante. Nesse caso, sobrará uma certa quantidade do **reagente em excesso**, enquanto que o **reagente limitante** será totalmente consumido.

Acredito que a melhor maneira de aprendermos esse assunto é por meio da resolução de exercícios. Então, vamos lá!

18. (ENEM - 2016) A minimização do tempo e custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracterizam a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar (R, em %) definido como

$$R = \frac{n_{produto}}{n_{reagente\ limitante}} \times 100$$

em que n corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:

$$CH_3Br + NaOH \longrightarrow CH_3OH + NaBr$$

As massas molares (em g/mol) desses elementos são: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Br = 80.

O rendimento molar da reação, em que 32 g de metanol foram obtidos a partir de 142,5 g de brometo de metila e 80 g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

A) 22%.

B) 40%.

C) 50%.

D) 67%.

E) 75%.

Comentários: questão que aborda os conceitos sobre reagente em excesso e reagente limitante, os quais volta e meia aparece em provas de química.

Precisamos encontrar o rendimento molar da reação de produção de metanol (CH_3OH) a partir dos reagentes brometo de metila (CH_3Br) e hidróxido de sódio (NaOH). Não sabemos, porém, se as massas dos reagentes apresentadas estão na devida proporção estequiométrica da equação química balanceada. Nesses exercícios, em que lhe é fornecido as massas, muito provavelmente as proporções utilizadas não respeitam a relação estequiométrica. . Sendo assim, haverá um **reagente em excesso:** reagente que não será totalmente consumido na reação (estará proporcionalmente em maior quantidade de matéria, mol); e um **reagente limitante:** reagente que será totalmente consumido na reação (terá proporcionalmente menor quantidade de matéria, mol). Nosso desafio aqui é aprender a identificar qual dos reagentes será o limitante, já que é ele que definirá o rendimento da reação.

O primeiro passo é transformar as massas apresentadas em número de mols, como segue:

CH_3Br:

M = 12+(3x1)+80 = 95 g/mol

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{142,5\ g}{95\ g/mol} = 1,5\ mol$$

NaOH:

M = 23+16+1 = 40 g/mol

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{80\ g}{40\ g/mol} = 2\ mols$$

CH_3OH:

M = 12+(3x1)+16+1 = 32 g/mol

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{32\ g}{32\ g/mol} = 1\ mol$$

A partir da equação química balanceada, obtemos a relação do número de mols (quantidade de matérias) das diferentes substâncias participantes. Daremos o nome de **valor teórico** a essa relação de mols extraída da equação balanceada. Por outro lado, chamaremos de **valor real** as quantidades de mols obtidas pelas massas apresentadas no enunciado. Observe abaixo como podemos organizar essas informações:

1 CH_3Br + **1** NaOH → **1** CH_3OH + **1** NaBr

1mol	1mol	1mol	**(teórico)**
1,5 mols	2 mols	1 mol	**(real)**
limitante	excesso	produto	

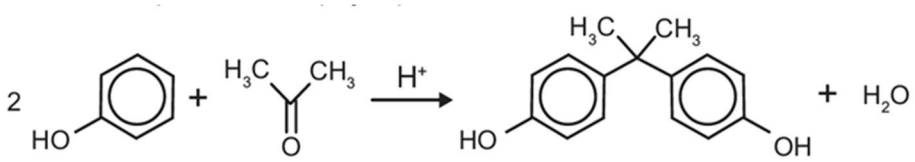
Pela relação teórica, 1 mol de CH_3Br reage com 1 mol de NaOH, relação 1:1. Sendo assim, para 1,5 mols de CH_3Br seriam necessários apenas 1,5 mols de NaOH. Dessa constatação, concluímos que o NaOH está em excesso e, consequentemente, o CH_3Br é o reagente limitante.

Agora basta substituirmos os valores na fórmula fornecida para obtermos o rendimento molar percentual de metanol formado:

$$R = \frac{n_{produto}}{n_{reagente\ liminate}} x100 \Rightarrow R = \frac{1\ mol}{1{,}5\ mols}\ x\ 100 = \boxed{66{,}66\%}$$

Resposta: letra D

19. (ENEM 2014 – PPL) O bisfenol-A é um composto que serve de matéria-prima para a fabricação de polímeros utilizados em embalagens plásticas de alimentos, em mamadeiras e no revestimento interno de latas. Esse composto está sendo banido em diversos países, incluindo o Brasil, principalmente por ser um mimetizador de estrógenos (hormônios) que, atuando como tal no organismo, pode causar infertilidade na vida adulta. O bisfenol-A (massa molar igual a 228 g/mol) é preparado pela condensação da propanona (massa molar igual a 58 g/mol) com fenol (massa molar igual a 94 g/mol), em meio ácido, conforme apresentado na equação química.



PASTORE, M. Anvisa proíbe mamadeiras com bisfenol-A no Brasil. **Folha de S. Paulo**, 15 set. 2011 (adaptado).

Considerando que, ao reagir 580 g de propanona com 3 760 g de fenol, obteve-se 1,14 kg de bisfenol-A, de acordo

com a reação descrita, o rendimento real do processo foi de

A) 0,025%.

B) 0,05%.

C) 12,5%.

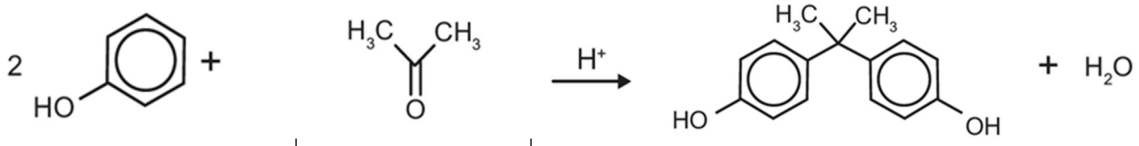
D) 25%.

E) 50%.

Comentários: a questão aborda assuntos de reagentes em excesso e limitante, entretanto, a equação apresenta estruturas moleculares e as massas de cada composto pelo nome. Precisamos então contar todos os átomos, considerando inclusive os hidrogênios normalmente omitidos, para descobrir a massa molecular de cada uma das substâncias da reação.

Além disso, para resolução desse exercício, precisamos encontrar o reagente limitante para podermos montar as proporções de massas como já sabemos.

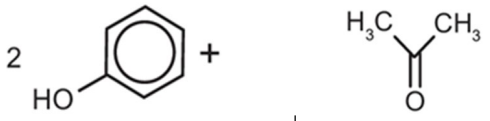
Geralmente, o regente limitante é que está em menor quantidade em massa, mas nem sempre é verdade. Uma maneira rápida para se descobrir quem é reagente em excesso e quem é o reagente limitante é fazer a relação com a massa dos reagentes indicadas na equação (transformando mols em gramas) e a massa apresentada na questão (ou valor real utilizado), conforme apresentado abaixo.



	Fenol	Propanona	Bisfenol-A
(Teórico)	2 mol = 2 x 94g = 188g	1 mol = 58g	
(Real)	3760 g	580g	
	Excesso	**Limitante**	

Procure as relações mais fáceis ou mais diretas ao comparar as quantidades de massa ou número de mols para encontrar o reagente limitante. Por exemplo, ao analisar a quantidade de propanona, percebe-se que massa real (o que efetivamente foi fornecido para reagir) é 10 vezes maior que a massa teórica (obtida da equação química balanceada). Sendo assim, seria necessária uma massa de fenol 10 vezes maior que a teórica (188g), ou seja, 1880g. Nota-se que há uma massa real maior, 3760g, o que significa que o fenol está em excesso e a propanona é o reagente limitante.

Uma outra maneira menos lógica (clara), mas mais rápida, é montar uma regra de três com valores teóricos e reais, multiplicar cruzado e ver qual dos lados apresentará resultado inferior. Esse lado de menor valor deve ser atribuído ao reagente limitante. Veja como fica:



	Fenol	Propanona
(Teórico)	188g	58g
(Real)	3760 g	580g
	218.080	109.040
	Excesso	**Limitante**

Desse modo, identificamos o reagente limitante de maneira mais direta, não é mesmo? Veja que não estou dizendo para você escolher caminho A ou B para identificar o reagente limitante, mas sim te apresento as duas maneiras para que você escolha a sua preferida. Na minha opinião, a melhor maneira é aquela que lhe parece mais lógica e que, por isso, terá mais facilidade em lembrar na hora da sua prova.

As relações estequiométricas sempre devem ser realizadas com base no reagente limitante (menor quantidade), pois a reação é interrompida no momento em que esse reagente acaba. A quantidade em excesso do outro reagente não participa da reação.

Uma vez identificado o reagente limitante, podemos calcular a massa de bisfenol-A formada. Como mostra a equação, 1 mol de propanona (reagente limitante) forma 1 mol de bisfenol-A. Portanto:

58 g de propanona ——— 228 g de bisfenol-A
580 g ——— x
x = **2280 g bisfenol-A**

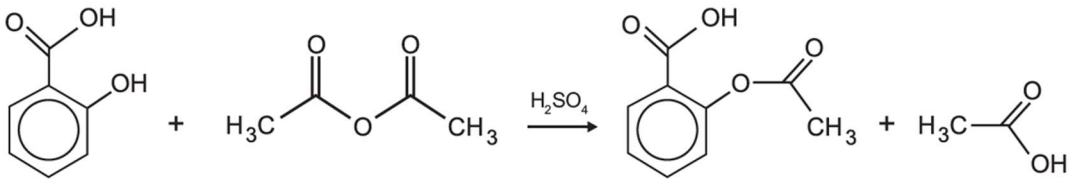
Esse valor corresponderia a um rendimento de 100% da reação. Entretanto, foi efetivamente produzido apenas 1,14 kg conforme informado no enunciado. Por isso, podemos estrutura mais uma regra de três para encontrar o rendimento da reação, como segue:

2280 g de bisfenol-A ——— 100 %
1140 g ——— x
x = **50 % de rendimento.**

Resposta: letra E

5 – LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS

20. (ENEM 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Ácido salicílico — Anidrido acético — Ácido acetilsalicílico — Ácido acético

Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório e antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

A) 293

B) 345

C) 414

D) 690

E) 828

Comentários: podemos começar encontrando qual a massa de ácido acetilsalicílico (AAS) necessária para produção de 900 mil comprimidos. Sabendo que, em 1 comprimido, utiliza-se 500 mg (= 0,5g) de AAS, podemos estruturar a seguinte regra de três:

0,5 g de AAS _____ 1 comprimido
x _____ 900 000 comprimidos
x = 450 000 g de AAS

Como a massa é muito elevada para ser expressa em gramas, podemos dividir por 1000 para convertê-la para quilos: 450 kg.

Mas lembre-se, estamos interessados na quantidade necessária do reagente ácido salicílico para produção dos 900 mil comprimidos. Da reação, notamos que 1 mol de ácido salicílico (138 g) é consumido para produção de 1 mol (180 g) de ácido acetilsalicílico (AAS). Sendo assim, podemos estruturar a seguinte regra de três:

138 g de Ác. Salicílico _____ 180 g de AAS
x _____ 450 kg de AAS
x = 345 Kg de Ác. Salicílico

Ao verificarmos as alternativas, notamos que há a resposta 345 kg. No entanto, tome bastante cuidado nesse tipo de questão. Note que no enunciado foi informado que o rendimento do processo de produção é de apenas 50%, ou seja, a metade dos reagentes acabam sendo perdidos.

A saída para encontrarmos a resposta correta é sim mais uma regra de três. No entanto, peço cuidado novamente! Estamos diante de uma regra de três inversa, em que, quanto menor o rendimento do processo, maior será a massa necessária. Logo, para resolver nossa questão, conserve um lado da regra de três e inverta o outro lado como segue:

345 Kg de Ác. Salicílico _____ 100%
x _____ 50%

345 Kg de Ác. Salicílico _____ 50%
x _____ 100%
x = 690 Kg de Ác. Salicílico

Resposta: letra D

21. (FMJ SP/2014) Considerando que a constante de Avogadro é igual 6×10^{23} mol^{-1}, calcula-se que o número de átomos de platina presente em cada miligrama desse metal é cerca de Dados: Pt =195 u

A) 6×10^{20}.

B) 1×10^{18}.

C) 1×10^{20}.

D) 6×10^{18}.

E) 3×10^{18}.

Comentários: para resolver esta questão, basta aplicarmos uma regra de três simples. A massa atômica da platina é dada no enunciado como sendo 195 u (unidades de massa atômica). Para a partir dela encontrarmos a a massa molar (M), basta substituir "u" por "$g.mol^{-1}$", ou seja, M = 195 $g.mol^{-1}$. Desta forma, baseando nos conceitos da teoria atômico-molecular, podemos dizer que em cada 195 g temos 6×10^{23} átomos de Pt, não é mesmo?

Dito isso, podemos estruturar a seguinte regra de três:

Lembre-se: 1 mg corresponde a 1.10^{-3} g, já que 1 g contém 1000 mg.

$$\begin{array}{rl} 195\ g & \_\_\_\_\_\ 6 \times 10^{23} \text{ átomos de Pt} \\ 1.10^{-3}\ g & \_\_\_\_\_\ x \end{array}$$

$$x = 3{,}0.10^{18} \text{ átomos de Pt}$$

Então, em 1mg, temos $3{,}0.10^{18}$ átomos de Pt.

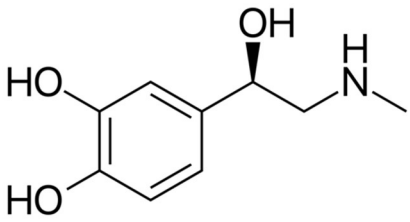
Reposta: letra E

---

22. (UFPR 2017) 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 ($g\ mol^{-1}$): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16

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



A) 169

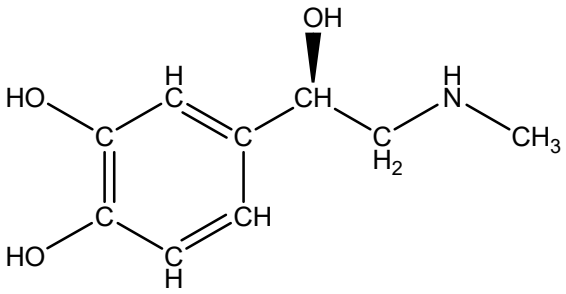
B) 174

C) 177

D) 183

E) 187

Comentários: para resolvermos essa questão, basta somarmos a massa de cada elemento presente na estrutura. A estrutura com todos os átomos presentes na molécula está representada abaixo.



$C_9H_{13}O_3N$

Agora é só somar as massas.

C - 12.9 = 108 g

H - 1.13 = 13 g

O - 16.3 = 48 g

N - 14.1 = 14 g

108 + 13 + 48 + 14 = **183 g/mol**

Reposta: letra D

---

23. (ENEM PPL) As emissões de dióxido de carbono (CO_2) por veículos são dependentes da constituição de cada tipo de combustível. Sabe-se que é possível determinar a quantidade emitida de CO_2, a partir das massas molares do carbono e do oxigênio, iguais a 12 g/mol e 16 g/mol, respectivamente. Em uma viagem de férias, um indivíduo percorreu 600 km em um veículo que consome um litro de gasolina a cada 15 km de percurso.

Considerando que o conteúdo de carbono em um litro dessa gasolina é igual a 0,6 kg, a massa de CO_2 emitida pelo veículo no ambiente, durante a viagem de férias descrita, é igual a

A) 24 kg.

B) 33 kg.

C) 40 kg.

D) 88 kg.

E) 147 kg.

Comentários: se o carro consome 1 litro para percorrer 15 km, para encontrar o combustível consumido em 600 km, temos:

1 litro ⟷ 15 km
x ⟷ 600 km

x = 40 litros

Foi informado também que cada litro de gasolina contém 0,6 kg de carbono. Portanto, podemos encontrar a massa total de carbono (C) por meio da seguinte regra de três:

1 litro ——— 0,6 kg de C
40 litros ——— y

y = 24 Kg de C

A pergunta que ainda resta responder: 24 kg de C produzem quantos Kg de CO_2? Considerando que todo carbono foi transformado em CO_2, podemos imaginar a seguinte reação:

$$1\ C \rightarrow 1\ CO_2$$

Utilizando dado da tabela periódica temos que:

M (C) = 12 g/mol

M (CO_2) = 12 + 2.16 = 44 g/mol

Da reação acima, temos que 1 mol de C (12g) produz 1 mol de CO_2 (44 g). Por isso, podemos estruturar a seguinte regra de três:

12 g de C ——— 44 g de CO_2
24 Kg de C ——— z (em Kg)

y = 88 Kg de C

Resposta: letra D

---

24. (ENEM 2017 – 2ª APLICAÇÃO) 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	$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Acetileno	26	$C_2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Etano	30	$C_2H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Propano	44	$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Butano	58	$C_4H_{10}(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

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.

Comentários: resolvendo essa questão você vai praticar bastante assuntos como balanceamento e cálculos de número de mols, pois é preciso fazer isso para todas as reações, verificando o valor de CO_2 formado em cada uma delas. Parece demora, não é mesmo? E é mesmo. A minha sugestão, caso esse tipo de questão apareça em sua prova, deixe-a por último, pois é muito ruim gastar tempo excessivo em uma única questão. Vamos, então, à resolução.

Metano (CH_4):

Primeiramente devemos calcular o número de mols correspondentes a 58 g desse combustível. A massa molar de cada combustível foi fornecida na tabela.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{58\ g}{16\ g/mol} = 3{,}62\ mols$$

Agora, por meio da equação química balanceada abaixo, podemos calcular a quantidade de CO_2 formada a utilizarmos 3,62 mols de gás metano. Veja:

$$\mathbf{1}\ CH_{4(g)} + \mathbf{2}\ O_{2(g)} \rightarrow \mathbf{1}\ CO_{2(g)} + \mathbf{1}\ H_2O_{(g)}$$

1mol _____ 1mol (teórico)

3,62mol _____ 3,62 mols de $CO_{2(g)}$ (calculado)

Essa mesma logística será necessária para os outros combustíveis.

Acetileno (C_2H_2):

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{58\ g}{26\ g/mol} = 2{,}23\ mols$$

$$\mathbf{2}\ C_2H_{2(g)} + \mathbf{5}\ O_{2(g)} \rightarrow \mathbf{4}\ CO_{2(g)} + \mathbf{2}\ \mathbf{H_2O}_{(g)}$$

2 mols _____ 4mol

2,23 mols _____ x

x = **4,46 mols de $CO_{2(g)}$**

Etano (C_2H_6):

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{58\ g}{30\ g/mol} = 1{,}93\ mols$$

$$\mathbf{2}\ C_2H_{6(g)} + \mathbf{7}\ O_{2(g)} \rightarrow \mathbf{4}\ CO_{2(g)} + \mathbf{6}\ \mathbf{H_2O}_{(g)}$$

2 mols _____ 4 mols

1,93 mols _____ x

x = 3,86 mols de $CO_{2(g)}$

Propano (C_3H_8):

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{58\ g}{44\ g/mol} = 1{,}32\ mols$$

$$\mathbf{1}\ C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow \mathbf{3}\ CO_{2(g)} + \mathbf{4}\ \mathbf{H_2O}_{(g)}$$

1 mol ——— 3 mols

1,32 mols ——— x

x = 3,96 mols de $CO_{2(g)}$

Butano (C_4H_{10}):

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{58\ g}{58\ g/mol} = 1\ mol$$

$$\mathbf{2}\ C_4H_{10(g)} + \mathbf{13}\ O_{2(g)} \rightarrow \mathbf{8}\ CO_{2(g)} + \mathbf{5}\ \mathbf{H_2O}_{(g)}$$

2 mol ——— 8 mol

1 mol ——— x

x = 4 mols de $CO_{2(g)}$

Por meio dos cálculos pode-se concluir que o **acetileno** é o combustível que emite maior quantidade de $CO_{2(g)}$ na atmosfera.

Resposta: letra E

---

25. (UNISC 2012) Assinale a reação que pode ser classificada, simultaneamente, como de deslocamento e de oxi-redução.

A) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

B) $Zn + NiSO_4 \rightarrow Ni + ZnSO_4$

C) $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

D) $2\ Fe(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$

E) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl$

Comentários: a única reação de descolamento presente nas alternativas está exemplificada na **opção B**. Essa reação também pode ser classificada como uma reação de oxi-redução, pois ocorre a mudança no número de oxidação do Zn e do Níquel, tema que vamos explorar melhor em outro encontro.

$$Zn + NiSO_4 \rightarrow Ni + ZnSO_4$$

0 +2 0 +2

redução

oxidação

Letra A: reação de decomposição.

Letra C: reação de síntese.

Letras D e E: reações de dupla troca.

Reposta: letra B

26. (ENEM 2015) Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:

$$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

$$ZnO + CO \rightarrow\ Zn + CO_2$$

Considere as massas molares: ZnS (97 g/mol); O_2 (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO_2 (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO_2 (44 g/mol); e Zn (65 g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100 kg de esfalerita?

A) 25

B) 33

C) 40

D) 50

E) 54

Comentários: iremos resolver essa questão por etapas para sua melhor compreensão.

Etapa 1: equação global.

A questão menciona a obtenção de zinco metálico por meio de uma reação que ocorre em dois processos. Precisamos, nesse caso, encontrar uma equação global da reação que englobe os dois processos.

Em termoquímica e eletroquímica iremos explorar melhor a soma de reações. Por enquanto, adianto-lhe que podemos somar as reações parciais para obter a reação global. As substâncias que estão em lados opostos se anulam para formação da reação global, conforme veremos nesse caso. Para que possamos anular o ZnO, devemos multiplicar a segunda equação por 2. Assim, temos:

$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$ **equação 1**

$2\ ZnO + 2\ CO \rightarrow\ 2\ Zn + 2\ CO_2$ **equação 2**

$2\ ZnS + 3\ O_2 + 2\ CO \rightarrow\ 2\ Zn + 2\ SO_2 + 2\ CO_2$ **equação global**

Etapa 2: Pureza da esfarelita.

É informado que a esfarelita (ZnS) apresenta 75% de pureza. Dessa forma, apenas 75% das 100 kg de esfarelita irão reagir para formação do zinco metálico (Zn).

Esse cálculo é bem simples:

100 kg de ZnS _____ 100%
x _____ 75%

x = 75kg de ZnS

Etapa 3: valor teórico de Zn formado.

Agora, de acordo com a equação global, podemos calcular a massa de zinco metálico produzida.

Como apresentado pela questão:

M do ZnS = 97 g/mol. Multiplicando pelo coeficiente estequiométrico, temos: 2x97 = 194 g de ZnS.

M do Zn = 65 g/mol. Multiplicando pelo coeficiente estequiométrico, temos: 2x65 = 130 g de Zn.

$2\ ZnS + 3\ O_2 + 2\ CO \rightarrow 2\ Zn + 2\ SO_2 + 2\ CO_2$

194 g _____ 130 g
75 kg _____ x

x = 50 kg de Zn

Etapa 4: cálculo do rendimento de ração.

Esse valor corresponde um rendimento de 100% da reação, entretanto, essa reação apresenta rendimento de 80% apenas. Logo:

50 kg de Zn _____ 100%
x _____ 80%

x = **40,2 kg de Zn**

Essa forma de cálculo é bastante detalhada e mais clara, porém, como se percebe, demanda muito tempo. Existem formas mais diretas para respondermos esse tipo de questão.

Por exemplo, podemos passar da etapa 1 direto para etapa 4.

$2\ ZnS + 3\ O_2 + 2\ CO \rightarrow 2\ Zn + 2\ SO_2 + 2\ CO_2$

2 mols de ZnS _____ 2 mols de Zn .....(100%)
2 mols de ZnS _____ 2x0,8 mol de Zn.....(80%)

2 x 97 _____ 2 x 65 x 0,8
75 kg _____ x

X = **40,2 kg de Zn**

Resposta: letra C

---

27. (ENEM 2014) O álcool comercial (solução de etanol) é vendido na concentração de 96%, em volume. Entretanto, para que possa ser utilizado como desinfetante, deve-se usar uma solução alcoólica na concentração de 70%, em volume. Suponha que um hospital recebeu como doação um lote de 1 000 litros de álcool comercial a 96%, em volume, e pretende trocá-lo por um lote de álcool desinfetante.

Para que a quantidade total de etanol seja a mesma nos dois lotes, o volume de álcool a 70% fornecido na troca deve ser mais próximo de

A) 1042 L.

B) 1371 L.

C) 1428 L.

D) 1632 L.

E) 1700 L.

Comentários: de início, podemos encontrar a quantidade de volume de álcool presente no lote (1000 L) de álcool a 96% recebido, o que pode ser feito por meio da regra de três abaixo:

1000 L ——— 100% do volume
x ——— 96%
x = 960 L

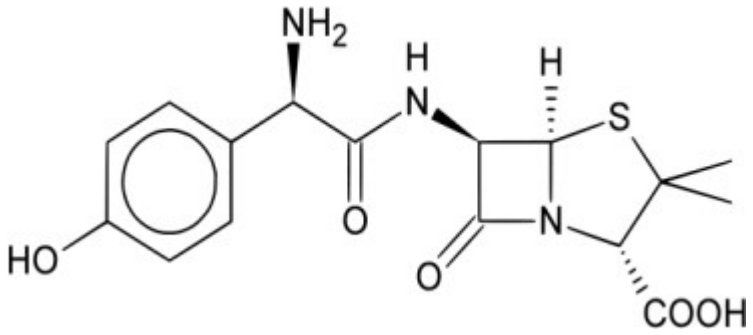
Agora precisamos encontrar qual a quantidade de volume de álcool 70% será necessária para conter os mesmos 960L de álcool recebidos no lote anterior. Podemos, então, estruturar a seguinte regra de três:

(álcool desinfetante) 1000 L ——— 700 L de álcool (concentração 70%)
y ——— 960 L
y = 1371,4 L

Reposta: letra B

---

28. (Unifenas 2018) A amoxilina é um fármaco indicado no combate a várias infecções. Trata-se de um dos antibióticos mais receitados pela medicina no Brasil. Isso porque os seus resultados são bem positivos, rápidos e causam poucos efeitos colaterais. Sua fórmula estrutural é dada a seguir.



Suponha que a dosagem da amoxilina seja de 2.10^{-7} mol/kg/dia. Considerando que uma pessoa que pesa 60 quilogramas recebe esse fármaco em três doses iguais por dia, que massa em miligramas, de amoxilina deve estar presente em cada dose ministrada ao paciente? Dados: Massas molares C=12g/mol, N=14g/mol, O=16g/mol, H=1g/mol, S=32g/mol.

A) 4,38.

B) 0,01.

C) 2,34.

D) 1,46.

E) 3,15.

Comentários: ao incluir na estrutura apresentada no enunciado todos os carbonos [fazendo 4 ligações] e hidrogênios [fazendo 1 ligação] omitidos, podemos contar todos os átomos da molécula e encontrar a seguinte fórmula molecular: $C_{16}H_{19}N_3O_5S$. Eu sei, esse serviço é muito trabalhoso, mas temos que fazer.

Em seguida, devemos considerar as massas atômicas (A) fornecidas no enunciado para encontrar a massa molar (M) de $C_{16}H_{19}N_3O_5S$. Fazendo os devidos cálculos, encontramos $M(C_{16}H_{19}N_3O_5S) = 365\ g.mol^{-1}$.

Foi indicado que 2.10^{-7} mol de amoxilina deve ser ingerido a cada quilo de massa corporal. Sendo assim, para uma pessoa de 60 kg, o número de mols necessários será 60 x 2.10^{-7} mol = $1,2.10^{-5}$ mol. Essa quantidade de mols deve ser dividida em três doses iguais de $(1,2.10^{-5}/3) = 4.10^{-6}$ mol em cada dose.

Por fim, precisamos converter esse número de mols em massa para encontrar a resposta correta. Para tanto, podemos estruturar a seguinte regra de três:

1 mol de amoxilina	⟷	365 000 mg (= 365 g)
4.10^{-6} mol	⟷	x (em mg)

y = 1,46 mg de amoxilina

Resposta: letra D

---

29. (ENEM 2015 - PPL) O cobre presente nos fios elétricos e instrumentos musicais é obtido a partir da ustulação do minério calcosita (Cu_2S). Durante esse processo, ocorre o aquecimento desse sulfeto na presença de oxigênio, de forma que o cobre fique "livre" e o enxofre se combine com o O_2 produzindo SO_2, conforme a equação química:

$$Cu_2S\ (s) + O_2\ (g) \xrightarrow{\Delta} 2\ Cu\ (l) + SO_2\ (g)$$

As massas molares dos elementos Cu e S são, respectivamente, iguais a 63,5 g/mol e 32 g/mol.

CANTO, E. L. **Minerais, minérios, metais**: de onde vem? para onde vão? São Paulo: Moderna, 1996 (adaptado).

Considerando que se queira obter 16 mols do metal em uma reação cujo rendimento é de 80%, a massa, em gramas, do minério necessária para obtenção do cobre é igual a:

A) 955.

B) 1018.

C) 1590.

D) 2035.

E) 3180.

Comentários: por meio da equação balanceada, podemos verificar que 1 mol de Cu_2S fornece 2 mols de cobre metálico (Cu). Para obtermos a massa em gramas necessária para produção de 16 mols de Cu, devemos calcular a massa correspondente a 1 mol do reagente Cu_2S, como segue:

Cu_2S:

M = 2x(63,5) + 32 = 159 g/mol

$$\mathbf{1}\ Cu_2S_{(S)} + \mathbf{1}\ O_{2(g)} \rightarrow \mathbf{2}\ Cu_{(s)} + SO_{2(g)}$$

(1 mol =) 159 g ——— 2 mols
X ——— 16 mols
X = 1272 g de $Cu_2S_{(S)}$

Como a reação apresenta um rendimento de 80%, isso significa que será necessária uma quantidade maior de reagente para se obter os 16 mols de produto desejados. Podemos encontrar o valor real de Cu_2S utilizados na reação por meio da regra de três (NOTA: ao estruturar sua regra de três, lembre-se que essa relação é inversamente proporcional: quanto menor o rendimento, maior será a massa necessária).

1272 g de $Cu_2S_{(S)}$ ——— 80 %
X ——— 100 %
X = 1590 g de $Cu_2S_{(S)}$

Resposta: letra C

---

30. (UPE 2018) Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?

$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$$

Dados: C = 12g/mol; O = 16g/mol; Fe = 56g/mol

A) 175kg

B) 350kg

C) 297kg

D) 590kg

E) 147kg

Comentários: precisamos calcular a quantidade de ferro (Fe) que será obtida a partir de 500 kg de hematita (Fe_2O_3).

O primeiro ponto a ser observado é notarmos que a pureza do minério de hematita (Fe_2O_3) é de 85%, ou seja, o resto são materiais diversos que não são uteis para aproveitamento comercial e produção de Fe metálico. Sendo assim, podemos estruturar a seguinte regra de três para encontrar a quantidade efetiva de Fe_2O_3 presente em 500 Kg de matéria prima.

500 Kg ⟷ 100 %
x ⟷ 85 %

x = 425 Kg de Fe_2O_3

Utilizando os dados de massa atômica fornecidos no enunciado, podemos calcular as massas molares de Fe e Fe_2O_3 que serão úteis no próximo passo:

- M(Fe) = 56 g/mol;
- M(Fe_2O_3) = 56 x 2 + 3 x 16 = 160 g/mol.

Por meio da equação química balanceada apresentada no enunciado da questão, podemos relacionar as proporções de massas de cada substância para encontrar quanto de Ferro (Fe) pode ser obtido a partir de 425 Kg de Fe_2O_3.

$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$$

Como se vê na reação acima, 1 mol (= 160 g) de $Fe_2O_{3(s)}$ está para 2 mols (= 2 x 56 g = 112g) de $Fe_{(l)}$. Já que queremos encontrar uma quantidade de Fe em massa, podemos estruturar nossa regra de três obedecendo as relações estequiométricas em massa:

160 g de Fe_2O_3 ⟷ 112 g de Fe
425 Kg de Fe_2O_3 ⟷ massa (em Kg)

massa = 297,5 kg de Fe

Resposta: letra C

---

31. (Unifenas 2019) O fosfato de sódio pode ser produzido pela reação entre soda cáustica e ácido fosfórico, segundo a equação não balanceada

$$NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$$

Considere a mistura de 10 mols de hidróxido de sódio com 2,5 mols de ácido fosfórico. Marque a alternativa que contenha a massa em gramas do reagente que sobrará após o término da reação, o reagente limitante e o número de mols do fosfato de sódio formado. Dados: Na=23g/mol O=16g/mol H=1g/mol P=31g/mol

A) 100g, NaOH e 410 mol.

B) 7,5g, NaOH e 164 mol.

C) 300g, H_3PO_4 e 2,5 mol.

D) 100g, H_3PO_4 e 2,5 mol.

E) 300g, NaOH e 7,5 mol.

Comentários: ao balancear a equação obtemos os seguintes coeficientes estequiométricos.

$$\mathbf{3}\ NaOH + \mathbf{1}\ H_3PO_4 \rightarrow \mathbf{1}\ Na_3PO_4 + \mathbf{3}\ H_2O$$

Para resolução desses exercícios precisamos encontrar o reagente limitante para podermos montar as proporções de massas como já sabemos, podemos fazer isso por meio das proporções de massas entre os regentes.

NaOH

M = 23+16+1 = 40 g/mol

H_3PO_4

M = (1.3)+31+(16.4) = 98 g/mol

3 NaOH + **1** H_3PO_4 → **1** Na_3PO_4 + **3** H_2O

3x40 g ——— 98 g
10x40 ——— 2,5x98
39 200 ——— 29 400
Excesso ——— **Limitante**

Já descobrimos que o ácido fosfórico H_3PO_4 é o reagente limitante. Devemos agora calcular a quantidade de matéria de fosfato de sódio (Na_3PO_4) formada a partir de 2,5 mols de H_3PO_4. Por meio da equação balanceada, percebemos que a proporção entre o (H_3PO_4) e o produto (Na_3PO_4) é de 1:1. Isso significa que ao utilizarmos 2,5 de reagente, obteremos **2,5 mols de produto**. A massa do reagente que não reage pode ser calculada da seguinte forma.

3 NaOH + **1** H_3PO_4 → **1** Na_3PO_4 + **3** H_2O

3 mols ——— 1 mol
X ——— 2,5 mols

X = 7,5 mols de NaOH que reagiram.

Subtraindo 7,5 mols dos 10 mols de NaOH fornecidos, temos que 2,5 mols dessa substância estavam em excesso. Podemos finalmente calcular a massa de NaOH correspondentes a 2,5 mols.

1 mol de NaOH ——— 40 g
2,5 mols ——— X

X = 100 g de NaOH

Resposta: letra D

---

32. (ENEM 2014 – 1ª Aplicação) Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).

$$CaCO_3\,(s) + SO_2\,(g) \rightarrow CaSO_3\,(s) + CO_2\,(g) \qquad (1)$$

Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.

$$2\,CaSO_3\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,CaSO_4\,(s) \qquad (2)$$

As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. Química ambiental. Porto Alegre: Bookman, 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

A) 64.

B) 108.

C) 122.

D) 136.

E) 245.

Comentários: a questão relaciona o consumo de dióxido de enxofre (SO_2) responsáveis pela chuva ácida com a formação de gesso $CaSO_4$. Esse processo ocorre em duas etapas. Para resolução da questão, precisamos encontra a reação global.

O sulfito de cálcio é intermediário da reação ($CaSO_3$), ou seja, participa das duas reações de lados opostos. Lembre-se que as espécies que aparecem simultaneamente nos produtos e nos reagentes devem ser canceladas. Para isso, devemos multiplicar a primeira equação por 2.

$$2\ CaCO_{3\ (s)} + 2\ SO_{2\ (g)} \rightarrow \cancel{2\ CaSO_{3\ (s)}} + 2\ CO_{2\ (g)} \qquad (x2) \qquad \text{Equação 1}$$

$$\cancel{2\ CaSO_{3\ (s)}} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2\ CaSO_{4\ (s)} \qquad \text{Equação 1}$$

$$2\ CaCO_{3\ (s)}\ 2\ SO_{2\ (g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2\ CaSO_{4\ (s)} + 2\ CO_{2\ (g)} \qquad \text{Equação global}$$

O gás retido é o dióxido de enxofre (SO_2), pois este é consumido no processo para formação do gesso ($CaSO_4$). De acordo com a equação global temos que 2 mols de SO_2 está para 2 mols de $CaSO_4$. Como é perguntando na questão a massa em gramas de gesso por mol de gás retido, temos:

$CaSO_4$

M = 40+32+(16x4) = 136 g/mol

2 mols de SO_2 ——— 2 (136g) de $CaSO_4$
1 mol ——— x
x = 136 g de $CaSO_{4\ (S)}$

Esse valor corresponderia a uma reação com 100 % de rendimento. Entretanto, é indicado no enunciado um rendimento de 90%. Logo:

136 g de $CaSO_{4\ (S)}$ ——— 100%
x ——— 90%
x = **122,4 g de $CaSO_{4\ (S)}$**

Nesse caso específico, você poderia considerar apenas a reação do processo 2 para encontrar mais rapidamente a resposta. Fazendo as seguintes correlações.

$$2\ CaSO_3 + O_2 \rightarrow 2\ CaSO_4\ (s)$$

2 mols _____ 2 mols
1 mols _____ 1mol (= 136g)
1 mol _____ 136x0,9(rendimento)= **122,4g de $CaSO_4$**

Resposta: letra C

---

33. (ENEM 2013) A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.

LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. São Paulo: Edgard Blucher, 1999 (adaptado).

Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de

A) 28.

B) 75.

C) 175.

D) 275.

E) 303.

Comentários: antes do processo de oxidação, o ferro-gusa apresenta 3,3% de carbono em sua composição. Após o processo de oxidação, a aliga de ferro formada apresenta 0,3% de carbono em sua composição. Isso significa que a diferença de carbono (3,3 – 0,3 = 3%) foram convertidos em gás carbônico (CO_2)

2,5 toneladas (2500 kg) de ferro-gusa foram utilizados. Dessa quantidade, 3% de carbono reagem para formar CO_2, uma vez que os outros 0,3% estão presentes na liga de ferro. Dessa forma, precisamos encontrar a massa de C presente no ferro-gusa que será convertida em dióxido de carbono.

2500 kg de ferro-gusa _____ 100%
X _____ 3%
X = 75 kg de carbono a serem convertidos em CO_2

De acordo com a reação de combustão do carbono, podemos calcular a massa de CO_2 formada ao reagir 75 kg de carbono.

$$1C_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \rightarrow 1\ CO_{2(g)}$$

1 mol de C _____ 1 mols de CO_2 *ou*
Reescrevendo: 12 g de C _____ 44 g de CO_2

12 g de C _____ 44 g de CO_2
75 kg _____ x
x = **275 kg de $CO_{2(g)}$**

Resposta: letra D

---

34. (UNESP 2018/2) O cloreto de cobalto(II) anidro, $CoCl_2$, é um sal de cor azul, que pode ser utilizado como indicador de umidade, pois torna-se rosa em presença de água. Obtém-se esse sal pelo aquecimento do cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, $CoCl_2.6H_2O$, de cor rosa, com liberação de vapor de água.

sal hexa-hidratado (rosa) $\xrightarrow{\text{aquecimento}}$ sal anidro (azul) + vapor de água

A massa de sal anidro obtida pela desidratação completa de 0,1 mol de sal hidratado é, aproximadamente

A) 11 g.

B) 13 g.

C) 24 g.

D) 130 g.

E) 240 g.

Comentários: sais hidratados apresentem moléculas de água em seu retículo cristalino. Nesse sentido, 1 mol de cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, $CoCl_2.6H_2O$, apresenta os seguintes componentes:

- 1 mol de cátion cobalto II (Co^{2+});
- 1 mol de ânion cloreto (Cl^-); e
- 6 mols de H_2O.

A massa do sal anidro, é a massa do composto iônico sem a massa da água, pois material passou pelo processo de desidratação, expulsando as moléculas de água do seu retículo cristalino. Dessa forma, basta calcular a massa contida em 0,1 mol de composto.

$CoCl_2.6H_2O = 238$ g/mol $\rightarrow$ ($CoCl_2 = 130$ g/mol) + ($6H_2O = 6x18$g/mol)

Utilizando apenas a massa do sal anidro ($CoCl_2$, sem moléculas de água), temos:

1 mol de $CoCl_2$ _____ 130 g
0,1 mol _____ x
x = **13 g de sal anidro.**

Resposta: letra B

---

35. (UFRR 2018) Sabendo que o CO_2 é um dos produtos da reação de combustão de compostos orgânicos, o número de moléculas de CO_2 produzidas quando da combustão de 116g de butano (C_4H_{10}) é aproximadamente:

A) $4,8 \times 10^{24}$

B) $1,2 \times 10^{24}$

C) $3,6 \times 10^{24}$

D) $2,4 \times 10^{24}$

E) $9,6 \times 10^{24}$

Comentários: de início, devemos escrever e balancear a equação de combustão total do butano, como segue:

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ CO_{2(g)} + 10\ H_2O_{(l)}$$

A partir dessa reação, podemos relacionar a massa de butano utilizada na reação com a quantidade de matéria de CO_2 formada. De acordo com a reação, 2 mol de gás butano (C_4H_{10} = 58 g/mol) formam 8 mols de dióxido de carbono. Conforme o esquema abaixo.

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ CO_{2(g)} + 10\ H_2O_{(l)}$$

2 mols		8 mols
2 (58 g)		8 mols de $CO_{2(g)}$
116 g	_____	**8 mols de $CO_{2(g)}$**

Por fim, devemos calcular o número de moléculas em 8 mols de CO_2, como segue:

1 mol	_____	$6x10^{23}$ moléculas
8 mols	_____	x
		x = **$4,8x10^{24}$ moléculas**

Resposta: letra A

---

36. (UERJ 2017/2) Durante a Segunda Guerra Mundial, um cientista dissolveu duas medalhas de ouro para evitar que fossem confiscadas pelo exército nazista. Posteriormente, o ouro foi recuperado e as medalhas novamente confeccionadas.

As equações balanceadas a seguir representam os processos de dissolução e de recuperação das medalhas.

Dissolução

$Au\ (s) + 3\ HNO_3\ (aq) + 4\ HCl\ (aq) \rightarrow HAuCl_4\ (aq) + 3\ H_2O\ (l) + 3\ NO_2\ (g)$

Recuperação

$3\ NaHSO_3\ (aq) + 2\ HAuCl_4\ (aq) + 3\ H_2O\ (l) \rightarrow 3\ NaHSO_4\ (aq) + 8\ HCl\ (aq) + 2\ Au\ (s)$

Admita que foram consumidos 252 g de HNO_3 para a completa dissolução das medalhas.

Nesse caso, a massa, de $NaHSO_3$, em gramas, necessária para a recuperação de todo o ouro corresponde a:

A) 104

B) 126

C) 208

D) 252

Comentários: o exercício apresenta duas reações, uma corresponde ao processo de dissolução do ouro de medalhas e a outra apresenta o processo de recuperação. Os principais agentes para dissolução e recuperação do ouro são as substâncias HNO_3 e $NaHSO_3$, respectivamente.

Precisamos encontrar a equação global do processo para, a partir das relações estequiométricas, descobrirmos a massa de $NaHSO_3$, em gramas, necessária para a recuperação de ouro, quando é utilizado 252 g de HNO_3 para dissolução das medalhas.

Para tanto, de início, vamos calcular a massa molar de HNO_3 e $NaHSO_3$.

HNO_3

M = 1+14+(3x16) = 63 g/mol

$NaHSO_3$

M = 23+1+32+(3x16) = 104 g/mol

Para obtermos a reação global por meio de reações consecutivas (em etapas), devemos eliminar o intermediário da reação (espécie produzida da primeira etapa e consumida na segunda etapa). Nesse caso, o intermediário da reação é a espécie **HAuCl**. Para eliminarmos essa espécie da equação global, devemos igualar o coeficiente estequiométrico **HAuCl** nas duas reações. Para tanto, iremos multiplicar a primeira reação por 2.

Podemos obter a reação global da seguinte forma:

$2\ Au_{(s)} + 6\ HNO_{3\ (aq)} + 8\ HCl_{(aq)} \rightarrow \mathbf{2\ HAuCl_{4\ (aq)}} + 6\ H_2O_{(l)} + 4\ NO_{2\ (g)}$ Etapa 1 (x2)

$3\ NaHSO_{3\ (aq)} + \mathbf{2\ HAuCl_{4\ (aq)}} + 3\ H_2O_{(l)} \rightarrow 3\ NaHSO_{4\ (aq)} + 8\ HCl_{(aq)} + 2\ Au_{(s)}$ Etapa 2.

$3\ NaHSO_{3\ (aq)} + 6\ HNO_{3\ (aq)} \rightarrow 3\ NaHSO_{4\ (aq)} + 3\ H_2O_{(l)} + 4\ NO_{2\ (g)}$ **Reação global**

Antes de relacionarmos quantidades de $NaHSO_3$ e HNO_3, devemos transformar os da 252 g de HNO_3 utilizados em número de mols, conforme apresentado abaixo:

1 mol HNO_3 ——— 63 g
x ——— 252 g
x = 4 mols de HNO_3

Agora, com base nesse número de mols e na relação fornecida pela equação global, em que 3 mols $NaHSO_3$ reagem com 6 mols de HNO_3, podemos estruturar uma regra de três para calcular a massa de $NaHSO_3$ necessária para recuperação do ouro.

3 mols $NaHSO_3$ ——— 6 mol $HNO_{3\ (aq)}$
3 x 104g $NaHSO_3$ ——— 6 mols de HNO_3
x ——— 4 mols
x = 208 g de $NaHSO_3$

Resposta: letra C

37. (UFRR 2017) O produto vendido comercialmente como água sanitária, muito utilizado devido as suas propriedades bactericida e alvejante, é uma solução de 2 – 2,5 % de hipoclorito de sódio. Este pode ser produzido fazendo-se reagir gás cloro com hidróxido de sódio: $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$.
Ao misturar 150 kg de cloro com 160 kg de hidróxido de sódio, a massa de hipoclorito de sódio obtida após a reação será de

A) 157 kg;

B) 149 kg;

C) 75 kg;

D) 79 kg;

E) 153 kg.

Comentários: mais uma questão em que precisamos primeiramente encontrar o reagente limitante para podemos fazer as relações de massas.

As substâncias para as quais teremos que fazer as relações são: cloro (Cl_2), hidróxido de sódio (NaOH) e hipoclorito de sódio (NaClO). Portanto, vamos calcular a massa molar de cada uma para agilizar nossa resolução.

Cl_2

M = 35,5x2 = 71 g/mol

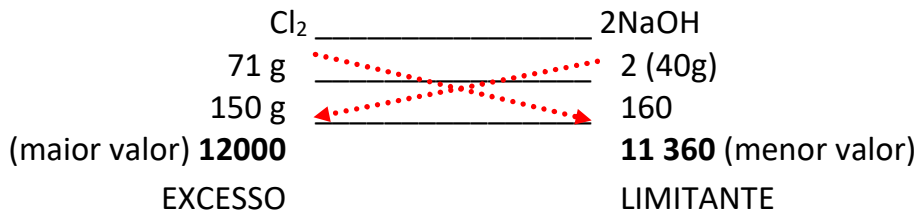
NaOH

M = 23+16+1 = 40 g/mol

NaClO

M = 23+35,5+16 = 74,5 g/mol

O reagente limitante é hidróxido de sódio e podemos descobrir fazendo as relações de massas conformo exercícios anteriores.



Dessa forma, considerando o reagente limitante, podemos calcular a massa de hipoclorito formada. Conforme equação balanceada, 2 mols de hidróxido de sódio formam 1 mols de hipoclorito de sódio. Então, podemos estruturar a regra de três da seguinte forma.

2mols NaOH _____ 1 mol de NaClO
80 g de NaOH _____ 74,5 g de NaClO
160 g _____ X

X = **149 g de de NaClO**

Resposta: letra B

Finalizamos aqui nossa aula. Espero que estejam gostando do curso. A seguir, temos a lista de enunciados de todos os exercícios dessa aula, os quais poderá utilizar para treinar seus conhecimentos. Bons estudos e até a próxima!

Prof. Diego Souza
Instagram: @Prof.DiegoSouza
Facebook: Prof. Diego Souza

6 – LISTA DE QUESTÕES DA AULA

01. (ENEM 2012) 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 = 294 g/mol

A) $1,3 \times 10^{-4}$.

B) $9,5 \times 10^{-3}$.

C) 4×10^{-2}.

D) 2,6.

E) 823.

02. (VUNESP - 2014) Considere as seguintes representações para átomos:

$$^{3}_{1}H \qquad ^{4}_{2}He \qquad ^{6}_{3}Li \qquad ^{9}_{4}Be$$

O número de nêutrons de cada átomo é, respectivamente.

a) 1, 2, 3, 4.

b) 2, 2, 3, 5.

c) 0, 0, 0, 0.

d) 1, 1, 2, 4.

e) 3, 4, 6, 9.

03. (FGV - 2012) Considere os átomos a seguir:

I. Um átomo com 17 prótons e 18 nêutrons.

II. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 32.

III. Um átomo com um número atômico 16 e 18 nêutrons.

IV. Um átomo com 16 prótons e 18 nêutrons.

V. Um átomo com 17 prótons e 20 nêutrons.

VI. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 33.

VII. Um átomo com 15 prótons e 16 nêutrons.

Indique, dentre as alternativas a seguir aquela que indica o(s) par(es) isotópico(s).

a) 2 e 6

b) 2 e 7

c) 2 e 3; 2 e 6

d) 1 e 3, 1 e 4; 2 e 7

e) 1 e 5; 2 e 3; 2 e 4; 2 e 6; 3 e 6; 4 e 6

04. (ENEM 2013) O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

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

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

A) $7,5 \times 10^{21}$

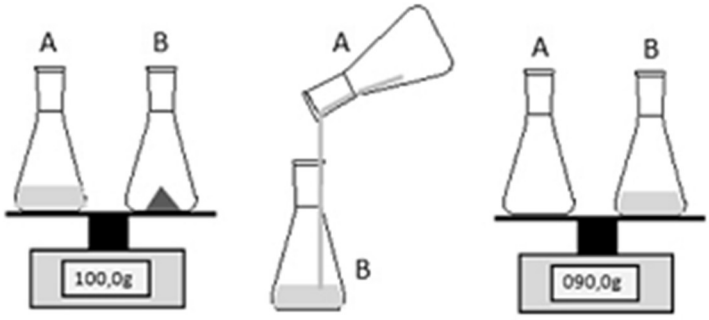
B) $1,5 \times 10^{22}$

C) $7,5 \times 10^{23}$

D) $1,5 \times 10^{25}$

E) $4,8 \times 10^{25}$

05. (CESPE - 2013) Objetivando estudar a Lei Ponderal de Lavoisier, um estudante realizou o experimento esquematizado a seguir, em que o líquido do frasco A corresponde a uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), e o sólido contido no frasco B representa uma amostra de carbonato de sódio (Na_2CO_3).



Ao final do processo o estudante notou, pela leitura no visor da balança, que a massa resultante era diferente da massa inicial. No contexto do experimento, essa situação foi verificada por que

a) houve excesso de um dos reagentes empregados, o que não é previsto pela Lei de Lavoisier;

b) é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

c) os reagentes devem se encontrar na mesma fase de agregação, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

d) a Lei de Lavoisier não é válida para reações efetuadas em soluções aquosas;

e) a Lei de Lavoisier só é válida nas condições padrão de temperatura e pressão.

06. (CESGRANRIO - 2010) Atribui-se ao químico francês Joseph Louis Proust (1754- 1826) a investigação sistemática sobre a composição de numerosas substâncias. Os resultados de suas pesquisas levaram-no à formulação da **Lei das Proporções Definidas**, também chamada **Lei de Proust**. Essa Lei é traduzida por qual enunciado?

a) Os volumes de duas substâncias gasosas que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto, guardam uma razão constante de números inteiros e pequenos para o produto em questão.

b) Há uma razão constante entre as massas de duas ou mais substâncias que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto.

c) Há uma razão de números inteiros e pequenos entre as diferentes massas de uma substância S_1 que, separadamente, reagem com a mesma massa de outra substância S_2.

d) Quando duas substâncias gasosas reagem entre si para originar um produto também gasoso, o volume do produto guarda sempre uma razão simples com os volumes dos gases reagentes.

e) Em um sistema fechado, a massa total permanece constante, independente das reações químicas nele processadas.

07. (ENEM 2017 - 2ª APLICAÇÃO) A bauxita, composta por cerca de 50% de Al_2O_3, é o mais importante minério de alumínio. As seguintes etapas são necessárias para a obtenção de alumínio metálico:

1. A dissolução do $Al_2O_{3\,(s)}$ é realizada em solução de $NaOH_{(aq)}$ a 175°C, levando à formação da espécie solúvel $NaAl(OH)_{4\,(aq)}$.

2. Com o resfriamento da parte solúvel, ocorre a precipitação do $Al(OH)_{3\,(s)}$.

3. Quando o $Al(OH)_{3\,(s)}$ é aquecido a 1 050°C, ele se decompõe em $Al_2O_{3\,(s)}$ e H_2O.

4. $Al_2O_{3\,(s)}$ é transferido para uma cuba eletrolítica e fundido em alta temperatura com auxílio de um fundente.

5. Através da passagem de corrente elétrica entre os eletrodos da cuba eletrolítica, obtém-se o alumínio reduzido no cátodo.

As etapas 1, 3 e 5 referem-se, respectivamente, a fenômenos

A) Químico, físico e físico.

B) Físico, físico e químico.

C) Físico, químico e físico.

D) Químico, físico e químico.

E) Químico, químico e químico.

08. (ENEM 2014) Uma das possíveis alternativas para a substituição da gasolina como combustível de automóveis é a utilização do gás hidrogênio, que, ao reagir com o gás oxigênio, em condições adequadas, libera energia necessária para o funcionamento do motor, conforme a equação química a seguir:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g) + \text{energia}$$

Essa opção para a substituição da gasolina contribuiria para que a condição do meio ambiente seja melhorada, visto que

A) o calor gerado pela reação intensificará o aquecimento global.

B) aumentará a quantidade de gases causadores do aquecimento global.

C) a emissão de gases causadores do aquecimento global permanecerá inalterada.

D) ocorrerá a diminuição da emissão de um dos gases causadores do aquecimento global.

E) os gases liberados na reação podem neutralizar aqueles responsáveis pelo aquecimento global.

09. (UFT 2013) No nosso dia a dia, convivemos com vários processos que são denominados de fenômenos físicos e fenômenos químicos. Fenômenos físicos são aqueles em que ocorrem mudanças de fase da matéria sem alterar sua composição química. Já os fenômenos químicos são aqueles que ocorrem com alteração da composição química das substâncias. Qual das alternativas a seguir contém somente fenômenos químicos?

A) Formação da ferrugem, apodrecimento de uma fruta, queima da palha de aço, fotossíntese pelas plantas.

B) Queima da pólvora, evaporação da água, combustão da gasolina, formação de gelo.

C) Secagem da roupa no varal, metabolismo do alimento em nosso organismo, centrifugação de sangue.

D) Combustão do etanol, destilação do petróleo, explosão de fogos de artifício, fusão do sal de cozinha.

E) Formação de geada, secagem de roupas, formação de nuvens, derretimento do gelo.

10. (UNISINOS - 2016)

QUÍMICA É VIDA

Há muitos séculos, o homem começou a estudar os fenômenos químicos. Os alquimistas podiam buscar a transmutação de metais, enquanto outros buscavam o elixir da longa vida. Mas o fato é que, ao misturarem extratos de plantas e substâncias retiradas de animais, nossos primeiros químicos também já estavam procurando encontrar poções que curassem doenças ou que, pelo menos, aliviassem as dores dos pobres mortais. Com seus experimentos, eles davam início a uma ciência que amplia constantemente os horizontes do homem. Com o tempo, foram sendo descobertos novos produtos, novas aplicações, novas substâncias. O homem foi aprendendo a sintetizar elementos presentes na natureza, a desenvolver novas moléculas, a modificar a composição de materiais. A química foi se tornando mais e mais importante até ter uma presença tão grande em nosso dia a dia, que nós nem nos damos mais conta do que é ou não é química. O que sabemos, no entanto, é que, sem a química, a civilização não teria atingido o atual estágio científico e tecnológico que permite ao homem sondar as fronteiras do universo, deslocar-se à velocidade do som, produzir alimentos em pleno deserto, tornar potável a água do mar, desenvolver medicamentos para doenças antes consideradas incuráveis e multiplicar bens e produtos cujo acesso era restrito a poucos privilegiados. Tudo isso porque QUÍMICA É VIDA.

Adaptado de <http://abiquim.org.br/.> Acesso em: 04 maio 2016.

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, que mostra algumas reações do cotidiano:

(1) $Al_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ Na_2SO_4$

(2) $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

(3) $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

(4) $2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$

( ) Reação de análise

( ) Reação de síntese

( ) Reação de simples troca

( ) Reação de dupla troca

A numeração correta, de cima para baixo, é:

A) 1 – 2 – 3 – 4

B) 2 – 1 – 4 – 3

C) 4 – 3 – 2 – 1

D) 3 – 4 – 2 – 1

E) 1 – 2 – 4 – 3

11. (UNISINOS - 2015) Assinale a alternativa correta.

A) O magnésio queima com uma chama branca muito intensa, através da reação: Mg + O2 → MgO2.

B) A reação $CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\ HF$ é uma reação de dupla troca.

C) Quando uma lâmina de zinco é introduzida numa solução aquosa de CuSO4, ocorre uma reação de dupla troca, com formação de sulfato de zinco, que fica na solução, e liberação de cobre metálico, que se deposita sobre a lâmina.

D) A seguinte reação: $NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$ é um exemplo de reação de oxidação-redução.

E) Na natureza, não existe cal virgem (CaO), mas há muito calcário (CaCO3). A cal virgem é fabricada por pirólise do calcário, em fornos especiais, através da seguinte reação de adição: $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$.

12. (ENEM 2010) O flúor é usado de forma ampla na prevenção de cáries. Por reagir com a hidroxiapatita $[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]$ presente nos esmaltes dos dentes, o flúor forma a fluorapatita $[Ca_{10}(PO_4)_6F_2]$, 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:

$[Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2]_{(s)} + 8H^+_{(aq)} \rightarrow 10Ca^{2+}_{(aq)} + 6HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

Dados: Massas molares em g/mol—$[Ca_{10}(PO_4)_6(OH_2)]$ = 1004;

HPO_4^{2-} = 96; Ca = 40.

Supondo-se que o esmalte dentário seja constituído exclusivamente por hidroxiapatita, o ataque ácido que dissolve completamente 1 mg desse material ocasiona a formação de, aproximadamente,

A) 0,14 mg de íons totais.

B) 0,40 mg de íons totais.

C) 0,58 mg de íons totais.

D) 0,97 mg de íons totais.

E) 1,01 mg de íons totais.

13. (ENEM 2014) O cobre, muito utilizado em fios da rede elétrica e com considerável valor de mercado, pode ser encontrado na natureza na forma de calcocita, $Cu_2S_{(s)}$, de massa molar 159 g/mol. Por meio da reação $Cu_2S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Cu_{(s)} + SO_{2(g)}$, é possível obtê-lo na forma metálica.

A quantidade de matéria de cobre metálico produzida a partir de uma tonelada de calcocita com 7,95% (m/m) de pureza é

A) $1,0 \times 10^3$ mol.

B) $5,0 \times 10^{2}$ mol.

C) $1,0 \times 10^{0}$ mol.

D) $5,0 \times 10^{-1}$ mol.

E) $4,0 \times 10^{-3}$ mol.

14. (Unicastelo SP/2013) Para economizar água, basta fechar a torneira. Por exemplo, escovar os dentes por cinco minutos com a torneira aberta gasta, em média, 12 litros de água, enquanto que molhar a escova, fechar a torneira e bochechar com um copo d'água, gastam 0,3 L. Considerando que a densidade da água é 1 $g.mL^{-1}$ e a constante de Avogadro $6,0 \times 10^{23}$ mol^{-1}, a economia, em número de moléculas de água, H_2O, demonstrada é de, aproximadamente,

A) 1×10^{26}.

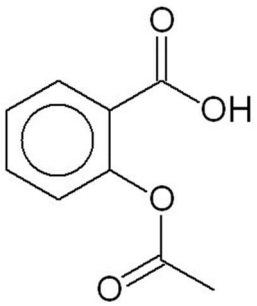
B) 2×10^{26}.

C) 4×10^{26}.

D) 8×10^{26}.

E) 1×10^{27}.

15. (ENEM - 2009) O ácido acetilsalicílico (AAS) é uma substância utilizada como fármaco analgésico no alívio das dores de cabeça. A figura abaixo é a representação estrutural da molécula do AAS.



Considerando-se essa representação, é correto afirmar que a fórmula molecular do AAS é

A) $C_7O_2H_3COOH$.

B) $C_7O_2H_7COOH$.

C) $C_8O_2H_3COOH$.

D) $C_8O_2H_7COOH$.

E) $C_8O_2H_{16}COOH$.

16. (CESMAC 2018/2) Um recente estudo aponta que refrigerantes do tipo cola aumentam o risco de osteoporose. Segundo o estudo, o risco está vinculado à presença do ácido fosfórico na formulação do refrigerante. Uma das formas de obtenção do ácido fosfórico ocorre de acordo com a reação não balanceada abaixo:

$$w\ Ca_3(PO_4)_{2(aq)} + x\ H_2SO_{4(aq)} \rightarrow y\ H_3PO_{4(aq)} + z\ Ca(SO_4)_{(aq)}$$

Se utilizarmos 50 g de $Ca_3(PO_4)_2$ e ácido sulfúrico em excesso, quantos gramas de ácido fosfórico podem ser obtidos através dessa reação?

Dados: massas moleculares em $g.mol^{-1}$: $Ca_3(PO_4)_2 = 310$; $H_3PO_4 = 98$.

A) 31 g

B) 62 g

C) 16 g

D) 8 g

E) 124 g

17. (AOCP - 2018). A ideia fundamental para o correto balanceamento de uma equação química de oxirredução é tornar o número de elétrons cedidos igual ao de elétrons recebidos na reação. Considere a reação de oxirredução entre o permanganato de potássio e o ácido clorídrico:

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

A soma dos menores números inteiros que fazem o correto balanceamento dessa reação é igual a

a) 35.

b) 34.

c) 33.

d) 32.

e) 31.

18. (ENEM - 2016) A minimização do tempo e custo de uma reação química, bem como o aumento na sua taxa de conversão, caracterizam a eficiência de um processo químico. Como consequência, produtos podem chegar ao consumidor mais baratos. Um dos parâmetros que mede a eficiência de uma reação química é o seu rendimento molar (R, em %) definido como

$$R = \frac{n_{produto}}{n_{reagente\ limitante}} \times 100$$

em que n corresponde ao número de mols. O metanol pode ser obtido pela reação entre brometo de metila e hidróxido de sódio, conforme a equação química:

$$CH_3Br + NaOH \longrightarrow CH_3OH + NaBr$$

As massas molares (em g/mol) desses elementos são: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Br = 80.

O rendimento molar da reação, em que 32 g de metanol foram obtidos a partir de 142,5 g de brometo de metila e 80 g de hidróxido de sódio, é mais próximo de

A) 22%.

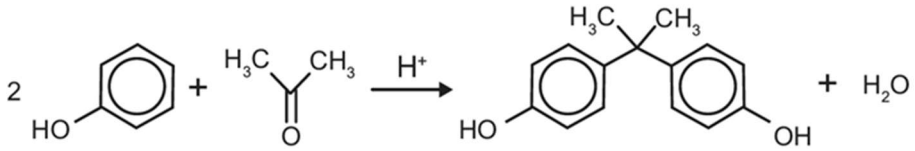
B) 40%.

C) 50%.

D) 67%.

E) 75%.

19. (ENEM 2014 – PPL) O bisfenol-A é um composto que serve de matéria-prima para a fabricação de polímeros utilizados em embalagens plásticas de alimentos, em mamadeiras e no revestimento interno de latas. Esse composto está sendo banido em diversos países, incluindo o Brasil, principalmente por ser um mimetizador de estrógenos (hormônios) que, atuando como tal no organismo, pode causar infertilidade na vida adulta. O bisfenol-A (massa molar igual a 228 g/mol) é preparado pela condensação da propanona (massa molar igual a 58 g/mol) com fenol (massa molar igual a 94 g/mol), em meio ácido, conforme apresentado na equação química.



PASTORE, M. Anvisa proíbe mamadeiras com bisfenol-A no Brasil. **Folha de S. Paulo**, 15 set. 2011 (adaptado).

Considerando que, ao reagir 580 g de propanona com 3 760 g de fenol, obteve-se 1,14 kg de bisfenol-A, de acordo

com a reação descrita, o rendimento real do processo foi de

A) 0,025%.

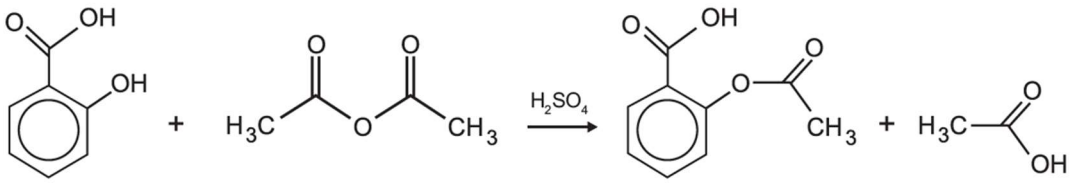
B) 0,05%.

C) 12,5%.

D) 25%.

E) 50%.

20. (ENEM 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Ácido salicílico **Anidrido acético** **Ácido acetilsalicílico** **Ácido acético**

Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório e antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

A) 293

B) 345

C) 414

D) 690

E) 828

21. (FMJ SP/2014) Considerando que a constante de Avogadro é igual 6×10^{23} mol^{-1}, calcula-se que o número de átomos de platina presente em cada miligrama desse metal é cerca de Dados: Pt =195 u

A) 6×10^{20}.

B) 1×10^{18}.

C) 1×10^{20}.

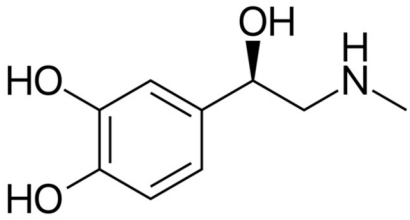
D) 6×10^{18}.

E) 3×10^{18}.

22. (UFPR 2017) 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 (g mol^{-1}): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16

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



A) 169

B) 174

C) 177

D) 183

E) 187

23. (ENEM PPL) As emissões de dióxido de carbono (CO_2) por veículos são dependentes da constituição de cada tipo de combustível. Sabe-se que é possível determinar a quantidade emitida de CO_2, a partir das massas molares do carbono e do oxigênio, iguais a 12 g/mol e 16 g/mol, respectivamente. Em uma viagem de férias, um indivíduo percorreu 600 km em um veículo que consome um litro de gasolina a cada 15 km de percurso.

Considerando que o conteúdo de carbono em um litro dessa gasolina é igual a 0,6 kg, a massa de CO_2 emitida pelo veículo no ambiente, durante a viagem de férias descrita, é igual a

A) 24 kg.

B) 33 kg.

C) 40 kg.

D) 88 kg.

E) 147 kg.

24. (ENEM 2017 – 2ª APLICAÇÃO) 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	$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Acetileno	26	$C_2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Etano	30	$C_2H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Propano	44	$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
Butano	58	$C_4H_{10}(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

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.

25. (UNISC 2012) Assinale a reação que pode ser classificada, simultaneamente, como de deslocamento e de oxi-redução.

A) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

B) $Zn + NiSO_4 \rightarrow Ni + ZnSO_4$

C) $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

D) $2\ Fe(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$

E) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl$

26. (ENEM 2015) Para proteger estruturas de aço da corrosão, a indústria utiliza uma técnica chamada galvanização. Um metal bastante utilizado nesse processo é o zinco, que pode ser obtido a partir de um minério denominado esfalerita (ZnS), de pureza 75%. Considere que a conversão do minério em zinco metálico tem rendimento de 80% nesta sequência de equações químicas:

$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$

$ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2$

Considere as massas molares: ZnS (97 g/mol); O_2 (32 g/mol); ZnO (81 g/mol); SO_2 (64 g/mol); CO (28 g/mol); CO_2 (44 g/mol); e Zn (65 g/mol).

Que valor mais próximo de massa de zinco metálico, em quilogramas, será produzido a partir de 100 kg de esfalerita?

A) 25

B) 33

C) 40

D) 50

E) 54

27. (ENEM 2014) O álcool comercial (solução de etanol) é vendido na concentração de 96%, em volume. Entretanto, para que possa ser utilizado como desinfetante, deve-se usar uma solução alcoólica na concentração de 70%, em volume. Suponha que um hospital recebeu como doação um lote de 1 000 litros de álcool comercial a 96%, em volume, e pretende trocá-lo por um lote de álcool desinfetante.

Para que a quantidade total de etanol seja a mesma nos dois lotes, o volume de álcool a 70% fornecido na troca deve ser mais próximo de

A) 1042 L.

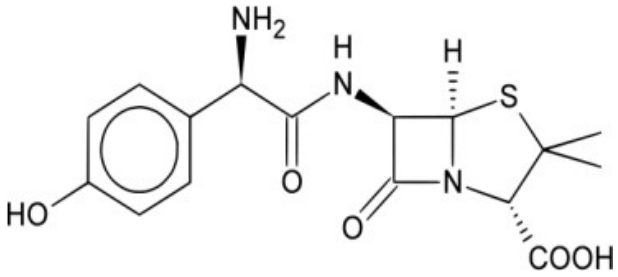
B) 1371 L.

C) 1428 L.

D) 1632 L.

E) 1700 L.

28. (Unifenas 2018) A amoxilina é um fármaco indicado no combate a várias infecções. Trata-se de um dos antibióticos mais receitados pela medicina no Brasil. Isso porque os seus resultados são bem positivos, rápidos e causam poucos efeitos colaterais. Sua fórmula estrutural é dada a seguir.



Suponha que a dosagem da amoxilina seja de 2.10^{-7} mol/kg/dia. Considerando que uma pessoa que pesa 60 quilogramas recebe esse fármaco em três doses iguais por dia, que massa em miligramas, de amoxilina deve estar presente em cada dose ministrada ao paciente? Dados: Massas molares C=12g/mol, N=14g/mol, O=16g/mol, H=1g/mol, S=32g/mol.

A) 4,38.

B) 0,01.

C) 2,34.

D) 1,46.

E) 3,15.

29. (ENEM 2015 - PPL) O cobre presente nos fios elétricos e instrumentos musicais é obtido a partir da ustulação do minério calcosita (Cu_2S). Durante esse processo, ocorre o aquecimento desse sulfeto na presença de oxigênio, de forma que o cobre fique "livre" e o enxofre se combine com o O_2 produzindo SO_2, conforme a equação química:

$$Cu_2S\ (s) + O_2\ (g) \xrightarrow{\Delta} 2\ Cu\ (l) + SO_2\ (g)$$

As massas molares dos elementos Cu e S são, respectivamente, iguais a 63,5 g/mol e 32 g/mol.

CANTO, E. L. **Minerais, minérios, metais**: de onde vem? para onde vão? São Paulo: Moderna, 1996 (adaptado).

Considerando que se queira obter 16 mols do metal em uma reação cujo rendimento é de 80%, a massa, em gramas, do minério necessária para obtenção do cobre é igual a:

A) 955.

B) 1018.

C) 1590.

D) 2035.

E) 3180.

30. (UPE 2018) Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?

$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$

Dados: C = 12g/mol; O = 16g/mol; Fe = 56g/mol

A) 175kg

B) 350kg

C) 297kg

D) 590kg

E) 147kg

31. (Unifenas 2019) O fosfato de sódio pode ser produzido pela reação entre soda cáustica e ácido fosfórico, segundo a equação não balanceada

$NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$

Considere a mistura de 10 mols de hidróxido de sódio com 2,5 mols de ácido fosfórico. Marque a alternativa que contenha a massa em gramas do reagente que sobrará após o término da reação, o reagente limitante e o número de mols do fosfato de sódio formado. Dados: Na=23g/mol O=16g/mol H=1g/mol P=31g/mol

A) 100g, NaOH e 410 mol.

B) 7,5g, NaOH e 164 mol.

C) 300g, H_3PO_4 e 2,5 mol.

D) 100g, H_3PO_4 e 2,5 mol.

E) 300g, NaOH e 7,5 mol.

32. (ENEM 2014 – 1ª Aplicação) Grandes fontes de emissão do gás dióxido de enxofre são as indústrias de extração de cobre e níquel, em decorrência da oxidação dos minérios sulfurados. Para evitar a liberação desses óxidos na atmosfera e a consequente formação da chuva ácida, o gás pode ser lavado, em um processo conhecido como dessulfurização, conforme mostrado na equação (1).

$CaCO_3\,(s) + SO_2\,(g) \rightarrow CaSO_3\,(s) + CO_2\,(g)$ (1)

Por sua vez, o sulfito de cálcio formado pode ser oxidado, com o auxílio do ar atmosférico, para a obtenção do sulfato de cálcio, como mostrado na equação (2). Essa etapa é de grande interesse porque o produto da reação, popularmente conhecido como gesso, é utilizado para fins agrícolas.

$2\,CaSO_3\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,CaSO_4\,(s)$ (2)

As massas molares dos elementos carbono, oxigênio, enxofre e cálcio são iguais a 12 g/mol, 16 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

BAIRD, C. Química ambiental. Porto Alegre: Bookman, 2002 (adaptado).

Considerando um rendimento de 90% no processo, a massa de gesso obtida, em gramas, por mol de gás retido é mais próxima de

A) 64.

B) 108.

C) 122.

D) 136.

E) 245.

33. (ENEM 2013) A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.

LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. São Paulo: Edgard Blucher, 1999 (adaptado).

Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de

A) 28.

B) 75.

C) 175.

D) 275.

E) 303.

34. (UNESP 2018/2) O cloreto de cobalto(II) anidro, $CoCl_2$, é um sal de cor azul, que pode ser utilizado como indicador de umidade, pois torna-se rosa em presença de água. Obtém-se esse sal pelo aquecimento do cloreto de cobalto(II) hexa-hidratado, $CoCl_2.6H_2O$, de cor rosa, com liberação de vapor de água.

$$\text{sal hexa-hidratado (rosa)} \xrightarrow{\text{aquecimento}} \text{sal anidro (azul)} + \text{vapor de água}$$

A massa de sal anidro obtida pela desidratação completa de 0,1 mol de sal hidratado é, aproximadamente

A) 11 g.

B) 13 g.

C) 24 g.

D) 130 g.

E) 240 g.

35. (UFRR 2018) Sabendo que o CO_2 é um dos produtos da reação de combustão de compostos orgânicos, o número de moléculas de CO_2 produzidas quando da combustão de 116g de butano (C_4H_{10}) é aproximadamente:

A) $4,8 \times 10^{24}$

B) $1,2 \times 10^{24}$

C) $3,6 \times 10^{24}$

D) $2,4 \times 10^{24}$

E) $9,6 \times 10^{24}$

36. (UERJ 2017/2) Durante a Segunda Guerra Mundial, um cientista dissolveu duas medalhas de ouro para evitar que fossem confiscadas pelo exército nazista. Posteriormente, o ouro foi recuperado e as medalhas novamente confeccionadas.

As equações balanceadas a seguir representam os processos de dissolução e de recuperação das medalhas.

Dissolução

$Au\ (s) + 3\ HNO_3\ (aq) + 4\ HCl\ (aq) \rightarrow HAuCl_4\ (aq) + 3\ H_2O\ (l) + 3\ NO_2\ (g)$

Recuperação

$3\ NaHSO_3\ (aq) + 2\ HAuCl_4\ (aq) + 3\ H_2O\ (l) \rightarrow 3\ NaHSO_4\ (aq) + 8\ HCl\ (aq) + 2\ Au\ (s)$

Admita que foram consumidos 252 g de HNO_3 para a completa dissolução das medalhas.

Nesse caso, a massa, de $NaHSO_3$, em gramas, necessária para a recuperação de todo o ouro corresponde a:

A) 104

B) 126

C) 208

D) 252

37. (UFRR 2017) O produto vendido comercialmente como água sanitária, muito utilizado devido as suas propriedades bactericida e alvejante, é uma solução de 2 – 2,5 % de hipoclorito de sódio. Este pode ser produzido fazendo-se reagir gás cloro com hidróxido de sódio: $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$.

Ao misturar 150 kg de cloro com 160 kg de hidróxido de sódio, a massa de hipoclorito de sódio obtida após a reação será de

A) 157 kg;

B) 149 kg;

C) 75 kg;

D) 79 kg;

E) 153 kg.

7 – GABARITO

GABARITO

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

20	D
21	E
22	D
23	D
24	E
25	B
26	C
27	B
28	D
29	C
30	C
31	D
32	C
33	D
34	B
35	A
36	C
37	B

ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE:
PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.

1.

Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.

2.

Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).

3.

Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).

4.

Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).

5.

Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).

6.

Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).

7.

Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.

8.

O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.

Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.