Estratégia CONCURSOS

Aul

Química p/ SEEDUC-RJ (Professor de Química) Em PDF - 2019

Professor: Diego Souza, Equipe Diego Souza

1 – Teoria Atômico-Molecular 4
1.1 – Massa atômica 5
1.2 – Massa atômica da tabela periódica 5
1.3 – Massa molecular 8
1.4 – As Leis de Lavoisier e de Proust e a Teoria de Dalton 8
1.5 – Massa molar de átomos e moléculas 11
1.6 – Densidade e concentração 17
1.7 – Estequiometria 19
2 – Ligações químicas, eletronegatividade e polaridade 26
2.1 – Teoria do octeto 26
2.2 – Ligações químicas: Iônicas e covalentes 28
2.3 – Eletronegatividade 30
3 – LISTA DE EXERCÍCIOS COMENTADOS 37
4 – LISTA DE QUESTÕES DA AULA 55
5 – PRINCIPAIS PONTOS DA AULA 69
6 – GABARITO 75

Olá, futuros Professoras e Professores

É com enorme alegria e entusiasmo que damos início ao nosso **"Curso de Química p/ Professor de Química da SEEDUC-RJ"**. O concurso da Secretaria de Estado de Educação do Rio de Janeiro (SEEDUC-RJ), já anunciado, será uma excelente oportunidade, pois existe a previsão da abertura de 1720 vagas para professores de diferentes áreas.

Antes de descrever as características do nosso curso, gostaria de me apresentar. Meu nome é **Diego Souza**. Sou Professor de Química do Estratégia, Perito Criminal da Polícia Civil do Distrito Federal (PCDF) e doutorando em Química. Fui aprovado em concursos na área administrativa e nos seguintes concursos na área de química: Técnico em Química da EMBRAPA (2º colocado), Analista Químico da EMBRAPA (1º), Especialista em Recursos Minerais/Química da ANM (1º) e Perito Criminal/Química da PCDF (2º).

Vamos falar rapidamente sobre a sua preparação e de como nosso curso poderá ser determinante nessa etapa pós edital até o dia da prova. **A disponibilidade e a escolha dos materiais são fatores limitantes na preparação para esse tipo de concurso**. Os conteúdos cobrados são de

diversas áreas da química. As informações relevantes para sua aprovação estão espalhadas em dezenas de livros e em artigos científicos. Algumas literaturas apresentam aprofundamentos teóricos demasiados em temas que são cobrados apenas de maneira aplicada.

Nosso curso supera essas dificuldades e foi concebido para ser seu ÚNICO MATERIAL DE ESTUDO. Contempla todos os temas da química cobrados no último edital da SEEDUC-RJ. Durante as aulas, não trago informações a mais e nem a menos do que o necessário, focalizando seu tempo de estudo e sua energia naquilo que é estritamente necessário. Apresento esquemas, tabelas e resumos que abreviam o seu tempo de aprendizagem e, principalmente, de REVISÃO. Tudo isso para POTENCIALIZAR SEU APRENDIZADO e POTENCIALIZAR SUAS CHANCES DE APROVAÇÃO.

O nosso curso consistirá de:

a) **Curso escrito (em PDF) composto por 15 aulas**, além dessa aula demonstrativa, nas quais abordarei a teoria e as aplicações de cada tema abordado, além de cerca de 450 resoluções de questões comentadas;
b) **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.

Atenção! Este curso é completo em PDF. Algumas vídeo-aulas poderão ser disponibilizadas como complemento no período de vigência do curso, sempre que for possível gravá-las, pois o foco principal será a entrega das aulas em PDF conforme cronograma.

As 15 aulas do nosso curso, inclusa esta aula demonstrativa, seguirá o cronograma abaixo:

Aulas	Conteúdo	Data de entrega
Aula 00 (demo)	**Química geral e inorgânica (parte 01):** massa atômica e tabela periódica; massa molecular; as leis de Lavoisier e de Proust e a teoria de Dalton; massa molar; densidade e concentração; estequiometria; ligações químicas (iônicas e covalentes); eletronegatividade; e polaridade das ligações.	04/01/2019
Aula 01	**Química geral e inorgânica (parte 02):** teorias ácido-base; e funções da química inorgânica: classificação, nomenclatura e reações.	09/01/2019
Aula 02	**Equilíbrios químicos (parte 01):** constante de equilíbrio e a reversibilidade das reações; deslocamento de equilíbrio; equilíbrio e termodinâmica; diferentes constantes de equilíbrio; tratamento sistemático do equilíbrio; e soluções tampão.	14/01/2019
Aula 03	**Equilíbrios químicos (parte 02):** ácidos e bases dipróticos; identificação da espécie principal e análise volumétrica.	20/01/2019
Aula 04	**Termodinâmica química (parte 01):** primeira lei da termodinâmica, termoquímica, segunda lei da termodinâmica, terceira lei da termodinâmica (potencial químico e equilíbrio químico).	28/01/2019

Aula 05	**Termodinâmica química (parte 02) e gases:** espontaneidade das reações, ciclo de Carnot, gases ideais e reais.	04/02/2019
Aula 06	**Cinética química:** velocidade de reação, ordem de reação, determinando a ordem de reação; reação de primeira e segunda ordem; equação de Arrhenius; teoria das colisões; fatores que influenciam na velocidade de reação; e mecanismo de reações.	10/02/2019
Aula 07	**Reações de óxido-redução e eletroquímica:** balanceamento oxirredução; células galvânicas e eletrolíticas; corrosão eletroquímica; equilíbrio de oxirredução; conceitos de potencial de eletrodo; células galvânicas e eletrolíticas; e equação de Nernst.	19/02/2019
Aula 08	**Química Geral e Inorgânica (parte 03):** estrutura atômica, tabela periódica e química dos elementos, íons; moléculas; substâncias químicas; misturas e combinações: separação de misturas;	24/03/2019
Aula 09	**Química geral e inorgânica (parte 04):** Compostos de coordenação ou complexos de metais de transição.	03/04/2019
Aula 10	**Química orgânica (parte 01):** propriedades fundamentais do átomo de carbono, hibridação, estados de oxidação de carbono, ligações σ e π, geometria molécular, classificação do átomo de carbono na cadeia carbônica e propriedades físicas e químicas dos compostos orgânicos	13/04/2019
Aula 11	**Química orgânica (parte 02):** aromaticidade, estereoquímica e isomerias plana e espacial	23/04/2019
Aula 12	**Química orgânica (parte 03):** acidez, basicidade, hidrofilia e hidrofobia, nucleofilicidade e eletrofilicidade	03/05/2019
Aula 13	**Química orgânica (parte 04):** reações de adição, substituição, eliminação, oxidação e de redução	13/05/2019
Aula 14	**Química nuclear:** Transformações nucleares. Conceitos fundamentais da radioatividade. Reações de fissão e fusão nuclear. Desintegração radioativa e radioisótopos.	01/06/2019

Vale lembrar que, diferentemente do que acontece com matérias do conhecimento básico (português, raciocínio lógico, direito administrativo, direito constitucional, etc), em química, não temos uma vasta disponibilidade de provas e questões. **Por isso, recorro a exercícios de concursos de bancas diversas**, selecionando sempre aqueles mais pertinentes para fixação do seu aprendizado. Para tanto, incluiremos um ou outro exercício mais antigo cuja pertinência e aderência ao tema da aula justifiquem sua inclusão no material. Beleza?!

Por fim, siga-me no instagram e facebook e terá acesso a novidades, mapas mentais e dicas sobre **química para concursos**. Sem mais demora, vamos iniciar nosso conteúdo 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 – TEORIA ATÔMICO-MOLECULAR

É necessário que façamos uma breve explicação sobre esta aula. Desse modo, os tópicos abordados servirão de alicerce para todas as outras aulas. Muitas vezes a Teoria Atômico-Molecular, que é um tópico da Química Geral, é cobrada em conjunto com outros assuntos tais como equilíbrio químico da Química Analítica, estudos cinéticos da Físico-Química e reações de complexação da Química Inorgânica.

Além disso, alguns conceitos apresentados hoje permeiam vários ramos da química e, por esse motivo eles não serão esgotados nessa aula. Por exemplo, o estudo da ligação química, englobando eletronegatividade e polaridade, será introduzido hoje, mas voltaremos a falar desse assunto nas aulas sobre compostos orgânicos, Teoria da Ligação de Valência (TLV) e Teoria do Orbital Molecular (TOM). Portanto, não se preocupe caso sinta falta de algum assunto ou tipo de exercício. Nesses casos, a discussão de determinado conceito será mais oportuna e efetiva para seu aprendizado em outro momento do curso, quando você já estiver com uma boa bagagem.

Prepare-se! Teremos uma aula recheada de questões, porque a melhor maneira de solidificar o conteúdo estudado é resolvendo vários exercícios.

Vamos lá?! Na indústria, na agricultura, na pesquisa científica, no tratamento de água e em outros campos, nos quais são utilizados produtos químicos, é necessário **calcular as quantidades dos diferentes insumos** que são equacionados por meio de reações químicas. A adição de um produto químico a um meio pode ter diferentes objetivos: precipitar um dado contaminante presente na água; aumentar a produtividade agrícola; identificar a presença de outra substância por meio da formação de uma coloração, dentre outros.

A Teoria Atômico-Molecular é um conjunto de Leis e postulados utilizados nos cálculos estequiométricos. Nesses cálculos, as quantidades são expressas em massa, número de íons, átomos e/ou moléculas e número de mols. Vamos ao primeiro tópico da teoria.

> Não se preocupe em decorar conceitos. O mais importante é saber aplicá-los. Para facilitar, nesta aula, caso seja necessário memorizar alguma informação, direi isso expressamente e de maneira destacada.

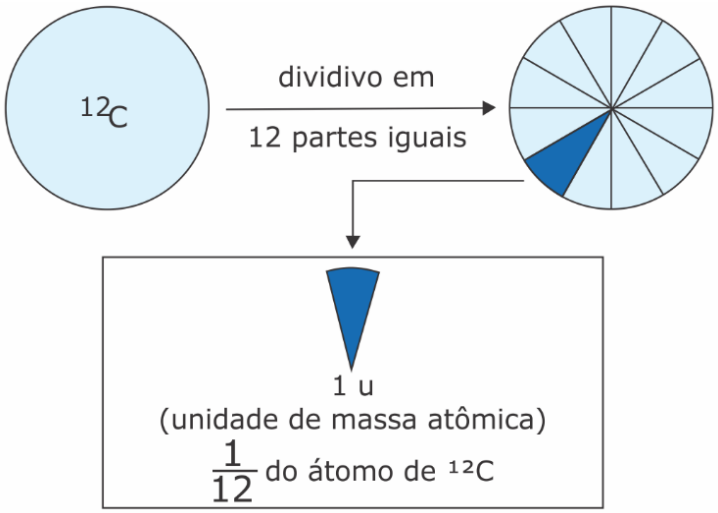
1.1 – MASSA ATÔMICA

Como podemos presumir pelo nome, **massa atômica** é a massa de um átomo. Esse tipo de massa corresponde à **soma das massas individuais das partículas que compõe um átomo**, as quais são basicamente **prótons** e **nêutrons**, presentes no núcleo, e **elétrons**, presentes na eletrosfera do átomo. A massa do próton ou do nêutron é cerca de 1836 vezes a massa do elétron, por isso vamos considerar (aproximar) **a massa atômica (A) como sendo a soma dos prótons (Z) e nêutrons (N)**.

$$A = Z + N$$

Os átomos são invisíveis a olho nu e possuem uma massa muito pequena, o que nos impede de pesá-los individualmente. A alternativa encontrada foi convencionar uma unidade medida relativa, ou seja, determinar a massa de um átomo em relação a outro átomo que teve sua massa previamente convencionada como padrão.

Na prática, adotou-se a massa atômica do isótopo 12 do Carbono (^{12}C) como padrão e convencionou-se que essa massa seria exatamente 12,0 unidades de massa atômica. Isso significa que **1 unidade de massa atômica (1 u) corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C**. A figura abaixo ilustra essas relações.



A unidade de massa atômica corresponde a $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g que é a massa aproximada de um próton ou de um nêutron. A partir da convenção, a unidade "u" passou a ser utilizada para todos os outros elementos. Por exemplo, a massa atômica do Oxigênio é aproximadamente 16u, sendo mais pesada que o átomo de Carbono que tem massa 12u. Podemos dizer ainda que o Oxigênio pesa 16 vezes, $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C.

1.2 – MASSA ATÔMICA DA TABELA PERIÓDICA

Na tabela periódica, repare que a massa atômica tabelada geralmente não é um número exato em unidades de massa atômica (u). Tomemos como exemplo o elemento Carbono, cuja massa atômica é 12,01u. Esse **valor de massa atômica tabelado corresponde à média**

ponderada 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**. A abundância do isótopo 12 do carbono é de aproximadamente 99%, enquanto a do isótopo 13 é de apenas 1%, calculando a média ponderada como segue, obtém- se a massa atômica de 12,01u apresentada na tabela.

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

Quase todos os outros elementos possuem isótopos, e suas massas tabeladas também são calculadas pela média ponderada da massa de seus isótopos.

1. (VUNESP - Perito Criminal da PCSP - 2014) Considere as seguintes representações para átomos:

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

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.

Resolução: 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.

Gabarito: letra B

2. (FGV - Perito Criminal da PCMA - 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

Resolução: 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.

Gabarito: letra E

1.3 – MASSA MOLECULAR

Os átomos podem se ligar formando moléculas. A **massa molecular** (MM) é a soma das massas atômicas (A) dos átomos que a constituem. Veja como calcular a MM:

O_2(oxigênio): $MM = A_O + A_O = 2 \times (A_O) = 15{,}999u + 15{,}999u \cong 32u$

H_2O (água): $MM = 2 \times (A_H) + A_O \cong 2 \times 1{,}0u + 16{,}0u \cong 18u$

$C_6H_{12}O_6$ (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. Entretanto, em muitas literaturas e exercícios de concursos, por conveniência, acaba-se utilizando somente o termo massa molecular para moléculas e compostos iônicos.

1.4 – AS LEIS DE LAVOISIER E DE PROUST E A TEORIA DE DALTON

Com base em estudos e leis científicas passadas, Dalton, em 1808, elaborou sua hipótese que é resumida nos seguintes postulados:

- *Os elementos químicos consistem em partículas de matéria, ou átomos, que não se subdividem e que preservam sua individualidade nas transformações químicas.*
- *Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e, em particular, têm a mesma massa, caracterizando-se cada elemento pela massa de seu átomo.*
- *Os compostos químicos são formados pela união de átomos de diferentes elementos em proporções numéricas simples e determinadas, por exemplo, 1:1, 1:2, 2:3.*

Nada de se desesperar e decorar postulados. Perceba que o primeiro postulado apenas propõe o conceito de átomo como uma unidade indivisível da matéria. Sabemos hoje que o átomo é divisível e que existem partículas menores (subatômicas) como os prótons, nêutrons e elétrons. Mesmo assim, a noção de átomo associada à ideia de individualidade ainda é útil nos dias atuais. O segundo postulado aborda a massa atômica (A) como propriedade que caracteriza ou individualiza cada elemento da tabela periódica. Finalmente, o terceiro postulado apresenta a formação de moléculas a partir da união de átomos.

Continuemos! A proposição dos postulados de Dalton visava explicar as leis de Lavoisier e de Proust.

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

Para melhor entendimento dessa lei, lembre-se que uma reação química consiste em um rearranjo dos átomos originais e que nada é perdido, mas sim transformado. Veja dois exemplos que ilustram a Lei da Conservação das Massas:

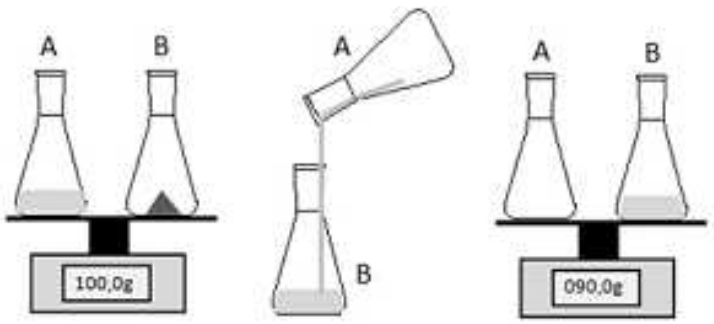
- 10g de A reagindo completamente com 20g de B produz 30g do composto AB, por meio da reação A + B → AB. A massa do produto corresponde à soma da massa dos reagentes.
- HCl + NaOH → NaCl + H_2O (Reação de neutralização entre ácido e base fortes). Nessa reação, ocorre apenas um rearranjo dos átomos.

A **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. 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.

Alguns desses conceitos basilares da química raramente são cobrados isoladamente em provas de concurso, quase sempre estão associados a outros conteúdos que ainda estudaremos nas próximas aulas. Por isso, precisamos recorrer a exercícios de concursos para outros cargos, mas que também exigiam formação superior em química. Beleza?

HORA DE praticar!

3. (CESPE - Professor Pleno I - Química - 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.

Resolução: 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 a soma das massas dos reagentes. ***Então, por que a massa se alterou após a reação?***

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 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**. 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 para 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, 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.

Gabarito: letra B

4. (CESGRANRIO - Analista de Comercialização e Logística Júnior - Petrobrás - 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.

Resolução: 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.

Gabarito: letra B

1.5 – MASSA MOLAR DE ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Se por um lado os átomos são tão ínfimos que suas massas são medidas em unidade de massa atômica (u), por outro lado, os processos que envolvem a manipulação de compostos químicos utilizam massas macroscópicas, medidas em gramas, quilogramas e, em alguns casos, toneladas. Dessa divergência surgiu a necessidade de agrupar um número de átomos ou número de moléculas em nova unidade de medida chamada **mol**.

Para tanto, determinou-se experimentalmente quantos átomos estavam presentes em 12g do isótopo 12 do carbono e o resultado foi denominado Número de Avogadro (NA):

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

Isso quer dizer que **em 12g do Carbono12 há 6,022.10²³ átomos que corresponde a 1 mol**. Esse raciocínio vale para qualquer átomo ou molécula, por exemplo: 16g do átomo oxigênio contém 6,022.10²³ **átomos** e corresponde a 1 mol de oxigênio, e em 18g de água (H_2O) existem 6,022.10²³ **moléculas** ou 1 mol. Desta forma, o **mol é uma unidade de medida muito utilizada na química, o qual corresponde a 6,022.10²³ de alguma coisa**. 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.

A massa correspondente a 1 mol de um dado átomo, molécula ou composto é denominada **massa molar (M)**. Lembra que calculamos a MM da glicose ($C_6H_{12}O_6$) 180,156u? Para obter sua MM, basta substituir a unidade "u" por "g.mol^{-1}", ou seja, 1 mol de glicose tem peso 180,156g. M é 12g para o átomo Carbono, enquanto que M é 18g para a molécula de água (H_2O). O **número de mols (n)** presentes, também conhecido como **quantidade de matéria**, em uma dada **massa (m)**, pode ser calculado por meio da seguinte relação:

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

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
X_____100,0g

Em seguida, multiplica-se cruzado e isola o X, obtendo como resultado 2,27mol.

A relação entre o mol e volume é particularmente importante para situações em que a matéria se encontra no estado gasoso. É possível determinar o volume ou espaço ocupado a partir do número de mols, pois **1 mol de qualquer gás (substância gasosa) sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L** nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) – 0°C e 1 atm. Esse volume fixo é denominado **volume molar**.

ATENÇÃO
DECORE!

1 mol de qualquer gás sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L.

Um ponto duvidoso:

Qual a temperatura das CNTP, 0°C (273K) ou 25°C (298K)?

Decidi escrever esse quadro destacado, após receber uma dúvida de uma aluna. A IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), importante organismo internacional de normatização, define 0°C (273K) como a temperatura nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP). Entretanto, há divergências em literaturas na área. Atkins (2012), no livro Princípios de Química, por exemplo, considera que, nas CNTP, a temperatura corresponde a 25°C (298K).

O que realmente interessa para nós: qual temperatura devemos utilizar em provas de concursos públicos?

Na grande maioria dos exercícios que encontrei, a banca examinadora considerou 0ºC (273K) como temperatura nas CNTP, deixando, em alguns casos, isso expresso no texto como segue:

(CESPE – Técnico de Laboratório/Química - FUB - 2008) A partir das informações apresentadas, considerando que a constante universal dos gases é igual a 0,082 $atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$ e que as condições normais de temperatura e pressão (CNTP) correspondem à temperatura de 0 °C e à pressão de 1 atm, julgue os itens subsequentes.

(CESGRANRIO – Técnico em Regulação de Petróleo e Derivados - ANP - 2016) Dados CNTP: 1 atm e 273 K e R = 0,082 atm L mol^{-1} K^{-1}.

Assim, diante do exposto e analisado, sugiro que utilizem 0°C (273K) como sendo a temperatura nas CNTP. Ok?!

Havendo provas anteriores da banca organizadora que realizará o seu concurso, busque nelas exercícios em que são utilizadas as CNTP, aplique as duas temperaturas e veja com qual delas se obtém a resposta correta.

Hoje sabemos que, na prática, há desvios da idealidade e esse volume de 22,4L varia um pouco de acordo com a substância gasosa. Estudaremos melhor esses desvios na aula sobre gases ideias e reais, por enquanto, vamos admitir a relação entre 1 mol de gás e o volume 22,4L

como sendo válida. Em temperatura e/ou pressão diferentes da CNTP, devemos utilizar a **equação dos gases ideais:**

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

Passando n para o lado esquerdo da equação, podemos substituir $\frac{V}{n}$ por V_m (**volume molar**), obtendo a seguinte equação:

$$P \cdot V_m = R \cdot T$$

em que P é a pressão, T é a temperatura e R é a constante dos gases ideias igual a 0,082 atm.L.K^{-1}.mol^{-1}. Utilizando essa equação, podemos calcular o volume molar de um gás a partir dos valores de P e T.

5. (FDRH - Perito Criminal do IGP/RS - 2008) Quando se misturam 3,2 g de oxigênio e 2,8 g de nitrogênio gasosos em um recipiente de 1 litro, a 27 °C obtém-se uma mistura gasosa ideal. Levando isso em conta, é INCORRETO afirmar que a:

a) mistura obtida é equimolar;

b) pressão parcial do oxigênio na mistura é de 2,46 atm;

c) densidade da mistura é de 6,0 g L^{-1};

d) pressão total da mistura é de 6 atm;

e) massa molar média da mistura é de 30 g mol^{-1}.

Resolução:

ALTERNATIVA A: Para verificarmos se a mistura é equimolar (mesmo número de mols para os diferentes componentes: O_2 e N_2) devemos transformar as massas (m), fornecidas no enunciado, em número de mols (n) como segue:

Para O_2, MM=32g.mol^{-1}:

$$n = \frac{m}{MM} = \frac{3,2g}{32g.mol^{-1}} = 0,1mol$$

Para N_2, MM=28g.mol^{-1}:

$$n = \frac{m}{MM} = \frac{2,8g}{28g.mol^{-1}} = 0,1mol$$

Como se vê, o n de O_2 e N_2 são iguais, portanto, a alternativa A está correta *(a transformação da massa em número de mols também pode ser realizada por regra de três simples).*

ALTERNATIVA B: a pressão de cada gás dentro do recipiente pode ser calculada separadamente, de tal forma, que a pressão total é a soma das pressões parciais de cada gás. Devemos aplicar a equação dos gases ideais aos dados do exercício como segue:

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

$$P \cdot 1L = (0{,}1mol) \cdot (0{,}082atm.L.K.^{-1}.mol^{-1}) \cdot (27+273)K$$

$$P = 2{,}46atm$$

Alternativa correta. Esse exercício não forneceu a constante dos gases reais (*R*), exigindo a sua memorização. Isso não é muito comum, geralmente a banca fornece essa constante. Além disso, o candidato deveria transformar a temperatura em ºC para a escala K, utilizando a equação abaixo:

$$K = C + 273$$

ALTERNATIVA C: discutiremos melhor a densidade no próximo tópico. Por ora, você precisa saber que a densidade (d) é a relação entre a massa (m) e volume (V) de um dado corpo:

$$d = \frac{m}{V}$$

Aplicando os dados do exercício nessa fórmula, temos:

$$d = \frac{2{,}8g+3{,}2g}{1L} = 6g/L$$

Portanto, alternativa correta.

ALTERNATIVA D: **incorreta**. Como já vimos, a pressão de cada gás depende do número de mols (n). Por isso, já que o número de mols dos dois gases é igual, as suas pressões também serão iguais. Podemos utilizar a pressão já calculada na alternativa B e encontrar que P_{total} = 2,46atm+2,46atm = 4,92atm.

ALTERNATIVA E: correta. Podemos calcular a massa molar média como segue:

$$MM_{média} = \frac{MM_{O_2} n_{O_2} + MM_{N_2} n_{N_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} = 30g/mol$$

A massa molar média é uma média ponderada das substâncias presentes e pode ser aplicada também para misturas de gases mais complexas.

Gabarito: letra D

6. (Adaptado de FGV – Auxiliar de Perícia Médico-legal - PCMA - 2012) Trinitrato de glicerina (TNG), fórmula molecular $C_3H_5N_3O_9$, também denominado nitroglicerina, é o éster trinitrado do propanotriol (...) O TNG é um líquido oleoso, insolúvel em água e extremamente sensível, não apenas à temperatura, mas também ao choque mecânico, motivo pelo qual deve ser manuseado com extremo cuidado. Sua combustão ao ar está descrita abaixo:

$$4C_3H_5N_3O_9 + 4O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6N_2 + 5O_2 + 10H_2O$$

A combustão completa de 1 mol de TNG (Massa molecular=227g) produz um volume de gás carbônico nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) de:

a) 11,2L

b) 22,4L

c) 33,6L

d) 44,8L

e) 67,2L

Resolução: Devemos utilizar os coeficientes da equação para estruturar nossa regra de três e verificar quantos litros de CO_2 existem na combustão de 1 mol de TNG. Segundo a reação:

4 mols de TNG_____12 mols de CO_2

DICA: Um caminho seria completar a regra de três, utilizando 1 mol de TNG na linha de baixo e encontrando o número de mols produzidos de CO_2. Em seguida, seria necessário transformar esse número de mols de CO_2 em volume, utilizando a relação em que 1 mol de qualquer gás (substância gasosa) sempre apresenta o volume de 22,4 L nas CNTP. Entretanto, sugiro que substitua "12 mols de CO_2" por "12 . 22,4L de CO_2", pois, desta forma, o cálculo fica simplificado e você encontrará o resultado em apenas 1 regra de três.

Ao reescrevermos a relação acima, substituindo cada mol de CO_2 por 22,4L, temos:

4 mols de TNG_____12 . 22,4L de CO_2

1 mol de TNG_____x

x=67,2L de CO_2

Gabarito: letra E

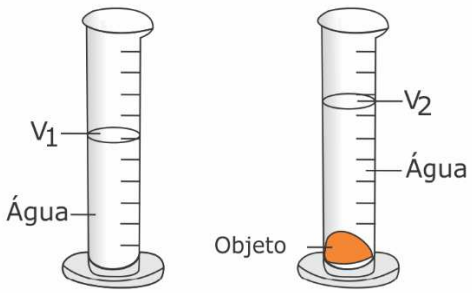
1.6 – DENSIDADE E CONCENTRAÇÃO

Dois conceitos muito úteis nos cálculos estequiométricos são **densidade** e **concentração**. Embora tenham alguma semelhança, são totalmente distinguíveis.

A densidade (d) é a relação entre a massa (m) e volume (V) de um dado corpo:

$$d = \frac{m}{V}$$

A unidade de densidade no SI (Sistema Internacional de Medida) é kg/m^3 ($kg.m^{-3}$). Outras unidades usuais são g/cm^3, g/mL, kg/dm^3 e kg/L. As duas primeiras e as duas últimas são equivalentes entre si, pois **1 cm^3 corresponde a 1mL e 1dm^3 corresponde a 1L (MEMORIZE ESSAS RELAÇÕES)**. Como se vê, a densidade pode ser medida para líquidos, sólidos e gás. Veja o exemplo na figura abaixo. Podemos medir o volume de uma pedra, inserindo-a em uma proveta graduada com um volume V_1 de água. Em seguida, o menisco subirá para um volume V_2, sendo o volume da pedra $V_2 - V_1$.



Volume do objeto = $V_2 - V_1$ [1]

A massa (m) da pedra pode ser pesada em uma balança analítica e a densidade obtida pela relação m/V. Agora que está claro a ideia de densidade, podemos falar de concentração sem o risco de confusão entre os dois conceitos.

A concentração é a relação entre a massa (m) de soluto e o volume total da solução (V), que depende principalmente da quantidade de solvente:

$$C = \frac{m}{V}$$

Ao fazer um suco de saquinho, você poderá seguir a orientação do rótulo e diluir o pó em 1L de água, mas há quem goste dele mais "forte", por isso utiliza apenas 0,5 L de água. Nessa situação, o pó é o **soluto** e a água é o **solvente**, os quais, quando misturados, resultam no suco que é a **solução**. Em 1L, seria obtida uma **solução diluída** e em 0,5L, uma **solução concentrada** de suco.

[1] *Adaptado de UEAP, apostila do curso LABORATÓRIO DE RESISTÊNCIA DE MATERIAIS.*

Existem diferentes tipos de concentração, que estão esquematizadas na Tabela abaixo. Todas elas são importantes para a resolução de variados exercícios que envolvem cálculos estequiométricos.

FIQUE ATENTO!	**Entenda os principais tipos de concentração**	
Tipo de concentração	**Fórmula**	**Unidades usuais**
Concentração comum (C): relação entre a massa (m) de soluto e o volume total da solução (V).	$C = \frac{m}{V}$	g/L, mg/L, µg/mL, µg/L.
Título (T) em massa: concentração massa/massa (m/m) em porcentagem ou quantas unidades de massa do soluto está presente em 100 unidades de massa da solução.	$T = \frac{m_{soluto}}{m_{solução}} \cdot 100 = \frac{m_{soluto}}{m_{soluto} + m_{solvente}} \cdot 100$	%, o T será adimensional caso não seja multiplicado por 100.
Título (T) em volume: concentração volume/volume (v/v) em porcentagem ou quantas unidades de volume do soluto está presente em 100 unidades de volume da solução.	$T = \frac{v_{soluto}}{v_{solução}} \cdot 100 = \frac{v_{soluto}}{v_{soluto} + v_{solvente}} \cdot 100$	%
Molaridade ou concentração molar (M): número de mols (n) (quantidade de matéria) do soluto presentes em 1L de solução.	$M = \frac{n}{V}$, já que $n = \frac{m}{MM}$ Podemos substituir a 2º eq. na 1º eq. e obter: $M = \frac{m}{MM \times V}$	mol/L que corresponde ao termo **molar (M)**, o qual está em desuso.
Fração molar (X): relação entre o número de mols do soluto ou do solvente e o número de mols totais. Por exemplo, se X para um dado soluto é 0,2, podemos dizer que 20% dos mols presentes são do soluto ou que 1 a cada 5 mols presentes são do soluto.	Considerando uma solução com apenas um soluto e um solvente, X para o soluto pode ser escrito como: $X = \frac{n_{soluto}}{n_{totais}} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solvente}}$ **Caso haja mais que dois constituintes presentes na solução, então:** $X = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + ... + n_3}$	É adimensional e varia entre 0,0 (substância ausente) até 1,0 (substância pura).

O Ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado possui densidade 1,84g/cm³ e massa molar 98g/moL. Caso quiséssemos preparar uma solução 1mol/L, em tese, bastaria pesar 98g, diluir em água e completar o volume para 1,0L, utilizando balão volumétrico. Entretanto, não é muito viável pesar o H_2SO_4 por ele ser um reagente no estado líquido a temperatura ambiente. O mais comum é medirmos o volume dos reagentes líquidos. Para o H_2SO_4, é recomendável a utilização de uma proveta (não é aconselhável a utilização de pipeta volumétrica, pois se trata de um líquido viscoso). Nesses casos devemos utilizar a densidade tabelada para converter a massa desejada em volume, como segue:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 1,84 g \times cm^{-3} = \frac{98g}{V} \rightarrow V = 53,3 mL$$

1.7 – ESTEQUIOMETRIA

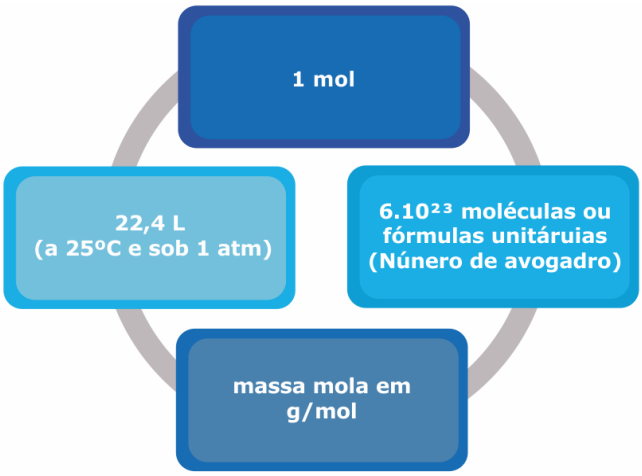
Os conceitos ensinados até aqui são tranquilos e não há dificuldades em aplicá-los separadamente. Provavelmente você já conhecia todos e fez, durante a leitura até aqui, apenas uma revisão. Conforme dito anteriormente, todas as relações estudadas na Teoria Atômico-Molecular são importantes para realizarmos 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. 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 na aula sobre reações de oxirredução.
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:



[2]

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

Conhecido ou fornecido:	1 mol	Contém: $6{,}022.10^{23}$ 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**	**$6{,}022.10^{23}$**	**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 na 1ª linha. O outro valor será o objetivo (resolução) do exercício. 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.			

Antes de colocarmos, efetivamente, a mão na massa, pontuo, na tabela abaixo, duas situações que, às vezes, geram uma pequena confusão entre os alunos.

[2] Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br. Acesso em 04 de dez. 2018.

<table>
<tr><td> </td><td>Duas particularidades que podem gerar dúvidas em exercícios de estequiometria. Entenda!</td></tr>
<tr><td>Aproximação para soluções aquosas diluídas</td><td>A concentração de soluções aquosas (em que o solvente é água) é normalmente medida em quantidade do soluto (g, mol) por volume (cm^3, mL, dm^3, L) de solução. No entanto, duas unidades de concentração massa/massa, que são pouco utilizadas, ainda são aplicadas para soluções aquosas: ppm (parte por milhão) e ppb (parte por bilhão).

Vamos entender melhor as unidades ppm e ppb:
Se misturarmos 1 mg de sal em 1kg de açúcar (arredondando a massa total para 1kg), temos:
1mg de sal em 1000g totais ou 1mg de sal em 1.000.000mg totais. Dizemos, então, que a concentração do sal é 1 ppm. Ou seja, uma parte de sal para 1 milhão de partes totais.

Por analogia, se tivéssemos 1µg para os mesmos 1kg de açúcar, a concentração seria de 1ppb.

Obs: Lembrando que 1 kg corresponde a 1000g; 1g corresponde a 1000mg (miligrama) e 1mg corresponde a 1000µg (micrograma).

Por que, então, se utiliza ppm e ppb para soluções aquosas se não é usual pesar água em laboratório?

Porque a densidade da água é 1g/cm^3 ou g/mL a 25ºC. Isso significa que 1 litro de água possui a massa de 1kg, ou 1mL pesa 1g. A adição do soluto à água modifica sua densidade. Entretanto, em soluções aquosas diluídas, essa modificação é insignificante, e é adequado aproximarmos a densidade da solução para densidade da água, 1g/cm^3. Logo, para uma solução de Na(sódio) 1mg/L, podemos reescrever da seguinte forma:

Na 1mg/L → Na 1mg/kg → Na 1ppm

Portanto, para soluções aquosas diluídas, temos que:
mg/L = ppm
µg/L = ppb</td></tr>
<tr><td>Quando usar regra de três inversa?</td><td>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 do NaCl, utilizando tabela periódica:
MM = 58,4 g/mol</td></tr>
</table>

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 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, 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!

7. (IADES - Perito Criminal da PCDF - 2016) Suponha que determinado corpo foi encontrado em um apartamento, e os peritos suspeitam que a morte do indivíduo tenha ocorrido por envenenamento. Um copo com 135,0mL de solução escura, aparentando ser refrigerante, foi encontrado na sala junto ao corpo. A solução foi levada ao laboratório e, quando periciada, descobriu-se que ela apresentava concentração de 0,047 M do composto orgânico aldicarbe ($C_7H_{14}N_2O_2S$), pesticida de elevada toxicidade, amplamente utilizado na agricultura. Considerando MM 190,27 $g.mol^{-1}$, e com base no exposto, assinale a alternativa que indica a massa do composto citado na solução encontrada.

a) 1,21 g

b) 2,11 g

c) 2,40 g

d) 3,40 g

e) 8,94 g

Resolução: vale lembrar que a unidade M, que está em desuso, em 0,047 M, corresponde a mol/L. Podemos encontrar o número total de mols presentes nos 135,0mL (0,135L) de solução escura, utilizando a equação da concentração molar, como segue:

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

$$0,047 mol.L^{-1} = \frac{n}{0,135L}$$

$$n = 0,006345 mol$$

Devemos agora transformar n em massa. Podemos fazer isso, por meio da fórmula do número de mols ou regra de três. Vamos utilizar fórmula desta vez, ok?!

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

$$0,006345 mol = \frac{m}{190,27\ g.mol^{-1}}$$

$$m = 1,21 g$$

Gabarito: letra A

8. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Da leitura do rótulo de um frasco de ácido nítrico concentrado comercial PA, são obtidas as seguintes informações:

Densidade = 1,4 g/mL

% em massa = 70

Massa molar = 63 g/mol

A partir dessas informações, calcula-se que a concentração em mol/L desse ácido concentrado é aproximadamente igual a:

a) 11,7.

b) 19,4.

c) 6,3.

d) 18,0.

e) 15,6.

Resolução: o exercício pede a concentração em mol/L, isto é, quantos mols de ácido nítrico estão presentes em 1L daquela solução. O primeiro passo é transformar 1L (1000mL) para massa em gramas, por meio da fórmula da densidade.

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 1{,}40g.mL^{-1} = \frac{m}{1000mL} \rightarrow m = 1400g$$

Você deve estar atento à informação de pureza nesse tipo de exercício. Das 1400g, apenas 70% é ácido nítrico (1400.0,7=980g). Para finalizar nossa resolução, devemos transformar 980g em número de mols.

1mol_____63g

x _____980g

x = 15,56mol que estão presentes em 1L.

Gabarito: letra E

9. (FUNCAB - Perito Criminal-Química da PCRO - 2014) Em uma indústria química, houve um derramamento acidental de H_2SO_4 (98g/mol), na concentração de 8mol/L, causando a dispersão de 200L desse ácido em um pequeno lago. Uma equipe de técnicos foi chamada para tentar minimizar os danos para o ecossistema. Essa equipe decidiu que a adição de bicarbonato de sódio $NaHCO_3$ (84g/mol) seria a melhor solução imediata para tentar recuperar o lago. A massa mínima de $NaHCO_3$, necessária para reagir (conforme equação química abaixo) com o ácido derramado, é:

$$1H_2SO_4 + 2NaHCO_3 \rightarrow 2H_2CO_3 + 1Na_2SO_4$$

a) 1600 kg

b) 268,8 kg

c) 156,8 kg

d) 134,4 kg

e) 16,8 kg

Resolução: inicialmente, se faz necessário encontrar o número de mols totais de H_2SO_4. Podemos fazer isso com base na equação abaixo:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow 8{,}0mol.L^{-1} = \frac{n}{200L} \rightarrow n = 1600mol$$

Em seguida, devemos estruturar a regra de três a partir da equação química como segue:

1mol de H_2SO_4 _____2 mols $NaHCO_3$

DICA: para agilizar os cálculos, substitua "2 mols $NaHCO_3$" por "2.(84g) $NaHCO_3$".

1mol de H_2SO_4 _____2.(84g) $NaHCO_3$

1600 mols de H_2SO_4 _____x

x = 268.800g

Dividindo por 1000, para transformar em kg, temos que a massa mínima necessária de $NaHCO_3$ é 268,8kg.

Gabarito: letra B

10. (FUNCAB - Perito Criminalístico/Eng. Química/Química Industrial/Química - SE - 2014) Em uma titulação de precipitação de 100 mL de NaCl 0,1M por uma solução de $AgNO_3$ 0,5 M serão gastos:

A) 50mL

B) 20mL

C) 10mL

D) 100mL

E) 250mL

Resolução: a primeira etapa é escrever a equação química balanceada:

$$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

Como todos os cátions e ânions envolvidos, nessa reação de dupla troca, são monovalentes (cargas +1 ou -1), então, todos os coeficientes são iguais a 1. Agora que já temos uma reação, devemos transformar o volume 100 mL (0,1L) de NaCl em número de mols para, em seguida, utilizarmos a estequiometria da reação para encontrar a quantidade de mols de $AgNO_3$ necessários.

Na equação química, temos que 1 mol de NaCl _____ 1 mol de $AgNO_3$

DICA: acredito que você já esteja familiarizado com a estruturação da regra de três e com as fórmulas que estudamos hoje. Podemos, assim, tornar nossos cálculos mais ágeis, substituindo número de mols (n) por (M.V), em que M é a concentração molar e V é o volume utilizado, diretamente na regra de três. Essa estratégia nos permitirá resolver o exercício com uma única regra de três. Veja como fica:

1 mol de NaCl _____ 1 mol de AgNO3

n_{NaCl} = $(0,1mol.L^{-1}).0,1L$ de NaCl_____ $(0,5mol.L^{-1})V_{AgNO3}$ de $AgNO_3$

V_{AgNO3} = 0,02L → 0,02.(1000mL) → **20mL**

Utilizar esse tipo de estratégia em cálculos estequiométricos diminui seu tempo de resolução do exercício. Essa economia de tempo pode ser muito importante em concursos que provas objetivas e discursivas são aplicadas em um mesmo período.

Gabarito: Letra B

2 – LIGAÇÕES QUÍMICAS, ELETRONEGATIVIDADE E POLARIDADE

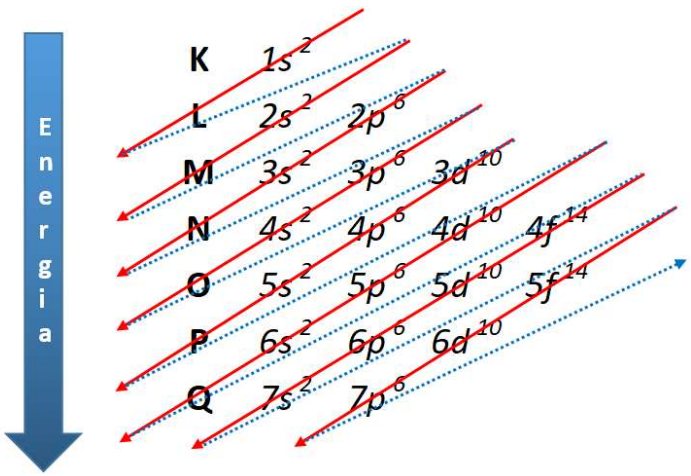
2.1 – TEORIA DO OCTETO

Iniciaremos agora o estudo das ligações químicas para entendermos melhor como os átomos interagem para formar, por exemplo, moléculas e compostos iônicos. Como havia dito no início desta aula, ligação química não é um conteúdo que será esgotado apenas nessa aula, mas sim introduzido e abordado de maneira mais geral. Voltaremos a falar do assunto de maneira mais específica e direcionada nas aulas sobre compostos orgânicos, Teoria da Ligação de Valência (TLV) e Teoria do Orbital Molecular (TOM).

Em 1916, Lewis e Kössel observaram que os gases nobres, grupo 18 da tabela periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), apresentavam uma alta estabilidade atômica por si só, ou seja, não se ligavam a outros átomos para formar ligações. Essa maior estabilidade foi associada à presença de 8 elétrons na camada de valência (camada mais externa). A partir dessa associação, eles propuseram que os outros átomos se ligam para adquirir configuração de gás nobre, passando a apresentar 8 elétrons na camada mais externa, de modo a adquirir mais estabilidade. A lógica é bem simples, se o átomo possui 7 elétrons na última camada, por exemplo, então participará de uma ligação em que adquira mais 1 elétron. Apenas o gás nobre He (hélio) possui apenas 2 elétrons na camada de valência, por possuir apenas a camada eletrônica K, que apresenta somente um subnível s que comporta 2 elétrons. O hidrogênio, que é do mesmo período que o He, atinge a estabilidade com 2 elétrons segundo a Teoria do Octeto.

Embora tenha sido útil para explicar alguns fenômenos na época, hoje sabemos que a Teoria do Octeto é muito falha, pois só é razoavelmente assertiva para os elementos dos dois primeiros períodos da tabela periódica. Mesmo nesses dois períodos, há exceções para os compostos de boro e berílio.

Para entender melhor as limitações do Octeto, vamos relembrar a **distribuição eletrônica de Linus Pauling**. Segundo esse tipo de distribuição, os elétrons, em torno do núcleo positivo, estão distribuídos em camadas de energia (K, L, M, N, O, P e Q) e, em cada camada, se distribuem em subníveis de energia (orbitais): s, p, d e f, os quais comportam 2, 6, 10 e 14 elétrons, respectivamente. Esses níveis são ordenados em energia, seguindo o zig-zag das setas de cima para baixo:



Dessa forma, obtemos a sequência crescente de energia dos orbitais:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6 7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^6$

Como exemplos, veja abaixo as distribuições eletrônicas do Oxigênio (*número atômico (Z)=8, isto é, possui 8 prótons, consequentemente,* ***8 elétrons (e-)***) e do Carbono (Z=6):

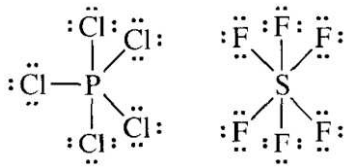
O: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

Uma questão importante:
Afinal, por que a Teoria do Octeto não funciona para muitos elementos?

Agora fica mais fácil entender porque a regra do octeto não funciona bem para a maior parte dos elementos da tabela periódica. Os elementos do primeiro período da tabela (primeira "linha") possuem elétrons apenas na camada K, a qual é constituída por apenas um orbital 1s, por isso, o preenchimento completo da camada se dá com 2 e-, mesma configuração do gás nobre He. No segundo período, os elementos apresentam K como camada mais externa, a qual é composta dos orbitais 2s e 2p, comportando no máximo 8 e-. Por esse motivo, a Teoria do Octeto funciona bem para os dois primeiros períodos da Tabela Periódica, nos quais o preenchimento completo da última camada se dá quando o átomo atinge a configuração eletrônica de gás nobre.

Segundo a distribuição de Pauling, nos demais períodos, existem orbitais d e f que comportam 10 e 14 e-, respectivamente. Essa maior capacidade permite que muitos átomos se liguem, adquirindo estabilidade, mesmo apresentando mais que 8 e- na última camada. Como exemplos, segue a estrutura de Lewis dos compostos:



Cada ligação ("tracinho") corresponde a um par de elétrons, sendo um e- oriundo do átomo central e o outro e- oriundo do Cl ou F. Desta forma, nos compostos acima, o P está com 10 e- e o S está com 12 e- na última camada, contrariando a regra do Octeto.

Obs.: Os pares de e- representados por pontos, nos átomos de Cl e F, estão na camada de valência, mas não estão participando de ligações químicas. Discutiremos melhor a representação dos compostos pela estrutura de Lewis nos tópicos de Química Orgânica e Química Inorgânica.

2.2 – LIGAÇÕES QUÍMICAS: IÔNICAS E COVALENTES

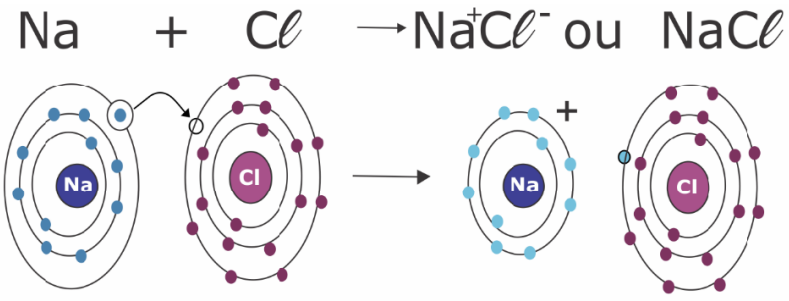
As ligações podem ser iônicas, covalente e metálicas. Abordaremos hoje as ligações iônicas e covalentes. Vamos iniciar nosso estudo com definições simples, mas que já trazem informações úteis para o seu entendimento.

Ligação iônica (ou eletrovalente): é a ligação em que ocorre a transferência de um ou mais elétrons de um átomo para outro, originando os chamados íons. (NOTA: **Íons** são átomos ou conjunto de átomos com carga. O íon será um **cátion** caso sua carga seja **positiva** e será um **ânion** caso sua carga seja **negativa**). *As ligações iônicas estão presentes nos compostos iônicos.*

Ligação covalente: é a ligação em que ocorre o compartilhamento de elétrons entre dois átomos. Nessa ligação, os elétrons compartilhados se somam à camada de valência dos dois átomos. Por exemplo, o gás oxigênio corresponde a dois átomos O, formando uma ligação dupla (O_2 → O=O). Ao considerarmos que antes da ligação cada um possuía 6 e-, então, após a formação da ligação, passaram a possuir 8 e- na camada de valência. *As ligações covalentes estão presentes predominantemente em moléculas.*

Para entender melhor a formação dos íons, vamos assumir que os átomos são originalmente neutros (carga=0), assim, se ele perde 1 e-, que tem carga negativa -1, então, se tornará positivo +1, formando um cátion. Se perdesse 2e-, ficaria com carga +2 e assim por diante. Por outro lado, o átomo neutro necessitará receber e- para se transformar em um ânion.

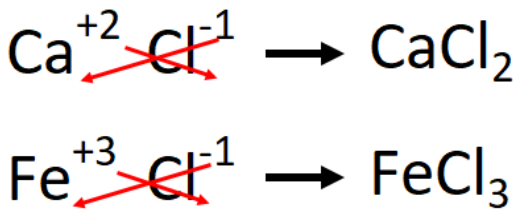
A regra do Octeto nos dá uma ajudinha inicial (apenas inicial) no entendimento da formação das ligações iônicas e covalentes. Vamos imaginar que dois átomos neutros, Na e Cl, se aproximem para formar uma ligação. O Na é do grupo 1, por isso possui 1e- na camada de valência (distribuição eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$). Para que o Na adquira configuração de gás nobre, há duas possibilidades, receber 7 e- ou doar 1e-. O caminho preferido será o mais fácil, portanto, ele perderá 1e-. Já o Cl é do grupo 17 e apresenta 7e- na camada de valência, precisando ganhar 1e- para adquirir configuração de gás nobre. Desta forma, um e- elétron será efetivamente transferido do Na para o Cl, **formando uma ligação iônica**, conforme ilustração abaixo:



[3]

O NaCl, conhecido como sal de cozinha, não é uma molécula e sim um composto iônico do tipo sal. Isso significa que, no sólido branco (sal de cozinha), há cátions Na^+ e ânions Cl^- que se mantém unidos por interação eletrostática, já que cargas opostas se atraem.

Em outros compostos iônicos, os íons podem apresentar cargas diferentes de +1 e -1, a exemplo do $CaCl_2$. O Ca é do grupo 2 ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$), por esse motivo necessita perder 2e- para adquirir configuração de gás nobre. Considerando que o Cl só recebe 1e-, então, serão necessários dois átomos de Cl para se ligar com o Ca, obtendo a fórmula $CaCl_2$. Para facilitar, utilize as cargas dos íons e multiplique cruzado para obter os índices da fórmula do composto conforme os exemplos abaixo:



E se dois átomos que precisam receber elétrons se ligarem? Imagine que dois átomos de Cl se aproximem para formar uma ligação. Nesse caso, os dois átomos têm preferência em receber 1 e- para atingir os 8 e- na camada de valência. Nessa situação, a saída é cada um compartilhar 1 e- com o outro, formando uma **ligação covalente**. Desta forma, ambos ficarão com 8 e- na última camada, configurando um par de elétrons compartilhado, o que é chamado de ligação covalente. Outro exemplo é o já mencionado gás oxigênio, em que dois átomos de O formam uma ligação dupla (O_2 → O=O), passando de 6 e- para 8 e- na camada mais externa. As ligações covalentes também são formadas entre átomos diferentes, a exemplo do gás amônia (NH_3). Veja abaixo a estrutura de Lewis desses três exemplos:

Cl_2 (gás cloro)	O_2 (gás oxigênio)	NH_3 (gás amônia)
:Cl:Cl: ou :Cl—Cl:	O=O	H—N—H (H abaixo)

[3] *Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br*. Acesso em 04 de dez. 2018.

Uma questão importante:

Não utilize a Teoria do Octeto para justificar a estabilidade das ligações em provas discursivas

Pessoal, essa observação é muito importante! Como eu disse, a regra do Octeto nos ajuda apenas em um entendimento inicial da formação das ligações. Entretanto, ela possui várias limitações, por isso, não tem sido mais utilizada na Química Moderna. Dessa forma, em uma questão discursiva, não utilize a Teoria do Octeto para explicar a estabilidade das ligações químicas. Ok?!

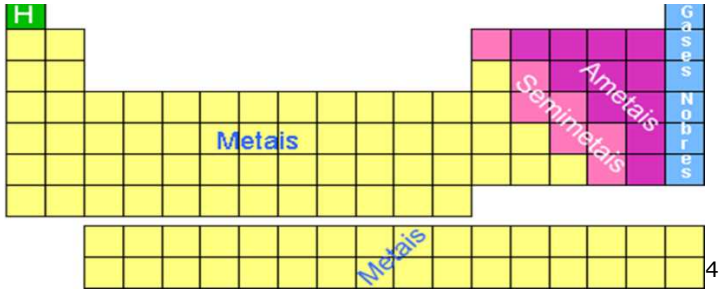
Na concepção mais atual, a explicação para a formação e a estabilidade de ligações se baseia em conceitos como densidade de carga nos átomos, raios iônicos, ressonância de elétrons e eletronegatividade. Esses conceitos são abordados em diferentes ramos da química, por esse motivo serão tratados em diferentes aulas. Ao final deste curso, você terá segurança em explicar a estabilidade tanto de espécies inorgânicas quanto orgânicas. Falaremos no próximo tópico da eletronegatividade.

2.3 – ELETRONEGATIVIDADE

A **eletronegatividade** é um dos mais importantes conceitos para explicar as ligações químicas. Pauling (o mesmo da distribuição eletrônica) realizou um extenso estudo experimental comparativo da capacidade dos diferentes elementos em atrair elétrons para si. Definiu-se, então, a eletronegatividade.

Eletronegatividade: é a capacidade ou força que uma dada espécie química (átomos, íons ou compostos iônicos) possui em atrair ("puxar") para si elétrons. A eletronegatividade proposta por Pauling foi medida de maneira comparativa, por isso, é adimensional (não possui unidade).

Vale lembrar que os elementos estão divididos em grupos (conforme esquema abaixo): metais, semimetais, ametais e gases nobres. O hidrogênio é o único elemento que não está enquadrado em nenhum desses grupos, por possuir características únicas.



[4]

Voltemos ao assunto da eletronegatividade! Sugiro fortemente que memorizem a ordem decrescente de eletronegatividade de alguns ametais:

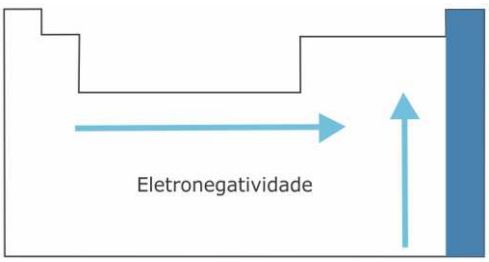
Eletronegatividade cresce da direita para esquerda

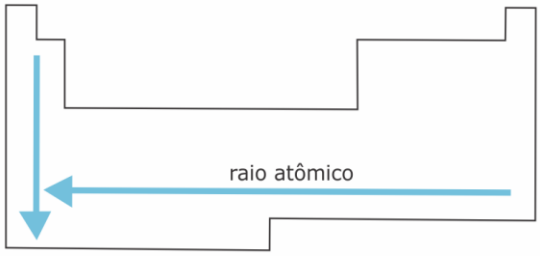
F O N Cl Br I S C P H Metais

Para facilitar a memorização, podemos usar o mnemônico abaixo:

"**F**ui **O**ntem **N**o **C**lube, **Br**iguei **I** **S**aí **C**orrendo **P**ara o **H**ospital"

A eletronegatividade pode ser entendida como uma propriedade periódica, pois, na Tabela Periódica, ela cresce da esquerda para a direita e da parte inferior para a parte superior (esquema da esquerda abaixo). É importante lembrar que o raio atômico cresce no sentido oposto, da direita para esquerda e da parte superior para parte inferior. Ou seja, em geral, **a eletronegatividade e o raio atômico são propriedades periódicas opostas**, o que faz todo sentido. Quanto mais camadas e subníveis energéticos, mais distantes estarão os elétrons de valência do núcleo positivo, portanto, menor será a força de atração do núcleo. Somado a isso, elétrons mais internos acabam blindando os elétrons mais externos da atração do núcleo e quanto maior for o raio atômico, maior será o número de elétrons nas camadas internas.





[4] Disponível em: <*www.educabras.com*>. *Acesso em 4 de dez. de 2018.*

FIQUE ATENTO!

Você precisa entender:

Como a eletronegatividade explica a formação das ligações iônicas e covalentes?

Em um cabo de guerra, duas pessoas podem medir suas forças. Caso uma pessoa seja muito mais forte que a outra, provavelmente, vencerá a batalha, puxando o cabo para seu lado. Por outro lado, se as forças forem parecidas, haverá um equilíbrio entre os dois lados. A formação da ligação entre dois átomos pode ser entendida como um cabo de guerra entre esses dois átomos, em que os cabos são elétrons e a força é a eletronegatividade.

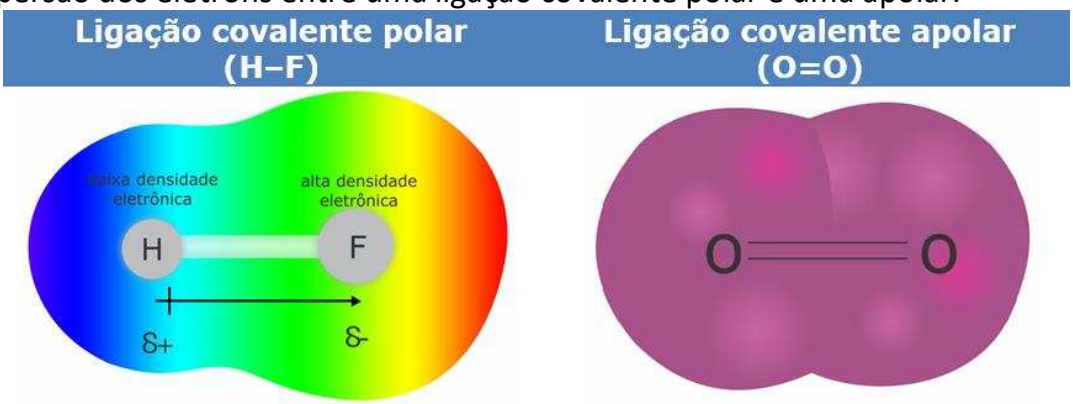
Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos é alta, o átomo mais eletronegativo atrai tão fortemente o elétron do outro átomo que ocorre uma migração em definitivo desse elétron de um átomo para o outro, configurando uma ligação iônica. *(REFORÇANDO: Esse tipo de ligação está geralmente presente em compostos iônicos como sais, ácidos, bases e óxidos).*

Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos é pequena ou nula (no caso de dois átomos idênticos), ocorre um equilíbrio de forças e os átomos passam a compartilhar um ou mais elétrons de valência, configurando uma ligação covalente. *(REFORÇANDO: Esse tipo de ligação está frequentemente presente em moléculas)*

A ligação covalente, em que há compartilhamento de elétrons, pode ser polar e apolar (não polar). Será polar quando um átomo for mais eletronegativo que o outro e apolar quando os dois átomos apresentarem a mesma eletronegatividade. Uma ligação apolar só será possível quando ocorrer entre dois átomos idênticos já que cada elemento possui uma eletronegatividade diferente. Veja os exemplos ilustrativos abaixo, em que os tamanhos das setas correspondem à magnitude da eletronegatividade de cada átomo.

Molécula:	$\overleftarrow{H-F}\rightarrow$	$\overleftarrow{Cl-Cl}\rightarrow$
Força resultante:	$\rightarrow$	**0 (nulo)**

Usamos tracinhos para representar as ligações de modo a facilitar a assimilação, mas atualmente os orbitais são entendidos como uma região em que provavelmente os elétrons se encontram, formando o que chamamos de nuvem eletrônica em torno do núcleo. Em uma ligação covalente polar, o par de e- compartilhado fica mais próximo ao núcleo de um dos átomos, o que, na prática, significa uma distorção da nuvem eletrônica, aumentando a densidade eletrônica em torno do átomo mais eletronegativo. Embora não haja a transferência efetiva de e- de um átomo para o outro, há a formação de polos negativos e positivos que são representados por δ+ e δ-. Veja na figura abaixo a diferença da dispersão dos elétrons entre uma ligação covalente polar e uma apolar.



Em linhas gerais, quando um ametal se liga a um metal, ocorre uma ligação iônica, pois a diferença de eletronegatividade entre eles é grande. Por outro lado, a ligação entre dois ametais tende a ser covalente, pois a diferença de eletronegatividade é pequena. Entretanto, essas duas considerações não são regra absoluta, pois há vários casos de ligação covalente entre metal-ametal. Precisamos entender numericamente quando a ligação será iônica e quando será covalente. Para tanto, calcula-se a diferença de eletronegativiade ($\Delta X = X_{maior} - X_{menor}$):

- **se $\Delta X > 1,7$, então a ligação será iônica;**
- **se $\Delta X \leq 1,7$, então a ligação será covalente.**

Dado que uma ligação é covalente, caso $\Delta X \neq 0$, logo, essa ligação será apolar. Caso $\Delta X = 0$ será apolar (quando dois átomos idênticos se ligam), porque possuem exatamente a mesma força (eletronegatividade). A tabela abaixo resume como determinamos o tipo de ligação a partir da diferença de eletronegatividade:

Diferença de eletronegatividade	Tipo de ligação
ΔX>1,7	Iônica
0<ΔX≤1,7	Covalente polar
ΔX=0	Covalente apolar

Apresento, abaixo, a Tabela Periódica com o valor numérico aproximado da eletronegatividade dos elementos medido por Pauling.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	H 2,2																	He
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 3,0	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

[5]

Agora que entendemos como a eletronegatividade explica a formação das ligações iônicas e covalentes, vamos praticar, calculando o ΔX de alguns compostos para descobrir o tipo de ligação formada (NOTA: iremos utilizar os valores de eletronegatividade da tabela acima):

Composto ou molécula	Grupos	Diferença de eletronegatividade	Tipo de ligação
NaCl	metal-ametal	$\Delta X=X_{Cl}-X_{Na}$ ΔX=3,0-0,9=2,1	Ligação iônica
H_2	H-H	ΔX=0	Ligação covalente apolar

[5] Eletronegatividade. Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Eletronegatividade>. Acesso em 04 de dez. 2018.

CO_2	ametal-ametal	ΔX=1	Ligação covalente polar
$CaCl_2$	metal-ametal	ΔX=2	Ligação iônica
NH_3	ametal-H	ΔX=0,8	Ligação covalente polar
PCl_5	ametal-ametal	ΔX=0,9	Ligação covalente polar
HCl	H-amental	ΔX=0,8	Ligação covalente polar
$AlCl_3$	metal-ametal	ΔX=1,5	Ligação covalente polar
$FeBr_3$	metal-ametal	ΔX=1,2	Ligação covalente polar

Pessoal, muito cuidado com os "peguinhas" em prova. Perceba que, nos compostos $AlCl_3$ e $FeBr_3$, a ligação é covalente mesmo se tratando de interações metal-ametal, para as quais é esperado a formação de compostos iônicos (ligação covalente).

Para finalizarmos o estudo da polaridade das ligações, informo três exceções à regra do ΔX: HF, ΔX=4,0-2,2=1,8 (ΔX>1,7), mas a ligação é covalente (molécula); NaI, ΔX=2,5-0,9=1,6 (ΔX<1,7), mas o composto é iônico e KH, ΔX=2,2-0,8=1,4 (ΔX<1,7), porém, o composto é iônico (NOTA: no KH, o ânion será o hidrogênio na forma H^-, o que é pouco comum).

HORA DE PRATICAR!

11. (AOCP - Perito Criminal-Químico – ITEP-RN - 2018) A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente polar

b) dativa

c) iônica

d) covalente apolar

e) metálica

Resolução: caso fossem fornecidos os valores de eletronegatividade, poderíamos calcular o ΔX e definirmos com segurança o tipo de ligação conforme a tabela e o cálculo abaixo:

Diferença de eletronegatividade	Tipo de ligação
ΔX>1,7	Iônica
0<ΔX≤1,7	Covalente polar
ΔX=0	Covalente apolar

AgBr, ΔX=3,0-1,9=1,1 (0<ΔX<1,7)

Nesse caso, conclui-se que a ligação é do tipo "covalente polar", letra A, conforme é apontado pela literatura. Em todo caso, como não foi fornecido valores de eletronegatividade, a banca organizadora considerou a regra geral que diz "ligações ametal-metal são iônicas" e apresentou como gabarito letra C. Entendo que a questão era passível de recurso e mudança de gabarito.

Em suma, a dica é memorizar as exceções mencionadas na parte teórica e, quando não for fornecido valores de eletronegatividade, o mais seguro é enquadrar pela regra geral. Não podemos descartar a possibilidade de impetrar recursos em casos como esse, em que a banca classifica a ligação pela regra geral, incorrendo em erro, já que essa regra não é absoluta, como já demonstramos.

Gabarito: letra C* (questionável)

12. (VUNESP – Técnico de Laboratório – PC-SP - 2014) O cálcio é o mineral mais abundante no corpo humano. Uma das formas com que o cálcio ocorre em sistemas biológicos é o trifosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, formando, por exemplo, cálculos urinários.

De acordo com a fórmula, o trifosfato de cálcio é constituído pela combinação de átomos em proporções definidas à custa de ligações:

a) iônicas e covalentes.

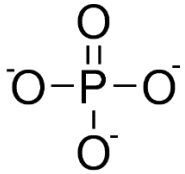
b) iônicas e ligações de hidrogênio.

c) covalente, apenas.

d) covalentes e dipolo-dipolo

e) iônicas, apenas

Resolução: excelente exercício para demonstrar como podemos fazer confusão em um assunto relativamente simples. O $Ca_3(PO_4)_2$ é formado por Ca^{2+} cátions X e 2 ânions PO_4^{3-}. A presença de cátions acaba nos impelindo em marcar a alternativa E como verdadeira. Mas, CUIDADO! Note que o fosfato é formado internamente por dois ametais (P e O), e estudamos que a interação ametal-ametal produz ligação covalente. Portanto, os átomos de P e O estão unidos por ligação covalente como mostra a estrutura de Lewis abaixo:



Sendo assim, a resposta correta é a alternativa A, pois no $Ca_3(PO_4)_2$ estão presentes ligações iônicas e covalentes.

Gabarito: letra A

13. (Controlador de Qualidade de Água e Esgoto – SAAE - 2016) As ligações químicas entre átomos ou íons de um composto químico refletem em suas propriedades. Dentre as substâncias abaixo, assinale a alternativa que NÃO relaciona corretamente a substância ao tipo de ligação que ocorre entre seus átomos.

a) Ozônio; (O_3); covalente.

b) Cloreto de amônio; (NH_4Cl); covalente/iônica.

c) Água; (H_2O); covalente.

d) Flúor; F_2; iônica.

Resolução:

ALTERNATIVA A: correta. Estudamos que a ligação será covalente entre dois átomos iguais de ametais.

ALTERNATIVA B: correta. A ligação iônica está presente na interação NH_4^+ e Cl^-. Já a ligação covalente ocorre entre átomos de N e H do NH_4^+.

ALTERNATIVA C: correta. Ametal e hidrogênio, via de regra, formam ligação covalente.

ALTERNATIVA D: incorreta. Estudamos que dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar.

Gabarito: letra D

3 – LISTA DE EXERCÍCIOS COMENTADOS

14. (IBFC – Professor-Química - 2015) Na tabela periódica, diversos elementos aparecem com uma massa atômica contendo uma parte fracionária, como o carbono (12,0107 u) e o hidrogênio (1,00794 u). Assinale a alternativa que apresenta a correta justificativa para esse fato.

a) A massa atômica leva em consideração a massa dos elétrons do átomo.

b) A massa atômica leva em consideração a diferença de massa entre os prótons e os nêutrons no núcleo atômico.

c) A massa atômica leva em consideração a massa do núcleo, ponderada pela ocorrência dos diferentes isótopos daquele elemento.

d) A massa atômica é considerada como sendo a massa de 12 gramas de carbono dividida pelo número de Avogadro.

Resolução: vimos que o valor de massa atômica, na Tabela Periódica, corresponde à média ponderada de todos os seus isótopos. Tomemos como exemplo o Carbono, a abundância do seu

isótopo 12 é de aproximadamente 99%, enquanto a do isótopo 13 é de apenas 1%. Calculando a média ponderada como segue, obtém-se a massa atômica de 12,01 u apresentada na tabela.

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

Além disso, a massa do próton e do nêutron é tão maior (1836 vezes) que a do elétron que podemos assumir massa atômica como sendo apenas a massa do núcleo, em que se encontram prótons e nêutrons.

Gabarito: letra C

---

15. (FUNCAB - Perito Criminal - ES - 2014) Em um nosocômio, ocorreu o desvio de 100 (cem) ampolas de 1mL de morfina endovenosa (EV) contendo 10g/L. Esse medicamento foi entregue a um traficante para transformá-lo em heroínas. Conhecendo a reação que ocorre:

MORFINA +	2 ÁCIDO ACÉTICO	→ HERÓÍNA +	2 ÁGUA
(M.M.= 285 g/mol)	(M.M.= 60 g/mol)	(M.M.= 369 g/mol)	(M.M.= 18 g/mol)

Qual a massa obtida de heroína, supondo 100% de rendimento?

a) 1290mg

b) 770mg

c) 230mg

d) 1170mg

e) 1320mg

Resolução: A aplicação de duas estratégias diferentes nesse exercício facilitarão nossos cálculos, permitindo a resolução do exercício em apenas uma regra de três.

1 mol de MORFINA _____ 1 mol de HEROÍNA

1ª) Como o enunciado está considerando a concentração da MORFINA em massa, então, é conveniente reescrever a relação acima utilizando MM dos compostos, como segue:

285g de MORFINA _____ 369g de HEROÍNA

2ª) Dado que C=m/V, logo, m=C.V. Por isso, podemos incluir diretamente os valores de C e V na regra de três em substituição a massa de MORFINA *(Faça as devidas transformações de unidades e note que o volume de MORFINA é 100mL (0,1L), pois são 100 ampolas de 1 mL)*. Veja como fica:

285g de MORFINA _____ 369g de HEROÍNA

(10g.L-1).0,1L de MORFINA_____ m de HEROÍNA

m = 1,29g ou 1,29.(1000)mg = 1290mg

Gabarito: Letra A

---

16. (IFBC - Perito Oficial Criminal - PCRJ - 2013) Há casos relatados de mortes provocadas pela administração, via intravenosa, de soluções de cloreto de potássio. Na análise toxicológica, para calibração de um método fotométrico para a determinação de potássio em uma amostra forense, foi necessário preparar uma solução padrão de K^+. Marque a alternativa que apresenta a massa do sal de Rochelle (tartarato de potássio e sódio = $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$) que deve ser pesada para o preparo de 50,00 mL de uma solução de K^+ (0,00500 mol/L):

a) 52,5 g.

b) 70,5 g.

c) 72,5 g.

d) 50,5 g.

e) 9,75 g.

Resolução: o tartarato de potássio e sódio ao mesmo tempo em que é um composto orgânico, porque possui cadeia carbônica, notada pela presença de 4 carbonos em sua estrutura, também possui características iônicas, notadas pela presença dos cátions K^+ e Na^+. O candidato precisava perceber que para cada 1 mol de $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$, em água, ocorre a dissociação iônica, liberando 1 mol de K^+.

Antes de estruturarmos a regra de três, devemos encontrar a massa fórmula do $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$ e a massa atômica do K^+ que é a mesma do K, pois a diferença entre eles é apenas 1e-. *(NOTA: mencionamos massa fórmula em substituição à massa molar por se tratar de um composto iônico, mas algumas literaturas, por conveniência, não fazem distinção entre os dois termos)*.

MF($C_4H_4O_6KNa.4H_2O$) = 4.12+4.1+6.16+39+23+4.(18)=282g/mol

Massa Atômica(K) = 39g/mol

Temos agora toda informação necessária para estruturar a regra de três:

1 mol de $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$_____1 mol de K^+

Aqui vamos adotar uma estratégia ainda não utilizada nesta aula. O exercício pede a massa do sal ($C_4H_4O_6KNa.4H_2O$), mas informa a concentração de K^+ em mol/L. Por esse motivo, para evitar transformações demasiadas, vamos reescrever o lado esquerdo da regra de três para a massa em gramas e vamos manter o lado direito em mol. *(**CUIDADO**: a linha de cima deve concordar com a linha de baixo, por exemplo, "grama" em baixo de "grama", "mol" em baixo de "mol" e assim por diante)*.

Reescrevendo em massa o lado esquerdo e substituindo n de k+ por (0,00500 mol/L).(0,05L), temos:

282g de $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$_____1 moL de K^+

m de $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$_____ (0,00500 mol/L).(0,05L) de K^+

m = 0,0705g ou 0,0705.(1000)mg=70,5mg.

Como se vê, nenhuma das alternativas traz a resposta correta. Provavelmente, a banca se enganou na unidade, apresentando g no lugar de mg.

Gabarito: questão anulada

---

17. (IFB – Professor-Química - IFB - 2010) Baseado nas leis ponderais de Lavoisier e Proust, Dalton elaborou sua teoria sobre a matéria, conhecida como teoria atômica de Dalton. **Não** pode ser considerada característica desse modelo:

a) Átomos são esferas maciças e indivisíveis.

b) Átomos são esferas maciças e sem carga elétrica.

c) Átomos são esferas maciças com carga elétrica, porém, neutro.

d) Átomos são esferas maciças e indestrutíveis.

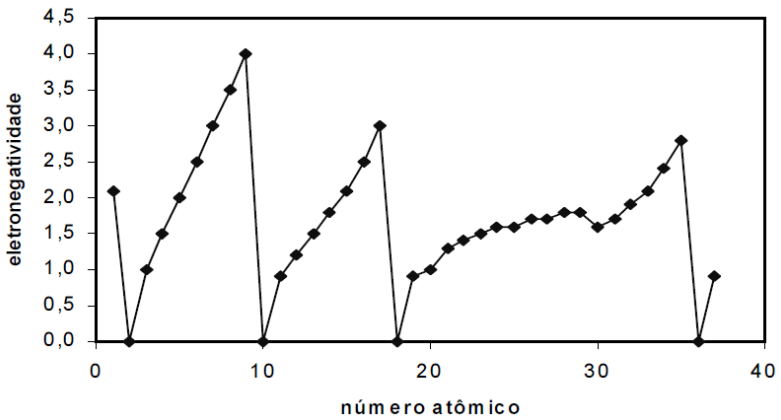
e) A matéria é formada por partículas extremamente pequenas chamadas átomos.

Resolução: estudamos os postulados de Dalton. O primeiro deles diz que "*os elementos químicos consistem em partículas de matéria ou átomos, que não se subdividem e que preservam sua individualidade nas transformações químicas*". A banca exigiu do candidato um pequeno raciocínio no julgamento da alternativa C. A parte inicial, "Átomos são esferas maciças", está correta. Entretanto, quando afirma que o átomo possui carga elétrica, porém, é neutro, implica a existência de cargas positivas e cargas negativas que se anulem e estejam presentes no átomo, que corresponderiam aos prótons e aos elétrons. Desta forma, a alternativa C está incorreta, pois contradiz o postulado de Dalton sobre a indivisibilidade do átomo. As demais alternativas concordam com a Teoria Atômico-Molecular de Dalton.

Gabarito: letra C

---

18. (CESPE - Perito Criminal da PCRR - 2003) O gráfico abaixo permite concluir que a eletronegatividade é uma propriedade periódica.



Resolução: estudamos que a eletronegatividade é uma propriedade periódica, pois ela segue uma lógica dentro da Tabela Periódica. Além disso, o gráfico demonstra a periodicidade configurada pelo sobe e desce em intervalos mais ou menos periódicos. Apenas essas informações já dão segurança para julgarmos o item correto. No entanto, gostaria de complementar a discussão para que você entendesse melhor a periodicidade do gráfico. O primeiro ponto está em Z=1 (número atômico), e

corresponde ao Hidrogênio, que possui uma razoável eletronegatividade. O segundo ponto possui Z=2 e equivale ao gás nobre He, que já é estável, por isso, não possui eletronegatividade, diminuindo o eixo y ao valor zero. O próximo é o Lítio e assim por diante. Teremos percorrido todo um período (da esquerda para direita), chegando a um gás nobre, toda vez que o eixo y apresentar valor zero. Na sequência, migra-se para o próximo período em que os primeiros elementos são ametais, que apresentam baixa eletronegatividade. Essa eletronegatividade vai aumentando novamente à medida que migramos para direita em um mesmo período.

Gabarito: certo

---

19. (IFBC - Perito Oficial Criminal - PCRJ - 2013) 44) Existem inúmeras preparações químicas para a restauração de vestígios latentes de gravações alfanuméricas, especialmente, em armas e chassis veiculares. Um destes reagentes químicos conhecidos é o Reagente de Hume-Rothery, produzido com cloreto de cobre em meio a ácido clorídrico. A forma anidra pode ser preparada a partir do metal cobre e gás cloro:

$$Cu_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CuCl_{2(s)}$$

Uma mistura em equilíbrio contém 20 g de Cu, 35 g de Cl_2 e 198 g de $CuCl_2$ em um recipiente de 2,5 L de capacidade. Identifique a alternativa que apresenta, respectivamente, as concentrações molares (mol/L) do Cu, Cl_2 e do $CuCl_2$.

a) 0,1; 0,2 e 0,6.

b) 0,2; 0,2 e 0,8.

c) 0,4; 0,4 e 0,8.

d) 0,5; 2,0 e 1,0.

e) 0,3; 0,5 e 1,5.

Resolução: exercício de simples aplicação da fórmula da concentração molar (M). O primeiro passo é encontrar as massas moleculares de Cl_2 e $CuCl_2$, e a massa atômica (A) do Cu.

MF($CuCl_2$) = 134,5g/mol

MM(Cl_2) = 71g/mol

A(Cu) = 63,5g/mol

Por meio da regra de três ou fórmula do número de mols, podemos transformar as massas do enunciado para mols, obtendo:

198 g de $CuCl_2$ → 1,47 mol

35 g de Cl_2 → 0,49 mol

20 g de Cu → 0,31 mol

O último passo é aplicar a fórmula da concentração molar (M):

Para $CuCl_2$	Para Cl_2	Para Cu
$M = \frac{n}{V} = \frac{1,47mol}{2,5L} = 0,588mol.L^{-1}$	$M = \frac{0,49mol}{2,5L} = 0,196mol.L^{-1}$	$M = \frac{0,31mol}{2,5L} = 0,124mol.L^{-1}$

Mesmo aproximando os valores, nenhuma alternativa apresentou a resposta correta.

Gabarito: questão anulada

Figura para a resolução da questão abaixo

20. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Há uma infinidade de substâncias diferentes na natureza devido à capacidade dos átomos, iguais ou diferentes, combinarem-se entre si, estabelecendo as ligações químicas. Se um dado elemento químico X, de número atômico 38, combina-se com um elemento Y, de número atômico 35, a fórmula molecular do composto formado e o tipo de ligação química entre eles são, respectivamente,

a) XY e covalente polar.

b) XY_2 e iônica.

c) X_2Y e iônica

d) XY_2 e covalente polar.

e) XY_3 e iônica.

Resolução: esse tipo de exercício fica mais simples quando a banca fornece a tabela periódica. Em provas de químico, normalmente a tabela periódica é fornecida no vértice da última folha. O primeiro passo é procurar quais são os elementos X(Z=38) e Y(Z=35). Como se vê, X é o Sr (metal do grupo 2) e Y é o Br (ametal do grupo 17). Da maneira que já vimos, os metais do grupo 2 tendem a perder 2e-, enquanto que o Br tende a receber 1. Desta forma, os íons formados serão Ca^{2+} e Br^{-}. Podemos multiplicar cruzado as cargas e obter os índices do composto iônico: $CaBr_2$ ou XY_2 (alternativa B). Caso não fosse fornecida a tabela periódica, o candidato poderia realizar a distribuição eletrônica e descobrir a qual grupo pertenciam, lembrando que elementos do grupo 2 possuem 2 e- na última camada, e elementos do grupo 17, possuem 7 e- na última camada.

Gabarito: letra B

---

21. (CSUFG – Técnico de Laboratório/Química – UFG - 2017) Gás hidrogênio pode ser produzido industrialmente a partir de metano pela reação química $CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$. Qual será o volume, em litros, de gás hidrogênio produzido ao reagir 1000 L de metano com 500 L de vapor d'água à 700ºC e 3 atm?

Considere os gases como perfeitos e R = 0,082L.atm.K^{-1}.mol^{-1}

a) 500

b) 1000

c) 1500

d) 3000

Resolução: O primeiro passo é encontrar o número de mols (n) de metano e de água, aplicando os valores do enunciado na equação abaixo:

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

Dados do metano: P=3atm; V=1000L; R=0,082L.atm.K^{-1}.mol^{-1}, e T=(700+273)K. Utilizando a equação acima, obtemos **n=37,6mols**.

Dados da água: P=3atm; V=500L; R=0,082L.atm.K^{-1}.mol^{-1}, e T=(700+273)K. Utilizando a equação acima, obtemos **n=18,8mols**.

Na equação química balanceada, a proporção é de **1 mol CH_4 para 1 mol de H_2O**. Portanto, o metano (**n=37,6mols**) está em excesso em relação à água (**n=18,8mols**). Nessa situação, dizemos que a água será o reagente limitante da reação e, portanto, devemos considerar a sua quantidade de mols no cálculo de produção de H_2 como segue:

$3H_2(g)$

1 mol de H_2O _____ 3 mols de H_2

18,8mols de H_2O _____ x

x = 56,4mols de H_2

O último passo é transformar 56,4mols de H_2 em volume, utilizando novamente a equação dos gases ideais.

Dados do hidrogênio: P=3atm; n=56,4mols; R=0,082L.atm.K^{-1}.mol^{-1}, e T=(700+273)K. Utilizando a equação dos gases ideais, obtemos **n=1499,98L**.

Gabarito: letra C

---

22. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) A transformação de carbonato de cálcio em óxido de cálcio pode ser representada pela equação a seguir:

$$CaCO_3\,(s) \xrightarrow{\Delta} CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$
$$100\ g \qquad X \qquad 44\ g$$

A massa, em gramas, correspondente a X é igual a:

a) 72.

b) 100.

c) 88.

d) 144.

e) 56.

Resolução: o primeiro passo é calcular as massas fórmulas de MF $CaCO_3$ e CaO.

MF($CaCO_3$) = 100g/mol

MF(CaO) = 56,1g/mol

Em seguida, devemos estruturar uma regra de três baseada na equação química balanceada (Lembrando que podemos inserir a MM ou MF na regra de três, em substituição a cada mol):

100g de $CaCO_3$_____ 56,1g de CaO

100g de $CaCO_3$_____ x

x = 56,1g

Gabarito: Letra E

---

23. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Ligações do tipo iônica e covalente estão presentes na substância química representada pela fórmula:

a) LiOH

b) Cl_2

c) CH_4

d) KBr

Resolução:

Alternativa A: correta. LiOH é composto pelos íons Li^+ e OH-, o que configura a presença de ligação iônica. Além disso, O e o H formam ligação covalente entre si.

Alternativa B: incorreta. Dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar

Alternativa C: incorreta. C e H se ligam covalentemente devido à diferença de eletronegatividade entre eles não ser tão acentuada.

Alternativa D: incorreta. Em geral, ligações metal-ametal são iônicas, que é o caso de KBr.

Gabarito: letra A

---

24. (FCC - Perito Criminalística - BA - 2014) Algumas amostras de águas naturais necessitam ser preservadas em pH ≤ 2 para permitir análise em períodos maiores do que 24 horas após a coleta. Considerando desprezível o aumento de volume pela adição de ácido, para garantir pH ≤2, uma amostra de 200,0 mL de água de pH = 7 necessita de um volume de HNO_3 concentrado comercial, em mL, de, no mínimo,

Dados para o HNO_3 concentrado comercial:

Massa molar: 63 $g.mol^{-1}$

Densidade: 1,63 g/mL

Título: 62% (m/m)

a) 0,075

b) 0,125

c) 0,050

d) 0,025

e) 0,010

Resolução: falaremos de pH em nossa primeira aula sobre equilíbrio. Já adianto para você que pH é uma medida de concentração de íons H^+ (espécie catiônica normalmente liberada por ácidos em meio aquoso) e é calculado conforme equação abaixo:

$$pH = -\log[H^+]$$

A escala mais usual para pH vai de 0 a 14, sendo que o pH diminuirá a medida que mais ácido for adicionado. O pH exigido para conservação da amostra é de no máximo 2. Para obter pH inferiores a 2, teríamos que adicionar mais ácido. Então, devemos considerar pH 2 para nossos cálculos. Ao transformamos pH em concentração de H^+, temos:

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow 2,0 = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-2} mol.L^{-1}$$

Se soubermos a concentração molar (M = $[H^+] = 10^{-2} mol.L^{-1}$) do ácido e o volume da solução, podemos encontrar o número de mols (n).

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow 10^{-2} mol.L^{-1} = \frac{n}{0,2L} \rightarrow n = 2 \cdot 10^{-3} mol$$

Por meio da massa molar, podemos transformar n para massa em gramas:

$$n = \frac{m}{MM} \rightarrow 2 \cdot 10^{-3} mol = \frac{m}{63 g.mol^{-1}} \rightarrow m = 0{,}126 g$$

Lembra do Bizu sobre a pureza dos reagentes? Aqui o ácido está em uma concentração inicial, pois seu título é menor que 100%. Nesses casos estamos diante de uma relação inversamente proporcional, na qual, quanto menor a pureza, maior será a massa necessária. Então, para resolvermos nossa questão, conserve um lado da regra de três e inverta o outro lado como segue:

0,126 g _____ 100%

x _____ 62%

116,8 g _____ 62%

x _____ 100%

x = 0,203 g

Finalmente, usamos a fórmula da densidade para encontrar o volume de ácido necessário.

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 1{,}63 = \frac{0{,}203}{V} \rightarrow V = 0{,}124 \text{ mL}$$

Gabarito: Letra B

---

25. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Unem-se por ligação tipicamente covalente átomos dos elementos que se encontram nos seguintes grupos da Tabela Periódica:

a) 16 e 17.

b) 1 e 2.

c) 2 e 17.

d) 3 e 4.

e) 6 e 7.

Resolução: o candidato deve conhecer a posição dos grupos (metais, semi-metais e ametais) na Tabela Periódica. Além disso, é preciso se lembrar de que a ligação metal-ametal é normalmente iônica e ligação ametal-amental é covalente. Dos grupos apresentados, apenas 16 e 17 são ametais, portanto, devemos optar pela alternativa A para seguramente obtermos uma ligação covalente.

Gabarito: letra A

---

26. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Considere as distribuições eletrônicas dos elementos cálcio e flúor no estado fundamental e a sua localização na Tabela Periódica. É de se esperar que esses dois elementos formem, ao se unirem por ligação química, o composto:

a) iônico, de fórmula CaF_2.

b) iônico, de fórmula Ca_2F.

c) molecular, de fórmula CaF_2.

d) iônico, de fórmula CaF.

e) molecular, de fórmula CaF.

Resolução: o curioso é que o enunciado sugere como deve ser resolvida a questão. O primeiro ponto a observar é que a ligação metal-ametal é normalmente iônica. Em seguida, poderíamos utilizar do conhecimento sobre os grupos do Ca e F para definir qual a carga de cada íon. Entretanto, vamos seguir a sugestão do enunciado e realizar a distribuição eletrônica como segue:

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

Observando a distribuição eletrônica, podemos inferir que provavelmente o Ca perderá 2e- e F receberá 1e-. Ao realizarmos a multiplicação cruzada das cargas, obtemos a fórmula do composto CaF_2. A fórmula é coerente com as transições de elétrons, pois se o F só recebe 1e-, então, serão necessários dois F para receber os 2e- perdidos pela Ca.

Gabarito: letra A

---

27. (IF-CE – Técnico de Laboratório – IF-CE - 2017) Das moléculas abaixo, qual apresenta ligação essencialmente iônica: (Números atômicos: H = 1; Aℓ = 13; P = 15; S = 16; O = 8; F = 9; Fe = 26.)

a) P_2O_3.

b) $A\ell_2S_3$.

c) F_2.

d) H_2O.

e) Fe.

Resolução:

Alternativa A: incorreta. Estudamos que dois ametais formam ligação covalente.

Alternativa B: correta. Em geral, ligações metal-ametal são iônicas, que é o caso de $A\ell_2S_3$.

Alternativa C: incorreta. Dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar.

Alternativa D: incorreta. A ligação entre H e O é covalente.

Alternativa E: incorreta. Ferro metálico se forma a partir de ligações metálicas.

Gabarito: letra B.

---

28. (FUNCAB - Papiloscopista - PC-PA - 2016) A substância química cuja estrutura apresenta somente ligações iônicas é a seguinte:

a) NaBr

b) O_2

c) H_2SO_4

d) CO_2

e) NH_3

Resolução:

Alternativa A: correta. O composto é formado por um metal e um ametal por meio de uma ligação iônica. Portanto, as únicas espécies presentes são Na^+ e Br^-.

Alternativa B: incorreta. Dois átomos idênticos de ametais formam ligação covalente apolar.

Alternativa C: incorreta. Embora estejam presentes dois íons (H^+ e SO_4^{2-}), o sulfato é formado internamente por dois ametais (S e O), que se ligam covalentemente.

Alternativa D: incorreta. Dois ametais formam ligação covalente.

Alternativa E: incorreta. A ligação N-H é covalente.

Gabarito: letra A

---

29. (Perito Químico Legista da IGP/SC - 2008) Existem diversas maneiras por meio das quais os átomos podem adquirir uma configuração eletrônica estável: cedendo, recebendo ou compartilhando elétrons. Se classificarmos os elementos em eletropositivos, cujos átomos tendem a ceder um ou mais elétrons com relativa facilidade; em eletronegativos, cujos átomos recebem elétrons e elementos que não mostram tendência de receber ou ceder elétrons, podemos classificar as diferentes ligações químicas formadas em ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica. Associe de acordo:

1. Elemento eletropositivo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação covalente

2. Elemento eletronegativo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação metálica

3. Elemento eletropositivo + Elemento eletropositivo ( ) Ligação iônica

Assinale A sequência de associação correta:

a) 2, 3 e 1.

b) 1, 3 e 2.

c) 2, 1 e 3.

d) 3, 1 e 2.

Resolução: a eletropositividade é a tendência em perder elétrons, ou seja, contrária à eletronegatividade, geralmente associada a metais. Por isso, é esperada a ligação iônica entre átomos eletropositivos e eletronegativos ou ligação metal-ametal. Desta forma, o número 1 associa a 3ª linha da esquerda. A interação entre dois átomos eletronegativos, a exemplo Cl e Br, formam ligação covalente. Assim, o número 2 se associa à 1ª linha. Por fim, ainda vamos estudar a ligação metálica, mas, por ora, é suficiente saber que ela é formada entre dois átomos eletropositivos, a exemplo do que acontece nas ligas metálicas (ligação entre metais).

Gabarito: letra A

---

30. (Adaptado de UNEMAT – Perito Criminal – MT - 2009) Na preparação de uma solução para exames de perícia, foram dissolvidos 15 g de ácido ascórbico (vitamina C, $H_2C_6H_6O_6$) em água suficiente para preparar 150 mL de solução. Qual é a concentração molar deste componente na solução?

Dado: massa molecular de $H_2C_6H_6O_6$=176,1.

a) 0,570

b) 0,454

c) 0,195

d) 0,100

e) 0,010

Resolução: podemos utilizar a fórmula do número de mol (n) ou estruturar uma regra de três para converter 15 g de ácido ascórbico n. (*fique à vontade para escolher sua forma preferida, o importante é você compreender e encontrar o resultado final correto*). Vamos utilizar a fórmula como segue:

$$M = \frac{n}{V} \text{ e } n = \frac{m}{MM}$$

Podemos substituir a 2º eq. na 1º eq. e obter:

$$M = \frac{m}{MM \times V}$$

Nessa última fórmula, ao aplicarmos os dados fornecidos pelo enunciado, resolveremos o exercício em uma única etapa de cálculo (*NOTA: lembre-se de converter 150mL em 0,15L, pois o enunciado pede concentração molar, mol/L*):

$$M = \frac{m}{MM \times V} = \frac{15}{176,1 \times 0,15} = 0,57 \text{mol/L}$$

Gabarito: letra A

Figura associada à questão abaixo

reagente	fórmula	pureza (em massa)	massa molar	densidade
ácido clorídrico	HCℓ	37,0 %	36,5 g/mol	1,2 g/mL
hidróxido de sódio	NaOH	99,99 %	40,0 g/mol	-
hidróxido de amônio	NH_4OH	30,0 %	35,0 g/mol	0,90 g/mL
cloreto de ferro (III) hexahidratado	$FeCℓ_3{\cdot}6H_2O$	99,99 %	270,1 g/mol	-
etanol	C_2H_6O	60,0 %	46,0 g/mol	-
etanol absoluto	C_2H_6O	99,99 %	46,0 g/mol	0,79 g/mL
ácido glicólico	$C_2H_4O_3$	99,99 %	76,0 g/mol	-
glicolato de sódio	$C_2H_3O_3Na$	99,99 %	98,0 g/mol	-
cloreto de prata	AgCℓ	99,99 %	143,3 g/mol	-

31. (CESPE – Técnico de laboratório – FUB - 2009) A tabela acima apresenta reagentes utilizados para o preparo de algumas soluções. Com base nessas informações, julgue o item a seguir. Para se preparar 1,0 L de uma solução aquosa 0,1 mol/L de $Fe^{3+,}$ são necessários 10,8 g do reagente $FeCl_3{\cdot}6H_2O$.

Resolução: podemos usar novamente a equação que combina a equação do número de mols e a equação da concentração molar para resolver o exercício em única etapa. Veja como fica:

$$M = \frac{m}{MM \times V}$$

$$0{,}1 mol/L = \frac{m}{270{,}1 g.mol^{-1} \times 1L}$$

$$m = 27{,}01 g$$

Portanto, são necessários 27g e não 10,8g como afirma o enunciado. Fique atento à correção da pureza dos reagentes. Nessa questão, a correção não foi necessária, porque a pureza do $FeCl_3{\cdot}6H_2O$ é de 99,99%, muito próxima a 100%. Mesmo que realizássemos o cálculo da correção da pureza, a diferença seria nas casas decimais, o que normalmente não é cobrado em respostas de questões objetivas. Entretanto, caso a pureza seja inferior, sempre será necessária a correção para a obtenção da massa correta. Ok?

Gabarito: errado

---

32. (CESGRANRIO – Técnico de Operação Júnior – Petrobrás - 2009) Qual é, em gramas, a massa aproximada de $NaNO_3$ necessária para o preparo de 500 mL de solução 10 mol/L?

a) 85

b) 170

c) 255

d) 340

e) 425

Resolução: o primeiro passo é calcular a MM do $NaNO_3$ a partir das massas da Tabela Periódica.

$$MM(NaNO_3)=85g/mol$$

Em seguida, insisto na utilização da equação que combina a equação do número de mols e a equação da concentração molar para agilizar a resolução do exercício (*NOTA: você pode memorizar a equação abaixo ou obtê-la a partir das outras duas*). Veja como fica:

$$M = \frac{m}{MM \times V}$$

$$10mol/L = \frac{m}{85g/mol \times 0,5L}$$

$$m = 425g$$

Gabarito: letra E

---

33. (CS-UFG – Analista de Saneamento - SANEAGO – 2018) Para saber o teor de ácido acético (CH_3COOH)–massa molar de 60 g/mol–pesou-se uma massa de 40 g de vinagre. Em seguida, essa massa foi diluída em 200 cm³ com água destilada. Ao final, 50 cm³ desta solução foram pipetados e titulados com solução de hidróxido de sódio, 0,200 mol/L, sendo gastos, para tanto, 67 cm³. Qual é a concentração em % desta massa de ácido acético?

a) 1,05

b) 2,01

c) 4,02

d) 8,04

Resolução: de início, podemos calcular o número de mols de NaOH contido nos 67ml (=cm³) de solução 0,2 mol/L consumidos, por meio da regra de três abaixo:

0,200 mol _____ 1000 mL

x _____ 67 mL

x = 0,0134 mol de NaOH

Em seguida, precisamos escrever a equação química balanceada da reação envolvida na titulação ácido-base entre o ácido acético e o hidróxido de sódio, como segue:

$$CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

Considerando a estequiometria acima 1:1 entre o ácido acético e o NaOH, tem-se que o número de mols de NaOH gasto na titulação (0,0134 mol) é igual ao número de mols de ácido acético (CH_3 COOH) contido em 50 mL, que foi o volume pipetado (aliquotado) para a titulação. Desta forma, podemos encontrar o número de mols de contido na solução inicial de 200 mL:

0,0134 mol de CH_3 COOH ——— 50 mL
y ——— 200 mL (solução inicial)
y = 0,0536 mol

Convertendo o número de mols de CH_3 COOH para massa, temos:

1 mol de CH_3 COOH ——— 60 g
0,0536 mol de CH_3 COOH ——— z
z = 3,216 g

Finalmente, podemos calcular o teor de ácido acético por meio da seguinte relação:

40 g de vinagre ——— 100%
3,216 g de CH_3 COOH ——— w
w = 8,04%

Isto quer dizer que 8,04% da massa do vinagre é ácido acético.

Gabarito: letra D

---

34. (IF-CE – Técnico de Laboratório – IF-CE – 2017) Sobre soluções, é incorreto afirmar-se que

a) uma solução é a mistura homogênea de duas ou mais substâncias.

b) o procedimento inverso da diluição é a concentração.

c) a densidade de uma solução indica a massa do soluto em um volume padrão da solução.

d) o volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais.

e) concentração molar ou molaridade é a quantidade do soluto, em mols, em um litro de solução.

Resolução:

Alternativa A: correta. Traz a correta definição de solução.

Alternativa B: correta. De forma contrária ao processo de concentrar (adicionar mais soluto ou reduzir o volume da solução), a diluição é o acréscimo de mais solvente a fim de reduzir a concentração do soluto.

Alternativa C: incorreta. A densidade da solução é calculada a partir da divisão entre a massa solução e o volume que esta ocupa. Ou seja, para medição de densidade de uma solução, podemos considerar qualquer volume, pois a massa será proporcional, mantendo a densidade constate, desde que mantidos condições de temperatura e pressão do ambiente.

Alternativa D: correta. A medida que adicionamos mais solvente, aumentando o volume, menor será a concentração de soluto. É possível observar essa relação inversamente proporcional a partir da fórmula abaixo:

$$\uparrow M = \frac{m}{MM \times V} \downarrow$$

Alternativa E: correta. Esta definição pode ser comprovada não só pela fórmula da concentração molar como também pela unidade empregada em concentrações molares, $mol \cdot L^{-1}$.

Gabarito: letra C

---

35. (CESPE – Perito Criminal – Polícia Federal – 2018) Alguns reagentes específicos podem ser empregados na identificação de drogas ilícitas, por meio da formação de produtos coloridos e rapidamente identificáveis a olho nu, como o reagente de Marquis, empregado para identificar metanfetaminas; o reagente de Scott, usado para identificar cocaína; e o reagente de Simons, usado para discriminar entre anfetaminas e metanfetaminas.

Tendo o texto precedente como referência inicial, julgue o item subsecutivo, relativo a aspectos diversos pertinentes a química analítica.

O volume de formaldeído 45% (densidade = 0,815 $g \cdot cm^{-3}$; massa molar = 30,031 $g \cdot mol^{-1}$) necessário para se preparar 100 mL de uma solução de concentração 1,0 $mol \cdot L^{-1}$ é superior a 82 mL.

Resolução: considerando formaldeído 45% como 45 mL de formaldeído em 100 mL de solvente, iniciamos os cálculos com a conversão dos 45 mL para massa, empregando a densidade:

1 mL _____ 0,815 g

45 mL _____ x

x = 36,675 g de formaldeído

Convertendo a massa para número de mols:

1 mol _____ 30,031 g

x _____ 36,675 g

x = 1,22 mol

Este número de mol está presente em 100 mL (=0,1L) de solvente. A fim de obtermos a concentração molar da solução, multiplicamos por 10 para calcularmos o número de mol contido em 1000 mL, resultando em 12,2 $mol \cdot L^{-1}$. A partir do valor obtido, podemos usar a equação de diluição para encontramos qual o volume de solução de formaldeído é necessário para 100 mL de solução 1,0 $mol \cdot L^{-1}$.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$12,2 mol/L \times V_1 = 0,1L \times 1,0 mol/L$$

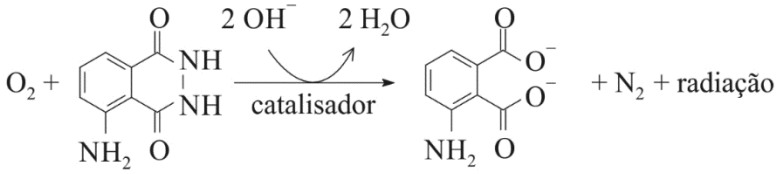
$$V_1 = 8,2 mL$$

Assim, o volume necessário da solução de formaldeído 45% é 8,2 mL.

Gabarito: Errado

---

36. (CESPE – Perito Criminal – Polícia Federal – 2018) O composto conhecido como luminol é empregado para a detecção de sangue em perícias criminais. Em meio básico, em presença de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e de um catalisador adequado, o luminol é oxidado ao ânion 3-aminoftalato, o qual é obtido inicialmente em um estado excitado, mas que rapidamente libera o excesso de energia emitindo radiação na faixa do azul.



luminol 3 - aminoftalato

A oxidação do luminol é realizada pelo $O_{2(g)}$ formado a partir da decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), de acordo com a equação:

$$2\,H_2O_2\,(aq) \xrightarrow{\text{catalisador}} 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$

Sem a presença de um catalisador, a decomposição em questão é bastante lenta. Entretanto, o ferro presente na hemoglobina do sangue catalisa a decomposição e o $O_{2\,g)}$ formado rapidamente oxida o luminol, ocasionando a característica luminescência azul.

Com relação à reação apresentada e às espécies nela envolvidas, e considerando a primeira constante de ionização ácida do H_2O_2 igual a $2{,}4 \times 10^{-12}$, julgue o item a seguir.

A massa molar da molécula de luminol é superior a 176,0 g/mol.

Resolução: Observando a estrutura molecular do luminol, é possível encontrar sua fórmula molecular. Sendo essa: $C_8H_7N_3O_2$. Para calcularmos a massa molar, basta somar a massa molecular de todos os componentes presentes:

$$MM_{luminol} = (12\ g \times 8) + (1\ g \times 7) + (14\ g \times 3) + (16\ g \times 2) = 177\ g/mol$$

Desta forma, tem-se que a massa molar do luminol é 177 g/mol, superior a massa descrita na questão.

Gabarito: Certo

Finalizamos aqui nossa primeira aula. Espero que tenham gostado e estejam interessados em continuar conosco neste curso de Química para Professor de Ciência. Bons estudos! E lembre-se, não deixe de me procurar em caso de dúvidas.

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

4 - LISTA DE QUESTÕES DA AULA

1. (VUNESP - Perito Criminal da PCSP - 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.

2. (FGV - Perito Criminal da PCMA - 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

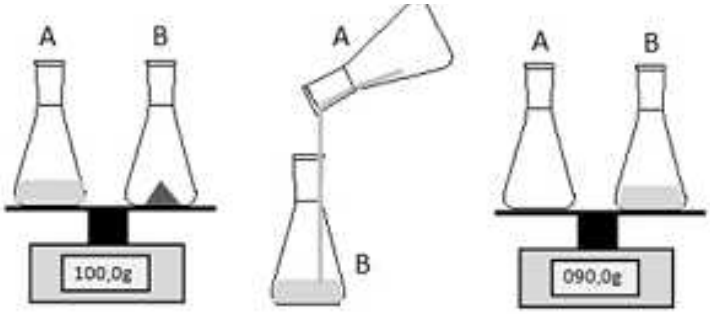
b) 2 e 7

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

3. (CESPE - Professor Pleno I - Química - 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.

4. (CESGRANRIO - Analista de Comercialização e Logística Júnior - Petrobrás - 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.

5. (FDRH - Perito Criminal do IGP/RS - 2008) Quando se misturam 3,2 g de oxigênio e 2,8 g de nitrogênio gasosos em um recipiente de 1 litro, a 27 °C obtém-se uma mistura gasosa ideal. Levando isso em conta, é INCORRETO afirmar que a:

a) mistura obtida é equimolar;

b) pressão parcial do oxigênio na mistura é de 2,46 atm;

c) densidade da mistura é de 6,0 g L^{-1};

d) pressão total da mistura é de 6 atm;

e) massa molar média da mistura é de 30 g mol^{-1}.

6. (Adaptado de FGV – Auxiliar de Perícia Médico-legal - PCMA - 2012) Trinitrato de glicerina (TNG), fórmula molecular $C_3H_5N_3O_9$, também denominado nitroglicerina, é o éster trinitrado do propanotriol (...) O TNG é um líquido oleoso, insolúvel em água e extremamente sensível, não apenas à temperatura, mas também ao choque mecânico, motivo pelo qual deve ser manuseado com extremo cuidado. Sua combustão ao ar está descrita abaixo:

$$4C_3H_5N_3O_9 + 4O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6N_2 + 5O_2 + 10H_2O$$

A combustão completa de 1 mol de TNG (Massa molecular=227g) produz um volume de gás carbônico nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) de:

a) 11,2L

b) 22,4L

c) 33,6L

d) 44,8L

e) 67,2L

7. (IADES - Perito Criminal da PCDF - 2016) Suponha que determinado corpo foi encontrado em um apartamento, e os peritos suspeitam que a morte do indivíduo tenha ocorrido por envenenamento. Um copo com 135,0mL de solução escura, aparentando ser refrigerante, foi encontrado na sala junto ao corpo. A solução foi levada ao laboratório e, quando periciada, descobriu-se que ela apresentava concentração de 0,047 M do composto orgânico aldicarbe ($C_7H_{14}N_2O_2S$), pesticida de elevada toxicidade, amplamente utilizado na agricultura. Considerando MM 190,27 $g.mol^{-1}$, e com base no exposto, assinale a alternativa que indica a massa do composto citado na solução encontrada.

a) 1,21 g

b) 2,11 g

c) 2,40 g

d) 3,40 g

e) 8,94 g

8. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Da leitura do rótulo de um frasco de ácido nítrico concentrado comercial PA, são obtidas as seguintes informações:

Densidade = 1,4 g/mL

% em massa = 70

Massa molar = 63 g/mol

A partir dessas informações, calcula-se que a concentração em mol/L desse ácido concentrado é aproximadamente igual a:

a) 11,7.

b) 19,4.

c) 6,3.

d) 18,0.

e) 15,6.

9. (FUNCAB - Perito Criminal-Química da PCRO - 2014) Em uma indústria química, houve um derramamento acidental de H_2SO_4 (98g/mol), na concentração de 8mol/L, causando a dispersão de 200L desse ácido em um pequeno lago. Uma equipe de técnicos foi chamada para tentar minimizar os danos para o ecossistema. Essa equipe decidiu que a adição de bicarbonato de sódio $NaHCO_3$ (84g/mol) seria a melhor solução imediata para tentar recuperar o lago. A massa mínima de $NaHCO_3$, necessária para reagir (conforme equação química abaixo) com o ácido derramado, é:

$$1H_2SO_4 + 2NaHCO_3 \rightarrow 2H_2CO_3 + 1Na_2SO_4$$

a) 1600 kg

b) 268,8 kg

c) 156,8 kg

d) 134,4 kg

e) 16,8 kg

10. (FUNCAB - Perito Criminalístico/Eng. Química/Química Industrial/Química - SE - 2014) Em uma titulação de precipitação de 100 mL de NaCl 0,1M por uma solução de $AgNO_3$ 0,5 M serão gastos:

A) 50mL

B) 20mL

C) 10mL

D) 100mL

E) 250mL

11. (AOCP - Perito Criminal-Químico – ITEP-RN - 2018) A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente polar

b) dativa

c) iônica

d) covalente apolar

e) metálica

12. (VUNESP – Técnico de Laboratório – PC-SP - 2014) O cálcio é o mineral mais abundante no corpo humano. Uma das formas com que o cálcio ocorre em sistemas biológicos é o trifosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, formando, por exemplo, cálculos urinários.

De acordo com a fórmula, o trifosfato de cálcio é constituído pela combinação de átomos em proporções definidas à custa de ligações:

a) iônicas e covalentes.

b) iônicas e ligações de hidrogênio.

c) covalente, apenas.

d) covalentes e dipolo-dipolo

e) iônicas, apenas

13. (Controlador de Qualidade de Água e Esgoto – SAAE - 2016) As ligações químicas entre átomos ou íons de um composto químico refletem em suas propriedades. Dentre as substâncias abaixo, assinale a alternativa que **NÃO** relaciona corretamente a substância ao tipo de ligação que ocorre entre seus átomos.

a) Ozônio; (O_3); covalente.

b) Cloreto de amônio; (NH_4Cl); covalente/iônica.

c) Água; (H_2O); covalente.

d) Flúor; F_2; iônica.

14. (IBFC – Professor-Química - 2015) Na tabela periódica, diversos elementos aparecem com uma massa atômica contendo uma parte fracionária, como o carbono (12,0107 u) e o hidrogênio (1,00794 u). Assinale a alternativa que apresenta a correta justificativa para esse fato.

a) A massa atômica leva em consideração a massa dos elétrons do átomo.

b) A massa atômica leva em consideração a diferença de massa entre os prótons e os nêutrons no núcleo atômico.

c) A massa atômica leva em consideração a massa do núcleo, ponderada pela ocorrência dos diferentes isótopos daquele elemento.

d) A massa atômica é considerada como sendo a massa de 12 gramas de carbono dividida pelo número de Avogadro.

15. (FUNCAB - Perito Criminal - ES - 2014) Em um nosocômio, ocorreu o desvio de 100 (cem) ampolas de 1mL de morfina endovenosa (EV) contendo 10g/L. Esse medicamento foi entregue a um traficante para transformá-lo em heroínas. Conhecendo a reação que ocorre:

MORFINA +	2 ÁCIDO ACÉTICO	→	HERÓÍNA +	2 ÁGUA
(M.M.= 285 g/mol)	(M.M.= 60 g/mol)		(M.M.= 369 g/mol)	(M.M.= 18 g/mol)

Qual a massa obtida de heroína, supondo 100% de rendimento?

a) 1290mg

b) 770mg

c) 230mg

d) 1170mg

e) 1320mg

16. (IFBC - Perito Oficial Criminal - PCRJ - 2013) Há casos relatados de mortes provocadas pela administração, via intravenosa, de soluções de cloreto de potássio. Na análise toxicológica, para calibração de um método fotométrico para a determinação de potássio em uma amostra forense, foi necessário preparar uma solução padrão de K^+. Marque a alternativa que apresenta a massa do sal de Rochelle (tartarato de potássio e sódio = $C_4H_4O_6KNa.4H_2O$) que deve ser pesada para o preparo de 50,00 mL de uma solução de K^+ (0,00500 mol/L):

a) 52,5 g.

b) 70,5 g.

c) 72,5 g.

d) 50,5 g.

e) 9,75 g.

17. (IFB – Professor-Química - IFB - 2010) Baseado nas leis ponderais de Lavoisier e Proust, Dalton elaborou sua teoria sobre a matéria, conhecida como teoria atômica de Dalton. **Não** pode ser considerada característica desse modelo:

a) Átomos são esferas maciças e indivisíveis.

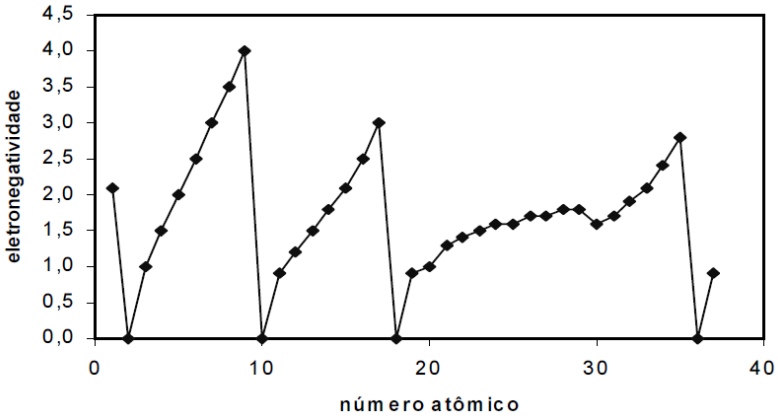
b) Átomos são esferas maciças e sem carga elétrica.

c) Átomos são esferas maciças com carga elétrica, porém, neutro.

d) Átomos são esferas maciças e indestrutíveis.

e) A matéria é formada por partículas extremamente pequenas chamadas átomos.

18. (CESPE - Perito Criminal da PCRR - 2003) O gráfico abaixo permite concluir que a eletronegatividade é uma propriedade periódica.



19. (IFBC - Perito Oficial Criminal - PCRJ - 2013) 44) Existem inúmeras preparações químicas para a restauração de vestígios latentes de gravações alfanuméricas, especialmente, em armas e chassis veiculares. Um destes reagentes químicos conhecidos é o Reagente de Hume-Rothery, produzido com cloreto de cobre em meio a ácido clorídrico. A forma anidra pode ser preparada a partir do metal cobre e gás cloro:

$$Cu_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CuCl_{2(s)}$$

Uma mistura em equilíbrio contém 20 g de Cu, 35 g de Cl_2 e 198 g de $CuCl_2$ em um recipiente de 2,5 L de capacidade. Identifique a alternativa que apresenta, respectivamente, as concentrações molares (mol/L) do Cu, Cl_2 e do $CuCl_2$.

a) 0,1; 0,2 e 0,6.

b) 0,2; 0,2 e 0,8.

c) 0,4; 0,4 e 0,8.

d) 0,5; 2,0 e 1,0.

e) 0,3; 0,5 e 1,5.

Figura para a resolução da questão abaixo

20. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Há uma infinidade de substâncias diferentes na natureza devido à capacidade dos átomos, iguais ou diferentes, combinarem-se entre si, estabelecendo as ligações químicas. Se um dado elemento químico X, de número atômico 38, combina-se com um elemento Y, de número atômico 35, a fórmula molecular do composto formado e o tipo de ligação química entre eles são, respectivamente,

a) XY e covalente polar.

b) XY_2 e iônica.

c) X_2Y e iônica

d) XY_2 e covalente polar.

e) XY_3 e iônica.

21. (CSUFG – Técnico de Laboratório/Química – UFG - 2017) Gás hidrogênio pode ser produzido industrialmente a partir de metano pela reação química $CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$. Qual será o volume, em litros, de gás hidrogênio produzido ao reagir 1000 L de metano com 500 L de vapor d'água à 700ºC e 3 atm?

Considere os gases como perfeitos e $R = 0{,}082 L.atm.K^{-1}.mol^{-1}$

a) 500

b) 1000

c) 1500

d) 3000

22. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) A transformação de carbonato de cálcio em óxido de cálcio pode ser representada pela equação a seguir:

$$\underset{100\ g}{CaCO_3\,(s)} \xrightarrow{\Delta} \underset{X}{CaO\,(s)} + \underset{44\ g}{CO_2\,(g)}$$

A massa, em gramas, correspondente a X é igual a:

a) 72.

b) 100.

c) 88.

d) 144.

e) 56.

23. (COPEVE-UFAL – Químico – UFAL - 2016) Ligações do tipo iônica e covalente estão presentes na substância química representada pela fórmula:

a) LiOH

b) Cl_2

c) CH_4

d) KBr

24. (FCC - Perito Criminalística - BA - 2014) Algumas amostras de águas naturais necessitam ser preservadas em pH ≤ 2 para permitir análise em períodos maiores do que 24 horas após a coleta. Considerando desprezível o aumento de volume pela adição de ácido, para garantir pH ≤2, uma amostra de 200,0 mL de água de pH = 7 necessita de um volume de HNO_3 concentrado comercial, em mL, de, no mínimo,

Dados para o HNO_3 concentrado comercial:

Massa molar: 63 $g.mol^{-1}$

Densidade: 1,63 g/mL

Título: 62% (m/m)

a) 0,075

b) 0,125

c) 0,050

d) 0,025

e) 0,010

25. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Unem-se por ligação tipicamente covalente átomos dos elementos que se encontram nos seguintes grupos da Tabela Periódica:

a) 16 e 17.

b) 1 e 2.

c) 2 e 17.

d) 3 e 4.

e) 6 e 7.

26. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2014) Considere as distribuições eletrônicas dos elementos cálcio e flúor no estado fundamental e a sua localização na Tabela Periódica. É de se esperar que esses dois elementos formem, ao se unirem por ligação química, o composto:

a) iônico, de fórmula CaF_2.

b) iônico, de fórmula Ca_2F.

c) molecular, de fórmula CaF_2.

d) iônico, de fórmula CaF.

e) molecular, de fórmula CaF.

27. (IF-CE – Técnico de Laboratório – IF-CE - 2017) Das moléculas abaixo, qual apresenta ligação essencialmente iônica: (Números atômicos: H = 1; Aℓ = 13; P = 15; S = 16; O = 8; F = 9; Fe = 26.)

a) P_2O_3.

b) $Aℓ_2S_3$.

c) F_2.

d) H_2O.

e) Fe.

28. (FUNCAB - Papiloscopista - PC-PA - 2016) A substância química cuja estrutura apresenta somente ligações iônicas é a seguinte:

a) NaBr

b) O_2

c) H_2SO_4

d) CO_2

e) NH_3

29. (Perito Químico Legista da IGP/SC - 2008) Existem diversas maneiras por meio das quais os átomos podem adquirir uma configuração eletrônica estável: cedendo, recebendo ou compartilhando elétrons. Se classificarmos os elementos em eletropositivos, cujos átomos tendem a ceder um ou mais elétrons com relativa facilidade; em eletronegativos, cujos átomos recebem elétrons e elementos que não mostram tendência de receber ou ceder elétrons, podemos classificar as diferentes ligações químicas formadas em ligação iônica, ligação covalente e ligação metálica. Associe de acordo:

1. Elemento eletropositivo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação covalente

2. Elemento eletronegativo + Elemento eletronegativo ( ) Ligação metálica

3. Elemento eletropositivo + Elemento eletropositivo ( ) Ligação iônica

Assinale A sequência de associação correta:

a) 2, 3 e 1.

b) 1, 3 e 2.

c) 2, 1 e 3.

d) 3, 1 e 2.

30. (Adaptado de UNEMAT – Perito Criminal – MT - 2009) Na preparação de uma solução para exames de perícia, foram dissolvidos 15 g de ácido ascórbico (vitamina C, $H_2C_6H_6O_6$) em água suficiente para preparar 150 mL de solução. Qual é a concentração molar deste componente na solução?

Dado: massa molecular de $H_2C_6H_6O_6$=176,1.

a) 0,570

b) 0,454

c) 0,195

d) 0,100

e) 0,010

Figura associada à questão abaixo

reagente	fórmula	pureza (em massa)	massa molar	densidade
ácido clorídrico	HCℓ	37,0 %	36,5 g/mol	1,2 g/mL
hidróxido de sódio	NaOH	99,99 %	40,0 g/mol	-
hidróxido de amônio	NH_4OH	30,0 %	35,0 g/mol	0,90 g/mL
cloreto de ferro (III) hexahidratado	$FeCl_3 \cdot 6H_2O$	99,99 %	270,1 g/mol	-
etanol	C_2H_6O	60,0 %	46,0 g/mol	-
etanol absoluto	C_2H_6O	99,99 %	46,0 g/mol	0,79 g/mL
ácido glicólico	$C_2H_4O_3$	99,99 %	76,0 g/mol	-
glicolato de sódio	$C_2H_3O_3Na$	99,99 %	98,0 g/mol	-
cloreto de prata	AgCℓ	99,99 %	143,3 g/mol	-

31. (CESPE – Técnico de laboratório – FUB - 2009) A tabela acima apresenta reagentes utilizados para o preparo de algumas soluções. Com base nessas informações, julgue o item a seguir. Para se preparar 1,0 L de uma solução aquosa 0,1 mol/L de Fe^{3+}, são necessários 10,8 g do reagente $FeCl_3 \cdot 6H_2O$.

32. (CESGRANRIO – Técnico de Operação Júnior – Petrobrás - 2009) Qual é, em gramas, a massa aproximada de $NaNO_3$ necessária para o preparo de 500 mL de solução 10 mol/L?

a) 85

b) 170

c) 255

d) 340

e) 425

33. (CS-UFG – Analista de Saneamento - SANEAGO – 2018) Para saber o teor de ácido acético (CH_3COOH)–massa molar de 60 g/mol–pesou-se uma massa de 40 g de vinagre. Em seguida, essa massa foi diluída em 200 cm^3 com água destilada. Ao final, 50 cm^3 desta solução foram pipetados e titulados com solução de hidróxido de sódio, 0,200 mol/L, sendo gastos, para tanto, 67 cm^3. Qual é a concentração em % desta massa de ácido acético?

a) 1,05

b) 2,01

c) 4,02

d) 8,04

34. (IF-CE – Técnico de Laboratório – IF-CE – 2017) Sobre soluções, é incorreto afirmar-se que

a) uma solução é a mistura homogênea de duas ou mais substâncias.

b) o procedimento inverso da diluição é a concentração.

c) a densidade de uma solução indica a massa do soluto em um volume padrão da solução.

d) o volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais.

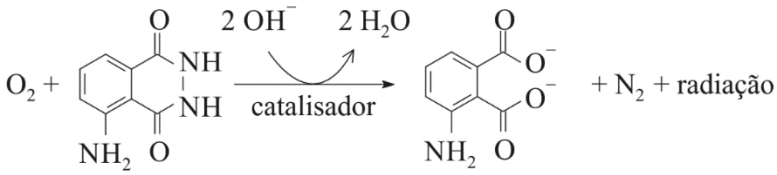
e) concentração molar ou molaridade é a quantidade do soluto, em mols, em um litro de solução.

35. (CESPE – Perito Criminal – Polícia Federal – 2018) Alguns reagentes específicos podem ser empregados na identificação de drogas ilícitas, por meio da formação de produtos coloridos e rapidamente identificáveis a olho nu, como o reagente de Marquis, empregado para identificar metanfetaminas; o reagente de Scott, usado para identificar cocaína; e o reagente de Simons, usado para discriminar entre anfetaminas e metanfetaminas.

Tendo o texto precedente como referência inicial, julgue o item subsecutivo, relativo a aspectos diversos pertinentes a química analítica.

O volume de formaldeído 45% (densidade = 0,815 $g \cdot cm^{-3}$; massa molar = 30,031 $g \cdot mol^{-1}$) necessário para se preparar 100 mL de uma solução de concentração 1,0 $mol \cdot L^{-1}$ é superior a 82 mL.

36. (CESPE – Perito Criminal – Polícia Federal – 2018) O composto conhecido como luminol é empregado para a detecção de sangue em perícias criminais. Em meio básico, em presença de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e de um catalisador adequado, o luminol é oxidado ao ânion 3-aminoftalato, o qual é obtido inicialmente em um estado excitado, mas que rapidamente libera o excesso de energia emitindo radiação na faixa do azul.



luminol 3 - aminoftalato

A oxidação do luminol é realizada pelo $O_{2(g)}$ formado a partir da decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), de acordo com a equação:

$$2\,H_2O_2\,(aq) \xrightarrow{\text{catalisador}} 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$$

Sem a presença de um catalisador, a decomposição em questão é bastante lenta. Entretanto, o ferro presente na hemoglobina do sangue catalisa a decomposição e o $O_{2\,g)}$ formado rapidamente oxida o luminol, ocasionando a característica luminescência azul.

Com relação à reação apresentada e às espécies nela envolvidas, e considerando a primeira constante de ionização ácida do H_2O_2 igual a $2,4 \times 10^{-12}$, julgue o item a seguir.

A massa molar da molécula de luminol é superior a 176,0 g/mol.

5 – PRINCIPAIS PONTOS DA AULA

Conceitos iniciais da Teoria Atômico-Molecular de Dalton

Massa atômica (A)	É a soma dos prótons (Z) e nêutrons (N). $A = Z + N$ *Obs.: massa do elétron é desprezível em relação ao próton ou nêutron*
Unidade de massa atômica (u)	corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C (isótopo 12 do carbono)
Massa atômica (A) da Tabela Periódica	Corresponde à média ponderada de todos os seus isótopos, que são átomos com mesmo número de prótons ou número atômico (Z), mas diferente massa atômica (A).
Massa molecular (MM)	É a soma das massas atômicas (A) dos átomos que a constitui. *(utilize a Tabela Periódica para encontrar o valor de A para cada átomo)*

As Leis de Lavoisier e de Proust e a Teoria de Dalton

Lei de Lavoisier *ou Lei da Conservação das Massas*	Diz que a massa dos produtos é igual a soma das massas dos reagentes *("Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma")*
Lei de Proust *ou Lei das proporções definidas*	Diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos numa mesma proporção em massa.
Postulados de Dalton	A proposição dos postulados de Dalton visava explicar as leis de Lavoisier e de Proust. Em suma seus postulados diziam que: - A proposição do conceito de átomo como uma unidade indivisível da matéria; - A massa atômica (A) é a propriedade que caracteriza ou individualiza cada elemento da tabela periódica; - As moléculas se formam a partir da ligação de átomos.

Massa molar de átomos e moléculas

Número de Avogadro (NA)	$NA = 6,022 \cdot 10^{23}$ Quantidade de átomos presentes em 12g do isótopo 12 do. Essa quantidade foi convencionada como 1 mol. O mol é uma unidade de medida muito utilizada na química que corresponde a $6,022.10^{23}$ de alguma coisa (podendo ser átomos, moléculas, íons, dentre outros).
Como calcular o número de mols?	O **número de mols (n)** presentes, também conhecido como **quantidade de matéria**, em uma dada **massa (m)** pode ser calculado por meio da seguinte relação: $n = \frac{m}{MM}$
Equação dos gases ideais	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ em que P é a pressão e T é a temperatura R é a constante dos gases ideias 0,082 atm.L.K^{-1}.mol^{-1}. *(NOTA: dependendo da banca, se faz necessário memoriar* R *)*

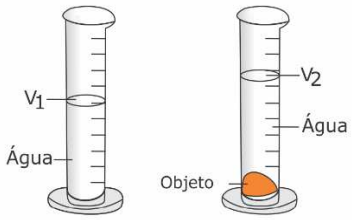
Densidade e concentração

A densidade (d) é a relação entre a massa (m) e volume (V) de um dado corpo:

$$d = \frac{m}{V}$$

A unidade de densidade no SI (Sistema Internacional de Medida) é kg/m^3 (kg.m^{-3}). Outras unidades usuais são g/cm^3, g/mL, kg/dm^3 e kg/L. As duas primeiras e as duas últimas são equivalentes entre si, pois **1 cm^3 corresponde a 1mL e 1dm^3 corresponde a 1L**.

Como medir a densidade de um corpo? Podemos inseri-lo em um recipiente graduado (conforme figura abaixo) e o volume deslocado corresponderá ao seu volume. A sua massa pode ser determinada por meio de pesagem. Conhecendo massa e volume, aplica-se a fórmula da densidade.



Volume do objeto = $V_2 - V_1$

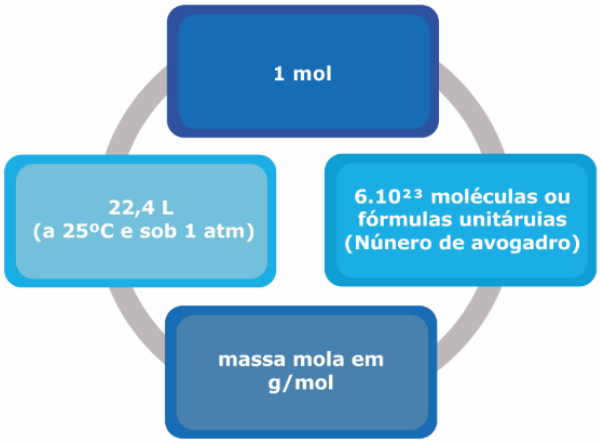
Entenda os principais tipos de concentração		
Tipo de concentração	**Fórmula**	**Unidades usuais**
Concentração comum (C): relação entre a massa (m) de soluto e o volume total da solução (V)	$C = \frac{m}{V}$	g/L, mg/L, µg/mL, µg/L
Título (T) em massa: concentração massa/massa (m/m) em porcentagem ou quantas unidades de massa do soluto está presente em 100 unidades de massa da solução.	$T = \frac{m_{soluto}}{m_{solução}} \cdot 100 = \frac{m_{soluto}}{m_{soluto} + m_{solvente}} \cdot 100$	%, o T será adimensional caso não seja multiplicado por 100
Título (T) em volume: concentração volume/volume (v/v) em porcentagem ou quantas unidades de volume do soluto está presente em 100 unidades de volume da solução.	$T = \frac{v_{soluto}}{v_{solução}} \cdot 100 = \frac{v_{soluto}}{v_{soluto} + v_{solvente}} \cdot 100$	%
Molaridade ou concentração molar (M): número de mols (n) (quantidade de matéria) do soluto presentes em 1 L de solução.	$M = \frac{n}{V}$, já que $n = \frac{m}{MM}$ Podemos substituir a 2º eq. na 1º eq. e obter: $M = \frac{m}{MM \times V}$	mol/L que corresponde ao termo **molar (M)**, o qual está em desuso.
Fração molar (X): relação entre o número de mols do soluto ou do solvente e o número de mols totais. Por exemplo, se X para um dado soluto é 0,2, podemos dizer que 20% dos mols presentes são do soluto ou que 1 a cada 5 mols presentes são do soluto.	Considerando uma solução com apenas um soluto e um solvente, X para o soluto pode ser escrito como: $X = \frac{n_{soluto}}{n_{totais}} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solvente}}$ **Caso haja mais que dois constituintes presentes na solução, então:** $X = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + ... + n_3}$	É adimensional e varia entre 0,0 (substância ausente) até 1,0 (substância pura)

Estequiometria

Orientações básicas para resolução de cálculos estequiométricos:

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 na aula sobre reações de oxirredução.
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.**

Lembre-se das relações apresentadas no esquema abaixo, pois lhe será muito útil para acertar ao montar as regras de três:



A regra de três pode ser estruturada como segue:

Conhecido ou fornecido:	1 mol	Contém: $6{,}022.10^{23}$ 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**	**$6{,}022.10^{23}$**	**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 na 1ª linha. O outro valor será o objetivo (resolução) do exercício. 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.

Duas particularidades que podem gerar dúvidas em exercícios de estequiometria. Entenda!	
Aproximação para soluções aquosas diluídas	A concentração de soluções aquosas (em que o solvente é água) é normalmente medida em quantidade do soluto (g, mol) por volume (cm^3, mL, dm^3, L) de solução. No entanto, duas unidades de concentração massa/massa, que são pouco utilizadas, ainda são aplicadas para soluções aquosas: ppm (parte por milhão) e ppb (parte por bilhão). **Vamos entender melhor as unidades ppm e ppb:** Se misturarmos 1 mg de sal em 1kg de açúcar (arredondando a massa total para 1kg), temos: 1mg de sal em 1000g totais ou **1mg** de sal em **1.000.000mg** totais. Dizemos, então, que a concentração do sal é 1 ppm. **Ou seja, uma parte de sal para 1 milhão de partes totais**. Por analogia, se tivéssemos 1µg para os mesmos 1kg de açúcar, a concentração seria de **1ppb**. Obs: Lembrando que 1 kg corresponde a 1000g; 1g corresponde a 1000mg (miligrama) e 1mg corresponde a 1000µg (micrograma). **Por que, então, se utiliza ppm e ppb para soluções aquosas se não é usual pesar água em laboratório?** Porque a densidade da água é $1g/cm^3$ ou g/mL a 25ºC. Isso significa que 1 litro de água possui a massa de 1kg, ou 1mL pesa 1g. A adição do soluto à água modifica sua densidade. Entretanto, em soluções aquosas diluídas, essa modificação é insignificante, e é adequado aproximarmos a densidade da solução para densidade da água, $1g/cm^3$. Logo, para uma solução de Na(sódio) 1mg/L, podemos reescrever da seguinte forma: Na 1mg/L → Na 1mg/kg → Na 1ppm **Portanto, para soluções aquosas diluídas, temos que:** **mg/L = ppm** **µg/L = ppb**
Quando usar 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 do NaCl, utilizando tabela periódica: MM = 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 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, 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:

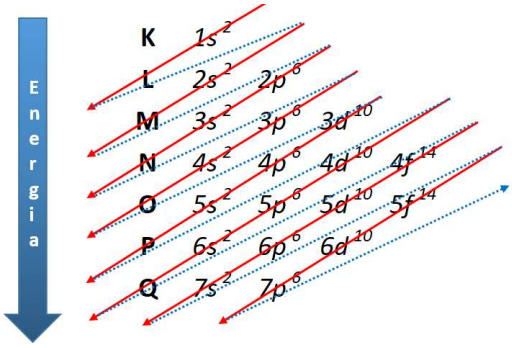
116,8 g _____ 100%
x _____ 98%

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.

Teoria do octeto e ligações

Teoria do Octeto	Propõe que os átomos se ligam para adquirir configuração de gás nobre, passando a apresentar 8 elétrons na camada mais externa, adquirindo mais estabilidade
Distribuição de Linus Pauling	Segundo essa distribuição, os elétrons, em torno do núcleo positivo, estão distribuídos em camadas de energia (K, L, M, N, O, P e Q) e, em cada camada, distribuídos em subníveis de energia (orbitais): s, p, d e f, os quais comportam 2, 6, 10 e 14 elétrons, respectivamente. Esses níveis são ordenados em energia, seguindo o zig-zag das setas de cima para baixo:



Uma questão importante:

Afinal, por que a Teoria do Octeto não funciona para muitos elementos?

A Teoria do Octeto funciona bem para os dois primeiros períodos da Tabela Periódica, nos quais o preenchimento completo da última camada se dá quando o átomo atinge a configuração eletrônica de gás nobre. Nos demais períodos, existem orbitais d e f que comportam 10 e 14 e-, respetivamente. Essa maior capacidade, permite que muitos átomos se liguem, adquirindo estabilidade, mesmo apresentando mais que 8 e- na última camada.

NOTA: não utilize a Teoria do Octeto para justificar a estabilidade das ligações em provas discursivas.

Ligação iônica (ou eletrovalente): é a ligação em que ocorre a transferência de um ou mais elétrons de um átomo para outro, originando os chamados íons. (NOTA: **Íons** são átomos ou conjunto de átomos com carga. O íon será um **cátion** caso sua carga seja **positiva** e será um **ânion** caso sua carga seja **negativa**). *As ligações iônicas estão presentes nos compostos iônicos.*

Para facilitar, utilize as cargas dos íons e multiplique cruzado para obter os índices da fórmula do composto conforme os exemplos abaixo:

$$Ca^{+2}\ Cl^{-1} \longrightarrow CaCl_2$$

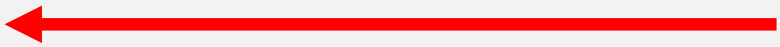
$$Fe^{+3}\ Cl^{-1} \longrightarrow FeCl_3$$

Ligação covalente: é a ligação em que ocorre o compartilhamento de elétrons entre dois átomos. Nessa ligação, os elétrons compartilhados se somam à camada de valência dos dois átomos. Por exemplo, o gás oxigênio corresponde a dois átomos O, formando uma ligação dupla (O_2 → O=O). Ao considerarmos que antes da ligação cada um possuía 6 e-, então, após a formação da ligação, passaram a possuir 8 e- na camada de valência. *As ligações covalentes estão presentes predominantemente em moléculas.*

Eletronegatividade e polaridade das ligações

Eletronegatividade: é a capacidade ou força, que uma dada espécie química (átomos, íons ou compostos iônicos) possui, em atrair ("puxar") para si elétrons. A eletronegatividade proposta por Pauling foi medida de maneira comparativa, por isso, é adimensional (não possui unidade).

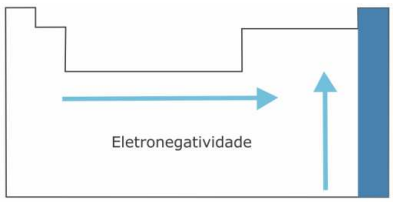
Eletronegatividade cresce da direita para esquerda

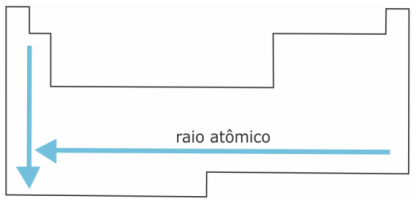


F O N Cl Br I S C P H Metais

"Fui Ontem No Clube, Briguei I Saí Correndo Para o Hospital"

Na Tabela Periódica, a eletronegatividade cresce da esquerda para a direita e da parte inferior para parte superior (esquema da esquerda abaixo), em sentido oposto ao raio atômico.

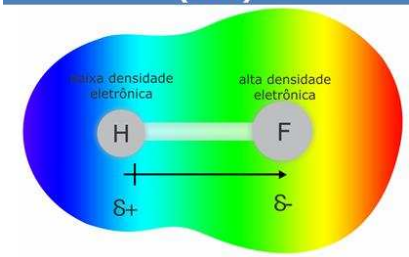


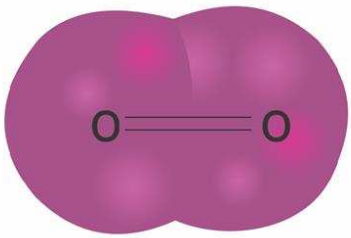


Você precisa entender:
Como a eletronegatividade explica a formação das ligações iônicas e covalentes?

Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos é alta, o átomo mais eletronegativo atrai tão fortemente o elétron do outro átomo que ocorre uma migração em definitivo desse elétron de um átomo para o outro, configurando uma ligação iônica. Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos é pequena ou nula (no caso de dois átomos idênticos), ocorre um equilíbrio de forças e os átomos passam a compartilhar um ou mais elétrons de valência, configurando uma ligação covalente, que pode ser polar e apolar (não polar). Será polar quando um átomo for mais eletronegativo que o outro e apolar quando os dois átomos apresentarem a mesma eletronegatividade. Em uma ligação covalente polar, o par de e- compartilhado fica mais próximo ao núcleo de um dos átomos, o que, na prática, significa uma distorção da nuvem eletrônica, aumentando a densidade eletrônica em torno do átomo mais eletronegativo. Embora não haja a transferência efetiva de e- de um átomo para o outro, há a formação de polos negativos e positivos que são representados por δ+ e δ-. Veja na figura abaixo a diferença da dispersão dos elétrons entre uma ligação covalente polar e uma apolar.

Ligação covalente polar (H–F)	Ligação covalente apolar (O=O)





A tabela abaixo resume como determinamos o tipo de ligação a partir da diferença de eletronegatividade:

Diferença de eletronegatividade	Tipo de ligação
ΔX>1,7	Iônica
0<ΔX≤1,7	Covalente polar
ΔX=0	Covalente apolar

6 – GABARITO

GABARITO

1	B
2	E
3	B
4	B
5	D
6	E
7	A
8	E
9	B
10	B
11	C*questionável
12	A
13	D
14	C
15	A
16	Anulada
17	C
18	Certo

19	Anulada
20	B
21	C
22	E
23	A
24	B
25	A
26	A
27	B
28	A
29	A
30	A
31	Errado
32	E
33	D
34	C
35	Errado
36	Certo

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.