

Aula 00

*Química p/ Concursos - Curso Regular
(Com Videoaulas) 2020*

Autor:

Patrícia Mendonça de Castro Barra

26 de Dezembro de 2019

Sumário

Princípios Básicos de Química	11
1. Matéria, unidades e dimensões.....	11
Química inorgânica	17
1. Estrutura atômica	17
1.1 Pensamento Filosófico	17
1.2 Modelo de Dalton.....	18
1.3 Modelo de Thomson.....	18
1.4 Modelo de Rutherford	21
1.5 Modelo de Bohr.....	25
1.6 Semelhanças atômicas.....	29
1.7 Distribuição eletrônica.....	31
2. Tabela Periódica	35
2.1 Modelo atual	36
3. Propriedades periódicas.....	39
3.1 Raio Atômico.....	39
3.2 Afinidade Eletrônica.....	41
3.3 Energia de Ionização	42
3.4 Eletronegatividade.....	43
3.5 Densidade	44
3.6 Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição	44
Ligações químicas	45
1. Ligação iônica	46



1.1 Características dos compostos iônicos	48
2. Ligação covalente	48
2.1 Características dos compostos covalentes	50
2.2 Casos especiais	50
2.3 Exceções à regra do Octeto	51
3. Ligação metálica	52
3.1 Propriedades gerais dos metais	52
Geometria molecular	53
Polaridade	59
1. Polaridade da ligação covalente	59
2. Polaridade da molécula	60
Forças intermoleculares	64
1. Ponto de fusão e ponto de ebulição	65
2. Solubilidade	65
Compostos de coordenação	66
1. Ligações em complexos de metais de transição	67
1.1 Teoria da Ligação de Valência (TLV)	67
1.2 Teoria do Campo Cristalino (TCC)	67
1.3 Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM)	68
2. Nomenclatura de compostos de coordenação	68
Considerações finais	70
Mapa mental	71
1. Evolução histórica dos modelos atômicos	71



2. Evolução histórica da tabela periódica	71
3. Propriedades periódicas	72
4. Ligação iônica	72
5. Ligação covalente	73
6. Forças intermoleculares	73
Questões comentadas.....	74
Referências bibliográficas.....	94



APRESENTAÇÃO DO CURSO

Olá, amigo do Estratégia Concursos, tudo bem?

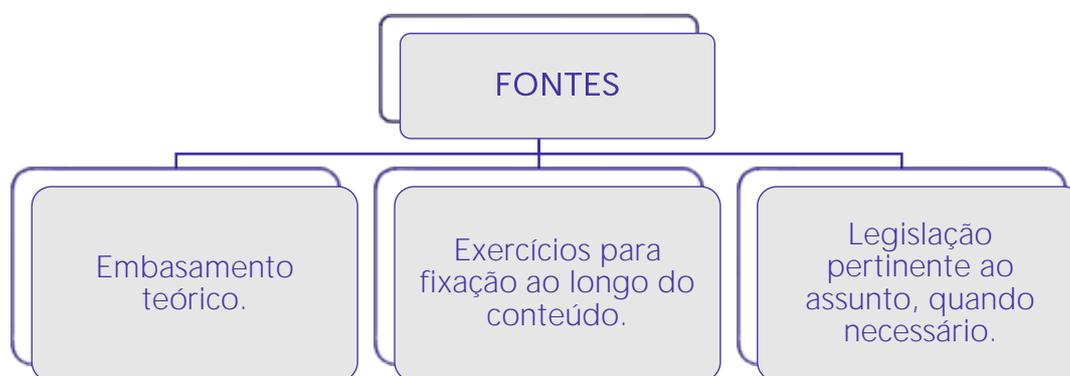
É com enorme alegria que damos início hoje ao nosso **Curso**, focado para concurso na área de **Química**.

Neste curso, vamos nos atentar aos pontos cobrados em seu edital e, para isso, é importante destacar que, para facilitar a sua aprendizagem e garantir que seu estudo seja realmente efetivo, utilizaremos algumas questões de nossa autoria e de outras bancas também, além da banca organizadora do seu concurso.

Confira, a seguir, com mais detalhes, nossa **metodologia**.

Algumas constatações sobre a metodologia são importantes!

Podemos afirmar que as aulas levarão em consideração as seguintes "fontes".



Para tornar o nosso estudo mais completo, é muito importante resolver questões anteriores para nos situarmos diante das possibilidades de cobrança. Traremos questões de todos os níveis, inclusive questões cobradas em vários concursos de Química.

Essas observações são importantes, pois permitirão que possamos organizar o curso de modo focado, voltado para acertar questões objetivas e discursivas.

Esta é a nossa proposta!

Vistos alguns aspectos gerais da matéria, façamos agora algumas considerações acerca da **metodologia de estudo** que iremos utilizar.

As aulas em *.pdf* tem por característica essencial a **didática** com uma leitura de fácil compreensão e assimilação. Isso, contudo, não significa superficialidade. Pelo contrário, sempre que necessário e importante os assuntos serão aprofundados. A didática, entretanto, será fundamental para que diante do



contingente de disciplinas, do trabalho, dos problemas e questões pessoais de cada aluno, possamos extrair o máximo de informações para hora da prova.

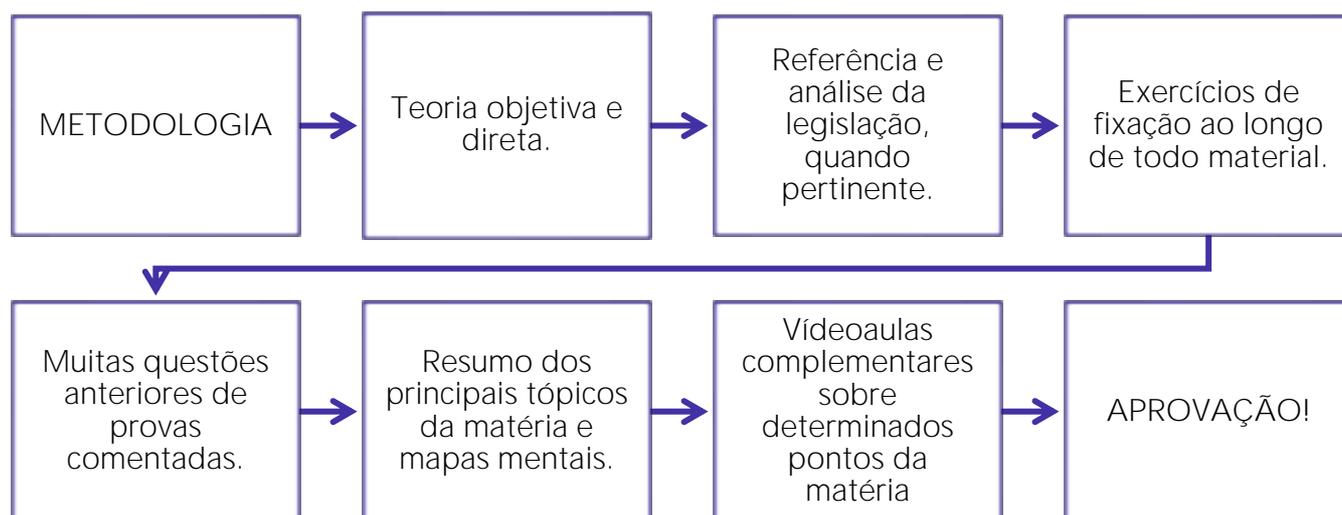
Para tanto, o material será permeado de **esquemas, gráficos informativos, resumos, figuras**, tudo com a pretensão de “chamar atenção” para as informações que realmente importam.

Com essa estrutura e proposta pretendemos conferir segurança e tranquilidade para uma **preparação completa, sem necessidade de recurso a outros materiais didáticos**.

Finalmente, destaco que um dos instrumentos mais relevantes para o estudo em .PDF é o **contato direto e pessoal com o Professor**. Além do nosso **fórum de dúvidas**, estamos disponíveis por **e-mail** e, eventualmente, pelo **Facebook e Instagram**. Aluno nosso não vai para a prova com dúvida! Por vezes, ao ler o material surgem incompreensões, dúvidas, curiosidades, nesses casos basta acessar o computador e nos escrever. Assim que possível respondemos a todas as dúvidas. É notável a evolução dos alunos que levam a sério a metodologia.

Além disso, teremos videoaulas! Essas aulas destinam-se a complementar a preparação. Quando estiver cansado do estudo ativo (leitura e resolução de questões) ou até mesmo para a revisão, abordaremos alguns pontos da matéria por intermédio dos vídeos. Com outra didática, você disporá de um conteúdo complementar para a sua preparação. Ao contrário do PDF, evidentemente, **AS VIDEOAULAS NÃO ATENDEM A TODOS OS PONTOS QUE VAMOS ANALISAR NOS PDFS, NOSSOS MANUAIS ELETRÔNICOS**. Por vezes, haverá aulas com vários vídeos; outras que terão videoaulas apenas em parte do conteúdo; e outras, ainda, que não conterão vídeos. Nosso foco é, sempre, o estudo ativo!

Assim, cada aula será estruturada do seguinte modo:



APRESENTAÇÃO PESSOAL

Por fim, resta uma breve apresentação pessoal.

Esse curso será preparado por mim com o intuito de ajudá-lo a conquistar sua aprovação, mas, antes de qualquer coisa, peço licença para me apresentar:

Meu nome é **Patrícia Barra**, sou professora de Química do Estratégia Concursos e também leciono em um curso preparatório presencial em Juiz de Fora - MG. Sou bacharel e licenciada em Química pela Universidade Federal de Juiz de Fora (UFJF), onde concluí também meu **mestrado e doutorado, ambos com ênfase em Química Analítica**.

Deixo aqui os meus contatos para quaisquer dúvidas ou sugestões. Terei o maior prazer em orientá-lo da melhor forma possível nesta caminhada que estamos iniciando.

Patrícia Barra

E-mail: patriciamcbarra@gmail.com

Instagram: [profpatriciabarra](https://www.instagram.com/profpatriciabarra)

CRONOGRAMA DE AULAS

Vejam os a distribuição das aulas:

AULAS	TÓPICOS ABORDADOS	DATA
Aula 00	Química descritiva. Modelos atômicos e estrutura atômica. Tabela periódica e propriedades periódicas dos elementos. Ligações químicas. Geometria molecular. Polaridade. Forças intermoleculares. Teoria do orbital molecular (TOM) e teoria da ligação de valência (TLV).	26/12
Aula 01	Teorias ácido-base (Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis) e funções inorgânicas: ácido, base, sais, óxidos e hidretos. Reações inorgânicas.	20/01
Aula 02	Relações numéricas: leis ponderais, leis volumétricas e estequiometria (casos gerais e específicos). Sistemas gasosos: gases ideais, teoria cinética dos gases, mistura gasosa.	30/01
Aula 03	Soluções: unidades de concentração, preparo e padronização. Volumetria de neutralização, de precipitação, de oxirredução e de complexação. Operação com soluções. Propriedades coligativas.	15/02
Aula 04	Termoquímica: energia interna, entropia e entalpia; princípio da conservação da energia e equações termoquímicas.	01/03
Aula 05	Cinética química: leis de velocidade, fatores que afetam a velocidade das reações, catálise e mecanismos das reações.	15/03



Aula 06	Equilíbrio químico e iônico: princípio de Le Chatelier, hidrólise salina, solução tampão e produto de solubilidade.	30/03
Aula 07	Eletroquímica: pilha e eletrólise (aspectos qualitativos e quantitativos).	15/04
Aula 08	Radioatividade: natureza das radiações, cinética da desintegração radioativa, leis da desintegração radioativa, fissão e fusão nucleares.	01/05
Aula 09	Introdução à química orgânica: hibridação do carbono, classificação de cadeias, hidrocarbonetos, funções orgânicas e suas propriedades físicas e químicas.	15/05
Aula 10	Isomeria: plana e espacial. Reações orgânicas: adição, eliminação, substituição e oxidação.	30/05
Aula 11	Princípios básicos de análise instrumental: espectrometria de emissão atômica, absorção atômica e métodos cromatográficos. Técnicas de laboratório e caracterização de materiais.	15/06
Aula 12	Tratamento de Água. Normas Legais sobre a qualidade da água. Parâmetros físico-químicos da água. Sistemas de tratamento de água. Tratamento de efluentes. Caracterização geral dos efluentes. Tratamento de efluentes líquidos. Resíduos Sólidos. Caracterização geral de resíduos. Classes de resíduos. Logística reversa. Gerenciamento de resíduos sólidos. Resíduos sólidos industriais e Resíduos de serviços de saúde (RSS). Disposição final de resíduos. Processos de Reciclagem.	30/06

Essa é a distribuição dos assuntos ao longo do curso. Eventuais ajustes poderão ocorrer, especialmente por questões didáticas. De todo modo, sempre que houver alterações no cronograma acima, vocês serão previamente informados, justificando-se.

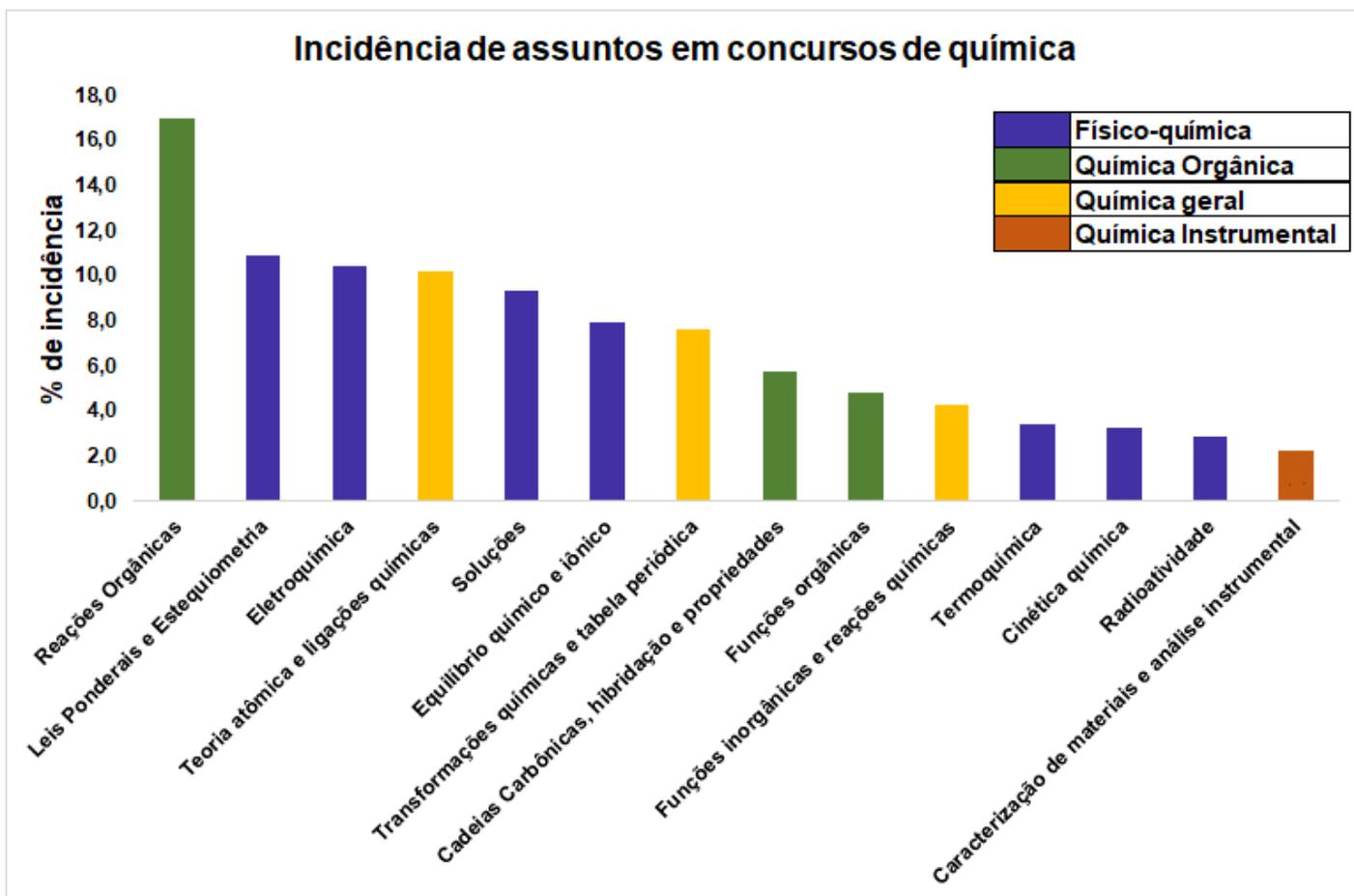
Para facilitar seu planejamento de estudos, optei por separar os conteúdos mais cobrados em concursos para professor de química e para químico, especificamente em autarquias como SAAE e CESAMA, por exemplo.

O quadro e o gráfico abaixo apresentam os assuntos que mais caem em concursos para **professor de química**, com base nas questões das provas dos concursos da área.

MATÉRIA	% DE INCIDÊNCIA NAS PROVAS
Química orgânica: reações de substituição, adição, eliminação, oxidação e redução. Isomeria plana e espacial	16,9
Grandezas: massa, volume, mol, massa molar, constante de Avogadro e Estequiometria. Leis Ponderais e balanceamento de equações. Sistemas gasosos e mistura de gases.	10,9
Eletroquímica: Oxirredução, Potenciais Padrão de Redução, Pilha, Eletrólise e Leis de Faraday.	10,4
Teoria atômica e estrutura fundamental do átomo. Ligações químicas, geometria Molecular, polaridade da ligação e da Molécula e forças Intermoleculares.	10,2

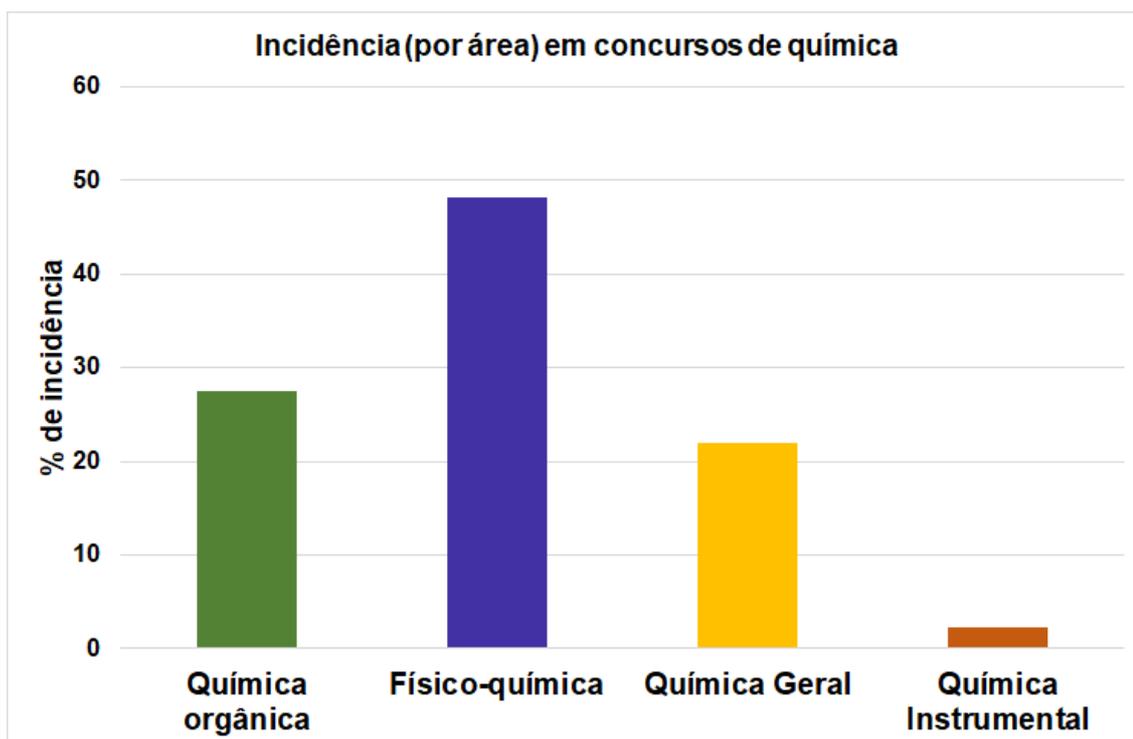


Soluções: características, tipos de concentração, diluição, mistura, titulação e soluções coloidais. Propriedades coligativas	9,3
Equilíbrio químico e equilíbrio iônico. Constantes de equilíbrio. pH e pOH. Hidrólise de sais e solução tampão. Produto de solubilidade	7,9
Transformações químicas. Elementos químicos e tabela periódica	7,6
Química orgânica: características e Classificações do Átomo do Carbono e das cadeias carbônicas, Tipos de Ligação e Hibridação. Propriedades físicas e químicas dos compostos orgânicos.	5,7
Química orgânica: funções orgânicas (reconhecimento e nomenclatura): hidrocarbonetos, funções oxigenadas, funções nitrogenadas e haletos.	4,8
Substâncias Inorgânicas e suas características: Ácidos, Bases, Sais e Óxidos. Reações de Neutralização.	4,2
Termoquímica: Energia Calorífica, Calor de reação, Entalpia, Equações e Lei de Hess.	3,4
Cinética Química: velocidade de reação e fatores que alteram a velocidade.	3,3
Radioatividade: Reações de Fissão e Fusão Nuclear, Desintegração Radioativa e Radioisótopos.	2,9
Princípios básicos de análise instrumental e técnicas de laboratório e caracterização de materiais.	2,3



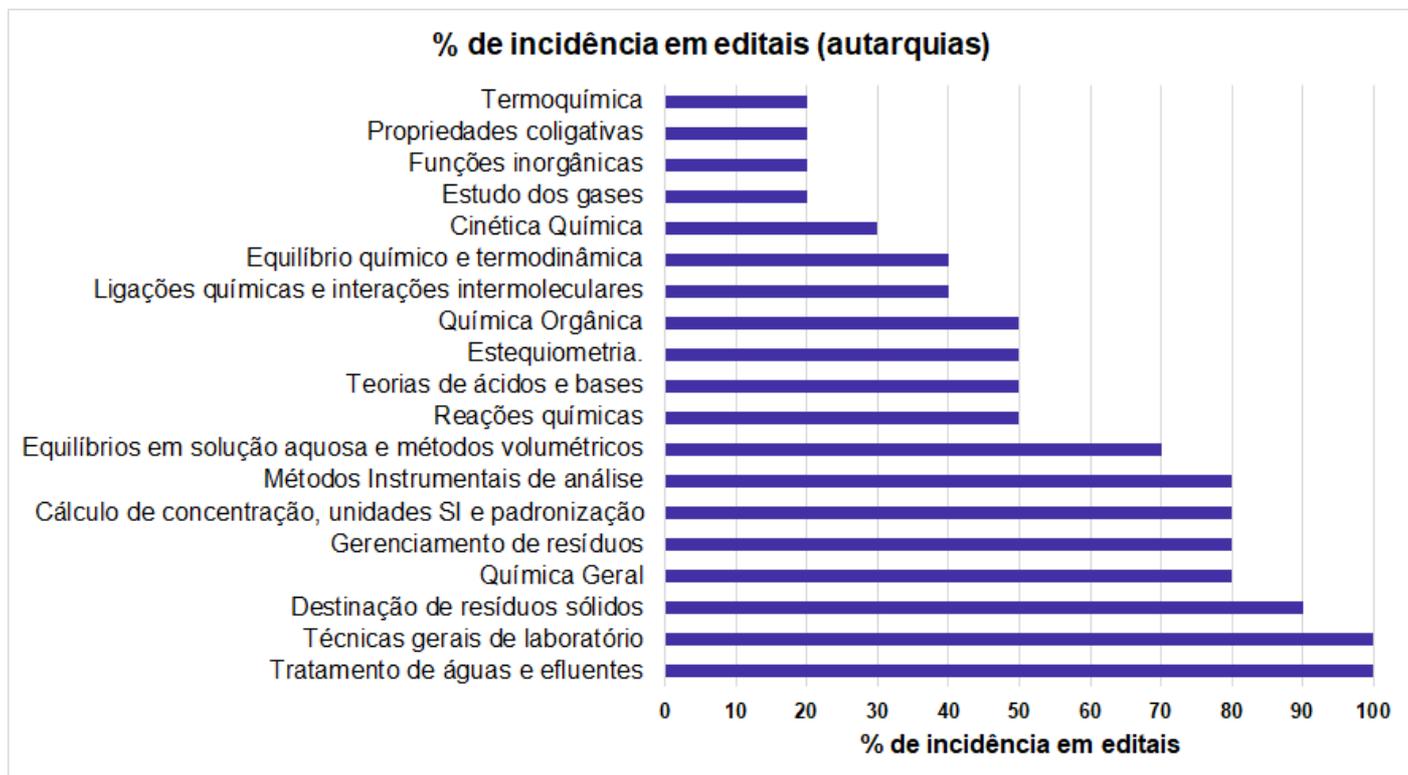
O gráfico abaixo ilustra a incidência dos assuntos mais cobrados nos concursos de química (**professor**), separados por área. Note que os conteúdos de **físico-química** dominam as provas, compondo praticamente metade das questões dos concursos.

Fique atento!



Como eu disse acima, montei um gráfico com os assuntos mais cobrados em concursos para **químico**, especificamente em **autarquias**. Note que para esse tipo de concurso, os temas associados à **Tratamento de água e efluentes e Técnicas de laboratório** foram cobrados em todos os editais analisados (cerca de 20 editais diferentes).





- Agora que você já tem uma boa ideia da distribuição dos conteúdos, vamos estudá-los em detalhes e garantir sua aprovação!

Bons estudos!

Patrícia Barra.



PRINCÍPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA

Caro aluno, começaremos nosso estudo lembrando alguns tópicos muito importantes de química e que serão fundamentais para o seu entendimento e desenvolvimento nos temas a seguir.

1. Matéria, unidades e dimensões

Definimos **Matéria** como sendo tudo que tem **massa e ocupa lugar no espaço** e pode possuir os seguintes estados de agregação: sólido, líquido ou gasoso. Tais estados podem ser alterados em função da absorção ou liberação de energia e, para cada mudança de estado, dá-se um nome a este processo.

- **Fusão** é a passagem do estado **sólido para o líquido**. Solidificação é o inverso.
- **Vaporização** ⁽¹⁾ é a passagem do estado **líquido para o gasoso** (gás ou vapor).
- **Liquefação ou Condensação** é a passagem do **gás ou vapor para o estado líquido**.
- **Sublimação** é a passagem do estado **sólido diretamente para o gasoso** (Resublimação usada para a transformação inversa).

Importante destacar que o termo **vapor** é o estado gasoso que uma determinada substância possui quando se encontra em uma temperatura abaixo da sua **temperatura crítica**. ⁽²⁾

As **propriedades físicas da matéria** podem ser **gerais** (repetem-se para vários materiais, sendo estas: inércia, massa, extensão, impenetrabilidade, compressibilidade, elasticidade, divisibilidade e descontinuidade) ou **específicas** (são exclusivas de cada substância, sendo estas: ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, odor, sabor, cor, brilho, reatividade, entre outras).

Tais propriedades podem ser medidas, de acordo com um sistema métrico, denominado **Sistema Internacional de Unidades, SI** (*Système international d'unités, SI*) que, a partir de maio de 2019, adotou novas definições para as sete (07) unidades básicas de medida (comprimento, massa, tempo, corrente elétrica, temperatura, quantidade de substância e intensidade luminosa).

⁽¹⁾ **Evaporação** é a vaporização lenta, que ocorre na superfície do líquido, sem agitação nem surgimento de bolhas (de maneira lenta e natural). **Ebulição** é a vaporização rápida, com agitação do líquido e aparecimento de bolhas (mediante aquecimento). **Calefação** é uma vaporização muito rápida, com gotas do líquido "pulando" em contato com uma superfície muito quente.

Temperatura crítica: temperatura na qual, e acima da qual, uma substância não pode ser liquefeita, independente da



Grandeza	UNIDADE (SÍMBOLO) e DEFINIÇÃO
Comprimento	Metro (m) Definido a partir do valor numérico da velocidade da luz no vácuo (299 792 458 m/s).
Massa	Quilograma (kg) valor estabelecido fixando-se o valor numérico da constante de Planck, h, exatamente igual a $6,62607015 \times 10^{-34}$ quando expresso em unidades do SI, que é igual a joule segundo (J·s).
Tempo	Segundo (s) Valor definido a partir da frequência de transição hiperfina do estado fundamental não perturbado do átomo de césio 133.
Corrente elétrica	Ampere (A) O ampere é a intensidade de uma corrente elétrica e seu valor será estabelecido fixando-se o valor numérico da carga elementar, e, exatamente igual a $1,602176634 \times 10^{-19}$, quando se expressa a unidade em coulombs (C), igual a A·s.
Temperatura	Kelvin (K) O kelvin, unidade de temperatura termodinâmica, seu valor foi estabelecido fixando-se o valor numérico da constante de Boltzmann exatamente igual a $1,380649 \times 10^{-23}$ quando expresso em unidades do SI, que é igual a (J·K ⁻¹).
Quantidade de matéria (substância)	Mol (mol) O mol é a quantidade de substância referente ao número de entidades elementares, exatamente igual a $6,022 140 76 \times 10^{23}$.
Intensidade luminosa	Candela (cd) A candela é a intensidade luminosa, definida ao fixar o valor numérico da eficácia luminosa da radiação monocromática de frequência 540×10^{12} Hz,

Todas as outras grandezas (velocidade, aceleração, densidade, força, entre outras) são definidas como derivadas e obtidas a partir das unidades básicas citadas acima, conforme quadro abaixo:

Grandeza	UNIDADE (SÍMBOLO)
Área	Metro quadrado (m²).
Volume	Metro cúbico (m³).
Massa específica (ou densidade)	Quilograma por metro cúbico (Kg/m³).
Concentração	Mol por metro cúbico (mol/m³).
Força	Newton (N), neste caso também se define como m.kg. s⁻² .



Pressão	Newton por metro quadrado (N/m²), neste caso também se define como Pascal (Pa).
----------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Dentre as propriedades específicas citadas anteriormente, é importante destacar que do ponto de vista matemático, **massa específica (μ) e densidade (d)** são grandezas derivadas e que relacionam a massa que um material ocupa em um determinado volume (**$d=m/v$**). Entretanto, a **massa específica** considera apenas o **volume preenchido** (corpo não maciço), enquanto para o cálculo da **densidade** é considerado **todo o volume**, incluindo os espaços vazios de um corpo.

Cabe ressaltar, prezado aluno, que para substâncias nos estados **líquidos e gasosos, não haverá diferença entre os valores de densidade e massa específica**. Contudo, para substâncias no estado sólido, levar em consideração se o corpo é maciço ou oco, implica em resultados bem diferentes e toda atenção deve ser tomada. Fique atento!

Quando o sólido possui formato regular (por exemplo um cubo ou uma esfera), a densidade pode ser determinada a partir do cálculo do volume do sólido utilizando as medidas diretas nas dimensões do objeto. Porém, quando o sólido é irregular e a determinação do volume a partir das medidas do objeto não é possível, utiliza-se a determinação do volume do corpo sólido, imergindo-o em uma proveta graduada contendo um líquido e medindo o deslocamento causado no líquido (**picnometria a líquido**).

É importante destacar que ao comparar líquidos e sólidos com **densidades diferentes**, aqueles que forem **mais densos tendem a afundar e os menos densos tendem a flutuar**.



De um modo geral, materiais no estado sólido são mais densos que no estado líquido, já que a princípio ficam mais compactados (menor volume). Entretanto, a **água** apresenta um **comportamento anômalo**, uma vez que no estado líquido sua densidade é 1 g/cm^3 e no estado sólido a sua densidade diminui para cerca de $0,92 \text{ g/cm}^3$. Tal fato ocorre porque as moléculas de água se ligam a partir de ligações intermoleculares, chamadas de **ligações de hidrogênio**. A água em seu estado sólido apresenta um retículo cristalino organizado, com grandes vazios entre suas partículas (estrutura mais volumosa), conforme pode ser observado na Figura 1.



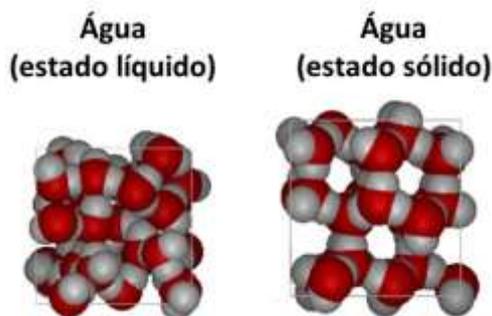
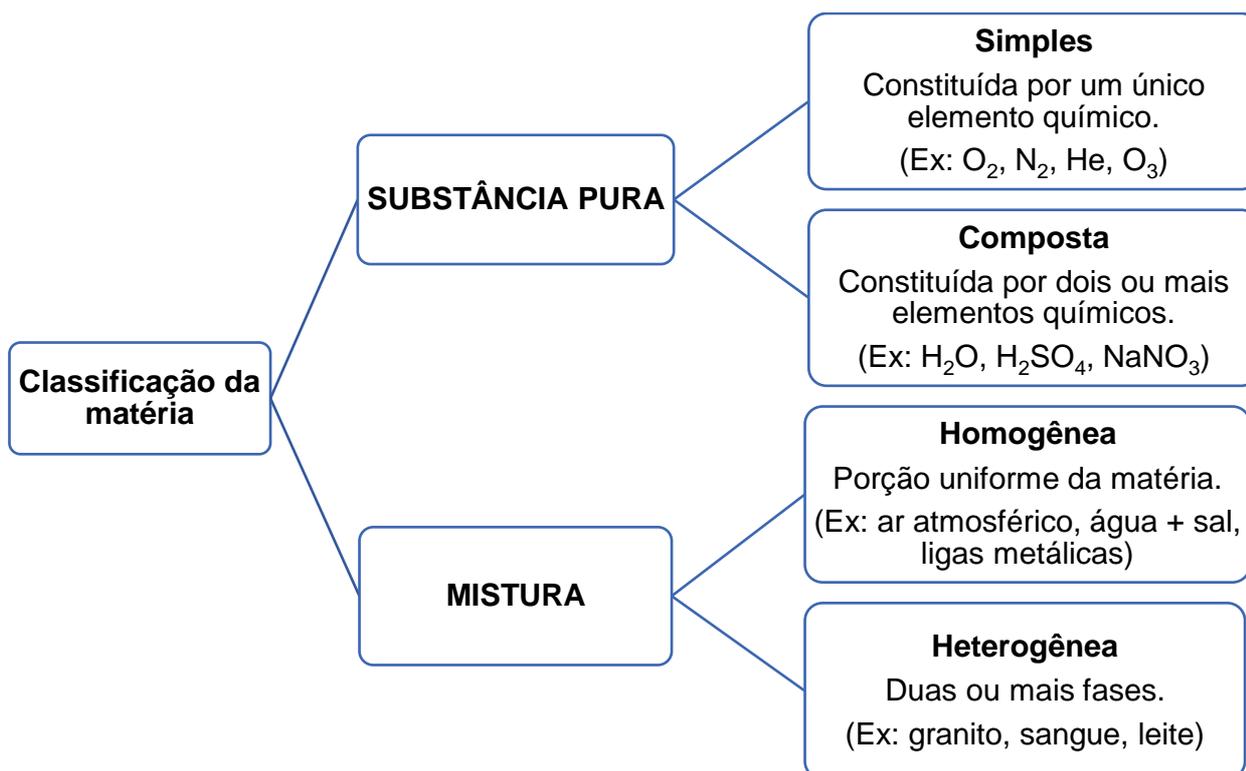


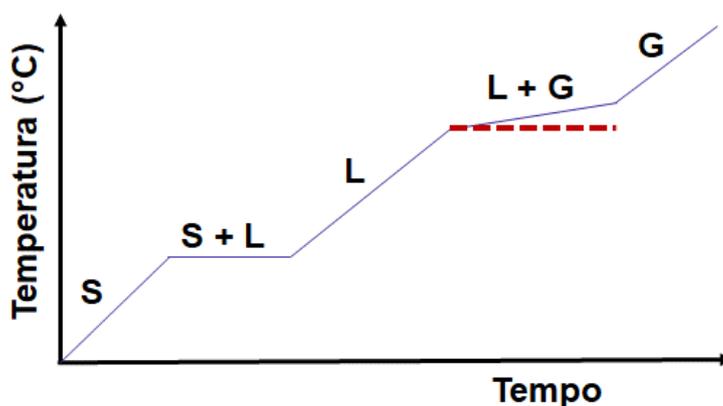
Figura 1: Arranjo das moléculas de água no estado líquido e no estado sólido (maior volume e, conseqüentemente, menor valor de densidade).
Fonte: adaptado de REIS, M. R. M., Química. São Paulo: Ática, 2013.

Dando prosseguimento ao nosso conteúdo, destaca-se que a matéria pode ser descrita, ainda, como **SUBSTÂNCIA PURA** (apenas um único componente, ou seja, formada por moléculas iguais entre si) e pode ser subdividida em **substância pura simples** (formada por um único elemento químico) e **substância pura composta** (formada por dois ou mais elementos químicos diferentes).

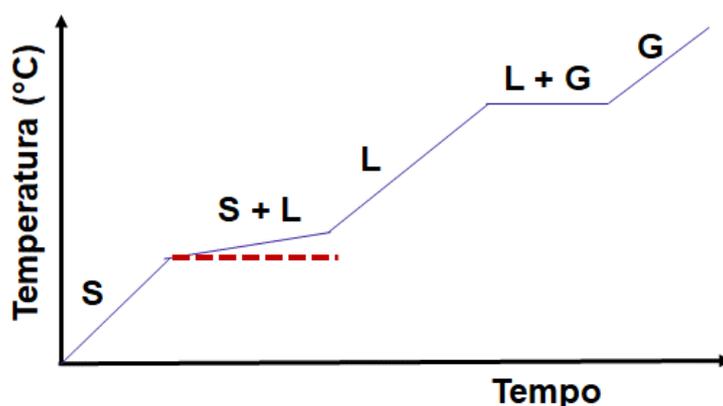
Além disso, a matéria também pode ser classificada também como uma **MISTURA** (formada por dois ou mais componentes) e subdividida como **mistura homogênea** (uma única fase – porção homogênea ao longo de todo sistema) e **mistura heterogênea** (duas ou mais porções uniformes – denominadas FASES), conforme consta no esquema abaixo:



Misturas homogêneas eutéticas são misturas com composição definida que possuem **ponto de fusão** (ou de solidificação) **constante**, mas **ponto de ebulição** (ou de condensação) **variável** com o tempo (Ex. estanho 63% + chumbo 37%).



Já as **misturas homogêneas azeotrópicas** são as que possuem **ponto de ebulição** (ou de condensação) **constante**, mas o **ponto de fusão** (ou de solidificação) **variável** com o tempo (Ex. etanol 96% + água 4%).



Agora que você já sabe a diferença entre **substância pura e mistura**, vamos aprender a calcular a propriedade específica **densidade (ou massa específica)** de algumas misturas e, principalmente, ver como essa propriedade pode ser aplicada na prática e como isso pode ser cobrado nas questões de concursos.

É muito importante lembrar que a densidade de uma mistura, deve considerar a densidade de cada componente dessa mistura, bem como a quantidade (volume, percentual ou massa) adicionada de cada um. Sendo assim, a fórmula da densidade de uma mistura, funciona como uma **média ponderada**, conforme demonstrado abaixo:

$$d_{mistura} = \frac{m_{mistura}}{v_{mistura}} \quad (\text{Equação 1})$$



$$m_{mistura} = m_1 + m_2 + m_n \quad (\text{Equação 2})$$

$$v_{mistura} = v_1 + v_2 + v_n \quad (\text{Equação 3})$$

Onde:

$d_{mistura}$ é a densidade da mistura (formada por n componentes)

$m_{mistura}$ é a massa da mistura

$V_{mistura}$ é o volume da mistura

Considerando um rearranjo entre as equações 1, 2 e 3, temos:

$$d_{mistura} = \frac{m_1 + m_2 + m_n}{v_1 + v_2 + v_n} \quad (\text{Equação 4})$$



(CESGRANRIO/Petrobrás - 2014)

Uma solução líquida de n-butano e n-pentano é adicionada a ácido acético, resultando em uma mistura líquida com massa específica igual a $800 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$. Admitindo comportamento ideal do sistema, a fração mássica de ácido acético na mistura é, aproximadamente, de

Dados: massa específica do ácido acético $\approx 1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

massa específica da mistura n-butano + n-pentano $\approx 600 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

- a) 0,40
- b) 0,45
- c) 0,50
- d) 0,55
- e) 0,62

Comentários.

A fração mássica de ácido acético na mistura é definida como a razão entre a massa de ácido acético pela massa total da mistura (massa do ácido acético + massa da mistura de n-butano e n-pentano).

Para resolução da questão, utilizaremos a expressão apresentada anteriormente (Equação 4).

$$d_{mistura} = \frac{m_1 + m_2}{v_1 + v_2}$$

Considerando:

m_1 = massa do ácido acético



v_1 = volume do ácido acético

m_2 = massa da mistura de n-butano e n-pentano

v_2 = volume da mistura de n-butano e n-pentano

Sabendo que: $m_1 = d_1 \cdot v_1$ e $m_2 = d_2 \cdot v_2$

$$m_1 = 1000 \text{ (Kg/m}^3\text{)} \cdot v_1$$

$$m_2 = 600 \text{ (Kg/m}^3\text{)} \cdot v_2$$

A partir da expressão abaixo, determina-se a relação entre v_1 e v_2 .

$$d_{\text{mistura}} = 800 \text{ (Kg/m}^3\text{)} = \frac{1000 \cdot v_1 + 600 \cdot v_2}{v_1 + v_2} \quad 800 v_1 + 800 v_2 = 1000 \cdot v_1 + 600 \cdot v_2 \quad \text{Logo: } v_1 = v_2 = v$$

$$\text{Fração mássica ácido acético} = X_{\text{ácido}} = \frac{m_{\text{ácido}}}{m_{\text{ácido}} + m_{\text{propano e butano}}}$$

$$X_{\text{ácido}} = \frac{1000v}{1000v + 600v} = \frac{1000}{1600} = 0,625$$

Gabarito: Letra E

QUÍMICA INORGÂNICA

1. Estrutura atômica

Para darmos prosseguimento ao nosso conteúdo, é extremamente importante conhecermos a estrutura básica do átomo, obtida a partir da evolução dos modelos atômicos ao longo dos anos.

1.1 Pensamento Filosófico

Desde os primórdios, o ser humano utiliza as propriedades químicas da matéria para obter frutos de seu interesse. Muitas hipóteses surgiram para explicar a composição da matéria, porém por muitos anos não puderam ser comprovadas.

Começando com os filósofos gregos, **Demócrito e Leucipo**, das regiões de Abdera e Mileto (da Grécia antiga – 450 a.C.), que propuseram pegar um corpo qualquer e dividi-lo sucessivas vezes em tamanhos cada vez menores, até chegar um determinado momento em que essa divisão não seria mais possível. Neste instante, teríamos chegado ao **átomo** (do grego a, 'não', tomo, 'parte'), o que significa 'sem partes, indivisível'. Essa hipótese não foi bem-aceita e algum tempo depois, **Aristóteles** (384 a.C.-322 a.C.), levantou a hipótese de que toda matéria seria formada por uma única essência, baseada nos quatro elementos fundamentais **terra, água, ar e fogo**, conhecida como teoria do vitalismo, que acreditava que toda matéria se comportava como um organismo vivo.

Tais ideias foram amparadas por alguns filósofos. Entretanto, alguns, entre os quais, destacamos Aristóteles, consideravam um inaceitável existir algo indivisível, estabelecendo-se, então, duas correntes



de pensamento. Para **Aristóteles**, a matéria era **contínua** (não atômica) e suas proposições prevaleceram em relação a maioria dos pensadores até o século XVI, quando outros estudiosos, entre eles Pierre Gassendi, romperam com a filosofia aristotélica e passaram a defender a Teoria Atomística para o estabelecimento da verdade científica, quando muitos cientistas começaram a realizar **experiências** utilizando métodos e materiais distintos, que iremos explicar em detalhes.

1.2 Modelo de Dalton

A partir do século XVII, a Teoria Atômica não podia mais ser negada e em 1808, após experimentos de Lavoisier sobre a **Conservação da Massa**, John Dalton (1766-1844) formulou sua teoria atômica sobre a estrutura da matéria retomando a antiga ideia de átomo (partícula indivisível) imaginada pelos filósofos gregos Demócrito e Leucipo e estabeleceu uma série de postulados que estabeleciam:

- A matéria seria constituída por partículas extremamente pequenas e indivisíveis chamadas de átomos, que preservariam suas individualidades nas transformações químicas;
- Os átomos idênticos eram caracterizados pelas respectivas massas e constituiriam um mesmo elemento químico;
- Os compostos químicos seriam formados pela união de átomos de diferentes elementos, em proporções numéricas simples e definidas.
- Os átomos de Dalton eram partículas indivisíveis, esféricas, maciças, impenetráveis e indestrutíveis que ficaram conhecidos como bola de bilhar.

Apesar do modelo de Dalton apresentar uma série de equívocos, ele teve um grande mérito ao consolidar a ideia do **átomo** como **unidade elementar da matéria**.

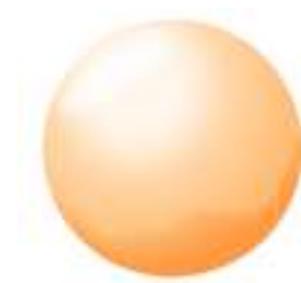


Figura 2: Representação do modelo de Dalton.

1.3 Modelo de Thomson

A primeira evidência experimental sobre a divisibilidade do átomo foi obtida em 1834 pelo físico e químico inglês **Michael Faraday** que, observou que a passagem de corrente elétrica através de alguns tipos de soluções (denominadas eletrolíticas) provocava reações químicas, estabelecendo uma relação proporcional entre quantidade de elétrons e a massa das substâncias que reagem – **Leis da Eletrólise**. Faraday também contribuiu por introduzir os termos **catodo e anodo** para designar os eletrodos nos quais as reações eletrolíticas aconteciam, além de criar os termos **cátion e ânion** para designar as espécies que



reagem durante a passagem de eletricidade pelas soluções, permitindo assim, estabelecer um entendimento de que as **unidades elementares da matéria apresentavam natureza elétrica diferente**.



As experiências de Faraday permitiram inferir muitas ideias sobre natureza corpuscular da eletricidade e, em 1891, o nome **elétron** foi definido para designar **as partículas constituintes da matéria e portadoras de eletricidade (carga negativa)**.

A cada grande descoberta, os cientistas elaboravam novas teorias e novos modelos de átomo para aperfeiçoar e ilustrar cada proposta. É por esse motivo que continuaremos a estudar a evolução dos modelos atômicos até chegarmos a atualidade.

Em 1875, **William Crookes** criou um dispositivo que consistia em uma ampola de vidro (conforme Figura 3), com eletrodos metálicos conectados a uma fonte de alta voltagem. Nesta ampola, foram introduzidos gases sob baixas pressões (cerca de 1 mmHg), sendo estes submetidos a voltagens elevadas, de modo que os gases passaram a conduzir eletricidade, sendo que este fato foi comprovado aparecimento de um feixe luminoso saindo do cátodo para a região oposta da ampola. Como esse eletrodo havia sido denominado cátodo e, acreditando que o feixe luminoso era constituído por radiações, este passou a ser denominado **raios catódicos**.

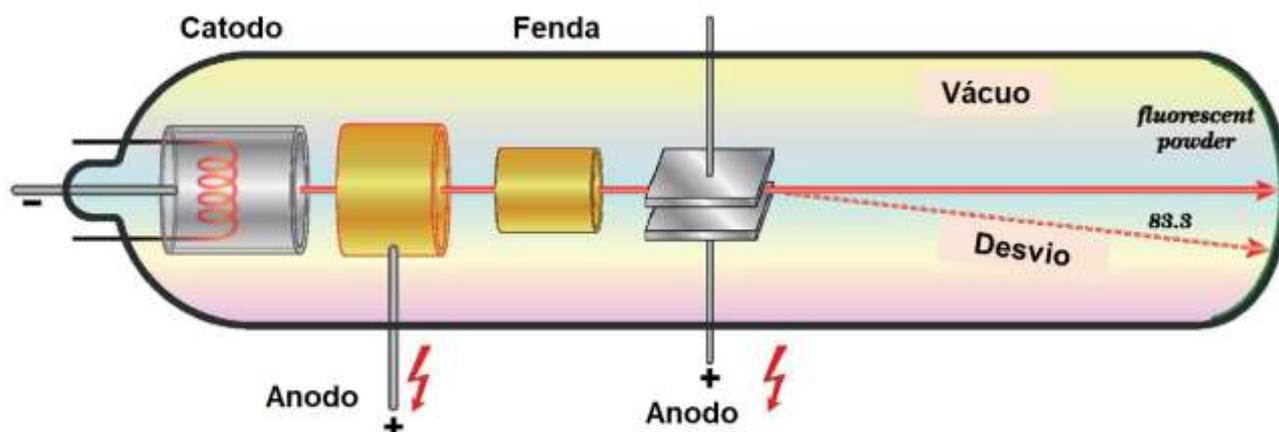


Figura 3: Representação do experimento de Crookes (raios catódicos).

Note que no experimento acima, era aplicado um campo elétrico sobre o feixe de elétrons e isso provocava um desvio (x) do feixe para a posição A.



Quando submetidos a um campo elétrico uniforme e externo, gerado por duas placas planas paralelas e carregadas, esses raios sempre se **desviam na direção** e no sentido da placa que está carregada **positivamente**, o que prova que os **raios catódicos são negativos**.

Já em meados de 1897, John Thomson utilizou os experimentos e as conclusões estabelecidas por Crookes para mostrar que os raios catódicos, na verdade, eram elétrons (partículas com carga elétrica negativa) que eram atraídos pelos polos positivos do campo elétrico. Tais experimentos mostravam que a matéria era constituída por partículas positivas e negativas. Para aprimorar sua proposta, Thomson determinou alguns parâmetros relativos aos raios catódicos, sendo o mais importante deles a relação entre a carga elétrica e a massa dessas partículas, utilizando para isso uma equação eletrodinâmica:

$$\frac{e}{m} = \frac{y^2 k}{x k'^2}$$

Onde: **e** e **m** são a carga e a massa dos elétrons, **k** e **k'** são constantes definidas pelas características do dispositivo e pelas intensidades dos campos elétrico e magnético aplicados e **x** e **y** são os desvios do feixe de elétrons sob a ação de cada tipo de campo aplicado, medidos diretamente no anteparo do aparelho utilizado.

Sendo assim, Thomson calculou a relação entre a carga e a massa dos elétrons (**e/m**), encontrando valores sempre muito próximos de **-1, 76108 C/g**, mesmo utilizando catodos de materiais diferentes ou gases diferentes nas ampolas de Crookes.

Os experimentos descritos permitiram provar que os raios catódicos eram elétrons e que estes eram iguais entre si e que estavam presentes em todo tipo de matéria, sendo, portanto, as unidades básicas de carga negativa. Desse modo, em 1897, Thomson fez as seguintes afirmações:

- **Átomo** era **maciço**, porém, **divisível** e tinha na sua constituição partículas de carga negativa;
- Tais partículas tinham sempre as mesmas massa e carga elétrica, independentemente do tipo de material que as emitiam.
- A **matéria** é eletricamente **neutra** e os elétrons possuem carga negativa e, logo, o átomo deve possuir o equivalente de elétrons em carga positiva para que a carga total seja nula.
- A matéria eventualmente adquire carga elétrica, de modo que os elétrons não estão rigidamente presos no átomo e em certas condições podem ser transferidos de um átomo de uma substância para um átomo de outra substância.

Com bases nas afirmações acima, **Thomson** propôs seu modelo de modo que o átomo é uma esfera de carga elétrica positiva, não maciça, incrustada de elétrons (negativos), de modo que sua carga elétrica total é nula – conhecido como **Modelo do Pudim de Passas**.



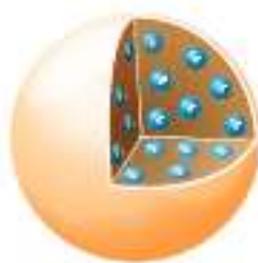


Figura 4: Representação do modelo de Thomson.

1.4 Modelo de Rutherford

Em 1896, **Henri Becquerel** descobriu que um minério composto por sais de urânio emitia uma radiação penetrante, capaz de escurecer uma placa fotográfica, mesmo que a placa estivesse coberta por um papel preto. Assim como outros pesquisadores da época, Becquerel descreveu os fenômenos inexistentes, atribuindo à radiação do urânio propriedades como reflexão regular, refração, polarização e aumento de intensidade quando estimulado por luz. Já em 1898, **Marie Curie** e seus colaboradores isolaram os elementos químicos Rádium e Polônio, que também emitiam o mesmo tipo de radiação que Becquerel relatou, fenômeno que ficou conhecido com **radioatividade**.

As experiências iniciais sobre radioatividade identificaram três tipos de radiação que possuem características distintas: **alfa** (α) que possui massa e carga **positiva**, **beta** (β) que possui massa e carga **negativa** e raios **gama** (γ) que consiste em radiação eletromagnética sem massa e **carga nula** e, quando submetidas a um campo elétrico, apresentam desvios conforme descrito pela figura abaixo:

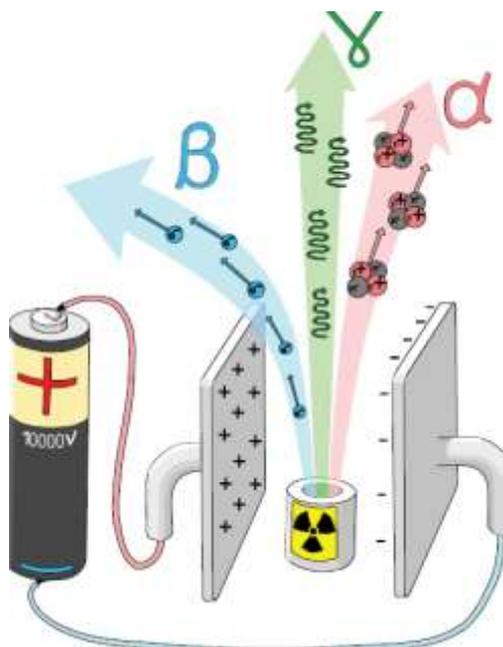


Figura 5: Desvio das radiações alfa, beta e gama, de acordo com a aplicação de um campo elétrico.



Por volta de 1910, Ernest Rutherford decidiu testar o Modelo de Thomson utilizando a **emissão de partículas alfa** e, supôs que se tal modelo estivesse correto, um feixe de partículas maciças seria pouco defletido ao atravessar uma fina lâmina de ouro.

Os colaboradores de Rutherford, Hans Geiger e Ernst Marsden, montaram um dispositivo composto por:

- Uma amostra de polônio (elemento radioativo emissor de partículas alfa) foi colocada em uma cavidade funda de um bloco de chumbo através de um pequeno orifício para orientar o bombeamento das partículas alfa para uma fina lâmina de ouro.
- Atrás e em volta da lâmina de ouro, Rutherford adaptou um anteparo móvel recoberto com sulfeto de zinco (fluorescente), para registrar o caminho percorrido pelas partículas, conforme mostrado na Figura abaixo.

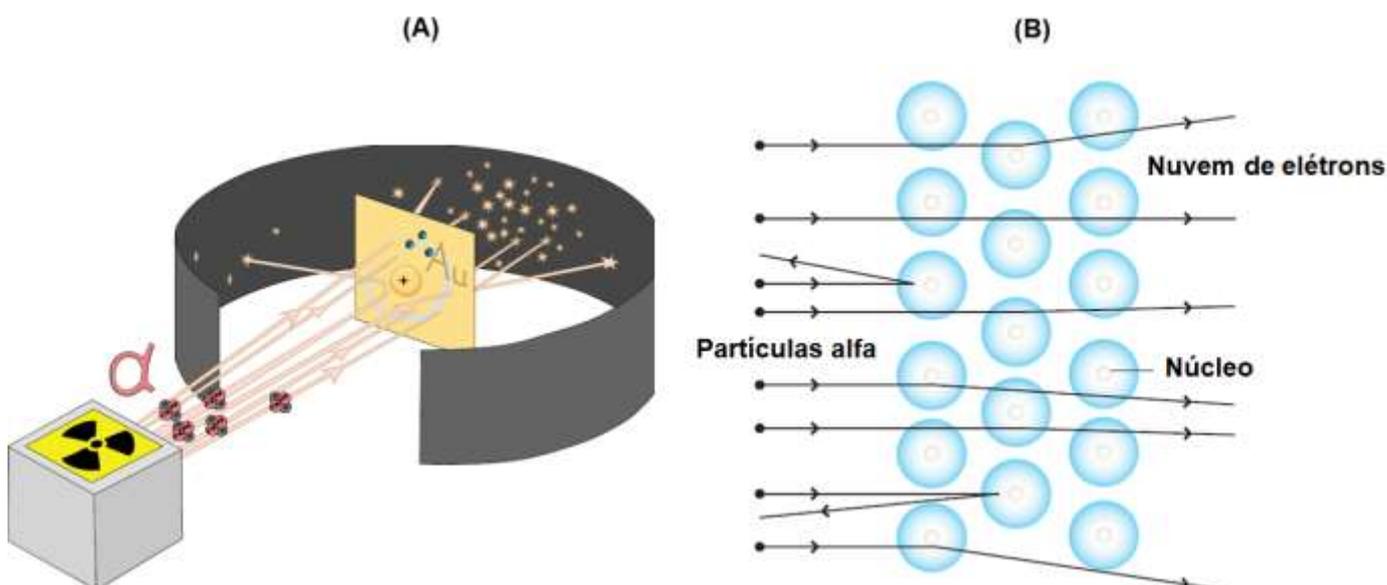


Figura 6: (A) Representação do experimento de Rutherford e colaboradores e (B) vista da incidência e desvios das partículas na lâmina de ouro.

Diferentemente do esperado, Rutherford e seus colaboradores observaram que a **maior parte das partículas α atravessava a lâmina** de ouro livremente e sem sofrer desvios da sua trajetória; apenas algumas partículas desviavam e poucas retrocediam. Desse modo, Rutherford se viu obrigado a admitir que a lâmina de ouro **não era constituída de átomos maciços** e justapostos, como pensaram Dalton e Thomson. Ao contrário, ela seria formada por **núcleos pequenos, densos e positivos**, dispersos em grandes espaços vazios que explicam por que a grande maioria das partículas α não sofre desvios. Entretanto, como as partículas α são positivas, fica fácil interpretar o fato da partícula α passar próximo de um núcleo e ser fortemente desviada, caracterizando a carga positiva do núcleo; no caso extremo de uma partícula α chocar diretamente com um núcleo, ela será repelida para trás, evidenciando que o núcleo seria maciço e extremamente pequeno em relação ao tamanho do átomo. Hoje, sabe-se que o tamanho do átomo é 10.000 a 100.000 vezes maior que o de seu núcleo.

Desse modo, o modelo de Rutherford concluiu que o átomo teria um **núcleo muito pequeno** e compacto, onde se concentrariam as partículas **positivas**, que já se sabia serem bem mais pesadas do que



as negativas. Como grande diferencial em relação ao modelo proposto por Dalton, ele propôs que os **elétrons** ficariam circulando em grandes órbitas ao redor desse núcleo (espaços vazios – denominado **Eletrosfera**), de forma semelhante aos planetas em volta do sol, pois assim desenvolveriam uma força centrípeta que os impediria de se juntarem ao núcleo, levados pela força de atração eletrostática. De modo que distribuídos dessa forma, os **elétrons, com cargas negativas, neutralizariam as cargas nucleares positivas, formando os átomos no estado fundamental.**

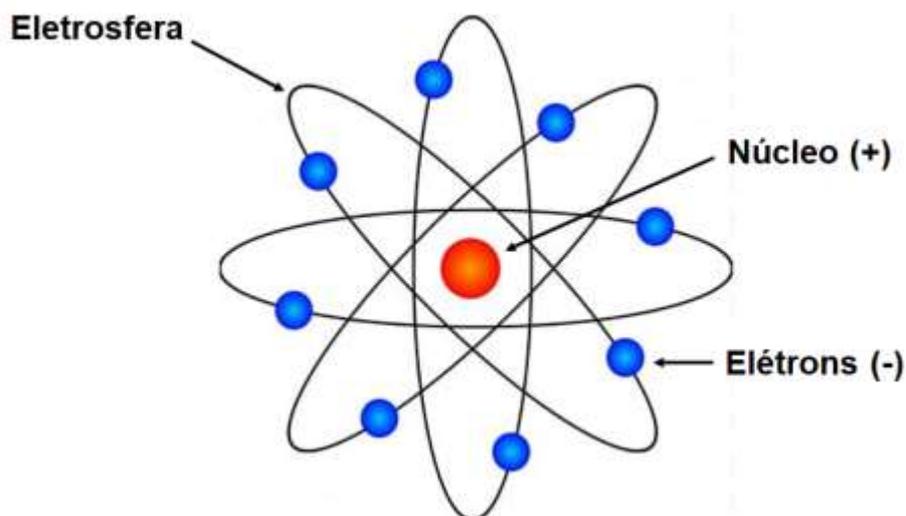


Figura 7: Representação do modelo atômico de Rutherford.



No modelo atômico de Rutherford surgiu, porém, uma dúvida muito importante: porque as partículas positivas do núcleo (prótons) não se repelem, uma vez que possuem cargas positivas e iguais? A resposta veio em 1932, quando o cientista **James Chadwick** verificou que o núcleo do elemento berílio radioativo emite **partículas sem carga elétrica e de massa praticamente igual à dos prótons**. Essa partícula foi denominada **nêutron** — confirmando-se assim a existência da terceira partícula subatômica, responsável pela estabilidade do núcleo atômico.

Com base nos modelos apresentados acima, foi possível definir a estrutura básica do **átomo**, sendo formado por um **núcleo maciço composto por prótons** (carga positiva e com 1 unidade de massa cada) e **nêutrons** (sem carga e com 1 unidade de massa cada), onde **concentra a massa do átomo**. Além disso, possui **elétrons** (massa desprezível e carga negativa) situados ao redor do núcleo e na **mesma quantidade do número de prótons quando o átomo é neutro**, conforme imagem abaixo.



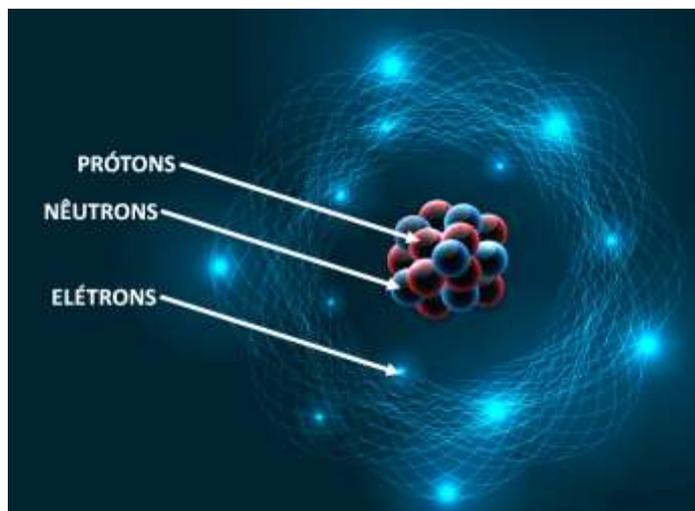


FIGURA 8: Representação da estrutura básica do átomo.



(FGV/SEE-SP - 2016)

No estudo dos modelos atômicos, a hipótese atômica de John Dalton (1766-1844) é trazida para sala de aula dando base à discussão sobre a constituição da matéria. Para o desenvolvimento do trabalho sobre o modelo de Dalton é importante a discussão sobre

- a) a emissão de raios X.
- b) a emissão de partículas nucleares.
- c) a natureza elétrica da matéria.
- d) as descargas elétricas em tubos com gases rarefeitos.
- e) a transformação da matéria como reorganização de átomos.

Comentários:

- a) Os raios X foram descobertos em 8 de novembro de 1895, quando o físico alemão Wilhelm Conrad Roentgen enquanto realizava experimentos com os raios catódicos.
- b) O estudo sobre a emissão de partículas nucleares teve início em 1896 com Henri Becquerel.
- c) A natureza elétrica da matéria começou a ser discutida no modelo de Thomson, após observações realizadas por Faraday.
- d) As descargas elétricas em tubos com gases sob baixa pressão foram observadas no experimento realizado por Crookes, que permitiu os estudos realizados por Thomson.
- e) Uma grande contribuição de Dalton está relacionada ao fato de em uma reação química, os átomos sofrem um rearranjo dando origem a novas substâncias.



Gabarito: E

O modelo atômico de **Rutherford**, conhecido como **modelo planetário** foi um grande passo para a compreensão da estrutura interna do átomo, mas era baseado na Física Clássica e, por esse motivo, também apresentava dificuldades insuperáveis:

Como explicar o fato dos elétrons estarem girando ao redor do núcleo em movimento circular sem perder energia continuamente e, conseqüentemente, sem diminuir sua velocidade de rotação até o elétron colidir com núcleo?

As respostas para todas as limitações do modelo de Rutherford foram respondidas pelo cientista dinamarquês Niels Bohr em 1913, fazendo uso da física quântica de Max Planck e de Albert Einstein.

Esta proposta será estuda em detalhes a partir de agora. Então vamos lá?

1.5 Modelo de Bohr

O surgimento na **teoria quântica** abre novas perspectivas quanto à possibilidade de explicar o tamanho atômico, a estabilidade do átomo e a escala do espectro de radiação. O modelo de Bohr tenta conciliar o modelo clássico de Rutherford com as ideias quânticas e inovadoras de **Planck e Einstein** a respeito da emissão de radiação eletromagnética.

Antes de falarmos efetivamente das contribuições de Bohr, é muito importante lembrar alguns tópicos importantes sobre as características da radiação eletromagnética.

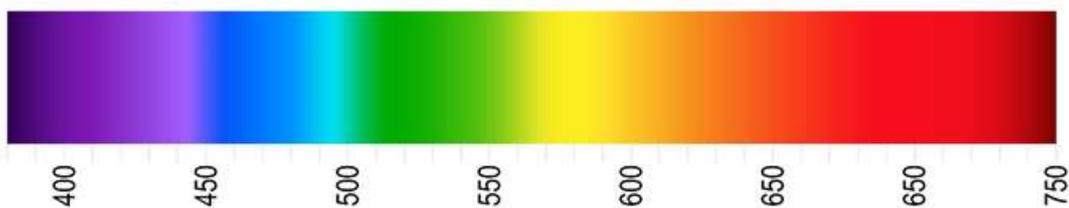
James Clerk Maxwell propôs um modelo para explicar a natureza da luz, segundo o qual, ondas, campos ou **radiações eletromagnéticas são formadas por um campo elétrico e um campo magnético** perpendiculares entre si e à direção de propagação da radiação.

Max Karl Ernest Ludwig Planck admitiu que a energia não era contínua como se pensava e supôs que: corpos aquecidos **emitem radiação** não sob a forma de ondas, mas sob a forma de pequenos **"pacotes" de energia** denominados **quantum**, ou seja, a **energia é descontínua** e supôs que cada quantum equivalia a uma quantidade definida de energia (E), proporcional à frequência da radiação (ν), de acordo com a expressão **$E=h \cdot \nu$** , sendo h a constante de Planck.

Bohr utilizou o elemento hidrogênio para implementar seu modelo atômico e, observou que ao utilizar um tubo contendo o gás hidrogênio (H_2) a baixa pressão e sob alta tensão elétrica ("lâmpada" de hidrogênio), o fenômeno observado seria bem diferente do espectro contínuo de emissão da luz branca (região do visível), conforme demonstrado na figura abaixo.



Espectro contínuo (Ex. região do visível)



Espectro de emissão do hidrogênio (descontínuo)

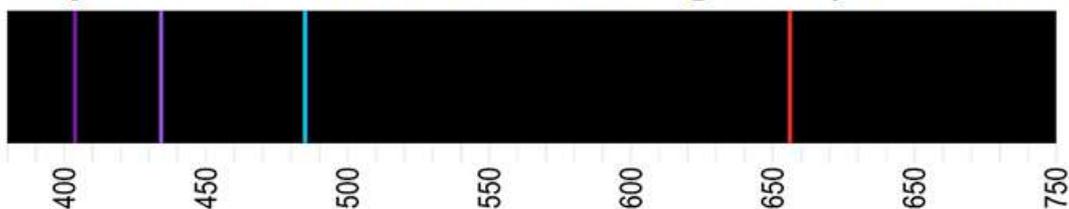


Figura 9: Representação do espectro descontínuo de emissão do gás hidrogênio.

Com base nas observações experimentais, Bohr raciocinou que, se os átomos só emitem radiações de certos comprimentos de onda ou de certas frequências bem determinadas, e não de quaisquer valores, de modo que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em "pacotes", denominados *quantum* de energia.

A partir daí surgiram, assim, os chamados postulados de Bohr, que são:

- 1) O elétron move-se em órbitas circulares em torno de um núcleo atômico central. Para cada elétron de um átomo existe uma órbita (camada) específica, em que ele apresenta uma energia bem definida – um nível de energia – que não varia enquanto o elétron estiver nessa órbita ou seja, energia fixa. Conhecida como órbita estacionária.
- 2) Os elétrons descrevem certas órbitas clássicas que mantêm distâncias discretas em relação núcleo e têm energias específicas (quantum de energia). O momento angular é calculado de acordo com a relação: $\ell = n \cdot h$, onde n é um inteiro positivo e $h = 6.6 \times 10^{-34}$ J·s é a constante de Planck.
- 3) O átomo está no seu estado fundamental (mais estável) quando todos os seus elétrons estiverem se movimentando em seus respectivos níveis de menor energia.
- 4) Se um elétron no estado fundamental absorve um fóton (quantum de energia), ele "salta" para o nível de energia imediatamente superior e entra num estado ativado (logo, numa situação de instabilidade).



Entretanto, vamos utilizar a estrutura atômica definida a partir das contribuições de Rutherford-Bohr, que atende as nossas necessidades do ponto de vista didático e é adequado para o nível de exigência dos concursos.

Ainda sobre seu modelo atômico, **Bohr** destacou que quando o átomo **recebe energia de uma fonte externa** (térmica, elétrica ou luminosa), elétron **absorve** essa energia e **salta de uma órbita mais interna para outra mais externa**. Entretanto, esse estado de maior energia (excitado) não é o mais estável e o **elétron volta para a camada mais interna**, liberando a energia inicialmente absorvida. Essa energia pode ser liberada na forma de luz eletromagnética visível, fenômeno conhecido como **salto quântico**, conforme demonstrado abaixo.

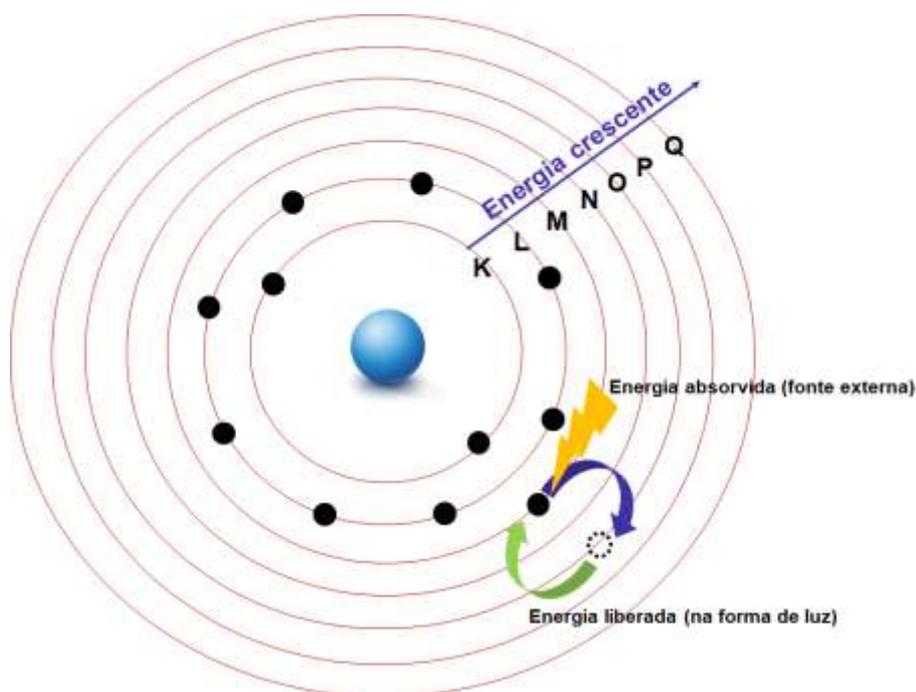


Figura 10: Representação do salto quântico.

Considerando que **os elétrons só podem saltar entre órbitas bem definidas**, é fácil entender por que nos espectros descontínuos aparecem sempre as mesmas linhas de cores também bem definidas, ou seja, **cada elemento** químico absorve e libera uma determinada **quantidade de energia proporcional** a uma **cor específica**, conforme previsto pela própria equação de Planck ($E=h \cdot \nu$). Tal fenômeno explica o funcionamento dos fogos de artifícios, de modo que cor emitida pelos fogos depende de cada íon existente na composição química das substâncias utilizadas ou formadas na combustão da pólvora, conforme pode ser observado na figura abaixo.



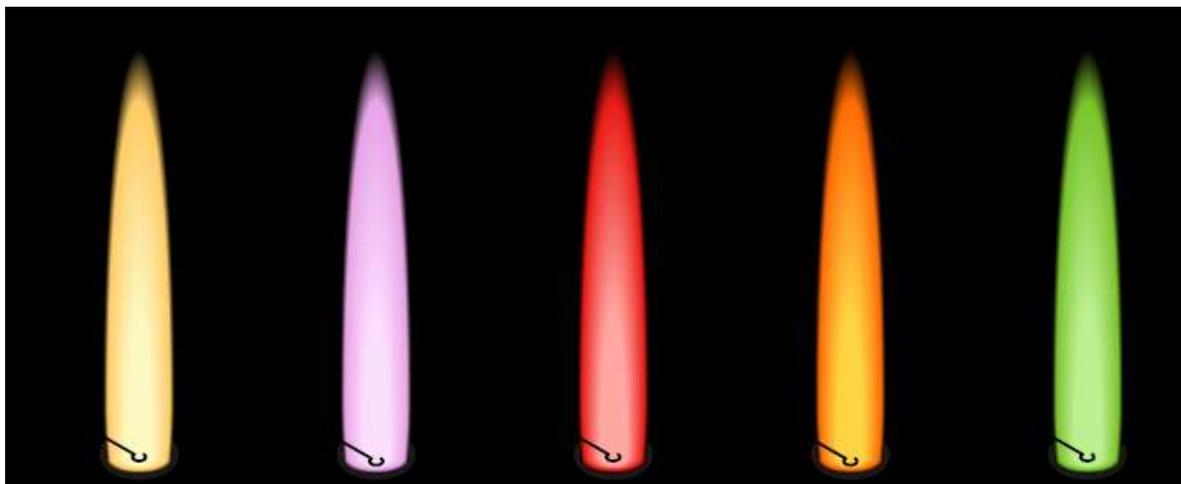


Figura 11: Representação das cores emitidas por diferentes elementos químicos: sódio – amarelo, potássio - violeta; estrôncio – vermelho carmim, cálcio - laranja intenso, cobre – verde.

Embora fosse ainda uma construção incipiente, concebida apenas para o átomo de hidrogênio, como já dito anteriormente, o modelo atômico de Bohr (denominado agora RUTHERFORD-BOHR) já transgredia amplamente a visão de mundo da física clássica. Não apenas pela utilização do conceito quântico de energia e pela concepção dos “estados estacionários”, nos quais a **partícula se movimenta sem emitir radiação**, mas também pelas consequências que daí decorrem.

E aí, vamos continuar praticando?



(CESGRANRIO/TRANSPETRO – 2018)

O modelo atômico de Rutherford evidenciou que o átomo

- a) é compacto, não tendo espaços vazios.
- b) é formado por entidades sem carga.
- c) é indivisível.
- d) é formado por uma carga positiva incrustada por pontos de cargas negativas.
- e) tem a maior parte da massa numa pequena região central de carga positiva.

Comentários:

- a) Item errado, pois o modelo de Rutherford mostrou que o átomo possui uma grande região sem massa, com grandes espaços vazios que ficou conhecida como eletrosfera.
- b) Item errado, pois desde o modelo de Thomson, já se conhecia a natureza elétrica da matéria e, no modelo de Rutherford, evidenciou-se que no núcleo haveria cargas positivas.



- c) Item errado, pois a ideia da divisibilidade do átomo surgiu com Thomson e se manteve também no modelo de Rutherford.
- d) Item errado, pois para Rutherford, o átomo possuía cargas positivas centradas em um núcleo maciço e pequeno, enquanto os elétrons estariam ocupando a região com espaços vazios.
- e) Item certo, pois foi constatado que praticamente toda a massa do átomo está concentrada em uma região muito pequena, denominada núcleo, e que também possui carga positiva.

Gabarito: letra E

1.6 Semelhanças atômicas

Cabe ressaltar que os elementos químicos são diferenciados em função do seu número atômico (número de prótons), ou seja, átomos com o mesmo número atômico pertencem ao mesmo elemento químico. Entretanto, existem elementos diferentes que possuem semelhanças envolvendo outras partículas.

O átomo pode ser representado por símbolos químicos e as partículas fundamentais podem ser expressas da seguinte maneira:



Onde: **Na** é o símbolo do elemento sódio, **Z** representa o número atômico (número de prótons) e **A** representa a massa atômica que consiste na soma do número de prótons e nêutrons que existem no átomo ($A = Z + n$).

a) ISÓTOPOS: são elementos químicos que possuem o mesmo número de **prótons**, ou seja, o mesmo número atômico (Z), mas se diferem no número de nêutrons e, conseqüentemente, no número de massa atômica.

Exemplo

${}_1\text{H}^1$ (1 próton, 0 nêutron e 1 unidade de massa).

${}_1\text{H}^2$ (1 próton, 1 nêutron e 2 unidades de massa).

${}_1\text{H}^3$ (1 próton, 2 nêutrons e 3 unidades de massa).

b) ISÓTONOS: são elementos química diferentes que possuem o mesmo número de **nêutrons**, mas se diferem em número atômico e número de massa.

Exemplo

${}_{17}\text{Cl}^{37}$ (17 prótons e **20 nêutrons**) e ${}_{20}\text{Ca}^{40}$ (20 prótons e **20 nêutrons**)



c) **ISÓBAROS**: são elementos diferentes que possuem a mesma **massa** atômica, mas se diferem em número atômico e número de nêutrons.

Exemplo

${}_6\text{C}^{14}$ (6 prótons, 8 nêutrons e **14 unidades de massa**) e ${}_7\text{N}^{14}$ (7 prótons, 7 nêutrons e **14 unidades de massa**).

d) **ISOELETRÔNICOS**: são elementos (sejam neutros ou íons) que possuem o mesmo número de **elétrons**.

Exemplo

${}_{10}\text{Ne}$ (10 prótons e 10 elétrons – átomo neutro) e ${}_{13}\text{Al}^{+3}$ (13 prótons e 10 elétrons – a carga +3 representa o número de elétrons que foram removidos do átomo neutro, tornando-o um cátion).



(IESES/Pref. São José-SP – 2019)

Considere as representações fornecidas para os átomos A, B e C:



Sabendo que os átomos A e C são isótonos, assinale a alternativa que indica corretamente os números de massa dos átomos A, B e C.

- a) 140, 136 e 139.
- b) 255, 238 e 255.
- c) 267, 250 e 266.
- d) 135, 129 e 133.

Comentários.

Para resolução desse exercício você precisa lembrar como as grandezas MASSA e NÚMERO ATÔMICO são representadas (${}_Z\text{X}^A$), que a massa atômica é dada pela soma do número de prótons + nêutrons ($A = Z + n$) e que isótonos são elementos que possuem o mesmo número de nêutrons ($n_A = n_C$).

Elemento A:

$$n_A = (12x + 15) - (5x + 35)$$

Elemento C:

$$n_C = (11x + 35) - (6x + 13)$$

Igualando o número de nêutrons ($n_A = n_C$)

$$(12x + 15) - (5x + 35) = (11x + 35) - (6x + 13)$$



$$12x+15-5x-35=11x+35-6x-13$$

$$x=21$$

Substituindo o valor obtido de x, temos:

$$5^{x+35}A^{267} 7^{x-11}B^{250} 6^{x+13}C^{266}$$

Gabarito: letra C

1.7 Distribuição eletrônica

Dando continuidade à evolução dos modelos atômicos, Arnold Johannes Wilhelm **Sommerfeld**, combinando aspectos teóricos e práticos, mostrou que quando um átomo **possui mais de um elétron** (diferentemente do hidrogênio), esses elétrons passam a interagir uns com os outros (por repulsão elétrica, por exemplo) e tal fato torna complexo determinar os níveis de energia em que os elétrons se movimentam e para explicar essa multiplicidade das raias espectrais verificadas experimentalmente, Sommerfeld deduziu algumas equações matemáticas que indicavam:

Cada **nível** de energia n está dividido em **n subníveis**, correspondentes a uma órbita circular e a $n - 1$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades. O núcleo do átomo ocupa um dos focos da elipse.

O primeiro nível ($n = 1$) possui apenas uma órbita circular (possui 1 subnível); o segundo nível ($n = 2$) possui uma órbita circular e uma órbita elíptica (possui dois subníveis); o terceiro nível ($n = 3$) possui uma órbita circular e duas órbitas elípticas (possui três subníveis), e assim por diante.

Tais **níveis** de energia, já citados anteriormente, agrupam-se em sete camadas eletrônicas, denominadas pelas letras **K, L, M, N, O, P, Q** e os **subníveis** são denominados **s** (*sharp*), **p** (*principal*), **d** (*diffuse*) e **f** (*fundamental*), derivados dos termos usados para descrever os espectros atômicos.

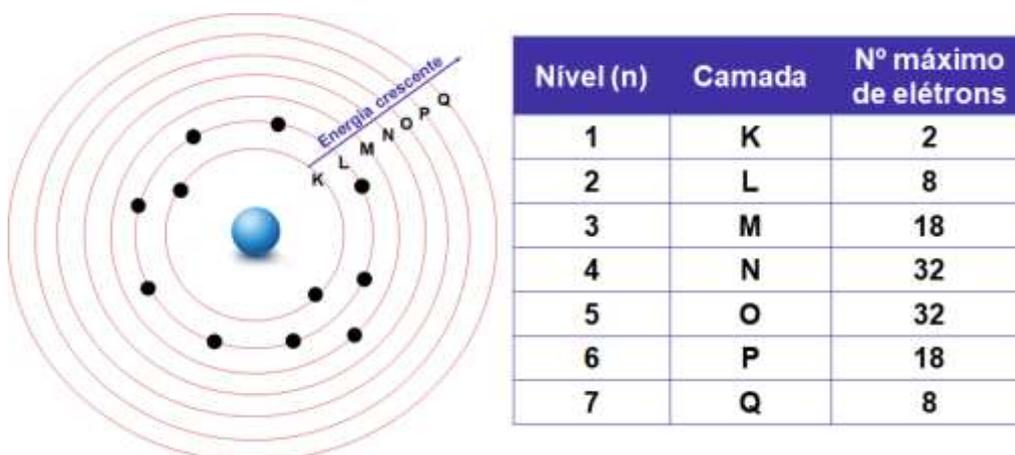


Figura 12: Representação esquemática dos níveis de energia e o número máximo de elétrons que cada camada comporta.





O modelo de Bohr também apresentava limitações, pois tratava os elétrons como partículas que existiam em órbitas precisamente definidas. Baseado na ideia de De Broglie, que partículas poderiam exibir um comportamento de onda, o físico austríaco **Erwin Schrödinger** teorizou que o comportamento dos elétrons dentro de átomos poderia ser explicado ao tratá-los matematicamente como ondas de matéria. Este modelo atual, que é a base do entendimento moderno do átomo, é conhecido como **modelo da mecânica quântica ou modelo ondulatório**.

Do ponto de vista didático e para o nível de exigência dos concursos, a estrutura atômica será definida a partir das contribuições de Rutherford-Bohr.

Dando continuidade ao estudo da estrutura e atômica e tomando como base na teoria de dualidade do elétron, que estabelece que o elétron se comporta como onda e partícula, torna-se impossível determinar a posição e a velocidade do elétron **simultaneamente (PRINCÍPIO DA INCERTEZA DE HEISENBERG)**.

Sendo assim, a partir da dificuldade de prever a localização exata do elétron na eletrosfera, o cientista **Erwin Schrödinger** calculou **uma região no átomo com a maior probabilidade possível de se encontrar um elétron** e, essa região ficou conhecida como **orbital**, que comporta no **máximo 2 elétrons**, de modo que os elétrons são distribuídos no átomo em ordem crescente de energia, conforme diagrama de energia (que pode ser deduzido pela Mecânica quântica) deduzido e demonstrado pelo físico alemão **Erwin Madelung**.

Tal sequência foi redesenhada de modo didático pelo químico norte-americano **Linus Pauling** e é amplamente utilizada para descrever a distribuição dos elétrons ao longo do átomo, de modo que o aumento de energia é indicado no diagrama pelas setas paralelas a partir da primeira diagonal, conforme detalhado abaixo:

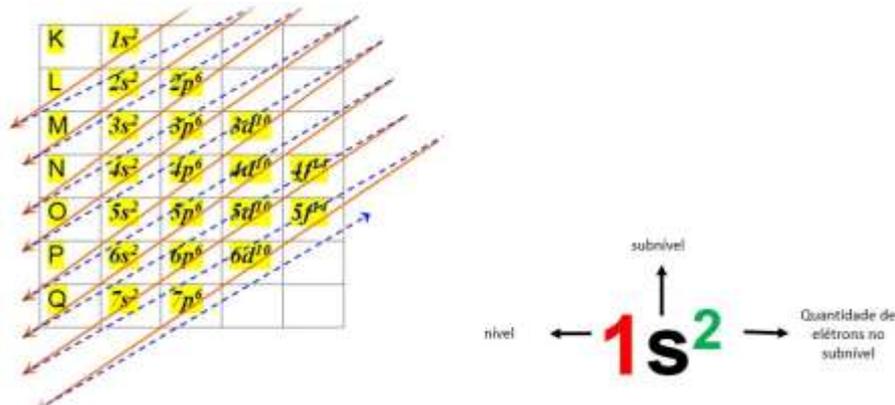


FIGURA 13: Distribuição dos elétrons em ordem crescente de energia (Diagrama de Linus Pauling).



A sequência de distribuição dos elétrons no átomo deve seguir uma **ordem crescente de energia**, de modo que tal ordem termina com os elétrons **mais energéticos** do átomo no estado fundamental. Uma vez distribuídos, porém, esses elétrons podem ser reorganizados por ordem geométrica, ou seja, de acordo com seus níveis (camadas) de energia. O nível de energia mais **externo** de um átomo no estado fundamental é denominado **camada de valência** e é ocupada pelos elétrons de valência.

Vamos colocar isso em prática, utilizando um exemplo bem importante, a distribuição eletrônica do átomo neutro de ferro (número atômico = 26).

Distribuição eletrônica por extenso em ordem crescente de energia (ordem das diagonais), temos:



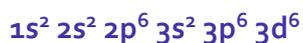
Os elétrons mais energéticos do átomo de ferro no estado fundamental são os que possuem o estado de energia: $3d^6$. Já a camada de valência, a mais externa, é a de número 4 (que contém apenas o subnível s preenchido com um total de 2 elétrons).

É importante destacar que, um átomo pode **ganhar ou perder elétrons**, tornando-se um **íon** que pode ter carga positiva (**cátion**) quando **perde elétrons** ou carga negativa (**ânion**) quando há **ganho de elétrons** e, esse ganho ou perda de elétrons **SEMPRE** irá ocorrer a partir da camada mais afastada do núcleo, ou seja da **camada de valência**.

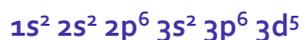
Para complementar o exemplo acima, podemos realizar a distribuição do cátion Fe^{+2} , será feita a partir da distribuição em ordem geométrica (ordem de camadas) do átomo neutro de ferro:



A retirada dos 2 elétrons irá acontecer, obrigatoriamente, a partir da camada mais externa ($4s^2$), de modo que a distribuição do íon em questão será:



Caso seja necessário retirar mais elétrons do que a quantidade existente na camada de valência, deverá ser retirado do subnível mais energético, ou seja, a distribuição do cátion Fe^{+3} obedecerá a seguinte sequência:





Alguns **elementos de transição não obedecem a distribuição eletrônica**, de acordo com o diagrama de Linus Pauling. Tal fato se deve em função dos elétrons sempre ocuparem os níveis e subníveis de menor energia, como veremos a seguir.

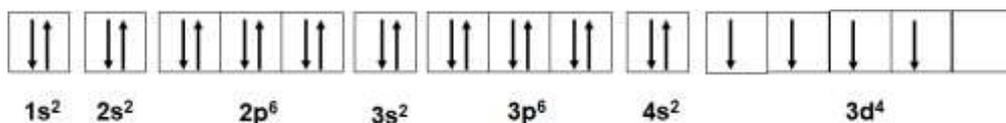
Quando a distribuição eletrônica teórica (de acordo com o diagrama de Linus Pauling) terminar em:

d⁴: como os orbitais d são degenerados, ou seja, possuem a mesma energia, um elétron do subnível **s anterior ao subnível d**, passará a ocupar o orbital **d** (inicialmente vazio), fazendo com que todos os orbitais d estejam parcialmente preenchidos (**d⁵**), que é uma configuração mais estável (menor energia).

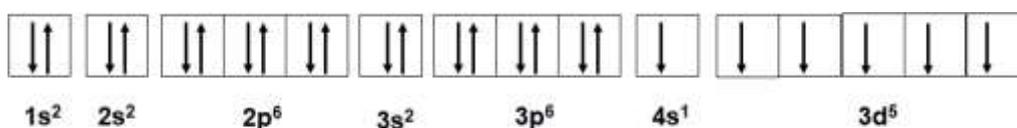
Exemplo:

Cromo (₂₄Cr)

Distribuição teórica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$



Distribuição correta: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$



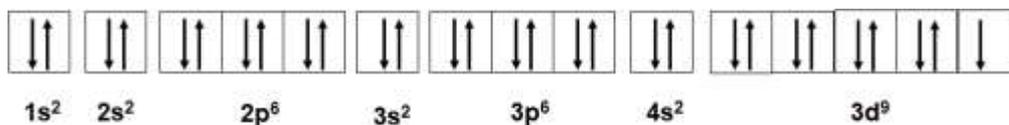
d⁹: como os orbitais d são degenerados, ou seja, possuem a mesma energia, um elétron do subnível **s anterior ao subnível d**, passará a ocupar o orbital **d** (parcialmente preenchido), fazendo com que todos os orbitais d estejam totalmente preenchidos (**d¹⁰**), que é uma configuração mais estável (menor energia).

Exemplo:

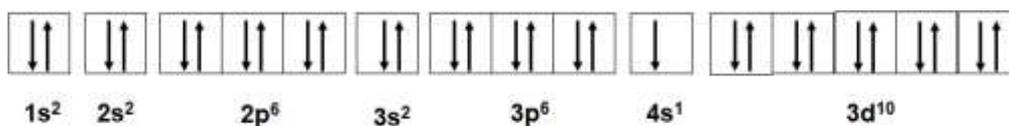
Cobre (₂₉Cu)

Distribuição teórica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$





Distribuição correta: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹ 3d¹⁰



Outros exemplos importantes são a prata (₄₇Ag) e o ouro (₇₉Au).

2. Tabela Periódica

Ao mesmo tempo em que muitos estudos e experimentos relacionados aos espectros e às teorias desenvolvidas para explicar o comportamento dos elétrons no átomo, muitos cientistas também estavam investigando o núcleo atômico e sua contribuição para o maior entendimento do comportamento dos elementos químicos.

O número de elementos conhecidos na natureza até meados do século XVIII cresceu significativamente e, portanto, fez-se necessário criar uma maneira de organizá-los de modo eficiente. Vários cientistas, propuseram o seu modelo de organização dos elementos químicos. As principais contribuições são destacadas no quadro abaixo:

ANO E CIENTISTA	PROPOSTA
1817 - Johann Wolfgang Döbereiner	Agrupou os elementos com propriedades químicas semelhantes de três em três, chamando-os de tríades .
1862 - Alexandre Béguyer de Chancourtois	Organizou os elementos químicos sobre um parafuso , na ordem de suas massas atômicas. Desse modo, ao passarmos por uma certa vertical , encontraremos elementos com propriedades semelhantes.
1864 - John Alexander Reina Newlands	Os elementos químicos foram colocados em ordem crescente de massas atômicas e verificou que as propriedades se repetiam a cada oito elementos (excluindo-se o hidrogênio), como as notas numa escala musical, conhecida como lei das oitavas de Newlands .
1869 – Dmitri Ivanovitch Mendeleev (Precursor da tabela atual)	Relacionou os elementos em uma única classificação e formulou a chamada lei periódica: as propriedades dos elementos , assim como as fórmulas e propriedades das substâncias simples e compostas que eles formam, são funções periódicas das massas atômicas dos elementos .



<p>1913 – Henry Gwyn Jeffreys Moseley</p>	<p>Provou que as propriedades dos elementos variavam periodicamente em função do número de prótons e formulou a lei periódica atual: muitas propriedades químicas e físicas dos elementos e das substâncias simples que eles formam variam periodicamente em função de seus números atômicos.</p>
--------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Após todas as contribuições citadas acima para adequação de um melhor modo de organização dos elementos químicos, estabeleceu-se a **LEI DA PERIODICIDADE QUÍMICA**, que enunciando: “Diversas propriedades físicas e químicas dos elementos **variam periodicamente** na sequência de seus **números atômicos**”.

2.1 Modelo atual

Atualmente, a tabela periódica é constituída por 118 elementos químicos e pode ser dividida em:

- **Sete (7) linhas horizontais**, denominadas **PERÍODOS**: geralmente os elementos que ocupam um mesmo período possuem o valor de várias propriedades químicas e físicas variando de um mínimo a um máximo ou vice-versa.
- **Dezoito (18) linhas verticais**, denominadas **GRUPOS** (famílias): os elementos que ocupam uma mesma coluna normalmente possuem propriedades químicas semelhantes e propriedades físicas que variam relativamente.

The image shows the IUPAC Periodic Table of the Elements, which is a grid of 118 elements. Each element cell contains its atomic number, symbol, and name. The table is organized into periods (rows) and groups (columns). The lanthanide and actinide series are shown as separate rows below the main table. The IUPAC logo and the text 'INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY' are visible at the bottom left. At the bottom right, there are logos for the 2019 IYPT and IUPAC's 100th anniversary.

FIGURA 14: Tabela periódica atual. Fonte: IUPAC



O número de elétrons na camada de valência do átomo no estado fundamental é extremamente útil para determinar a localização do elemento na tabela periódica, bem como tipo de ligação química que pode ser feita e as propriedades químicas dos elementos, o que nos leva a concluir:

As **propriedades químicas** dos elementos podem ser previstas com base na **distribuição eletrônica** do átomo no estado fundamental.

Relação entre a distribuição eletrônica e a classificação periódica

A utilização da distribuição eletrônica dos átomos auxilia nas indicações sobre as propriedades químicas dos elementos e sobre a posição que eles ocupam na tabela periódica. Desse modo, a partir da distribuição eletrônica, classificam-se os elementos em:

a) Elementos representativos: são aqueles que apresentam o elétron mais energético em um subnível **s** ou **p**.

Neste caso, são os elementos que pertencem aos **grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18** e, esses grupos (famílias) apresentam nomes específicos:

GRUPO 1: Metais Alcalinos.

GRUPO 2: Metais Alcalinos Terrosos.

GRUPO 13: Família do Boro.

GRUPO 14: Família do Carbono.

GRUPO 15: Família do Nitrogênio.

GRUPO 16: Calcogênios.

GRUPO 17: Halogênios.

GRUPO 18: Gases Nobres.

b) Elementos de Transição Externa: são aqueles que possuem o elétron mais energético do átomo no estado fundamental em um subnível **d**.

c) Elementos de Transição Interna: são aqueles que possuem o elétron mais energético do átomo no estado fundamental em um subnível **f**. Neste caso, temos os elementos das séries dos **lantânídeos e actínídeos**.

Para determinar a localização (grupo e período) de um elemento químico na tabela periódica a partir da sua distribuição eletrônica, deve-se levar em consideração o elétron de diferenciação, ou seja, o elétron mais energético (último elétron da distribuição), de acordo com a divisão abaixo:

Para elementos **representativos** (elétron de diferenciação pertence ao subnível s ou p).

PERÍODO: número de camadas que o elemento possui.

GRUPO: número total de elétrons da camada de valência.



E como isso funciona na prática?

O elemento selênio possui 34 prótons ($_{34}\text{Se}$)

Distribuição: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

4 camadas = 4º período.

Camada de valência ($4s^2 4p^4$) com **6 elétrons = grupo 16 (Calcogênios).**

Para elementos de **Transição Externa** (elétron de diferenciação pertence ao subnível d).

PERÍODO: número de camadas que o elemento possui.

GRUPO: número total de elétrons da camada de valência + número de elétrons do subnível mais energético.

O elemento ferro possui 26 prótons ($_{26}\text{Fe}$).

Distribuição: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

4 camadas = 4º período.

Camada de valência ($4s^2$) com 2 elétrons + subnível mais energético ($3d^6$) com 6 elétrons = total de **8 elétrons = grupo 8.**



(CESPE/PCie-PE – 2016)

A atual classificação periódica dos elementos químicos fundamenta-se:

- no número atômico dos elementos químicos, que são organizados de acordo com a distribuição eletrônica.
- na ordem alfabética do nome dos elementos químicos.
- na regra do octeto (elementos representativos), na regra dos dezoito elétrons (elementos de transição) e na regra do dueto (H e He).
- no número de nêutrons presentes no núcleo do elemento químico.

Comentários:



- a) Item certo, pois os elementos são organizados em ordem crescente de número atômico (prótons), assim como a distribuição eletrônica para átomos neutros que permite inferir a localização ao longo da tabela.
- b) Item errado, pois os elementos não são organizados por ordem alfabética, mas sim por ordem de número atômico.
- c) Item errado, pois a regra do Octeto, regra dos dezoito elétrons e a regra do dueto, não se relacionam com a organização dos elementos, mas sim com as ligações químicas a serem realizadas.
- d) Item errado, pois o número de nêutrons não influencia na organização dos elementos na tabela periódica.

Gabarito: letra A

Com base em tudo o que foi estudado até agora, podemos concluir que o **arranjo dos elementos** na Tabela Periódica **depende diretamente da estrutura do átomo** e, as semelhanças nas propriedades resultam de configurações eletrônicas da camada de valência semelhantes, podendo assim, relacionar algumas propriedades físicas e químicas dos elementos, conforme veremos a seguir.

3. Propriedades periódicas

Analisando as características específicas de cada átomo pode-se compreender as propriedades dos elementos e das substâncias por eles formadas, bem como a sua variação ao longo da tabela periódica e conhecimento destas tendências permite a interpretação e previsão de comportamentos químicos, assim como estimar parâmetros estruturais, sem recorrer aos dados tabelados de cada elemento químico.

Uma análise dessa natureza mostra que as **propriedades químicas** têm uma dependência direta da **configuração eletrônica no nível de valência** dos átomos e variam periodicamente variam e com o aumento de seus números atômicos. Partindo desse entendimento, passaremos a discutir aspectos relacionados a algumas das propriedades periódicas mais utilizadas no estudo dos elementos, e como estas variam ao longo da Tabela Periódica.

Propriedades periódicas são aquelas que variam periodicamente (isto é, aumentam e diminuem seguidamente) de acordo com o **aumento do número atômico**.

3.1 Raio Atômico

Considerando os átomos com esferas, o raio atômico seria o raio medido a partir do centro até praticamente toda a nuvem eletrônica, uma vez que o tamanho do átomo é determinado pelos elétrons mais externos. Entretanto, tal nuvem eletrônica não apresenta uma demarcação definida, uma vez que os elétrons se encontram em órbitas, cuja distribuição espacial é descrita por uma função de densidade de probabilidade, de acordo com modelo atual de orbitais do átomo, já estudados anteriormente.

Sendo assim, a medida do raio atômico se dá por meio da medida da distância entre os núcleos de dois átomos ligados, pode considerar-se o raio atômico como metade dessa distância, com valores que variam de 30 e 300 pm (10^{-12} m), conforme ilustrado abaixo.



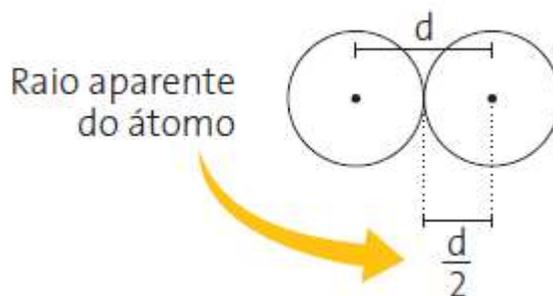


FIGURA 15: Ilustração representativa da medida do raio de um átomo.

Para melhor compreensão desta propriedade, é necessário analisar a variação ao longo dos períodos e dos grupos da tabela periódica.

EM RELAÇÃO AOS GRUPOS: o raio aumenta de cima para baixo na tabela periódica ao longo do mesmo grupo, uma vez que o número atômico também aumenta nesse sentido e, conseqüentemente, o número de camadas eletrônicas também aumenta.

EM RELAÇÃO AOS PERÍODOS: o raio cresce da direita para esquerda na tabela periódica ao longo do mesmo período, no sentido contrário ao crescimento do número atômico. Tal fato, deve-se ao aumento da carga nuclear que implica em uma diminuição do raio atômico.

Raio Iônico

O átomo pode ganhar ou perder elétrons, tornando-se um ânion ou cátion e, o raio do íon sofre alteração significativa quando comparado com o átomo neutro.

Quando o átomo de determinado elemento perde elétrons, transforma-se em um cátion (íon positivo) e a nuvem eletrônica torna-se mais compacta, de modo que **raio do cátion** sempre será **menor** que o respectivo átomo que lhe deu origem. Analogamente, ao ganhar elétrons, o átomo torna-se um ânion e a densidade da nuvem eletrônica aumenta e, conseqüentemente, o **raio do ânion** sempre será **maior** que o raio do seu átomo neutro.

Para íons isoeletrônicos (mesmo número de elétrons e, conseqüentemente o mesmo número de camadas) **quanto maior o número atômico menor será o raio.**

Por exemplo, na série de íons isoeletrônicos $_{13}\text{Al}^{3+}$, $_{12}\text{Mg}^{2+}$, $_{9}\text{F}^{1-}$, $_{7}\text{N}^{3-}$, todos os íons possuem dez elétrons e duas camadas energéticas. Logo, o íon que possui o **menor número atômico**, $_{7}\text{N}^{3-}$, terá o **maior raio**, conforme figura abaixo.



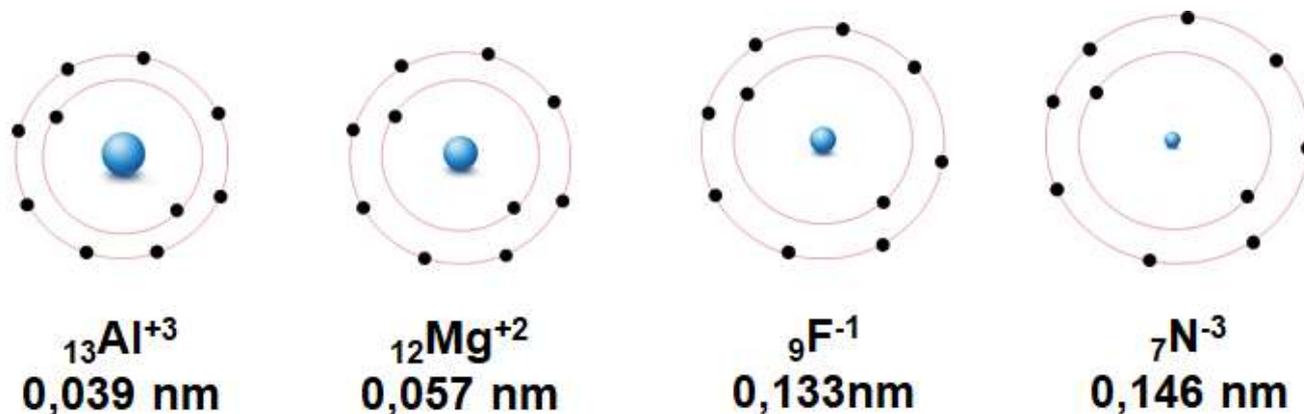
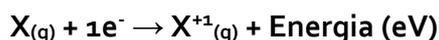


FIGURA 16: Representação do raio iônico.

3.2 Afinidade Eletrônica

Alguns átomos têm afinidade, ou "atração", por elétrons e podem adquirir um ou mais elétrons para formar um íon negativo. Sendo assim, denomina-se **afinidade eletrônica (A.E)** (ou eletroafinidade), como o nome mesmo sugere, a afinidade que um átomo possui por elétrons, ou seja, é a **energia liberada** quando se adiciona um elétron em um átomo neutro no estado gasoso. Tal lógica faz muito sentido, quando se entende que o estado de estabilidade de um átomo relaciona-se com a menor energia possível e pode ser expressa em elétron-volts por átomo (eV) ou, no SI, kJ/mol.



Quanto maior a afinidade eletrônica de um átomo, mais negativo o seu valor de A.E. Por exemplo, o flúor possui afinidade eletrônica de -328 kJ/mol, valor alto que indica uma reação exotérmica (libera calor), produto-favorecida, para formar o ânion F^{-1} .

A afinidade eletrônica cresce ao longo da tabela no sentido contrário ao raio atômico e, geralmente **diminui de cima para baixo ao longo da tabela periódica**, uma vez que quanto maior o número de camadas, mais distante do núcleo acontecerá a adição do elétron e, com menor força de atração exercida pelo núcleo. Em relação aos grupos, a **A.E aumenta da esquerda para direita**, à medida que aumenta o número de elétrons na camada de valência e, mais próximo da estabilidade (Regra do Octeto) o átomo se encontra.

Cabe ressaltar que os gases nobres, já estáveis, não possuem afinidade por elétrons e que nenhum átomo apresenta afinidade eletrônica negativa para um segundo elétron, já que a **adição de um segundo elétron a um íon** que já possui cargas negativas leva a **fortes repulsões**.

A afinidade eletrônica **cresce** na tabela periódica em sentido **contrário ao raio atômico**.



3.3 Energia de Ionização

Energia ou **Potencial de ionização** (E.I.) refere-se à **energia mínima** necessária para a retirada de 1 elétron de um átomo (ou íon) no estado gasoso.



A energia denominada **primeira energia de ionização** (de acordo com o SI, deve ser expressa em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) é a **quantidade de energia gasta para retirar o primeiro elétron** de um átomo neutro, para retirada de mais elétrons, tem-se a segunda energia de ionização e assim por diante.

É muito importante destacar que ao retirar um elétron de um átomo, este passa a adquirir mais energia e, portanto, torna-se instável. De modo que a retirada de mais elétrons vai se tornando cada vez mais difícil e, portanto, há necessidade do fornecimento de quantidade de energia cada vez maior.

Considere, por exemplo, um átomo de magnésio (Mg), que possui três níveis de energia no estado fundamental e dois elétrons no nível mais externo ($3s^2$).



Os valores indicados são experimentais e, nota-se que a medida que o íon vai se tornando cada vez mais positivamente carregado, é necessária uma energia cada vez maior para retirar o próximo elétron. Ao retirarmos o 2º elétron do átomo de magnésio, ele passa a ter apenas dois níveis de energia e a força de atração do núcleo positivo pelos elétrons desse nível mais externo (2ª camada) aumenta proporcionalmente, sendo assim, o valor da **3ª energia de ionização é muito maior que o valor da 2ª energia** de ionização.

Em relação à variação dessa propriedade ao longo da tabela periódica, tem-se que **quanto maior o raio atômico** do elemento, maior a distância do núcleo à camada de valência (de onde retira-se os elétrons) e, **menor será a atração** dos prótons sobre os elétrons mais externos, portanto será mais fácil retirar um elétron do átomo isolado, ou seja, **menor a energia de ionização do elemento**. De modo semelhante, quanto **menor o raio atômico** do elemento, maior é a atração que o núcleo exerce sobre os elétrons da camada de valência e, portanto, **maior a quantidade de energia** necessária para retirar o elétron do átomo. Alguns fatores podem influenciar na energia de ionização, tais como: tamanho do átomo; carga do núcleo; efeito de proteção das camadas internas; tipo de orbital em que se encontra o elétron e proximidade do elétron em relação ao núcleo.

A **energia de ionização** cresce na tabela periódica em **sentido contrário ao raio atômico**.



3.4 Eletronegatividade

Esta propriedade periódica está relacionada à tendência que um **átomo possui em atrair para si os elétrons de uma ligação química**.

Tal tendência foi medida experimentalmente em função das substâncias compostas que eles formam e quantificada por Linus Pauling que estabeleceu uma escala de eletronegatividade, conforme imagem abaixo.

H 2,1																			He
Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0			Ne
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0			Ar
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 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8			Kr
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
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	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 2,1			Rn

FIGURA 17: Escala de eletronegatividade, estabelecida por Pauling.
Note que tal escala não inclui os gases nobres, vez que estes naturalmente não formam ligações químicas.

É possível perceber que tal propriedade cresce em sentido contrário ao raio atômico, ou seja, quanto **menor o raio**, maior será a atração que o núcleo exerce sobre elétrons e, portanto, com maior força os elétrons são atraídos (**maior a eletronegatividade**). De modo semelhante, quanto **maior o raio atômico menor será a eletronegatividade**.

Essa propriedade será de extrema importância para prever a polaridade das ligações químicas e, conseqüentemente, das moléculas. Destaca-se os elementos **flúor, oxigênio e nitrogênio** que são os **mais eletronegativos** da tabela, respectivamente.

Para facilitar o entendimento, segue abaixo a fila em ordem **decrecente de eletronegatividade** dos principais ametais.



O caráter iônico de uma ligação pode ser estabelecido a partir da diferença de eletronegatividade, ou seja, quanto maior a diferença no valor da eletronegatividade dos átomos ligados, maior será o caráter iônico.



3.5 Densidade

A propriedade física definida como densidade é específica para cada elemento e apresenta periodicidade dentro da disposição da tabela periódica, apesar de que algumas variações de densidade não se apresentem de forma muito regular, pois diversas características estruturais influenciam na densidade de uma substância. Entretanto, de um modo geral, ao longo de um mesmo período, a densidade apresenta **um aumento das extremidades para o centro da tabela** e, ao longo dos grupos, ela aumenta de cima para baixo na tabela periódica. Os elementos de maior densidade da tabela são: ósmio ($22,6 \text{ g/cm}^3$) e o irídio ($22,5 \text{ g/cm}^3$).

3.6 Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição

O ponto de fusão (P.F) é a temperatura necessária para mudança do estado físico da matéria do sólido para o líquido, enquanto o ponto de ebulição (P.E) é a energia necessária para a passagem do estado líquido para o estado gasoso (ou vapor).

Tais propriedades físicas também são específicas e variam periodicamente ao longo tabela, de modo que há um aumento do P.F e do P.E nos grupos 1, 2, 3, 4 e 14, **os maiores valores de fusão e ebulição são encontrados nos elementos situados na parte superior da tabela**. Nos demais grupos, os maiores valores de fusão e ebulição são encontrados para os elementos que estão posicionados na parte inferior da tabela periódica e, de um modo geral, ao longo dos períodos, os valores de fusão e ebulição crescem das extremidades para o centro da tabela, sendo o elemento que apresenta maior ponto de fusão é o tungstênio (W), cujo valor é de 3.422°C .



(VUNESP/UFABC-2019)

Considere os seguintes valores de eletronegatividade de Pauling.

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8

O caráter iônico é mais acentuado na ligação entre os átomos de



- a) cloro e bromo.
- b) flúor e potássio.
- c) nitrogênio e flúor.
- d) magnésio e cálcio.
- e) cálcio e enxofre.

Comentários

O caráter iônico de uma ligação está associado à diferença de eletronegatividade, ou seja, quanto maior a diferença no valor da eletronegatividade dos átomos ligados, maior será o caráter iônico.

Cloro possui valor de eletronegatividade de 3,0 e bromo 2,8, portanto a diferença dos valores é de 0,2.

O flúor possui o maior valor de eletronegatividade e o potássio o menor, de modo que a diferença dos seus valores será de $4,0 - 0,8 = 3,2$.

O nitrogênio possui valor de eletronegatividade de 3,0 e o flúor 4,0, sendo a diferença igual a 1,0.

O magnésio possui valor de 1,2 de eletronegatividade e o cálcio 1,0 e a diferença dos seus valores é de 0,2.

O cálcio possui valor de eletronegatividade de 1,0 e o enxofre 2,5, tendo uma diferença de 1,5.

Gabarito: B

LIGAÇÕES QUÍMICAS

A formação de uma **ligação química** ocorre por meio da união entre dois átomos, que buscam adquirir uma configuração eletrônica estável, ou seja, semelhante à um gás nobre (**8 elétrons na camada de valência – Regra do Octeto**). Sendo assim, a formação das ligações químicas envolve, normalmente, apenas os elétrons mais externos, com **redução do valor de energia**.

Os átomos de diferentes elementos químicos se ligam de formas diferentes (**LIGAÇÃO IÔNICA, COVALENTE E METÁLICA**), de acordo com suas características, doando, recebendo ou compartilhando elétrons, até alcançarem a estabilidade. De um modo geral, os elementos se comportam da seguinte maneira:

- **Metais** (possuem de 1 a 3 elétrons na camada de valência) – tendem a **perder (ceder) elétrons** em uma ligação química.
- **Ametais** (possuem de 4 a 7 elétrons na camada de valência) – **tendem a ganhar ou compartilhar elétrons** em uma ligação química.
- **Hidrogênio** (possui apenas 1 elétron na sua distribuição) - **tende a ganhar ou compartilhar apenas 1 elétron**, para ter sua distribuição eletrônica semelhante à do gás nobre Hélio.

Vamos detalhar cada tipo de ligação e suas principais características. Preste atenção, pois esse assunto é importante e sempre cai nas provas.



1. Ligação iônica

A **ligação iônica**, como o nome mesmo sugere, é a **atração eletrostática** entre íons de cargas opostas (cátion – carga positiva e ânion – carga negativa), que ocorre por meio de transferência de elétrons **do metal para um ametal ou entre um metal e o hidrogênio** e pode ser evidenciada quando a **diferença de eletronegatividade** entre os átomos ligados é **maior ou igual a 2,0**.

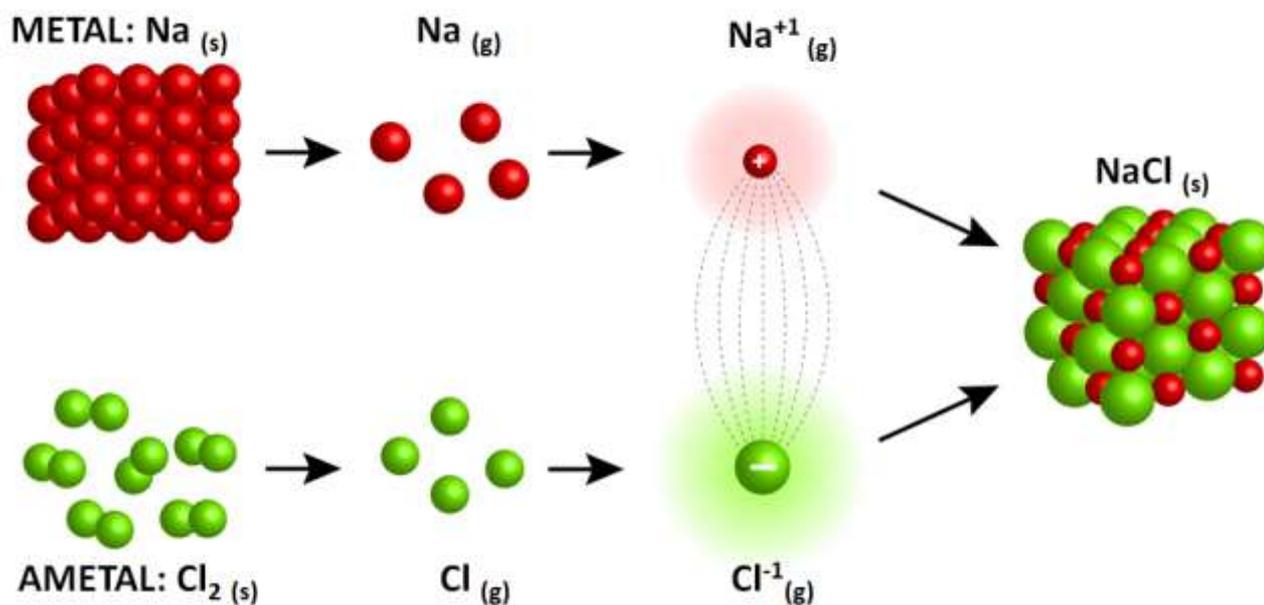


FIGURA 18: Representação esquemática da formação de uma ligação iônica do composto NaCl (cloreto de sódio).

O **composto iônico** é constituído por uma substância que possui por pelo menos 1 ligação iônica. Tais compostos são um conglomerado de íons (cátions e ânions) unidos por atração eletrostática de grande intensidade e formam um **arranjo cristalino de baixa energia, organizado, regular e tridimensional**. Além disso, são **solúveis em água** (solvente polar) e possuem **alto ponto de fusão** ($PF_{NaCl} = 801^{\circ}C$) e **ponto de ebulição** ($PE_{NaCl} = 1465^{\circ}C$) e, por esse motivo, são sólidos à temperatura ambiente, conforme figura abaixo:



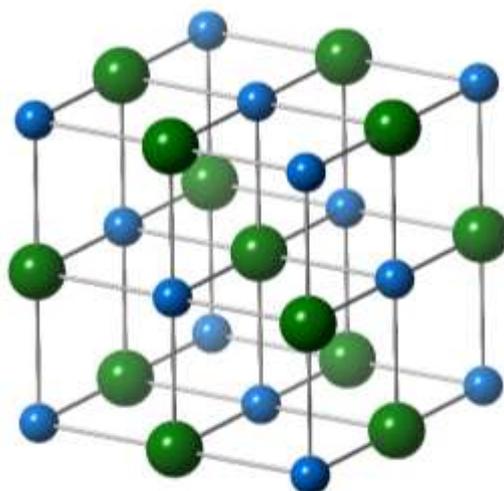


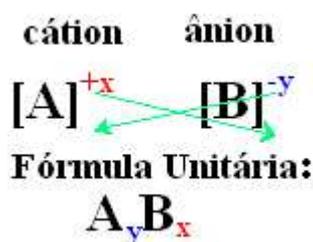
FIGURA 19: Sólido cristalino de NaCl (na representação a esfera verde é o átomo de cloro e a esfera azul é o átomo de sódio).

Para compreender melhor a formação da ligação iônica e como um sólido iônico, por exemplo o cloreto de sódio (NaCl), possui uma energia menor e, conseqüentemente, é mais estável que os átomos separadamente, podemos pensar em três etapas:

1. Os átomos de sódio liberam 1 elétron da camada de valência, tornando-se um cátion;
2. Tal elétron liberado se liga ao átomo de cloro, que se torna um ânion;
3. Os íons resultantes se unem por meio da atração eletrostática de cargas opostas.

Sendo assim, o abaixamento da energia global que leva à formação das ligações iônicas, é obtido por meio da atração dos íons opostos e pode ser definida também como **Energia Reticular** que consiste na **energia liberada quando o cristal iônico sólido se forma** a partir de íons separados no estado gasoso.

Para montar a fórmula química de um composto iônico, deve-se lembrar que o número total de cargas positivas e negativas deve ser igual e, portanto, o número de íons que se unem é inversamente proporcional às suas respectivas cargas (valências). Disso resulta a seguinte regra geral:

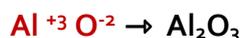


Exemplo: Fórmula do óxido de alumínio, composto binário formado pelos elementos alumínio (${}_{13}\text{Al}$) e oxigênio (${}_{8}\text{O}$).

Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ - Al $^{+3}$

O: $1s^2 2s^2 2p^4$ - O $^{-2}$





O **grupo** que o elemento se encontra na tabela periódica, refere-se de um modo geral, ao **número de elétrons que possui na camada de valência** (desde que seja representativo).

Ex. O elemento cálcio está no **grupo 2 e possui 2 elétrons na camada de valência** com tendência a perdê-los (Ca^{+2}). Enquanto o elemento flúor está no grupo 17 e possui 7 elétrons na camada de valência com tendência a ganhar 1 (F^{-1}). O composto formado terá fórmula CaF_2 .

1.1 Características dos compostos iônicos

A ligação iônica é uma ligação mais forte que a covalente e metálica, justamente pelo fato de ocorrer por meio de atração eletrostática. Tal fato, evidencia a necessidade de uma maior quantidade de energia para quebrá-la, de modo que, como consequência, os **compostos iônicos** são, de um modo geral, **sólidos à temperatura e pressão ambiente** devido à formação de uma rede cristalina, resultando em um **alto ponto de fusão e ebulição** destes compostos. Além disso, outras características importantes dos compostos iônicos podem ser destacadas:

- Elevada solubilidade em água e em outros solventes polares;
- Alta condutividade elétrica quando em estado líquido ou dissolvidos em água;
- Apresentam aspecto cristalino.

2. Ligação covalente

Existem diversas teorias que podem ser usadas para explicar as estruturas eletrônicas, mas a Teoria de Lewis foi a primeira explicação fundamentada e amplamente aceita pela comunidade científica sobre a formação da **ligação covalente**, que consiste no **compartilhamento dos elétrons** de valência entre **ametais, entre dois átomos de hidrogênio e entre hidrogênio e ametais**, até completarem o octeto, ou seja, até totalizarem 8 elétrons nas suas camadas de valência.

As ligações covalentes ainda podem ser classificadas de acordo com o número de elétrons compartilhados e conforme a posição dos orbitais eletrônicos.

- **LIGAÇÃO COVALENTE SIMPLES:** ocorre o compartilhamento de **apenas 1 elétron de cada átomo formando 1 par de elétrons compartilhado** e essa ligação é do tipo **sigma (σ)**.



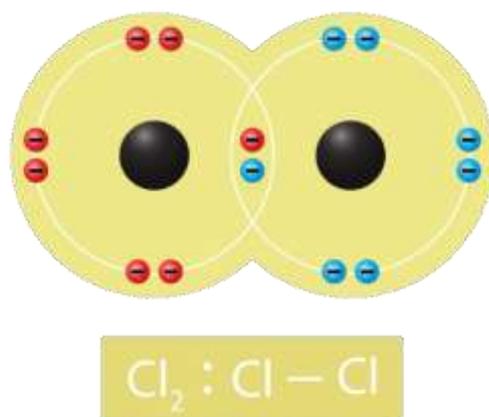


FIGURA 20: Formação da molécula de gás cloro (Cl_2)

- **LIGAÇÃO COVALENTE DUPLA:** ocorre o compartilhamento de **2 elétrons de cada átomo formando 2 pares de elétrons compartilhados**. Neste caso, o primeiro par compartilhado forma uma ligação do tipo sigma (σ) e o segundo par compartilhado forma uma ligação do tipo pi (π), ou seja, para cada ligação dupla existem **1 ligação σ e 1 ligação π** .

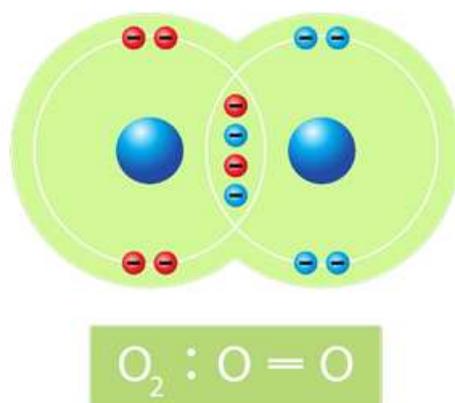


FIGURA 21: Formação da molécula de gás oxigênio (O_2).

- **LIGAÇÃO COVALENTE TRIPLA:** ocorre o compartilhamento de **3 elétrons de cada átomo formando 3 pares de elétrons compartilhados**. Neste caso, o primeiro par compartilhado forma uma ligação do tipo sigma (σ), o segundo e o terceiro pares compartilhados formam ligações do tipo pi (π), ou seja, para cada ligação tripla existem **1 ligação do tipo σ e 2 ligações do tipo π** .



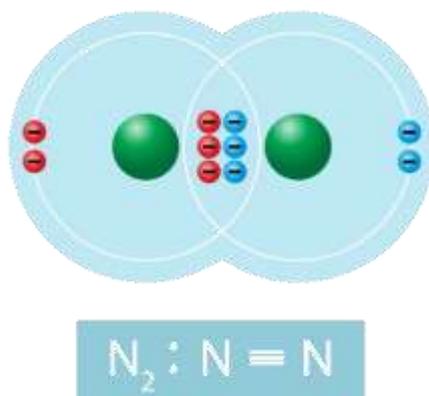


FIGURA 22: Formação do gás nitrogênio (N_2).

2.1 Características dos compostos covalentes

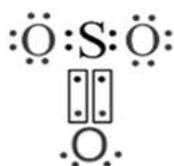
Compostos que possuem apenas ligações covalentes possuem, de um modo geral, **interações mais fracas entre suas moléculas** e, por esse motivo, há necessidade de uma pequena quantidade de energia para mudar os estados físicos dessas substâncias. Sendo assim, são encontrados na natureza na forma de **gases, líquidos ou sólidos** com **baixo ponto de fusão**.

A exceção a característica citada acima, é em compostos que possuem todos os seus átomos ligados covalentemente formando uma **rede tridimensional muito grande**, que possui ligações muito fortes. Neste caso, haverá a necessidade de grande quantidade de energia para romper essas ligações e permitir a mudança de estado, que acontecerá com **elevados valores de fusão e ebulição**, como ocorre, por exemplo, com estruturas do diamante (ligações entre átomos de carbono) e sílica (SiO_2).

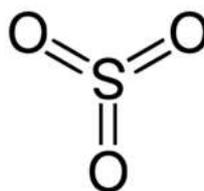
2.2 Casos especiais

Em regra, o par de elétrons compartilhado é formado por um elétron de cada átomo. Há casos, porém, em que ambos os elétrons pertencem originalmente a um mesmo átomo, que já está com o seu octeto completo, normalmente o átomo central. Tem-se, neste caso, o que se costumava chamar de **ligação covalente dativa ou coordenada** e, representada por uma seta que vai do átomo doador do par de elétrons para o átomo receptor (nomenclatura antiga, mas que ainda pode ser cobrada), hoje chamada simplesmente de ligação covalente.

Ex. Formação da molécula de SO_3 .



Fórmula Eletrônica
(Lewis)



Fórmula Estrutural

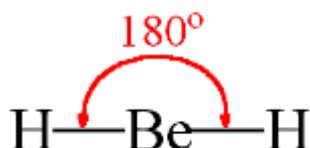


2.3 Exceções à regra do Octeto

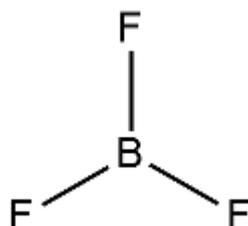
A Regra do Octeto explica a maior parte das ligações existentes, mas alguns compostos não obedecem essa regra e ficam estáveis com mais ou menos que oito elétrons na camada de valência, por exemplo:

Estáveis com menos de 8 elétrons

BeH₂ – Berílio possui 2 elétrons na camada de valência e fica estável com apenas 4 elétrons.

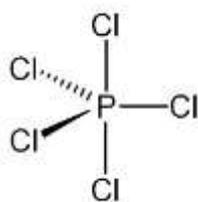


BF₃ – Boro possui 3 elétrons na camada de valência e fica estável com apenas 6 elétrons.

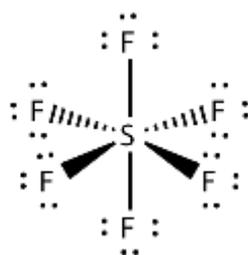


Estáveis com mais de 8 elétrons

PCl₅ – O elemento fósforo possui 5 elétrons na camada de valência e pode ficar estável também com 10 elétrons.



SF₆ – O elemento enxofre possui 6 elétrons na camada de valência e pode ficar estável também com 12 elétrons.



3. Ligação metálica

Os metais, de um modo geral, são pouco eletronegativos e, por esse motivo, a **ligação entre metais** ocorre com base no princípio "**mar**" ou "**nuvem**" de elétrons, que consiste na interação entre **os íons metálicos positivos** que estão empacotados e se mantêm **unidos pelos elétrons** dos metais (o número de cargas positivas e negativas é igual), garantindo grande mobilidade dos elétrons através do retículo, conforme apresentado na figura abaixo.

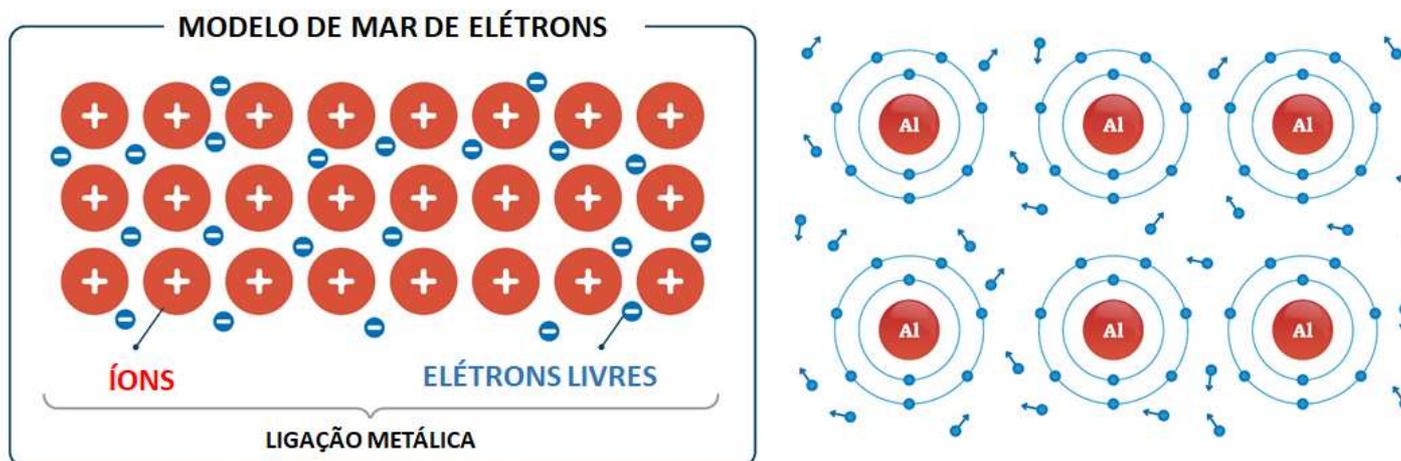


FIGURA 23: Representação esquemática da ligação covalente (simples, dupla e tripla).

3.1 Propriedades gerais dos metais

O entendimento do princípio da ligação metálica permite entender as principais características dos metais, bem como suas aplicações no cotidiano. Dentre as propriedades dos metais, destacam-se:

- **Alta condutividade elétrica e térmica**, decorrente da livre movimentação dos elétrons, mesmo no estado sólido. Tal condutividade diminui com o aumento de temperatura.
- **Brilho metálico característico**, em função da absorção com consequente emissão da energia da luz pelos elétrons "livres" dos metais.
- **Maleabilidade e Ductibilidade**, não há resistência à deformação da sua estrutura, mantendo uma forte coesão entre os átomos (força de coesão).
- **Formam ligas metálicas**, quando um metal é misturado a outro metal diferente ou com outro elemento não metálico e tal mistura é aquecida, formando uma mistura homogênea, com propriedades diferentes daquelas apresentadas pelos elementos isolados.



(Quadrix/ SEE – DF 2017)

Com relação aos conhecimentos de química inorgânica e suas aplicações, julgue os próximos itens.

Na ligação iônica, íons de diferentes elementos estão unidos em um arranjo rígido, simétrico, resultante da atração entre suas cargas opostas.

Parte superior do formulário

Certo

Errado

Comentários:

Conforme discutido anteriormente, especificamente na parte de ligações iônicas, sabe-se que os compostos iônicos são formados pela atração eletrostática entre os íons de cargas opostas (cátions e ânions), formando uma estrutura regular, rígida e organizada, denominada arranjo cristalino.

Gabarito: Certo

GEOMETRIA MOLECULAR

Vamos dar mais um passo e avançar um pouco mais no conteúdo?

Os átomos se ligam em busca de estabilidade (majoritariamente de acordo com a Regra do Octeto) e, o tipo de ligação depende se vai ocorrer doação ou compartilhamento de elétrons. E isso, nós já discutimos acima.

Entretanto, os átomos ao se ligarem por meio de **ligação covalente** procuram manter a maior distância possível uns dos outros, para diminuir a repulsão dos elétrons compartilhados ou não, de modo que as moléculas passam a apresentar uma determinada geometria (arranjo espacial mais estável dos átomos), em função do número de ligantes (átomos ou grupos de átomos) e em função da presença ou não de elétrons não ligantes no átomo central.

A geometria das moléculas pode ser deduzida a partir da **Teoria de Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (VSEPR)**, do inglês *Valence Shell Electron Pair Repulsion*, que se resume em alguns conceitos:

1) A estrutura das moléculas é determinada em função de todos os pares de elétrons da camada de valência, ou seja, os pares que fazem parte das ligações covalentes (**pares ligantes**) ou pares de elétrons que não estão participando de ligações (**pares não ligantes**) e, neste caso, apenas os **elétrons não ligantes do átomo central influenciarão na geometria da molécula**.

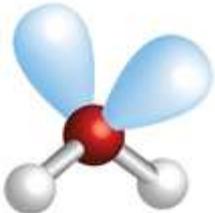
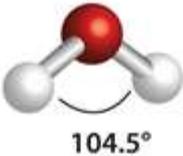
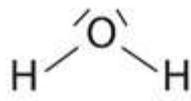
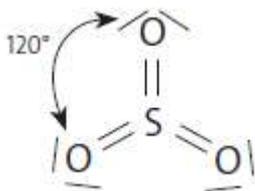
2) A magnitude das repulsões entre os pares de elétrons ligantes depende da diferença de eletronegatividade entre o átomo central e os demais átomos ligados a ele.



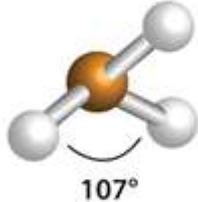
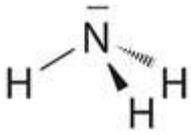
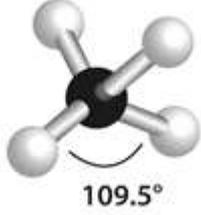
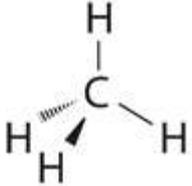
Para facilitar seu entendimento, vamos apresentar a tabela com a geometria dos principais compostos.

Número de átomos na molécula	Existem elétrons NÃO LIGANTES no átomo central?	Geometria	Ângulo de ligação	Exemplo
2	NÃO	Linear	180°	 $\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$ Outros: H_2 , F_2 , CO .
3	NÃO	Linear	180°	 $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ Outros: CS_2 , HCN , N_2O , BeH_2 .

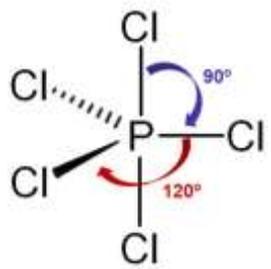
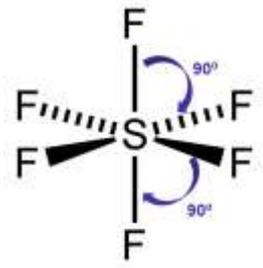


	SIM	Angular	$104,5^\circ$	   <p>Outros: H₂S, SO₂, NOCl.</p>
4	NÃO	Trigonal plana	120°	  <p>Outros: CH₂O, NO₂Cl, BCl₃.</p>



	SIM	Piramidal ou Pirâmide trigonal	107°	   Outros: PH_3 , NCl_3 , SOCl_2 .
5	NÃO	Tetraédrica	109,5°	  Outros: SiCl_4 , POCl_3 .
	SIM	Quadrado Planar	90°	XeF_4



				 <p>Outros: $(\text{ICl}_4)^-$</p>
6	NÃO	Bipirâmide trigonal	120° e 90°	<p>PCl_5</p>  
7	NÃO	Octaédrica	90°	<p>SF_6</p>  





(FADESP/IF-PA - 2018)

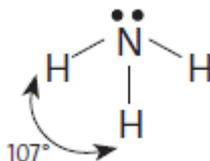
Considerando as espécies químicas H^+ , Cu^+ , Mg^{2+} , BF_3 , Au^+ , NH_4^+ , BH_3 , F^- , NH_3 , I^- e C_6H_6 , responda a questão.

Sobre as espécies apresentadas não se pode afirmar que

- a) a molécula de amônia possui geometria piramidal.
- b) o trifluoreto de boro é trigonal plana.
- c) o fluoreto de magnésio possui maior caráter iônico que o iodeto de magnésio.
- d) o amônio tem geometria piramidal.
- e) o ângulo de ligação H-N na molécula de amônia é menor que $109,5^\circ$.

Comentários

a) Item errado, pois a molécula de amônia possui geometria piramidal em função do par de elétrons não ligantes no átomo central de nitrogênio, que acabam "empurrando" as ligações para baixo, a fim de diminuir a repulsão eletrônica.



b) Item errado, pois a molécula de trifluoreto de boro possui geometria trigonal plana, uma vez que o boro possui três elétrons na camada de valência e se estabiliza com um total de 6 elétrons (contrariando a regra do octeto). Sendo assim, a molécula é formada por 4 átomos (BCl_3) não possui elétrons não ligantes no átomo central.

c) Item errado, pois o caráter iônico de um composto é proporcional à diferença de eletronegatividade entre seus átomos. O flúor possui maior valor de eletronegatividade que o iodo e, portanto, o MgF_2 (fluoreto de magnésio) possui maior caráter iônico que o MgI_2 (iodeto de magnésio).

d) Item certo, pois o amônio (cátion NH_4^+) possui geometria tetraédrica, uma vez que o par de elétron do nitrogênio (átomo central) da amônia (NH_3) recebeu um próton (H^+) e, portanto, passou a realizar quatro ligações, não restando mais nenhum par de elétron não ligante no átomo central.

e) Item errado, pois conforme estrutura apresentada na letra A, a molécula de amônia possui ângulo de ligação igual a 107° , ou seja, menor que $109,5^\circ$.

Gabarito: letra D



POLARIDADE

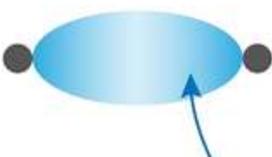
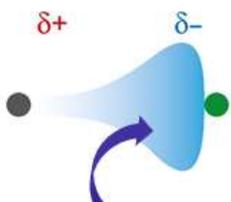
Já vimos anteriormente, o conceito de **eletronegatividade** e, agora iremos utiliza-lo para definir a **polaridade das ligações covalentes**. Para relembrarmos, segue a fila de eletronegatividade (em ordem decrescente) dos principais ametais da tabela. **Importante lembrar dessa ordem!**



No caso, das **ligações iônicas** todas são **polares**, pois são formadas por íons de cargas opostas e, conseqüentemente, existem polos de densidades eletrônicas distintas.

1. Polaridade da ligação covalente

Quando os átomos compartilham elétrons e formam uma ligação covalente, essa nuvem de elétrons pode apresentar-se uniformemente distribuída ou não, dependendo da eletronegatividade dos átomos envolvidos na ligação. Sendo assim, podemos definir a **ligação covalente** como **polar** ou **apolar**.

	Ligação Apolar	Ligação Polar
Características	<p>Ocorre entre átomos que não apresentam diferença de eletronegatividade ($\Delta_{\text{Eletroneg.}} = 0$) e, neste caso, a nuvem eletrônica compartilhada fica uniformemente distribuída entre os átomos.</p> <p>Toda ligação entre átomos iguais será apolar.</p>	<p>Ocorre entre átomos que apresentam valores diferentes de eletronegatividade ($\Delta_{\text{Eletroneg.}} \neq 0$, desde que seja menor que 2,0).</p> <p>Neste caso, a nuvem eletrônica compartilhada fica mais próxima do átomo mais eletronegativo, que passa a assumir uma densidade eletrônica negativa (δ^-), enquanto o átomo menos eletronegativo fica mais afastado dos elétrons, assumindo uma densidade positiva de carga (δ^+)</p>
Exemplo	<p>H₂ (gás hidrogênio)</p>  <p>Nuvem eletrônica</p>	<p>HCl (ácido clorídrico)</p>  <p>Nuvem eletrônica</p>



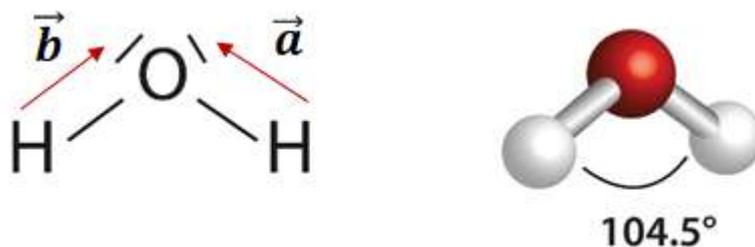
2. Polaridade da molécula

A **polaridade de uma molécula** está associada à capacidade da molécula sofrer influência de um campo elétrico e é calculada a partir de uma **soma vetorial** que é denominada momento dipolo resultante ($\vec{\mu}_{res}$) e, **depende** de dois fatores que já vimos anteriormente: a **geometria molecular** e a **polaridade da ligação**.

Como toda grandeza vetorial, o momento dipolo resultante possui **módulo** (proporcional à **polaridade da ligação** que se relaciona com a $\Delta_{\text{Eletronegatividade}}$), **direção** e **sentido** (definidos pela **geometria** da molécula, de modo que o vetor sempre estará no sentido do átomo mais eletronegativo).

- **Molécula polar:** é aquela molécula que possui o momento dipolo **resultante diferente de zero** ($\vec{\mu}_{res} \neq 0$).

Exemplo: molécula de água (H_2O).



A soma vetorial leva em consideração o módulo dos vetores (proporcional à diferença de eletronegatividade do oxigênio e hidrogênio) e neste caso, os vetores possuem o mesmo valor, $|\vec{a}| = |\vec{b}|$, além da direção e o sentido dos vetores que estarão voltados para o oxigênio em função do seu maior valor de eletronegatividade comparado ao hidrogênio.

$$\vec{\mu}_{res} = \vec{a} + \vec{b}$$

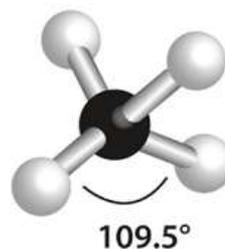
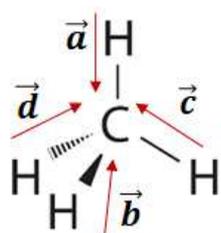
A **soma vetorial será diferente de zero** ($\vec{\mu}_{res} = \vec{a} + \vec{b} \neq 0$) e, portanto, a **molécula será polar**.

Importante destacar que toda **molécula diatômica**, formada por **átomos** com **diferentes valores de eletronegatividade**, será **polar**.

- **Molécula apolar:** é aquela que possui o momento dipolo **resultante igual a zero** ($\vec{\mu}_{res} = 0$).

Exemplo: molécula de metano (CH_4).





A soma vetorial leva em consideração que todos os vetores têm o mesmo módulo (proporcional à diferença de eletronegatividade do carbono e hidrogênio) e a direção e o sentido dos vetores que estarão voltados para o carbono em função do seu maior valor de eletronegatividade comparado ao hidrogênio.

$$\vec{\mu}_{res} = \vec{a} + \vec{b} + \vec{c} + \vec{d}$$

Como $\vec{a} = -\vec{b}$ e $\vec{c} = -\vec{d}$ (em função da direção e sentidos contrários), a **soma vetorial será nula** ($\vec{\mu}_{res} = \vec{a} - \vec{b} + \vec{c} - \vec{d} = 0$) e, portanto, a **molécula será apolar**.

Importante destacar que toda **molécula diatômica**, formada por **átomos iguais** será **apolar**.



A definição de molécula polar e apolar é baseada em função do momento dipolo resultante, mas tem uma **maneira mais fácil** que permite chegar a essa conclusão, ao invés de distribuir vetores pela molécula.

Para isso, é importante esclarecermos alguns conceitos:

Nuvem eletrônica: qualquer região que apresente elétrons, ou seja, par de elétrons não ligantes (considerar apenas o átomo central), ligação simples, ligação dupla e ligação tripla.

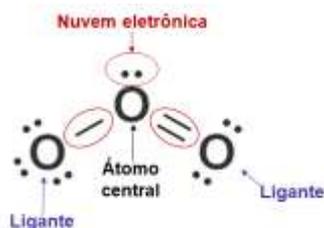
Ligantes: átomos ou grupos de átomos que estão ligados a um átomo central.

Podemos concluir que:

Molécula polar: quando o **número de nuvens** for **diferente** do **número de ligantes iguais** entre si.

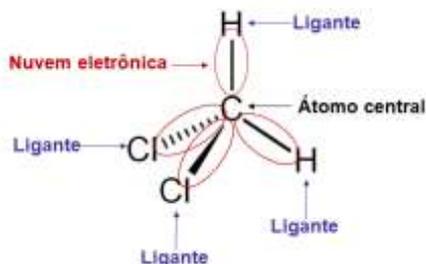


Exemplo: molécula de ozônio (O_3).



Neste caso, temos **3 nuvens** eletrônicas e **2 ligantes iguais** entre si. Como o número de nuvens é diferente do número de ligantes, a **molécula é polar**.

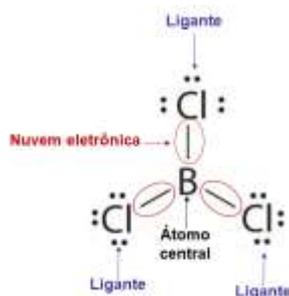
Exemplo: molécula de CH_2Cl_2 .



Neste caso, temos **4 nuvens** eletrônicas e **2 ligantes iguais** entre si. Como o número de nuvens é diferente do número de ligantes, a **molécula é polar**.

Molécula apolar: quando o **número de nuvens** for **igual** ao número de **ligantes iguais** entre si.

Exemplo: molécula de BCl_3 .



Neste caso, temos **3 nuvens** eletrônicas e **3 ligantes iguais** entre si. Como o número de nuvens é **igual** do número de ligantes, a **molécula é apolar**.





(CESPE/SEDF - 2017)

Nos últimos anos, tem-se investido intensamente no aproveitamento do biogás gerado a partir da decomposição anaeróbica de resíduos orgânicos. O biogás é uma mistura constituída principalmente por $\text{CH}_4(\text{g})$ — na faixa de 60% a 80% em quantidade de matéria — e $\text{CO}_2(\text{g})$, além de pequenas quantidades de outros componentes. Para a maioria das aplicações, o biogás deve passar por uma etapa de purificação que visa remover contaminantes como, por exemplo, H_2S , H_2O e NH_3 , além de reduzir o teor de CO_2 para algo em torno de 1% a 3% em quantidade de matéria. Após esse tratamento, o biogás costuma ser denominado biometano. Tendo como referência essas informações, julgue o item que se segue, com relação ao biogás e seus componentes. Moléculas de H_2S apresentam maior polaridade que moléculas de H_2O .

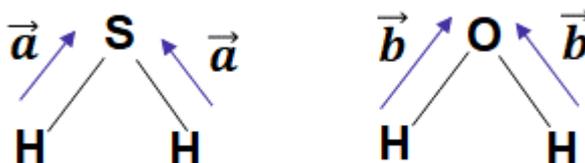
Certo

Errado

Comentários

A polaridade de uma molécula está associada ao valor do momento dipolo resultante, que é a soma dos vetores referentes à polaridade da ligação. Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos ligados, maior será o módulo do vetor. Neste caso, o elemento oxigênio apresenta eletronegatividade igual a 3,5, o enxofre apresenta o valor de 2,5 e o hidrogênio apresenta valor de 2,1.

Considerando que as duas moléculas possuem a mesma geometria molecular (angular), e que os vetores estarão voltados em direção aos átomos mais eletronegativos (S e O), a soma vetorial resultante da molécula de água será maior que a da molécula de H_2S . Logo, a água (H_2O) é uma molécula mais polar que o H_2S .



$$\vec{\mu}_{\text{res}}(\text{H}_2\text{S}) < \vec{\mu}_{\text{res}}(\text{H}_2\text{O})$$

Gabarito: errado



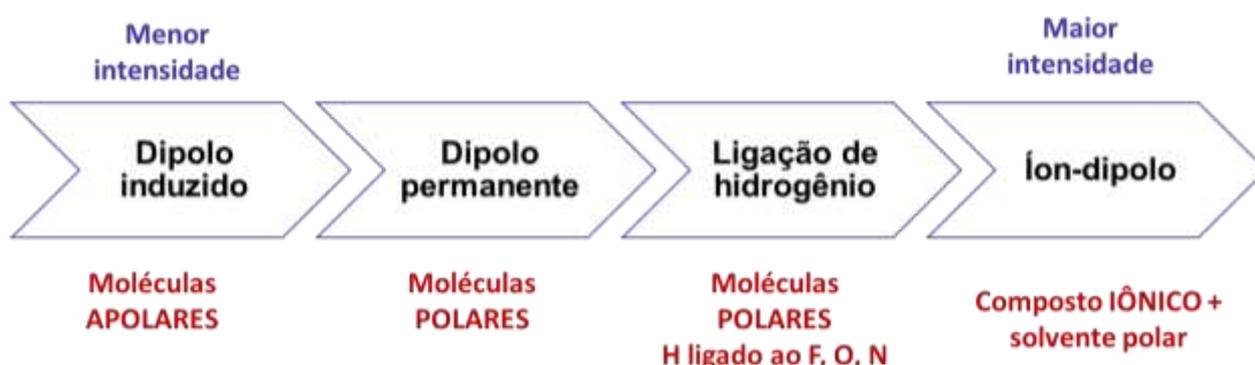
FORÇAS INTERMOLECULARES

Como vimos no início da nossa aula, a matéria pode ser encontrada em diferentes estados de agregação (estados físicos - sólido, líquido e gasoso) e, sempre vão existir **interações (forças) para manter unidas duas ou mais moléculas**, denominadas **interações intermoleculares**.

O tipo e a intensidade da interação existente entre as moléculas dependerão das características das próprias moléculas, ou seja, polaridade e tamanho. Dentre os diversos tipos de interação, destacamos: dipolo induzido; dipolo permanente; ligação de hidrogênio e íon-dipolo.

- **Dipolo induzido (dipolo instantâneo ou força de Van de Waals):** é a interação que surge da atração entre dipolos elétricos instantâneos (momentâneos) de moléculas vizinhas e está presente em todas as moléculas. Entretanto, essa interação é predominante em **moléculas apolares** e apresenta uma **baixa intensidade**, o que acarreta em **fraca atração entre as moléculas** e, conseqüentemente, **baixos valores de ponto de fusão e ebulição**.
- **Dipolo permanente (dipolo-dipolo):** é a interação que surge da atração entre as cargas parciais de moléculas **polares** vizinhas. Essa força apresenta **intensidade intermediária**, mas pode aumentar a medida que a polaridade da molécula aumenta, promovendo valores relativamente mais **altos de ponto de fusão e ebulição**.
- **Ligação de hidrogênio:** é um tipo específico de interação de **alta intensidade** que ocorre entre moléculas que possuem átomos de **hidrogênio** estão covalentemente ligados aos átomos eletronegativos flúor (**F**), oxigênio (**O**) e nitrogênio (**N**). Em consequência disso, compostos orgânicos que possuam funções como álcool, ácidos carboxílicos e aminas primárias e secundárias, por exemplo, terão **altos valores de ponto de fusão e ebulição** em função das interações do tipo ligação de hidrogênio.
- **Íon-dipolo:** interação existente quando há dissolução de **compostos iônicos em solventes polares**. Neste caso, as interações íon-dipolo são especialmente fortes para íons pequenos e que possuam cargas elevadas.

Para ficar mais fácil o entendimento sobre a intensidade das interações, bem como relacioná-las com as propriedades físicas dos compostos orgânicos, vamos colocá-las em ordem crescente de intensidade, conforme apresentado no esquema abaixo.



1. Ponto de fusão e ponto de ebulição

A energia necessária para mudar o estado físico de uma substância é totalmente dependente da interação que existe entre as moléculas. Sendo assim, para conseguirmos comparar os valores de ponto de fusão e ebulição de diferentes substâncias, é importante que dois critérios sejam considerados:

1) **Comparação entre substâncias que possuem interações intermoleculares diferentes:** desde que as moléculas possuam massas relativamente próximas, quanto **maior for a intensidade da interação** (de acordo com a escala apresentada acima), maior será dificuldade para romper essa força e, conseqüentemente maior energia será necessária (**maior valor de ponto de fusão e ebulição**).

Exemplo:

Substância	Massa molar (g/mol)	Polaridade da molécula	Interação	Ponto de ebulição (°C)
CH ₄	16	Apolar	Dipolo induzido	-161,5
H ₂ S	34	Polar	Dipolo permanente	-60
H ₂ O	18	Polar	Ligação de hidrogênio	100

2) **Comparação entre substâncias que possuem interações intermoleculares do mesmo tipo:** entre substâncias que possuam o mesmo tipo de interação, terá **maiores valores de ponto de fusão e ebulição** aquela molécula que tiver **maior massa molar**.

Exemplo:

Substância	Massa molar (g/mol)	Polaridade da molécula	Interação	Ponto de ebulição (°C)
HCl	36,5	Polar	Dipolo permanente	-85,2
HBr	81	Polar	Dipolo permanente	-66,4
HI	128	Polar	Dipolo permanente	-35,1

2. Solubilidade

Solubilidade é a propriedade física das substâncias de se dissolverem, ou não, em um determinado líquido, geralmente em relação à **água** (solvente altamente **polar**). E é muito comum utilizar a expressão "*semelhante só dissolve semelhante*". Essa máxima, apesar de simplista, resume muito bem essa teoria, pois apenas substâncias que apresentem o mesmo caráter (o mesmo tipo de interação intermolecular) se dissolverão uma na outra.

Substâncias **polares** dissolvem outras substâncias **polares**.

Substâncias **apolares** dissolvem outras substâncias **apolares**.



COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO

Compostos de coordenação (sais duplos ou *adutos*) são formados quando há a **adição de quantidades estequiométricas de dois ou mais compostos estáveis**, desde que sejam colocados em contato, de forma adequada. Tais compostos, coloridos em soluções aquosas, não obedecem a regra do octeto, na verdade, possuem uma **expansão da camada de valência**, ou seja, a soma do número de elétrons da camada valência do metal de transição somado aos elétrons recebidos dos ligantes será igual a um total de **16 ou 18**.

É importante, ainda, que os compostos de coordenação podem pertencer a dois grupos distintos:

Compostos que **perdem sua identidade** original quando colocados em solução (**sais duplos**).

Compostos que **mantém sua identidade** original quando colocados em solução (**chamados de complexos**).

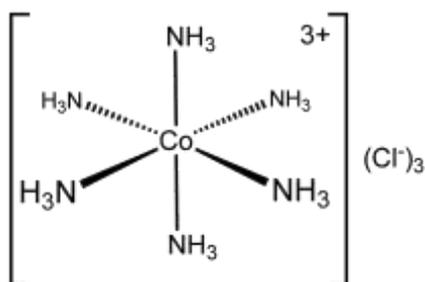
A teoria da Química de Compostos de Coordenação foi proposta por Alfred Werner, em 1893, que definiu alguns postulados:

1. A maior parte dos elementos possui **dois tipos de valência**: a **valência primária** (carga do íon complexado – número de oxidação) e **valência secundária** (número de átomo ligados ao átomo central - número de coordenação);
2. Todo elemento tende a satisfazer tanto suas valências primárias quanto as valências secundárias;
3. A valência secundária apresenta direções fixas no espaço.

Segue abaixo um exemplo de compostos de coordenação, de acordo com a proposta de Werner.

Exemplo: $\text{CoCl}_3 + 6\text{NH}_3 \rightarrow$ Compostos de Coordenação $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

$3 \text{AgNO}_3 + \text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6] \cdot 3\text{Cl}^{-1} + 3\text{AgCl}$



1. Ligações em complexos de metais de transição

Há, atualmente, três teorias que explicam como um **metal de transição** (em função da camada de valência conter um orbital no **subnível d**) pode se ligar aos ligantes para formação do complexo.

1.1 Teoria da Ligação de Valência (TLV)

Essa teoria foi desenvolvida por Linus Pauling e prevê que os compostos de coordenação são formados por uma série de etapas hipotéticas e consiste na presença de íons complexos, que se ligam por meio de **ligação coordenada com o metal de transição**. Sendo assim, o ligante deve ter um par de elétrons livres para doar (base de Lewis, conceito visto anteriormente) e o metal deve ter um orbital vazio com energia adequada e suficiente para formar a ligação.

Tal teoria possui duas limitações: a maioria dos complexos formados com metais de transição são coloridos, mas a teoria, apesar de permitir prever a existência de elétrons desemparelhados, não explica seus espectros eletrônicos e também não esclarece como as propriedades magnéticas desse tipo de composto variam em função da temperatura.

1.2 Teoria do Campo Cristalino (TCC)

Bethe e Van Vleck propuseram a Teoria do Campo Cristalino, que consiste na ideia de que a força de atração existente entre o metal e os ligantes é de natureza eletrostática, ou seja, a ligação que ocorre nos complexos, é oriunda **da atração entre os íons de cargas opostas**, tais como Co^{+3} e Cl^{-1} . Além da força de atração eletrostática, pode haver interação entre um íon e um ligante neutro (exemplo a amônia, NH_3 ou monóxido de carbono, CO), por meio de atração íon- dipolo.

Na TCC, são feitas algumas hipóteses:

- Os **ligantes (bases de Lewis)** são tratados como cargas pontuais;
- Não há interação entre o orbital do metal e o dos ligantes (tal hipótese é característica da TLV);
- Todos os orbitais d do metal (íon livre) possuem a mesma quantidade de energia (denominados degenerados). Entretanto, com a formação do complexo, a energia dos orbitais passar a ser diferente da situação inicial, de modo que, em função da repulsão dos elétrons do metal com o campo do ligante, há um desdobramento da energia que passa a ser aumentada, o que permite a formação de estruturas com geometria octaédrica ou tetraédrica.

O desdobramento da energia dos complexos formados, de acordo com a TCC, pode ser medida por meio da intensidade dos seus espectros eletromagnéticos (na região do visível e ultravioleta). Tal determinação, permite conhecer a força do ligante e, conseqüentemente, a intensidade do desdobramento (aumento) da energia do complexo e, como isso influencia na coloração que o composto de coordenação pode ter.

Para facilitar o entendimento desse assunto, podemos montar uma fila de intensidade dos principais ligantes.



CAMPO FRACO

INTENSIDADE DOS LIGANTES

CAMPO FORTE



Se o ligante do complexo for de campo forte, maior será a intensidade da coloração visualizada do composto de coordenação. Analogamente, se o ligante for de campo fraco, a coloração observada será menos intensa.

1.3 Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM)

A Teoria dos Orbitais Moleculares considera as contribuições covalentes e iônicas na formação do composto de coordenação e explica as propriedades magnéticas e os espectros dos complexos. Entretanto, as ligações são consideradas essencialmente covalentes e, considera-se, apenas, as modificações verificadas nos orbitais d, provocadas por interações de natureza eletrostática com os ligantes.

2. Nomenclatura de compostos de coordenação

A nomenclatura de compostos de coordenação é definida pela IUPAC e deve seguir algumas regras gerais, de acordo com o quadro abaixo:

Regras de nomenclatura de compostos de coordenação

1. O nome do ânion antecede o cátion (apesar de ser escrito à direita do cátion).
2. Os ligantes são citados em ordem alfabética, qualquer que seja a sua carga e, posteriormente, coloca-se o nome do metal.
3. Fórmula escrita entre colchetes e o metal deve ser escrito primeiro, sucedido pelos ligantes, de acordo com a seguinte ordem: ligantes negativos, ligantes neutro e por último ligantes positivos, ainda respeitando a ordem alfabética.
4. Os ligantes moleculares mantêm os seus respectivos nomes. Exceções: Água (aquo), Amônia (amin), Monóxido de carbono (carbonil).
5. Quando há vários ligantes iguais, utilizam-se prefixos de quantidade (*di, tri, tetra, etc.*).
6. O estado de oxidação do átomo central (metal) é indicado por algarismo romano.
7. Para o oxigênio (O_2) como ligante, utiliza-se dioxigênio e para o nitrogênio (N_2), utiliza-se dinitrogênio.



Vamos colocar em prática as regras descritas acima e, para isso temos alguns exemplos abaixo:

Fórmula	Nomenclatura
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	Diaminprata (I)
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	Cloreto de hexamincobalto (III)
$[\text{Mn}(\text{CO})_6]^+$	Hexacarbonilmanganês (I)
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	Tetracarbonilníquel (o)
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{CoF}_6]$	Hexafluorocobaltato (III) de hexamincobalto (III)
$\text{cis-}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^{+2}$	<i>cis</i> -diaminadicloroplatina (II)
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	Hexatiocianatoferrato (III)
$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$	Hexacloroplatinato (IV) de potássio

Para finalizar esse assunto, é importante ressaltar a aplicação prática que os compostos de coordenação possuem no cotidiano, tais como:

Metalurgia: formação de um complexo solúvel de complexo solúvel $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$, que permite a extração de metais, como ouro e prata, mesmo em baixa concentração.

Medicina: complexo de cisplatina $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, que possui a capacidade de se introduzir nas cadeias de DNA do núcleo das células, impedindo que células tumorais se repliquem.



(Quadrix/SEE-DF - 2017)

Com relação aos conhecimentos de química inorgânica e suas aplicações, julgue os próximos itens.

Pode-se definir um composto de coordenação como um composto formado entre um ácido e uma base de Lewis, sendo o ácido de Lewis um receptor de pares eletrônicos e a base de Lewis um doador de pares eletrônicos.



Parte superior do formulário

Errado

Certo

Comentários

De acordo com a teoria desenvolvida por Linus Pauling, compostos de coordenação são formados por uma série de etapas hipotéticas e consiste na presença de íons complexos, que se ligam por meio de ligação coordenada com o metal de transição. Sendo assim, o ligante deve ter um par de elétrons livres para doar (base de Lewis, conceito visto anteriormente) e o metal deve ter um orbital vazio com energia adequada e suficiente para formar a ligação (ácido de Lewis).

Gabarito: Certo

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Nossa aula inaugural está chegando ao fim! Vimos apenas uma parte do conteúdo do Curso de Química. Entretanto, tenho certeza que este foi um assunto fundamental para o entendimento da disciplina como um todo e, tenha certeza, que você deu mais um passo rumo à sua aprovação.

A proposta central desta aula é fornecer as informações necessárias para colocar você a par dos principais tópicos de Fundamentos de **Química Geral e Inorgânica**, a fim de que não tenha dificuldades em assimilar os conteúdos relevantes que virão na sequência.

Além disso, procuramos demonstrar como será desenvolvido nosso trabalho ao longo do Curso.

Quaisquer dúvidas, sugestões ou críticas entre em contato conosco. Estou disponível no fórum no Curso, por e-mail e, inclusive, pelo *Facebook* e Instagram.

Aguardo você na próxima aula. Até lá!

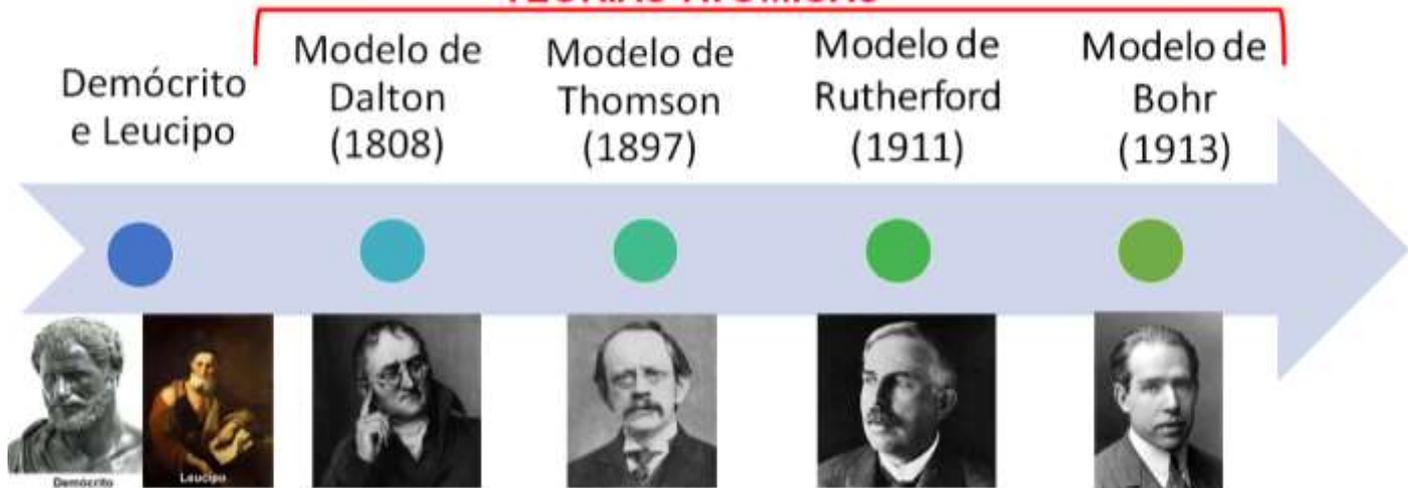
Patrícia Barra.



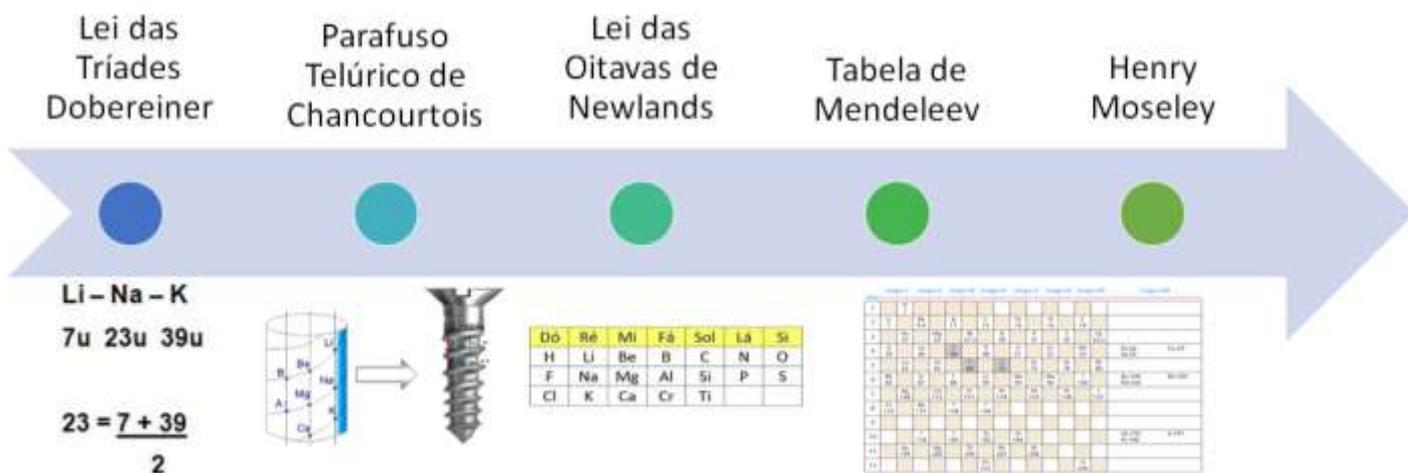
MAPA MENTAL

1. Evolução histórica dos modelos atômicos

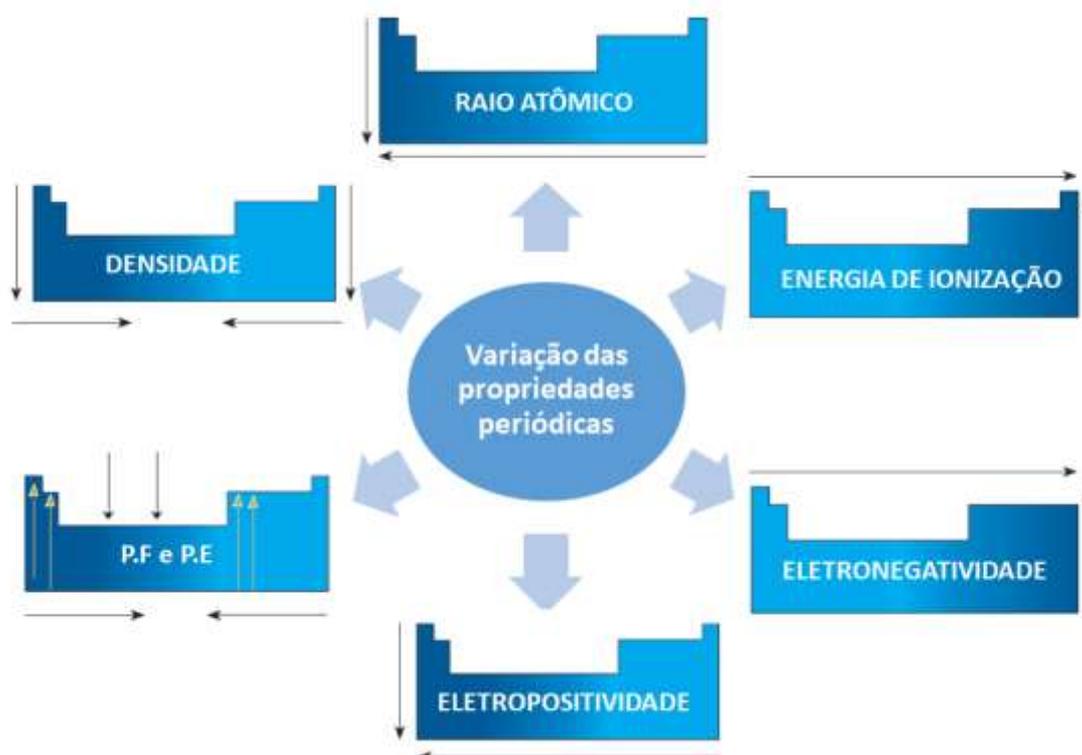
TEORIAS ATÔMICAS



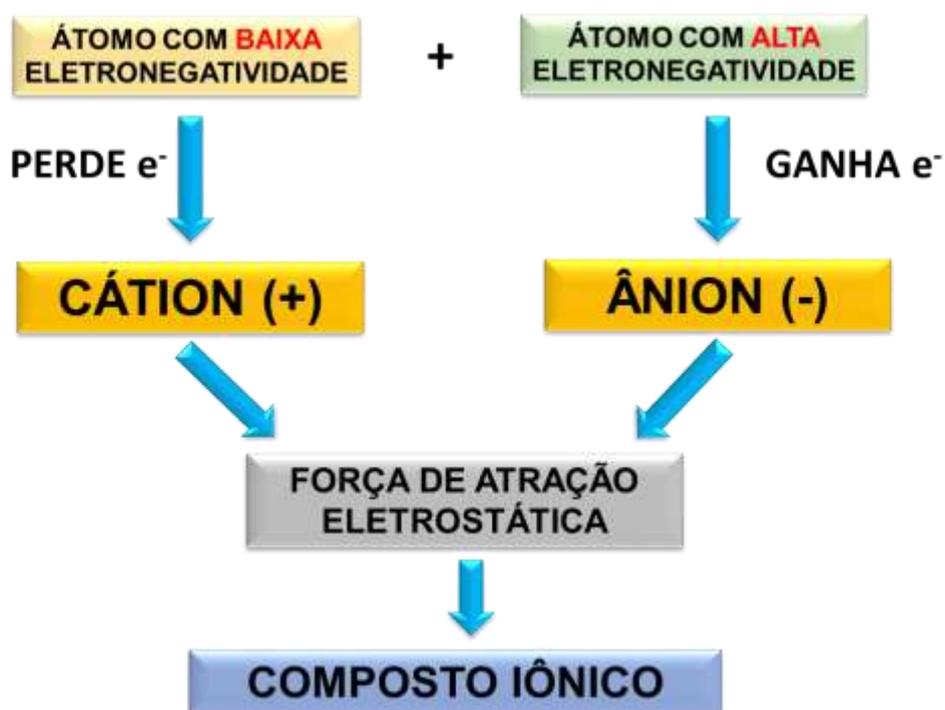
2. Evolução histórica da tabela periódica



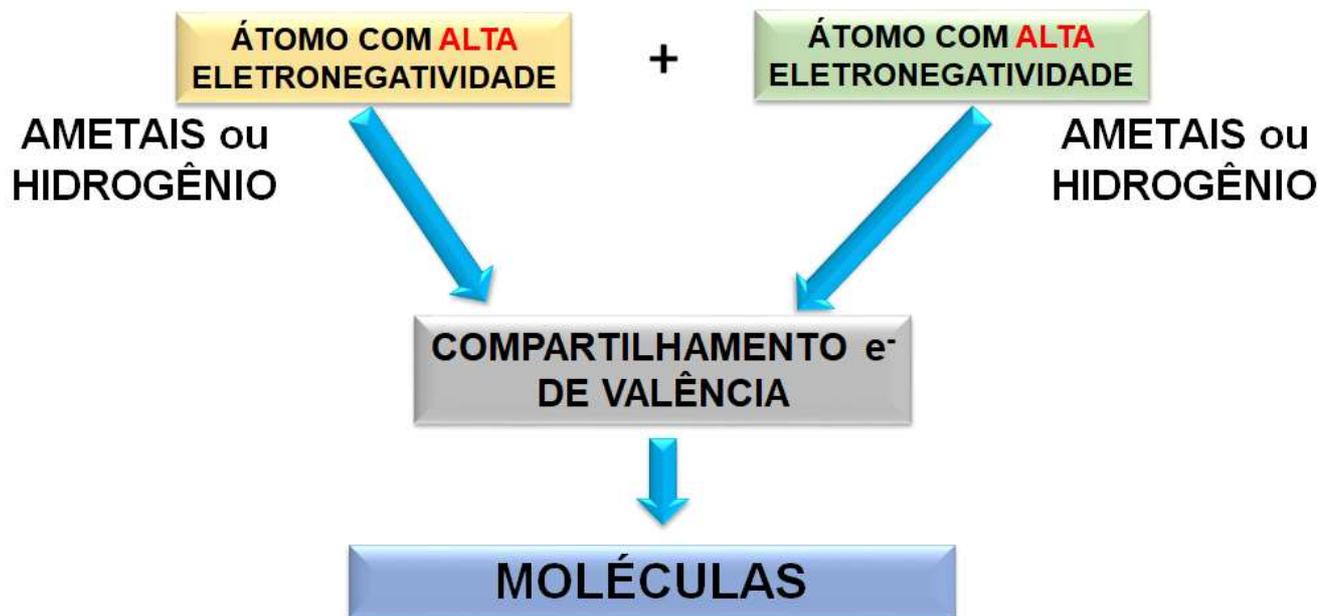
3. Propriedades periódicas



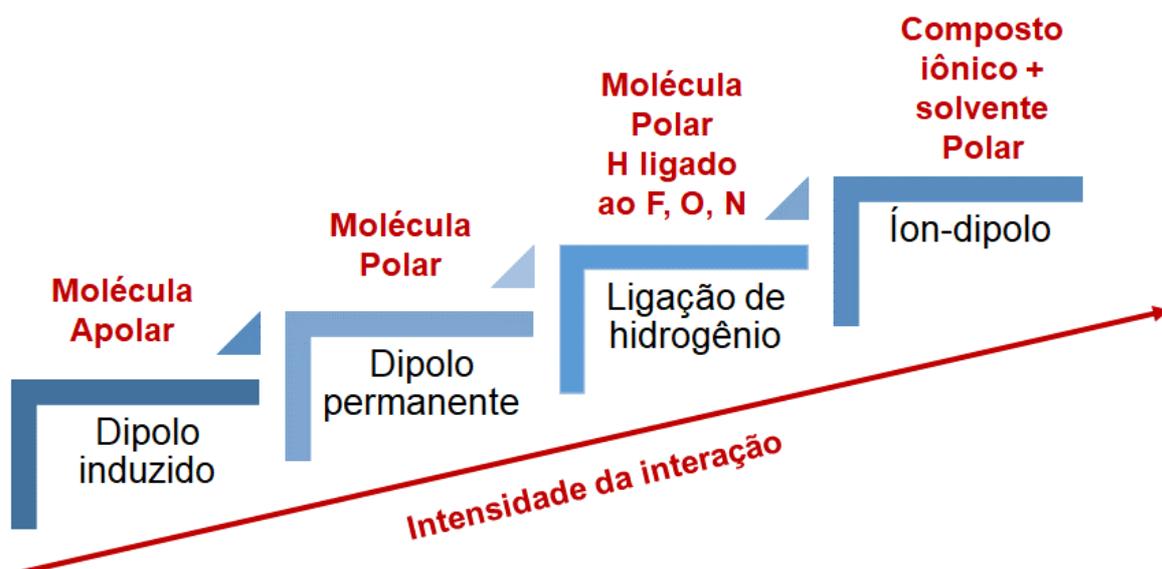
4. Ligação iônica



5. Ligação covalente



6. Forças intermoleculares



QUESTÕES COMENTADAS

CESPE

1) (CESPE/PCie-PE – 2016)

Em relação à matéria e a mudanças de estado físico, assinale a opção correta.

- a) As partículas de substâncias sólidas interagem pouco entre si.
- b) Quando a amostra de uma substância sofre um processo de resfriamento, suas partículas passam a se mover mais livremente, com maior velocidade.
- c) Os processos de fusão de um sólido e vaporização de um gás podem ser compreendidos em função da redução da liberdade de movimento das partículas componentes dessas substâncias.
- d) O estado físico é uma condição específica de uma amostra da matéria que é descrita em termos de sua forma física, do volume, da pressão, da temperatura e da quantidade de substância presente.
- e) As partículas de uma amostra de gás apresentam distância desprezível entre si e restrição de movimentos.

Comentários:

- a) Item errado, pois as moléculas no estado sólido apresentam maior grau de interação, em função da proximidade das suas moléculas e, conseqüentemente, maior intensidade das forças intermoleculares.
- b) Item errado, pois ao sofrer um resfriamento, há uma retirada de energia (calor) do sistema, o que implica em uma diminuição da velocidade das partículas e do grau de liberdade das moléculas.
- c) Item errado, pois os processos de fusão e vaporização ocorrem com absorção de energia (calor), o que implica em um afastamento das moléculas e, conseqüentemente maior liberdade de movimentação das partículas.
- d) Item certo, pois a definição de estado físico é o grau de agregação das partículas e, possui características específicas para cada estado, e pode ser descrita em função do volume, da pressão, da temperatura e da quantidade de substância presente.
- e) Item errado, pois as partículas no estado gasoso possuem um distanciamento muito grande e se movem livremente, com interações intermoleculares desprezíveis.

Gabarito: letra D

2) (CESPE/PCie-PE – 2016)



Com relação à distribuição dos elementos químicos na tabela periódica, assinale a opção correta.

- a) As propriedades químicas dos elementos são organizadas em tríades, de acordo com o seu posicionamento na tabela periódica.
- b) Na tabela periódica, existem elementos químicos que apresentam mesmo número atômico.
- c) Para a inclusão de novos elementos químicos na tabela periódica, devem ser criados novos períodos e grupos, pois a capacidade de agrupamento da atual tabela periódica é limitada e não há mais disponibilidade de espaço em sua distribuição.
- d) Há elementos isótopos na tabela periódica, porém eles são representados de forma diferenciada.
- e) Na tabela periódica, a semelhança das propriedades químicas dos elementos é observada pelas redes de relações vertical, horizontal e diagonal.

Comentários:

- a) Item errado, pois as propriedades periódicas não são organizadas em tríades, mas sim em função do número atômico dos elementos na tabela.
- b) Item errado, pois não existem elementos diferentes que apresentem o mesmo número atômico. Podem existir elementos diferentes com os mesmos valores de massa atômica ou número de nêutrons.
- c) Item errado, pois a tabela periódica é uma forma de organizar de maneira sistemática os elementos conhecidos, e há orbitais atômicos vazios nos diferentes níveis de energia, tendo, portanto, disponibilidade de espaço na distribuição eletrônica.
- d) Item errado, pois os isótopos são átomos que possuem o mesmo número de prótons e, por esse motivo, formam o mesmo elemento químico, que é representado por símbolos na tabela periódica.
- e) Item certo, pois a partir da proposta de Mendeleev de organização dos elementos, já era possível notar uma semelhança nas propriedades como uma rede de relações vertical, horizontal e diagonal, de modo que Mendeleev chegou a prever as propriedades de elementos químicos que nem mesmo tinham sido descobertos ainda, com base nessas propriedades previstas.

Gabarito: letra E

3) (CESPE/PCie-PE – 2016)

A respeito da classificação e das características dos elementos químicos, assinale a opção correta.

- a) Há compartilhamento de diversas características comuns entre os elementos do grupo 2 e os elementos do grupo 16.



- b) A maioria dos elementos químicos da tabela periódica é classificada como metais, sendo suas propriedades químicas e físicas distintas das dos elementos classificados como gases nobres.
- c) Em função de sua configuração eletrônica, o hidrogênio pode agir como membro dos grupos 1 e 16.
- d) Os elementos classificados como metais compartilham o mesmo número quântico principal, o que justifica as propriedades neles observadas.
- e) Os elementos do grupo 18 são denominados de gases nobres porque apresentam baixa energia de ionização e afinidade eletrônica positiva.

Comentários:

- a) Item errado, pois os elementos do grupo 2 são metais (com 2 elétrons na camada de valência) e não possuem nenhuma característica em comum com os elementos do grupo 16, Calcogênios, ametais com 6 elétrons na camada de valência.
- b) Item certo, pois cerca de $\frac{3}{4}$ dos elementos da tabela são metais (representativos e transição) e, possuem propriedades química e físicas bem distintas dos gases nobres (grupo 18).
- c) Item errado, pois o hidrogênio possui 1 elétron na camada de valência e, por esse motivo, localiza-se no primeiro grupo da tabela. Entretanto, não possui características compatíveis com os metais alcalinos (também situados no grupo 1) que tendem a perder elétrons.
- d) Item errado, pois o número quântico principal refere-se ao nível energético (camada) ocupada pelo elétron de diferenciação. As propriedades dos metais não estão associadas ao número de camadas (diferentes períodos), mas sim em relação ao número de elétrons da camada de valência.
- e) Item errado, pois os elementos do grupo 18 são denominados gases nobres pois já se encontram estáveis e, não possuem afinidade por elétrons e, para retirar elétrons destes elementos, será necessário fazer o uso de grande quantidade de energia (alta energia de ionização).

Gabarito: letra B

4) (CESPE/PCie-PE – 2016)

No que se refere a raio atômico, assinale a opção correta.

- a) Ao longo da tabela periódica, é notável a inter-relação entre a carga nuclear efetiva e o raio atômico dos elementos.
- b) Quanto maior o raio atômico, maior é a energia de ionização.
- c) Ao longo da tabela periódica, quanto maior for o raio atômico, maior será o calor específico.
- d) O raio de um ânion de um átomo é menor que o raio desse átomo em seu estado fundamental.



e) A contração lantanídica reduz o raio atômico e a energia de ionização de elementos lantanídeos, tornando metais como o ósmio e irídio altamente reativos.

Comentários:

a) Item certo, pois em relação ao mesmo período, nota-se que o aumento da carga nuclear efetiva (em função do maior número atômico), implica em uma diminuição do raio atômico.

b) Item errado, pois a energia de ionização e raio atômico são propriedades inversas, ou seja, o aumento do raio implica que o elétron de valência está mais afastado do núcleo e, menos energia gasta-se para retirá-lo.

c) Item errado, pois o calor específico é uma propriedade aperiódica da matéria e, diminui com o aumento do número atômico.

d) Item errado, pois o raio de um ânion é sempre maior que o do seu átomo neutro, pois houve ganho de elétrons na camada de valência e, aumento da densidade da nuvem eletrônica, com consequente aumento do raio.

e) Item errado, pois a contração lantanídica, de fato promove uma diminuição uniforme no tamanho atômico e iônico com o aumento do número atômico. Entretanto, os elementos ósmio e irídio não fazem parte da série dos lantanídeos, composta por: Lantânio (La), Cério (Ce), Praseodímio (Pr), Neodímio (Nd), Promécio (Pm), Samário (Sm), Európio (Eu), Gadolínio (Gd), Térbio (Te), Disprósio (Dy), Hólmio (Ho), Érbio (Er), Túlio (Tm), Itérbio (Yb) e o Lutécio (Lu).

Gabarito: letra A

5) (CESPE/SGP-AL-2013)

Acerca dos modelos que se propuseram a explicar a estrutura atômica e as ligações químicas, julgue os itens subsequentes. O modelo de Bohr, que assume os elétrons como partículas, falha ao desconsiderar que toda partícula com carga elétrica submetida a uma aceleração origina uma emissão de onda eletromagnética, o que faz o elétron perder energia cinética e colapsar com o núcleo.

Certo

Errado

Comentários:

A proposta de modelo atômico feita por Bohr, já considera os elétrons com comportamento dual (onda e partícula) e, assume como um postulado, que o elétron não perde nem ganha energia (cinética ou outra) enquanto estiver girando ao redor do núcleo na sua própria camada (nível energético quantizado) e, sendo assim, não entra em colapso com o núcleo.

Gabarito: Errado



6) (CESPE/ SEDUC-AL - 2018)

As interações intramoleculares e intermoleculares são as responsáveis pelas várias fases (estados) da matéria e pelas propriedades físico-químicas dos materiais, além de necessárias para a determinação de estruturas de moléculas biologicamente importantes. Acerca das ligações químicas nos materiais, julgue o próximo item.

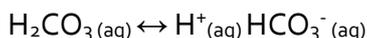
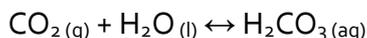
A dissolução do gás carbônico na água para formação de água gasosa se dá pela interação entre as moléculas de H₂O e CO₂, por meio de forças intermoleculares do tipo dipolo-dipolo.

Certo

Errado

Comentários

O gás carbônico é uma molécula apolar que ao entrar em contato com a água reage formando ácido carbônico (H₂CO₃), estabelecendo um equilíbrio químico, conforme as equações abaixo.



Logo, a dissolução do CO₂ em água não ocorre por meio de interação dipolo-dipolo, uma vez que há uma reação química, conforme apresentado acima.

Gabarito: Errado

07) (CESPE/ SEDUC-AL - 2018)

As interações intramoleculares e intermoleculares são as responsáveis pelas várias fases (estados) da matéria e pelas propriedades físico-químicas dos materiais, além de necessárias para a determinação de estruturas de moléculas biologicamente importantes. Acerca das ligações químicas nos materiais, julgue o próximo item.

A energia de ligação entre os átomos de flúor em uma molécula de F₂ é maior que a energia de ligação entre os átomos de nitrogênio em uma molécula de N₂.

Certo

Errado

Comentários

A energia de ligação entre os átomos está diretamente associada à densidade eletrônica, ou seja, quanto maior for a densidade eletrônica na região situada entre dois átomos ligados maior será o valor da energia



de ligação. Importante reforçar que a ligação tripla apresenta o compartilhamento de 3 pares de elétrons e, portanto, apresenta maior densidade de elétrons que a ligação dupla (compartilhamento de dois pares de elétrons), que por sua vez apresenta maior densidade eletrônica que a ligação simples (compartilhamento de apenas um par de elétron).

A molécula de flúor faz apenas uma ligação simples enquanto a molécula de nitrogênio faz uma ligação tripla. Logo, a energia de ligação no F_2 é menor que na molécula de N_2 .

Gabarito: errado

o8) (CESPE/PCie-PE – 2016)

Assinale a opção correta acerca das propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos.

- a) A afinidade eletrônica dos elementos químicos do grupo 15 é menor que a dos elementos químicos do grupo 13.**
- b) As tendências de eletropositividade e de eletronegatividade de um elemento podem ser avaliadas pela posição ocupada por ele na tabela periódica.**
- c) A energia de ionização necessária para a remoção de um elétron do íon A^{1+} é maior que a necessária para a remoção de um elétron da espécie A^{2+} .**
- d) Quanto maior for a carga nuclear efetiva, maior será a energia de ionização.**
- e) Massa atômica e calor específico são propriedades periódicas definidas de acordo com a carga nuclear efetiva.**

Comentários:

- a) Item errado, pois a afinidade eletrônica aumenta da esquerda para a direita ao longo da tabela periódica, uma vez que há um aumento do número de elétrons na camada de valência e, sendo assim, a afinidade eletrônica dos elementos do grupo 15 é maior que a dos elementos do grupo 13.
- b) Item errado, pois a posição do elemento na tabela não é informação suficiente para determinação do valor de eletropositividade e eletronegatividade de um elemento, sabendo que a eletronegatividade pode ser numericamente determinada pela equação proposta por Linus Pauling: $E = 0,184(I+A)$, onde, I = Potencial de Ionização, e A = Afinidade Eletrônica.
- c) Item errado, pois a energia de ionização para retirada de um segundo elétron é sempre maior que a quantidade necessária para retirar o primeiro elétron, uma vez que os elétrons vão ficando cada vez mais próximos do núcleo e, há um aumento da força de atração entre eles e o núcleo e isso faz com que a energia de ionização, necessária para desprendê-los do átomo, cresça também.



d) Item certo, pois o aumento da carga nuclear efetiva implica em um aumento da força de atração do núcleo pelos elétrons mais externos e, desse modo, há necessidade de uma quantidade maior de energia para retirá-los.

e) Item errado, pois a massa atômica e calor específico são propriedades APERIÓDICAS, ou seja, não variam periodicamente em relação ao número atômico, os valores destas propriedades só aumentam ou só diminuem com o aumento do número atômico.

Gabarito: letra D

09) (CESPE/PF-2018)

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 partir das posições relativas dos elementos na tabela periódica, é possível inferir que um átomo neutro de ferro apresenta maior raio atômico do que um átomo neutro de manganês.

Certo

Errado

Comentários:

O raio atômico é uma propriedade que cresce em um mesmo período da direita para a esquerda, de modo que o aumento do número atômico implica em uma maior força de atração nuclear em relação a um mesmo número de camadas e, conseqüentemente, um menor raio. Desse modo, o elemento manganês que possui número atômico igual a 25 tem raio maior que o elemento ferro que possui número atômico igual a 26.

Gabarito: Errado

10) (CESPE/SEDF - 2017)

As cores brilhantes observadas durante a queima de fogos de artifício são geradas a partir de elementos metálicos presentes nos fogos. Por exemplo, sais de estrôncio, como o SrCrO_4 , dão origem à luz vermelha; sais de cobre, como o $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, à luz verde; sais de magnésio, como MgCl_2 , à luz branca.

Sabendo que esse fenômeno pode ser explicado com base na estrutura eletrônica dos diferentes elementos metálicos, julgue o próximo item.

No estado fundamental de energia, o íon Cu^{2+} apresenta 6 elétrons em orbitais s, 12 elétrons em orbitais p e 9 elétrons em orbitais d.

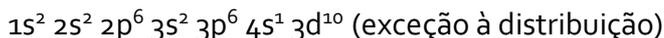
Certo

Errado

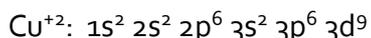


Comentários

O cobre (${}_{29}\text{Cu}$) possui 29 elétrons no estado fundamental e neutro, de modo que a sua distribuição em ordem de energia se dá:



Cu^{+2} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ (distribuição em ordem de camadas – retirar 2 elétrons a partir da camada de valência).



Sendo assim: há um total de 6 elétrons em orbitais s ($1s^2 2s^2 3s^2$), total de 12 elétrons em orbitais p ($2p^6 3p^6$) e 9 elétrons em orbitais d ($3d^9$).

Gabarito: certo

11) (CESPE/SEDF - 2017)

A seguir, estão listados quatro métodos empregados para a separação de misturas de CH_4 e CO_2 .

I Absorção por água pressurizada: baseia-se na maior solubilidade em água do CO_2 .

II Criogenia: o resfriamento gradual da mistura faz que o componente com maior ponto de ebulição se liquefaça primeiro.

III Separação por membranas: o componente com menor diâmetro crítico apresenta maior capacidade de permeação.

IV Adsorção física seletiva do CO_2 por sólidos porosos, como os carbonos ativados: a presença de grupos funcionais básicos na superfície do adsorvente (como, por exemplo, os ilustrados na estrutura abaixo) favorece o processo.

Considerando os métodos apresentados, julgue o item subsequente.

O CO_2 apresenta geometria linear, e o CH_4 tem geometria tetraédrica. Na separação por membranas, essa diferença favorece a permeação do CO_2 através dos canais de membranas semipermeáveis, na comparação com a permeação do CH_4 .

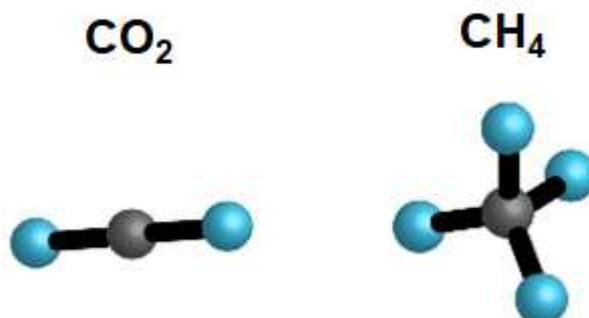
Certo

Errado

Comentários



Como descrito na própria questão, no processo de separação por membranas, o componente com menor diâmetro crítico apresenta maior capacidade de permeação. Neste caso, o CO_2 é uma molécula plana com geometria linear e, apresenta um menor diâmetro crítico e, conseqüentemente, maior poder de permeação que o CH_4 , que é uma molécula espacial com geometria tetraédrica.



Gabarito: certo

12) (CESPE/Pref SL-MA-2017)

O comportamento de uma substância como condutora ou isolante depende do tipo de átomo que a constitui e da ligação entre eles. A esse respeito, assinale a opção correta, considerando que o sódio tem número atômico igual a 11 e um elétron na camada de valência, e que o cloro tem número atômico igual a 17 e sete elétrons na camada de valência.

- a) A partir das características mencionadas dos átomos de sódio e de cloro, infere-se que o sódio tem eletronegatividade mais alta quando comparada à do cloro.
- b) Baixa eletronegatividade compreende a situação em que os elétrons na camada de valência estão mais presos no átomo e, por isso, são considerados maus condutores de calor.
- c) A quantidade de energia necessária para retirar elétrons de átomos de substâncias metálicas é maior que aquela necessária para retirar elétrons de átomos de substâncias não metálicas.
- d) O elétron de valência está ligado ao átomo por uma força de atração que no sódio é muito menor que no cloro.
- e) Como o número de camadas no átomo de sódio é menor que no átomo de cloro, a força de interação elétrica entre as cargas do núcleo e o elétron de valência é maior no sódio que no cloro.

Comentários:

- a) A eletronegatividade do sódio é menor que a do cloro, apesar de estarem em um mesmo período na tabela periódica, uma vez que o elemento sódio possui menor número atômico e exerce menor atração (atração nuclear) pelos elétrons em uma ligação química.



b) A eletronegatividade refere-se à tendência que um átomo possui em atrair os elétrons para si em uma ligação química, de modo que a condutividade térmica, relaciona-se com a presença de elétrons livres capazes de “carregar” energia da região mais quente para regiões mais frias. A baixa eletronegatividade poderia relacionar-se com uma menor atração dos elétrons pelo núcleo, estando estes mais “soltos”.

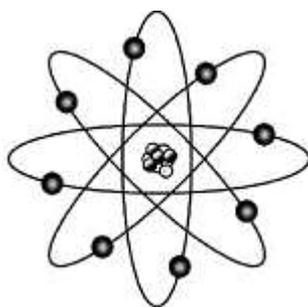
c) A energia necessária para retirar elétrons de um metal é menor que a quantidade necessária para retirar os elétrons de um material não-metálico, uma vez que nos metais há um menor número de elétrons na camada de valência e, por isso, possuem uma tendência (facilidade) em perde-los, sendo, portanto, necessário um menor valor de energia de ionização.

d) O elétron de valência do sódio está sendo atraído por uma força nuclear proporcional ao seu número atômico ($Z=11$) que é menor que a atração nuclear exercida pelos prótons do cloro ($Z=17$) ao seu elétron de valência, também do terceiro período.

e) Ambos (sódio e cloro) possuem o mesmo número de camadas (no estado neutro), três níveis eletrônicos.

Gabarito: D

13) (CESPE/SEDUC-AL-2018)



A tabela periódica e o modelo atômico evoluíram gradualmente ao longo do tempo, até as versões atuais. A figura precedente mostra uma ilustração bastante utilizada na representação de um átomo e que se baseia no modelo atômico de Bohr. Com relação à tabela periódica, aos modelos atômicos e aspectos a eles relacionados, julgue o próximo item.

Os elementos metálicos caracterizam-se por apresentarem elevadas afinidade eletrônica e energia de ionização.

C. Certo

E. Errado

Comentários

Os metais são caracterizados por possuírem, de um modo geral, de 1 a 3 elétrons na camada de valência e, por esse motivo, apresentam uma tendência a perder elétrons (baixa energia de ionização) e não



apresentam tendência a ganhar elétrons (baixa afinidade eletrônica). Tais características estão atreladas ao comportamento necessário para atingir a estabilidade, com base na teoria da Regra do Octeto.

Gabarito: Errado

VUNESP

(VUNESP/FUNDUNESP – 2014)

14) Entre as substâncias químicas indicadas nas alternativas, a única que pode ser classificada como substância simples é:

- a) água.
- b) glicose.
- c) cal.
- d) amônia.
- e) cloro.

Comentários:

Substância simples é aquela formada por um único elemento químico.

- a) Item errado, pois a H_2O apresenta dois elementos (hidrogênio e oxigênio – substância composta).
- b) Item errado, pois a $C_6H_{12}O_6$ apresenta três elementos (hidrogênio, carbono e oxigênio – substância composta).
- c) Item errado, pois o CaO apresenta dois elementos (cálcio e oxigênio – substância composta).
- d) Item errado, pois a NH_3 apresenta dois elementos (hidrogênio e nitrogênio – substância composta).
- e) Item certo, pois o gás Cl_2 apresenta apenas um elemento químico – substância simples.

Gabarito: letra E

15) (VUNESP/UFABC - 2019)

1_1H , 2_1D , 3_1T são formas de representação para os isótopos do elemento químico hidrogênio. Esses átomos pertencem ao mesmo elemento químico porque possuem

- a) mesmo número de nêutrons.



- b) mesmo número de prótons.
- c) diferentes números de massa.
- d) diferentes números de prótons.
- e) diferentes números de nêutrons.

Comentários

De acordo com IUPAC (*Golden Book*), elemento químico pode ser definido como um conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico, ou seja, o mesmo número de prótons. Neste caso, o elemento químico hidrogênio é formado por 3 isótopos (mesmo número de prótons), denominados prótio ($A=1$), deutério ($A=2$) e trítio ($A=3$).

- a) Item errado, pois as espécies apresentadas apresentam diferentes valores de nêutrons.
- b) Item certo, pois um elemento químico é formado por um conjunto de átomos com o mesmo número de prótons.
- c) Item errado, pois apesar de possuírem diferentes valores de massa atômica, o elemento químico é definido pelo mesmo número de prótons.
- d) Item errado, pois como dito anteriormente, o elemento químico é formado por átomos de mesmo número atômico.
- e) Item errado, pois o número de nêutrons não define um elemento químico.

Gabarito: letra B

IF-SP

16) (IF-SP/IF-SP - 2019)

O gráfico apresentado a seguir relaciona os pontos de ebulição dos compostos formados por elementos da família 5A e hidrogênio em função do número atômico do elemento.



As propriedades que explicam os fatos de o ponto de ebulição da amônia ser maior que o da fosfina e menor que o do hidreto de bismuto (III) são:

- a) A eletronegatividade do hidrogênio e as massas molares.
- b) A densidade e as ligações de hidrogênio.
- c) A eletronegatividade do nitrogênio e as massas molares.
- d) As ligações de hidrogênio e a densidade.

Comentários

O ponto de ebulição das substâncias depende da intensidade das interações intermoleculares, que por sua vez dependem, principalmente de dois fatores, do tipo de interação (de acordo com a característica da molécula, por exemplo, covalente polar, covalente apolar, composto iônico) e da massa do composto.

a) Item errado, pois a amônia (NH_3) possui ponto de ebulição superior ao da fosfina em função do nitrogênio ser mais eletronegativo que o fósforo e, portanto, a interação que predomina nas moléculas de NH_3 são do tipo ligação de hidrogênio (interações mais fortes), enquanto a fosfina possui dipolo permanente.

b) Item errado, pois a densidade não é uma propriedade que influencia na interação intermolecular e, conseqüentemente no valor do ponto de ebulição.

c) Item certo, pois o nitrogênio é mais eletronegativo que o fósforo, permitindo que nas moléculas de NH_3 predominem interações do tipo ligação de hidrogênio que são mais intensas que as interações dipolo permanente que existem na fosfina (PH_3). Além disso, o maior valor do ponto de ebulição do hidreto de bismuto III é em função de possuir uma massa molar muito mais elevada ($M = 212 \text{ g/mol}$) que a amônia ($M = 17 \text{ g/mol}$).

d) Item errado, pois apesar das ligações de hidrogênio serem responsáveis pelo maior ponto de ebulição da amônia em relação à fosfina, em relação ao hidreto de bismuto (III), a diferença na temperatura de ebulição se dá em função da sua massa elevada e não em relação à densidade.

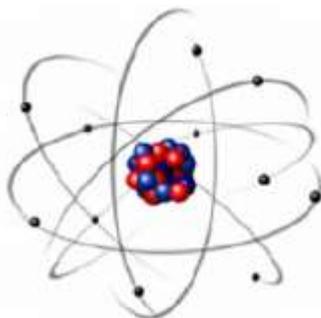
Gabarito: letra C

AOCP

17) (AOCP/ITEP - RN – 2018)

O modelo para o átomo proposto por Rutherford está representado a seguir:





- a) a natureza elétrica do átomo.
- b) a divisibilidade do átomo.
- c) que os elétrons ocupam níveis de energia bem definidos.
- d) que a maior parte do átomo era vazia.
- e) que os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas com energias diferentes.

Comentários:

- a) Item errado, pois a natureza elétrica da matéria foi demonstrada por Thomson, que utilizou os experimentos de William Crookes.
- b) Item errado, pois a divisibilidade do átomo foi contribuição de Thomson, que mostrou a existência de partículas subatômicas, elétrons e prótons.
- c) Item errado, pois o conceito de níveis de energia foi proposto por Niels Bohr, como melhoria posterior ao modelo de Rutherford.
- d) Item certo, pois ao perceber que a maior parte da radiação alfa passava pela lâmina de ouro sem sofrer desvios, no experimento realizado, Rutherford pôde concluir que o átomo não era completamente maciço, mas possui uma grande região com espaço vazios, que ficou denominada eletrosfera.
- e) Item errado, pois como comentado na letra C, o conceito de níveis de energia foi proposto por Bohr que já utilizava ideias relacionadas à física quântica, para explicar a estabilidade do átomo.

Gabarito: letra D

18) (AOCP/ PC-ES - 2019)

“Tinha aceitado o serviço desta noite alguns dias antes, (...) o que, nesse caso, significava invadir a casa do homem e injetar-lhe cloreto de potássio na veia, (...).” Nesse trecho do livro “Origem”, de Dan Brown, aparece, em destaque, uma substância química. Sobre essa substância, assinale a alternativa correta.



- a) Apresenta ligação covalente.
- b) Apresenta massa molar superior a 80 g/mol.
- c) Apresenta temperatura de fusão abaixo de 100°C.
- d) Apresenta estrutura cristalina.
- e) Apresenta fórmula química $C\ell_k$.

Comentários:

A substância citada no texto, cloreto de potássio (KCl), é um sal inorgânico de massa molar igual a 74,5 g/mol (composto iônico - ligação iônica) formado por um cátion K^{+1} e um ânion Cl^{-1} e, como todo composto iônico, possui um arranjo cristalino organizado, com alto ponto de fusão (acima de 100 °C).

Importante destacar que a fórmula de um composto iônico é escrita a partir da seguinte ordem: primeiro o cátion (K^{+}) e depois o ânion (Cl^{-}).

Gabarito: letra D

19) (AOCP/PC-ES – 2019)

Estruturalmente o computador quântico de Edmond não era muito diferente do D-Wave. disse Winston. Uma diferença é o cubo metálico ao redor. O cubo é coberto por ósmio, um elemento químico raro, ultradenso, que proporciona um maior isolamento magnético, químico e quântico.

Nesse trecho do livro "Origem", de Dan Brown, aparece, em destaque, um elemento químico. Sobre esse elemento, assinale a alternativa correta.

- a) Trata-se de um metal alcalino terroso.
- b) Trata-se de um metal de transição interna.
- c) Trata-se de um metal de transição externa.
- d) Trata-se de um metal da série dos lantanídeos.
- e) Trata-se de um metal da série dos actinídeos.

Comentários

O elemento em destaque é o Ósmio, de símbolo **Os** e número atômico 76.

a) Item errado, pois os metais alcalinos terrosos são aqueles cujo subnível mais energético é **s** e possuem dois elétrons na camada de valência.



b) Item errado, pois o metal de transição interna é aquele cujo subnível mais energético é **f** (série dos lantanídeos e actinídeos).

c) Item certo, pois ao realizar a distribuição a sua distribuição eletrônica ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6$), nota-se que seu subnível mais energético é **d** e, portanto, trata-se um elemento de transição externa, especificamente do grupo 8 e do sexto período.

d) Item errado, pois a série dos lantanídeos são aqueles elementos do sexto período e que possuem subnível mais energético **f**.

e) Item errado, pois a série dos actinídeos são aqueles elementos do sétimo período e que possuem subnível mais energético **f**.

Gabarito: letra C

20) (AOCP/ ITEP - RN - 2018)

A ligação química presente no brometo de prata é

a) covalente apolar.

b) dativa.

c) iônica.

d) covalente polar.

e) metálica.

Comentários

O brometo de prata é um composto binário, formado pelos átomos de bromo (Br) e prata (Ag). O elemento bromo é um ametal pertencente ao grupo 17 da tabela periódica e possui 7 elétrons na sua camada de valência, estando apto a receber 1 elétron para ficar estável (de acordo com a regra do octeto). Já o elemento prata é um metal de transição, pertencente ao grupo 11 da tabela e, de acordo com sua distribuição eletrônica, tende a perder 1 elétron para ficar estável.

Quando a ligação ocorre entre um metal (prata) e um ametal (bromo), é definida como ligação iônica, uma vez que ocorre a transferência de elétrons do metal para o ametal.

a) Item errado, pois a ligação covalente apolar ocorre entre ametais que não possuem diferentes valores de eletronegatividade e, neste caso, a prata é um metal.

b) Item errado, pois a ligação dativa é um artifício didático utilizado para representar o compartilhamento de elétrons (ligação covalente), que ocorre entre ametais.



c) Item certo, pois conforme explicado acima, a ligação iônica ocorre entre um metal (prata) e um ametal (bromo), formando o composto brometo de prata (AgBr).

d) Item errado, pois a ligação covalente polar ocorre entre ametais que possuem diferentes valores de eletronegatividade e, neste caso, a prata é um metal.

e) Item errado, pois a ligação metálica ocorre entre metais e, neste caso, o bromo é um ametal.

Gabarito: letra C

QUADRIX

21) (QUADRIX/ SEDF - 2018)

No que concerne à classificação periódica dos elementos e às ligações químicas, julgue o item.

A ligação covalente consiste em um par de elétrons entre dois átomos. Nessa ligação, a nuvem eletrônica do par de elétrons é aproximada de um dos átomos ligados (por causa das diferentes tendências de ganhar e perder elétrons), ocorrendo a transferência total de pelo menos um dos elétrons envolvidos na ligação e balanceando-se as forças atrativas e repulsivas.

Certo

Errado

Comentários

Na ligação covalente, ocorre o compartilhamento de elétrons entre elementos que não possuem tendência a perder elétrons (entre ametais, ametais e hidrogênio ou ainda entre dois átomos de hidrogênio). E, além disso, a nuvem eletrônica pode ficar deslocalizada em função da eletronegatividade dos elementos que fazem a ligação, o que daria origem a uma ligação covalente polar.

A transferência de elétrons é o mecanismo aplicado às ligações iônicas (ligação entre metal e ametal ou entre metal e hidrogênio).

Gabarito: errado

22) (QUADRIX/SEDF - 2018)

No que concerne à classificação periódica dos elementos e às ligações químicas, julgue o item.

A lei periódica estabelece que, quando os elementos são sequencialmente listados, em ordem crescente do número atômico, é observada uma repetição periódica em suas propriedades, resultado da periodicidade nas configurações eletrônicas de seus átomos.

Certo



Errado

Comentários

A Lei periódica é a base da tabela periódica moderna e, estabelece que se os elementos químicos forem ordenados de acordo com o aumento do número atômico, pode-se observar a repetição periódica das suas propriedades e de suas configurações eletrônicas, permitindo agrupar os elementos em grupos que possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

Gabarito: certo

23) (QUADRIX/SEDF - 2018)

No que concerne à classificação periódica dos elementos e às ligações químicas, julgue o item.

Energia de ionização é a energia máxima necessária para remover um elétron do estado excitado de um átomo isolado, uma molécula ou um íon no estado gasoso.

Certo

Errado

Comentários

Energia de ionização é uma propriedade periódica dos elementos químicos e consiste na energia MÍNIMA necessária para retirar 1 elétron de um átomo isolado ou íon no estado gasoso e aumentam ao longo da tabela periódica da esquerda para direita e de baixo para cima.



Gabarito: errado

24) (QUADRIX/SEDUCE-GO - 2018)

Entre os elementos conhecidos, alguns são familiares a todos e outros são bastante raros. Algumas das substâncias elementares são metais e outras, não. À temperatura ambiente, alguns são gases, alguns, líquidos e outros, sólidos. Variam eles extremamente nas propriedades químicas e na natureza dos compostos que formam. Como consequência, estudar química não é simples nem fácil. Para se adquirir conhecimento razoável de química geral, é necessário aprender um grande número de fatos. Não existe uma teoria que unifique todos esses fatos completamente. Contudo, várias teorias foram desenvolvidas suficientemente para servir de ajuda ao estudante na tarefa de aprender algo sobre as propriedades e reações das substâncias, correlacionando informações empíricas com teorias, como, por exemplo, a lei periódica.

L. Pauling. Química Geral. Rio de Janeiro: Ao Livro Técnico e Edusp, 1966 (com adaptações).



No que se refere à lei periódica dos elementos, assinale a alternativa correta.

- a) As propriedades dos elementos químicos não são arbitrárias, mas dependentes da estrutura do átomo, e variam, de maneira sistemática, com o número atômico.
- b) As propriedades físicas e químicas dos elementos são arbitrárias, dependentes unicamente de seus números atômicos, ordenados horizontalmente de modo crescente na tabela periódica.
- c) As propriedades químicas tendem a repetir-se sistematicamente consoante aumenta o número atômico, já as propriedades físicas dos elementos não refletem tal periodicidade por causa do crescimento da massa atômica.
- d) A lei periódica estabelece uma regularidade nas propriedades físicas dos elementos químicos, já as propriedades químicas não apresentam regularidade equivalente, em razão da crescente reatividade com o aumento do número atômico.
- e) A tabela periódica apresenta, de forma sistemática, várias informações a respeito das propriedades dos elementos, sendo as linhas verticais denominadas de períodos e as linhas horizontais, que determinam as estruturas similares dos elementos, denominadas de grupos.

Comentários

- a) Item certo, pois as propriedades dos elementos químicos realmente não são arbitrárias (eventuais ou aleatórias) e, dependem das características do átomo que variam em função do número atômico. De acordo com Henry Moseley "Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência dos números atômicos dos elementos".
- b) Item errado, pois as propriedades dos elementos químicos não são arbitrárias. Elas dependem diretamente das propriedades do átomo (que derivam do número atômico).
- c) Item errado, pois de acordo com Henry Moseley, responsável pela definição da organização dos elementos em função do número atômico, "Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência dos números atômicos dos elementos".
- d) Item errado, pois assim como as propriedades físicas (por exemplo, ponto de fusão, ebulição e densidade) apresentam regularidade em função do número atômico dos elementos ao longo da tabela, as propriedades químicas também seguem um padrão de periodicidade (por exemplo, energia de ionização e eletronegatividade).
- e) Item errado, pois as linhas horizontais na tabela periódica representam os períodos (total de 7), enquanto as linhas verticais (total de 18 colunas) representam os grupos (ou família) que o elemento pertence.

Gabarito: letra A

IESES



25) (IESES/ Prefeitura de São José-SP -2019)

Após o vazamento de 250 mililitros do elemento químico bromo no Bloco C da sede Ecoville da Universidade Tecnológica Federal do Paraná (UTFPR), em Curitiba, nesta terça-feira (15), as atividades no local foram suspensas. Segundo a instituição, o líquido vazou de uma ampola em um dos laboratórios de pesquisa, e o bloco foi interditado por recomendação dos bombeiros, já que o bromo é um produto volátil. Ninguém foi contaminado.

<http://g1.globo.com/pr/parana/noticia/2014/04/com-vazamento-debromo-atividades-em-bloco-da-utfpr-sao-suspensas.html>

As seguintes afirmações são feitas acerca do elemento retratado no texto:

- I. Possui eletronegatividade maior que o enxofre.
- II. Possui raio atômico menor que o flúor.
- III. Possui potencial de ionização maior que o tungstênio.
- IV. É um gás a temperatura ambiente.

As seguintes afirmações estão corretas:

- a) Apenas as assertiva II e IV estão corretas.
- b) Apenas a assertiva I está correta.
- c) Apenas as assertivas I e III estão corretas.
- d) Apenas as assertiva III e IV estão corretas.

Comentários

O elemento químico em questão, bromo, localiza-se no grupo 17 e no 4º período da tabela periódica (tabela fornecida na prova). Sendo assim, temos a análise dos itens:

- (I) Item certo, pois localiza-se no grupo 17 enquanto o enxofre está no grupo 16 e, lembre-se que a propriedade eletronegatividade aumenta da esquerda para a direita ao longo da tabela periódica.
- (II) Item errado, pois o raio atômico cresce de cima para baixo ao longo da tabela periódica e, como o bromo localiza-se no 4º período e o flúor está no 2º período, o raio do bromo é maior que o do flúor.
- (III) Item certo, pois o potencial (energia) de ionização aumenta da esquerda para a direita na tabela periódica e, o elemento tungstênio encontra-se no grupo 6 da tabela, enquanto o bromo está no grupo 17.
- (IV) Item errado, pois o bromo apresenta-se líquido à temperatura ambiente.



Gabarito: letra C

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípio de química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. E.; HOLUM, J. R. **Química: a matéria e suas transformações**. 3.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.

J. D. LEE. **Química inorgânica não tão concisa**. 5.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1999.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1 e 2.



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.