

Aula 00 (Prof^a. Patrícia Barra)

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

Autor:

**Carlos Augusto Nogueira Júnior,
Patrícia Mendonça de Castro Barra**

18 de Dezembro de 2019

Sumário

| | |
|--|----|
| Princípios Básicos de Engenharia Química | 10 |
| 1. Matéria, unidades e dimensões | 10 |
| Química inorgânica | 16 |
| 1. Estrutura atômica | 16 |
| 1.1 Semelhanças atômicas | 16 |
| 2. Tabela Periódica | 20 |
| 2.1 Modelo atual | 21 |
| 3. Propriedades periódicas | 25 |
| 3.1 Raio Atômico | 25 |
| 3.2 Afinidade Eletrônica | 27 |
| 3.3 Energia de Ionização | 27 |
| 3.4 Eletronegatividade | 28 |
| 3.5 Densidade | 29 |
| 3.6 Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição | 29 |
| Ligações químicas | 31 |
| 1. Ligação iônica | 31 |
| 1.1 Características dos compostos iônicos | 34 |
| 2. Ligação covalente | 34 |
| 2.1 Características dos compostos covalentes | 35 |
| 2.2 Casos especiais | 36 |
| 2.3 Exceções à regra do Octeto | 36 |
| 3. Ligação metálica | 37 |



| | |
|---|----|
| 3.1 Propriedades gerais dos metais..... | 38 |
| Reações Químicas | 38 |
| 1. Balanceamento de Equação – Método por Tentativa..... | 39 |
| 2. Balanceamento de Equação – Método por oxirredução..... | 40 |
| 3. Classificação de reações inorgânicas..... | 42 |
| Estequiometria..... | 46 |
| 1. Leis Ponderais..... | 47 |
| 2. Cálculos Estequiométricos | 48 |
| 2. 1 Casos Gerais | 48 |
| 2. 2 Casos Específicos | 51 |
| Soluções..... | 55 |
| 1. Introdução..... | 55 |
| 2. Concentração de Soluções..... | 57 |
| 2.1 Unidades de concentração..... | 57 |
| 3. Operação com soluções | 59 |
| 3.1 Diluição | 59 |
| 3.2 Titulação | 60 |
| Teoria ácido - base | 62 |
| 1. Definição..... | 62 |
| 1.1 Ácidos e Bases Fortes | 63 |
| 1.2 Ácidos e Bases Fracas..... | 64 |
| 1.3 Autoprólise da água | 65 |
| 1.4 pH de uma solução salina | 67 |



| | |
|---|-----|
| 1.5 Solução Tampão | 69 |
| Compostos de coordenação | 71 |
| 1. Ligações em complexos de metais de transição | 72 |
| 1.1 Teoria da Ligação de Valência (TLV)..... | 72 |
| 1.2 Teoria do Campo Cristalino (TCC) | 73 |
| 1.3 Teoria dos Orbitais Moleculares (TOM) | 73 |
| 2. Nomenclatura de compostos de coordenação | 74 |
| Considerações finais..... | 76 |
| Mapa mental | 76 |
| 1. Evolução histórica da tabela periódica | 76 |
| 2. Propriedades periódicas..... | 77 |
| 3. Ligação iônica | 78 |
| 4. Ligação covalente | 78 |
| 5. Leis ponderais..... | 79 |
| Questões comentadas..... | 79 |
| Referências bibliográficas..... | 100 |



APRESENTAÇÃO DO CURSO

Olá, amigo do Estratégia Concursos, tudo bem?

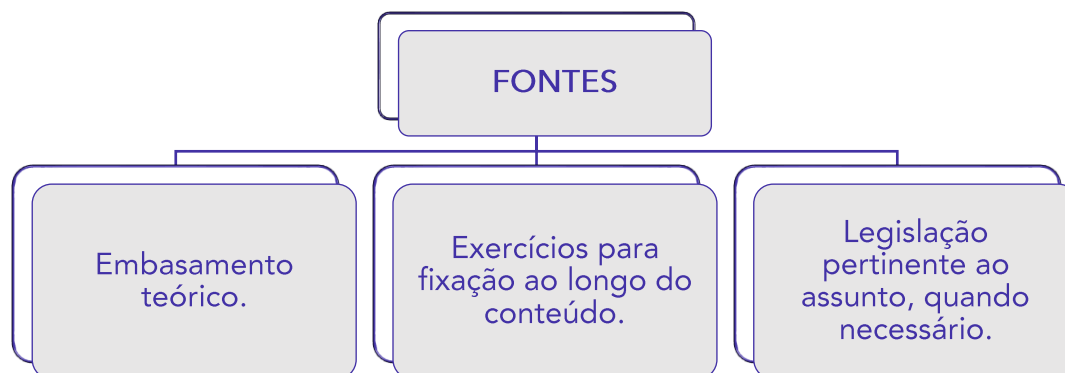
É com enorme alegria que damos início hoje ao nosso **Curso**, com foco em concursos na área de **Engenharia Química**.

Neste curso, vamos focar os 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 bancas diversas, 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 Engenharia 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.



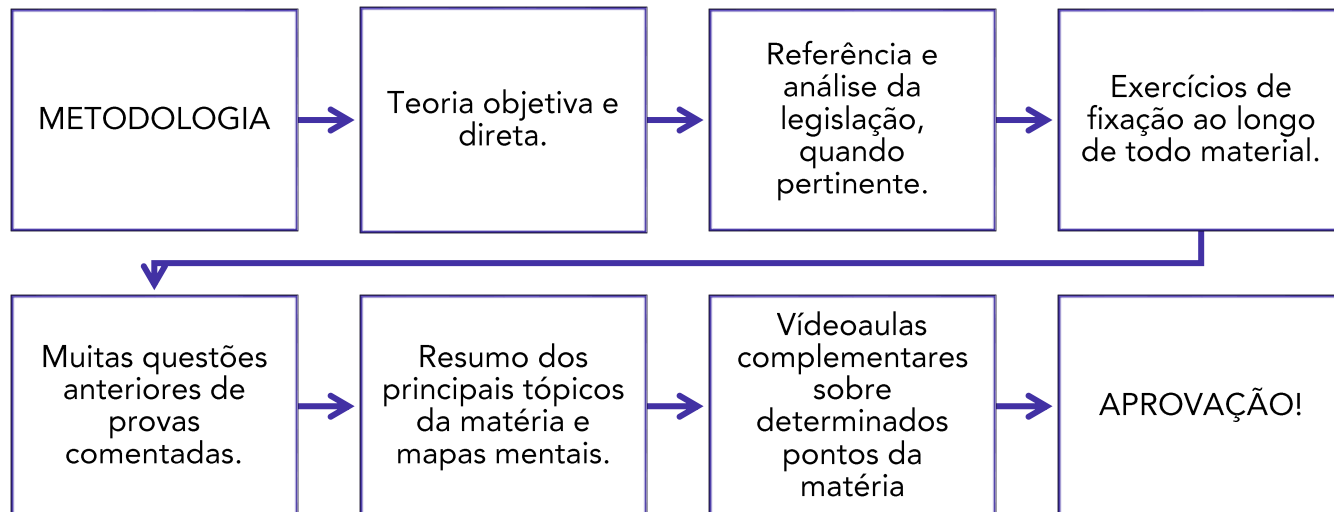
Para tanto, o material será permeado de **esquemas, gráficos informativos, resumos, figuras**, tudo com a pretensão de "chamar atenção" para as informações que realmente importam.

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 a 4 mãos para ajudá-lo a conquistar sua aprovação, mas, antes de qualquer coisa, pedimos licença para nos apresentarmos:

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**.

Meu nome é **Carlos Nogueira**, sou professor de Engenharia Química no Estratégia Concursos. Atualmente, exerço o cargo de **Perito Criminal (Engenheiro) do Instituto Geral de Perícias de Santa Catarina (IGP-SC)**. Já fui Oficial da Marinha do Brasil e aprovado no concurso para Engenheiro Químico da Companhia Pernambucana de Saneamento (Compesa). Sou formado em Engenharia Química pela Universidade Federal do Ceará.

Juntos, envidamos nossos esforços no sentido de ajudá-lo a alcançar a sua aprovação na tão almejada vaga.

Deixaremos abaixo nossos contatos para quaisquer dúvidas ou sugestões. Teremos o prazer em orientá-los da melhor forma possível nesta caminhada que estamos iniciando.

Patrícia Barra

E-mail: patriciamcbarra@gmail.com

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

Carlos Nogueira

E-mail: carlosaugustojr@gmail.com

CRONOGRAMA DE AULAS

Vejamos a distribuição das aulas:

| AULAS | TÓPICOS ABORDADOS | DATA | PROFESSOR |
|---------|---|-------|----------------|
| Aula 00 | Princípios básicos de engenharia química: Unidades e dimensões. Massa específica e densidade de misturas líquidas e gasosas. Química inorgânica: Estrutura Atômica. Tabela Periódica: propriedades periódicas dos elementos, Ligação Covalente; Ligação Iônica; Ligação Metálica. Reações Químicas. Relações Numéricas e Estequiometria. Soluções. Teoria Ácido-Base. Compostos de Coordenação. | 18/12 | Patrícia Barra |



| | | | |
|----------------|--|-------|-----------------|
| Aula 01 | Introdução à química orgânica: hibridação do carbono, classificação de cadeias e hidrocarbonetos. Ressonância, aromaticidade, benzeno e compostos aromáticos relacionados. Funções orgânicas (oxigenadas e nitrogenadas) e suas propriedades físicas e químicas. | 22/12 | Patrícia Barra |
| Aula 02 | Isomeria: plana e espacial. Reações orgânicas: adição, eliminação, substituição e oxidação. Métodos de obtenção de alcanos, alcenos, alcadienos, alcinos e cicloalcanos e propriedades químicas e físicas. Estudo das propriedades físicas e químicas dos grupos funcionais, incluindo biomoléculas constituídas de aminoácidos, açúcares e ácidos graxos. | 15/01 | Patrícia Barra |
| Aula 03 | 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. | 30/01 | Patrícia Barra |
| Aula 04 | Balanco de massa. Controle de processos: Sistemas de Primeira e Segunda ordem. Conceito de ganho e constante de tempo. Respostas transientes a perturbação degrau. Conceitos de Função de transferência e diagrama de blocos. Sistema de Controle retroalimentação. Respostas em malha fechada. Estabilidade de malhas de controle. | 15/02 | Carlos Nogueira |
| Aula 05 | Termodinâmica: Primeira e segunda lei da termodinâmica. Propriedades termodinâmicas de fluidos. Relação de Maxwell. Comportamento de gases ideais e reais. Equações de estado. Cartas termodinâmicas. Diagramas de Mollier e outros. Termodinâmica dos processos de escoamento. Processos de compressão, expansão e estrangulamento. Ciclos de Potência e de Refrigeração. | 01/03 | Carlos Nogueira |
| Aula 06 | Fenômenos de transporte I: Mecânica dos Fluidos. | 17/03 | Carlos Nogueira |
| Aula 07 | Fenômenos de transporte II: Transferência de Calor. | 31/03 | Carlos Nogueira |
| Aula 08 | Fenômenos de transporte III: Transferência de Massa. | 16/04 | Carlos Nogueira |
| Aula 09 | Operações unitárias I: Medidores de vazão e pressão. Equação de Bernoulli. Regimes de escoamento. Fator atrito. Perda de carga em tubulações. Medição e transporte de fluidos. Curvas de sistemas e curvas características de bombas. | 30/04 | Carlos Nogueira |



| | | | |
|----------------|--|-------|-----------------|
| | Carga positiva de sucção (NPSH). Ventiladores, sopradores e compressores. | | |
| Aula 10 | Operações unitárias II: Trocadores de calor: bitubulares e casco-e-tubos. Torre de resfriamento. Número de unidades de transferência. | 15/05 | Carlos Nogueira |
| Aula 11 | Operações unitárias III: Equilíbrios líquido-vapor e líquido-líquido. Pontos de bolha e de orvalho. Destilação integral (flash). Destilação binária multi-estágios. Refluxo mínimo e refluxo total. Método McCabe-Thiele. Métodos não rigorosos para destilação multi-componentes. Absorção e dessorção. Número de Unidades de Transferência e Altura Equivalente ao Estágio Teórico. Pratos x Recheios. Características e Aplicações. Extração líquido-líquido. Uso de diagramas triangulares. Umidificação e secagem. Uso de Carta Psicrométrica. | 31/05 | Carlos Nogueira |
| Aula 12 | Cálculo de reatores: Cinética Química e reatores químicos: Cinética de reação Cinética química Velocidade de reação. Energia de ativação; Equilíbrio químico. Constantes de equilíbrio. Reatores químicos. Cinética de reações homogêneas. Ordem de reações. Reatores batelada e semi-batelada. Reatores contínuos de tanque agitado (CSTR) e tubulares (PFR). Equações de projeto para reatores. Obtenção e interpretação de dados cinéticos. Reatores heterogêneos. | 16/06 | Carlos Nogueira |

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, o quadro abaixo apresenta os conteúdos mais cobrados nos concursos para Engenharia Química, com base nos editais dos principais concursos da área.

| MATÉRIA | % DE INCIDÊNCIA NOS EDITAIS |
|---|-----------------------------|
| TRATAMENTO DE ÁGUA/EFLUENTES/RESÍDUOS SÓLIDOS | 67% |
| OPERAÇÕES UNITÁRIAS | 57% |
| TERMODINÂMICA | 55% |
| QUÍMICA ORGÂNICA | 48% |
| CÁLCULO DE REATORES | 48% |
| QUÍMICA INORGÂNICA | 43% |
| FENÔMENOS DE TRANSPORTE | 40% |
| PRINCÍPIOS BÁSICOS DE ENGENHARIA QUÍMICA | 38% |
| BALANÇO DE MASSA E ENERGIA | 33% |
| CONTROLE DE PROCESSOS | 30% |





PRINCÍPIOS BÁSICOS DE ENGENHARIA 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.



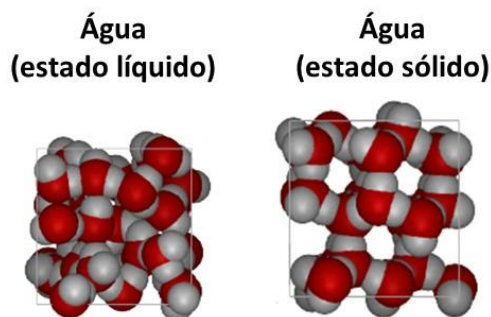
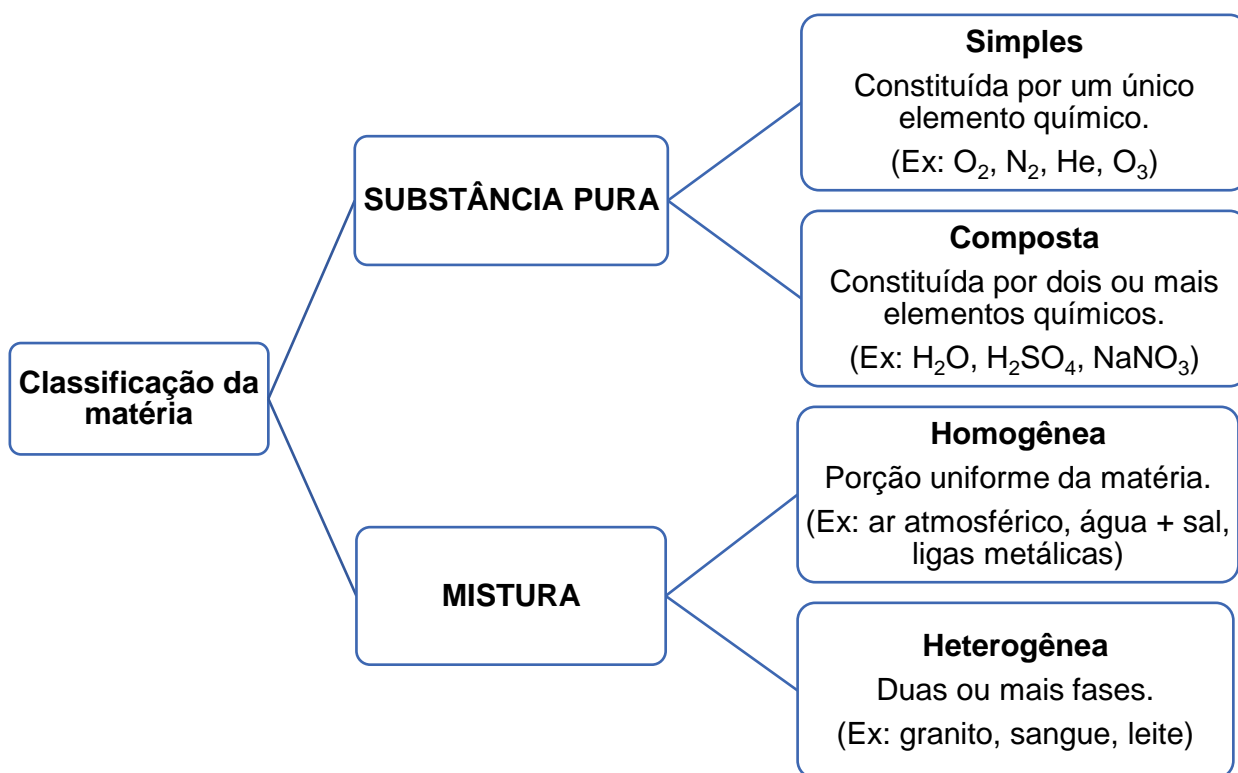


Figura 1: Arranjo das moléculas de água no estado líquido e no estado sólido (maior volume e, conseqüentemente, menor valor de densidade).

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. 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 .

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

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



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

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. 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.

O **átomo** é formado basicamente 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.

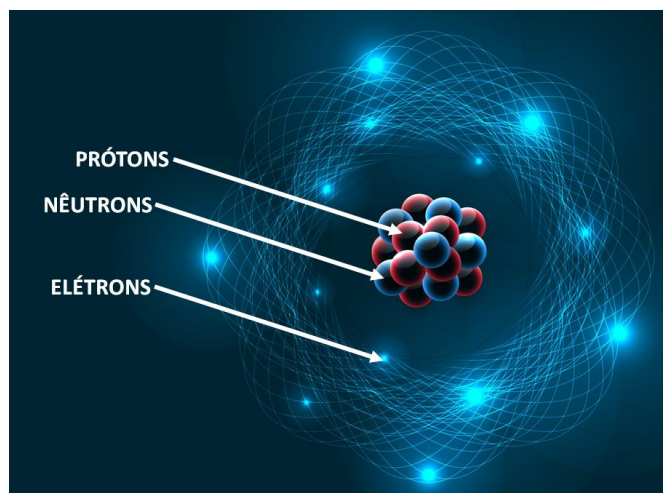


FIGURA 2: Representação da estrutura básica do átomo.

1.1 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 químicas 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 (${}_Z^A\text{X}$), 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:

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

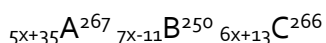
Igualando o número de nêutrons ($n_A = n_C$)

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

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

$$x = 21$$

Substituindo o valor obtido de x, temos:



Gabarito: letra C

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:

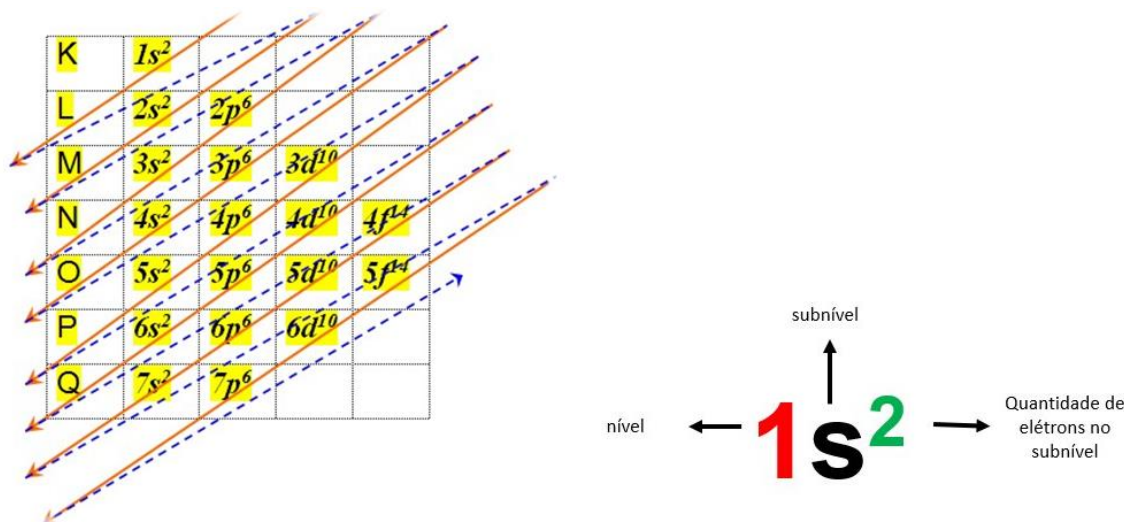


FIGURA 3: Distribuição dos elétrons em ordem crescente de energia (Diagrama de Linus Pauling).

Fonte: adaptado de REIS, M. R. M., Química. São Paulo: Ática, 2013.

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).

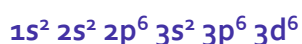


É importante destacar que, um átomo pode **ganhar ou perder elétrons**, tornando-se um **íon** que pode ter carga positiva (**cátion**) quando **perde elétrons** ou carga negativa (**ânion**) quando há **ganho de elétrons** e, esse ganho ou perda de elétrons **SEMPRE** irá ocorrer a partir da camada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



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 . |
| 1913 – Henry Gwyn Jeffreys Moseley | 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 . |

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.



IUPAC Periodic Table of the Elements

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| 1 H hydrogen 1.00784 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He helium 4.0026 |
| 3 Li lithium 6.941 | 4 Be beryllium 9.0122 | | | | | | | | | | | 5 B boron 10.81 | 6 C carbon 12.011 | 7 N nitrogen 14.007 | 8 O oxygen 15.999 | 9 F fluorine 18.998 | 10 Ne neon 20.180 |
| 11 Na sodium 22.990 | 12 Mg magnesium 24.305 | | | | | | | | | | | 13 Al aluminum 26.982 | 14 Si silicon 28.086 | 15 P phosphorus 30.974 | 16 S sulfur 32.06 | 17 Cl chlorine 35.45 | 18 Ar argon 39.948 |
| 19 K potassium 39.098 | 20 Ca calcium 40.078 | 21 Sc scandium 44.956 | 22 Ti titanium 47.867 | 23 V vanadium 50.942 | 24 Cr chromium 51.996 | 25 Mn manganese 54.938 | 26 Fe iron 55.845 | 27 Co cobalt 58.933 | 28 Ni nickel 58.693 | 29 Cu copper 63.546 | 30 Zn zinc 65.38 | 31 Ga gallium 69.723 | 32 Ge germanium 72.630 | 33 As arsenic 74.922 | 34 Se selenium 78.971 | 35 Br bromine 79.904 | 36 Kr krypton 83.798 |
| 37 Rb rubidium 85.468 | 38 Sr strontium 87.62 | 39 Y yttrium 88.906 | 40 Zr zirconium 91.224 | 41 Nb niobium 92.906 | 42 Mo molybdenum 95.95 | 43 Tc technetium 98.906 | 44 Ru ruthenium 101.07 | 45 Rh rhodium 102.91 | 46 Pd palladium 106.42 | 47 Ag silver 107.87 | 48 Cd cadmium 112.41 | 49 In indium 114.82 | 50 Sn tin 118.71 | 51 Sb antimony 121.76 | 52 Te tellurium 127.60 | 53 I iodine 126.90 | 54 Xe xenon 131.29 |
| 55 Cs caesium 132.91 | 56 Ba barium 137.33 | 57-71 lanthanoids | 72 Hf hafnium 178.49 | 73 Ta tantalum 180.95 | 74 W tungsten 183.84 | 75 Re rhenium 186.21 | 76 Os osmium 190.23 | 77 Ir iridium 192.22 | 78 Pt platinum 195.08 | 79 Au gold 196.97 | 80 Hg mercury 200.59 | 81 Tl thallium 204.38 | 82 Pb lead 207.2 | 83 Bi bismuth 208.98 | 84 Po polonium | 85 At astatine | 86 Rn radon |
| 87 Fr francium | 88 Ra radium | 89-103 actinoids | 104 Rf rutherfordium | 105 Db dubnium | 106 Sg seaborgium | 107 Bh bohrium | 108 Hs hassium | 109 Mt meitnerium | 110 Ds darmstadtium | 111 Rg roentgenium | 112 Cn copernicium | 113 Nh nihonium | 114 Fl flerovium | 115 Mc moscovium | 116 Lv livermorium | 117 Ts tennessine | 118 Og oganesson |



| | | | | | | | | | | | | | | |
|---------------------------------|-------------------------------|------------------------------------|---------------------------------|------------------------|--------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|-------------------------------|----------------------------------|-------------------------------|------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|
| 57 La lanthanum 138.91 | 58 Ce cerium 140.12 | 59 Pr praseodymium 140.91 | 60 Nd neodymium 144.24 | 61 Pm promethium | 62 Sm samarium 150.36 | 63 Eu europium 151.96 | 64 Gd gadolinium 157.25 | 65 Tb terbium 158.93 | 66 Dy dysprosium 162.50 | 67 Ho holmium 164.93 | 68 Er erbium 167.26 | 69 Tm thulium 168.93 | 70 Yb ytterbium 173.05 | 71 Lu lutetium 174.97 |
| 89 Ac actinium | 90 Th thorium 232.04 | 91 Pa protactinium 231.04 | 92 U uranium 238.03 | 93 Np neptunium | 94 Pu plutonium | 95 Am americium | 96 Cm curium | 97 Bk berkelium | 98 Cf californium | 99 Es einsteinium | 100 Fm fermium | 101 Md mendelevium | 102 No nobelium | 103 Lr lawrencium |

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 1 December 2018.
Copyright © 2018 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.



FIGURA 4: 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 actinídeos**.

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:

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

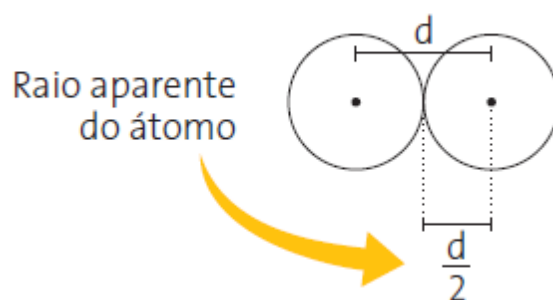


FIGURA 5: Ilustração representativa da medida do raio de um átomo.

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 ${}_{13}\text{Al}^{3+}$, ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$, ${}_{9}\text{F}^{-}$, ${}_{7}\text{N}^{3-}$, 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.

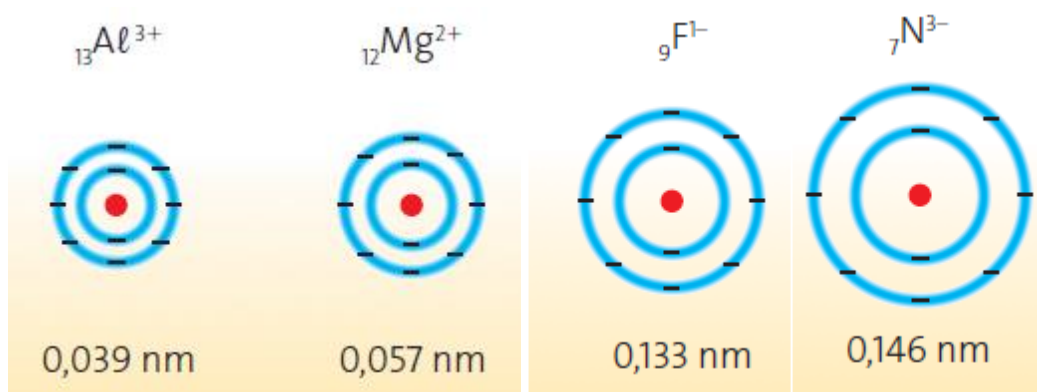


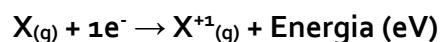
FIGURA 6: Representação do raio iônico.

Fonte: adaptado de REIS, M. R. M., Química. São Paulo: Ática, 2013.



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 fornecida 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 $kJ \cdot mol^{-1}$) 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 7: 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.

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 g/cm³) e o irídio (22,5 g/cm³).

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**.



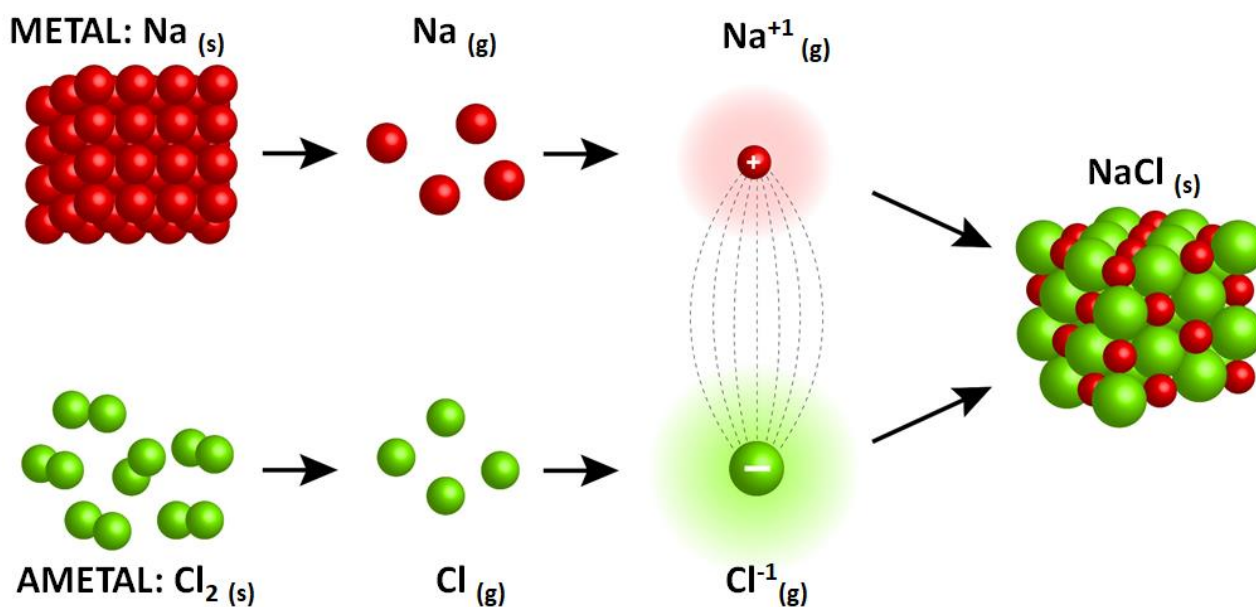


FIGURA 8: Representação esquemática da formação de uma ligação iônica do composto NaCl (cloreto de sódio).

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:

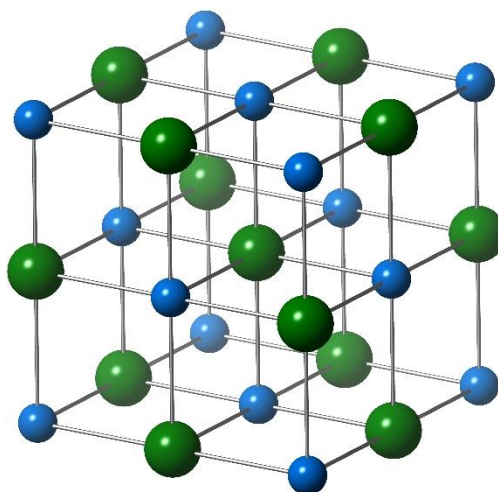


FIGURA 9: Sólido cristalino de NaCl (na representação a esfera verde é o átomo de cloro e a esfera azul é o átomo de sódio).

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:

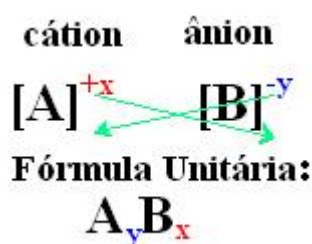
1. Os átomos de sódio liberam 1 elétron da camada de valência, tornando-se um cátion;



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.

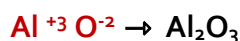
Para montar a fórmula química de um composto iônico, deve-se lembrar que o número total de cargas positivas e negativas deve ser igual e, portanto, o número de íons que se unem é inversamente proporcional às suas respectivas cargas (valências). Disso resulta a seguinte regra geral:



Ex: 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)**.

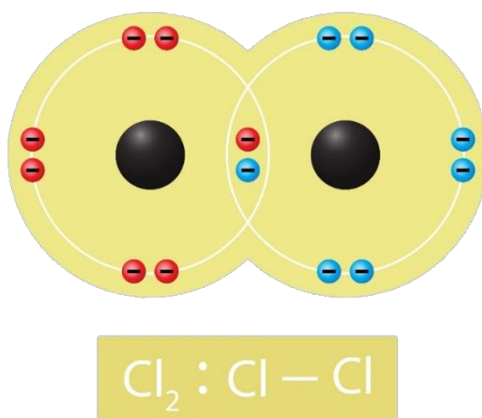


FIGURA 10: Formação da molécula de gás cloro (Cl_2)

- **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** .

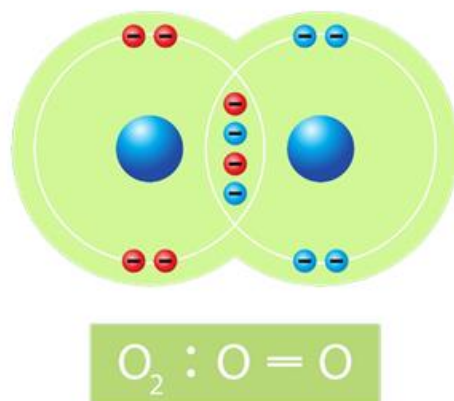


FIGURA 11: Formação da molécula de gás oxigênio (O_2).

- **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** .

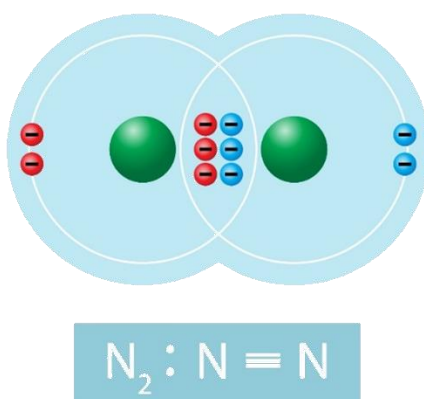


FIGURA 12: Formação do gás nitrogênio (N_2).

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

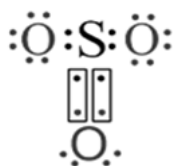


mudança de estado, que acontecerá com **elevados valores de fusão e ebulição**, como ocorre, por exemplo, com estruturas do diamante (ligações entre átomos de carbono) e sílica (SiO_2).

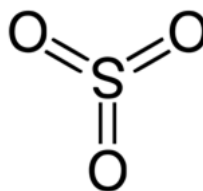
2.2 Casos especiais

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)



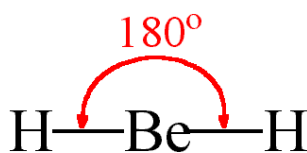
Fórmula Estrutural

2.3 Exceções à regra do Octeto

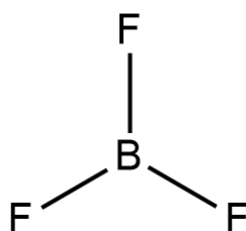
A Regra do Octeto explica a maior parte das ligações existentes, mas alguns compostos não obedecem essa regra e ficam estáveis com mais ou menos que oito elétrons na camada de valência, por exemplo:

Estáveis com menos de 8 elétrons

BeH_2 – Berílio possui 2 elétrons na camada de valência e fica estável com apenas 4 elétrons.

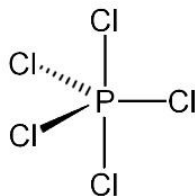


BF_3 – Boro possui 3 elétrons na camada de valência e fica estável com apenas 6 elétrons.

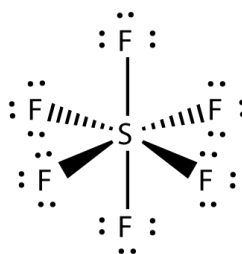


Estáveis com mais de 8 elétrons

PCl_5 – O elemento fósforo possui 5 elétrons na camada de valência e pode ficar estável também com 10 elétrons.



SF_6 – 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.

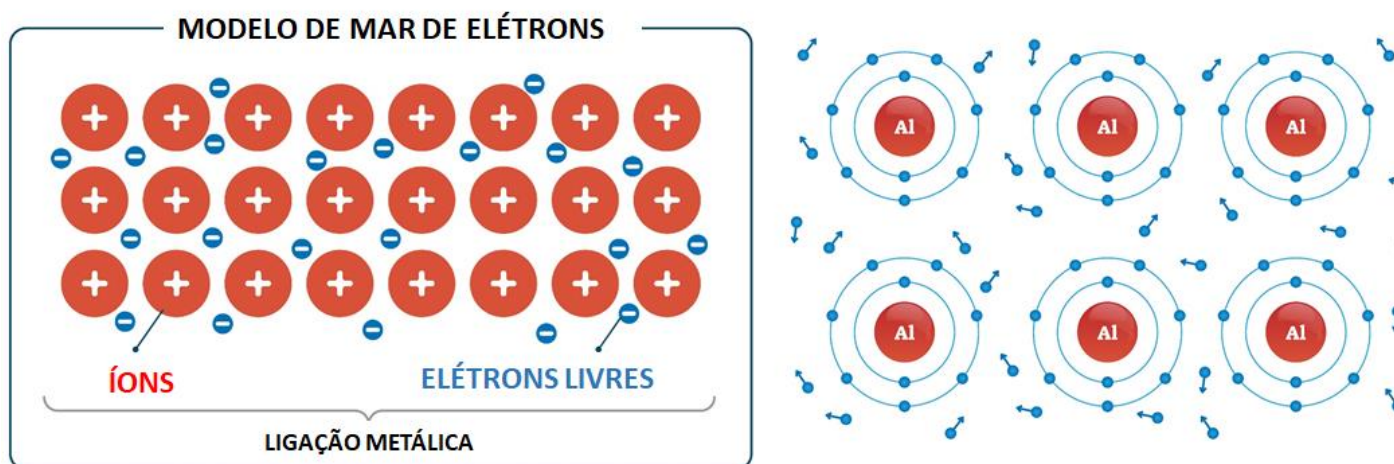


FIGURA 13: Representação esquemática da ligação covalente (simples, dupla e tripla).



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.

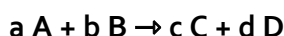
Gabarito: Certo

REAÇÕES QUÍMICAS

Sabe quando algumas transformações ocorrem no nosso dia-a-dia, como quando uma fruta apodrece ou algo metálico escurece e, muitas vezes, ficamos pensando em como isso aconteceu? Pois é, tudo tem uma explicação e, neste caso, todas essas **transformações químicas** consistem em uma **reação**



química, ou seja, a composição da matéria está sendo alterada por meio da formação de novas substâncias, denominadas produtos, conforme a representação da equação química genérica abaixo:



Onde: **A** e **B** são denominados reagentes e as letras **C** e **D** representam os produtos. A letras minúsculas **a**, **b**, **c** e **d** representam os coeficientes estequiométricos da reação.

Apesar da formação de novas substâncias, algo se mantém inalterado em uma reação química e, isso foi demonstrado por **Lavoisier** quando introduziu a **Lei da Conservação da Matéria**, comprovando que a **matéria não pode ser criada nem destruída em uma reação química**, ou seja, os átomos são apenas rearranjados para formar novas moléculas.

A contribuição de Lavoisier foi tão importante, que é usada até hoje como base para o que chamamos de **balanceamento de equação**, ou seja, o número de átomos de cada elemento deve estar em igual quantidade no lado dos reagentes e produtos e, para isso, utilizam-se os **coeficientes estequiométricos**, que indicam a proporção estequiométrica entre todos os participantes da reação (assunto que iremos discutir com detalhes um pouco mais à frente).

1. Balanceamento de Equação – Método por Tentativa

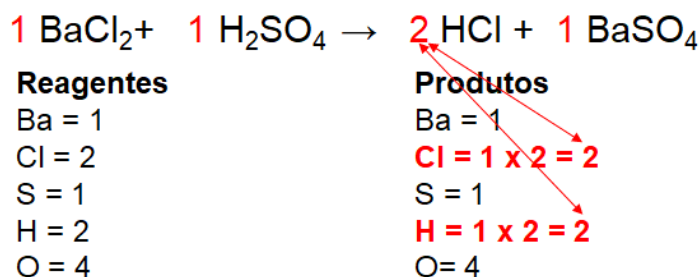
Não existe uma regra para balancear uma equação química. Porém, algumas estratégias podem ser usadas para facilitar o entendimento desse assunto e concluir o balanceamento.

O método de balanceamento por tentativa consiste em buscar pelos menores coeficientes inteiros que se adequem à equação, conferindo se a igualdade no número de átomos de todos os elementos da reação foi obtida.

Uma boa sugestão é seguir a seguinte ordem na escolha dos elementos:

Metal → **Ametal** → **Carbono** → **Hidrogênio** → **Oxigênio**

E, para não esquecer a ordem, lembre-se da Regra do **MACHO**, que se refere às iniciais dos elementos na ordem exata que deve seguir o balanceamento, conforme exemplo abaixo:



2. Balanceamento de Equação – Método por oxirredução

Algumas reações químicas se processam por meio de transferência de elétrons provenientes de uma molécula que contém um elemento que sofre **oxidação (perda de elétrons - agente redutor)** migrando para um elemento que sofre **redução (ganho de elétrons - agente oxidante)**, processo que pode ser denominado como **reação de oxirredução**.

Neste caso, balancear a equação pelo método de tentativa pode não ser a melhor opção e, por esse motivo, iremos trabalhar com o balanceamento por oxirredução. Mas, primeiramente, precisamos reforçar algumas informações importantes.

O **número de oxidação (NOX)** pode ser definido como a **carga (real ou aparente)** que um elemento possui e, para determinação do NOX dos elementos devemos seguir alguns passos destacados abaixo.

Para determinar o NOX dos elementos, devem-se utilizar as seguintes regras:

1) o número de oxidação de um elemento ou substância simples é zero;

Ex: $\text{Ag}_{(s)}^0, \text{H}_{2(g)}^0$

2) o número de oxidação do hidrogênio é sempre +1 (exceto nos hidretos metálicos, como NaH, CaH_2 etc., nos quais é -1);

3) o número de oxidação do oxigênio é sempre -2 (exceto nos peróxidos, como H_2O_2 , Na_2O_2 etc., nos quais é -1 e nos superóxidos Na_2O_4 , nos quais é -1/2);

4) o número de oxidação dos elementos dos grupos da tabela periódica pode ser deduzido do próprio número da coluna, de acordo com a tabela a seguir:

| | Grupo 1 | Grupo 2 | Grupo 13 | Grupo 14 | Grupo 15 | Grupo 16 | Grupo 17 |
|------------|---------|---------|----------|----------|----------|----------|----------|
| NOX máximo | +1 | +2 | +3 | +4 | +5 | +6 | +7 |
| NOX mínimo | | | | -4 | -3 | -2 | -1 |

5) A soma de todas as cargas de uma molécula neutra tem que ser zero.

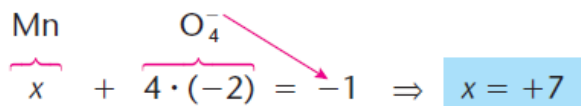
Ex: H_3PO_4 - o NOX do fósforo é calculado a partir das cargas do hidrogênio e oxigênio.

$$\underbrace{\text{H}_3}_{3 \cdot (+1)} + \underbrace{\text{P}}_x + \underbrace{\text{O}_4}_{4 \cdot (-2)} = 0, \text{ resultando: } x = +5$$

6) A soma das cargas de um íon composto deve ser igual à carga do próprio íon.

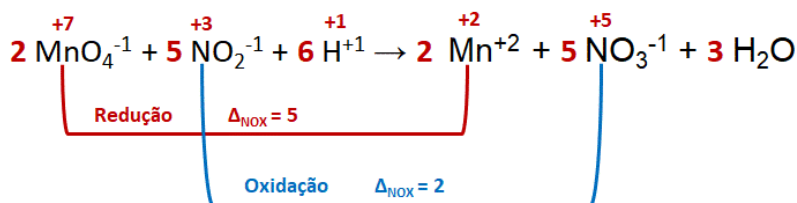


Ex: $(\text{MnO}_4)^{-1}$ – o NOX do manganês é calculado a partir da carga do oxigênio.



Para efetivamente balancear a equação utilizando as variações do NOX, devemos adotar as seguintes etapas:

1. Determine o NOX de todos os elementos da equação, de acordo com as regras descritas anteriormente e, defina quais as espécies que sofrem oxidação (NOX aumenta) e redução (NOX diminui).
2. Escolha uma molécula que sofre oxidação e outra que sofre redução, usando como critério a maior atomicidade do elemento que sofre variação de NOX.
3. Faça o balanceamento das cargas elétricas, multiplicando o número de átomos pela variação do NOX de cada elemento que oxidou e reduziu.
4. Multiplique o resultado da etapa 3 de modo que iguale os valores da oxidação e redução e utilize esses valores como os coeficientes das espécies em questão.
5. Finalize o balanceamento completando os outros coeficientes da equação utilizando o método de tentativa, conforme modelo abaixo.



$$\text{MnO}_4^{-1} = \text{número de átomos} \cdot \Delta = 1 \cdot 5 = 5 \rightarrow 2 \text{MnO}_4^{-1}$$

$$\text{NO}_2^{-1} = \text{número de átomos} \cdot \Delta = 1 \cdot 2 = 2 \rightarrow 5 \text{NO}_2^{-1}$$



(UFG/ UEAP - 2014)

Os bafômetros são equipamentos que detectam a presença de álcool, analisando o ar exalado dos pulmões. A detecção do álcool se dá por meio de uma reação química de oxidação e redução, conforme a equação química não balanceada a seguir:

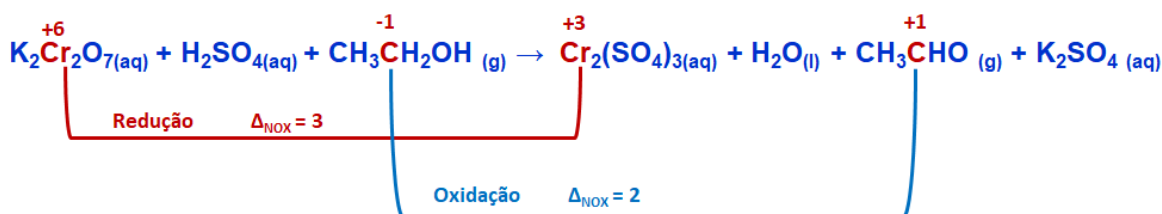


A soma dos coeficientes das espécies da equação, após o balanceamento, é:

- (A) 17
- (B) 18
- (C) 19
- (D) 20

Comentários

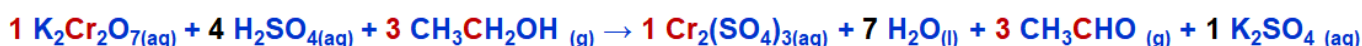
Conforme descrito anteriormente, o primeiro passo é determinar o NOX de todos os elementos da equação e definir quais deles estão sofrendo oxidação e redução.



$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{número de átomos} \cdot \Delta = 2 \cdot 3 = 6 = 3 \quad \times \quad 1 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = \text{número de átomos} \cdot \Delta = 1 \cdot 2 = 2 = 1 \quad \times \quad 3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

Os outros coeficientes da equação são completados com base na regra do balanceamento por tentativa:



A soma de todos os coeficientes será: $1+4+3+1+7+3+1 = 20$

Gabarito: letra D

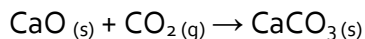
3. Classificação de reações inorgânicas

As reações podem ser classificadas de várias formas distintas, de acordo com as características dos reagentes e dos produtos, em função da energia liberada ou absorvida no processo, entre outros fatores. Agora, iremos ver algumas dessas classificações:

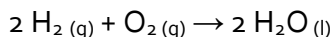
a) **Reação de Síntese (ou adição):** quando dois reagentes se unem e formam um único produto.



Parcial: os reagentes são substâncias compostas.



Total: os reagentes são substâncias simples)



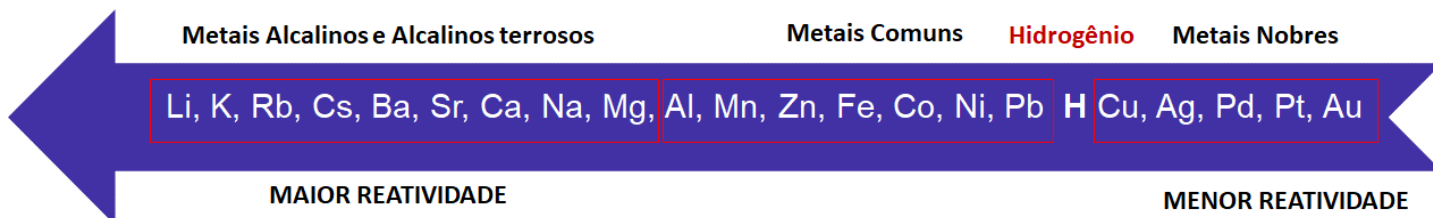
b) Reação de Decomposição (ou análise): quando um produto dá origem a dois ou mais produtos (mais simples).



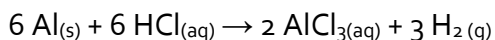
c) Simples troca (ou deslocamento): quando uma substância simples reage com uma substância composta, formando uma nova substância simples e uma nova substância composta. Tal reação só vai ocorrer, se a substância simples for mais reativa que o cátion ou o ânion da substância composta. Lembrando que se a substância **simples for um metal**, esta irá **deslocar o cátion** da substância composta e, se a substância **simples for um ametal**, esta irá **deslocar o ânion** da substância composta.

Para tanto, deve-se utilizar a fila de reatividade dos metais e dos ametais para prever se a reação ocorre e quais produtos serão formados.

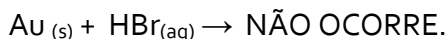
Fila de reatividade dos Metais



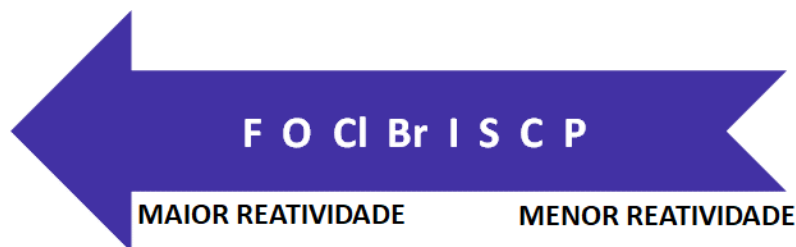
Exemplo: A reação abaixo ocorre porque o metal alumínio é mais reativo que o hidrogênio (cátion) do ácido clorídrico.



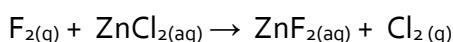
Exemplo: A reação abaixo **NÃO** ocorre porque o metal ouro é **MENOS reativo** que o hidrogênio (cátion) do ácido bromídrico.



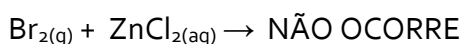
Fila de reatividade dos Ametais



Exemplo: A reação abaixo ocorre porque o ametal flúor é mais reativo que o ametal cloro.

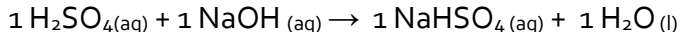


Exemplo: A reação abaixo NÃO ocorre porque o ametal bromo é menos reativo que o ametal cloro.

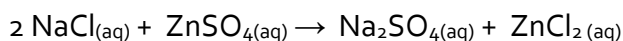


d) Dupla Troca: quando duas substâncias compostas reagem entre si, formando duas novas substâncias compostas. Dentre as reações de dupla troca, destaca-se as reações de neutralização (parcial e total) que ocorre entre ácidos e bases, conforme exemplo abaixo.

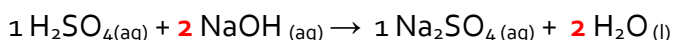
Exemplo: neutralização parcial (quantidade H^+ é diferente da quantidade de OH^-)



Exemplo: A reação abaixo ocorre porque o metal sódio é mais reativo que o metal zinco.

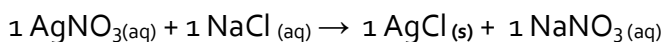


Exemplo: neutralização total (quantidade H^+ é igual à quantidade de OH^-)



Destaca-se, ainda, que a reação de dupla troca entre sais, ocorre de acordo com a **Regra de Berthollet**, de modo que **"a reação entre sais ou de um sal com ácido ou base só ocorre quando o produto formado for mais volátil ou menos solúvel que os reagentes"**, conforme exemplo abaixo.

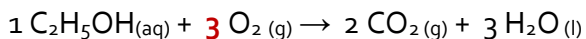
Exemplo: a reação abaixo ocorre porque há formação de um produto insolúvel em água (AgCl).



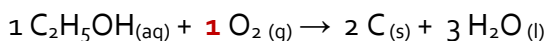
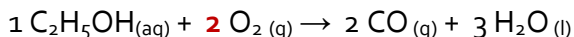
e) Combustão: reação exotérmica (libera calor) de oxirredução que ocorre entre um combustível e um comburente (normalmente O_2 do ar atmosférico). Em função da quantidade O_2 disponível (limitante), pode ser total ou parcial, com formação de produtos distintos.



Total: compostos que possuem na sua composição carbono, hidrogênio e/ou oxigênio formam como produtos gás carbônico (CO_2) e água.

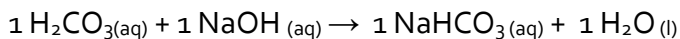
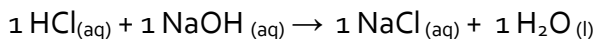


Parcial: compostos que possuem na sua composição carbono, hidrogênio e/ou oxigênio formam como produtos monóxido de carbono (CO) e água ou, se a quantidade de oxigênio disponível for menor ainda, forma-se fuligem ($\text{C}_{(\text{s})}$) e água.



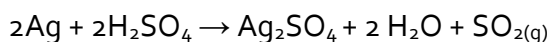
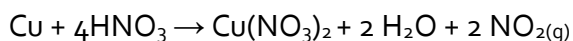
Exemplos das principais reações inorgânicas

a) ÁCIDO + BASE \rightarrow SAL + ÁGUA



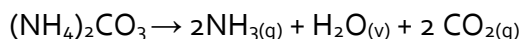
b) ÁCIDO + METAL \rightarrow SAL + $\text{H}_2(\text{g})$

Os metais nobres (Cu , Hg , Ag) não deslocam o hidrogênio do ácido. Entretanto, HNO_3 e H_2SO_4 concentrados são agentes oxidantes fortes que reagem com estes metais (exceto ouro e platina), produzindo NO , NO_2 ou SO_2 .



c) PIRÓLISE DE SAIS (decomposição por meio de aquecimento)

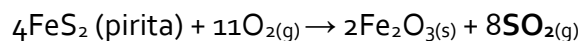
CARBONATOS



BICARBONATOS (aquecimento brando)



d) USTULAÇÃO: reação de combustão de sulfetos metálicos, com formação de óxido metálico e liberação de SO_2 (g).



Reações de combustão de enxofre e ustulação, forma-se gás sulfuroso (SO_2) e não SO_3 , já que este último decompõe facilmente em SO_2 .

ESTEQUIOMETRIA

Vamos começar agora um dos assuntos mais importantes na química. A Estequiometria é um dos métodos quantitativos mais utilizados na química para determinação das massas e volumes das substâncias participantes de uma reação química. Para isso, precisamos, primeiramente, trabalhar alguns conceitos importantes, tais como: mol, massa molar e relações numéricas (**Leis Ponderais e Volumétricas**).

Para determinação dessas relações quantitativas, faz-se extremamente necessário a **determinação da equação**, devidamente balanceada, que representa a reação química, de modo que o **coeficiente estequiométrico** representa a quantidade relativa, em **número de mols**, de uma substância que reage (reagente) ou é produzida (produto).

Mol

O conceito da grandeza **mol** foi recentemente atualizado pela **IUPAC** e entrou em vigor a partir de maio de 2019. Essa nova definição é dada por " O mol, símbolo mol, é a unidade do SI de quantidade de substância. Um mol contém exatamente **$6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares**. Este número é o valor numérico fixado para a constante de Avogadro, N_A . A **quantidade de substância**, símbolo **n**, de um sistema, é uma medida do número entidades elementares especificadas. Uma entidade elementar pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo de partículas especificado".

Massa Molar

A **massa molar (MM)** é a massa, em gramas, de um mol de entidades e é expressa em **g/mol**, sendo representada por:

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{MM \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

Onde: **n** é o número de mols, **m** é a massa da substância (em gramas) e **MM** é a massa molar da substância (em g/mol).

A **massa molar de um elemento químico** é a **massa por mol de seus átomos** (valor tabelado e específico para cada elemento).



A massa molar de uma molécula é **soma das massas dos elementos químicos** que a formam.

Exemplo: a massa molar da molécula $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ é calculada da seguinte forma:

$$\text{MM Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \cdot \text{MM Al} + 3 \cdot \text{MM S} + 12 \cdot \text{MM O}$$

$$\text{MM Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \cdot 26,98 \text{ (g/mol)} + 3 \cdot 32,06 \text{ (g/mol)} + 12 \cdot 16,00 \text{ (g/mol)}$$

$$\text{MM Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342,14 \text{ g/mol.}$$

1. Leis Ponderais

Os cálculos químicos que serão vistos a partir de agora, utilizam o conceito da grandeza mol e são baseados nas relações estequiométricas (oriundas dos coeficientes estequiométricos das equações químicas) e nas **Leis Ponderais**, que nos permitem calcular quantidades de substâncias presentes nas reações, bem como estabelecer relações matemáticas entre as quantidades por meio da grandeza **massa**.

Dentre as Leis ponderais, destacam-se:

Lavoisier (**CONSERVAÇÃO DA MASSA**)

“Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.

“A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja a reação química que aí venha a ocorrer”.

“Numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos”.

Dalton (**PROPORÇÕES MÚLTIPLAS**)

“Quando dois elementos químicos formam vários compostos, fixando-se a massa de um dos elementos, as massas do outro variam numa proporção de números inteiros e, em geral, pequenos”.

Proust (**PROPORÇÕES FIXAS**)

“Em uma determinada reação química, realizada em diversas experiências, a proporção entre as massas dos reagentes ou produtos é constante”.



2. Cálculos Estequiométricos

Cálculo estequiométrico é balanço entre as quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas (devidamente representadas por equações química balanceadas), utilizando como base as Leis Ponderais e o conceito de mol e massa molar. Para facilitar o entendimento do assunto envolvendo estequiometria e, conseqüentemente, a resolução das questões, devem-se seguir os seguintes passos:

- Montar e balancear a equação química;
- Relacionar as substâncias pedidas na questão (reagentes e produtos);
- Realizar as mudanças de unidades necessárias (**ficar atento ao SI**);
- Montar e resolver a regra de três, correlacionando os dados da questão.

2.1 Casos Gerais

No cálculo estequiométrico, utilizam-se, normalmente, as informações quantitativas existentes na própria equação que representa a reação química, ou seja, os coeficientes estequiométricos, como uma predição **mol a mol**.

Exemplo:

| | | | | | |
|--|--------------------------------------|---------------|--------------------------------------|---|--------------------------------------|
| EQUAÇÃO QUÍMICA: | $2 \text{KClO}_3 (s)$ | \rightarrow | $2 \text{KCl} (s)$ | + | $3 \text{O}_2 (g)$ |
| RELAÇÕES PONDERAIS: | 2 mols | | 2 mols | | 3 mols |
| MOL PODE SER SUBSTITUÍDO POR MM | $2 \cdot (39+35,5+ 3 \cdot 16)$ g | | $2 \cdot (39 +35,5)$ g | | $3 \cdot (2 \cdot 16)$ g |
| MOL PODE SER SUBSTITUÍDO POR MOLÉCULAS | $2 \times 6 \cdot 10^{23}$ moléculas | | $2 \times 6 \cdot 10^{23}$ moléculas | | $3 \times 6 \cdot 10^{23}$ moléculas |

ESCLARECENDO!



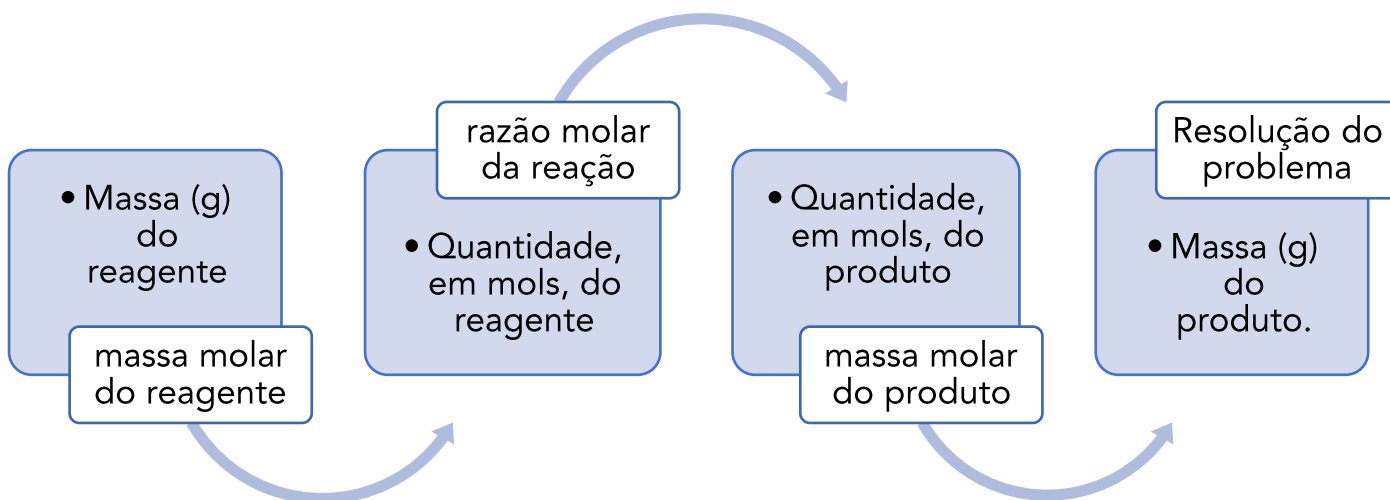
Uma **reação química** é devidamente representada por uma equação balanceada que é usada para estabelecer uma **razão molar**, ou seja, fator que é utilizado para converter a quantidade de uma substância em outra.

Massa-Massa

Para determinar a massa de um determinado produto em função da massa utilizada de um certo reagente, primeiramente, converte-se a quantidade em massa (gramas) do reagente em mols e aplica-se a



razão molar (proporção) na equação balanceada, relacionando com o produto desejado, ou seja, deve-se aplicar as relações numéricas da equação (devidamente balanceada) e substituir a grandeza mol pela massa molar das substâncias citadas na questão, conforme esquema abaixo.



(UFMT/ POLITEC-MT – 2017)

A decomposição do KClO_3 geralmente é usada para produzir pequenas quantidades de O_2 no laboratório a partir da seguinte reação balanceada: $2\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl} (\text{s}) + 3\text{O}_2 (\text{g})$. Quantos gramas de O_2 , aproximadamente, podem ser preparados a partir de 9,0 g de KClO_3 ?

Dados: Massas molares (g/mol): K = 39,1; Cl = 35,5 e O = 16.

1,77

7,05

2,35

3,53

Comentários:

A questão já forneceu a equação devidamente balanceada, mas é sempre importante conferir se o balanceamento está correto.



Feito isso, obtém-se da equação a proporção estequiométrica entre as substâncias de interesse (KClO_3 e O_2). Para tanto, monte a regra de três obtida da equação expressa em massa (gramas), pois tanto o dado como a pergunta da questão estão em massa.



$$2 \times (39 + 35,5 + 3 \cdot 16) \text{ g} \text{ _____ } 3 \times (32) \text{ g}$$

$$9 \text{ g} \text{ _____ } X \text{ g}$$

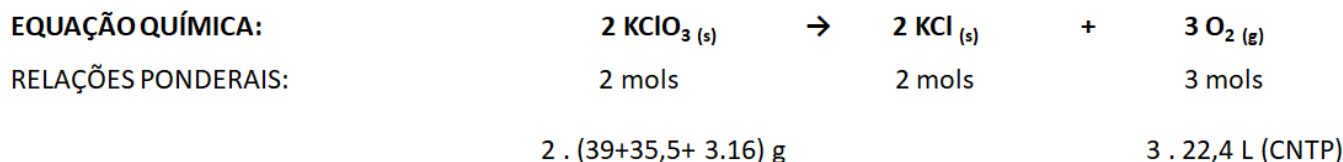
$$X = 3,526 \text{ g (aproximadamente } 3,53 \text{ g)}$$

Gabarito: letra D

Massa-Volume

Agora, a relação que deverá ser utilizada entre os participantes da reação, devidamente balanceada, é massa (considerando que os dados deste participante foram em massa) e, da outra substância a ser relacionada será em função do seu volume gasoso. Para tanto, é de suma importância que as condições de temperatura e pressão sejam fornecidas.

Muito comumente, utilizam-se os dados nas **Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)** - equivalente a **1 atm de pressão e temperatura de 273K**.



Porém, para condições **diferentes das citadas na CNTP**, deve-se relacionar o número de mols do gás com volume por meio da **equação dos gases ideais**, obtida por **Clapeyron** e, descrita abaixo:

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

Onde:

P é a pressão (que pode ser expressa em diversas unidades, tais como atm, mmHg ou Pa (SI)).

V é o volume que o gás ocupa (expresso em litros (L) ou metro cúbico (m^3 , SI)).

n é o número de mols do gás em questão.

R é a constante dos gases ideais (cujo valor depende da unidade de pressão e volume utilizado, sendo, portanto, $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ou $8,314 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ (SI)).

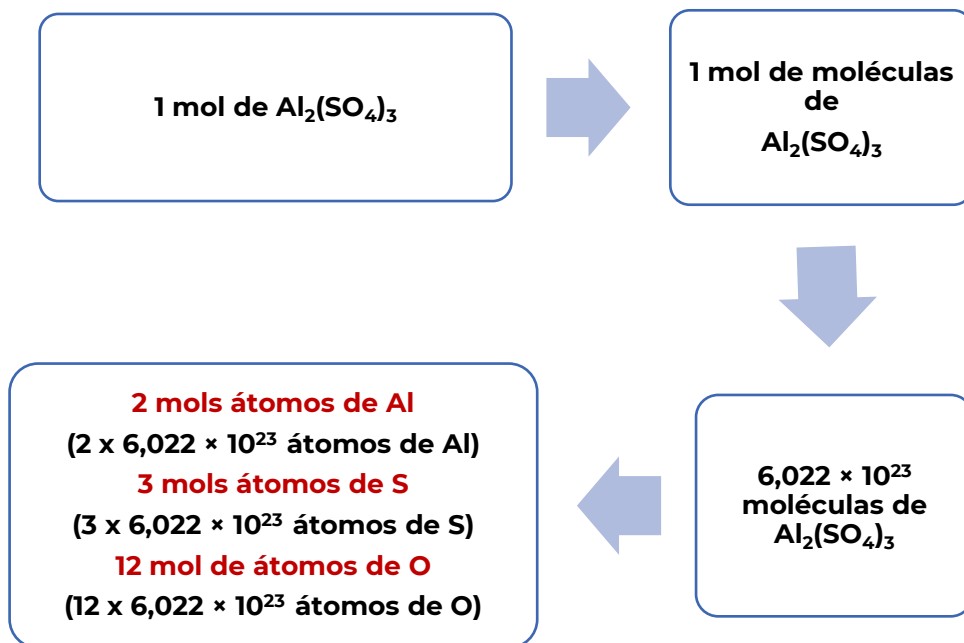
T é a temperatura, em Kelvin.



Massa-número de moléculas e átomos

Como definido anteriormente, a grandeza mol foi definida como a quantidade de substância, contendo exatamente **$6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares**. Sendo assim, pode-se utilizar a razão molar para correlacionar massa com o número de moléculas ou átomos que existem em uma determinada quantidade de matéria.

Exemplo:



2. 2 Casos Específicos

Como foi explicado anteriormente, a estequiometria relaciona a proporção entre participantes de uma reação química, devidamente balanceada. Entretanto, alguns casos relacionam condições específicas na reação que iremos discutir detalhadamente, tais como:

- ↪ Reações sucessivas (etapas);
- ↪ Rendimento da reação diferente de 100%;
- ↪ Reagentes limitante e em excesso;
- ↪ Grau de pureza dos reagentes.

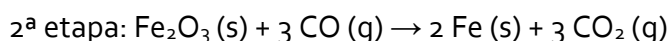
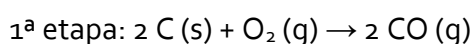


Reações Sucessivas

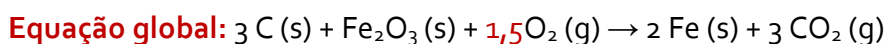
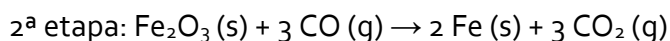
Algumas reações químicas se processam em diversas etapas (que devem estar devidamente balanceadas) e, estas, precisam ser consideradas para obtenção de uma equação global que represente o processo químico como um todo. Vamos ver como isso funciona na prática:

Exemplo:

Nosso objetivo é calcular a massa, em quilogramas, de carvão consumido na produção de 1 tonelada de ferro. Para isso, deve considerar que o monóxido de carbono formado na primeira reação é consumido na segunda. Considerando apenas essas duas etapas do processo. (Massas atômicas: Fe = 56; C = 12; O = 16).



Para isso, o primeiro passo será a obtenção de uma equação global, que represente o processo como um todo e, isso será possível, somando as duas etapas, considerando que todo monóxido de carbono produzido na primeira etapa foi totalmente consumido na segunda e, portanto, devemos calcular a equação da 1ª etapa por 1,5.



A partir da equação global, obtém-se a proporção entre os participantes da reação e, utiliza-se a relação direta entre eles (substituindo mol por massa) para alcançar o resultado.

$$3 \text{ mols de carvão (C)} \quad \text{_____} \quad 2 \text{ mols de Fe}$$

$$3 \times 12 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 2 \times 56 \text{ g}$$

$$1000 \text{ kg} \quad \text{_____} \quad x \text{ (kg)}$$

$$x = 321 \text{ kg de ferro metálico.}$$

Rendimento da reação diferente de 100%

O rendimento teórico de uma reação é quantidade máxima de produto que pode ser obtida a partir de uma certa quantidade de reagente (considerando a pureza do mesmo). Todavia, em muitas reações

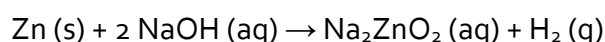


químicas há perda durante o processo e a formação do produto não é total e, é de suma importância, considerar e calcular o percentual obtido.

Exemplo:

Considere que uma massa de 32,70 g de zinco metálico reage com uma solução concentrada de hidróxido de sódio, produzindo 64,53 g de zincato de sódio (Na_2ZnO_2). Determine o rendimento dessa reação. (Massas atômicas: Zn = 65,4; Na = 23; O = 16).

O primeiro passo a ser realizado, é montar e balancear a equação que descreve a reação química citada:



A partir da equação, obtém-se a proporção entre os participantes da reação e, utiliza-se a relação direta entre eles (substituindo mol por massa) para alcançar o resultado teórico (rendimento de 100%).

$$1 \text{ mol Zn} \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol Na}_2\text{ZnO}_2$$

$$65,4 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 143,5 \text{ g}$$

$$32,7 \text{ g} \quad \text{_____} \quad x \text{ g}$$

$$x = 71,75 \text{ g de Na}_2\text{ZnO}_2 \text{ (considerando que o rendimento seja 100\%).}$$

Porém, foi dito no enunciado que a quantidade de produto formada foi 64,53 g e não 71,75 g.

$$71,75 \text{ g Na}_2\text{ZnO}_2 \quad \text{_____} \quad 100\%$$

$$64,53 \quad \text{_____} \quad x \%$$

$$x = 90 \% \text{ de rendimento.}$$

Reagentes limitante e em excesso

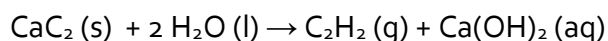
O reagente limitante de uma reação é aquele que é totalmente consumido durante o processo e determina, conseqüentemente, a quantidade de produto formado. É importante destacar que, sempre que forem fornecidas as quantidades de dois reagentes, é necessário definir se há reagente em excesso, ou seja, se está em quantidade superior à quantidade necessária, de acordo com as proporções estequiométricas da reação.

Exemplo:

O carbeto de cálcio, CaC_2 , reage com água para formar hidróxido de cálcio e etino (acetileno - C_2H_2). Determine a massa de acetileno produzida a partir de 100g de carbeto de cálcio e 100g de água.



Novamente, o primeiro passo a ser realizado, é montar e balancear a equação que descreve a reação química citada:



A partir da equação, obtém-se a proporção entre os participantes da reação e, neste caso, como foi fornecida a massa dos dois reagentes, deve-se verificar qual é o reagente limitante.

$$n \text{CaC}_2 = \frac{100 \text{ g}}{64,10 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,56 \text{ mol}$$

$$n \text{H}_2\text{O} = \frac{100 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,55 \text{ mol}$$

A partir da equação balanceada, obtém-se a proporção entre carbeto de cálcio e água, de modo que para cada 1 mol de CaC_2 há o consumo de 2 mols de H_2O . Como há, de acordo com os dados da questão, 1,56 mol de CaC_2 (reagente limitante), haverá o consumo de 3,12 mol de água (restante em excesso 2,43 mols de H_2O).

$$1 \text{ mol de CaC}_2 \text{ _____ } 1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2$$

$$1 \text{ mol de CaC}_2 \text{ _____ } 26,04 \text{ g de C}_2\text{H}_2$$

$$1,56 \text{ mol _____ } \times \text{ g}$$

$$\mathbf{x = 40,56 \text{ g de C}_2\text{H}_2}$$

Grau de pureza dos reagentes

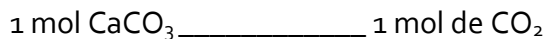
Em uma reação química, principalmente em processos práticos e reais, há a utilização de reagentes que apresentam um grau de pureza menor que 100%, ou seja, a substância de interesse está acompanhada de várias outras substâncias, denominadas impurezas, e que não participam efetivamente da reação. Para tanto, deve-se considerar apenas a quantidade real do composto que participa da reação química. É muito comum a necessidade de calcular a pureza de um reagente quando se trata da utilização de um minério.

Exemplo:

Qual é a massa de calcário necessária para a obtenção de 180 L de dióxido de carbono, medidos nas CNTP, pela calcinação de um calcário de 90% de pureza (massas atômicas: C= 12; O= 16; Ca = 40).

A calcinação consiste no processo de aquecimento do calcário, com a obtenção de dióxido de carbono e óxido de cálcio (sólido termicamente estável) e, portanto, deve-se montar e balancear a equação:





$$100 \text{ g _____ } 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

$$x \text{ g _____ } 180 \text{ L}$$

$$x = 803,57 \text{ g de CaCO}_3 \text{ puro}$$

Como o grau de pureza citado no problema foi de 90 %, conclui-se que:

$$100 \text{ g de calcário impuro _____ } 90 \text{ g de calcário puro (CaCO}_3)$$

$$x \text{ g de calcário impuro _____ } 803,57 \text{ g de calcário puro (CaCO}_3)$$

$$x = 892,55 \text{ g de calcário impuro}$$

SOLUÇÕES

1. Introdução

Antes de darmos início ao assunto de **Soluções**, precisamos inicial definir alguns conceitos importantes e ressaltar que esse conteúdo é de grande importância e está sempre presente nas provas. Fique atento!

Dispersão pode ser definida como qualquer disseminação de uma substância ao longo de todo o volume de outra, formada pela combinação de um **dispergente** ou dispersante (**aquele que se encontra em maior quantidade**) com um **disperso** (**soluto ou disseminado**) e podem ser classificadas de acordo com o tamanho das partículas dispersas, conforme quadro abaixo:

| Nome da dispersão | Diâmetro médio das partículas dispersas |
|----------------------|---|
| Soluções verdadeiras | Entre 0 e 1 nm (nanometro) |
| Soluções coloidais | Entre 1 e 1.000 nm |
| Suspensões | Acima de 1.000 nm |

Para que uma dispersão seja uma **solução verdadeira** (ou simplesmente solução), a mistura de disperso (denominado **soluto**) e dispersante (denominado **solvente**) deve ser completamente homogênea e pode ser classificada em função da quantidade de soluto (**insaturada, saturada ou supersaturada**) e em função do tipo de soluto (**iônico - que sofre dissociação ou ionização em meio aquoso - ou molecular - que não sofre dissociação ou ionização em meio aquoso**).

Para classificar a solução em função da quantidade de soluto, deve-se definir, primeiramente, o conceito de coeficiente de solubilidade e curva de solubilidade.



Coefficiente de solubilidade (ou grau de solubilidade) é a **quantidade máxima de soluto** (em geral, em gramas) **que pode ser dissolvida em uma quantidade padrão de solvente** (em geral, 100 g), em determinadas condições de temperatura e pressão.

| Classificação da solução | Quantidade de soluto dissolvido |
|--------------------------|--|
| Insaturada | Contêm menos soluto do que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade |
| Saturada | Atingiram o coeficiente de solubilidade |
| Supersaturada | Ultrapassaram o coeficiente de solubilidade |

As **curvas de solubilidade** são os gráficos que apresentam a **variação dos coeficientes de solubilidade** das substâncias em função da temperatura, conforme figura abaixo.

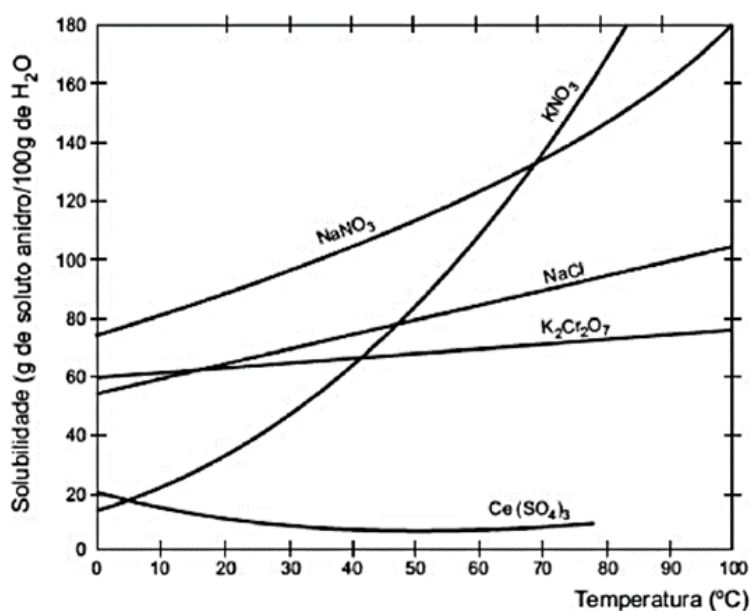
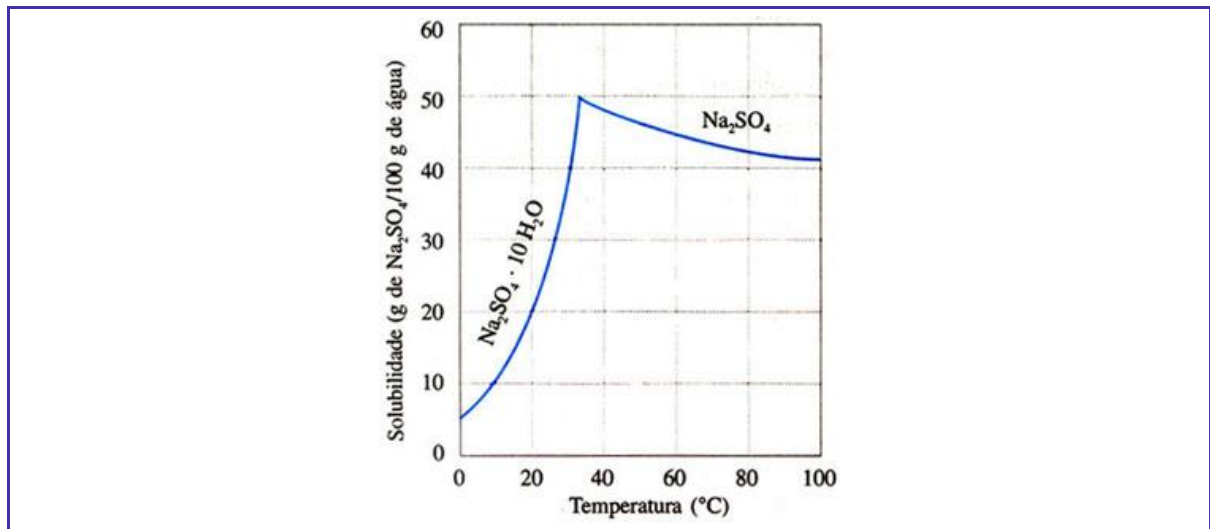


FIGURA 14: Representação da curva de solubilidade de alguns sais.



A curva de solubilidade de um **sal hidratado** é caracterizada por um **ponto de inflexão**, onde há uma **mudança de direção**. O ponto de inflexão refere-se a uma temperatura na qual o sal hidratado perde água.





2. Concentração de Soluções

Tão importante quanto conhecer a composição de uma solução, é caracterizá-la pela quantidade de soluto e solvente, definindo assim, a sua concentração que pode ser expressa em várias unidades diferentes.

Concentração de uma solução é a **quantidade de soluto** (em massa ou mol) **em relação a uma quantidade de solvente ou solução** (massa, volume ou mol).

2.1 Unidades de concentração

A concentração de uma solução pode ser expressa de diversas formas, de modo que a quantidade de soluto e solvente podem ser dadas como massa (g, mg ou kg, por exemplo), volume (cm³, L ou mL) ou mol. Dentre as unidades de concentração, destacamos:

Concentração comum: razão entre a quantidade de soluto (em massa) pelo volume de solução.

$$C = \frac{\text{massa}_{\text{soluto}}}{\text{volume}_{\text{solução}}}$$

Unidades mais comuns: g/L; mg/L; mg/mL; g/cm³.

Densidade: razão entre a quantidade de solução (massa) pelo volume de solução.

$$d = \frac{\text{massa}_{\text{solução}}}{\text{volume}_{\text{solução}}}$$

Unidades mais comuns: g/L; mg/L; mg/mL; g/cm³.



Importante destacar que, no cálculo da **densidade**, a massa utilizada é da solução ($m_{\text{solução}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}$), enquanto no cálculo da **concentração comum**, utiliza-se a **massa do soluto**.

Título em massa (adimensional): razão entre massa do soluto pela massa da solução ou razão entre a massa do solvente pela massa da solução (nas mesmas unidades).

$$T_1 = \frac{\text{massa}_{\text{solute}}}{\text{massa}_{\text{solução}}} \quad T_2 = \frac{\text{massa}_{\text{solvente}}}{\text{massa}_{\text{solução}}}$$

Título em volume (adimensional): razão entre volume do soluto pelo volume da solução ou razão entre o volume do solvente pelo volume da solução (nas mesmas unidades).

$$T_1 = \frac{\text{volume}_{\text{solute}}}{\text{volume}_{\text{solução}}} \quad T_2 = \frac{\text{volume}_{\text{solvente}}}{\text{volume}_{\text{solução}}}$$

Título é um valor compreendido entre **0 e 1** e é expresso normalmente em **porcentagem** ($T \times 100\%$).

Concentração em quantidade de matéria (molaridade ou concentração molar, expressa por m): razão entre o número de mols do soluto pelo volume da solução.

$$m_{\text{solução}} = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{volume}_{\text{solução}}} \quad \text{OU} \quad m_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solute}}}{MM_{\text{solute}} \cdot \text{volume}_{\text{solução}}} \quad (\text{em mol/L})$$

Quando a solução é iônica, a **concentração molar do íon** depende do grau de dissociação e do número de íons liberados (de acordo com a estequiometria da dissociação).

$$m_{\text{íon}} = m_{\text{solução}} \cdot \alpha \quad (\text{onde } \alpha \text{ é o grau de dissociação da solução}).$$

Fração Molar (X) (adimensional): razão entre o número de mols do soluto (ou solvente) pelo número de mols total (solução).

$$X_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solução}}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solução}}}$$

Fração molar (assim como o título), também é um valor compreendido entre **0 e 1** e é expresso normalmente em **porcentagem** ($X \cdot 100\%$).

Molalidade (concentração molal, expresso por W): razão entre o número de mols do soluto pela massa do solvente (em kg).



$$W = \frac{n_{\text{solute}} (\text{mol})}{m_{\text{solvente}} (\text{kg})} \quad (\text{em mol/Kg})$$

Rearranjando a expressão acima, sabendo que 1 kg = 1000g, e utilizando todas as unidades de massa em grama, temos:

$$W = \frac{1000 \cdot m_{\text{solute}}}{MM_{\text{solute}} \cdot m_{\text{solvente}}} \quad (\text{em mol/g})$$

Parte por milhão (ppm): refere-se à quantidade de soluto em relação a $1 \cdot 10^6$ partes da solução (**1 parte de soluto em 1 milhão de partes da solução**). Tal unidade, é utilizada quando a solução é muito diluída, ou seja, com baixa concentração de soluto.

Para soluções aquosas diluídas, considera-se a densidade da solução igual à da água ($d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$), de modo que:

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/L}$$

3. Operação com soluções

3.1 Diluição

Diluir significa **adicionar solvente** e, reduzindo, conseqüentemente, a concentração da solução, ou seja, o volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais. Neste caso, **não há alteração na quantidade de soluto** (em massa ou mol).

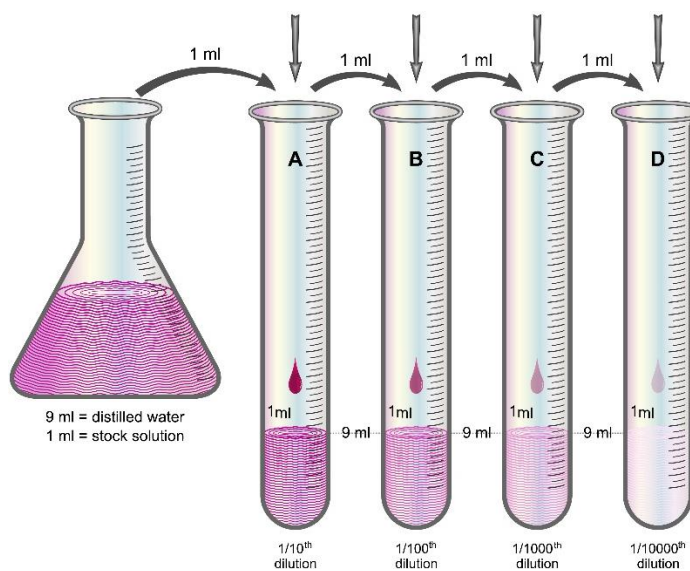


FIGURA 15: Representação esquemática de uma sequência de diluição.

Note que a concentração do soluto na solução final é menor que na solução de partida.



Conforme exemplificado na figura acima, em uma diluição, **quantidade de soluto antes da diluição é igual à quantidade de soluto depois da diluição.**

$$n \text{ (soluto, antes)} = n \text{ (soluto, depois)}$$

Substituindo o número de mols, temos:

$$m \cdot v \text{ (antes)} = m \cdot v \text{ (depois)}$$

3.2 Titulação

A **titulação** é uma técnica muito utilizada para **determinar a concentração desconhecida de uma substância qualquer**, utilizando para isso, um reagente de concentração conhecida. Para isso, deve-se considerar que há uma mistura entre solutos que reagem entre si com a formação de novas substâncias e, conforme já discutido anteriormente, a reação deve ser representada e balanceada para que as proporções estequiométricas entre os participantes possam ser utilizadas na resolução dos problemas.

Em uma titulação, define-se o **ponto de equivalência** como sendo o ponto em que a **quantidade de reagente padrão** (concentração conhecida) adicionada é exatamente equivalente à quantidade de analito (substância de interesse com concentração desconhecida). Dentre os casos mais comuns de titulação, temos a reação entre um ácido e uma base, mas o método se aplica para qualquer tipo de reação.

CURIOSIDADE



É importante destacar que **ponto final** é um ponto na titulação em que ocorre uma alteração física associada à **condição de equivalência química**, como por exemplo, a mudança de cor provocada pelo uso de indicador.

Todo esforço é feito para se assegurar que qualquer **diferença** de massa ou volume entre o **ponto de equivalência e o ponto final seja pequena**, de modo que, a diferença no volume ou massa entre o ponto de equivalência e o ponto final é o erro de titulação.

É importante reforçar que todo processo de titulação envolve uma reação química e, sendo assim, deve-se utilizar as relações estequiométricas discutidas anteriormente, considerando duas situações:

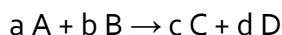
↪ Os dois solutos estão em quantidades estequiométricas, ou seja, equivalentes e, nesse caso, os dois solutos reagirão integralmente.



↪ Os dois solutos **NÃO** estão em quantidades estequiométricas e, nesse caso, haverá excesso de um deles.

Para isso, sempre iremos sempre utilizar a seguinte sequência:

1) Primeiramente, deve-se montar a equação balanceada. Considere a equação química genérica:



2) No ponto de equivalência, o número de mols dos reagentes deve ser igual. Entretanto, essa igualdade deve considerar os coeficientes estequiométricos da equação, de modo que:

$$\frac{n(\text{reagente A})}{\text{coeficiente a}} = \frac{n(\text{reagente B})}{\text{coeficiente b}}$$

3) substituir o número de mols pelas informações fornecidas no texto.



(FGV/COMPESA - 2018)

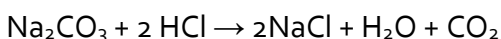
Na utilização de carbonato de sódio como padrão primário foi pesado 2,650 g de carbonato de sódio anidro PA (Na_2CO_3), previamente dessecado a 200 °C durante uma hora. Esse sólido foi dissolvido, num béquer, com água deionizada e transferido para um balão de 500 mL completando assim esse volume. 10 mL dessa solução de carbonato de sódio serão utilizados, numa titulação, para padronizar uma solução 0,1 mol.L de ácido clorídrico (HCl) com alaranjado de metila como indicador. O volume previsto de titulando que deverá ser gasto nesse processo, considerando nenhum tipo de perda será de:

Dados: massas molares (g.mol) C= 12; O=16; Na= 23.

- a) 5 mL.
- b) 10 mL.
- c) 30 mL.
- d) 35 mL.
- e) 40 mL.

Comentários

1) Primeiramente, deve-se montar a equação balanceada, conforme descrito no enunciado:



2) No ponto de equivalência, o número de mols dos reagentes deve ser igual. Entretanto, essa igualdade deve considerar os coeficientes estequiométricos da equação, de modo que:

$$\frac{n(\text{reagente A})}{\text{coeficiente a}} = \frac{n(\text{reagente B})}{\text{coeficiente b}}$$
$$\frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1} = \frac{n(\text{HCl})}{2}$$

3) substituir o número de mols pelas informações fornecidas no texto.

$$\eta(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{\text{massa}}{(\text{Massa molar}) \cdot V} = \frac{2,65 \text{ (g)}}{106 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \cdot 0,5 \text{ (L)}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\frac{\eta \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1} = \frac{\eta \cdot V(\text{HCl})}{2}$$

$$\frac{0,05 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \cdot 0,010 \text{ (L)} (\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1} = \frac{0,1 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \cdot V(\text{HCl})}{2}$$

$$V(\text{HCl}) = 0,010\text{L} = 10,0 \text{ mL}$$

Gabarito: letra B

TEORIA ÁCIDO - BASE

Por muitos anos, os químicos debateram sobre os conceitos relacionados à acidez e basicidade das substâncias, até que surgiram as primeiras definições de ácidos e bases. Atualmente, iremos discutir três diferentes definições.

1. Definição

Definição de Arrhenius

Ácido é um composto molecular que em meio aquoso libera como **cátion o íon H⁺ (H₃O⁺)** - e um ânion correspondente.

Base é um composto iônico que em meio aquoso libera como ânion o **íon hidroxila - OH⁻** - e um cátion correspondente.

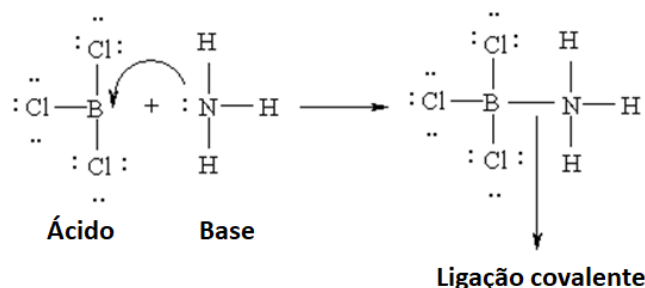
A definição de Arrhenius apesar de muito útil, limita-se apenas ao solvente água.

Definição de Lewis

Ácido é um composto capaz de **receber um par de elétrons**.

Base é um composto capaz de **doar um par de elétrons**.



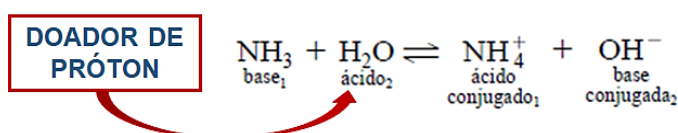


Definição de Bronsted-Lowry

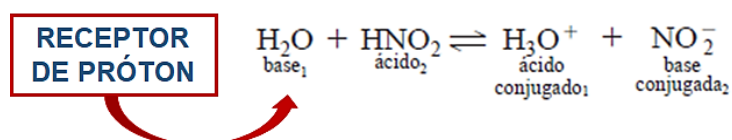
Ácido é um composto capaz de **doar um próton (H⁺)**

Base é um composto capaz de **receber um próton (H⁺)**.

A definição de Bronsted-Lowry é muito mais abrangente que a de Arrhenius e amplamente utilizada atualmente, pois refere-se à formação de um **par conjugado**, como pode ser evidenciado pelos exemplos abaixo.



Um **ácido conjugado** é formado quando uma **base recebe um próton**.

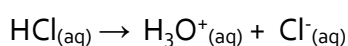


Uma **base conjugada** é formada quando um **ácido cede um próton**. Note que o ácido conjugado da água é o próton hidratado representado por H₃O⁺. Essa espécie é chamada **íon hidrônio** e consiste em um **próton ligado covalentemente a uma molécula de água**.

A água é o exemplo clássico de um **solvente anfiprótico** – isto é, um solvente que pode tanto **agir como um ácido quanto como uma base**.

1.1 Ácidos e Bases Fortes

Ácidos e bases fortes estão completamente ionizados/dissociados em solução aquosa, de modo que não possuem constantes de equilíbrio (tendem ao infinito).



Na prática, isso significa que todo o ácido se ioniza, convertendo-se totalmente nos seus íons, de modo que se a concentração do ácido clorídrico for de 0,1 mol/l, esta será a quantidade de $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ que estará liberada no meio aquoso.

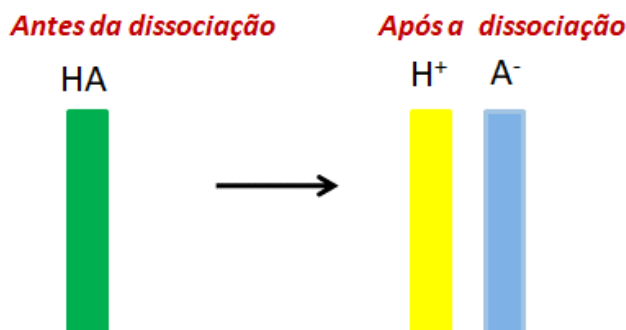
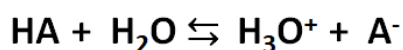


FIGURA 16: Representação esquemática da ionização de um ácido forte.

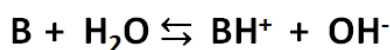
1.2 Ácidos e Bases Fracas

Ácidos e bases fracas ionizam/dissociam parcialmente em água, de modo que, haverá ainda ácido não ionizado no meio (estabelecendo um equilíbrio iônico) e, com constantes de ionização/dissociação pequenas, que representam o quanto o ácido ionizou ou quanto a base dissociou no meio, conforme apresentado abaixo.



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

*Constante de dissociação
ácida é pequena*



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

*Constante de dissociação
da base fraca é pequena*

Note que após a ionização do ácido fraco, a concentração restante de HA é considerável e K_a é pequena, pois a ionização é incompleta.

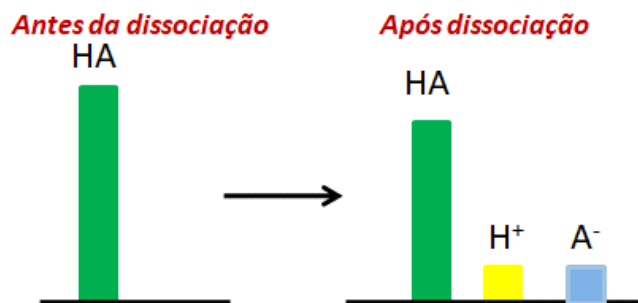


FIGURA 17: Representação esquemática da ionização de um ácido fraco.



1.3 Autoprólise da água

Troca de prótons entre moléculas de água

É importante lembrar que, como dito anteriormente, a água atua como **solvente anfiprótico**, de modo que pode ocorrer transferência de prótons entre moléculas de água, inclusive em água pura, com uma molécula atuando como um **ácido (doando próton) para outra molécula de água que atua como uma base (recebendo um próton)**. Tal processo é denominado de **autoprólise da água**.



Esse equilíbrio químico, pode ser representado pela constante de ionização da água, denominada K_w . Na água pura, os íons OH^- e H_3O^+ são formados apenas a partir da ionização da água e suas concentrações devem ser iguais ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$), o que explica a baixa condutividade elétrica da água pura.

$$K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] \text{ (} K_w = 1,01 \cdot 10^{-14}, \text{ a } 25^\circ \text{C)}$$

Escala de pH

Para facilitar os cálculos, pode-se descrever a concentração quantitativa de ácidos e bases por meio de uma escala que relaciona os valores de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$, denominada **escala de pH**, que é obtida por meio da expressão matemática:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

De modo que $[\text{H}_3\text{O}^+]$ representa a concentração do íon **H_3O^+ em mol/L** na solução.

Através da equação de autoprólise da água, e aplicando a relação matemática (-log) em ambos os lados da expressão é possível definir a escala completa, relacionando a concentração de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ e $\text{OH}^-(\text{aq})$.

$$-\log K_w = -\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

$$-\log (1,01 \cdot 10^{-14}) = -\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

$$\boxed{14 = \text{pH} + \text{pOH}}$$

Com base nas expressões matemáticas descritas acima, define-se a escala de pH, de modo que pode-se classificar o meio em ácido, básico ou neutro em função da concentração de íons H_3O^+ e, consequentemente em função do valor do pH, conforme demonstrado abaixo.



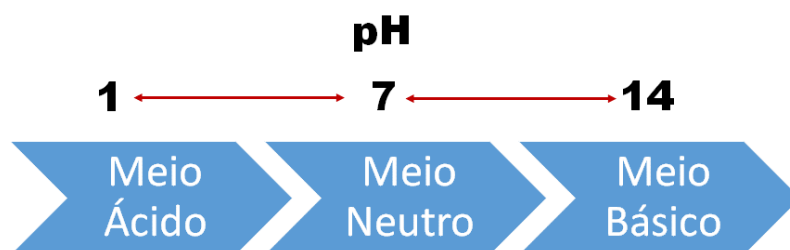
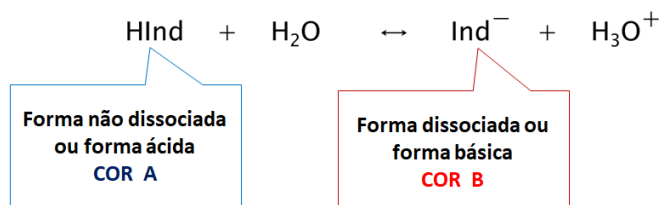


FIGURA 18: Representação da escala de pH

Uma análise qualitativa do pH do meio pode ser realizada utilizando **indicadores de pH**, que consistem em ácido orgânico fraco ou uma base orgânica fraca, cuja forma não dissociada possui cor diferente daquela exibida por sua base conjugada ou seu ácido conjugado, conforme a equação abaixo:



A mudança de cor do indicador ácido-base ocorre rapidamente no ponto estequiométrico de uma titulação, por exemplo, o acarreta em uma mudança drástica no pH. O olho humano só será sensível à diferença de cor provocadas pela ação dos indicadores ácido-base, se a razão entre as concentrações (mol/L) das formas dissociada e não dissociada estiver entre **0,1 e 10**.

$$0,1 < \frac{[\text{Ind}^{-1}]}{[\text{HInd}]} < 10$$

Existem diversas substâncias diferentes que funcionam como indicadores ácido-base e, dentre elas, destacam-se:

Fenolftaleína: coloração rosa em meio básico e incolor em meio ácido e neutro.

Alaranjado de metila: coloração vermelho em meio ácido (até pH = 4,4) e amarelo em pH acima de 4,4.

Tornassol: coloração vermelho em meio ácido e azul em meio básico.

Importante dizer também que, há o **Indicador Universal de pH**, que é constituído por uma mistura de diferentes indicadores que apresentam coloração diferente para cada valor de pH, conforme demonstrado na figura abaixo.



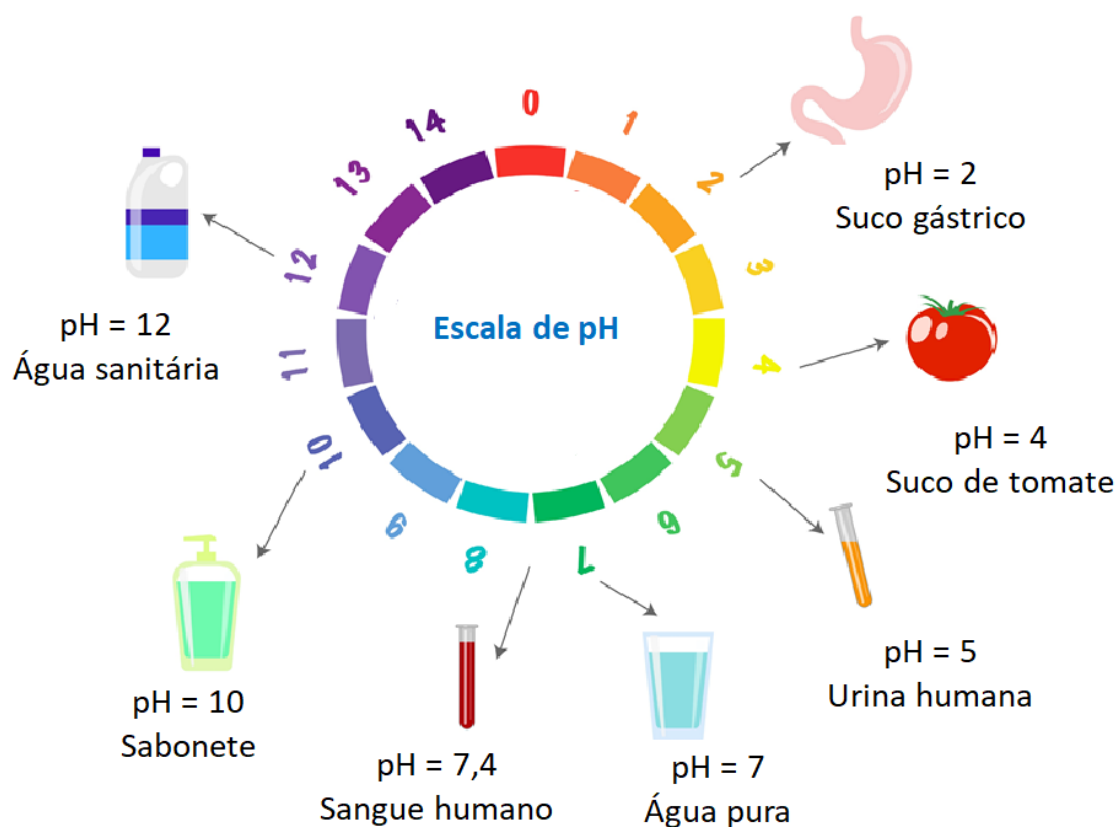
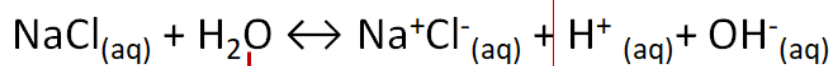


FIGURA 19: Representação da escala de pH, com base nas cores do indicador universal de pH

1.4 pH de uma solução salina

Sais são compostos iônicos formados pela reação de neutralização entre um ácido e uma base e, não possuem, obrigatoriamente, o pH neutro. O valor do pH de um sal depende da força do ácido e da base que deram origem a ele e, conseqüentemente, da reação de hidrólise do sal em meio aquoso.

Sal de caráter neutro: produto da reação entre um **ácido FORTE** e uma **base FORTE**. Quando dissolvidos em água, apresentam reação com pH neutro, pois ambos são ácidos e bases conjugadas de ácidos e bases fortes.

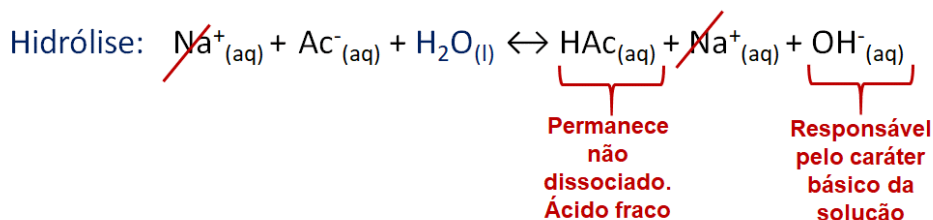
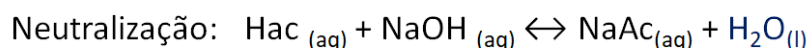


Sal de caráter básico: produto da reação entre um **ácido FRACO** e uma **base FORTE**. O pH da solução é calculado a partir da constante de hidrólise do sal.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$



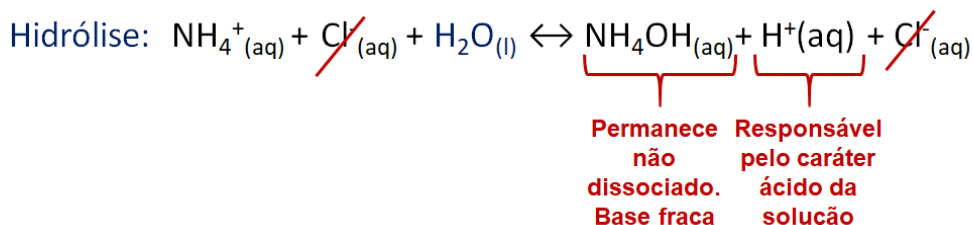
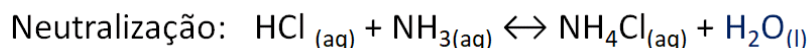
Onde: K_w é constante de ionização da água ($1,0 \cdot 10^{-14}$) e K_a é constante de ionização do ácido fraco formado na hidrólise, conforme equação representada abaixo.



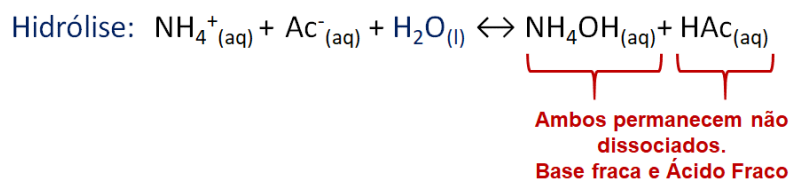
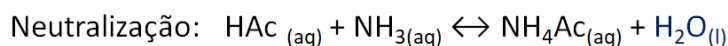
Sal de caráter ácido: produto da reação entre um **ácido FORTE** e uma **base FRACA**. O pH da solução é calculado a partir da constante de hidrólise do sal.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Onde: K_w é constante de ionização da água ($1,0 \cdot 10^{-14}$) e K_a é constante de dissociação da base fraca formada na hidrólise, conforme equação representada abaixo.

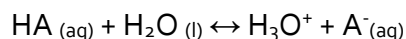


Sal oriundo de base FRACA e ácido FRACO: O pH da solução é calculado a partir da constante de hidrólise do sal e, neste caso, depende do K_a do ácido fraco formado e do K_b da base fraca formada, conforme equação abaixo.



1.5 Solução Tampão

Uma **solução tampão** pode ser definida como uma mistura de um **ácido fraco e sua base conjugada** ou uma **base fraca e seu ácido conjugado**, cuja função é resistir à pequenas variações de pH, mediante deslocamento de equilíbrio. Considere neste caso, o par conjugado formado por um ácido fraco (HA) e sua base conjugada (A^{-}) e sua constante de equilíbrio de ionização do ácido.



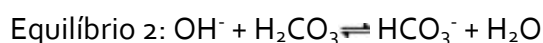
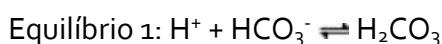
$$K_a = \frac{[H_3O]^+ \cdot [A]^{-1}}{[HA]}$$

Através de um rearranjo da equação de K_a , chega-se à expressão de **Henderson-Hasselbalch**, que permite o cálculo do pH de soluções tampão.

$$pH = pK_a + \frac{[A]^{-1}}{[HA]}$$

Destaca-se a importância das soluções-tampão em meio prático e biológico. Considere, por exemplo, que durante o metabolismo celular ocorre liberação ou consumo de muitos ácidos e que são constantemente liberados no meio intracelular ou extracelular pela corrente sanguínea. Isto é possível, graças ao íon bicarbonato (HCO_3^{-}), que é o principal responsável pela **capacidade tamponante** do sangue humano, resistindo a essas alterações de pH.

O ácido carbônico produzido pela reação do bicarbonato do tampão, se dissocia em CO_2 e água e é eliminado nos pulmões.



Ao entrar em contato com uma base, o ácido carbônico (H_2CO_3) do organismo reage produzindo bicarbonato e água. Consequentemente, o ácido carbônico diminui e os rins aumentam a eliminação de bicarbonato, reduzindo a quantidade de bicarbonato no organismo, para mantendo o equilíbrio do sistema tampão.

A **capacidade tamponante** de uma solução tampão é a **habilidade desta solução de resistir a mudanças de pH** frente a adições de um ácido ou de uma base e pode ser destacada por meio do gráfico de titulação entre um ácido e uma base, onde a região a ser escolhida é aquela em que o **pH = pKa ± 1**.



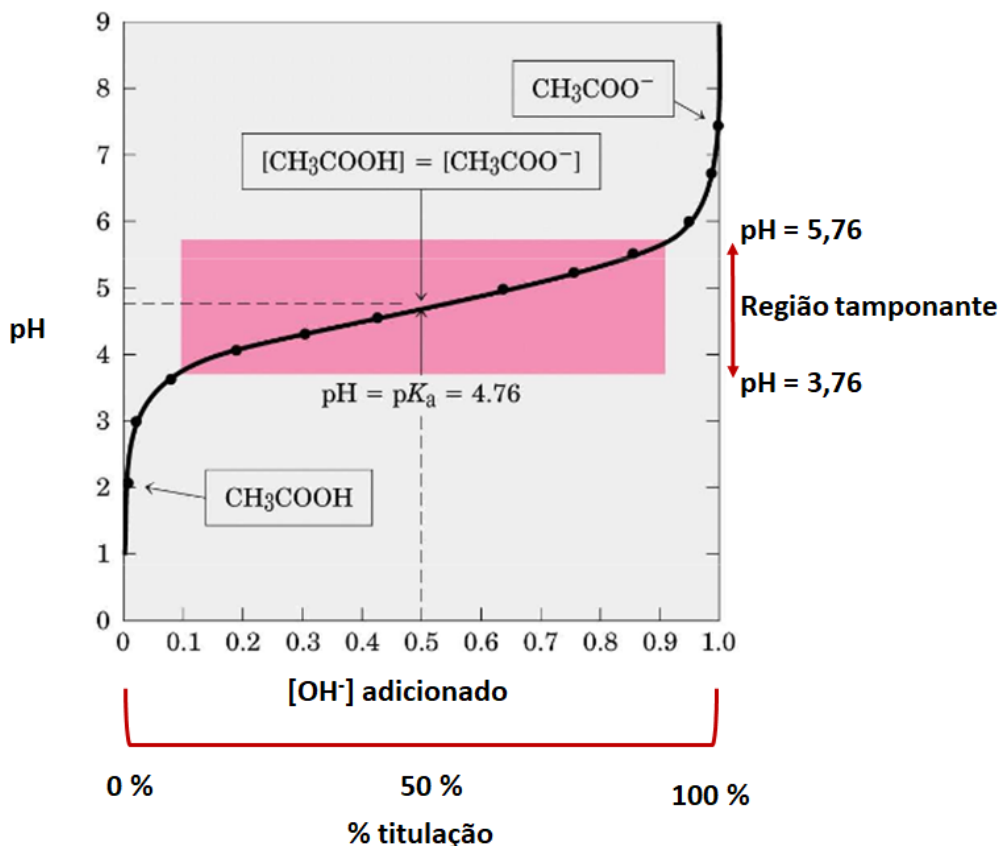
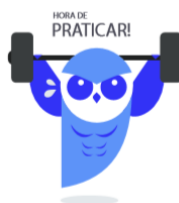


FIGURA 20: Curva de titulação do ácido acético (CH_3COOH) com hidróxido de sódio (NaOH), com representação da região tampante.



(IPAD/ PC-PE - 2006)

Uma solução-tampão, ou simplesmente tampão, é uma solução que tem a capacidade de resistir a modificações do pH frente à adição de quantidades limitadas de ácido ou de base. Em relação às soluções-tampão, assinale a alternativa incorreta:

- Os tampões contêm ou um ácido fraco e sua base conjugada ou uma base fraca e seu ácido conjugado.
- Quando se adiciona um ácido forte ao tampão, o ácido fornece íons H_3O^+ que reagem com a base conjugada.
- A capacidade de tamponamento de um tampão é independente das quantidades de ácido e de base conjugados na solução.



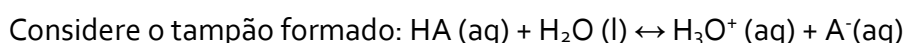
d) A equação de Henderson-Hasselbalch relaciona o pH de uma solução-tampão às diferentes concentrações do ácido conjugado e da base conjugada.

e) O bicarbonato é o principal tampão do organismo humano, neutralizando ácidos provenientes do metabolismo.

Comentários

a) Item certo, pois a definição de solução tampão consiste na formação de um par conjugado, oriundo de um ácido fraco e sua base conjugada ou uma base fraca e seu ácido conjugado.

b) Item certo, pois ao adicionar um ácido forte na solução, há reação dos íons H^+ com a base conjugada A^- (que recebe esse próton), conforme equação abaixo:

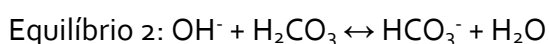
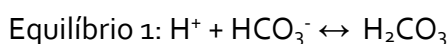


Ao adicionar ácido forte (H_3O^+), haverá consumo de A^- e formação do HA, de acordo com a seguinte reação:
 $H_3O^+(aq) + A^-(aq) \leftrightarrow HA(aq) + H_2O(l)$

c) Item errado, pois a capacidade tamponante depende da quantidade (concentração) do ácido e da base conjugada, de acordo com a expressão: $pH = pKa + \frac{[A]^{-1}}{[HA]}$

d) Item certo, pois a Equação de Henderson-Halsebach, está associada às concentrações do ácido e da base conjugada, de acordo com a expressão: $pH = pKa + \frac{[A]^{-1}}{[HA]}$

e) Item certo, pois o tampão bicarbonato é o principal tampão biológico, responsável pela manutenção do pH sanguíneo, conforme equilíbrios



Gabarito: letra C

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 reforçar, 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).

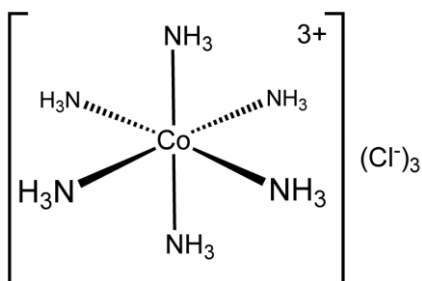
A teoria da Química de Compostos de Coordenação foi proposta por Alfred Werner, em 1893, que definiu alguns postulados:

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)

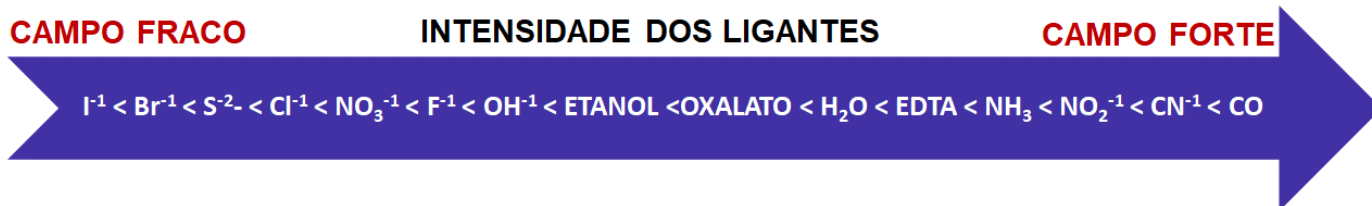
Bethe e Van Vleck propuseram a Teoria do Campo Cristalino, que consiste na ideia de que a força de atração existente entre o metal e os ligantes é de natureza eletrostática, ou seja, a ligação que ocorre nos complexos, é oriunda **da atração entre os íons de cargas opostas**, tais como Co^{+3} e Cl^{-1} . 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.



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 (O₂) como ligante, utiliza-se dioxigênio e para o nitrogênio (N₂), 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 Engenharia 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

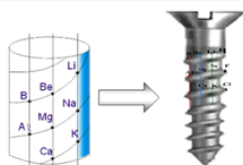
1. Evolução histórica da tabela periódica

Lei das
Tríades
Dobereiner



Li - Na - K
7u 23u 39u
 $23 = \frac{7 + 39}{2}$

Parafuso
Telúrico de
Chancourtois



Lei das
Oitavas de
Newlands



| Dó | Ré | Mi | Fá | Sol | Lá | Si |
|----|----|----|----|-----|----|----|
| H | Li | Be | B | C | N | O |
| F | Na | Mg | Al | Si | P | S |
| Cl | K | Ca | Cr | Ti | | |

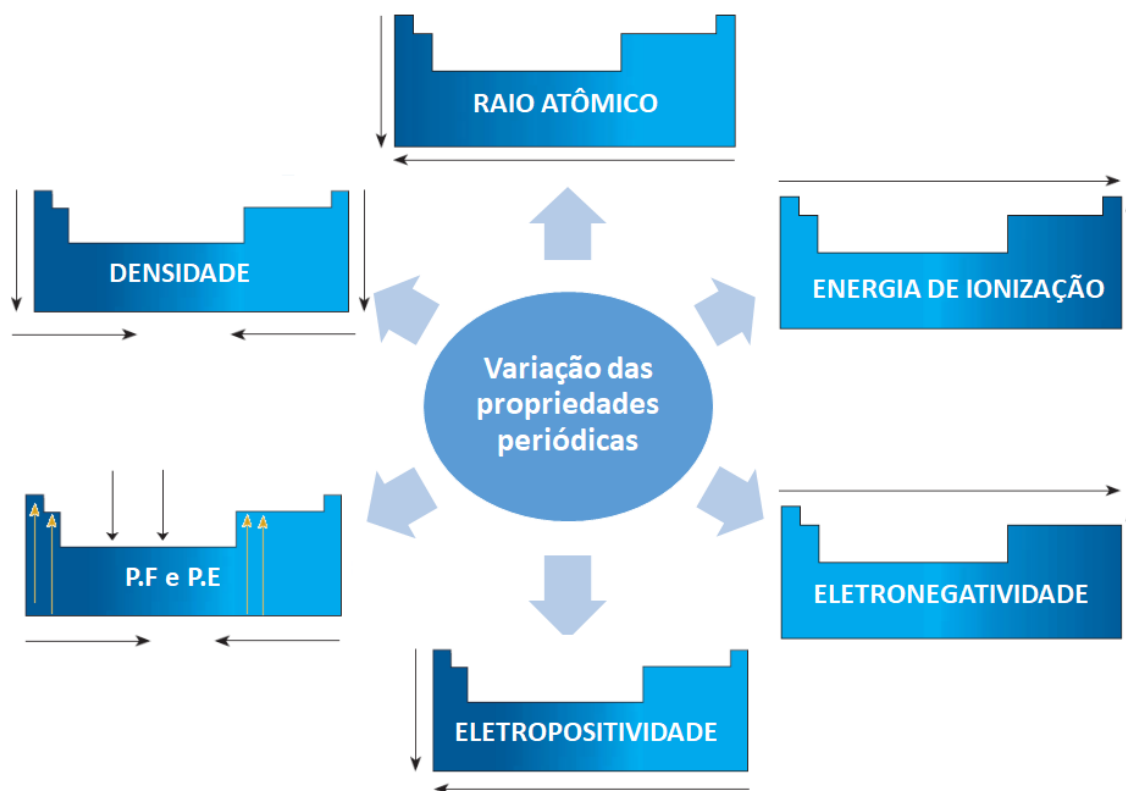
Tabela de
Mendeleev



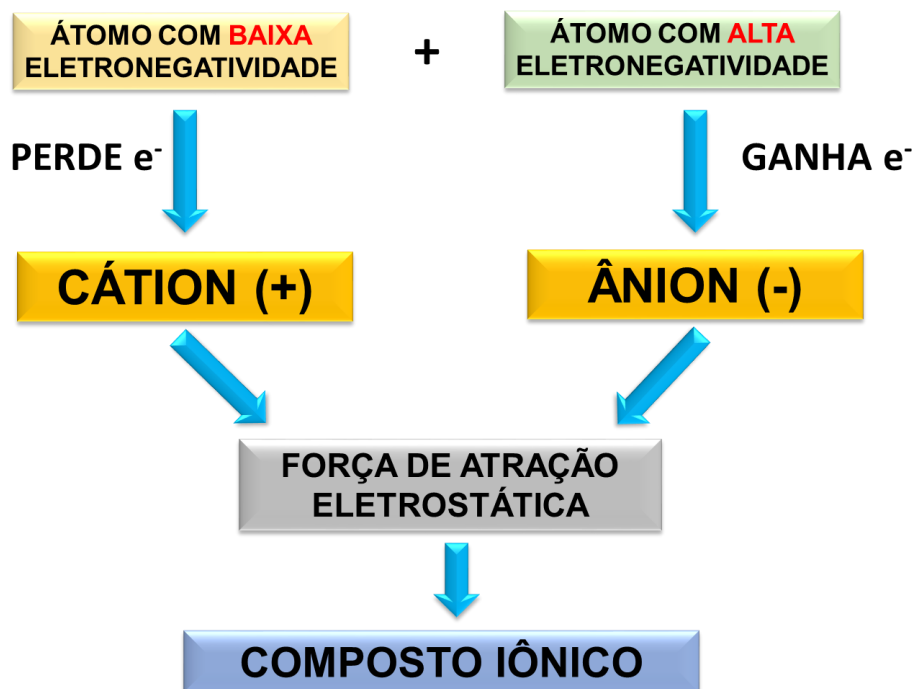
Henry
Moseley



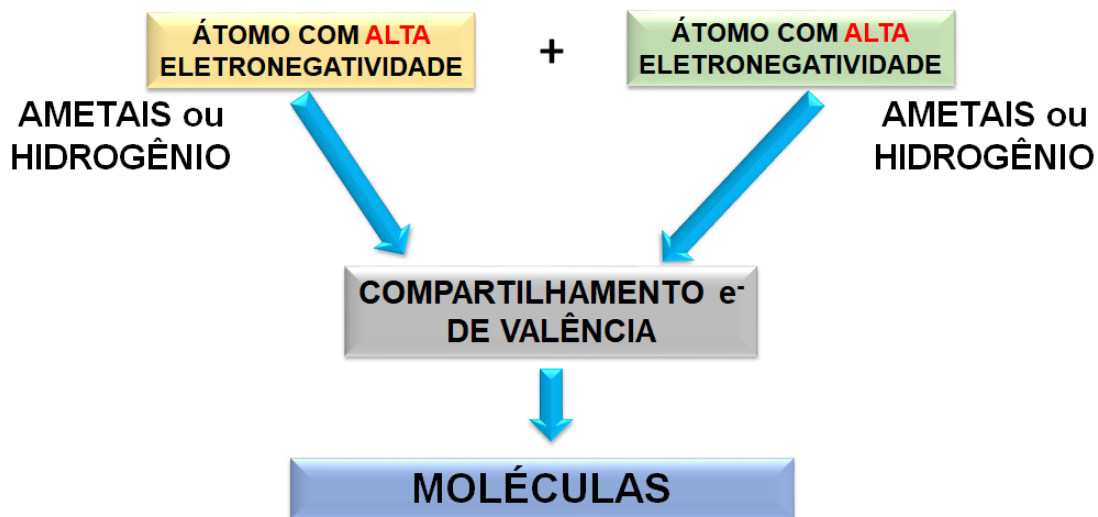
2. Propriedades periódicas



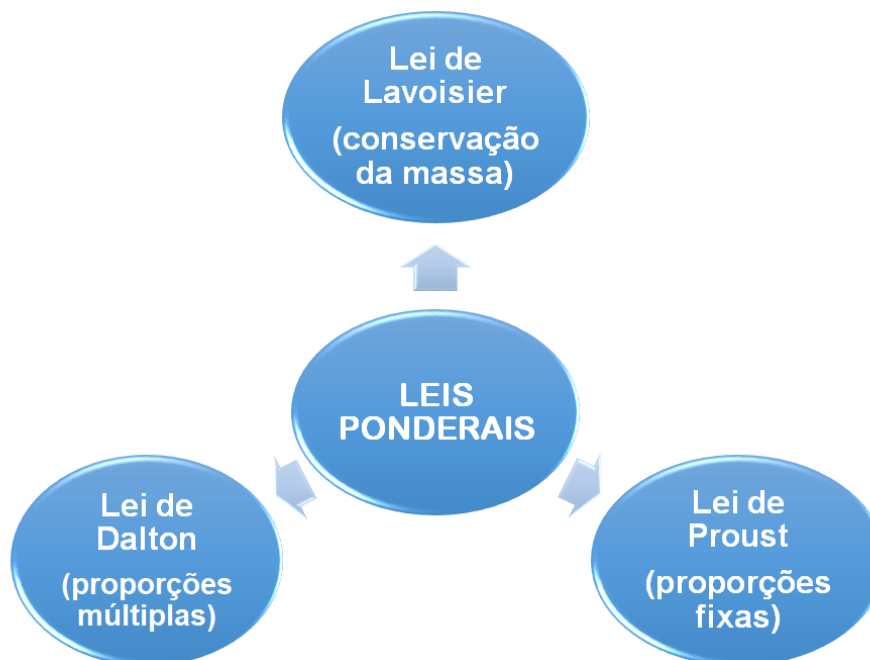
3. Ligação iônica



4. Ligação covalente



5. Leis ponderais



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 conseqüente 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/PPF-PF-2012)

Em junho de 2001, um rapaz de 33 anos de idade foi executado em Indiana, nos Estados Unidos da América, com uma injeção letal, composta de soluções aquosas de tiopentato de sódio, brometo de pancurônio e cloreto de potássio. Ele e um amigo haviam sido condenados, em 1997, pela explosão de uma bomba em um prédio do governo federal em Oklahoma City, com base em depoimentos de testemunhas e na identificação de duas impressões digitais, uma, presente em um recipiente que continha nitrato de amônio – o composto utilizado na fabricação da bomba – e outra encontrada na caminhonete que explodiu em frente ao prédio.

Internet: <guiadoestudante.abril.com.br> (com adaptações).

Considerando as informações do texto acima e sabendo que as massas molares do K e do Cl são, respectivamente, 40 g.mol^{-1} e 35 g.mol^{-1} , julgue o item a seguir. Sabendo-se que o sódio e o cloro estão no mesmo período da Tabela Periódica e que o sódio pertence ao grupo 1 e o cloro, ao grupo 17, é correto concluir que a energia de ionização do cloro é superior à do sódio.

Certo

Errado

Comentários:



A energia de ionização, ao longo de um mesmo período aumenta da esquerda para a direita ao longo da tabela periódica, acompanhada pelo aumento do número atômico. O elemento sódio (grupo 1) possui apenas 1 elétron na camada de valência e, necessita de menor energia para retirar tal elétron (energia de ionização) que o elemento cloro (grupo 17) que possui 7 elétrons no nível mais externo.

Gabarito: Certo

07) (CESPE/PC-MA - 2018)

No que se refere a relações ponderais, balanceamento de reações químicas e leis dos gases ideais, assinale a opção correta.

- a) De acordo com Avogadro, volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições, apresentam o mesmo número de moléculas, independentemente de suas massas.
- b) Atribui-se a Lavoisier a lei das proporções múltiplas.
- c) Duas substâncias podem reagir completamente, independentemente de suas quantidades.
- d) Em uma reação química, a quantidade de moléculas dos reagentes será igual à quantidade de moléculas dos produtos.
- e) Para o balanceamento de uma equação, o somatório dos coeficientes dos reagentes deve ser igual ao somatório dos coeficientes dos produtos.

Comentários:

- a) Item certo, pois de acordo com o enunciado de Avogadro, nas mesmas condições diferentes gases com volumes iguais possuem a mesma quantidade de matéria e, conseqüentemente, o mesmo número de moléculas.
- b) Item errado, pois Lavoisier definiu a Lei da Conservação das Massas ("Nada se perde, nada se cria, tudo se transforma").
- c) Item errado, pois duas substâncias só podem reagir se estiverem em proporções estequiométricas adequadas.
- d) Item errado, pois em uma reação química há um rearranjo dos átomos formando novas substâncias, de modo que a soma das massas dos reagentes deve ser igual a soma da massa dos produtos (em um sistema fechado).
- e) Item errado, pois a soma dos coeficientes dos reagentes não tem que ser igual a soma dos coeficientes dos produtos.

Gabarito: letra A



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 propriedade 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

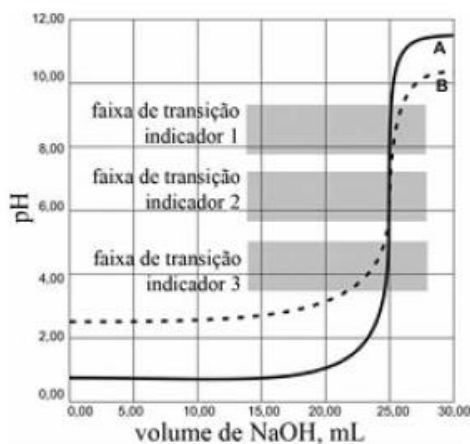
Errado

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/ Fundação Universitária de Brasília -2015)



Thomson D. A. Skoog, Fundamentos de química analítica.
Tradução da 8.ª edição norte americana (com adaptações).

As titulações são amplamente utilizadas em química para identificar os ácidos, as bases, os oxidantes, os redutores, os íons metálicos e as proteínas. Com base nessas informações e na figura acima que apresenta um gráfico de titulação de NaOH, pH em função do volume em mL, julgue o item a seguir.

A figura mostra a titulação de um ácido fraco com uma base forte.

Certo

Errado



Comentários:

A titulação de um ácido fraco com uma base forte resultará em um sal de caráter básico e, cuja hidrólise, liberará íons hidroxila (OH^-) no meio, fazendo com que o pH do ponto de equivalência seja maior que 7 (meio básico).

Gabarito: errado

11) (CESPE/PC- PE -2016)

Soluções aquosas dos sais cianeto de sódio (NaCN) e cloreto de amônio (NH_4Cl) apresentam pH:

- a) ácido.
- b) básico.
- c) básico e ácido, respectivamente.
- d) ácido e básico, respectivamente.
- e) neutro.

Comentários:

O sal cianeto de sódio (NaCN), sofre hidrólise em meio aquoso dando origem ao NaOH (base forte) e ao ácido cianídrico (ácido fraco). Neste caso, como a base forte dissocia-se totalmente, há liberação de íons hidroxila no meio (OH^-), o que torna o pH básico.

Já o sal cloreto de amônio (NH_4Cl) sofre hidrólise em meio aquoso dando origem ao NH_4OH (base fraca) e ao ácido clorídrico (ácido forte). Neste caso, como o ácido forte dissocia-se totalmente, há liberação de íons hidrônio no meio (H_3O^+), o que torna o pH ácido.

Gabarito: letra C

VUNESP

12) (VUNESP/FUNDUNESP – 2014)

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

CESGRANRIO

13) (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.

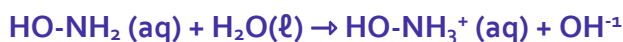
d) Item errado, pois para Rutherford, o átomo possuía cargas positivas centradas em um núcleo maciço e pequeno, enquanto os elétrons estariam ocupando a região com espaços vazios.

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

14) (CESGRANRIO/ Petrobrás - 2018)

Uma solução aquosa foi preparada pela dissolução de 0,020 mol de hidroxilamina (HO-NH₂) em 250,00 mL de água pura. A equação do equilíbrio de ionização do HO-NH₂ em água e sua constante, a 25°C, estão apresentadas abaixo.



$$K_b = 5 \cdot 10^{-9}$$

A concentração, em mol L⁻¹, de OH⁻¹ na solução é

a) 1×10^{-6}

b) 2×10^{-6}

c) 5×10^{-6}

d) 2×10^{-5}

e) 5×10^{-5}

Comentários

Primeiramente, faça o cálculo da concentração molar inicial da hidroxilamina:

$$m = \frac{0,020 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,08 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Considerando que a constante de dissociação da base fraca é:

$$K_b = \frac{[\text{HO} - \text{NH}_3^+]. [\text{OH}^{-1}]}{[\text{HO} - \text{NH}_2]}$$



E que a base não dissocia totalmente, restante uma parte na forma de HO-NH_2 ($0,08 - x$) e que o valor de x (o quanto dissociou) é muito pequeno frente ao valor $0,08$ e pode ser desconsiderado da conta, temos:

$$5 \cdot 10^{-9} = \frac{x \cdot x}{0,08 - x}$$

$$5 \cdot 10^{-9} = \frac{x^2}{0,08}, \text{ Logo: } x = 2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Gabarito: letra D

15) (CESGRANRIO/Petrobrás - 2018)

Uma massa igual a $5,5 \text{ g}$ de cloreto de cálcio (CaCl_2) foi totalmente dissolvida em um balão volumétrico de $250,00 \text{ mL}$. Dessa solução, preparou-se uma solução de trabalho transferindo-se uma alíquota de $10,00 \text{ mL}$ para um balão volumétrico de $100,00 \text{ mL}$, onde se ajustou o volume final com água pura. O valor mais aproximado da concentração de cloreto, em quantidade de matéria (mol L^{-1}), na solução de trabalho é

MM_{CaCl_2} : 111 g/mol

a) $0,02$

b) $0,04$

c) $0,06$

d) $0,08$

e) $1,00$

Comentários:

Preste muita atenção nesta questão, pois a pergunta é em relação à concentração do íon cloreto, apenas.

Inicialmente, vamos calcular a concentração do sal:

$$m = \frac{m}{MM \cdot v} = \frac{5,5 \text{ (g)}}{111 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \cdot 0,25 \text{ (L)}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Posteriormente, calcula-se a concentração após a etapa de diluição:

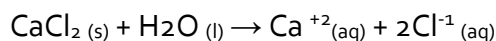
$$n \text{ (antes)} = n \text{ (depois)}$$

$$m \cdot v \text{ (antes)} = m \cdot v \text{ (depois)}$$



$$0,02 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \cdot 0,010 \text{ (L)} = m \cdot 0,1 \text{ (L)} \rightarrow m_{\text{CaCl}_2} = 0,02 \text{ mol/L}$$

Como mostramos anteriormente, no conteúdo referente às soluções, quando a questão se refere à concentração do íon deve-se levar em consideração a dissociação do sal.



Para cada 1 mol do sal CaCl_2 há liberação de 2 mols do íon cloreto (Cl^{-1}).

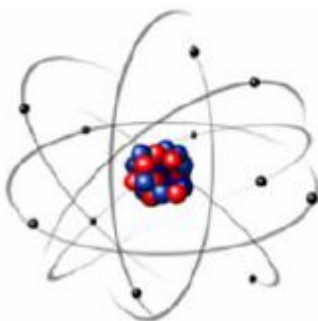
Logo, em 0,02 mol/L CaCl_2 há 0,04 mol/L de cloreto (Cl^{-1}).

Gabarito: letra B

AOCP

16) (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

17) (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 (composto iônico - ligação iônica) formado por um cátio 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)

Gabarito: letra D



18) (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

FGV



19) (FGV/COMPESA – PE - 2016)

A reação de cloro gasoso com uma base forte pode ser descrita pela equação



Para o posterior preparo de 0,5 litro de solução 0,2 mol.L de hipoclorito de sódio obtido por meio desse processo, a massa de hidróxido de sódio que deve reagir em presença de excesso de cloro gasoso é, no mínimo, igual a

Dados: Massas molares H = 1 g.mol ; O = 16g.mol Na = 23 g.mol

a) 160 g.

b) 60 g.

c) 40 g.

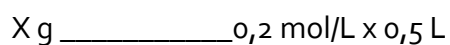
d) 10 g.

e) 8 g.

Comentários:

Considerando que há 0,2 mol de NaOCl para cada 1 litro de solução, em 0,5 L a quantidade de matéria será de 0,1 mol de hipoclorito de sódio.

Através da equação corretamente balanceada, nota-se que:



$$X = 8\text{g}$$

Gabarito: letra E

20) (FGV/COMPESA -2016)

Os sais de nitrato são compostos iônicos muito solúveis em água. Quando se coloca 1 mol de nitrato de cálcio em 1 litro de água ocorre a formação de uma solução na qual os íons estão separados e solvatados por moléculas de água. Nessa solução, as concentrações em mol.L⁻¹ dos íons cálcio e nitrato, presentes na solução são, respectivamente,



- a) 1 e 1.
- b) 1 e 2.
- c) 2 e 3.
- d) 3 e 2.
- e) 2 e 4.

Comentários

O sal nitrato de cálcio possui a fórmula $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, de modo que em meio aquoso ocorre a dissociação e, para cada 1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, tem-se 1 mol de Ca^{+2} e 2 mols de $(\text{NO}_3)^{-1}$. Sendo assim:

1 mol/L $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ____ 1 mol/L Ca^{+2} e 2 mols/L de $(\text{NO}_3)^{-1}$.

Gabarito: letra B

21) (FGV/COMPESA -2016)

A amônia atmosférica é de fundamental importância para a química ambiental, pois se trata de um composto capaz de neutralizar, em determinada extensão, gases ácidos e espécies ácidas adsorvidas em partículas. Em uma determinada temperatura, a amônia apresenta $\text{pK}_b = 5$. Nessas condições uma solução $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de amônia apresentará valor de pH igual a

Dado: $\text{pK}_w = 14$

- a) 3
- b) 8
- c) 10
- d) 11
- e) 13

Comentários:

A dissociação da base fraca amônia em meio aquoso ocorre:



Logo: $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$ ($\text{pK}_b = -\log K_b$)



$$10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$$

Desconsiderando o valor de x no denominador (muito pequeno), e resolvendo a expressão, obtém a concentração de $[\text{OH}^{-1}] = 10^{-3} \text{ mol/L}$ e, portanto, $\text{pOH} = 3$ e $\text{pH} = 11$.

Gabarito: letra: D

22) (FGV/COMPESA - 2018)

A massa de hidróxido de sódio contida em 100 mL de uma solução de pH 9 a 25°C é:

Dados: massas molares em $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H = 1; O = 16; Na = 23.

a) 20 μg

b) 40 μg

c) 1 mg

d) 20 mg

e) 40 mg

Comentários

Uma solução de NaOH de $\text{pH} = 9$, possui $\text{pOH} = 5$ e, conseqüentemente a $[\text{OH}^{-1}] = 10^{-5} \text{ mol/L}$ ($\text{pOH} = -\log [\text{OH}^{-1}]$). Em 100,0 mL, tem-se 10^{-6} mol de hidroxila (NaOH, base forte).

1 mol NaOH _____ 40 g

10^{-6} mol _____ x g

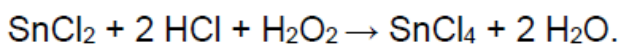
$X = 4 \cdot 10^{-5} \text{ g} = 40 \cdot 10^{-6} \text{ g} = 40 \mu\text{g}$

Gabarito: letra B

IESES

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

Dada a equação abaixo:



Analise as afirmações feitas acerca do processo de oxirredução que ocorre nessa reação:



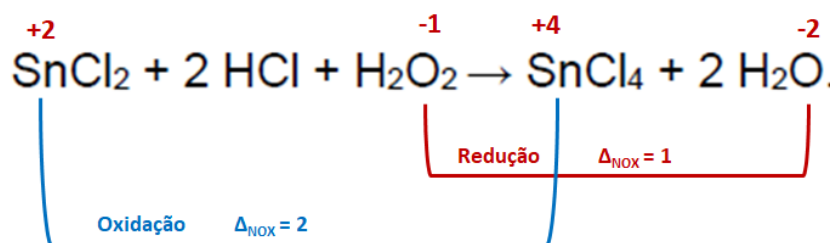
- I. O estanho sofre redução.
- II. O peróxido de hidrogênio é o agente oxidante.
- III. O ácido clorídrico é o agente redutor.
- IV. A variação do nox do estanho é de +2 para +4.

Estão corretas as afirmativas:

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

Comentários

Primeiramente, deve calcular o NOX de todos os elementos da equação e avaliar a sua variação.



- I) Item errado, pois o elemento estanho sofre oxidação.
- II) Item correto, pois o NOX do oxigênio varia de -1 para -2, caracterizando redução, portanto o peróxido de hidrogênio é o agente oxidante.
- III) Item errado, não há variação de NOX nem do hidrogênio nem do cloro, portanto, não é agente oxidante nem redutor.
- IV) Item correto, pois o NOX do estanho varia de +2 para +4 na reação.

Gabarito: letra C

24) (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 correto, 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 correto, 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

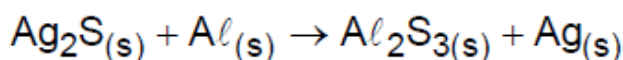
25) (IESES/ Prefeitura de São José-SP -2019)



Várias são as maneiras para reverter o processo de escurecimento da prata. Geralmente estes materiais recuperam seu brilho quando envoltos por papel alumínio e mergulhados em um recipiente contendo água quente e cloreto de sódio.

UCKO, D. A. Química para as ciências da saúde: uma introdução à química geral, orgânica e biológica. São Paulo: Manole, 1995 (adaptado).

A reação que ocorre é:



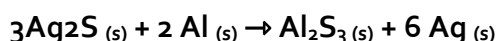
Utilizando o processo descrito, a massa de prata metálica que será regenerada na superfície de um objeto que contém 5,0 g de sulfeto de prata I é aproximadamente:

Dados: MM (g/mol) Ag = 108, S = 32.

- a) 3,5
- b) 2,2
- c) 4,8
- d) 4,4

Comentários:

O primeiro passo para resolução dessa questão é o balanceamento da equação:



A partir dos coeficientes estequiométricos, obtém-se a proporção entre sulfeto de prata (I) e prata metálica e, pode-se substituir a grandeza mol pela massa.

$$3 \text{ mols de Ag}_2\text{S} \quad \text{_____} \quad 6 \text{ mols de Ag}$$

$$3 \times 248 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 6 \times 108 \text{ g}$$

$$5,0 \text{ g} \quad \text{_____} \quad \times \text{ g}$$

$$X = 4,36 \text{ g de Ag (aproximadamente } 4,4 \text{ g de Ag)}$$

Gabarito: letra D



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.

Figuras utilizadas neste material foram extraídas e adaptadas a partir de:

REIS, M. R. M., **Química**. São Paulo: Ática, 2013. V. 1

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



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.