

# TÉCNICO EM QUÍMICA



MÓDULO I  
QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

# TÉCNICO EM QUÍMICA



MÓDULO I  
QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

# Sumário

## APRESENTAÇÃO

## QUÍMICA ANALÍTICA

- Procedimentos para efetuar reações analíticas

## QUÍMICA QUALITATIVA

## QUÍMICA QUANTITATIVA

## MÉTODOS DE ANÁLISE

- Métodos Clássicos
- Métodos Instrumentais

## ÍON, CÁTION E ÂNION

- Tipos de Cátions
- Tipos de Ânions

## PREPARAÇÃO E PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES

## VOLUMETRIA

- Volumetria por precipitação
- Volumetria por neutralização
- Volumetria por oxirredução

## REAÇÕES DE PRECIPITAÇÃO

## COMPLEXOMETRIA

## GAVIMETRIA

## RELATÓRIOS

## MATERIAIS E EQUIPAMENTOS DE LABORATÓRIO

## REFERÊNCIAS



## APRESENTAÇÃO

A Escola Técnica com o intuito de se tornar referência em ensino técnico no Brasil, lança cursos técnicos em diversos eixos, como forma atender demandas regionais e estaduais.

Por meio de um trabalho diferenciado o estudante é instigado ao seu autodesenvolvimento, aliando a pesquisa e a prática.

Boa formação é requisito necessário para quem deseja estar preparado para enfrentar os desafios do mercado profissional. A escolha de um curso, que aproxime teoria e prática e permita a realização de experiências contribui de maneira decisiva para a formação profissional com qualidade e inovação.

Ciente dessa importância a escola reuniu profissionais especialistas dos cursos propostos, para fornecer cursos técnicos de qualidade para a comunidade.

Como escola de desenvolvimento tecnológico, na área de educação realizado nos últimos anos no campo da educação básica, fortalece e amplia o seu programa de cursos, instituindo, em Goiás cursos técnicos de educação profissional.

Os cursos são oferecidos na modalidade semipresencial, utilizando-se da plataforma Moodle ou Material Apostilado, mediado por professores formadores/tutores renomados. Além dos momentos presenciais, serão oferecidos no ambiente virtual: fórum de apresentação, fórum de notícias, slide com conteúdos pertinentes ao curso em questão, links de reportagens direcionadas, sistematização da aprendizagem.

## BOAS VINDAS

Bem-vindo à Escola Técnica! Prezado (a) Cursista, Que bom tê-lo (a) conosco!

Ao ter escolhido estudar na modalidade à distância, por meio de um ambiente virtual de aprendizagem, você optou por uma forma de aprender que requer habilidades e competências específicas por parte dos professores e estudantes. Em nossos cursos à distância, é você quem organiza a forma e o tempo de seus estudos, ou seja, é você o agente da sua aprendizagem. Estudar e aprender a distância exigirá disciplina.

Recomendamos que antes de acessar o espaço virtual de aprendizagem, faça uma leitura cuidadosa de todas as orientações para realização das atividades.

É importante que, ao iniciar o curso, você tenha uma compreensão clara de como será estruturada sua aprendizagem.

Uma orientação importante é que você crie uma conta de e-mail específica para receber informações do curso, seus exercícios corrigidos, comunicados e avisos.

É de responsabilidade do estudante verificar também sua caixa de spam-lixo para ter acesso a todas as informações enviadas.

Desejamos um ótimo curso.

## ORGANIZANDO OS ESTUDOS

O estudo por meio de um ambiente virtual de aprendizagem não é mais difícil e nem mais fácil do que num ambiente presencial. É apenas diferente. O estudo à distância exige muita disciplina. As orientações a seguir irão auxiliá-lo a criar hábitos de estudo.

Elabore um horário semanal, considerando a carga horária do curso. Nesse plano, você deve prever o tempo a ser dedicado:

- Leitura do conteúdo das aulas, incluindo seus links para leituras complementares, sites externos, glossário e referências bibliográficas;
- Realização das atividades ao final de cada semana;
- Participação nos chats;
- Participação nos fóruns de discussão;
- Interação com o professor e/ou com o tutor;
- Interação com seus colegas de curso, por mensagem ou por chat.

Uma vez iniciados os seus estudos, faça o possível para manter um ritmo constante, procurando seguir o plano previamente elaborado. Na educação à distância, é você, que deve gerenciar o seu processo de aprendizagem.

Procure manter uma comunicação constante com seu tutor, com o intuito de tirar dúvidas sobre o conteúdo e/ou curso e trocar informações, experiências e outras questões pertinentes.

Explore ao máximo as ferramentas de comunicação disponíveis (mensageiro, fórum de discussão, chat).

É imprescindível sua participação nas atividades presenciais obrigatórias (aulas), elas são parte obrigatória para finalização do curso.

Módulo I

# QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

## INTRODUÇÃO

A história da química está diretamente ligada ao desenvolvimento do homem, já que abrange todas as transformações da matéria e suas teorias correspondentes. Com frequência, a origem da química se relaciona intimamente com a história dos químicos e segundo a nacionalidade ou tendência política do autor — ressalta em maior ou menor medida os sucessos alcançados num determinado campo ou por uma determinada nação.

De fato, a ciência química surge no século XVII, a partir dos estudos de muitos dos cientistas da época. Considera-se que os princípios básicos da química se recolhem pela primeira vez na obra do cientista britânico Robert Boyle, *The Sceptical Chymist* (1661). A química, como tal, começa a ser explorada um século mais tarde, com os trabalhos do francês Antoine Lavoisier e suas descobertas em relação ao oxigênio, à lei da conservação da massa e à refutação da teoria do flogisto.

### Os primeiros avanços na história da química

O princípio do domínio da química (que para alguns antropólogos coincide com o princípio do homem moderno) é o domínio do fogo. Há indícios de que há mais de 500.000 anos, em tempos do Homo Erectus, algumas tribos conseguiram tal feito. O domínio do fogo não só dava luz e calor na noite, como ajudava o homem na proteção contra os animais selvagens. Também permitia a preparação de comida cozida, a qual continha menos micro-organismos patogênicos e era mais facilmente digerida. Assim, baixava-se a mortalidade e melhoravam as condições gerais de vida. O fogo também permitia conservar melhor a comida, especialmente as carnes e os peixes.

#### A metalurgia

Um dos principais processos de transformação, a metalurgia começou com o descobrimento do cobre. Depois, por experimentação ou como resultado de misturas

acidentais, descobriu-se que suas propriedades mecânicas poderiam ser melhoradas em suas ligas de metais.

Os Hititas foram uns dos primeiros a obter o ferro a partir de seus minerais. Esse processo é muito mais complicado, já que requer temperaturas mais elevadas e, portanto, a construção de fornos especiais. No entanto, o metal obtido era de baixa qualidade, com um elevado conteúdo em carbono, tendo que ser melhorado em diversos processos de purificação e, posteriormente, ser forjado. A humanidade demorou séculos para desenvolver os processos atuais de obtenção do aço (geralmente por oxidação das impurezas insuflando oxigênio ou ar no metal fundido, método conhecido com o nome de “processo de Bessemer”). O seu domínio foi um dos pilares da Revolução Industrial. Outra grande realização nesse sentido foi a obtenção do alumínio. Descoberto no princípio do século XIX, ele era obtido por meio da redução de seus sais com metais alcalinos. Seu preço superou o do ouro. Era tão apreciado que passou a ser matéria-prima de vários talheres presenteados à corte francesa.

## **A cerâmica**

Outro campo de desenvolvimento que acompanhou o homem desde a Antiguidade até o laboratório moderno é a cerâmica. Suas origens datam da pré-história, quando o homem descobriu que os recipientes feitos de argila mudavam suas características mecânicas e incrementavam sua resistência frente a água caso fossem esquentados no fogo. Para controlar melhor o processo, diferentes tipos de fornos foram criados.

Relacionado com o desenvolvimento da cerâmica está o desenvolvimento do vidro a partir do quartzo e do carbonato de sódio ou de potássio. Seu desenvolvimento igualmente começou no Antigo Egito e foi aperfeiçoado pelos romanos.

## **A química como ciência**

O filósofo grego Aristóteles pensava que as substâncias estavam formadas por quatro elementos: terra, vento, água e fogo. Paralelamente, surgia outra teoria na época: o

atomismo, a qual postulava que a matéria estava formada por átomos, partículas indivisíveis que poderiam ser consideradas suas unidades mínimas. Esta tese, proposta pelo filósofo grego Demócrito de Abdera não foi muito popular na cultura ocidental, dado o peso das obras de Aristóteles na Europa. No entanto, tinha seguidores (entre eles Lucrécio) e a ideia ficou presente até o princípio da Idade Moderna.

Entre os séculos III a.C. e XVI d.C., a química estava dominada pela alquimia. O objetivo de investigação mais conhecido da alquimia era a procura da pedra filosofal, um método hipotético capaz de transformar os metais em ouro. Na investigação alquímica desenvolveram-se novos produtos e métodos para a separação de elementos químicos. Deste modo, foram-se assentando os pilares básicos para o desenvolvimento de uma futura química experimental.

A química como é concebida atualmente começou a tomar forma entre os séculos XVI e XVII. Nessa época, começou-se a estudar o comportamento e as propriedades dos gases, se estabelecendo técnicas de medição. Pouco a pouco o conceito de elemento como uma substância elementar que não podia ser descomposta em outra foi ganhando forma.

Por volta do século XVIII a química adquiriu definitivamente as características de uma ciência experimental. Foram criados métodos de medição cuidadosos, os quais permitiram um melhor conhecimento de alguns fenômenos, como o da combustão da matéria. As descobertas de Antoine Lavoisier em relação ao oxigênio foram essenciais, assentando finalmente os pilares fundamentais da química moderna.

## **CONCEITO DE MATÉRIA**

A definição de matéria é dada por uma frase simples e abrangente: trata-se de tudo aquilo que ocupa lugar (o mesmo que volume) no espaço e apresenta peso (produto da massa pela gravidade). Alguns exemplos de matéria: árvore, bactéria, vírus, ser humano, ar, água, mesa, veículo, etc.

Poderíamos citar milhares de exemplos, já que a matéria é bem abrangente. Mas, será que existe algo que não seja matéria? Com certeza, sim, porém, nesse caso, é denominado de energia, como os seguintes exemplos:

- **Luz:** denominada de energia luminosa;
- **Pressão:** denominada de energia pressórica;
- **Som:** denominado de energia sonora;
- **Fogo:** associação das energias térmica e luminosa;
- **Eletricidade:** denominada de energia elétrica;
- **Calor:** denominado de energia térmica;
- **Raio-X:** uma forma de energia eletromagnética.

A energia pode ser definida como uma força capaz de produzir ação e movimento. Assim, é muito simples diferenciar a matéria de energia, já que uma ocupa espaço e possui massa, e a outra, não.

Uma curiosidade importante sobre a matéria é que ela pode ser denominada de duas formas diferentes: corpo e objeto.

**Corpo:** trata-se de uma parte da matéria. Exemplos: fio de lã, caco de vidro, vento, tronco de uma árvore;

**Objeto:** trata-se de uma parte da matéria que apresenta uma utilização específica. Exemplos: camisa, ar comprimido, caneta, cadeira.

### Composição da matéria

De uma forma geral, toda **matéria** é formada por uma unidade estrutural básica, denominada átomo, que apresenta a seguinte composição:

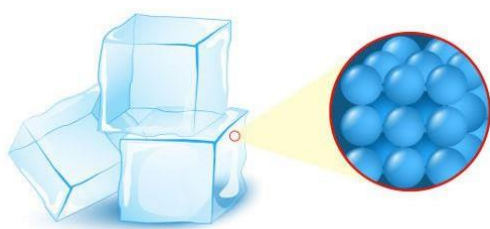
- **Núcleo:** composto por prótons e nêutrons;
- **Prótons:** partículas com carga positiva;
- **Nêutrons:** partículas sem carga;
- **Níveis de energia:** regiões onde estão os subníveis;
- **Subníveis de energia:** regiões onde estão os orbitais;
- **Orbitais:** regiões em que há maior probabilidade de encontrar os elétrons;
- **Elétrons:** partículas com carga negativa.

Quando dois ou mais átomos se combinam, formam as moléculas, as quais podem constituir **substâncias** químicas, assim como átomos isolados.

## Estados físicos da matéria

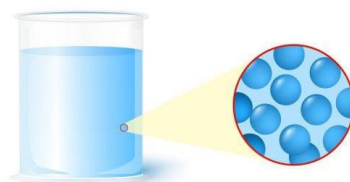
Os estados físicos mais comuns em que podemos encontrar a matéria são:

- **Sólido:** estado em que as partículas (átomos ou moléculas), que formam a matéria, apresentam o maior nível de organização;



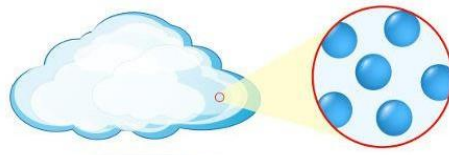
**Figura 1:** Representação da organização das partículas no estado sólido.

- **Líquido:** estado em que as partículas (átomos ou moléculas), que formam a matéria, apresentam um menor nível de organização;



**Figura 2:** Representação da organização das partículas no estado líquido.

- **Gasoso:** estado em que as partículas (átomos ou moléculas), que formam a matéria, não apresentam organização.

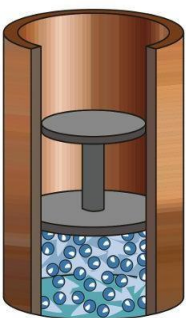


**Figura 3:** Representação da organização das partículas no estado gasoso.

### Propriedades gerais da matéria

Toda e qualquer **matéria**, independentemente dos [elementos químicos](#) que a formam, deve apresentar as propriedades especificadas a seguir:

- **Elasticidade:** propriedade que matéria apresenta no estado sólido quando é submetida a uma força elástica extrema, sem que suas estruturas sejam rompidas. Quando essa força cessa, a matéria volta à sua forma original;
- **Compressibilidade:** quando uma porção de matéria no estado gasoso é submetida a uma compressão, passa a ocupar um volume menor;



**Figura 4:** Material sendo comprimido em um cilindro.

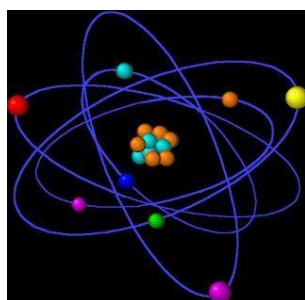
- **Inércia:** quando a matéria está em movimento, a tendência é que permaneça em movimento. Se estiver em repouso, a tendência é que ela permaneça em repouso;
- **Divisibilidade:** a matéria pode ser dividida em porções menores;
- **Impenetrabilidade:** duas matérias não podem ocupar o mesmo espaço ao mesmo tempo

## ESTRUTURA ATÔMICA

A estrutura atômica é composta por três partículas fundamentais: prótons (com carga positiva), nêutrons (partículas neutras) e elétrons (com carga negativa).

Toda matéria é formada de átomo sendo que cada elemento químico possui átomos diferentes.

A eletricidade chega as nossas casas através de fios e da movimentação de partículas negativas que fazem parte dos elétrons, que circulam pelos fios.



**Figura 5:** No núcleo de um átomo estão os prótons e os nêutrons e, girando em torno desse núcleo, estão os elétrons.

Cada núcleo de um determinado elemento químico tem o mesmo número de prótons. Esse número define o número atômico de um elemento e determina sua posição na tabela periódica.

Em alguns casos acontece de um mesmo elemento ter átomos com números diferentes. Esses são chamados de isótopos.

### Prótons

O [próton](#) é uma partícula fundamental na estrutura atômica. Com os nêutrons, forma todos os núcleos atômicos, exceto para o hidrogênio, onde o núcleo é formado de um único próton.

A massa de um átomo é a soma das massas dos prótons e nêutrons. Como a massa do elétron é muito pequena (tem cerca de  $1/1836,15267377$  da massa do próton), ela não é considerada.

A massa do átomo é representada pela letra (A). O que caracteriza um elemento é o número de prótons do átomo, conhecido como número atômico do elemento.

É representado pela letra (Z). O número da massa (A) do átomo é formado pela soma do número atômico (Z) com o número de nêutrons (N), ou seja,  $A = Z + N$ .

## Nêutrons

O [nêutron](#) são partículas neutras que fazem parte da estrutura atômica dos átomos com os prótons. Ele tem massa, mas não tem carga. A massa é muito parecida com a do próton. O nêutron se localiza na porção central do átomo (núcleo).

Para se calcular a quantidade de nêutron que um átomo possui basta fazer a subtração entre o número de massa (A) e o número eletrônico (Z).

## Elétrons

O [elétron](#) é uma partícula subatômica que circunda o núcleo atômico, sendo responsável pela criação de campos magnéticos elétricos.

Um próton na presença de outro próton se repele, o mesmo ocorre com os elétrons, mas entre um próton e um elétron existe uma força de atração. Dessa maneira atribui-se ao próton e ao elétron uma propriedade física denominada carga elétrica.

Os elétrons dos átomos giram em órbitas específicas e de níveis energéticos bem definidos. Sempre que um elétron muda de órbita, um pacote de energia seria emitido ou absorvido.

Termo	Definição
Átomo	Unidade fundamental da matéria, formado pelo núcleo e eletrosfera.

Núcleo	Contém os prótons e os nêutrons.
Próton	Carga elétrica + 1.
Nêutron	Carga elétrica 0.
Elétron	Carga elétrica - 1.
Número atômico (Z)	Número de prótons no núcleo de um átomo.
Número de massa (A)	Soma do número de prótons e nêutrons.
Isótopos	Átomos com mesmo número atômico e diferente número de massa (mesmo elemento químico).
Isóbaros	Átomos com mesmo número de massa e diferem pelo número de prótons e de nêutrons (elementos químicos diferentes).
Isótonos	Átomos com mesmo número de nêutrons e diferente número de prótons (elementos químicos diferentes).

**Figura 6:** Resumo sobre estrutura atômica.

## MODELO ATÔMICO

Os modelos atômicos são os aspectos estruturais dos átomos que foram apresentados por cientistas na tentativa de compreender melhor o átomo e a sua composição.

Em 1808, o cientista inglês John Dalton propôs uma explicação para a propriedade da matéria. Trata-se da primeira teoria atômica que dá as bases para o modelo atômico conhecido atualmente.

A constituição da matéria é motivo de estudos desde a antiguidade. Os pensadores **Leucipo** (500 a.C.) e **Demócrito** (460 a.C.) formularam a ideia de haver um limite para a pequenez das partículas.

Eles afirmavam que elas se tornariam tão pequenas que não poderiam ser divididas. Chamou-se a essa partícula última de átomo. A palavra é derivada dos radicais gregos que, juntos, significam o que não se pode dividir.

## Modelo atômico de Dalton

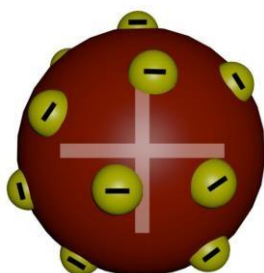


**Figura 7:** Modelo atômico de Dalton.

O Modelo Atômico de Dalton, conhecido como o modelo bola de bilhar, possui os seguintes princípios:

- Todas as substâncias são formadas de pequenas partículas chamadas átomos;
- Os átomos de diferentes elementos têm diferentes propriedades, mas todos os átomos do mesmo elemento são exatamente iguais;
- Os átomos não se alteram quando formam componentes químicos;
- Os átomos são permanentes e indivisíveis, não podendo ser criados nem destruídos;
- As reações químicas correspondem a uma reorganização de átomos.

## Modelo Atômico de Thomson



**Figura 8:** Modelo Atômico de Thomson.

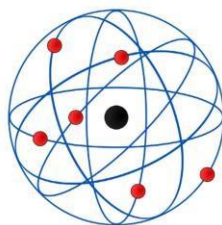
O [Modelo Atômico de Thomson](#) foi o primeiro a realizar a divisibilidade do átomo. Ao pesquisar sobre raios catódicos, o físico inglês propôs esse modelo que ficou conhecido como o modelo pudim de ameixa.

Ele demonstrou que esses raios podiam ser interpretados como sendo um feixe de partículas carregadas de energia elétrica negativa. Em 1887, Thomson sugeriu que os elétrons eram um constituinte universal da matéria. Ele apresentou as primeiras ideias relativas à estrutura interna dos átomos.

Thomson indicava que os átomos deviam ser constituídos de cargas elétricas positivas e negativas distribuídas uniformemente.

Ele descobriu essa mínima partícula e assim estabeleceu a teoria da natureza elétrica da matéria. Concluiu que os elétrons eram constituintes de todos os tipos de matéria, pois observou que a relação carga/massa do elétron era a mesma para qualquer gás empregado em suas experiências. Em 1897, Thomson tornou-se reconhecido como o “**pai do elétron**”.

### *Modelo Atômico de Rutherford*



**Figura 9:** Modelo atômico de Rutherford.

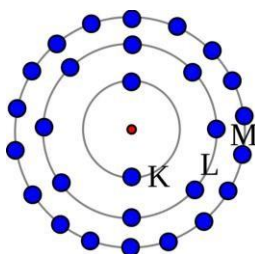
Em 1911, o físico neozelandês Rutherford colocou uma folha de ouro bastante fina dentro de uma câmara metálica. Seu objetivo era analisar a trajetória de partículas alfa a partir do obstáculo criado pela folha de ouro.

Nesse ensaio de Rutherford, observou que algumas partículas ficavam totalmente bloqueadas. Outras partículas não eram afetadas, mas a maioria ultrapassava a folha sofrendo desvios. Segundo ele, esse comportamento podia ser explicado graças às forças de repulsão elétrica entre essas partículas.

Pelas observações, afirmou que o átomo era nucleado e sua parte positiva se concentrava num volume extremamente pequeno, que seria o próprio núcleo.

O Modelo Atômico de Rutherford, conhecido como modelo planetário, corresponde a um sistema planetário em miniatura, no qual os elétrons se movem em órbitas circulares, ao redor do núcleo.

#### *Modelo de Rutherford – Bohr*



**Figura 10:** Modelo Atômico de Rutherford-Bohr.

O modelo apresentado por Rutherford foi aperfeiçoado por Bohr. Por esse motivo, o aspecto da estrutura atômica de Bohr também é chamada de Modelo Atômico de Bohr ou Modelo Atômico de Rutherford-Bohr.

A teoria do físico dinamarquês Niels Bohr estabeleceu as seguintes concepções atômicas:

- Os elétrons que giram ao redor do núcleo não giram ao acaso, mas descrevem órbitas determinadas.
- O átomo é incrivelmente pequeno, mesmo assim a maior parte do átomo é espaço vazio. O diâmetro do núcleo atômico é cerca de cem mil vezes menor que o átomo todo. Os elétrons giram tão depressa que parecem tomar todo o espaço.

- Quando a eletricidade passa através do átomo, o elétron pula para a órbita maior e seguinte, voltando depois à sua órbita usual.
- Quando os elétrons saltam de uma órbita para a outra resulta luz. Bohr conseguiu prever os comprimentos de onda a partir da constituição do átomo e do salto dos elétrons de uma órbita para a outra.

## TABELA PERIÓDICA

A Tabela Periódica é um modelo que agrupa todos os elementos químicos conhecidos e suas propriedades. Eles estão organizados em ordem crescente de números atômicos (número de prótons).

No total, a nova Tabela Periódica possui 118 elementos químicos (92 naturais e 26 artificiais).

Cada quadrado especifica o nome do elemento químico, seu símbolo e seu número atômico.

**GRUPO**

**PERÍODO**

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

1 H hidrogênio (1,008) 2 He hélio (4,0026)

2 3 Li lítio (6,94) 4 Be berílio (9,0122) 5 B boro (10,81) 6 C carbono (12,011) 7 N nitrogênio (14,007) 8 O oxigênio (15,999) 9 F flúor (18,998) 10 Ne neônio (20,180)

3 11 Na sódio (22,990) 12 Mg magnésio (24,305) 13 Al alumínio (26,982) 14 Si silício (28,085) 15 P fósforo (30,974) 16 S enxofre (32,06) 17 Cl cloro (35,45) 18 Ar argônio (39,948)

4 19 K potássio (39,098) 20 Ca cálcio (40,078) 21 Sc escândio (44,956) 22 Ti titânio (47,887) 23 V vanádio (50,942) 24 Cr cromo (51,996) 25 Mn manganês (54,938) 26 Fe ferro (55,845) 27 Co cobalto (58,933) 28 Ni níquel (58,693) 29 Cu cobre (63,546) 30 Zn zinco (65,382) 31 Ga gálio (69,723) 32 Ge germânio (72,630) 33 As arsênio (74,922) 34 Se selênio (78,9718) 35 Br bromo (79,904) 36 Kr criptônio (83,798)

5 37 Rb rubídio (85,468) 38 Sr estrôncio (87,62) 39 Y ítrio (88,906) 40 Zr zircônio (91,224) 41 Nb nióbio (92,906) 42 Mo molibdênio (95,905) 43 Tc tecnécio (98) 44 Ru rútenio (101,07) 45 Rh ródio (102,91) 46 Pd paládio (106,42) 47 Ag prata (107,87) 48 Cd cádmio (112,41) 49 In índio (114,82) 50 Sn estanho (118,71) 51 Sb antimônio (121,76) 52 Te telúrio (127,603) 53 I iodo (126,90) 54 Xe xenônio (131,29)

6 55 Cs céscio (132,9) 56 Ba bário (137,33) 57-71 Lantânídeos 72 Hf háfnio (178,49) 73 Ta tántalo (180,95) 74 W tungstênio (183,84) 75 Re rênio (186,21) 76 Os osmício (190,23) 77 Ir irídio (192,22) 78 Pt platina (195,08) 79 Au ouro (196,97) 80 Hg mercúrio (200,59) 81 Tl tálio (204,38) 82 Pb chumbo (207,2) 83 Bi bismuto (208,98) 84 Po polônio (209) 85 At astato (210) 86 Rn radônio (222)

7 87 Fr frâncio (223) 88 Ra rádio (226) 89-103 Actínídeos 104 Rf rutherfordio (261) 105 Db dubnio (262) 106 Sg seabórgio (263) 107 Bh bóhrio (264) 108 Hs hássio (265) 109 Mt meitnério (266) 110 Ds darmastádio (267) 111 Rg roentgênio (268) 112 Cn copernício (269) 113 Nh nihônio (270) 114 Fl fleróvio (271) 115 Mc moscóvio (272) 116 Lv livermório (273) 117 Ts tenessino (274) 118 Og oganessônio (284)

8 57 La lantânio (138,91) 58 Ce cério (140,12) 59 Pr praseodímio (140,91) 60 Nd neodímio (144,24) 61 Pm promécio (145) 62 Sm samário (150,36) 63 Eu európio (151,96) 64 Gd gadolímio (157,25) 65 Tb térbio (158,93) 66 Dy disprósio (162,50) 67 Ho hólmio (164,93) 68 Er érbio (167,26) 69 Tm túlmio (168,93) 70 Yb íterbio (173,05) 71 Lu lutécio (174,97)

9 89 Ac actínio (227) 90 Th tório (232,04) 91 Pa protactínio (231,04) 92 U urânio (238,03) 93 Np neptúlio (237) 94 Pu plutônio (244) 95 Am amerício (243) 96 Cm curió (247) 97 Bk berquélio (247) 98 Cf califórnio (251) 99 Es eisténio (252) 100 Fm fermió (257) 101 Md meisevério (258) 102 No nobélio (259) 103 Lr lawrêncio (260)

■ Não metais   
 ■ Metais alcalinos   
 ■ Semimetais   
 ■ Outros metais   
 ■ Lantanídeos  
■ Gases nobres   
■ Metais alcalino-terrosos   
■ Halogênios   
■ Metais de transição   
■ Actínídeos

Figura 11: Organização da Tabela Periódica.

Os chamados **Períodos** são as linhas horizontais numeradas, que possuem elementos que apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas, totalizando sete períodos.

- **1º Período:** 2 elementos
- **2º Período:** 8 elementos
- **3º Período:** 8 elementos
- **4º Período:** 18 elementos
- **5º Período:** 18 elementos
- **6º Período:** 32 elementos
- **7º Período:** 32 elementos

Com a organização dos períodos da tabela algumas linhas horizontais se tornariam muito extensas, por isso é comum representar a série dos lantanídeos e a série dos actinídeos a parte dos demais.

As Famílias ou Grupos são as colunas verticais, onde os elementos possuem o mesmo número de elétrons na camada mais externa, ou seja, na camada de valência. Muitos elementos destes grupos estão relacionados de acordo com suas propriedades químicas.

São dezoito Grupos (A e B), sendo que as famílias mais conhecidas são do Grupo A, também chamados de **elementos representativos**:

- **Família 1A:** Metais Alcalinos (lítio, sódio, potássio, rubídio, célio e frâncio).
- **Família 2A:** Metais Alcalino-Terrosos (berílio, magnésio, cálcio, estrôncio, bário e rádio).
- **Família 3A:** Família do Boro (boro, alumínio, gálio, índio, tálio e unúntrio).
- **Família 4A:** Família do Carbono (carbono, silício, germânio, estanho, chumbo e fleróvio).
- **Família 5A:** Família do Nitrogênio (nitrogênio, fósforo, arsênio, antimônio, bismuto e ununpêntio).
- **Família 6A:** Calcogênios (oxigênio, enxofre, selênio, telúrio, polônio, livermório).
- **Família 7A:** Halogênios (flúor, cloro, bromo, iodo, astato e ununséptio).

- **Família 8A:** Gases Nobres (hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio, radônio e ununóctio).
- Os **elementos de transição**, também chamados de metais de transição, representam as 8 famílias do Grupo B:
- **Família 1B:** cobre, prata, ouro e roentgênio.
- **Família 2B:** zinco, cádmio, mercúrio e copernício.
- **Família 3B:** escândio, ítrio e série de lantanídeos (15 elementos) e actinídeos (15 elementos).
- **Família 4B:** titânio, zircônio, háfnio e rutherfordio.
- **Família 5B:** vanádio, nióbio, tântalo e dúbnio.
- **Família 6B:** cromo, molibdênio, tungstênio e seabórgio.
- **Família 7B:** manganês, tecnécio, rênio e bóhrio.
- **Família 8B:** ferro, rutênio, ósmio, hássio, cobalto, ródio, irídio, meitnério, níquel, paládio, platina, darmstádio.

Por determinação da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), os grupos passaram a ser organizados por números de 1 a 18, embora ainda seja comum encontrarmos as famílias sendo descritas por letras e números como mostrado anteriormente.

Uma importante diferença que o novo sistema apresentado pela IUPAC gerou é que a família 8B corresponde aos grupos 8, 9 e 10 na tabela periódica.

### **História da Tabela Periódica**

A finalidade fundamental de se criar uma tabela era facilitar a classificação, a organização e o agrupamento dos elementos conforme suas propriedades.

Até se chegar ao modelo atual, muitos cientistas criaram tabelas que pudessem demonstrar uma forma de organizar os elementos químicos.

A Tabela Periódica mais completa foi elaborada pelo químico russo **Dmitri Mendeleiev** (1834-1907), no ano de 1869 em função da massa atômica dos elementos.



Mendeleiev organizou grupos de elementos de acordo com as propriedades semelhantes e deixou espaços vazios para os elementos que ele acreditava que ainda seriam descobertos.

A Tabela Periódica como a conhecemos atualmente foi organizada por **Henry Moseley**, em 1913, por ordem de número atômico dos elementos químicos, reorganizando a tabela proposta por Mendeleiev.

**William Ramsay** descobriu os elementos neônio, argônio, criptônio e xenônio. Esses elementos com o hélio e o radônio incluíram a família dos gases nobres na Tabela Periódica.

**Glenn Seaborg** descobriu os elementos transurânicos (do número 94 ao 102) e em 1944 propôs a reconfiguração da Tabela Periódica, colocando a série dos actinídeos abaixo da série dos lantanídeos.

Em 2019, a tabela periódica completa 150 anos e foi criada uma resolução das Nações Unidas e da UNESCO para que esse seja o Ano Internacional da Tabela Periódica dos Elementos Químicos como forma de reconhecimento de uma das criações mais influentes e importantes da ciência.

## LIGAÇÕES QUÍMICAS

As ligações químicas correspondem à **união dos átomos para a formação das moléculas**. Em outras palavras, as ligações químicas acontecem quando os átomos reagem entre si. São classificadas em: ligação iônica, ligação covalente, ligação covalente dativa e ligação metálica.

### *Teoria do Octeto*

Na Teoria do Octeto, criada por Gilbert Newton Lewis (1875-1946), químico estadunidense e Walter Kossel (1888-1956), físico alemão, surgiu a partir da observação de alguns gases nobres e algumas características como por exemplo, a estabilidade desses elementos preenchidas por **8 elétrons na Camada de Valência**.

A partir disso, a “Teoria ou Regra do Octeto” postula que um átomo adquire estabilidade quando possui 8 elétrons na camada de valência (camada eletrônica mais externa), ou 2 elétrons quando possui apenas uma camada. Para tanto, o átomo procura sua estabilidade doando ou compartilhando elétrons com outros átomos, donde surgem as ligações químicas.

### **Ligação Iônica**

Também chamada de **ligação eletrovalente**, esse tipo de ligação é realizada entre íons (cátions e ânions), daí o termo “ligação iônica”.

Os íons são átomos que possuem uma carga elétrica por adição ou perda de um ou mais elétrons, portanto um ânion, de carga elétrica negativa, se une com um cátion de carga positiva formando um composto iônico por meio da interação eletrostática existente entre eles.

#### **Exemplo:**

$\text{Na}^+\text{Cl}^- = \text{NaCl}$  (cloreto de sódio ou sal de cozinha)

### **Ligação Covalente**

Também chamada de **ligação molecular**, as [ligações covalentes](#) são ligações em que ocorre o compartilhamento de elétrons para a formação de moléculas estáveis, segundo a Teoria do Octeto; diferentemente das ligações iônicas em que há perda ou ganho de elétrons.

Além disso, os pares eletrônicos é o nome dado aos elétrons cedido por cada um dos núcleos, figurando o compartilhamento dos elétrons das ligações covalentes.

Como exemplo, observe a [molécula](#) de água **H<sub>2</sub>O**: **H - O - H**, formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio em que cada traço corresponde a um par de elétrons compartilhado formando uma molécula neutra, uma vez que não há perda nem ganho de elétrons nesse tipo de ligação.



## **Ligação Covalente Dativa**

Também chamada de **ligação coordenada**, a ligação covalente dativa é semelhante à dativa, porém ela ocorre quando um dos átomos apresenta seu octeto completo, ou seja, oito elétrons na última camada e o outro, para completar sua estabilidade eletrônica necessita adquirir mais dois elétrons.

Representada por uma seta um exemplo desse tipo de ligação é o composto dióxido de enxofre **SO<sub>2</sub>: O = S → O**

Isso ocorre porque é estabelecida uma dupla ligação do enxofre com um dos oxigênios a fim de atingir sua estabilidade eletrônica e, além disso, o enxofre doa um par de seus elétrons para o outro oxigênio para que ele fique com oito elétrons na sua [camada de valência](#).

## **Ligação Metálica**

É a ligação que ocorre entre os metais, elementos considerados eletropositivos e bons condutores térmico e elétrico. Para tanto, alguns metais perdem elétrons da sua última camada chamados de "elétrons livres" formando assim, os cátions.

A partir disso, os elétrons liberados na [ligação metálica](#) formam uma "nuvem eletrônica", também chamada de "mar de elétrons" que produz uma força fazendo com que os átomos do metal permaneçam unidos. Exemplos de metais: Ouro (Au), Cobre (Cu), Prata (Ag), Ferro (Fe), Níquel (Ni), Alumínio (Al), Chumbo (Pb), Zinco (Zn), entre outros.

## **FUNÇÕES INORGÂNICAS**

As funções inorgânicas são os grupos de compostos inorgânicos que apresentam características semelhantes.

Uma classificação fundamental em relação aos compostos químicos é: os compostos orgânicos são aqueles que contêm átomos de carbono, enquanto os **compostos inorgânicos** são formados pelos demais elementos químicos.

Há exceções como, por exemplo, CO, CO<sub>2</sub> e Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, que embora apresentem o carbono na fórmula estrutural, possuem características de substâncias inorgânicas.

As quatro principais funções inorgânicas são: **ácidos, bases, sais e óxidos**. Essas 4 funções principais foram definidas por Arrhenius, químico que identificou íons nos ácidos, nas bases e nos sais.

## Ácidos

Ácidos são compostos covalentes, ou seja, que compartilham elétrons nas suas ligações. Eles têm a capacidade de ionizar em água e formar cargas, liberando o H<sup>+</sup> como único cátion.

### **Classificação dos ácidos**

Os ácidos podem ser classificados de acordo com a quantidade de hidrogênios que são liberados em solução aquosa e ionizam-se, reagindo com a água formando o íon hidrônio.

#### **Número de hidrogênios ionizáveis**

**Monoácidos:** possuem apenas um hidrogênio ionizável. Exemplos: HNO<sub>3</sub>, HCl e HCN

**Diácidos:** possuem dois hidrogênios ionizáveis. Exemplos: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>S e H<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>

**Triácidos:** possuem três hidrogênios ionizáveis. Exemplos: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> e H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

**Tetrácidos:** possuem quatro hidrogênios ionizáveis. Exemplos: H<sub>4</sub>P<sub>7</sub>O<sub>7</sub>



A força de um ácido é medida pelo grau de ionização. Quanto maior o valor de mais forte é o ácido, pois:

### **Grau de ionização**

**Fortes:** possuem grau de ionização superior a 50%.

**Moderados:** possuem grau de ionização entre 5% e 50%.

**Fracos:** possuem grau de ionização inferior a 5%.

Os ácidos podem conter ou não o elemento oxigênio na sua estrutura, sendo assim:

### **Presença de oxigênio**

**Hidrácidos:** não apresentam átomos de oxigênio. Exemplos: HCl, HBr e HCN.

**Oxiácidos:** O elemento oxigênio está presente na estrutura do ácido. Exemplos: HClO, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> e HNO<sub>3</sub>.

### **Nomenclatura dos ácidos**

A fórmula geral de um ácido pode ser descrita como **HxA**, onde A representa o ânion que compõe o ácido e a nomenclatura gerada pode ser:

<b>Terminação do ânion</b>	<b>Terminação do ácido</b>
<b>eto</b> Exemplo: Cloreto (Cl <sup>-</sup> )	<b>ídrico</b> Exemplo: ácido clorídrico (HCl)
<b>ato</b> Exemplo: clorato	<b>ico</b> Exemplo: ácido clórico (HClO <sub>3</sub> )



ito

Exemplo: nitrito

oso

Exemplo: ácido nitroso (HNO<sub>2</sub>)

### Características dos ácidos

As principais características dos ácidos são:

- Têm sabor azedo.
- Conduzem correntes elétricas, pois são soluções eletrolíticas.
- Formam o gás hidrogênio quando reagem com metais, como magnésio e zinco.
- Formam gás carbônico ao reagir com carbonato de cálcio.
- Alteram para uma cor específica os indicadores ácido-base (papel de tornassol azul fica vermelho).

### Principais ácidos

Ácido clorídrico (HCl), ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH), ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) e ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>).

The infographic is divided into five panels, each describing an acid with its chemical formula, a representative image, and its primary uses.

- Ácido clorídrico:** Chemical formula  $H-Cl$ . Image shows a toilet being cleaned. Text: "Utilizado na limpeza, é comercializado impuro como ácido muriático."
- Ácido sulfúrico:** Chemical formula  $H_2SO_4$ . Image shows a fertilizer bag. Text: "Utilizado na indústria de tintas, refino de açúcar e produção de fertilizantes."
- Ácido acético:** Chemical formula  $CH_3COOH$ . Image shows a vinegar bottle. Text: "Utilizado no vinagre em uma porcentagem de 3% a 7%."
- Ácido carbônico:** Chemical formula  $H_2CO_3$ . Image shows a glass of soda. Text: "Utilizado em água gaseificada e refrigerantes."
- Ácido nítrico:** Chemical formula  $HNO_3$ . Image shows a dynamite stick. Text: "Utilizado na fabricação de explosivos e fertilizantes."

Figura 12: aplicações dos ácidos.

Embora o ácido acético seja um ácido da Química Orgânica, é importante conhecer a sua estrutura devido a sua importância.

## Bases

Bases são compostos iônicos formados por cátions, na maioria das vezes de metais, que se dissociam em água liberando o ânion hidróxido ( $\text{OH}^-$ ).

### Classificação das bases

As bases podem ser classificadas de acordo com o número de hidroxilas liberadas em solução.

#### Número de hidroxilas

**Monobases:** possuem apenas uma hidroxila. Exemplos:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  e  $\text{NH}_4\text{OH}$

**Dibases:** possuem duas hidroxilas. Exemplos:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  e  $\text{Mg}(\text{OH})_2$

**Tribases:** possuem três hidroxilas. Exemplos:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  e  $\text{Fe}(\text{OH})_3$

**Tetrabases:** possuem quatro hidroxilas. Exemplos:  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  e  $\text{Pb}(\text{OH})_4$

As bases geralmente são substâncias iônicas e a força de uma base é medida pelo grau de dissociação.

Quanto maior o valor de mais forte é a base, pois:

#### Grau de dissociação



**Fortes:** possuem grau de dissociação praticamente 100%. Exemplos:

- Bases de metais alcalinos, como NaOH e KOH.
- Bases de metais alcalino-terrosos, como Ca(OH)<sub>2</sub> e Ba(OH)<sub>2</sub>.
- Exceções: Be(OH)<sub>2</sub> e Mg(OH)<sub>2</sub>

**Fracos:** possuem grau de dissociação inferior a 5%. Exemplo: NH<sub>4</sub>OH e Zn(OH)<sub>2</sub>.

### Solubilidade em água

**Solúveis:** bases de metais alcalinos e amônio. Exemplos: Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> e NH<sub>4</sub>OH.

**Pouco solúveis:** bases de metais alcalinos terrosos. Exemplos: Ca(OH)<sub>2</sub> e Ba(OH)<sub>2</sub>.

**Praticamente insolúveis:** demais bases. Exemplos: AgOH e Al(OH)<sub>3</sub>.

## Nomenclatura das bases

A fórmula geral de uma base pode ser descrita como, onde B representa o radical positivo que compõe a base e y é a carga que determina o número de hidroxilas.

A nomenclatura para bases com carga fixa é dada por:

### Bases com carga fixa

Metais alcalinos	Hidróxido de lítio	LiOH
Metais alcalinos terrosos	Hidróxido de magnésio	Mg(OH) <sub>2</sub>
Prata	Hidróxido de prata	AgOH
Zinco	Hidróxido de zinco	Zn(OH) <sub>2</sub>
Alumínio	Hidróxido de alumínio	Al(OH) <sub>3</sub>

Quando a base tem carga variável a nomenclatura pode ser de duas formas:



### Bases com carga variável

Cobre	Cu <sup>+</sup>	Hidróxido de cobre I	CuOH
		Hidróxido cuproso	
Cobre	Cu <sup>2+</sup>	Hidróxido de cobre II	Cu(OH) <sub>2</sub>
		Hidróxido cúprico	
Ferro	Fe <sup>2+</sup>	Hidróxido de ferro II	Fe(OH) <sub>2</sub>
		Hidróxido ferroso	
	Fe <sup>3+</sup>	Hidróxido de ferro III	Fe(OH) <sub>3</sub>
		Hidróxido férrico	

### Características das bases

- A maioria das bases são insolúveis em água.
- Conduzem corrente elétrica em solução aquosa.
- São escorregadias.
- Reagem com ácido formando sal e água como produtos.
- Alteram para uma cor específica os indicadores ácido-base (papel de tornassol vermelho fica azul).

### Principais bases

As bases são muito utilizadas em produtos de limpeza e também em processos das indústrias químicas.

Hidróxido de sódio (NaOH), hidróxido de magnésio (Mg(OH)<sub>2</sub>), hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH), hidróxido de alumínio (Al(OH)<sub>3</sub>) e hidróxido de cálcio (Ca(OH)<sub>2</sub>).

<p><b>Hidróxido de sódio</b></p> <p><b>NaOH</b> É utilizado na fabricação de sabão e indústria de corantes.</p> 	<p><b>Hidróxido de magnésio</b></p> <p><b>Mg(OH)<sub>2</sub></b> É utilizado em produtos farmacêuticos, como antiácido e laxante.</p> 	
<p><b>Hidróxido de amônio</b></p> <p><b>NH<sub>4</sub>(OH)</b> É utilizado na fabricação de fertilizantes e como gás de refrigeração.</p> 	<p><b>Hidróxido de alumínio</b></p> <p><b>Al(OH)<sub>3</sub></b> É utilizado em produtos farmacêuticos, como antiácido.</p> 	<p><b>Hidróxido de cálcio</b></p> <p><b>Ca(OH)<sub>2</sub></b> É utilizado na preparação de argamassa.</p> 

Figura 13: aplicação das bases.

## Sais

Sais são compostos iônicos que apresentam, no mínimo, um cátion diferente de  $H^+$  e um ânion diferente de  $OH^-$ .

Um sal pode ser obtido em uma reação de neutralização, que é a reação entre um ácido e uma base.

A reação do ácido clorídrico com hidróxido de sódio produz cloreto de sódio e água. O sal formado é composto pelo ânion do ácido ( $Cl^-$ ) e pelo cátion da base ( $Na^+$ ).

### Classificação dos sais

A seguir, temos as principais famílias de sais que podem ser classificadas de acordo com a solubilidade em água e alteração do pH da solução da seguinte forma:

#### Solubilidade em água dos sais mais comuns

	Nitratos	
	Cloratos	Exceções: Acetato de prata.
	Acetatos	
	Cloretos	
<b>Solúveis</b>	Brometos	
	Iodetos	
	Sulfatos	
	Sulfetos	Exceções: Sulfetos de metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio.
<b>Insolúveis</b>	Carbonatos	Exceções:
	Fosfatos	Os de metais alcalinos e amônio.
<b>pH</b>		
	Quando são dissolvidos em água não alteram o pH. Exemplo: NaCl.	
<b>Sais neutros</b>		



Quando são dissolvidos em água fazem o pH da solução ficar menor que 7.

**Sais ácidos** Exemplo:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Quando são dissolvidos em água fazem o pH da solução ficar maior que 7.

**Sais básicos** Exemplo:  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

Além das famílias de sais que vimos anteriormente, existem outros tipos de sais, conforme a tabela a seguir.

Outros tipos de sais	
<b>Hidrogeno-sais</b>	Exemplo: $\text{NaHCO}_3$
<b>Hidroxi-sais</b>	Exemplo: $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
<b>Sais duplos</b>	Exemplo: $\text{KNaSO}_4$

**Sais hidratados** Exemplo:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

**Sais complexos** Exemplo:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

### ***Nomenclatura dos sais***

De maneira geral, a nomenclatura de um sal segue a seguinte ordem:

Nome do ânion	Nome de cátion	Nome do sal
$\text{Cl}^-$ Cloreto	$\text{Fe}^{3+}$ Ferro III	$\text{FeCl}_3$ Cloreto de ferro III



	Na <sup>+</sup> Sódio	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Sulfato		Sulfato de sódio
	K <sup>+</sup>	KNO <sub>2</sub>
Nitrito	Potássio	Nitrito de potássio
Br Brometo		CaBr <sub>2</sub>
	Ca <sup>2+</sup>	Brometo de cálcio
	Cálcio	

### ***Características dos sais***

- São compostos iônicos.
- São sólidos e cristalinos.
- Sofrem ebulição em temperaturas altas.
- Conduzem corrente elétrica em solução.
- Têm sabor salgado.

### ***Principais sais***

Nitrato de potássio (KNO<sub>3</sub>), hipoclorito de sódio (NaClO), fluoreto de sódio (NaF), carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) e sulfato de cálcio (CaSO<sub>4</sub>).


<p><b>Nitrato de potássio</b></p> <p><math>\text{KNO}_3</math> É utilizado como conservante na fabricação de alimentos embutidos.</p> 	<p><b>Hipoclorito de sódio</b></p> <p><math>\text{NaClO}</math> É utilizado no branqueamento de produtos têxteis e na indústria de papel.</p> 	
<p><b>Fluoreto de sódio</b></p> <p><math>\text{NaF}</math> É utilizado na fabricação de enxaguante bucal, pois inibe a perda de minerais dos dentes.</p> 	<p><b>Carbonato de cálcio</b></p> <p><math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> É utilizado na fabricação de detergentes.</p> 	<p><b>Sulfato de cálcio</b></p> <p><math>\text{CaSO}_4</math> É utilizado na fabricação de giz escolar.</p> 

Figura 14: aplicação dos sais.

## Óxidos

Óxidos são compostos binários (iônicos ou moleculares), que têm dois elementos.

Possuem oxigênio na sua composição, sendo ele o seu elemento mais eletronegativo.

A fórmula geral de um óxido é, onde C é o cátion e sua carga y se transforma em índice no óxido formando o composto:

### **Classificação dos óxidos**

### De acordo com as ligações químicas

**Iônicos** Combinação do oxigênio com metais.  
Exemplo: ZnO.

**Moleculares** Combinação do oxigênio com elementos não metálicos. Exemplo: SO<sub>2</sub>.

### De acordo com as propriedades

**Básicos** Em solução aquosa alteram o pH para maior que 7.  
Exemplo: Li<sub>2</sub>O (e demais metais alcalinos e alcalinos terrosos).

**Ácidos** Em solução aquosa reagem com a água e formam ácidos. Exemplos: CO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub> e NO<sub>2</sub>.

**Neutros** Alguns óxidos que não reagem com a água.  
Exemplo: CO.

**Peróxidos** Em solução aquosa reagem com a água ou ácidos diluídos e formam água oxigenada H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

Exemplo: Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

**Anfóteros** Podem se comportar como ácidos ou bases. Exemplo: ZnO.

### Nomenclatura dos óxidos

De maneira geral, a nomenclatura de um óxido segue a seguinte ordem:

#### Nome de acordo com tipo de óxido

Exemplos de óxidos com carga fixa: CaO - Óxido de cálcio

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - Óxido de alumínio

Óxidos iônicos	Exemplos de óxidos com carga variável: FeO - Óxido de ferro II Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> - Óxido de ferro III
Óxidos moleculares	Exemplos: CO - Monóxido de carbono N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> - Pentóxido de dinitrogênio

### **Características dos óxidos**

- São substâncias binárias.
- São formados pela ligação do oxigênio com outros elementos, exceto o flúor.
- Óxidos metálicos, ao reagir com ácidos, formam sal e água.
- Óxidos não metálicos, ao reagir com bases, formam sal e água.

### **Principais óxidos**

Óxido de cálcio (CaO), óxido de manganês (MnO<sub>2</sub>), óxido de estanho (SnO<sub>2</sub>), óxido de ferro III (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) e óxido de alumínio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).





Figura 15: aplicação dos óxidos.

## SOLUÇÕES QUÍMICAS

As soluções químicas são misturas homogêneas formadas por duas ou mais substâncias. Os componentes de uma solução são denominados de soluto e solvente:

- **Soluto:** representa a substância dissolvida.
- **Solvente:** é a substância que dissolve.

Geralmente, o soluto de uma solução está presente em menor quantidade que o solvente.

Um exemplo de solução é a mistura de água e açúcar, tendo a água como solvente e o açúcar como soluto.

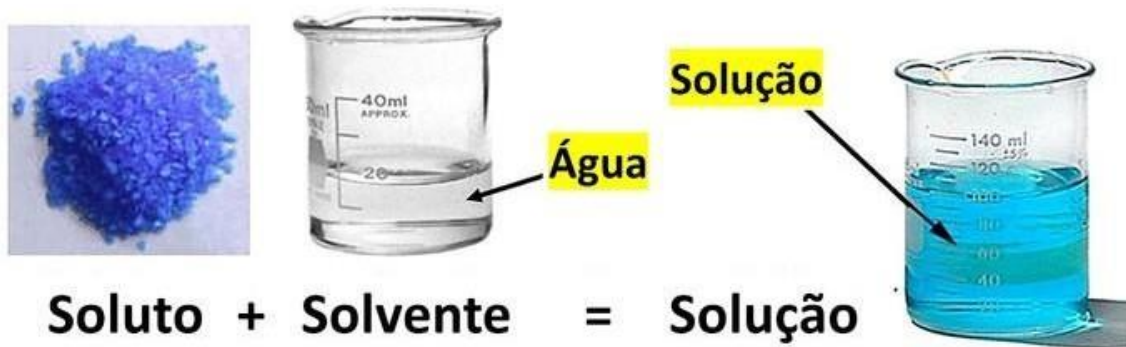
A água é considerada o solvente universal, devido ao fato de dissolver uma grande quantidade de substâncias.



**Figura 16:** As soluções químicas estão presentes em nosso cotidiano.

## Classificação das soluções

Como vimos, uma solução consiste de duas partes: o soluto e o solvente.



**Figura 17:** Formação de uma solução.

Porém, esses dois componentes podem apresentar diferentes quantidades e características. Como resultado, existem diversos tipos de soluções e cada uma delas baseia-se em uma determinada condição.

### **Quantidade de soluto**

De acordo com a quantidade de soluto que possuem, as soluções químicas podem ser:

- **Soluções saturadas:** solução com a quantidade máxima de soluto totalmente dissolvido pelo solvente. Se mais soluto for acrescentado, o excesso acumula-se formando um corpo de fundo.
- **Soluções insaturadas:** também chamada de não saturada, esse tipo de solução contém menor quantidade de soluto.
- **Soluções supersaturadas:** são soluções instáveis, nas quais a quantidade de soluto excede a capacidade de solubilidade do solvente.

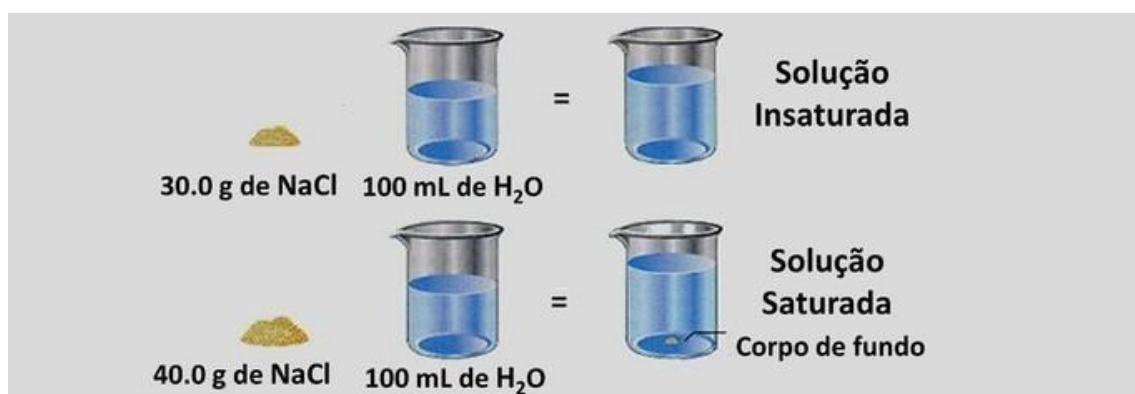


Figura 18: Exemplo de soluções saturada e insaturada

### **Estado físico**

As soluções também podem ser classificadas de acordo com o seu estado físico:

- **Soluções sólidas:** formadas por solutos e solventes em estado sólido. Por exemplo, a união de cobre e níquel, que forma uma liga metálica.
- **Soluções líquidas:** formadas por solventes em estado líquido e solutos que podem estar em estado sólido, líquido ou gasoso. Por exemplo, o sal dissolvido em água.
- **Soluções gasosas:** formadas por solutos e solventes em estado gasoso. Por exemplo, o ar atmosférico.

### **Natureza do soluto**

Além disso, segundo a natureza do soluto, as soluções químicas são classificadas em:

- **Soluções moleculares:** quando as partículas dispersas na solução são moléculas, por exemplo, o açúcar (molécula  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).
- **Soluções iônicas:** quando as partículas dispersas na solução são íons, por exemplo, o sal comum cloreto de sódio (NaCl), formado pelos íons  $Na^+$  e  $Cl^-$ .

### *Coeficiente de solubilidade*

Solubilidade é a propriedade física das substâncias de se dissolverem, ou não, em um determinado solvente.

O coeficiente de solubilidade representa a capacidade máxima do soluto de se dissolver em uma determinada quantidade de solvente. Isso conforme as condições de temperatura e pressão.

Conforme a solubilidade, as soluções podem ser:

- **Soluções diluídas:** a quantidade de soluto é menor em relação ao solvente.
- **Soluções concentradas:** a quantidade de soluto é maior que a de solvente.

Quando temos uma solução concentrada, podemos notar que o soluto não se dissolve completamente no solvente, o que leva a presença de um corpo de fundo.

Para calcular o [coeficiente de solubilidade](#) é utilizada a seguinte fórmula:

$$C_s = 100 \cdot \frac{m_1}{m_2}$$

Onde:

- **C<sub>s</sub>:** coeficiente de solubilidade
- **m<sub>1</sub>:** massa do soluto
- **m<sub>2</sub>:** massa do solvente



## Concentração das soluções

O conceito de concentração (C) está intimamente relacionado com a quantidade de soluto e de solvente presente em uma solução química.

Sendo assim, a [concentração](#) da solução indica a quantidade, em gramas, de soluto existente em um litro de solução.

Para se calcular a concentração utiliza-se a seguinte fórmula:

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

Onde:

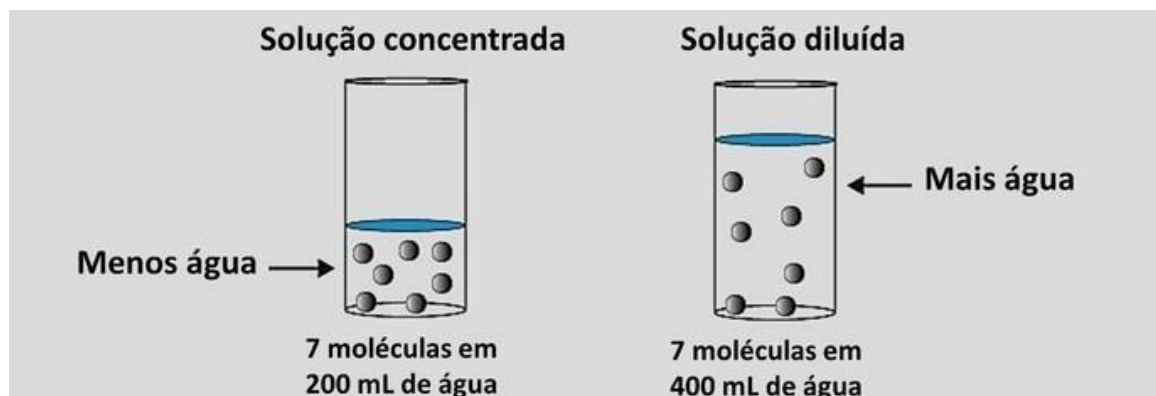
- **C**: concentração
- **m**: massa do soluto
- **V**: volume da solução

No Sistema Internacional (SI), a concentração é dada em gramas por litro (g/L), a massa em gramas (g) e o volume em litros (L).

## Diluição das soluções

A diluição de soluções corresponde à adição mais solvente em uma solução.

Como resultado, passamos de uma solução mais concentrada para uma solução mais diluída.



## Figura 19: Diferença entre solução concentrada e solução diluída

É importante ressaltar que a mudança ocorre no volume da solução e não na massa do soluto.

Podemos concluir então que quando há o aumento do volume, a concentração diminui. Em outras palavras, o volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais.

## MISTURAS E MÉTODOS DE SEPARAÇÃO

**Separação de misturas** é o processo utilizado para separar duas ou mais substâncias diferentes.

Lembre-se que mistura é a combinação de duas ou mais substâncias, e ela pode ser homogênea ou heterogênea.

A necessidade de separar essas substâncias surge por diversos motivos. São exemplos, a separação da água para obter sal, a separação de poluentes no tratamento da água e a própria separação de lixo.

### Processos de separação de misturas

O processo de separação pode ocorrer de várias formas e o método a ser utilizado depende dos seguintes aspectos:

- Tipo de mistura: homogênea ou heterogênea;
- Natureza dos elementos químicos que formam as misturas;
- Densidade, temperatura e solubilidade dos elementos

## ***Separação de misturas homogêneas***

As misturas homogêneas são aquelas que têm apenas uma fase. Os principais processos de separação dessas misturas são:

### ***Destilação simples***

A destilação simples é a separação entre substâncias sólidas de substâncias líquidas através de seus pontos de ebulição.

Exemplo: a água com sal submetidos à temperatura de ebulição que evapora sobrando apenas o sal.

### ***Destilação fracionada***

A destilação fracionada é a separação entre substâncias líquidas através da ebulição. Para que esse processo seja possível, os líquidos são separados por partes até que obtenha o líquido que tem o maior ponto de ebulição.

Exemplo: separar água de acetona.

### ***Vaporização***

A vaporização, também conhecida por evaporação, consiste em aquecer a mistura até o líquido evaporar, separando-se do soluto na forma sólida. Nesse caso, o componente líquido é perdido.

Exemplo: processo para obtenção de sal marinho.





**Figura 20:** Vaporização - a água evapora e sobra o sal.

### *Liquefação fracionada*

A liquefação fracionada é realizada através de equipamento específico, no qual a mistura é resfriada até os gases tornarem-se líquidos. Após isso, passam pela destilação fracionada e são separados conforme os seus pontos de ebulição.

#### *Exemplo:*

Separação dos componentes do ar atmosférico.

### ***Separação de misturas heterogêneas***

As misturas heterogêneas são aquelas que têm duas fases. Os principais processos de separação são:

#### *Centrifugação*

A [centrifugação](#) ocorre através da força centrífuga, a qual separa o que é mais denso do que é menos denso.

*Exemplo:*

Centrifugação no processo de lavagem de roupas, a qual separa a água das peças de vestuário.

*Filtração*

A [filtração](#) é a separação entre substâncias sólidas insolúveis e líquidas.

*Exemplo:*

Fazer café utilizando coador. Para obter a bebida, ela é coada separando o pó do líquido.

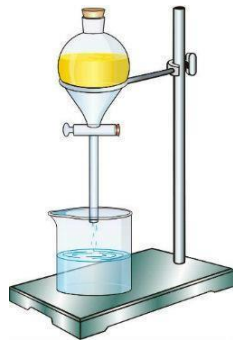
*Decantação*

A [decantação](#) é a separação entre substâncias que apresentam densidades diferentes. Ela pode ser realizar entre líquido-sólido e líquido-líquido. No caso, o sólido deve ser mais denso que o líquido. O sólido ficará depositado no fundo do recipiente. Para esse processo, é utilizado o funil de decantação.

*Exemplo:*

Separação de água e areia ou separar água de um líquido menos denso, como o óleo.





**Figura 21:** Processo de decantação entre líquidos.

### *Dissolução fracionada*

A [dissolução fracionada](#) é usada para separação de substâncias sólidas ou sólidas e líquidas. Ela é utilizada quando há na mistura alguma substância solúvel em solventes, como a água.

Após o método de dissolução, a mistura deve passar por outro método de separação, como a filtração ou destilação.

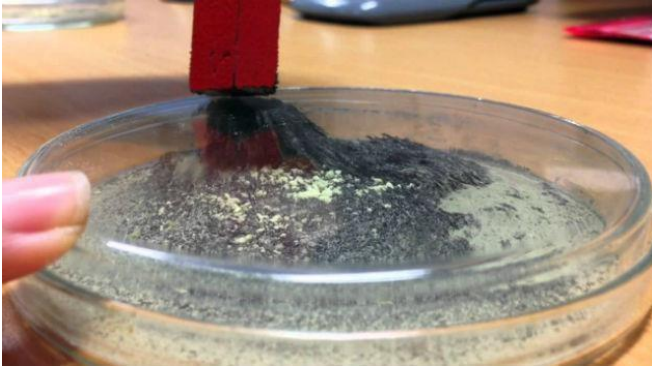
Exemplo: separação de areia e sal (NaCl).

### *Separação magnética*

A separação magnética é a separação de metal de outras substâncias mediante o uso de ímã.

*Exemplo:*

Separar limalha de ferro (metal) de enxofre em pó ou areia.



**Figura 22:** Separação magnética

### *Ventilação*

A ventilação é a separação de substâncias com densidades diferentes. Exemplo: soprar sobre uma taça com arroz para afastar as cascas que vêm misturadas antes de prepará-lo.

### *Levigação*

A levigaç o   a separa o entre substâncias sólidas.   o processo utilizado pelos garimpeiros e que   possível graças   densidade diferente das substâncias.

### *Exemplo:*

O ouro separa da areia na água porque o metal   mais denso do que a areia.



**Figura 23:** A leviga o   utilizada para extra o do ouro.

## *Peneiração ou Tamisação*

A peneiração é a separação entre substâncias através de uma peneira.

### *Exemplo:*

Peneirar o açúcar para separar grãos maiores para fazer um bolo apenas com o açúcar mais fino.

## *Flotação*

A [flotação](#) é a separação de substâncias sólidas e substâncias líquidas, o que é feito através da adição de substâncias na água que propiciam a formação de bolhas. As bolhas formam, então, uma espuma, separando as substâncias.

### *Exemplo:*

Tratamento de água.

## *Floculação*

A floculação consiste na adição de substâncias coagulantes, como o sulfato de alumínio ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ), adicionado a água com o óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ). A reação entre essas duas substâncias origina o hidróxido de alumínio ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ).

As partículas pequenas em suspensão na água se agregam e unem-se ao hidróxido de alumínio, formando flóculos/flocos maiores, o que permite a decantação.

Esse processo é uma das etapas do [tratamento da água](#). Ele é extremamente importante pois partículas muito pequenas não se sedimentam e ficam em suspensão na água, o que dificulta a retirada.



## Catação

A catção é o método mais simples para separação de misturas. É realizado de forma manual, separando partes sólidas.

*Exemplo:*

Separação dos materiais do lixo ou separação de sujeiras de grãos.

## ESTEQUIOMETRIA QUÍMICA

A estequiometria é a forma de calcular as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química. Ela compreende cálculos matemáticos simples para conhecer a proporção correta de substâncias a serem usadas.

Os princípios da estequiometria se baseiam nas Leis Ponderais, relacionadas com as massas dos elementos químicos dentro das reações químicas. Elas incluem:

- **Lei de Lavoisier:** Também chamada de “Lei de Conservação das Massas”. Baseia-se no seguinte princípio: “A soma das massas das substâncias reagentes em um recipiente fechado é igual à soma das massas dos produtos da reação”.
- **Lei de Proust:** Também chamada de “Lei das Proporções Constantes”. Ela baseia-se em “Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa”.

Assim, átomos não são criados ou destruídos em uma reação química. Logo, a quantidade de átomos de determinado elemento químico deve ser a mesma nos reagentes e nos produtos.

## Como fazer cálculos estequiométricos



Existem várias formas de se resolver problemas com [cálculos estequiométricos](#). Vamos seguir alguns passos para a sua resolução:

- **Passo 1:** Escreva a equação química com as substâncias envolvidas;
- **Passo 2:** Faça o [balanceamento da equação química](#). Para isso, é preciso ajustar os coeficientes para que reagentes e produtos contendo a mesma quantidade de átomos, segundo as [Leis Ponderais](#) ([Lei de Proust](#) e [Lei de Lavoisier](#));
- **Passo 3:** Escreva os valores das substâncias, seguindo os dados do problema e identificando o que se pede;
- **Passo 4:** Estabeleça a relação existente entre os números de moles, massa, volume. De acordo com os valores a seguir:

1 MOL  
corresponde a

$6,02 \times 10^{23}$  moléculas  
(segundo a Constante de Avogadro)

Massa Molar (gramas)

Volume = 22,4L (CNTP)

- **Passo 5:** Faça uma [regra de três](#) simples para calcular os valores que são pedidos na questão ou problema.

**Exemplo:**

1. Quantos moles do gás hidrogênio são necessários para a formação de amônia (NH<sub>3</sub>), sabendo que a quantidade do gás nitrogênio é de 4 moles?

**Passo 1:** N<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> = NH<sub>3</sub>



**Passo 2:** na equação as quantidades de átomos não estão equilibradas. Há 2 átomos de nitrogênio e 2 de hidrogênio nos reagentes, enquanto que no produto há 1 átomo de N e 3 de hidrogênio.

Começando pelo nitrogênio, acertamos o coeficiente no produto:  $N_2 + H_2 = 2 NH_3$  O nitrogênio ficou equilibrado nos dois lados, mas o hidrogênio não.

$N_2 + 3 H_2 = 2NH_3$ . Agora sim!

**Passo 3:** Valor dado pelo exercício: **4 moles de  $N_2$**

Valor pedido pelo exercício: **quantos moles de  $H_2$** ? Escrevemos: **x moles de  $H_2$**

**Passo 4:** Estabelecer as relações correspondentes quando necessário. Nesse exemplo não há necessidade, porque é de mol com mol.

Na reação equilibrada acima, observa-se que a relação é de **1 mol de  $N_2$**  que reage com **3 moles de  $H_2$** .

**Passo 5:** Fazer a regra de três.

Atenção! Coloque sempre os valores de uma substância sobre ela mesma ao montar a regra de três, quer dizer, no exemplo, nitrogênio sobre nitrogênio e hidrogênio sobre hidrogênio, como se vê abaixo:

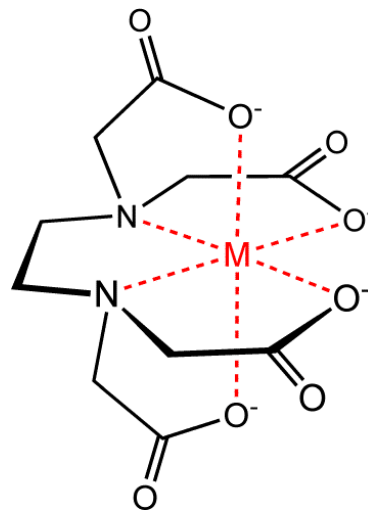
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } N_2 \quad \text{---} \quad 3 \text{ moles de } H_2 \\ 4 \text{ moles de } N_2 \quad \text{---} \quad x \text{ moles de } H_2 \\ x \text{ moles de } H_2 = \frac{3 \text{ moles de } H_2 \cdot 4 \text{ moles de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2} \\ x \text{ moles de } H_2 = 12 \text{ moles de } H_2 \end{array}$$

## COMPOSTOS DE COORDENAÇÃO



Compostos de coordenação são moléculas formadas por um ou vários ácidos de Lewis, que fazem ligação com uma ou várias bases de Lewis. Esses compostos são muitas vezes também denominados de complexos. Antes de falarmos mais sobre esses compostos, vale lembrar rapidamente o que são ácidos e bases de Lewis. Ácidos de Lewis são espécies químicas que ao formarem ligação funcionam como receptoras de par de elétrons. Já as bases de Lewis, atuam como doadoras de elétrons durante a ligação.

A primeira teoria sobre esses compostos foi publicada em 1893, por Alfred Werner, que a partir de então forneceu as bases para toda a química de coordenação moderna. Nos compostos de coordenação temos um átomo central de metal ou íon metálico atuando como ácido de Lewis, rodeado por íons ou moléculas, chamados de ligantes, que são bases de Lewis. Os compostos de coordenação podem ser eletricamente neutro, como é o caso do  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ , ou apresentar carga como por exemplo,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ . Os ligantes podem ser neutros (moléculas) ou íons e a ligação que se estabelece entre eles e o átomo central é chamada de coordenada ou ligação covalente. Alguns exemplos de complexos formados por ligante neutro, são os com amônia ( $\text{NH}_3$ ) como o  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  ou com monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ), como o  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ . Outros tipos de ligantes neutros são monóxido de nitrogênio ( $\text{NO}$ ), nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e hidrogênio ( $\text{H}_2$ ). Entre os compostos formados por ligantes iônicos temos uma divisão entre aniônicos, entre eles o  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  e  $\text{CN}^-$ , e o oxianions,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$ . Os ligantes tem pelo menos 1 par de elétrons livres que permite a ele se coordenar ao metal para formar os complexos. Com base nisso eles podem ser divididos classificados em monodentados, bidentados, tri, e assim por diante. Um dos ligantes mais famosos é o EDTA, que é um hexadentado, ou seja, ele se coordenada ao metal através de seis ligações. A figura abaixo ilustra bem isso, onde uma única molécula de EDTA se liga através de seis pontos diferentes ao metal.



**Figura 24:** Pontos de ligação da molécula de EDTA a um metal.

O número de pontos aos quais o ligante se liga ao metal é chamado de número de coordenação, no caso de um complexo formado entre Ca e EDTA, cuja fórmula é  $\text{CaEDTA}$ , por exemplo, o número de coordenação é 6. No caso de uma molécula formada entre ferro e o ligante  $\text{CN}^-$ , cuja fórmula é  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ , o número de coordenação também é 6, porém nesse caso temos 6 ligantes, que são monodentados, então cada um se liga através de um ponto ao metal central. É preciso ter atenção ao olhar a fórmula de complexo e não julgar o número de coordenação de acordo com o número de ligantes, porém é sempre importante ter em mente através de quantos pontos o ligante se coordena ao metal. Vejamos por exemplo o caso do complexo formado entre Ca e o íon oxalato  $(\text{C}_2\text{O}_4)^{2-}$ , cuja fórmula do complexo fica é  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ , embora tenha apenas um ligante, o número de coordenação é 2, já que este íon se liga através de 2 pontos ao metal.

## REFERÊNCIAS

RUSSELL, John B. Química geral: volumes 1 e 2. São Paulo: Pearson Makron Books, 2005.

BARROS, H. L. C. Química Inorgânica: uma introdução. Belo Horizonte: UFMG Editora, 2001.

KOTZ, J. C. et al. Química Geral e Reações Químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

<https://www.todamateria.com.br/> - Acessado em 08/07/2025

<https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/> - Acessado em 08/05/2025

## QUESTÕES

**1. Qual foi a primeira substância usada pelo homem na metalurgia?**

- A) Ferro
- B) Alumínio
- C) Ouro
- D) Cobre

**Gabarito: D**

**2. Quem é considerado o "pai do elétron"?**

- A) Dalton
- B) Bohr
- C) Rutherford
- D) Thomson

**Gabarito: D**

**3. O que diferencia uma substância de um objeto, segundo o material?**

- A) O objeto tem volume
- B) O objeto tem massa
- C) O objeto possui uma função específica
- D) O objeto é composto por átomos

**Gabarito: C**

**4. Qual modelo atômico compara o átomo a um "sistema planetário"?**

- A) Thomson
- B) Bohr
- C) Rutherford
- D) Dalton

**Gabarito: C**

**5. O que é um isótopo?**

- A) Átomos com mesmo número de massa
- B) Átomos com igual número de nêutrons

- C) Átomos com o mesmo número atômico e diferentes massas
- D) Átomos com o mesmo número de massa e prótons

**Gabarito: C**

**6. Qual é a principal função da tabela periódica?**

- A) Separar os elementos naturais dos sintéticos
- B) Determinar a reatividade dos átomos
- C) Agrupar os elementos conforme suas propriedades
- D) Indicar a temperatura de fusão dos elementos

**Gabarito: C**

**7. Qual propriedade da matéria impede que dois corpos ocupem o mesmo lugar ao mesmo tempo?**

- A) Inércia
- B) Elasticidade
- C) Impenetrabilidade
- D) Compressibilidade

**Gabarito: C**

**8. Qual elemento é um metal alcalino-terroso?**

- A) Potássio
- B) Cálcio
- C) Cloro
- D) Fósforo

**Gabarito: B**

**9. A ligação entre dois átomos com compartilhamento de elétrons é:**

- A) Iônica
- B) Metálica
- C) Covalente
- D) Eletrolítica

**Gabarito: C**

**10. O que define o número atômico de um elemento?**



- A) Número de elétrons
- B) Número de nêutrons
- C) Número de prótons
- D) Soma de prótons e nêutrons

**Gabarito: C**

**11. Qual é a carga elétrica do nêutron?**

- A) +1
- B) -1
- C) 0
- D) Variável

**Gabarito: C**

**12. O modelo de Dalton descrevia o átomo como:**

- A) Um pudim de ameixa
- B) Um sistema solar em miniatura
- C) Uma esfera maciça e indivisível
- D) Uma nuvem eletrônica

**Gabarito: C**

**13. O que define a massa de um átomo?**

- A) A soma dos elétrons e prótons
- B) A quantidade de elétrons
- C) A soma de prótons e nêutrons
- D) O número de camadas eletrônicas

**Gabarito: C**

**14. Os metais conduzem eletricidade devido à presença de:**

- A) Elétrons fixos
- B) Cátions livres
- C) Nêutrons móveis
- D) Elétrons livres

**Gabarito: D**

**15. Qual é a fórmula química da água?**

- A) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
- B) HO
- C) H<sub>2</sub>O
- D) OH<sub>2</sub>

**Gabarito: C**

**16. Qual das opções a seguir é um exemplo de ligação iônica?**

- A) H<sub>2</sub>O
- B) Cl<sub>2</sub>
- C) NaCl
- D) O<sub>2</sub>

**Gabarito: C**

**17. O que é uma substância pura?**

- A) Mistura de dois elementos
- B) Um composto ou elemento com composição definida
- C) Material sem átomos
- D) Mistura de compostos

**Gabarito: B**

**18. Em que grupo da tabela periódica estão os gases nobres?**

- A) 1A
- B) 2A
- C) 7A
- D) 8A

**Gabarito: D**

**19. A separação de água e sal por evaporação é chamada de:**

- A) Decantação
- B) Filtração
- C) Vaporização
- D) Peneiração

**Gabarito: C**



**20. O elemento com número atômico 1 é:**

- A) Oxigênio
- B) Carbono
- C) Hidrogênio
- D) Nitrogênio

**Gabarito: C**

**21. Quais partículas orbitam o núcleo do átomo?**

- A) Prótons
- B) Nêutrons
- C) Elétrons
- D) Isótopos

**Gabarito: C**

**22. Qual propriedade da matéria está associada à capacidade de voltar à forma original após deformação?**

- A) Dureza
- B) Elasticidade
- C) Inércia
- D) Maleabilidade

**Gabarito: B**

**23. O número de massa (A) é igual a:**

- A)  $Z + N$
- B)  $N - Z$
- C)  $Z - N$
- D)  $Z \times N$

**Gabarito: A**

**24. A ligação química entre metais é chamada:**

- A) Iônica
- B) Covalente
- C) Dativa

D) Metálica

**Gabarito: D**

**25. A água é chamada de:**

A) Soluto universal

B) Solvente universal

C) Ácido universal

D) Base universal

**Gabarito: B**

**26. Qual processo separa líquidos com diferentes pontos de ebulição?**

A) Decantação

B) Filtração

C) Destilação fracionada

D) Catação

**Gabarito: C**

**27. A fórmula do ácido sulfúrico é:**

A)  $\text{H}_2\text{SO}_3$

B)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

C)  $\text{H}_2\text{S}$

D)  $\text{H}_2\text{CO}_3$

**Gabarito: B**

**28. Os sais são formados pela reação entre:**

A) Ácido e sal

B) Base e água

C) Ácido e base

D) Sal e sal

**Gabarito: C**

**29. Qual óxido é ácido?**

A)  $\text{CaO}$

B)  $\text{Na}_2\text{O}$

C)  $\text{SO}_3$

D)  $\text{ZnO}$

**Gabarito: C**

**30. Qual das substâncias abaixo é um peróxido?**

A)  $\text{CO}_2$

B)  $\text{H}_2\text{O}$

C)  $\text{Na}_2\text{O}_2$

D)  $\text{SO}_2$

**Gabarito: C**

**31. O que define um composto inorgânico?**

A) Sempre contém carbono

B) É formado por hidrogênio e carbono

C) Não possui carbono (com exceções)

D) Apresenta cadeias aromáticas

**Gabarito: C**

**32. Bases liberam em solução aquosa:**

A)  $\text{H}^+$

B)  $\text{Cl}^-$

C)  $\text{OH}^-$

D)  $\text{Na}^+$

**Gabarito: C**

**33. O sal de cozinha é quimicamente:**

A)  $\text{Cl}_2$

B)  $\text{HCl}$

C)  $\text{NaCl}$

D)  $\text{CaCl}_2$

**Gabarito: C**

**34. O número de períodos da Tabela Periódica é:**

A) 10

B) 7

C) 18

D) 12

**Gabarito: B**

**35. A propriedade de manter o estado de movimento ou repouso é:**

A) Elasticidade

B) Inércia

C) Compressibilidade

D) Densidade

**Gabarito: B**

**36. Qual elemento pertence à família dos halogênios?**

A) Neônio

B) Potássio

C) Flúor

D) Cálcio

**Gabarito: C**

**37. A equação  $A = Z + N$  se refere a:**

A) Energia atômica

B) Nomenclatura química

C) Número de massa

D) Cálculo de pH

**Gabarito: C**

**38. O método de separação por diferença de densidade em sólidos e líquidos é:**

A) Decantação

B) Filtração

C) Peneiração

D) Sublimação

**Gabarito: A**

**39. As soluções com mais soluto que o solvente pode dissolver são:**



- A) Saturadas
- B) Insaturadas
- C) Supersaturadas
- D) Diluídas

**Gabarito: C**

**40. A ligação iônica ocorre entre:**

- A) Dois metais
- B) Dois ametais
- C) Metal e ametal
- D) Metaloide e gás nobre

**Gabarito: C**

**41. A partícula com carga negativa é:**

- A) Próton
- B) Elétron
- C) Nêutron
- D) Íon positivo

**Gabarito: B**

**42. Qual é a unidade fundamental da matéria?**

- A) Molécula
- B) Núcleo
- C) Átomo
- D) Célula

**Gabarito: C**

**43. Qual método separa o ar em seus componentes?**

- A) Destilação simples
- B) Dissolução fracionada
- C) Liquefação fracionada
- D) Decantação

**Gabarito: C**

**44. O número atômico do oxigênio é:**

- A) 6
- B) 7
- C) 8
- D) 9

**Gabarito: C**

**45. A substância que sofre dissociação liberando OH<sup>-</sup> é uma:**

- A) Base
- B) Ácido
- C) Sal
- D) Óxido

**Gabarito: A**

**46. Qual propriedade permite que um gás seja comprimido?**

- A) Elasticidade
- B) Inércia
- C) Compressibilidade
- D) Densidade

**Gabarito: C**

**47. A dissolução fracionada é usada quando:**

- A) Há líquidos com diferentes densidades
- B) Há sólidos com diferentes solubilidades
- C) Há gases com diferentes pontos de fusão
- D) Há misturas de metais

**Gabarito: B**

**48. Qual é o nome do sal Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?**

- A) Sulfato de sódio
- B) Sulfato de cálcio
- C) Sulfito de sódio
- D) Sulfato de potássio

**Gabarito: A**

**49. O gás carbônico (CO<sub>2</sub>) é um:**

- A) Óxido básico
- B) Óxido ácido
- C) Óxido neutro
- D) Peróxido

**Gabarito: B**

**50. Qual cientista é conhecido por criar a primeira tabela periódica?**

- A) Bohr
- B) Dalton
- C) Mendeleiev
- D) Rutherford

**Gabarito: C**





**OBRIgADO!**  
CONTINUE ESTUDANDO.

