

Ensino Fundamental

9<sup>o</sup>  
ano

# Química

Manual exclusivo do aluno

## Capítulo 1: Os sistemas químicos e suas transformações

### Introdução a Química

Desde o início da civilização até hoje, a humanidade observou que a natureza é formada por materiais bem distintos entre si. O solo em que pisamos pode ser de: terra vermelha, terra preta, areia, pedras, etc. Os vegetais também apresentam enorme variedades, desde os minúsculos trevos até árvores gigantes; as flores têm cores muito diversificadas; há grandes diferenças entre os frutos, e assim por diante. O mesmo ocorre com os animais: existem aves, mamíferos, peixes, entre outros, de formas, tamanhos e constituições muito diferentes entre si.

Todos os materiais que nos rodeiam são constituídos do que chamamos de matéria.

**Matéria** é tudo que tem massa e ocupa um lugar no espaço.

Massa e volume são então propriedades gerais da matéria. É bom lembrar que a matéria pode se apresentar em forma sólida, líquida ou gasosa.

Ao longo do tempo, a humanidade tem observado que, sob certas condições, a matéria se transforma. A própria natureza se encarrega de muitas transformações. Assim, por exemplo: o frio intenso transforma a água em gelo; o fogo transforma uma árvore em cinzas; com o tempo, os frutos apodrecem; o ferro enferruja. Então dizem-se que, **transformação material** é toda e qualquer alteração sofrida pela matéria.

Após os conceitos abordados anteriormente, observamos uma definição para Química: “Ciência em que se estuda a estrutura das substâncias, correlacionando-a com as propriedades macroscópicas, e se investigam as transformações destas substâncias”.

Assim, pode-se dizer que a química é uma ciência que ocupa uma posição central, sendo fundamental em todos os campos do conhecimento humano.

Atualmente a Química está presente em todas as situações do cotidiano. Grande parte dos avanços tecnológicos obtidos pela civilização ocorreu graças à curiosidade e ao esforço em desenvolver novas técnicas para separar e transformar os materiais da natureza em produtos que permitem melhorar a qualidade de vida das pessoas. Pode-se então dizer que um dos conceitos de experiência em Química se refere às tentativas de separar e reconhecer alguns materiais e, em seguida, tentar transformá-los em novos produtos.

### Os sistemas químicos

A partir da noção de matéria, observa-se um sistema químico, onde estão presentes conceitos fundamentais para o entendimento da Química. Conceitos esses de substância, mistura e sistema.

Uma **substância** é uma porção de matéria que tem propriedades bem definidas e que lhe são características.

Entre essas propriedades estão o ponto de ebulição, a densidade, o fato de ser inflamável ou não, a cor, o odor etc. Duas substâncias diferentes podem, eventualmente, possuir algumas propriedades iguais, mas nunca todas elas. Caso aconteça de todas as propriedades de duas substâncias serem iguais, então elas são, na verdade, a mesma substância.

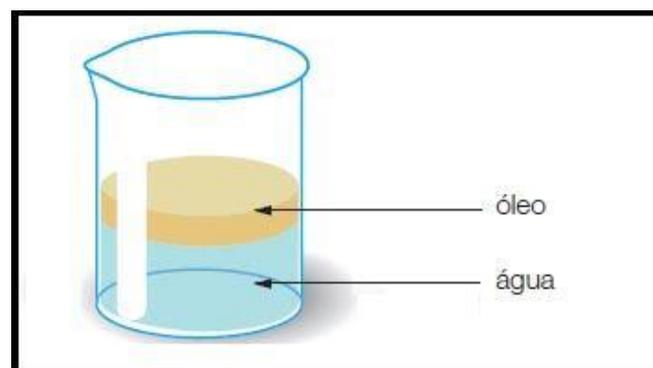
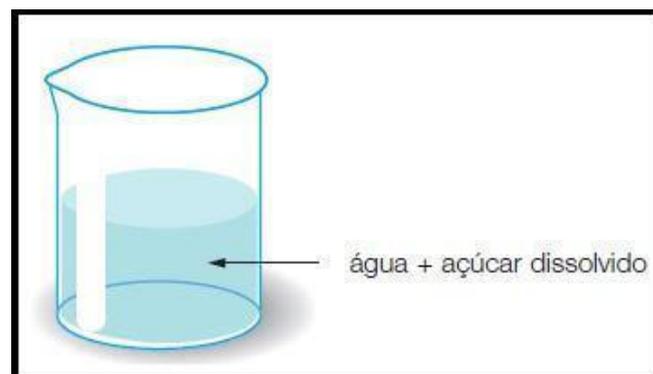
A **substância pura** é um tipo de matéria formada por unidades químicas iguais, sejam átomos ou moléculas, e por esse motivo apresentam propriedades químicas e físicas próprias. Podem ser classificadas como simples ou composta.

**Substância simples** é formada apenas por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico. Enquanto as **substâncias compostas**, é quando as moléculas de determinada substância são formadas por dois ou mais elementos químicos.

Uma **mistura** é formada por duas ou mais substâncias, cada uma delas sendo denominada de componente.

Como as misturas apresentam composição variável, têm propriedades – temperatura de fusão, temperatura de ebulição, densidade - diferentes.

De acordo com o aspecto visual de uma mistura, podemos classificá-la em: **mistura homogênea ou solução**, toda mistura que apresenta uma única fase; ou em **mistura heterogênea**, toda mistura que apresenta no mínimo duas fases. Mostrado respectivamente nas figuras abaixo.



O conceito de sistema material ou simplesmente sistema, visa reunir em uma única ideia todos os tipos de materiais, tanto as substâncias puras como as misturas. Portanto temos como **sistema**, qualquer porção limitada de matéria que vai ser submetida a um estudo.

Os sistemas materiais também se classificam em **homogêneo** e **heterogêneo**, de acordo com os mesmos critérios já utilizados para as misturas.

Além dos conceitos mostrados acima, existe outro conceito muito importante para a Química, o de **fase**, que tem por definição: cada uma das porções homogêneas de um sistema heterogêneo.

Assim, quanto ao número de fases, os sistemas são classificados em: sistema monofásico, apresentando apenas uma única fase; ou sistema polifásico, onde possuem mais de uma fase.

Os sistemas polifásicos podem ser bifásicos (formados por duas fases), trifásicos (formados por três fases), e assim por diante.

### Transformações da matéria

Qualquer modificação que ocorra com a matéria é considerada uma transformação, como por exemplo: água em ebulição, massa do pão fermentando, explosão de uma bomba etc.

As transformações podem ser classificadas em físicas ou químicas.

**Transformações físicas** são aquelas que não alteram a natureza da matéria. Nas transformações físicas, as partículas (átomos, moléculas ou íons) que formam a matéria não são alteradas. As partículas são apenas agitadas, desarrumadas, reorganizadas etc. É o que acontece, por exemplo, nas mudanças de estado físico.

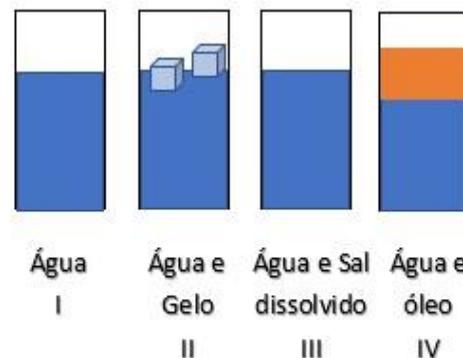
**Transformações químicas** são aquelas que alteram a natureza da matéria. Nessa transformação, as moléculas iniciais (reagentes) são rompidas, e seus átomos se reagrupam para formar as novas moléculas.

Portanto uma transformação química é um processo no qual novas substâncias são formadas a partir de substâncias iniciais diferentes.

Quando ocorre uma transformação química, uma ou mais substâncias se transformam e dão origem a novas substâncias. Então, dizemos que ocorreu uma **reação química**.

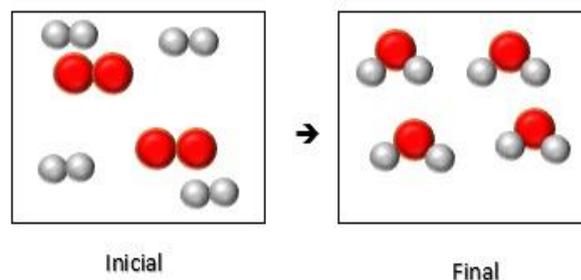
### Exercícios

01. Considere a ilustração abaixo para responder as questões.



- Quais das ilustrações representam substância pura?
- Quais são misturas?
- Quais são sistemas homogêneos?
- Quais são sistemas heterogêneos?
- Em qual frasco tem uma mistura heterogênea?
- Em qual frasco tem uma mistura homogênea?

02. O esquema abaixo representa os estados inicial e final de um sistema no qual ocorre uma reação química.



-  = átomos de hidrogênio (H)
-  = átomos de oxigênio (O)

- No estado inicial, temos uma substância pura ou uma mistura?
  - No estado final, temos uma substância pura ou uma mistura?
  - Escreva as fórmulas dos gases presentes no sistema inicial.
  - Escreva a fórmula do produto da reação.
03. (PUC-MG) Composição química fixa, densidade, temperatura constante durante as mudanças de estado físico, pontos de fusão e ebulição são constantes que caracterizam:
- Mistura azeotrópica.
  - Mistura heterogênea.
  - Mistura homogênea.

- d. Substância pura.  
e. Mistura eutética.
04. (PUC-RS) Uma transformação química pode ser exemplificada pela:
- Evaporação da água do mar.
  - Fusão do gelo.
  - Digestão dos alimentos.
  - Sublimação do naftaleno.
  - Liquefação do ar atmosférico.
05. Classifique as transformações em físicas ou químicas:
- Produção da gasolina a partir do petróleo.
  - Queima da gasolina.
  - Produção de plásticos a partir do petróleo.
  - Enferrujamento de um prego.
  - Fabricação de fios de cobre a partir de uma barra de cobre.
  - Fotossíntese realizada pelas plantas.
  - Fabricação da coalhada a partir do leite.
  - Decomposição da luz solar por um prisma.
  - Desaparecimento do açúcar ou do sal de cozinha quando colocados e agitados em pequenas quantidades em determinado volume de água.
06. (UFSC) O(s) fenômeno(s) abaixo, que envolve(m) reação(ões) química(s), é(são):
- (01) Digestão dos alimentos.  
(02) Enferrujamento de uma calha.  
(04) Explosão da dinamite.  
(08) Fusão do gelo.  
(16) Queda da neve.  
(32) Combustão do álcool de um automóvel.  
(64) Sublimação da naftalina.

Dê como resposta a soma dos números das proposições corretas.

## Capítulo 2: Mudanças de estados físicos e densidade.

### Estados físicos da matéria

Toda matéria é constituída de pequenas partículas e, dependendo do maior ou menor grau de agregação entre elas, pode ser encontrada em três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

Cada um dos três estados de agregação apresenta características próprias – como o volume, a densidade e a forma -, que podem ser alteradas pela variação de temperatura (aquecimento ou resfriamento).

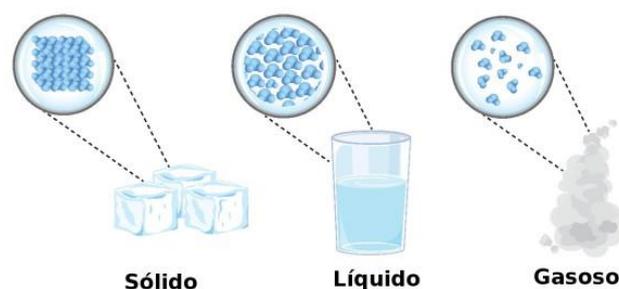
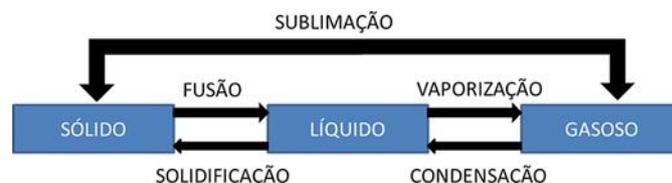


Imagem: Os três estados da matéria

Quando uma substância muda de estado, sofre alterações nas suas características macroscópicas (volume, forma, etc.) e microscópicas (arranjo das partículas), não havendo, contudo, alteração em sua composição.

### Mudanças de estado físico

As mudanças de estado físico, ou seja, as passagens de um estado físico para outro, podem ser representadas pelo seguinte esquema:



O esquema resume as seguintes definições:

**Fusão:** é a passagem do estado sólido para o líquido.

**Solidificação:** é a passagem do estado líquido para o sólido.

**Vaporização:** é a passagem do estado líquido para o gás ou vapor.

**Evaporação:** é a vaporização lenta, que ocorre na superfície do líquido, sem agitação nem surgimento de bolhas.

**Ebulição:** é a vaporização rápida, com agitação do líquido e aparecimento de bolhas.

**Liquefação:** é a passagem do gás para o estado líquido.

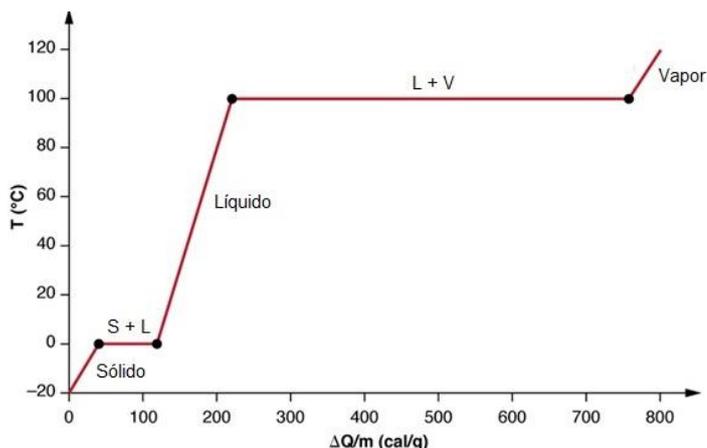
**Condensação:** é a passagem do vapor para o estado líquido.

**Sublimação:** é a passagem do estado sólido diretamente para o gasoso ou do estado gasoso diretamente para o sólido.

### Diagramas de mudanças de estado físico

Ao aquecermos uma amostra de substância pura, como, por exemplo, a água no estado sólido

(gelo), e anotarmos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado, ao nível do mar, obteremos o seguinte gráfico:



Pelo gráfico, pode-se observar que a temperatura de fusão da água é de 0 °C e a sua temperatura de ebulição é de 100 °C.

O gráfico de mudança de estado de qualquer substância pura apresenta sempre dois patamares, ou seja, durante as mudanças de estado, a temperatura permanece constante.

Entretanto, o comportamento do gráfico muda quando se trata de uma mistura, pois o mesmo não apresenta patamares, ou seja, há uma variação de tempo quando ocorre a mudança de fase.

### Densidade

A densidade de um objeto ou de uma amostra de certo material ou substância é o resultado do quociente da massa pelo volume do material. Essa definição é expressa pela seguinte fórmula:

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

$d$  = densidade (g/cm<sup>3</sup> ou g/mL)

$m$  = massa da substância (g)

$V$  = volume da substância (cm<sup>3</sup> ou mL)

O conceito de densidade explica o fenômeno de flutuação dos corpos nos líquidos. Assim, por exemplo, um iceberg flutua no mar porque a densidade do gelo (0,92g/cm<sup>3</sup>) é menor do que a densidade da água do mar (1,03g/cm<sup>3</sup>).

Alguns fatores afetam a densidade como, por exemplo, a temperatura, no caso dos gases a pressão e a mudança de estado físico.

### Exercícios

01. (Univali-SC) Resfriando-se progressivamente água destilada, quando começar a passagem do estado líquido para o sólido, a temperatura:

- Permanecerá constante, enquanto houve líquido presente.
- Permanecerá constante, sendo igual ao ponto de condensação dessa substância.
- Diminuirá gradativamente.
- Permanecerá constante, mesmo depois de todo o líquido desaparecer.
- Aumentará gradativamente.

02. (UGF-RJ) O aquecimento global já apresenta sinais visíveis em alguns pontos do planeta. Numa ilha do Alasca, na aldeia de Shishmarek, por exemplo, as geleiras já demoram mais a congelar, no inverno; descongelam mais rápido, na primavera; e há mais icebergs. Desde 1971, a temperatura aumentou, em média, 2 °C.

As mudanças de estados descritas no texto, são respectivamente:

- Solidificação e fusão.
- Solidificação e condensação.
- Sublimação e solidificação.
- Solidificação e ebulição.
- Fusão e condensação.

03. Gálio e rubídio são dois metais visualmente muito parecidos e apresentam as seguintes propriedades físicas:

Metal	TF (°C)	TE (°C)	d (g/cm <sup>3</sup> )
Gálio	29,8	2403	5,9
Rubídio	39	686	1,53

Considerando esses dados, responda às questões:

- Qual o estado físico dos dois metais num dia com temperatura de 25 °C?
- Qual o estado físico dos dois metais num deserto onde a temperatura chega a 45 °C?
- Como você identificaria os metais sem dispor de nenhum equipamento num dia com temperatura de 25 °C?

04. Um bloco de metal tem volume de 200mL e massa de 1792g.

- Qual a densidade desse metal, expressa em g/cm<sup>3</sup>?
- Qual o volume de uma amostra de 1kg desse metal?

05. Em uma cena de um filme um indivíduo corre carregando uma maleta do tipo 007 (volume de  $20 \text{ dm}^3$ ) cheia de barras de um certo metal. Considerando que um adulto de peso médio (70 kg) pode deslocar, com uma certa velocidade, no máximo o equivalente ao seu próprio peso, indique qual o metal contido na maleta, observando os dados da tabela a seguir.

Metal	Densidade em $\text{g/cm}^3$
Alumínio	2,7
Zinco	7,1
Prata	10,5
Chumbo	11,4
Ouro	19,3

### Capítulo 3: Leis das reações químicas e teoria atômica clássica

#### Introdução a reação química

Se uma ou mais substâncias, presentes no estado inicial de um sistema, transformam-se em uma ou mais substâncias diferentes, que estarão presentes no estado final, a transformação é uma reação química, ou transformação química. Assim, uma **reação química** é um processo em que novas substâncias são formadas a partir de outras.

Para saber se houve uma reação química, precisamos comparar as propriedades das substâncias presentes no sistema, nos estados inicial e final.

Existem muitos exemplos de reações químicas no cotidiano. Entre eles estão a formação da ferrugem, o apodrecimento dos alimentos, a produção de húmus no solo, a queima de gás num fogão e de gasolina, álcool ou óleo diesel no motor de um veículo.

As substâncias inicialmente presentes num sistema e que se transformam em outras devido à ocorrência de uma reação química são denominadas reagentes. E as novas substâncias produzidas são chamadas produtos.

#### Leis das reações químicas

Não há uma data que possa estabelecer como o início da química. No entanto, alguns cientistas que viveram nos séculos XVII e XVIII deram importantes contribuições para o estabelecimento dessa ciência.

Entre esses cientistas, um dos mais importantes foi o francês Antoine Laurent Lavoisier. Seus trabalhos, realizados no século XVIII, foram tão importantes que alguns o consideram o “pai da química”. Entre suas contribuições, a mais conhecida e relevante é a Lei da Conservação da Massa, enunciada por ele

após realizar inúmeras reações químicas dentro de recipientes fechados.

Usando uma balança, Lavoisier determinou a massa do recipiente antes e depois de a reação química acontecer. Comparando as medidas, ele pôde enunciar que:

A massa final de um recipiente fechado, após ocorrer dentro dele uma reação química, é sempre igual a massa inicial.

Essa importante generalização é a **Leis da Conservação da massa**, ou **Lei de Lavoisier**, que também pode ser enunciada de outra maneira:

Quando uma reação química é realizada num recipiente fechado, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes.

Enquanto Lavoisier observou a massa dos componentes de uma reação fechada, o francês Joseph-Louis analisou as reações de decomposição e percebeu que as substâncias compostas têm uma composição fixa.

Por meios de muitos estudos, Proust concluiu que, a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual sua origem.

Em outras palavras, uma certa substância composta, seja obtida de fontes naturais ou produzida em laboratório, sempre é formada pelos mesmos elementos químicos numa mesma proporção, em massa.

Essa generalização ficou conhecida como **Lei das proporções** constantes, ou **Lei de Proust**.

#### Teoria atômica clássica

Para explicar os fatos experimentais observados nas duas leis ponderais vistas anteriormente, o cientista inglês John Dalton supôs a seguinte hipótese:

Todo e qualquer tipo de matéria é formado por partículas indivisíveis, chamadas átomos.

Pode-se dizer também que Dalton criou um modelo para o átomo, hoje chamado de modelo atômico de Dalton.

A teoria de Dalton é uma proposta bem definida de explicação para a Lei de Lavoisier e a Lei de Proust.

Numa reação química, os átomos apenas se recombinaem. Então, já que os átomos não são destruídos nem formados, a massa de reagentes é sempre igual à dos produtos. Isso explica a Lei de Lavoisier.

As moléculas de uma determinada substância são formadas por átomos que se unem numa proporção bem definida. E como a proporção em que os átomos estão presentes é sempre a mesma, então a

composição da substância é fixa, o que explica a Lei de Proust.

### Exercícios

- Quando uma folha de papel queima, diz que há uma reação química. Já quando uma folha de papel é resgada, não há química. Explique a razão para a diferente classificação de ambos os processos.
- (UFPE) Considere as seguintes tarefas realizadas no dia-a-dia de uma cozinha e indique aquelas que envolvem transformações químicas:
  - Aquecer uma panela de alumínio.
  - Acender um fósforo.
  - Ferver água.
  - Queimar açúcar para fazer caramelo.
  - Fazer gelo.
- O óxido nítrico foi estudado em laboratório. Na decomposição de diferentes quantidades dessa substância os resultados foram:

Decomposição de:	Oxido nítrico	Nitrogênio	Oxigênio
15g de óxido	15 g	7 g	8 g
30g de óxido	30 g	14 g	16 g
60g de óxido	60 g	28 g	32 g
90g de óxido	90 g	42 g	48 g

Mostre, em seu caderno, que esses resultados estão de acordo com a Lei de Lavoisier e com a Lei de Proust.

- (Uespi) Qualquer que seja a procedência ou processo de preparação do NaCl, pode-se afirmar que sua composição é sempre 39,32% de sódio e 60,68% de cloro, com base na lei de:
  - Lavoisier.
  - Dalton.
  - Proust.
  - Richter.
  - Avogadro.
- (Unifor-CE) Para o cálculo da massa do produto aplicaram-se as leis ponderais de:
  - Lavoisier e Proust.
  - Lavoisier e Dalton.
  - Dalton e Proust.
  - Proust e Richter.

e. Dalton e Richter.

## Capítulo 4: Natureza Elétrica da Matéria e Núcleo Atômico

### A natureza elétrica da matéria

Muitos materiais, quando atritados em outros, ficam eletrizados, ou seja, adquirem carga elétrica. Por meio de experiências de eletrização, os cientistas concluíram que cargas elétricas de sinais diferentes se atraem e cargas elétricas de sinais iguais se repelem.

Então, como os materiais participam de fenômenos elétricos, deduz-se que eles devem possuir natureza elétrica. Entretanto o modelo de Dalton, não leva em conta os fenômenos elétrico. Por esse motivo, ocorreu a necessidade de um modelo atômico mais adequado, que levasse em conta a natureza elétrica da matéria.

O cientista inglês Joseph John Thomson, elaborando melhor as experiências feitas com o tubo de raios catódicos, foi capaz de concluir, que os raios catódicos são, na verdade, constituídos pelo fluxo de partículas menores que o átomo e dotadas de carga elétrica negativa. Estava descoberta a partícula chamada de **elétron**.

Havia a necessidade de um novo modelo, e foi Thomson quem propôs. O átomo, deveria ser formado por uma esfera de carga elétrica positiva, possuindo elétrons anexos. Assim, a carga elétrica total de um átomo seria nula, pois a carga negativa dos elétrons compensaria a carga positiva da esfera que os contém. Esse modelo é conhecido como "**modelo do pudim de passas**".

Outras modificações no tubo de raios catódicos, feitas pelo cientista alemão Eugene Goldstein, conduziram à descoberta de outra partícula subatômica, 1.836 vezes mais pesada que o elétron e dotada de carga elétrica igual à dele, só que com sinal positivo. Para essa nova partícula foi proposto o nome de próton.

Assim, ao final do século XIX, com a descoberta do próton e do elétron, já estava comprovado que o átomo não é indivisível e que mesmo o modelo de Thomson era incompleto, uma vez que não levava em conta a existência dos prótons. Um novo modelo se fazia necessário.

### Modelo de Rutherford

Para verificar se os átomos eram maciços, Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro (de aproximadamente 0,0001 cm) com pequenas partículas de carga elétrica positiva, denominada partículas alfa ( $\alpha$ ), emitidas por um material radioativo.

As conclusões iniciais de Rutherford permitiram a criação de um modelo atômico semelhante ao Sistema Solar. Assim, o átomo deve ser constituído de duas regiões distintas: Uma região central que contém praticamente toda a massa do átomo e apresenta carga positiva, a qual foi denominada núcleo; e uma região praticamente sem massa envolvendo o núcleo e apresentando carga negativa, denominada eletrosfera.

Rutherford concluiu que, se o átomo é formado por duas regiões e é descontínuo, a matéria é descontínua.

No modelo atômico de Rutherford surgiu, porém, uma dúvida muito importante: se o núcleo atômico é formado por partículas positivas, por que essas partículas não se repelem e o núcleo não desmorona? A resposta veio em 1932, quando o cientista James Chadwick verificou que o núcleo do elemento berílio radioativo emite partículas sem carga elétrica e de massa praticamente igual à dos prótons. Essa partícula foi denominada de nêutron – confirmando-se assim a existência de uma terceira partícula subatômica.

### Principais características do átomo

Após a descoberta dos elétrons, dos prótons e dos nêutrons, os cientistas perceberam que a quantidade dessas partículas dentro de um determinado átomo serviria para identificá-lo.

Em 1913, ao realizar experiências de bombardeamento de vários elementos químicos com raios X, o cientista inglês Moseley percebeu que o comportamento de cada elemento químico estava relacionado com a quantidade de cargas positivas existentes no seu núcleo.

Assim a carga do núcleo, ou seu número de prótons, é a grandeza que caracteriza cada elemento, sendo este número denominado número atômico.

**Número atômico (Z)** é o número que indica a quantidade de prótons existentes no núcleo de um átomo.

Como os átomos são sistemas eletricamente nêutrons, o número de prótons é igual ao número de elétrons.

Outra característica presente no átomo, é o **número de massa (A)**, que corresponde a soma do número de prótons com o número de nêutrons presentes no núcleo de um átomo.

O número de massa é, na verdade, o que determina a massa de um átomo, pois os elétrons são partículas com massa desprezível, não tendo influência significativa na massa dos átomos.

Mais uma característica presente no átomo é o **elemento químico**, que tem como conceito o con-

junto formado por átomos de mesmo número atômico (Z). Atualmente é conhecido um total de 114 elementos químicos, entre naturais e artificiais.

De acordo com a IUPAC, ao representar um elemento químico, devem-se indicar, junto ao seu símbolo, seu número atômico e seu número de massa.

O átomo apresenta a capacidade de ganhar ou perder elétrons, formando novos sistemas, eletricamente carregados, denominados íons.

Íons é a espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons. Os átomos, ao ganharem ou perderem elétrons, originam dois tipos de íons. Os íons positivos que são os cátions, e os negativos denominados ânions.

Os cátions formam-se quando um átomo perde um ou mais elétrons, resultando em um sistema eletricamente positivo, em que o número de prótons é maior que o número de elétrons.

Os ânions formam-se quando um átomo ganha ou recebe um ou mais elétrons, resultando em um sistema eletricamente negativo, em que o número de prótons é menor que o número de elétrons.

### Semelhanças atômicas

Examinando os números atômicos (Z), de nêutrons (N) e de massa (A) de diferentes átomos, pode ser encontrado conjuntos de átomos com um ou outro número igual.

A partir desses exames nasceram novos conceitos, como Isótopos, Isóbaros e Isótonos.

**Isótopos** são átomos do mesmo elemento químico com mesmo número de prótons e diferente número de massa.

**Isóbaros** são átomos de diferentes números de prótons, mas que possuem o mesmo número de massa.

**Isótonos** são átomos de diferentes números de prótons, diferentes números de massa, porém com mesmo número de nêutrons.

### Modelo Atômico de Rutherford-Bohr

O cientista dinamarquês Niels Bohr aprimorou o modelo atômico de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck. EM 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em “pacotes”. A cada “pacote de energia” foi dado o nome de quantum.

Usando a ideia do quantum, Bohr propôs os seguintes postulados: Os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias; movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia; e ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite

ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada quantum de energia.

A emissão ou absorção de energia é explicada de tal forma que, ao receber energia do exterior, o elétron salta de uma órbita mais interna para outra mais externa; porém a quantidade de energia que ele recebe é bem definida. Ao voltar de uma órbita mais externa para outra mais interna, o elétron emite energia.

Esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo assim uma onda eletromagnética, que nada mais é do que uma sucessão de fóton de energia.

Assim, ao átomo de Rutherford, corrigido pelas ponderações de Bohr, foi dado o nome de modelo atômico de Rutherford-Bohr.

Estudos posteriores mostraram que as órbitas eletrônicas de todos os átomos conhecidos se agrupam em sete camadas eletrônicas, denominadas K, L, M, N, O, P, Q. Em cada camada, os elétrons possuem uma quantidade fixa de energia; por esse motivo, as camadas são também denominadas estados estacionários ou níveis de energia. Além disso, cada camada comporta um número máximo de elétrons.

### Subníveis de energia

Após experiências realizadas, obteve-se uma estrutura fina dos espectros, explicada quando os cientistas propuseram que os níveis de energia são formados por subdivisões, chamadas de subníveis.

Em ordem crescente de energia, esses subníveis são designados pelas letras minúsculas s, p, d e f.

Para simplificar o trabalho de distribuição dos elétrons pelos níveis e subníveis energéticos, o cientista Linus Pauling criou um diagrama, que passou a ser conhecido como diagrama de Pauling.

Camadas ou níveis	Subníveis (s, p, d ou f)	Número máximo de elétrons por nível
K	1s <sup>2</sup>	2
L	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8
M	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup>	18
N	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup>	32
O	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>10</sup> 5f <sup>14</sup>	32
P	6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> 6d <sup>10</sup>	18
Q	7s <sup>2</sup>	2

A distribuição eletrônica nos íons é semelhante à dos átomos neutros. No entanto, é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica, e não do subnível mais energético.

### Exercícios

- Próton e elétron possuem:
    - Massas e iguais e cargas elétricas de mesmo sinal.
    - Massas diferentes e cargas elétricas de mesmo sinal.
    - Massas diferentes e cargas elétricas de sinais opostos.
    - Massas iguais e cargas elétricas de sinais opostos.
  - Explique os dois primeiros modelos atômicos, o de Dalton e de Thomson. Evidenciando a diferença entre os dois.
  - (UFPE) Ao longo da história da ciência, diversos modelos atômicos foram propostos até chegar ao modelo atual. Com relação ao modelo atômico de Rutherford, pode-se afirmar:
    - Foi baseado em experimentos com eletrólise de soluções de sais de outro.
    - É um modelo nuclear que mostra o fato de a matéria ter sua massa concentrada em um pequeno núcleo.
    - É um modelo que apresenta a matéria como sendo constituído por elétrons em contato direto com prótons.
    - Foi deduzido a partir de experimentos de bombardeio de finas lâminas de um metal por partículas  $\alpha$ .
  - Quais são os números de prótons (Z), de massa (A), de nêutrons (N) e de elétrons (E) de um átomo de potássio  ${}_{19}^{39}\text{K}$  em seu estado normal?
  - (UFSM-RS) Analise as seguintes afirmativas:
    - Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atômico e diferente número de massa.
    - O número atômico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.
    - O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de elétrons de um elemento.
- Está (ão) correta (s):
- Apenas I.
  - Apenas II.
  - Apenas III.
  - Apenas I e II.
  - Apenas II e III.

06. (UFF-RJ) A tabela a seguir fornece o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo de vários átomos:

Átomo	Nº de prótons	Nº de nêutrons
A	34	45
B	35	44
C	33	42
D	34	44

Considerando os dados da tabela, identifique os átomos isótopos e isóbaros.

07. O íon  ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$  toma parte a constituição dos ossos humanos. Determine quantos prótons e quantos elétrons ele apresenta.
08. (UFSM-RS) Analise a tabela a seguir e identifique qual espécie é um átomo e justifique sua resposta.

Espécie genérica	Nº de nêutrons	Nº de prótons	Nº de elétrons
X	20	17	17
Y	17	17	18
Z	78	79	78
W	18	18	18

09. (UFRJ) O átomo  $A^{85}$  tem 45 nêutrons e é isótopo de B que tem 42 nêutrons. B é isóbaro de C, cujo cátion divalente tem 36 elétrons. Determine:
- O número atômico de A.
  - O número de massa de B.
  - O número de prótons de C.
  - O número de nêutrons dos isótonos de C.
10. Explique detalhadamente o modelo atômico de Rutherford-Bohr.
11. Escreva a distribuição eletrônica dos compostos abaixo:
- ${}^{40}_{20}\text{Ca}$
  - ${}^{39}_{19}\text{K}$
  - ${}^{26}_{13}\text{Al}$
  - ${}^{137}_{56}\text{Ba}$
  - ${}^{32}_{16}\text{S}$
  - ${}^{79}_{35}\text{Br}$

12. (FEI-SP) Quais são as distribuições eletrônicas, em subníveis, para o cátion  $\text{Ca}^{+2}$  e para o íon  $\text{Cl}^{-}$ ?

## Capítulo 5: Classificação periódica

### Histórico

Com o passar dos séculos, o número de elementos químicos conhecidos foi aumentando e os cientistas foram descobrindo que certos elementos químicos têm propriedades semelhantes.

Assim, por exemplo, o cobre, a prata e o ouro são usados para a fabricação de vários objetos, como joias, bijuterias, fios elétricos, além de outros, pois são metais fáceis de modelar; além disso conduzem bem o calor e a eletricidade.

Por outro lado, o grande número de elementos químicos no século XIX levou os cientistas a criar gráficos, tabelas ou classificações em que todos os elementos ficassem reunidos em grupos com propriedades semelhantes.

De todas as tentativas de classificação dos elementos químicos, a mais meticulosa foi a feita por Dimitri Ivanovitch Mendeleiev em 1869. Esse cientista ordenou cerca de 60 elementos químicos conhecidos em sua época em 12 linhas horizontais, em ordem crescente das massas atômicas e tomando o cuidado de colocar na mesma vertical os elementos de propriedades químicas semelhantes.

### A classificação periódica moderna

Na tabela periódica atual, os elementos químicos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, originando na horizontal (em linhas) os períodos e, na vertical (em colunas), as famílias ou os grupos.

Atualmente a tabela periódica apresenta, sete períodos e dezoito grupos ou famílias. A disposição dos elementos na tabela periódica é de tal forma que elementos com propriedades semelhantes ficam no mesmo grupo.

Alguns grupos, por sua importância para a química, recebem nomes especiais, como mostra a tabela abaixo.

Grupos	Nomes
1 ou 1A	Metais alcalinos
2 ou 2A	Metais alcalinos terrosos
16 ou 6A	Calcogênios
17 ou 7A	Halogênios
18 ou 8A	Gases nobres

Os elementos dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 apresentam um comportamento químico relativamente menos complexos que os demais e são frequentemente denominados elementos representativos. Os dos grupos de 3 a 12 são chamados elemen-

tos de transição, sendo que os lantanídeos e os actinídeos são especificamente denominados elementos de transição interna.

Outra separação que se pode notar na classificação periódica é a que divide os elementos em metais, ametais e gases nobres.

### Exercícios

01. (UFSM-RS) Um átomo neutro tem o número de massa igual a 40 e o número de nêutrons igual a 21. Esse átomo corresponde ao:
  - a. Zr
  - b. Pr
  - c. K
  - d. Sc
  - e. Pm
02. (Univali-SC) O bromato de potássio, produto de aplicação controvertida na fabricação de pães, tem por fórmula  $KBrO_3$ . Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula, são de quais grupos?
03. (F. Ibero-Americana-SP) O grupo da tabela periódica que se caracteriza por apresentar predominância de elementos artificiais é o dos:
  - a. Lantanídeos.
  - b. Gases nobres.
  - c. Metais de transição.
  - d. Metais alcalino-ferrosos.
  - e. Actinídeos.
04. (UFV-MG) Associe a segunda coluna de acordo com a primeira e assinale a opção que contém a sequência correta:
  - I. Metais alcalinos.
  - II. Metais alcalinos-terrosos.
  - III. Halogênios.
  - IV. Metais de transição.
  - F, Br, I.
  - Na, K, Cs.
  - Ca, Sr, Ba.
  - Fe, Co, Ni.
  - a. I, II, III, IV.
  - b. III, I, II, IV.
  - c. III, II, I, IV.
  - d. IV, II, III, I.
  - e. III, I, IV, II.

## Capítulo 6: Propriedades periódicas

Muitas das propriedades dos elementos químicos variam periodicamente com o aumento de seus números atômicos, alcançando valores máximos e mínimos em colunas bem definidas da classificação periódica, sendo por isso chamadas de propriedades periódicas. Como exemplos, podemos citar a densidade absoluta, o volume atômico, as temperaturas de fusão e as de ebulição etc. Esse fato costuma ser traduzido pela chamada lei da periodicidade ou lei de Moseley:

Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência dos números atômicos dos elementos.

### Raio atômico

É difícil medir o raio de um átomo, pois a nuvem de elétrons que o circunda não tem limites bem definidos. Costuma-se então medir, com o auxílio de raios X, a distância entre dois núcleos vizinhos e dizer que o raio atômico é a metade dessa distância. De um modo mais completo, dizemos que o **raio atômico** de um elemento é a metade da distância internuclear mínima que dois átomos desse elemento podem apresentar, sem estarem ligados quimicamente.

Na tabela periódica o sentido de crescimento dos raios atômicos, na vertical, aumenta de cima para baixo porque os átomos têm, nesse sentido, um número crescente de camadas eletrônicas. Na horizontal, os raios atômicos aumentam para a esquerda. Isso acontece porque, para a direita, as camadas eletrônicas são atraídas cada vez mais intensamente pelo núcleo, pois a carga positiva do núcleo também cresce para a direita.

### Volume atômico

Chama-se volume atômico de um elemento o volume ocupado por 1 mol ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ). Observe que o "volume atômico" não é o volume de 1 átomo, mas o volume de um conjunto de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos; consequentemente, no volume atômico influem não só o volume individual de cada átomo como também o espaçamento existente entre os átomos.

Na tabela periódica, os elementos de maior volume atômico estão situados na parte inferior e nas extremidades da tabela. Na coluna da tabela, a variação do volume atômico é semelhante à do raio atômico.

### Densidade absoluta

O aumento da variação da densidade absoluta na tabela periódica, é situada no centro e na parte inferior da tabela.

### Ponto de fusão e ponto de ebulição

Nos grupos 1 e 2 na tabela periódica, os elementos de maiores TF e TE estão situados na parte supe-

rior da tabela. Nos outros grupos da tabela, os elementos com maiores pontos de fusão e ebulição estão situados na parte inferior.

Quando se trata dos períodos, de modo geral a TF e TE crescem das extremidades para o centro da tabela.

Uma exceção importante é o carbono com ponto de fusão igual a 3.800 °C, isso acontece pela capacidade de formar estruturas com grandes números de átomos.

### Potencial de ionização

Chama-se potencial de ionização ou energia de ionização a energia necessária para “arrancar” um elétron de um átomo isolado no estado gasoso.

Num período ou num grupo, a energia de ionização será tanto maior quanto menor for o raio atômico.

### Eletroafinidade ou afinidade eletrônica

Chama-se eletroafinidade ou afinidade eletrônica a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso.

Quanto menor for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.

### Exercício

01. (UFV-MG) Os átomos neutros de dois elementos químicos A e B, estáveis, apresentam respectivamente as distribuições eletrônicas:

A: K-2, L-8, M-7.

B: K-2, L-7.

Pode-se dizer, a respeito desses dois elementos, que:

- Apresentam o mesmo número de nêutrons.
- São metais.
- Apresentam o mesmo número de prótons.
- Pertencem à mesma família da tabela periódica.
- Apresentam o mesmo raio atômico.

02. As são feitas com base na combinação de pigmentos inorgânicos, materiais formadores de película e solventes. A mistura de diferentes pigmentos é responsável pela grande variedade de tons e cores existentes. Na composição dos pigmentos, podemos encontrar diversos elementos químicos, tais como Pb, Fe, Al, Si, Hg, Cr e Ba.

- Qual, dentre esses elementos, apresenta menor potencial de ionização?

- Quais desses elementos são metais de transição?

03. (PUC-RS) Comparando o cloro e o sódio, os dois elementos químicos formadores do sal de cozinha, é correto afirmar que:

- O cloro tem menor energia de ionização.
- O sódio tem raio atômico maior.
- O sódio tem maior afinidade eletrônica.
- Os íons de ambos são isoeletrônicos.
- Ambos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

04. Indique se são verdadeiras (V) ou falsas (F) as afirmações relacionadas com as propriedades periódicas dos elementos.

- Dependem das massas atômicas dos elementos.
- Repetem-se em intervalos mais ou menos regulares em relação ao aumento dos números atômicos.
- São semelhantes em um mesmo grupo de elementos.
- São semelhantes em um mesmo grupo de elementos.
- Em um mesmo grupo, os valores numéricos das propriedades periódicas sempre aumentam, quando há aumento do número atômico dos elementos.

05. A alternativa que apresenta os elementos em ordem crescente de seus potenciais de ionização é:

- Hélio, carbono, berílio, sódio.
- Neônio, flúor, oxigênio, lítio.
- Sódio, neônio, carbono, lítio.
- Flúor, potássio, carbono, berílio.
- Potássio, sódio, nitrogênio, neônio.

### Capítulo 7: Ligações Químicas

Na natureza os átomos também se unem, dando origem à enorme variedade de materiais conhecidos atualmente.

Em condições ambientes, apenas os gases nobres são formados por átomos isolados uns dos outros, ou seja, átomos que têm pouca tendência de se unir com outros átomos; dizendo então que eles são muito estáveis, ou seja, pouco reativos. Os átomos dos demais elementos químicos, pelo contrário, não só se atraem mutuamente como também atraem átomos de outros elementos, formando agregados suficientemente estáveis, que constituem as substâncias

compostas. As forças que mantêm os átomos unidos são fundamentalmente de natureza elétrica e são denominadas ligações químicas.

Através das percepções observadas na metade do século XIX, surgiu a ideia de valência, entendida como a capacidade de um átomo ligar-se a outros. Dizemos que o hidrogênio tem uma valência: é monovalente; o oxigênio tem duas valências: é bivalente; o nitrogênio tem três valências: é trivalente; o carbono tem quatro valências: é tetravalente; e assim por diante.

Apesar dessas constatações, somente em 1916 os cientistas Gilbert N. Lewis e Walter Kossel chegaram a uma explicação para as uniões entre os átomos, criando a teoria eletrônica de valência. Considerando as configurações eletrônicas dos gases nobres, com exceção do Hélio, constatou-se que os átomos dos gases nobres têm sempre 8 elétrons na última camada eletrônica, o chamado octeto eletrônico.

Foi associando a observação de que os átomos dos gases nobres têm pouca tendência a se unirem entre si ou com outros átomos com a observação de que os átomos dos gases nobres têm o número máximo de elétrons na última camada, que os cientistas Lewis e Kossel lançaram esta hipótese: os átomos, ao se unirem, procuram perder ou ganhar elétrons na última camada até adquirirem a configuração eletrônica de um gás nobre. Essa hipótese costuma ser traduzida pela chamada regra do octeto.

A Regra do octeto, é definida pela estabilidade adquirida de um átomo quando possui 8 elétrons na última camada eletrônica.

Uma ligação química pode ser de três tipos: iônica, covalente e metálica.

### Ligação Iônica

Nas uniões entre átomos, existe a tendência ao equilíbrio e melhor distribuição de forças entre os átomos que participam da ligação química.

A ligação iônica é a união entre átomos, depois que um átomo transfere definitivamente um, dois ou mais elétrons a outro átomo.

A ligação iônica é, em geral, bastante forte, mantendo os íons firmemente presos no reticulado. Por esse motivo, os compostos iônicos são sólidos e, em geral, tem ponto de fusão e ponto de ebulição elevados. A ligação ocorre, em geral, entre átomos de metais com átomos de ametais.

Quando um átomo perde elétrons, o núcleo passa a atrair mais fortemente os elétrons restantes; desse modo, o diâmetro ou raio do cátion é sempre menor que o diâmetro ou raio do átomo original. Ao contrário, quando um átomo recebe elétrons, a repulsão entre os próprios elétrons fará com que a distância entre eles aumente, aumentando assim o raio

do ânion; conseqüentemente, o raio do ânion é sempre maior que o raio do átomo original.

### Ligação covalente

Esse tipo de ligação ocorre quando os átomos envolvidos tendem a receber elétrons. Como é impossível que todos os átomos recebam elétrons sem ceder nenhum, eles compartilham seus elétrons, formando pares eletrônicos. Cada par eletrônico é constituído por um elétron de cada átomo e pertence simultaneamente aos dois átomos. Como não ocorre ganho nem perda de elétrons, formam-se estruturas eletricamente neutras, de grandeza limitada, denominadas moléculas.

Conseqüentemente, esse tipo de ligação aparece entre dois átomos de ametais, ou entre um desses elementos e o hidrogênio.

Quando se trata não mais da ligação covalente usual, em que cada ligação é formada por 1 elétron de cada átomo, mas de uma covalência especial, na qual o par eletrônico é cedido apenas por um dos átomos da ligação, antigamente, esse tipo de ligação era denominada ligação dativa e indicada por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par eletrônico.

Alguns compostos não obedecem à regra do octeto, como por exemplo, as ligações se completam com menos de 8 elétrons. Isso acontece com o berílio (Be) e o boro (B), que, em certas moléculas, não completam o octeto.

Em outros casos, as ligações perfazem mais do que 8 elétrons. Ocorre geralmente com o fósforo (P) e o enxofre (S), que, em certas moléculas, aparecem com 10 e 12 elétrons na camada de valência.

Esses casos só ocorrem quando o átomo central é relativamente grande, para que possa acomodar tantos elétrons ao seu redor. Por isso essa chamada camada de valência expandida só aparece em elementos a partir do terceiro período da tabela periódica.

### Ligação Metálica

Uma das principais características dos metais é a condução fácil da eletricidade. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons levou à criação da chamada teoria da nuvem eletrônica. Em linhas gerais, essa teoria diz que muitos átomos do metal "soltam" elétrons, que passam a transmitir livremente pelo reticulado metálico. Forma-se então, no interior do metal, uma "nuvem" de elétrons, que mantém os átomos unidos – essa é a ligação metálica.

Os metais têm propriedades características, que permitem muitas aplicações práticas no dia-a-dia. As principais são: o brilho característico, boa condutividade, alto ponto de fusão, resistência à tração, maleabilidade e ductilidade.

## Geometria molecular

Quando átomos de ametais se unem, formam por meio de uma ou mais ligações covalentes. Como consequência dessa união, surgem as moléculas com dois ou mais átomos.

Utilizam a expressão geometria molecular para designar a maneira como os núcleos dos átomos que constituem a molécula se acham posicionados uns em relação aos outros.

Os pares de elétrons que ligam os átomos, e até mesmo os pares não ligantes, se repelem, procurando alcançar a disposição mais espaçada possível no espaço. Por exemplo, a molécula  $\text{CH}_4$  não é plana, mas sim espacial. O átomo de carbono está no centro de um tetraedro regular, e os quatro átomos de hidrogênio, nos vértices desse tetraedro. Essas ideias representam a chamada teoria da **repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR)**.

Em linhas gerais, essa teoria estabelece que, ao redor do átomo central, os pares eletrônicos ligantes e os não-ligantes se repelem, tendendo a ficar tão afastados quanto possível.

### Polaridade de ligações

Uma ligação covalente significa o compartilhamento de um par eletrônico entre dois átomos. Quando os dois átomos são diferentes, é comum um deles atrair o par eletrônico para o seu lado, é o que acontece, por exemplo, na molécula  $\text{HCl}$ .

O cloro atrai o par eletrônico para si. Dizemos, por isso, que o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e que a ligação covalente está polarizada, ou seja, que se trata de uma ligação covalente polar.

A partir disso denomina-se que eletronegatividade é a capacidade que um átomo tem de atrair para si o par eletrônico que se compartilha com outro átomo, numa ligação química.

Uma decorrência importante do estudo da eletronegatividade dos elementos é que, em função da diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos, pode-se classificar as ligações covalentes em ligações apolares e ligações polares.

As ligações apolares são as que apresentam a mesma eletronegatividade, ou seja, a diferença entre eles será igual ou aproximada a zero.

Enquanto as ligações polares possuem diferentes eletronegatividades, assim a diferença entre elas não será zero.

Surge então a dúvida, quando uma molécula tem ligações polares, ela será obrigatoriamente polar? Nem sempre, pois a polaridade de uma molécula depende não só da polaridade de suas ligações, mas também da forma geométrica da molécula. Quando

os vetores momento dipolar se anulam, ela será apolar. Pelo contrário, quando **os vetores momento dipolar** não se anulam, a molécula será polar.

A medida da polaridade das moléculas é feita pelo chamado momento dipolar, que é representado pela letra grega  $\mu$  (mi) e que depende da diferença de eletronegatividade e da distância entre os átomos da ligação.

É importante comentar que a polaridade das moléculas influi nas propriedades das substâncias. Um exemplo importante é o da miscibilidade (ou solubilidade) das substâncias. A água e o álcool comum, que são polares, misturam-se em qualquer proporção. A gasolina e o querosene, que são apolares, também se misturam em qualquer proporção. Já a água (polar) e a gasolina (apolar) não se misturam.

Desses conceitos decorre a seguinte regra prática: Substância polar tende a se dissolver em outra substância polar e substância apolar tende a se dissolver em outra substância apolar. Ou, de forma mais resumida, “semelhante dissolve semelhante”.

### Ligações intermoleculares

O que mantém as moléculas unidas nos estados sólido e líquido são as chamadas ligações ou forças ou interações intermoleculares. São fundamentalmente de três tipos: interações dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio e interações dipolo instantâneo-dipolo induzido.

A molécula de  $\text{HCl}$ , devido à diferença de eletronegatividade entre  $\text{H}$  e  $\text{Cl}$ , é polar. Sua extremidade negativa atrai a extremidade positiva de outra molécula vizinha, o mesmo ocorrendo com sua parte positiva, que interage atrativamente com a parte negativa de outra molécula vizinha. Essa força de atração entre os dipolos das moléculas é chamada de **interação dipolo-dipolo**, interação dipolo permanente ou, ainda, interação dipolar.

Já, quando, em uma molécula, tivermos o hidrogênio ligado a um átomo pequeno e muito eletronegativo ( $\text{F}$ ,  $\text{O}$ ,  $\text{N}$ ), haverá uma grande polarização dessa ligação, o que produzirá no hidrogênio um intenso polo positivo. Essa polarização leva o hidrogênio a interagir com o par de elétrons de outra molécula vizinha, resultando numa interação extraordinariamente forte entre as moléculas, chamada de **ligação de hidrogênio** ou ponte de hidrogênio. Trata-se de uma interação mais forte do que as do tipo dipolo-dipolo.

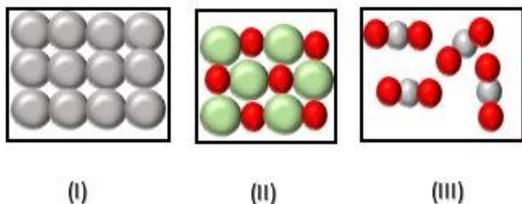
Considere agora uma molécula apolar. Ela possui uma nuvem de elétrons em contínuo movimento. Se, durante uma pequena fração de segundo, essa nuvem eletrônica estiver um pouco deslocada para um dos extremos da molécula, pode dizer que foi criado um **dipolo instantâneo**, ou seja, por um instante apareceram dois polos na molécula.

A extremidade positiva desse dipolo atrai os elétrons da molécula vizinha, na qual, por sua vez, também aparece um dipolo, chamado **dipolo induzido**, isto é, provocado pela primeira molécula. Esses dois dipolos, o instantâneo e o induzido, se atraem como no caso dos dipolos permanentes. A diferença é que essa situação dura apenas fração de segundo. As atrações desse tipo são mais fracas do que entre dipolos permanentes.

As interações dipolo instantâneo-dipolo induzido são conhecidas também como forças dipolo induzido-dipolo induzido ou ainda forças de dispersão de London.

### Exercícios

01. Explique por que o íon sódio ( $\text{Na}^+$ ) é muito mais estável que o átomo de sódio ( $\text{Na}$ ).
02. O átomo de alumínio tem configuração eletrônica  $2 - 8 - 3$ ; o do oxigênio,  $2 - 6$ . Quais são as configurações dos íons formados? Qual é a fórmula do composto resultante?
03. (UFPA) Sejam os elementos X, com 53 elétrons, e Y, com 38 elétrons. Depois de fazer a sua distribuição eletrônica, pode-se afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:
  - a.  $\text{YX}_2$ .
  - b.  $\text{Y}_3\text{X}_2$ .
  - c.  $\text{Y}_2\text{X}_3$ .
  - d.  $\text{Y}_2\text{X}$ .
  - e.  $\text{YX}$ .
04. Os elementos X e Y, tem configurações eletrônicas  $1s^2, 2s^2, 2p^5$  e  $1s^1$ , respectivamente, em suas camadas de valência.
  - a. A que grupos da tabela periódica pertencem os elementos X e Y?
  - b. Qual será a fórmula do composto constituído pelos elementos X e Y? E o tipo de ligação formada? Justifique sua resposta.
05. (Fecolinas-TO/Fundeg-MG) Sabendo que o número atômico do cálcio é 20 e do cloro é 17, a fórmula de um provável composto entre os dois elementos será:
  - a.  $\text{CaCl}_3$ .
  - b.  $\text{CaCl}$ .
  - c.  $\text{Ca}_2\text{Cl}_2$ .
  - d.  $\text{Ca}_3\text{Cl}_2$ .
  - e.  $\text{CaCl}_2$ .
06. (UCDB-MS) Um elemento de configuração  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$  possui forte tendência para:
  - a. Perder 5 elétrons.
  - b. Perder 1 elétron.
  - c. Perder 2 elétrons.
  - d. Ganhar 2 elétrons.
  - e. Ganhar 1 elétron.
07. Baseado nas posições dos elementos na tabela periódica, preveja a fórmula do composto químico formado pelos seguintes pares de elementos químicos.
  - a. Carbono e bromo.
  - b. Magnésio e cloro.
  - c. Potássio e enxofre.
  - d. Nitrogênio e cloro.
  - e. Silício e cloro.
  - f. Fósforo e flúor.
08. (Unirio-RJ) O dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença deste gás, o globo seria gelado e inabitável. Porém, quando ele é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:
  - a. 4.
  - b. 1.
  - c. 2.
  - d. 3.
  - e. 0.
09. (Unifor-CE) Quando se comparam as espécies químicas  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$  e  $\text{NaCl}$ , pode-se afirmar que os átomos estão unidos por ligações covalentes somente no:
  - a.  $\text{CH}_4$  e no  $\text{NH}_3$ .
  - b.  $\text{NH}_3$  e no  $\text{NaCl}$ .
  - c.  $\text{CH}_4$  e no  $\text{NaCl}$ .
  - d.  $\text{CH}_4$ .
  - e.  $\text{NH}_3$ .Justifique sua resposta.
10. (Fuvest-SP) As figuras abaixo representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente.



Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente:

- Cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
  - Cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
  - Dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
  - Ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
  - Ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.
- Dos elementos Cloro, Fósforo e Mercúrio, qual é o que apresenta carácter metálico mais pronunciado? Por quê?
  - Cite três propriedades referentes aos metais. Dê cinco exemplos de metais.
  - Explique o modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR).
  - (Ufac) As espécies químicas a seguir apresentam, respectivamente, ligações:  
 $O_2$ , NaCl, HCl e Al<sub>(s)</sub>
    - Covalente apolar, iônica, covalente polar e metálica.
    - Covalente apolar, covalente polar, iônica e metálica.
    - Iônica, covalente apolar, covalente polar e metálica.
    - Metálica, covalente polar, iônica e covalente apolar.
    - Covalente polar, iônica, covalente apolar e metálica.
  - Julgue como verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma das seguintes afirmativas:
    - Nos compostos covalentes, a ligação ocorre por compartilhamento de elétrons entre átomos.
    - A condutividade elétrica dos metais se explica pela mobilidade dos elétrons a sua estrutura.

III. As ligações iônicas ocorrem entre átomos de eletronegatividade semelhante.

- O carbono e o silício pertencem à mesma família da tabela periódica.
  - Qual o tipo de ligação existente no composto SiH<sub>4</sub>?
  - Embora a eletronegatividade do silício seja 1,7 e a do hidrogênio 2,1, a molécula do SiH<sub>4</sub> é apolar. Por quê?
- Qual das substâncias abaixo apresenta moléculas que, nos estados sólido e líquido, estão associadas por pontes de hidrogênio? Explique sua resposta.
  - H<sub>2</sub>.
  - CH<sub>4</sub>.
  - NH<sub>3</sub>.
  - PH<sub>3</sub>.
  - NaH.
- (UFRGS-RS) O gás metano (CH<sub>4</sub>) pode ser obtido no espaço sideral pelo choque entre os átomos de hidrogênio liberados pelas estrelas e a grafite presente na poeira cósmica. Sobre as moléculas do metano pode-se afirmar que o tipo de ligação intermolecular e sua geometria são, respectivamente:
  - Ligação de hidrogênio e tetraédrica.
  - Força de van der Waals e trigonal plana.
  - Covalentes e trigonal plana.
  - Forças de van der Waals e tetraédrica.
  - Ligações de hidrogênio e trigonal plana.
- (UEPG-PR) O nitrogênio, principal constituinte do ar atmosférico, é uma substância apolar que pode ser liquefeita a baixas temperaturas. Nesse estado, as forças que unem as moléculas umas às outras são conhecidas como:
  - Pontes de hidrogênio.
  - Interações dipolo-dipolo.
  - Ligações metálicas.
  - Pontes bissulfeto.
  - Forças de London.

### Capítulo 8: Reações Químicas

Todos os dias, o dia inteiro, ocorrem reações químicas, não só ao nosso redor como também no nosso organismo, de tal maneira que se pode dizer que a manutenção da vida depende de uma série de reações.

Essas reações podem ser representadas por equações químicas, as quais envolvem reagentes e produtos, que por sua vez, são representados por fórmulas.

Reagentes → Produtos

Equação química é a representação gráfica e abreviada de uma reação química (ou fenômeno químico).

Em todas as equações químicas nota-se a presença da fórmula, que indica quais são as substâncias participantes da reação química; e os coeficientes, também chamados de coeficientes estequiométricos, que indicam a proporção de moléculas que participam da reação.

Quando uma reação envolve substâncias iônicas ou ionizadas, pode-se escrever apenas os íons que interessam na explicação do fenômeno químico.

Esse tipo de reação é representado pela equação iônica, que é a equação química em que aparecem íons, além de átomos e moléculas.

É interessante notar que a equação iônica representa melhor a realidade do que a equação completa, pois menciona apenas os íons que realmente reagem.

### Balanceamento das equações químicas

Uma equação química está correta quando representa um fenômeno químico que realmente ocorre, por meio de fórmulas corretas (aspecto qualitativo) e coeficientes corretos (aspecto quantitativo).

Acertar os coeficientes ou balancear uma equação química é igualar o número total de átomos de cada elemento, no 1º e no 2º membro da equação.

O método usual de balanceamento das equações químicas compreende as seguintes regras práticas:

- I. Raciocinar com o elemento (radical) que aparece apenas uma vez no 1º membro e uma vez no 2º membro da equação.
- II. Preferir o elemento (radical) que possua índices maiores.
- III. Escolhido o elemento (radical), transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes.
- IV. Prosseguir com os outros elementos (radicais), usando o mesmo raciocínio, até o final do balanceamento.

### Classificação das reações químicas

As reações químicas podem ser classificadas segundo vários critérios. Por exemplo, quando uma reação libera energia na forma de calor, ela é chamada de exotérmica. Pelo contrário, quando uma reação

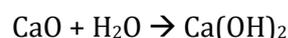
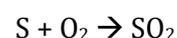
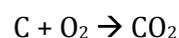
consome energia na forma de calor para se processar, é chamada de endotérmica.

No momento, a classificação que mais interessa é a que agrupa as reações em: reações de síntese ou de adição, reações de análise ou de decomposição, reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca, e as reações de dupla-troca ou de dupla substituição.

### Reações de síntese ou de adição

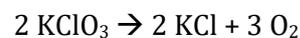
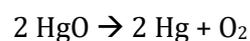
Ocorrem quando duas ou mais substâncias reagem, produzindo uma única substância mais complexa.

A reação de síntese é denominada: síntese total, quando partimos apenas de substância simples; e síntese parcial, quando, entre os reagentes, já houver no mínimo uma substância composta. Por exemplo:



### Reações de análise ou de decomposição

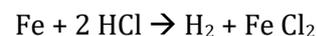
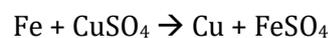
Ocorrem quando uma substância se divide em duas ou mais substâncias de estruturas mais simples. Por exemplo:



Certas reações de análise ou de decomposição recebem nomes especiais, como: pirólise, decomposição pelo calor; fotólise, decomposição pela luz; e eletrólise, decomposição pela eletricidade.

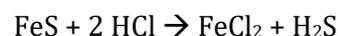
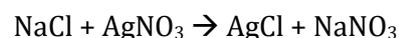
### Reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca

Ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta e desloca desta última uma substância simples:



### Reações de dupla-troca ou de dupla substituição

Ocorrem quando dois compostos reagem, permutando entre si dois elementos ou radicais e dando origem a dois novos compostos:



### Quando ocorre uma reação química?

Para duas substâncias reagirem quimicamente, é necessário que suas moléculas ou íons sejam postos em contato do modo mais eficaz possível. Além

disso, é necessário que os reagentes tenham uma certa reatividade ou afinidade química, ou seja, uma certa tendência a reagir.

Embora seja fácil constatar que existem reagentes mais reativos e outros menos reativos, deve-se avisar que o estudo da reatividade e da afinidade química é bastante complexo. Entretanto, para as reações comuns, pode-se indicar certos critérios que permite prever quais serão os produtos formados, a partir de determinados reagentes.

### Reações de oxirredução

Para que uma reação de oxirredução ocorra, um dos reagentes deve apresentar a tendência de ceder elétrons, e outro, de receber elétrons. Em relação a essas tendências, é fundamental destacar o comportamento dos metais e dos ametais.

Os metais têm sempre tendência para ceder elétrons; conseqüentemente, os metais se oxidam e agem como redutores. Comparando vários metais, consegue-se determinar quais são os metais que têm maior tendência e quais os que tem menos tendência para ceder elétrons. A partir disso, surgiu a fila da reatividade ou fila de tensões eletrolíticas, que é dada parcialmente a seguir:

K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe H Cu Hg Ag Au



Reatividade (eletropositividade) crescente

Qualquer metal dessa fila pode ceder elétrons, ou seja, reduzir cátions de outro metal colocando à sua direita na fila.

Os ametais têm sempre tendência para receber elétrons; conseqüente, os não-metais se reduzem e agem como oxidantes. Pode-se também arrumar os ametais em uma fila de reatividade:

F O Cl Br I S



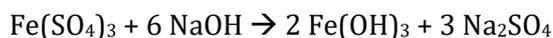
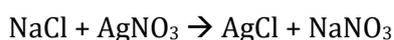
Reatividade (eletronegatividade) crescente

Qualquer ametal dessa fila pode receber elétrons ou oxidar, ou seja, deslocar qualquer outro ametal que venha mais adiante na fila.

### Reações que não são de oxirredução

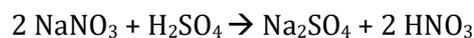
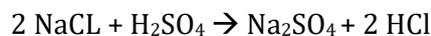
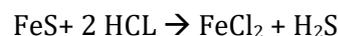
As mais importantes, nesse caso, são as reações de dupla-troca. Elas ocorrem em três situações: Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes, quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes e quando um dos produtos for menos ionizável que os reagentes.

**Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes**, a reação de dupla-troca pode acontecer desde que tenha reagentes solúveis e ao menos um produto insolúvel que irá formar um precipitado.

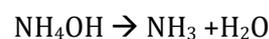
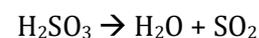


Lembre-se que a maior parte das reações ocorre em solução aquosa.

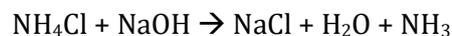
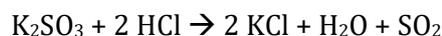
**Quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes**, a reação de dupla-troca pode acontecer se houver pelo menos um produto volátil.



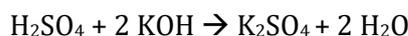
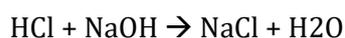
Os exemplos mais importantes de produtos gasosos que tendem a escapar do sistema em reação são os ácidos HF, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S e HCN. Pelo contrário, o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é muito pouco volátil (ácido fixo), servindo, por isso, para produzir outros ácidos. Três casos importantes de desprendimento gasoso são devido às seguintes decomposições espontâneas:



Por esse motivo, em toda reação de dupla-troca, em que deveria haver produção de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> ou NH<sub>4</sub>OH, terá, na verdade, água e CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub> ou NH<sub>3</sub>, respectivamente.

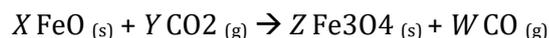


**Quando um dos produtos for menos ionizável que os reagentes**, nesse caso, o exemplo mais comum é a reação de salificação, na qual se forma um sal (composto iônico) e água (composto molecular)



### Exercícios

01. (Puc-RS) A magnetita, importante minério de ferro que deu origem a bússola, forma-se no interior da Terra pela reação expressa na equação a seguir:



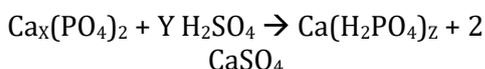
Os coeficientes estequiométricos X, Y, Z e W que tornam a equação corretamente balanceada, são?

02. (Mackenzie-SP) A água oxigenada, usada para limpar ferimentos, é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio que, na presença de luz, decompõe-se em água e gás

oxigênio. A alternativa que possui essa reação corretamente equacionada e balanceada é:

- $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{líq}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{líq}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{líq}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{líq}) + \text{H}_2 (\text{g})$

03. Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso a indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito reduzida, num composto muito mais solúvel, que é o superfosfato de cálcio. Representa-se esse processo pela equação:



Quais os valores de X, Y e Z?

04. (Mackenzie-SP)



Supondo que  e  significam átomos diferentes, então o esquema acima representará uma reação química, balanceada se substituirmos as letras X, Y e W, respectivamente, pelos valores:

- 3, 2 e 1.
  - 1, 2 e 3.
  - 1, 2 e 2.
  - 2, 1 e 3.
  - 3, 1 e 2.
05. Dadas as reações abaixo, apresente sua classificação:
- $\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Zn} (\text{NO}_3)_2$

- $(\text{NH}_4)_2 + \text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
- $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{NaCl}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $2 \text{AgCl} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{NaCl}$
- $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
- $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
- $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_4$
- $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- $3 \text{CuSO}_4 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Cu}$

06. (UFSM-RS) Analisando a série eletromotriz, que fornece a reatividade dos metais, assinale a reação que irá ocorrer espontaneamente:

- $2 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{Cu}_4\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow$
- $3 \text{Ag}(\text{s}) + \text{FeCl}_3 (\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Cu}(\text{s}) + \text{NaCl} (\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Ag}(\text{s}) + \text{CuSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow$
- $\text{Pb}(\text{s}) + \text{ZnSO}_4 (\text{aq}) \rightarrow$

07. (Mackenzie-SP) Analisando a fila de reatividade dada, pode-se afirmar que a reação que não ocorrerá é:

- $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$
- $\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow$
- $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow$
- $\text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$

### Referências

Feltre, Ricardo. Fundamentos da química: volume único/ Ricardo Feltre. – 4. Ed. – São Paulo: Moderna, 2005

Peruzzo, Francisco Miragaia. Química: na abordagem do cotidiano, volume único/ Francisco Miragaia Peruzzo (Tito), Eduardo Leite do Canto. – 3. Ed. – São Paulo: Moderna 2007.

Usberco, João. Química, volume único/ João Usberco, Edgard Salvador. – 7. Ed. Reform. – São Paulo: Saraiva 2006.