

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

Química

Fascículo 3

Unidades 6, 7 e 8

Edição revisada 2016

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador
Sergio Cabral

Vice-Governador
Luiz Fernando de Souza Pezão

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Secretário de Estado
Gustavo Reis Ferreira

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado
Wilson Risolia

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente
Carlos Eduardo Bielschowsky

FUNDAÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

Coordenação Geral de
Design Instrucional
Cristine Costa Barreto

Elaboração
Andrea Borges
Arthur Gonçalves
Marcus André

Atividade Extra
Andrea Borges
Clóvis Valério Gomes

Revisão de Língua Portuguesa
Paulo César Alves
Ana Cristina Andrade dos Santos

Coordenação de Design Instrucional
Flávia Busnardo
Paulo Vasques Miranda

Design Instrucional
Aline Beatriz Alves

Coordenação de Produção
Fábio Rapello Alencar

Capa
André Guimarães de Souza

Projeto Gráfico
Andreia Villar

Imagem da Capa e da Abertura das Unidades
<http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517>

Diagramação
Equipe Cederj

Ilustração
Bianca Giacomelli
Clara Gomes
Fernando Romeiro
Jefferson Caçador

Sami Souza
Produção Gráfica
Verônica Paranhos

Sumário

Unidade 6 | Como os compostos químicos são formados 5

Unidade 7 | Transformando a matéria – as reações químicas 37

Unidade 8 | Funções Químicas Inorgânicas 73

Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.


Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos "nome de usuário" e "senha".

Feito isso, clique no botão "Acesso". Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!



Como os compostos químicos são formados

Fascículo 3
Unidade 6

Como os compostos químicos são formados

Para início de conversa...

Vai uma pitadinha de sal?

O sal está muito presente em nossas refeições, temperando sopas, carnes, dentre outros. Muitas vezes, ele é usado para acentuar o sabor ou até mesmo aumentar a durabilidade dos alimentos (quem nunca viu aquela bonita peça de bacalhau repleta de sal?).

Como toda substância química que vai à mesa, o sal de cozinha também tem um limite de ingestão diária. A Organização Mundial de Saúde (OMS), aconselha um consumo máximo diário de 6 gramas de sal, ou uma colher de chá, para uma pessoa adulta. E essa precaução deve ser ainda maior com aquelas pessoas que não praticam exercícios físicos.

O sal em excesso pode causar vários problemas de saúde, como a hipertensão. Ela é uma doença agravada, por exemplo, pelo hábito alimentar não saudável, pelo sedentarismo e o tabagismo. Uma pessoa hipertensa possui picos de **pressão arterial** acima do normal e, muitas vezes, não pode ingerir nenhuma quantidade de sal, pois este elevaria ainda mais a pressão, provocando o risco de morte. Os médicos recomendam que se reduza a quantidade de sal já na infância.

Pressão arterial

É a força que o próprio sangue, depois de bombeado pelo seu músculo cardíaco, exerce sobre as paredes dos vasos sanguíneos, enquanto percorre cada milímetro do seu corpo, garantindo assim que todo ele receberá a “visita” do sangue.

Para se levar uma vida saudável, o ideal é fazer uma alimentação rica em frutas e vegetais, e evitar alimentos com excesso de gordura. Deve-se também reduzir o consumo de alimentos com grande quantidade de sal embutido (salame, mortadela, patê, azeitona e linguiça).

O sal de cozinha é uma mistura de várias substâncias, sendo que a principal delas é o cloreto de sódio (NaCl). Este é formado pela combinação de dois elementos altamente reativos: o sódio e o cloro! Eles são tão reativos que se fossem ingeridos separadamente poderiam matar qualquer pessoa. Porém, o cloreto de sódio, em pequenas quantidades diárias, é inofensivo para a nossa saúde.



Figura 1: O sal é usado como tempero em sua cozinha. Mas ele é retirado de lagos salgados, como na figura, e refinado até chegar à sua mesa. Em sua composição há dois importantes elementos, muito reativos, que se ligam entre si: o sódio e o cloro.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/975791> - Diana Myrndorff

Mas como e por que a combinação de dois elementos altamente reativos dá origem a uma substância tão estável?

Objetivos de aprendizagem

- Identificar as combinações entre os átomos.
- Distinguir as ligações iônica, covalente e metálica através de suas propriedades.
- Relacionar eletronegatividade com a definição do tipo de ligação química entre os átomos.

Seção 1

Reatividade dos elementos

Como você pôde observar no exemplo do cloro e do sódio, os elementos químicos têm a capacidade de se ligar. Mas será que existem átomos de elementos que não se combinam?

Quase todos os elementos químicos podem se combinar, por meio de uma transformação química, ou seja, uma reação. Porém alguns são *tão estáveis* (difíceis de reagir) que os consideramos **elementos inertes**. Esses elementos são usualmente representados pelos *gases nobres*. E, justamente pelo fato de raramente se combinarem, esses gases nobres vão nos ajudar a entender as leis da combinação química.

Elementos inertes

São elementos que reagem com dificuldade ou não reagem de modo algum com outros elementos.

Um fato muito importante a ser considerado é que, quando um elemento sofre uma transformação da matéria, ocorre uma alteração no número de elétrons que ele possui em sua eletrosfera. Uma transformação da matéria faz com que o átomo altere a configuração original de sua eletrosfera.

Por isso, no estudo das transformações da matéria, daremos atenção especial aos elétrons dos átomos envolvidos. Estes estão distribuídos em *camadas* na eletrosfera de um átomo.

Comparemos a distribuição eletrônica de um gás nobre (inerte) com a de outro elemento qualquer. Vamos tomar como exemplos o neônio (gás nobre) e o sódio, respectivamente com 10 e 11 elétrons (Figura 2).

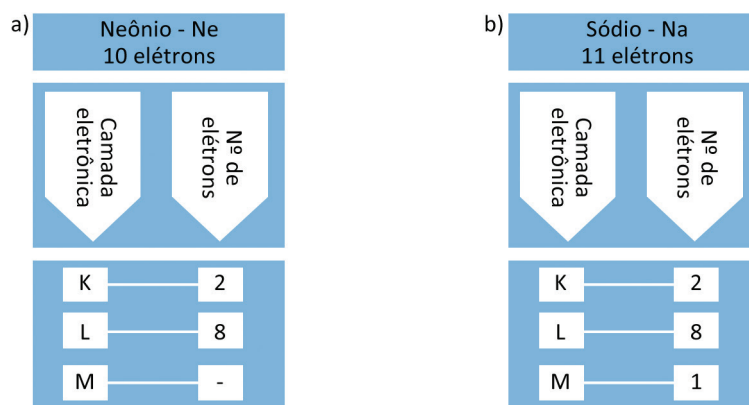


Figura 2: a) Distribuição eletrônica do neônio, que apresenta 8 elétrons na última camada (L). b) Distribuição eletrônica do sódio, o qual apresenta 1 elétron na última camada (M).

Fonte: Marcus André

Podemos, por meio dessas duas distribuições de elétrons, verificar algum fator que explique o porquê do Neônio ser um elemento inerte e o Sódio não? Bom, para isso, é melhor tomarmos outro exemplo.

Observe a comparação entre o argônio (Ar – 18 elétrons) e o cloro (Cl – 17 elétrons).

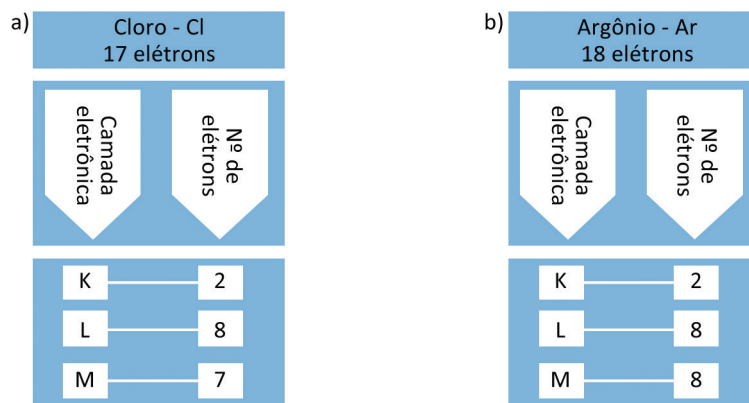


Figura 3: a) distribuição eletrônica do cloro apresenta 7 elétrons na última camada (M). b) distribuição eletrônica do Argônio apresenta 8 elétrons na última camada (M).

Fonte: Marcus André

Nas duas comparações, colocamos sempre um gás nobre junto a um elemento não inerte. Será que a partir delas veremos alguma diferença na distribuição eletrônica que indique porque os gases nobres são praticamente inertes?

Verifique nas **Figuras 2 e 3** o número de elétrons na última camada de cada átomo e observe a **Tabela 1**:

Tabela 1: Comparação entre o número de elétrons da camada mais externa e a reatividade dos átomos.

Átomo	Número de elétrons na camada mais externa	Condição
Neônio	8	Praticamente inerte
Argônio	8	Praticamente inerte
Sódio	1	Reativo
Cloro	7	Reativo

Fonte: Marcus André

Talvez esteja aqui a resposta. Os *gases nobres* são estáveis (praticamente inertes), pois possuem a última camada eletrônica com *oito elétrons* (ou 2 no caso do Hélio).

E os outros elementos que não possuem os oito elétrons na última camada? Por que eles reagem (combinam-se)?

Os átomos desses elementos ligam-se uns aos outros, através da perda, ganho ou compartilhamento de elétrons, para adquirir estabilidade, ou seja, a última camada semelhante à de um gás nobre.

Chamamos essa busca por distribuições eletrônicas idênticas às dos gases nobres de regra do octeto.

A regra do octeto diz que para um átomo alcançar a estabilidade, ele deve possuir, em sua camada mais externa, oito elétrons, ou dois quando há apenas uma camada. Os gases nobres são ditos inertes (estáveis), pois possuem tal configuração eletrônica.



Seção 2

Ligação iônica

O sódio (Na) e o cloro (Cl) não são estáveis, pois não possuem oito elétrons na última camada. Eles possuem 1 e 7 elétrons, respectivamente, como você viu nas **Figuras 2 e 3**.

Quando reagem, o sódio cede um elétron para o cloro. Temos, então, a formação do cloreto de sódio (NaCl). Veja, na **Figura 4**, como fica a configuração desses elementos após a transformação:

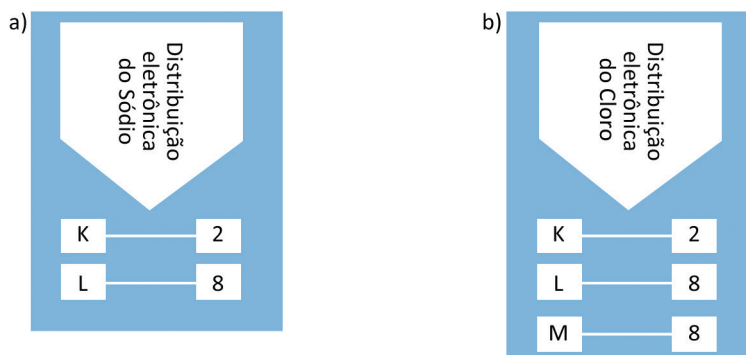


Figura 4: a) O sódio apresenta 8 elétrons na última camada (L) após ceder 1 elétron para o cloro. b) O cloro apresenta 8 elétrons na última camada (M) após receber 1 elétron do Sódio.

Fonte: Marcus André

O sódio cedeu o elétron da última camada. Agora, sua última camada é a L, *que está com oito elétrons*. O cloro também se torna mais estável quimicamente, pois, após a transformação, também fica com oito elétrons na última camada.

Esse tipo de transformação não ocorre somente entre o sódio e cloro, mas pode também explicar várias outras combinações. Nele, um elemento cede um ou mais elétrons a outro e os dois permanecem juntos, formando os íons Na^+ e Cl^- e uma nova substância, o NaCl .

Você estudou na Unidade “Caminhando pela estrada que investiga do quê somos feitos” que o elétron possui carga negativa e os átomos, antes de se combinarem, possuíam carga neutra (zero), lembra-se? Pois então, quando o sódio cede um elétron, ele fica positivo (Na^+), chamado de sódio; já o cloro, que recebe um elétron, torna-se negativo (Cl^-), chamado de cloreto.

As cargas elétricas contrárias atraem-se; portanto, após a transferência de elétrons, ocorrida na reação, o sódio e o cloro atraem um ao outro.

Inicialmente, um átomo transforma-se, cedendo elétron(s) para outro, para que possam ficar quimicamente mais estáveis. Então, quem doa elétrons adquire carga positiva (mais prótons do que elétrons), passando a ser um cátion. Em contrapartida, o átomo que os recebe adquire carga negativa (mais elétrons que prótons) passando a ser um ânion.



Chamamos esse tipo de ligação, resultante da transferência de um ou mais elétrons, de ligação iônica.

As espécies positiva e negativa se atraem e elas permanecem juntas, formando uma nova substância. No caso do cloreto de sódio, os íons Na^+ e Cl^- estão juntos quando o composto está no estado sólido. Como os íons envolvidos no processo “ficaram juntos”, dizemos que estão ligados. No caso do NaCl , cada cátion Na^+ é cercado por 6 ânions Cl^- e vice-versa. Um sólido iônico é, portanto, constituído por **retículos cristalinos**.

Retículo cristalino

É uma rede formada pela distribuição, de forma geométrica, dos átomos em materiais sólidos, como é o caso, por exemplo, dos cristais do nosso sal de cozinha (Figura 5). Essa distribuição é resultante do balanço entre as forças de atração e repulsão que acaba por definir a disposição final dos íons nessa rede, bem como a distância entre eles.

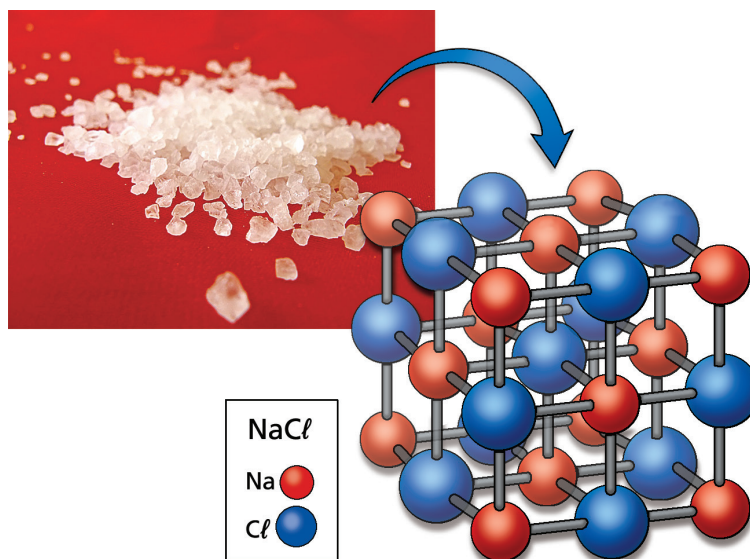


Figura 5: Microscopicamente, podemos observar que uma pedra de sal é formada por retículos cristalinos do cloreto de sódio.

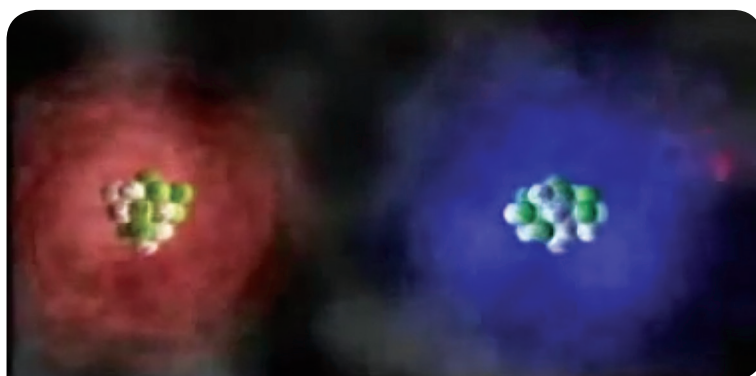
Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/913569> - Bruno Sersocima

Desse modo, os compostos iônicos não são formados por moléculas individuais. Quando escrevemos NaCl para designar o cloreto de sódio, estamos apenas indicando que, nos cristais desse composto, a relação sódio: cloro é de 1:1. Essa notação não indica a existência de moléculas individuais de NaCl .

Ligação entre o sódio e o cloro

Você já estudou como acontece a ligação entre o sódio e o cloro. Quer ver uma animação sobre isso? Então acesse esse vídeo, através do *link*:

<http://www.youtube.com/watch?v=LbxTfiNkCC8>



Propriedades dos compostos iônicos

Uma regra pode ser usada para identificar uma ligação iônica: ela se dá entre um metal (doador de elétrons) e um ametal ou hidrogênio (receptor de elétrons).

Além dessa característica, esse tipo de ligação apresenta:

- estrutura sólida formada por retículos cristalinos;
- elevadas temperaturas de fusão e ebulição; sendo assim, são sólidos à temperatura ambiente (25°C). O cloreto de sódio (NaCl), por exemplo, a nível do mar, apresenta temperatura de fusão de 801°C e temperatura de ebulição de 1465°C;
- condutividade elétrica. Essa característica dá-se apenas quando o composto está na fase líquida ou em solução aquosa, pois nas duas situações os íons estão livres (separados). Os íons em movimento passam a ser responsáveis pela condutividade elétrica das substâncias iônicas.

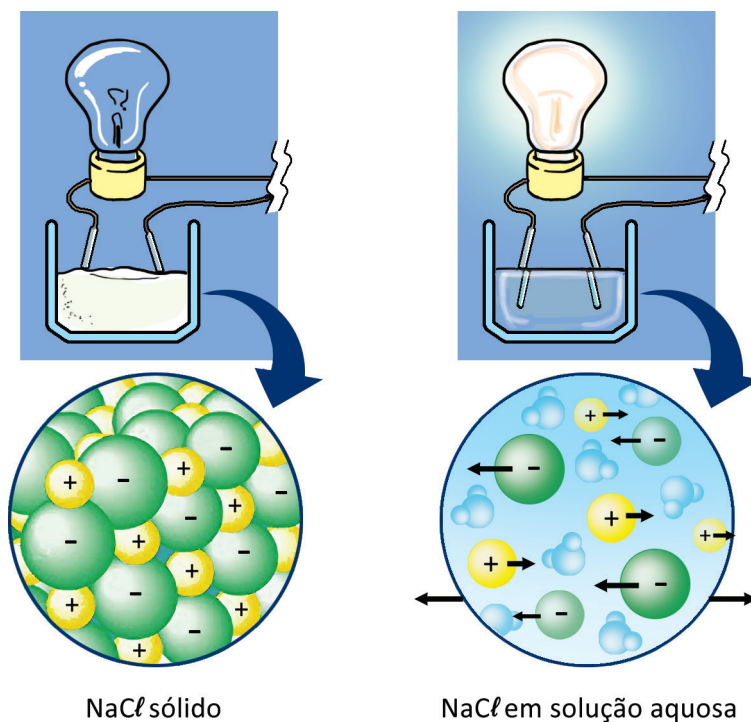


Figura 6: Condutividade elétrica do cloreto de sódio. a) No NaCl sólido, os íons não possuem mobilidade, sendo assim, não conduz corrente elétrica. b) Na solução aquosa de NaCl, os íons possuem mobilidade, sendo assim, conduz corrente elétrica.

Seção 3

Ligação covalente

No gás cloro (Cl_2), existe a combinação de dois átomos, no entanto eles são iguais. Se os elementos são iguais, suas distribuições eletrônicas também são iguais, veja:

Cloro - Cl 17 elétrons	
Camada eletrônica	Nº de elétrons
K	2
L	8
M	7

Figura 7: A distribuição eletrônica do cloro apresenta 7 elétrons na última camada (M).

Fonte: Marcus André

Para ficarem estáveis, segundo a regra do octeto, os dois átomos de cloro devem ganhar apenas um elétron cada. No entanto, se qualquer um dos átomos perder elétrons para o outro, não ficará estável. Sendo assim, como essa molécula forma-se?

Nesse caso, dois átomos aproximam-se e compartilham os elétrons necessários para completar os seus octetos em suas eletrosferas. Vamos ver como isso acontece na formação da molécula de gás cloro.

O átomo de cloro precisa de apenas mais um elétron para ter oito elétrons em sua camada de valência. Então, ele compartilha um dos elétrons do outro átomo, e vice-versa (**Figura 8**).

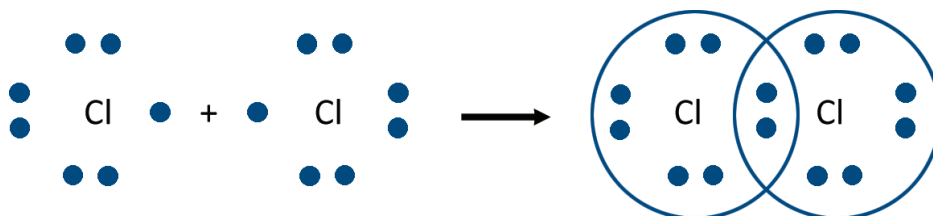


Figura 8: A figura mostra os elétrons (bolinhas azuis) na última camada. Constate que, ao final (lado direito da seta), os dois átomos de cloro estão compartilhando 2 elétrons, totalizando oito elétrons em sua última camada.

Fonte: Marcus André

Os átomos permanecem juntos por causa do compartilhamento de elétrons. Esse tipo de ligação é denominada ligação covalente. Nesse caso, diferente da ligação iônica, os átomos não são positivos ou negativos, pois não há perda ou ganho de elétrons.

A formação de ligações covalentes entre os átomos resulta na formação de um agrupamento, denominado molécula.

Um átomo pode efetuar mais de uma ligação covalente, dependendo:

- do número de elétrons que ele dispõe em sua última camada para formar outros pares;
- do número de elétrons que precisará compartilhar para se estabilizar.

Tabela 2: Comportamento dos ametais de cada grupo em termos de ligações covalentes, de acordo com a regra do octeto.

Grupo	Elétrons na camada mais externa	Necessidade de elétrons para ficar estável	Nº de ligações covalentes
H	1	1	1
17 ou 7A	7	1	1
16 ou 6A	6	2	2
15 ou 5A	5	3	3
14 ou 4A	4	4	4

Fonte: Marcus André

Vejamos a representação para a molécula de água (H_2O).

Os átomos de hidrogênio possuem um elétron na última camada e precisam de mais um elétron para ficarem estáveis. Os átomos de oxigênio (grupo 16 ou 6A) têm seis elétrons na última camada e, portanto, precisam de mais dois elétrons para ficarem estáveis. A **Figura 9** mostra o compartilhamento de elétrons entre os átomos de hidrogênio e o de oxigênio para formar uma molécula de água.

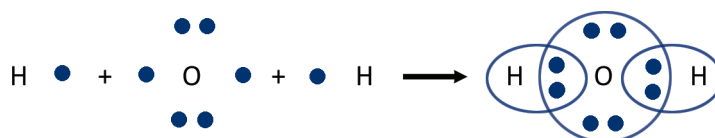


Figura 9: O compartilhamento de um par de elétrons entre um átomo de oxigênio e um de hidrogênio satisfaz este último, mas o oxigênio necessita de outro elétron para ficar estável. Então, é necessário, outro átomo de hidrogênio. Temos, portanto, o compartilhamento de elétrons do átomo de oxigênio com dois átomos de hidrogênio, formando duas ligações covalentes.

Fonte: Marcus André

Nas ligações covalentes, usamos uma fórmula mais simples para representar as moléculas: cada par de elétrons compartilhados entre dois átomos são substituídos por barras e os elétrons não compartilhados não são representados, como indica a fórmula da molécula de água abaixo (**Figura 10**). Esta indica como os átomos estão arranjados nas moléculas e, por isso, é denominada fórmula estrutural.

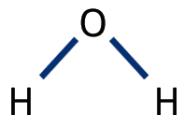


Figura 10: A fórmula estrutural da molécula de água mostra as ligações covalentes (cada barra é igual a uma ligação covalente) entre os átomos de hidrogênio e o átomo de oxigênio. A água é uma molécula angular, ou seja, as ligações entre os hidrogênios e o oxigênio formam sempre o mesmo ângulo. Isso ocorre devido aos elétrons existentes na camada de valência dos átomos, que se repelem produzindo o que chamamos de geometria molecular.

Propriedades dos compostos moleculares

Uma regra pode ser usada para uma ligação covalente. Ela se dá entre ametais (ametal - ametal), um ametal e um hidrogênio ou entre hidrogênios (H-H).

Outras características dos compostos que apresentam essa ligação são:

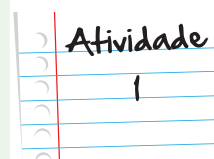
- temperaturas de fusão e ebulição baixas, se comparados com os compostos iônicos;
- estado físico na temperatura ambiente: sólido, líquido e/ou gasoso;
- não conduzem corrente elétrica, quando puros em nenhum estado físico. Mas são capazes de conduzir corrente elétrica em solução aquosa, quando houver presença de íons em solução.

Experiência no Mundo de Beakman

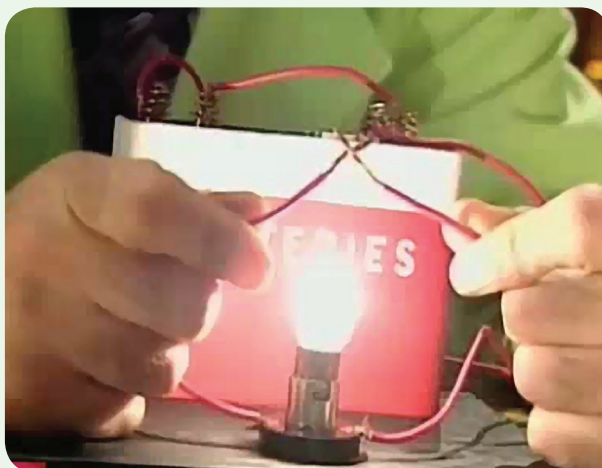
O Mundo de Beakman no Brasil foi um programa educativo de televisão. Nele, o professor Beakman ensinava como reproduzir experiências científicas em casa e tinha uma abordagem divertida de conceitos científicos.

No episódio método científico, Beakman recebe uma carta de um telespectador com a seguinte pergunta: Será que a água salgada conduz corrente elétrica?

Para fazer o experimento, Beakman usou uma bateria, fios condutores de eletricidade (fios de cobre) e uma lâmpada para verificar a passagem de corrente elétrica.



Atividade
1



Com aparelhagem (figura anterior), Beakman fez três experiências diferentes para responder de forma correta à pergunta feita.

Experiência 1



Ao colocar os fios condutores na água com sal ($\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$), Beakman verificou que a lâmpada acendeu, concluindo que a mistura de água e sal conduz corrente elétrica.

Mas para concluir que apenas a mistura de água e sal conduz corrente elétrica, Beakman fez mais dois experimentos.

Experiência 2



Ao colocar os fios condutores no sal “puro” (NaCl), Beakman verificou que a lâmpada não acendeu, concluindo que o sal não conduz corrente elétrica, no estado sólido.

Experiência 3

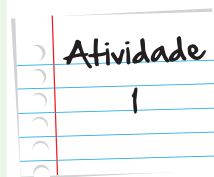


Ao colocar os fios condutores na água (H_2O), Beakman verificou que a lâmpada também não acendeu, concluindo que a água também não conduz corrente elétrica.

Assista ao episódio, acessando a página na Internet: <http://www.youtube.com/watch?v=YwJZmOEgF8w>

Após os experimentos, Beakman pôde afirmar que apenas a mistura de água e sal conduz corrente elétrica. Justifique tal conclusão.

Lembre-se:
faça em uma
folha à parte



Seção 4

Eletronegatividade e a polaridade da ligação química

Como vimos, alguns elementos possuem tendência a ganhar elétrons (ametais) e outros tendem a perdê-los (metais).

Linus Pauling, um importante químico, fez uma escala de eletronegatividade com objetivo de quantificar essa tendência. A eletronegatividade é definida como a tendência do átomo atrair elétrons para perto de si, quando se liga a outro átomo, em uma substância composta.

Tabela 3: A escala eletronegatividade mostra que o Flúor (F), é o elemento mais eletronegativo, ou seja, possui maior tendência de atrair elétrons.

Elementos	F	O	Cl	N	C	H	Ca	Na	Fr
Eletronegatividade	3,98	3,44	3,16	3,04	2,55	2,20	1,00	0,93	0,70

Fonte: Marcus André

Uma decorrência importante do estudo da eletronegatividade dos elementos é que, em função da diferença de eletronegatividade entre os átomos que estabelecem uma ligação, podemos classificá-las em:

- Diferença de eletronegatividade igual a zero → ligação covalente apolar.
- Diferença de eletronegatividade maior que zero e menor que 1,7 → ligação covalente polar.
- Diferença de eletronegatividade maior ou igual a 1,7 → ligação iônica.

Diferença de eletronegatividade (simbolizada por um Δe) é igual:

$\Delta e = \text{elemento mais eletronegativo} - \text{elemento menos eletronegativo}$

Importante

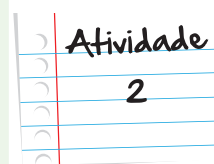
Com aumento da diferença de eletronegatividade entre os átomos, o caráter da ligação passará de 100% covalente (diferença de eletronegatividade entre dois átomos igual a zero) para covalente polar até chegar a acentuadamente iônico.

Diferença de eletronegatividade entre os átomos

Calcule a diferença de eletronegatividade e indique o tipo de ligação entre os átomos dos compostos abaixo:

Composto	Diferença de eletronegatividade	Tipo de ligação
CaO		
N ₂		
HCl		

Lembre-se:
faça em uma
folha à parte



Seção 5

Ligação metálica

Se um pedaço de metal é conectado aos polos de uma bateria, ocorre um fluxo de elétrons, ou seja, uma corrente elétrica. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons, levou os cientistas a estabelecerem um modelo de ligação de natureza elétrica, baseado na atração dos íons positivos (cátions do metal) e dos elétrons livres.

Normalmente, os átomos dos metais têm de 1 a 3 elétrons na última camada eletrônica; essa camada está normalmente afastada do núcleo. Quando os átomos dos metais ligam-se entre si, os elétrons escapam facilmente dos átomos e transitam livremente pelo metal. Desse modo, os átomos que perdem elétrons transformam-se em cátions.

Concluindo, podemos dizer que, o metal seria um aglomerado de cátions, mergulhados em uma nuvem (ou mar) de elétrons livres (**Figura 11**). Assim, a “nuvem” de elétrons funcionaria como uma ligação metálica, mantendo os átomos unidos.

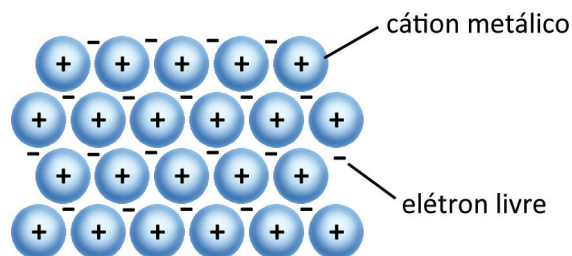


Figura 11: Modelo de ligação metálica: elétrons movendo-se livremente em todas as direções e sendo compartilhados por todos os cátions.

Sendo assim, os metais apresentam determinadas propriedades em comum:

- Possuem altas temperaturas de fusão e ebulição;
- Apresentam alta condutividade elétrica (inclusive no estado sólido) e térmica.
- São maleáveis (podem ser transformados em lâminas).
- São dúcteis (podem ser transformados em fios).
- Apresentam brilho característico.
- São sólidos à temperatura ambiente (exceção: mercúrio é líquido).



Saiba Mais

Ligas metálicas

São matérias com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos químicos.

Exemplos:

- Aço → constituído por Fe e C, sendo que, o aço inox é constituído por Fe, C, Cr e Ni.
- Ouro 18 quilates → constituído por Au, Ag e Cu.
- Latão → constituído por Cu e Zn.
- Bronze → constituído por Cu e Sn.

Posso apostar que, a partir desta aula, você começará a olhar o mundo a sua volta de outro jeito. Imaginar que estamos cercados por partículas que podem interagir umas com as outras e, ainda por cima, formar novos compostos muda nossa perspectiva, não é verdade? Isso também intrigou os químicos e, por esse motivo, eles se dedicaram a estudar o que está por trás dessas ligações que chamamos de reações químicas. Você também irá conhecê-las, mas para isso é preciso esperar pela próxima unidade. Até lá!

Resumo

Quadro comparativo entre os compostos iônicos, moleculares e metálicos:

Composto	Iônico	Molecular	Metálico
Ligação	iônica	covalente	metálica
Como ocorre a ligação	transferência de elétrons	compartilhamento de elétrons	“mar de elétrons”
Composição	metal + não metal	Não metais	metais
Formam	retículos cristalinos	moléculas	metais ou ligas metálicas
Temperatura de fusão e ebulição	altos	baixos	Altos
Estado físico a temperatura ambiente (25°C)	são sólidos	são sólidos, líquidos ou gasosos	são sólidos (exceção: mercúrio – líquido)
Conduz corrente elétrica	no estado líquido ou em solução aquosa	não conduz	no estado sólido ou líquido
Diferença de eletro-negatividade entre os átomos	maior ou igual a 1,7	menor que 1,7	-

Veja ainda!

Podemos encontrar algumas animações sobre o assunto desta unidade na Internet:

- Dissolução do cloreto de sódio (NaCl) em água.

A animação mostra a estrutura do cloreto de sódio, a dissolução do sal em água e a condução de corrente elétrica.

<http://www.quimica.net/emiliano/dissolucao-nacl.html>

Referências

- ATKINS, P. W. **Moléculas**. São Paulo, Edusp, 2000.
- COMPANION, Audrey. **Ligação Química**. São Paulo, Edusp, 1970.
- EMSLEY, John. **Moléculas em exposição**. São Paulo, Edgard Blücher, 2001.
- FELTRE, Ricardo. **Química volume 1** – Química Geral. São Paulo, Editora Moderna, 2009.

- LEE, J.D. **Química inorgânica não tão concisa**. São Paulo, Edgard Blücher, 1999.
- MASTERTON; SLOWINSKI; STANITSKI. **Princípios da Química**. Rio de Janeiro, Guanabara-Koogan, 1985.
- REIS, Martha. **Ciências, Tecnologia & Sociedade**. São Paulo, FTD, 2001.

Respostas
das
Atividades

Atividade 1

A água salgada (experiência 1) conduz corrente elétrica, pois os íons estão livres (separados). Tais íons em movimento passam a ser responsáveis pela condutividade elétrica. Nos casos das experiências com o sal no estado sólido (experiência 2) e com a água (experiência 3), não há íons livres para conduzir a corrente elétrica

Atividade 2

Composto	Diferença de eletronegatividade	Tipo de ligação
CaO	$\Delta = 3,44 - 1,00 = 2,44$	Iônica
N ₂	$\Delta = 3,04 - 3,04 = 0$	Covalente apolar
HCl	$\Delta = 3,16 - 2,20 = 0,96$	Covalente polar

$\Delta \geq 1,7 \rightarrow$ ligação iônica

$\Delta < 1,7 \rightarrow$ ligação covalente polar

$\Delta = 0 \rightarrow$ ligação covalente apolar.

O que perguntam por aí?

Questão 1 (UFMG 2005)

Nas Figuras 1 e 2, estão representados dois sólidos cristalinos, sem defeitos, que exibem dois tipos diferentes de ligação química:

Figura I

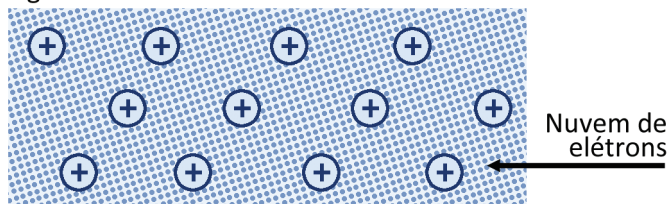
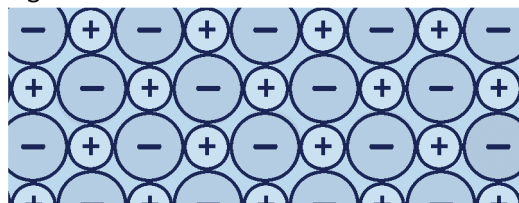


Figura II



Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que:

- a. a Figura II corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
- b. a Figura I corresponde a um sólido condutor de eletricidade.
- c. a Figura I corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.
- d. a Figura II corresponde a um material que, no estado líquido, é um isolante elétrico.

Resposta: Letra b

Comentário: A figura I mostra uma "nuvem de elétrons", ou seja, os elétrons são livres para movimentar-se,

advindo daí a alta condutividade no estado sólido. Já na figura II os íons não possuem mobilidade, sendo assim, não conduz corrente elétrica.

Questão 2 (Unifesp 2006)

A tabela apresenta algumas propriedades medidas, sob condições experimentais adequadas, dos compostos X, Y e Z.

composto	dureza	temperatura de fusão (°C)	Condutividade elétrica	
			fase sólida	fase líquida
X	macio	115	não conduz	não conduz
Y	muito duro	1600	conduz	conduz
Z	duro	800	não conduz	conduz

A partir desses resultados, podem-se classificar os compostos X, Y e Z, respectivamente, como sólidos:

- molecular, covalente e metálico.
- molecular, covalente e iônico.
- covalente, molecular e iônico.
- covalente, metálico e iônico.
- iônico, covalente e molecular.

Resposta: Letra d

Comentário: A diferença mais evidente entre os compostos está na condutividade elétrica:

- O composto X não conduz corrente elétrica na fase sólida nem na fase líquida, o que caracteriza ser um composto covalente;
- O composto Y conduz corrente elétrica na fase sólida e na fase líquida, o que caracteriza ser um composto metálico;
- O composto Z não conduz corrente elétrica na fase sólida, mas conduz na fase líquida, o que caracteriza ser um composto iônico.

Questão 3 (UFRJ 2006)

Alguns materiais, quando submetidos a baixas temperaturas, podem apresentar supercondutividade, isto é,

um fenômeno em que a resistência elétrica iguala-se a zero. Um material com essa característica é uma cerâmica que contém os óxidos HgO, CaO, BaO e CuO.

Disponha os óxidos HgO, CaO, BaO e CuO em ordem crescente de caráter covalente das suas ligações. Justifique sua resposta, com base nos valores de eletronegatividade.

Dados:

Ba	Ca	Cu	Hg	O
0,89	1,00	1,90	2,00	3,44

Resposta comentada: Quanto maior a diferença das eletronegatividades dos elementos que compõem cada óxido, menor o caráter covalente da sua ligação.

Assim, de acordo com a Tabela Periódica, temos:

$$\text{HgO: } 3,44 - 2,00 = 1,44$$

$$\text{CaO: } 3,44 - 1,00 = 2,44$$

$$\text{BaO: } 3,44 - 0,89 = 2,55$$

$$\text{CuO: } 3,44 - 1,90 = 1,54$$

Desta forma, a disposição dos compostos, de acordo com o critério solicitado, é: BaO < CaO < CuO < HgO

Questão 4 (PUC-MG)

Todas as afirmações em relação às ligações químicas estão corretas, EXCETO:

- não metal + hidrogênio é ligação covalente.
- não metal + não metal é ligação covalente.
- substância que apresenta ligações iônicas e covalentes é classificada como covalente.
- metal + metal é ligação metálica.
- metal + hidrogênio é ligação iônica.

Resposta: Letra c

Comentário: substância que apresenta ligações iônicas e covalentes é classificada como iônica.

Questão 5 (UFMG)

Leia o texto a seguir. Esse texto, apesar de conter vários erros conceituais, faz parte de matéria publicada em um jornal de circulação nacional, sob o título:

“SAL TEM PROPRIEDADES DE DERRETER OS CRISTAIS DE GELO”.

“Jogue um punhado de sal grosso numa calçada coberta de gelo (comum em países muito frios no inverno, por causa da neve). O gelo derrete imediatamente.

Sabemos, no entanto, que o sal não é quente. Na verdade, o sal gelado causaria o mesmo efeito. Como o gelo derrete? A resposta está na Química. Em estado líquido, as moléculas de água estão em movimento. Mas quando a temperatura cai, elas param, congelando em cristais.

Um pedaço de gelo sempre tem moléculas passando de um estado para o outro. Se você pudesse ver cada molécula de água, veria dois átomos de hidrogênio ligados a um de oxigênio, formando um triângulo. Por causa da posição dos átomos, cada molécula de água gera um campo elétrico.

Cada molécula de sal é formada por átomos de sódio e cloro interligados. Quando sal grosso é jogado no gelo, ocorre uma reação imediata. Uma molécula de sal normal não tem carga elétrica, mas quando se separa uma molécula de sal, os átomos liberados ficam eletricamente carregados (átomos carregados são chamados de íons).

Moléculas de água são eletricamente atraídas por íons. Por isso, grupos de moléculas de água que ainda estão em estado líquido começam a se aglomerar em torno dos íons sódio e cloro. Enquanto isso, as outras moléculas de água libertam-se do gelo e também ficam em volta dos átomos de sódio e cloro.

Logo, só resta água.”

- SUBLINHE, no texto, UM erro conceitual.
- EXPLIQUE o que está errado no trecho sublinhado.
- REESCREVA-O, de modo a torná-lo correto.

Resposta:

- Molécula de Sal.

b. O sal, por ser iônico, não forma molécula; os íons agrupam-se, formando cristais.

c. Cada fórmula de sal.

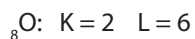
Comentário: O sal em questão é formado pelos elementos sódio e cloro, ou seja, metal + ametal. Então o sal é um composto iônico e não uma molécula (molécula = composto formado por apenas ligações covalentes).



Atividade extra

Questão 1 – Cecierj - 2013

Veja a seguir as distribuições eletrônicas para o magnésio e o oxigênio:



Explique como o composto MgO é formado e indique o tipo de ligação ocorrida.

Questão 2 – Adaptado de UFRJ

Quando íons de cargas opostas, formados por elementos do grupo I (1A) e do grupo 17 (VIIA), são aproximados, ocorre uma forte atração entre eles. Essa força de atração é chamada de ligação:

- a. covalente.
- b. iônica.
- c. metálica.
- d. molecular.

Questão 3 – Cecierj - 2013

Classifique as substâncias a seguir como iônicas, metálicas ou moleculares:

- Substância I – nas condições ambientes, é sólida, possui temperatura de fusão de 1554 °C e conduz corrente elétrica no estado sólido.
- Substância II – nas condições ambientes, é sólida, conduz corrente elétrica só quando fundida ou dissolvida em água e possui temperatura de fusão de 283 °C.
- Substância III – nas condições ambientes, é líquida, não conduz corrente elétrica e possui temperatura de ebulição igual a 100 °C.

Questão 4

A partir da diferença entre as eletronegatividades, classifique as ligações entre os átomos em iônica ou covalente. Reveja os valores de eletronegatividade na Tabela a seguir:

Elementos	F	O	Cl	N	C	H	Ca	Na	Fr
Eletronegatividade	3,98	3,44	3,16	3,04	2,55	2,20	1,00	0,93	0,70

- a. CaF_2
- b. H_2O
- c. Na_2O
- d. CH_4

Questão 5 – Adaptado de UMC - SP

O carbono e o silício pertencem à família 14 da tabela periódica. Por que, nas condições ambientes, o dióxido de carbono é um gás, enquanto o dióxido de silício, SiO_2 , é um sólido de temperatura de fusão elevada (areia)?

Questão 6 – Adaptado de UFRJ - 2005

A ligação química está intimamente ligada ao rearranjo da estrutura eletrônica e afeta as propriedades macroscópicas das substâncias.

Quais os tipos de ligações químicas encontramos no cianeto de sódio (NaCN)?

- a. somente ligações iônicas.
- b. somente ligações metálicas.
- c. somente ligações covalentes.
- d. ligações iônicas e covalentes.

Questão 7 – Adaptado de Universidade Federal de São Carlos - 2008

O cloreto de sódio (NaCl), popularmente conhecido como sal de cozinha, é uma substância largamente utilizada, formada na proporção de um átomo de cloro para cada átomo de sódio.

Qual o tipo de organização encontramos na estrutura do cloreto de sódio?

- a. moléculas.
- b. cátions e ânions.
- c. átomos neutros.
- d. apenas íons positivos.

Questão 8 – Adaptado de Universidade Federal do Tocantins - 2009

A ligação covalente é um tipo de ligação química que causa uma atração mútua entre os átomos, mantendo a molécula resultante unida.

Considere as substâncias:

I. Argônio (Ar)

II. Cloreto de sódio (NaCl)

III. Água (H₂O)

Quais delas apresentam ligações covalentes?

- a. O argônio e o cloreto de sódio
- b. O cloreto de sódio e a água
- c. A água e o argônio
- d. Apenas a água

Questão 9 – Adaptado de UFMT – 2008

Considere o elemento químico X (com número atômico 1), formando compostos com o elemento químico Y, que possui número atômico igual a 8.

Qual o tipo de ligação química que ocorre entre estes elementos?

Dados: Distribuição eletrônica de X: K=1

Distribuição eletrônica de Y: K=2, L=6

Gabarito

Questão 1

Átomos de magnésio perdem dois elétrons, formando um íon positivo, enquanto os átomos de oxigênio ganham dois elétrons, formando um íon negativo. A atração entre os íons é chamada de ligação iônica.

Questão 2

- A** **B** **C** **D**

Questão 3

Substância I – metálica, pois possui alto ponto de fusão e conduz corrente elétrica no estado sólido, além de ser sólida à temperatura ambiente.

Substância II – iônica, pois é sólida em condições ambientes, mas conduz corrente elétrica quando fundida ou dissolvida em água (meio aquoso).

Substância III – molecular, pois é líquida, possui baixa temperatura de ebulição e não conduz corrente elétrica..

Questão 4

- (a) Ligação iônica
- (b) Ligação covalente
- (c) Ligação iônica
- (d) Ligação covalente

Questão 5

O CO_2 é uma substância molecular e o SiO_2 é uma substância iônica.

Questão 6

- A** **B** **C** **D**

Questão 7

- A** **B** **C** **D**

Questão 8

- A** **B** **C** **D**

Questão 9

Átomos dos elementos X e Y ligam-se através de ligações covalentes.

