



Rede São Paulo de

Formação Docente

Cursos de Especialização para o quadro do Magistério da SEESP
Ensino Fundamental II e Ensino Médio

São Paulo

2011



UNESP – Universidade Estadual Paulista
Pró-Reitoria de Pós-Graduação
Rua Quirino de Andrade, 215
CEP 01049-010 – São Paulo – SP
Tel.: (11) 5627-0561
www.unesp.br



Governo do Estado de São Paulo
Secretaria de Estado da Educação
Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas
Gabinete da Coordenadora
Praça da República, 53
CEP 01045-903 – Centro – São Paulo – SP



**SECRETARIA
DA EDUCAÇÃO**





Ligação Química

Conceito e Tipos

Sumário

Vídeo da Semana	3
3. Ligação Química: Conceito e Tipos	3
3.1 Características gerais das ligações químicas: ligação covalente	4
3.2 Características gerais das ligações químicas: ligação iônica.....	5
3.3 Características gerais das ligações químicas: ligação metálica	6
3.4 Características gerais das ligações químicas: ligações (ou interações) intermoleculares.....	8
Tabela: Tipos de Ligação	10

Vídeo da Semana



3. Ligação Química: Conceito e Tipos

Tendo como base a definição de ligação química adotada pela IUPAC, temos quatro tipos de ligações químicas, a saber: ligação iônica, ligação covalente, ligação metálica e ligações (ou interações) intermoleculares. Embora seja sabido que as interações existentes em uma substância química real dificilmente se enquadram completamente em um desses tipos idealizados de ligação, iniciaremos nossas discussões considerando sistemas ideais. Posteriormente, serão introduzidas correções que admitam, por exemplo, a existência de algum grau de caráter iônico em uma ligação considerada inicialmente como puramente covalente, e vice-versa, e as consequências nas propriedades observadas para as substâncias reais.

Para iniciar nossas discussões, iniciaremos por apresentar as características gerais dos quatro tipos de ligações químicas ideais, no tocante à natureza das entidades responsáveis pela sua formação, e à intensidade e direcionalidade das interações envolvidas na formação de cada tipo de ligação.

3.1 Características gerais das ligações químicas: ligação covalente

É uma forma de ligação química caracterizada pelo compartilhamento de pares de elétrons entre os átomos que a formam. Como resultado do compartilhamento dos pares eletrônicos, a ligação é **direcional**, estando o par de elétrons localizado na região entre os átomos envolvidos. Como resultado do balanço entre as forças de atração (elétrons-núcleos) e as de repulsão (elétron-elétron e núcleo-núcleo) resultam energias de estabilização elevadas para as interações entre os átomos unidos por este tipo de interação.

Há basicamente dois tipos de substâncias unidas por ligações covalentes: i) moléculas isoladas e, ii) estruturas macromoleculares.

As substâncias covalentes do tipo i) podem existir como espécies isoladas, com composição e geometrias definidas. Como exemplo, pode-se citar as moléculas de CH_4 , H_2O , HCl , etc. As moléculas isoladas têm ligações internas fortes entre os átomos que a formam, como se pode ver pelo caso da molécula de CH_4 , cuja energia de ligação média (energia média necessária para quebrar uma ligação C-H) é igual a 413 kJ mol^{-1} . No entanto, as interações entre moléculas de CH_4 adjacentes são fracas, da ordem de no máximo 10 kJ mol^{-1} , o que explica os baixos pontos de ebulição e fusão dessa substância. Como consequência, essas substâncias ou são gasosas, como HCl , CO_2 , CH_4 , etc, ou são líquidos com baixos pontos de ebulição, como o éter e o etanol ($T_E = 35^\circ\text{C}$ e 78°C , respectivamente), e de fusão, como o I_2 e CO_2 sólidos. As interações existentes entre moléculas isoladas em fase condensada (estado líquido ou sólido) serão estudadas futuramente, no item interações intermoleculares.

As substâncias covalentes do tipo ii) formam redes moleculares gigantes, podendo se apresentar como camadas (p. exemplo, grafite), ou retículos tridimensionais infinitos (p. exemplo, diamante, silício metálico, dióxido de silício). Neste tipo de substância não há moléculas individuais, e o cristal como um todo pode ser considerado como uma macromolécula, onde cada ponto da estrutura é ocupado por um átomo neutro. As fórmulas unitárias deste tipo de substância apenas indicam a relação entre os átomos componentes da estrutura, não existindo como unidade isolada. Um exemplo típico é o quartzo, que forma um retículo molecular gigante, tendo uma unidade SiO_2 ligada por ligação covalente em cada ponto do retículo que, no entanto, não existe como unidade isolada. Em decorrência dos elétrons das camadas de valência dos átomos que formam o retículo serem utilizados na formação do retículo gigante,

essas substâncias são bons isolantes elétricos, uma vez que não há elétrons livres para conduzir a corrente elétrica. Mesmo quando fundidos, substâncias deste tipo continuam não conduzindo corrente elétrica, pois os retículos são formados por átomos neutros. O elevado número de ligações covalentes fortes faz com que estas substâncias sejam duras e tenham elevados pontos de fusão. Uma exceção deste comportamento geral é o do grafite, decorrente de particularidades de sua estrutura, que será vista em tópico posterior deste módulo.

Do que foi dito até o momento sobre ligações e substâncias do tipo covalente, é importante apontar que generalizações contidas em muitos livros didáticos sobre esses conteúdos apresentam muitos erros conceituais, especialmente no tocante às forças das ligações covalentes e às propriedades físicas destas substâncias. Geralmente a ligação covalente é classificada como fraca nestes textos, pelo fato de substâncias como CH_4 , I_2 , O_2 , que podem se apresentar como entidades isoladas, terem baixos pontos de fusão e ebulição. É conveniente ressaltar que, quando estas substâncias passam do estado sólido para o líquido, o que está sendo rompido são as interações intermoleculares (entre moléculas diferentes), e não as interações intramoleculares (as ligações químicas covalentes internas, responsáveis pela grande estabilidade destas moléculas isoladas). Já no caso de retículos covalentes gigantes, como já citado no caso de diamante e outros, a mudança do estado sólido para o líquido no processo de fusão, envolve a quebra de um número enorme de ligações covalentes fortes, o que torna o ponto de fusão de uma substância deste tipo extremamente elevado.

3.2 Características gerais das ligações químicas: ligação iônica

A ligação iônica é uma forma de ligação química formada pela interação eletrostática entre íons de cargas opostas, que se alternam num retículo tridimensional infinito, formando a estrutura cristalina do sólido. No modelo iônico ideal, as cargas ocupando os pontos do retículo seriam “pontos de cargas”, sem dimensões, o que não ocorre na realidade. Como resultado do fato da estrutura ser mantida por interações eletrostáticas, a ligação é **onidirecional**, isto é, a interação de um íon com outro depende apenas da distância entre eles, sendo igual em todas as posições à igual distância de um dado íon. A estrutura tridimensional que forma um composto deste tipo é estabilizada pelas interações de atração e repulsão entre os íons que se alternam na estrutura, que resulta numa grande energia global de estabilização da estrutura, conhecida como **energia reticular**. Este assunto será tratado com maiores detalhes em outros tópicos

desta disciplina. Em consequência da elevada energia de estabilização de um retículo de uma substância, sólidos deste tipo tem pontos de fusão elevados. Convém destacar que fundir um sólido iônico significa romper o retículo iônico, o que exige energias elevadas, explicando os elevados pontos de fusão encontrados para essas substâncias. Como exemplo típico de compostos que se aproximam da descrição do modelo de substâncias iônicas temos o NaCl e o CaF_2 , cujos pontos de fusão são iguais à 801°C e 1418°C , respectivamente.

Examinemos com mais cuidado o conhecido sal de cozinha, de fórmula mínima NaCl. Como a substância na realidade é um retículo tridimensional infinito, sua fórmula mínima representa apenas a relação existente entre os dois tipos de íons presentes na estrutura, necessários para a preservação da eletroneutralidade da substância, não existindo entidade isolada com esta composição.

No estado sólido uma substância iônica tem condutividade elétrica baixa, sendo um isolante. Este fato é interpretado como sendo consequência dos íons estarem presos nos pontos do retículo, não sendo capazes de deslocarem e conduzirem a corrente elétrica. Quando fundido, passa a conduzir corrente elétrica, pois os íons que se acredita já existirem na estrutura liberados, podendo atuar na condução da corrente elétrica, através de um fenômeno conhecido como condução iônica. Neste tipo de condução elétrica, os íons liberados na massa fundida se deslocam em direção aos pólos de sinal opostos da fonte externa de corrente elétrica.

3.3 Características gerais das ligações químicas: ligação metálica

A característica mais marcante dos metais é que são bons condutores elétricos, tanto no estado sólido como líquido. Assim, é esperado que tais substâncias tenham em sua estrutura “elétrons livres”, que possam se movimentar, quando ligados a uma fonte externa de energia elétrica. Acredita-se que a ligação metálica seja resultante da interação elétrica entre elétrons deslocalizados, denominados elétrons de condução, e um retículo tridimensional infinito formado pelos “caroços” dos átomos do metal (por “caroço”, compreende-se o núcleo do átomo + os elétrons da configuração fechada, isto é, todos os elétrons, exceto os da camada de valência do átomo). O “caroço” do átomo, tendo configuração eletrônica de camada fechada, tem a simetria de uma esfera. A estrutura metálica pode ser racionalizada então como sendo decorrente do empacotamento de esferas semelhantes, de modo que a ocupação do espaço seja o

mais eficiente possível. Os elétrons da camada de valência dos átomos que formam a estrutura metálica estão deslocalizados por todo o retículo, constituindo o que é denominado às vezes de “mar de elétrons”. Este tipo de ligação é de natureza coletiva, e não existe uma entidade isolada característica de um metal.

Este modelo, além de explicar a condutividade elétrica e térmica dos metais, na qual os elétrons são responsáveis pela condução da energia elétrica e térmica, respectivamente, explica também propriedades como: pontos de fusão e ebulição geralmente elevados, a maleabilidade, a ductilidade, o brilho metálico, dentre outras.

A maleabilidade (capacidade dos metais poderem ser laminados por martelamento ou pressão, sem sofrerem ruptura) e a ductilidade (capacidade dos metais poderem ser transformados em fios, sem ruptura), são propriedades facilmente explicadas considerando uma estrutura formada por empilhamento de esferas idênticas, que formam planos facilmente deslizáveis um sobre o outro, e uma nuvem eletrônica que rapidamente se adapta à nova situação. O brilho metálico, por sua vez, pode ser facilmente explicado através da interação da radiação luminosa com os elétrons deslocalizados da superfície, envolvendo a absorção e reemissão da radiação incidente, o que resulta no brilho metálico prateado ou acinzentado, típicos de superfícies metálicas limpas. Quando parte da radiação incidente é absorvida pelos elétrons da superfície, o metal pode apresentar cor, como é o caso do cobre e do ouro.

Quanto aos pontos de fusão e ebulição dos metais, de uma maneira geral são elevados, o que reflete a grande força de atração decorrente da interação entre os átomos nas estruturas metálicas. Exemplos típicos desta generalização são os metais ferro e tungstênio, cujos pontos de fusão são iguais a 1538°C e 3422°C , respectivamente. Já o mercúrio, gálio e sódio, com pontos de fusão iguais a -39°C , 30°C e 98°C , respectivamente, fogem da generalização. Na realidade, os pontos de fusão dos metais são dependentes do número de elétrons disponíveis em suas camadas de valência para a formação da nuvem eletrônica deslocalizada, e da eficiência do empacotamento dos átomos que formam a estrutura metálica. O que todos os metais tem em comum, independentemente dos seus pontos de fusão e ebulição se enquadrarem na generalização, é o fato de serem bons condutores de eletricidade, tanto no estado sólido como no estado líquido.

Maiores detalhes sobre as estruturas metálicas e teoria da ligação metálica serão abordados em outro tópico do módulo.

3.4 Características gerais das ligações químicas: ligações (ou interações) intermoleculares

É o tipo de interação que pode ser formada entre duas ou mais moléculas, íons ou átomos, que de outro modo não estariam associadas. São estes tipos de interações que são responsáveis pela manutenção de substâncias formadas por átomos ou moléculas isoladas em suas fases condensadas, no estado sólido ou líquido. Torna-se mais fácil visualizar este tipo de ligação, através de um exemplo concreto. Consideremos o iodo sólido, que é um sólido escuro, que sublima espontaneamente à temperatura e pressão ambientes. Quando aquecido, passa diretamente para o estado gasoso, que é constituído essencialmente por moléculas isoladas de I_2 , estabilizadas por interações covalentes fortes. Ao se resfriar o sistema, o iodo forma novamente o iodo sólido. Como este sólido é estabilizado, já que cada átomo de iodo tem capacidade de compartilhar apenas um elétron com seu vizinho, formando um par de elétrons que é responsável pela formação da ligação covalente forte existente em cada unidade I_2 ? O sólido formado é mantido por uma ligação intermolecular, conhecida com **Força de Dispersão de London**, a ligação intermolecular mais fraca existente. A explicação do surgimento desta força adicional está relacionada com a natureza da nuvem eletrônica existente entre os átomos de I que formam a molécula I_2 . Se a nuvem eletrônica localizada entre os átomos de I que formam a molécula I_2 fosse sempre estática, os centros de cargas positivo e negativo estariam localizados no ponto médio da ligação da molécula, e a molécula seria sempre apolar. Como a nuvem eletrônica está em constante movimento, estarão sempre ocorrendo situações em que a uniformidade da distribuição eletrônica ao redor dos átomos que formam a molécula será rompida, e os centros de carga positivos e negativos não mais coincidem – será gerado um **dipolo instantâneo** na molécula, no qual ocorrerá um desbalanço instantâneo na distribuição das cargas elétricas da molécula. Este dipolo instantâneo induzirá uma assimetria na distribuição eletrônica de uma molécula vizinha, gerando um **dipolo induzido**. O dipolo instantâneo e o dipolo induzido poderão interagir através de forças fracas, que quando a temperatura é elevada são insuficientes para estabilizar a estrutura do sólido. Quando a temperatura diminui, as forças intermoleculares podem levar à formação de fases condensadas, como líquidos ou sólidos.

No caso particular do iodo sólido, as interações dipolo instantâneo-dipolo induzido, levam à formação de um sólido com baixíssimo ponto de fusão, e facilmente sublimado. Na formação do retículo do I_2 sólido, cada um dos seus pontos será ocupado por uma molécula de I_2 .

É importante destacar neste caso particular, que quando as moléculas de I_2 passam para o estado gasoso, são rompidas apenas as ligações intermoleculares fracas que mantêm o sólido, e não ligações covalentes fortes I-I!

Há outros tipos de ligações intermoleculares mais intensas que a do tipo discutido anteriormente, sendo uma das mais importante, a **ligação hidrogênio**. No caso específico da ligação hidrogênio, este tipo de ligação desempenha importante papel em fenômenos relacionados com a vida, como o ponto de ebulição e densidade da água e manutenção de estruturas biológicas como proteínas e DNA! Estes e outros aspectos das ligações intermoleculares serão abordados em outro tópico do módulo.

Na tabela que se segue são apresentadas substâncias típicas formadas pelos diferentes tipos de ligações químicas, seus pontos de fusão, condutividade elétrica nos estados sólido e fundido, tipo de entidade presentes nos pontos reticulares dos sólidos e direcionalidade das interações.

Tabela: Tipos de Ligação

Substância	Fórmula	Ponto de Fusão (°C)	Conduz corrente elétrica no:		Entidade nos pontos do retículo do sólido	Tipo de ligação no estado sólido	Direcionalidade das interações
			estado sólido?	estado líquido?			
Etanol	CH ₃ CH ₂ OH	-114	Não	Não	Molécula	Intermolecular	N D
Cloro	Cl ₂	- 102	Não	Não	Molécula	Intermolecular	N D
Água	H ₂ O	0	Não	Não	Molécula	Intermolecular	N D
Naftaleno	C ₁₀ H ₈	80	Não	Não	Molécula	Intermolecular	N D
Iodo	I ₂	114	Não	Não	Molécula	Intermolecular	N D
Fluoreto de lítio	LiF	858	Não	Sim	Íons	Iônica	Onidirecional
Cloreto de lítio	LiCl	610	Não	Sim	Íons	Iônica	Onidirecional
Brometo de potássio	KBr	734	Não	Sim	Íons	Iônica	Onidirecional
Cloreto de cálcio	CaCl ₂	775	Não	Sim	Íons	Iônica	Onidirecional
Cloreto de sódio	NaCl	801	Não	Sim	Íons	Iônica	Onidirecional
Sódio	Na	30	Sim	Sim	Átomo	Metálica	Deslocalizada
Prata	Ag	962	Sim	Sim	Átomo	Metálica	Deslocalizada
Ouro	Au	1.064	Sim	Sim	Átomo	Metálica	Deslocalizada
Ferro	Fe	1.538	Sim	Sim	Átomo	Metálica	Deslocalizada
Platina	Pt	1.768	Sim	Sim	Átomo	Metálica	Deslocalizada
Tungstênio	W	3.422	Sim	Sim	Átomo	Metálica	Deslocalizada
Diamante	C	> 1700	Não	Não	Átomo	Rede covalente gigante	Direcional e Localizada
Dióxido de silício	SiO ₂	1.650	Não	Não	Unidades de SiO ₄	Rede covalente gigante	Direcional e Localizada

ND – Não Direcional. **Direcional**: com direção fixa no espaço. **Onidirecional** – igual em todas as direções, dependendo apenas da distância que separa as entidades. **Localizada**: entre duas entidades adjacentes na estrutura. **Deslocalizada**: que pode se deslocar por toda a estrutura.

Referências

- ATKINS, P.; JONES. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- KOTZ, J. C.; TREACHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. ; São Paulo: Editora Cengage Learning, 2010. v. 1. Tradução da 6. ed. americana.
- LEWIS, G. N. The Atom and the Molecule. **Journal of the American Chemical Society**, v. 38, n. 4, p. 762-785, Apr. 1916. DOI: 10.1021/ja02261a002.

- - PERUZZO, T. M.; CANTO, E. **Química na abordagem do cotidiano**. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2006. v. 1
- MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. **Química para o ensino médio**. São Paulo: Scipione, 2008. (Série Parâmetros).
- QUÍMICA NOVA NA ESCOLA. São Paulo: Instituto de Química – USP, maio 2001. Cadernos temáticos n. 4. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/>>. Acesso em: 15 jan. 2011.

Ficha da Disciplina:

Ligação Química



Luiz Antonio Andrade de Oliveira

Camila Silveira da Silva

Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira



Estrutura da Disciplina

Semana	Temas	Ativ.	Datas
1	1. Evolução Histórica do Conceito de Ligação Química	1	4/abr a 10/abr
2	2. A ligação Química no Contexto do Átomo Divisível 2.1 Regra do Octeto: Importância Histórica, Limites de sua Utilização	<u>2</u>	11/abr a 17/abr
3	3. Ligação Química: Conceito e Tipos 3.1 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligação Covalente 3.2 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligação Iônica 3.3 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligação Metálica 3.4 Características Gerais das Ligações Químicas: Ligações (ou Interações) Intermoleculares	<u>3</u> , <u>4</u> , <u>5</u>	18/abr a 24/abr
4	4. Ligação Covalente em Entidades Isoladas 4.1 Ligação Covalente versus Iônica - O Caso do NaCl e do HCl 4.2 Geometria de Moléculas Isoladas: Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV) 4.3 Outros Exemplos de Aplicação da TRPECV	<u>7</u> , <u>8</u> , <u>9</u>	25/abr a 1/mai
5	5. Obedecer ou não a Regra do Octeto? 5.1 O Caso do H ₂ SO ₄ e do ânion SO ₄ ²⁻ 5.2 O Caso em que não há Átomo Central na Molécula.	<u>10</u> , <u>11</u> , <u>12</u> , <u>13</u>	2/mai a 8/mai

Resumo

A busca da compreensão do por que a matéria sofre transformações, gerando nova matéria com propriedades diferentes das iniciais, e as explicações para essas transformações, têm ocupado a mente humana desde a Antiguidade. Só muito mais recentemente estas transformações foram interpretadas como sendo decorrente da quebra e formação de ligações químicas.

Atualmente, a **ligação química** é interpretada como resultante da interação entre os elétrons das camadas de valência dos átomos que formam uma **substância**. Esses elétrons são atraídos por todos os núcleos dos átomos que compõem a substância, e ao mesmo tempo interagem e se repelem entre si, tendo como resultado final um abaixamento de energia da substância formada em relação aos átomos iniciais isolados.

O comportamento dos elétrons ligados aos núcleos de cada um dos átomos isolados que formam uma substância, por sua vez, a rigor é descrito à luz dos conceitos da **Química Quântica**. Deste modo, a descrição da ligação química requer, em algum grau, a utilização de conceitos associados à descrição probabilística do elétron, envolvendo termos como **orbital**, densidade eletrônica, sobreposição de orbitais, ordem de ligação, dentre outros.

- Segundo definição recomendada pela IUPAC, diz-se que há uma ligação química entre dois átomos ou grupos de átomos quando há forças atuando entre eles, de modo que leve à formação de um agregado com estabilidade suficiente que torne conveniente para o químico considerá-lo como uma “espécie molecular” independente. Com base nesta definição são quatro os tipos de interações existentes entre os átomos que formam uma substância química: ligação iônica, ligação covalente, ligação metálica e interações intermoleculares.
- As três primeiras interações – ligação iônica, covalente e metálica – são fortes, e constituem o que tradicionalmente é incluído nos livros didáticos como ligações químicas. O quarto tipo de interação – as interações moleculares – normalmente é muito mais fraca que as três primeiras, e usualmente não são classificadas nos textos didáticos tradicionais como ligações químicas. Embora mais fracas, as interações intermoleculares são muito importantes na compreensão das características físicas de uma substância, como por exemplo, o ponto de fusão, densidade de suas fases, estrutura e estabilidade de proteínas e DNA.
- Este importante aspecto da Química, a ligação química, que juntamente com a estrutura e reatividade das substâncias, constitui a espinha dorsal do conhecimento químico atual, será o objeto do terceiro módulo do nosso Curso.

Pró-Reitora de Pós-graduação

Marilza Vieira Cunha Rudge

Equipe Coordenadora

Cláudio José de França e Silva

Rogério Luiz Buccelli

Ana Maria da Costa Santos

Coordenadores dos Cursos

Arte: Rejane Galvão Coutinho (IA/Unesp)

Filosofia: Lúcio Lourenço Prado (FFC/Marília)

Geografia: Raul Borges Guimarães (FCT/Presidente Prudente)

Inglês: Mariangela Braga Norte (FFC/Marília)

Química: Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira (IQ Araraquara)

Equipe Técnica - Sistema de Controle Acadêmico

Ari Araldo Xavier de Camargo

Valentim Aparecido Paris

Rosemar Rosa de Carvalho Brena

Secretaria

Márcio Antônio Teixeira de Carvalho

NEaD – Núcleo de Educação a Distância

(equipe Redefor)

Klaus Schlünzen Junior

Coordenador Geral

Tecnologia e Infraestrutura

Pierre Archag Iskenderian

Coordenador de Grupo

André Luís Rodrigues Ferreira

Guilherme de Andrade Lemeszenski

Marcos Roberto Greiner

Pedro Cássio Bissetti

Rodolfo Mac Kay Martinez Parente

Produção, veiculação e Gestão de material

Elisandra André Maranhe

João Castro Barbosa de Souza

Lia Tiemi Hiratomi

Lilium Lungarezi de Oliveira

Marcos Leonel de Souza

Pamela Gouveia

Rafael Canoletti

Valter Rodrigues da Silva