

APOSTILA

CURSO PREPARATÓRIO



eutenhofoco.com.br

Prof.^a INAJARA OSÓRIO

 inajaraosorio



DESDE 2011
Transformando sonhos
em realidade!



QUÍMICA 01

LIGAÇÕES QUÍMICAS

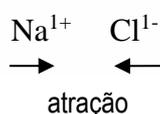
INTRODUÇÃO

- Existe uma grande quantidade de substâncias na natureza e, isto se deve à capacidade de átomos iguais ou diferentes se combinarem entre si. Um grupo muito pequeno de átomos aparece na forma de átomos isolados, como os gases nobres.
- Se dois átomos combinarem entre si, dizemos que foi estabelecida entre eles uma ligação química.
- Os elétrons mais externos do átomo são os responsáveis pela ocorrência da ligação química.
- As ligações químicas dependem da força de atração eletrostática existente entre cargas de sinais opostas à da tendência que os elétrons apresentam de formar pares.
- Deste modo para ocorrer uma ligação química é necessário que os átomos percam ou ganhem elétrons, ou, então, compartilhem seus elétrons de sua última camada.
- Na maioria das ligações, os átomos ligantes possuem distribuição eletrônica semelhante à de um gás nobre, isto é, apenas o nível K, completo, ou, 8 elétrons em uma outra camada.
- Esta ideia foi desenvolvida pelos cientistas Kossel e Lewis e ficou conhecida como teoria do octeto.
- Um átomo que satisfaz esta teoria é estável e é aplicada principalmente para os elementos do subgrupo A (representativos) da tabela periódica. Existem muitas exceções a esta regra, porém ela continua sendo usada.
- O número de elétrons que um átomo deve perder, ganhar ou associar para se tornar estável recebe o nome de valência ou poder de combinação do átomo.
- No caso de formação de íons, a valência é denominada de eletrovalência.
- Na maioria das vezes, os átomos que perdem elétrons são os metais das famílias 1A, 2A e 3A e os átomos que recebem elétrons são ametais das famílias 5A, 6A e 7A.

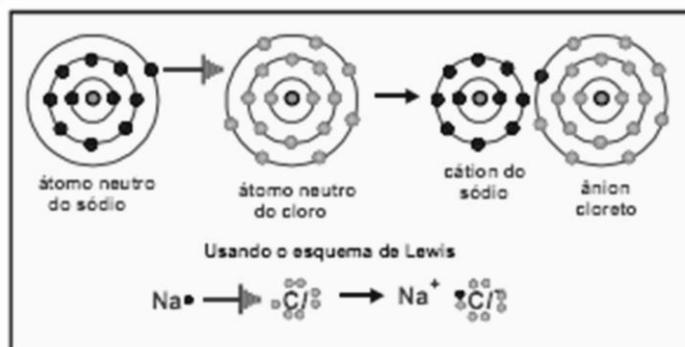
LIGAÇÃO IÔNICA ou ELETROVALENTE

- Esta ligação ocorre devido à atração eletrostática entre íons de cargas opostas.
- Na ligação iônica os átomos ligantes apresentam uma grande diferença de eletronegatividade, isto é, um é metal e o outro ametal.

- O exemplo mais tradicional da ligação iônica é a interação entre o sódio ($Z = 11$) e o cloro ($Z = 17$) para a formação do cloreto de sódio (NaCl).
- O sódio tem configuração eletrônica: $K = 2; L = 8; M = 1$.
- A tendência normal dele é perder 1 elétron ficando com uma configuração eletrônica semelhante à do neônio e, se tornando um cátion monovalente.
- O cloro tem configuração eletrônica: $K = 2; L = 8; M = 7$.
- A tendência normal dele é ganhar 1 elétron ficando com uma configuração eletrônica semelhante à do argônio e, se tornando um ânion monovalente.



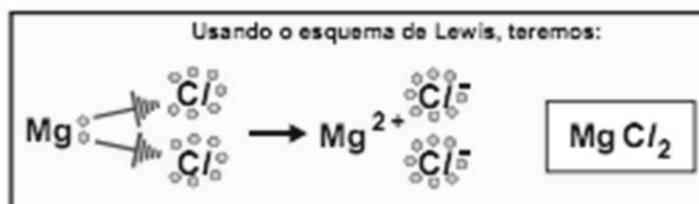
E a formação do NaCl



Vejamos a ligação entre o magnésio e o cloro.

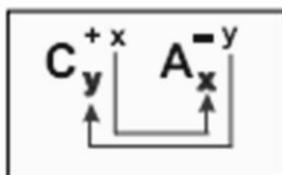
Mg ($Z = 12$) $K = 2; L = 8; M = 2$ (tendência a perder 2 elétrons)

Cl ($Z = 17$) $K = 2; L = 8; M = 7$ (tendência a ganhar 1 elétron)



UMA REGRA PRÁTICA

Para compostos iônicos poderemos usar na obtenção da fórmula final o seguinte esquema geral.



A valência do cátion será a atomicidade do ânion e vice-versa. Se os valores forem múltiplos de um mesmo número, deveremos fazer a simplificação.

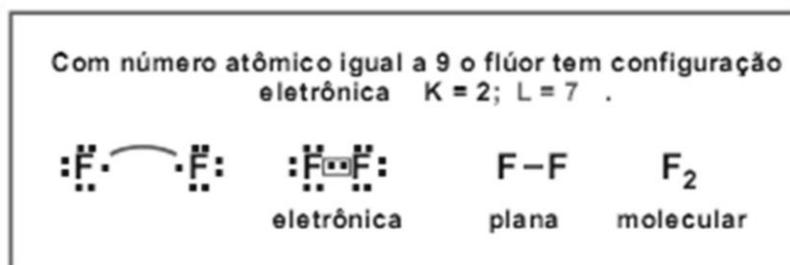
A ligação iônica é, em geral, bastante forte e mantém os íons fortemente presos no retículo. Por isso, os compostos iônicos são sólidos e, em geral, têm pontos de fusão e ebulição elevados.

Os compostos iônicos, quando em solução aquosa ou fundidos conduzem a corrente elétrica.

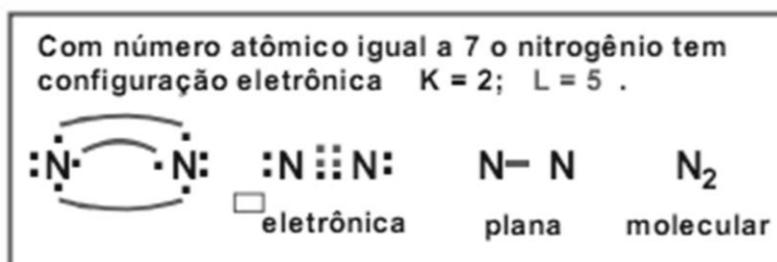
LIGAÇÃO COVALENTE ou MOLECULAR

- A principal característica desta ligação é o compartilhamento (formação de pares) de elétrons entre os dois átomos ligantes.
- Os átomos que participam da ligação covalente são ametais, semi metais e o hidrogênio. Os pares de elétrons compartilhados são contados para os dois átomos ligantes.
- Se cada um dos átomos ligantes contribuírem com um dos elétrons do par a ligação será covalente normal e, se apenas um dos átomos contribuírem com os dois elétrons do par, a ligação será covalente dativa ou coordenada.

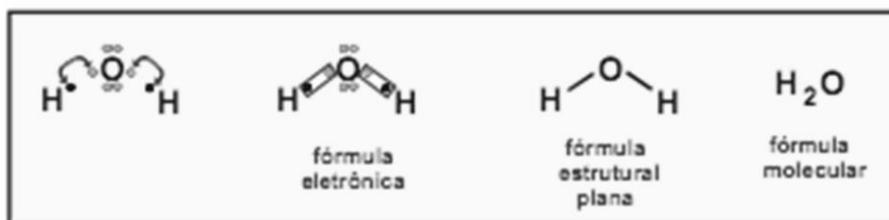
Consideremos, como primeiro exemplo, a união entre dois átomos do elemento flúor (F) para formar a molécula da substância simples flúor (F₂).



Consideremos, como segundo exemplo, a união entre dois átomos do elemento nitrogênio (N) para formar a molécula da substância simples nitrogênio (N₂).



Consideremos como terceiro exemplo, a união entre dois átomos do elemento hidrogênio e um átomo do elemento oxigênio para formar a substância composta água (H_2O).



Teoria do Octeto

Todos os gases nobres, com exceção do gás hélio, apresentam oito elétrons na sua camada de valência, possuindo configuração eletrônica s^2p^6 . A partir disso, os cientistas Gilbert N. Lewis e Walter Kossel perceberam, em 1916, que os gases nobres têm pouca tendência a se unirem entre si ou com outros átomos, devido ao número máximo de elétrons na última camada. Os cientistas concluíram então que **os átomos, ao se unirem, procuram perder, ganhar ou compartilhar elétrons na última camada até atingirem a configuração eletrônica de um gás nobre.** Dessa forma, foi criada a regra do octeto: um átomo é estável se possuir oito elétrons na camada de valência ou dois elétrons, se a camada de valência for a K. Para tornarem-se estáveis, os átomos ligam-se através dos elétrons de valência.

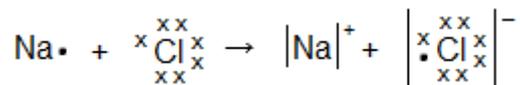
Símbolo de Lewis

Lewis criou uma forma para ilustrar a localização dos elétrons em um átomo, na qual os elétrons são representados por meio de pontos ao redor do símbolo do elemento, como mostrado na Tabela 1. **O número de elétrons disponíveis para a ligação é indicado por pontos desemparelhados.** Esses símbolos são chamados de símbolos de Lewis.

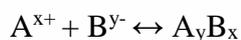
Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Nº de elétrons na CV	1	2	3	4	5	6	7	8
Elemento químico	H•	Be••	B•••	C••••	N•••••	O••••••	•F•••••	•Ne•••••
	Li•	Mg••	Al•••	Si••••	P•••••	S••••••	•Cl•••••	•Ar•••••
	Na•	Ca••	Ga•••	Ge••••	As•••••	Se••••••	•Br•••••	•Kr•••••
	K•	Sr••	In•••	Sn••••	Sb•••••	Te••••••	•I•••••	•Xe•••••
	Rb•	Ba••	Ta•••	Pb••••	Bi•••••	Po••••••	•At•••••	•Rn•••••

Símbolos de Lewis

A formação do composto iônico pode ser representada pela estrutura de Lewis e seu íon-fórmula. A fórmula eletrônica de Lewis representa os elementos e os elétrons da sua camada de valência, chamados de elétrons de valência, indicando-os por • ou x. Como exemplo, temos o cloreto de sódio (sal de cozinha):

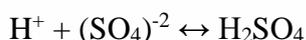
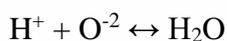


Como podemos ver na fórmula acima, o número total de elétrons cedidos deve ser igual ao número total de elétrons recebido, ou seja, na formulação de um composto iônico, a carga elétrica total do(s) cátion(s) deve neutralizar a carga elétrica total do(s) ânion(s). O esquema geral de formulação se encontra abaixo:



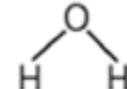
No caso do cloreto de sódio, temos: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{NaCl}$

Outros exemplos: $\text{Fe}^{+3} + \text{O}^{-2} \leftrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$



A ligação covalente, por sua vez, pode ser representada das seguintes formas:

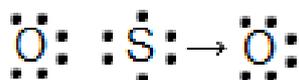
- **Fórmula eletrônica, fórmula de Lewis ou estrutura de Lewis:** o compartilhamento de elétrons é representado por bolinhas (•) dentro de retângulos.
- **Fórmula estrutural plana:** o par de elétrons compartilhados são representados por traços (–) que unem os átomos que participam da ligação.
- **Fórmula molecular:** mostra quais e quantos átomos têm a molécula.

Fórmula de Lewis ou Fórmula Eletrônica	Fórmula Estrutural	Fórmula Molecular
		H ₂ O

Representações da ligação covalente

Ligação covalente coordenada ou dativa

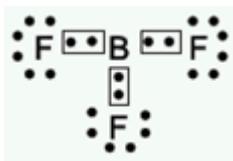
A ligação covalente coordenada ou dativa trata-se de um par de elétrons compartilhados entre dois átomos e é representada por uma seta (\rightarrow) na fórmula estrutural, como mostrado abaixo na molécula de SO_2 .



Exceções à teoria do octeto

Alguns átomos são capazes de se estabilizar com uma quantidade de elétrons na camada de valência maior ou menor que oito. Os casos a seguir são considerados exceções à teoria do octeto:

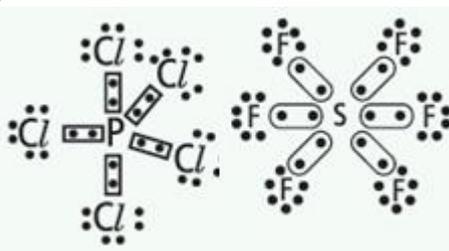
- Boro (B): sempre se estabiliza com seis elétrons na camada de valência, como mostrado na fórmula eletrônica a seguir (BF_3):



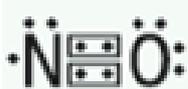
- Berílio (Be): sempre se estabiliza com quatro elétrons na camada de valência, como mostrado na fórmula eletrônica a seguir (BeF_2):



- Número maior do que oito elétrons na última camada: em alguns casos, átomos como fósforo e enxofre aparecem com 10 e 12 elétrons na CV, respectivamente. Isso pode ser visto nas fórmulas eletrônicas a seguir (PCl_5 e SF_6):



- **Número ímpar de elétrons na última camada:** em alguns casos, a CV é completada com número ímpar de elétrons, como ocorre nos compostos NO , NO_2 e ClO_2 , que apresentam sete elétrons ao redor do átomo central (N e Cl). A fórmula eletrônica a seguir mostra o caso do NO .



- **Compostos dos gases nobres:** apesar de já terem oito elétrons na CV, alguns gases nobres reagem em condições especiais, formando compostos estáveis. Como exemplo temos o XeF_2 e o XeF_4 , cuja fórmula eletrônica está mostrada abaixo.

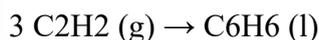
EXERCÍCIOS DE REVISÃO

01) Sendo o subnível $4s^1$ (com um elétron) o mais energético de um átomo, podemos afirmar que:

- I. O número total de elétrons deste átomo é igual a 19.
- II. Este átomo apresenta 4 camadas eletrônicas.
- III. Sua configuração eletrônica é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

- a) Apenas a afirmação I é correta;
- b) Apenas a afirmação II é correta;
- c) Apenas a afirmação III é correta;
- d) As afirmações I e II são corretas;
- e) As afirmações II e III são corretas.

02) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



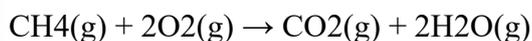
A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:

- I. $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + 5/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \quad \Delta H^\circ \text{C} = -310 \text{ kcal/mol}$
- II. $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{l}) + 15/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \quad \Delta H^\circ \text{C} = -780 \text{ kcal/mol}$

A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- a) -1.090.
- b) -150.
- c) -50.
- d) 157
- e) 470

03) O gás metano pode ser utilizado como combustível, como mostra a equação 1:



Utilizando as equações termoquímicas abaixo, que julga necessário, e os conceitos da Lei de Hess, obtenha o valor de entalpia da equação 1.

- $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 131,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $\text{CO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 283,0 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = 241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) \quad \Delta H = 74,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é:

- a) -704,6
- b) -725,4
- c) -802,3
- d) -524,8
- e) -110,504

04) Sejam os ácidos relacionados a seguir, com seus respectivos graus de ionização em porcentagem ($\alpha\%$):

HClO ₄ ($\alpha\%$ = 97%)	H ₂ SO ₄ ($\alpha\%$ = 61%)	H ₃ BO ₃ ($\alpha\%$ = 0,025%)	H ₃ PO ₄ ($\alpha\%$ = 27%)	HNO ₃ ($\alpha\%$ = 92%)
--	---	--	---	---

Assinale a afirmativa correta:

- a) H₃PO₄ é mais forte que H₂SO₄.
- b) HNO₃ é um ácido moderado.
- c) HClO₄ é mais fraco que HNO₃.
- d) H₃PO₄ é um ácido forte.
- e) H₃BO₃ é um ácido fraco.

05) Os antiperspirantes funcionam como inibidores da transpiração e mantêm o corpo relativamente seco. O componente ativo mais comum desses produtos é o pentahidróxi-cloreto de alumínio. Esse sal libera os íons Al³⁺ que coagulam as proteínas, formando estruturas bloqueadoras do canal de saída das glândulas sudoríparas.

O sal pentahidróxi-cloreto de alumínio é representado quimicamente por _____ e é classificado como um sal _____.

Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas acima.

- a) Al₂(OH)₄Cl – neutro.
- b) Al₂(OH)₅Cl – hidratado.
- c) Al(OH)₄Cl – básico.
- d) Al₂(OH)₅Cl – básico.
- e) Al(OH)₅Cl – hidratado.

GABARITO:

01) D	02) B	03) C	04) E	05) D
-------	-------	-------	-------	-------