

LIGAÇÕES QUÍMICAS

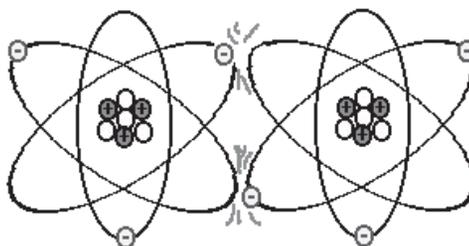
META

Mostrar como os átomos dos elementos ligam-se entre si para formar as substâncias químicas.

OBJETIVOS

Ao final da aula, o aluno deverá:

- aplicar a notação de Lewis ao símbolo de um elemento;
- aplicar a Regra do Octeto;
- desenhar a estrutura de Lewis para moléculas ou íons poliatômicos;
- estabelecer a diferença entre ligação iônica e covalente;
- definir eletronegatividade;
- aplicar o conceito de eletronegatividade para determinar números de oxidação;
- descrever ressonância; e
- identificar as principais exceções à regra do Octeto.



PRÉ-REQUISITOS

As propriedades físicas dos elementos.

Estima-se que, anualmente, são produzidos 500.000 novos compostos químicos obtidos da combinação entre os 113 elementos químicos atualmente conhecidos. O estabelecimento de ligações entre um mesmo átomo ou entre átomos de outros

INTRODUÇÃO

elementos fornece os vários tipos de substâncias e materiais que utilizamos no nosso dia-a-dia ou que conhecemos. Diariamente fazemos uso de sal de cozinha, NaCl , para dar sabor aos nossos alimentos, ou de açúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, para adoçar o nosso café, ou mesmo de hipoclorito de sódio, NaClO , principal constituinte da água sanitária. As aulas seguintes serão dedicadas ao estudo da maneira como os átomos ligam-se uns aos outros para formar compostos químicos, as estruturas das moléculas e suas propriedades.



(Fonte: <http://www.assembleiasc.com>).



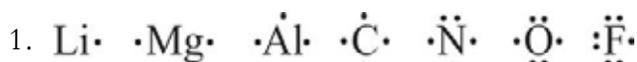
(Fonte: <http://www.europarl.europa.eu>).

Por sua importância no estudo das ligações químicas, voltamos a nos referir como os elétrons estão dispostos em um átomo. Eles podem ser divididos em dois grupos: elétrons das camadas internas, que não exercem influência nas reações químicas, e os elétrons de valência, que se encontram na camada mais externa de um átomo. Quando os átomos reagem entre si para estabelecer uma ligação química, somente as camadas de valência entram em contato. Por essa razão é que para compreendermos com se forma uma ligação química, utilizamos os **elétrons de valência**.

ELÉTRONS DE VALÊNCIA

A NOTAÇÃO DE LEWIS E A REGRA DO OCTETO

O químico americano Gilbert Newton Lewis (1875-1946) estabeleceu uma maneira simples e útil de se representar os elétrons da camada de valência de um átomo por pontos. Uma estrutura de Lewis é a representação dos elétrons de valência por pontos em redor do símbolo do elemento:



Para os elementos representativos, os elementos do grupo A, com exceção do He, que possui 2 elétrons de valência, o número do grupo corresponde aos elétrons de valência de cada elemento: assim, todos os elementos do grupo 1A possuem um elétron de valência; os do grupo 2A, dois, e assim por diante.

Segundo Lewis, os átomos dos elementos ligam-se uns aos outros para adquirirem uma configuração eletrônica estável. Pelo fato dos gases nobres só reagirem entre si ou com outros elementos em condições muito especiais, por serem monoatômicos, por possuírem as subcamadas mais externa s e p completamente preenchidas ou por possuírem energias de ionização e a afinidades eletrônicas

Elétrons de valência

Elétrons mais reativos situados na camada mais externa de um átomo.

que indicam a forte tendência de não perder nem ganhar elétrons, são por isso bastante estáveis.

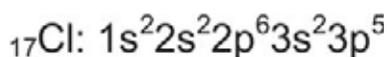
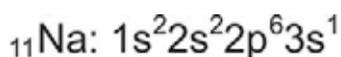
Como na natureza tudo tende a caminhar para uma situação de máxima estabilidade, um átomo de um elemento representativo adquire estabilidade máxima quando se tornar isoeletrônico de um gás nobre pelo estabelecimento de ligações com ele próprio ou com outros átomos de modo a conseguir 8 elétrons na camada de valência. Essa é a **Regra do Octeto**.

Regra do octeto

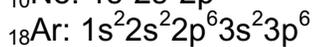
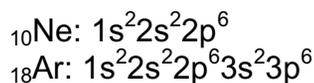
Ao formar ligações químicas, os átomos dos elementos representativos perdem, ganham ou compartilham elétrons para assumir uma configuração eletrônica estável, com oito elétrons de valência, semelhante a de um gás nobre.

A LIGAÇÃO IÔNICA

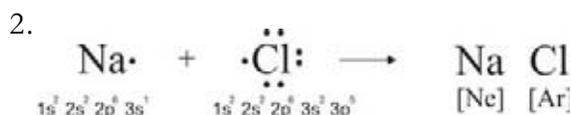
A configuração eletrônica dos elementos Na e Cl estão representadas a seguir:



O gás nobre mais próximo do Na é o Ne, e do Cl, o Ar, cujas configurações eletrônicas são:



Comparando a configuração eletrônica do Na com a do Ne, concluímos que a sua estabilidade será alcançada pela perda de um elétron, para se tornar isoeletrônico do Ne; já o Cl, para se tornar isoeletrônico do Ar, precisa receber um elétron.

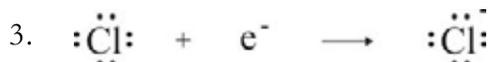


Essa reação ocorre do seguinte modo:

Inicialmente, o Na perde um elétron, transformando-se no cátion Na^+ :



Em seguida, o Cl ganha esse elétron, transformando-se no ânion Cl^- :



Finalmente, o Na^+ combina-se com o Cl^- para formar o NaCl.

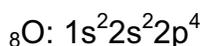


O resultado da atração eletrostática entre a carga positiva do cátion Na^+ e a carga negativa do ânion Cl^- é a **ligação iônica**.

Exemplo 1

Utilize a notação de Lewis para descrever a ligação iônica que ocorre entre os átomos de ${}_3\text{Li}$ e ${}_8\text{O}$.

Resolução



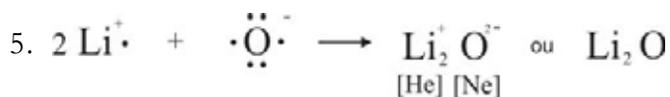
Para se tornar isoeletrônico do He, o Li precisa ceder ao oxigênio um elétron formando o cátion Li^+ . Já o oxigênio precisa receber do Li dois elétrons para se tornar isoeletrônico do Ne, formando o ânion O^{2-} . Como o Li possui um elétron de valência e o oxigênio necessita de dois elétrons, e para que a neutralidade de cargas elétricas de um composto iônico seja mantida, dois íons Li^+ contribuem com uma carga total +2 e um íon O^{2-} com -2.

Ligação

Interação entre dois ou mais átomos que se mantêm unidos pela diminuição da energia potencial de seus elétrons.

A fórmula do óxido de lítio é Li_2O .

A reação escrita através das estruturas de Lewis é:



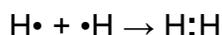
Ligação covalente

Atração entre átomos resultante do compartilhamento de seus elétrons de valência.

A LIGAÇÃO COVALENTE E AS ESTRUTURAS DE LEWIS

Ligação covalente é um par de elétrons compartilhado entre dois átomos. Ao contrário da ligação iônica que ocorre através da transferência de elétrons de átomo para outro, a principal característica da ligação covalente é que ambos os átomos precisam de elétrons.

O par de elétrons compartilhado entre dois átomos na molécula do H_2 é representado por pontos como vimos anteriormente:



Cada par eletrônico compartilhado entre dois átomos pode ser representado por uma linha cheia. Desse modo, a representação da ligação covalente na molécula do hidrogênio é comumente representada por:



Os núcleos dos dois átomos que participam de uma ligação covalente atraem para si cada elétron que constitui o par. Quanto mais forte for essa atração, mais estável será a ligação.

A REGRA DO OCTETO

Lewis formulou a Regra do Octeto para explicar a formação de ligações covalentes sempre que não existam elétrons suficien-

tes para que cada átomo adquira individualmente estabilidade semelhante a de um gás nobre, com oito elétrons: “Com exceção do hidrogênio, qualquer átomo tende a estabelecer ligações de modo que fique rodeado por oito elétrons”.

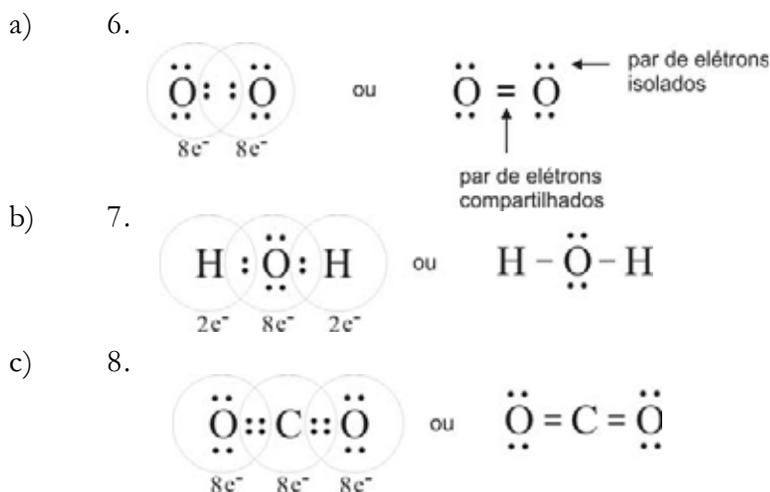
Exemplo 2

Escreva as estruturas de Lewis para:

- a) O_2 ;
- b) H_2O ;
- c) CO_2 .

Resolução:

a) o oxigênio possui seis elétrons de valência assim distribuídos:



ESCREVENDO AS ESTRUTURAS DE LEWIS

Para escrever corretamente uma estrutura de Lewis para uma determinada substância, é necessário seguir os seguintes passos:

1º) Escolha o átomo central e escreva o esqueleto do composto.

Geralmente, a escolha do átomo central não é uma tarefa simples. Principalmente quando se trata de compostos com estrutura mais complexa. Entretanto, alguns procedimentos podem ser seguidos para tornar essa tarefa menos difícil. Para compostos simples,

geralmente o átomo central de uma estrutura de Lewis é o primeiro átomo da fórmula (por exemplo: CO_2 , NF_3 , CO_3^{2-} , NH_4^+). Frequentemente, átomos menos eletronegativos, como C, N, P, e S ocupam a posição central. Frequentemente, o H e os halogênios ocupam posições terminais (extremos da estrutura) e formam uma única ligação com outro átomo.

2º) Determine o total de elétrons de valência presentes na estrutura.

Por exemplo, no NH_3 existem 8 elétrons de valência: 5 do N + 3 (1 de cada H).

Se a estrutura for um ânion, a sua carga deve ser somada aos elétrons de valência e, se for um cátion, subtraia um número de elétrons igual ao valor da carga positiva.

Por exemplo, no NO_3^- existem 24 elétrons de valência: 5 do N + 18 (6 para cada O) + 1 (carga -1 do íon).

No NH_4^+ , existem 8 elétrons de valência: 5 do N + 4 do H -1 (carga +1 do íon).

3º) Ligue o átomo central a cada outro átomo ao seu redor por uma ligação covalente simples.

Cada par de elétrons pode ser representado por uma linha. Em seguida, distribua os elétrons que restam para completar o octeto de todos os átomos, exceto o H que fica estável com dois elétrons.

Os elétrons que não participam da ligação covalente devem ser representados como **pares isolados**. (ver exemplo 2a).

4º) Se o octeto do átomo central não estiver completo, estabeleça ligações duplas ou triplas movendo pares isolados dos átomos terminais.

Geralmente ligações duplas ou triplas são formadas entre átomos de C, N, O ou S.

Pares isolados

Dois elétrons de valência que não participam da formação de uma ligação covalente.

Por exemplo: $C=C$; $Ca^{2+}C$; $C=O$; $S=O$.

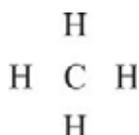
Exemplo 3.

Escreva as estruturas de Lewis para:

- a) CH_4
- b) PCl_3
- c) SO_2
- d) NO^+
- e) CO_3^{2-}

Resolução

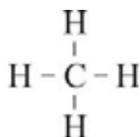
1º passo: escolha o átomo central e escreva o esqueleto do CH_4 .



2º passo: determine o total de elétrons de valência.

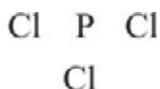
Elétrons de valência = 4 do C + 4 do H (1 para cada H) = 8

3º passo: ligue cada par de elétrons por uma ligação covalente simples.



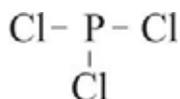
Note que cada linha representa um par de elétrons. Linha corresponde a 8 elétrons. Cada H possui 2 elétrons e o C 8 elétrons, em conformidade com a regra do octeto. A estrutura acima corresponde à estrutura de Lewis.

1º passo: o esqueleto do PCl_3 é:



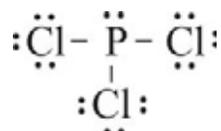
2º passo: elétrons de valência = $3 \times 7 + 5 = 26$

3º passo: ligue cada par de elétrons por uma simples ligação.



Dos 26 elétrons de valência já estão representados 6, faltando representar 20 elétrons.

Cada Cl precisa de 6 elétrons para completar o seu octeto e o P precisa de 2 elétrons:



Note que nessa estrutura se encontram representados 26 elétrons e que a regra do octeto é satisfeita tanto para o Cl quanto para o P.

1º passo escreva o esqueleto do SO_2 .

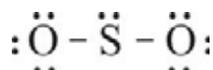


2º passo: elétrons de valência = $2 \times 6 + 6 = 18$

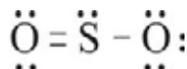
3º passo: ligue cada par de elétrons por simples ligação:



Dos 18 elétrons de valência já estão representados 4 elétrons, faltando representar 14 elétrons. Note que cada O precisa de 6 elétrons e o S de 4 elétrons para completar o octeto, ou seja são necessários 16 elétrons mas só dispomos de 14 elétrons representados a seguir:



Na estrutura acima a regra do octeto é satisfeita para os dois O mas não para o S. Então, vamos mover um par de elétrons isolado de um dos O para formar uma ligação adicional com o S.



Agora a regra do octeto é satisfeita para para todos os átomos. Na estrutura acima estão representados os 18 elétrons de valência.

1º passo:

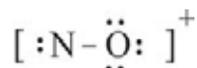


2º passo: elétrons de valência = $5 + 6 - 1$ (de carga positiva) = 10.

3º passo: ligue cada par de átomos por simples ligação.



E represente os 8 elétrons restantes sem esquecer de colocar a carga do íon.

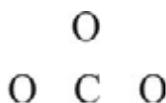


Como a regra do octeto não é satisfeita para o N, vamos mover 2 pares isolados do O para formar 2 ligações adicionais com o N:



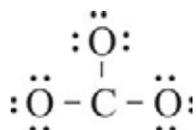
Agora, a regra do octeto é satisfeita para os dois átomos e nessa estrutura estão representados os 10 elétrons de valência.

1º passo:

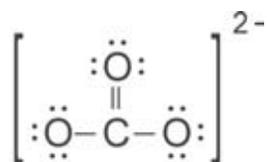


2º passo: elétrons de valência = $3 \times 6 + 4 + 2$ (da carga do íon)
= 24

3º passo:



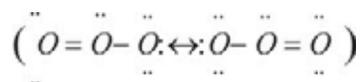
finalmente,



RESSONÂNCIA

A Regra do Octeto e as estruturas de Lewis para a molécula do ozônio é satisfeita tanto para a estrutura $\ddot{O}=\ddot{O}-\ddot{O}$ como para $\ddot{O}-\ddot{O}=\ddot{O}$

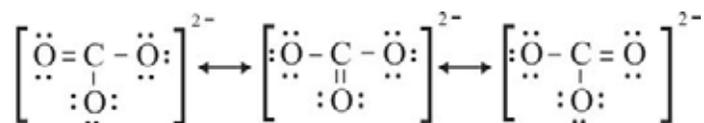
A escolha arbitrária de uma destas duas estruturas para representar a molécula do ozônio apresenta um problema com respeito ao tamanho das ligações. É de se esperar que o tamanho da ligação simples $o-o$ seja maior que o tamanho da ligação dupla, porque duplas ligações são menores que simples ligações. Evidências experimentais demonstram que o tamanho de ambas as ligações oxigênio/oxigênio são iguais a 1,28 nm, diferente dos tamanhos das ligações (1,48 nm) e da ligação (1,21 nm). Consequentemente, nenhuma das duas estruturas de Lewis representa corretamente a molécula do ozônio. Este conflito é resolvido usando-se ambas as estruturas:



Cada uma destas estruturas de Lewis é chamada de estrutura de ressonância. O termo ressonância é usado para representar duas ou mais estruturas de Lewis para uma molécula em particular.

Um outro exemplo de ressonância pode ser visto no íon carbonato, CO_3^{2-} , representado a seguir por três estruturas equivalentes que diferem apenas pela posição da dupla ligação:

Nessas estruturas, o tamanho de qualquer ligação carbono-oxigênio é de 129 pm, valor intermediário entre o tamanho de uma ligação simples C-O, 143 pm, e de uma ligação dupla C=O, 122 pm.



Pelo fato de evidências experimentais demonstrarem que as ligações carbono-oxigênio são equivalentes, as propriedades do CO_3^{2-}

são descritas de modo mais preciso por todas as estruturas e não por uma separadamente.

É importante que você perceba que ainda não existe um modelo capaz de representar corretamente uma **estrutura de ressonância**. O modelo atual freqüentemente induz a uma conclusão errada de que a dupla ligação muda de lugar, o que não é verdade.

EXCEÇÕES À REGRA DO OCTETO

A Regra do Octeto não se aplica a determinadas situações. A seguir, veremos três exceções a essa regra.

a) Moléculas com um átomo com menos de oito elétrons, também chamadas de molécula com octeto incompleto.

Exemplo 4.

Desenhe a estrutura de Lewis para o H_2Be .

Recordando, o H possui 1 elétron de valência, e o Be 2 elétrons de valência, cuja estrutura de Lewis é:



Nesse exemplo, a Regra do Octeto não é satisfeita uma vez que o Be compartilha com os 2 H quatro elétrons.

b) Moléculas com um átomo com mais de oito elétrons, também chamadas de molécula com octeto expandido.

Nestas moléculas, um átomo central está unido por simples ligações a átomos de halogênios. O átomo central pode ser qualquer átomo do 3º, 4º, e 5º períodos; freqüentemente ele é 5º período: P, S, Cl; 6º período: As, Se, Br, Kr; 7º período: Sb, Te, I, Xe.

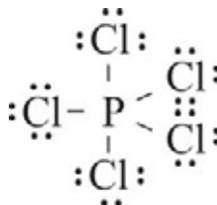
Estrutura de ressonância

Conjunto de possíveis Estruturas de Lewis para uma molécula cuja diferença reside no número e ligações entre dois átomos.

Exemplo 5

Desenhe a estrutura de Lewis para o pentacloreto de fósforo, PCl_5 .

Resposta: o P possui 5 elétrons de valência, e o Cl, 7. O número total de elétrons de valência no PCl_5 é: $5 + (7 \times 5) = 40$. Para representar a estrutura de Lewis, lembre-se de que o P está ligado por simples ligação a cada átomo de Cl.



Nessas exceções, a regra do octeto não é satisfeita para o átomo de P por se encontrar rodeado por 10 elétrons de valência, entretanto é satisfeita para os átomos de Cl rodeados por oito elétrons de valência, cada um.

c) Moléculas com um átomo com número ímpar de elétrons.

Algumas moléculas, como o óxido nítrico NO e o dióxido de nitrogênio, NO_2 , possuem um número ímpar de elétrons. O NO possui $5+6 = 11$ elétrons de valência, e o NO_2 , $5+(2 \times 6) = 17$. Apesar de apresentarem número ímpar de elétrons, o que torna impossível desenhar estruturas com oito elétrons, essas moléculas são estáveis, e podemos desenhar de modo aproximado as estruturas de Lewis.

Exemplo 6

Desenhe as estruturas de Lewis para o NO e NO_2 .

Resposta:

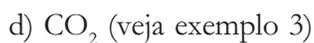




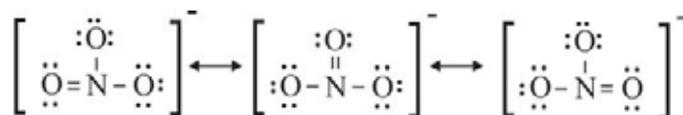
ATIVIDADES

1. Utilize a notação de Lewis para descrever a **ligação iônica** que ocorre entre os átomos de Al e O, para formar o óxido de alumínio, Al_2O_3 , e entre os átomos de Ca e P para formar o Ca_3P_2 . (veja exemplo 1).

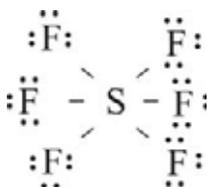
2. Escreva as estruturas de Lewis para:



3. Desenhe as três estruturas de ressonância para o íon nitrito, NO_2^- .



4. Desenhe a estrutura de Lewis para hexafluoreto de enxofre, SF_6 .



Ligações iônicas

Atração eletrostática entre um íon positivo e um negativo, resultante da transferência de elétrons de um átomo para outro.

Os átomos dos 113 elementos químicos atualmente conhecidos combinam-se entre si ou com átomos de outros elementos para formar os mais diversos compostos químicos. Teorias foram desenvolvidas para explicar a maneira com que esses

CONCLUSÃO

átomos formam essas ligações químicas. Quando os átomos reagem entre si para formar uma ligação química, somente suas camadas mais externas entram em contato, por isso é que os elétrons dessas camadas, os elétrons de valência, determinam as propriedades químicas do átomo, uma vez que uma reação química ocorre pela perda, ganho ou rearranjo dos elétrons de valência. Os elétrons das camadas mais internas não participam dessas reações químicas. A representação dos elétrons da camada de valência é feita através da notação de Lewis, cuja estrutura é constituída pelo símbolo de um elemento rodeado por tantos pontos quantos forem os elétrons de valência.



RESUMO

Caro aluno, você viu que os átomos dos elementos ligam-se entre si para formar compostos iônicos e covalentes e que a natureza dos átomos e os seus elétrons de valência são os responsáveis na determinação do tipo da ligação. Pelo fato de os gases nobres serem pouco reativos, portanto estáveis, foi proposto um modelo para explicar as ligações químicas baseado nessa estabilidade. Nesse modelo, os elétrons de valência são transferidos, compartilhados ou rearranjados de modo que os átomos venham a possuir uma configuração semelhante à de um gás nobre. Lewis propôs uma maneira simples e útil de se representar os elétrons de valência por pontos ao redor do seu símbolo. A ligação iônica é o resultado da atração eletrostática entre íons obtidos na transferência de elétron e a ligação covalente ocorre pelo compartilhamento de elétrons de valência. Tanto na ligação iônica quanto na covalente, com exceção do H, cada átomo está rodeado por oito elétrons, essa é a Regra do Octeto. As estruturas de Lewis são fundamentais para a compreensão não só da formação das ligações e suas exceções, como também de ressonância.

PRÓXIMA AULA



Na próxima aula, você aprenderá a determinar fórmulas químicas.

REFERÊNCIAS

BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

CHANG, Raymond. **Química 1**. Trad. Maria José Ferreira Rebelo. 8 ed. Lisboa: McGraw-Hill, 2005.

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul M. **Química Geral 1 e reações químicas**. v. 1. São Paulo: Thomson Learning/Pioneira, 2005.