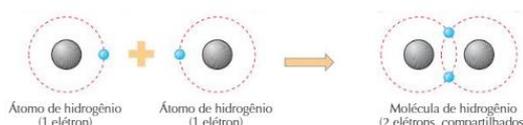


Ligação Covalente

Na ligação iônica, vista no item anterior, um metal cede elétrons e um não metal recebe elétrons. Agora iremos ver a cooperação que acontece numa ligação entre não metais.

Vamos estudar a união entre dois átomos do elemento hidrogênio (H) para formar a molécula da substância simples Hidrogênio (H_2): $H + H \rightarrow H_2$

Eletronicamente:



Ou, abreviadamente:

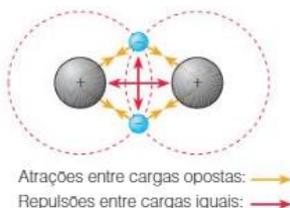


Ou, ainda:



Nesta última representação, o traço (-) está indicando o par de elétrons que os dois átomos de hidrogênio passam a compartilhar. Assim, por comodidade, costuma-se representar uma ligação covalente normal por um traço.

A molécula H_2 é estável (isto é, os átomos não se separam) porque há um equilíbrio entre as forças de atração elétrica (entre núcleos e elétrons) e as forças de repulsão elétrica (entre os dois núcleos e entre os dois elétrons), como ilustramos na figura a seguir:



Observe que cada átomo de hidrogênio dispõe de dois elétrons (o seu e o elétron compartilhado). Esses dois elétrons completam a camada K, que é a única que o hidrogênio dispõe. Desse modo, o hidrogênio adquire a configuração estável do gás nobre hélio.

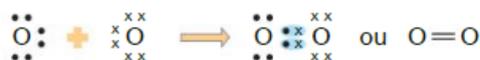
Agora, como segundo exemplo, podemos considerar a união entre dois átomos do elemento Cloro (Cl) formando uma molécula de gás cloro (Cl_2). Note que, no esquema, só estão representados os elétrons da última camada de valência:



Observamos que, na molécula final (Cl_2), há um par de elétrons compartilhado pelos dois átomos de cloro. Com isso, podemos dizer que cada átomo de cloro dispõe de seus sete elétrons mais um elétron compartilhado, perfazendo então o octeto, que dá a cada átomo a

configuração estável de um gás nobre. Na molécula formada acima, os elétrons da última camada que não participam do par eletrônico compartilhado são comumente chamados de elétrons não ligantes ou pares eletrônicos isolados.

Consideremos, como terceiro exemplo, a formação da molécula da substância simples Oxigênio (O₂):



Cada átomo de oxigênio tem apenas seis elétrons na camada de valência. Os dois átomos se unem compartilhando dois pares eletrônicos, de modo que cada átomo “exerça domínio” sobre oito elétrons. Forma-se assim uma ligação dupla entre os átomos, que é indicada por dois traços na representação O=O.

Como quarto exemplo, vamos analisar a formação da molécula da substância simples Nitrogênio (N₂):



Cada átomo de nitrogênio tem apenas cinco elétrons na camada periférica. Eles se unem compartilhando três pares eletrônicos. Forma-se assim uma ligação tripla entre os átomos que é indicada pelos três traços na representação.

Concluindo, definimos:

Ligação covalente ou covalência é a união entre átomos estabelecida por pares de elétrons.

As fórmulas em que os elétrons aparecem indicados por símbolos são chamadas fórmulas eletrônicas ou fórmulas de Lewis. Quando os pares eletrônicos covalentes são representados por traços (-), chamamos essas representações de fórmulas estruturais planas.

Os exemplos dados até agora foram de substâncias simples. No entanto, as ligações covalentes aparecem ainda com maior frequência entre as substâncias compostas, como por exemplo:

✓ Ácido Clorídrico (HCl):



✓ Água (H₂O):



✓ Gás amônia (NH₃):



✓ Gás Carbônico (CO₂):

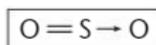


Caso particular da ligação covalente

Vejamos como primeiro exemplo a formação da molécula de gás sulfuroso (SO₂):



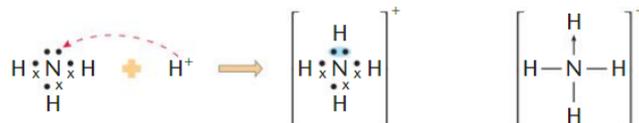
Observe que o par eletrônico destacado (que está ligando o enxofre ao segundo oxigênio) pertence, de início, apenas ao enxofre. Trata-se não mais da ligação covalente usual, em que cada ligação é formada por 1 elétron de cada átomo, mas de uma covalência especial, na qual o par eletrônico é cedido apenas por um dos átomos da ligação. Antigamente, esse tipo de ligação era denominado de ligação dativa e indicado por uma seta que vai do átomo doador para o átomo receptor do par eletrônico, como mostramos a seguir. De qualquer modo, continuaremos contando 8 elétrons ao redor de cada átomo.



O caso do anidrido sulfúrico (SO₃) é semelhante:



Outro exemplo é a formação do íon amônio, segundo a reação: NH₃ + H⁺ → NH₄⁺



Note que inicialmente o NH₃ tinha um par eletrônico livre, e íon hidrogênio (H⁺) por sua vez estava sem elétron. (normalmente o H⁺ provém de outra molécula na qual deixou seu próprio elétron). Assim, o H⁺ compartilha o par eletrônico livre, que inicialmente era exclusivo do nitrogênio. É importante observar também que após a formação do íon amônio, não há nenhuma diferença entre as quatro ligações covalente aí existentes. Em outras palavras, os quatro hidrogênios tornam-se perfeitamente equivalentes entre si.

Exceções à regra do octeto

Hoje são conhecidos compostos que não obedecem à regra do octeto:

- ✓ Em alguns casos, as ligações se completam com menos de 8 elétrons. Isso acontece com o Berílio (Be) e o boro (B), que em certas moléculas não completam o octeto. Exemplos: BeH₂ e BF₃.
- ✓ Em outros casos, as ligações perfazem mais do que 8 elétrons. Ocorre geralmente com o fósforo (P) e o enxofre (S), que em certas moléculas, aparecem com 10 e 12 elétrons na camada de valência. Exemplos: PCl₅ e SF₅.

Esses casos só ocorrem quando o átomo central é relativamente grande, para que possa acomodar tantos elétrons ao seu redor. Por isso essa chamada camada de valência expandida só aparece em elementos a partir do 3º período da tabela periódica.

Exercícios

1 - (FEI-SP) A fórmula $\text{N} \equiv \text{N}$ indica que os átomos de nitrogênio estão compartilhando três:

- a) prótons
- b) elétrons
- c) pares de prótons
- d) pares de nêutrons
- e) pares de elétrons

2 - (Mackenzie - SP) Dados: O (Z=8); C (Z=6), F (Z=9); H (Z=1).

A molécula que apresenta somente uma ligação covalente normal é:

- a) F_2
- b) O_2
- c) CO
- d) O_3
- e) H_2O

3 - (Mackenzie - SP) Das substâncias (I) gás hélio, (II) cloreto de sódio, (III) gás nitrogênio e (IV) água, apresentam somente ligações covalentes normais em sua estrutura:

- a) I e III
- b) III e IV
- c) I e IV
- d) II e III
- e) I e II

4 - (UCSal - BA) Ao formar ligações covalentes com o hidrogênio, a eletrosfera do silício adquire configuração de gás nobre. Com isso, é de se esperar a formação da molécula:

- a) SiH
- b) SiH_2
- c) SiH_3
- d) SiH_4
- e) SiH_5

5 - (Ufac) Temos um elemento A com 53 elétrons e um elemento B com 38 elétrons. Após sua distribuição eletrônica, pode-se afirmar que o composto mais provável dos dois elementos é:

- a) B_3A_2
- b) BA_2
- c) B_2A_3
- d) B_2A
- e) BA

Respostas

1 - Alternativa E.

2 - Alternativa A.

3 - Alternativa B.

4 - Alternativa D.

5 - Alternativa B.

Material Consultado

FELTRE, R. **Fundamentos da Química**, 4ª edição, 2005.