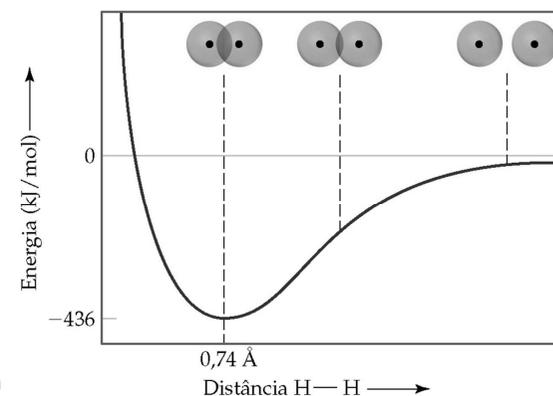
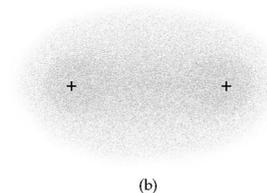
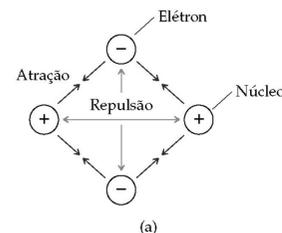


Ligação covalente

- Quando dois átomos similares se ligam, nenhum deles quer perder ou ganhar um elétron para formar um octeto.
- Quando átomos similares se ligam, eles compartilham pares de elétrons para que cada um atinja o octeto.
- Cada par de elétrons compartilhado constitui uma ligação química.
- Por exemplo: $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2$ tem elétrons em uma linha conectando os dois núcleos de H.

© 2005 by Pearson Education



Observações sobre a molécula de H₂

- A distância 74 pm (ou 0,074 nm) é denominada comprimento de ligação.
- Os dois elétrons são igualmente influenciados pelos dois núcleos, ocupando a mesma região do espaço (orbital molecular).
- Os dois elétrons constituem um par ligante.
- A energia de dissociação da ligação H–H corresponde a 436 kJ.mol⁻¹.

Ligações Covalentes entre H e alguns elementos do segundo período

| Grupo | H | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
|----------------------------------|---------------------|---|---|---|---|--|
| Estrutura de Lewis | $\text{H}\cdot$ | $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$ | $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$ | $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}\cdot$ | $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}\cdot$ | $\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Ne}}}\cdot$ |
| Nº de e ⁻ para octeto | 1 | 4 | 3 | 2 | 1 | 0 |
| Valência | 1 | 4 | 3 | 2 | 1 | 0 |
| Ligações em potencial | $\text{H}-$ | $\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ -\text{N}- \\ \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ -\text{O}- \\ \cdot\cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ -\text{F}\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$ | Nenhuma ligação |
| Compostos com hidrogênio | $\text{H}-\text{H}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ | $\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}-\text{H}$ | $\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{F}}}\cdot$ | |

Regras para a Construção de Fórmulas Estruturais

- 1) Calcule o número total de elétrons de valência disponíveis em todos os átomos. Se a espécie for um íon, adicione um elétron para cada carga negativa ou subtraia um elétron para carga positiva.
- 2) Determine a estrutura da molécula, identificando o(s) átomo(s) central(is) e ligue todos os átomos apropriados entre si, usando um par de elétrons por ligação. O átomo central geralmente é aquele de mais baixa eletronegatividade; hidrogênio, entretanto, nunca é o átomo central. Átomos de carbono são quase sempre centrais.

- 3) Distribua os elétrons restantes aos pares, de modo que cada átomo tenha um octeto. Complete primeiro os octetos dos átomos terminais, em seguida, na medida do possível, do(s) átomo(s) central(is).
- 4) Se faltar elétrons, faça ligações múltiplas, convertendo os pares de elétrons não ligantes dos átomos terminais em pares ligantes. Ligações múltiplas são formadas facilmente por átomos de C, N, O, P e S.

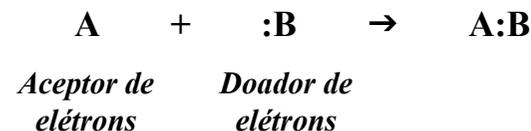
Exercícios

Escreva as estruturas de Lewis e fórmulas estruturais das seguintes espécies:

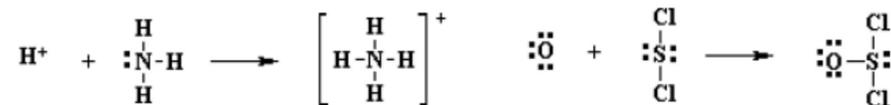


Ligações Covalentes Coordenadas

Quando ambos elétrons de uma ligação covalente são provenientes de um único átomo, a ligação é do tipo coordenada:



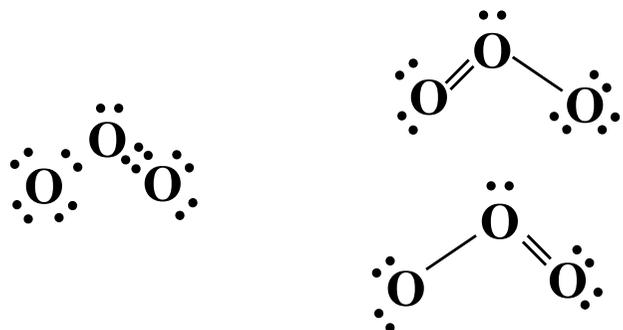
Exemplos



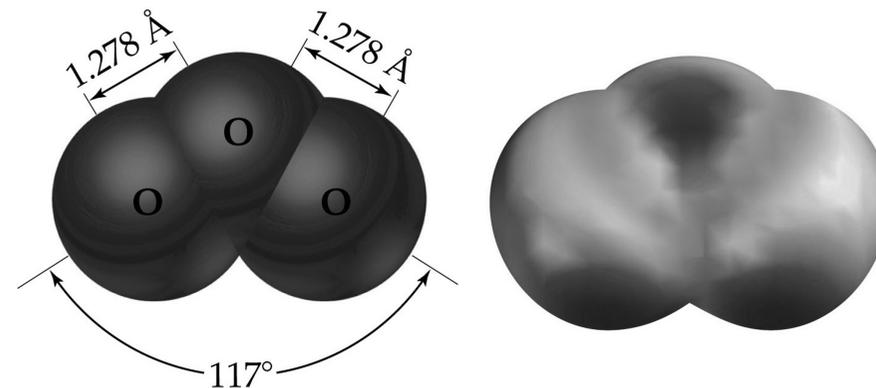
Estruturas de ressonância

- As estruturas de ressonância são utilizadas quando não é possível representar uma espécie por uma única estrutura de Lewis.

$O_3 = 18$ elétrons de valência



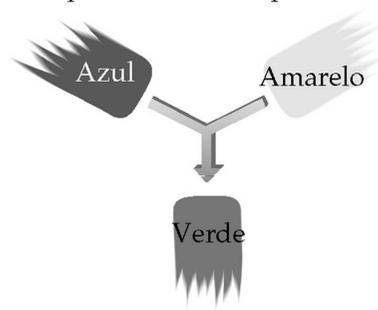
- Observa-se, entretanto, que o ozônio tem duas ligações idênticas.



© 2005 by Pearson Education

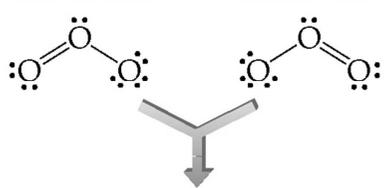
- As estruturas de ressonância são tentativas de representar uma estrutura real, que é uma mistura entre várias possibilidades extremas.

Cor primária Cor primária



(a)

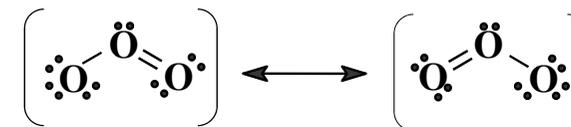
Estrutura de ressonância Estrutura de ressonância



Molécula de ozônio

(b)

- Exemplo: no ozônio, as possibilidades extremas têm uma ligação dupla e uma simples. A estrutura de ressonância tem duas ligações idênticas de caráter intermediário.



© 2005 by Pearson Education

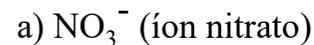
© 2005 by Pearson Education

Observações sobre Estruturas de Ressonância

- Cada estrutura representa um híbrido de ressonância ou forma canônica.
- Nenhuma forma canônica sozinha representa a estrutura real da espécie.
- Nas estruturas de ressonância a posição relativa dos átomos não se altera, apenas o arranjo dos elétrons.
- A ressonância espalha o caráter de ligação múltipla por toda a molécula (ou íon), abaixando sua energia.
- Quanto maior o número de híbridos de ressonância, mais estável é a espécie.

Exercícios

Escreva as estruturas de ressonância para as seguintes espécies:



Carga Formal

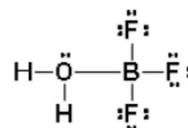
O conceito de carga formal assume que todos os elétrons de uma ligação são compartilhados igualmente. Por esse conceito, quando dois átomos formam uma ligação covalente, além dos elétrons não compartilhados, atribui-se a cada átomo a metade dos elétrons compartilhados:



Assim, a carga formal sobre um átomo corresponde à diferença entre o número de elétrons de valência do átomo isolado (antes de formar a ligação) e o número de elétrons atribuídos ao átomo após formada a ligação.

$$\text{Carga formal} = \text{Número de elétrons de valência do átomo isolado} - \text{Número total de elétrons atribuídos}$$

Exemplo:



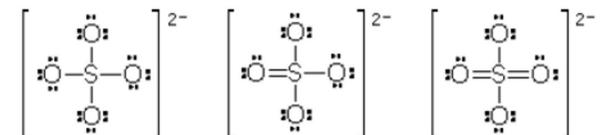
| Átomo | Elétrons de Valência | Elétrons Atribuídos | Carga Formal |
|-------|----------------------|---------------------|--------------|
| F | 7 | 7 | 0 |
| O | 6 | 5 | +1 |
| B | 3 | 4 | -1 |
| H | 1 | 1 | 0 |

Observações sobre Carga Formal

- 1) A soma das cargas formais de espécies neutras é igual a zero e para espécies iônicas é igual à carga do íon.
- 2) Quando um átomo forma o número de ligações previsto pela regra do octeto, sua carga formal é igual a zero.
- 3) Estruturas com cargas formais mais baixas possuem energia mais baixa. Assim, quanto menor a diferença entre as cargas formais sobre os átomos, mais estável é a espécie.

Exercícios:

- 1) Qual das seguintes estruturas de Lewis para o íon sulfato é a mais estável?



- 2) Qual o esqueleto mais provável para o CO_2 : O-C-O ou C-O-O? Justifique.
- 3) Escreva as possíveis estruturas para o ácido hidrazóico, HN_3 , e indique qual delas contribui mais para o híbrido de ressonância. (Obs. Os quatro átomos estão alinhados.)
- 4) Dê as estruturas de Lewis e indique as cargas formais de cada átomo nas seguintes espécies: Cl_2O , SO_2 e N_2O .