



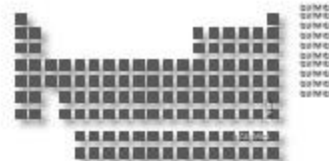
QUÍMICA GERAL

LIGAÇÕES QUÍMICAS

LIGAÇÕES COVALENTES

NOX

CARGA FORMAL



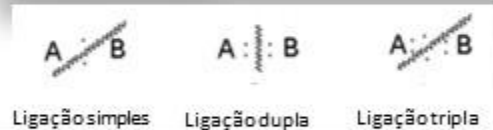
Carga Formal

CARGA FORMAL

Definição

O conceito de carga formal assume que todos os elétrons de uma ligação são compartilhados igualmente.

Quando dois átomos formam uma ligação covalente, além dos elétrons não compartilhados, atribui-se a cada átomo a metade dos elétrons compartilhados:



Cálculo da carga formal

$$CF = EV - \left(\frac{EL}{2} + ENL \right)$$

CF	Carga Formal
EV	Elétrons de valência
EL	Elétrons Ligantes
ENL	Elétrons Não Ligantes

CARGA FORMAL

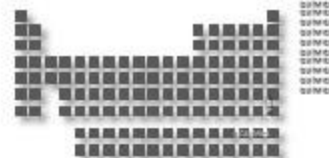
Observações

A soma das cargas formais de espécies neutras é igual a zero e para espécies iônicas é igual à carga do íon.

Quando um átomo forma o número de ligações previsto pela regra do octeto, sua carga formal é igual a zero.

Estruturas com cargas formais mais baixas possuem energia mais baixa.

Quanto menor as diferenças entre as cargas formais sobre os átomos, mais estável é a espécie



Carga Formal

CARGA FORMAL

Exemplos

$\text{—}\ddot{\text{O}}\text{—}$ oxigênio com uma ligação

-1

$\text{—}\ddot{\text{O}}\text{—}$ oxigênio com duas ligações

0

$\text{—}\ddot{\text{O}}^+\text{=}$ oxigênio com três ligações

+1

$\text{—}\ddot{\text{N}}\text{—}$ nitrogênio com duas ligações

-1

$\text{—}\ddot{\text{N}}\text{—}$ nitrogênio com três ligações

0

$\text{—}\text{N}^+\text{=}$ nitrogênio com quatro ligações

+1

CARGA FORMAL

Exemplos

$\text{—}\ddot{\text{C}}\text{—}$ carbono com três ligações

-1

=C= carbono com quatro ligações

0

$\text{=C}^+\text{—}$ carbono com três ligações

+1

$\text{—}\text{B}\text{—}$ boro com 4 ligações

-1

Carga Formal

CARGA FORMAL

Carga formal É a unidade de carga positiva ou negativa para certos átomos na molécula ou no íon.

Família 6A



6e- na camada de valência



2e- a menos

Carga +2



1e- a mais

Carga -1

Família 5A



5e- na camada de valência



2e- a menos

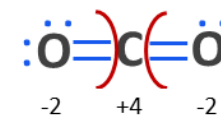
Carga +2



3e- a mais

Carga -3

Exemplos

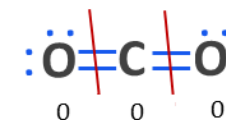


os elétrons são separados por diferença de eletronegatividade

Nox

carga real ou imaginária quando exageramos o caráter iônico da ligação.

A soma dos estados de oxidação (nox) em uma molécula deve ser igual a zero



os elétrons são separados de forma igualitária

Carga formal

É a carga que um átomo teria, caso a ligação fosse rompida, com caráter 100% covalente

Cada átomo fica com um elétron da ligação covalente

Carga Formal

CARGA FORMAL

NOX

É a carga que um átomo teria, caso a ligação fosse rompida, com caráter 100% iônico

O átomo mais **eletronegativo** fica com o par de e-

Ligação iônica

Carga real

CARGA FORMAL

É a carga que um átomo teria, caso a ligação fosse rompida, com caráter 100% covalente

Cada átomo fica com um elétron da ligação covalente

Ligação covalente

Carga aparente

Importância da carga formal

A carga formal depende diretamente da **Estrutura de Lewis**, pois exige a contagem dos pares de elétrons não ligantes.

São úteis para a discussão da viabilidade das estruturas de Lewis.

Pela fórmula



$$CF = EV - \left(\frac{EL}{2} + ENL \right)$$

Para o carbono

$$CF_C = 4 - \left(\frac{8}{2} + 0 \right) \quad CF_C = 0$$

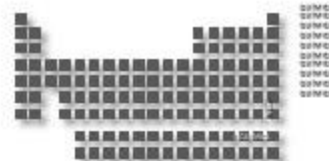
Para o oxigênio

$$CF_O = 6 - \left(\frac{4}{2} + 4 \right) \quad CF_O = 0$$

Para o outro oxigênio

$$CF_O = 6 - \left(\frac{4}{2} + 4 \right) \quad CF_O = 0$$

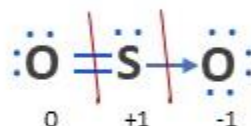
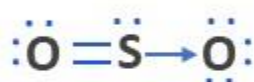
Quando um átomo forma o número de ligações previsto pela regra do octeto, sua carga formal é igual a zero.



Carga Formal

CARGA FORMAL

Carga formal

SO₂

Instável

$$CF = EV - \left(\frac{EL}{2} + ENL \right)$$

Para o enxofre

$$CF_S = 6 - \left(\frac{6}{2} + 2 \right) \quad CF_S = +1$$

Para o oxigênio da esquerda

$$CF_O = 6 - \left(\frac{4}{2} + 4 \right) \quad CF_O = 0$$

Para o oxigênio da direita

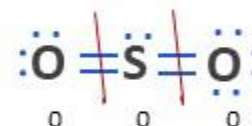
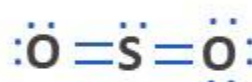
$$CF_O = 6 - \left(\frac{2}{2} + 6 \right) \quad CF_O = -1$$

CARGA FORMAL

Carga formal

SO₂

Expandindo o octeto



Mais Estável

Melhor estrutura

Expandindo o octeto, as cargas formais diminuiram.

$$CF = EV - \left(\frac{EL}{2} + ENL \right)$$

Para o enxofre

$$CF_S = 6 - \left(\frac{8}{2} + 2 \right) \quad CF_S = 0$$

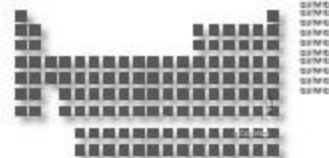
Para o oxigênio da esquerda

$$CF_O = 6 - \left(\frac{4}{2} + 4 \right) \quad CF_O = 0$$

Para o oxigênio da direita

$$CF_O = 6 - \left(\frac{2}{2} + 6 \right) \quad CF_O = 0$$

Estrutura com cargas formais mais baixas possuem energia mais baixa. Assim, quanto menor as diferenças entre as cargas formais sobre os átomos, mais estável é a espécie.



QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL
QUÍMICA GERAL

4º B

A - 32

QUÍMICA GERAL

JOTA

Carga Formal

CARGA FORMAL

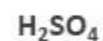
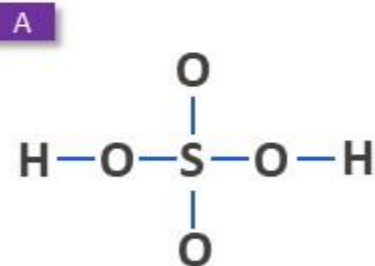
CARGA FORMAL

Exercício

Identifique qual estrutura é mais estável e justifique pela separação dos os elétrons de forma igualitária e pela fórmula da Carga Formal

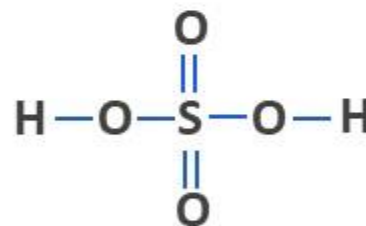


$$\text{CF} = \text{EV} - \left(\frac{\text{EL}}{2} + \text{ENL} \right)$$



$$\text{CF} = \text{EV} - \left(\frac{\text{EL}}{2} + \text{ENL} \right)$$

B



CARGA FORMAL



$$CF = EV - \left(\frac{EL}{2} + ENL \right)$$

B



$$CF = EV - \left(\frac{EL}{2} + ENL \right)$$

A

Carga Formal

CARGA FORMAL

Teoria da Ressonância

Sempre que uma molécula ou um íon puderem ser representados por duas ou mais estruturas de Lewis, cuja única diferença é a posição dos elétrons, teremos:

1

Nenhuma dessas estruturas, que são chamadas de estruturas de ressonância, será a representação correta para a molécula ou íon.

2

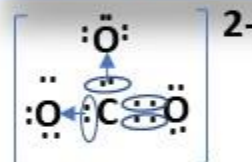
A molécula ou íon será melhor representado por um híbrido de ressonância.

Estruturas de ressonância só existem no papel, a molécula real será um híbrido de todas elas

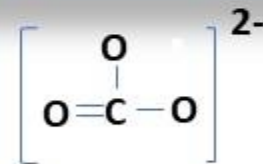
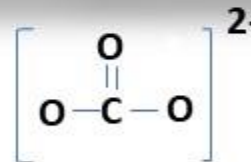
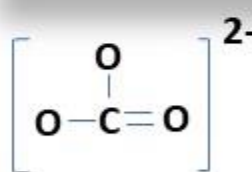
CARGA FORMAL

Íon Carbonato CO_3^{2-}

FÓRMULA ELETRÔNICA OU DE LEWIS



FÓRMULA ESTRUTURAL



Híbrido de ressonância

Ligação simples C-O: 1,43 Å

Ligação dupla C=O: 1,20 Å

Ligação medida: 1,28 Å

As densidades de carga são iguais em cada oxigênio

Carga Formal

CARGA FORMAL

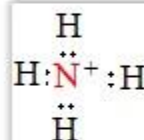
Cargas formais são atribuídas dividindo cada par de elétrons de ligação igualmente entre os átomos da ligação.

O número de elétrons "pertencente" a cada átomo é comparado com o átomo neutro e são atribuídas apropriadas cargas positivas ou negativas

Pares isolados "pertencem" a um único átomo.

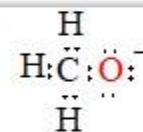
CARGA FORMAL

Outros exemplos



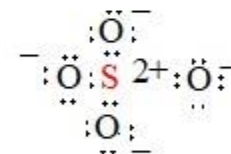
íon amônio

$$\text{N } 5 - 4 \text{ ligações} = +1$$



íon metóxido

$$\text{O } 6 - 1 \text{ ligação} - 6 \text{ pares} = -1$$



íon sulfato

$$\begin{array}{l} \text{S } 6 - 4 \text{ ligações} = +2 \\ \text{O } 6 - 1 - 6 = -1 \end{array}$$