

## BIK0102-ESTRUTURA DA MATÉRIA- Lista de Exercícios

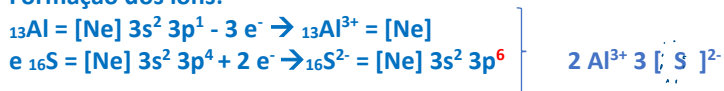
**Tópico 9 - Ligação química I: ligações iônicas e sólidos iônicos; ligação covalente: valência, estrutura de Lewis, regra do octeto, carga formal, modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência.**

- 1) Explique por que o sódio ocorre como  $\text{Na}^+$  e não como  $\text{Na}^{2+}$  em compostos iônicos.  
Sua resposta deve se basear na energia de ionização para “arrancar” o segundo elétron de um íon de sódio. Faça também a distribuição eletrônica
- 2) Explique o que é energia de rede ou energia reticular de sólidos iônicos.
- 3) Escreva a representação de Lewis para os seguintes compostos iônicos: (a) fluoreto de potássio; (b) sulfeto de alumínio; (c) óxido de cálcio; (d) óxido de sódio.

Na formação dos compostos iônicos os metais perdem elétrons e os não-metais e/ou semimetais ganham elétrons. De forma geral, isso ocorre de forma a terem 8 elétrons na camada de valência. Na formação do composto iônico, o cátion é sempre escrito na frente do ânion e o composto é eletricamente neutro. O Ciclo de Born-Haber fornece as informações teóricas de como variam todas as energias na formação do composto a partir dos átomos individuais.

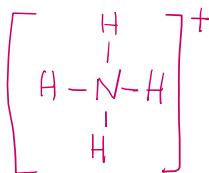
b)  $\text{Al}_2\text{S}_3$

Formação dos íons:



- 4) Escreva as estruturas de Lewis para os seguintes íons poliatômicos: (a) íon amônio,  $\text{NH}_4^+$ ; (b) íon hipoclorito,  $\text{ClO}^-$ .

Para montar as estruturas de Lewis é necessário contar os elétrons de valência de cada átomo que compõe a molécula e somá-los. Veja o exemplo do íon amônio:

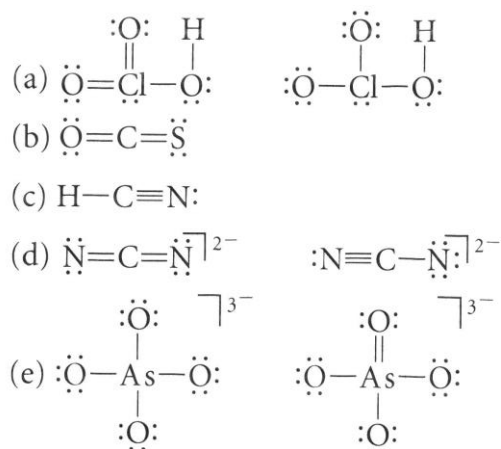


5) Quanto à ressonância, pede-se:

- a) Explique o fenômeno na molécula de benzeno e a sua consequência para os comprimentos médios das ligações entre átomos de carbono e para a energia destas ligações.
- b) Apresente os híbridos de ressonância do íon acetato ( $\text{H}_3\text{CCO}_2^-$ ).

a) Para resolver este exercício é necessário apresentar todas as estruturas possíveis do benzeno,  $\text{C}_6\text{H}_6$ :

6) Determine as cargas formais de cada átomo nas estruturas abaixo e, onde mais de uma estrutura for dada, diga qual a mais estável.



Para encontrar a molécula mais estável, é necessário calcular a carga formal de todos os elementos.

(a)

Para a molécula da esquerda:

Carga Formal O:  $f = 6 - 4 - 4/2 = 0$

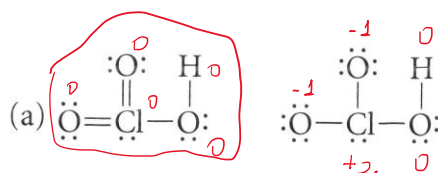
Carga Formal Cl:  $f = 7 - 2 - 10/2 = 0$

Carga Formal O:  $f = 6 - 4 - 4/2 = 0$

Carga Formal O:  $f = 6 - 4 - 4/2 = 0$

Carga Formal H:  $f = 1 - 0 - 2/2 = 0$

**Mais estável.**



Para a molécula da direita:

Carga Formal O:  $f = 6 - 6 - 2/2 = -1$

Carga Formal Cl:  $f = 7 - 2 - 6/2 = +2$

Carga Formal O:  $f = 6 - 6 - 2/2 = -1$

Carga Formal O:  $f = 6 - 4 - 4/2 = 0$

Carga Formal H:  $f = 1 - 0 - 2/2 = 0$

7) O cloro pode existir nos estados de oxidação positivo ou negativo. Qual é o máximo número de oxidação positivo e, negativo que o cloro pode ter? Apresente a configuração eletrônica de cada um desses estados. Justifique.

Para resolver este exercício é necessário fazer a distribuição eletrônica do elemento e verificar quantos são os elétrons de valência e em quais orbitais estes elétrons estão. Desta forma, pode-se inferir que o número de elétrons que o elemento pode ganhar, corresponde ao número de orbitais que ainda podem ser preenchidos no nível de valência e, o número de elétrons que podem ser perdidos, correspondem ao número total de elétrons na camada de valência.

É importante ressaltar que o número de oxidação exagera o caráter iônico da ligação e é um número teórico, não refletindo, portanto, o número real de elétrons que podem ser compartilhados ou doados.

8) Para a série de moléculas apresentadas, pede-se: escrever as estruturas de Lewis, indicar o número de pares de elétrons ligantes e de pares de elétrons isolados ao redor do átomo central, prever o arranjo de elétrons e a geometria molecular:

(a)  $\text{PCl}_6^-$ ; (b) metanal ou formaldeído,  $\text{H}_2\text{CO}$ ; (c) metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ; (d)  $\text{SO}_4^{2-}$ ; (e)  $\text{GeH}_4$

c)  $\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow 4 + (1 \times 3) + 6 + 1 = 14 \text{ e}^-$  de valência

Nesta molécula, em específico, é necessário verificar a geometria dos dois átomos centrais, o carbono e o oxigênio.

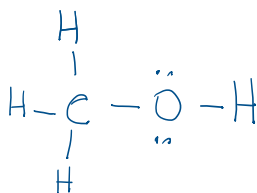
Para o carbono:

nº de pares de elétrons ligantes: 4

nº de pares de elétrons isolados: 0

arranjo de elétrons: tetraédrico

geometria molecular: tetraédrica



Para o oxigênio:

nº de pares de elétrons ligantes: 2

nº de pares de elétrons isolados: 2

arranjo de elétrons: tetraédrico

geometria molecular: angular

9) Qual a relação entre a eletronegatividade e o tipo de ligação — covalente apolar, covalente polar ou iônica — entre dois átomos?

10) Em cada par, determine qual dos compostos tem o maior caráter iônico (ou seja, menor caráter covalente): (a)  $\text{HCl}$  e  $\text{HI}$ ; (b)  $\text{CH}_4$  e  $\text{CF}_4$ ; (c)  $\text{CO}_2$  ou  $\text{CS}_2$ ; (d)  $\text{NaCl}$  e  $\text{BrCl}$ .

Para resolver este exercício, é necessário escrever as estruturas de Lewis. Uma molécula com caráter iônico significa que é uma molécula polar.

b) Embora as moléculas apresentem ligações polares, a molécula de  $\text{CF}_4$  apresenta maior caráter iônico porque a diferença de eletronegatividade entre os átomos é maior. A diferença de eletronegatividade entre o C e o O é da ordem de 1,0 e entre C e S é da ordem de 1,5.

11) Para a série de moléculas apresentadas: desenhe as estruturas de Lewis, apresente o arranjo de elétrons, a geometria molecular e indique se são polares ou apolares: (a)  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ; (b)  $\text{H}_2\text{S}$ ; (c)  $\text{PCl}_3$ ; (d)  $\text{SF}_4$ .

c)  $\text{PCl}_3$

Arranjo de elétrons: Tetraédrico

Geometria molecular: Pirâmide triangular

Polaridade: polar

