

# Compostos Inorgânicos

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Sumário

<b>1 Os compostos inorgânicos</b>	<b>1</b>
1.1 O que são compostos?	1
1.2 As moléculas e os compostos moleculares	1
1.3 Os íons e os compostos iônicos	2
<b>2 A nomenclatura dos compostos</b>	<b>2</b>
2.1 Os nomes dos cátions	2
2.2 Os nomes dos ânions	2
2.3 Os nomes dos compostos iônicos	3
2.4 Os nomes dos compostos inorgânicos moleculares	3
<b>3 A ligação iônica</b>	<b>4</b>
3.1 Os íons que os elementos formam	4
<b>4 A ligação covalente</b>	<b>4</b>
4.1 As estruturas de Lewis	4
4.2 A ressonância	5
4.3 A carga formal	5
4.4 Os radicais e os birradicais	5
4.5 As camadas de valência expandida	5
4.6 Os octetos incompletos	5

## 1 Os compostos inorgânicos

Os poucos elementos que constituem nosso mundo combinam-se para produzir a matéria em uma aparentemente ilimitada variedade de formas. Basta olhar para a vegetação, a carne, as paisagens, os tecidos, os materiais de construção e outras coisas à nossa volta para apreciar a maravilhosa variedade do mundo material. Uma parte da química é a **análise**: a identificação dos elementos que se combinaram para formar uma substância. Outro aspecto da química é a **síntese**: o processo de combinar elementos para produzir compostos ou de converter um composto em outro. Se os elementos são o alfabeto da química, então os compostos são suas peças de teatro, poemas e histórias.

### 1.1 O que são compostos?

Um **composto** é uma substância eletricamente neutra, formada por dois ou mais elementos diferentes cujos átomos estão em uma proporção definida. Um **composto binário** é formado por dois elementos. A água, por exemplo, é um composto binário de hidrogênio e oxigênio, com dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio. Qualquer que seja a fonte de água, sua composição é a mesma. Sem dúvida, uma substância com uma razão atômica diferente não seria água! O peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), por exemplo, tem um átomo de hidrogênio para cada átomo de oxigênio.

Os compostos podem ser classificados como orgânicos ou inorgânicos. Os **compostos orgânicos** contêm o elemento carbono e,

normalmente, também o hidrogênio. Existem milhões de compostos orgânicos, inclusive combustíveis, como o metano ou o propano, açúcares, como a glicose e a sacarose, e a maior parte dos medicamentos. Esses compostos são denominados orgânicos porque se acreditava, incorretamente, que só poderiam ser sintetizados pelos organismos vivos. Os **compostos inorgânicos** são todos os demais compostos. Eles incluem água, sulfato de cálcio, amônia, sílica, ácido clorídrico e muitos outros. Além disso, compostos muito simples de carbono, particularmente o dióxido de carbono e os carbonatos, que incluem o giz (carbonato de cálcio), são tratados como compostos inorgânicos.

Em um composto, os elementos não estão apenas misturados. Seus átomos estão unidos, ou *ligados*, uns aos outros de maneira específica, devido a uma reação química. O resultado é uma substância com propriedades químicas e físicas diferentes das dos elementos que a formam. Quando o enxofre se queima no ar, por exemplo, ele se combina com o oxigênio para formar o dióxido de enxofre. O enxofre, um sólido amarelo, e o oxigênio, um gás inodoro, produzem um gás incolor, irritante e venenoso.

Os químicos determinaram que os átomos podem ligar-se para formar moléculas ou participar de compostos como íons:

- Uma **molécula** é um grupo discreto de átomos ligados em um arranjo específico.
- Um **íon** é um átomo ou um grupo de átomos com carga positiva ou negativa.

Um íon com carga positiva é chamado de **cátion** e um íon com carga negativa, de **ânion**. Assim, um átomo de sódio com carga positiva é um cátion, representado como  $\text{Na}^+$ . Um átomo de cloro com carga negativa é um ânion, representado como  $\text{Cl}^-$ . Um exemplo de cátion *poliatômico* (muitos átomos) é o íon amônio,  $\text{NH}_4^+$ , e um exemplo de ânion poliatômico é o íon carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ . Observe que este último tem duas cargas negativas. Um composto iônico é formado por íons, em uma razão tal que o total é eletricamente neutro. Um composto molecular é formado por moléculas eletricamente neutras.

*Os compostos são combinações de elementos nas quais os átomos de elementos diferentes estão em uma razão constante e característica. Um composto é classificado como molecular se ele é feito de moléculas e como iônico se é feito de íons.*

### 1.2 As moléculas e os compostos moleculares

A **fórmula química** de um composto representa sua composição em termos de símbolos químicos. Os subscritos mostram o número de átomos de cada elemento que estão presentes na menor unidade representativa do composto. Para compostos moleculares, é comum usar a **fórmula molecular**, uma fórmula química que mostra quantos átomos de cada tipo de elemento estão presentes em uma única molécula do composto. Assim, por exemplo, a fórmula molecular da água é  $\text{H}_2\text{O}$ , isto é, cada molécula contém um átomo de O e dois átomos de H. A fórmula molecular da estrona, um hormônio sexual feminino, é  $\text{C}_{18}\text{H}_{22}\text{O}_2$ , mostrando que uma molécula de estrona contém 18 átomos de C, 22 átomos de H e 2 átomos de O. A molécula de um hormônio sexual masculino, a

testosterona, apresenta pouca diferença. Sua fórmula molecular é  $C_{19}H_{28}O_2$ . Pense nas consequências desta pequena diferença!

Alguns elementos também existem na forma molecular. Exceto os gases nobres, todos os elementos gasosos em temperaturas comuns são encontrados como moléculas diatômicas (com dois átomos) e, em menor proporção, como moléculas triatômicas (com três átomos). As moléculas do gás hidrogênio, por exemplo, contêm dois átomos de hidrogênio e são representadas por  $H_2$ . A forma mais comum do oxigênio é composta por moléculas diatômicas, também chamadas de dioxigênio,  $O_2$ . Uma forma menos comum, o ozônio, tem fórmula  $O_3$ . O enxofre sólido existe como moléculas  $S_8$  e o fósforo ocorre como moléculas  $P_4$ . O nitrogênio e todos os halogênios existem como moléculas diatômicas:  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$  e  $I_2$ .

### 1.3 Os íons e os compostos iônicos

Para visualizar os compostos iônicos, você terá de imaginar um grande número de cátions e ânions, juntos, em um arranjo regular tridimensional mantido pela atração entre suas cargas opostas. Cada cristal de cloreto de sódio, por exemplo, é um conjunto ordenado com um número muito grande de íons  $Na^+$  e  $Cl^-$  que se alternam. Cada cristal de uma pitada de sal contém mais íons do que todas as estrelas do universo visível.

O modelo nuclear do átomo explica facilmente a existência de **íons monoatômicos** (íons de um átomo). Quando um elétron é removido de um átomo neutro, a carga dos elétrons remanescentes não cancela mais a carga positiva do núcleo. Como um elétron tem uma unidade de carga negativa, cada elétron removido de um átomo neutro deixa um cátion com uma unidade a mais de carga positiva. Assim, um cátion sódio,  $Na^+$ , é um átomo de sódio que perdeu um elétron. Quando um átomo de cálcio perde dois elétrons, torna-se o íon cálcio, com duas cargas positivas,  $Ca^{2+}$ .

Cada elétron ganho por um átomo aumenta a carga negativa em uma unidade. Por isso, quando um átomo de flúor ganha um elétron, torna-se o íon fluoreto, com uma carga negativa,  $F^-$ . Quando um átomo de oxigênio ganha dois elétrons, torna-se o íon óxido, com duas cargas,  $O^{2-}$ . Quando um átomo de nitrogênio ganha três elétrons, torna-se o íon nitreto, com três cargas,  $N^{3-}$ .

O padrão de formação de íons pelos elementos do grupo principal pode ser resumido em uma regra simples: para os átomos mais à esquerda ou mais à direita da Tabela Periódica, os átomos perdem ou ganham elétrons até atingir o número de elétrons do átomo do gás nobre mais próximo. Isto é:

- Os elementos dos Grupos 1, 2 e 3 perdem elétrons até atingirem o mesmo número de elétrons do gás nobre no final do período anterior.
- Os elementos dos Grupos 14, 15, 16 e 17 ganham elétrons até atingirem o mesmo número de elétrons do gás nobre no final do seu período.

Por isso, o magnésio perde dois elétrons e torna-se  $Mg^{2+}$ , que tem o número de elétrons do átomo de néônio. O selênio ganha dois elétrons e torna-se  $Se^{2-}$ , que tem o número de elétrons do criptônio.

*Os elementos metálicos normalmente formam cátions, os elementos não metálicos normalmente formam ânions. As cargas dos íons monoatômicos estão relacionadas ao grupo a que pertencem na Tabela Periódica.*

## 2 A nomenclatura dos compostos

Muitos compostos receberam nomes informais, os **nomes comuns**, antes de suas composições serem conhecidas. Os nomes comuns incluem, por exemplo, água, sal, açúcar, amônia e quartzo. Um **nome sistemático**, por outro lado, revela os elementos presentes e, em alguns casos, o arranjo dos átomos. A nomeação sistemática dos compostos, a chamada **nomenclatura química**, segue um conjunto simples de regras descritas nesta seção.

### 2.1 Os nomes dos cátions

O nome de um cátion monoatômico é o nome do elemento que o formou, precedido da palavra íon, como íon sódio para  $Na^+$ . Quando um elemento pode formar mais de um tipo de cátion, como os íons  $Cu^+$  e  $Cu^{2+}$  do cobre, usamos, para distingui-los, o número de oxidação, isto é, a carga do cátion, escrita em algarismos romanos entre parênteses, logo após o nome do elemento. Assim, o  $Cu^+$  é o íon cobre(I) e o  $Cu^{2+}$  é o íon cobre(II). O  $Fe^{2+}$  é o íon ferro(II) e o  $Fe^{3+}$  é o íon ferro(III). A maior parte dos metais de transição forma mais de um tipo de íon e, por isso, a menos que você tenha outras informações, é importante incluir o número de oxidação nos nomes de seus compostos.

Alguns sistemas mais antigos de nomenclatura ainda são usados. Alguns cátions, por exemplo, eram nomeados com os sufixos *-oso* e *-ico* para os íons com cargas menores e maiores, respectivamente. Para complicar ainda mais, essas terminações eram adicionadas à forma latina do nome dos elementos. Nesse sistema, os íons de ferro(II) eram chamados de íons ferrosos, e os íons de ferro(III), de íons férricos. Embora este sistema não seja adotado neste livro, você poderá se deparar com ele e, por isso, é importante conhecê-lo.

*Dá-se aos cátions monoatômicos o nome dos elementos, precedido pela palavra íon. No caso dos elementos que formam mais de um cátion, inclui-se o número de oxidação, em algarismos romanos, para indicar a carga.*

### 2.2 Os nomes dos ânions

Os ânions monoatômicos, como os íons  $Cl^-$  no cloreto de sódio e os íons  $S^{2-}$  na blenda de zinco,  $ZnS$ , são designados pela adição do sufixo *-eto* e da palavra íon na primeira parte do nome do elemento (a raiz do nome), logo,  $Cl^-$  é o íon cloreto, e  $S^{2-}$  é o íon sulfeto. Uma importante exceção a esta regra é o íon óxido,  $O^{2-}$ . Em geral, não é necessário dar a carga, porque a maior parte dos elementos que formam ânions monoatômicos produz somente uma espécie de íon. Os íons formados pelos halogênios são chamados coletivamente de íons halogeneto e incluem os íons fluoreto,  $F^-$ , cloreto  $Cl^-$ , brometo,  $Br^-$  e iodeto  $I^-$ .

Os íons poliatômicos incluem os oxoânions, que são íons que contêm oxigênio. Se só existe um oxoânion de um elemento, seu nome é formado pela adição do sufixo *-ato* à raiz do nome do elemento, como no íon carbonato,  $CO_3^{2-}$ . Alguns elementos podem formar dois tipos de oxoânions, com números diferentes de átomos de oxigênio, e é preciso distingui-los. O nitrogênio, por exemplo, forma  $NO_2^-$  e  $NO_3^-$ . Nestes casos:

- O íon que tem o maior número de átomos de oxigênio recebe o sufixo *-ato*.
- O íon que tem o menor número de átomos de oxigênio recebe o sufixo *-ito*.

Assim,  $NO_3^-$  é nitrato e  $NO_2^-$  é nitrito. O íon nitrato é uma fonte importante de nitrogênio para as plantas e é adicionado a alguns fertilizantes (como nitrato de amônio,  $NH_4NO_3$ ). Alguns elementos — particularmente os halogênios — formam mais de duas espécies de oxoânions.

- O nome do oxoânion que tem o menor número de átomos de oxigênio é formado pela adição do prefixo *hipo-* e do sufixo *-ito* à raiz do nome do elemento, como no íon hipoclorito,  $\text{ClO}^-$ .
- O oxoânion que tem o maior número de átomos de oxigênio é nomeado pela adição do prefixo *per-* e do sufixo *-ato* à raiz do nome do elemento. Um exemplo é o íon perclorato,  $\text{ClO}_4^-$ .

O hidrogênio está presente em alguns ânions. Dois exemplos são  $\text{HS}^-$  e  $\text{HCO}_3^-$ . Os nomes desses ânions começam com o prefixo *hidrogeno*. Assim,  $\text{HS}^-$  é o íon hidrogenossulfeto e  $\text{HCO}_3^-$  é o íon hidrogeno carbonato. Você também verá o nome do íon escrito como uma única palavra, como em íon hidrogenocarbonato, que é mais moderno. Em um sistema mais antigo de nomenclatura, mas que ainda é muito usado, um ânion que contém hidrogênio é nomeado com o uso do prefixo *bi-*, como no íon bicarbonato,  $\text{HCO}_3^-$ . Se dois átomos de hidrogênio estão presentes na fórmula, como em  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , o ânion é nomeado com o prefixo *di-hidrogeno*, neste caso, di-hidrogenofosfato.

*Os nomes dos ânions monoatômicos terminam em -eto. Os oxoânions são ânions que contêm oxigênio. Na mesma série de oxoânions, o sufixo -ato indica um número de átomos de oxigênio maior do que o sufixo -ito. Em uma série de três ou mais oxoânions, o prefixo per- indica o número máximo de átomos de oxigênio, e o prefixo hipo-, o número mínimo de átomos de oxigênio.*

### 2.3 Os nomes dos compostos iônicos

O nome dos compostos iônicos é formado pelo nome do ânion seguido pela preposição de e pelo nome do cátion, sem a palavra íon. Adiciona-se o número de oxidação do cátion se mais de uma carga é possível. Entretanto, se o cátion vem de um elemento que só existe em um estado de carga, então o número de oxidação é omitido. Nomes típicos incluem cloreto de potássio,  $\text{KCl}$ , um composto que contém  $\text{K}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , e nitrato de amônio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , que contém os íons  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{NO}_3^-$ . O cloreto de cobalto que contém íons  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{CoCl}_2$  é chamado de cloreto de cobalto(II), e o que contém íons  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{CoCl}_3$ , de cloreto de cobalto(III). Observe que o número de íons cloreto é determinado pelo balanço de cargas.

Alguns compostos iônicos formam cristais que incorporam uma proporção definida de moléculas de água, além dos íons do próprio composto. Esses compostos são denominados hidratos. O sulfato de cobre(II), por exemplo, existe normalmente na forma de cristais azuis de composição  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . O ponto que aparece na fórmula é usado para separar a água de hidratação do resto da fórmula, e o número que aparece antes de  $\text{H}_2\text{O}$  indica o número de moléculas de água de cada fórmula unitária. O nome dos hidratos é formado pelo nome do composto, adicionando-se a palavra hidratado e um prefixo grego para indicar o número de moléculas de água encontradas em cada fórmula unitária. Por exemplo, o nome do composto  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , a forma azul comum desse composto, é sulfato de cobre(II) penta-hidratado.

*Os compostos iônicos são nomeados começando-se pelo nome do ânion, seguindo-se a preposição de e o nome do cátion (com seu número de oxidação). Os hidratos são nomeados adicionando-se a palavra hidratado e um prefixo grego que indica o número de moléculas de água da fórmula unitária.*

### 2.4 Os nomes dos compostos inorgânicos moleculares

Muitos compostos inorgânicos moleculares simples são nomeados usando-se os prefixos gregos para indicar o número de átomos de cada tipo presente. Os prefixos não são necessários se só ocorre um átomo do elemento. O  $\text{NO}_2$ , por exemplo, é o dióxido de nitrogênio. Uma importante exceção a esta regra é o monóxido de carbono,  $\text{CO}$ . Quando estiver nomeando compostos moleculares

TABELA 1 Nomes comuns de compostos moleculares

Fórmula	Nome comum
$\text{NH}_3$	amônia
$\text{N}_2\text{H}_4$	hidrazina
$\text{NH}_2\text{OH}$	hidroxilamina
$\text{PH}_3$	fosfina
$\text{NO}$	óxido nítrico
$\text{N}_2\text{O}$	óxido nitroso
$\text{C}_2\text{H}_4$	etileno
$\text{C}_2\text{H}_2$	acetileno

binários — compostos moleculares formados por dois elementos —, nomeie primeiro o elemento que ocorre mais à direita na Tabela Periódica terminando com o sufixo *-eto*, como em: tricloreto de fósforo,  $\text{PCl}_5$ ; óxido de dinitrogênio,  $\text{N}_2\text{O}$ ; hexafluoreto de enxofre,  $\text{SF}_6$ ; pentóxido de dinitrogênio,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

Algumas exceções a essas regras são os óxidos de fósforo e os compostos que são mais conhecidos por seus nomes comuns. Os óxidos de fósforo se distinguem pelo número de oxidação do fósforo, que é calculado como se o fósforo fosse um metal e o oxigênio estivesse presente como  $\text{O}^{2-}$ . Assim,  $\text{P}_4\text{O}_6$  é nomeado como óxido de fósforo(III), como se fosse  $(\text{P}^{3+})_4(\text{O}^{2-})_6$ , e o composto  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ , como óxido de fósforo(V), como se fosse  $(\text{P}^{5+})_4(\text{O}^{2-})_{10}$ . Esses compostos, no entanto, são moleculares. Certos compostos binários moleculares, como  $\text{NH}_3$  e  $\text{H}_2\text{O}$ , têm nomes comuns, que são muito mais usados (Tabela 1).

As fórmulas moleculares dos compostos formados entre o hidrogênio e os não metais dos Grupos 16 e 17 são escritas com o H em primeiro lugar. No nome, o hidrogênio aparece no fim. A fórmula do cloreto de hidrogênio, por exemplo, é  $\text{HCl}$ , e a do sulfeto de hidrogênio,  $\text{H}_2\text{S}$ . Observe, entretanto, que muitos desses compostos, quando dissolvidos em água, atuam como ácidos e são nomeados como ácidos. Os ácidos binários são nomeados pela adição do sufixo *-ídrico* ao nome do elemento, antecedido pela palavra ácido, como em ácido clorídrico, para  $\text{HCl}$  em água, e ácido sulfídrico, para  $\text{H}_2\text{S}$  em água. Indica-se uma solução em água colocando-se o termo (aq) imediatamente após a fórmula. Assim,  $\text{HCl}$ , o composto em si, é cloreto de hidrogênio, e  $\text{HCl(aq)}$ , sua solução em água, é ácido clorídrico.

Os oxoácidos são compostos moleculares ácidos que contêm oxigênio. Os oxoânions são derivados dos oxoácidos no sentido de que um oxoânion forma-se pela remoção de um ou mais íons hidrogênio de uma molécula de oxoácido. Em geral, os oxoácidos em *-ico* dão os oxoânions em *-ato*, e os oxoácidos em *-oso* dão os oxoânions em *-ito*. Por exemplo, o composto molecular  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ácido sulfúrico, gera o íon sulfato,  $\text{SO}_4^{2-}$ . De modo semelhante, o composto molecular  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ácido sulfuroso, gera o íon sulfito,  $\text{SO}_3^{2-}$ .

*Os compostos moleculares binários são nomeados pelo uso de prefixos gregos que indicam o número de átomos de cada elemento presente. O elemento citado em primeiro lugar tem sua terminação trocada por -eto.*

## 3 A ligação iônica



O **modelo iônico** é a descrição da ligação química em termos dos íons. Ele tem aplicação especial na descrição de compostos binários formados por elementos metálicos e não metálicos. Um **sólido iônico** é um arranjo de cátions e ânions empilhados em uma estrutura regular. Por exemplo, no cloreto de sódio, os íons sódio se alternam com os íons cloro nas três dimensões. Os sólidos iônicos são exemplos de sólidos cristalinos, ou sólidos formados por átomos, moléculas ou íons amontoados em um arranjo regular.

### 3.1 Os íons que os elementos formam

Quando um átomo de um metal do bloco s forma um cátion, ele perde um ou mais elétrons até atingir a estrutura de gás nobre de seu caroço. Esse caroço normalmente tem a configuração da camada mais externa igual a  $ns2np6$ , que é chamada de octeto de elétrons. Assim, o sódio ( $[\text{Ne}] 3s1$ ) perde seus elétrons  $3s$  para formar  $\text{Na}^+$ , que tem a mesma configuração eletrônica do neônio,  $[\text{Ne}]$  ou  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Os íons  $\text{Na}^+$  não podem perder mais elétrons em uma reação química porque as energias de ionização dos elétrons do caroço são muito altas. Existem três exceções na formação de octetos no começo da Tabela Periódica. O hidrogênio perde seu único elétron para formar um próton exposto. Os átomos de lítio ( $[\text{He}] 2s^1$ ) e berílio ( $[\text{He}] 2s^2$ ) perdem seus dois elétrons  $2s$ , formando um duplete semelhante ao hélio, um par de elétrons com configuração semelhante à do hélio  $1s^2$ , quando se convertem nos íons  $\text{Li}^+$  e  $\text{Li}^{2+}$ .

Quando os átomos de elementos metálicos, que estão à esquerda do bloco p nos Períodos 2 e 3, perdem seus elétrons de valência, eles formam íons com a configuração eletrônica do gás nobre precedente. O alumínio,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ , por exemplo, forma  $\text{Al}^{3+}$  com a mesma configuração eletrônica do neônio. Quando, porém, os elementos metálicos do bloco p do Período 4 e os mais pesados perdem seus elétrons s e p, eles expõem um caroço de gás nobre rodeado por uma subcamada adicional completa de elétrons d. O gálio, por exemplo, forma o íon  $\text{Ga}^{3+}$  com configuração  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ . Os elétrons d dos átomos do bloco p estão firmemente presos ao núcleo e, na maior parte dos casos, não são perdidos.

Muitos elementos metálicos, como os dos blocos p e d, têm átomos que podem perder um número variável de elétrons, exibindo, portanto, **valência variável**. Como visto no Tópico 1C, o efeito do par inerte pressupõe que elementos pesados podem perder somente seus elétrons p de valência ou todos os elétrons p e s de valência. Esses elementos e os metais do bloco d podem formar compostos diferentes, como óxido de estanho(II),  $\text{SnO}$ , e óxido de estanho(IV),  $\text{SnO}_2$ , no caso do estanho. Muitos elementos do bloco d também adquirem valência variável ao perderem elétrons d após a remoção de seus elétrons s. No bloco d, os elétrons ns são perdidos em primeiro lugar, seguido de um número variável de elétrons  $(n-1)d$ . Por exemplo, para obter o íon  $\text{Fe}^{2+}$ , dois elétrons  $4s$  são removidos do átomo de Fe, cuja configuração é  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ , para dar a configuração  $[\text{Ar}] 3d^6$ , quando, então, um terceiro elétron é removido da subcamada  $3d$ , gerando  $\text{Fe}^{3+}$  com configuração  $[\text{Ar}] 3d^5$ .

#### EXEMPLO 1 Determinação da configuração eletrônica dos cátions

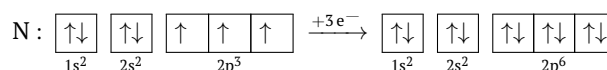
Determine a configuração eletrônica do cátion manganês(II).

**Etapas 1.** Escreva a configuração eletrônica do átomo neutro.

Mn

Os não metais raramente perdem elétrons em reações químicas

porque suas energias de ionização são muito altas. Contudo, um átomo de um elemento não metálico pode adquirir elétrons suficientes para completar sua camada de valência e formar o octeto correspondente à configuração do gás nobre mais próximo ( $1s^2$  no caso do íon hidreto,  $\text{H}^-$ ). Quando a afinidade eletrônica do átomo é positiva, energia é liberada nesta etapa. Porém, em alguns casos, a afinidade eletrônica é negativa, quando o processo exige energia (como na formação de  $\text{O}^{2-}$  a partir de O). Esse é o limite para o número de elétrons que um átomo de O pode ganhar, porque isso envolveria a acomodação de elétrons em uma camada de energia mais alta, o que representaria uma demanda de energia muito elevada. Por essa razão, para escrever a fórmula de um ânion monoatômico, você precisa adicionar um número suficiente de elétrons para completar a camada de valência. O nitrogênio, por exemplo, tem cinco elétrons de valência; logo, mais três elétrons são necessários para atingir a configuração de um gás nobre, o neônio.



Portanto, o íon nitreto é  $\text{N}^{3-}$ , que tem a configuração eletrônica do neônio,  $1s^2 2s^2 2p^6$ , o próximo gás nobre na Tabela Periódica.

#### EXEMPLO 2 Determinação da configuração eletrônica dos ânions

Texto do exemplo

*Para prever a configuração eletrônica de um cátion monoatômico, remova os elétrons mais externos, na ordem np, ns e  $(n-1)d$ . No caso de um ânion monoatômico, adicione elétrons até atingir a configuração do próximo gás nobre. A transferência de elétrons resulta na formação de um octeto (ou duplete) de elétrons na camada de valência de cada átomo: os átomos de metais adquirem um octeto (ou duplete) pela perda de elétrons, e os átomos de não metais, pelo ganho de elétrons.*

## 4 A ligação covalente

A natureza das ligações entre átomos de não metais, cujas energias de ionização são muito altas para que uma ligação iônica seja possível, intrigou os cientistas até 1916, quando G. N. Lewis publicou uma explicação. Com intuição brilhante, e antes mesmo do desenvolvimento da mecânica quântica ou do conceito de orbitais, Lewis propôs que uma **ligação covalente** consiste em um par de elétrons compartilhados por dois átomos. Um par de elétrons compartilhados é representado por um traço (—). Assim, a molécula de hidrogênio, formada por dois átomos de hidrogênio que compartilham um par de elétrons, é representada pelo símbolo H—H. A **valência** de um elemento é o número de ligações que seus átomos podem realizar compartilhando pares de elétrons. Segundo esta definição, o hidrogênio tem valência 1.

### 4.1 As estruturas de Lewis

*Na estrutura de Lewis de espécies poliatômicas, todos os elétrons de valência são usados para completar os octetos (ou dubletos) dos átomos presentes, de modo a formar ligações simples ou múltiplas e a deixar alguns elétrons como pares isolados.*

## 4.2 A ressonância

A ressonância é uma fusão de estruturas que têm o mesmo arranjo de átomos e arranjos diferentes de elétrons. Ela distribui o caráter de ligação múltipla sobre uma molécula e diminui sua energia.

## 4.3 A carga formal

A carga formal dá uma indicação da extensão da medida da perda ou do ganho de elétrons por um átomo no processo de formação da ligação covalente. As estruturas com as menores cargas formais são as que têm provavelmente as menores energias.

## 4.4 Os radicais e os birradicais

Um radical é uma espécie com um elétron desemparelhado. Um birradical tem dois elétrons desemparelhados no mesmo átomo ou em átomos diferentes.

## 4.5 As camadas de valência expandida

A expansão da camada de valência para mais de oito elétrons ocorre nos elementos do Período 3 e períodos seguintes. Estes elementos podem exibir covalência variável e ser hipervalentes. A carga formal ajuda a identificar a estrutura de ressonância dominante.

## 4.6 Os octetos incompletos

Os compostos de boro e alumínio podem ter estruturas de Lewis incomuns, nas quais o boro e o alumínio têm octetos incompletos ou os átomos de halogênio agem como pontes.

## Problemas

### PROBLEMA 1

Considere as substâncias HCl, S<sub>8</sub>, CoS, CS<sub>2</sub>.

Assinale a alternativa que relaciona os compostos iônicos.

- |                               |                                |                    |
|-------------------------------|--------------------------------|--------------------|
| <b>A</b> CS <sub>2</sub>      | <b>B</b> CoS                   | <b>C</b> HCl e CoS |
| <b>D</b> S <sub>8</sub> e CoS | <b>E</b> CoS e CS <sub>2</sub> |                    |

### PROBLEMA 2

Considere as substâncias BF<sub>3</sub>, BaF<sub>2</sub>, NO, CaO.

Assinale a alternativa que relaciona os compostos moleculares.

- |                                     |  |
|-------------------------------------|--|
| <b>A</b> BF <sub>3</sub>            | <b>B</b> NO                                      |
| <b>C</b> BF <sub>3</sub> e NO       | <b>D</b> BF <sub>3</sub> , BaF <sub>2</sub> e NO |
| <b>E</b> BF <sub>3</sub> , NO e CaO |  |

### PROBLEMA 3

Um elemento E do grupo principal e do Período 3 forma os compostos iônicos EBr<sub>3</sub> e E<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Assinale a alternativa com o elemento E.

- |                     |                   |                  |
|---------------------|-------------------|------------------|
| <b>A</b> Nitrogênio | <b>B</b> Oxigênio | <b>C</b> Silício |
| <b>D</b> Fósforo    | <b>E</b> Enxofre  |                  |

### PROBLEMA 4

Um elemento E do grupo principal e do Período 4 forma um composto H<sub>2</sub>E e um composto iônico Na<sub>2</sub>E.

Assinale a alternativa com o elemento E.

- |                  |                  |                   |
|------------------|------------------|-------------------|
| <b>A</b> Silício | <b>B</b> Enxofre | <b>C</b> Germânio |
| <b>D</b> Arsênio | <b>E</b> Selênio |                   |

### PROBLEMA 5

Considere os elementos: Sb, Si, Mn e B.

Assinale a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada elemento, respectivamente.

- |                      |                      |                      |
|----------------------|----------------------|----------------------|
| <b>A</b> 7; 5; 3; 4. | <b>B</b> 5; 4; 7; 3. | <b>C</b> 7; 4; 5; 3. |
| <b>D</b> 4; 7; 3; 5. | <b>E</b> 7; 3; 5; 4. |                      |

### PROBLEMA 6

Considere os elementos: V, Fe, Cd e I.

Assinale a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada elemento, respectivamente.

- |                       |                       |                       |
|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| <b>A</b> 5; 8; 7; 12. | <b>B</b> 8; 5; 7; 12. | <b>C</b> 5; 8; 12; 7. |
| <b>D</b> 7; 5; 12; 8. | <b>E</b> 8; 7; 12; 5. |                       |

### PROBLEMA 7

Considere os elementos: Zn, Cl, Al e Cu.

Assinale a alternativa com o tipo de orbital do qual se deve remover um elétron para formar um cátion monovalente de cada elemento, respectivamente.

- |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| <b>A</b> 4s; 3p; 4s; 3p. | <b>B</b> 4s; 4s; 3p; 3p. |
| <b>C</b> 3p; 4s; 4s; 3p. | <b>D</b> 4s; 3p; 3p; 4s. |
| <b>E</b> 3p; 3p; 4s; 4s. |                          |

### PROBLEMA 8

Considere os íons: Mo<sup>3+</sup>, P<sup>3-</sup>, Bi<sup>2+</sup> e Mn<sup>+</sup>.

Assinale a alternativa com o tipo de orbital do qual se deve remover um elétron para formar um íon com uma carga positiva a mais de cada elemento, respectivamente.

- |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| <b>A</b> 5p; 4s; 4d; 3p. | <b>B</b> 4d; 4s; 3p; 5p. |
| <b>C</b> 3p; 4s; 4d; 5p. | <b>D</b> 4s; 4d; 3p; 5p. |
| <b>E</b> 4d; 3p; 5p; 4s. |                          |

## PROBLEMA 9

**Assinale** a alternativa com a espécie cuja configuração eletrônica no estado fundamental é  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ .

- A**  $\text{Cu}^+$     **B**  $\text{Sn}^{2+}$     **C**  $\text{Cd}^{2+}$     **D**  $\text{Ge}^{2+}$     **E**  $\text{Zn}^+$

## PROBLEMA 10

**Assinale** a alternativa com a espécie cuja configuração eletrônica no estado fundamental é  $[\text{Ar}] 3d^6$ .

- A**  $\text{Cr}$     **B**  $\text{Mn}^+$     **C**  $\text{Fe}^{2+}$     **D**  $\text{Fe}^{3+}$     **E**  $\text{Ni}^{2+}$

## PROBLEMA 11

Considere os elementos: S, Te, Rb e Ga.

**Assinale** a alternativa com a carga mais provável dos íons formados por cada elemento, respectivamente.

- A**  $-2; -2; +1; +3$ .    **B**  $-2; +1; -2; +3$ .  
**C**  $+1; -2; +3; -2$ .    **D**  $-2; -2; +3; +1$ .  
**E**  $+3; +1; -2; -2$ .

## PROBLEMA 12

Considere os elementos: Cs, O, Ca e N.

**Assinale** a alternativa com a carga mais provável dos íons formados por cada elemento, respectivamente.

- A**  $-3; +2; -2; +2$ .    **B**  $+2; -3; -2; +2$ .  
**C**  $+2; -2; +2; -3$ .    **D**  $+2; -2; -3; +2$ .  
**E**  $-3; -2; +2; +2$ .

## PROBLEMA 13

Considere os íons:  $\text{Mn}^{4+}$ ,  $\text{Rh}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$  e  $\text{P}^{3+}$ .

**Assinale** a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada íon, respectivamente.

- A** 6; 3; 6; 2.    **B** 6; 6; 2; 3.    **C** 2; 6; 3; 6.  
**D** 3; 6; 6; 2.    **E** 6; 2; 6; 3.

## PROBLEMA 14

Considere os íons:  $\text{In}^+$ ,  $\text{Tc}^{2+}$ ,  $\text{Ta}^{2+}$  e  $\text{Re}^+$ .

**Assinale** a alternativa com o número de elétrons de valência (incluindo os elétrons d) de cada íon, respectivamente.

- A** 2; 5; 3; 6.    **B** 2; 3; 6; 5.    **C** 3; 2; 5; 6.  
**D** 6; 3; 5; 2.    **E** 3; 5; 2; 6.

## PROBLEMA 15

Considere os íons:  $\text{W}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  e  $\text{Sc}^{3+}$ .

**Assinale** a alternativa com o número de elétrons desemparelhados de cada íon, respectivamente.

- A** 2; 0; 4; 3.    **B** 2; 4; 3; 0.    **C** 3; 0; 2; 4.  
**D** 4; 2; 3; 0.    **E** 4; 2; 0; 3.

## PROBLEMA 16

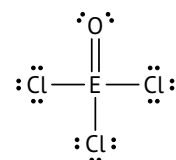
Considere os íons:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$  e  $\text{Co}^{2+}$ .

**Assinale** a alternativa com o número de elétrons desemparelhados de cada íon, respectivamente.

- A** 5; 3; 0; 0.    **B** 0; 3; 0; 5.    **C** 0; 5; 3; 0.  
**D** 0; 5; 0; 3.    **E** 3; 0; 5; 0.

## PROBLEMA 17

Um elemento E do grupo principal e do Período 3 forma o composto a seguir.

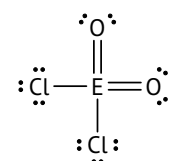


**Assinale** a alternativa com o elemento E.

- A** Nitrogênio    **B** Oxigênio    **C** Silício  
**D** Fósforo    **E** Enxofre

## PROBLEMA 18

Um elemento E do grupo principal e do Período 4 forma o composto a seguir.



**Assinale** a alternativa com o elemento E.

- A** Silício    **B** Enxofre    **C** Germânio  
**D** Arsênio    **E** Selênio

## PROBLEMA 19

Considere as espécies:  $\text{NO}_2^-$ ;  $\text{CH}_3$ ;  $\text{OH}$ ;  $\text{CH}_2\text{O}$ .

**Assinale** a alternativa que relaciona as espécies que são radicais.

- A**  $\text{CH}_3$     **B**  $\text{OH}$   
**C**  $\text{CH}_3$  e  $\text{OH}$     **D**  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CH}_3$  e  $\text{OH}$   
**E**  $\text{CH}_3$ ,  $\text{OH}$  e  $\text{CH}_2\text{O}$

## PROBLEMA 20

Considere as espécies:  $\text{NO}_3$ ;  $\text{ICl}_2^+$ ;  $\text{HOO}$ ;  $\text{HOCO}$ .

**Assinale** a alternativa que relaciona as espécies que são radicais.

- A**  $\text{HOO}$                       **B**  $\text{NO}_3$  e  $\text{HOO}$   
**C**  $\text{NO}_3$  e  $\text{HOCO}$             **D**  $\text{ICl}_2^+$ ,  $\text{HOO}$  e  $\text{HOCO}$   
**E**  $\text{NO}_3$ ,  $\text{HOO}$  e  $\text{HOCO}$

## PROBLEMA 21

Considere as espécies:  $\text{ICl}_2^+$ ;  $\text{ICl}_4^-$ ;  $\text{ICl}_3$ ;  $\text{ICl}_5$ .

**Assinale** a alternativa que com o número de pares de elétrons (ligantes e desemparelhados) do átomo de iodo em cada espécie, respectivamente.

- A** 4; 6; 5; 6.            **B** 6; 5; 6; 4.            **C** 4; 5; 6; 6.  
**D** 5; 6; 6; 4.            **E** 6; 4; 5; 6.

## PROBLEMA 22

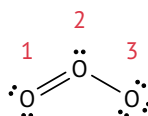
Considere as espécies:  $\text{PCl}_3$ ;  $\text{PCl}_5$ ;  $\text{PCl}_4^+$ ;  $\text{PCl}_6^-$ .

**Assinale** a alternativa que com o número de pares de elétrons (ligantes e desemparelhados) do átomo de fósforo em cada espécie, respectivamente.

- A** 5; 4; 6; 4.            **B** 4; 5; 4; 6.            **C** 4; 6; 5; 4.  
**D** 4; 6; 4; 5.            **E** 4; 4; 6; 5.

## PROBLEMA 23

Considere um híbrido de ressonância do ozônio.

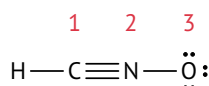


**Assinale** a alternativa com a carga formal dos átomos 1, 2 e 3, respectivamente.

- A**  $-1$ ;  $0$ ;  $+1$ .            **B**  $+1$ ;  $-1$ ;  $0$ .            **C**  $0$ ;  $-1$ ;  $+1$ .  
**D**  $+1$ ;  $0$ ;  $-1$ .            **E**  $0$ ;  $+1$ ;  $-1$ .

## PROBLEMA 24

Considere um híbrido de ressonância do ácido fulmínico.

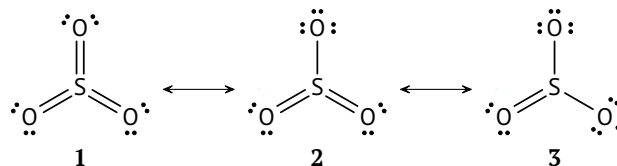


**Assinale** a alternativa com a carga formal dos átomos 1, 2 e 3, respectivamente.

- A**  $+1$ ;  $-1$ ;  $0$ .            **B**  $0$ ;  $+1$ ;  $-1$ .            **C**  $0$ ;  $-1$ ;  $+1$ .  
**D**  $-1$ ;  $0$ ;  $+1$ .            **E**  $+1$ ;  $0$ ;  $-1$ .

## PROBLEMA 25

Considere os híbridos de ressonância do  $\text{SO}_3$ .

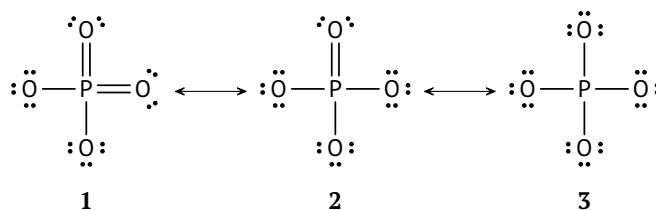


**Assinale** a alternativa que relaciona os híbridos de *menor* energia.

- A** 1            **B** 2            **C** 1 e 2            **D** 1 e 3            **E** 2 e 3

## PROBLEMA 26

Considere os híbridos de ressonância do  $\text{SO}_3$ .



**Assinale** a alternativa que relaciona os híbridos de *menor* energia.

- A** 1            **B** 2            **C** 1 e 2            **D** 1 e 3            **E** 2 e 3

## Problemas cumulativos

## PROBLEMA 27

**Apresente** a fórmula molecular dos compostos iônicos.

- Cloreto de manganês(II)
- Fosfato de cálcio
- Sulfito de alumínio
- Nitreto de magnésio
- Hidróxido de bário
- Fosfito de cobalto(II)
- Brometo de magnésio
- Sulfeto de cromo(III)
- Cloreto de níquel(II) dihidratado
- Hidreto de sódio

**PROBLEMA 28**

**Apresente** a nomenclatura dos compostos iônicos.

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- $\text{SnS}_2$
- $\text{V}_2\text{O}_5$
- $\text{Cu}_2\text{O}$
- $\text{NaHCO}_3$
- $\text{ZnO}$
- $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$
- $\text{NaOH}$
- $\text{Mg}_2\text{C}$
- $\text{KHSO}_3$

**PROBLEMA 29**

**Apresente** a nomenclatura dos compostos moleculares.

- $\text{SF}_6$
- $\text{N}_2\text{O}_5$
- $\text{NI}_3$
- $\text{XeF}_4$
- $\text{AsBr}_3$
- $\text{NO}$

**PROBLEMA 30**

**Apresente** a nomenclatura dos compostos moleculares.

- $\text{SiO}_2$
- $\text{SiC}$
- $\text{N}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2$
- $\text{CS}_2$
- $\text{NH}_3$

**PROBLEMA 31**

**Apresente** a fórmula molecular dos ácidos.

- Ácido perclórico
- Ácido hipocloroso
- Ácido hipoiódoso
- Ácido fluorídrico
- Ácido fosforoso
- Ácido periódico

**PROBLEMA 32**

**Apresente** a nomenclatura dos compostos moleculares.

- $\text{HCl}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{HNO}_3$
- $\text{CH}_3\text{COOH}$
- $\text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{H}_3\text{PO}_4$

**PROBLEMA 33**

**Apresente** a configuração eletrônica dos íons.

- Íon cobre(I)
- Íon cobre(II)
- Íons manganês(II)
- Íon chumbo(IV)
- Íons fósforo

**PROBLEMA 34**

**Apresente** a configuração eletrônica dos íons.

- Íon sulfeto
- Íon arsênio(III)
- Íon rutênio(III)
- Íon germânio(II)
- Íon ósmio(II)

**PROBLEMA 35**

As espécies  $\text{Cd}$ ,  $\text{In}^+$  e  $\text{Sn}^{2+}$  têm o mesmo número de elétrons.

- Apresente** a configuração eletrônica de cada espécie.
- Explique** possíveis diferenças nas configurações.
- Determine** o número de elétrons desemparelhados em cada espécie.
- Verifique** se existe um átomo neutro com configuração eletrônica do  $\text{In}^{3+}$ .

**PROBLEMA 36**

As espécies  $\text{Ca}$ ,  $\text{Ti}^{2+}$  e  $\text{V}^{3+}$  têm o mesmo número de elétrons.

- Apresente** a configuração eletrônica de cada espécie.
- Explique** possíveis diferenças nas configurações.
- Determine** o número de elétrons desemparelhados em cada espécie.
- Verifique** se existe um átomo neutro com configuração eletrônica do  $\text{Ti}^{5+}$ .

**PROBLEMA 37**

Considere as moléculas:  $\text{CCl}_4$ ;  $\text{COCl}_2$ ;  $\text{ONF}$ ;  $\text{NF}_3$ ;  $\text{SCl}_2$ ;  $\text{AsFr}_3$ ;  $\text{SiH}_4$ ;  $\text{InCl}_3$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** o número de pares isolados no átomo central de cada molécula.

**PROBLEMA 38**

Considere as espécies:  $\text{NH}_3$ ;  $\text{H}_2\text{NNH}_2$ ;  $\text{CNO}^-$ ;  $\text{N}_2\text{F}_2$ ;  $\text{BH}_4^-$ ;  $\text{BrO}^-$ ;  $\text{NH}_2^-$ ;  $\text{ONO}^+$ ;  $\text{ClO}_2^-$ ;  $\text{O}_2^{2-}$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** o número de pares isolados no átomo central de cada molécula.



**PROBLEMA 39**

Considere as moléculas:  $\text{I}_3^-$ ;  $\text{SF}_6$ ;  $\text{XeF}_2$ ;  $\text{AsF}_6^-$ ;  $\text{TeCl}_4$ ;  $\text{BrF}_5$ ;  $\text{ICl}_2^-$ ;  $\text{XeOF}_2$ ;  $\text{XeF}_4$ ;  $\text{XeOF}_4$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** o número de elétrons em torno do átomo central de cada molécula.

**PROBLEMA 40**

Considere as moléculas:  $\text{IO}_4^-$ ;  $\text{HPO}_4^{2-}$ ;  $\text{HClO}_3$ ;  $\text{AsO}_4^{3-}$ ;  $\text{H}_2\text{PO}_3^-$ ;  $\text{BrO}_4^-$ ;  $\text{XeO}_3$ ;  $\text{IF}_5$ ;  $\text{AsF}_5$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** o número de elétrons em torno do átomo central de cada molécula.

**PROBLEMA 41**

Considere as moléculas:  $\text{BeCl}_2$ ;  $\text{BH}_3$ ;  $\text{BF}_3$ ;  $\text{B}_2\text{H}_6$ ;  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** o número de elétrons em torno do átomo central de cada molécula.

**PROBLEMA 42**

Considere as moléculas:  $\text{CH}_3$ ;  $\text{HOO}$ ;  $\text{NO}$ ;  $\text{NO}_2$ ;  $\text{ClO}_2$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** o número de elétrons em torno do átomo com elétron desemparelhado de cada molécula.

**PROBLEMA 43**

**Apresente** as estruturas de ressonância para as moléculas.

- Íon formato,  $\text{HCOO}^-$ .
- Íon nitrito.
- Íon guanidínio,  $\text{C}(\text{NH}_2)_3^+$ .
- Cloreto de nitrila,  $\text{ClNO}_2$ .
- Ácido clórico.

**PROBLEMA 44**

No íon  $\text{Se}_4^{2+}$ , os átomos de selênio formam um quadrado.

**Apresente** duas estruturas de ressonância para o  $\text{Se}_4^{2+}$ .

**PROBLEMA 45**

Considere as moléculas:  $\text{NO}^+$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{CO}$ ;  $\text{C}_2^{2-}$ ;  $\text{CN}^-$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** a carga formal de todos os átomos em cada molécula.

**PROBLEMA 46**

Considere as moléculas:  $\text{SO}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{SO}_3$ ;  $\text{SO}_2^{2-}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ .

- Apresente** a estrutura de Lewis para cada molécula.
- Determine** a carga formal de todos os átomos em cada molécula.

**PROBLEMA 47**

O ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$ , é encontrado nos glóbulos brancos do sangue, onde auxilia na destruição de bactérias.

- Apresente** duas estruturas de Lewis com arranjos atômicos diferentes para o  $\text{HClO}$ .
- Determine** qual é a estrutura mais provável para o  $\text{HClO}$ .

**PROBLEMA 48**

O fluoreto de nitrosila,  $\text{NOF}$ , é um agente oxidante utilizado como combustível espacial.

- Apresente** três estruturas de Lewis com arranjos atômicos diferentes para o  $\text{HClO}$ .
- Determine** qual é a estrutura mais provável para o  $\text{HClO}$ .

**Gabarito****Problemas**

- |              |              |              |              |              |              |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1. <b>B</b>  | 2. <b>C</b>  | 3. <b>D</b>  | 4. <b>E</b>  | 5. <b>B</b>  | 6. <b>C</b>  |
| 7. <b>D</b>  | 8. <b>E</b>  | 9. <b>D</b>  | 10. <b>C</b> | 11. <b>A</b> | 12. <b>C</b> |
| 13. <b>D</b> | 14. <b>A</b> | 15. <b>D</b> | 16. <b>D</b> | 17. <b>D</b> | 18. <b>E</b> |
| 19. <b>A</b> | 20. <b>E</b> | 21. <b>A</b> | 22. <b>B</b> | 23. <b>E</b> | 24. <b>B</b> |
| 25. <b>A</b> | 26. <b>B</b> |              |              |              |              |

**Problemas cumulativos**

- $\text{MnCl}_2$
  - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
  - $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$
  - $\text{Mg}_3\text{N}_2$
  - $\text{Ba}(\text{OH})_2$
  - $\text{Co}_3(\text{PO}_3)_2$
  - $\text{MnBr}_2$
  - $\text{Cr}_3\text{S}_2$
  - $\text{NiCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{NaH}$
- Fosfato de cálcio
  - Sulfeto de estanho(IV)
  - Óxido de vanádio(IV)
  - Óxido de cobre(I) (óxido cuproso)
  - Hidrogenocarbonato de sódio (bicarbonato de sódio)
  - Cloreto de mercúrio(I)
  - Hidróxido de sódio
  - Óxido de zinco
  - Carbeto de magnésio
  - Hidrogenossulfito de potássio (bissulfito de potássio)
- Hexafluoreto de enxofre
  - Pentóxido de dinitrogênio
  - Trióxido de nitrogênio
  - Tetrafluoreto de xenônio
  - Tribrometo de arsênio
  - Monóxido de nitrogênio (óxido nítrico)
- Dióxido de silício
  - Carbeto de silício
  - Óxido de dinitrogênio (óxido nítrico)
  - Dióxido de nitrogênio

- e. Dissulfeto de carbono  
f. Amônia
31. a.  $\text{HClO}_4$   
b.  $\text{HClO}$   
c.  $\text{HIO}$   
d.  $\text{HF}$   
e.  $\text{H}_3\text{PO}_4$   
f.  $\text{HIO}_4$
32. a. Ácido clorídrico  
b. Ácido sulfúrico  
c. Ácido nítrico  
d. Ácido acético  
e. Ácido sulfuroso  
f. Ácido fosfórico
33. a.  $[\text{Ar}] 3d^{10}$   
b.  $[\text{Ar}] 3d^9$   
c.  $[\text{Ar}] 3d^5$   
d.  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10}$   
e.  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
34. a.  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$   
b.  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$   
c.  $[\text{Kr}] 4d^5$   
d.  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$   
e.  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5s^2 5p^2$
35. a.  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$ ;  $\text{In}^+$  e  $\text{Sn}^{2+}$  perdem elétrons de valência 5p.  
b. Não há diferença.  
c. Nenhum.  
d. Paládio.
36. a. A configuração do Ca é  $[\text{Ar}] 4s^2$  e a do  $\text{Ti}^{2+}$  e  $\text{V}^{3+}$  é  $[\text{Ar}] 3d^2$ .  
b. No bloco d, a energia dos orbitais  $(n - 1)d$  é menor que a do orbital  $ns$ , assim, quando o Ti e o V formam íons, o elétron é removido do orbital 3s.  
c. Ca não possui elétron desemparelhado,  $\text{Ti}^{2+}$  e  $\text{V}^{3+}$  possuem dois elétrons desemparelhados.  
d. Não há.
37. 0; 0; 1; 1; 2; 1; 0; 1; 0; 0.
38. 1; 1; 0; 1; 0; 3; 2; 0; 2; 3.
39. 10; 12; 10; 12; 10; 12; 10; 10; 12; 12.
40. 14; 10; 12; 12; 12; 14; 14; 12; 10; 10.
41. 4; 6; 6; 8; 8
42. 7; 7; 7; 7; 9
43. Estruturas de ressonância.
44. Estruturas de ressonância.
45. Estruturas.
46. Estruturas.
47. Estruturas.
48. Estruturas.