

# Sólidos

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Sumário

<b>1 Os sólidos</b>	<b>1</b>
1.1 A classificação dos sólidos	1
1.2 Os sólidos moleculares	1
1.3 Os sólidos reticulares	2
1.4 Os sólidos metálicos	3
1.5 As células unitárias	3
1.6 Os sólidos iônicos	5

## 1 Os sólidos

Quando a temperatura é tão baixa que as moléculas de uma substância não têm energia suficiente para escapar, ainda que parcialmente, de seus vizinhos, ela se solidifica. A natureza do sólido depende do tipo de forças que mantêm juntos átomos, íons ou moléculas. O entendimento dos sólidos em termos das propriedades de seus átomos vai ajudá-lo a compreender, por exemplo, por que os metais podem permanecer em formas diferentes mas os cristais de sais quebram-se e por que os diamantes são tão duros.

### 1.1 A classificação dos sólidos

Em um **sólido cristalino**, átomos, íons ou moléculas estão dispostos em um arranjo ordenado. Os sólidos cristalinos têm *ordem de longo alcance*. Nos **sólidos amorfos**, átomos, íons ou moléculas estão dispostos em um arranjo desordenado e aleatório, como na manteiga, na borracha e no vidro. A estrutura de um sólido amorfo é muito semelhante à de um líquido congelado no tempo. Os sólidos cristalinos, em geral, têm superfícies planas bem definidas, chamadas de faces do cristal, em ângulos bem definidos uns em relação aos outros. Essas faces são formadas por camadas ordenadas de átomos. Os sólidos amorfos não têm faces bem definidas, a menos que tenham sido moldados ou cortados. O arranjo de átomos, íons e moléculas no interior de um cristal é determinado por difração de raios X.

Os sólidos cristalinos são classificados segundo as ligações que mantêm seus átomos, íons ou moléculas em suas posições:

- **Sólidos moleculares** são conjuntos de moléculas discretas mantidas em suas posições por forças intermoleculares.
- **Sólidos reticulares** são formados por átomos ligados a seus vizinhos por covalências em todo o sólido.
- **Sólidos metálicos**, ou simplesmente metais, são formados por cátions unidos por um *mar de elétrons*.
- **Sólidos iônicos** são construídos pela atração mútua de cátions e ânions.

Os sólidos são formas densas da matéria porque seus átomos, íons e moléculas são empacotados. Os sólidos reticulares (como o diamante) têm pontos de ebulição muito altos, porque suas

ligações covalentes são muito fortes. Os metais também têm pontos de ebulição altos e muitos são densos porque seus átomos estão muito próximos. A ligação metálica é relativamente forte. O resultado é que a maior parte dos metais têm pontos de fusão elevados e são usados como materiais resistentes de construção. Os sólidos iônicos têm pontos de fusão tipicamente mais elevados do que os sólidos moleculares porque as forças interiônicas são muito mais fortes do que as forças intermoleculares.

**Os sólidos cristalinos têm um arranjo interno regular de átomos ou íons. Os sólidos amorfos, não. Os sólidos são classificados como moleculares, reticulares, metálicos ou iônicos.**

### 1.2 Os sólidos moleculares

Os sólidos moleculares são moléculas mantidas juntas por forças intermoleculares (Tópico 1H) e suas propriedades físicas dependem das energias dessas forças. Os sólidos moleculares amorfos podem ser macios como a graxa de parafina, que é uma mistura de hidrocarbonetos de cadeia longa. Essas moléculas se juntam de forma desordenada e as forças entre elas são tão fracas que elas mudam facilmente de lugar. Muitos outros sólidos moleculares têm estrutura cristalina e forças intermoleculares intensas que os tornam rígidos e quebradiços. Por exemplo, as moléculas de sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , ficam juntas devido às ligações hidrogênio que ocorrem entre seus muitos grupos  $-OH$ . A ligação hidrogênio entre as moléculas de sacarose é tão forte que, antes de atingir o ponto de fusão (em  $184^\circ C$ ), as moléculas começam a se decompor. A mistura parcialmente decomposta de produtos, chamada de caramelo, é usada para acrescentar sabor e cor aos alimentos. Alguns sólidos moleculares são muito resistentes. Por exemplo, o *polietileno de densidade ultraelevada* é formado por cadeias longas de hidrocarbonetos mantidas bem próximas em um arranjo cilíndrico muito denso: o material resultante é tão liso e resistente que é usado para fazer vestimentas à prova de balas e próteses articulares ortopédicas.

Como as moléculas têm formas muito variadas, elas se empilham de muitas maneiras. No gelo, por exemplo, cada átomo de O é cercado por quatro átomos de H em um arranjo tetraédrico. Dois desses átomos de H estão ligados ao átomo de O por ligações  $\sigma$ . Os outros dois pertencem às moléculas de  $H_2O$  vizinhas e estão em ligação hidrogênio com o átomo de O. Como resultado, a estrutura do gelo é uma rede aberta de moléculas de  $H_2O$  mantidas por ligações hidrogênio. Algumas das ligações hidrogênio quebram-se quando o gelo derrete e, à medida que o arranjo ordenado entra em colapso, as moléculas se empacotam de maneira menos uniforme, porém mais compacta. A abertura da rede do gelo em comparação com a estrutura do líquido explica por que ele tem densidade mais baixa do que a água líquida ( $0,92 \text{ g cm}^{-3}$  e  $1,00 \text{ g cm}^{-3}$ , respectivamente, em  $0^\circ C$ ). O benzeno sólido e o tetracloreto de carbono, por outro lado, têm densidades superiores às de seus líquidos. Suas moléculas são mantidas no lugar por forças de London muito menos direcionais do que as ligações hidrogênio e, por isso, elas podem se empacotar melhor no sólido do que no líquido.

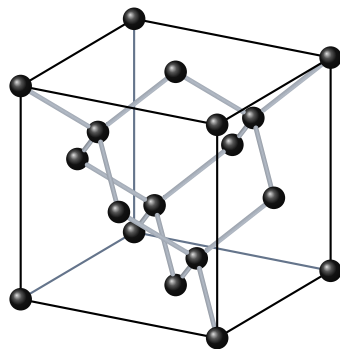
**Os sólidos moleculares normalmente são macios e fundem em temperaturas baixas.**

\*Contato: gabriel.braunpensi.com.br, (21) 99848-4949

### 1.3 Os sólidos reticulares

Enquanto nos sólidos moleculares as moléculas são mantidas juntas por forças intermoleculares relativamente fracas, nos sólidos reticulares os átomos são mantidos por ligações covalentes fortes, que formam uma rede que se estende por todo o cristal. Para desfazer um cristal de um sólido reticular, ligações covalentes, que são muito mais fortes do que as forças intermoleculares, devem ser quebradas. Portanto, os sólidos reticulares são materiais rígidos muito duros, com pontos de ebulição e de fusão elevados.

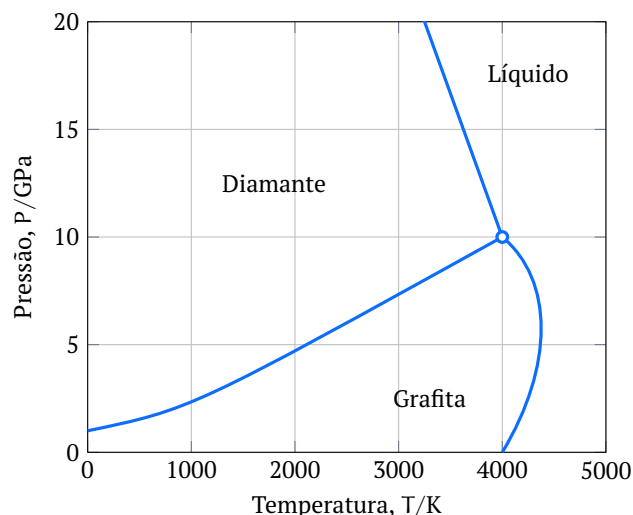
O diamante e a grafita são sólidos reticulares elementares. Essas duas formas de carbono são **alótropos**, isto é, são formadas pelo mesmo elemento e diferem na forma de ligação dos átomos. Cada átomo de C no diamante forma uma ligação covalente com quatro vizinhos por meio de ligações  $\sigma$  hibridadas  $sp^3$  (Figura 1). O arranjo tetraédrico estende-se por todo o sólido, como a estrutura de aço de um prédio muito grande. Essa estrutura explica a dureza excepcional do sólido. O diamante é um sólido rígido e transparente. De fato, é a substância mais dura conhecida e o melhor condutor de calor, sendo cerca de cinco vezes melhor do que o cobre. A elevada condutividade térmica do diamante explica por que filmes muito finos do material são usados como base de circuitos integrados e revestimentos de ferramentas de corte para evitar o superaquecimento.



**FIGURA 1** Estrutura do diamante. Cada esfera representa a localização do centro de um átomo de carbono. Cada átomo forma uma ligação covalente hibridizada  $sp^3$  com cada um de seus quatro vizinhos.

Na natureza, o diamante é encontrado incrustado em uma rocha mole chamada *kimberlita*. Essa rocha cresce em colunas a partir do interior da Terra, onde os diamantes são formados sob intensa pressão. Um método para fabricar diamantes industriais sintéticos é comprimir a grafita em pressões superiores a 80 kbar e temperaturas acima de 1500 °C (Figura 2). Pequenas quantidades de cromo e ferro são adicionadas à grafita. Os metais fundidos aparentemente dissolvem a grafita e, quando esfriam, depositam cristais de diamante, que são menos solúveis do que a grafita no metal fundido. Outro método, mais comum, usado para produzir diamantes sintéticos é a decomposição térmica do metano. Nesta técnica, os átomos de carbono depositam-se em uma superfície fria como grafita e diamante. Entretanto, como os átomos de hidrogênio produzidos na decomposição reagem mais rapidamente com a grafita para formar hidrocarbonetos voláteis, obtém-se mais diamante do que grafita.

A grafita, o componente mais importante da *mina* dos lápis, é um sólido negro, lustroso e condutor elétrico, que vaporiza em 3700 °C. Ele é formado por folhas planas de átomos de carbono hibridados  $sp^2$  ligados por covalência em hexágonos, lembrando as telas de arame de cercas de galinheiro. Existem, também, ligações fracas entre as folhas. Os elétrons se espalham na rede  $\pi$  deslocalizada que se estende ao longo do plano. Esta deslocalização explica o fato de o grafite ser um sólido preto, lustroso e condutor de eletricidade. Na verdade, a grafita é muito usada



**FIGURA 2** Diagrama de fases do carbono mostrando a região de estabilidade das fases.

como condutor elétrico na indústria e como eletrodo em células eletroquímicas e baterias. Os elétrons podem se mover nas folhas de grafita, mas com mais dificuldade de uma folha para outra. Logo, a grafita conduz melhor a eletricidade na direção paralela às folhas do que na direção perpendicular.

A grafita é um material moderadamente duro, mas as formas disponíveis no mercado contêm diversas impurezas, como o nitrogênio e o oxigênio do ar, que ficam presas entre as folhas do material. Estas impurezas enfraquecem as ligações entre as folhas e permitem que elas deslizem umas sobre as outras com facilidade. Logo, a grafita impura é lisa, e é usada como lubrificante seco. Nos lápis, a grafita é misturada com argila. A marca deixada no papel por um lápis é formada por camadas de grafita espalhadas na superfície.

#### PONTO PARA PENSAR

Por que a grafita não é usada como lubrificante espacial?

Cada folha de hexágonos de átomos de carbono da grafita é chamada de folha de grafeno. O grafeno, uma única folha de grafita, é um novo material excepcionalmente promissor na indústria eletrônica. Folhas de grafeno podem ser preparadas em um estado muito puro e depois empilhadas com moléculas de água que agem como uma espécie de cola entre elas. O resultado é um material muito forte e flexível, mas muito fino e por vezes quase transparente, como o papel, que conduz eletricidade, mas é mais resistente do que o diamante. A absorção de moléculas de gás muda suas propriedades elétricas, o que torna o grafeno um bom detector para gases.

Muitos materiais **cerâmicos** são óxidos inorgânicos não cristalinos com uma superfície reticular produzida por tratamento térmico de um pó. Estes materiais incluem muitos silicatos minerais, como o quartzo (o dióxido de silício, de fórmula empírica  $SiO_2$ ), e supercondutores em alta temperatura. Os materiais cerâmicos são muito resistentes e estáveis, porque suas ligações iônicas têm forte caráter covalente e precisam ser rompidas para que o cristal sofra alguma deformação. O resultado é que os materiais cerâmicos expostos a tensão tendem a se despedaçar em vez de ceder.

*Os sólidos reticulares normalmente são duros e rígidos por conta das ligações covalentes que os unem. Esses materiais têm pontos de fusão e de ebulição elevados.*

## 1.4 Os sólidos metálicos

Um sólido metálico é composto por cátions unidos mediante sua interação com o mar de seus elétrons móveis. O metal prata, por exemplo, é formado por íons  $\text{Ag}^+$  mantidos juntos por elétrons que se espalham pelo sólido, com um elétron para cada cátion. O brilho característico dos metais é devido à mobilidade dos elétrons que formam o *mar*. Quando uma onda de luz incidente atinge a superfície do metal, o campo elétrico da radiação empurra os elétrons móveis para a frente e para trás. Os elétrons que oscilam irradiam luz e vemos isso como brilho — essencialmente uma reemissão da luz incidente. Os elétrons oscilam de acordo com a luz incidente, logo, geram luz da mesma frequência. Em outras palavras, a luz vermelha refletida em uma superfície metálica é vermelha e a luz azul é refletida como luz azul. É por isso que a imagem em um espelho — uma camada fina de metal sobre vidro — mostra um retrato fiel do objeto refletido.

A mobilidade dos elétrons também explica a **maleabilidade** dos metais, a capacidade de adquirir diferentes formas sob pressão, e sua **ductilidade**, a capacidade de se transformar em fios. Como os cátions estão cercados por um *mar* de elétrons, as ligações metálicas têm muito pouco caráter direcional. O resultado é que um cátion pode ser empurrado além dos vizinhos, em qualquer direção, sem muito esforço. Uma batida de martelo pode deslocar um grande número de cátions. O *mar de elétrons* imediatamente se ajusta, logo, os átomos movem-se com relativa facilidade para suas novas posições.

Como a interação entre os íons e os elétrons é a mesma em todas as direções, um bom modelo para o arranjo dos cátions é considerá-los esferas rígidas empilhadas. Um modelo de ligação que explica as estruturas e propriedades de muitos metais é a **estrutura de empacotamento compacto**, na qual esferas representando os cátions estão muito próximas. A distância entre elas é mínima, como você vê em uma pilha de laranjas em um supermercado.

Na primeira camada (A), cada esfera fica no centro de um hexágono formado por outras esferas. As esferas da segunda camada (superior, B) encontram-se nas depressões da primeira camada. A terceira camada de esferas se forma nas depressões da segunda camada, e assim por diante.

A terceira camada de esferas pode ser adicionada de duas maneiras. Há dois tipos de depressão entre as esferas da segunda camada: um tipo está sobre as esferas da primeira camada, e o outro, sobre as depressões dela. Se as esferas na terceira camada estiverem nas depressões diretamente acima das esferas da primeira camada, a terceira camada duplica a camada A, a camada seguinte duplica a camada B e assim sucessivamente. Esse processo resulta em um padrão ABABAB... de camadas, chamado de **estrutura hexagonal de empacotamento compacto** (hc). O padrão hexagonal do arranjo de átomos pode ser visto na Fig. 3H.15. Observe que cada esfera tem três vizinhos mais próximos no plano inferior, seis no mesmo plano e três no plano superior, totalizando 12. Descreve-se esse arranjo dizendo que o **número de coordenação** do sólido, isto é, o número de vizinhos mais próximos de cada átomo, é 12.

**ATENÇÃO** É impossível empacotar esferas idênticas com número de coordenação superior a 12. O magnésio e o zinco são exemplos de metais que cristalizam nesse arranjo.

No segundo arranjo, as esferas da terceira camada ficam nas depressões da segunda camada, que está nas depressões da primeira. Se a terceira camada for chamada de C, a estrutura resultante tem um padrão ABCABC... de camadas, gerando uma estrutura cúbica de empacotamento compacto, porque os átomos formam cubos quando vistos de um certo ângulo em relação às camadas. Uma estrutura cúbica compacta pode ser vista como um minicubo que se repete em todas as direções. O número de coordenação

também é 12: cada esfera tem três vizinhos mais próximos na camada inferior, seis na mesma camada e três na camada superior. O alumínio, o cobre, a prata e o ouro são exemplos de metais que cristalizam nesse arranjo.

*Muitos metais têm estruturas de empacotamento compacto, com os átomos empilhados em um arranjo hexagonal ou cúbico. Os átomos em empacotamento compacto têm número de coordenação 12.*

## 1.5 As células unitárias

Uma estrutura reticular pode ser representada por uma pequena região do cristal que se repete. As pequenas unidades ilustradas nas Figuras 3, 4 e 5 são exemplos de **células unitárias**, a menor unidade que, quando empilhada repetidamente sem lacunas nem rotações, pode reproduzir o cristal inteiro.

Uma célula unitária de estrutura cúbica de empacotamento compacto como a da Figura 3 tem um átomo em cada vértice e um no centro de cada face da célula. Por esta razão, ela também é chamada de **estrutura cúbica de face centrada** (cfc).

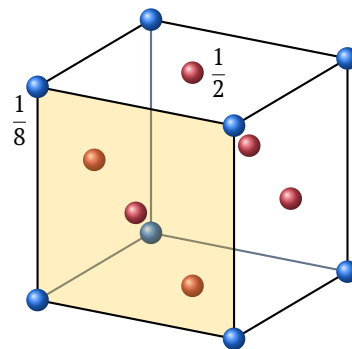


FIGURA 3 Célula unitária cúbica de face centrada.

O número de átomos em uma célula unitária é contado observando como eles são compartilhados por células vizinhas:

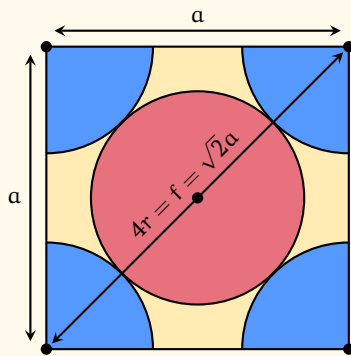
- Um átomo no centro de uma célula pertence apenas a esta célula e conta como um átomo.
- Um átomo na face é compartilhado por duas células e conta como meio átomo.
- Um átomo no vértice é compartilhado por oito células e conta como um oitavo de átomo.

Mesmo em uma estrutura de empacotamento compacto, as esferas rígidas não preenchem todo o espaço no cristal. As lacunas entre os átomos são denominadas *buracos*. Para determinar o espaço ocupado, você precisa calcular a fração do volume total ocupado pelas esferas de um cristal.

### COMO ISSO É FEITO?

No caso de uma estrutura cfc, os oito átomos dos vértices contribuem com  $8 \times 1/8 = 1$  átomo para a célula. Os seis átomos no centro das faces contribuem com  $6 \times 1/2 = 3$  átomos (Figura 3). O número total de átomos de uma célula unitária cfc é, portanto,  $1 + 3 = 4$ , e a massa da célula unitária é quatro vezes a massa de um átomo.

O comprimento da diagonal da face do cubo é  $4r$ , em que  $r$  é o raio atômico. Cada um dos dois átomos do vértice contribui com  $r$  e o átomo do centro da face contribui com  $2r$ .



Do teorema de Pitágoras, o comprimento do lado do cubo,  $a$ , está relacionado com a diagonal do lado segundo a expressão

$$a^2 + a^2 = (4r)^2$$

ou,  $a = 2\sqrt{2}r$ . Assim, o volume do cubo é

$$V_{\text{célula}} = a^3 = 16\sqrt{2}r^3$$

O volume das esferas que contribuem com o volume do cubo é:

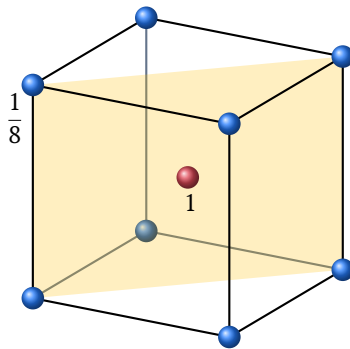
$$V_{\text{esferas}} = 4 \times \left( \frac{4}{3} \pi r^3 \right) = \frac{16}{3} \pi r^3$$

A razão deste volume ocupado para o volume total do cubo é:

$$\rho = \frac{V_{\text{esferas}}}{V_{\text{célula}}} = \frac{\frac{16}{3} \pi r^3}{16\sqrt{2}r^3} = \frac{\pi\sqrt{2}}{6} = 0,74$$

O cálculo mostra que 74% do espaço do cristal é ocupado por átomos e 26% é tido como vazio.

Em uma estrutura cúbica de corpo centrado (ccc), um átomo isolado fica no centro de um cubo formado por outros oito átomos (Figura 4).



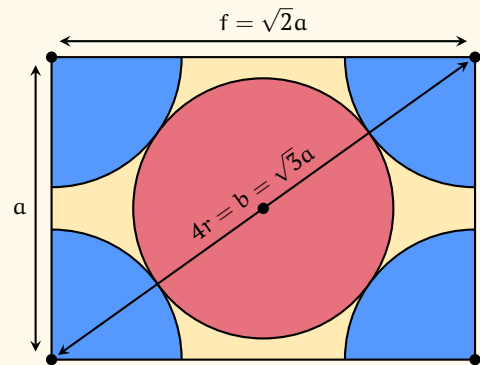
**FIGURA 4** Célula unitária cúbica corpo centrado.

Essa estrutura não é de empacotamento compacto, e metais que têm estrutura cúbica de corpo centrado podem, com frequência, ser forçados, sob pressão, a uma forma compacta. Ferro, sódio e potássio são exemplos de metais que cristalizam em retículos ccc.

### COMO ISSO É FEITO?

Assim como na estrutura cfc, em uma célula ccc, os oito átomos dos vértices contribuem com  $8 \times 1/8 = 1$  átomo para a célula. O número total de átomos de uma célula unitária cfc é, portanto,  $1 + 1 = 2$ , e a massa da célula unitária o dobro da massa de um átomo.

O comprimento da diagonal do cubo é  $4r$ , em que  $r$  é o raio atômico. Cada um dos dois átomos do vértice contribui com  $r$  e o átomo do centro contribui com  $2r$ .



Do teorema de Pitágoras, o comprimento do lado do cubo,  $a$ , está relacionado com a diagonal do lado segundo a expressão

$$a^2 + 2a^2 = (4r)^2$$

ou,  $a = \frac{4\sqrt{3}}{3}r$ . Assim, o volume do cubo é

$$V_{\text{célula}} = a^3 = \frac{64\sqrt{3}}{9}r^3$$

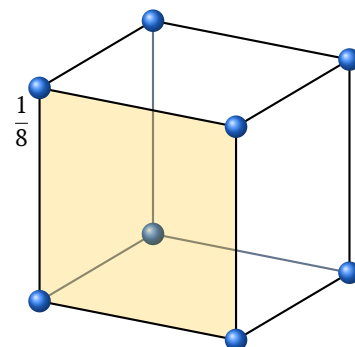
O volume das esferas que contribuem com o volume do cubo é:

$$V_{\text{esferas}} = 2 \times \left( \frac{4}{3} \pi r^3 \right) = \frac{8}{3} \pi r^3$$

A razão deste volume ocupado para o volume total do cubo é:

$$\rho = \frac{V_{\text{esferas}}}{V_{\text{célula}}} = \frac{\frac{8}{3} \pi r^3}{\frac{64\sqrt{3}}{9}r^3} = \frac{\pi\sqrt{3}}{8} = 0,68$$

Uma estrutura cúbica primitiva tem um átomo em cada vértice de um cubo. As esferas representando os átomos estão em contato ao longo das arestas (Figura 4).



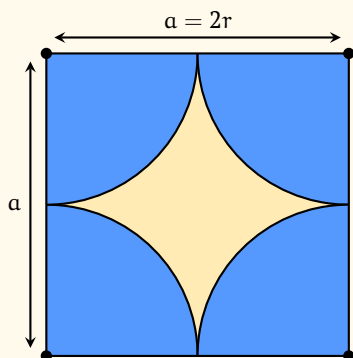
**FIGURA 5** Célula unitária cúbica primitiva.

Essa estrutura só é conhecida para um elemento, o polônio: as forças covalentes são tão fortes nesse metaloide que superam a tendência ao empacotamento compacto característico das ligações de metais



**COMO ISSO É FEITO?**

Os oito átomos dos vértices contribuem com  $8 \times 1/8 = 1$  átomo por célula e comprimento da aresta do cubo é  $2r$ , em que  $r$  é o raio atômico



O volume do cubo é

$$V_{\text{célula}} = a^3 = 8r^3$$

O volume das esferas que contribuem com o volume do cubo é:

$$V_{\text{esferas}} = 1 \times \left( \frac{4}{3} \pi r^3 \right) = \frac{4}{3} \pi r^3$$

A razão deste volume ocupado para o volume total do cubo é:

$$\rho = \frac{V_{\text{esferas}}}{V_{\text{célula}}} = \frac{\frac{4}{3} \pi r^3}{8r^3} = \frac{\pi}{6} = 0,52$$

A melhor maneira de determinar o tipo de célula formada por um metal é a difração de raios X, que gera um padrão de difração característico para cada tipo de célula unitária. Entretanto, um procedimento mais simples que pode ser usado para distinguir entre estruturas de empacotamento compacto e outras estruturas é medir a densidade do metal. As possíveis densidades das células unitárias são calculadas e comparadas com os resultados experimentais de modo a explicar a densidade observada. Como a densidade é uma propriedade intensiva, isto é, não depende do tamanho da amostra, ela é a mesma para a célula unitária e para o corpo do sólido. Os arranjos hexagonal e cúbico de empacotamento compacto não podem ser distinguidos dessa maneira, porque eles têm o mesmo número de coordenação e, portanto, as mesmas densidades (para o mesmo elemento).

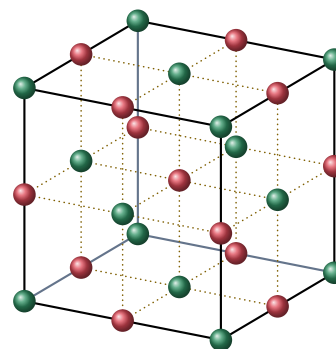
*Os átomos de uma célula unitária são contados determinando a fração de cada átomo que está dentro da célula. O tipo de célula unitária adotado por um metal pode ser identificado pela medida da densidade do sólido.*

**1.6 Os sólidos iônicos**

As estruturas dos sólidos iônicos se baseiam nos mesmos tipos de arranjos de esferas, como nos elementos metálicos, mas são mais complexas devido à necessidade de levar em conta a presença de íons de cargas opostas e tamanhos distintos. Por exemplo, você pode criar um modelo da estrutura do cloreto de sódio empilhando esferas com carga positiva e raio de 102 pm, que representam os íons  $\text{Na}^+$ , e esferas com carga negativa e raio de 181 pm, que representam os íons  $\text{Cl}^-$ , de maneira a obter a menor energia possível. Como o cristal é eletricamente neutro, cada célula unitária deve refletir a estequiometria do composto e ser, também, eletricamente neutra.

Um ponto de partida útil é começar com uma das estruturas de empacotamento compacto. Como, em geral, os ânions são maiores do que os cátions que os acompanham, é possível imaginar os ânions formando uma versão ligeiramente expandida de uma estrutura de empacotamento compacto, com os cátions menores ocupando alguns dos buracos aumentados da célula expandida. Um buraco tetraédrico ligeiramente aumentado é relativamente pequeno e só pode acomodar cátions pequenos. Os buracos octaédricos são maiores e podem acomodar cátions maiores.

A estrutura de **sal-gema** é uma estrutura iônica comum, cujo nome deve-se à forma mineral do cloreto de sódio. Nela, os íons  $\text{Cl}^-$  ficam nos vértices e nos centros das faces de um cubo, formando um cubo de face centrada (Figura 8). Esse arranjo é semelhante a um arranjo cfp expandido: a expansão mantém os ânions fora do contato uns com os outros e reduz a repulsão, abrindo buracos suficientemente grandes para acomodar os íons  $\text{Na}^+$ . Esses íons ocupam os buracos octaédricos entre os íons  $\text{Cl}^-$ . Como existe um buraco octaédrico para cada cátion no arranjo de empacotamento compacto, todos os buracos octaédricos estão ocupados. Se você examinar a estrutura com atenção, perceberá que cada ânion é cercado por seis cátions e que cada cátion é cercado por seis ânions. O modelo se repete continuamente e cada íon é cercado por seis outros íons de carga oposta. O cristal do cloreto de sódio é um arranjo tridimensional de um número muito grande desses pequenos cubos.



**FIGURA 6** Arranjo dos íons na estrutura de sal-gema.

Em um sólido iônico, o **número de coordenação** significa o número de íons de carga oposta na vizinhança imediata de determinado íon. Na estrutura de sal-gema, os números de coordenação dos cátions e dos ânions são ambos 6, e a estrutura, no geral, é descrita como tendo *coordenação-(6,6)*. Nessa notação, o primeiro número é o número de coordenação do cátion, e o segundo, o do ânion. A estrutura de sal-gema é encontrada em muitos outros minerais com íons de carga igual, como KBr, RbI, CaO e AgCl. Ela é muito comum sempre que os cátions e ânions têm raios muito diferentes, caso em que os cátions menores podem ocupar os buracos octaédricos de um arranjo de ânions cúbico de face centrada. A **razão entre os raios**,  $\rho$ , que é definida como

$$\rho = \frac{r_{\text{menor}}}{r_{\text{maior}}}$$

é uma indicação do tipo de estrutura que podemos esperar. Embora existam muitas exceções, uma estrutura de sal-gema é possível quando a razão entre os raios está no intervalo 0,4 a 0,7. Por exemplo, o raio do íon  $\text{Mg}^{2+}$  é 72 pm e o do íon  $\text{O}^{2-}$  é 140 pm. Portanto, para  $\text{MgO}$ ,

$$\rho = \frac{72 \text{ pm}}{140 \text{ pm}} = 0,51$$

Esta razão é coerente com a estrutura de sal-gema e é, aliás, observada nos cristais de  $\text{MgO}$ .

Quando os raios dos cátions e dos ânions são semelhantes e  $\rho > 0,7$ , um número maior de ânions pode se ajustar em redor de cada cátion. Os íons podem, então, adotar a estrutura do cloreto de cério, da qual o cloreto de cério,  $\text{CsCl}$ , é o modelo típico (Figura 9). O raio do íon  $\text{Cs}^+$  é 167 pm e o do íon  $\text{Cl}^-$  é 181 pm, o que dá a razão entre os raios 0,92, isto é, os dois íons têm quase o mesmo tamanho. Nessa estrutura, os ânions formam um arranjo cúbico primitivo expandido, com um íon  $\text{Cl}^-$  nos oito vértices de cada célula unitária cúbica. Existe um grande buraco cúbico no centro da célula e o íon  $\text{Cs}^+$  se encaixa nele. De modo análogo, cada íon  $\text{Cl}^-$  está no centro de uma célula unitária cúbica, a qual tem oito íons  $\text{Cs}^+$  nos vértices. O número de coordenação de cada tipo de íon é 8 e a estrutura, como um todo, tem *coordenação-(8,8)*. A estrutura do cloreto de cério é muito menos comum do que a estrutura de sal-gema, mas ela também é encontrada no  $\text{CsBr}$ , no  $\text{CsI}$ , no  $\text{TlCl}$  e no  $\text{TlBr}$ .

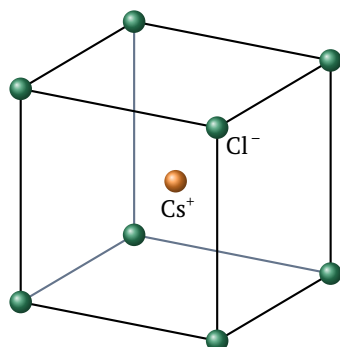


FIGURA 7 Estrutura do cloreto de cério.

Quando a razão entre os raios de um composto iônico é inferior a cerca de 0,4, correspondendo a cátions significativamente menores do que os ânions, os buracos tetraédricos podem ser preenchidos. Um exemplo desse tipo de estrutura é a estrutura blenda de zinco (também chamada de estrutura esfalerita), denominada a partir de uma das formas do mineral  $\text{ZnS}$  (Figura 10). Essa estrutura baseia-se em um retículo cúbico de empacotamento compacto expandido para os volumosos ânions  $\text{S}^{2-}$ , com os pequenos cátions  $\text{Zn}^{2+}$  ocupando metade dos buracos tetraédricos. Cada íon  $\text{Zn}^{2+}$  está cercado por quatro íons  $\text{S}^{2-}$ , e cada íon  $\text{S}^{2-}$ , por quatro íons  $\text{Zn}^{2+}$ ; portanto, a estrutura blenda de zinco tem *coordenação-(4,4)*.

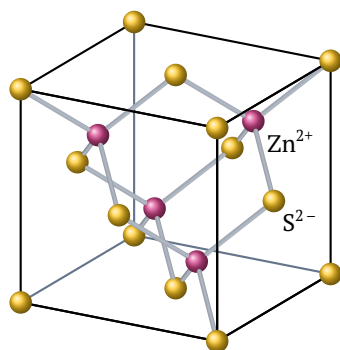


FIGURA 8 Estrutura blenda de zinco (esfalerita). Os quatro íons zinco (em rosa) formam um tetraedro dentro da célula unitária cúbica composta de íons sulfeto (em amarelo). Os íons zinco ocupam metade dos buracos tetraédricos entre os íons sulfeto. Cada íon zinco está rodeado por quatro íons sulfeto e cada íon sulfeto está rodeado por quatro íons zinco.

O modelo básico de um sólido iônico, como coleção de esferas rígidas de determinados raios empilhadas segundo um arranjo que tem a menor energia total, pode cair por terra se as ligações

não forem totalmente iônicas. Nesses casos, o modelo precisa ser adaptado para incluir outros arranjos. Quando a ligação tem um forte caráter covalente, algumas orientações são favorecidas em detrimento de outras e os íons se posicionam em locais específicos em torno uns dos outros. Um exemplo é o arseneto de níquel,  $\text{NiAs}$ . Neste sólido, os pequenos cátions  $\text{Ni}^{3+}$  polarizam os volumosos ânions  $\text{As}^{3-}$  (como vimos no Tópico 1E). O empacotamento dos íons é bem diferente do modelo de empacotamento de esferas puramente iônico. Conhecida a estrutura de um composto iônico, sua densidade pode ser estimada de modo semelhante ao que usamos para metais.

**Os íons se agrupam na estrutura cristalina que corresponde à mais baixa energia. A estrutura adotada depende da razão entre os raios do cátion e do ânion. O caráter covalente de uma ligação iônica restringe a direção das ligações.**

## Problemas

### PROBLEMA 1

Considere os sólidos:

1. Quartzo,  $\text{SiO}_2$
2. Pedra calcária,  $\text{CaCO}_3$
3. Gelo seco,  $\text{CO}_2$
4. Sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

**Assinale** a alternativa com a classificação de cada sólido, respectivamente.

- A** molecular; iônico; molecular; reticular.
- B** iônico; reticular; molecular; molecular.
- C** reticular; molecular; iônico; molecular.
- D** reticular; iônico; molecular; molecular.
- E** molecular; molecular; iônico; reticular.

### PROBLEMA 2

Considere os sólidos:

1. Pirita de ferro,  $\text{FeS}_2$
2. Octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$
3. Diamante,  $\text{C}$
4. Cromo,  $\text{Cr}$

**Assinale** a alternativa com a classificação de cada sólido, respectivamente.

- A** metálico; iônico; molecular; reticular.
- B** metálico; molecular; iônico; reticular.
- C** molecular; iônico; reticular; metálico.
- D** iônico; molecular; reticular; metálico.
- E** iônico; reticular; molecular; metálico.

## PROBLEMA 3

Folhas de grafeno com a espessura de um átomo foram preparadas pela primeira vez em um laboratório na Universidade de Manchester. Os cientistas grudaram pequenos pedaços de fita adesiva de 2 cm de comprimento e depois puxaram as camadas, separando-as com outro pedaço de fita até que só uma camada restasse, cobrindo 1 cm da fita.

O comprimento da ligação entre os átomos de carbono no grafeno é 141 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade de carbono que permanece na fita.

- A** 6,4 nmol      **B** 9,1 nmol      **C** 13 nmol  
**D** 18 nmol      **E** 26 nmol

## PROBLEMA 4

O raio da terra é aproximadamente 6400 km. O comprimento da ligação entre os átomos de carbono no grafeno é 141 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de uma folha de grafeno necessária para cobrir toda a superfície terrestre.

- A**  $1,4 \times 10^4$  ton      **B**  $3,2 \times 10^4$  ton      **C**  $7,4 \times 10^4$  ton  
**D**  $1,7 \times 10^5$  ton      **E**  $4 \times 10^5$  ton

## PROBLEMA 5

O ferro cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado. O raio atômico do ferro é 124 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do comprimento da aresta da célula unitária da estrutura do ferro.

- A** 100 pm      **B** 170 pm      **C** 290 pm  
**D** 480 pm      **E** 820 pm

## PROBLEMA 6

O polônio cristaliza em uma estrutura cúbica primitiva. O raio atômico do polônio é 167 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do comprimento da aresta da célula unitária da estrutura do polônio.

- A** 67 pm      **B** 110 pm      **C** 200 pm  
**D** 330 pm      **E** 570 pm

## PROBLEMA 7

O alumínio cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada. O raio atômico do alumínio é 143 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do alumínio.

- A**  $2,7 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $3,5 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $4,5 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $5,7 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $7,4 \text{ g cm}^{-3}$

## PROBLEMA 8

O potássio cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado. O raio atômico do potássio é 227 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do potássio.

- A**  $0,90 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $1,1 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $1,3 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $1,6 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $1,9 \text{ g cm}^{-3}$

## PROBLEMA 9

O níquel cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada. O raio atômico do níquel é 125 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do níquel.

- A**  $8,8 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $12 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $17 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $24 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $33 \text{ g cm}^{-3}$

## PROBLEMA 10

O rubídio cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado. O raio atômico do rubídio é 248 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do potássio.

- A**  $1,5 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $1,9 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $2,3 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $2,8 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $3,5 \text{ g cm}^{-3}$

## PROBLEMA 11

A platina cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada. A densidade da platina é  $21,45 \text{ g cm}^{-3}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do raio da platina.

- A** 86 pm      **B** 140 pm      **C** 230 pm  
**D** 370 pm      **E** 610 pm

## PROBLEMA 12

O tântalo cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado. A densidade do tântalo é  $16,65 \text{ g cm}^{-3}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do raio do tântalo.

- A** 140 pm      **B** 230 pm      **C** 370 pm  
**D** 610 pm      **E** 990 pm

## PROBLEMA 13

A prata cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada. A densidade da prata é  $10,5 \text{ g cm}^{-3}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do raio da prata.

- A** 32 pm      **B** 53 pm      **C** 86 pm  
**D** 140 pm      **E** 230 pm

**PROBLEMA 14**

O cromo cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado. A densidade do cromo é  $7,2 \text{ g cm}^{-3}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do raio do cromo.

- A** 48 pm      **B** 77 pm      **C** 120 pm  
**D** 200 pm      **E** 330 pm

**PROBLEMA 15**

A densidade do ródio é  $12,42 \text{ g cm}^{-3}$  e seu raio atômico é 134 pm.

**Assinale** a alternativa com o empacotamento do ródio.

- A** Cúbica primitiva  
**B** Ortorrômbica primitiva  
**C** Monoclínica primitiva  
**D** Cúbica de corpo centrada  
**E** Cúbica de face centrada

**PROBLEMA 16**

A densidade do molibdênio é  $10,22 \text{ g cm}^{-3}$  e seu raio atômico é 136 pm.

**Assinale** a alternativa com o empacotamento do ródio.

- A** Cúbica primitiva  
**B** Ortorrômbica primitiva  
**C** Monoclínica primitiva  
**D** Cúbica de corpo centrada  
**E** Cúbica de face centrada

**PROBLEMA 17**

Uma forma do silício tem densidade  $2,33 \text{ g cm}^{-3}$  e cristaliza em um retículo cúbico cuja aresta da célula unitária tem 543 pm de comprimento.

**Assinale** a alternativa com o número de átomos de silício em uma célula unitária.

- A** 1      **B** 2      **C** 4      **D** 6      **E** 8

**PROBLEMA 18**

O criptônio sólido tem densidade  $3,18 \text{ g cm}^{-3}$  e cristaliza em um retículo cúbico cuja aresta da célula unitária tem 559 pm de comprimento.

**Assinale** a alternativa com o número de átomos de criptônio em uma célula unitária.

- A** 1      **B** 2      **C** 4      **D** 6      **E** 8

**PROBLEMA 19**

O óxido de cálcio,  $\text{CaO}$ , tem a estrutura do sal-gema. Os raios iônicos do  $\text{Ca}^{2+}$  e do  $\text{O}^{2-}$  são 100 pm e 140 pm, respectivamente

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do óxido de cálcio.

- A**  $2,0 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $2,6 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $3,4 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $4,4 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $5,8 \text{ g cm}^{-3}$

**PROBLEMA 20**

O óxido de magnésio,  $\text{MgO}$ , tem a estrutura do sal-gema. Os raios iônicos do  $\text{Mg}^{2+}$  e do  $\text{O}^{2-}$  são 72 pm e 140 pm, respectivamente

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do óxido de magnésio.

- A**  $1,2 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $1,6 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $2,0 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $2,7 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $3,5 \text{ g cm}^{-3}$

**PROBLEMA 21**

O brometo de cério,  $\text{CsBr}$ , tem a estrutura do cloreto de cério. Os raios iônicos do  $\text{Cs}^{+}$  e do  $\text{Br}^{-}$  são 167 pm e 196 pm, respectivamente

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do brometo de cério.

- A**  $3,6 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $4,8 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $6,4 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $8,6 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $11 \text{ g cm}^{-3}$

**PROBLEMA 22**

O sulfeto de cálcio,  $\text{CaS}$ , tem a estrutura do cloreto de cério. Os raios iônicos do  $\text{Ca}^{2+}$  e do  $\text{S}^{2-}$  são 100 pm e 184 pm, respectivamente

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade do sulfeto de cálcio.

- A**  $2,0 \text{ g cm}^{-3}$       **B**  $2,6 \text{ g cm}^{-3}$       **C**  $3,4 \text{ g cm}^{-3}$   
**D**  $4,4 \text{ g cm}^{-3}$       **E**  $5,8 \text{ g cm}^{-3}$

**PROBLEMA 23**

O comprimento da aresta de uma célula unitária cúbica de face centrada do iodeto de rubídio,  $\text{RbI}$  é 732,6 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da aresta de um cristal cúbico que contém 1 mol de  $\text{RbI}$ .

- A** 1,7 cm      **B** 2,3 cm      **C** 3,0 cm  
**D** 4,0 cm      **E** 5,3 cm



**PROBLEMA 24**

O comprimento da aresta de uma célula unitária cúbica de face centrada do cloreto de sódio, NaCl é 562,8 pm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade de sódio em um cristal cúbico com 1 mm de aresta.

- |   |   |
|---|---|
| <b>A</b> $4,1 \times 10^{-6} \text{ mol}$ | <b>B</b> $8,5 \times 10^{-6} \text{ mol}$ |
| <b>C</b> $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol}$ | <b>D</b> $3,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$ |
| <b>E</b> $7,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$ |   |

**Gabarito****Problemas**

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