Gabarito: Sólidos

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química

Problemas

PROBLEMA 1. D 1H01

Para analisar basta pensar no seguinte raciocínio:

- **Sólidos moleculares**: Moléculas que interagem predominantemente por meios de forças intermoleculares.
- **Sólidos reticulares**: São formados por átomos ligados a seus vizinhos por ligações covalentes em todo o sólido (como em compostos de silício).
- **Sólidos metálicos:** Composto apenas por metal
- **Sólidos iônicos:** Composto por cátion e ânion

Com base nisso:

1. SiO_2 , composto formado por Si, portanto sólido **reticular**
2. $CaCO_3$, formado por cátion e ânion Ca^{2+} e ${CO_3}^{2-}$ então temos um sólido **iônico**
3. CO_2 , moléculas que interagem predominantemente por forças intermoleculares, então temos um sólido **molecular**
4. $C_{12}H_{22}O_{11}$, moléculas que interagem predominantemente por forças intermoleculares, então temos um sólido **molecular**.

PROBLEMA 2. D 1H02

Para analisar basta pensar no seguinte raciocínio:

- **Sólidos moleculares**: Moléculas que interagem predominantemente por meios de forças intermoleculares.
- **Sólidos reticulares**: São formados por átomos ligados a seus vizinhos por ligações covalentes em todo o sólido (como em compostos de silício).
- **Sólidos metálicos:** Composto apenas por metal
- **Sólidos iônicos:** Composto por cátion e ânion

Com base nisso:

1. FeS_2 , formado por cátion e ânion Fe^{2+} e $(S_2)^{2-}$ então temos um sólido **iônico**
2. C_8H_{18} , Moléculas que interage predominantemente por forças intermoleculares, então temos um sólido **molecular**
3. C, O átomo de carbono interage com os outros átomos de carbono através de ligações covalentes, caracterizando um sólido **reticular**
4. Cr, metal, portanto sólido **metálico**

*Contato: gabriel.braun@pensi.com.br, (21) 99848-4949

PROBLEMA 3. C 1H03

Cálculo da área da superfície da fita:

$$A_{total} = (2\,\text{cm}) \times (1\,\text{cm}) = 2\,\text{cm}^2$$

Cálculo da área de um hexágono de carbonos:

$$A_{hexag} = \frac{3l^2\sqrt{3}}{2}$$

$$A_{hexah} = \frac{3(141 \times 10^{-10}\,\text{km})^2\sqrt{3}}{2} = 5{,}2 \times 10^{-16}\,\text{km}^2$$

Cálculo do número de hexágonos necessários:

$$N_{hexag} = \frac{A_{total}}{A_{hexag}}$$

$$N_{hexag} = \frac{2\,\text{cm}^2}{5{,}2 \times 10^{-16}\,\text{cm}^2} = 4 \times 10^{15}\text{ hexágonos}$$

Cada hexágono contém 6 carbonos (então para achar o número de carbonos multiplicamos por 6), porém cada carbono participa de 3 hexágonos (então após multiplicar por 6 precisamos dividir por 3 para compensar os carbonos q são contados 3 vezes, basta pensar que no grafeno o carbono é sp^2 ou seja, faz 3 ligações)

Chegamos na seguinte relação:

$$N_C = \frac{6}{3} \cdot N_{hexag}$$

$$N_C = 8 \times 10^{15}\text{ carbonos}$$

Cálculo do número de mols de carbono:

$$n_{C=\frac{N_C}{N_{av}}}$$

$$n_C = \frac{8 \times 10^{15}}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_C = 13\,\text{nmol}$$

PROBLEMA 4. E 1H04

Cálculo da área da superfície da terra:

$$A_{total} = 4\pi r^2$$

$$A_{total} = 4 \cdot 3,14 \cdot (6400\,\text{km})^2 = 5{,}14 \times 10^8\,\text{km}^2$$

Cálculo da área de um hexágono de carbonos:

$$A_{hexag} = \frac{3l^2\sqrt{3}}{2}$$

$$A_{hexah} = \frac{3(141 \times 10^{-15}\,\text{km})^2\sqrt{3}}{2} = 5{,}2 \times 10^{-26}\,\text{km}^2$$

Cálculo do número de hexágonos necessários:

$$N_{hexag} = \frac{A_{total}}{A_{hexag}}$$

$$N_{hexag} = \frac{5{,}14 \times 10^{8}}{5{,}2 \times 10^{-26}} = 1 \times 10^{34}\,\text{hexágonos}$$

Cada hexágono contém 6 carbonos (então para achar o número de carbonos multiplicamos por 6), porém cada carbono participa de 3 hexágonos (então após multiplicar por 6 precisamos dividir por 3 para compensar os carbonos q são contados 3 vezes, basta pensar que no grafeno o carbono é sp^2 ou seja, faz 3 ligações)

Chegamos na seguinte relação:

$$N_C = \frac{6}{3} \cdot N_{hexag}$$

$$N_C = 2 \times 10^{34}\,\text{carbonos}$$

Cálculo do número de mols de carbono:

$$n_{C=\frac{N_C}{N_{av}}}$$

$$n_C = \frac{2 \cdot 10^{34}}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_C = 3{,}3 \times 10^{10}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de carbono:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (3{,}3 \times 10^{10}\,\text{mol})(12\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 4 \times 10^{11}\,\text{g} = 4 \times 10^{5}\,\text{ton}$$

PROBLEMA 5. C 1H05

Como o ferro cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado, vamos calcular a aresta usando que o átomo de ferro do centro é tangente aos átomos de ferros dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Fe} = \text{diagonal do cubo}$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Fe} = a\sqrt{3}$$

$$4(124\,\text{pm}) = a\sqrt{3}$$

$$a = 286\,\text{pm}$$

PROBLEMA 6. D 1H06

Como o polônio cristaliza em uma estrutura cúbica primitiva, vamos calcular a aresta usando que os átomos de polônio em cada vértice são tangentes entre si, chegamos então que:

$$2r_{Po} = \text{aresta do cubo}$$

Sendo a a aresta do cubo:

$$2r_{Po} = a$$

$$2(167\,\text{pm}) = a$$

$$a = 334\,\text{pm}$$

PROBLEMA 7. A 1H07

Como o alumínio cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada, vamos calcular a aresta usando que o átomo de alumínio da face é tangente aos átomos de alumínio dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Al} = \text{diagonal da face}$$

Sabemos a relação entre a diagonal da face do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Al} = a\sqrt{2}$$

$$4(143\,\text{pm}) = a\sqrt{2}$$

$$a = 404\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade do alumínio basta tomar uma base de cálculo. Base de cálculo: 1 célula unitária. Cálculo do volume da célula a partir da aresta:

$$V = a^3$$

$$V = (404 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 6{,}6 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3$$

Cálculo do número de átomos alumínio presente em 1 célula unitária CFC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{vértice} + \frac{1}{2} \cdot N_{face} + 1 \cdot N_{centro}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (6) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{Al} = 4\,\text{átomos}$$

Cálculo do número de mols de alumínio:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Al} = \frac{4}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_{Al} = 6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de alumínio:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}) \cdot (27\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 1{,}8 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade do alumínio:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{1{,}8 \times 10^{-22}\,\text{g}}{6{,}6 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3} = 2{,}7\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 8. A 1H08

Como o potássio cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado, vamos calcular a aresta usando que o átomo de potássio do centro é tangente aos átomos de potássio dos vértices, chegamos então que:

$$4r_K = \text{diagonal do cubo}$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$4r_K = a\sqrt{3}$$

$$4(227\,\text{pm}) = a\sqrt{3}$$

$$a = 524\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade do potássio basta tomar uma base de cálculo. Base de cálculo: 1 célula unitária. Cálculo do volume da célula a partir da aresta:

$$V = a^3$$

$$V = (524 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 1{,}44 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3$$

Cálculo do número de átomos potássio presente em 1 célula unitária CCC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (0) + 1 \cdot (1)$$

$$N_K = 2\,\text{átomos}$$

Cálculo do número de mols de potássio:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_K = \frac{2}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_K = 3{,}3 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de potássio:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (3{,}3 \times 10^{-24}\,\text{mol}) \cdot (39\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 1{,}3 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade do potássio:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{1{,}3 \times 10^{-22}\,\text{g}}{1{,}44 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3} = 0{,}9\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 9. A 1H09

Como o níquel cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada, vamos calcular a aresta usando que o átomo de níquel da face é tangente aos átomos de níquel dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Ni} = \text{diagonal da face}$$

Sabemos a relação entre a diagonal da face do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Ni} = a\sqrt{2}$$

$$4(125\,\text{pm}) = a\sqrt{2}$$

$$a = 353{,}5\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade do níquel basta tomar uma base de cálculo. Base de cálculo: 1 célula unitária. Cálculo do volume da célula a partir da aresta:

$$V = a^3$$

$$V = (353{,}5 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 4{,}4 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3$$

Cálculo do número de átomos níquel presente em 1 célula unitária CFC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (6) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{Ni} = 4\,\text{átomos}$$

Cálculo do número de mols de níquel:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Ni} = \frac{4}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_{Ni} = 6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de níquel:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}) \cdot (59\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 3{,}95 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade do níquel:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{3{,}95 \times 10^{-22}\,\text{g}}{4{,}4 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3} = 8{,}98\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 10. A 1H10

Como o rubídio cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado, vamos calcular a aresta usando que o átomo de rubídio do centro é tangente aos átomos de rubídio dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Rb} = \text{diagonal do cubo}$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Rb} = a\sqrt{3}$$

$$4(248\,\text{pm}) = a\sqrt{3}$$

$$a = 573\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade do rubídio basta tomar uma base de cálculo. Base de cálculo: 1 célula unitária. Cálculo do volume da célula a partir da aresta:

$$V = a^3$$

$$V = (573 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 1{,}9 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3$$

Cálculo do número de átomos rubídio presente em 1 célula unitária CCC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (0) + 1 \cdot (1)$$

$$N_{Rb} = 2\,\text{átomos}$$

Cálculo do número de mols de rubídio:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Rb} = \frac{2}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_{Rb} = 3{,}3 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de rubídio:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (3{,}3 \times 10^{-24}\,\text{mol}) \cdot (85{,}5\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 2{,}85 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade do rubídio:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{2{,}85 \times 10^{-22}\,\text{g}}{1{,}9 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3} = 1{,}5\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 11. B 1H11

Como a platina cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada, vamos calcular a aresta usando que o átomo de platina da face é tangente aos átomos de platina dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Pt} = \text{diagonal da face}$$

Sabemos a relação entre a diagonal da face do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Pt} = a\sqrt{2}$$

$$a = \frac{4r_{Pt}}{\sqrt{2}}$$

Para calcular o raio, basta calcular a densidade em função dele e depois igualar ao valor da densidade fornecida no enunciado. Para calcular a densidade basta tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume em função do raio:

$$V = a^3 = (\frac{4r_{Pt}}{\sqrt{2}})^3$$

$$V = \frac{32r_{Pt}^3}{\sqrt{2}}$$

Cálculo do número de átomos platina presente em 1 célula unitária CFC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (6) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{Pt} = 4\,\text{átomos}$$

Cálculo do número de mols de platina:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Pt} = \frac{4}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_{Pt} = 6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de platina:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}) \cdot (195\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 1{,}3 \times 10^{-21}\,\text{g}$$

Cálculo do raio a partir da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$21{,}45\,\text{gcm}^{-3} = \frac{1{,}3 \times 10^{-21}\,\text{g}}{\frac{32r_{Pt}^3}{\sqrt{2}}}$$

$$r_{Pt} = 1{,}4 \times 10^{-8}\,\text{cm} = 140\,\text{pm}$$

PROBLEMA 12. A 1H12

Como o tântalo cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado, vamos calcular a aresta usando que o átomo de tântalo do centro é tangente aos átomos de tântalo dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Ta} = \text{diagonal do cubo}$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Ta} = a\sqrt{3}$$

$$a = \frac{4r_{Ta}}{\sqrt{3}}$$

Para calcular o raio, basta calcular a densidade em função dele e depois igualar ao valor da densidade fornecida no enunciado. Para calcular a densidade basta tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume em função do raio:

$$V = a^3 = (\frac{4r_{Ta}}{\sqrt{3}})^3$$

$$V = \frac{64r_{Ta}^3}{3\sqrt{3}}$$

Cálculo do número de átomos tântalo presente em 1 célula unitária CCC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (0) + 1 \cdot (1)$$

$$N_{Ta} = 2 \text{ átomos}$$

Cálculo do número de mols de tântalo:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Ta} = \frac{2}{6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

$$n_{Ta} = 3{,}3 \times 10^{-24} \text{ mol}$$

Cálculo da massa de tântalo:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (3{,}3 \times 10^{-24} \text{ mol}) \cdot (181 \text{ gmol}^{-1})$$

$$m = 6 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Cálculo do raio a partir da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$16{,}65 \text{ gcm}^{-3} = \frac{6 \times 10^{-22} \text{ g}}{\frac{64r_{Ta}^3}{3\sqrt{3}}}$$

$$r_{Ta} = 1{,}43 \times 10^{-8} \text{ cm} = 143 \text{ pm}$$

PROBLEMA 13. D 1H13

Como a prata cristaliza em uma estrutura cúbica de face centrada, vamos calcular a aresta usando que o átomo de prata da face é tangente aos átomos de prata dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Ag} = \text{diagonal da face}$$

Sabemos a relação entre a diagonal da face do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Ag} = a\sqrt{2}$$

$$a = \frac{4r_{Ag}}{\sqrt{2}}$$

Para calcular o raio, basta calcular a densidade em função dele e depois igualar ao valor da densidade fornecida no enunciado. Para calcular a densidade basta tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume em função do raio:

$$V = a^3 = (\frac{4r_{Ag}}{\sqrt{2}})^3$$

$$V = \frac{32r_{Ag}^3}{\sqrt{2}}$$

Cálculo do número de átomos prata presente em 1 célula unitária CFC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (6) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{Ag} = 4 \text{ átomos}$$

Cálculo do número de mols de prata:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Ag} = \frac{4}{6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

$$n_{Ag} = 6{,}7 \times 10^{-24} \text{ mol}$$

Cálculo da massa de prata:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (6{,}7 \times 10^{-24} \text{ mol}) \cdot (108 \text{ gmol}^{-1})$$

$$m = 7{,}2 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Cálculo do raio a partir da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$10{,}5 \text{ gcm}^{-3} = \frac{7{,}2 \times 10^{-22} \text{ g}}{\frac{32r_{Ag}^3}{\sqrt{2}}}$$

$$r_{Ag} = 1{,}45 \times 10^{-8} \text{ cm} = 145 \text{ pm}$$

PROBLEMA 14. C 1H14

Como o cromo cristaliza em uma estrutura cúbica de corpo centrado, vamos calcular a aresta usando que o átomo de cromo do centro é tangente aos átomos de cromo dos vértices, chegamos então que:

$$4r_{Cr} = \text{diagonal do cubo}$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$4r_{Cr} = a\sqrt{3}$$

$$a = \frac{4r_{Cr}}{\sqrt{3}}$$

Para calcular o raio, basta calcular a densidade em função dele e depois igualar ao valor da densidade fornecida no enunciado. Para calcular a densidade basta tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume em função do raio:

$$V = a^3 = (\frac{4r_{Cr}}{\sqrt{3}})^3$$

$$V = \frac{64r_{Cr}^3}{3\sqrt{3}}$$

Cálculo do número de átomos Cromo presente em 1 célula unitária CCC:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (0) + 1 \cdot (1)$$

$$N_{Cr} = 2\,\text{átomos}$$

Cálculo do número de mols de cromo:

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n_{Cr} = \frac{2}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n_{Cr} = 3{,}3 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de cromo:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (3{,}3 \times 10^{-24}\,\text{mol}) \cdot (52\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 1{,}7 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo do raio a partir da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$7{,}2\,\text{gcm}^{-3} = \frac{1{,}7 \times 10^{-22}\,\text{g}}{\frac{64r_{Cr}^3}{3\sqrt{3}}}$$

$$r_{Cr} = 1{,}24 \times 10^{-8}\,\text{cm} = 124\,\text{pm}$$

PROBLEMA 15. E 1H15

Para descobrir o empacotamento, basta comparar o fator de empacotamento real com os teóricos de cada estrutura Para calcular o fator de empacotamento real, basta tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: $1\,\text{cm}^3$ de volume Cálculo da massa de ródio a partir da densidade:

$$m = d \cdot V$$

$$m = (12{,}42\,\text{gcm}^{-3})(1\,\text{cm}^3)$$

$$m = 12{,}42\,\text{g}$$

Cálculo do número de mols de ródio:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{12{,}42\,\text{g}}{103\,\text{gmol}^{-1}}$$

$$n = 0{,}12\,\text{mol}$$

Cálculo do número de átomos de ródio:

$$N = n \cdot N_{av}$$

$$N = (0{,}12\,\text{mol})(6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}) = 7{,}2 \times 10^{22}\,\text{átomos}$$

Cálculo do volume ocupado por esses átomos:

$$V_{\text{átomos}=N \cdot V}$$

$$V_{\text{átomos}=(7{,}2\times10^{22})(\frac{4\pi(134\times10{-}10\,\text{cm})^3}{3})}$$

$$V_{\text{átomos}} = 0{,}73\,\text{cm}^3$$

Cálculo do fator de empacotamento:

$$\rho = \frac{V_{\text{átomos}}}{V_{\text{total}}} = \frac{0,73}{1} = 0,73$$

Basta comparar com os fatores de empacotamento teórico(caso você não lembre dos valores teóricos, você pode calculá-los, caso não lembre como calculá-los, veja tópico 1.5 da teoria)

$$\rho_{\text{cúbicaprimitiva}} = 0,52$$

$$\rho_{CCC} = 0,68$$

$$\rho_{CFC} = 0,74$$

Vemos que o arranjo que mais se aproxima do valor real é o **cúbico de face centrada**, então esse é o empacotamento esperado para o ródio.

Obs: os fatores de empacotamento para a estrutura ortorrômbica primitiva e monoclínica primitiva dependem respectivamente da relação entre os tamanhos das arestas, e do ângulo entre as arestas de uma face, porém podemos garantir que seus fatores de empacotamento serão menores que o empacotamento da cúbica primitiva pois essas variações no tamanho e no ângulo acabam criando mais espaços vazios. Conclusão:

$$\rho_{\text{ortorrômbicaprimitiva}} < 0,52$$

$$\rho_{\text{monoclínicaprimitiva}} < 0,52$$

PROBLEMA 16. D 1H16

Para descobrir o empacotamento, basta comparar o fator de empacotamento real com os teóricos de cada estrutura Para calcular o fator de empacotamento real, basta tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 cm^3 de volume Cálculo da massa de molibdênio a partir da densidade:

$$m = d \cdot V$$

$$m = (10{,}22\,\mathrm{gcm^{-3}})(1\,\mathrm{cm^3})$$

$$m = 10{,}22\,\mathrm{g}$$

Cálculo do número de mols de molibdênio:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{10{,}22\,\mathrm{g}}{96\,\mathrm{gmol^{-1}}}$$

$$n = 0{,}106\,\mathrm{mol}$$

Cálculo do número de átomos de molibdênio:

$$N = n \cdot N_{av}$$

$$N = (0{,}106\,\mathrm{mol})(6 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}}) = 6{,}4 \times 10^{22}\text{ átomos}$$

Cálculo do volume ocupado por esses átomos:

$$V_{\text{átomos}=N \cdot V}$$

$$V_{\text{átomos}=(6{,}4\times 10^{22})(\frac{4\pi(136\times 10{-}10\text{ cm})^3}{3})}$$

$$V_{\text{átomos}} = 0{,}67\,\mathrm{cm^3}$$

Cálculo do fator de empacotamento:

$$\rho = \frac{V_{\text{átomos}}}{V_{\text{total}}} = \frac{0,67}{1} = 0,67$$

Basta comparar com os fatores de empacotamento teórico(caso você não lembre dos valores teóricos, você pode calculá-los, caso não lembre como calculá-los, veja tópico 1.5 da teoria)

$$\rho_{\text{cúbicaprimitiva}} = 0,52$$

$$\rho_{\text{CCC}} = 0,68$$

$$\rho_{\text{CFC}} = 0,74$$

Vemos que o arranjo que mais se aproxima do valor real é o **cúbico de corpo centrado**, então esse é o empacotamento esperado para o ródio. Obs: os fatores de empacotamento para a estrutura ortorrômbica primitiva e monoclínica primitiva dependem respectivamente da relação entre os tamanhos das arestas, e do ângulo entre as arestas de uma face, porém podemos garantir que seus fatores de empacotamento serão menores que o empacotamento da cúbica primitiva pois essas variações no tamanho e no ângulo acabam criando mais espaços vazios. Conclusão:

$$\rho_{\text{ortorrômbicaprimitiva}} < 0,52$$

$$\rho_{\text{monoclínicaprimitiva}} < 0,52$$

PROBLEMA 17. E 1H17

Para descobrir o número de átomos, basta calcular a densidade em função dele e igualar à densidade real: Para calcular a densidade, vamos tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume:

$$V = a^3$$

$$V = (543 \times 10^{-10}\,\mathrm{cm})^3 = 1{,}6 \times 10^{-22}\,\mathrm{cm^3}$$

Cálculo do número de mols em função do número de átomos N :

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n = \frac{N}{6 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}}}$$

Cálculo da massa presente em uma célula unitária:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (\frac{N}{6 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}}})(28\,\mathrm{gmol^{-1}})$$

$$m = \frac{28 \cdot N}{6 \times 10^{23}}\ \mathrm{g}$$

Cálculo de N a partir da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$2{,}33\,\mathrm{gcm^{-3}} = \frac{\frac{28 \cdot N}{6 \times 10^{23}}\ \mathrm{g}}{1{,}6 \times 10^{-22}\,\mathrm{cm^{-3}}}$$

$$N = 8\,\text{átomos}$$

PROBLEMA 18. C 1H18

Para descobrir o número de átomos, basta calcular a densidade em função dele e igualar à densidade real: Para calcular a densidade, vamos tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume:

$$V = a^3$$

$$V = (559 \times 10^{-10}\,\mathrm{cm})^3 = 1{,}75 \times 10^{-22}\,\mathrm{cm^3}$$

Cálculo do número de mols em função do número de átomos N :

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n = \frac{N}{6 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}}}$$

Cálculo da massa presente em uma célula unitária:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (\frac{N}{6 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}}})(84\,\mathrm{gmol^{-1}})$$

$$m = \frac{84 \cdot N}{6 \times 10^{23}}\ \mathrm{g}$$

Cálculo de N a partir da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$3{,}18\,\mathrm{gcm^{-3}} = \frac{\frac{84 \cdot N}{6 \times 10^{23}}\ \mathrm{g}}{1{,}75 \times 10^{-22}\,\mathrm{cm^{-3}}}$$

$$N = 4\,\text{átomos}$$

PROBLEMA 19. C 1H19

Como o óxido de cálcio possui a estrutura do sal-gema, podemos calcular a aresta usando que a esfera do vértice é tangente à esfera que se encontra no ponto médio da aresta.

$$2(r_{Ca^{2+}} + r_{O^{2-}}) = a$$

$$2(100 + 140) = a$$

$$a = 480\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade, vamos tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume:

$$V = a^3$$

$$V = (480 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 1{,}1 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3$$

No sal-gema, o íon de maior raio, no caso o oxigênio se encontra empacotado em uma estrutura CFC, então podemos calcular o número de íons de oxigênio presente em uma célula unitária:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (6) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{O^{2-}} = 4\,\text{íons}$$

Dica: Podemos tirar o número de cátions usando a neutralidade de carga, ou seja, o número de cargas positivas precisa ser igual ao número de cargas negativas dentro de 1 célula, então temos que:

$$N_{Ca^{2+}} = N_{O^{2-}} = 4\,\text{íons}$$

Pensando de forma geral, temos 4 moléculas de CaO: Cálculo do número de mols CaO :

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n = \frac{4}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n = 6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de CaO :

$$m = n \cdot M$$

$$m = (6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol})(56\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 3{,}75 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{3{,}75 \times 10^{-22}\,\text{g}}{1{,}1 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3} = 3{,}41\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 20. E 1H20

Como o óxido de magnésio possui a estrutura do sal-gema, podemos calcular a aresta usando que a esfera do vértice é tangente à esfera que se encontra no ponto médio da aresta.

$$2(r_{Mg^{2+}} + r_{O^{2-}}) = a$$

$$2(72 + 140) = a$$

$$a = 424\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade, vamos tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume:

$$V = a^3$$

$$V = (424 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 7{,}6 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3$$

No sal-gema, o íon de maior raio, no caso o oxigênio se encontra empacotado em uma estrutura CFC, então podemos calcular o número de íons de oxigênio presente em uma célula unitária:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (6) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{O^{2-}} = 4\,\text{íons}$$

Dica: Podemos tirar o número de cátions usando a neutralidade de carga, ou seja, o número de cargas positivas precisa ser igual ao número de cargas negativas dentro de 1 célula, então temos que:

$$N_{Mg^{2+}} = N_{O^{2-}} = 4\,\text{íons}$$

Pensando de forma geral, temos 4 moléculas de MgO: Cálculo do número de mols MgO :

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n = \frac{4}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n = 6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de MgO :

$$m = n \cdot M$$

$$m = (6{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol})(40\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 2{,}7 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{2{,}7 \times 10^{-22}\,\text{g}}{7{,}6 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3} = 3{,}55\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 21. B 1H21

Como o brometo de césio possui a estrutura do cloreto de césio, podemos calcular a aresta usando que a esfera do vértice é tangente à esfera do centro do cubo.

$$2(r_{Cs^+} + r_{Br^-}) = diagonal do cubo$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$2(r_{Cs^+} + r_{Br^-}) = a\sqrt{3}$$

$$2(167 + 196) = a\sqrt{3}$$

$$a = 419\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade, vamos tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume:

$$V = a^3$$

$$V = (419 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 7{,}36 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3$$

Em uma estrutura do tipo cloreto de césio, o íon de maior raio, no caso o brometo, se encontra empacotado em uma estrutura cúbica primitiva, então podemos calcular o número de íons de brometo presente em uma célula unitária:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (0) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{Br^-} = 1\,\text{íon}$$

Dica: Podemos tirar o número de cátions usando a neutralidade de carga, ou seja, o número de cargas positivas precisa ser igual ao número de cargas negativas dentro de 1 célula, então temos que:

$$N_{Cs^+} = N_{Br^-} = 1\,\text{íon}$$

Pensando de forma geral, temos 1 molécula de CsBr: Cálculo do número de mols CsBr :

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n = \frac{1}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n = 1{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de CsBr :

$$m = n \cdot M$$

$$m = (1{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol})(213\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 3{,}6 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{3{,}6 \times 10^{-22}\,\text{g}}{7{,}36 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3} = 4{,}9\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 22. C 1H22

Como o sulfeto de cálcio possui a estrutura do cloreto de césio, podemos calcular a aresta usando que a esfera do vértice é tangente à esfera do centro do cubo.

$$2(r_{Ca^{2+}} + r_{S^{2-}}) = diagonal do cubo$$

Sabemos a relação entre a diagonal do cubo e sua aresta a:

$$2(r_{Ca^{2+}} + r_{S^{2-}}) = a\sqrt{3}$$

$$2(100 + 184) = a\sqrt{3}$$

$$a = 328\,\text{pm}$$

Para calcular a densidade, vamos tomar uma base de cálculo: Base de cálculo: 1 célula unitária Cálculo do volume:

$$V = a^3$$

$$V = (328 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 3{,}5 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3$$

Em uma estrutura do tipo cloreto de césio, o íon de maior raio, no caso o sulfeto, se encontra empacotado em uma estrutura cúbica primitiva, então podemos calcular o número de íons de sulfeto presente em uma célula unitária:

$$N = \frac{1}{8} \cdot N_{\text{vértice}} + \frac{1}{2} \cdot N_{\text{face}} + 1 \cdot N_{\text{centro}}$$

$$N = \frac{1}{8} \cdot (8) + \frac{1}{2} \cdot (0) + 1 \cdot (0)$$

$$N_{S^{2-}} = 1\,\text{íon}$$

Dica: Podemos tirar o número de cátions usando a neutralidade de carga, ou seja, o número de cargas positivas precisa ser igual ao número de cargas negativas dentro de 1 célula, então temos que:

$$N_{Ca^{2+}} = N_{S^{2-}} = 1\,\text{íon}$$

Pensando de forma geral, temos 1 molécula de CaS: Cálculo do número de mols CaS :

$$n = \frac{N}{N_{av}}$$

$$n = \frac{1}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n = 1{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol}$$

Cálculo da massa de CaS :

$$m = n \cdot M$$

$$m = (1{,}7 \times 10^{-24}\,\text{mol})(72\,\text{gmol}^{-1})$$

$$m = 1{,}2 \times 10^{-22}\,\text{g}$$

Cálculo da densidade:

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{1{,}2 \times 10^{-22}\,\text{g}}{3{,}5 \times 10^{-23}\,\text{cm}^3} = 3{,}4\,\text{gcm}^{-3}$$

PROBLEMA 23. D 1H23

No arranjo CFC sabemos que temos 4 moléculas de RbI por célula unitária(sal-gema) resta fazer a proporção entre o número de moléculas e o volume da célula que elas ocupam. Cálculo do volume da célula:

$$V = a^3$$

$$V = (732{,}6 \times 10^{-10}\,\text{cm})^3 = 3{,}9 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3$$

Cálculo do volume ocupado por 1 mol (6×10^{23} moléculas) a partir da proporcionalidade(quanto mais moléculas, maior será o volume ocupado)

$$V_2 = \frac{N_2}{N} \cdot V$$

$$V_2 = \frac{6 \times 10^{23}}{4}(3{,}9 \times 10^{-22}\,\text{cm}^3)$$

$$V_2 = 58{,}5\,\text{cm}^3$$

Cálculo da aresta do cristal cúbico a partir do volume:

$$V_2 = a_2^3$$

$$58{,}5\,\text{cm}^3 = (a_2)^3$$

$$a_2 = 3{,}9\,\text{cm}$$

PROBLEMA 24. D 1H24

No arranjo CFC sabemos que temos 4 moléculas de NaCl por célula unitária(sal-gema) resta fazer a proporção entre o número de moléculas e o volume da célula que elas ocupam. Cálculo do volume da célula:

$$V = a^3$$

$$V = (562{,}8 \times 10^{-9}\,\text{mm})^3 = 1{,}8 \times 10^{-19}\,\text{mm}^3$$

Cálculo do volume de um cristal cúbico de 1mm de aresta:

$$V_2 = (a_2)^3$$

$$V_2 = (1\,\text{mm})^3 = 1\,\text{mm}^3$$

Cálculo do número de moléculas presentes a partir da proporcionalidade(quanto mais moléculas, maior o volume ocupado):

$$N_2 = \frac{V_2}{V} \cdot N$$

$$N_2 = \frac{1\,\text{mm}^3}{1{,}8 \times 10^{-19}\,\text{mm}^3} \cdot (4)$$

$$N_2 = 2{,}2 \times 10^{19}\,\text{moléculas}$$

Cálculo do número de mols:

$$n = \frac{N_2}{N_{av}}$$

$$n = \frac{2{,}2 \times 10^{19}}{6 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}}$$

$$n = 3{,}7 \times 10^{-5}\,\text{mol}$$