

 **OBJETIVO**

ITA
Química
Livro do Professor

12



Actinídeos
Outros metais
Não-Metálicos
Gases nobres

25 Mn Manganês 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934		
43 Tc Técnetio (88)	44 Ru Rútenio 101.07	45 Rh Ródio 102.90550	46 Pd Paládio 106.42	47 Ag Prata 107.8682	50 Sn Estanho 118.710
75 Re Rênio 186.207	76 Os Ósmio 190.23	77 Ir Iridio 192.222	78 Pt Platina 195.084	79 Au Ouro 196.96657	80 Hg Mercúrio 200.59

THE UNITED STATES OF AMERICA
ONE DOLLAR
FEDERAL RESERVE NOTE
SERIES 1988
FRANKLIN D. ROOSEVELT

MÓDULOS 45 e 46

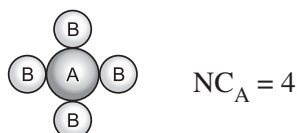
Cristais

1. CONCEITO DE CELA OU CÉLULA UNITÁRIA

É a menor unidade que se repete em um cristal, isto é, o retículo cristalino é formado pela associação dessas células unitárias. Como analogia, podemos citar que uma parede é uma associação de tijolos.

2. NÚMERO DE COORDENAÇÃO (NC)

É o número de partículas que rodeia uma outra partícula.



A partícula A está rodeada por 4 partículas B, portanto, $NC_A = 4$.

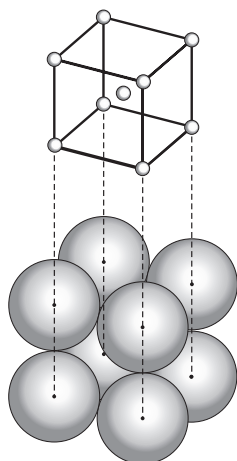
3. CÉLULAS UNITÁRIAS DOS CRISTAIS METÁLICOS

As três principais células unitárias dos cristais metálicos são: Cúbica de Corpo Centrado (C.C.C), Cúbica de Face Centrada (C.F.C) e Hexagonal Compacto (HC).

Cúbica de Corpo Centrado (C.C.C)

Essa célula contém partículas nos oito vértices do cubo e uma partícula no centro.

A seguir é mostrada a célula unitária cúbica de corpo centrado.



Em cima aparecem os pontos da rede da célula.

Embaixo os pontos são ocupados por esferas que representam os átomos do metal na rede.

O átomo central está rodeado por 8 átomos (4 em cima e 4 embaixo), portanto, o número de coordenação é 8.

O número de átomos na célula unitária é 2, pois um átomo que estiver num vértice será compartilhado por oito cubos que têm este vértice em comum.

$$8 \text{ vértices} \times \frac{1}{8} \text{ do átomo} = 1 \text{ átomo}$$

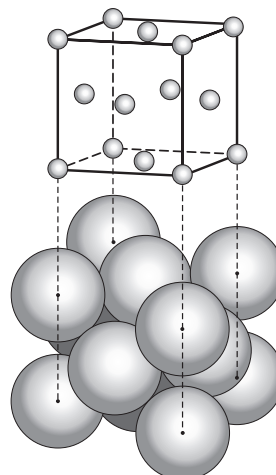
$$1 \text{ átomo} + 1 \text{ átomo central} = 2 \text{ átomos}$$

Exemplos: alcalinos, bário, etc

Cúbica de Face Centrada (C.F.C)

Essa célula contém partículas nos vértices do cubo e em cada face do cubo.

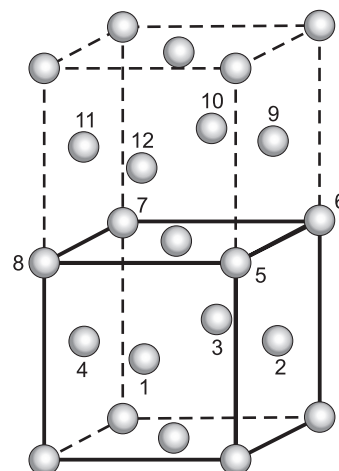
A seguir é mostrada a célula unitária cúbica de face centrada.



Em cima aparecem os pontos da rede da célula.

Embaixo os pontos são ocupados por esferas que representam os átomos do metal na rede.

O número de coordenação é 12. Para facilitar a dedução desse valor, construímos dois cubos justapostos, podemos notar que o átomo centrado na face comum está rodeado por 12 átomos.



O número de átomos na célula unitária é 4 que calculamos da seguinte maneira:

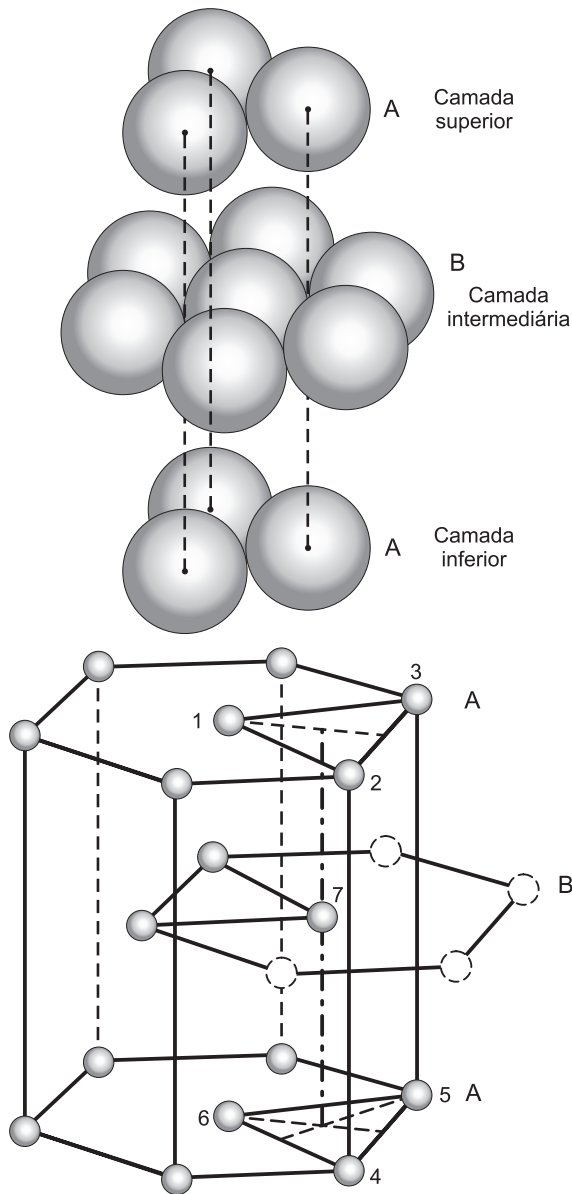
$$8 \text{ vértices} \times \frac{1}{8} \text{ do átomo} = 1 \text{ átomo}$$

$$6 \text{ faces} \times \frac{1}{2} \text{ do átomo} = 3 \text{ átomos}$$

Exemplos: cálcio, alumínio, cobre, etc

Hexagonal Compacto (HC)

Nessa célula unitária, os átomos estão mais agrupados que nas células cúbicas. A célula unitária pode ser explicada através de três planos A, B e A conforme esquemas a seguir.



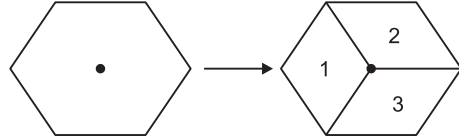
As camadas que ficam acima e abaixo da camada intermediária se encaixam nas mesmas depressões de cada face da camada intermediária.

Cada átomo está rodeado por 12 outros átomos (NC = 12) do seguinte modo:

- 6 átomos na própria camada formando um hexágono.
- 3 átomos na camada superior.
- 3 átomos na camada inferior.

Exemplos: berílio, magnésio, zinco, etc.

A célula unitária escolhida é a terça parte de um prisma hexagonal.



O número de átomos na célula unitária é 2. Considerando o prisma de base hexagonal, temos:

$$\text{vértices da camada A superior: } 6 \times \frac{1}{6} = 1$$

$$\text{vértices da camada A inferior: } 6 \times \frac{1}{6} = 1$$

$$\text{centro camada A superior: } 1 \times \frac{1}{2} = 0,5$$

$$\text{centro camada A inferior: } 1 \times \frac{1}{2} = 0,5$$

camada B: 3

total: 6 átomos

Como a célula unitária é a terça parte do prisma hexagonal, temos:

$$\frac{6}{3} = 2$$

Resumo

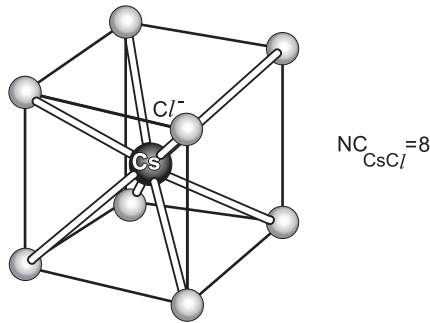
célula unitária	NC	n.º de átomos na célula
C.C.C	8	2
C.F.C	12	4
HC	12	2

4. Células Unitárias dos Compostos Iônicos

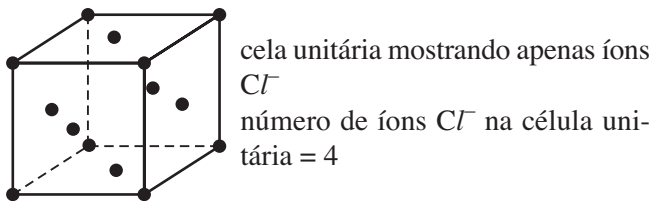
As principais células unitárias dos compostos iônicos são: cúbica simples (CsCl) e cúbica de face centrada (NaCl).

- Cúbica Simples:** Esta célula unitária tem íons Cl^- nos vértices de um cubo simples e um íon Cs^+ no centro do cubo.

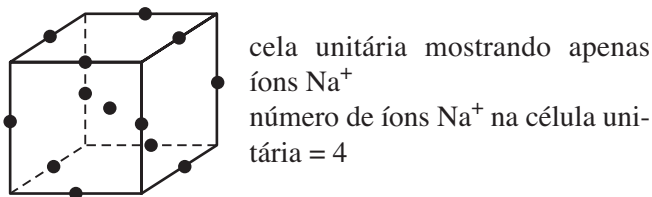
Esta célula unitária possui dois íons.



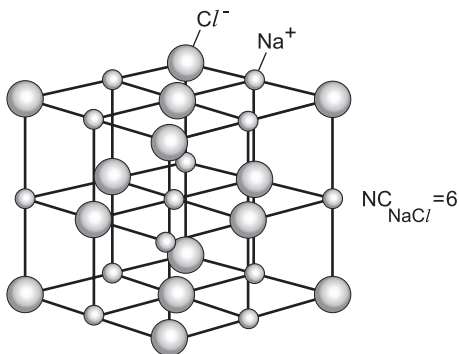
b) **Cúbica de face centrada:** Esta cela unitária tem os íons Cl^- nos vértices e no centro de cada face.



Os íons Na^+ estão distribuídos regularmente entre os íons Cl^- . Existe um íon Na^+ no centro da cela unitária e existem íons Na^+ ao longo das arestas da cela unitária.



Conclusão: $NaCl$ pode ser descrito como sendo formado por dois retículos cúbicos de face centrada, idênticos, um de íons Na^+ e o outro de íons Cl^- , que se interpenetram.



Observe que cada íon Na^+ está circundado por seis íons Cl^- e vice-versa, portanto, o número de coordenação é 6.

Podemos, então, determinar o número de íons contidos na cela unitária: 4 íons Cl^- e 4 íons Na^+ .

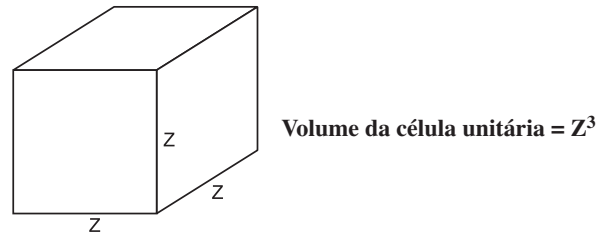
Portanto, a cela unitária do $NaCl$ tem uma proporção de íons Na^+ e Cl^- de 1 : 1, o que é previsto pela fórmula $NaCl$.

Exercícios

1. (ITA-SP) – Uma determinada substância cristaliza no sistema cúbico. A aresta da célula unitária dessa substância é representada por Z , a massa específica por μ e a massa molar por \bar{M} . Sendo N_{av} igual ao número de Avogadro, qual é a expressão algébrica que permite determinar o número de espécies que formam a célula unitária desta substância?

- a) $\frac{Z^3 \mu}{\bar{M}}$. b) $\frac{Z^3 \bar{M}}{\mu}$. c) $\frac{Z^3}{\mu}$.
d) $\frac{Z^3 \bar{M} N_{av}}{\mu}$. e) $\frac{Z^3 \mu N_{av}}{\bar{M}}$.

RESOLUÇÃO:



Cálculo do volume molar da espécie (\bar{V}):

$$\text{massa específica} = \frac{\text{massa molar}}{\text{volume molar}}$$

$$\mu = \frac{\bar{M}}{\bar{V}}$$

$$\bar{V} = \frac{\bar{M}}{\mu}$$

Cálculo do número de espécies na célula unitária:

Número de Avogadro de espécies

↓

N_{av}

X

Volume molar da substância

↓

$$\frac{\bar{M}}{\mu}$$

Z^3 (volume da célula unitária)

$$X = \frac{N_{av} \cdot Z^3 \cdot \mu}{\bar{M}}$$

Resposta: E

Fórmulas e Estequiometria III

2. (IME) – O sal de mesa ou cloreto de sódio é formado por íons provenientes de átomos de cloro e de sódio e tem massa específica $2,165\text{g/cm}^3$. Este sal cristaliza em empacotamento cúbico de face centrada. O espectro de difração de raios X mostra que a distância entre os íons cloreto e sódio, nas três direções do cristal, é $2,814\text{Å}$. Considerando essas informações, calcule o número de Avogadro.

Dados: Massa molar do $\text{NaCl} = 58,5\text{g/mol}$
 $1\text{Å} = 10^{-8}\text{cm}$

RESOLUÇÃO:

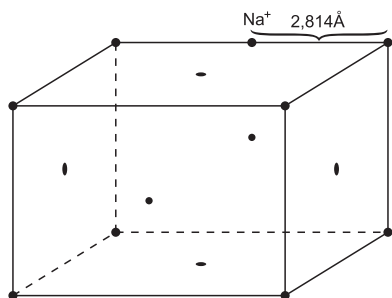
Cálculo do volume molar do NaCl

$$d = \frac{m}{V} \quad 2,165\text{g/cm}^3 = \frac{58,5\text{g/mol}}{V} \quad \therefore V = 27,02\text{cm}^3/\text{mol}$$

Cálculo do volume da cela unitária do NaCl

Na cela unitária do NaCl , temos

- Íons Cl^- nos vértices e no centro de cada face
 - Íons Na^+ estão no meio de cada aresta e um no centro da cela.
- Por comodidade, vamos apenas indicar um íon Na^+



número de íons Cl^- na cela unitária = 4

$$a = 5,628\text{Å}$$

$$V' = a^3 \therefore V' = (5,628 \cdot 10^{-8}\text{cm})^3$$

$$V' = 178,26 \cdot 10^{-24}\text{cm}^3$$

Cálculo do número de Avogadro (N_A)

$$178,26 \cdot 10^{-24}\text{cm}^3 \quad \text{-----} \quad 4 \text{ íons}$$

$$27,02\text{cm}^3 \quad \text{-----} \quad N_A$$

$$N_A = 6,06 \cdot 10^{23} \text{ íons}$$

1. (ITA-SP) – Uma chapa de ferro é colocada dentro de um reservatório contendo solução aquosa de ácido clorídrico. Após um certo tempo observa-se a dissolução do ferro e formação de bolhas gasosas sobre a superfície metálica. Uma bolha gasosa, de massa constante e perfeitamente esférica, é formada sobre a superfície do metal a 2,0 metros de profundidade. Calcule:

a) o volume máximo dessa bolha de gás que se expandiu até atingir a superfície do líquido, admitindo-se que a temperatura é mantida constante e igual a 25°C e que a base do reservatório está posicionada ao nível do mar.

b) a massa de gás contida no volume em expansão da bolha.

Sabe-se que no processo corrosivo que originou a formação da bolha de gás foram consumidos $3,0 \times 10^{15}$ átomos de ferro.

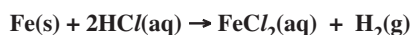
Dado: massa específica da solução aquosa de HCl é igual a 1020 kg m^{-3} na temperatura de 25°C .

Dados: constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}/\text{mol}$; constante

$$\text{universal dos gases ideais } R = 8,21 \cdot 10^{-2} \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

RESOLUÇÃO:

* cálculo da quantidade de matéria, em mols, de H_2 .



$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \quad \text{-----} \quad \text{1 mol}$$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \quad \text{-----} \quad x \text{ mol}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-9} \text{ mol}$$

a) O enunciado pode dar margem a duas interpretações diferentes:

1ª – Cálculo do volume final da bolha de H_2 (volume máximo):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \text{ atm} \cdot V = 5 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298\text{K}$$

$$V \approx 1,22 \cdot 10^{-7} \text{L}$$

2ª – Cálculo da expansão da bolha de H_2 :

$$\Delta V = V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}}$$

Para calcularmos o volume inicial, necessitamos determinar a pressão exercida a 2m de profundidade, na solução:

$$P = P_{\text{atm}} + P_{\text{solução}}$$

A pressão da coluna de líquido é dada por $\mu \cdot g \cdot h$

$$P_{\text{solução}} = 1020 \cdot 9,81 \cdot 2 \rightarrow 20012 \text{ Nm}^{-2}$$

$$P_{\text{solução}} = \frac{20012}{1325} \Rightarrow 0,197 \text{ atm} \approx 0,2 \text{ atm}$$

Portanto: $P = 1 \text{ atm} + 0,2 \text{ atm} = 1,2 \text{ atm}$

– Cálculo do volume inicial da bolha:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

1,2 atm:

$$V = 5 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$V \approx 1,02 \cdot 10^{-7} \text{ L}$$

Assim, temos:

$$\Delta V \approx 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ L} - 1,02 \cdot 10^{-7} \text{ L}$$

$$\Delta V = 2 \cdot 10^{-8} \text{ L}$$

b) 1^{a} – 1 mol de H_2 ————— 2,02g
 $5 \cdot 10^{-9}$ mol de H_2 ————— yg
 $y \approx 1,01 \cdot 10^{-8} \text{ g}$

2^{a} – Densidade do gás na bolha na superfície:

$$d = \frac{1,01 \cdot 10^{-8} \text{ g}}{10^{-7} \text{ L}} = 0,083 \text{ g/L}$$

Massa no volume expandido:

$$m = \Delta V \cdot d = 2 \cdot 10^{-8} \text{ L} \cdot 0,083 \text{ g/L} = 1,66 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

2. (ITA-SP) – A $25 \text{ }^\circ\text{C}$, uma mistura de metano e propano ocupa um volume (V), sob uma pressão total de 0,080 atm. Quando é realizada a combustão completa desta mistura e apenas dióxido de carbono é coletado, verifica-se que a pressão desse gás é de 0,12 atm, quando este ocupa o mesmo volume (V) e está sob a mesma temperatura da mistura original. Admitindo que os gases têm comportamento ideal, assinale a opção que contém o valor CORRETO da concentração, em fração em mols, do gás metano na mistura original.

- a) 0,01 b) 0,25 c) 0,50
d) 0,75 e) 1,00

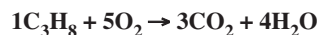
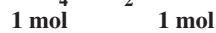
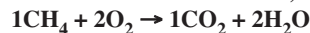
RESOLUÇÃO:

No estado inicial, temos:

x mol de CH_4 e y mol de C_3H_8 que apresentam

$P = 0,080 \text{ atm}$

Realizando-se a combustão, temos:



Após a combustão, temos:

xmol de CO_2 e 3ymol de CO_2 que apresentam

$P = 0,12 \text{ atm}$

Aplicando-se a equação de Clapeyron para os dois estados, temos,

Estado inicial

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$0,080 \cdot V = (x + y) \cdot R \cdot T$$

Estado após combustão (CO_2)

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$0,12 \cdot V = (x + 3y) \cdot R \cdot T$$

Dividindo as duas equações

$$\frac{x + y}{x + 3y} = \frac{0,08}{0,12}$$

$$0,12 \cdot x + 0,12 \cdot y = 0,08x + 0,24y$$

$$0,04x = 0,12y$$

$$x = \frac{0,12y}{0,04}$$

$$x = 3y$$

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{\text{n}^\circ \text{ mol CH}_4}{\text{n}^\circ \text{ mol CH}_4 + \text{n}^\circ \text{ mol C}_3\text{H}_8} = \frac{x}{x + y}$$

$$\text{Como } x = 3y, \text{ temos: } y = \frac{x}{3}$$

Substituindo

$$\frac{x}{x + \frac{x}{3}} = \frac{x}{\frac{4x}{3}} = \frac{3 \cdot \cancel{x}}{4 \cancel{x}} \rightarrow 0,75$$

Resposta: D

3. (ITA-SP) – Vidro de janela pode ser produzido por uma mistura de óxido de silício, óxido de sódio e óxido de cálcio, nas seguintes proporções (% m/m): 75, 15 e 10, respectivamente. Os óxidos de cálcio e de sódio são provenientes da decomposição térmica de seus respectivos carbonatos. Para produzir 1,00kg de vidro, quais são as massas de óxido de silício, carbonato de sódio e carbonato de cálcio que devem ser utilizadas? Mostre os cálculos e as equações químicas balanceadas de decomposição dos carbonatos.

Dados: massas molares em g/mol:

Na_2CO_3 : 106; Na_2O : 62; CaCO_3 : 100; CaO : 56.

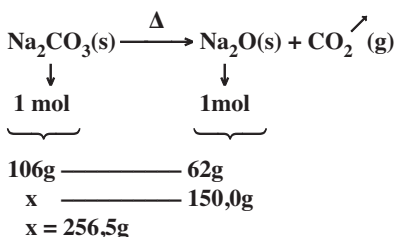
RESOLUÇÃO:

Cálculo das massas dos componentes do vidro

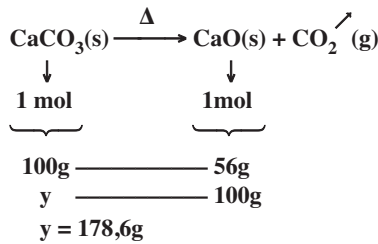
$$1,00\text{kg de vidro} \begin{cases} 75\% \text{ m/m de SiO}_2 = 750,0\text{g} \\ 15\% \text{ m/m de Na}_2\text{O} = 150,0\text{g} \\ 10\% \text{ m/m de CaO} = 100,0\text{g} \end{cases}$$

Portanto, a massa de SiO_2 necessária para a produção de 1,00kg de vidro é 750g.

Cálculo da massa de Na_2CO_3 , utilizada para a obtenção do Na_2O , por decomposição, conforme a equação química:



Cálculo da massa de CaCO_3 , utilizada para a obtenção de CaO , por decomposição, conforme a equação:



4. (ITA-SP) – A massa de um certo hidrocarboneto é igual a 2,60g. As concentrações, em porcentagem em massa, de carbono e de hidrogênio neste hidrocarboneto são iguais a 82,7% e 17,3%, respectivamente. A fórmula molecular do hidrocarboneto é

a) CH_4 . b) C_2H_4 . c) C_2H_6 . d) C_3H_8 . e) C_4H_{10} .

Dados: massas molares em g/mol: C: 12,01, H: 1,01.

RESOLUÇÃO:

I) **Cálculo das massas dos elementos na amostra:**

$$\begin{array}{r} 2,60\text{g} \text{ ----- } 100\% \\ \text{x} \text{ ----- } 82,7\% \end{array}$$

$$\boxed{\text{x} = 2,15\text{g de carbono}}$$

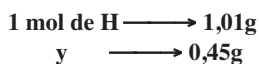
$$\begin{array}{r} 2,60\text{g} \text{ ----- } 100\% \\ \text{y} \text{ ----- } 17,3\% \end{array}$$

$$\boxed{\text{y} = 0,45\text{g de hidrogênio}}$$

II) **Cálculo da quantidade de matéria, em mols:**

$$\begin{array}{r} \text{1 mol de C} \text{ ----- } 12,01\text{g} \\ \text{x} \text{ ----- } 2,15\text{g} \end{array}$$

$$\boxed{\text{x} = 0,179 \text{ mol}}$$



$$y = 0,446 \text{ mol}$$

A proporção molar entre os elementos C e H é respectivamente igual a 1:2,5, portanto a fórmula molecular do hidrocarboneto é C_4H_{10} .

$$0,179 : 0,446 = 1 : 2,5 = 4 : 10$$

Resposta: E

5. (ITA-SP) – Uma massa de 180 g de zinco metálico é adicionada a um erlenmeyer contendo solução aquosa de ácido clorídrico. Ocorre reação com liberação de gás que é totalmente coletado em um Balão A, de volume igual a 2L. Terminada a reação, restam 49g de zinco metálico no erlenmeyer. A seguir, por meio de um tubo provido de torneira, de volumes desprezíveis, o Balão A é conectado a um Balão B, de volume igual a 4L, que contém gás nitrogênio sob pressão de 3atm. Considere que a temperatura é igual em ambos os balões e que esta é mantida constante durante todo o experimento. Abrindo-se a torneira do tubo de conexão entre os dois balões, ocorre a mistura dos dois gases. Após estabelecido o equilíbrio, a pressão nos dois balões pode ser expressa em função da constante dos gases (R) e da temperatura absoluta (T) por

- a) $\frac{1}{2} RT$. b) $\frac{1}{2} RT + 1$. c) $\frac{1}{2} RT$.
- d) $\frac{1}{2} RT + 2$. e) $RT + 3$.

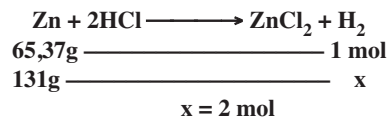
Dados: massas molares em g/mol: Zn: 65,37 g/mol.

RESOLUÇÃO:

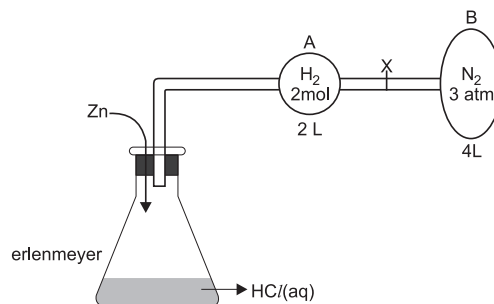
Cálculo da massa de zinco que reage com a solução aquosa de HCl:

$$180\text{g} - 49\text{g} = 131\text{g}$$

Cálculo da quantidade em mol do gás H_2 formado na reação entre Zn e HCl:



Esquema da aparelhagem:



Cálculo da quantidade em mol de N_2 no balão B:

$$pV = nRT \Rightarrow 3 \cdot 4 = nRT \Rightarrow n = \frac{12}{RT}$$

Cálculo da quantidade em mol da mistura:

$$n_{\text{mistura}} = n_A + n_B \quad n_{\text{mistura}} = 2 + \frac{12}{RT}$$

Cálculo de pressão da mistura:

$$pV = nRT \quad p \cdot 6 = \left(2 + \frac{12}{RT} \right) RT$$

$$p \cdot 6 = 2RT + 12 \quad p = \frac{1}{3} RT + 2$$

Resposta: D

exercícios-tarefa

❑ Módulos 45 e 46 – Cristais

1. O retículo cristalino do cromo é cúbico de corpo centrado (C.C.C) e a aresta da célula unitária mede $2,88 \cdot 10^{-10} \text{m}$. A massa atômica do cromo é igual a 52,0u e a sua densidade é $7,20 \text{g/cm}^3$. Pedem-se

- o volume da célula unitária
- o volume de 1 mol de cromo
- o número de átomos de cromo por célula unitária

❑ Módulos 47 e 48 – Estequiometria III

1. (ITA-SP) – Uma mistura de 300 mL de metano e 700 mL de cloro foi aquecida no interior de um cilindro provido de um pistão móvel sem atrito, resultando na formação de tetracloreto de carbono e cloreto de

hidrogênio. Considere todas as substâncias no estado gasoso e temperatura constante durante a reação. Assinale a opção que apresenta os volumes **CORRETOS**, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, das substâncias presentes no cilindro após reação completa.

	Volume metano (mL)	Volume cloro (mL)	Volume tetracloreto de carbono (mL)	Volume cloreto de hidrogênio (mL)
a)	0	0	300	700
b)	0	100	300	600
c)	0	400	300	300
d)	125	0	175	700
e)	175	0	125	700

resolução dos exercícios-tarefa

❑ Módulos 45 e 46

1) a) $V = a^3$
 $V = (2,88 \cdot 10^{-10} \text{m})^3$
 $V = 23,9 \cdot 10^{-30} \text{m}^3$

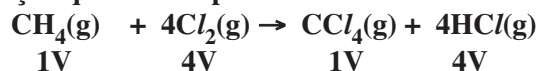
b) $d = \frac{m}{V} \therefore V = \frac{52,0 \text{g/mol}}{7,20 \text{g/cm}^3} \therefore V = 7,22 \text{cm}^3/\text{mol}$

c) C.C.C
 1 no centro
 vértices $8 \times \frac{1}{8} = 1$

total: 2 átomos/célula

❑ Módulos 47 e 48

1) A equação química do processo



início	300mL	700mL	0	0
reage e forma	175mL	700mL	175mL	700mL
final	125mL	0	175mL	700mL

excesso de $\text{CH}_4 = 300 \text{mL} - 175 \text{mL} = 125 \text{mL}$

Resposta: D