

Tabela Periódica

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS
(COM MASSAS ATÔMICAS REFERENTES AO ISÓTOPO 12 DO CARBONO)

18
0

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 H 1,0	2 He 4,0	3 Li 7,0	4 Be 9,0	5 B 11,0	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,0	11 Na 23,0	12 Mg 24,0	13 Al 27,0	14 Si 28,0	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 40,0
19 K 39,0	20 Ca 40,0	21 Sc 45,0	22 Ti 48,0	23 V 51,0	24 Cr 52,0	25 Mn 55,0	26 Fe 56,0	27 Co 59,0	28 Ni 59,0	29 Cu 63,5	30 Zn 65,0	31 Ga 70,0	32 Ge 73,0	33 As 75,0	34 Se 79,0	35 Br 80,0	36 Kr 84,0
37 Rb 85,5	38 Sr 88,0	39 Y 89,0	40 Zr 91,0	41 Nb 93,0	42 Mo 96,0	43 Tc (99)	44 Ru 101,0	45 Rh 103,0	46 Pd 106,0	47 Ag 108,0	48 Cd 112,0	49 In 115,0	50 Sn 119,0	51 Sb 122,0	52 Te 128,0	53 I 127,0	54 Xe 131,0
55 Cs 133,0	56 Ba 137,0	57 - 71 Série dos Lantanídeos	72 Hf 178,5	73 Ta 181,0	74 W 184,0	75 Re 186,0	76 Os 190,0	77 Ir 192,0	78 Pt 195,0	79 Au 197,0	80 Hg 201,0	81 Tl 204,0	82 Pb 207,0	83 Bi 209,0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Série dos Actinídeos	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (266)									

↓ Elementos de Transição ↓

Série dos Lantanídeos

Número Atômico	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Símbolo	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Massa Atômica () = N° de massa do isótopo mais estável	138,0	140,0	141,0	144,0	(147)	150,0	152,0	157,0	159,0	162,5	165,0	167,0	169,0	173,0	175,0

Série dos Actinídeos

Número Atômico	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Símbolo	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Massa Atômica () = N° de massa do isótopo mais estável	(227)	232,0	(231)	(238)	(237)	(242)	(243)	(247)	(247)	(251)	(254)	(253)	(256)	(253)	(257)

Dados: Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$ átomos.mol⁻¹

Produto iônico da água, K_w , a 25 °C = $1,0 \times 10^{-14}$

F = 96500 Coulombs

R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K

1. A tabela abaixo apresenta informações sobre cinco gases contidos em recipientes separados e selados.

Recip.	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (l)
1	O ₃	273	1	22,4
2	Ne	273	2	22,4
3	He	273	4	22,4
4	N ₂	273	1	22,4
5	Ar	273	1	22,4

Qual recipiente contém a mesma quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H₂, mantido a 2 atm e 273 K?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

2. Leia

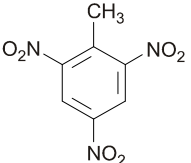
Brasil apoiará Líbia na retirada de minas terrestres, controle de armas e combate à Aids

No esforço de aproximar o Brasil da Líbia, o governo brasileiro decidiu fazer doações, enviar especialistas e apoiar a realização de eleições parlamentares dentro de dois meses no país. Especialistas brasileiros que vão trabalhar na desminagem, que é a retirada de minas terrestres, seguem para Trípoli, a capital líbia. Também serão enviados técnicos em identificação de armas e doações de medicamentos antirretrovirais para o combate à Aids.

Disponível em:

<<http://www.brasil.gov.br/noticias/arquivos/2012/04/19/brasil-apoiara-libia-na-retirada-de-minas-terrestres-controle-de-armas-e-combate-a-aids>>. Acesso em: 25 ago. 2012.

As minas terrestres são compostas, em geral, por trinitrotolueno (ou TNT). Quando uma mina é ativada, dá-se início à reação química que libera uma grande quantidade de gás quente, criando uma onda de choque que se expande em velocidades de até 25.000 km/h. A seguir, são mostradas a reação simplificada mencionada acima e a fórmula estrutural do trinitrotolueno (ou TNT):

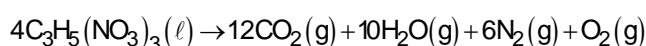
Reação simplificada	Fórmula estrutural do TNT
$2C_7H_5N_3O_6(s) \rightarrow 3N_2(g) + 5H_2O(g) + 7CO(g) + 7C(s)$	

Com base nas informações apresentadas e considerando o comportamento ideal dos gases, é CORRETO afirmar que:

- 01) uma mina terrestre contendo 681 g de TNT liberaria o equivalente a 22,5 mol de produtos gasosos.
- 02) supondo que a explosão do TNT produza gases em temperatura de 350°C, o volume de gás liberado por uma mina terrestre contendo 75,7 g de TNT seria de cerca de 128 L, à pressão atmosférica (1,00 atm).
- 04) a explosão do TNT constitui uma reação de redução e oxidação.
- 08) a energia cinética dos produtos gasosos da reação de detonação é menor que a energia cinética inerente às moléculas do TNT sólido.
- 16) para a detonação de cada 100 g de TNT, são produzidos 9,25 g de carbono sólido.
- 32) se a água produzida pela detonação do TNT fosse condensada e coletada em um frasco e sua massa fosse determinada como 90 g, seria possível afirmar que a massa de TNT que originou a água é de 454 g.

3. O hidróxido de alumínio é um composto químico utilizado no tratamento de águas. Uma possível rota de síntese desse composto ocorre pela reação entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio. Nessa reação, além do hidróxido de alumínio, é formado também o sulfato de cálcio. Assumindo que no processo de síntese tenha-se misturado 30 g de sulfato de alumínio e 20 g de hidróxido de cálcio, determine a massa de hidróxido de alumínio obtida, o reagente limitante da reação e escreva a equação química balanceada da síntese.

4. A explosão da nitroglicerina, C₃H₅(NO₃)₃, explosivo presente na dinamite, ocorre segundo a reação:



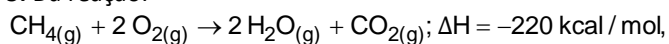
São fornecidas as seguintes informações:

Entalpia de formação de CO ₂ gasoso	-400 kJ.mol ⁻¹
Entalpia de formação de H ₂ O gasoso	-240 kJ.mol ⁻¹
Entalpia de formação de C ₃ H ₅ (NO ₃) ₃ líquido	-365 kJ.mol ⁻¹
Volume molar de gás ideal a 0°C e 1 atm de pressão	22,4 L

Considerando que ocorra a explosão de 1 mol de nitroglicerina e que a reação da explosão seja completa, calcule:

- o volume de gases, medido nas condições normais de pressão e temperatura.
- a entalpia da reação, expressa em kJ.mol⁻¹.

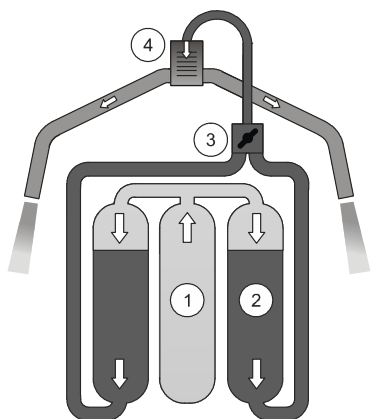
5. Da reação:



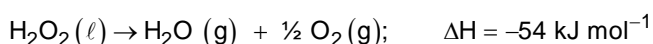
conclui-se que:

- a combustão de 32g de metano libera 440 kcal.
- a combustão de 48g de metano absorve 660 kcal.
- a combustão completa de 32g de metano necessita de 2 litros de $\text{O}_2(\text{g})$.
- a combustão de 160g de metano libera 220 kcal.
- a reação é endotérmica.

6. Na década de 1960, desenvolveu-se um foguete individual denominado "Bell Rocket Belt", que fez grande sucesso na abertura das Olimpíadas de 1984.



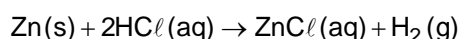
Simplificadamente, esse foguete funciona à base da decomposição de peróxido de hidrogênio contido no compartimento 2, onde ele é estável. Abrindo-se a válvula 3, o peróxido de hidrogênio passa para o compartimento 4, onde há um catalisador. Nesse compartimento, o peróxido se decompõe muito rapidamente, de acordo com a equação abaixo:



Com base nessas informações, responda:

- No funcionamento do dispositivo há liberação ou absorção de energia? Justifique.
- Considerando a decomposição total de 68 quilogramas de peróxido de hidrogênio contidos no dispositivo, quantos metros cúbicos de gases são produzidos? Leve em conta que nas condições de uso do dispositivo o volume molar gasoso é de $0,075 \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$.

7. Uma forma de obter hidrogênio no laboratório é mergulhar zinco metálico em uma solução de ácido clorídrico, conforme a reação descrita pela equação apresentada a seguir.



Considere que uma tira de zinco metálico foi colocada em um recipiente contendo HCl em solução aquosa na concentração de 1 mol/L. Em 20 segundos a temperatura

do recipiente elevou-se em $0,05 \text{ }^\circ\text{C}$ e 25 mL de hidrogênio foram produzidos. Considerando que essa reação ocorreu a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1 atm, determine a velocidade da reação em mL H_2/s e em mol H_2/s .

8. O ácido sulfúrico (H_2SO_4) pode ser obtido em laboratório a partir do sulfito de sódio (Na_2SO_3) e do ácido clorídrico (HCl). Essa reação produz dióxido de enxofre (SO_2), o qual reage com água oxigenada (H_2O_2), produzindo ácido sulfúrico. Partindo-se de 74 gramas de HCl e 150 gramas de Na_2SO_3 , a quantidade máxima de H_2SO_4 (em gramas) produzida será igual a

- 76
- 116
- 196
- 98

9. Um volume V_1 de oxigênio e um volume V_2 de ácido sulfídrico, ambos nas mesmas condições de temperatura e pressão, são misturados. Promovendo-se a reação completa, verifica-se que os produtos da reação, quando colocados nas condições iniciais de pressão e temperatura, ocupam um volume de 10 L. Considere que a água formada encontra-se no estado líquido e que as solubilidades dos gases em água são desprezíveis. Sabendo-se que havia oxigênio em excesso na reação e que $V_1 + V_2 = 24 \text{ L}$, verifica-se que o valor de V_2 é:

- 14,7 L
- 9,3 L
- 12,0 L
- 5,7 L
- 15,7 L

10. Hematita é um minério de ferro constituído de Fe_2O_3 e impurezas. Ao se misturar 4,0 g de uma amostra deste minério com ácido clorídrico concentrado, obtêm-se 6,5 g de cloreto de ferro III. A porcentagem em massa de Fe_2O_3 no minério é igual a

- 80 %.
- 65 %.
- 70 %.
- 75 %.
- 85 %.

11. A evolução dos motores dos automóveis tornou incompatível ao uso do carburador, sendo substituído pelos sistemas de injeção eletrônica, que proporcionam melhor desempenho do motor, menor consumo de combustível e redução no índice de emissão de poluentes. A injeção eletrônica é um sistema de alimentação de combustível e gerenciamento eletrônico do motor de um automóvel. Esse sistema permite um controle eficiente da mistura ar-combustível, o mais próximo da proporção ideal. No consumo de 48 g de gasolina (C_8H_{18}) com 100 g de oxigênio (O_2), pode-se concluir que

- há gasolina em excesso.

- b) há oxigênio em excesso.
c) na combustão completa há formação do CO.
d) há formação de 5 mols de água.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

“Em nossos lares, a corrosão é responsável pela deterioração de utensílios e eletrodomésticos. Nas indústrias, a corrosão acarreta problemas ligados aos custos de manutenção e substituição de equipamentos, perda de produtos e impactos ambientais decorrentes de vazamentos em tanques e tubulações corroídas, sem contar as vidas humanas postas em risco em acidentes e explosões.”

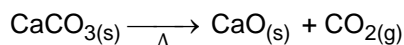
(Merçon, F.; Guimarães, P. I. C.; Mainier, F. B. *Sistemas Experimentais para o Estudo da Corrosão em Metais. Química Nova na Escola*, 33(1), 2011).

Uma das equações químicas não-balanceadas que podem descrever o processo de corrosão em uma amostra de ferro é $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ $\Delta H_f^0 = -196 \text{ kcal/mol}$.

12. Considerando que uma amostra de ferro metálico sofre corrosão à velocidade de 16 gramas por dia, qual a quantidade de matéria aproximada de trióxido de ferro produzida em uma semana?

- a) 0,5 mol
b) 2 mol
c) 1 mol
d) 0,14 mol
e) 1,4 mol

13. A mineração do calcário no Rio Grande do Norte, embora seja uma atividade que se destaca no Setor da Economia Local, gerando empregos, renda e crescimento econômico para o Estado, também apresenta vários riscos ambientais. A cal (óxido de cálcio), que é obtida pela decomposição térmica do calcário (fundamentalmente carbonato de cálcio), mesmo apresentando numerosas aplicações na Indústria, na Agricultura, dentre outras, emite dióxido de carbono para a atmosfera, conforme se observa na equação a seguir, que representa a decomposição do carbonato de cálcio.

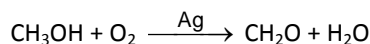


Com a decomposição de 400 kg de calcário, se emitem para a atmosfera

- a) 22 kg de CO₂.
b) 44 kg de CO₂.
c) 88 kg de CO₂.
d) 176 kg de CO₂.

14. A reação a seguir mostra a reação envolvida no processo de obtenção do formaldeído (CH₂O) a partir do

metanol (CH₃OH), por reação com O₂ em presença de prata como catalisador. Sabendo-se que o rendimento da reação é de apenas 10%, a massa de formaldeído obtida pela reação de 320g de metanol é:



- a) 310 g
b) 15 g
c) 150 g
d) 200 g
e) 31 g

15. O bicarbonato de sódio é convertido a carbonato de sódio após calcinação, de acordo com a reação não balanceada a seguir



A calcinação de uma amostra de bicarbonato de sódio de massa 0,49 g, que contém impurezas, produz um resíduo de massa 0,32 g. Se as impurezas da amostra não são voláteis à temperatura de calcinação, pede-se:

- a) os valores que tornam a equação balanceada;
b) por meio de cálculos, o percentual de bicarbonato na amostra original.

16. Segundo matéria publicada no jornal O Popular (27/09/2009), cerca de 240.000 toneladas de monóxido de carbono resultaram de emissões veiculares em 2007. Em 2009, estima-se que houve um aumento de 20% da frota veicular. Com base nessas informações, e considerando as mesmas condições de emissão entre os anos citados, responda:

Dados:

$$R = 0,082 \text{ L atm/ K mol}$$

$$\text{Temperatura} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Pressão} = 1,0 \text{ atm.}$$

a) qual o volume, em litros, de monóxido produzido em 2009?

b) Qual a massa, em toneladas, de dióxido de carbono resultante da conversão por combustão, com 47% de eficiência, do monóxido produzido em 2009?

17. Na queima do cigarro, há a liberação dos gases CO, CO₂ e de outras substâncias tóxicas como alcatrão, nicotina, fenóis e amônia (NH₃). Para a conscientização sobre a toxicidade do cigarro, a campanha antitumô do

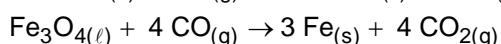
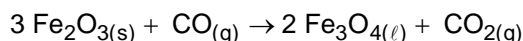
estado de São Paulo mostrava o uso do monoxímetro, “bafômetro do cigarro”, que mede a concentração de monóxido de carbono, em ppm (partes por milhão), no ar exalado dos pulmões do indivíduo. A figura representa o resultado da aplicação do teste.



(www.bhsbrasil.com.br/monoximetro.htm Adaptado.)

- a) Dado que 1 ppm de CO refere-se ao teor de 1 L de CO em 10^6 L de ar e que a densidade do CO é 1,145 g/L nas condições do teste, qual deve ser o valor de XX, indicado no visor do monoxímetro, se dois litros de ar exalado por aquele indivíduo contêm $4,58 \times 10^{-2}$ mg de monóxido de carbono?
- b) As moléculas de amônia e de gás carbônico apresentam formas geométricas e polaridades bem distintas. Descreva essas características.

18. O ferro é produzido comercialmente em altos fornos a partir dos minérios de ferro hematita (Fe_2O_3) e magnetita (Fe_3O_4) de acordo com as equações químicas balanceadas abaixo:



Com base nessas equações químicas, podemos afirmar que a massa de ferro obtida a partir de 1 tonelada de Fe_3O_4 é

- a) 0,52 t.
b) 0,62 t.
c) 0,72 t.
d) 0,82 t.

19. Em um recipiente fechado queima-se propano com 80% da quantidade estequiométrica de ar. Admitindo que não haja hidrocarbonetos após a combustão, que todos os produtos da reação estejam na fase gasosa e que a composição volumétrica do ar seja de uma parte de O_2 para quatro partes de N_2 , calcule a porcentagem molar de CO_2 no recipiente após a combustão (considere comportamento ideal para os gases).

- a) 4,35 %
b) 4,76 %
c) 5,26 %

- d) 8,70 %
e) 14,28 %

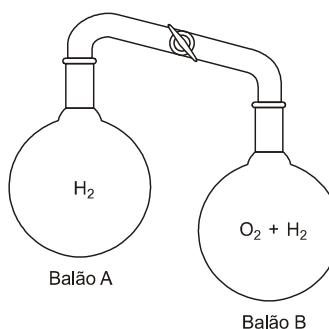
20. As populações de comunidades, cujas moradias foram construídas clandestinamente sobre aterros sanitários desativados, encontram-se em situação de risco, pois podem ocorrer desmoronamentos ou mesmo explosões. Esses locais são propícios ao acúmulo de água durante os períodos de chuva e, sobretudo, ao acúmulo de gás no subsolo. A análise de uma amostra de um gás proveniente de determinado aterro sanitário indicou que o mesmo é constituído apenas por átomos de carbono (massa molar = $12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) e de hidrogênio (massa molar = $1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) e que sua densidade, a 300 K e 1 atmosfera de pressão, é $0,65 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule a massa molar do gás analisado e faça a representação da estrutura de Lewis de sua molécula.

21. Um sistema fechado e sem fronteiras móveis contém uma determinada massa gasosa inerte. Sabe-se que, após aquecimento, o sistema registra um aumento de 5% na pressão e de 15°C na temperatura (considere que o gás se comporta idealmente). A respeito do valor da temperatura inicial, pode-se dizer que:

- a) é igual ou inferior a 30°C .
b) é superior a 30°C e inferior a 300°C .
c) é igual ou superior a 300°C .
d) somente pode ser calculado conhecendo-se o volume e a massa de gás.
e) somente pode ser calculado conhecendo-se o volume, a massa e a pressão inicial do gás.

22. Balões voam por causa da diferença de densidade entre o ar interno e o externo ao balão. Considere um planeta com atmosfera de nitrogênio e um balão cheio com esse gás. Demonstre, e explique, se esse balão vai flutuar quando o ar interno estiver a 100°C e o externo, a 25°C . Admita o comportamento ideal dos gases, pressão de 1 atm e desconsidere a massa do balão.

23. Em um laboratório, é realizado o seguinte experimento a 300 K: dois balões de 2 litros cada são conectados por uma torneira, conforme ilustra a figura a seguir.



O balão A contém 1 atm de H₂ e o balão B, 0,5 atm de O₂ e 0,5 atm de H₂. Admitindo-se comportamento ideal dos gases e que não ocorra nenhuma reação química, calcule a pressão parcial dos gases em equilíbrio, após se abrir a torneira.

24. Um vaso de pressão com volume interno de 250 cm³ contém gás nitrogênio (N₂) quimicamente puro, submetido à temperatura constante de 250°C e pressão total de 2,0 atm. Assumindo que o N₂ se comporta como gás ideal, assinale a opção CORRETA que apresenta os respectivos valores numéricos do número de moléculas e da massa específica, em kg m⁻³, desse gás quando exposto às condições de pressão e temperatura apresentadas.

- a) 3,7 x 10²¹ e 1,1
- b) 4,2 x 10²¹ e 1,4
- c) 5,9 x 10²¹ e 1,4
- d) 7,2 x 10²¹ e 1,3
- e) 8,7 x 10²¹ e 1,3

25. A massa específica ou densidade absoluta de um gás nas CNTP é 1,25 g/L. Sua massa molecular é, aproximadamente, igual à do

- a) monóxido de mononitrogênio.
- b) etano.
- c) monóxido de carbono.
- d) sulfeto de hidrogênio.

Gabarito:

Resposta da questão 1:

[C]

Cálculo da quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H₂, mantido a 2 atm e 273 K:

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

$$R = \text{constante}$$

De acordo com a tabela :

$$T = \text{constante}$$

$$V = \text{constante}$$

$$n = P \times \frac{V}{R \times T}$$

$$n = k \times P$$

$$n = k \times 2 = 2k$$

Para o hidrogênio (H₂) :

$$n = 2 \times 2k = 4k$$

O número de mols é diretamente proporcional à pressão, então:

Recipiente	Gás	Temperatura (K)	Pressão (atm)	Volume (l)	n (mol)	Átomos (mol)
1	O ₃	273	1	22,4	k	3k
2	Ne	273	2	22,4	2 k	2 k
3	He	273	4	22,4	4 k	4 k
4	N ₂	273	1	22,4	k	2k
5	Ar	273	1	22,4	k	k

O gás do recipiente 3 (He) contém a mesma quantidade de átomos que um recipiente selado de 22,4 L, contendo H₂, mantido a 2 atm e 273 K, ou seja, 4k átomos.

Resposta da questão 2:

$$01 + 02 + 04 + 32 = 39.$$

[01] Verdadeira. Massa molar do TNT: 227g/mol

Assim:

$$\begin{array}{r} \overbrace{454\text{g de TNT}}^{2 \text{ mols}} \\ 681\text{g} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{_____} \\ \text{_____} \end{array} \quad \begin{array}{l} 15 \text{ mols de produtos gasosos} \\ n \end{array}$$

$$N = 22,5 \text{ mols}$$

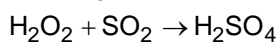
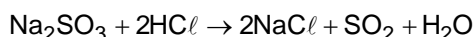
[02] Verdadeira.

$$\begin{array}{r} \overbrace{454\text{g de TNT}}^{2 \text{ mols}} \\ 75,7\text{g} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{_____} \\ \text{_____} \end{array} \quad \begin{array}{l} 15 \text{ mols de produtos gasosos} \\ n \end{array}$$

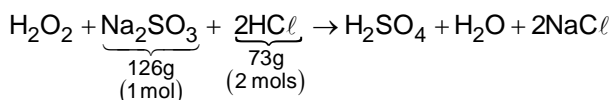
$$N = 2,5 \text{ mols}$$

Aplicando-se a equação de Clapeyron:

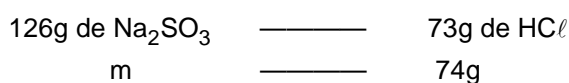
O processo ocorre em duas etapas, conforme o enunciado explica:



Podemos agora montar a equação global somando-se as duas etapas do processo:



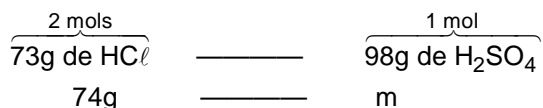
Sabendo que foram utilizados 74g de HCl, podemos provar que o reagente em excesso era Na₂SO₃.



$$m \square 126\text{g}$$

O que significa que realmente há excesso de aproximadamente 24g de Na₂SO₃

Agora, vamos calcular a massa de H₂SO₄ usando o reagente limitante (aquele que foi totalmente consumido).

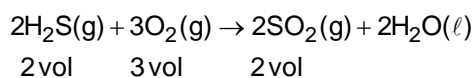


$$m \square 98\text{g}$$

Resposta da questão 9:

[B]

Um volume V₁ de oxigênio e um volume V₂ de ácido sulfídrico, ambos nas mesmas condições de temperatura e pressão, são misturados, então:



$$\underbrace{V_1(\text{Total de O}_2)} + V_2(\text{H}_2\text{S}) = 24$$

$$V_{\text{O}_2(\text{reage})} + V_{\text{O}_2(\text{excesso})}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} V_{\text{O}_2(\text{reage})} + V_{\text{O}_2(\text{excesso})} + V_2(\text{H}_2\text{S}) = 24 \\ V_{\text{SO}_2} + V_{\text{O}_2(\text{excesso})} = 10 \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 3\text{ vol} + V_{\text{O}_2(\text{excesso})} + 2\text{ vol} = 24 \\ 2\text{ vol} + V_{\text{O}_2(\text{excesso})} = 10 \end{array} \right. \Rightarrow \text{vol} = \frac{14}{3}$$

$$\Rightarrow \text{vol} = \frac{14}{3}$$

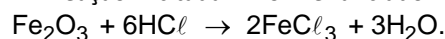
$$V_2(\text{H}_2\text{S}) = 3\text{ vol}$$

$$V_2(\text{H}_2\text{S}) = 3 \times \frac{14}{3} = 9,33\text{ L}$$

Resposta da questão 10:

[A]

A reação citada no enunciado é a seguinte:

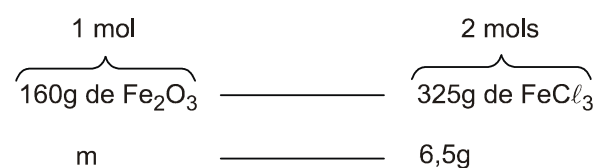


Cálculo da massa de minério necessária para a produção de 6,5 g de cloreto de ferro:

$$\text{Massa molar de Fe}_2\text{O}_3 = 160\text{ g/mol}$$

$$\text{Massa molar de FeCl}_3 = 162,5\text{ g/mol}$$

A partir da proporção estequiométrica da equação acima, vem:



$$m = 3,2\text{ g}$$

A massa de minério utilizada foi de 4 g.

Portanto:

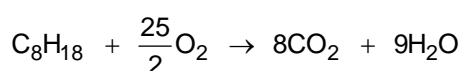
$$4\text{ g de minério} \text{-----} 100\%$$

$$3,2\text{ g de minério} \text{-----} x$$

$$x = 80\%$$

Resposta da questão 11:

[A]



$$118\text{ g} \text{-----} 400\text{ g}$$

$$\cancel{48\text{ g}} \text{-----} 100\text{ g}$$

(excesso)

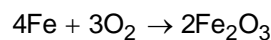
$$\frac{(118 \times 400)}{19.200} > \frac{(100 \times 118)}{11.800}$$

Há gasolina em excesso.

Resposta da questão 12:

[C]

Teremos:



$$4 \times 56\text{ g} \text{-----} 2\text{ mol}$$

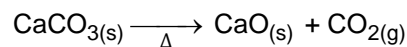
$$\underbrace{7 \times 16\text{ g}}_{1\text{ semana}} \text{-----} m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 1\text{ mol}$$

Resposta da questão 13:

[D]

Teremos:



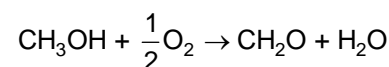
$$100 \text{ g} \text{ ————— } 44 \text{ g}$$

$$400 \text{ kg} \text{ ————— } m_{\text{CO}_{2(g)}}$$

$$m_{\text{CO}_{2(g)}} = 176 \text{ kg}$$

Resposta da questão 14:

[E]



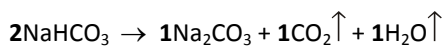
$$32 \text{ g} \text{ ————— } 30 \text{ g} \times 0,10$$

$$320 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{CH}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{CH}_2\text{O}} = 30 \text{ g}$$

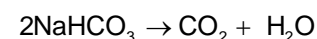
Resposta da questão 15:

- a) No balanceamento a quantidade de átomos de cada elemento químico deverá ser a mesma dos dois lados da equação química, logo teremos:



- b) Como a calcinação produz um resíduo de 0,32 g, podemos calcular a quantidade de CO₂ e H₂O liberada:

$$0,49 \text{ g} - 0,32 \text{ g} = 0,17 \text{ g.}$$



$$2(84 \text{ g}) \text{ — } (44 \text{ g} + 18 \text{ g})$$

$$m \text{ — } 0,17 \text{ g}$$

$$m = 0,46 \text{ g de bicarbonato de sódio}$$

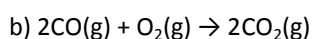
$$100\% \text{ da amostra — } 0,49 \text{ g}$$

$$p \text{ — } 0,46 \text{ g}$$

$$p = 94 \%$$

Resposta da questão 16:

- a) massa de CO em 2009 = 1,20 x 240.000 = 288.000 ton (= 2,88 x 10¹¹g) volume de CO em 2009 = 2,88x10¹¹ x 0,082 x 298 / (28 x 1) = 2,5 x 10¹¹ L



$$28 \text{ g CO — } 44 \text{ g CO}_2$$

$$\text{massa de CO}_2 \text{ em 2009 com 47\% de eficiência} = \frac{(288.000 \times 44 \times 0,47)}{28} = 212.708 \text{ ton}$$

Resposta da questão 17:

- a) 1,145 g/L é a densidade do monóxido de carbono. Como temos o valor da massa de monóxido de carbono presente em 2 L de ar, podemos calcular o volume de CO neste volume de ar:

$$1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$$

$$1 \text{ L (CO)} \text{ — } 1,145 \text{ g (CO)}$$

$$V_{\text{CO}} \text{ — } 4,58 \times 10^{-2} \times 10^{-3} \text{ g (CO)}$$

$$V_{\text{CO}} = 4,0 \times 10^{-5} \text{ L}$$

Como calculamos o valor do volume de monóxido de carbono em 2 L de ar, podemos compara com 1 milhão de litros (10⁶), obtendo XX ppm:

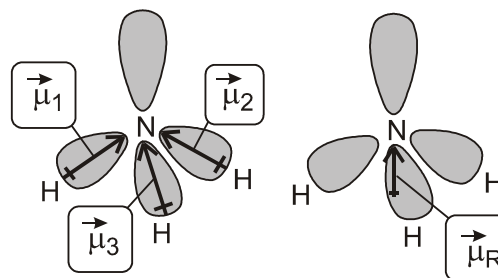
$$4,0 \times 10^{-5} \text{ L (CO)} \text{ — } 2 \text{ L de ar}$$

$$V_{\text{CO}'} \text{ — } 10^6 \text{ L de ar}$$

$$V_{\text{CO}'} = 20 \text{ L de CO em } 10^6 \text{ L de ar, ou seja, 20 ppm}$$

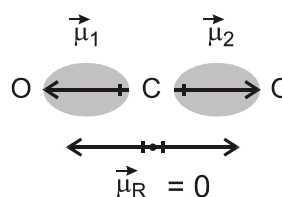
$$\text{XX} = 20 \text{ ppm}$$

- b) Amônia (NH₃) (geometria piramidal).



$$\left. \begin{array}{l} \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 \neq 0 \\ \vec{\mu}_R \neq 0 \end{array} \right\} \text{ (molécula POLAR)}$$

- b) Dióxido de carbono (CO₂) (geometria linear)



$$\vec{\mu}_R = 0$$

(molécula APOLAR)

Resposta da questão 18:

[C]

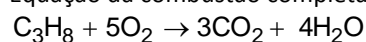
Pela proporção estequiométrica entre Fe_3O_4 e Fe teremos:

$$\begin{array}{ccc} \overbrace{232\text{g de Fe}_3\text{O}_4}^{1\text{ mol}} & \text{-----} & \overbrace{168\text{g de Fe}}^{3\text{ mols}} \\ 1 \times 10^6\text{g} & \text{-----} & \text{m} \\ m = 0,72 \times 10^6\text{g} & \text{ou} & 0,72\text{t} \end{array}$$

Resposta da questão 19:

[A]

Equação da combustão completa do propano:



5 mols O_2 ----- 100 % de ar

n_{O_2} ----- 80 % de ar

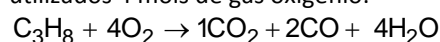
$n = 4$ mols de O_2

4 mols de O_2 ----- 1 parte

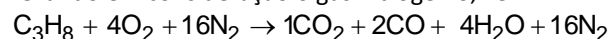
n_{N_2} ----- 4 partes

$n_{\text{N}_2} = 16$ mols de N_2

Conclui-se que a combustão será incompleta, já que são utilizados 4 mols de gás oxigênio:



Levando em consideração o gás nitrogênio, vem:



$$n_{\text{Total}} = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{N}_2}$$

$$n_{\text{Total}} = 1 + 2 + 4 + 16 = 23 \text{ mols}$$

23 mols ----- 100%

1 mol ----- $p\%_{\text{CO}_2}$

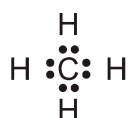
$$p\%_{\text{CO}_2} = 4,3478\% = 4,35\%$$

Resposta da questão 20

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow M = \frac{dRT}{P}$$

$$M = \frac{0,65 \times 0,082 \times 300}{1} = 16 \text{ g/mol (CH}_4\text{)}$$

Representação de Lewis:



Resposta da questão 21:

[A]

O sistema registra um aumento de 5% na pressão e de 15 °C na temperatura:

$$P_{\text{inicial}} = P_i$$

$$\text{Aumento de 5\%} \Rightarrow P_{\text{final}} = P_i + 0,05P_i = 1,05P_i$$

$$T_{\text{final}} = T_f = T_i + 15$$

Transformação ivolumétrica ou isocórica :

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{1,05P_i}{T_i + 15}$$

$$T_i + 15 = 1,05T_i$$

$$0,05T_i = 15$$

$$T_i = 300 \text{ K}$$

$$T_K = 273,15 + T_{\text{°C}}$$

$$300 = 273,15 + T_{\text{°C}}$$

$$T_{\text{°C}} = 26,85 \text{ °C}$$

A temperatura é inferior a 30°C.

Resposta da questão 22:

Cálculo da densidade interna do gás:

$d = PM/RT$, sendo $P = 1\text{atm}$; $M = 28\text{g/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$ e $T = 373 \text{ K}$

$$d = 0,915 \text{ g/L}$$

Cálculo da densidade externa do gás:

$d = PM/RT$, sendo $P = 1\text{atm}$; $M = 28\text{g/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$ e $T = 298 \text{ K}$

$$d = 1,15 \text{ g/L}$$

Como a densidade do gás é menor no interior do balão, ele vai flutuar.

Resposta da questão 23:

Como as pressões parciais no equilíbrio são proporcionais aos números de mols, teremos:

Balão A:

$$n_A = 1 \text{ n mol H}_2$$

Balão B:

0,5 n mol de O_2 e 0,5 n mol de H_2

$$n_B = 1 \text{ n mol}$$

$$n(\text{total}) = \frac{P_{\text{final}} \times V_{\text{final}}}{RT}; n_{\text{H}_2;\text{A}} = \frac{P_{\text{H}_2;\text{A}} \times V_{\text{A}}}{RT}; n_{\text{H}_2;\text{B}} = \frac{P_{\text{H}_2;\text{B}} \times V_{\text{B}}}{RT}; n_{\text{O}_2;\text{B}} = \frac{P_{\text{O}_2;\text{B}} \times V_{\text{B}}}{RT}$$

Abrindo a torneira:

$$V_{\text{final}} = V_{\text{A}} + V_{\text{B}}; V_{\text{A}} = 2 \text{ L}; V_{\text{B}} = 2 \text{ L}; V_{\text{final}} = 2 + 2 = 4 \text{ L}$$

$$n_{\text{final}} = n_{\text{A}} + n_{\text{B}} = 2 n \text{ mol}$$

$$\frac{P_{\text{final}} \times V_{\text{final}}}{RT} = \frac{P_{\text{H}_2;\text{A}} \times V_{\text{A}}}{RT} + \frac{P_{\text{H}_2;\text{B}} \times V_{\text{B}}}{RT} + \frac{P_{\text{O}_2;\text{B}} \times V_{\text{B}}}{RT}$$

$$\frac{P_{\text{final}} \times 4}{RT} = \frac{1 \times 2}{RT} + \frac{0,5 \times 2}{RT} + \frac{0,5 \times 2}{RT}$$

$$\frac{P_{\text{final}} \times 4}{RT} = \frac{2}{RT} \times (1 + 0,5 + 0,5) \Rightarrow P_{\text{final}} = 1 \text{ atm}$$

$$\frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{final}}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{final}}} \Rightarrow \frac{P_{\text{H}_2}}{1} = \frac{1,5 n}{2 n} = 0,75 \Rightarrow 0,75 \text{ atm}$$

$$\frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{final}}} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{final}}} \Rightarrow \frac{P_{\text{O}_2}}{1} = \frac{0,5 n}{2 n} = 0,25 \Rightarrow 0,25 \text{ atm}$$

Resposta da questão 24:

[D]

A partir da equação de estado de um gás ideal (Clapeyron):

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT$$

Deduzimos:

$$\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{PM}{RT}$$

Então,

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow d = \frac{2 \times 28}{8,21 \times 10^{-2} \times 523} = 1,304 \text{ g/L}$$

Como $P = 2,0 \text{ atm}$; $V = 0,250 \text{ L}$; $R = 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm.L.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $T = 250 \text{ }^\circ\text{C} = 523 \text{ K}$. Substituindo na equação de estado (Clapeyron), vem:

$$PV = nRT$$

$$2,0 \times 0,250 = n \times 8,21 \times 10^{-2} \times 523$$

$$n = 1,1645 \times 10^{-2} \text{ mol de moléculas, ou seja:}$$

$$1,1645 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} = 7,01 \times 10^{21} \text{ moléculas. A resposta mais aproximada está na alternativa D.}$$

Resposta da questão 25:

[C]

Resolução:

$$d = \frac{M}{22,4} \Rightarrow 1,25 = \frac{M}{22,4}$$

$$M = 1,25 \times 22,4 = 28 \text{ g.mol}^{-1} \Rightarrow \text{CO (monóxido de carbono)}$$