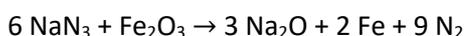




Gases

01 - (Ifrj) O *airbag* é um dispositivo de segurança obrigatório em vários países. Em caso de colisão, sensores no automóvel detectam a forte desaceleração. Uma unidade de controle emite uma descarga elétrica que dá início a rápidas transformações que podem ser representadas pela equação de reação a seguir.



Identifique a substância responsável por inflar o *airbag*.

- a) NaN_3
- b) N_2
- c) Na_2O
- d) Fe

02 - (Ifsul) Supondo um comportamento de gás ideal, a opção que indica, aproximadamente, a massa em gramas, de 1,12 L de NH_3 nas CNTP é

- a) 0,85 g.
- b) 1,50 g.
- c) 8,50 g.
- d) 22,4 g.

03 - (Unigranrio) Gases ideais são aqueles nos quais as interações entre átomos, íons ou moléculas em suas constituições são desprezadas e esse comportamento se intensifica em pressões baixas. Na descrição desses gases a equação de estado para gases perfeitos é a mais adequada. Considere uma quantidade de matéria de 2,5 mols de um gás de comportamento ideal que ocupa um volume de 50 L à pressão de 1.246 mmHg. A temperatura desse gás nas condições citadas será de:

Dado: $R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

- a) 400 K
- b) 127 K
- c) 273 K
- d) 200 K
- e) 254 K

04 - (Uern) Os refrigerantes são formados por uma mistura de água, gás carbônico e algum tipo de xarope, que dá a cor e o gosto da bebida. Mas essas três coisas não são combinadas de uma vez – primeiro, os fabricantes juntam a água e o gás, em um aparelho chamado carbonizador. Quando esses dois ingredientes se misturam, a água dissolve o CO_2 , dando origem a uma terceira substância, o ácido carbônico, que tem forma líquida. Depois, acrescenta-se o xarope a esse ácido. O último passo é inserir uma dose extra de CO_2 dentro da embalagem para aumentar a pressão interna e conservar a bebida.

(Disponível em:

<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/como-se-coloca-o-gas-nos-refrigerantes.>)

Com relação ao gás dos refrigerantes, é correto afirmar que

- a) diminui, se aumentar a pressão.
- b) está completamente dissolvido no líquido.
- c) escapa mais facilmente do refrigerante quente.
- d) escapa mais facilmente do refrigerante gelado.

05 - (Acafe) No jornal *Folha de São Paulo*, de 01 de novembro de 2013, foi publicada um reportagem sobre uma Universidade paulista que foi construída sobre terra que contém lixo orgânico “[...] Com o passar do tempo, esse material começa a emitir gás metano, que é tóxico e explosivo [...]”.

Quantos litros de $\text{O}_2(\text{g})$ a 1,00 atm e 27°C são necessários para reagir em uma reação de combustão completa com 40g de gás metano?

Dado:

Constante universal dos gases

(R) : $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

C : 12 g/mol, H : 1 g/mol

- a) 123L
- b) 61,5L
- c) 24,6 L
- d) 49,2 L

06 - (Ifsp) Um cilindro hermeticamente fechado, cuja capacidade é de 2 litros, encerra 5 kg de nitrogênio (N_2). Assinale a alternativa que apresenta o volume contido neste cilindro ao ser liberado para a atmosfera nas CNTPs.

Dados:

volume molar = 22,4 L;

$MM_{N_2} = 28 \text{ g/mol}$

- a) 2.000 L.
- b) 4.000 L.
- c) 1.120 L.
- d) 5.000 L.
- e) 1.000 L.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Um peixe ósseo com bexiga natatória, órgão responsável por seu deslocamento vertical, encontra-se a 20 m de profundidade no tanque de um oceanário. Para buscar alimento, esse peixe se desloca em direção à superfície; ao atingi-la, sua bexiga natatória encontra-se preenchida por 112 mL de oxigênio molecular.

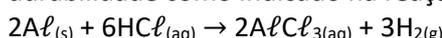
07 - (Uerj) Considere que o oxigênio molecular se comporta como gás ideal, em condições normais de temperatura e pressão.

Quando o peixe atinge a superfície, a massa de oxigênio molecular na bexiga natatória, em miligramas, é igual a:

Dados: $O = 16$; $V_{CNTP} = 22,4 \text{ L/mol}$.

- a) 80
- b) 120
- c) 160
- d) 240

08 - (Fmp) O alumínio tem um largo emprego no mundo moderno, como, por exemplo, em latas de refrigerante, utensílios de cozinha, embalagens, na construção civil, etc. Esse metal de grande importância possui caráter anfótero, que, colocado em ácido clorídrico ou em uma solução aquosa de hidróxido de sódio concentrado, é capaz de reagir, liberando grande quantidade de calor. Uma latinha de refrigerante vazia pesa, em média, 13,5 g. Uma experiência com cinco latinhas foi realizada em um laboratório para testar sua durabilidade como indicado na reação abaixo.



O volume, em litros, de gás hidrogênio sob temperatura de 0°C e pressão de 1 atm é de

- a) 11,2
- b) 16,8
- c) 84
- d) 28
- e) 56

09 - (Fac. Albert Einstein) Em uma câmara fechada, de volume fixo, foi realizada a queima do combustível butano. A combustão foi incompleta, gerando gás carbônico, monóxido de carbono e água. A equação a seguir representa a proporção estequiométrica das substâncias envolvidas no processo.



Sabendo que todo o butano foi consumido na reação e que a pressão parcial desse combustível no sistema inicial era de 20 mmHg a 25°C , a pressão parcial dos gases dióxido de carbono e monóxido de carbono após o término da reação, medida na mesma temperatura, foi, respectivamente,

- a) 140 mmHg e 140 mmHg.
- b) 140 mmHg e 20 mmHg.
- c) 70 mmHg e 10 mmHg.
- d) 70 mmHg e 20 mmHg.

10 - (Uefs) Os refrigerantes são bebidas fabricadas industrialmente e constituídos por água, açúcar, aromatizantes, acidulantes e dióxido de carbono, dentre outras substâncias químicas. Por meio de agitação e aquecimento, o dióxido de carbono foi retirado de 1,0 L de refrigerante e a análise quantitativa revelou a presença de 1,25 L do $CO_{2(g)}$, isento de água e recolhido a 1,0 atm e 27°C .

Considerando-se as informações e admitindo-se que o dióxido de carbono se comporta como um gás ideal, é correto afirmar:

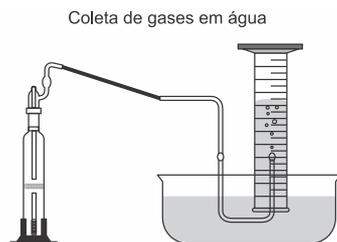
Dados: $C = 12$; $O = 16$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) A massa de gás presente na amostra analisada é de, aproximadamente, 2,2 g.
- b) O volume do dióxido de carbono medido nas CNTP é de, aproximadamente, 0,6 L.
- c) A quantidade de matéria do dióxido de carbono recolhido a 1,0 atm e 27°C é de 5,0 mol.
- d) O aumento da temperatura ambiente promove a redução da pressão exercida pelo gás dentro do recipiente que contém o refrigerante.
- e) A diminuição da pressão de 1,0 atm para 0,5 atm implica a redução do volume para a metade do volume inicial, à temperatura constante.

11 - (Uece) Uma amostra de gás causador de chuva ácida, com massa de 4,80 g, ocupa um volume de 1 litro quando submetido a uma pressão de 1,5 atm e a uma temperatura de 27°C . Esse gás é o

- a) dióxido de enxofre.
- b) trióxido de enxofre.
- c) óxido nítrico.
- d) dióxido de nitrogênio.

12 - (Upf) Um gás desconhecido foi obtido de uma reação química e foi coletado em um frasco próprio para gases. A massa inicial do frasco com o gás coletado foi de 34,387 g. Foi elaborado um sistema de medição do volume desse gás em água, de acordo com a figura abaixo.



Após deslocar um volume de 224 cm³ de água da proveta, é realizada uma nova medição da massa do frasco, encontrando-se uma massa de 34,227 g. Considerando que o gás segue o modelo de gás ideal, assinale a alternativa que representa o gás da reação química.

Dados: 1 mol de gás ideal = 22,4 L.

- Hidrogênio.
- Carbônico.
- Metano.
- Pentano.
- Hélio.

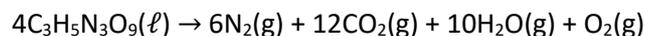
13 - (Mackenzie) Uma mistura gasosa ideal não reagente, formada por 10 g de gás hidrogênio, 10 g de gás hélio e 70 g de gás nitrogênio encontra-se acondicionada em um balão de volume igual a 5 L, sob temperatura de 27 °C. A respeito dessa mistura gasosa, é correto afirmar que

Dados:

- massas molares (g · mol⁻¹) H = 1, He = 4 e N = 14
 - constante universal dos gases ideais (R) = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

- há, na mistura, 10 mol de gás hidrogênio, 2,5 mol de gás hélio e 5 mol de gás nitrogênio.
- o gás nitrogênio exerce a maior pressão parcial dentre os gases existentes na mistura.
- a pressão total exercida pela mistura gasosa é de 20 atm.
- a fração em mols do gás hélio é de 25%.
- o volume parcial do gás hidrogênio é de 2 L.

14 - (Espcex (Aman)) A nitroglicerina é um líquido oleoso de cor amarelo-pálida, muito sensível ao choque ou calor. É empregada em diversos tipos de explosivos. Sua reação de decomposição inicia-se facilmente e gera rapidamente grandes quantidades de gases, expressiva força de expansão e intensa liberação de calor, conforme a equação da reação:



Admitindo-se os produtos gasosos da reação como gases ideais, cujos volumes molares são iguais a 24,5 L, e tomando por base a equação da reação de decomposição da nitroglicerina, o volume total aproximado, em litros, de gases produzidos na reação de decomposição completa de 454 g de nitroglicerina será de

Dados: massa molar da nitroglicerina = 227 g/mol;
 volume molar = 24,5L/mol (25°C e 1 atm)

- 355,3 L
- 304,6 L
- 271,1 L
- 123,1 L
- 89,2 L

15 - (Ifce) A nossa atmosfera é composta por diferentes gases, dentre eles O₂, CO₂ e N₂, estes denominados gases reais. Para estudar o comportamento dos gases, primeiramente estudamos os denominados gases ideais, modelos em que as moléculas se movem ao acaso e são tratadas como moléculas de tamanho desprezível, nas quais a força de interação elétrica entre as partículas é nula. De acordo com o modelo dos gases ideais, quando o número de mols de um gás permanece constante, a Lei dos Gases Ideais é expressa pela equação $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, onde:

P = pressão;

V = volume;

n = número de mols;

R = constante dos gases ideais;

T = temperatura em Kelvin.

De acordo com esta equação é **verdadeiro** afirmar-se que

- a pressão de um gás é inversamente proporcional à temperatura absoluta se o volume se mantiver constante.
- a pressão é inversamente proporcional ao volume. Ou seja, ao diminuirmos a pressão de um gás nas condições ideais e com o número de mols constante e temperatura constante, o volume aumenta.
- pressão e volume do gás ideal independem da temperatura do mesmo.
- o número de mols de um gás varia de acordo com a pressão e o volume que este gás apresenta.
- a temperatura de um gás é sempre constante.

16 - (Mackenzie) Em um experimento no qual foi envolvido um determinado gás ideal X, uma amostra de 2,0 g desse gás ocupou o volume de 623 mL de um balão de vidro, sob temperatura de 127 °C e pressão de 1.000 mmHg. Considerando-se que esse gás X seja obrigatoriamente um dos gases presentes nas alternativas a seguir, identifique-o.

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) H = 1, N = 14, O = 16 e S = 32

constante universal dos gases ideais (R) = 62,3 mmHg · L · mol⁻¹ · K⁻¹

- H₂
- O₂
- NO₂
- SO₂
- SO₃

17 - (Upe) Cada vez mais conhecido no Nordeste, o futebol americano se consolida em Pernambuco. Entre as regras desse esporte, um lance chama a atenção dos espectadores, o chute de campo (*Field goal*). Para o chute valer 3 pontos, a bola, de formato oval e confeccionada com couro natural ou sintético, tem de passar pelo meio da trave em Y, que fica no final do campo (*endzone*). O recorde de distância do *field goal* é de 64 jardas e pertence a Matt Prater, então jogador do time americano do Denver Broncos. Tanto o referido chute quanto os outros dois maiores, ambos de 63 jardas, ocorreram em Denver, no Colorado, a 1700 metros de altitude e com temperatura média anual de 10 °C.

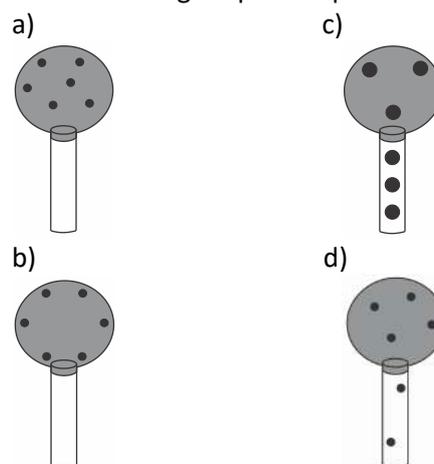
A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que

- a temperatura baixa influencia no volume da bola, favorecendo um chute mais preciso.
- a altitude de Denver deixa o ar mais rarefeito, possibilitando uma menor resistência do ar e facilitando o chute.
- a altitude de Denver influencia no metabolismo do atleta de forma positiva, possibilitando chutes mais potentes.
- a temperatura baixa influencia no material usado na fabricação da bola, tornando os chutes mais potentes e precisos.
- a altitude de Denver e a baixa temperatura combinadas fazem nevar o ano inteiro, nessa capital, o que facilita o chute.

18 - (Ifmg) Imagine que um tubo de ensaio preenchido com um gás tenha uma de suas extremidades conectada a um balão de borracha vazio que se expande após o aquecimento do tubo. Além disso, considere que as moléculas do gás são representadas por esferas pretas, evidenciadas abaixo:



A figura que esquematiza o comportamento das moléculas do gás após o aquecimento é



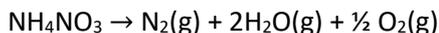
19 - (Uel) Por meio da combustão, é possível determinar a fórmula molecular de uma substância química, o que é considerado um dos grandes avanços da química moderna. Mais de 80 milhões de substâncias já foram registradas, sendo a maioria substâncias orgânicas, o que é explicado pela capacidade do átomo de carbono de se ligar a quase todos os elementos. Em um experimento de combustão, um composto orgânico é queimado e os produtos formados, CO₂ e H₂O liberados, são coletados em dispositivos absorventes. Considere que a queima de 14,7 g de um composto orgânico (C_xH_y) gasoso puro que ocupa 8 L a 1 atm e 300 K com comportamento ideal produza aproximadamente 24 g de H₂O e 44 g de CO₂.

Dado: $R = 0,08 \text{ atm L/K}$

Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, a fórmula molecular desse composto orgânico.

- C₂H₄
- C₂H₆
- C₃H₆
- C₃H₈
- C₄H₈

20 - (Fgv) O consumo brasileiro total de explosivos não militares é da ordem de 200mil t/ano por empresas mineradoras como a Vale (Carajás e Itabira), MBR, Yamana, dentre outras. O principal explosivo empregado é o nitrato de amônio, embalado em cartuchos. Sua ação como explosivo se deve à sua instabilidade térmica. Por meio da ignição de um sistema detonador, esse sal se decompõe resultando em produtos gasosos de acordo com a seguinte equação química:



(*Explosivos em Expansão, em Posto de Escuta: crônicas químicas e econômicas.* Albert Hahn, Editora Cla, 2012. Adaptado)

Considerando um cartucho com a capacidade de 1,0 L, contendo 160 g de nitrato de amônio, no instante da ignição, quando ocorre a completa reação de decomposição do sal a 167 °C, a pressão no interior do cartucho, no instante de sua ruptura e explosão é, em atm, igual a aproximadamente

(Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $N = 14$; $O = 16$; $H = 1$.)

- a) $1,0 \times 10^2$.
- b) $1,0 \times 10^3$.
- c) $2,5 \times 10^2$.
- d) $2,5 \times 10^3$.
- e) $7,0 \times 10^2$.

21 - (Ueg) Uma massa de 708 g de um alcano foi armazenada em um recipiente de volume igual a 30 L e exerce uma pressão de 10 atm quando a temperatura é igual a 27 °C.

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

De acordo com os dados apresentados, o composto contido no recipiente é o

- a) etano
- b) butano
- c) metano
- d) propano

22 - (Ufu) O oxigênio que entra nos pulmões durante a respiração irá se ligar à hemoglobina (Hb) segundo o equilíbrio:



Todavia, quando uma pessoa é submetida a um local cuja concentração de CO (monóxido de carbono) é elevada, o equilíbrio químico se altera, pois a molécula de monóxido de carbono tem afinidade pela hemoglobina cerca de 150 vezes maior que o oxigênio, motivo pelo qual é tóxica.

A toxidez do CO pode ser atribuída

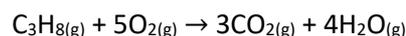
- a) ao seu potencial venenoso e à sua capacidade em se ligar com a hemoglobina, alterando o equilíbrio no sentido de decomposição do HbCO.
- b) ao deslocamento de equilíbrio no sentido da formação do HbO₂, pois a quantidade de oxigênio disponível diminui.
- c) à formação da molécula de HbO₂, que é mais estável do que a molécula de HbCO, devido à concentração elevada do monóxido.
- d) à sua competição com o oxigênio para se ligar à hemoglobina, se o ar inspirado tiver considerável conteúdo de monóxido.

23 - (Uece) A panela de pressão, inventada pelo físico francês Denis Papin (1647-1712) é um extraordinário utensílio que permite o cozimento mais rápido dos alimentos, economizando combustível.

Sobre a panela de pressão e seu funcionamento, pode-se afirmar corretamente que

- a) é uma aplicação prática da lei de Boyle-Mariotte.
- b) foi inspirada na lei de Dalton das pressões parciais.
- c) aumenta o ponto de ebulição da água contida nos alimentos.
- d) o vapor d'água represado catalisa o processo de cocção dos alimentos.

24 - (Uern) A combustão do gás propano resulta em gás carbônico e água, de acordo com a reação apresentada. Se 1 litro de gás propano reagir na presença de 8 litros de gás oxigênio, ambos nas mesmas condições de temperatura e pressão, é correto afirmar que o volume final, em litros, da mistura resultante será



- a) 4.
- b) 7.
- c) 10.
- d) 13.

25 - (Ufpr) “Gelo de fogo” escondido em permafrost é fonte de energia do futuro? Conhecido como “gelo que arde”, o hidrato de metano consiste em cristais de gelo com gás preso em seu interior. Eles são formados a partir de uma combinação de temperaturas baixas e pressão elevada e são encontrados no limite das plataformas continentais, onde o leito marinho entra em súbito declive até chegar ao fundo do oceano. Acredita-se que as reservas dessa substância sejam gigantescas. A estimativa é de que haja mais energia armazenada em hidrato de metano do que na soma de todo petróleo, gás e carvão do mundo. Ao reduzir a

pressão ou elevar a temperatura, a substância simplesmente se quebra em água e metano – muito metano. Um metro cúbico do composto libera cerca de 160 metros cúbicos de gás a pressão e temperatura ambiente, o que o torna uma fonte de energia altamente intensiva.

Disponível em:

http://www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2014/04/140421_energia_metano_ms.shtml. Acessado em 21/04/2014. Texto adaptado.

Dado: $R = 8,2 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ atmK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

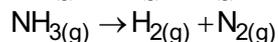
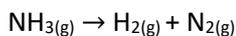
Para armazenar todo o gás do interior de 1 m^3 de “gelo de fogo” num cilindro de 1 m^3 e a temperatura de 0°C , é necessária uma pressão (em atm) de

- a) 160.
- b) 146.
- c) 96.
- d) 48.
- e) 1.

26 - (Uece) Considere uma mistura dos gases nitrogênio, oxigênio e dióxido de carbono. Conhecem-se as pressões parciais do nitrogênio (0,40 atm), do oxigênio (0,20 atm) e a pressão total da mistura (0,80 atm). Quando a massa de nitrogênio for 7 g, a massa do oxigênio será

- a) 2,0 g.
- b) 4,0 g.
- c) 6,0 g.
- d) 8,0 g.

27 - (Mackenzie) Considere a reação representada pela equação química



que não se encontra balanceada. Ao ser decomposto $1,7 \cdot 10^5 \text{ g}$ de gás amônia, em um processo cujo rendimento global seja de 100%, é correto afirmar que o volume total dos gases produzidos nas CNTP é de:

Dados: massas molares ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) $\text{H} = 1$ e $\text{N} = 14$, volume molar nas CNTP ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$) = 22,4.

- a) $6,00 \cdot 10^5 \text{ L}$
- b) $4,48 \cdot 10^5 \text{ L}$
- c) $3,36 \cdot 10^5 \text{ L}$
- d) $2,24 \cdot 10^5 \text{ L}$
- e) $1,12 \cdot 10^5 \text{ L}$

28 - (Upf) Ao fazer uma análise do comportamento físico-químico dos gases, foram feitas as seguintes constatações:



I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento e, conseqüentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.

II. Numa panela de pressão, o aumento da pressão interna faz com que a água utilizada no aquecimento entre em ebulição em temperatura menor do que em pressão de 1atm e por isso os alimentos sejam cozidos mais rapidamente.

III. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica, e for exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará menor volume.

IV. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura.

Está **correto** apenas o que se afirma em:

- a) I e II.
- b) II e III.
- c) III e IV.
- d) I e IV.
- e) II e IV.

29 - (Fgv) Créditos de carbono são certificações dadas a empresas, indústrias e países que conseguem reduzir a emissão de gases poluentes na atmosfera. Cada tonelada de CO_2 não emitida ou retirada da atmosfera equivale a um crédito de carbono.

(<http://www.brasil.gov.br/meio-ambiente/2012/04/credito-carbono>. Adaptado)

Utilizando-se $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, a quantidade de CO_2 equivalente a 1 (um) crédito de carbono, quando coletado a 1,00 atm e 300 K, ocupa um volume aproximado, em m^3 , igual a

Dados: $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

- a) 100.
- b) 200.
- c) 400.
- d) 600.
- e) 800.

30 - (Uema) Ao se adquirir um carro novo, é comum encontrar no manual a seguinte recomendação: *mantenha os pneus do carro corretamente calibrados de acordo com as indicações do fabricante*. Essa recomendação garante a estabilidade do veículo e diminui o consumo de combustível. Esses cuidados são necessários porque sempre há uma perda de gases pelos poros da borracha dos pneus (processo chamado difusão). É comum calibrarmos os pneus com gás comprimido ou nas oficinas especializadas com nitrogênio. O gás nitrogênio consegue manter a pressão dos pneus constantes por mais tempo que o ar comprimido (mistura que contém além de gases, vapor da água que se expande e se contrai bastante com a variação de temperatura).

Considerando as informações dadas no texto e o conceito de difusão, pode-se afirmar, em relação à massa molar do gás, que

- a) a do ar comprimido é igual à do gás nitrogênio.
- b) quanto maior, maior será sua velocidade de difusão.
- c) quanto menor, maior será sua velocidade de difusão.
- d) quanto menor, menor será sua velocidade de difusão.
- e) não há interferência na velocidade de difusão dos gases.

notas

Gabarito:

Questão 1: B

A substância responsável por inflar o *airbag* é o gás nitrogênio (N₂).



Questão 2: A

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

Na CNTP (P = 1 atm e T = 273 K)

$$1 \cdot 1,12 = n \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$n = 0,05 \text{ mol}$$

$$n = m/\text{MM}$$

$$m = 0,05 \cdot 17 = 0,85 \text{ g}$$

Questão 3: A

Aplicando a equação de estado para um gás ideal, vem:

$$R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = 50 \text{ L}$$

$$m = 2,5 \text{ mol}$$

$$P = 1.246 \text{ mmHg}$$

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

$$1.246 \text{ mmHg} \times 50 \text{ L} = 2,5 \text{ mol} \times 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times T$$

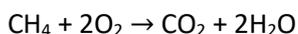
$$T = \frac{1.246 \text{ mmHg} \times 50 \text{ L}}{2,5 \text{ mol} \times 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$T = 400 \text{ K}$$

Questão 4: C

A solubilidade de gases em líquidos diminui com a elevação da temperatura.

Questão 5: A



$$16\text{g} \text{ ----- } 2 \text{ mols}$$

$$40 \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = 5 \text{ mols}$$

$$PV = nRT$$

$$1 \cdot V = 5 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 123 \text{ L}$$

Questão 6: B

Na CNTP, temos:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$\text{Temp} = 0^\circ \text{C}$$

Assim, teremos:

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

$$1 \cdot V = 5000/28 \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$V = 3997,5 \approx 4000 \text{ L}$$

Questão 7: C

$$1 \text{ atm} \text{ ----- } 10 \text{ m H}_2\text{O}$$

$$2 \text{ atm} \text{ ----- } 20 \text{ m H}_2\text{O}$$

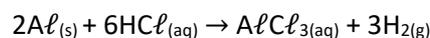
$$\text{O}_2 = 32; V_{\text{molar CNTP}} = 22,4 \text{ L}; V_{\text{O}_2} = 112 \text{ mL}$$

$$22,4 \text{ L} \text{ ----- } 32 \text{ g}$$

$$112 \text{ mL} \text{ ----- } m_{\text{O}_2}$$

$$m_{\text{O}_2} = 160 \text{ mg}$$

Questão 8: C



$$2 \cdot 27 \text{ g} \text{ ----- } 6\text{g}$$

$$5 \cdot 13,5 \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = 405/54 = 7,5 \text{ g}$$

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

$$1 \cdot V = 7,5/2 \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$V = 83,9 \approx 84 \text{ L}$$

Questão 9: C



$$4 \text{ mols} \text{ ----- } 14 \text{ mols} \text{ ----- } 2 \text{ mols}$$

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

$$n = P \times \frac{V}{\underbrace{R \times T}_{\text{constante}}} \Rightarrow n = kP$$

$$4 \text{ mols} \text{ ----- } 14 \text{ mols} \text{ ----- } 2 \text{ mols}$$

$$4 \text{ P} \text{ ----- } 14 \text{ P} \text{ ----- } 2 \text{ P}$$

$$20 \text{ mmHg} \text{ ----- } p_{\text{CO}_2} \text{ ----- } p_{\text{CO}}$$

$$p_{\text{CO}_2} = 70 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{CO}} = 10 \text{ mmHg}$$

Questão 10: A

A partir da equação de estado de um gás ideal, vem:

$$\text{CO}_2 = 44; R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

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

$$P \times V = m/\text{M} \times R \times T$$

$$1,0 \times 1,25 = m/44 \times 0,082 \times 300$$

$$m \approx 2,24 \text{ g}$$

Questão 11: B

$$m = 4,80 \text{ g}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$P = 1,5 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$P \times V = m/M \times R \times T$$

$$M = \frac{m}{\frac{P \times V}{R \times T}}$$

$$M = \frac{4,80}{1,5 \times 1} \times 0,082 \times 300$$

$$M = 78,72 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$78,72 \text{ (valor próximo a } 80)$$

Conclusão : trióxido de enxofre

Questão 12: C

A partir dos dados fornecidos, vem:

$$m_{\text{inicial}} = 34,387 \text{ g}$$

$$m_{\text{final}} = 34,227 \text{ g}$$

$$|\Delta m| = |34,227 - 34,387| = 0,16 \text{ g}$$

$$V = 224 \text{ cm}^3 = 224 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,224 \text{ L}$$

$$\frac{0,16 \text{ g}}{0,224 \text{ L}} = \frac{m'}{22,4 \text{ L}}$$

$$m' = \underbrace{16 \text{ g}}_{\text{Metano}} (\text{CH}_4)$$

Questão 13: D

Uma mistura gasosa ideal não reagente, formada por 10 g de gás hidrogênio, 10 g de gás hélio e 70 g de gás nitrogênio encontra-se acondicionada em um balão de volume igual a 5 L, sob temperatura de 27 °C, então a partir dos dados, vem:

Na mistura, tem-se:

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{H}_2} &= \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5 \text{ mols} \\ n_{\text{He}} &= \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mols} \\ n_{\text{N}_2} &= \frac{m}{M} = \frac{70 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5 \text{ mols} \end{aligned} \right\} n_{\text{total}} = 5 + 2,5 + 2,5 = 10 \text{ mols}$$

A pressão parcial nas condições citadas no texto é diretamente proporcional ao número de mols parcial.

Conclusão:

$$\frac{p_{\text{He}}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} \Rightarrow p_{\text{He}} = 0,25 \times P_{\text{mistura}}$$

$$\frac{p_{\text{N}_2}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} \Rightarrow p_{\text{N}_2} = 0,25 \times P_{\text{mistura}}$$

$$\frac{p_{\text{H}_2}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{5}{10} \Rightarrow p_{\text{H}_2} = 0,50 \times P_{\text{mistura}}$$

$$p_{\text{He}} = p_{\text{N}_2} = 1/2 p_{\text{H}_2}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_{\text{mistura}} \times V = n_{\text{total}} \times R \times T$$

$$P_{\text{mistura}} \times 5 = 10 \times 0,082 \times 300$$

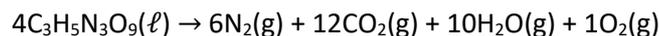
$$P_{\text{mistura}} = 49,2 \text{ atm}$$

$$X_{\text{He}} = \frac{p_{\text{He}}}{P_{\text{mistura}}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{total}}} = \frac{2,5}{10} = 0,25 = 25\%$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}} = 5/10$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{5} = \frac{5}{10} \Rightarrow V_{\text{H}_2} = 2,5 \text{ L}$$

Questão 14: A



$$4 \times 227 \text{ g} \text{ ----- } (6 + 12 + 10 + 1) \times 24,5 \text{ L}$$

$$454 \text{ g} \text{ ----- } V_{\text{total}}$$

$$V_{\text{total}} = 355,25 \approx 355,3 \text{ L}$$

Questão 15: B

A. Incorreta. A volume constante, a pressão de um gás será diretamente proporcional a temperatura absoluta.

B. Correta. A pressão é inversamente proporcional ao volume, ou seja, ao diminuir a pressão o volume aumenta em condições ideais, mantendo constantes: o número de mols e a temperatura.

C. Incorreta. A pressão e o volume de gases ideais dependem da temperatura absoluta na qual ele se encontra.

D. Incorreta. Aumentando o número de mols de um gás ideal, o volume também aumenta, se T e P permanecem constantes.

E. Incorreta. A temperatura somente se mantém constante numa transformação isotérmica.

Questão 16: E

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

$$1000 \cdot 0,623 = n \cdot 62,3 \cdot (273 + 127)$$

$$n = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = m/MM$$

$$MM = 2/0,025 = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Comparando com as massas molares dos compostos:

$$\text{H}_2 = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{O}_2 = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{NO}_2 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{SO}_2 = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{SO}_3 = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Questão 17: B

A ocorrência de maiores distâncias de *field goals* em Denver reside no fato de que na altitude de Denver (1.700 m) o ar é mais rarefeito, conseqüentemente sua resistência é menor.

Questão 18: D

O gás ao ser aquecido se expande, ocupando todos os espaços disponíveis de forma desordenada.

Questão 19: D

1 mol de C ----- 12g
1 mol de CO₂ ----- 44 g

14,7 g de C_xH_y ----- 44g de CO₂
12g de C = 1 mol de C = 44g de CO₂

Para a H₂O:
1 mol de H₂O ----- 2 mol de H

Assim:
2g ----- 18g
x ----- 24g
x = 2,66 g

Teremos,

C₁H_{2,66g}
P · V = n · R · T
1 · 8 = n · 0,082 · 300
n = 0,33 mol
n = m/M = M = 14,7/0,33 = 44,5 g · mol⁻¹
C₁H_{2,66g} = 12 · 1 + 2,66 · 1 = 14,66g

14,66 ----- 1 mol
44,5 ----- x
x = 3

Multiplica-se a fórmula mínima por esse valor, então teremos:
C₃H₈

Questão 20: C

Teremos:
NH₄NO₃ = 80
NH₄NO₃ → $\frac{1N_2(g) + 2H_2O(g) + 1/2 O_2(g)}{3,5 \text{ mols de gases}}$

80 g ----- 3,5 mols
160 g ----- n_{gases}
n_{gases} = 7 mols

P x V = n x R x T
V = 1,0 L

R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹
T = 167 + 273 = 440 K
P x 1,0 = 7 x 0,082 x 440
P = 252,56 atm = 2,5256 x 10² atm ≈ 2,5 x 10² atm

Questão 21: B

P · V = n · R · T
10 · 30 = n · 0,082 · (273 + 27)
n = 12,19 mol
n = m/M ∴ M = 708/12,19 = 58 g/mol

etano: C₂H₆ = 12 · 2 + 1 · 6 = 30 g/mol
butano: C₄H₁₀ = 12 · 4 + 1 · 10 = 58 g/mol
metano: CH₄ = 12 + 1 · 4 = 16 g/mol
propano: C₃H₈ = 12 · 3 + 1 · 8 = 44 g/mol

Assim, o butano será o composto presente no recipiente.

Questão 22: D

O monóxido de carbono (polar) se liga a hemoglobina (formando a carboxihemoglobina) impedindo sua ligação com o gás oxigênio (apolar).

Questão 23: C

A panela de pressão aumenta o ponto de ebulição da água contida nos alimentos devido ao volume permanecer constante e a quantidade de choques entre as moléculas do vapor de água aumentar.

Questão 24: C

1C₃H_{8(g)} + 5O_{2(g)} → 3CO_{2(g)} + 4H₂O_(g)
1 vol 5 vol 3 vol 4 vol (mesmas P e T)
1 L 8 L 3 L 4 L + 3 L (excesso de O₂)
 3 L
 em excesso

V_{mistura gasosa resultante} = 3 + 4 + 3 = 10 L

Questão 25: B

Teremos:
R = 8,2 x 10⁻⁵ m³ atmK⁻¹ mol⁻¹
V = 160 m³
P = 1 atm
T = 25 + 273 = 298 K
P x V = n x R x T
1 x 160 = n_{CH₄} x 8,2 x 10⁻⁵ x 298
n_{CH₄} = 6547,7 mol

Então,

$$n' = 6547,7 \text{ mol}$$

$$V' = 1 \text{ m}^3$$

$$T' = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$P' \times V' = n' \times R \times T'$$

$$P' \times 1 = 6547,7 \times 8,2 \times 10^{-5} \times 273$$

$$P' = 146,58 \text{ atm} \approx 146 \text{ atm}$$

Questão 26: B

$$p_{N_2} = 0,40 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = 0,20 \text{ atm}$$

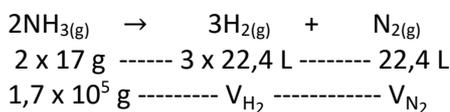
$$p_{N_2} = 2 \times p_{O_2} \Rightarrow n_{N_2} = 2 \times n_{O_2}$$

$$\frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = 2 \times \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

$$\frac{7}{28} = 2 \times \frac{m_{O_2}}{32}$$

$$m_{O_2} = 4 \text{ g}$$

Questão 27: B



$$V_{H_2} = 3,36 \times 10^5 \text{ L}$$

$$V_{N_2} = 1,12 \times 10^5 \text{ L}$$

$$V_{\text{total}} = V_{H_2} + V_{N_2}$$

$$V_{\text{total}} = 3,36 \times 10^5 \text{ L} + 1,12 \times 10^5 \text{ L}$$

$$V_{\text{total}} = 4,48 \times 10^5 \text{ L}$$

Questão 28: D

I. Numa bexiga cheia de ar, as moléculas dos gases estão em constante movimento de rotação e translação e, conseqüentemente, chocam-se contra as paredes do recipiente que as contém, devido à energia cinética que possuem.

II. Numa panela de pressão, o aumento da pressão interna faz com que a água utilizada no aquecimento entre em ebulição em temperatura maior do que em pressão de 1atm e por isso os alimentos sejam cozidos mais rapidamente.

III. Quando um gás está armazenado em um recipiente de volume variável, numa transformação isobárica (sob pressão constante), e for exposto a aumento de temperatura, a energia cinética de suas moléculas será maior e, com isso, ocupará maior volume, ou seja, numa transformação isobárica temperatura e volume são grandezas diretamente proporcionais.

IV. A temperatura de um gás, à pressão constante, é definida como a medida da energia cinética média de suas moléculas e, dessa forma, quanto maior for a energia cinética, maior será a temperatura (grau de agitação das partículas).

Questão 29: D

1 crédito equivale a 1 tonelada (10^6 g) de CO_2 , então:

$$P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T$$

$$1,00 \times V = \frac{10^6}{44} \times 0,082 \times 300$$

$$V = 0,559 \times 10^6 \text{ L}$$

$$V = 559 \times 10^3 \text{ L} = 559 \text{ m}^3 \approx 600 \text{ m}^3$$

Questão 30: C

De acordo com a lei de Graham, quanto menor a massa molar, maior a velocidade de difusão do gás.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$M_1 < M_2 \Rightarrow v_1 > v_2$$

notas