

Estuda FQ
Professor Marco Pereira



www.estudafq.pt



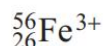
96 310 99 94

Ficha de Exames Nacionais

Química 10.º ano - Unidade I e II

Exame Nacional de 2025 - Época Especial

* 5.3. Considere o ião ferro(3+), representado por



Em relação ao átomo de ferro que lhe deu origem, o ião representado tem

- (A) mais três prótons.
- (B) menos três prótons.
- (C) mais três eletrões.
- (D) menos três eletrões.

* 5.3. (D)

Na representação geral de um átomo, temos o seguinte: ${}_Z^AX^q$

A representa o número de massa, Z representa o número atómico e q representa a carga elétrica. Sabe-se ainda que o número atómico representa o número de prótons que é igual ao número de eletrões, uma vez que o átomo é eletricamente neutro.

Nesta situação específica, a espécie mencionada possui uma carga elétrica +3, fazendo com que seja um catião, ou seja, possui **menos três eletrões**. O próton define o elemento, pelo que não poderá ter um número diferente de prótons.

5.4. O ferro apresenta quatro isótopos naturais, sendo o mais abundante o ferro-56, com uma abundância relativa de 91,754%. Qual das expressões permite calcular o número de átomos de ferro-56 presentes numa peça de ferro com a massa de 17,42 g?

- (A) $\frac{17,42 \times 91,754 \times N_A}{55,85 \times 100}$
- (B) $\frac{55,85 \times 17,42 \times 91,754}{100 \times N_A}$
- (C) $\frac{55,85 \times 91,754}{17,42 \times 100 \times N_A}$
- (D) $\frac{17,42 \times 55,85 \times 91,754 \times N_A}{100}$

5.4. (A)

Determinemos primeiro a expressão geral para depois substituir os elementos. Como se possui uma abundância relativa, esta será a percentagem desse isótopo na amostra total.

Assim, para calcular o número de átomos de forma geral, temos

$$n = \frac{N}{N_A} \Leftrightarrow N = n \times N_A \Leftrightarrow N = \frac{m}{M} \times N_A$$

Admitindo agora a abundância relativa de 91,754%, tem-se

$$\frac{91,754}{100} \times \frac{m}{M} \times N_A = \frac{17,42 \times 91,754 \times N_A}{55,85 \times 100}$$

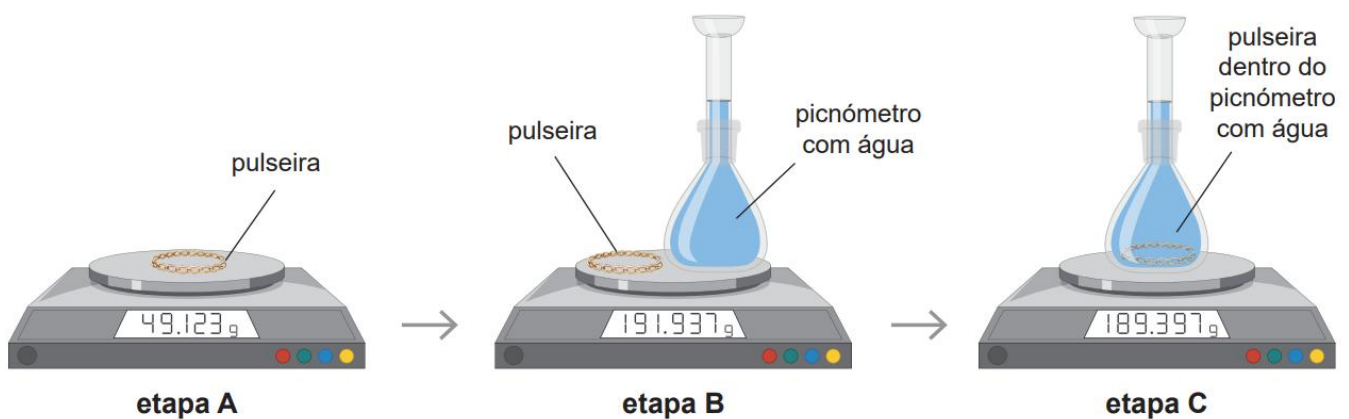
- 6.** Junto a um navio naufragado encontrou-se uma pulseira. Depois de limpa, determinou-se a sua densidade relativa, através da técnica de picnometria.

Considere que, nesta experiência, a densidade relativa é determinada pelo quociente entre a massa volúmica de um material, ρ_{material} , e a massa volúmica da água, $\rho_{\text{água}}$, à mesma temperatura:

$$d_{\text{material}} = \frac{\rho_{\text{material}}}{\rho_{\text{água}}}.$$

Na Figura 4, está representada a medição da massa, em gramas, em três etapas distintas, **A**, **B** e **C**, do procedimento experimental.

Considere a temperatura constante durante a realização da atividade.



*** 6.1.** Determine a densidade relativa da pulseira.

Na sua resposta, comece por deduzir a expressão matemática que relaciona a densidade relativa com as massas obtidas nas etapas **A**, **B** e **C**, m_A , m_B e m_C , respetivamente.

Mostre como chegou à sua resposta.

*** 6.1.**

- Obtenção da expressão matemática da densidade relativa em função das massas que é

Para determinar a densidade relativa da pulseira, ou seja, a comparação entre as densidades da pulseira e da água, sendo a densidade $\frac{m}{V}$, a densidade relativa do material será o quociente entre as massas do material e da água, para um mesmo volume, como representado abaixo.

O grande desafio para resolver este item será a determinação da massa de água para um volume igual ao da pulseira, já que não sabemos a densidade da pulseira, nem o seu volume.

Assim, é possível obter a massa da água para um volume de água igual ao volume da pulseira a partir do picnómetro, onde ao efetuar as três etapas enunciadas, a diferença entre a massa na etapa B e C será a massa de água para o volume da pulseira, já que, na etapa C, com a pulseira adicionada, o volume de água que sai do picnómetro é igual ao volume da pulseira, sendo possível determinar a massa de água equivalente ao volume da pulseira. Ou seja, determinamos as massas para quando $V_{\text{material}} = V_{\text{água}}$.

$$d_{\text{material}} = \frac{\rho_{\text{material}}}{\rho_{\text{água}}} = \frac{\frac{m_{\text{material}}}{V_{\text{material}}}}{\frac{m_{\text{água}}}{V_{\text{água}}}} = \frac{m_{\text{material}}}{m_{\text{água}}}$$

- Obtenção da expressão matemática da densidade relativa em função das massas m_A , m_B e m_C , e da densidade relativa da pulseira (19,34)

Como explicado acima, a massa da água para um volume de água igual ao volume da pulseira é determinado por $m_B - m_C$, pelo que temos

$$d = \frac{m_A}{m_B - m_C} \Leftrightarrow d = \frac{49,123}{191,937 - 189,397} = 19,34$$

6.2. A determinação da densidade relativa pode ser afetada por erros sistemáticos ou acidentais.

Considere os seguintes erros procedimentais:

- não secar o exterior do picnómetro numa das etapas;
- utilizar uma balança mal calibrada.

Os erros identificados são

- (A) ambos aleatórios.
- (B) ambos sistemáticos.
- (C) aleatório e sistemático, respetivamente.
- (D) sistemático e aleatório, respetivamente.

6.2. (C)

O erro aleatório é um erro acidental, que não afetará os resultados de forma sistemática e crónica, que é devido ao esquecimento por exemplo de secar o exterior do picnómetro numa das etapas, sendo um erro aleatório. No entanto, uma balança mal calibrada irá afetar sistematicamente e cronicamente todos os valores medidos por ela, sendo um erro sistemático.

- 8.2.** Um dos problemas ambientais associados à dessalinização da água do mar é a descarga, em meio marinho, da salmoura, uma solução aquosa que resulta do processo de dessalinização e que contém todos os sais que, inicialmente, se encontravam dissolvidos na água do mar.

Considere que, por cada metro cúbico de água dessalinizada produzida, são também produzidos 2 m^3 de salmoura.

Comparativamente à água do mar, a concentração de sais na salmoura é maior por um fator de

- (A) 3,0 (B) 2,5 (C) 2,0 (D) 1,5

*** 8.2. (D)**

O resultado pretendido é $\frac{c_{\text{salmoura}}}{c_{\text{água do mar}}}$.

Sabe-se que, no processo de dessalinização, para 1 m^3 de água dessalinizada produzida, são produzidos 2 m^3 de salmoura. Assim, podemos dizer que inicialmente existiam 3 m^3 de água do mar, que originou essas duas soluções.

Deste modo, admitindo também que a quantidade de sal na salmoura é igual à quantidade de sal na água do mar (já que o sal da salmoura é resultante da água do mar), fazemos a relação, e tem-se

$$\frac{c_{\text{salmoura}}}{c_{\text{água do mar}}} = \frac{\frac{n_{\text{sal na salmoura}}}{V_{\text{salmoura}}}}{\frac{n_{\text{sal na água do mar}}}{V_{\text{água do mar}}}} = \frac{V_{\text{água do mar}}}{V_{\text{salmoura}}} = \frac{3,0 \text{ dm}^3}{2,0 \text{ dm}^3} = 1,5$$

Exame Nacional de 2025 - 2.ª fase

- 1.2.** A molécula de NH_3 é estruturalmente semelhante à molécula de fosfina, PH_3 .

A elevada temperatura de ebulição do amoníaco, comparativamente à da fosfina, deve-se ao facto de o amoníaco apresentar, como dominantes, ligações

- (A) intramoleculares polares.
(B) de Van der Waals.
(C) de hidrogénio.
(D) covalentes entre os átomos.

1.2. Versão 1 – (C);

Ambas as moléculas, amoníaco (NH_3) e fosfina (PH_3), são polares e possuem ligações covalentes entre os seus átomos, bem como forças dipolo-dipolo entre moléculas.

No entanto, apenas o amoníaco estabelece ligações de hidrogénio entre moléculas, o que o diferencia da fosfina.

Estas ligações intermoleculares formam-se entre o átomo de hidrogénio de uma molécula e o átomo de nitrogénio de outra, sendo muito mais fortes do que as ligações dipolo-dipolo existentes na fosfina (PH_3).

Por isso, o amoníaco apresenta maior temperatura de ebulição.

4. Os dirigíveis, utilizados como meio de transporte, sobretudo no início do século XX, usavam di-hidrogénio como gás de sustentação, que, por questões de segurança, foi sendo substituído por hélio.

Considere uma amostra de átomos de hidrogénio em que os eletrões mais energéticos da amostra se encontram no 3.º estado excitado.

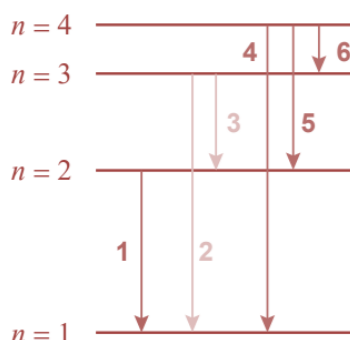
4.1. Quantas riscas se podem obter no espectro de emissão desta amostra?

- (A) 2 (B) 3 (C) 5 (D) 6

4.1. Versão 1 – (D);

Estando no 3.º estado excitado, o hidrogénio encontra-se, portanto no 4.º nível.

Assim, na Figura 3 representa-se as possíveis transições energéticas do átomo de hidrogénio, a serem detetadas no espectro de emissão que, somadas, são 6.



* 4.2. Qual das espécies seguintes apresenta o mesmo número de eletrões que a espécie ${}^3_1\text{H}$?

- (A) ${}^3_2\text{He}$ (B) ${}^3_2\text{He}^+$ (C) ${}^4_2\text{He}$ (D) ${}^4_2\text{He}^{2+}$

* 4.2. Versão 1 – (B);

Na representação de um átomo, temos o seguinte: ${}^A_Z\text{X}^q$

A representa o número de massa, Z representa o número atómico e q representa a carga elétrica. Sabe-se ainda que o número atómico representa o número de prótons que é igual ao número de eletrões, uma vez que o átomo é eletricamente neutro.

Nesta situação específica, a espécie mencionada possui um próton e, portanto, um eletrão, por estar eletricamente neutra.

Observe que a espécie ${}^3_2\text{He}^+$ possui dois prótons, mas é um catião (sinal +), pelo que perde um eletrão, havendo somente um eletrão remanescente.

6. A utilização do «hidrogénio verde» na produção de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{g})$, tem incentivado a exploração do $\text{NH}_3(\text{g})$ como combustível ambientalmente mais sustentável do que os combustíveis fósseis.

A combustão do $\text{NH}_3(\text{g})$ pode ser traduzida por



- * 6.1.** Associe cada uma das moléculas, indicadas na Coluna I, à geometria molecular correspondente, apresentada na Coluna II.

Escreva, na folha de respostas, cada letra da Coluna I seguida do número correspondente da Coluna II.

A cada letra corresponde apenas um número.

COLUNA I	COLUNA II
(a) NH_3	(1) Linear
(b) O_2	(2) Angular
(c) H_2O	(3) Triangular plana
	(4) Piramidal trigonal
	(5) Tetraédrica

- * 6.1.** Versão 1 – (a) – (4); (b) – (1); (c) – (2)

O NH_3 possui dois eletrões de valência não ligantes. Havendo três átomos de hidrogénio a ligar com o nitrogénio, e restando este par de eletrões não ligantes, esta molécula assume uma geometria trigonal plana.

O O_2 possui dois átomos com a mesma eletronegatividade, sendo apolares, assumindo uma geometria linear para garantir o máximo de repulsividade entre os átomos.

A H_2O possui dois pares de eletrões de valência não ligantes, o que faz com que a molécula assumira uma geometria angular de forma a garantir a máxima repulsividade entre os átomos.

- * 6.2.** A configuração eletrónica do átomo de oxigénio no estado fundamental pode ser representada por

- (A) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$
 (B) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
 (C) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1 3s^1$
 (D) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2$

- * 6.2.** Versão 1 – (B);

A opção correta será aquela onde todas as orbitais p estão ocupadas com pelo menos um eletrão.

As orbitais p deverão ser ocupadas primeiro para que os eletrões possam ocupar os próximos níveis, ou seja, no total seis eletrões nas orbitais p, ocupando somente o subnível 2p.

- * 6.3. Para estudar a reação de combustão do $\text{NH}_3(\text{g})$, colocaram-se, num motor de teste, 2,3 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$, com excesso de $\text{O}_2(\text{g})$.

Considere que, nas condições em que se realizou a combustão, o volume molar é $24,1 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ e o rendimento da reação é 30%.

Determine o volume de $\text{N}_2(\text{g})$ formado na combustão.

Apresente todos os cálculos efetuados.

* 6.3.

- Cálculo da quantidade de $\text{N}_2(\text{g})$ formado de acordo com a estequiometria da reação (1,15 mol)

Para obter o volume de $\text{N}_2(\text{g})$ formado, devemos então determinar a quantidade de N_2 formado, tanto a nível estequiométrico, como após aplicarmos o rendimento da reação, de forma a obter o volume de gás formado, por aplicação do volume molar.

Assim, ao admitirmos que há $\text{O}_2(\text{g})$ em excesso, tem-se

$$\frac{4 \text{ mol NH}_3}{2 \text{ mol N}_2} = \frac{2,3 \text{ mol NH}_3}{n} \Leftrightarrow n = 1,15 \text{ mol N}_2$$

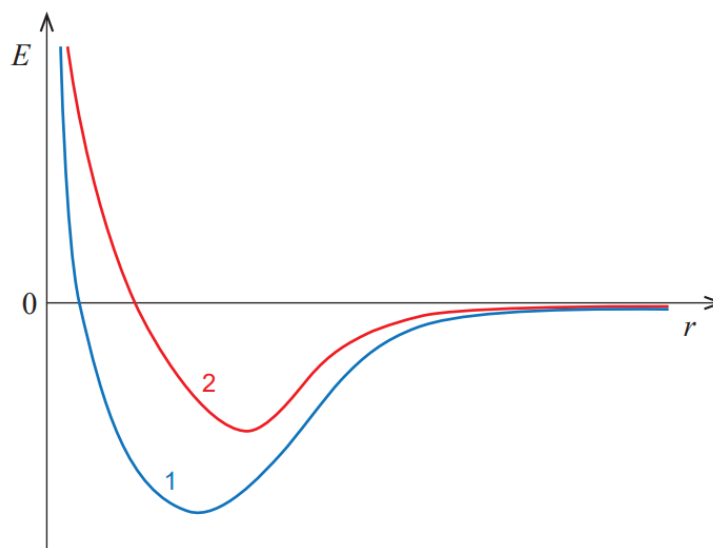
- Cálculo da quantidade de $\text{N}_2(\text{g})$ formado de acordo com o rendimento da reação (0,345 mol)

Com o rendimento da reação, vem $\frac{30}{100} \times 1,15 = 0,345 \text{ mol N}_2$

- Cálculo do volume de $\text{N}_2(\text{g})$ formado ($8,3 \text{ dm}^3$)

$$V_m = \frac{V}{n} \Leftrightarrow V = 0,345 \times 24,1 = 8,3 \text{ dm}^3$$

- * 6.4. A Figura 8 apresenta o gráfico da energia potencial, E , em função da distância internuclear, r , para as moléculas de dióxigénio, O_2 , e de dinitrogénio, N_2 .



Identifique, justificando, qual das curvas, 1 ou 2, corresponde à molécula de N_2 .

Baseie a sua argumentação na comparação das energias de ligação e dos comprimentos de ligação.

Comece por apresentar as fórmulas de estrutura de Lewis das moléculas de O_2 e de N_2 .

Apresente um texto bem estruturado e utilize linguagem científica adequada.

*** 6.4. Elementos de resposta**

- as fórmulas de estrutura de Lewis das moléculas de O_2 e de N_2 são, respetivamente, $\ddot{O} = \ddot{O}$ e $:N \equiv N:$ (ou equivalente);
- [como a ligação entre os átomos de nitrogénio é covalente tripla,] o N_2 apresenta maior energia de ligação e menor comprimento de ligação (ou equivalente);
- a curva correspondente à molécula de N_2 é a curva 1 [pois é a que apresenta um menor comprimento de ligação para um mínimo de energia potencial] (ou equivalente).

Exemplo de resposta:

As fórmulas de estrutura de Lewis das moléculas de O_2 e de N_2 são, respetivamente, $\ddot{O} = \ddot{O}$ e $:N \equiv N:$. Como a ligação entre os átomos de nitrogénio é covalente tripla, o N_2 apresenta maior energia de ligação e menor comprimento de ligação. Deste modo, a curva correspondente à molécula de N_2 é a curva 1, pois é a que apresenta um menor comprimento de ligação para um mínimo de energia potencial.

Exame Nacional de 2025 - 1.ª fase

4. No início do século XIX, Sir Humphry Davy fez descobertas notáveis nos domínios da Química e da Física.

4.1. Este cientista isolou pela primeira vez, entre outros elementos, o sódio, Na, o potássio, K, e o magnésio, Mg.

*** 4.1.1. Têm tendência para formar iões monopositivos os átomos de**

- (A) Na e de Mg, pertencendo ambos os elementos ao mesmo grupo da tabela periódica.
- (B) Na e de Mg, pertencendo ambos os elementos ao mesmo período da tabela periódica.
- (C) Na e de K, pertencendo ambos os elementos ao mesmo grupo da tabela periódica.
- (D) Na e de K, pertencendo ambos os elementos ao mesmo período da tabela periódica.

*** 4.1.1. Versão 1 – (C);**

Átomos que têm a tendência de formar iões monopositivos são os átomos do grupo 1 da tabela periódica, que representa os metais alcalinos. Estes átomos apresentam um eletrão de valência, pelo que têm a tendência de formar iões monopositivos. Os únicos que cumprem esta condição são os átomos de **Na e de K, pertencendo ambos os elementos ao mesmo grupo da tabela periódica**. O átomo de Mg, por outro lado, pertence ao grupo 2, possuindo a tendência de formar um ião dipositivo.

Um truque fácil para fazer esta visualização é reparar que o segundo algarismo dos números dos grupos representam quantos eletrões de valência um certo átomo possui, e, portanto, os que pertencem aos dois primeiros grupos têm a tendência de perder eletrões, enquanto os dois últimos grupos têm a tendência de ganhar dois eletrões.

*** 4.1.2. Ordene os átomos de Na, de K e de Mg, por ordem crescente do raio atómico, justificando a ordenação com base nas configurações eletrónicas desses átomos no estado fundamental e nas suas cargas nucleares.**

Apresente um texto bem estruturado e utilize linguagem científica adequada.

*** 4.1.2. Elementos de resposta:**

- apesar de os eletrões de valência dos átomos de Na e de Mg [no estado fundamental] se encontrarem no mesmo nível de energia, a carga nuclear do átomo de Na é inferior à do átomo de Mg, pelo que a força [atractiva] exercida pelo núcleo do átomo de Na nos eletrões [de valência] é menor [do que a força atrativa exercida pelo núcleo do átomo de Mg nos eletrões de valência] (ou equivalente);
- o eletrão de valência do átomo de K encontra-se num nível [energético] superior [ao do átomo de Na] (ou equivalente);
- como o raio atómico do Mg é menor do que o do Na e o raio atómico do Na é menor do que o do K, a ordenação dos átomos por ordem crescente do seu raio atómico é Mg, Na, K (ou equivalente).

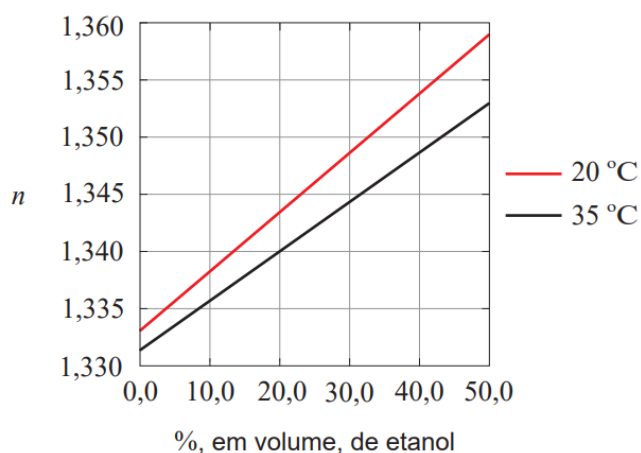
Exemplo de resposta:

A ordem crescente de raio atómico é Mg, Na e K, respetivamente. Apesar de os eletrões de valência dos átomos de Na e de Mg no estado fundamental se encontrarem no mesmo nível de energia, e portanto apresentarem o mesmo número de níveis total ou parcialmente ocupados, a carga nuclear do átomo de Na é inferior à do átomo de Mg, pelo que a força atrativa exercida pelo núcleo do átomo de Na nos eletrões de valência é menor do que a força atrativa exercida pelo núcleo do átomo de Mg nos eletrões de valência. Simultaneamente, o eletrão de valência do átomo de K encontra-se num nível energético superior ao do átomo de Na, pelo que possuirá maior raio atómico. Assim, como o raio atómico do Mg é menor do que o do Na e o raio atómico do Na é menor do que o do K, a ordenação dos átomos por ordem crescente do seu raio atómico é Mg, Na, K.

6. O refratómetro é um aparelho laboratorial que mede o índice de refração de uma solução. Neste aparelho, faz-se aumentar o ângulo de incidência de uma radiação monocromática na superfície de separação entre um prisma de vidro e a amostra em análise, até que ocorra reflexão total da luz.

A concentração da solução é determinada pela sua relação com o índice de refração.

O gráfico da Figura 4 representa o índice de refração, n , de soluções aquosas de etanol em função da percentagem, em volume, de etanol, para duas temperaturas diferentes.

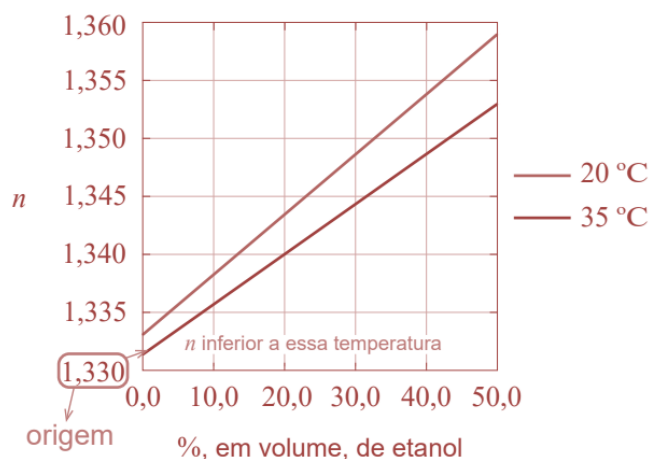


6.1. No gráfico, a ordenada na origem corresponde ao índice de refração

- (A) da água pura e é maior para a temperatura mais elevada.
- (B) do etanol puro e é maior para a temperatura mais elevada.
- (C) da água pura e é menor para a temperatura mais elevada.
- (D) do etanol puro e é menor para a temperatura mais elevada.

6.1. Versão 1 – (C);

A origem de qualquer gráfico representará o local onde os eixos da abcissa (x) e ordenada (y) cruzam, em um plano cartesiano. Neste item, a ordenada na origem do gráfico corresponde ao índice de refração a uma percentagem de 0,0%, em volume, de etanol (observe que a ordenada é um índice de refração, n , de 1,330). Ou seja, não havendo etanol na solução, a ordenada na origem corresponde ao índice de refração **da água pura e é menor para a temperatura mais elevada**, já que com este valor de percentagem de etanol, a linha preta, que representa a temperatura superior, está com menor índice de refração. A Figura 3 representa a interpretação a ser feita deste gráfico.



7. Antes da utilização da iluminação LED, os refratômetros usavam lâmpadas de vapor de sódio, com uma luz amarela característica.

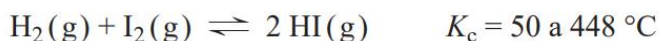
* 7.1. A cor amarela característica da luz das lâmpadas de vapor de sódio deve-se à

- (A) emissão de radiação associada a uma desexcitação eletrónica.
- (B) absorção de radiação associada a uma desexcitação eletrónica.
- (C) emissão de radiação associada a uma excitação eletrónica.
- (D) absorção de radiação associada a uma excitação eletrónica.

* 7.1. Versão 1 – (A);

O aparecimento de cores em substâncias na sua forma de vapor, que é o caso deste item, aparece principalmente em metais, que neste caso é o sódio, onde há **emissão de radiação associada a uma desexcitação eletrónica**, ou seja, ocorre uma radiação emitida na zona do visível pelo elemento devido à transição para níveis mais inferiores de eletrões deste elemento, contanto que esta desexcitação ocorra na zona do visível.

9. A reação entre o di-hidrogénio, $\text{H}_2(\text{g})$, e o di-iodo, $\text{I}_2(\text{g})$, origina iodeto de hidrogénio, $\text{HI}(\text{g})$, num equilíbrio que pode ser traduzido por



- 9.1. Associe cada uma das moléculas, indicadas na Coluna I, à expressão que a descreve, apresentada na Coluna II.

Escreva, na folha de respostas, cada letra da Coluna I seguida do número correspondente da Coluna II.

A cada letra corresponde apenas um número.

COLUMNA I	COLUMNA II
(a) H_2	(1) Molécula polar, apenas com eletrões de valência ligantes.
(b) I_2	(2) Molécula apolar, apenas com eletrões de valência ligantes.
(c) HI	(3) Molécula polar, com seis eletrões de valência não ligantes.
	(4) Molécula apolar, com doze eletrões de valência não ligantes.
	(5) Molécula apolar, com seis eletrões de valência não ligantes.

- 9.1. Versão 1 – (a) – (2); (b) – (4); (c) – (3).

A molécula de H_2 só possui um eletrão por átomo, pelo que ambos os eletrões de valência são ligantes.

Cada átomo de iodo possui sete eletrões de valência. Para completar a regra do octeto, ambos os átomos partilham um eletrão de valência entre si, restando 12 eletrões de valência não ligantes. Como ocorre uma distribuição equilibrada dos eletrões de valência da molécula, a molécula é apolar.

A molécula de iodeto de hidrogénio possui dois átomos. O único eletrão de valência do hidrogénio partilha uma ligação com um eletrão de valência do iodo, restando seis eletrões de valência não ligantes. A eletronegatividade do iodo é superior à eletronegatividade do hidrogénio, o que faz com que a molécula seja polar.

Exame Nacional de 2024 - Época Especial

1. Portugal integra, desde 1979, um programa internacional de recolha de amostras de ar para análise dos gases com efeito de estufa. De entre esses gases, destacam-se o dióxido de carbono, CO_2 , o metano, CH_4 , o monóxido de carbono, CO , e o óxido de dinitrogénio, N_2O .

- 1.1. Considere que, no local de recolha, o ar é homogéneo e que as amostras são representativas do ar circundante.

Numa amostra de 200 cm^3 de ar seco, existem $8,34 \times 10^{-2} \text{ cm}^3$ de CO_2 .

O teor de CO_2 nessa amostra é _____ e é _____ ao teor de CO_2 no ar circundante, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

- (A) $4,17 \times 10^2$ ppm (em volume) ... inferior
(B) $4,17 \times 10^2$ ppm (em volume) ... igual
(C) $4,17 \times 10^{-4}$ ppm (em volume) ... igual
(D) $4,17 \times 10^{-4}$ ppm (em volume) ... inferior

1.1. (B)

Considerando, de acordo com o enunciado, que o ar é homogéneo e que “as amostras são representativas do ar circundante”, o teor em CO_2 na amostra é igual ao teor de CO_2 no ar circundante, nas mesmas condições de pressão e temperatura, o que invalida as opções (A) e (D).

Como o teor em ppmV é dado por $\text{ppmV} = \frac{\text{Volume de soluto}}{\text{Volume de solução}} \times 10^6 \text{ ppm}$,

$$\text{ppmV}(\text{CO}_2) = \frac{8,34 \times 10^{-2} \text{ cm}^3 \text{ de } \text{CO}_2}{200 \text{ cm}^3 \text{ de ar}} \times 10^6 \text{ ppm} = (4,17 \times 10^{-4}) \times 10^6 \text{ ppm} = 4,17 \times 10^2 \text{ ppm},$$

o que está de acordo com a opção (B).

- 1.2. Considere dois recipientes iguais, fechados, um deles contendo CH_4 ($M = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$) e o outro contendo CO ($M = 28,01 \text{ g mol}^{-1}$), ambos no estado gasoso e nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

Dentro dos dois recipientes, o número de moléculas é

- (A) igual, e a massa de gás também é igual.
(B) diferente, mas a massa de gás é igual.
(C) igual, mas a massa de gás é diferente.
(D) diferente, e a massa de gás também é diferente.

1.2. (C)

De acordo com a Lei de Avogadro, “volumes iguais de gases diferentes, medidos nas mesmas condições de pressão e de temperatura, contêm o mesmo número de partículas”. Assim, o número de moléculas nos dois recipientes é igual, o que torna inválidas as opções (B) e (D).

Como as massas molares dos dois gases, CH_4 e CO , são diferentes, e $m = n \times M$, para a mesma quantidade de gás, n , a massa de gás dos dois recipientes é diferente, o que está de acordo com a opção (C).

- * 1.3.** Na tabela, apresentam-se diferentes quantidades, n , de $\text{N}_2\text{O(g)}$ e os respetivos volumes, V , medidos nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

n / mol	V / dm^3
1,10	21,2
2,30	46,1
3,80	74,5
4,70	91,6
6,40	125,5

Averigue, justificando, se o $\text{N}_2\text{O(g)}$ se encontra nas condições normais de pressão e de temperatura (condições PTN).

Na resposta, comece por apresentar a equação da reta de ajuste obtida.

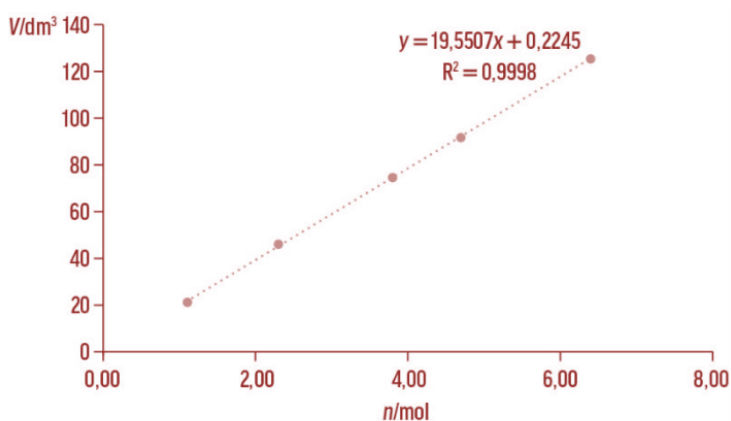
1.3. Não se encontra nas condições PTN

Recorrendo à calculadora gráfica, a equação da reta de ajuste ao gráfico $[V = f(n)]$ é:

$$V = 19,6n + 0,2 \quad (\text{SI})$$

Como $V = n \times V_m$, o declive da reta, $19,6 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$, corresponde ao volume molar de $\text{N}_2\text{O(g)}$ nas condições de pressão e temperatura da experiência.

Representação gráfica da reta de ajuste dos valores tabelados



Assim, o $\text{N}_2\text{O(g)}$ não se encontra nas condições PTN porque o valor encontrado, $V_{\text{molar}} = 19,6 \text{ dm}^3 / \text{mol}$, é diferente de $V_{\text{molar}} = 22,4 \text{ dm}^3$ (volume ocupado por uma mole de qualquer gás ideal nas condições PTN).

1.4. Associe cada um dos átomos, no estado fundamental, apresentados na Coluna I, ao esboço do espectro fotoeletrónico correspondente, apresentado na Coluna II.

Escreva, na folha de respostas, cada letra da Coluna I seguida do número correspondente da Coluna II.

A cada letra corresponde apenas um número.

COLUNA I	COLUNA II
(a) Carbono (b) Nitrogénio (c) Oxigénio	(1) (2) (3) (4) (5)

1.4. (a) – (2); (b) – (1); (c) – (4)

No espectro fotoeletrónico de um elemento são indicadas as respetivas energias de remoção.

Os eletrões com maior valor de energia de remoção são aqueles que ocupam níveis de menor energia.

Cada pico corresponde a um valor diferente de energia de remoção, e as correspondentes intensidades do sinal, altura do pico, correspondem ao número relativo de eletrões.

De acordo com as configurações eletrónicas, no estado fundamental, de cada um dos átomos:



verifica-se que todos estes átomos têm três valores de energia de remoção: um com valor muito maior, correspondente aos eletrões do nível 1 (com dois eletrões), e dois outros valores, sendo um destes correspondente aos eletrões do subnível 2s (com dois eletrões) e outro, com menor valor, correspondente aos eletrões do subnível 2p (com dois, três e quatro eletrões, respetivamente).

Assim, os espectros fotoeletrónicos destes elementos têm, todos, três picos:

– no caso do átomo de carbono, o número relativo de eletrões dos respetivos subníveis é 2:2:2, o que corresponde ao esquema (2). Por isso, **(a) – (2)**;

– no caso do átomo de nitrogénio, o número relativo de eletrões dos respetivos subníveis é 2:2:3, o que corresponde ao esquema (1). Por isso, **(b) – (1)**;

– no caso do átomo de oxigénio, o número relativo de eletrões dos respetivos subníveis é 2:2:4, o que corresponde ao esquema (4). Por isso, **(c) – (4)**.

2. O metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, tem um potencial de efeito de estufa muito superior ao do dióxido de carbono. Por esse motivo, em aterros sanitários ou em refinarias de petróleo, é preferível realizar a sua combustão, originando a libertação de dióxido de carbono.

A reação de combustão pode ser traduzida por



- * 2.2. A energia libertada na combustão de 40,0 g de $\text{CH}_4(\text{g})$ ($M = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$) permitiu aquecer até 35,0 °C uma amostra de água inicialmente a 10,0 °C.

Admita que a combustão foi realizada a pressão constante, com excesso de $\text{O}_2(\text{g})$ e com um rendimento de 100% em todos os processos envolvidos.

Considere as energias de ligação médias apresentadas na tabela seguinte.

Ligação	$E(\text{C} - \text{H})$	$E(\text{C} = \text{O})$	$E(\text{O} = \text{O})$	$E(\text{O} - \text{H})$
$E / \text{kJ mol}^{-1}$	414	799	490	460

Determine a massa da amostra de água que foi aquecida.

Apresente todos os cálculos efetuados.

2.2. $m = 19,1 \text{ kg}$

A energia libertada ou absorvida, quando ocorre uma reação, resulta de um balanço entre a energia absorvida pelo sistema (positiva) para quebrar as ligações dos reagentes e a energia libertada (negativa) na formação das ligações dos produtos.

$$\Delta H = [4 \times E(\text{C-H}) + 2 \times E(\text{O=O})] - [2 \times E(\text{C=O}) + 4 \times E(\text{O-H})]$$

$$\text{Assim, } \Delta H = (4 \times 414 + 2 \times 490) - (2 \times 799 + 4 \times 460) \Leftrightarrow \Delta H = 2636 - 3438 = -802 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H < 0 \Rightarrow \text{reação exotérmica}$$

$$\text{Como } n = \frac{m}{M}, \text{ a quantidade de metano que sofreu combustão é } n = \frac{40,0 \text{ g}}{16,05 \text{ g mol}^{-1}} = 2,492 \text{ mol}.$$

Sendo a energia libertada na combustão de 1,00 mol de metano 802 kJ, na combustão de 2,492 mol de metano libertam-se $2,492 \text{ mol} \times 802 \text{ kJ/mol} = 1999 \text{ kJ}$.

Como a energia libertada na combustão do metano permitiu aquecer a amostra de água de $10,0^\circ\text{C}$ a $35,0^\circ\text{C}$, e

$$Q = m \times c \times \Delta T, \text{ vem}$$

$$1999 \times 10^3 \text{ J} = m \times (4,18 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (35,0 - 10,0) \text{ K} \Leftrightarrow m = 19,1 \text{ kg}$$

A massa da amostra de água aquecida foi 19,1 kg.

8. Numa aula laboratorial, pretende-se que os alunos efetuem medições de massas e de volumes e, posteriormente, determinem o número de iões hidróxido, OH^- , numa gota de água.

* 8.1. Na Figura 3, apresentam-se os instrumentos usados por um grupo de alunos, dos quais apenas a bureta tem inscrita a indicação do fabricante relativa à sua sensibilidade.

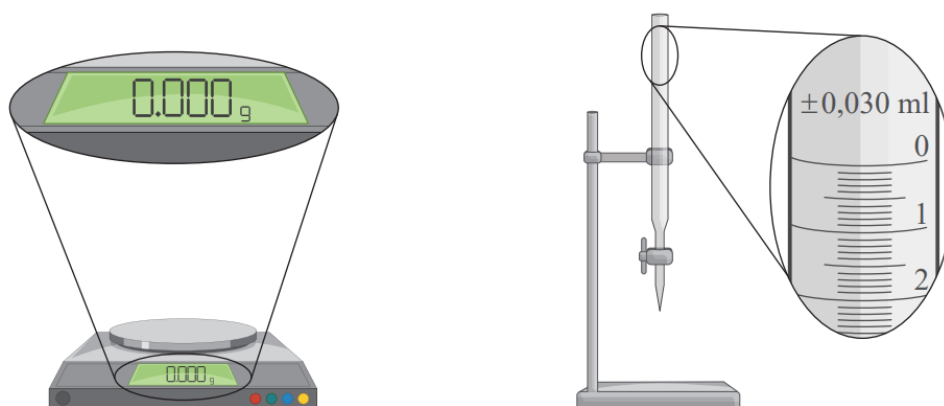


Figura 3

As medidas registadas pelos alunos foram

$$m = (5,934 \pm 0,005) \text{ g}$$

$$V = (6,00 \pm 0,05) \text{ cm}^3$$

Que medidas estão corretamente registadas?

- (A) Apenas a medida da massa.
- (B) Apenas a medida do volume.
- (C) Ambas as medidas.
- (D) Nenhuma das medidas.

8.1. (D)

Como a balança usada é um aparelho digital (com valores descontínuos num mostrador), a incerteza de uma medida é o menor valor lido nessa balança (**salto** entre dois valores na escala). Neste caso, o menor valor lido é 1 mg (0,001 g) e não 5 mg. A medida correta seria $(5,934 \pm 0,001)$ g, tornando incorreto o registo da medida da massa, o que invalida as opções (A) e (C).

Como a bureta usada tem inscrita a indicação do fabricante relativa à sua sensibilidade (tolerância), é esse o valor a considerar. Neste caso, é $\pm 0,030$ mL e não 0,05 mL, pelo que também está incorreto o registo da medida do volume. A medida correta seria $(6,00 \pm 0,030)$ cm³, o que invalida a opção (B) e valida a opção (D).

Exame Nacional de 2024 - 2.^a Fase

1. Os telescópios espaciais, que orbitam a Terra ou o Sol, permitem observar o espaço longínquo em diferentes comprimentos de onda.

Na Figura 1, está representado o Telescópio Espacial James Webb (cuja sigla corrente, JWST, designa o seu nome original, em inglês, *James Webb Space Telescope*), podendo observar-se o espelho principal, o escudo solar e os painéis fotovoltaicos.

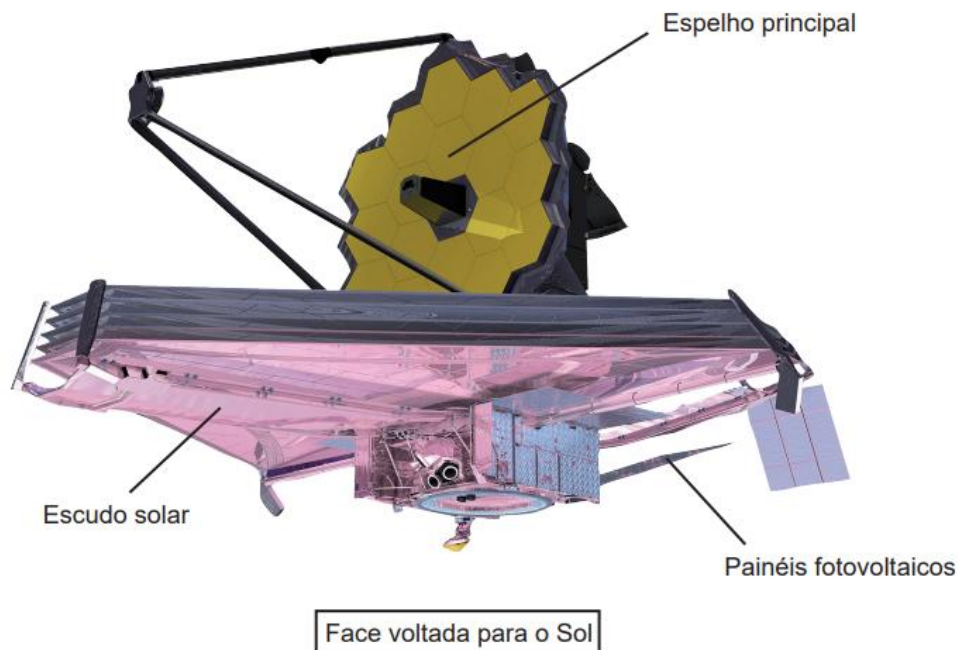


Figura 1

- * 1.2. O escudo solar do JWST impede que a luz proveniente do Sol, da Terra e da Lua atinja alguns dos seus equipamentos, permitindo que estes se mantenham à temperatura adequada ao seu funcionamento.

Complete o texto seguinte, selecionando a opção correta para cada espaço.

Escreva, na folha de respostas, cada uma das letras seguida do número que corresponde à opção selecionada.

A função do escudo solar do JWST é a) a energia que é transferida do Sol, da Terra e da Lua por b). Este telescópio já conseguiu identificar várias substâncias no Universo, entre as quais hidrocarbonetos saturados, como, por exemplo, c), e substâncias constituídas por moléculas apolares, como, por exemplo, d).

a)	b)	c)	d)
1. refratar	1. radiação	1. C_2H_2	1. CH_4
2. refletir	2. condução	2. C_2H_4	2. NH_3
3. difratar	3. convecção	3. C_2H_6	3. H_2O

- * 1.2. Versão 1 – (a) – (2); (b) – (1); (c) – (3); (d) – (1).

Como referido no enunciado, o "escudo solar do JWST impede que a luz proveniente do Sol, da Terra e da Lua atinja alguns dos seus equipamentos, permitindo que estes se mantenham à temperatura adequada ao seu funcionamento". Assim, para impedir que a luz atinja os equipamentos, será necessária **reflexão**, sendo que a energia é transferida através da **radiação** (já que a condução necessita do contacto entre os dois objetos e a convecção acontece em correntes de água ou ar).

Os **hidrocarbonetos saturados** são aqueles cuja expressão geral é da forma $C_n H_{2n+2}$, pelo que somente o $C_2 H_6$ cumpre esta regra. As moléculas apolares são aquelas nas quais existe uma diferença de atração eletrónica entre os átomos envolvidos. No CH_4 , o átomo central é o carbono, rodeado por átomos de hidrogénio em sentidos opostos, fazendo com que a ligação seja apolar. No NH_3 , existe um par de eletrões não ligantes, pelo que se observa uma distribuição não simétrica da carga elétrica. Na água acontece algo semelhante, onde devido aos pares de eletrões não ligantes existe repulsividade (assumindo uma geometria angular), bem como existe a maior eletronegatividade do átomo de oxigénio, que faz com que exista essa distribuição assimétrica das cargas.

- 1.4. Enquanto nos espelhos comuns, na Terra, se utiliza, como superfície refletora, o alumínio, Al, o espelho principal do JWST é revestido por uma camada de ouro, Au.

- * 1.4.1. Compare o número de átomos de ouro com o número de átomos de alumínio necessários para revestir espelhos de área igual com uma camada metálica de espessura igual.

Considere as massas volúmicas do ouro e do alumínio, respetivamente, $\rho_{Au} = 19,3 \text{ g cm}^{-3}$ e $\rho_{Al} = 2,7 \text{ g cm}^{-3}$.

Na sua resposta, estabeleça a razão entre o número de átomos de ouro e o número de átomos de alumínio, arredondada às unidades.

Mostre como chegou ao resultado solicitado.

*** 1.4.1.**

Observe que é solicitado a razão de átomos, sendo informada a massa volúmica das substâncias, sem outras informações. Deste modo, podemos já considerar que no item será necessário utilizar as expressões do formulário para determinar o valor da razão.

- a expressão que relaciona N com ρ , V e M é $N = \frac{\rho \times V}{M} \times N_A$

Como é solicitada a razão de átomos, é necessário determinar o valor de N primeiro.

$$N = n \times N_A \quad N = \frac{m}{M} \times N_A \text{ e } m = \rho V. \text{ Logo, } N = \frac{\rho \times V}{M} \times N_A$$

- a relação que se estabelece entre N_{Au} e N_{Al} é $\frac{N_{Au}}{N_{Al}} = \frac{\rho_{Au} \times M_{Al}}{\rho_{Al} \times M_{Au}}$

No enunciado, é referido que o número de átomos necessário possui a mesma área e espessura, logo o mesmo volume. Deste modo, a partir da expressão obtida na etapa anterior, e sabendo que o volume e o número de Avogadro são iguais, a comparação entre os dois elementos fica da seguinte forma:

$$\frac{N_{Au}}{N_{Al}} = \frac{\frac{\rho_{Au}}{M_{Au}}}{\frac{\rho_{Al}}{M_{Al}}} \Leftrightarrow \frac{N_{Au}}{N_{Al}} = \frac{\rho_{Au} \times M_{Al}}{\rho_{Al} \times M_{Au}}$$

- $\frac{N_{Au}}{N_{Al}} = 1$ ou $N_{Au} = N_{Al}$ (ou equivalente)

$$\text{Deste modo, tem-se } \frac{N_{Au}}{N_{Al}} = \frac{19,3 \times 26,98}{2,7 \times 196,97} \Leftrightarrow \frac{N_{Au}}{N_{Al}} = 1$$

5. Os óxidos de nitrogénio, essencialmente provenientes da combustão nos motores dos automóveis e nas centrais térmicas, contribuem para a formação de diversas espécies químicas com impacto no ambiente.

5.1. Os óxidos de nitrogénio são constituídos por átomos de nitrogénio e de oxigénio.

5.1.1. A energia de ionização do nitrogénio, isolado e em fase gasosa, é a energia mínima necessária para que, a partir de uma mole de átomos no estado fundamental, se forme uma mole de iões

- (A) N^+ , tendo cada ião dois eletrões desemparelhados.
- (B) N^- , tendo cada ião dois eletrões desemparelhados.
- (C) N^+ , que não têm eletrões desemparelhados.
- (D) N^- , que não têm eletrões desemparelhados.

5.1.1. Versão 1 – (A);

A energia de ionização representa a retirada de eletrões dos átomos, pelo que a sua carga será positiva, devido à perda do eletrão. A configuração eletrónica do nitrogénio, na forma de ião, pode ser ${}_7N^+ = 1s^2 2s^2 2x^1 2y^1 2z^0$, pelo que existem dois eletrões desemparelhados por ião.

- * **5.1.2.** Comparando o átomo de nitrogénio com o de oxigénio, ambos no estado fundamental, verifica-se que a carga nuclear do átomo de nitrogénio é

- (A) maior e que o seu raio atómico é maior.
- (B) menor e que o seu raio atómico é menor.
- (C) maior e que o seu raio atómico é menor.
- (D) menor e que o seu raio atómico é maior.

* **5.1.2.** Versão 1 – (D);

A carga nuclear, no estado fundamental, é igual ao número de protões do átomo, pelo que o oxigénio tem maior carga elétrica (possui oito protões). Ao possui maior carga elétrica, possui maior força atrativa entre os eletrões e o núcleo, pelo que o seu raio atómico é menor.

- * **5.2.** Na preparação de uma comunicação sobre o efeito da poluição automóvel na camada de ozono, um grupo de alunos recolheu a informação seguinte:

O gás monóxido de nitrogénio, NO, proveniente do escape dos automóveis, oxida-se facilmente na troposfera, formando o gás dióxido de nitrogénio, NO₂. Ao chegar à estratosfera, o NO₂ decompõe-se, por ação da radiação UV, em dois radicais livres, o monóxido de nitrogénio e o oxigénio atómico. Por sua vez, o radical monóxido de nitrogénio pode reagir com o ozono estratosférico, O₃, originando dióxido de nitrogénio e dióxigénio gasosos.

Apresente, num texto bem estruturado e utilizando linguagem científica adequada, uma proposta de comunicação que inclua:

- as três equações químicas que traduzem as reações descritas na informação recolhida pelos alunos;
- a fundamentação para o facto de a decomposição do NO₂ ocorrer predominantemente na estratosfera;
- a explicação para o facto de uma única molécula de NO conduzir à destruição de várias moléculas de ozono.

* **5.2.** Elementos de resposta:



- [é na estratosfera que] a energia da radiação UV é suficiente para provocar a reação de fotodissociação da molécula de NO₂ (ou equivalente);
- a segunda e a terceira equações traduzem um processo cíclico de destruição de O₃, em que o NO₂ é regenerado [, tendo como precursor uma molécula de NO proveniente dos escapes dos automóveis] (ou equivalente).

OU

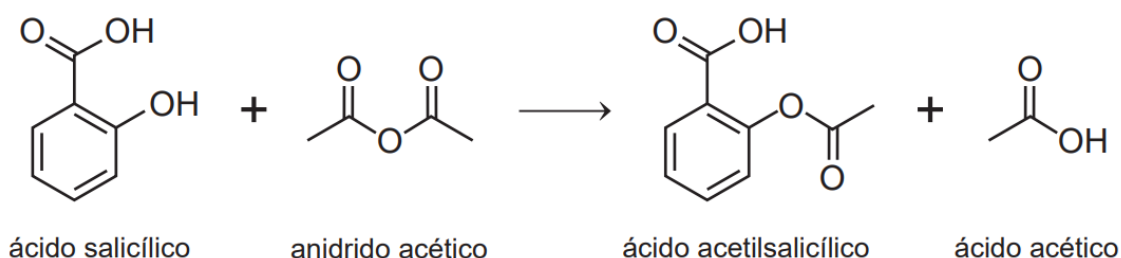
- o NO [,proveniente dos escapes dos automóveis,] origina NO₂ que, por sua vez, [por ação da radiação UV,] forma o [radical] NO. Este radical reage com o O₃ regenerando o NO₂ que pode assim repetir o processo [de destruição de O₃] (ou equivalente).

Exemplo de resposta:

$2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2$; $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}^\cdot + \text{O}^\cdot$; $\text{NO}^\cdot + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$. É na estratosfera que a energia da radiação UV é suficiente para provocar a reação de fotodissociação da molécula de NO_2 . A segunda e a terceira equações traduzem um processo cíclico de destruição de O_3 , em que o NO_2 é regenerado , tendo como precursor uma molécula de NO proveniente dos escapes dos automóveis.

6. O ácido acetilsalicílico é uma das substâncias mais utilizadas na redução da inflamação, da dor e da febre.

Na síntese desta substância, o ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ ($M = 138,13 \text{ g mol}^{-1}$), reage com o anidrido acético, $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ ($M = 102,10 \text{ g mol}^{-1}$ e $\rho = 1,08 \text{ g cm}^{-3}$), dando origem ao ácido acetilsalicílico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ($M = 180,17 \text{ g mol}^{-1}$), e ao ácido acético. Esta reação é catalisada por ácido sulfúrico e pode ser traduzida por



*** 6.1.** Os grupos funcionais presentes no ácido salicílico são

- (A) carboxilo e hidroxilo.
- (B) carboxilo e amina.
- (C) carbonilo e hidroxilo.
- (D) carbonilo e amina.

*** 6.1.** Versão 1 – (A);

O grupo carboxilo representa as ligações do tipo $\text{C} - \text{OH}$

O grupo hidroxilo representa as ligações do tipo $\text{C} \begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$

Na Figura 2, representam-se os grupos assinalados.

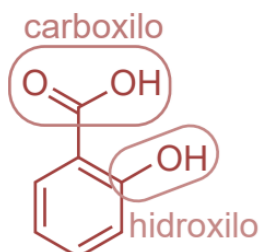


Figura 2

Exame Nacional de 2024 - 1.ª Fase

1. As medalhas atribuídas nos Jogos Olímpicos de Tóquio, que decorreram em 2021, foram totalmente produzidas a partir de material reciclado de equipamentos eletrónicos.

A Figura 1 apresenta a massa de cada medalha, de ouro, de prata e de bronze, e a percentagem, em massa, dos elementos que as constituem.

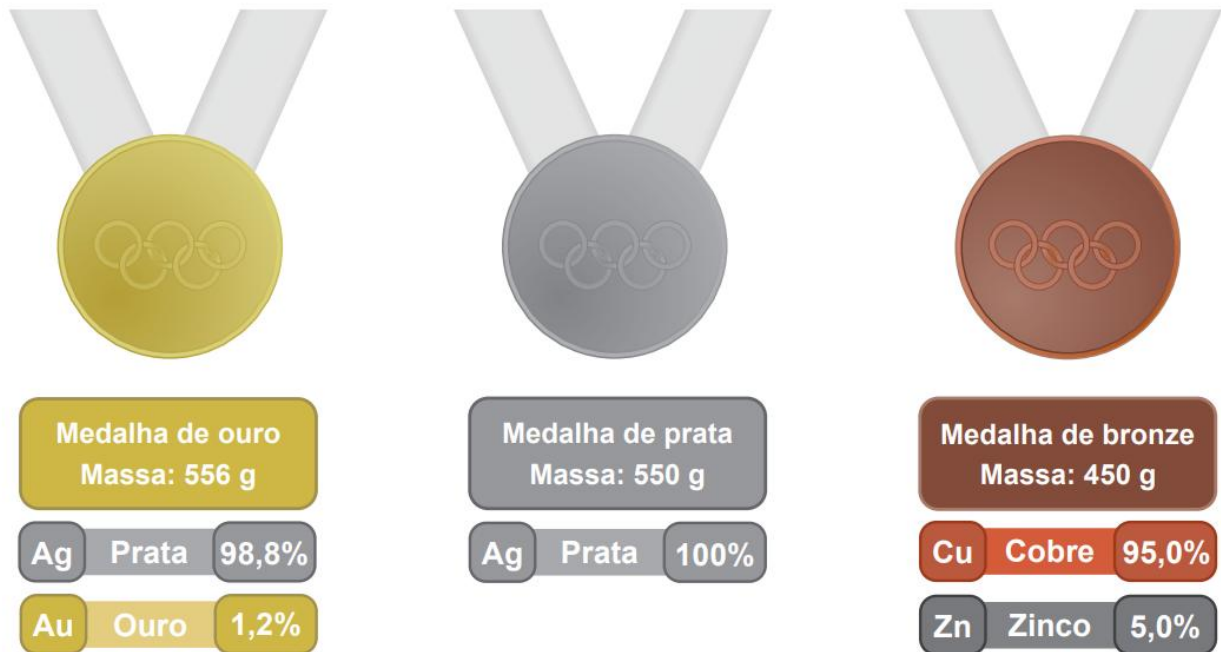


Figura 1

- * 1.1. Complete o texto seguinte, selecionando a opção correta para cada espaço.

Escreva, na folha de respostas, cada uma das letras seguida do número que corresponde à opção selecionada.

A interação responsável pela formação de ligações químicas é de natureza a).
Genericamente, uma interação deste tipo b).

Nas medalhas, a ligação química ocorre c) e é designada ligação d).

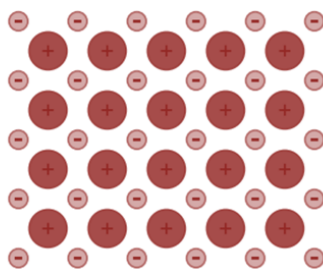
a)	b)	c)	d)
1. eletromagnética	1. apenas pode ser atrativa	1. por partilha localizada de eletrões	1. covalente
2. gravítica	2. apenas pode ser repulsiva	2. entre catiões e aniões	2. metálica
3. nuclear	3. pode ser atrativa ou repulsiva	3. entre catiões e eletrões livres	3. iónica

*** 1.1.** Versão 1 – (a) – (1); (b) – (3); (c) – (3); (d) – (2).

As interações responsáveis pela formação de ligações químicas são de natureza eletromagnética, já que as ligações químicas são realizadas à base da cedência, captação ou partilha de eletrões, fazendo com que a sua interação seja de natureza eletromagnética. Interações gravíticas não são responsáveis pela formação das ligações químicas, já que estão associadas a partículas com massa entre todos os corpos. As interações nucleares estão associadas ao átomo em si, por exemplo a nível dos *quarks* e pelas partículas por eles formadas.

Essas interações eletromagnéticas podem ser tanto atrativas ou repulsivas, como podemos ver em diferentes ligações químicas.

Nas medalhas, existem ligações metálicas, que são dadas pela partilha **deslocalizada** de eletrões, entre catiões e eletrões livres, num “mar de eletrões”.



1.2. Na medalha de ouro, o número de átomos de prata, quando comparado com o número de átomos de ouro, é, aproximadamente,

- (A) 183 vezes superior.
- (B) 82 vezes superior.
- (C) 99 vezes superior.
- (D) 150 vezes superior.

1.2. Versão 1 – (D);

$$m(\text{Ag}) = \frac{98,8}{100} \times 556 = 549,3 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{Ag}} = \frac{549,3}{107,87} \Leftrightarrow n_{\text{Ag}} = 5,092 \text{ mol}$$

$$m(\text{Au}) = \frac{1,2}{100} \times 556 = 6,672 \text{ g} \Rightarrow n_{\text{Au}} = \frac{6,672}{196,97} \Leftrightarrow n_{\text{Au}} = 3,387 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$N_{\text{Ag}} = 5,092 \times 6,02 \times 10^{23} \Leftrightarrow N_{\text{Ag}} = 3,065 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

$$N_{\text{Au}} = 3,387 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} \Leftrightarrow N_{\text{Au}} = 2,039 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

$$\text{Portanto, a razão entre os dois será } \frac{3,065 \times 10^{24}}{2,039 \times 10^{22}} \approx 150 \text{ vezes superior.}$$

*** 1.3.** O cobre tem dois isótopos naturais, o cobre-63 e o cobre-65.

A massa isotópica relativa do cobre-63 é 62,93, e existem 4,653 mol deste isótopo na medalha de bronze.

Determine a percentagem, em massa, do isótopo cobre-63 no cobre da medalha.

Apresente todos os cálculos efetuados.

*** 1.3.**

Neste item, é solicitado que seja determinada a percentagem, em massa, do isótopo cobre-63, **no cobre** da medalha. Este é um importante aspeto da resolução, já que foi observado que muitas pessoas não determinaram a percentagem no cobre, mas sim na medalha, fazendo com que esta etapa não seja validada.

Etapas de raciocínio de resolução do item.

- I) Com o pedido do enunciado, é possível facilmente observar que o resultado pedido será obtido com a expressão $\frac{m_{^{63}\text{Cu}}}{m_{\text{Cu medalha}}}$
- II) Facilmente é possível obter a massa de cobre presente na medalha, a partir da Figura.
- III) Por fim, para encontrar a massa do isótopo, tem-se a massa isotópica relativa do cobre-63 (que será igual à massa molar – **muita atenção a isso!**), bem como a quantidade, logo é possível determinar o pedido.

- Cálculo da massa do isótopo cobre-63 na medalha (292,8 g)

$$M(^{63}\text{Cu}) = 62,93 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m_{^{63}\text{Cu}} = 62,93 \times 4,653 \Leftrightarrow m_{^{63}\text{Cu}} = 292,81 \text{ g}$$

- Cálculo da percentagem, em massa, do isótopo cobre-63 no cobre da medalha (68,5%)

Como 95% da massa da medalha é de cobre, a percentagem, em massa, do isótopo pedido é

$$(m/m)(\%) = \frac{292,81}{\frac{95,0}{100} \times 450} \Leftrightarrow (m/m)(\%) = 68,5\%$$

*** 2.2.3.** O ouro pode originar um ião positivo, representado simbolicamente por $^{197}_{79}\text{Au}^{3+}$.

Este ião contém

- | | |
|-------------------|-------------------|
| (A) 76 neutrões. | (B) 79 neutrões. |
| (C) 118 neutrões. | (D) 197 neutrões. |

*** 2.2.3.** Versão 1 – (C); Versão 2 – (B)

Na representação de um átomo, temos o seguinte: $^A_Z\text{X}^q$

A representa o número de massa, Z representa o número atómico e q representa a carga elétrica. Sabe-se ainda que o número atómico representa o número de prótons que é igual ao número de eletrões, uma vez que o átomo é eletricamente neutro. O número de neutrões é dado por $A - Z$. Para este caso, portanto, existem $197 - 79 = 118$ neutrões.

4. A prova de 400 metros planos exige um esforço muscular intenso, o que pode levar à formação de ácido láctico, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, que, em excesso, causa dores musculares e cansaço.

* 4.1. A Figura 3 representa um modelo tridimensional da molécula de ácido láctico, na qual todas as ligações são covalentes, simples ou duplas.

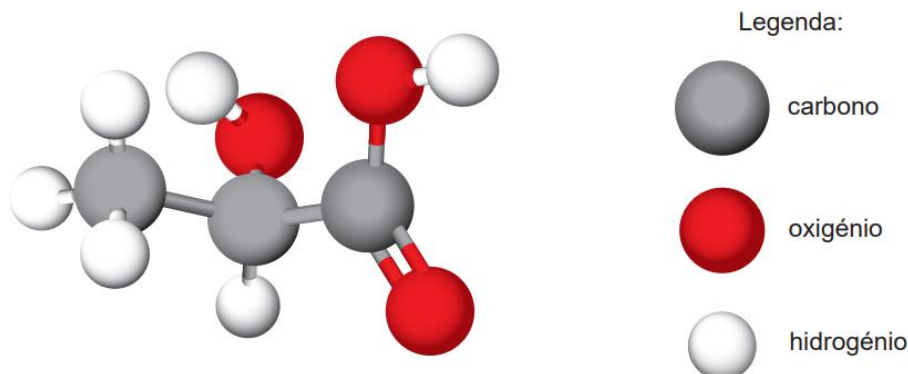


Figura 3

Comparada com a ligação $\text{C} - \text{O}$, a ligação $\text{C} = \text{O}$ apresenta

- (A) menor energia de ligação e maior comprimento de ligação.
- (B) menor energia de ligação e menor comprimento de ligação.
- (C) maior energia de ligação e maior comprimento de ligação.
- (D) maior energia de ligação e menor comprimento de ligação.

* 4.1. Versão 1 – (D);

A ligação $\text{C} = \text{O}$ possui maior ordem de ligação, que é uma ligação covalente dupla. Quanto **maior** a ordem de ligação, **maior** a energia requerida para romper a ligação e **menor** o comprimento de ligação.

- 4.4.** Associe cada um dos átomos, no estado fundamental, apresentados na Coluna I, à afirmação correspondente, apresentada na Coluna II.

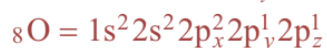
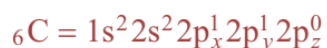
Escreva, na folha de respostas, cada letra da Coluna I seguida do número correspondente da Coluna II.

A cada letra corresponde apenas um número.

COLUNA I	COLUNA II
(a) Carbono	(1) Possui três orbitais totalmente preenchidas.
(b) Oxigénio	(2) Tem quatro eletrões de valência.
(c) Hidrogénio	(3) Tende a formar iões dipositivos estáveis.
	(4) Adquire configuração de gás nobre ao ganhar um eletrão.
	(5) Apresenta todos os eletrões de valência emparelhados.

- 4.4.** Versão 1 – (a) – (2); (b) – (1); (c) – (4).

A distribuição eletrónica dos três átomos, no estado fundamental, é



Deste modo, observa-se que o carbono **tem quatro eletrões de valência**, já que existem dois eletrões no subnível 2s e dois eletrões no subnível 2p, e eles são os eletrões do último nível de energia. O oxigénio **possui três orbitais totalmente preenchidas**, já que existem dois eletrões no subnível 2s e no subnível 2p existem duas orbitais preenchidas. O hidrogénio **adquire configuração de gás nobre ao ganhar um eletrão**, já que ficará com a mesma configuração eletrónica que o hélio.

- * 5. As lesões desencadeiam processos inflamatórios que, geralmente, levam a um aumento localizado da temperatura. Em medicina desportiva, obtêm-se imagens com gradientes térmicos corporais, chamadas termografias, para diagnosticar lesões.

A Figura 4 apresenta uma imagem termográfica que revela um aumento da temperatura, θ , da região medial do joelho de um atleta.

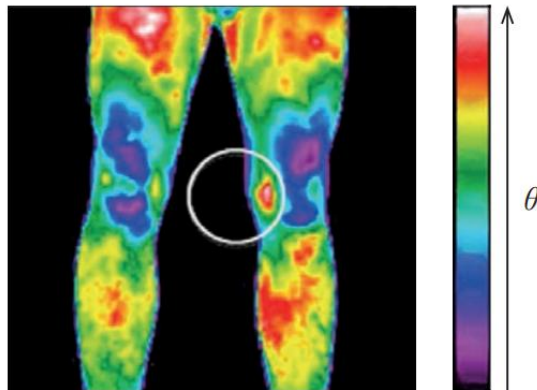


Figura 4

Fonte: www.intechopen.com/chapters/28453 (consultado em 17/10/2023). (Adaptado)

Na termografia, regista-se a intensidade

- (A) da radiação infravermelha emitida pelo atleta.
- (B) da radiação infravermelha absorvida pelo atleta.
- (C) dos raios X emitidos pelo atleta.
- (D) dos raios X absorvidos pelo atleta.

- * 5. Versão 1 – (A);

Um corpo qualquer, contanto que acima de 0 K emite energia por forma de radiação, principalmente na forma de infravermelho. A Figura da prova da termografia é típica do infravermelho, ainda mais considerando a característica mencionada acima, que quanto maior a temperatura, mais vermelha será a imagem obtida.

1. O etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, faz parte da composição de bebidas alcoólicas e pode ser utilizado como combustível.
- O etanal, CH_3CHO , pode ser obtido a partir do etanol, e a sua principal utilização é a produção de ácido etanoico.
- O ácido etanoico, CH_3COOH , tem utilizações variadas, destacando-se o fabrico de essências artificiais.
- A Figura 1 representa modelos tridimensionais das moléculas de etanol, etanal e ácido etanoico.

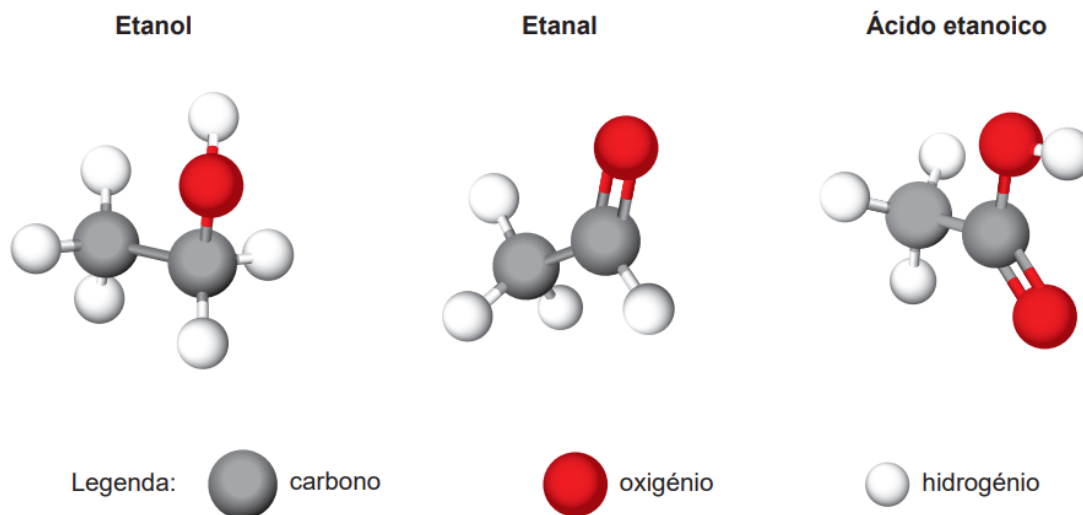


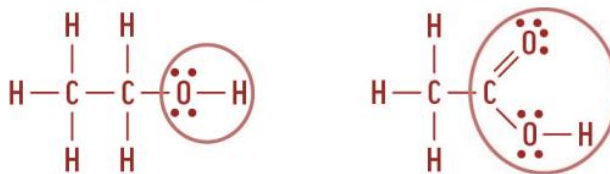
Figura 1

* 1.1. Os grupos funcionais nas moléculas de etanol e de ácido etanoico são, respetivamente,

- (A) carbonilo e hidroxilo.
- (B) hidroxilo e carboxilo.
- (C) carbonilo e carboxilo.
- (D) hidroxilo e carbonilo.

1.1. (B)

As moléculas $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (álcool etílico ou etanol) e CH_3COOH (ácido acético ou etanoico) podem ser representadas através da notação de Lewis, respetivamente, por



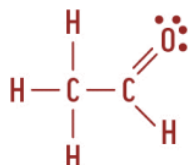
Assinalam-se com um círculo os grupos funcionais hidroxilo e carboxilo, respetivamente, o que corresponde à opção (B).

1.2. Na molécula de etanal, os números de pares de eletrões ligantes e de pares de eletrões não ligantes são, respetivamente,

- (A) seis e um.
- (B) sete e um.
- (C) seis e dois.
- (D) sete e dois.

1.2. (D)

As moléculas de etanal ou aldeído acético (CH_3CHO) podem ser representadas através da notação de Lewis por



Neste esquema, os pares de eletrões de valência ligantes (eletrões envolvidos nas ligações covalentes) estão assinalados por um traço, e os eletrões não ligantes associados a cada átomo estão assinalados por um ponto cada um. Assim, o número de pares de eletrões de valência ligantes é sete e o número de pares de eletrões não ligantes é dois, o que corresponde à opção (D).

4. A presença de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ($M = 46,08 \text{ g mol}^{-1}$), num indivíduo pode ser detetada por diferentes métodos.

* 4.2. Um condutor ingeriu duas canecas de cerveja contendo, cada uma, 0,50 L com 5,2%, em volume, de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

Uma hora depois, o condutor foi submetido a uma análise laboratorial, tendo sido detetados 0,64 g de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ por litro de sangue.

Considere que:

- nem todo o etanol ingerido chega à corrente sanguínea;
- o condutor tem 6,0 L de sangue, e o seu organismo removeu, na primeira hora, 8,5 g de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ da corrente sanguínea;
- a massa volúmica do etanol é $0,789 \text{ g cm}^{-3}$, à temperatura e à pressão do organismo do condutor.

Mostre que 30%, em massa, do $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ingerido chegou à corrente sanguínea durante a primeira hora, após a ingestão das duas canecas de cerveja.

4.2. 30%

$$V(\text{cerveja}) = 2 \times 0,50 \text{ L} = 1,0 \text{ L}$$

$$\%V/V(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 5,2\%$$

$$c_m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})_{\text{no sangue}} = 0,64 \text{ g L}^{-1} \text{ após uma hora}$$

$$V(\text{sangue}) = 6,0 \text{ L}$$

$$m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})_{\text{removido}} = 8,5 \text{ g após uma hora}$$

$$\rho(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,789 \text{ g cm}^{-3}$$

- Cálculo da massa de etanol ingerido inicialmente:

$$\text{Dado que } \%V/V(\text{etanol}) = \frac{V(\text{etanol})}{V(\text{cerveja})} \times 100\%,$$

$$\text{o } V(\text{etanol nas duas canecas de cerveja}) = 2 \times 0,50 \text{ L} \times 0,052 = 0,052 \text{ L} = 52 \text{ cm}^3$$

$$\text{Como } \rho = \frac{m}{V}, m_1(\text{etanol}) = V \times \rho \Leftrightarrow m_1(\text{etanol}) = 52 \text{ cm}^3 \times 0,789 \text{ g cm}^{-3} = 41,0 \text{ g}$$

- Cálculo da massa de etanol no sangue do condutor após 1 hora :

$$\text{Como } c_m = \frac{m}{V}, m_f(\text{etanol}) = c_{m_b} \times V \Leftrightarrow m_f(\text{etanol}) = 6,0 \text{ L} \times 0,64 \text{ g L}^{-1} = 3,84 \text{ g}$$

- Cálculo da massa de etanol que chegou ao sangue durante a primeira hora:

$$m_{\text{total}}(\text{etanol}) = m(\text{etanol}) + 3,84 \text{ g} = 41,0 \text{ g} + 3,84 \text{ g} = 44,84 \text{ g}$$

- Cálculo da percentagem, em massa, de etanol ingerido que chegou ao sangue durante a primeira hora:

$$\%m/m = \frac{m(\text{sangue})}{m(\text{ingerida})} \times 100\%$$

$$\%m/m = \frac{3,84 \text{ g}}{44,84 \text{ g}} = 0,0856 = 8,56\%$$

8. Em 1814, um físico detetou, no espectro do Sol, uma série de riscas negras que viriam a ser conhecidas como riscas de Fraunhofer. Alguns anos depois, seria um químico, R. Bunsen, a identificar a causa destas riscas negras no espectro solar. No laboratório, Bunsen observou que certas substâncias, ao serem aquecidas no bico de Bunsen (testes de chama), originavam espectros de linhas brilhantes característicos e relacionou, para determinados elementos químicos, espectros de absorção com espectros de emissão.

Atualmente, a pesquisa de elementos químicos também é feita na atmosfera de exoplanetas. Na atmosfera do planeta WASP-121 b, foram inicialmente detetados dois elementos: o cálcio e um outro, aqui designado por X, letra que não corresponde ao símbolo do elemento químico. Recentemente, também foi detetada a presença de bário na atmosfera do exoplaneta.

8.1. Para determinar as energias de remoção dos eletrões dos átomos, utiliza-se a espectroscopia fotoeletrónica (PES). A Figura 9 mostra um excerto do espectro de dois elementos, do bloco s da Tabela Periódica, presentes na atmosfera do WASP-121 b, o Ca e o elemento X. No excerto, figuram as energias de remoção dos eletrões de valência destes dois elementos.

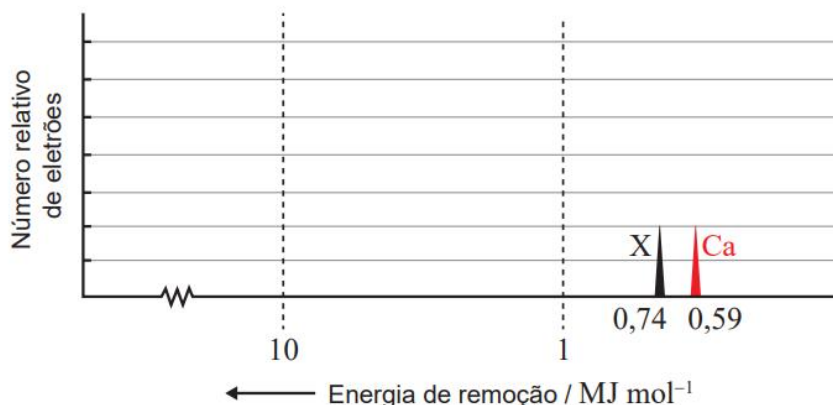


Figura 9

Os dois elementos pertencem ao mesmo _____ da Tabela Periódica, tendo o elemento X um número atómico _____ ao do cálcio.

- (A) período ... inferior
- (B) grupo ... inferior
- (C) período ... superior
- (D) grupo ... superior

8.1 (B)

A energia de remoção é a energia mínima necessária para extrair um eletrão (de um determinado subnível de energia E_n) de um átomo no estado gasoso e no estado fundamental, originando um catião monopositivo: $E_{\text{rem}} = E_{\infty} - E_n = -E_n$. Os eletrões com menor energia de remoção são aqueles que ocupam níveis de maior energia.

No caso da Figura 9 reportam-se energias de remoção de eletrões de valência de dois elementos X e Ca do bloco s; como $0,74 > 0,59$, não podem ser de dois elementos do mesmo período – o 4.º (a configuração eletrónica do $_{20}\text{Ca}$ é $[\text{Ar}]4s^2$). O elemento vizinho do Ca na Tabela Periódica, com menor número atómico, o potássio, tem menos um protão, logo menor atração núcleo-eletrão e, consequentemente, menor energia de remoção, o que elimina a opção (A). Os outros elementos do mesmo período não são do bloco s, o que elimina a opção (C).

O elemento X pertence, assim, ao mesmo grupo do cálcio e, como apresenta maior energia de remoção, tem de ter menor número atómico. Para elementos do mesmo grupo, quanto menor for o número atómico, menor é o número de níveis de energia, menor é o número de eletrões internos e, consequentemente, a atração efetiva entre o núcleo e um dos seus eletrões mais externos aumenta.

O elemento X deve ser o magnésio, dado que é do mesmo grupo do cálcio e tem maior carga nuclear efetiva (menor blindagem), o que valida a opção (B).

- * 8.2. Uma amostra de um sal desconhecido foi aquecida com uma chama. Com um espectroscópio, obteve-se o seu espectro na região do visível.

Na Figura 10, representam-se o espectro da amostra e os espectros atómicos de X e do bário.

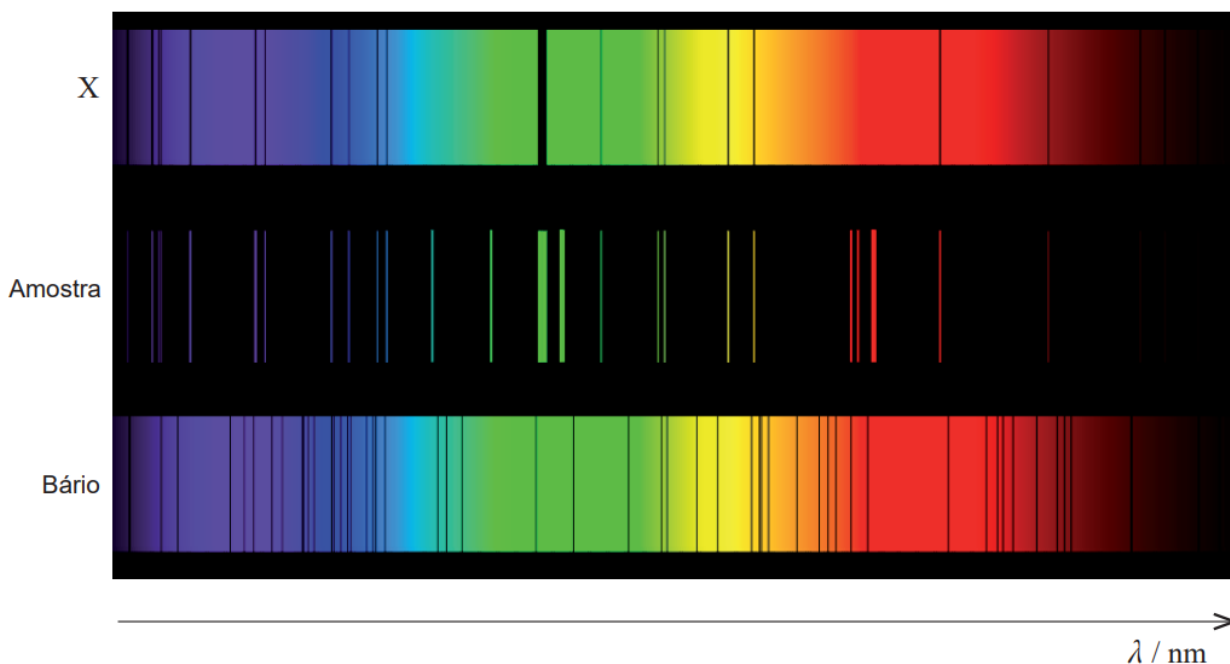


Figura 10

Complete o texto seguinte, selecionando a opção adequada a cada espaço.

Escreva, na folha de respostas, cada uma das letras seguida do número que corresponde à opção selecionada. A cada letra corresponde um só número.

De acordo com a informação da Figura 10, a amostra contém catiões de a), uma vez que o seu espectro b) tem riscas que resultam da c) dos iões desse(s) elemento(s).

a)	b)	c)
1. bário	1. de emissão	1. excitação
2. X	2. de absorção	2. desexcitação
3. bário e de X	3. contínuo	3. ionização

- 8.2. (a)–(2); (b)–(1); (c)–(2).

Cada risca do espetro corresponde à emissão de radiações eletromagnéticas com energia bem definida. Assim, (b)–(1).

Essa energia é emitida na desexcitação dos átomos que inicialmente tinham sido excitados pela chama, pelo que (c)–(2).

Como o espetro da amostra apresenta riscas coincidentes com o espetro do bário, (a)–(2).

* 8.3. No Quadro I, indicam-se as cores das chamas associadas à presença de alguns catiões.

Quadro I

	Cobre	Sódio	Bário	Cálcio	Potássio
Cor da chama	Azul-esverdeado	Amarelo	Verde-claro	Vermelho-tijolo	Lilás

Numa aula de laboratório, realizou-se uma atividade que visava a identificação de catiões metálicos em três amostras distintas de alguns sais. Os catiões são representados por M, N, O, T e W (que não correspondem a símbolos químicos) e estão contemplados no Quadro I.

Para a atividade, os alunos dispunham de:

- cloreto de M, cloreto de N, cloreto de O, cloreto de T e cloreto de W;
- sulfato de M, sulfato de N, sulfato de O, sulfato de T e sulfato de W.

Os alunos embeberam pedaços de algodão em etanol, que colocaram em três cadinhos de porcelana, e adicionaram a mesma quantidade de cada um dos sais aos cadinhos.

Depois de provocar a ignição do etanol, observaram as cores presentes na chama.

Os resultados obtidos pelos grupos 1 e 2 foram registados no Quadro II.

Quadro II

	Amostra	Cor
Grupo 1	Cloreto de N	Amarelo
	Cloreto de T	Verde-claro
	Cloreto de W	Azul-esverdeado
Grupo 2	Cloreto de O	Vermelho-tijolo
	Sulfato de M	Lilás-amarelado
	Cloreto de T	Verde-claro

Mostre, fundamentando, qual dos grupos não atingiu totalmente o objetivo da atividade.

Na sua resposta, explicita duas razões, uma relativa ao procedimento (controle de variáveis) e outra relativa à interpretação dos resultados obtidos.

Escreva um texto estruturado, utilizando linguagem científica adequada.

8.3. O grupo 2 não atingiu totalmente o objetivo proposto para a atividade.

Como os três sais escolhidos por este grupo não tinham o mesmo anião, não se podia comparar o efeito do anião de cada sal na cor da chama.

A cor obtida com o sulfato de M registada no Quadro II pelo grupo 2 não coincide com nenhuma das incluídas no Quadro I fornecido, não permitindo conclusões.

Exame Nacional de 2023 - 2.ª Fase

2. O cloreto de prata, AgCl , é um sal branco que, ao ser exposto a uma luz suficientemente energética, sofre uma reação fotoquímica, observando-se um escurecimento.

Para investigar experimentalmente o efeito de algumas radiações do espectro visível na reação fotoquímica do AgCl , um grupo de alunos preparou cinco tubos de ensaio da forma seguinte:

Tubo de ensaio A – Sem revestimento

Tubo de ensaio B – Revestimento transparente vermelho

Tubo de ensaio C – Revestimento transparente verde

Tubo de ensaio D – Revestimento transparente azul

Tubo de ensaio E – Revestimento opaco prateado

Em cada tubo de ensaio, os alunos colocaram 1,0 mL de solução aquosa de nitrato de prata, $\text{AgNO}_3(\text{aq})$, e 1,0 mL de solução aquosa de cloreto de sódio, $\text{NaCl}(\text{aq})$, para formar o precipitado de $\text{AgCl}(\text{s})$.

Após o mesmo tempo de exposição à luz visível, os alunos removeram os revestimentos dos tubos de ensaio B, C, D e E.

A Figura 2 esquematiza os tubos de ensaio, antes e após a remoção dos revestimentos.

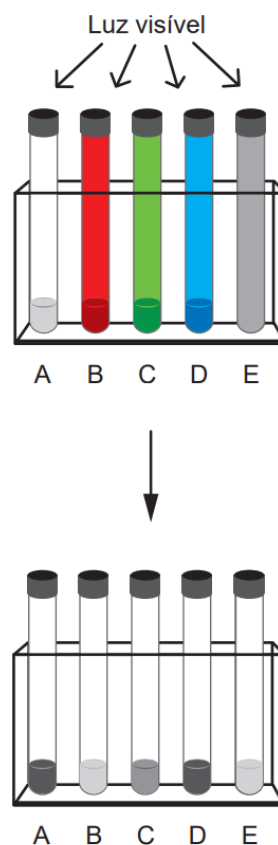


Figura 2

- 2.1. Analisados os resultados da experiência, conclui-se que as amostras de AgCl escurecem quando são expostas a _____ das radiações da luz visível e que, no tubo de ensaio E, sendo a luz visível _____ pelo revestimento, a amostra não escurece.

- (A) algumas ... refletida (B) algumas ... transmitida
(C) qualquer uma ... refletida (D) qualquer uma ... transmitida

2.1. (A)

Analisando os resultados da experiência, verifica-se que só algumas amostras escurecem, o que evidencia que só algumas radiações da luz visível originam uma reação fotoquímica. Assim, são eliminadas as opções (C) e (D).

No tubo de ensaio E, a amostra não escurece porque a luz visível é refletida pelo revestimento, não atingindo, assim, a amostra.

A opção verdadeira é a (A).

- * 2.2. Qual é a opção em que se apresentam as radiações testadas por ordem crescente de energia?

- (A) Azul, vermelha e verde. (B) Azul, verde e vermelha.
(C) Vermelha, verde e azul. (D) Vermelha, azul e verde.

2.2. (C)

O vermelho é a cor visível mais “fria” (radiação com menor frequência) e, das radiações testadas, o azul é a cor visível mais “quente” (com maior frequência). Assim, a opção (C) é a que apresenta as três radiações testadas por ordem crescente de energia:

vermelha < verde < azul

5. O modelo de Bohr do átomo de hidrogénio, proposto em 1913, baseando-se em órbitas estacionárias circulares, permite o cálculo da energia dos eletrões nos diferentes níveis de energia. A cada nível de energia do eletrão corresponde uma única órbita em torno do protão.

* **5.2.2.** A Figura 6 representa as quatro primeiras riscas do espectro de emissão, na zona do visível, do átomo de hidrogénio em função do comprimento de onda, λ , da radiação.

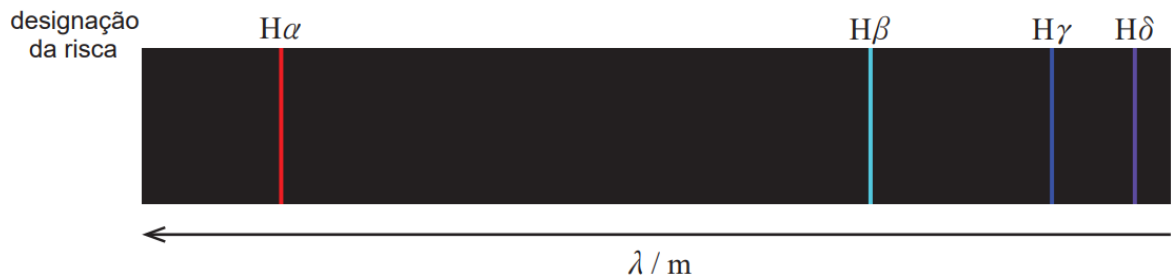


Figura 6

Qual é a risca correspondente à transição eletrónica com origem no nível 4?

- (A) $H\alpha$
- (B) $H\beta$
- (C) $H\gamma$
- (D) $H\delta$

5.2.2. (B)

Cada risca do espectro de emissão de um elemento corresponde à emissão de fotões com determinada energia. No espectro de emissão do átomo de hidrogénio, a série espectral na zona do visível (série de Balmer) corresponde a transições de eletrões de níveis de energia mais elevados para o primeiro estado excitado ($n = 2$; de energia E_2).

A uma maior energia corresponde uma maior frequência e um menor comprimento de onda.

Das riscas representadas na Figura 6, a que corresponde à emissão de fotões de menor energia, maior comprimento de onda (risca vermelha) (transição eletrónica do nível 3 para o nível 2), é a $H\alpha$.

À transição eletrónica do nível 4 para o nível 2 corresponde uma energia de transição maior do que a precedente e, assim, um menor comprimento de onda (risca azul) – $H\beta$ na Figura 6 –, o que está de acordo com a opção (B).

7. As indústrias cimenteiras são grandes emissoras de dióxido de carbono, CO_2 .

Uma das estratégias para a redução e valorização do $\text{CO}_2(\text{g})$ consiste em fazê-lo reagir com di-hidrogénio, $\text{H}_2(\text{g})$, formando metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, e água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, o que permite armazenar energia na forma de CH_4 (gás natural sintético). A reação pode ser traduzida por



*** 7.1.** Determine a variação de entalpia da reação.

Considere as energias de ligação médias apresentadas na tabela.

Ligação	$E(\text{C} - \text{H})$	$E(\text{C} = \text{O})$	$E(\text{C} - \text{O})$	$E(\text{O} - \text{H})$	$E(\text{H} - \text{H})$
$E / \text{kJ mol}^{-1}$	414	799	354	460	436

Apresente todos os cálculos efetuados.

7.1. $\Delta H = -154 \text{ kJ/mol}$ de CO_2 (ou de CH_4)

Dados – Energias de ligação médias apresentadas na tabela da prova

- Cálculo da energia libertada na formação das ligações covalentes nas moléculas dos produtos da reação (1 mol de CH_4 e 2 mol de H_2O)

$$4 \text{ mol de ligações C-H: } 4 \text{ mol} \times 414 \text{ kJ mol}^{-1} = 1656 \text{ kJ}$$

$$2 \times 2 \text{ mol de ligações O-H: } 4 \text{ mol} \times 460 \text{ kJ mol}^{-1} = 1840 \text{ kJ}$$

Total: 3496 kJ

- Cálculo da energia absorvida na rutura das ligações covalentes nas moléculas dos reagentes (1 mol de CO_2 e 4 mol de H_2)

$$2 \text{ mol de ligações C=O: } 2 \text{ mol} \times 799 \text{ kJ mol}^{-1} = 1598 \text{ kJ}$$

$$4 \text{ mol de ligações H-H: } 4 \text{ mol} \times 436 \text{ kJ mol}^{-1} = 1744 \text{ kJ}$$

Total: 3342 kJ

Por convenção, a energia absorvida é positiva e a energia libertada é negativa.

- Determinação da variação de entalpia da reação $\text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2$

$$\Delta H = -3496 \text{ kJ} + 3342 \text{ kJ} = -154 \text{ kJ}$$

Esta reação é exotérmica, pois o valor da energia total envolvida na rutura das ligações nos reagentes é inferior ao valor da energia total envolvida na formação das ligações nos produtos.

- * 7.3. Associe as moléculas apresentadas na Coluna I às respetivas geometrias moleculares, que constam na Coluna II.

Escreva, na folha de respostas, cada letra da Coluna I, seguida do número correspondente da Coluna II. A cada letra corresponde apenas um número.

COLUNA I	COLUNA II
(a) CO ₂	(1) Piramidal trigonal
(b) CH ₄	(2) Linear
(c) H ₂ O	(3) Tetraédrica
	(4) Triangular plana
	(5) Angular

7.3. (a)–(2); (b)–(3); (c)–(5).

Entende-se por geometria molecular o modo como os átomos ou grupos de átomos ligados ao átomo central se localizam no espaço em torno desse átomo central.

É possível prever a geometria da maior parte das moléculas com base na **teoria da repulsão dos pares eletrónicos de valência**. Esta teoria considera que a disposição espacial dos átomos em torno de um átomo central é a que conduz à máxima estabilidade da molécula, ou seja, às menores repulsões entre as nuvens eletrónicas (correspondentes às ligações covalentes e aos eletrões não compartilhados).

Assim:

Dióxido de carbono: os pares eletrónicos que constituem as duas ligações duplas afastam-se o mais possível. Por isso, a molécula é **linear**. (a)–(2)

Metano: os quatro pares eletrónicos correspondentes às quatro ligações C–H afastam-se o mais possível entre si. A molécula é **tetraédrica**. (b)–(3)

Água: os quatro pares eletrónicos localizam-se em torno do oxigénio o mais afastados possível uns dos outros, ou seja, segundo uma disposição, aproximadamente, tetraédrica. Dois destes pares eletrónicos são não ligantes e os dois restantes formam as duas ligações O–H, o que confere à molécula uma geometria **angular**. (c)–(5)

Molécula	Fórmula de estrutura	Geometria
Dióxido de carbono		
Metano		
Água		

- 8.2.** Na monitorização do ar à saída do precipitador, é avaliada a concentração de material particulado, PM, constituído fundamentalmente por partículas em suspensão.

Considere que, a partir de uma amostra de 1 m^3 de gases de exaustão, se obtém, por filtração, uma massa de $5,00 \times 10^{-5} \text{ g}$ de material particulado.

Admita um valor médio de $2,62 \times 10^{-20} \text{ g}$ de massa para uma partícula de PM.

Qual é a quantidade de PM, em unidades SI, na amostra considerada?

- (A) $5,24 \times 10^{-6}$
 (B) $3,15 \times 10^8$
 (C) $1,91 \times 10^{15}$
 (D) $3,17 \times 10^{-9}$

8.2. (D)

$$V(\text{gás}) = 1 \text{ m}^3$$

$$m(\text{PM}) = 5,00 \times 10^{-5} \text{ g}$$

$$m(\text{partícula de PM}) = 2,62 \times 10^{-20} \text{ g}$$

Como $N(\text{PM}) = \frac{m(\text{PM})}{m(\text{partícula de PM})}$, o número de partículas, $N(\text{PM})$, existente na amostra de gases é:

$$N(\text{PM}) = \frac{5,00 \times 10^{-5} \text{ g}}{2,62 \times 10^{-20} \text{ g/partícula}} = 1,91 \times 10^{15} \text{ partículas}$$

Em unidades SI, a unidade para quantidade de matéria é mol. Atendendo à constante de Avogadro na tabela dada:

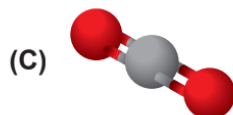
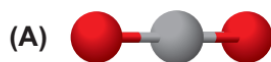
$$n(\text{PM}) = \frac{1,91 \times 10^{15} \text{ partículas}}{6,02 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}} = 3,17 \times 10^{-9} \text{ mol}$$

A opção correta é a (D).

Exame Nacional de 2023 - 1.ª Fase

1. O relatório *Nature's Solutions to Climate Change*, do Fundo Monetário Internacional, publicado em 2019, refere que uma baleia vale por milhares de árvores, no que diz respeito à captura de dióxido de carbono, CO_2 (g). As baleias alimentam-se de fitoplâncton, que é composto por seres microscópicos fotossintéticos que capturam o CO_2 da atmosfera; ao fazê-lo, as baleias incorporam muito carbono no seu organismo. Quando morrem, afundam-se no oceano, depositando, em média, o equivalente a 33 toneladas de CO_2 .

* 1.1. Em qual das opções seguintes está representado um modelo tridimensional da molécula de CO_2 ?



* 1.1. Versão 1 – (C);

A molécula de CO_2 é representada na estrutura de Lewis como $\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$. Admitindo, também, que não existem eletrões de valência não ligantes no átomo de carbono, esta molécula assume uma geometria linear.

- 1.2. Qual das expressões seguintes permite calcular o volume ocupado por 33 toneladas de CO_2 ($M = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$), em condições PTN?

(A) $\frac{44,01 \times 22,4}{33 \times 10^6} \text{ dm}^3$

(B) $\frac{33 \times 10^6 \times 22,4}{44,01} \text{ dm}^3$

(C) $\frac{44,01 \times 33 \times 10^6}{22,4} \text{ dm}^3$

(D) $\frac{22,4}{44,01 \times 33 \times 10^6} \text{ dm}^3$

1.2. Versão 1 – (B);

$$V_m = \frac{V}{n} \Leftrightarrow V = V_m \times n \Leftrightarrow V = V_m \times \frac{m}{M} \Leftrightarrow V = \frac{m \times V_m}{M} \text{ dm}^3$$

$$V = \frac{\overbrace{33 \times 10^6}^m \times \overbrace{22,4}^{V_m}}{\underbrace{44,01}_M} \text{ dm}^3$$

3. O aço é formado, essencialmente, por ferro, Fe, e carbono, C. Para melhorar algumas das propriedades do aço, como a resistência à corrosão ou ao calor, podem adicionar-se outros elementos.

Adicionando-se cromo, Cr, obtém-se uma liga bastante resistente à corrosão atmosférica. Este aço, em contacto com o dióxigénio, O_2 , presente no ar, forma uma película sólida protetora, não porosa e impermeável, maioritariamente de trióxido de dicromo, Cr_2O_3 .

- * 3.1.** Considere uma liga constituída por ferro, carbono e cromo. Destes elementos, são metais

- (A) Fe e C, que pertencem a diferentes períodos da tabela periódica.
- (B) Fe e C, que pertencem a diferentes grupos da tabela periódica.
- (C) Fe e Cr, que pertencem ao mesmo período da tabela periódica.
- (D) Fe e Cr, que pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

- * 3.1.** Versão 1 – (C);

O ferro, Fe, e o cromo, Cr, são metais. Naturalmente, por se localizarem no grupo de elementos de transição, são facilmente identificáveis átomos metálicos. Na Figura 2, representa-se os não metais, pelo que o carbono, C, não é metal.

Para este item, é necessário o conhecimento da tabela periódica e a sua divisão em metais, semimetais, não metais e gases nobres.

[illegible]

Figura 2

- 3.3.** No estado fundamental, o átomo de oxigénio, comparativamente ao átomo de carbono, apresenta um número de energias de remoção eletrónica

- (A) igual e um maior número de orbitais de valência totalmente preenchidas.
- (B) igual e um menor número de orbitais de valência totalmente preenchidas.
- (C) diferente e um maior número de orbitais de valência totalmente preenchidas.
- (D) diferente e um menor número de orbitais de valência totalmente preenchidas.

- ### 3.3. Versão 1 – (A):



Os dois átomos apresentam o mesmo número de energias de remoção eletrônica, pois um átomo possui tantas energias de remoção quanto níveis (subníveis também) de energia, pelo que o oxigênio e o carbono apresentam o mesmo número de energias de remoção. Por outro lado, o carbono apresenta uma orbital de valência não preenchida.

Para este item, é necessário o conhecimento da tabela periódica, distribuição eletrônica e energias de remoção.

6. O ácido nítrico, $\text{HNO}_3(\text{aq})$ ($M = 63,02 \text{ g mol}^{-1}$), é considerado um ácido forte, sendo bastante corrosivo. É um dos compostos químicos mais produzidos mundialmente. Desde 1902, é preparado industrialmente em três etapas sequenciais (processo de Ostwald):

* 6.1. Complete o texto seguinte, fazendo corresponder a cada letra o número da opção correta.

Escreva, na folha de respostas, cada uma das letras seguida do número que corresponde à opção selecionada. A cada letra corresponde um só número.

A molécula de NH_3 tem a) eletrões de valência, sendo b) o número de eletrões não-ligantes, o que lhe confere uma geometria c).

a)	b)	c)
1. dez	1. dois	1. tetraédrica
2. oito	2. quatro	2. piramidal trigonal
3. seis	3. zero	3. triangular plana

* 6.1. Versão 1 – (a) – (2); (b) – (1); (c) – (2).

Versão 2 – (a) – (2); (b) – (2); (c) – (3).

O número de eletrões de valência na molécula de NH_3 é a soma dos eletrões de valência dos átomos de nitrogénio e hidrogénio. Deste modo, tem-se $5 + 3 \times 1 = 8$ eletrões de valência. Considerando a regra do octeto, tem-se dois eletrões não ligantes. Deste modo, devido ao par de eletrões não ligantes, a molécula assumirá uma geometria piramidal trigonal.

Para resolver este item, é necessário o conhecimento da tabela periódica, bem como da regra do octeto e do tipo de geometria das moléculas. Como o átomo de nitrogénio utilizará 3 dos seus 5 eletrões de valência para formar as ligações covalentes com os átomos de hidrogénio, 2 eletrões serão não ligantes. Deste modo, com dois eletrões não ligantes e 3 átomos de hidrogénio a ligar com o átomo de nitrogénio, a molécula assumirá uma geometria piramidal trigonal; **não assumirá uma geometria trigonal plana** devido ao par de eletrões não ligante, e **também não será tetraédrica**, pois o átomo central não está conectado a quatro outras substâncias, como por exemplo na molécula de CH_4 . Na Figura 11, representa-se a geometria do NH_3 .

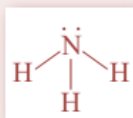


Figura 11

Exame Nacional de 2022 - Época Especial

1. A água, H_2O , é uma substância que apresenta propriedades físicas e químicas particulares.

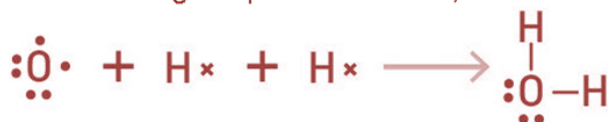
* 1.1. A molécula de água apresenta, no total,

- (A) oito eletrões, dos quais dois são não ligantes.
- (B) oito eletrões, dos quais quatro são não ligantes.
- (C) dez eletrões, dos quais dois são não ligantes.
- (D) dez eletrões, dos quais quatro são não ligantes.

1.1. (D)

A molécula de água, H_2O , apresenta, no total, dez eletrões (oito eletrões do átomo de oxigénio mais dois eletrões, um de cada um dos átomos de hidrogénio), o que exclui as opções (A) e (B).

De acordo com a fórmula de estrutura da molécula de água, verifica-se que estes átomos se unem de acordo com a regra do octeto. Como o átomo de oxigénio tem seis eletrões de valência e o átomo de hidrogénio tem um eletrão de valência, ocorre o compartilhamento de dois dupletos, estabelecendo duas ligações simples $\text{O}-\text{H}$, ficando assim o átomo de oxigénio rodeado por oito eletrões, como o átomo de néon, e os átomos de hidrogénio por dois eletrões, como o átomo de hélio.



Esta molécula apresenta, assim, quatro eletrões de valência ligantes e quatro eletrões de valência não ligantes, o que está de acordo com a opção (D).

* 1.4. Quando se coloca uma determinada massa de água líquida num congelador, observa-se um aumento do volume da água durante a sua solidificação. Comparativamente à água líquida, o gelo apresenta

- (A) maior massa volúmica e ligações de hidrogénio mais intensas.
- (B) maior massa volúmica e ligações de hidrogénio menos intensas.
- (C) menor massa volúmica e ligações de hidrogénio mais intensas.
- (D) menor massa volúmica e ligações de hidrogénio menos intensas.

1.4. (C)

A massa volúmica de uma substância, ρ , é a massa por unidade de volume dessa substância, isto é:

$\rho = \frac{m}{V}$. Se, quando se congela uma determinada massa de água, se observa um aumento de volume,

*** 5.2.** Nesta técnica, utilizam-se estações hidropónicas constituídas por várias unidades.

Uma determinada unidade hidropónica beneficia de um enriquecimento do ar em dióxido de carbono, CO_2 , para valores de 800 ppm (em volume). A percentagem de referência de CO_2 no ar é 0,038% (em volume).

Admita que o volume de ar da unidade hidropónica é $3,0 \text{ dm}^3$ e que, nas condições de pressão e temperatura desta unidade, o volume molar é $24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

Calcule o aumento da quantidade de CO_2 , na unidade hidropónica, caso se proceda ao referido enriquecimento do ar em CO_2 , nas condições de pressão e temperatura indicadas.

Apresente todos os cálculos efetuados.

5.2. $\Delta n = 5,25 \times 10^{-5} \text{ mol}$

$$\text{ppm } V(\text{CO}_2) = 800 \text{ ppm} ; \% V/V(\text{CO}_2)_{\text{ref}} = 0,038\% ; V(\text{ar}) = 3,0 \text{ dm}^3$$

$$V_m = 24 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} ; \Delta n = ?$$

Como $\text{ppm } V(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V(\text{ar})} \times 10^6 \text{ ppm}$, o volume de CO_2 existente em $3,0 \text{ dm}^3$ de ar enriquecido é:

$$V(\text{CO}_2) = 800 \times 3,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 2,40 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Como $\% V/V(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V(\text{ar})} \times 100 \%$, o volume de CO_2 nas condições de referência em $3,0 \text{ dm}^3$ de ar é:

$$V(\text{CO}_2)_{\text{ref}} = 0,038 \times 3,0 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 = 1,14 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

O aumento de volume de CO_2 em $3,0 \text{ dm}^3$ de ar na unidade hidropónica, caso se proceda ao enriquecimento do ar em CO_2 , é, então:

$$\Delta V = 2,40 \times 10^{-3} - 1,14 \times 10^{-3} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Como $n = \frac{V}{V_m}$ e $\Delta n = \frac{\Delta V}{V_m}$, o aumento da quantidade de CO_2 referido, nas condições de pressão e temperatura indicadas, é:

$$\Delta n = \frac{1,26 \times 10^{-3} \text{ dm}^3}{24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 5,25 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

*** 7.2.** O sal cloreto de sódio é constituído pelos iões sódio, Na^+ , e cloreto, Cl^- .

Os iões Na^+ e Cl^- , no estado fundamental,

- (A) apresentam, ambos, sete eletrões de valência.
- (B) têm configurações eletrónicas iguais.
- (C) apresentam, ambos, cinco orbitais ocupadas.
- (D) têm igual número de orbitais de valência.

7.2. (D)

De acordo com a configuração eletrónica destas partículas, no estado fundamental, verifica-se que:

- ambas apresentam oito eletrões de valência, (dois eletrões numa orbital s e seis eletrões em orbitais p), o que elimina a opção (A);
- têm configurações eletrónicas diferentes, o que elimina a opção (B);
- apresentam, ambas, quatro orbitais de valência, (ns, np_x, np_y e np_z), o que elimina a opção (C) e está de acordo com a opção (D). Assim, a opção correta é a (D).

7.3. O sódio e o cloro situam-se no mesmo período da tabela periódica.

*** 7.3.1.** No estado fundamental, o átomo de sódio tem _____ raio atómico e _____ energia de ionização do que o átomo de cloro.

- (A) maior ... maior
- (B) menor ... maior
- (C) menor ... menor
- (D) maior ... menor

7.3.1. (D)

O sódio e o cloro pertencem ao mesmo período da Tabela Periódica e aos grupos 1 e 17, respetivamente. Como o raio atómico diminui genericamente da esquerda para a direita ao longo de um período, $r(\text{Na}) > r(\text{Cl})$, o que elimina as opções (B) e (C).

A energia de ionização aumenta, genericamente, ao longo de um período. Logo, $E_i(\text{Na}) < E_i(\text{Cl})$, o que exclui a opção (A) e está de acordo com a opção (D).

A opção correta é a (D).

7.3.2. O elemento cloro apresenta dois isótopos estáveis, o cloro-35 (${}^{35}\text{Cl}$) e o cloro-37 (${}^{37}\text{Cl}$), de massas isotópicas relativas 34,97 e 36,97, respetivamente.

O isótopo cloro-35 é

- (A) mais abundante e tem menos dois neutrões do que o cloro-37.
- (B) mais abundante e tem menos dois protões do que o cloro-37.
- (C) menos abundante e tem menos dois neutrões do que o cloro-37.
- (D) menos abundante e tem menos dois protões do que o cloro-37.

7.3.2. (A)

Como os isótopos são átomos com o mesmo número atómico, Z , mas diferente número de massa, A , diferem somente no número de neutrões, o que exclui as opções (B) e (D).

O isótopo cloro-35 (^{35}Cl) tem 17 prótons, 17 eletrões e $35 - 17 = 18$ neutrões, e o isótopo cloro-37 (^{37}Cl) tem 17 prótons, 17 eletrões e $37 - 17 = 20$ neutrões. O cloro ^{35}Cl tem menos 2 neutrões do que o cloro 37.

Como a massa atómica relativa de um elemento é a média ponderada das massas isotópicas relativas dos isótopos naturais desse elemento, isto é, uma média que tem em conta a abundância relativa dos isótopos (x_i), e como o cloro só apresenta dois isótopos naturais, será:

$$A_r(\text{Cl}) = x_{35} \times 34,97 + x_{37} \times 36,97$$

Como o valor da massa atómica relativa do cloro, $A_r(\text{Cl}) = 35,45$, é mais próximo do valor da massa do isótopo ^{35}Cl , podemos deduzir que a abundância relativa do isótopo ^{35}Cl é superior à do isótopo ^{37}Cl . De facto, como $x_{37} + x_{35} = 1$ ou $100\% \Leftrightarrow x_{37} = 1 - x_{35}$, será:

$$35,45 = x_{35} \times 34,97 + [1 - x_{35}] \times 36,97$$

$$x_{35} = 76,0\% \text{ e } x_{37} = 24,0\%$$

A opção correta é a (A).

Exame Nacional de 2022 - 2.ª Fase**1. O Sol emite luz, mas também fluxos de partículas que constituem o vento solar.**

Estas partículas carregadas eletricamente, como prótons, eletrões e iões de hélio, interagem com o campo magnético terrestre, deformando-o.

1.2. As partículas energéticas constituintes do vento solar, ao entrarem na alta atmosfera terrestre, provocam manifestações de luz conhecidas por auroras. As auroras mais comuns apresentam cor verde, o que se deve, essencialmente, à presença de oxigénio atómico.**1.2.1. Na alta atmosfera terrestre, encontra-se oxigénio atómico, mas raramente se encontra nitrogénio atómico, porque a ligação covalente _____ na molécula de dinitrogénio tem _____ energia de ligação do que a ligação covalente na molécula de dióxigénio.**

(A) dupla ... menor

(B) dupla ... maior

(C) tripla ... menor

(D) tripla ... maior

1.2.1. (D)

A ligação covalente na molécula de dinitrogénio é uma ligação covalente tripla, $\text{N} \equiv \text{N}$, e na molécula de dióxigénio estabelece-se uma ligação covalente dupla, $\text{O} = \text{O}$.

A energia da ligação covalente entre dois átomos é tanto mais forte quanto maior a densidade eletrónica na zona internuclear, logo é mais forte quando os átomos se ligam por uma ligação tripla, $\text{N} \equiv \text{N}$, do que quando a ligação é dupla, $\text{O} = \text{O}$. Para quebrar uma ligação mais forte, é necessário que a radiação tenha maior energia por fóton, ou seja, tenha maior frequência.

Assim, a ligação dupla da molécula de dióxigénio necessita de menor energia para ser quebrada do que a ligação tripla da molécula de dinitrogénio, originando o oxigénio atómico.

A opção correta é a (D).

- * 1.2.2. A cor observada nas auroras mais comuns deve-se à _____ de radiação, associada a transições eletrónicas para níveis de energia _____ do átomo de oxigénio.

- (A) emissão ... inferiores (B) emissão ... superiores
(C) absorção ... inferiores (D) absorção ... superiores

1.2.2. (A)

A energia dos eletrões num átomo é tanto maior quanto mais elevado for o nível, n , ocupado. Quando um eletrão passa de um nível n com energia E_2 para um nível de menor energia (n inferior), E_1 , se o átomo estiver isolado (baixa pressão), e, como tal, não acontecerá desexcitação por choque entre partículas, ocorre **emissão** de radiação de energia igual à diferença dessas duas energias, $\Delta E = E_2 - E_1$.

A opção correta é a (A).

3. No laboratório da escola, um grupo de alunos realizou uma atividade experimental que consistia na medição de volumes de água e das massas respetivas. Os alunos usaram uma bureta graduada, um gobelé e uma balança digital.

Considere a temperatura constante ao longo de toda a atividade e que a massa do gobelé, vazio e seco, é 68,82 g.

- 3.1. Os alunos mediram o volume de água escoada para um gobelé.

A Figura 3 ilustra parte da bureta, graduada em cm^3 , estando representado o nível de água observado no início (I) e no final (II) de um dos ensaios.

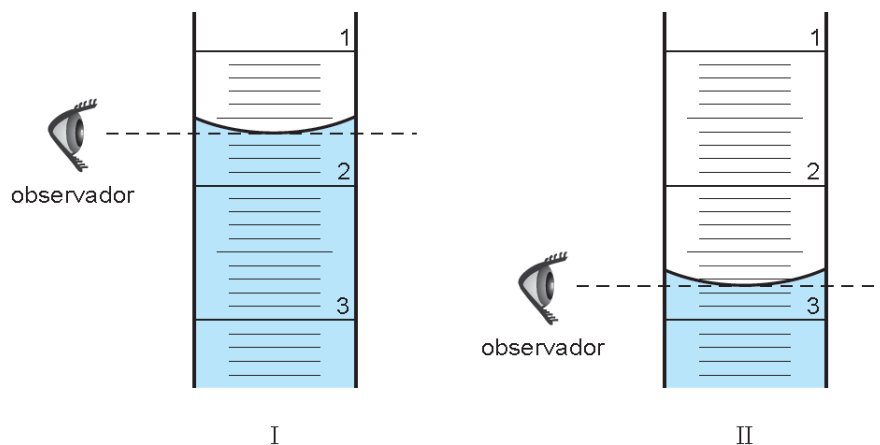


Figura 3

A incerteza da leitura é _____, e o volume de água escoada no ensaio é _____.

- (A) $0,05 \text{ cm}^3 \dots 1,15 \text{ cm}^3$
(B) $0,05 \text{ cm}^3 \dots 0,85 \text{ cm}^3$
(C) $0,10 \text{ cm}^3 \dots 1,15 \text{ cm}^3$
(D) $0,10 \text{ cm}^3 \dots 0,85 \text{ cm}^3$

3.1. (A)

Leituras na bureta: nível inicial – $1,60 \text{ cm}^3$; nível final – $2,75 \text{ cm}^3$

Incerteza (metade do menor intervalo da escala) = $0,05 \text{ cm}^3$

Volume de água escoada = $(2,75 - 1,60) \text{ cm}^3 = 1,15 \text{ cm}^3$

A opção correta é a (A).

*** 3.2.** Na tabela estão registados os valores do volume, V , de água escoada para o gobelé e da massa, m , de água correspondente.

Calcule a massa de água correspondente ao volume de $61,0 \text{ cm}^3$.

Na resposta:

- apresente a equação da reta de ajuste ao gráfico de m em função de V ;
- apresente o valor solicitado com três algarismos significativos.

Apresente todos os cálculos efetuados.

V / cm^3	m / g
17,30	15,69
32,83	33,54
50,25	49,85
69,71	67,13
84,04	82,24

3.2. $m = 59,6 \text{ g}$

Recorrendo à calculadora gráfica, para os valores tabelados, a equação da reta que se ajusta ao gráfico de m em função de V é:

$$m = 9,769 \times 10^{-1} V + 3,637 \times 10^{-2}$$

De acordo com esta equação, o valor da massa de água correspondente ao volume de $61,0 \text{ cm}^3$ é:

$$m = 9,769 \times 10^{-1} \times 61,0 + 3,637 \times 10^{-2} = 59,6 \text{ g}$$

*** 3.3.** Um outro grupo de alunos efetuou a mesma atividade experimental, utilizando o mesmo material, tendo cometido um erro que foi detetado aquando do traçado do gráfico da Figura 4.

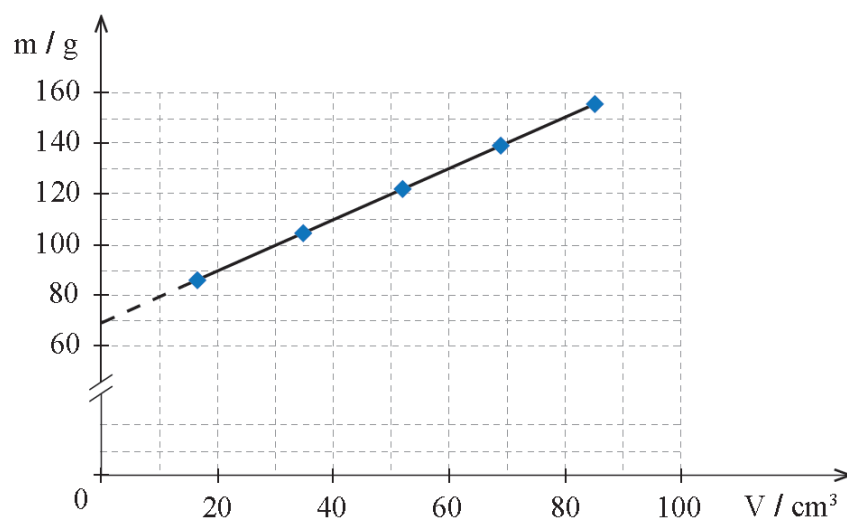


Figura 4

Identifique o erro sistemático cometido pelos alunos e justifique a sua resposta com base na análise do gráfico.

- 3.3. Por análise do gráfico dado, verifica-se que a ordenada na origem é cerca de 70 g e que, portanto, para um volume de água escoada de 0 cm³ não corresponde a massa de 0 g.

Conclui-se que foi cometido um erro: os alunos não subtraíram a massa do gobelé vazio à massa do gobelé com água.

Pode concluir-se, por análise do gráfico, que a massa do gobelé, vazio e seco, é aproximadamente 70 g, o que está de acordo com o valor real dessa massa (68,82 g).

- 5.4. No laboratório, existe uma solução concentrada de HNO₃ ($M = 63,02 \text{ g mol}^{-1}$; K_a muito elevado), com 68% (em massa) de HNO₃ e massa volúmica 1,41 g cm⁻³.

- * 5.4.1. Calcule o volume de solução concentrada que é necessário para preparar 250 cm³ de uma solução diluída de HNO₃ com pH de 0,30.

Apresente todos os cálculos efetuados.

5.4.1. $V = 8,2 \text{ cm}^3$

HNO₃ (conc): % m/m = 68 % ; $\rho = 1,41 \text{ g cm}^{-3}$

$V(\text{HNO}_3 \text{ dil}) = 250 \text{ cm}^3$; pH = 0,30

$V(\text{HNO}_3 \text{ conc}) = ?$

Se o pH da solução diluída de HNO₃ é 0,30 e $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$, será

$$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 10^{-0,30} = 0,501 \text{ mol dm}^{-3}.$$

Como $n = c \times V$, em 250 cm³ de solução diluída, teremos:

$$n = 0,501 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,250 \text{ dm}^3 = 0,125 \text{ mol de H}_3\text{O}^+$$

O HNO₃ é um ácido muito forte (K_a muito elevado), logo a sua protólise é muito extensa.

Como, de acordo com a equação de protólise de HNO₃ a proporção estequiométrica é 1:1, a quantidade de HNO₃(aq) que vai dar origem à solução diluída é praticamente igual à quantidade de H₃O⁺ na solução diluída, ou seja, 0,125 mol.

Se a massa volúmica da solução concentrada de HNO₃ é $\rho = 1,41 \text{ g cm}^{-3}$, e dado que $\rho = \frac{m}{V}$, a massa de 1000 cm³ de solução concentrada será:

$$m = \rho \times V \Rightarrow m = 1,41 \text{ g cm}^{-3} \times 1000 \text{ cm}^3 = 1410 \text{ g}$$

Como $\%(m/m) = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \times 100\%$, a massa de HNO₃ presente em 1000 cm³ de solução de ácido concentrado será: $m = 1410 \text{ g} \times 0,68 = 959 \text{ g}$.

A quantidade de HNO₃ presente em 1000 cm³ de solução será:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{959 \text{ g}}{63,02 \text{ g mol}^{-1}} = 15,2 \text{ mol}$$

$$\text{Como } c = \frac{n(\text{solute})}{V_{\text{solução}}}, \quad c(\text{HNO}_3)_{\text{conc}} = \frac{15,2 \text{ mol}}{1,000 \text{ dm}^3} = 15,2 \text{ mol dm}^{-3}.$$

Numa diluição, a quantidade de soluto existente na solução diluída e na solução concentrada mantém-se. Assim,

$$n_{\text{conc}} = n_{\text{diluída}} \Rightarrow c_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = c_{\text{diluída}} \times V_{\text{diluída}} \Rightarrow 15,2 \text{ mol dm}^{-3} \times V_{\text{conc}} = 0,501 \text{ mol dm}^{-3} \times 0,250 \text{ dm}^3$$

$$V_c = \frac{0,125 \text{ mol}}{15,2 \text{ mol dm}^{-3}} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 8,2 \text{ cm}^3$$

7.2. O composto TiX_4 é um composto molecular de geometria tetraédrica.

A Figura 9 apresenta o espectro do átomo do elemento representado pela letra X, obtido por espectroscopia fotoeletrónica (PES), contendo informação de todos os eletrões do átomo deste elemento.

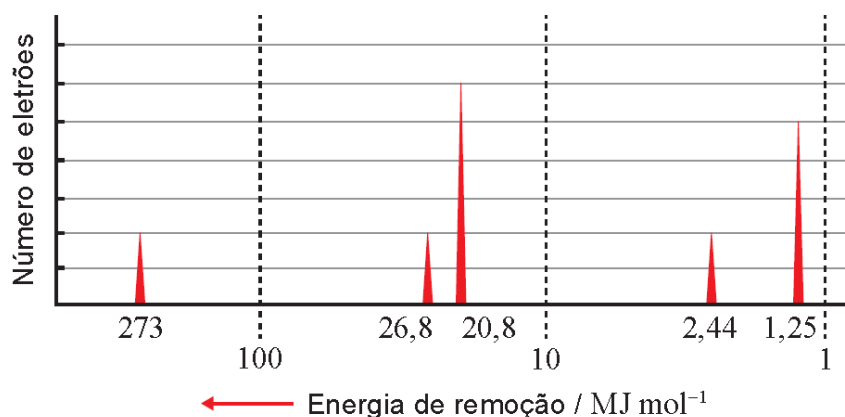


Figura 9

De acordo com o espectro apresentado, pode concluir-se que a primeira energia de ionização deste elemento é

- (A) 273 MJ mol^{-1} e o elemento é o flúor.
- (B) 1,25 MJ mol^{-1} e o elemento é o flúor.
- (C) 273 MJ mol^{-1} e o elemento é o cloro.
- (D) 1,25 MJ mol^{-1} e o elemento é o cloro.

7.2. (D)

O espectro apresenta uma série de energias de remoção de eletrões (cada pico corresponde a um valor de energia de remoção), e as intensidades das linhas são proporcionais ao número de eletrões em cada subnível. Analisando as bandas apresentadas, verifica-se que estão de acordo com a configuração $1s^2 - 2s^2 2p^6 - 3s^2 3p^5$, ou seja, trata-se do cloro.

Verifica-se, também, que os eletrões mais facilmente removíveis (aos que corresponde uma energia de remoção de 1,25 MJ/mol) são 5 eletrões ($3p$), existindo mais 2 eletrões com energia de remoção da mesma ordem de grandeza (2,44 MJ/mol) que pertencem ao mesmo nível, subnível $3s$. Assim, o valor 1,25 MJ/mol , a menor energia para remover 1 eletrão do átomo de cloro, é a sua primeira energia de ionização, o que está de acordo com a opção (D).

Exame Nacional de 2022 - 1.ª Fase

3. A procura de vida extraterrestre envolve a deteção de substâncias cuja existência pode ser indicadora da presença de vida.

* 3.1. O metano, CH_4 , é uma dessas substâncias e já foi detetado em Marte.

A molécula de CH_4 apresenta geometria

- (A) piramidal trigonal e é polar.
- (B) tetraédrica e é polar.
- (C) piramidal trigonal e é apolar.
- (D) tetraédrica e é apolar.

3.

* 3.1. Versão 1 – (D); Versão 2 – (A)

A molécula de metano assume uma geometria tetraédrica pois não possui nenhum par de eletrões de valência não ligante no átomo central, o carbono. Relativamente à sua polaridade, a molécula de metano é apolar, devido simetria da nuvem eletrónica pois todas as ligações do carbono são feitas a átomos do mesmo elemento.

* 3.2. A descoberta da origem do metano, CH_4 ($M = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$), em Marte irá, provavelmente, requerer medições isotópicas.

No planeta Terra, o carbono apresenta dois isótopos estáveis, o carbono-12 (^{12}C) e o carbono-13 (^{13}C). A fração molar do isótopo ^{13}C no carbono é 0,0108.

Calcule o número de átomos do isótopo carbono-13 presentes numa amostra de 1000 g de CH_4 terrestre.

Apresente todos os cálculos efetuados.

* 3.2.

- Cálculo da quantidade de C presente em 1000 g de CH_4

$$M(\text{CH}_4) = 12,01 + 4 \times 1,01 = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{1000}{16,05} \Leftrightarrow n = 62,31 \text{ mol}$$

- Cálculo da quantidade de ^{13}C presente em 1000 g de CH_4

$$x_{^{13}\text{C}} = \frac{n_{^{13}\text{C}}}{n_{\text{total}}} = 0,0108 \quad 0,0108 = \frac{n_{^{13}\text{C}}}{62,31 \text{ mol}} \Leftrightarrow n_{^{13}\text{C}} = 0,6729 \text{ mol}$$

- Cálculo do número de átomos de ^{13}C presentes em 1000 g de CH_4

$$N = n \times N_A \quad N = 0,6729 \times 6,02 \times 10^{23} \Leftrightarrow N = 4,05 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

3.3. Num átomo de carbono, no estado fundamental, existem

- (A) quatro eletrões de valência distribuídos por duas orbitais.
- (B) quatro eletrões de valência distribuídos por três orbitais.
- (C) dois eletrões de valência distribuídos por duas orbitais.
- (D) dois eletrões de valência distribuídos por uma orbital.

3.3. Versão 1 – (B);

* 3.4. Na Figura 3, está representada a fórmula de estrutura da molécula de uma substância presente no solo marciano.

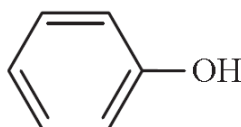


Figura 3

Esta substância pertence à família

- (A) dos aldeídos.
- (B) das aminas.
- (C) das cetonas.
- (D) dos álcoois.

* 3.4. Versão 1 – (D);

O grupo representado na Figura tem uma ligação do tipo C–OH, pelo que representa o grupo funcional hidroxilo, que pertence à família dos álcoois.

4. Um navio transporta metano, CH_4 ($M = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$), acondicionado em tanques. Um tanque na sua capacidade máxima contém $1,17 \times 10^5 \text{ kg}$ de CH_4 liquefeito. O CH_4 liquefeito tem massa volúmica de $0,4241 \text{ g cm}^{-3}$.

* 4.1. Calcule a massa máxima de CH_4 que seria possível transportar num tanque, caso esta substância se encontrasse no estado gasoso, em condições PTN.

Apresente todos os cálculos efetuados.

* 4.1.

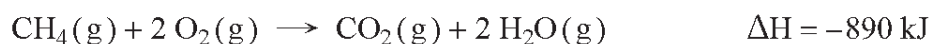
- Cálculo do volume do tanque.

$$\rho = \frac{m}{V} \quad 0,4241 = \frac{1,17 \times 10^5 \times 10^3}{V} \Leftrightarrow V = 2,759 \times 10^8 \text{ cm}^3 = 2,759 \times 10^5 \text{ dm}^3$$

- Cálculo da massa de CH_4 , em condições PTN, que será possível transportar no tanque.

$$M(\text{CH}_4) = 16,05 \text{ g mol}^{-1} \quad \frac{16,05 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = \frac{m}{2,759 \times 10^5 \text{ dm}^3} \Leftrightarrow m = 1,98 \times 10^5 \text{ g}$$

4.2. A reação do CH_4 com o dioxigénio, O_2 , em fase gasosa, é traduzida por



4.2.1. Na reação completa do CH_4 proveniente do tanque do navio de transporte, são

- (A) libertados $6,49 \times 10^{12} \text{ J}$ de energia.
- (B) libertados $8,90 \times 10^5 \text{ J}$ de energia.
- (C) consumidos $8,90 \times 10^5 \text{ J}$ de energia.
- (D) consumidos $6,49 \times 10^{12} \text{ J}$ de energia.

4.2.1. Versão 1 – (A);

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{1,17 \times 10^5 \times 10^3}{16,05} \Leftrightarrow n = 7,290 \times 10^6 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{890 \times 10^3 \text{ J}} = \frac{7,290 \times 10^6 \text{ mol}}{E} \Leftrightarrow E = 6,49 \times 10^{12} \text{ J}$$

Como a variação de entalpia da reação é negativa, significa que é libertada energia na reação de combustão.

Exame Nacional de 2021 - Época Especial

1. Os ácidos orgânicos apresentam um grupo funcional característico.

O ácido cítrico, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ($M = 192,14 \text{ g mol}^{-1}$), cuja fórmula de estrutura da molécula se representa na Figura 1, é uma substância presente nos citrinos.

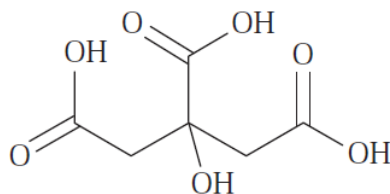


Figura 1

* 1.1. A molécula de ácido tartárico, $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$, presente no vinho, tem a fórmula de estrutura representada na Figura 2.

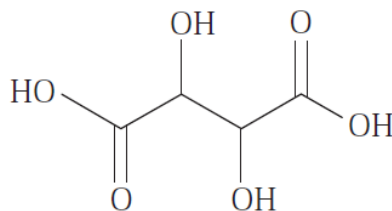


Figura 2

Nas moléculas de ácido cítrico e de ácido tartárico existem, respetivamente,

- (A) dois e três grupos funcionais carboxilo.
- (B) quatro e dois grupos funcionais hidroxilo.
- (C) um e quatro grupos funcionais hidroxilo.
- (D) três e dois grupos funcionais carboxilo.

1.

* 1.1. Versão 1 – (D); Versão 2 – (A)

O grupo carboxilo é composto da ligação do hidróxido, OH, com o carbono, C, que se liga com o oxigénio, O. Nas figuras representadas, o carbono não é escrito, mas é representado através da linha. Assim, evidencia-se três grupos funcionais carboxilo na primeira Figura e dois grupos funcionais carboxilo na segunda Figura.

* 1.2. Um sumo de limão, de massa volúmica $1,03 \text{ g cm}^{-3}$, contém 4,71%, em massa, de ácido cítrico.

Determine a quantidade de ácido cítrico que existe em $75,0 \text{ cm}^3$ desse sumo.

Apresente todos os cálculos efetuados.

* 1.2.

- Cálculo da massa de ácido cítrico no sumo

$$m = \rho V \Rightarrow m = 1,03 \times 75,0 = 77,25 \text{ g}$$

$$\frac{4,71}{100} \times 77,25 = 3,638 \text{ g}$$

- Cálculo da quantidade de ácido cítrico no sumo

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{3,638}{192,14} = 1,89 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

* 8. Considere o átomo de carbono e o átomo de oxigénio no estado fundamental.

Compare a energia dos eletrões de valência mais energéticos do átomo de carbono com a energia dos eletrões de valência mais energéticos do átomo de oxigénio.

Explicite o seu raciocínio.

Tópicos de Resposta

- reconhecimento de que os eletrões de valência mais energéticos têm uma menor energia de ionização;
- reconhecimento de que a energia de ionização do oxigénio é maior do que a energia de ionização do carbono, com base no aumento predominante da carga nuclear ao longo de um mesmo período ou na tendência de aumento da energia de ionização ao longo de um mesmo período;
- reconhecimento de que a energia dos eletrões de valência mais energéticos do átomo de oxigénio é menor do que a energia dos eletrões de valência mais energéticos do átomo de carbono.

Exemplo de Resposta

Os eletrões de valência mais energéticos têm, naturalmente, uma menor energia de ionização. Em relação aos dois átomos mencionados, a energia de ionização do átomo de oxigénio é maior do que a energia de ionização do carbono, pois existe o aumento predominante da carga nuclear ao longo de um mesmo período, pelo que a energia de ionização então aumenta também. Deste modo, a energia dos eletrões de valência mais energéticos do átomo de oxigénio é menor do que a energia dos eletrões de valência mais energéticos do átomo de carbono, na medida em que a sua energia de ionização é maior.

9. O metano é um composto constituído por átomos de hidrogénio e de carbono.

9.1. No espectro de emissão do átomo de hidrogénio, as energias dos fotões correspondentes às transições de menor energia para os níveis $n = 2$ e $n = 3$ são $3,0 \times 10^{-19}$ J e $1,1 \times 10^{-19}$ J, respetivamente.

Assim, pode concluir-se que a diferença de energia entre os níveis

(A) $n = 3$ e $n = 2$ é $1,9 \times 10^{-19}$ J

(B) $n = 4$ e $n = 3$ é $1,9 \times 10^{-19}$ J

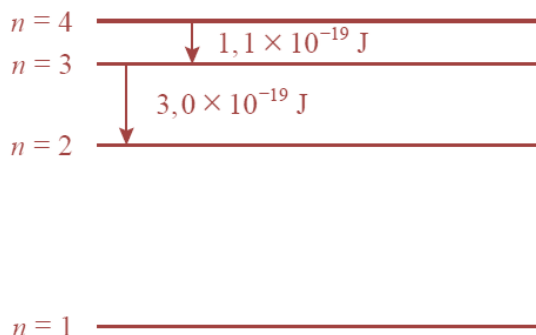
(C) $n = 4$ e $n = 2$ é $4,1 \times 10^{-19}$ J

(D) $n = 3$ e $n = 1$ é $4,1 \times 10^{-19}$ J

9.1. Versão 1 – (C); Versão 2 – (D)

A transição de menor energia para os níveis mencionados significa transições do tipo $3 \rightarrow 2$ e $4 \rightarrow 3$, respetivamente.

Assim, a transição do nível 4 para o nível 2 é de $3,0 \times 10^{-19} + 1,1 \times 10^{-19} = 4,1 \times 10^{-19}$ J



* 9.2. A combustão do metano pode ser traduzida por



A energia libertada na combustão de 50,0 g de CH_4 é 2500 kJ.

Considere as energias de ligação médias apresentadas na tabela.

Ligação	$E / \text{kJ mol}^{-1}$
$E(\text{C} - \text{H})$	414
$E(\text{C} = \text{O})$	799
$E(\text{O} - \text{H})$	460

Determine, em kJ mol^{-1} , a energia média de dissociação da molécula de O_2 .

Apresente todos os cálculos efetuados.

* 9.2.

- Cálculo da energia que se liberta na combustão de 1 mol de CH_4

$$M(\text{CH}_4) = 12,01 + 4 \times 1,01 = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{50,0}{16,05} = 3,115 \text{ mol}$$

$$\frac{3,115 \text{ mol CH}_4}{2500 \text{ kJ}} = \frac{1 \text{ mol CH}_4}{E} \Leftrightarrow E = 802,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- Cálculo da energia envolvida na formação das ligações de 1 mol de CO_2 e de 2 mol de H_2O

$$E_{\text{CO}_2} = 2 \times 799 = 1598 \text{ kJ}$$

$$E_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 2 \times 460 = 1840 \text{ kJ}$$

$$E_{\text{CO}_2} + E_{\text{H}_2\text{O}} = 1598 + 1840 = 3438 \text{ kJ}$$

- Cálculo da energia necessária para dissociar 1 mol de O_2

$$\Delta H = E_{\text{CH}_4} + 2E_{\text{O}_2} - (E_{\text{CO}_2} + E_{\text{H}_2\text{O}}) \Rightarrow -802,6 = 4 \times 414 + 2E_{\text{O}_2} - 3438 \Leftrightarrow E_{\text{O}_2} = 490 \text{ kJ}$$

10. Em 1811, Amedeo Avogadro publicou um artigo em que admitia que volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e de temperatura, continham o mesmo número de moléculas.

Na Figura 8, representam-se quatro recipientes iguais (com o mesmo volume e a mesma massa). Posteriormente, encheram-se estes recipientes com gases, identificados pelas respetivas fórmulas químicas, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

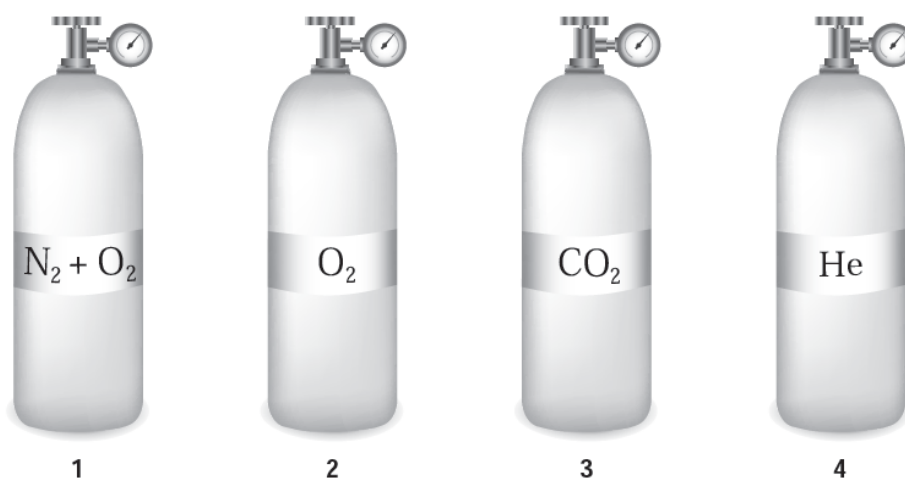


Figura 8

- 10.1. O número total de átomos contidos nos recipientes é igual em

- (A) 1 e 2.
- (B) 2 e 4.
- (C) 2 e 3.
- (D) 3 e 4.

10.1. Versão 1 – (A); Versão 2 – (B)

O recipiente 2 possui $n_{\text{átomos}} = 2n_{\text{moléculas}}$

O recipiente 1 possui

$$n_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \times n_{\text{moléculas}} = (1 - x_{\text{O}_2}) \times n_{\text{moléculas}}$$

$$n_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} \times n_{\text{moléculas}}$$

$$n_{\text{átomos}} = 2n_{\text{N}_2} + 2n_{\text{O}_2} = 2(1 - x_{\text{O}_2})n_{\text{moléculas}} + 2x_{\text{O}_2}n_{\text{moléculas}} = 2n_{\text{moléculas}} - 2x_{\text{O}_2}n_{\text{moléculas}} + 2x_{\text{O}_2}n_{\text{moléculas}} = 2n_{\text{moléculas}}$$

Assim, os recipientes 1 e 2 possuem o mesmo número de átomos.

10.2. Selecione a opção que ordena os recipientes 1, 2 e 3, tendo em conta os respetivos gases, por ordem crescente das suas massas.

(A) $2 < 3 < 1$

(B) $1 < 2 < 3$

(C) $1 < 3 < 2$

(D) $2 < 1 < 3$

10.2. Versão 1 – (B); Versão 2 – (C)

$$m = nM$$

$$1: m = x_{\text{N}_2} \times n_{\text{total}} \times M_{\text{N}_2} + (1 - x_{\text{N}_2}) \times n_{\text{total}} \times M_{\text{O}_2} =$$

$$= 28,02x_{\text{N}_2} \times n_{\text{total}} + 32,00n_{\text{total}} - 32,00x_{\text{N}_2}n_{\text{total}} = 32,00n_{\text{total}} - 3,98x_{\text{N}_2}n_{\text{total}}$$

$$2: m = 32,00n$$

$$3: m = (12,01 + 32,00)n = 44,01n$$

$$1 < 2 < 3$$

Exame Nacional de 2021 - 2.ª Fase

1. Considere os elementos químicos cloro e bromo, que pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

- * 1.1.** Explique por que razão a energia de ionização dos átomos destes elementos tem tendência a diminuir ao longo do grupo.

Escreva um texto estruturado, utilizando linguagem científica adequada.

Tópicos de Resposta

- [ao longo do grupo,] os eletrões de valência encontram-se em níveis [de energia] sucessivamente mais elevados;
- [ao longo do grupo,] há diminuição da atração entre os eletrões de valência e os respetivos núcleos [uma vez que há um maior afastamento destes em relação aos núcleos];
- [ao longo do grupo,] há diminuição da energia mínima necessária para remover um dos eletrões de valência.

Exemplo de Resposta

Ao longo do grupo, os eletrões de valência encontram-se em níveis de energia sucessivamente mais elevados, pelo que há diminuição da atração entre os eletrões de valência e os respetivos núcleos uma vez que há um maior afastamento destes em relação aos núcleos. Assim, ao longo do grupo, há diminuição da energia mínima necessária para remover um dos eletrões de valência.

- * 1.2. Duas das riscas do espectro de emissão atómico do cloro são originadas por fótons de energias $14,7 \times 10^{-19} \text{ J}$ e $2,4 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Desta afirmação pode concluir-se que, no átomo de cloro,

- (A) existe um nível cuja energia é $-12,3 \times 10^{-19} \text{ J}$.
- (B) existe um nível cuja energia é $-14,7 \times 10^{-19} \text{ J}$.
- (C) existem níveis cuja diferença de energia é $12,3 \times 10^{-19} \text{ J}$.
- (D) existem níveis cuja diferença de energia é $14,7 \times 10^{-19} \text{ J}$.

1.2. Versão 1 – (D); Versão 2 – (A)

As riscas do espectro de emissão do átomo de cloro representam a energia libertada entre níveis diferentes de energia. Assim, os fótons mencionados representam a diferença entre dois níveis diferentes de energia.

8. Dois átomos de nitrogénio ligam-se entre si por uma ligação covalente tripla, formando uma molécula de N_2 .

8.1. Os eletrões de valência do átomo de nitrogénio, no estado fundamental, apresentam _____ energias diferenciadas, _____ todos os eletrões emparelhados.

- (A) duas ... estando
- (B) duas ... não estando
- (C) três ... estando
- (D) três ... não estando

8.1. Versão 1 – (B); Versão 2 – (A)

${}_7\text{N} = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Para os eletrões de valência existem duas energias diferenciadas, para os subníveis 2s e 2p. Como as orbitais 2p estão semipreenchidas, os eletrões dessas orbitais estão desemparelhados.

8.2. Qual é, em média, a massa de uma molécula de N_2 ?

- (A) $4,65 \times 10^{-23} \text{ g}$
- (B) 28,0 g
- (C) 14,0 g
- (D) $2,33 \times 10^{-23} \text{ g}$

8.2. Versão 1 – (A); Versão 2 – (D)

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{28,02 \text{ g N}_2} = \frac{1 \text{ molécula}}{m} \Leftrightarrow m = 4,65 \times 10^{-23} \text{ g}$$

9. A Figura 3 representa a molécula de tricloreto de fósforo, PCl_3 , utilizando a notação de Lewis.

Prevê-se que esta molécula apresente geometria

- (A) triangular plana e que seja apolar.
- (B) triangular plana e que seja polar.
- (C) piramidal trigonal e que seja apolar.
- (D) piramidal trigonal e que seja polar.

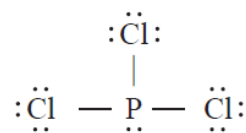


Figura 3

9. Versão 1 – (D); Versão 2 – (C)

Como o átomo central da molécula possui um par de eletrões de valência não ligantes, a molécula adquire uma geometria piramidal trigonal. Como a molécula não é simétrica, a molécula é polar.

Exame Nacional de 2021 - 1.ª Fase

5. O pentacloreto de fósforo, PCl_5 , pode decompor-se, em fase gasosa, originando tricloreto de fósforo, PCl_3 , e cloro, Cl_2 . Esta reação pode ser traduzida por



* 5.1. Considere que a variação de entalpia associada à decomposição de 1 mol de $\text{PCl}_5(\text{g})$ é 88 kJ. A energia média da ligação $\text{P}-\text{Cl}$ na molécula PCl_5 é 257 kJ mol^{-1} , e a energia média da ligação $\text{Cl}-\text{Cl}$ na molécula Cl_2 é 243 kJ mol^{-1} .

Conclua, a partir das energias fornecidas, se a ligação $\text{P}-\text{Cl}$ é, em média, mais forte na molécula PCl_5 ou na molécula PCl_3 .

Mostre como chegou à conclusão solicitada, apresentando todos os cálculos.

* 5.1.

- Cálculo da energia da ligação $\text{P}-\text{Cl}$ na molécula PCl_3 na molécula com base na diferença entre a energia envolvida na rutura de ligações químicas e a energia envolvida na formação de ligações químicas.

Seja E_1 a energia média da ligação $\text{P}-\text{Cl}$ na molécula PCl_5 e E_2 a energia média da ligação $\text{P}-\text{Cl}$ na molécula PCl_3

$$\Delta E = 5 \times E_1 - 3 \times E_2 - E_{\text{Cl}-\text{Cl}} \Leftrightarrow 88 = 5 \times 257 - 3 \times E_2 - 243 \Leftrightarrow E_2 = 318 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como a energia média de ligação em PCl_3 é maior que a energia média de ligação em PCl_5 , conclui-se que a ligação é, em média, mais forte na molécula PCl_3 .

* 5.3. Represente a molécula de cloro na notação de Lewis.

* 5.3. $:\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{Cl}}:$ ou $:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$ ou $:\ddot{\text{Cl}}\cdot\cdot\ddot{\text{Cl}}:$ ou $:\ddot{\text{Cl}}\equiv\ddot{\text{Cl}}:$

Através da notação de Lewis, existem algumas representações para esta resposta. Podem considerar-se outras representações cientificamente válidas. Representações $|\overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}}|$ foram consideradas válidas pelo IAVE, I.P., embora não representem a notação de Lewis.

*** 5.4.** Considere átomos de fósforo e de cloro no estado fundamental.

Prevê-se que, no átomo de fósforo, os eletrões de valência sejam, em média, _____ atraídos pelo respetivo núcleo e que o raio atómico do cloro seja _____.

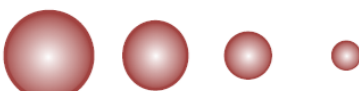
- (A) mais ... menor
- (B) mais ... maior
- (C) menos ... maior
- (D) menos ... menor

*** 5.4.** Versão 1 – (D); Versão 2 – (C)

Como a figura sugere, o fósforo, P, e o cloro, Cl, pertencem ao mesmo período. Ao longo do período, o raio atómico diminui, devido ao aumento da carga nuclear dos átomos, pelo que os eletrões de valência são, em média, mais atraídos pelo núcleo.

15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
-------------------------	-------------------------	--------------------------	--------------------------

Ao longo do período 



6. Dissolveu-se amoníaco, $\text{NH}_3(\text{g})$, em água, tendo-se obtido uma solução de concentração $2,27 \text{ mol dm}^{-3}$ e de densidade $0,98 \text{ g cm}^{-3}$, a 25°C .

*** 6.1.** Determine o número de moléculas de água que existem em 250 cm^3 de solução.

Apresente todos os cálculos efetuados.

- Calcula a massa de amoníaco em 250 cm^3 da solução considerada

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3 \quad \text{e} \quad M(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \times 1,01 = 17,04 \text{ g mol}^{-1}$$

$$c = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V} \Leftrightarrow n_{\text{NH}_3} = cV \Leftrightarrow n_{\text{NH}_3} = 2,27 \times 0,250 = 0,5675 \text{ mol NH}_3$$

$$m_{\text{NH}_3} = nM \Leftrightarrow m_{\text{NH}_3} = 0,5675 \times 17,04 = 9,670 \text{ g NH}_3$$

- Calcula a massa de água no volume da solução considerada.

$$\rho = \frac{m_{\text{solução}}}{V} \Leftrightarrow m_{\text{solução}} = \rho V \Leftrightarrow m_{\text{solução}} = 0,98 \times 250 = 245 \text{ g}$$

$$\text{Logo, } m_{\text{H}_2\text{O}} = 245 - 9,670 = 235,3 \text{ g H}_2\text{O}$$

- Calcula o número de moléculas de água que existem no volume da solução considerada.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,01 + 16,00 = 18,02 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow n = \frac{235,3}{18,02} = 13,052 \text{ mol}$$

$$N = n \times N_A \Leftrightarrow N = 13,052 \times 6,02 \times 10^{23} \Leftrightarrow N = 7,9 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

8. Os componentes maioritários do ar são o nitrogénio, $N_2(g)$, e o oxigénio, $O_2(g)$.

8.1. Considere uma amostra de $N_2(g)$ e uma amostra de $O_2(g)$, com massas iguais.

Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, pode concluir-se que os volumes das amostras são _____ e que o número de moléculas de cada uma das amostras é _____.

- (A) iguais ... igual
- (B) iguais ... diferente
- (C) diferentes ... igual
- (D) diferentes ... diferente

8.1. Versão 1 – (D); Versão 2 – (C)

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, as duas amostras têm o mesmo volume molar. O volume de uma amostra é dado por $V = V_m \times n \Leftrightarrow V = V_m \times \frac{m}{M}$. Como a massa é igual em ambas as amostras e a massa molar das duas amostras é diferente, o volume também será diferente. O número de moléculas de uma amostra é dado por $N = n \times N_A \Leftrightarrow N = \frac{m}{M} \times N_A$. Como a massa é igual em ambas as amostras e a massa molar das duas amostras é diferente, e o número de avogadro é uma constante, o número de moléculas será diferente.

8.2. Os eletrões do átomo de nitrogénio no estado fundamental distribuem-se por

- (A) três orbitais, sendo os eletrões da orbital 1s os de menor energia.
- (B) cinco orbitais, sendo os eletrões da orbital 1s os de menor energia.
- (C) três orbitais, sendo os eletrões das orbitais 2p os de menor energia.
- (D) cinco orbitais, sendo os eletrões das orbitais 2p os de menor energia.

8.2. Versão 1 – (B); Versão 2 – (D)

A configuração eletrónica do átomo de nitrogénio, no estado fundamental, é ${}_7N = 1s^2 2s^2 2p_x^1 p_y^1 p_z^1$, pelo que os eletrões se distribuem por cinco orbitais, sendo os eletrões da orbital 1s os menos energéticos, pois estão em níveis menores de energia.

Exame Nacional de 2020 - Época Especial

GRUPO IV

Os álcoois, muitos dos quais existentes na natureza, constituem uma família importante de compostos orgânicos. Na Figura 6, estão representados modelos tridimensionais de dois álcoois, o etanol e o propan-2-ol.

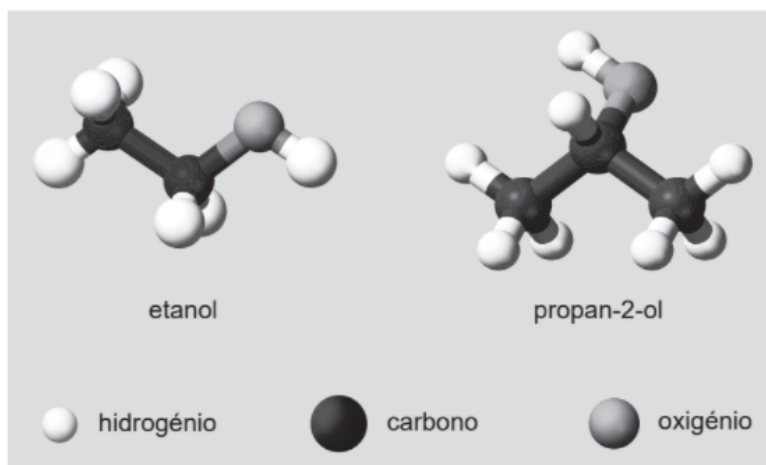


Figura 6

1. Qual é o grupo funcional característico dos álcoois?

1. O grupo funcional característico dos álcoois é OH, grupo hidroxilo.

2. A energia média da ligação C – C é 347 kJ mol^{-1} .

No estabelecimento de uma ligação C – C é, em média,

(A) libertada uma energia de $5,76 \times 10^{-19} \text{ J}$.

(B) absorvida uma energia de $5,76 \times 10^{-19} \text{ J}$.

(C) absorvida uma energia de $5,76 \times 10^{-22} \text{ J}$.

(D) libertada uma energia de $5,76 \times 10^{-22} \text{ J}$.

2. (A)

Quando se formam $6,022 \times 10^{23}$ ligações C–C (1 mole) libertam-se 347 kJ, o que corresponde a $\frac{347 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$, ou seja, $5,76 \times 10^{-19} \text{ J}$, que é a opção (A).

3. O etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ($M = 46,08 \text{ g mol}^{-1}$), é um dos álcoois mais comuns, podendo ser usado, por exemplo, como biocombustível.

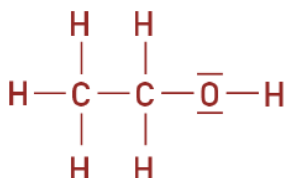
3.1. Na molécula de etanol existem, no total,

- (A) dezasseis eletrões de valência.
- (B) oito eletrões de valência ligantes.
- (C) quatro eletrões de valência não ligantes.
- (D) vinte eletrões.

3.1. (C)

Na molécula existem 2 átomos de carbono (cada um com 6 eletrões), 6 átomos de hidrogénio (cada um com 1 eletrão) e 1 átomo de oxigénio (com 8 eletrões). O número total de eletrões na molécula é $2 \times 6 + 6 \times 1 + 8 = 26$ e não 20, pelo que **não** é correta a opção (D).

Como é evidenciado na fórmula de estrutura da molécula de etanol, verifica-se que existem, no total, 4 eletrões de valência não ligantes em torno do átomo de oxigénio. Os restantes eletrões de valência são ligantes, o que está de acordo com a opção (C).



- 3.2. Considere $14,0 \text{ cm}^3$ de uma mistura de etanol e água, que contém 8,51 g de etanol. Essa mistura tem massa volúmica $0,868 \text{ g cm}^{-3}$, à temperatura a que se encontra.

Calcule a fração molar de etanol na mistura.

Explicite o seu raciocínio, indicando todos os cálculos efetuados.

3.2. $V(\text{mistura}) = 14,0 \text{ cm}^3$

$$m(\text{etanol}) = 8,51 \text{ g}$$

$$\rho(\text{mistura}) = 0,868 \text{ g cm}^{-3}$$

Como $\rho = \frac{m}{V}$, $m(\text{mistura}) = 14,0 \text{ cm}^3 \times 0,868 \text{ g cm}^{-3} = 12,15 \text{ g}$.

Se a massa de etanol é 8,51 g, a massa restante será de água:

$$m(\text{água}) = 12,15 \text{ g} - 8,51 \text{ g} = 3,64 \text{ g}$$

Como $n = \frac{\text{massa de substância}}{\text{massa molar respetiva}}$, a quantidade de substâncias (n) presentes são:

$$n(\text{etanol}) = \frac{8,51 \text{ g}}{46,08 \text{ g mol}^{-1}} = 0,185 \text{ mol}$$

$$n(\text{água}) = \frac{3,64 \text{ g}}{18,01 \text{ g mol}^{-1}} = 0,202 \text{ mol}$$

$$\text{Fração molar do etanol: } x = \frac{n(\text{etanol})}{n(\text{etanol}) + n(\text{água})} = \frac{0,185 \text{ mol}}{(0,185 + 0,202) \text{ mol}} = 0,478$$

GRUPO V

1. O cálcio, Ca, é o elemento metálico mais abundante no corpo humano, encontrando-se maioritariamente nos ossos.

1.1. No estado fundamental, os eletrões do átomo de cálcio apresentam _____ energias diferenciadas e distribuem-se por _____ orbitais.

- (A) seis ... dez
- (B) quatro ... dez
- (C) seis ... seis
- (D) quatro ... seis

1.1. (A)



A configuração eletrónica do átomo de cálcio, no estado fundamental, mostra eletrões em seis estados energéticos (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s) e 10 orbitais (1s, 2s, 3 orbitais 2p, 3s, 3 orbitais 3p e 4s), o que está de acordo com a opção (A).

1.2. Realizando um teste de chama com um sal de cálcio, observa-se que a chama adquire uma cor característica.

A cor observada deve-se à _____ de radiação associada a transições eletrónicas para níveis energéticos _____.

- (A) emissão ... superiores
- (B) emissão ... inferiores
- (C) absorção ... superiores
- (D) absorção ... inferiores

1.2. (B)

A cor observada deve-se à **emissão** de radiação visível, associada a transições eletrónicas para níveis energéticos **inferiores**, o que está de acordo com a opção (B).

2.3. Qual das espécies químicas seguintes apresenta o mesmo número de eletrões que o ião Ca^{2+} ?

- (A) K^+
- (B) Mg^{2+}
- (C) Sc^+
- (D) Ti

2.3. (A)

Como o número atómico, Z , do cálcio é igual a 20, ${}_{20}\text{Ca}$, o número de eletrões do átomo de cálcio é igual a 20. O ião Ca^{2+} tem, portanto, $20 - 2 = 18$.

Como o número atómico, Z , do potássio é igual a 19, ${}_{19}\text{K}$, o número de eletrões do átomo de potássio é igual a 19. O ião K^+ tem, portanto, $19 - 1 = 18$.

Assim, a opção correta é a (A).

Exame Nacional de 2020 - 2.ª fase**GRUPO I**

A atmosfera terrestre, constituída maioritariamente por nitrogénio, N_2 , e oxigénio, O_2 , contém também outros gases, como o argon, Ar , o dióxido de carbono, CO_2 , e a água, H_2O .

1. Na Terra, praticamente todos os átomos de nitrogénio têm número de massa 14 ou 15.

A massa de um átomo de nitrogénio será, em média, _____ vezes maior do que a massa de um átomo de carbono-12, sendo o isótopo mais abundante do nitrogénio o _____.

(A) 14,01 ... ${}^{14}\text{N}$

(B) 1,17 ... ${}^{15}\text{N}$

(C) 1,17 ... ${}^{14}\text{N}$

(D) 14,01 ... ${}^{15}\text{N}$

1. (C)

Como a massa dos átomos é muito pequena, usa-se uma unidade relativa, definindo a “duodécima parte da massa do isótopo carbono-12” como termo de comparação. Assim, a massa atómica relativa de um átomo é a relação entre a massa desse átomo e um duodécimo da massa do átomo de carbono-12.

A massa atómica relativa do nitrogénio é 14,01, de acordo com a TP dada na prova.

Assim, $\frac{m(\text{N})}{m({}^{12}\text{C})} = \frac{14,01}{12} = 1,17$, pelo que as opções (A) e (D) não são corretas.

A massa atómica relativa de um elemento é a média ponderada das massas isotópicas dos seus isótopos, isto é, uma média que tem em conta a abundância relativa dos isótopos.

Como $A_r(\text{N}) = 14,01$ é (muito) mais próximo de $A_r({}^{14}\text{N}) = 14$ do que de $A_r({}^{15}\text{N}) = 15$, conclui-se que o isótopo mais abundante é o ${}^{14}\text{N}$, o que está conforme a opção (C).

2. O raio atómico do oxigénio é menor do que o raio atómico do nitrogénio, uma vez que, comparando estes dois átomos, o de oxigénio tem _____ carga nuclear, distribuindo-se os seus eletrões, no estado fundamental, _____ número de níveis de energia.
- (A) maior ... por um menor (B) maior ... pelo mesmo
(C) menor ... por um menor (D) menor ... pelo mesmo

2. (B)

O oxigénio (${}_8\text{O}$) com 8 protões no núcleo ($Z = 8$) tem maior carga nuclear (+8) do que o nitrogénio (${}_7\text{N}$), com 7 protões no núcleo ($Z = 7$), com carga nuclear (+7), pelo que as opções (C) e (D) não são válidas.

De acordo com as configurações eletrónicas, no estado fundamental, do ${}_8\text{O} - 1s^2 2s^2 2p^4$ e do ${}_7\text{N} - 1s^2 2s^2 2p^3$, verifica-se que os eletrões de ambos, no estado fundamental, se distribuem por dois níveis de energia, pelo que a opção (B) é a correta.

3. Qual é a geometria da molécula de CO_2 ?

3. Geometria linear



A geometria de uma molécula é aquela que conduz à máxima estabilidade do sistema molecular. Segundo o método da repulsão dos pares eletrónicos de valência, estes dispõem-se no espaço o mais afastados possível, de modo a conduzir às menores repulsões eletrónicas.

No caso da molécula de CO_2 , os pares eletrónicos de valência que rodeiam o átomo central e que constituem as duas ligações duplas afastam-se o mais possível; por isso, a molécula CO_2 é linear.

4. Considere uma amostra de ar que contém, no total, 3,0 mol de moléculas. A fração molar de CO_2 nessa amostra é $4,2 \times 10^{-4}$.

Quantas moléculas de CO_2 existem nessa amostra?

- (A) $8,4 \times 10^{19}$ (B) $7,6 \times 10^{20}$
(C) $4,8 \times 10^{26}$ (D) $4,3 \times 10^{27}$

4. (B)

$$x(\text{CO}_2) = 4,2 \times 10^{-4}$$

$$n(\text{total}) = 3,0 \text{ mol}$$

$$\text{Como a fração molar } x(\text{CO}_2) = \frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{total})}, \quad n(\text{CO}_2) = x(\text{CO}_2) \times n(\text{total})$$

$$\text{Assim, } n(\text{CO}_2) = (4,2 \times 10^{-4}) \times 3,0 \text{ mol} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Como $N(\text{CO}_2) = N_A \times n(\text{CO}_2)$, vem:

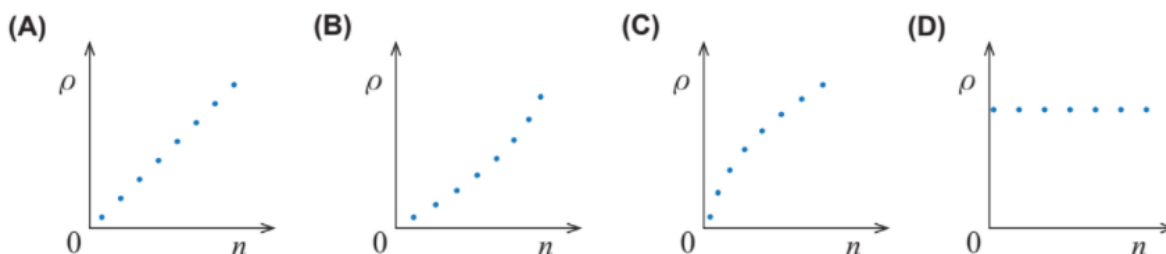
$$N(\text{CO}_2) = (6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \times 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol} = 7,6 \times 10^{20}$$

o que está de acordo com a opção (B).

5. Considere várias amostras retiradas de uma mesma mistura gasosa constituída apenas por N_2 (g) e por O_2 (g). As amostras têm massas diferentes, apresentando todas um teor de 21,2%, em volume, de O_2 (g).

5.1. Admita que as amostras estão nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

Qual dos esboços de gráfico pode representar a massa volúmica, ρ , das amostras em função da quantidade de matéria, n , existente nessas amostras?



5.1. (D)

Como $\rho = \frac{m}{V}$, $m = n \times M$ e $V = n \times V_m$, vem $\rho = \frac{n \times M}{n \times V_m} = \frac{M}{V_m} = \text{constante}$

Assim, ρ é independente de n , o que corresponde ao gráfico (D).

5.2. Uma das amostras tem massa 4,0 g.

Determine a massa de N_2 nessa amostra.

Explique o seu raciocínio, indicando todos os cálculos efetuados.

5.2. $m(N_2) = 3,1 \text{ g}$

Sendo a percentagem em volume de O_2 dada por $\%V(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_{\text{total}}} \times 100\%$ e $V = n \times V_m$,

vem

$$\%V(O_2) = \frac{n(O_2) \times V_m}{n_{\text{total}} \times V_m} \times 100\% \Leftrightarrow \%V(O_2) = \frac{n(O_2)}{n_{\text{total}}} \times 100\% = \%n(O_2) \Leftrightarrow 21,2\% = \%n(O_2)$$

A percentagem em quantidade de N_2 será, então, $\%n(N_2) = 100\% - \%n(O_2) = 78,8\%$

Isto é, $n(N_2) = 0,788 \times n_{\text{total}}$ e $n(O_2) = 0,212 \times n_{\text{total}}$

Como $m_{\text{amostra}} = 4,0 \text{ g}$, vem:

$$m_{\text{amostra}} = m(N_2) + m(O_2) = 4,0 \text{ g} \Leftrightarrow m_{\text{amostra}} = n(N_2) \times M(N_2) + n(O_2) \times M(O_2) = 4,0 \text{ g}$$

$$4,0 \text{ g} = 0,788 \times n_{\text{total}} \times 28,02 + 0,212 \times n_{\text{total}} \times 32,00 \Leftrightarrow n_{\text{total}} = 0,139 \text{ mol}$$

Como $m = n \times M$, vem $m(N_2) = (0,788 \times 0,139 \text{ mol}) \times 28,02 \text{ g/mol} = 3,1 \text{ g}$.

6. A água, presente nos estados sólido, líquido e gasoso na atmosfera terrestre, é uma substância peculiar, pois as propriedades que a caracterizam, como a variação de entalpia de vaporização e a capacidade térmica mássica, apresentam valores muito diferentes dos que seriam expectáveis.

6.1. A condensação de vapor de água envolve _____ de energia, uma vez que ocorre com _____ de ligações intermoleculares.

- (A) libertação ... formação
- (B) libertação ... quebra
- (C) absorção ... formação
- (D) absorção ... quebra

6.1. (A)

Condensação é uma transformação física em que ocorre a passagem do estado físico gasoso para o estado físico líquido.

Como na passagem de vapor de água ao estado líquido ocorre a formação de ligações intermoleculares, particularmente ligações de hidrogénio $O \cdots H$, as opções B e D não são corretas.

A formação de ligações envolve libertação de energia ($\Delta H < 0$). Assim, a opção correta é a (A).

Exame Nacional de 2020 - 1.ª fase

GRUPO I

3. Os tempos de descida da esfera sobre o plano inclinado foram medidos indiretamente a partir dos volumes de água vertidos por uma bureta. Assim, em cada ensaio realizado, abriu-se a torneira da bureta no instante em que a esfera foi largada sobre o plano inclinado e fechou-se a torneira da bureta no instante em que a esfera atingiu a base do plano.
- 3.2. Considere que, nos ensaios realizados, a bureta vertia, aproximadamente, $1,6 \text{ cm}^3$ de água em cada segundo.

A massa volúmica da água, nas condições em que foram realizados esses ensaios, é $1,0 \text{ g cm}^{-3}$.

3.2.1. Quantas moléculas de água foram, aproximadamente, vertidas pela bureta em cada segundo?

- (A) $6,8 \times 10^{24}$
- (B) $9,6 \times 10^{23}$
- (C) $3,8 \times 10^{23}$
- (D) $5,3 \times 10^{22}$

3.2.1. (D)

$$V(\text{água/s}) = 1,6 \text{ cm}^3$$

$$\rho = 1,0 \text{ g cm}^{-3}$$

Como a massa volúmica, ρ , é $\rho = \frac{m}{V}$, vem:

$$m = \rho \times V = 1,0 \text{ g cm}^{-3} \times 1,6 \text{ cm}^3 = 1,6 \text{ g}$$

Como $n = \frac{m}{M}$ e $M(\text{água}) = 18,02 \text{ g/mol}$, vem:

$$n = \frac{1,6 \text{ g}}{18,02 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0888 \text{ mol}$$

Como $N = n \times N_A$ e $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$,

$$N = 0,0888 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 5,3 \times 10^{22} \text{ moléculas.}$$

GRUPO IV

A concentração de dióxido de carbono, CO_2 , na atmosfera terrestre tem aumentado de forma muito significativa desde meados do século XIX. Para esse aumento têm contribuído, entre outros fatores, a crescente utilização de combustíveis fósseis e a desflorestação.

1. Na natureza, existem três isótopos de carbono: ^{12}C , ^{13}C e ^{14}C .

Átomos destes isótopos têm o mesmo número de

- (A) protões e massas diferentes.
- (B) protões e massas iguais.
- (C) neutrões e massas iguais.
- (D) neutrões e massas diferentes.

1. (A)

Como isótopos são átomos com o mesmo número atómico, Z , mas diferentes número de massa, A , os átomos dos isótopos têm o mesmo número de protões e massas diferentes, o que está de acordo com opção (A).

2. Compare o átomo de oxigénio com o átomo de carbono, ambos no estado fundamental.

Os eletrões de valência do átomo de oxigénio são, em média, _____ atraídos pelo núcleo, tendo este átomo _____ raio atómico.

- (A) mais ... maior
- (B) menos ... maior
- (C) mais ... menor
- (D) menos ... menor

2. (C)

Os elementos oxigénio e carbono estão localizados no 2.º período da Tabela Periódica e nos grupos 16 e 14, respetivamente. Embora o número de eletrões do oxigénio (8) seja superior ao número de eletrões do carbono (6), o número de níveis de energia mantém-se. No entanto, a carga nuclear do átomo de oxigénio (+ 8) é superior à carga nuclear do átomo de carbono (+ 6), o que provoca um aumento da força atrativa núcleo-eletrões. Embora as repulsões entre os eletrões sejam maiores no átomo de oxigénio (por conter maior número de eletrões), não são suficientes para vencer as maiores atrações nucleares, e, por isso, o raio atómico do oxigénio é inferior ao raio atómico do carbono, o que está de acordo com a opção (C).

O carbono precede o oxigénio no mesmo período da TP. Pode, assim, concluir-se que o raio atómico tem tendência a diminuir ao longo de um período.

3. A molécula de CO_2 apresenta _____ eletrões de valência ligantes e _____ eletrões de valência não ligantes.

- (A) quatro ... quatro
- (B) quatro ... oito
- (C) oito ... quatro
- (D) oito ... oito

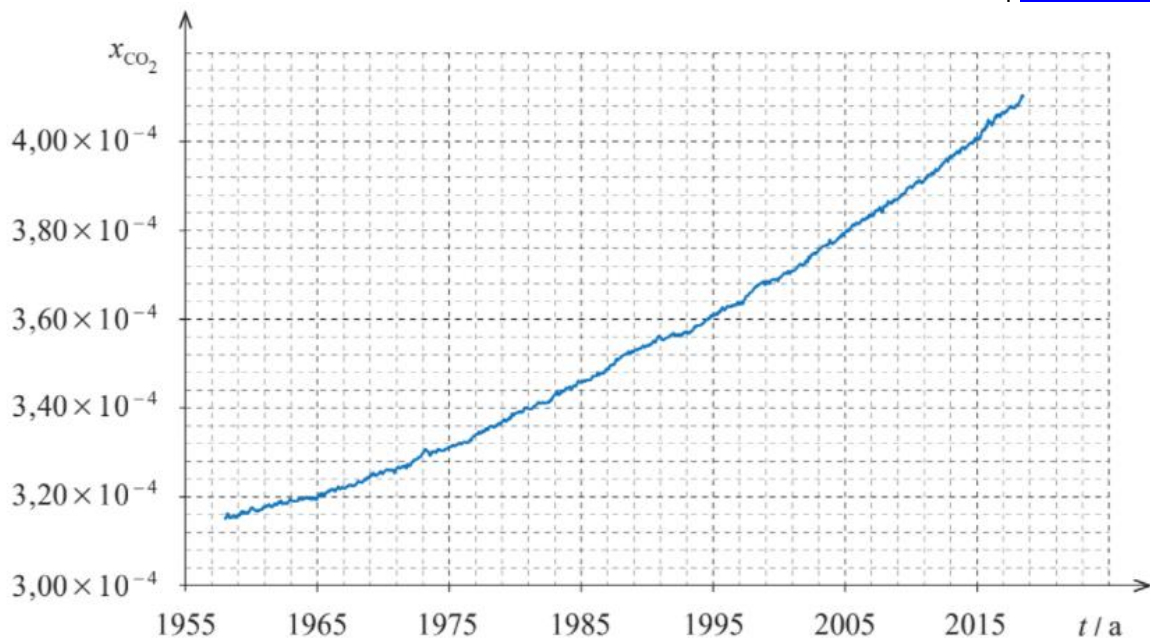
3. (D)

Cada átomo de oxigénio possui seis eletrões de valência e o átomo de carbono possui quatro eletrões de valência. A molécula de CO_2 possui, assim, 16 eletrões de valência. Estes átomos, em CO_2 , podem unir-se de modo a ficarem rodeados por oito eletrões (regra do octeto), compartilhando quatro dupletos e estabelecendo duas ligações duplas. Esta molécula, apresenta, assim, oito eletrões de valência ligantes e oito eletrões de valência não ligantes, o que está de acordo com a opção (D).



5. A curva de Keeling, obtida a partir de medidas rigorosas efetuadas no observatório de Mauna Loa, no Havaí, evidencia o aumento da concentração de CO_2 na troposfera, nas últimas décadas.

A curva de Keeling representada na Figura 6 traduz a fração molar média de CO_2 , x_{CO_2} , em amostras de ar seco, em função do tempo, t , em anos, a , entre 1958 e 2018.



5.1. Qual foi o teor médio de CO_2 nas amostras recolhidas em 1965, em partes por milhão em volume?

- (A) $3,20 \times 10^{-4}$ ppm (B) $3,20 \times 10^2$ ppm
(C) $3,20 \times 10^{-2}$ ppm (D) $3,20 \times 10^6$ ppm

5.1. (B)

De acordo com o gráfico representado na figura 6, em 1965, a fração molar média de dióxido de carbono era:

$$x_{\text{CO}_2} = 3,20 \times 10^{-4}$$

$$\text{ppmV} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V(\text{total da soma de componentes do ar})} \times 10^6 \text{ ppm}$$

Como a quantidade de matéria, n , existente num dado volume de qualquer gás é $n = \frac{V}{V_M}$ e a fração molar de CO_2 ,

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{total})}, \text{ vem: } x_{\text{CO}_2} = \frac{\frac{V_{\text{CO}_2}}{V_M}}{\frac{V_{\text{total}}}{V_M}}$$

De acordo com a lei de Avogadro, nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume molar é independente da natureza do gás. Assim, $x_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{total}}} \Leftrightarrow 3,20 \times 10^{-4} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{total}}}$

Então,
 $\text{ppmV} = x_{\text{CO}_2} \times 10^6 \text{ ppm} = 3,20 \times 10^{-4} \times 10^6 \text{ ppm} = 3,20 \times 10^2 \text{ ppm}$,
 o que está de acordo com a opção (B).

5.2. Determine, a partir da curva de Keeling representada na Figura 6, a taxa temporal média, entre 1999 e 2015, de variação da massa de CO_2 por dm^3 de ar seco (medido em condições PTN), em $\text{g dm}^{-3} \text{ a}^{-1}$.

Explicite o seu raciocínio, indicando todos os cálculos efetuados.

$$5.2. 3,9 \times 10^{-6} \text{ g dm}^{-3} \text{ ano}^{-1}$$

Em 1999, a fração molar média era: $x_{1999} = 3,68 \times 10^{-4}$.

$$\text{Como } x_{\text{CO}_2} = \frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{total})} \text{ e } n = \frac{V}{V_M}, \text{ vem } x_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{ar}}}.$$

$$\text{Assim, } 3,68 \times 10^{-4} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{ar}}}.$$

Por dm^3 de ar seco, em 1999, temos

$$V(\text{CO}_2) = 3,68 \times 10^{-4} \text{ dm}^3/\text{dm}^3 (\text{ar seco})$$

Como, a $t = 0^\circ \text{C}$ e à pressão de 1 atm o $V_M = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$, a quantidade de CO_2 por dm^3 de ar seco é

$$n = \frac{3,68 \times 10^{-4} \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 1,643 \times 10^{-5} \text{ mol}(\text{CO}_2)/\text{dm}^3 (\text{ar seco}).$$

Como $M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}$ e $m = n \times M$, a massa correspondente é:

$$m_{1999} = 44,01 \text{ g/mol}(\text{CO}_2) \times 1,643 \times 10^{-5} \text{ mol}(\text{CO}_2)/\text{dm}^3 (\text{ar seco}) = 7,23 \times 10^{-4} \text{ g/dm}^3$$

$$\text{Em 2015, } x_{2015} = 4,00 \times 10^{-4}.$$

Assim, de acordo com o descrito anteriormente, por dm^3 de ar seco, em 2015, temos $V(\text{CO}_2) = 4,00 \times 10^{-4} \text{ dm}^3/\text{dm}^3 (\text{ar seco})$.

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, a quantidade de CO_2 por dm^3 de ar seco é:

$$n = \frac{4,00 \times 10^{-4} \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 1,786 \times 10^{-5} \text{ mol}(\text{CO}_2)/\text{dm}^3 (\text{ar seco})$$

A massa correspondente é:

$$m_{2015} = 44,01 \text{ g/mol}(\text{CO}_2) \times 1,786 \times 10^{-5} \text{ mol}(\text{CO}_2)/\text{dm}^3 (\text{ar seco}) = 7,860 \times 10^{-4} \text{ g/dm}^3$$

$$\text{taxa temporal média} = \frac{m_{2015} - m_{1999}}{2015 - 1999} = \frac{6,3 \times 10^{-5} \text{ g/dm}^3}{16 \text{ anos}} = 3,9 \times 10^{-6} \text{ g dm}^{-3} \text{ ano}^{-1}$$

Exame Nacional de 2019 - Época Especial

GRUPO IV

1. Os dois isótopos mais abundantes do enxofre, S, são o enxofre-32 e o enxofre-34.

Os átomos destes isótopos têm

- (A) número atómico diferente.
- (B) número de eletrões diferente.
- (C) o mesmo número de neutrões.
- (D) o mesmo número de prótons.

1. (D)

Isótopos de um elemento são átomos com o mesmo número atómico, Z , mas diferente número de massa, A . Assim, têm o mesmo número de prótons e de eletrões, diferindo, somente, no número de neutrões, o que está de acordo com a opção (D).

2. A partir da configuração eletrónica do átomo de enxofre, S, indique quantas energias de remoção eletrónica apresentará o átomo de enxofre no estado fundamental.

Mostre como chegou ao valor solicitado.

2. Cinco energias de remoção eletrónica

A configuração eletrónica para o átomo de enxofre no estado fundamental é $_{16}\text{S}-1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Assim, no estado fundamental, os eletrões do átomo de enxofre distribuem-se por três níveis, ($n = 1$, $n = 2$ e $n = 3$) e cinco subníveis de energia, ($1s$, $2s$, $2p$, $3s$ e $3p$).

Como a cada subnível de energia corresponde uma energia de remoção eletrónica, o átomo de enxofre no estado fundamental apresentará cinco energias de remoção eletrónica.

3. No estado gasoso, a maior energia de remoção eletrónica do enxofre é 239 MJ mol^{-1} , e a menor energia de remoção eletrónica do enxofre é $1,0 \text{ MJ mol}^{-1}$.

A energia de ionização do enxofre é

- (A) $1,0 \times 10^{-6} \text{ J mol}^{-1}$ (B) $2,39 \times 10^8 \text{ J mol}^{-1}$
(C) $1,0 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1}$ (D) $2,39 \times 10^{-4} \text{ J mol}^{-1}$

3. (C)

A energia de ionização de um átomo é a energia mínima necessária para remover um eletrão de um átomo isolado, no estado fundamental. Assim, se o elemento se encontrar no estado gasoso, a energia de primeira ionização, é igual à menor energia de remoção eletrónica.

$$1,0 \text{ MJ mol}^{-1} = 1,0 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1}$$

Pode, então, concluir-se que a opção correta é a (C).

5. No âmbito de um estudo sobre poluição, recolheu-se, numa zona da troposfera, uma amostra de ar. Verificou-se que, por cada $1,0 \times 10^{12}$ moléculas existentes na amostra, $4,0 \times 10^2$ moléculas eram de SO_2 ($M = 64,06 \text{ g mol}^{-1}$).

Determine a concentração em massa (em g dm^{-3}) de SO_2 na amostra, nas condições normais de pressão e de temperatura (PTN).

Apresente todas as etapas de resolução, explicitando todos os cálculos efetuados.

5. A concentração mássica de SO_2 na amostra de ar é $1,1 \times 10^{-9} \text{ g/dm}^3$

$$N(\text{moléculas na amostra}) = 1,0 \times 10^{12} \text{ moléculas}$$

$$N(\text{moléculas } \text{SO}_2 \text{ na amostra}) = 4,0 \times 10^2 \text{ moléculas}$$

A quantidade total de moléculas na amostra é:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,0 \times 10^{12} \text{ moléculas}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 1,66 \times 10^{-12} \text{ mol}$$

O volume ocupado por $1,0 \times 10^{12}$ moléculas nas condições PTN é:

$$V = V_M \times n = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} \times 1,66 \times 10^{-12} \text{ mol} = 3,72 \times 10^{-11} \text{ dm}^3$$

A quantidade de moléculas SO_2 na amostra é:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{4,0 \times 10^2 \text{ moléculas}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 6,64 \times 10^{-22} \text{ mol}$$

A massa das $4,0 \times 10^2$ moléculas de SO_2 na amostra é:

$$m = M \times n = (32,06 + 2 \times 16,00) \text{ g/mol} \times 6,64 \times 10^{-22} \text{ mol} = 4,25 \times 10^{-20} \text{ g}$$

A concentração mássica de SO_2 na amostra de ar é:

$$c_{\text{mássica}} = \frac{m(\text{SO}_2)}{V(\text{ar})} = \frac{4,25 \times 10^{-20} \text{ g}}{3,72 \times 10^{-11} \text{ dm}^3} = 1,1 \times 10^{-9} \text{ g/dm}^3$$

GRUPO V

1. A água, H_2O , é um líquido à pressão de 1 atm e a 25°C . Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, o sulfureto de hidrogénio, H_2S , é um gás.

1.1. As moléculas de H_2O e de H_2S _____ o mesmo número de eletrões de valência ligantes, _____ a mesma geometria.

- (A) não têm ... apresentando
- (B) têm ... não apresentando
- (C) não têm ... não apresentando
- (D) têm ... apresentando

1.1. (D)

O oxigénio e o enxofre são elementos do grupo 16 da TP. Ambos têm, portanto, 6 eletrões de valência.

As moléculas de H_2O e de H_2S apresentam $2 \times 1 + 6 = 8$ eletrões de valência.

Em ambas, esses 8 eletrões (4 pares) distribuem-se em torno do átomo O ou S, respetivamente, sendo 2 pares de eletrões ligantes, correspondentes às duas ligações covalentes O–H ou S–H, e 2 pares não ligantes, localizados no átomo central, O ou S. O maior afastamento possível destes quatro pares obtém-se quando eles se dispõem no espaço de modo aproximadamente tetraédrico, conferindo ao conjunto H_2O e H_2S uma geometria angular, o que está de acordo com a opção (D).

1.2. As ligações que se estabelecem entre moléculas de H_2S resultam predominantemente de _____, sendo mais _____ do que as ligações que se estabelecem entre moléculas de H_2O .

- (A) forças de van der Waals ... fortes
- (B) forças de van der Waals ... fracas
- (C) ligações de hidrogénio ... fortes
- (D) ligações de hidrogénio ... fracas

1.2. (B)

As ligações de hidrogénio surgem em casos em que átomos de hidrogénio se encontram ligados, por covalência, a átomos com grande tendência para captarem eletrões com, pelo menos, um par de eletrões não ligantes (como F, N ou O). Entre moléculas de água, estabelecem-se pontes de hidrogénio, que são muito mais intensas do que as forças de van der Waals, que se estabelecem entre moléculas de H_2S , o que está de acordo com a opção (B).

Exame Nacional de 2019 - 2.ª fase

GRUPO I

Considere a hexametilenodiamina (substância A) e o ácido adípico (substância B).

1. A Figura 1 representa um modelo tridimensional da molécula da substância A, na qual todas as ligações são covalentes simples.

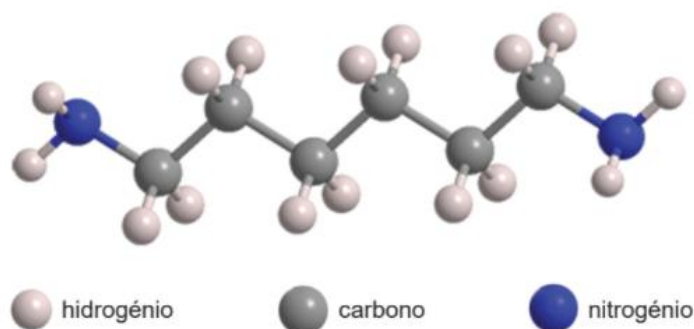


Figura 1

1.1. Quantos eletrões de valência não ligantes existem na molécula da substância A?

1.1. Quatro eletrões de valência não ligantes.

Os eletrões de valência não ligantes na molécula da substância A são dois em cada átomo de nitrogénio.

1.2. A substância A é solúvel em água,

- (A) uma vez que, nas moléculas desta substância, todos os átomos de carbono estão ligados entre si.
- (B) uma vez que, nas moléculas desta substância, todas as ligações são covalentes simples.
- (C) uma vez que as moléculas desta substância podem estabelecer ligações de hidrogénio.
- (D) uma vez que as moléculas desta substância contêm átomos de hidrogénio.

1.2. (C)

As ligações de hidrogénio surgem em casos em que átomos de hidrogénio se encontram ligados, por covalência, a átomos com grande tendência para captarem eletrões com, pelo menos, um par de eletrões não ligantes (como F, N ou O).

Neste caso, há dupletos não ligantes nos átomos de N da substância A que podem formar ligações de hidrogénio com átomos de H da água (e também entre átomos de O da água e átomos de H da substância A), explicando a razão pela qual a substância em causa é solúvel em água, o que está de acordo com a opção (C).

3. A 25 °C, a massa volúmica da substância B ($M = 146,16 \text{ g mol}^{-1}$) é 1,5 vezes superior à massa volúmica da substância A ($M = 116,24 \text{ g mol}^{-1}$).

Considere uma amostra pura da substância B com o dobro do volume de uma amostra pura da substância A, a 25 °C.

Determine o quociente entre o número de moléculas da substância B e o número de moléculas da substância A existentes nas respetivas amostras.

Apresente todas as etapas de resolução, explicitando todos os cálculos efetuados.

3. 2,4

$$\rho(B) = 1,5 \times \rho(A); V(B) = 2V(A)$$

$$M(B) = 146,16 \text{ g mol}^{-1}; M(A) = 116,24 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Como } \rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow V = \frac{m}{\rho} \text{ e } V(B) = 2V(A) \text{ vem: } \frac{m(B)}{\rho(B)} = 2 \times \frac{m(A)}{\rho(A)}$$

$$\text{Como } \rho(B) = 1,5 \times \rho(A): \frac{m(B)}{1,5 \times \rho(A)} = 2 \times \frac{m(A)}{\rho(A)} \Leftrightarrow \frac{m(B)}{1,5} = 2m(A) \Leftrightarrow m(B) = 3m(A)$$

$$\text{Como } n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n \times M, \text{ vem: } n(B) \times M(B) = 3 \times n(A) \times M(A) \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow n(B) \times 146,16 \text{ g mol}^{-1} = 3 \times n(A) \times 116,24 \text{ g mol}^{-1} \Leftrightarrow \frac{n(B)}{n(A)} = \frac{3 \times 116,24 \text{ g mol}^{-1}}{146,16 \text{ g mol}^{-1}} = 2,4$$

$$\text{Como } N = n \times N_A \Leftrightarrow n = \frac{N}{N_A}, \text{ vem:}$$

$$\frac{n(B)}{n(A)} = \frac{\frac{N(B)}{N_A}}{\frac{N(A)}{N_A}} = \frac{N(B)}{N(A)} = 2,4$$

GRUPO II

3. O ião SCN^- é constituído por enxofre, carbono e nitrogénio.

3.1. Os átomos de carbono e de enxofre, no estado fundamental, têm _____ número de orbitais de valência totalmente preenchidas e _____ número de eletrões desemparelhados.

- (A) o mesmo ... o mesmo
- (B) o mesmo ... diferente
- (C) diferente ... diferente
- (D) diferente ... o mesmo

3.1. (D)

As configurações eletrónicas para estes átomos no estado fundamental são:

${}_6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p^2$ – o carbono tem uma orbital de valência totalmente preenchida (2s) e dois eletrões desemparelhados (os dois eletrões nas orbitais 2p)

${}_{16}\text{S} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ – o enxofre tem duas orbitais de valência totalmente preenchidas (3s e uma das orbitais 3p) e dois eletrões desemparelhados (os outros dois eletrões nas orbitais 3p)

o que está de acordo com a opção (D).

3.2. Considere que as energias necessárias para remover um eletrão das orbitais 2p dos átomos de carbono e de nitrogénio, no estado fundamental, são E_C e E_N , respetivamente.

A energia E_C será _____ do que a energia E_N , sendo a energia dos eletrões das orbitais 2p _____ no átomo de carbono.

- (A) menor ... maior
- (B) maior ... menor
- (C) menor ... menor
- (D) maior ... maior

3.2. (A)



O átomo de N tem mais um eletrão nas orbitais 2p do que o átomo de C. O eletrão a mais, relativamente ao elemento carbono, ocupa o mesmo nível eletrónico, no entanto, a carga nuclear (positiva) do átomo de nitrogénio aumenta também uma unidade, aumentando, assim, a força atrativa núcleo-eletrão.

Assim, a energia dos eletrões das orbitais é maior no átomo de carbono e, consequentemente, a energia E_C é menor do que a energia E_N , o que está de acordo com a opção (A).

GRUPO V

5. Considere que em cada ciclo respiratório, o atleta inspira $0,50 \text{ dm}^3$ de ar e expira o mesmo volume de ar, medidos em condições em que o volume molar de um gás é $25 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

Considere ainda que as percentagens em volume de oxigénio, $\text{O}_2(\text{g})$, no ar inspirado e no ar expirado são 21% e 16%, respetivamente.

Qual é a quantidade de $\text{O}_2(\text{g})$ consumida num ciclo respiratório?

- (A) $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 (B) $7,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 (C) $3,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 (D) $4,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$

5. (A)

$$V(\text{ar})_{\text{insp.}} = V(\text{ar})_{\text{exp.}} = 0,50 \text{ dm}^3; V_m = 25 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}; \% V/V(\text{O}_2)_{\text{insp.}} = 21\%; \% V/V(\text{O}_2)_{\text{exp.}} = 16\%$$

$$\text{Como } \% V/V(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_{\text{ar}}} \times 100 :$$

$$V(\text{O}_2)_{\text{insp.}} = 0,50 \times 0,21 = 0,105 \text{ dm}^3 \text{ e } V(\text{O}_2)_{\text{exp.}} = 0,50 \times 0,16 = 0,080 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{O}_2)_{\text{consumido}} = 0,105 \text{ dm}^3 - 0,080 \text{ dm}^3 = 0,025 \text{ dm}^3$$

$$\text{Como } n(\text{O}_2) = \frac{V}{V_m} :$$

$$n(\text{O}_2)_{\text{consumido}} = \frac{0,025 \text{ dm}^3}{25 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}, \text{ o que está de acordo com a opção (A).}$$

GRUPO V

A Figura 3 representa, à escala, um diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogénio, no qual são apresentados apenas os três primeiros níveis de energia.

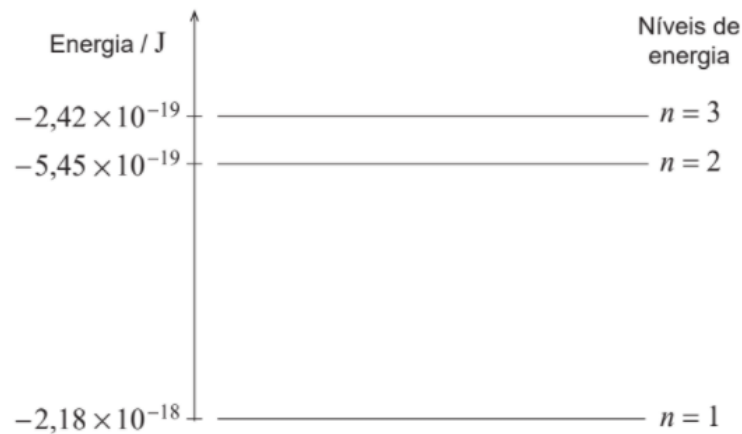


Figura 3

1. A energia do nível $n = 4$ é $-1,36 \times 10^{-19}$ J.

1.1. A que distância do nível $n = 3$ deveria estar o nível $n = 4$ no diagrama representado na figura?

Mostre como chegou ao valor solicitado.

1.1 A distância medida entre dois níveis de energia representados na figura é diretamente proporcional ao módulo da diferença de energia entre esses mesmos níveis.

À distância 3,20 cm, medida entre o nível $n = 2$ e o nível $n = 1$, corresponde uma diferença de energia de $(-5,45 \times 10^{-19} - (-2,18 \times 10^{-18})) \text{ J} = 1,64 \times 10^{-18} \text{ J}$. A diferença de energia entre o nível $n = 4$ e o nível $n = 3$ é $(-1,36 \times 10^{-19} - (-2,42 \times 10^{-19})) \text{ J} = 1,06 \times 10^{-19} \text{ J}$. Assim, a distância d a que o nível $n = 4$ deverá estar do nível $n = 3$ pode calcular-se com base na seguinte proporção: $\frac{1,64 \times 10^{-18} \text{ J}}{3,20 \text{ cm}} = \frac{1,06 \times 10^{-19} \text{ J}}{d} \Rightarrow d = 0,21 \text{ cm}$.

1.2. As riscas do espectro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível, são originadas por transições eletrónicas para o nível $n = 2$.

Conclua se, no espectro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível, poderá existir uma risca a $3,45 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Mostre como chegou à conclusão solicitada.

- 1.2** O aparecimento de uma risca no espectro de emissão do átomo de hidrogénio é consequência de uma transição eletrónica, que segundo o modelo de Bohr, só ocorrerá por emissão de uma quantidade bem definida de energia, igual ao módulo da diferença entre as energias dos níveis entre os quais ocorre a transição.

A energia do fóton emitido pelo eletrão do átomo de hidrogénio ao transitar do nível $n = 3$ para $n = 2$ é:

$$E_{\text{fóton}} = |\Delta E_{\text{eletrão}}| = |-5,45 \times 10^{-19} \text{ J} - (-2,42 \times 10^{-19} \text{ J})| = 3,03 \times 10^{-19} \text{ J}.$$

A energia do fóton emitido pelo eletrão do átomo de hidrogénio ao transitar diretamente do nível $n = 4$ para o nível $n = 2$ é:

$$E_{\text{fóton}} = |\Delta E_{\text{eletrão}}| = |-5,45 \times 10^{-19} \text{ J} - (-1,36 \times 10^{-19} \text{ J})| = 4,09 \times 10^{-19} \text{ J}.$$

$3,45 \times 10^{-19} \text{ J}$ é um valor de energia que está compreendido entre os valores correspondentes às transições eletrónicas de $n = 3 \rightarrow n = 2$ e $n = 4 \rightarrow n = 2$, assim, conclui-se que não poderá existir uma risca a $3,45 \times 10^{-19} \text{ J}$.

- 2.** Qual é a energia mínima necessária para ionizar o átomo de hidrogénio no primeiro estado excitado?
- 2.** A energia mínima necessária para ionizar o átomo de hidrogénio no primeiro estado excitado (no nível de energia $n = 2$) é a energia mínima que é necessário fornecer para lhe remover o eletrão, ou seja, a energia da transição do átomo de hidrogénio entre os níveis $n = 2$ e $n = \infty$,
- $$\Delta E = E_{n=\infty} - E_{n=2} = 0 - (-5,45 \times 10^{-19} \text{ J}) = 5,45 \times 10^{-19} \text{ J}.$$

GRUPO VI

A 14 de outubro de 2012, Felix Baumgartner (FB), um paraquedista austríaco, subiu num balão de hélio até à estratosfera. A partir desse balão, FB realizou um salto até à superfície da Terra.

- 1.** Um balão, cheio com 0,750 mol de hélio (He), tem um volume de 70,0 dm³, a uma determinada altitude. A essa altitude recolheu-se uma amostra de 1,0 dm³ de ar, medido em condições de pressão e de temperatura idênticas às existentes no interior do balão.

A percentagem em volume de nitrogénio, N₂, na amostra de ar recolhida é 78%.

Determine a massa de nitrogénio nessa amostra de ar.

Apresente todas as etapas de resolução, explicitando todos os cálculos efetuados.

1. O volume de N_2 existente na amostra de ar recolhido é

$$78\% = \frac{V_{N_2}}{1,0 \text{ dm}^3} \times 100 \Rightarrow V_{N_2} = 0,780 \text{ dm}^3.$$

Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à quantidade desse gás, e a constante de proporcionalidade, o volume por unidade de quantidade de matéria, designa-se volume molar, V_m .

$$V_m = \frac{V_{He}}{n_{He}} = \frac{70,0 \text{ dm}^3}{0,750 \text{ mol}} = 93,3 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}.$$

Aplicando esta proporcionalidade à amostra de nitrogénio, a quantidade existente em $0,780 \text{ dm}^3$ é

$$93,3 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = \frac{0,780 \text{ dm}^3}{n_{N_2}} \Rightarrow n_{N_2} = 8,36 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ e a massa de } N_2 \text{ existente na amostra é:}$$

$$m_{N_2} = 8,36 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 28,02 \text{ g mol}^{-1} = 0,23 \text{ g}.$$

2. Na estratosfera existe uma camada de ozono, $O_3(g)$, que absorve parte da radiação ultravioleta proveniente do Sol.

- 2.1. Qual é a quantidade de ozono existente numa amostra de ar, de massa $5 \times 10^2 \text{ g}$, numa zona da estratosfera na qual o ar contém 10 ppm (em massa) de ozono?

- (A) $1 \times 10^{-5} \text{ mol}$ (B) $1 \times 10^{-4} \text{ mol}$
(C) $5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (D) $5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

- 2.1 Versão 1 – (B); Versão 2 – (D)

[A massa de ozono, m_{O_3} , existente na amostra de ar determina-se a partir da proporção

$$\frac{10 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} = \frac{m_{O_3}}{5 \times 10^2 \text{ g}} \Rightarrow m_{O_3} = \frac{10 \times 5 \times 10^2 \text{ g}}{10^6} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ g},$$

o que corresponde à quantidade de ozono, $n_{O_3} = \frac{m_{O_3}}{M_{O_3}} = \frac{5,0 \times 10^{-3} \text{ g}}{48,00 \text{ g mol}^{-1}} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}.$]

- 2.2. A molécula de ozono, O_3 , é menos estável do que a molécula de oxigénio, O_2 .

Na Figura 4, está representado um modelo tridimensional da molécula de ozono.

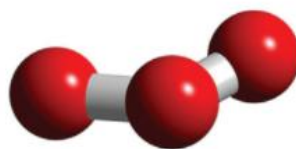


Figura 4

Na molécula de ozono, o átomo central _____ eletrões de valência não ligantes, e o comprimento da ligação oxigénio-oxigénio é _____ do que na molécula de oxigénio.

- (A) apresenta ... menor (B) apresenta ... maior
(C) não apresenta ... maior (D) não apresenta ... menor

2.2 Versão 1 – (B); Versão 2 – (C)

[Do modelo tridimensional apresentado constata-se que os três átomos de oxigénio da molécula de ozono não se encontram alinhados, assim o átomo central contém eletrões não ligantes, pois se não existissem os três átomos estariam alinhados (geometria linear). Sendo a molécula de ozono menos estável que a molécula de oxigénio, significa que a ligação oxigénio-oxigénio na molécula de ozono é mais fraca, logo tem menor energia de ligação e consequentemente maior comprimento de ligação.]

Exame Nacional de 2018 - Época Especial**GRUPO IV**

Um dos seis elementos mais abundantes, em massa, no corpo humano é o oxigénio (O), existindo cerca de 46 kg desse elemento numa pessoa de massa 70 kg. Desses seis elementos mais abundantes, o fósforo (P) foi o único cuja descoberta resultou de experiências com um fluido fisiológico humano.

1. No corpo humano, os átomos de oxigénio estão maioritariamente ligados a átomos de hidrogénio, formando moléculas de água.

- 1.1. Se todos os átomos de oxigénio existentes em 46 kg desse elemento estivessem ligados a átomos de hidrogénio (H), formando água, teriam de existir, no mínimo,

- (A) 1,4 kg de hidrogénio. (B) 5,8 kg de hidrogénio.
(C) 2,9 kg de hidrogénio. (D) 15,3 kg de hidrogénio.

1.1. (B)

A razão molar entre o hidrogénio e o oxigénio na molécula de água (H₂O) é 2:1. Em termos de massa, a proporção é 2 × 1,01 g (H):16,00 g (O). Assim, a 46 kg de oxigénio corresponde a massa de hidrogénio de:

$$m(\text{H}) = \frac{2 \times 1,01}{16,00} \times 46 = 5,8 \text{ kg}, \text{ o que está de acordo com a opção (B).}$$

- 1.2. A água pode ser decomposta em hidrogénio e oxigénio, de acordo com



A variação de energia associada à decomposição de 2 mol de H₂O(g), segundo a reação considerada, é 572 kJ.

As energias das ligações H—H e O=O são, respetivamente, 436 kJ mol⁻¹ e 498 kJ mol⁻¹.

Determine a energia que é necessário fornecer, em média, para quebrar uma mole de ligações O—H na molécula de água.

Apresente todas as etapas de resolução.

1.2. 486 kJ

Dada a transformação $2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, com $\Delta H = +572 \text{ kJ/mole}$ de reação, verifica-se que a energia libertada na formação de 2 moles de ligações H–H ($2 \times 436 \text{ kJ}$) e uma mole de ligações O=O (498 kJ) não chega para quebrar 4 moles de ligações O–H, pois ainda temos de fornecer 572 kJ.

Teremos então:

- energia consumida (+) na rutura de 4 moles de ligações O–H (2 moles de água): $4 E_{\text{OH}}$;
- energia libertada (–) na formação de 2 moles de ligações H–H (2 moles de H_2): $2 \times 436 \text{ kJ}$;
- energia libertada (–) na formação de 1 mole de ligações O=O (uma mole de O_2): 498 kJ.

Virá então:

$$4E_{\text{OH}} - 2 \times 436 - 498 = +572 \Leftrightarrow 4E_{\text{OH}} - 1370 = +572 \Leftrightarrow 4E_{\text{OH}} = 1942 \Leftrightarrow E_{\text{OH}} = \frac{1942}{4} = 486 \text{ kJ}$$

- 2.3.** À semelhança do nitrogénio, que se liga ao hidrogénio para formar NH_3 , um dos produtos da reação (I), também o fósforo se liga ao hidrogénio para formar PH_3 , um composto chamado fosfina.

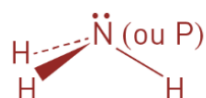
As moléculas de fosfina e de amoníaco têm _____ número de eletrões de valência não ligantes, apresentando a molécula de fosfina geometria _____.

- (A) diferente ... triangular plana
- (B) diferente ... piramidal trigonal
- (C) igual ... triangular plana
- (D) igual ... piramidal trigonal

2.3. (D)

Os elementos N e P são do grupo 15 da TP e, portanto, os átomos de ambos têm 5 eletrões de valência. Assim, as moléculas de amoníaco e de fosfina têm igual número ($5 + 3 \times 1 = 8$) de eletrões de valência, o que elimina as opções (A) e (B).

Em ambas as moléculas, NH_3 e PH_3 , os pares eletrónicos de valência que rodeiam o átomo central são três pares de eletrões ligantes, correspondentes às três ligações covalentes N–H ou P–H, e um par eletrónico não ligante localizado no nitrogénio ou fósforo. O maior afastamento possível destes quatro pares obtém-se quando eles se dispõem no espaço de modo aproximadamente tetraédrico, conferindo ao conjunto NH_3 ou PH_3 uma geometria piramidal trigonal, o que está de acordo com a opção (D).



- 4.** Admita que a quantidade total de fosfato numa amostra de urina é a soma das quantidades dos iões $\text{H}_2\text{PO}_4^- (\text{aq})$ e $\text{HPO}_4^{2-} (\text{aq})$.

Considere uma amostra de $50,0 \text{ cm}^3$ de urina na qual a concentração total de fosfato é 29 mmol dm^{-3} , sendo a concentração de $\text{HPO}_4^{2-} (\text{aq})$ 3,0 vezes maior do que a concentração de $\text{H}_2\text{PO}_4^- (\text{aq})$.

Calcule o número de iões $\text{HPO}_4^{2-} (\text{aq})$ que existem na amostra de urina.

Apresente todas as etapas de resolução.

4. $6,62 \times 10^{20}$ iões de HPO_4^{2-}

$$n(\text{PO}_4^{3-}) = n(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + n(\text{HPO}_4^{2-}); \quad c(\text{HPO}_4^{2-}) = 3 \times c(\text{H}_2\text{PO}_4^-);$$

$$V(\text{urina}) = 50,0 \text{ cm}^3; \quad c(\text{PO}_4^{3-}) = 29 \text{ mmol dm}^{-3}$$

Como $n = c \times V$:

$$c(\text{PO}_4^{3-}) \times V(\text{urina}) = c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \times V(\text{urina}) + c(\text{HPO}_4^{2-}) \times V(\text{urina}) \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow c(\text{PO}_4^{3-}) = c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + 3 \times c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 29 \text{ mmol dm}^{-3} = 4 \times c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \Leftrightarrow c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = \frac{29}{4} \Leftrightarrow c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,25 \text{ mmol dm}^{-3}$$

$$c(\text{HPO}_4^{2-}) = 3 \times c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \Leftrightarrow c(\text{HPO}_4^{2-}) = 3 \times 7,25 = 21,75 \text{ mmol dm}^{-3} \approx 22 \text{ mmol dm}^{-3}$$

Como $n = c \times V$, na amostra de $50,0 \text{ cm}^3$ de urina teremos:

$$n(\text{HPO}_4^{2-}) = 22 \text{ mmol dm}^{-3} \times 50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 1,1 \text{ mmol}$$

Como $N = n \times N_A$, na amostra de urina teremos:

$$N = 1,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 6,62 \times 10^{20} \text{ iões de } \text{HPO}_4^{2-}$$

GRUPO VI

A identificação de alguns elementos químicos em amostras de sais pode ser realizada usando um teste de chama.

Nesse teste, uma amostra do sal é colocada numa colher de combustão que se põe em contacto com a chama de uma lamparina, ou de um bico de Bunsen.

A cor que é conferida à chama permite, em determinadas condições, identificar o catião do sal constituinte da amostra.

1. Para realizar o teste de chama com amostras de diferentes sais, deve colocar-se o sal na parte

- (A) mais quente da chama, usando a mesma colher para todas as amostras.
- (B) menos quente da chama, usando a mesma colher para todas as amostras.
- (C) mais quente da chama, usando colheres diferentes para cada uma das amostras.
- (D) menos quente da chama, usando colheres diferentes para cada uma das amostras.

1. (C)

A amostra deve ser colocada na parte mais quente da chama, para transmitir maior energia para a excitação e por ser a parte menos luminosa, permitindo ver melhor a cor resultante da presença dos sais a ensaiar. Deve usar-se colheres diferentes, para evitar que restos de outros elementos interfiram na cor da chama.

2. O teste de chama, ainda que corretamente realizado, apresenta várias limitações na identificação dos elementos químicos em amostras de sais.

Indique uma dessas limitações.

2. O método só se aplica a compostos que conferem cor às chamas, ou seja, quando a radiação emitida por esses compostos ao serem aquecidos ocorre na zona do visível.

Ou

Se estiverem presentes vários compostos que confirmam cor à chama, a mistura de cores não permite a identificação.

Ou

Existem elementos químicos diferentes que, no teste de chama, dão origem a cores semelhantes.

3. O nitrato de cobre(II) é um sal formado pelo ião cobre(II), Cu^{2+} , e pelo ião nitrato, NO_3^- .

- 3.1. Realizando o teste de chama com este sal, observa-se que a chama adquire uma cor verde característica do cobre.

A cor observada deve-se à _____ de radiação, associada a transições eletrónicas para níveis de energia _____.

- (A) absorção ... superiores
- (B) absorção ... inferiores
- (C) emissão ... superiores
- (D) emissão ... inferiores

3.1. (D)

A chama provoca a excitação dos catiões Cu^{2+} e átomos de cobre (formados por redução do Cu^{2+} a Cu por ação de componentes da chama), devido a transições eletrónicas para estados de maior energia. Em seguida, ocorre a desexcitação para níveis de energia mais baixos, sendo a energia libertada sob a forma de radiação. Conclui-se, assim, que a opção correta é a (D).

Exame Nacional de 2018 - 2.^a fase

GRUPO V

2. Considere uma solução de ácido nítrico cuja concentração é $3,94 \text{ mol dm}^{-3}$, contendo 22,0 %, em massa, de HNO_3 ($M = 63,02 \text{ g mol}^{-1}$).

- 2.1. Calcule a massa volúmica da solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

2.1. Massa volúmica da solução: $1,13 \times 10^{-3} \text{ g/dm}^3$

$c(\text{HNO}_3(\text{aq})) = 3,94 \text{ mol dm}^{-3}$

$\% m/m(\text{HNO}_3(\text{aq})) = 22,0\%$

$\rho(\text{solução}) = ?$

Se a concentração da solução de ácido nítrico é $3,94 \text{ mol/L}$, existem $3,94$ moles de ácido nítrico em $1,00 \text{ L}$ de solução; como a massa molar do ácido é $M = 63,502 \text{ g/mol}$ e $n = \frac{m}{M}$,

a massa de HNO_3 existente em 1 dm^3 de solução é:

$$m = 3,94 \text{ mol} \times 63,02 \text{ g mol}^{-1} = 248,3 \text{ g}$$

Como $\% (m/m) = \frac{m(\text{ácido})}{m(\text{solução})} \times 100\%$, a massa de solução que contém $248,3 \text{ g}$ de HNO_3 é:

$$m(\text{solução}) = 248,3 \text{ g} / 0,220 = 1129 \text{ g}$$

Como $\rho(\text{solução}) = \frac{m(\text{solução})}{V(\text{solução})}$, a massa volúmica da solução é

$$\rho = \frac{1129 \text{ g}}{1,00 \text{ L}} = 1,13 \times 10^3 \text{ g L}^{-1} (= 1,13 \times 10^3 \text{ g dm}^{-3})$$

2.2. A partir daquela solução, preparou-se uma solução mais diluída, de concentração $7,88 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$.

2.2.1. Quantos iões provenientes da ionização do ácido nítrico existirão, no total, em 250 cm^3 da solução mais diluída?

(A) $1,90 \times 10^{22}$

(B) $4,74 \times 10^{21}$

(C) $1,19 \times 10^{21}$

(D) $2,37 \times 10^{21}$

2.2.1. (D)

Como $c = \frac{n}{V}$, a quantidade de ácido nítrico existente em 250 mL desta solução mais diluída é:

$$n = c \times V = 7,88 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 0,250 \text{ L} = 1,97 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Como o ácido nítrico é um ácido forte, a sua ionização é praticamente total em solução diluída.

Assim, $1,97 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de HNO_3 originam $1,97 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de H_3O^+ e $1,97 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de anião nitrato.

A quantidade total de iões é $3,94 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Como qualquer substância contém $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares por mole, o número total, N , de iões provenientes da ionização desta quantidade de ácido nítrico será $N = N_A \times n = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 3,94 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,37 \times 10^{21}$ iões, o que está de acordo com a opção (D).

GRUPO VI

1.4. Pretende-se preparar 500 cm^3 de uma solução de $\text{HF}(\text{aq})$, de concentração em massa $4,0 \times 10^{-2} \text{ g dm}^{-3}$, a partir da solução de concentração $0,080 \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine o volume da solução de concentração $0,080 \text{ mol dm}^{-3}$ que é necessário medir para preparar a solução pretendida.

Apresente todas as etapas de resolução.

1.4. Volume = $12,5 \text{ cm}^3$

$V_i = 500 \text{ cm}^3$; $c_{mf} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ g dm}^{-3}$; $c_i = 0,080 \text{ mol dm}^{-3}$

Como $c_m = \frac{m(\text{solute})}{V(\text{solução})}$, em 500 cm^3 da solução diluída

haverá $0,500 \text{ dm}^3 \times 4,0 \times 10^{-2} \text{ g/dm}^3 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ g}$ de HF.

Como a massa molar de HF é $M = 20,00 \text{ g/mol}$ e $n = \frac{m}{M}$, a

quantidade de HF existente em 500 cm^3 de solução é

$n = 2,00 \times 10^{-2} \text{ g} / 20,00 \text{ g mol}^{-1} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Como $c = \frac{n}{V}$, a concentração da solução diluída, a prepa-

rar, é: $c_f = \frac{1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,500 \text{ dm}^3} = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$.

Numa diluição, a quantidade, n , de soluto, (neste caso HF) mantém-se.

Assim, $n(\text{HF})_{\text{inicial}} = n(\text{HF})_{\text{final}}$

Como $n = c \times V \Rightarrow c_i \times V_i = c_f \times V_f$

Assim,

$2,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3} \times 0,500 \text{ dm}^3 = 0,080 \text{ mol dm}^{-3} \times V_f$

Assim, o volume da solução de concentração

$0,080 \text{ mol/dm}^3$ necessário para preparar 500 cm^3 da solução mais diluída pretendida é

$V = \frac{1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,080 \text{ mol dm}^{-3}} = 0,0125 \text{ dm}^3 (= 12,5 \text{ cm}^3)$

GRUPO VII

1. Na molécula HF, existem, no total, _____ pares de eletrões de valência, dos quais _____ pares são não ligantes.

- (A) oito ... três
- (B) oito ... dois
- (C) quatro ... três
- (D) quatro ... dois

1. (C)

$\text{H} - \ddot{\text{F}}:$, o que está de acordo com a opção (C).

2. Os átomos de flúor e de cloro, no estado fundamental, têm o mesmo número de

- (A) eletrões em orbitais s.
- (B) eletrões em orbitais do cerne do átomo.
- (C) orbitais completamente preenchidas.
- (D) orbitais semipreenchidas.

2. (D)

As distribuições eletrónicas dos átomos de F e Cl, mostram haver, respetivamente, 2 e 4 eletrões em orbitais s, o que elimina a opção (A).

As distribuições eletrónicas destes átomos mostram haver, respetivamente, 2 e 10 eletrões em orbitais do cerne do átomo, o que elimina a opção (B).

As distribuições eletrónicas ${}_9\text{F} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ e ${}_{17}\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ mostram haver, respetivamente, 4 e 8 orbitais completamente preenchidas, o que elimina a opção (C).

As distribuições eletrónicas destes átomos mostram haver o mesmo número de orbitais semipreenchidos – 1 orbital p – o que está de acordo com a opção (D).

3. O espectro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível, apresenta uma primeira risca a $3,0 \times 10^{-19}$ J, uma segunda risca a $4,1 \times 10^{-19}$ J, e outras riscas a valores superiores de energia.

Qual é a variação de energia do átomo de hidrogénio quando o eletrão transita do nível $n = 4$ para o nível $n = 3$?

- (A) $-7,1 \times 10^{-19}$ J
 (B) $-4,1 \times 10^{-19}$ J
 (C) $-3,0 \times 10^{-19}$ J
 (D) $-1,1 \times 10^{-19}$ J

3. (D)

A primeira risca visível corresponde à transição de níveis $n = 3 \rightarrow n = 2$ com $\Delta E' = E_2 - E_3$, então

$$E_3 = E_2 - \Delta E' \Rightarrow E_3 = E_2 - (-3,0 \times 10^{-19} \text{ J})$$

A segunda risca visível corresponde à transição de níveis $n = 4 \rightarrow n = 2$ com $\Delta E'' = E_2 - E_4$, então

$$E_4 = E_2 - \Delta E'' \Rightarrow E_4 = E_2 - (-4,1 \times 10^{-19} \text{ J})$$

A variação de energia do átomo de hidrogénio correspondente à transição de níveis $n = 4 \rightarrow n = 3$ será:

$$\Delta E = E_3 - E_4.$$

$$\text{Assim, } \Delta E = (E_2 + 3,0 \times 10^{-19} \text{ J}) - (E_2 + 4,1 \times 10^{-19} \text{ J}) = -1,1 \times 10^{-19} \text{ J, o que está de acordo com a opção (D).}$$

4. Numa mistura gasosa constituída por HF(g), N₂(g) e He(g), $\frac{1}{5}$ das moléculas presentes são de N₂(g) e $\frac{1}{4}$ das moléculas presentes são de He(g).

Nessa mistura, a fração molar de HF(g) é

- (A) 0,55
 (B) 0,45
 (C) 0,20
 (D) 0,89

4. (A)

Como a fração molar é $x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$, conclui-se que:

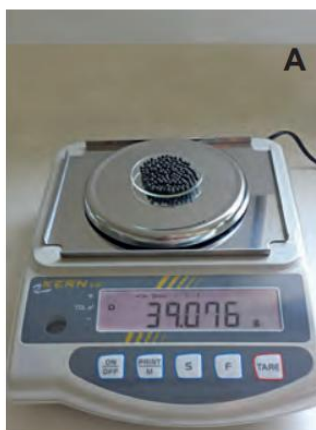
$$x(\text{N}_2) = \frac{1}{5} \text{ e } x(\text{He}) = \frac{1}{4}$$

$$x(\text{HF}) + x(\text{N}_2) + x(\text{He}) = 1$$

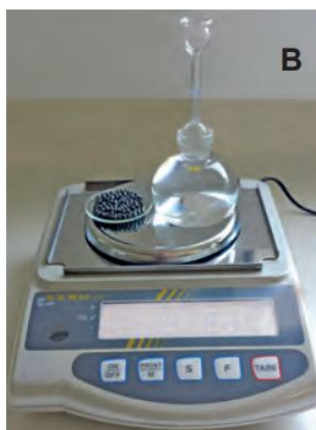
$$x(\text{HF}) = 1 - x(\text{N}_2) - x(\text{He}) = 1 - \frac{1}{5} - \frac{1}{4} = 0,55, \text{ o que está de acordo com a opção (A).}$$

Exame Nacional de 2018 - 1.ª fase**GRUPO IV**

A densidade relativa de um metal foi determinada experimentalmente por picnometria de sólidos. O procedimento experimental incluiu as pesagens **A**, **B** e **C**, efetuadas a 20 °C, que estão representadas na Figura 5.



Massa da amostra do metal
($m_A = 39,076 \text{ g}$)



Massa da amostra do metal
e do picnómetro com água até
ao traço de referência (m_B)



Massa do picnómetro com a
amostra do metal e com água
até ao traço de referência (m_C)

Figura 5

Fez-se a tara da balança, de modo a descontar a massa do vidro de relógio nas pesagens **A** e **B**.

1. Indique a incerteza de leitura da balança utilizada.

1. 0,001 g (ou equivalente).

A incerteza absoluta de uma leitura é o erro máximo que se pode cometer ao efetuar corretamente uma leitura. Se o aparelho (como a balança, neste caso) for digital (com valores descontínuos num mostrador), a incerteza de uma medida é a menor diferença que é possível medir no aparelho (salto entre dois valores na escala do mostrador). Como o valor lido para a massa é 39,076 g, a incerteza é igual a 0,001 g.

2. Explique como se pode obter a densidade relativa do metal constituinte da amostra a partir das determinações efetuadas (m_A , m_B e m_C).

Apresente, num texto estruturado e com linguagem científica adequada, a explicação solicitada. No texto, deverá incluir a definição de densidade relativa de um metal.

2. A densidade relativa de um metal em relação à água a 4 °C é igual ao quociente entre as massas volúmicas desse metal e a massa volúmica da água a 4 °C.

$$d_{\text{relativa}} = \frac{\rho(\text{metal})}{\rho(\text{água})}$$

Como, para um dado corpo, a massa volúmica é a razão entre a massa, m , e o volume, V , sob determinadas condições de pressão e temperatura, $\rho = \frac{m}{V}$, vem:

$$d_{\text{relativa}} = \frac{\frac{m(\text{metal})}{V(\text{metal})}}{\frac{m(\text{água})}{V(\text{água})}}$$

$$\text{Se } V(\text{metal}) = V(\text{água}), \text{ vem: } d_{\text{relativa}} = \frac{m(\text{metal})}{m(\text{água})}$$

Assim, pode dizer-se que a densidade relativa de um metal em relação à água é a razão entre massas de volumes iguais do metal e da água.

A massa da amostra do metal corresponde a m_A determinada usando a balança (1.ª imagem).

O volume de água deslocada no picnómetro em **C** por imersão da amostra do metal é igual ao volume desta amostra. Assim, a diferença $m_B - m_C$ corresponde à massa de água deslocada no picnómetro pela imersão da amostra.

Como a densidade relativa do metal referido é igual ao quociente entre a massa da amostra do metal (m_A) e a massa de água deslocada dada pela diferença $m_B - m_C$,

$$d_{\text{relativa}} = \frac{m_A}{m_B - m_C}$$

3. O valor da densidade relativa do metal constituinte da amostra, obtido experimentalmente, foi 12,4. O valor tabelado da densidade relativa desse metal é 11,3 (a 20 °C).

Qual das expressões seguintes permite calcular o erro percentual (erro relativo, em percentagem) que afeta o valor experimental da densidade relativa do metal constituinte da amostra?

(A) $\frac{12,4 - 11,3}{12,4} \times 100\%$

(B) $\frac{12,4}{11,3} \times 100\%$

(C) $\frac{12,4 - 11,3}{11,3} \times 100\%$

(D) $\frac{11,3}{12,4} \times 100\%$

3. (C)

O erro absoluto da medição é

$$e = |d_{\text{experimental}} - d_{\text{tabelada}}| = |12,4 - 11,3|$$

$$\text{O erro relativo da medição é } \frac{12,4 - 11,3}{11,3}$$

O erro percentual relativo é, então, $\frac{12,4 - 11,3}{11,3} \times 100\%$, como na opção **(C)**.

GRUPO V

A formação de $\text{SO}_3(\text{g})$, um dos reagentes utilizados na última etapa da preparação industrial do ácido sulfúrico, pode ser traduzida por



3. Considere uma amostra de 10 cm^3 de uma qualquer mistura de $\text{SO}_2(\text{g})$, $\text{O}_2(\text{g})$ e $\text{SO}_3(\text{g})$, nas condições normais de pressão e de temperatura (PTN).

O número total de moléculas na amostra é

- (A) $2,7 \times 10^{23}$
 (B) $2,7 \times 10^{20}$
 (C) $1,3 \times 10^{27}$
 (D) $1,3 \times 10^{24}$

3. (B)

Como o volume molar é praticamente o mesmo para todos os gases a quantidade de moléculas na amostra será

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,010 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 4,46 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Como qualquer substância contém $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementares por mole, será

$$N = N_A \times n = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 4,46 \times 10^{-4} \text{ mol} = 2,7 \times 10^{20} \text{ moléculas, o que está de acordo com a opção (B).}$$

GRUPO VI

3. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético que contém também vestígios de outros componentes.

O grau de acidez de um vinagre pode ser expresso pela massa de ácido acético, em gramas, dissolvido em 100 cm^3 do vinagre.

- 3.1. A concentração de ácido acético num determinado vinagre comercial é $1,3 \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine o grau de acidez desse vinagre comercial.

Apresente todas as etapas de resolução.

$$\mathbf{3.1.} \quad 7,8^\circ \text{ ou } 7,8 \text{ g}/100 \text{ cm}^3$$

Dados $c = 1,3 \text{ mol/L}$ e $V = 100 \text{ mL}$

Como $c = \frac{n}{V}$, a quantidade de ácido acético (AcH) dissolvido em 100 cm^3 de vinagre é:

$$n = c \times V = 1,3 \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L} = 0,13 \text{ mol.}$$

Como $n = \frac{m}{M}$, a massa de ácido acético (AcH) em 100 cm^3 é:

$$m = n \times M = 0,13 \text{ mol} \times 60,0 \text{ g/mol} = 7,8 \text{ g.}$$

O grau de acidez do vinagre comercial é $7,8^\circ$
 (ou $7,8 \text{ g}$ em 100 cm^3)

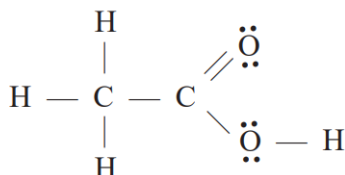
3.2. Para determinar a percentagem, em massa, de ácido acético num vinagre, a partir do grau de acidez desse vinagre, tem ainda de ser conhecida

- (A) a massa volúmica do vinagre.
- (B) a massa molar da água.
- (C) a massa molar do ácido acético.
- (D) a massa de ácido acético em 100 cm³ do vinagre.

3.2. (A)

Como $\% (m/m) = m(\text{AcH})/m(\text{vinagre})$, para determinar a percentagem mássica de ácido acético no vinagre a partir do grau de acidez é necessário conhecer a massa de 100 cm³ de vinagre a partir do conhecimento da massa volúmica do vinagre, o que está de acordo com a opção **(A)**.

4. A molécula de CH₃COOH pode ser representada através da notação de Lewis por



Quantos eletrões de valência ligantes existem, no total, na molécula?

- (A) 16
- (B) 8
- (C) 24
- (D) 12

4. (A)

2 eletrões ligantes $\times$ 6 ligações simples + 4 eletrões ligantes $\times$ 1 ligação dupla = 16 eletrões ligantes, o que está de acordo com a opção **(A)**.