

Questões de Exames e Testes Intermédios

Química, 10.º e 11.º

Programa 2005-2015

Resoluções

Qualquer dúvida ou erro, p.f. contacte vdt@fct.unl.pt

10.º Q1 Das estrelas ao átomo	2
10.º Q2 Na atmosfera da Terra: radiação, matéria e estrutura	38
11.º Q1 Química e indústria: equilíbrios e desequilíbrios	91
11.º Q2 Da atmosfera ao oceano: soluções na Terra e para a Terra	130

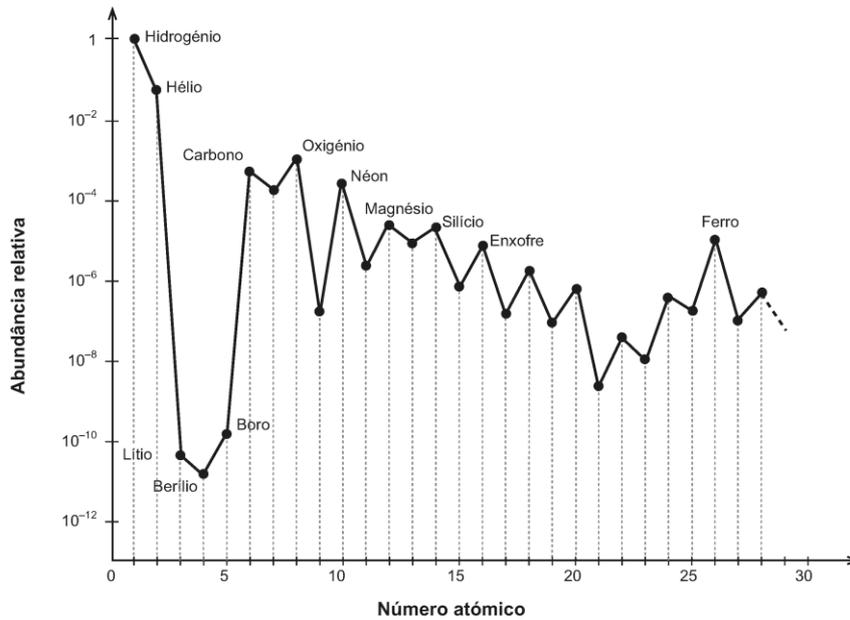
Escola		Data	
Aluno			
	Ano e Turma	N.º	
Professor			

10.º Q1 Das estrelas ao átomo



[Dan Flavin - Structure and clarity](#)

1. O gráfico da figura representa as abundâncias relativas de alguns elementos no Universo, tomando como referência o hidrogénio.



De acordo com este gráfico,

- (A) o carbono é o terceiro elemento mais abundante no Universo.
- (B) o lítio é o metal alcalino mais abundante no Universo.
- (C) o oxigénio é cerca de dez vezes menos abundante do que o azoto.
- (D) o flúor e o cloro têm aproximadamente a mesma abundância.

D

Os diversos valores da escala do gráfico são 1; 0,01; 0,0001; 0,000001; etc.

Por cada posição na escala, a abundância aumenta 100 vezes.

- (A) errado. O terceiro elemento mais abundante é o oxigénio.
- (B) errado. No gráfico estão 3 metais alcalinos, lítio ($Z = 3$), sódio ($Z = 11$) e potássio ($Z = 19$).
- (C) errado. O oxigénio ($Z = 8$) é mais abundante do que o azoto ($Z = 7$).
- (D) correto. O flúor ($Z = 9$) e o cloro ($Z = 17$):

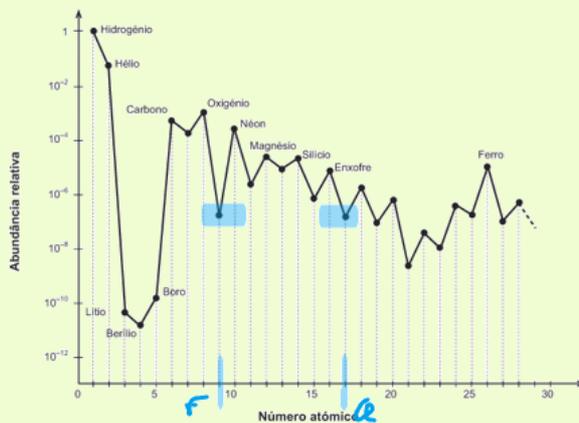


TABELA PERIÓDICA

1 H 1,01																	18 He 4,00
3 Li 6,94	4 Be 9,01	Número atómico Elemento Massa atómica relativa										5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,41	31 Ga 69,72	32 Ge 72,64	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80

2. A água não é mais do que um prato simples: a receita diz-nos para fazer reagir hidrogénio e oxigénio. O primeiro ingrediente veio diretamente do *Big Bang* logo que a matéria arrefeceu o suficiente. Ou seja, os prótons — os núcleos dos átomos de hidrogénio — condensaram-se dentro da bola de fogo cerca de um milionésimo de segundo após o nascimento do tempo e do espaço.

O oxigénio é o terceiro elemento mais abundante do Universo — embora muito menos abundante do que o hidrogénio e o hélio, os quais, por terem nascido do *Big Bang*, constituem quase todo o tecido do Universo.

Contudo o hélio não é reativo, é um solitário cósmico. Assim, a água é a combinação dos dois elementos reativos mais abundantes do Universo.

P. Ball, *H₂O — Uma biografia da água*, Temas e Debates, 1999 (adaptado)

- 2.1. Selecione a opção que corresponde a uma afirmação correta, de acordo com o texto.

- (A) Os primeiros elementos que se formaram foram o hidrogénio e o oxigénio.
 (B) A formação do Universo resultou da explosão de uma estrela maciça.
 (C) Após o *Big Bang*, a temperatura do Universo tem vindo a aumentar.
 (D) Há um instante inicial para a contagem do tempo e a criação do espaço.

D

(A) errado. "(...) o hidrogénio e o hélio, os quais, por terem nascido do *Big Bang* (...)".

(B) errado. As estrelas formaram-se depois do *Big Bang* e são parte do Universo.

(C) errado. "O primeiro ingrediente veio diretamente do *Big Bang* logo que a matéria arrefeceu o suficiente".

(D) correto. "(...) condensaram-se dentro da bola de fogo cerca de um milionésimo de segundo após o nascimento do tempo e do espaço."

https://en.wikipedia.org/wiki/Big_Bang

- 2.2. O átomo de hidrogénio no estado fundamental apresenta um eletrão na orbital 1s.

Do conjunto de números quânticos que descreve aquela orbital, o número quântico principal, n , está relacionado com

- (A) a energia da orbital.
 (B) a orientação espacial da orbital.
 (C) a simetria da orbital.
 (D) o número de eletrões na orbital.

A

https://en.wikipedia.org/wiki/Principal_quantum_number

2.3. Qual é uma configuração eletrónica possível de um átomo de oxigénio num estado excitado?

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

C

- (A) está no estado fundamental, o estado de menor energia.
 (B) não pode ter 3 eletrões na orbital 2s (o máximo é 2 por cada orbital).
 (C) correto, um dos eletrões da orbital 2s foi excitado para um dos orbitais 2p.
 (D) está no estado fundamental. As orbitais 2p têm todas a mesma energia e é indiferente a distribuição de eletrões nas três orbitais.

https://en.wikipedia.org/wiki/Electron_configuration

2.4. Num átomo de oxigénio, no estado fundamental, os eletrões de valência encontram-se distribuídos apenas por orbitais com

- (A) $l = 0$ (B) $l = 1$
 (C) $l = 0$ e $l = 1$ (D) $l = 0, l = 1$ e $l = -1$

C

Configuração eletrónica de O, número atómico 8: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Eletrões de valência: $2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Às orbitais s corresponde $l = 0$ e às orbitais p $l = 1$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Electron_configuration

2.5. Considere o período da tabela periódica onde se encontra o elemento oxigénio.

Qual é o elemento desse período cujos átomos, no estado fundamental, apresentam maior raio atómico?

Lítio.

TABELA PERIÓDICA

1																		18															
1 H 1,01																		2 He 4,00															
3 Li 6,94		4 Be 9,01		Número atómico Elemento Massa atómica relativa												13 B 10,81		14 C 12,01	15 N 14,01	16 O 16,00	17 F 18,00	18 Ne 20,18											
11 Na 22,99		12 Mg 24,31														13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95												
19		20														19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36

O raio atómico tende a diminuir ao longo de um mesmo período.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_radius

2.6. O enxofre e o oxigénio situam-se no mesmo grupo da tabela periódica.

O átomo de enxofre tem _____ raio atómico e _____ energia de ionização do que o átomo de oxigénio.

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

D

TABELA PERIÓDICA

1												18					
1 H 1,01	2											13	14	15	16	17	18
3 Li 6,94	4 Be 9,01	Número atómico Elemento Massa atómica relativa										5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95

O raio atómico tende a aumentar ao longo de um grupo devido ao maior n.º de camadas eletrónicas.
A 1.ª energia de ionização tende a diminuir ao longo de um grupo devido ao maior afastamento do núcleo dos eletrões de valência.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_radius

https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

3. Um átomo é formado quase completamente por espaço vazio. Toda a sua massa se deve ao diminuto núcleo central. O espaço que o rodeia estende-se até uma distância de cerca de 10 mil vezes o diâmetro do núcleo e é ocupado por uma mão-cheia de eletrões — seis, por exemplo, no caso do átomo de carbono. O vazio extranuclear é, porém, a sede da personalidade de um elemento — o núcleo é um observador passivo, responsável por dirigir o conjunto de eletrões em seu redor, dos quais apenas alguns participam nas reações químicas.

Os cientistas não puderam resistir à tentação de supor que os eletrões eram como planetas para o núcleo-estrela. No entanto, este modelo planetário, adotado, entre outros, por Niels Bohr, estava errado. A verificação de que os eletrões não são apenas partículas no sentido comum, mas possuem também um carácter ondulatório intrínseco, permite atribuir-lhes um carácter duplo, que implica que seja totalmente inapropriado visualizar os eletrões como partículas em órbitas bem definidas.

Por volta de 1926, Erwin Schrödinger desenvolveu uma equação que, quando resolvida, permite obter informação acerca do comportamento dos eletrões nos átomos. As soluções desta equação permitem calcular a probabilidade de encontrar o eletrão numa dada região do espaço e não a sua localização precisa em cada instante, como na física clássica.

P. Atkins, *O Dedo de Galileu — As dez grandes ideias da Ciência*, Gradiva, 1.ª ed., 2007 (adaptado)

3.1. Como se designam os eletrões que participam nas reações químicas?

Eletrões de valência.

https://en.wikipedia.org/wiki/Valence_electron

3.2. Como se designa uma região do espaço onde, em torno do núcleo de um átomo, existe uma elevada probabilidade de encontrar um eletrão desse átomo?

Orbital.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_orbital

3.3. Qual das configurações eletrônicas seguintes pode corresponder a um átomo de carbono no estado fundamental?

- (A) $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ (B) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^1$
 (C) $1s^2 2s^2 2p_x^2$ (D) $1s^2 2s^1 2p_x^2 2p_y^1$

B

TABELA PERIÓDICA

1												18											
1 H 1,01													2 He 4,00										
2												13		14		15		16		17		18	
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18						
3												13		14		15		16		17		18	
11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95						

Carbono, número atómico 6.

(A) errado, na orbital 2s ainda pode ter mais um eletrão.
 (B) correto, os dois eletrões das 3 orbitais 2p podem estar em qualquer uma dessas orbitais.
 (C) errado, os dois eletrões das 3 orbitais 2p têm de estar em orbitais diferentes.
 (D) errado, na orbital 2s ainda pode ter mais um eletrão e os três eletrões das orbitais 2p têm de ser distribuídos pelas 3 orbitais.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon>

3.4. Quantos valores diferenciados de energia apresentam os eletrões de um átomo de carbono no estado fundamental?

- (A) Seis (B) Quatro
 (C) Três (D) Dois

C

TABELA PERIÓDICA

1												18											
1 H 1,01													2 He 4,00										
2												13		14		15		16		17		18	
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18						
3												13		14		15		16		17		18	
11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95						

Átomo de carbono, número atómico 6.
 Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
 Três subníveis de energia: 1s, 2s e 2p.

3.5. Os átomos dos isótopos 12 e 13 do carbono têm

- (A) números atómicos diferentes. (B) números de massa iguais.
 (C) igual número de eletrões. (D) igual número de neutrões.

C

Os isótopos de um mesmo elemento têm o mesmo número atómico (n.º de protões) e diferente número de massa (n.º de protões + n.º de neutrões).

https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_carbon

4. O carbono tem vários isótopos naturais, que existem em abundâncias relativas muito diferentes, sendo identificados de acordo com o seu número de massa. Existem dois isótopos estáveis, o carbono-12 (^{12}C) e o carbono-13 (^{13}C), e um isótopo instável, radioativo, o carbono-14 (^{14}C).

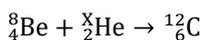
- 4.1. Quantos neutrões existem no núcleo de um átomo de carbono-13?

7 neutrões.

Átomos de carbono-13: 6 protões, 7 neutrões e 6 eletrões.

https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_carbon

- 4.2. Qual deve ser o valor de X para que a equação seguinte traduza uma reação nuclear em que ocorre a formação de carbono-12?

(A) 4

(B) 6

(C) 8

(D) 12

A

Numa reação nuclear, há conservação do número de massa e conservação do número atómico.
Conservação do número de massa: $8 + X = 12$, donde $X = 4$.

- 4.3. No átomo de carbono no estado fundamental, os eletrões encontram-se distribuídos por

(A) duas orbitais.

(B) três orbitais.

(C) quatro orbitais.

(D) seis orbitais.

C

TABELA PERIÓDICA

													13	14	15	16	17	18
1												5	6	7	8	9	10	
1	2											B	C	N	O	F	Ne	
1,01												10,81	12,01	14,01	16,00	19,00	20,18	
													13	14	15	16	17	18
													Al	Si	P	S	Cl	Ar
													26,98	28,09	30,97	32,07	35,45	39,95

Átomo de carbono, número atómico 6.
Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
Quatro orbitais com eletrões.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon>

- 4.4. Um dos eletrões de valência do átomo de carbono no estado fundamental pode ser caracterizado pelo conjunto de números quânticos

- (A) $(1, 1, 0, +\frac{1}{2})$ (B) $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$
 (C) $(2, 1, 2, -\frac{1}{2})$ (D) $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$

B

Átomo de carbono, número atómico 6.

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$

(A) errado. O número quântico secundário só pode ser 0 quando o número quântico principal é 1.

(B) correto.

(C) errado. O número quântico magnético só pode ser -1 , 0 ou $+1$ quando o número quântico secundário é 1.

(D) errado. Refere-se a um eletrão do nível 1, que não é o nível de valência.

5. O néon é um dos componentes vestigiais da atmosfera terrestre.

- 5.1. O néon-22 (^{22}Ne) é um dos isótopos naturais do néon.

Quantos neutrões existem no núcleo de um átomo de néon-22?

- (A) 22 (B) 20
 (C) 12 (D) 10

C

TABELA PERIÓDICA

1																	18
1 H 1,01																	2 He 4,00
		Número atómico Elemento Massa atómica relativa															
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95

O número atómico do néon é 10.
 No néon-22, há 10 protões + 12 neutrões.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Neon>

- 5.2. Num átomo de néon, no estado fundamental, os eletrões encontram-se distribuídos por

- (A) dois níveis de energia. (B) três níveis de energia.
 (C) ■ quatro níveis de energia. (D) cinco níveis de energia.

A

O número atómico do néon é 10.

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

Dois níveis de energia (1 e 2) e três subníveis de energia (1s, 2s e 2p).

TABELA PERIÓDICA

1																	18			
1 H 1,01											2 He 4,00									
3 Li 6,94	4 Be 9,01	<table border="1" style="margin: auto;"> <tr><td style="text-align: center;">Número atómico</td></tr> <tr><td style="text-align: center;">Elemento</td></tr> <tr><td style="text-align: center;">Massa atómica relativa</td></tr> </table>										Número atómico	Elemento	Massa atómica relativa	13 B 10,81	14 C 12,01	15 N 14,01	16 O 16,00	17 F 19,00	18 Ne 20,18
Número atómico																				
Elemento																				
Massa atómica relativa																				
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95			
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,41	31 Ga 69,72	32 Ge 72,64	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80			

Cloro, número atómico 17.

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1$ ou $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Sete eletrões de valência, $3s^2 3p^5$

Distribuídos por quatro orbitais: $3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorine>

- 6.2. Uma das orbitais de valência mais energéticas de um átomo de cloro, no estado fundamental, pode ser caracterizada pelo conjunto de números quânticos

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

A

Cloro, número atómico 17.

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$

As orbitais 3p são as mais energéticas. Os respetivos números quânticos podem ser:

(3, 1, -1), (3, 1, 0), (3, 1, +1)

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorine>

- 6.3. Como se designa a energia mínima necessária para remover um eletrão de um átomo de cloro, isolado e em fase gasosa, no estado fundamental?

Energia de ionização do átomo de cloro.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorine>

7. Considere a configuração eletrónica do átomo de nitrogénio no estado fundamental.

- 7.1. Quantos valores diferenciados de energia apresentam os eletrões desse átomo?

- (A) Sete. (B) Cinco.
(C) ■ Três. (D) Dois.

C

Nitrogénio, número atómico 7.

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Dois níveis (1 e 2) e três subníveis (1s, 2s, 2p).

<https://en.wikipedia.org/wiki/Nitrogen>

7.2. Quantos eletrões se encontram em orbitais caracterizadas pelo número quântico secundário $l = 0$, nesse átomo?

- (A) Dois. (B) Três.
(C) Quatro. (D) Cinco.

C

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Orbitais com número quântico secundário $l = 0$: 1s 2s

Número de eletrões nessas orbitais: $2 + 2 = 4$

8. «Por oposição a estado fundamental, que é o estado natural dos átomos, existem estados que correspondem à excitação dos átomos por fornecimento de energia.»

J. L. da Silva, P. F. da Silva, *A Importância de Ser Eletrão*, Lisboa, Gradiva, p. 99, 2009

8.1. O que se designa por estado fundamental de um átomo?

É o estado que corresponde ao menor valor de energia do conjunto de eletrões.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_orbital

8.2. Considere um átomo do elemento que pertence ao 2.º período e ao grupo 15 da tabela periódica. Quantos valores diferenciados de energia apresentam os eletrões de valência desse átomo no estado fundamental?

- (A) Dois. (B) Três.
(C) Quatro. (D) Cinco.

A

TABELA PERIÓDICA

1																		18																	
1 H 1,01																		2 He 4,00																	
3 Li 6,94		4 Be 9,01		Número atómico Elemento Massa atómica relativa										5 B 10,81		6 C 12,01		7 N 14,01		8 O 16,00		9 F 19,00		10 Ne 20,18											
11 Na 22,99		12 Mg 24,31		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13 Al 26,98		14 Si 28,09		15 P 30,97		16 S 32,07		17 Cl 35,45		18 Ar 39,95	
19 ..		20 ..		21 ..		22 ..		23 ..		24 ..		25 ..		26 ..		27 ..		28 ..		29 ..		30 ..		31 ..		32 ..		33 ..		34 ..		35 ..		36 ..	

Elemento nitrogénio N, número atómico 7.
Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Dois níveis (1 e 2) e três subníveis (1s, 2s e 2p).

<https://en.wikipedia.org/wiki/Nitrogen>

- 8.3. Considere um átomo do elemento cujo número atómico é 8.
Qual das configurações eletrónicas seguintes pode corresponder a esse átomo num estado excitado?
- (A) $1s^2 2s^1 2p_x^3 2p_y^1 2p_z^1$ (B) $1s^2 2s^1 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
(C) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^2 2p_z^1$ (D) $1s^2 2s^3 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

B

TABELA PERIÓDICA

1												18													
1 H 1,01													2 He 4,00												
2												13		14		15		16		17		18			
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18								
Número atómico												13		14		15		16		17		18			
Elemento												Al		Si		P		S		Cl		Ar			
Massa atómica relativa												26,98		28,09		30,97		32,07		35,45		39,95			
11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26

Elemento oxigénio O, número atómico 8.
Configuração eletrónica (no estado fundamental): $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

(A) impossível, não pode haver 3 eletrões numa orbital.
(B) Correto, um dos eletrões na orbital 2s foi excitado para uma orbital 2p.
(C) configuração no estado fundamental; as orbitais 2p têm todas a mesma energia (são degeneradas)
(D) impossível, não pode haver 3 eletrões numa orbital.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Oxygen>

9. As potencialidades da espectroscopia, como método de análise utilizado para detetar e identificar diferentes elementos químicos, foram descobertas no século XIX, e desenvolvidas depois por vários investigadores, nomeadamente por Gustav Kirchoff que, a partir de estudos iniciados em 1859, provou a existência do sódio na atmosfera solar.

Nas lâmpadas de vapor de sódio, muito usadas nos candeeiros de iluminação pública, ocorre emissão de luz de cor amarela. A corrente elétrica, que passa através do vapor de sódio, faz deslocar os eletrões dos átomos de sódio para níveis energéticos mais elevados. Quando aqueles eletrões descem pela escada energética, ocorre a emissão de radiação de frequências bem definidas, originando, entre outras riscas em zonas diferenciadas do espectro eletromagnético, duas riscas brilhantes na zona do amarelo, que são características do sódio, permitindo identificá-lo.

Cada elemento químico possui, de facto, o seu próprio padrão de riscas espectrais, que funciona como uma impressão digital. Não há dois elementos com o mesmo espectro, tal como não há duas pessoas com as mesmas impressões digitais.

Fazendo a análise espectral da luz que nos chega das estrelas, captada pelos telescópios, é possível determinar as suas composições químicas. Descobriu-se, assim, que os elementos constituintes das estrelas são os mesmos que existem na Terra.

John Gribbin, *Um Guia de Ciência para quase toda a gente*, Edições Século XXI, 2002 (adaptado)

Máximo Ferreira e Guilherme de Almeida, *Introdução à Astronomia e às Observações Astronómicas*, Plátano Edições Técnicas, 6.ª edição, 2001 (adaptado)

- 9.1. Selecione a opção que contém os termos que preenchem os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação equivalente à expressão «(...) aqueles eletrões *descem pela escada energética* (...)».
- Aqueles eletrões transitam de níveis energéticos _____ para níveis energéticos _____, assumindo valores _____ de energia.
- (A) inferiores... superiores... contínuos
 (B) superiores... inferiores... contínuos
 (C) inferiores... superiores... discretos
 (D) superiores... inferiores... discretos

D

“Descer pela escada energética” significa transitar para níveis inferiores de energia.
 Todos os valores de energia das orbitais atómicas são quantificado, isto é, são discretos.

https://en.wikipedia.org/wiki/Gustav_Kirchhoff
<https://en.wikipedia.org/wiki/Spectroscopy>

- 9.2. Indique, com base no texto, o que se deverá observar no espectro de absorção do sódio, na região do visível.

Duas riscas negras na zona amarela do espectro.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium-vapor_lamp

- 9.3. Descreva como é possível tirar conclusões sobre a composição química das estrelas, a partir dos seus espectros, tendo em conta a informação dada no texto.

Cada elemento químico tem um espectro atómico característico:

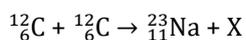
“Cada elemento químico possui, de facto, o seu próprio padrão de riscas espectrais (...)”.

O espectro da luz vinda de uma estrela tem riscas que correspondem à absorção de energia nos átomos que correspondem aos espectros dos elementos químicos presentes nas estrelas:

“Fazendo a análise espectral da luz que nos chega das estrelas, captada pelos telescópios, é possível determinar as suas composições químicas (...)”.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium-vapor_lamp

- 9.4. Selecione a opção que refere a substituição correta de X, de modo que a equação seguinte represente uma reação de fusão nuclear que ocorre nas estrelas.

(A) ${}^1_1\text{H}$ (B) ${}^2_1\text{H}$ (C) ${}^3_2\text{He}$ (D) ${}^1_0\text{n}$

A

Numa reação nuclear, há conservação do número de massa e conservação do número atómico.

Conservação do número de massa: $12 + 12 = 23 + x$, donde $x = 1$.

Conservação do número atómico: $6 + 6 = 11 + y$, donde $y = 1$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Nuclear_fusion

9.5. O sódio (Na) e o magnésio (Mg) são elementos consecutivos do 3.º período da tabela periódica.

9.5.1. A energia de ionização do magnésio é _____ à energia de ionização do sódio, uma vez que, dado o _____ da carga nuclear ao longo do período, o raio atómico tem tendência a _____.

- (A) superior... aumento... diminuir (B) inferior... decréscimo... aumentar
(C) superior... decréscimo... aumentar (D) inferior... aumento... diminuir

A

TABELA PERIÓDICA

1																		18	
1 H 1,01																	2 He 4,00		
2																			
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18		
3																			
11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95		
3																			
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		

Número atómico
Elemento
Massa atómica relativa

Ao longo de cada período, a carga nuclear aumenta. Os “novos” eletrões são “acrescentados” no mesmo nível de energia.

O raio atómico tende a diminuir ao longo do período.

A 1.ª energia de ionização tende a aumentar ao longo do período.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_radius

https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

9.5.2. Átomos representados por ${}^{23}_{11}\text{Na}$ e ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, no estado de energia mínima, têm o mesmo número de

- (A) orbitais completamente preenchidas. (B) protões nos respetivos núcleos.
(C) neutrões nos respetivos núcleos. (D) eletrões em orbitais s.

C

Configurações eletrónicas no estado fundamental (estado de energia mínima):

${}^{23}_{11}\text{Na}$, número atómico 11, $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^1$

5 orbitais completamente preenchidas.

11 protões no núcleo.

$23 - 11 = 12$ neutrões no núcleo.

5 eletrões em orbitais s

${}^{24}_{12}\text{Mg}$, número atómico 12, $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2$

6 orbitais completamente preenchidas.

12 protões no núcleo.

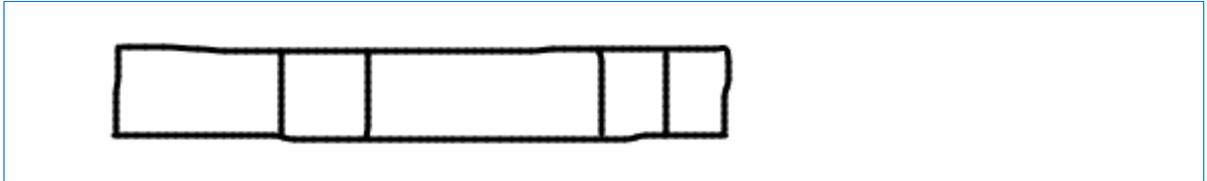
$24 - 12 = 12$ neutrões no núcleo.

6 eletrões em orbitais s

10. Na figura está representado, a preto e branco, o espectro de emissão atómico do lítio, na região do visível.



Represente, utilizando a mesma escala, o espectro de absorção atómico do lítio, na região do visível.

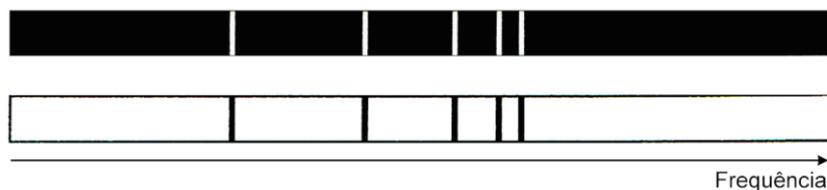


Onde estão as riscas de emissão, passarão a estar as riscas de absorção.

11. Apesar das enormes distâncias que nos separam das estrelas, os astrónomos conseguem obter uma grande quantidade de informação a partir da luz que nos chega desses astros.

- 11.1. A composição química da atmosfera das estrelas pode ser determinada por comparação dos espectros da radiação por elas emitida com os espectros dos elementos químicos conhecidos.

A figura representa, à mesma escala, parte de um espectro atómico de emissão e parte de um espectro atómico de absorção.



Por que motivo se pode concluir que os dois espectros apresentados se referem a um mesmo elemento químico?

As riscas de emissão (espectro superior) aparecem nos mesmos valores de frequência no espectro de absorção (espectro inferior).

https://en.wikipedia.org/wiki/History_of_spectroscopy

- 11.2. A estrela Alfa A da constelação do Centauro encontra-se a uma distância de 1,32 parsec da Terra, ou seja, a 4,3 anos-luz do nosso planeta. A estrela Altair, da constelação da Águia, encontra-se a 17 anos-luz da Terra.

Qual é a expressão que permite calcular a distância da estrela Altair à Terra, em parsec (pc)?

- (A) $\frac{17 \times 1,32}{4,3} \text{ pc}$ (B) $\frac{17 \times 4,3}{1,32} \text{ pc}$
 (C) $\frac{1,32}{17 \times 4,3} \text{ pc}$ (D) $\frac{4,3}{17 \times 1,32} \text{ pc}$

A

Relação entre 1 parsec e a distância de 1 ano-luz:

$$1,32 \text{ pc} = 4,3 \text{ a.l.}$$

$$\frac{1,32 \text{ pc}}{4,3 \text{ a.l.}} = 1$$

Portanto, a distância de 17 anos-luz é, em parsec:

$$17 \text{ a.l.} \times \frac{1,32 \text{ pc}}{4,3 \text{ a.l.}} =$$

$$= \frac{17 \times 1,32}{4,3} \text{ pc}$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Parsec>

<https://en.wikipedia.org/wiki/Light-year>

https://en.wikipedia.org/wiki/Alpha_Centauri

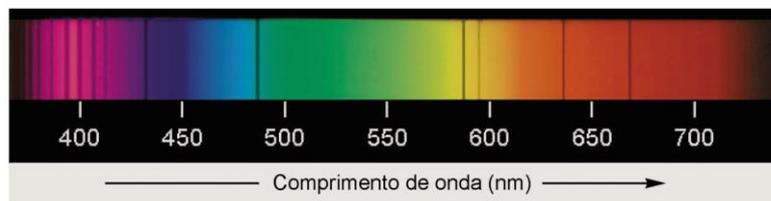
<https://en.wikipedia.org/wiki/Altair>

- 11.3. No núcleo das estrelas ocorre um tipo de reações responsáveis pela energia por elas irradiada. Identifique esse tipo de reações.

Reação nuclear de fusão em que se formam núcleos mais pesados a partir de núcleos mais leves.

https://en.wikipedia.org/wiki/Nuclear_fusion

12. Na figura, está representado o espectro da estrela Rigel na região do visível.



- 12.1. O espectro representado na figura resulta da sobreposição de um espectro de _____ contínuo e de um conjunto de riscas negras resultantes da _____ de radiação pelas espécies presentes na atmosfera da estrela.

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

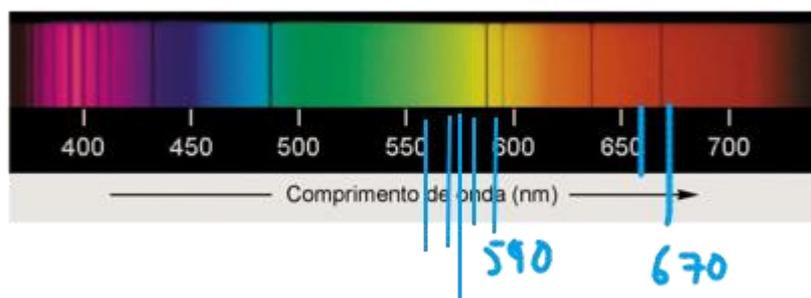
D

O fundo contínuo resulta do espectro de emissão da estrela (corpo negro a uma temperatura muito elevada, com emissão na zona do visível) e as riscas dos espectros de absorção dos elementos presentes na estrela.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Rigel>

- 12.2. O espectro de emissão do hélio atômico na região do visível apresenta, entre outras, uma risca a 587 nm e uma risca a 667 nm.

Conclua, justificando a partir da informação fornecida, se é provável que o hélio esteja presente na atmosfera da estrela Rigel.



As riscas dos espectros de absorção do hélio atômico têm os mesmos valores de comprimento de onda / frequência dos espectros de emissão.

O espectro da estrela Rigel uma risca de absorção aproximadamente a 587 nm e outra aproximadamente a 667 nm.

É provável que o hélio esteja presente na atmosfera dessa estrela uma vez que a luz emitida pela estrela é absorvida precisamente nesses comprimentos de onda.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Helium>

13. Na Figura A, está representado um diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogénio, no qual estão assinaladas algumas transições eletrónicas.

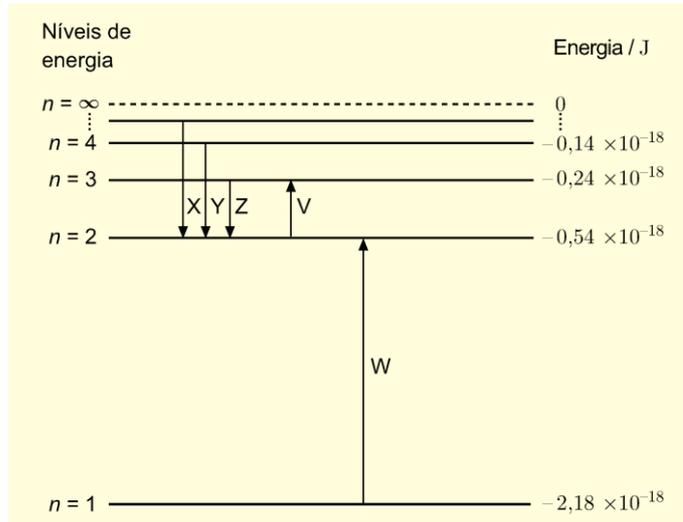


Figura A

- 13.1. A Figura B representa o espectro de emissão do átomo de hidrogénio.



Figura B

- 13.1.1. Qual das transições eletrónicas assinaladas na Figura A corresponde à risca vermelha do espectro de emissão do hidrogénio?

- (A) Transição Z (B) Transição W
(C) Transição X (D) Transição V

A

As riscas visíveis no espectro de hidrogénio correspondem a transições para o nível 2 (série de Balmer). Exclui-se a transição V.

Como se trata de um espectro de emissão, houve transição de um nível superior para um nível inferior. Excluem-se as transições V e W.

Assim, apenas pode ser ou a transição X ou a transição Z. A transição X corresponde a um fóton de maior energia do que o emitido na transição Z.

A risca vermelha é a risca visível que corresponde a fótons de menor energia.

https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model

- 13.1.2. Escreva um texto no qual analise o espectro de emissão do átomo de hidrogénio, abordando os seguintes tópicos:

- descrição sucinta do espectro;

- relação entre o aparecimento de uma qualquer risca do espectro e o fenómeno ocorrido no átomo de hidrogénio;
- razão pela qual esse espectro é descontínuo.

O espectro de emissão atómico de hidrogénio tem várias séries de riscas na gama do ultravioleta, na gama do visível e ainda na gama do infravermelho.

De acordo com os postulados da teoria de Bohr, cada risca corresponde a radiação emitida por átomos quando o único eletrão do átomo de H faz um salto quântico entre níveis de energia, transitando para um nível inferior.

Este espectro é descontínuo, uma vez que os níveis de energia do eletrão estão quantizados.

https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model

13.2. A energia de ionização do hidrogénio, expressa em J mol^{-1} , é

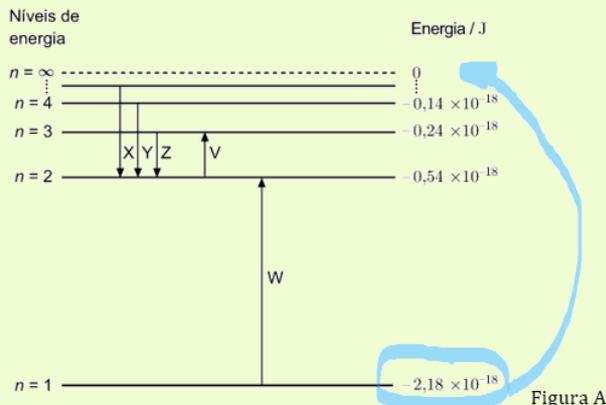
- (A) $2,18 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$ (B) $7,86 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1}$
 (C) $1,09 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$ (D) $1,31 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1}$

Nota: item com conteúdos da unidade 2 da Química de 10.º ano

D

Da figura A, conclui-se que é necessário fornecer $2,18 \times 10^{18} \text{ J}$ para arrancar um eletrão a um átomo. Assim, para arrancar 1 eletrão a uma mole de átomos é necessário:

$$\frac{6,0222 \times 10^{23}}{\text{mol}} \times 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} = 1,31 \times 10^6 \text{ J / mol}$$



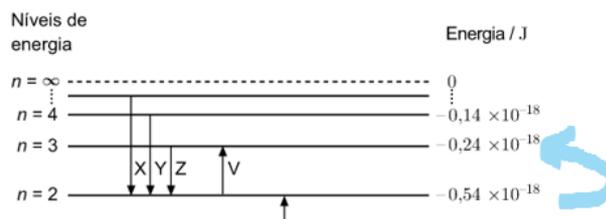
https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model

13.3. Considere que um átomo de hidrogénio se encontra no primeiro estado excitado ($n = 2$ e que, sobre esse átomo, incide radiação de energia igual a $3,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Indique, justificando, se ocorrerá a transição do eletrão para o nível energético seguinte.

Para ocorrer uma transição de $n = 2$ para $n = 3$, o fóton incidente deve ter uma frequência correspondente à diferença de energia entre os dois níveis:

$$\text{energia do estado final} - \text{energia do estado inicial} = (-0,24 - (-0,54)) \times 10^{-18} \text{ J} = 0,30 \times 10^{-18} \text{ J}$$



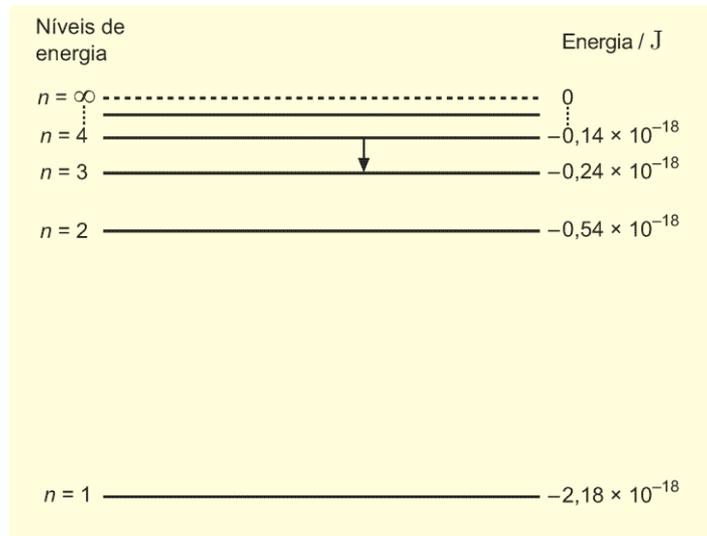
Tem-se $0,30 \times 10^{-18} \text{ J} = 3,0 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Este valor é diferente da energia do fóton incidente, $3,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Portanto, o fóton com esta energia não provocava a transição de $n = 2$ para $n = 3$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model

14. A figura representa o diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogénio, no qual está assinalada uma transição eletrónica.



- 14.1. A variação de energia associada à transição eletrónica assinalada é

- (A) $-2,4 \times 10^{-19} \text{ J}$ (B) $-1,4 \times 10^{-19} \text{ J}$
 (C) $-1,0 \times 10^{-19} \text{ J}$ (D) $-3,8 \times 10^{-19} \text{ J}$

C

energia do estado final – energia do estado inicial =

$$= (-0,24 - (-0,14)) \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$= -0,10 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Tem-se:

$$-0,10 \times 10^{-18} \text{ J} =$$

$$= -1,0 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- 14.2. A transição eletrónica assinalada no diagrama representado na figura origina uma risca na região do _____ no espectro de _____ do átomo de hidrogénio.

- (A) infravermelho... absorção (B) ultravioleta... emissão
 (C) \blacksquare infravermelho... emissão (D) ultravioleta... absorção

C

As transições para o nível 2 correspondem à série de Balmer e são as únicas na região da luz visível.

As transições mais energéticas (transições para o nível 1) são na região do ultravioleta e as menos energéticas (transições para o nível 3) são na região do infravermelho.

Trata-se de uma emissão de fótons, uma vez que o salto quântico se dá para um nível inferior.

https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model
https://en.wikipedia.org/wiki/Balmer_series

14.3. No átomo de hidrogénio, a variação de energia associada à transição do eletrão do nível 2 para o nível 1 pode ser traduzida pela expressão

- (A) $(-2,18 \times 10^{-18} + 0,54 \times 10^{-18}) \text{ J}$ (B) $(-2,18 \times 10^{-18} - 0,54 \times 10^{-18}) \text{ J}$
 (C) $(0,54 \times 10^{-18} + 2,18 \times 10^{-18}) \text{ J}$ (D) $(-0,54 \times 10^{-18} + 2,18 \times 10^{-18}) \text{ J}$

A

$$\begin{aligned} \text{energia do estado final} - \text{energia do estado inicial} &= \\ &= -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} - (-0,54 \times 10^{-18} \text{ J}) \\ &= -2,18 \times 10^{-18} \text{ J} + 0,54 \times 10^{-18} \text{ J} \\ &= (-2,18 \times 10^{-18} + 0,54 \times 10^{-18}) \text{ J} \end{aligned}$$

14.4. No átomo de hidrogénio, qualquer transição do eletrão para o nível 1 envolve

- (A) emissão de radiação visível. (B) absorção de radiação visível.
 (C) emissão de radiação ultravioleta. (D) absorção de radiação ultravioleta.

C

As transições para o nível 2 correspondem à série de Balmer e são as únicas na região da luz visível. As transições mais energéticas (transições para o nível 1) são na região do ultravioleta e as menos energéticas (transições para o nível 3) são na região do infravermelho.

https://en.wikipedia.org/wiki/Balmer_series

15. Na Figura A, está representado um diagrama de níveis de energia do átomo de hidrogénio.

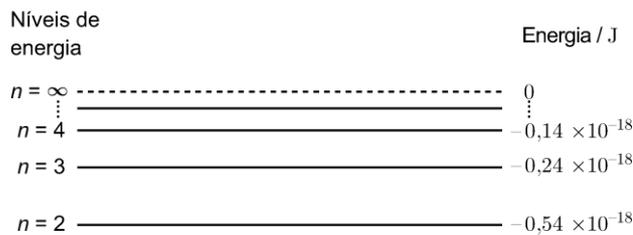


Figura A



A Figura B representa parte do espectro de emissão do átomo de hidrogénio, na região do visível.

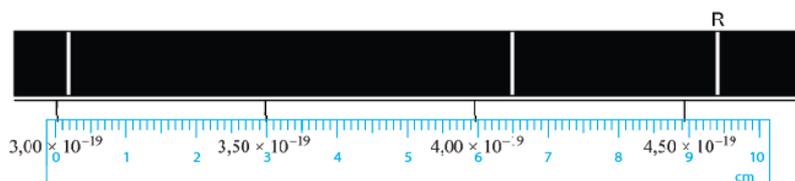


Figura B

Calcule, para a transição eletrónica que origina a risca assinalada pela letra R na Figura B, a energia do nível em que o eletrão se encontrava inicialmente.

Apresente todas as etapas de resolução.

A escala da figura é de 3,00 cm por $0,50 \times 10^{-19}$ J:



A risca R está a 0,45 cm da marca de $4,50 \times 10^{-19}$ J.

Portanto, tem-se:

$$\frac{3,00 \text{ cm}}{0,50 \times 10^{-19} \text{ J}} = \frac{0,45 \text{ cm}}{x}$$

Donde $x = 0,075 \times 10^{-19}$ J

A energia correspondente à risca R é:

$$0,075 \times 10^{-19} \text{ J} + 4,50 \times 10^{-19} \text{ J} = 4,575 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Como se trata de uma risca na região do visível, a transição correspondente deu-se para o nível $n = 2$ (nível final).

Há emissão de energia; logo, a variação de energia do sistema é negativa. Portanto, do ponto de vista do sistema atómico H,

$$\Delta E = -4,575 \times 10^{-19} \text{ J.}$$

A variação de energia é a diferença entre a energia do estado estacionário final e a do estado estacionário inicial.

Assim, vem:

$$\Delta E = E_{n, \text{final}} - E_{n, \text{inicial}}$$

$$\Delta E = E_{2, \text{final}} - E_{n, \text{inicial}}$$

$$-4,575 \times 10^{-19} \text{ J} = -0,54 \times 10^{-18} \text{ J} - E_{n, \text{inicial}}$$

$$E_{n, \text{inicial}} = -0,54 \times 10^{-18} \text{ J} + 4,575 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{n, \text{inicial}} = -8,25 \times 10^{-20} \text{ J}$$

A segunda parte deste cálculo também pode ser efetuada do modo seguinte:

Como ocorre a emissão de um fóton de energia $4,575 \times 10^{-19}$ J num salto quântico para o nível $n = 2$, podemos escrever, de acordo com a lei da conservação da energia:

energia do estado inicial = energia do estado final + energia do fóton emitido

$$E_{n, \text{inicial}} = -0,54 \times 10^{-18} \text{ J} + 4,575 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{n, \text{inicial}} = -8,25 \times 10^{-20} \text{ J}$$

16. O espectro de emissão do átomo de hidrogénio apresenta uma risca vermelha originada por uma transição eletrónica que envolve a emissão de radiação de energia igual a $3,03 \times 10^{-19}$ J.

O número quântico principal, n , do nível energético para o qual o eletrão transita e a variação de energia, ΔE , associada a essa transição eletrónica são, respetivamente,

- (A) $n = 3$ e $\Delta E = +3,03 \times 10^{-19}$ J (B) $n = 2$ e $\Delta E = +3,03 \times 10^{-19}$ J
 (C) $n = 2$ e $\Delta E = -3,03 \times 10^{-19}$ J (D) $n = 3$ e $\Delta E = -3,03 \times 10^{-19}$ J

C

Risca vermelha... zona do espectro visível. Logo, risca que pertence à série de Balmer, transição para o nível $n = 2$, com emissão de radiação (o eletrão estava num nível superior).

Apenas pode ser a opção (C), uma vez que $n = 2$ e a variação de energia é negativa (transferência para o exterior).

https://en.wikipedia.org/wiki/Balmer_series

17. A tabela seguinte apresenta os valores de energia dos níveis $n = 1$, $n = 2$, $n = 3$ e $n = 4$ do átomo de hidrogénio.

n	E_n / J
1	$-2,18 \times 10^{-18}$
2	$-5,45 \times 10^{-19}$
3	$-2,42 \times 10^{-19}$
4	$-1,40 \times 10^{-19}$

- 17.1. Qual é a energia mínima necessária para remover o eletrão de um átomo de hidrogénio no estado fundamental?

$2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$

O átomo de H tem apenas 1 eletrão.

No estado fundamental, está no nível $n = 1$.

Para remover esse eletrão, é necessário fornecer a energia dada por:

energia do estado final – energia do estado inicial

Como a energia do eletrão fora do átomo (estado final) é considerada nula, vem:

$$0 - (-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}) = \\ = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model

- 17.2. Considere um átomo de hidrogénio no estado fundamental, no qual incide radiação de energia $1,80 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Conclua, justificando, se ocorre, ou não, transição do eletrão.

O átomo de H tem apenas 1 eletrão.

No estado fundamental, está no nível $n = 1$.

Nesse nível, a energia é $-2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Se receber um fóton com a energia de $1,80 \times 10^{-18} \text{ J}$ deveria transitar para um estado estacionário com a energia de $-2,18 \times 10^{-18} \text{ J} + 1,80 \times 10^{-18} \text{ J} = -0,38 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Este valor seria, pois, a energia do estado final, após o salto quântico: $-0,38 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Como não há qualquer nível de energia com esse valor de energia, esta é uma transição que não ocorre no átomo de hidrogénio.

https://en.wikipedia.org/wiki/Bohr_model

- 17.3. As transições eletrónicas no átomo de hidrogénio originam riscas diferenciadas nos espectros atómicos deste elemento.

O espectro de emissão do átomo de hidrogénio na região do visível apresenta, entre outras riscas, uma risca a uma energia de $4,84 \times 10^{-19}$ J.

Considerando a transição que origina essa risca, a energia do nível em que o eletrão se encontrava inicialmente pode ser calculada pela expressão

- (A) $(-5,45 \times 10^{-19} + 4,84 \times 10^{-19})$ J (B) $(-5,45 \times 10^{-19} - 4,84 \times 10^{-19})$ J
 (C) $(-2,18 \times 10^{-18} + 4,84 \times 10^{-19})$ J (D) $(-2,18 \times 10^{-18} - 4,84 \times 10^{-19})$ J

A

A risca a que corresponde a energia de $4,84 \times 10^{-19}$ J está na zona do visível. É, pois, uma risca que corresponde a um salto quântico para o nível $n = 2$, que tem a energia de $-5,45 \times 10^{-19}$ J.

A energia emitida nesse salto quântico é:

$$\begin{aligned} & \text{energia do estado final} - \text{energia do estado inicial} = \\ & = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J} - (-4,84 \times 10^{-19} \text{ J}) \\ & = (-5,45 \times 10^{-19} + 4,84 \times 10^{-19}) \text{ J} \end{aligned}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Balmer_series

18. Verifica-se que os sais de potássio conferem uma cor violeta à chama de um bico de Bunsen, pelo que o teste de chama pode ser utilizado para averiguar a presença desse elemento, em amostras sólidas.

A cor observada deve-se à _____ de radiação, quando eletrões do ião potássio transitam de níveis energéticos _____ para níveis energéticos _____.

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

B

Há saltos quânticos com emissão de radiação quando há transição de estados estacionários com níveis superiores para estados estacionários com níveis inferiores.

https://en.wikipedia.org/wiki/Colored_fire

19. O céσιο é um metal alcalino bastante utilizado em células fotoelétricas.

- 19.1. Fazendo incidir, sobre uma placa de céσιο, quer radiação verde, quer radiação violeta, ocorre efeito fotoelétrico.

Justifique a afirmação seguinte.

Considerando eletrões com a mesma energia de remoção, a radiação violeta provoca ejeção de eletrões com maior energia cinética do que a radiação verde.

O efeito fotoelétrico consiste na emissão de eletrões dos átomos quando neles incidem fotões com a energia mínima adequada, que depende de metal para metal.

A emissão de eletrões é devida a colisões fotão-eletrão com transferência de energia de cada fotão para um eletrão.

Na zona visível do espectro, a energia dos fotões aumenta do vermelho extremo para o violeta extremo.

Como a energia dos fotões da radiação violeta é maior do que a energia dos fotões da radiação verde, os fotões da radiação violeta transferem maior quantidade de energia para os eletrões emitidos por efeito fotoelétrico.

Essa energia transferida pelos fótons surge como energia cinética dos eletrões.

https://en.wikipedia.org/wiki/Photoelectric_effect

- 19.2. Justifique a afirmação seguinte, com base na configuração eletrónica de valência dos átomos dos elementos considerados, no estado fundamental.

A energia de ionização do céσιο (Cs) é inferior à energia de ionização do potássio (K).

O céσιο (Cs) é o elemento de número atómico 55, grupo 1, 6.º período, metal alcalino.

O potássio (K) é o elemento de número atómico 17, grupo 1, 4.º período, metal alcalino.

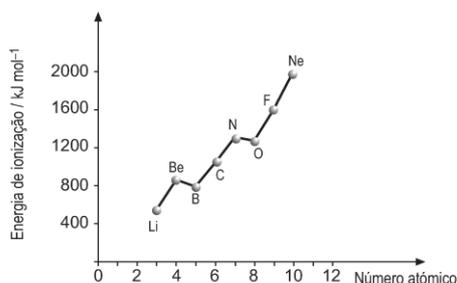
Ambos os elementos têm um único eletrão de valência.

O eletrão de valência do céσιο está mais afastado do núcleo e está num nível energético superior, em comparação com o eletrão de valência dos átomos de potássio.

É, pois, necessário fornecer menor energia para remover o eletrão de valência do céσιο.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Caesium>

20. O gráfico da figura representa a relação entre a energia de ionização e o número atómico dos elementos, ao longo do 2.º período da tabela periódica.



Justifique o facto de a energia de ionização apresentar uma tendência geral para aumentar ao longo do 2.º período da tabela periódica.

O lítio Li é o primeiro elemento do 2.º período e o néon Ne é o último elemento.

Todos os átomos destes elementos têm eletrões nos níveis 1 e 2.

O lítio tem um único eletrão no nível 2 e o néon tem todos os eletrões (8) permitidos no nível 2.

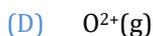
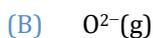
A carga positiva do núcleo aumenta ao longo do período, enquanto o nível de valência (nível 2) é sucessivamente preenchido até ficar completo no néon.

O aumento da carga nuclear, mantendo-se o nível de valência, está associado a uma força de maior intensidade sobre os eletrões de valência.

A energia necessária para ionizar os átomos tende, pois, a aumentar ao longo do período.

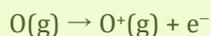
https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

21. A energia de ionização do átomo de oxigénio, isolado e em fase gasosa, é a energia mínima necessária para que, a partir do átomo no estado fundamental, se forme o ião



C

A energia de ionização do átomo de O é a energia necessária para remover um eletrão desse átomo, isolado e em fase gasosa:



https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

22. «Existem vários átomos cujas configurações eletrónicas de valência são semelhantes, diferindo apenas no facto de envolverem diferentes números quânticos principais.»

J. L. da Silva, P. F. da Silva, *A Importância de Ser Eletrão*, Lisboa, Gradiva, p. 101, 2009

- 22.1. Esta afirmação refere-se a átomos de elementos de um mesmo _____ da tabela periódica, que apresentam um número _____ de eletrões de valência.

- (A) período... igual (B) grupo... diferente
(C) período... diferente (D) grupo... igual

D

Num mesmo período, os eletrões do nível de valência dos átomos dos diversos elementos têm o mesmo número quântico principal.

Num mesmo grupo, todos os elementos têm átomos com o mesmo número de eletrões de valência, sendo o número quântico principal crescente ao longo do grupo.

https://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table

- 22.2. Explique porque é que a energia de ionização dos átomos dos elementos representativos da tabela periódica diminui ao longo de um mesmo grupo (à medida que o número atómico aumenta).

Num mesmo grupo, os elementos têm átomos com o mesmo número de eletrões de valência, sendo o número quântico principal crescente ao longo do grupo.

A energia dos eletrões mais energéticos (maior número quântico principal) é cada vez mais elevada, ao longo do grupo.

A energia mínima necessária para remover um desses eletrões no estado fundamental (energia de ionização) é, pois, cada vez menor.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

23. O nitrogénio (N) é um elemento químico essencial à vida, uma vez que entra na constituição de muitas moléculas biologicamente importantes.

- 23.1. Considere a configuração eletrónica do átomo de nitrogénio, no estado fundamental.

- 23.1.1. Quantos eletrões se encontram em orbitais caracterizadas pelo número quântico secundário $l = 1$?

- (A) 2 (B) 3
(C) 4 (D) 5

B

Número atómico do nitrogénio: 7.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Orbitais s, número quântico secundário 0.

Orbitais p, número quântico secundário 1.

Há 3 eletrões em 3 orbitais p.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

23.1.2. No átomo de nitrogénio no estado fundamental, existem

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

C

Número atómico do nitrogénio: 7.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

- (A) errado, há 5 eletrões de valência, em 5 orbitais.
- (B) errado, há 5 eletrões de valência, em 5 orbitais.
- (C) correto.
- (D) errado, há 5 eletrões de valência, em 5 orbitais.

23.1.3. Um dos eletrões de menor energia do átomo de nitrogénio no estado fundamental pode ser caracterizado pelo conjunto de números quânticos

- (A) $(1, 0, 1, +\frac{1}{2})$
- (B) $(2, 1, 0, +\frac{1}{2})$
- (C) $(2, 1, 1, +\frac{1}{2})$
- (D) $(1, 0, 0, +\frac{1}{2})$

D

Número atómico do nitrogénio: 7.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Nível de menor energia: 1, com uma orbital 1s completamente preenchida.

Números quânticos dos eletrões nesta orbital:

- Número quântico principal n : 1
- Número quântico secundário l : 0 (orbital s)
- Número quântico magnético m : 0
- Número quântico de spin: $+1/2$ ou $-1/2$.

23.2. Relacione a posição do elemento representativo nitrogénio na tabela periódica com a configuração eletrónica de valência dos seus átomos no estado fundamental.

Número atómico do nitrogénio: 7.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Período 2, grupo 15.

O número do período indica o nível de energia dos eletrões de valência. Estes estão, pois, no nível 2.

Os átomos de nitrogénio têm 5 eletrões de valência, o número de eletrões no último nível.

23.3. Justifique a afirmação seguinte, com base nas posições relativas dos elementos nitrogénio (N) e fósforo (P), na tabela periódica.

A energia de ionização do nitrogénio é superior à energia de ionização do fósforo.

Nitrogénio, número atómico 7. Fósforo, número atómico 15. Ambos elementos do grupo 15.

A energia de ionização tende a diminuir ao longo de um grupo devido aos eletrões de valência estarem mais afastados do núcleo atómico. Assim, a energia de ionização de N deve ser superior à de P.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Phosphorus>

24. A cafeína é um composto cujas unidades estruturais são constituídas por átomos de carbono, hidrogénio, nitrogénio e oxigénio.

24.1. No estado de energia mínima, os átomos dos elementos carbono, nitrogénio e oxigénio apresentam o mesmo número de

- (A) orbitais s e p totalmente preenchidas. (B) orbitais p semipreenchidas.
(C) orbitais s totalmente preenchidas. (D) orbitais p totalmente preenchidas.

C

Número atómico do carbono: 6.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

Número atómico do nitrogénio: 7.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Número atómico do oxigénio: 8.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Caffeine>

24.2. Um dos eletrões mais energéticos do átomo de oxigénio, no estado fundamental, pode ser caracterizado pelo conjunto de números quânticos

- (A) $(2, 0, 0, +\frac{1}{2})$ (B) $(2, 0, 1, -\frac{1}{2})$
(C) $(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$ (D) $(2, -1, 1, -\frac{1}{2})$

C

Número atómico do oxigénio: 8.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Eletrões mais energéticos nas 2p.

(A), errado, eletrão numa orbital s, número quântico secundário 0.

(B), errado, o número quântico magnético não pode ser 1 quando o número quântico secundário é 0.

(C), correto, respeita as regras dos números quânticos.

(D), errado, o número quântico secundário não pode ser -1.

24.3. Os átomos de carbono (C), no estado fundamental, apresentam, no total, _____ eletrões de valência, distribuídos por _____.

- (A) dois... uma orbital (B) dois... duas orbitais
(C) quatro... duas orbitais (D) quatro... três orbitais

D

Número atómico do carbono: 6.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

- 24.4. O carbono e o nitrogénio são elementos que ocupam posições consecutivas no mesmo _____ da tabela periódica, sendo de prever que a energia de ionização do carbono seja _____ à energia de ionização do nitrogénio.

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

D

Número atómico do carbono: 6.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

Número atómico do nitrogénio: 7.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Pertencem ao mesmo período (2), sendo o nitrogénio o elemento que se segue imediatamente ao carbono.

A energia de ionização tende a aumentar ao longo de um período devido ao aumento da atração do núcleo sobre os eletrões de valência.

- 24.5. Indique o valor da energia da radiação emitida na transição eletrónica entre os níveis $n = 3$ e $n = 2$ do átomo de hidrogénio, com base nos valores de energia desses níveis, respetivamente $-0,24 \times 10^{-18}$ J e $-0,54 \times 10^{-18}$ J.

Estado final: 2, energia = $-0,24 \times 10^{-18}$ J

Estado inicial: 3, energia = $-0,54 \times 10^{-18}$ J

energia do estado final – energia do estado inicial = variação de energia

$-0,54 \times 10^{-18}$ J – $(-0,24 \times 10^{-18}$ J) = $-0,30 \times 10^{-18}$ J

A energia do sistema atómico variou $-0,30 \times 10^{-18}$ J, isto é, diminuiu $0,30 \times 10^{-18}$ J.

Este valor $0,30 \times 10^{-18}$ J é, pois, a energia do fóton emitido no salto quântico de $n = 3$ para $n = 2$.

25. Um dos sulfatos industrialmente mais importantes é o sulfato de sódio (Na_2SO_4), muito usado na produção de pasta de papel e na indústria de detergentes, entre outras. O sulfato de sódio é constituído por sódio (Na), enxofre (S) e oxigénio (O).

- 25.1. Qual é uma configuração eletrónica possível de um átomo de enxofre num estado excitado?

(A) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3p^3$ (B) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^5$
(C) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^3 3p^4$ (D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

B

Número atómico do enxofre: 16.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Num estado excitado, há eletrões em níveis/subníveis superiores.

(A), errado, não pode haver 7 eletrões em orbitais p (máximo 6).

(B), correto, há um eletrão 2p que foi excitado para uma orbital 3p.

(C), errado, não pode haver 3 eletrões em orbitais s (máximo 2).

(D), errado, é a configuração eletrónica no estado fundamental.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur>

25.2. Qual dos seguintes conjuntos de números quânticos pode caracterizar um dos eletrões mais energéticos do átomo de enxofre, no estado fundamental?

- (A) $(3, 2, 0, +\frac{1}{2})$ (B) ■ $(3, 1, 1, +\frac{1}{2})$
 (C) $(3, 1, 2, +\frac{1}{2})$ (D) $(3, 2, 1, +\frac{1}{2})$

B

Número atómico do enxofre: 16.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$

(A), errado, o número quântico secundário é 2, que corresponde a orbitais d. Os átomos de enxofre não têm orbitais d no estado fundamental.

(B), correto. Trata-se de um eletrão numa das 3 orbitais 3p.

(C), errado. O número quântico magnético não pode ser 2 quando o número quântico secundário é 1.

(D), errado, o número quântico secundário é 2, que corresponde a orbitais d. Os átomos de enxofre não têm orbitais d no estado fundamental.

25.3. Os átomos de enxofre formam facilmente iões sulfureto.

Conclua, justificando com base na posição do elemento enxofre (S) na tabela periódica, qual será a carga desses iões.

Número atómico do enxofre: 16.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Os átomos de S têm 6 eletrões de valência. Com mais dois eletrões, ficam com o seu nível de valência completamente preenchido.

Carga dos iões formados a partir de átomos de enxofre: -2.

25.4. Num átomo de oxigénio, no estado fundamental, existem diversas orbitais preenchidas. Dessas orbitais, apenas

- (A) duas se encontram completamente preenchidas.
 (B) ■ duas de valência se encontram semipreenchidas.
 (C) uma de valência se encontra completamente preenchida.
 (D) uma se encontra semipreenchida.

B

Número atómico do oxigénio: 8.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

(A), errado. Há três orbitais completamente preenchidas.

(B), correto.

(C), errado. Há duas orbitais de valência completamente preenchidas.

(D), errado. Há duas orbitais semipreenchidas.

25.5. Relativamente a um átomo de enxofre e a um átomo de oxigénio, é correto afirmar que

- (A) o conjunto de números quânticos $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$ pode caracterizar um dos eletrões de valência de qualquer dos átomos, no estado de energia mínima.
- (B) ■ os eletrões de valência de ambos os átomos, no estado de energia mínima, se distribuem pelo mesmo número de orbitais.
- (C) os eletrões de valência de qualquer dos átomos, no estado de energia mínima, se distribuem por orbitais com $l = 1$ e com $l = 2$.
- (D) as configurações eletrónicas de ambos os átomos, no estado de energia mínima, diferem no número de eletrões de valência.

B

Número atómico do enxofre: 16.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$

Número atómico do oxigénio: 8.

Configuração eletrónica no estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

(A), errado. Referem-se a orbitais 2p. Os eletrões de valência dos átomos de enxofre estão em orbitais 3p.

(B), correto. Eletrões de valência do enxofre em 4 orbitais ($3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$); eletrões de valência do oxigénio em 4 orbitais ($2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$).

(C), errado. Quando $l = 1$, tem-se orbitais p. Quando $l = 2$, orbitais d.

(D), errado. Ambos os elementos têm átomos com 6 eletrões de valência.

25.6. Justifique a afirmação seguinte, com base nas posições relativas dos elementos sódio e enxofre na tabela periódica.

O raio atómico do sódio é superior ao raio atómico do enxofre.

Sódio, número atómico 11, 1.º elemento do 3.º período.

Enxofre, número atómico 16, 6.º elemento do 3.º período.

O raio atómico tende a diminuir ao longo do período.

O raio atómico do sódio deve ser superior ao do enxofre.

26. O iodo (I) e o flúor (F) apresentam comportamento químico semelhante, porque

- (A) pertencem ao mesmo período da tabela periódica.
- (B) apresentam valores muito baixos de energia de ionização.
- (C) ■ apresentam o mesmo número de eletrões de valência.
- (D) apresentam valores muito semelhantes de raio atómico.

C

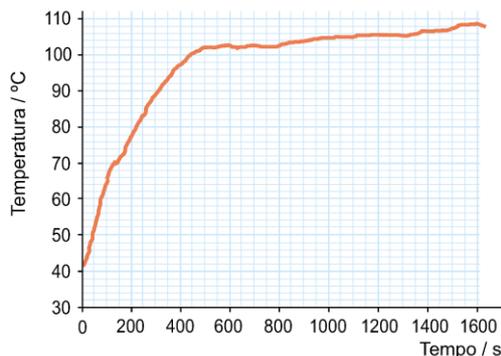
(A), errado. O fator mais importante na semelhança de propriedades química é a pertença ao mesmo grupo/coluna da tabela periódica.

(B), errado.

(C), correto. Os átomos dos elementos do mesmo grupo têm o mesmo número de eletrões de valência.

(D), errado.

27. A água é a única substância que coexiste na Terra nas fases sólida, líquida e gasosa.



- 27.1. A figura representa um gráfico que traduz o modo como variou a temperatura de uma amostra de água, inicialmente em fase líquida, em função do tempo de aquecimento, à pressão de 1 atm.

A amostra de água considerada _____ impurezas, uma vez que a ebulição ocorre a uma temperatura, diferente de 100 °C, que _____ constante ao longo do tempo.

- (A) não contém... não se mantém
 (B) contém... se mantém
 (C) contém... não se mantém
 (D) não contém... se mantém

B

A temperatura aumentou gradualmente durante aproximadamente 500 s.

Entre 500 s e 800 s, a temperatura manteve-se aproximadamente constante (102 °C). A amostra de água estava certamente em ebulição.

Após os 800 s, a temperatura voltou a aumentar gradualmente.

Como a ebulição se deu acima dos 100 °C à pressão de 1 atm (que é o valor tabelado para a ebulição da água a esta pressão), é provável que a amostra de água contivesse impurezas, assumindo que a exatidão da medição da temperatura era adequada (resolução inferior a 1 °C).

<https://en.wikipedia.org/wiki/Melting>

- 27.2. Identifique a propriedade física considerada quando se afirma que duas amostras de água com a mesma massa, uma na fase sólida e outra na fase líquida, têm volumes diferentes.

Massa volúmica.

amostra de água	A	B
fase	sólida	líquida
massa	m_1	$m_2 = m_1$
volume	V_1	$V_2 \neq V_1$
massa volúmica	m_1/V_1	$m_1/V_1 \neq m_2/V_2$

28. Com o objetivo de determinar experimentalmente a temperatura de fusão do naftaleno, alguns grupos de alunos efetuaram várias medições.

O valor tabelado da temperatura de fusão do naftaleno, nas condições em que foram realizadas as medições, é 80,0 °C.

- 28.1. Depois de efetuadas as medições pelos grupos de alunos, a medida da temperatura de fusão do naftaleno, expressa em função do valor mais provável e da incerteza relativa, foi 81,1 °C \pm 1,1 %.

Determine o intervalo de valores no qual estará contido o valor experimental da temperatura de fusão do naftaleno.

Apresente todas as etapas de resolução.

1,1 % de 81,1 °C são

$$\frac{1,1}{100} \times 81,1 \text{ °C} = 0,8921 \text{ °C} \rightarrow 0,89 \text{ °C}$$

Valor máximo:

$$81,1 \text{ °C} + 0,89 \text{ °C} = 81,99 \text{ °C} \rightarrow 82,0 \text{ °C}$$

Valor mínimo:

$$81,1 \text{ °C} - 0,89 \text{ °C} = 80,21 \text{ °C} \rightarrow 80,2 \text{ °C}$$

Intervalo de valores:

$$[80,2 \text{ °C}; 82,0 \text{ °C}].$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Naphthalene>

- 28.2. Dois grupos de alunos, Grupo 1 e Grupo 2, realizaram três ensaios, nas mesmas condições, nos quais mediram os valores de temperatura de fusão, θ_f , do naftaleno, que se encontram registados na tabela seguinte.

	Grupo 1	Grupo 2
Ensaio	$\theta_f / \text{°C}$	$\theta_f / \text{°C}$
1	79,4	82,6
2	80,3	82,7
3	81,4	82,5

Pode concluir-se, a partir da informação dada, que os valores medidos pelo Grupo 1, comparados com os valores medidos pelo Grupo 2, são

- (A) mais exatos e mais precisos. (B) mais exatos e menos precisos.
 (C) menos exatos e menos precisos. (D) menos exatos e mais precisos.

B

Maior exatidão significa medir obtendo um valor mais aproximado do valor correto.

Maior precisão significa, em medições repetidas, menor dispersão dos valores repetidos.

O valor médio do grupo 1 é

$$\begin{aligned} 80,0 \text{ °C} + \frac{-0,6 \text{ °C} + 0,3 \text{ °C} + 1,4 \text{ °C}}{3} &= \\ &= 80,0 \text{ °C} + \frac{1,1 \text{ °C}}{3} \\ &= 80,0 \text{ °C} + 0,37 \text{ °C} \\ &= 80,37 \text{ °C} \rightarrow 80,4 \text{ °C} \end{aligned}$$

O valor médio do grupo 2 é

$$\begin{aligned} 82,5 \text{ °C} + \frac{0,1 \text{ °C} + 0,2 \text{ °C} + 0,0 \text{ °C}}{3} &= \\ &= 82,5 \text{ °C} + \frac{0,3 \text{ °C}}{3} \\ &= 82,5 \text{ °C} + 0,1 \text{ °C} \end{aligned}$$

= 82,6 °C

O valor tabelado para a temperatura de fusão do naftaleno é 80,0 °C.

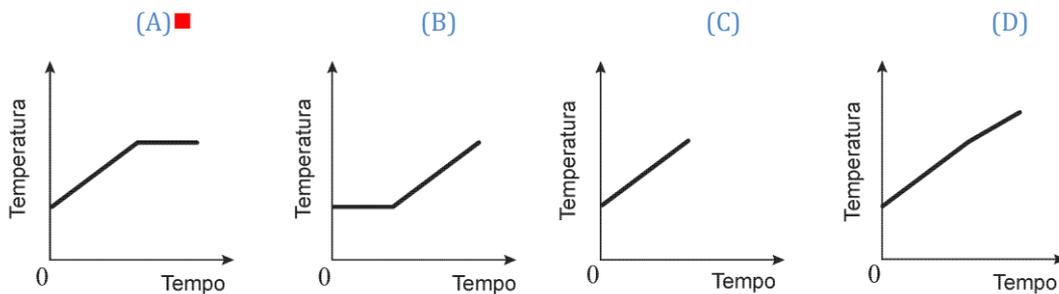
A medição realizada pelo grupo 1 (80,4 °C) é mais exata, porque o valor obtido está mais perto do valor correto (80,0 °C) — o grupo 2 mediu 82,6 °C.

A medição realizada pelo grupo 1 é menos precisa porque os três valores obtidos têm maior dispersão em relação à média (face à menor dispersão dos três resultados do grupo 2):

	Grupo 1	Dif. para a média	Grupo 2	Dif. para a média
Ensaio	$\theta_f / ^\circ\text{C}$	$\Delta\theta / ^\circ\text{C}$	$\theta_f / ^\circ\text{C}$	$\Delta\theta / ^\circ\text{C}$
1	79,4	-0,8	82,6	0,0
2	80,3	-0,1	82,7	+0,1
3	81,4	+1,0	82,5	-0,1
média	80,4		82,6	

- 28.3. Considere que se forneceu energia a uma amostra pura de naftaleno no estado sólido, inicialmente à temperatura ambiente, até esta fundir completamente.

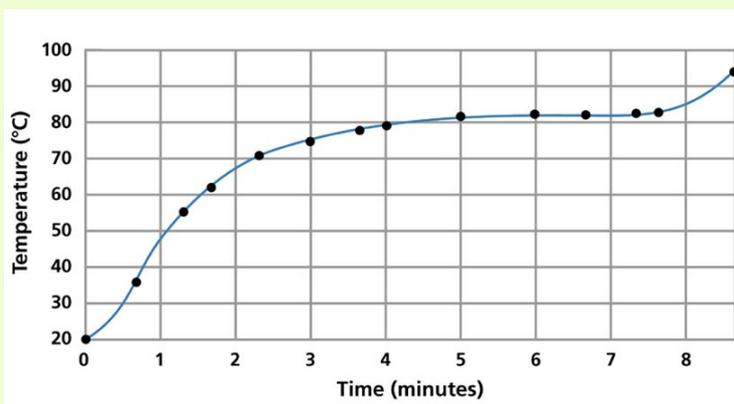
Qual é o esboço do gráfico que pode representar a temperatura do naftaleno, em função do tempo, para a situação descrita?



A

A temperatura aumenta gradualmente até estabilizar durante a fusão.

Uma curva típica de temperatura deste processo é:



Uma vez fundido todo o naftaleno, se o aquecimento for sempre “pouco intenso”, a temperatura do líquido começa a aumentar.

29. A determinação experimental de algumas propriedades físicas permite identificar substâncias e avaliar o seu grau de pureza.

Com o objetivo de identificar a substância constituinte de um cubo maciço e homogêneo, um grupo de alunos fez:

- três medições da massa, m , do cubo, usando uma balança digital;

- três medições do comprimento, l , da aresta do cubo, usando uma craveira.
- Os alunos registaram na Tabela 1 os valores de massa medidos com a balança.

Tabela 1

	Massa / g
1.ª medição	21,43
2.ª medição	21,39
3.ª medição	21,41

A partir das três medições do comprimento da aresta do cubo, os alunos concluíram que o valor mais provável desse comprimento é $l = 1,40$ cm.

29.1. Qual é o valor mais provável da massa do cubo?

- (A) 21,39 g (B) 21,40 g
 (C) 21,41 g (D) 21,42 g

C

$$\begin{aligned} & \frac{21,43 \text{ g} + 21,39 \text{ g} + 21,41 \text{ g}}{3} = \\ & = 21,40 \text{ g} + \frac{0,03 \text{ g} - 0,01 \text{ g} + 0,01 \text{ g}}{3} \\ & = 21,40 \text{ g} + \frac{0,03 \text{ g}}{3} \\ & = 21,40 \text{ g} + 0,01 \text{ g} \\ & = 21,41 \text{ g} \end{aligned}$$

29.2. Identifique, com base nos resultados experimentais obtidos pelos alunos, qual das substâncias indicadas na Tabela 2, é provável que seja a que constitui o cubo.

Tabela 2

Substância	Densidade a 20 °C / g cm ⁻³
magnésio	1,74
alumínio	2,70
ferro	7,87
cobre	8,93
chumbo	11,34
platina	21,45

Apresente todas as etapas de resolução.

O volume do cubo é:

$$1,40 \text{ cm} \times 1,40 \text{ cm} \times 1,40 \text{ cm} = 2,744 \text{ cm}^3$$

A densidade ou massa volúmica do material do cubo é:

$$\frac{21,41 \text{ g}}{2,744 \text{ cm}^3} = 7,802 \text{ g/cm}^3 \rightarrow 7,80 \text{ g/cm}^3$$

Tendo em conta os dados da tabela, é provável que o cubo seja feito de ferro (provavelmente uma liga de ferro, em que este elemento é o componente mais importante).

29.3. Na experiência realizada, os alunos fizeram uma determinação _____ da massa do cubo e uma determinação _____ do seu volume.

- (A) direta... direta (B) direta... indireta
(C) indireta... direta (D) indireta... indireta

B

Medida direta: a medição dá o valor da grandeza, sem qualquer cálculo.

Medida indireta: a medição dá valores que são utilizados em cálculos para obter a medida.

30. Considere que na sua bancada de laboratório se encontrava um frasco contendo uma solução aquosa de etanol e que o trabalho que lhe foi proposto consistia na determinação da densidade relativa daquela solução, utilizando o método do picnómetro.

30.1. Selecione a opção que apresenta a imagem de um picnómetro de líquidos.

(As imagens não estão representadas à mesma escala.)



(A)



(B)



(C)



(D)

D

(A), balão volumétrico.

(B), proveta.

(C), balão de Erlenmeyer.

(D), picnómetro de 10 mL.

30.2. Para realizar o trabalho que lhe foi proposto, a primeira determinação que teve que efetuar foi a massa do picnómetro vazio. Em seguida, teve que determinar a massa do picnómetro cheio com a solução aquosa de etanol e a massa do picnómetro cheio com água. Estas pesagens foram realizadas à temperatura aproximada de 20 °C.

Calcule a densidade relativa da solução aquosa de etanol, com base nos valores experimentais registados na tabela seguinte.

	Massa / g
Picnómetro vazio	31,55
Picnómetro cheio com solução aquosa de etanol	111,84
Picnómetro cheio com água	130,28

Apresente todas as etapas de resolução.

Para calcular a densidade relativa da solução aquosa de etanol em relação à água é necessário comparar as densidades da solução aquosa de etanol e da água:

$$\text{densidade relativa da solução aquosa de etanol} = \frac{\text{densidade da solução aquosa de etanol}}{\text{densidade da água}}$$

Portanto, tem-se, tendo em conta que a densidade ou massa volúmica é o quociente entre a massa e o volume de uma amostra:

$$d = \frac{\frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}}{\frac{m_{\text{água}}}{V_{\text{água}}}}$$

Como o volume da solução e o volume da água são iguais, vem:

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{m_{\text{água}}}$$

A massa da solução aquosa de etanol no picnómetro é

$$111,84 \text{ g} - 31,55 \text{ g} = 80,29 \text{ g.}$$

A massa de água no picnómetro cheio é

$$130,28 \text{ g} - 31,55 \text{ g} = 98,73 \text{ g.}$$

Portanto, a densidade relativa da solução aquosa de etanol é:

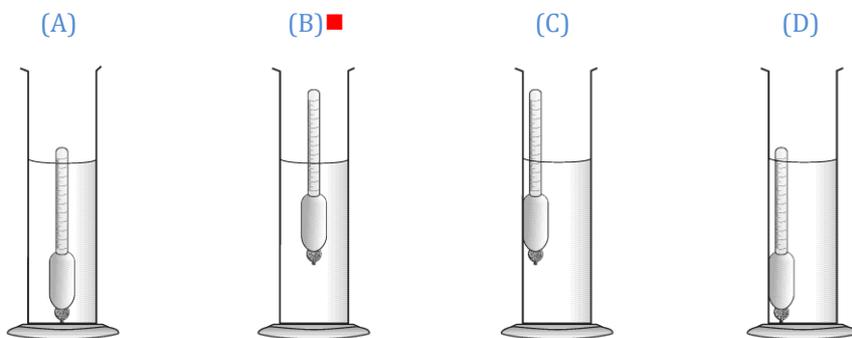
$$d = \frac{80,29 \text{ g}}{98,73 \text{ g}} = 0,8132$$

Importante: não confundir “densidade relativa” com “densidade” ou “massa volúmica”, que se exprime geralmente em g/cm^3 .

A densidade relativa de um material é “relativa” a outra densidade, em geral a densidade da água.

É uma grandeza física sem unidades (representa um quociente de densidades).

31. Pretende-se medir a densidade (ou massa volúmica) de um vinho, utilizando um densímetro. Em qual dos esquemas seguintes se encontra corretamente representada a posição do densímetro quando se pretende efetuar aquela medição?



B

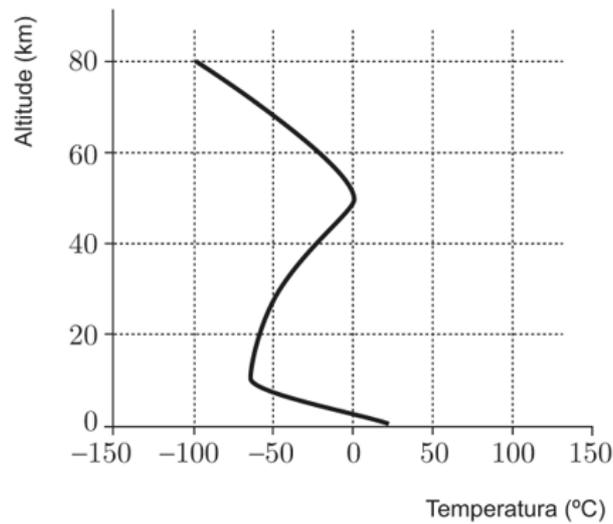
O densímetro não pode tocar em qualquer parte do recipiente para não ser atuado por forças para cima devido ao contacto com o recipiente.

10.º Q2 Na atmosfera da Terra: radiação, matéria e estrutura



[Van Gogh - Starry Night](#)

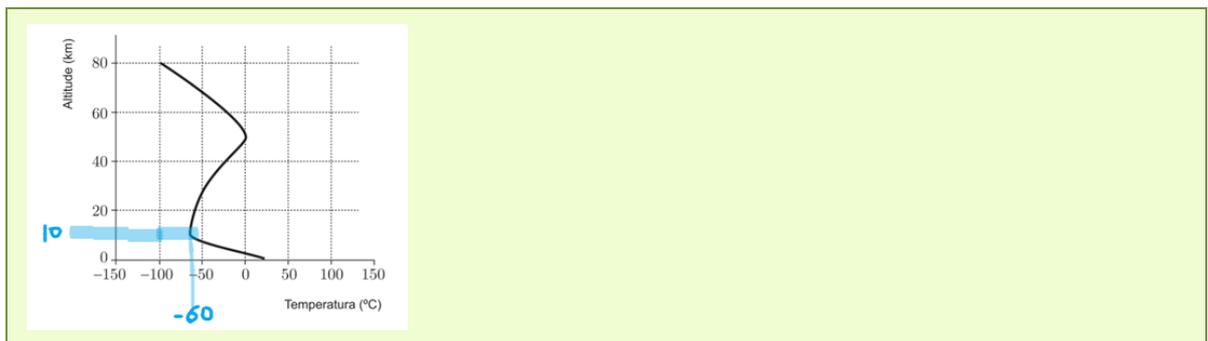
1. Na figura apresenta-se o gráfico que relaciona a temperatura da atmosfera da Terra com a altitude, até cerca de 80 km.



- 1.1. Qual é o valor aproximado da temperatura atmosférica a uma altitude de 10 km?

- (A) 0 °C (B) -20 °C
 (C) ■ -60 °C (D) -90 °C

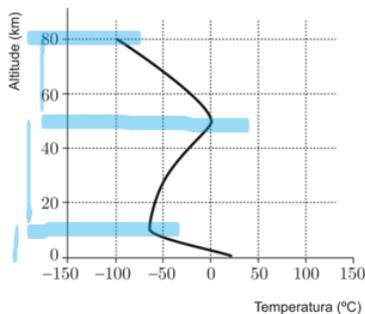
C



https://en.wikipedia.org/wiki/Atmospheric_temperature

- 1.2. Indique, justificando com base no gráfico, quantas camadas existem na atmosfera, desde a superfície da Terra até a uma altitude de cerca de 80 km.

Analisando o gráfico, identificam-se 3 camadas:



0 km a 10 km, em que a temperatura diminui com a altitude, atingindo -60 °C;
 10 km a 50 km, em que a temperatura aumenta com a altitude, atingindo 0 °C;

50 km a 80 km, em que a temperatura volta a diminuir com a altitude, atingindo $-100\text{ }^\circ\text{C}$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atmosphere_of_Earth#Principal_layers

2. A atmosfera terrestre é uma faixa gasosa que cobre a superfície da Terra, sendo retida pela atração gravítica exercida pelo planeta.

Na atmosfera, a densidade e a pressão decrescem exponencialmente com a altitude. A temperatura apresenta, no entanto, uma variação mais complexa, decrescendo com o aumento da altitude em algumas camadas da atmosfera e aumentando noutras.

O ar que constitui a camada mais baixa da atmosfera, a troposfera, é uma mistura de gases composta essencialmente por cerca de 78 %, em volume, de nitrogénio e 21 %, em volume, de oxigénio. Os restantes gases — argón, vapor de água, dióxido de carbono, néon, etc. — existem em percentagens relativamente baixas, embora alguns deles sejam muito importantes para a vida na Terra.

F. Duarte Santos, *Que Futuro? Ciência, Tecnologia, Desenvolvimento e Ambiente*, Gradiva, 2007 (adaptado)

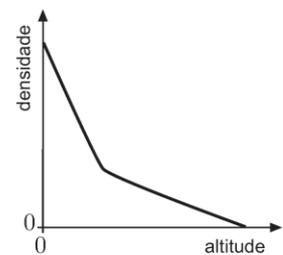
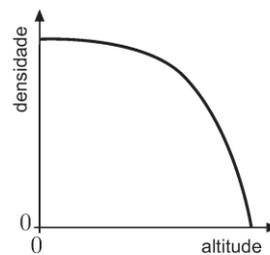
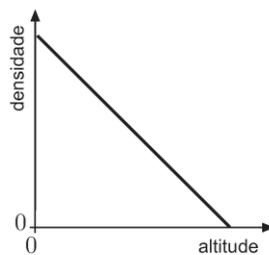
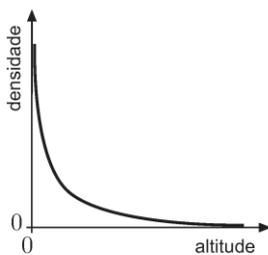
- 2.1. Qual é o esboço do gráfico que pode representar a densidade da atmosfera terrestre em função da altitude?

(A) ■

(B)

(C)

(D)



A

“Na atmosfera, a densidade e a pressão decrescem exponencialmente com a altitude.”

https://en.wikipedia.org/wiki/Density_of_air#Altitude

- 2.2. O número de moléculas de oxigénio que existem em 100 dm^3 de ar, na troposfera, em condições normais de pressão e de temperatura, pode ser calculado através da expressão

(A) $\left(\frac{100}{6,02 \times 10^{23}}\right) \times 22,4$

(B) $\left(\frac{100}{0,21 \times 6,02 \times 10^{23}}\right) \times 22,4$

(C) $\left(\frac{100}{22,4}\right) \times 6,02 \times 10^{23}$

(D) ■ $\left(\frac{100 \times 0,21}{22,4}\right) \times 6,02 \times 10^{23}$

D

O volume molar de um gás em condições normais de pressão e temperatura é

$$22,4\text{ L/mol} = 22,4\text{ dm}^3/\text{mol}$$

No ar, há 21 % = $\frac{21}{100}$ de moléculas de oxigénio, em volume.

Volume de oxigénio em 100 dm^3 de ar:

$$\frac{21}{100} \times 100\text{ dm}^3$$

Quantidade de moléculas de oxigénio em 100 dm^3 de ar:

$$\frac{21}{100} \times 100\text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{22,4\text{ dm}^3} = \frac{21 \times 100}{100 \times 22,4}\text{ mol} = \frac{21}{22,4}\text{ mol}$$

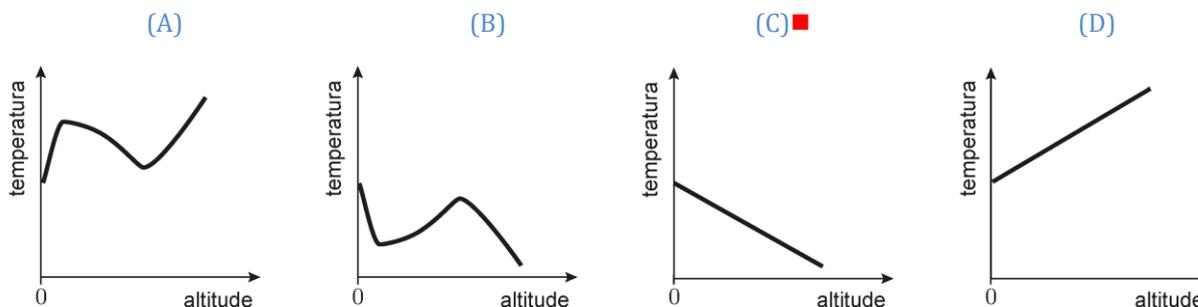
Número de moléculas em $\frac{21}{22,4}$ mol de oxigénio:

$$\frac{21}{22,4} \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23}}{\text{mol}} = \frac{21 \times 6,02 \times 10^{23}}{22,4}$$

Este valor é igual ao da opção D:

$$\left(\frac{100 \times 0,21}{22,4} \right) \times 6,02 \times 10^{23} = \frac{21 \times 6,02 \times 10^{23}}{22,4}$$

2.3. Qual é o esboço do gráfico que pode representar, globalmente, a temperatura do ar na troposfera, em função da altitude?



C

A troposfera é a camada mais baixa da atmosfera, onde a temperatura diminui gradualmente.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Troposphere#Temperature>

3. Nos finais do século XVIII, elevaram-se na atmosfera os primeiros balões cheios de ar, do tipo representado na figura.



3.1. Considere que o ar contém cerca de 21 %, em volume, de oxigénio e que V_m representa o volume molar de um gás, em $\text{dm}^3 \text{ mol}^{-1}$, em quaisquer condições de pressão e de temperatura.

Qual das expressões seguintes permite calcular a quantidade aproximada de oxigénio que existia num balão de volume 800 m^3 ?

(A) $\left(\frac{800 \times 10 \times 0,21}{V_m} \right) \text{ mol}$

(B) $\left(\frac{800 \times 10}{0,21} \right) \times V_m \text{ mol}$

(C) $\left(\frac{800 \times 10^3 \times 0,21}{V_m} \right) \text{ mol}$

(D) $\left(\frac{800 \times 10^3}{0,21} \right) \times V_m \text{ mol}$

C

Volume molar:

$$V_m = \frac{\text{volume do gás}}{\text{quantidade de matéria do gás}} = \frac{22,4 \text{ dm}^3}{\text{mol}}$$

No ar, há 21 % = $\frac{21}{100}$ de moléculas de oxigénio, em volume.

Volume do balão em dm^3 :

$$800 \text{ m}^3 = 800 \times 10^3 \text{ dm}^3$$

Quantidade de moléculas de oxigénio em $800 \times 10^3 \text{ dm}^3$ de ar:

$$\begin{aligned} & \frac{21}{100} \times 800 \times 10^3 \text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{22,4 \text{ dm}^3} \\ &= \frac{0,21 \times 800 \times 10^3}{1} \text{ dm}^3 \times \frac{1}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} \\ &= \frac{0,21 \times 800 \times 10^3}{V_m} \text{ mol} \end{aligned}$$

Nota: uma forma rápida de converter m^3 em dm^3 :

$$\begin{aligned} 1 \text{ m}^3 &= 1 \times (10 \text{ dm})^3 \text{ [1 metro são 10 decímetros...]} \\ &= 1 \times (10^3 \text{ dm}^3) \text{ [a potência de um produto é o produto das potências...]} \\ &= 10^3 \text{ dm}^3 \text{ [1 é um fator neutro na multiplicação...]} \end{aligned}$$

[https://en.wikipedia.org/wiki/Balloon_\(aeronautics\)#History](https://en.wikipedia.org/wiki/Balloon_(aeronautics)#History)

- 3.2. Jacques Charles (1746-1823), pioneiro do estudo dos gases, conseguiu estimar a variação da altitude de um balão, admitindo que a pressão atmosférica diminuía cerca de $1,32 \times 10^{-3} \text{ atm}$ por cada 10 m subidos.

Assim, um balão que tivesse sido largado de um local onde a pressão atmosférica fosse 1,00 atm e que se encontrasse num local onde a pressão atmosférica fosse 0,60 atm, teria subido cerca de

- (A) $1,0 \times 10^3 \text{ m}$ (B) $3,0 \times 10^3 \text{ m}$
 (C) $4,5 \times 10^3 \text{ m}$ (D) $7,5 \times 10^3 \text{ m}$

B

Taxa de variação (diminuição):

$$\frac{1,32 \times 10^{-3} \text{ atm}}{10 \text{ m}}$$

A pressão entre 1,00 atm e 0,60 atm diminuiu 0,40 atm.

A variação de altitude é:

$$\begin{aligned} & 0,40 \text{ atm} \times \frac{10 \text{ m}}{1,32 \times 10^{-3} \text{ atm}} \\ &= \frac{0,40 \times 10}{1,32 \times 10^{-3}} \text{ m} \\ &= \frac{4}{0,00132} \text{ m} \\ &= 3030 \text{ m} \rightarrow 3,0 \times 10^3 \text{ m} \end{aligned}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Jacques_Charles

4. O oxigénio, $\text{O}_2(\text{g})$, é um dos componentes principais da atmosfera terrestre.

- 4.1. Represente a molécula O_2 , utilizando a notação de Lewis.



Oxigénio, número atómico 8.

Configuração eletrónica: $1s^2 2s^2 2p^4$.

Cada átomo de oxigénio tem 6 eletrões de valência, dos quais 2 são compartilhados com outro átomo, formando uma ligação dupla.

Cada átomo fica, assim, a ter 8 eletrões na camada de valência.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Oxygen>

- 4.2. Na termosfera, pode ocorrer a ionização de $O_2(g)$ por absorção de, pelo menos, $1,18 \times 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$. Para que ocorra a ionização de uma molécula de $O_2(g)$, deverá ser absorvida, pelo menos, uma energia, em joule (J), igual a

(A) $\frac{1,18 \times 10^3}{10^3 \times 6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$

(B) $\frac{10^3}{1,18 \times 10^3 \times 6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$

(C) $\frac{6,02 \times 10^{23}}{1,18 \times 10^3 \times 10^3} \text{ J}$

(D) $\frac{1,18 \times 10^3 \times 10^3}{6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$

D

Para ionizar $O_2(g)$, é necessário $\frac{1,18 \times 10^3 \text{ kJ}}{\text{mol}}$.

1 mol de $O_2(g)$ são $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

Para ionizar uma única molécula é necessário

$$\frac{1,18 \times 10^3 \text{ kJ}}{6,02 \times 10^{23}} = \frac{1,18 \times 10^3 \times 10^3}{6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Ionization_energy

- 4.3. A energia de ionização da molécula de oxigénio é $1,9 \times 10^{-18} \text{ J}$, enquanto a sua energia de dissociação é $8,3 \times 10^{-19} \text{ J}$.

As radiações, que são absorvidas pelas espécies químicas existentes na estratosfera, têm valores de energia entre $6,6 \times 10^{-19} \text{ J}$ e $9,9 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Com base nestes dados, indique, justificando, se o processo que ocorre na estratosfera será a dissociação ou a ionização da molécula de oxigénio.

Energia de ionização da molécula de oxigénio:

$$1,9 \times 10^{-18} \text{ J} = 1,9 \times 10^1 \times 10^{-1} \times 10^{-18} \text{ J} = 19 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Energia de dissociação da molécula de oxigénio:

$$8,3 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Energia dos fótons das radiações absorvidas pelas espécies químicas existentes na estratosfera:

$$\text{entre } 6,6 \times 10^{-19} \text{ J e } 9,9 \times 10^{-19} \text{ J}$$

A energia de ionização da molécula de oxigénio ($19 \times 10^{-19} \text{ J}$) é superior a estes valores. Logo, não deve haver ionização dessas moléculas.

A energia de dissociação da molécula de oxigénio ($8,3 \times 10^{-19} \text{ J}$) está neste intervalo:

$$6,6 \times 10^{-19} \text{ J} < 8,3 \times 10^{-19} \text{ J} < 9,9 \times 10^{-19} \text{ J}.$$

Logo, deve haver dissociação das moléculas de oxigénio na estratosfera.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ozone_depletion

4.4. A tabela seguinte apresenta a composição de uma amostra de ar.

Gás	Quantidade / mol
N ₂	0,174
O ₂	0,047
Outros gases	0,002

Qual das expressões seguintes permite calcular a fração molar de O₂(g), x_{O_2} , nessa amostra?

(A) $x_{O_2} = \frac{0,047}{0,174 \times 0,047 \times 0,002}$

(B) $x_{O_2} = \frac{0,047}{0,174 + 0,047 + 0,002}$

(C) $x_{O_2} = \frac{0,174 \times 0,047 \times 0,002}{0,047}$

(D) $x_{O_2} = \frac{0,174 + 0,047 + 0,002}{0,047}$

B

A fração molar de O₂(g) representa a relação entre a quantidade de O₂(g) e a quantidade total das várias espécies componentes da mistura:

$$\frac{0,047 \text{ mol}}{0,047 \text{ mol} + 0,174 \text{ mol} + 0,002 \text{ mol}} = \frac{0,047}{0,047 + 0,174 + 0,002}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Mole_fraction

5. O nitrogénio molecular (N₂) é um gás à temperatura e pressão ambientes, sendo o componente largamente maioritário da atmosfera terrestre.

5.1. Considere que a energia média de ligação N—N é igual a 193 kJ mol⁻¹ e que, na molécula de nitrogénio a ligação que se estabelece entre os átomos é uma ligação covalente tripla.

A quebra das ligações triplas em 1 mol de moléculas de nitrogénio, no estado gasoso, envolve a _____ de uma energia _____ a 193 kJ.

(A) libertação... inferior (B) libertação... superior

(C) absorção... superior (D) absorção... inferior

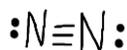
C

Para quebrar as ligações (ligação tripla, 3 pares de eletrões compartilhados) na molécula N₂ é necessário que cada molécula absorva energia.

Como 193 kJ/mol diz respeito apenas a uma ligação (1 par de eletrões), para quebrar as 2 outras ligações (2 pares de eletrões) é necessário fornecer uma energia superior a 193 kJ/mol.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Nitrogen>

5.2. Represente a molécula de nitrogénio (N₂), utilizando a notação de Lewis.



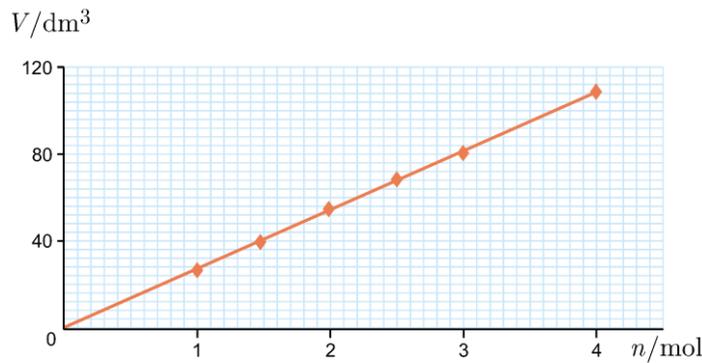
Nitrogénio, número atómico 7.

Configuração eletrónica: 1s² 2s² 2p³.

Cada átomo de nitrogénio tem 5 eletrões de valência, dos quais 3 são compartilhados com outro átomo, formando uma ligação tripla.

Cada átomo fica, assim, a ter 8 eletrões na camada de valência.

- 5.3. O gráfico da figura representa o volume, V , de diferentes amostras de nitrogénio (N_2), em função da quantidade de gás, n , existente nessas amostras, à pressão de 752 mm Hg e à temperatura de 55 °C.



Que significado físico tem o declive da reta representada?

Volume molar do nitrogénio, à pressão de 752 mm Hg e à temperatura de 55 °C.

Volume molar:

$$V_m = \frac{\text{volume } V}{\text{quantidade de matéria } n}$$

Donde:

$$V = V_m \times n$$

Há proporcionalidade direta entre o volume da amostra, V , e a quantidade de matéria da amostra, n .

O volume molar V_m é a constante de proporcionalidade ou declive do gráfico, que é constante para cada tipo de gás, à mesma pressão e à mesma temperatura.

Àquela pressão e temperatura, o volume molar é:

$$\frac{108 \text{ dm}^3}{4,0 \text{ mol}} = 27 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Molar_volume

- 5.4. Em determinadas condições de pressão e de temperatura, 0,5 mol de $N_2(g)$ ocupa o volume V_1 . Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, 0,5 mol de $NO_2(g)$ ocupa o volume

- (A) $\frac{2}{3} V_1$ (B) V_1
 (C) $\frac{3}{2} V_1$ (D) $2 V_1$

B

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, iguais quantidades de gás, qualquer que seja a sua composição, ocupam volumes iguais.

- 5.5. A densidade do nitrogénio, $N_2(g)$, em condições normais de pressão e de temperatura (condições PTN), expresso em $g \text{ cm}^{-3}$, pode ser determinada a partir da expressão

- (A) $\rho = \frac{14,01}{22,4}$ (B) $\rho = \frac{28,02}{22,4 \times 10^3}$
 (C) $\rho = \frac{28,02}{22,4}$ (D) $\rho = \frac{14,01}{22,4 \times 10^3}$

B

A massa molar do N_2 é

$$2 \times 14,01 \text{ g/mol} = 28,02 \text{ g/mol.}$$

Volume molar:

$$22,4 \text{ L/mol} = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol.}$$

Massa de 1 mol de N_2 , $m = 28,02 \text{ g}$.

Volume de 1 mol de N_2 , $V = 22,4 \text{ dm}^3$.

Densidade de N_2 :

$$\begin{aligned} \rho &= \frac{28,02 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} \\ &= \frac{28,02 \text{ g}}{22,4 \times 10^3 \text{ cm}^3} \\ &= \frac{28,02}{22,4 \times 10^3} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \end{aligned}$$

5.6. Em condições PTN,

- (A) ■ uma mistura de 0,25 mol de $O_2(g)$ e 0,75 mol de $N_2(g)$ ocupa 22,4 dm^3 .
 (B) 1,0 mol de $O_2(g)$ ocupa um volume menor do que 1,0 mol de $CO_2(g)$.
 (C) a densidade de um gás é tanto maior quanto menor for a sua massa molar.
 (D) massas iguais de $N_2(g)$ e de $O_2(g)$ ocupam o mesmo volume.

A

(A), correto, 0,25 mol + 0,75 mol = 1,00 mol. O volume molar é 22,4 dm^3 /mol.

(B), errado, quantidades iguais ocupam volumes iguais, nas mesmas condições de pressão e temperatura.

(C), errado, quanto maior for a massa molar, maior é o numerador no quociente que define a densidade do gás.

(D), errado, para ocuparem o mesmo volume, o que conta não é a igualdade da massa de gás mas sim a igualdade da quantidade de matéria de gás.

6. O dióxido de carbono, CO_2 , desempenha um papel importante na regulação da temperatura superficial da Terra.

O teor médio de CO_2 na troposfera tem aumentado de forma continuada nos últimos 150 anos, apresentando atualmente um valor de cerca de $3,9 \times 10^{-2} \%$, em volume.

6.1. O teor de CO_2 na troposfera, expresso em partes por milhão, em volume (ppmV) pode ser determinado a partir da expressão

(A) $\frac{10^2 \times 10^6}{3,9 \times 10^{-2}} \text{ ppmV}$

(B) ■ $\frac{3,9 \times 10^{-2} \times 10^6}{10^2} \text{ ppmV}$

(C) $\frac{3,9 \times 10^{-2}}{10^2 \times 10^6} \text{ ppmV}$

(D) $\frac{10^2}{3,9 \times 10^{-2} \times 10^6} \text{ ppmV}$

B

O teor de CO_2 na troposfera é $3,9 \times 10^{-2} \%$, em volume.

O símbolo % significa $\frac{1}{100}$.

O teor de CO_2 na troposfera é

$$3,9 \times 10^{-2} \times \frac{1}{100}$$

O símbolo ppm (parte por milhão) significa $\frac{1}{1\,000\,000} = \frac{1}{10^6}$.

Convertendo para ppmV (partes por milhão em volume) vem:

$$\begin{aligned} & 3,9 \times 10^{-2} \times \frac{1}{100} \times 10^6 \times \frac{1}{10^6} \\ & = 3,9 \times 10^{-2} \times \frac{1}{100} \times 10^6 \text{ ppmV} \\ & = \frac{3,9 \times 10^{-2} \times 10^6}{10^2} \text{ ppmV} \end{aligned}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_dioxide_in_Earth%27s_atmosphere

- 6.2. Refira dois fatores, de natureza antropogénica, que possam justificar o aumento do teor médio de CO₂ na troposfera.

Por exemplo:

Aumento do consumo de combustíveis fósseis (petróleo, carvão);
Diminuição da área florestal do planeta.

https://en.wikipedia.org/wiki/Global_warming

- 6.3. Calcule o número de moléculas de CO₂(g) que existem numa amostra de 10,0 dm³ de ar troposférico, em condições PTN.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume de ar da amostra:

$$10,0 \text{ dm}^3 = 10,0 \text{ L}$$

Teor de CO₂ na troposfera:

$$3,9 \times 10^{-2} \%, \text{ em volume}$$

O símbolo “%” significa 1/100.

Volume de CO₂ em 10,0 dm³ de ar:

$$3,9 \times 10^{-2} \times \frac{1}{100} \times 10,0 \text{ dm}^3 = 3,9 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

O volume molar em condições PTN é:

$$\frac{22,4 \text{ dm}^3}{\text{mol}}$$

Quantidade de matéria de CO₂ em 10,0 dm³ de ar:

$$3,9 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{22,4 \text{ dm}^3} = 1,741 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Número de moléculas nesta quantidade de CO₂:

$$\begin{aligned} & 1,741 \times 10^{-4} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = \\ & = 1,048 \times 10^{20} \text{ moléculas} \\ & \rightarrow 1,0 \times 10^{20} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

- 6.4. Qual é a percentagem, em massa, de carbono em 1 mole de moléculas de CO₂?

Massa molar do CO₂:

$$12,01 \text{ g/mol} + 2 \times 16,00 \text{ g/mol} = 44,01 \text{ g/mol}$$

Massa de 1 mole de moléculas de CO₂:

$$44,01 \text{ g}$$

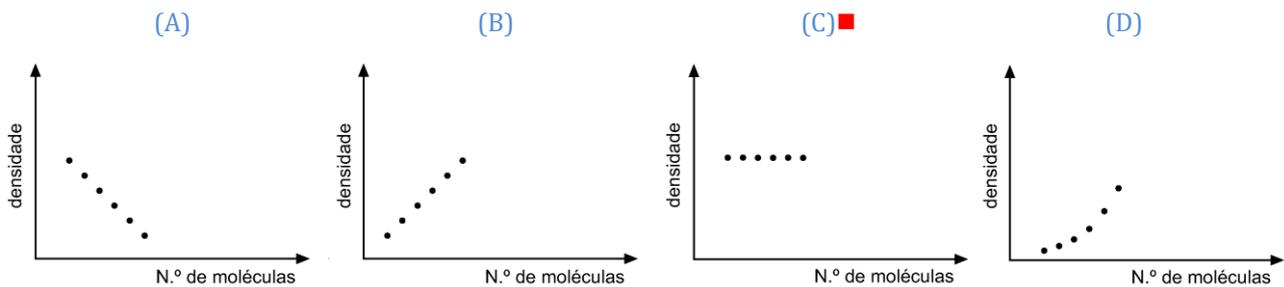
Massa de carbono em 44,01 g de CO₂:

$$12,01 \text{ g}$$

Percentagem de carbono, em massa:

$$\frac{12,01 \text{ g}}{44,01 \text{ g}} \times 100 = 27,29 \%$$

- 6.5. Considere várias amostras de CO₂(g), contidas em recipientes fechados, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.
Qual é o esboço do gráfico que pode traduzir a relação entre a densidade das amostras de CO₂(g) e o número de moléculas desse gás existentes nessas amostras?



C

A densidade do de CO₂(g), ou de qualquer gás, é sempre a mesma, qualquer que seja o volume de gás e, portanto, o número de moléculas, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

- 6.6. Considere que a densidade do CO₂(g), à pressão de 1 atm e à temperatura de 25 °C, é igual a 1,80 g dm⁻³.

Calcule o volume ocupado por $\frac{N_A}{2}$ moléculas de CO₂(g) nas condições de pressão e de temperatura referidas, sendo N_A a constante de Avogadro.

Apresente todas as etapas de resolução.

Densidade do CO₂(g):

$$1,80 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

$\frac{N_A}{2}$ moléculas de CO₂ são 0,5 mol de CO₂.

A massa molar de CO₂ é:

$$12,01 \text{ g/mol} + 2 \times 16,00 \text{ g/mol} = 44,01 \text{ g/mol}$$

Massa de 0,5 mol de moléculas de CO₂:

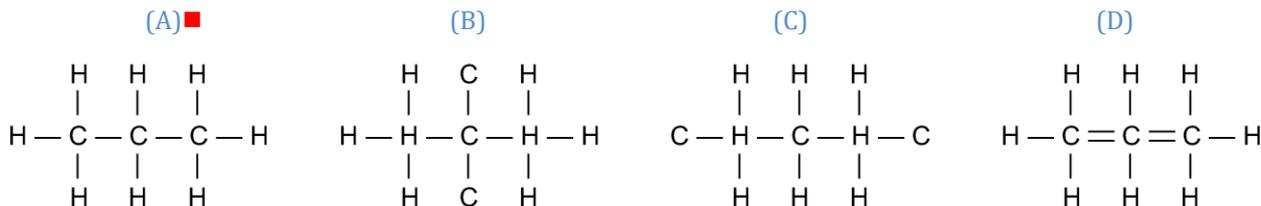
$$0,5 \text{ mol} \times \frac{44,01 \text{ g}}{\text{mol}} = 22,005 \text{ g}$$

Volume desta massa de CO₂:

$$22,005 \text{ g} \times \frac{\text{dm}^3}{1,80 \text{ g}} = 12,225 \text{ dm}^3 \rightarrow 12,2 \text{ dm}^3$$

6.7. O carbono, elemento presente nas moléculas de CO₂, dá origem a uma grande variedade de compostos orgânicos, nos quais se incluem os hidrocarbonetos saturados, também designados por alcanos.

6.7.1. Selecione a opção que corresponde à representação correta de uma molécula de propano.



A

(A), propano C₃H₈, molécula CH₃CH₂CH₃, cadeia linear de 3 átomos de carbono apenas com ligações simples.

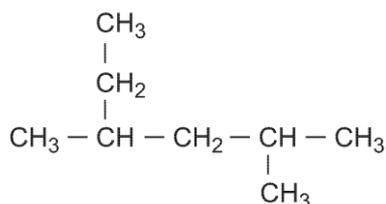
(B), não existe tal molécula em que há átomos de H com 4 ligações.

(C), não existe tal molécula em que há átomos de H com 4 ligações.

(D), não existe tal molécula em que há átomos de C com 6 ligações.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Propane>

6.7.2. Considere o alcano de cadeia ramificada, cuja fórmula de estrutura está representada na figura.



Qual é o nome deste alcano, de acordo com as regras da IUPAC?

(A) 3-metil-heptano.

(B) 2,4-dimetil-hexano.

(C) 2-etil-4-metilpentano.

(D) 3-etil-1,1-dimetilbutano.

B

Nomenclatura (designação/nome) dos compostos orgânicos, regras estabelecidas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC).

Quatro primeiros alcanos de cadeia simples (apenas ligações simples):

metano, 1 átomo de carbono, fórmula CH₄

etano, 2 átomos de carbono, fórmula C₂H₆ ou CH₃CH₃

propano, 3 átomos de carbono, fórmula C₃H₈ ou CH₃CH₂CH₃

butano, 4 átomos de carbono, fórmula C₄H₁₀ ou CH₃CH₂CH₂CH₃ ou CH₃(CH₂)₂CH₃

Prefixo dos alcanos seguintes de cadeia linear:

penta-, pentano, 5 átomos de carbono, C₅H₁₂ ou CH₃CH₂CH₂CH₂CH₃ ou CH₃(CH₂)₃CH₃

hexa-, hexano, 6 átomos de carbono, C₆H₁₄ ou CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃ ou CH₃(CH₂)₄CH₃

hepta-, heptano, 7 átomos de carbono, C₇H₁₆ ou CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃ ou CH₃(CH₂)₅CH₃

octo-, octano, 8 átomos de carbono, C₈H₁₈ ou CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃ ou CH₃(CH₂)₆CH₃

nona-, nonano, 9 átomos de carbono, C_9H_{20} ou $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ ou $CH_3(CH_2)_7CH_3$

deca-, decano, 10 átomos de carbono, $C_{10}H_{22}$ ou $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ ou $CH_3(CH_2)_8CH_3$

etc.

Na nomenclatura dos alcanos de cadeia aberta ramificada:

— Considera-se o composto ramificado como um alcano linear que constitui a cadeia principal ou estrutura parental:

— Identificam-se os substituintes localizados em certas posições dessa cadeia.

Assim, procede-se do modo seguinte:

Primeiro: identificar a cadeia principal de modo a que esta cadeia tenha o maior número possível de átomos de carbono.

Segundo: numerar os átomos de C na cadeia de modo a que os grupos substituintes tenham a numeração mais baixa.

Terceiro: anteceder o nome da cadeia com o nome dos grupos substituintes.

Quarto: indicar o número de grupos substituintes (quando há vários grupos substituintes iguais) utilizando os prefixos “di-”, “tri-”, “tetra-”, “penta-”, “hexa-”, etc.

Quinto: utilizar números para localizar grupos substituintes na cadeia (“números localizadores”), que são separados uns dos outros com vírgulas (,) e do restante nome com um hífen (-). Os nomes dos grupos substituintes são ordenados alfabeticamente (exceto se incluir “di-”).

Grupos substituintes mais comuns:

“metil”, $-CH_3$

“etil”, $-CH_2CH_3$

“propil”, $-CH_2CH_2CH_3$

“cloro”, $-Cl$

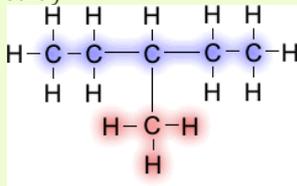
“bromo”, $-Br$

“flúor”, $-F$

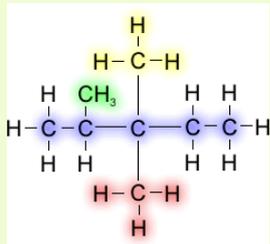
“hidroxilo”, $-OH$

Exemplos:

3-metilpentano (cadeia principal com 5 átomos de carbono, pentano; cadeia principal organizada de modo a aparecerem grupos substituintes com a numeração mais baixa; grupo metil CH_3 no 3.º carbono; neste caso, é indiferente começar a numerar a cadeia principal de um lado ou do outro da molécula):



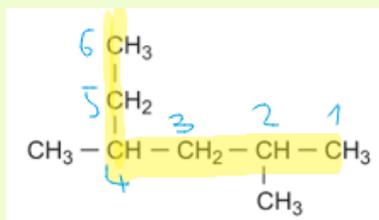
2,3,3-trimetilpentano (cadeia principal com 5 átomos de carbono, pentano; cadeia principal organizada de modo a aparecerem grupos substituintes com a numeração mais baixa; grupo metil CH_3 no 2.º carbono, o “2” de “2,3,3”; dois grupos metil no 3.º carbono, os “3” de “2,3,3”):



<https://en.wikipedia.org/wiki/Alkyl>

No caso do item de exame, tem-se:

Cadeia principal: hexano [numeração de modo a aparecerem grupos substituintes com a numeração mais baixa]



“dimetil”, duas vezes (“di”) o grupo “metil” CH₃ como “grupo substituinte”.

“2,4”, um grupo “metil” na posição 2 e outro grupo “metil” na posição 4.

Portanto, o nome IUPAC do composto é 2,4-dimetil-hexano.

7. O ozono, O₃(g), existente na estratosfera tem grande importância na preservação da vida na Terra.

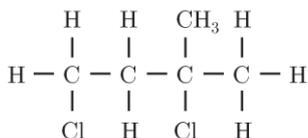
7.1. Qual é a radiação, nociva para os seres vivos, que é absorvida pelo ozono na estratosfera?

Radiação ultravioleta.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ultraviolet#Solar_ultraviolet

7.2. A emissão para a atmosfera de alguns derivados halogenados dos alcanos tem contribuído para a destruição da camada de ozono.

Qual é o nome do derivado halogenado a seguir representado, de acordo com a nomenclatura IUPAC?



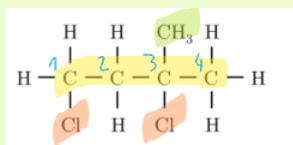
(A) 1,3-dicloro-1,1-dimetilpropano

(B) 1,3-dicloro-3,3-dimetilpropano

(C) 1,3-dicloro-3-metilbutano

(D) 2,4-dicloro-2-metilbutano

C



Cadeia principal: butano [numeração de modo a aparecerem grupos substituintes com a numeração mais baixa]

“dicloro”, duas vezes (“di”) o grupo “cloro” Cl como “grupo substituinte”.

“1,3”, um grupo “cloro” na posição 1 e outro grupo “cloro” na posição 3.

Um grupo “metil” na posição 3.

Portanto, o nome IUPAC do composto é:

1,3-dicloro-3-metilbutano.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorofluorocarbon>

7.3. Em condições normais de pressão e de temperatura (PTN), o volume ocupado por 13 g de ozono é

- (A) $\left(\frac{48,3}{13} \times 22,4\right) \text{ dm}^3$ (B) $\left(\frac{13}{48,0} \times 22,4\right) \text{ dm}^3$
 (C) $\left(\frac{13}{22,4} \times 48,0\right) \text{ dm}^3$ (D) $(13 \times 22,4 \times 48,0) \text{ dm}^3$

B

Massa molar do ozono, O_3 :

$$3 \times 16,0 \text{ g/mol} = 48,0 \text{ g/mol}$$

Volume molar em condições PTN de qualquer gás:

$$22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Quantidade de matéria correspondente a 13 g de ozono:

$$13 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/48,0 \text{ g} = (13/48,0) \text{ mol}$$

Volume correspondente a esta quantidade de matéria em condições PTN:

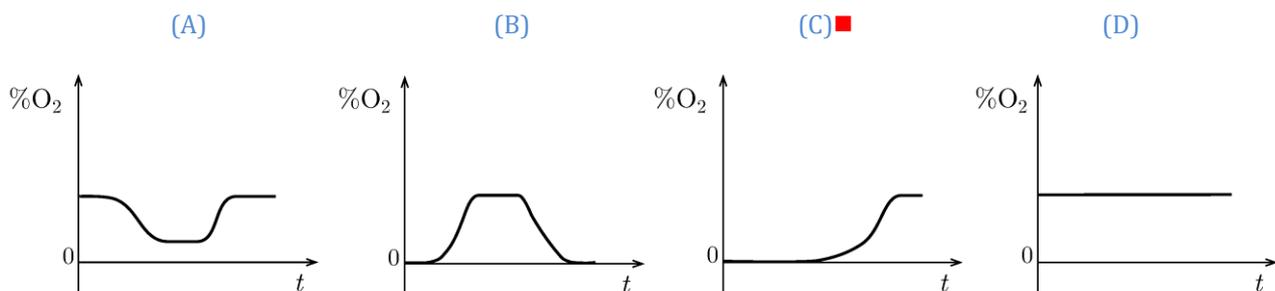
$$(13/48,0) \text{ mol} \times 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = \left(\frac{13}{48,0} \times 22,4\right) \text{ dm}^3$$

8. Pensa-se que a atmosfera primordial da Terra tenha sido substancialmente diferente da atmosfera atual, contendo muito pouco, ou nenhum, oxigénio, O_2 . Este terá sido libertado para a atmosfera por organismos unicelulares, como produto secundário da fotossíntese. O oxigénio terá, assim, começado a surgir na atmosfera há, pelo menos, $3,5 \times 10^9$ anos, embora os registos geoquímicos indiquem que a concentração de oxigénio na atmosfera só tenha começado a aumentar de modo significativo há $2,3 \times 10^9$ anos.

O aumento da concentração de oxigénio na atmosfera terrestre permitiu iniciar a formação da camada de ozono estratosférico, o que, por sua vez, permitiu a conquista da terra firme pelos organismos vivos. Nessa camada, moléculas de oxigénio dissociam-se, por ação da radiação ultravioleta (UV) solar. Os átomos resultantes dessa dissociação combinam-se com oxigénio molecular para formar ozono, O_3 . Este, por sua vez, ao ser dissociado pela radiação UV, produz oxigénio atómico e molecular, que acaba por se recombinar de novo.

F. D. Santos, *Que Futuro? Ciência, Tecnologia, Desenvolvimento e Ambiente*, Gradiva, 2007 (adaptado)

- 8.1. Qual é o esboço do gráfico que pode descrever a evolução da percentagem de oxigénio (% O_2) na atmosfera terrestre, ao longo do tempo, t , desde a formação da atmosfera primordial da Terra até à atualidade?



C

No início não havia oxigénio na atmosfera:

“O oxigénio terá, assim, começado a surgir na atmosfera há, pelo menos, $3,5 \times 10^9$ anos, embora os registos geoquímicos indiquem que a concentração de oxigénio na atmosfera só tenha começado a aumentar de modo significativo há $2,3 \times 10^9$ anos”.

Só as opções B e C são coerentes com esta afirmação.

A opção B não faz sentido porque a percentagem de oxigénio não se reduziu a zero.

https://en.wikipedia.org/wiki/Atmosphere_of_Earth#Evolution_of_Earth.27s_atmosphere

- 8.2. Identifique o fenómeno, fundamental para a vida na Terra, que ocorre na camada de ozono estratosférico.

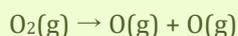
Absorção da radiação ultravioleta da luz solar.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ozone_layer

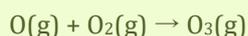
- 8.3. Escreva as duas equações químicas que traduzem o mecanismo reacional de produção do ozono estratosférico, com base na informação dada no texto.



“Nessa camada, moléculas de oxigénio dissociam-se, por ação da radiação ultravioleta (UV) solar.”



“Os átomos resultantes dessa dissociação combinam-se com oxigénio molecular para formar ozono, O₃.”



https://en.wikipedia.org/wiki/Ozone_layer

- 8.4. Calcule o número de átomos que existe numa amostra de 48 g de oxigénio, O₂(g). Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do oxigénio molecular, O₂:

$$2 \times 16,0 \text{ g/mol} = 32,0 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria correspondente a 48 g de oxigénio molecular, O₂:

$$48 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/32,0 \text{ g} = 1,50 \text{ mol}$$

Número de moléculas correspondente a esta quantidade de matéria:

$$1,50 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23}}{\text{mol}} = 9,03 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

Número de átomos de oxigénio neste número de moléculas (cada molécula tem 2 átomos):

$$2 \times 9,03 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$= 18,06 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\rightarrow 18 \times 10^{23} \text{ átomos} = 18 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{23} \text{ átomos} = 1,8 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

- 8.5. Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, o volume ocupado por 0,5 mol de oxigénio, O₂(g), é aproximadamente

- (A) um quarto do volume ocupado por 32 g desse mesmo gás.
 (B) um meio do volume ocupado por 32 g desse mesmo gás.
 (C) o dobro do volume ocupado por 32 g desse mesmo gás.
 (D) o quádruplo do volume ocupado por 32 g desse mesmo gás.

B

O volume de qualquer gás, nas mesmas condições de pressão e temperatura, é diretamente proporcional ao número de moléculas do gás.

A massa molar do oxigénio $O_2(g)$ é

$$2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

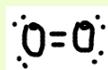
Logo, 0,5 mol ocupa metade do volume de 1,0 mol, que corresponde à massa de 32 g.

8.6. Considere que se representa a molécula de O_2 utilizando a notação de Lewis.

Quantos pares de eletrões de valência não ligantes devem ser representados em cada um dos átomos de oxigénio?

- (A) Um par. (B) Dois pares.
 (C) Três pares. (D) Quatro pares.

B



2 pares não ligantes, em cada átomo de oxigénio.

https://en.wikipedia.org/wiki/Allotropes_of_oxygen#Dioxygen

9. O ozono, O_3 , encontra-se na estratosfera, formando a chamada camada de ozono, que se estende por vários quilómetros de altitude.

Na estratosfera, a interação da radiação ultravioleta B (UV-B) com as moléculas de oxigénio dá origem à formação de radicais livres (átomos) de oxigénio. São estes radicais que, reagindo com outras moléculas de oxigénio, na estratosfera, produzem o ozono.

Por seu lado, as moléculas de ozono também interagem com a radiação UV-B, na estratosfera, dissociando-se.

Se não houvesse interferência de outras espécies químicas presentes na estratosfera, a concentração de ozono nesta camada da atmosfera permaneceria aproximadamente constante — a formação e a decomposição deste gás ocorreriam à mesma velocidade.

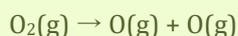
No entanto, alguns radicais livres também presentes na estratosfera, nomeadamente os radicais livres (átomos) de cloro, reagem com o ozono, que passa a decompor-se a uma velocidade superior à velocidade a que se forma. Como resultado da ação destes radicais livres, ocorre, assim, uma diminuição da concentração de ozono na estratosfera, fenómeno que é habitualmente designado por «buraco do ozono».

Maria Teresa Escoval, *A Ação da Química na Nossa Vida*, Editorial Presença, 2010 (adaptado)

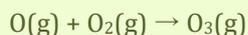
9.1. Escreva as equações químicas que traduzem as reações referidas no segundo parágrafo do texto.



“Na estratosfera, a interação da radiação ultravioleta B (UV-B) com as moléculas de oxigénio dá origem à formação de radicais livres (átomos) de oxigénio.”



“São estes radicais que, reagindo com outras moléculas de oxigénio, na estratosfera, produzem o ozono.”



https://en.wikipedia.org/wiki/Ozone_layer

- 9.2. A reação dos radicais livres de oxigénio com as moléculas de oxigénio, na estratosfera, envolve a libertação de cerca de 105 kJ por cada mole de moléculas de ozono que se formam.

A variação de energia, em joule (J), associada à formação de uma molécula de ozono, poderá ser traduzida pela expressão

(A) $\frac{+1,05 \times 10^5}{6,02 \times 10^{23}}$

(B) $\frac{-1,05 \times 10^5}{6,02 \times 10^{23}}$

(C) $-1,05 \times 10^5 \times 6,02 \times 10^{23}$

(D) $+1,05 \times 10^5 \times 6,02 \times 10^{23}$

B

$$105 \text{ kJ} = 105 \times 10^3 \text{ J} = 1,05 \times 10^5 \text{ J}$$

Como há libertação de energia, a variação de energia é negativa, do ponto de vista do sistema molecular (ozono).

Por cada molécula, a variação de energia é:

$$\frac{-1,05 \times 10^5}{6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$$

- 9.3. Explique porque é que as moléculas de oxigénio e de ozono constituem filtros da radiação UV-B na estratosfera.

A radiação UV-B é absorvida pelas moléculas de oxigénio no processo de “formação de radicais livres (átomos) de oxigénio”.

Por outro lado, “as moléculas de ozono também interagem com a radiação UV-B, na estratosfera, dissociando-se”.

Deste modo, a radiação UV-B não atravessa a estratosfera e, portanto, não atinge a superfície terrestre.

https://en.wikipedia.org/wiki/Ozone_layer

- 9.4. Os CFC (clorofluorocarbonetos) são compostos que, interagindo com a radiação UV-B, constituem a principal fonte de radicais livres de cloro na estratosfera.

Nas moléculas de CFC que chegam à estratosfera, verifica-se assim a quebra das ligações C–Cl, mais fracas, não ocorrendo, no entanto, a quebra das ligações C–F, mais fortes.

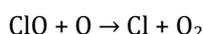
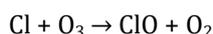
Indique o motivo que justifica que a quebra das ligações C–F não ocorra.

A energia dos fotões da radiação UV-B é inferior à energia necessária para quebrar as ligações C–F.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorofluorocarbon>

- 9.5. Os átomos de cloro são agentes destruidores da camada de ozono estratosférico.

Um mecanismo reacional que traduz a destruição do ozono pode ser representado pelas seguintes equações:



Escreva a equação que corresponde à soma destas duas equações.



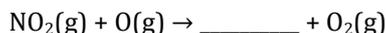
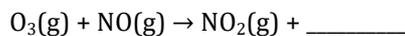
Cl é comum nos reagentes da primeira equação e nos produtos da segunda equação.

ClO é comum nos produtos da primeira equação e nos reagentes da segunda equação.

10. Um dos compostos cuja emissão para a atmosfera acarreta prejuízos graves à saúde dos seres vivos é o óxido de nitrogénio, NO(g), também designado por óxido nítrico, que contribui para a formação da chuva ácida e para a destruição da camada de ozono.

- 10.1. As reações entre o óxido de nitrogénio, NO(g), e o ozono, O₃(g), podem ser traduzidas por um mecanismo reacional (em cadeia), no qual ocorrem, sucessivamente, a destruição de uma molécula de O₃(g) e a regeneração de uma molécula de NO(g).

Quais são as fórmulas químicas que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter um esquema correto do mecanismo reacional considerado?



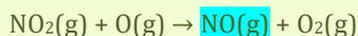
- (A) O(g) ... N₂(g) (B) O(g) ... NO(g)
 (C) O₂(g) ... NO(g) (D) O₂(g) ... N₂(g)

C

“ocorrem, sucessivamente, a destruição de uma molécula de O₃(g)”:



“e a regeneração de uma molécula de NO(g)”:



https://en.wikipedia.org/wiki/Nitric_oxide

- 10.2. À semelhança do que acontece com o NO(g), também a emissão de CFC para a atmosfera contribui para uma diminuição acentuada da concentração de ozono estratosférico.

Refira duas das características dos CFC responsáveis por esse efeito.

São estáveis quimicamente na troposfera.

Na interação com a radiação UV-B, originam radicais de cloro, que ficam livres na atmosfera.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorofluorocarbon>

11. O monóxido de carbono, CO, e o dióxido de carbono, CO₂, são gases que existem na atmosfera, provenientes de fontes naturais e de fontes antropogénicas.

- 11.1. As moléculas CO e CO₂ podem ser representadas, respetivamente, por:



A ligação carbono-oxigénio na molécula CO₂ tem _____ energia e _____ comprimento do que a ligação carbono-oxigénio na molécula CO.

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

B

Ligações duplas são “menos fortes” que ligações triplas, logo devem ter menor energia de ligação.

Menor intensidade das forças de ligação nas ligações duplas do que nas ligações triplas, logo maior comprimento de ligação nas ligações duplas.

https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_monoxide

https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_dioxide

- 11.2. Um dos modos de avaliar o grau de toxicidade de uma substância é através do valor da respetiva DL_{50} , normalmente expressa em mg de substância por kg de massa corporal. Por inalação, verifica-se que o CO é mais tóxico do que o CO_2 . Com base na definição de DL_{50} , indique, justificando, qual é a relação (*maior, igual ou menor*) entre o valor de DL_{50} para o CO e para o CO_2 .

Verifica-se que “o CO é mais tóxico do que o CO_2 ”.

Quanto mais tóxica for uma substância, menor é a massa necessária, por quilograma de massa corporal, para provocar a morte de 50 % dos indivíduos de uma população.

O DL_{50} do CO é menor do que DL_{50} do CO_2 .

https://en.wikipedia.org/wiki/Median_lethal_dose

- 11.3. Em termos médios, a % (V/V) do CO_2 na atmosfera é 0,035 %. Outra maneira de indicar essa concentração é em ppmV (partes por milhão em volume). Qual é o valor dessa concentração, expressa em ppmV?

- (A) $3,5 \times 10^{-2}$ (B) $3,5 \times 10^{-1}$
 (C) $3,5 \times 10^2$ (D) $3,5 \times 10^4$

C

O símbolo % significa $\frac{1}{100}$:

$$0,035 \% = 0,035 \times \frac{1}{100}$$

O símbolo ppmV significa $\frac{1}{1\,000\,000}$ em volume.

Portanto, convertendo $0,035 \times \frac{1}{100}$ em partes por milhão, vem:

$$0,035 \times \frac{1}{100} \times 1\,000\,000 \times \frac{1}{1\,000\,000}$$

$$= 0,035 \times \frac{1}{100} \times 1\,000\,000 \text{ ppmV}$$

$$= 0,035 \times 10^{-2} \times 10^6 \text{ ppmV}$$

$$= 0,035 \times 10^4 \text{ ppmV}$$

$$= 3,5 \times 10^{-2} \times 10^4 \text{ ppmV}$$

$$= 3,5 \times 10^2 \text{ ppmV}$$

$$= 350 \text{ ppmV [apenas os algarismos “3” e “5” são significativos]}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Parts-per_notation#ppm

- 11.4. Quantos átomos existem em 22,0 g de dióxido de carbono, CO_2 ?
- (A) $3,01 \times 10^{23}$ (B) $6,02 \times 10^{23}$
 (C) $9,03 \times 10^{23}$ (D) $1,20 \times 10^{24}$

C

Massa molar do CO_2 :

$$12,0 \text{ g/mol} + 2 \times 16,0 \text{ g/mol} = 44,0 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria em 22,0 g de CO₂:

$$22,0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{44,0 \text{ g}} = 0,50 \text{ mol}$$

Número de moléculas nesta quantidade de matéria:

$$0,50 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Cada molécula de CO₂ tem 3 átomos.

Logo, em $3,01 \times 10^{23}$ de moléculas há:

$$3 \times 3,01 \times 10^{23} = 9,03 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

12. O cianeto de hidrogénio, HCN, que tem um cheiro característico a amêndoa amarga, apresenta um ponto de ebulição de 26 °C, à pressão de 1 atm.

- 12.1. Um teor de HCN, no ar, de 0,860 ppm corresponde a um teor, expresso em percentagem em massa, de

- (A) $8,60 \times 10^{-7} \%$ (B) $8,60 \times 10^{-5} \%$
 (C) $8,60 \times 10^{-2} \%$ (D) $8,60 \times 10^3 \%$

B

O símbolo ppm significa $\frac{1}{1\,000\,000}$.

0,860 ppm

$$= 0,860 \times \frac{1}{1\,000\,000}$$

$$= 0,860 \times 10^{-6}$$

O símbolo % significa $\frac{1}{100}$.

$$0,860 \times 10^{-6} \times 100 \times \frac{1}{100}$$

$$= 0,860 \times 10^{-6} \times 100 \%$$

$$= 0,860 \times 10^{-6} \times 10^2 \%$$

$$= 0,860 \times 10^{-4} \%$$

$$= 0,860 \times 10 \times 10^{-1} \times 10^{-4} \%$$

$$= 8,60 \times 10^{-5} \%$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_cyanide

- 12.2. Considere que a densidade do HCN(g) ($M = 27,03 \text{ g mol}^{-1}$), à pressão de 1 atm e à temperatura de 30 °C, é 1,086 g dm⁻³.

Qual das expressões seguintes permite calcular a quantidade de HCN(g) que existe numa amostra pura de 5,0 dm³ desse gás, nas condições de pressão e de temperatura referidas?

- (A) $\left(\frac{1,086 \times 5,0}{27,03}\right) \text{ mol}$ (B) $\left(\frac{27,03}{1,086 \times 5,0}\right) \text{ mol}$
 (C) $\left(\frac{1,086}{27,03 \times 5,0}\right) \text{ mol}$ (D) $\left(\frac{27,03 \times 5,0}{1,086}\right) \text{ mol}$

A

Massa molar do HCN(g):

27,03 g/mol

Densidade do HCN(g), à pressão de 1 atm e à temperatura de 30 °C:

$$1,086 \text{ g/dm}^3$$

Massa de $5,0 \text{ dm}^3$ desse gás, nas condições de pressão e de temperatura referidas:

$$5,0 \text{ dm}^3 \times 1,086 \text{ g/dm}^3 = (5,0 \times 1,086) \text{ g}$$

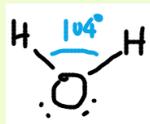
Quantidade de matéria de HCN(g) nesta massa de gás:

$$(5,0 \times 1,086) \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{23,03 \text{ g}} = \frac{5,0 \times 1,086}{23,03} \text{ mol}$$

13. A água, H_2O , é uma substância vital para qualquer organismo vivo.

13.1. Qual é a geometria da molécula de água?

As duas ligações O–H formam um ângulo de 104° .

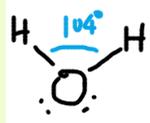


https://en.wikipedia.org/wiki/Properties_of_water

13.2. Numa molécula de água,

- (A) não existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, quatro eletrões ligantes.
 (B) existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, quatro eletrões ligantes.
 (C) não existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, dois eletrões ligantes.
 (D) existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, dois eletrões ligantes.

B



Dois pares de eletrões ligantes.

Dois pares de eletrões não ligantes.

https://en.wikipedia.org/wiki/Properties_of_water

13.3. A densidade do vapor de água, à temperatura de 100°C e à pressão de 1 atm , é $0,590 \text{ g dm}^{-3}$. Determine o volume ocupado por $3,01 \times 10^{24}$ moléculas de H_2O , contidas numa amostra pura de vapor de água, nas condições de pressão e de temperatura referidas.

Apresente todas as etapas de resolução.

Densidade do vapor de água (à temperatura de 100°C e à pressão de 1 atm)

$$0,590 \text{ g/dm}^3$$

Massa molar da água, H_2O :

$$2 \times 1,01 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol} = 18,02 \text{ g/mol}$$

Massa de $1,00 \text{ mol}$ de água:

$$18,02 \text{ g}$$

Volume de $1,00 \text{ mol}$ de água:

$$18,02 \text{ g} \times \frac{\text{dm}^3}{0,590 \text{ g}} = 30,54 \text{ dm}^3$$

Quantidade de matéria de moléculas de água em $3,01 \times 10^{24}$ moléculas de H_2O :

$$\frac{3,01 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} \text{ mol} = 0,500 \times 10 \text{ mol} = 5,00 \text{ mol}$$

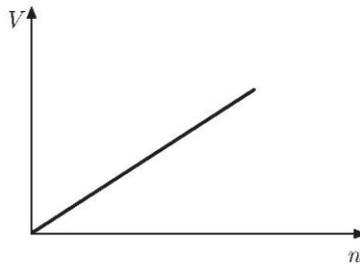
Volume de 5,00 mol de moléculas de água:

$$5,00 \text{ mol} \times \frac{30,54 \text{ dm}^3}{\text{mol}} =$$

$$= 152,7 \text{ dm}^3 \rightarrow 153 \text{ dm}^3 = 1,53 \times 10^3 \text{ dm}^3$$

14. O dióxido de enxofre, SO_2 , e o oxigénio, O_2 , são duas substâncias com propriedades químicas diferentes, sendo ambas gasosas nas condições ambientais de pressão e de temperatura.

- 14.1. O gráfico da figura traduz o modo como varia o volume, V , de uma amostra de um gás ideal com a quantidade de substância, n , a pressão e temperatura constantes.



Admita que SO_2 e O_2 se comportam como gases ideais.

Em duas amostras gasosas, uma de SO_2 e outra de O_2 , nas mesmas condições de pressão e de temperatura, se os gases tiverem

- (A) volumes iguais, têm massas iguais.
 (B) volumes iguais, têm a mesma densidade.
 (C) o mesmo número de moléculas, têm volumes iguais.
 (D) o mesmo número de moléculas, têm a mesma densidade.

C

O volume das amostras de qualquer gás, nas mesmas condições de pressão e temperatura, é diretamente proporcional ao número de moléculas nas amostras.

Portanto, igual número de moléculas implica igual volume.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_dioxide

- 14.2. Calcule o número de moléculas de $\text{SO}_2(\text{g})$ que existem numa amostra de $50,0 \text{ cm}^3$ desse gás, em condições normais de pressão e de temperatura (PTN).

Apresente todas as etapas de resolução.

Em condições PTN, o volume molar é:

$$22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Em dm^3 , o volume da amostra de gás é:

$$50,0 \text{ cm}^3 = 50,0 \times \left(\frac{1}{10}\text{ dm}\right)^3 = 50,0 \times \frac{1}{10^3} \text{ dm}^3$$

A quantidade de matéria de moléculas de $\text{SO}_2(\text{g})$ nessa amostra de gás é:

$$50,0 \times \frac{1}{10^3} \text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{22,4 \text{ dm}^3} = 2,232 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

O número de moléculas de SO₂(g) nessa amostra de gás é:

$$\begin{aligned} & 2,232 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23}}{\text{mol}} \\ & = 13,44 \times 10^{20} \\ & = 13,44 \times 10^{-1} \times 10 \times 10^{20} \\ & = 1,344 \times 10^{21} \rightarrow 1,34 \times 10^{21} \end{aligned}$$

15. Quantas vezes é que a densidade do SO₃(g) é maior do que a densidade do SO₂(g), nas mesmas condições de pressão e de temperatura?

Apresente o resultado com três algarismos significativos.

Massa molar do SO₃(g):

$$32,07 \text{ g/mol} + 3 \times 16,00 \text{ g/mol} = 80,07 \text{ g/mol}$$

Massa molar do SO₂(g):

$$32,07 \text{ g/mol} + 2 \times 16,00 \text{ g/mol} = 64,07 \text{ g/mol}$$

Massa de 1,000 mol de SO₃(g):

$$1,000 \text{ mol} \times 80,07 \text{ g/mol} = 80,07 \text{ g}$$

Massa de 1,000 mol de SO₂(g):

$$1,000 \text{ mol} \times 64,07 \text{ g/mol} = 64,07 \text{ g}$$

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, 1,000 mol de SO₃(g) ocupa o mesmo volume V que 1,000 mol de SO₂(g).

Comparando as densidades (densidade = massa/volume) destes dois gases, vem:

$$\frac{\frac{80,07 \text{ g}}{V}}{\frac{64,07 \text{ g}}{V}} = \frac{80,07 \text{ g}}{64,07 \text{ g}} = 1,25$$

16. O sulfureto de hidrogénio, H₂S(g), é um gás incolor que tem um cheiro característico a ovos podres.

- 16.1. A tabela seguinte apresenta os volumes, V , de diferentes amostras de H₂S(g) e as respetivas massas, m , à pressão de 1 atm e à temperatura de 55 °C.

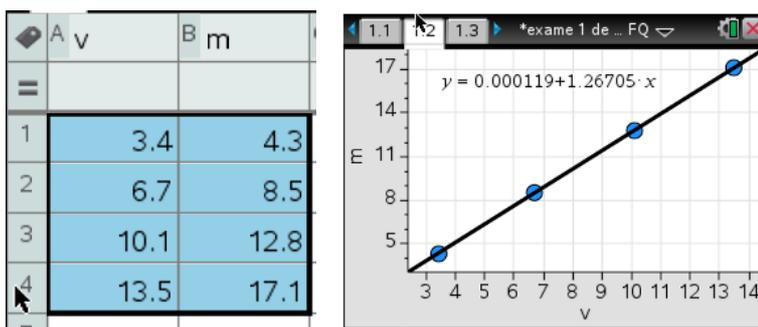
V/dm^3	m/g
3,4	4,3
6,7	8,5
10,1	12,8
13,5	17,1

Determine o volume molar do gás, nas condições de pressão e de temperatura referidas.

Comece por obter a densidade (ou massa volúmica) do gás, a partir do declive da reta que melhor se ajusta ao conjunto de valores apresentados na tabela (utilize a calculadora gráfica).

Apresente todas as etapas de resolução.

Regressão linear na calculadora:



Modelo linear que se ajusta aos dados:

$$m = 1,267 V + 0,000119$$

A “ordenada na origem” é desprezável face ao valor do declive.

Declive:

$$1,267 \text{ g/dm}^3$$

Portanto, a densidade ou massa volúmica do gás é:

$$1,267 \text{ g/dm}^3$$

A massa molar do $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ é:

$$2 \times 1,01 \text{ g/mol} + 32,07 \text{ g/mol} = 34,09 \text{ g/mol}$$

A massa de 1,00 mol de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ é:

$$34,09 \text{ g}$$

O volume desta massa de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ é:

$$34,09 \text{ g} \times \frac{\text{dm}^3}{1,267 \text{ g}} = 26,906 \text{ dm}^3$$

Portanto, o volume do $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ à pressão de 1 atm e à temperatura de 55 °C é:

$$\frac{26,906 \text{ dm}^3}{1,00 \text{ mol}} = 26,906 \text{ dm}^3/\text{mol} \rightarrow 26,9 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide

16.2. Considere uma amostra de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ com o dobro do volume de uma amostra de metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

Nessas condições, as amostras contêm

- (A) o mesmo número de moléculas.
- (B) a mesma quantidade de moléculas.
- (C) o mesmo número de átomos de hidrogénio.
- (D) a mesma quantidade de átomos.

C

Volume da amostra de $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) = 2 \times$ volume da amostra de metano $\text{CH}_4(\text{g})$

Amostras nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

O volume das amostras de qualquer gás, nas mesmas condições de pressão e temperatura, é diretamente proporcional ao número de moléculas nas amostras.

Portanto, dobro do volume implica dobro do número de moléculas.

$\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ tem 2 átomos de H por molécula.

$\text{CH}_4(\text{g})$ tem 4 átomos de H por molécula.

O dobro das moléculas de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ tem o mesmo número de átomos das moléculas de $\text{CH}_4(\text{g})$.

16.3. O sulfureto de hidrogénio dissolve-se em água, dando origem ao ácido sulfídrico, $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$.

Se o teor de sulfureto de hidrogénio numa solução aquosa for 22 ppm, a massa, expressa em mg, de H_2S em 1 kg dessa solução é

- (A) 22×10^6 (B) 22
 (C) 22×10^{-3} (D) 22×10^3

B

O símbolo ppm significa $\frac{1}{1\,000\,000}$.

Portanto,

$$\begin{aligned} & 22 \text{ ppm} \\ &= 22 \times \frac{1}{1\,000\,000} \\ &= 22 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

Em 1 kg dessa solução, a massa de H_2S é

$$\begin{aligned} & 22 \times 10^{-6} \times 1 \text{ kg} \\ &= 22 \times 10^{-6} \times 10^3 \text{ g} \\ &= 22 \times 10^{-6} \times 10^3 \times 10^3 \text{ mg} \\ &= 22 \text{ mg} \end{aligned}$$

16.4. As moléculas de H_2S e de H_2O têm ambas geometria angular, apresentando o mesmo número de eletrões de valência.

Na molécula de H_2S existem, no total, _____ eletrões de valência, sendo _____ deles não ligantes.

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

D



Oito eletrões de valência (6 do átomo S, 1 de um átomo H, 1 de outro átomo H).

Número de eletrões não ligantes: 4.



17. O gás natural, muito utilizado como combustível, é uma mistura cujo principal constituinte é o metano, CH₄.

17.1. Um dos componentes minoritários que pode existir no gás natural é o nitrogénio, N₂(g).

A composição em N₂(g), expressa em partes por milhão em volume, de uma amostra de gás natural que contém 1,3 %, em volume, de nitrogénio, pode ser determinada a partir da expressão

- (A) $\frac{1,3 \times 10^6}{10^2}$ (B) $\frac{1,3 \times 10^2}{10^6}$
 (C) $\frac{10^6}{1,3 \times 10^2}$ (D) $\frac{10^2}{1,3 \times 10^6}$

A

O símbolo % significa $\frac{1}{100}$.

Portanto:

$$1,3 \%$$

$$= 1,3 \times \frac{1}{100}$$

O símbolo ppm significa $\frac{1}{1\,000\,000}$.

Convertendo 1,3 % em ppm vem:

$$1,3 \times \frac{1}{100} \times 1\,000\,000 \times \frac{1}{1\,000\,000}$$

$$= 1,3 \times \frac{1}{100} \times 1\,000\,000 \text{ ppm}$$

$$= 1,3 \times 10^{-2} \times 10^6 \text{ ppm}$$

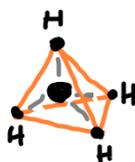
$$= \frac{1,3 \times 10^6}{10^2} \text{ ppm}$$

$$= 1,3 \times 10^4 \text{ ppm}$$

17.2. A molécula CH₄ apresenta uma geometria tetraédrica.

17.2.1. Indique as posições relativas dos átomos constituintes da molécula CH₄ no tetraedro e refira o tipo de ligações que se estabelecem entre o átomo de carbono e os átomos de hidrogénio.

Modelo tetraédrico da molécula CH₄:



Átomo de carbono no centro do tetraedro.

Átomos de hidrogénio nos vértices do tetraedro.

Quatro ligações covalentes simples C–H.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Methane>

17.2.2. Nas moléculas de metano,

- (A) \blacksquare não existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, oito eletrões ligantes.
 (B) existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, quatro eletrões ligantes.
 (C) não existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, quatro eletrões ligantes.
 (D) existem eletrões de valência não ligantes, e existem, no total, oito eletrões ligantes.

A

O átomo de carbono tem 4 eletrões de valência, ligantes.

Cada átomo de hidrogénio tem 1 eletrão de valência, ligante.

(A), correto, todos os eletrões são ligantes.

(B), (C) e (D) errado porque todos os eletrões de valência são ligantes.

17.3. O tricolorofluorometano, CFCl_3 , é um derivado halogenado do metano.

17.3.1. Na molécula CFCl_3 _____ pares de eletrões de valência não ligantes, apresentando a molécula um total de _____ pares de eletrões de valência ligantes.

(A) existem... oito

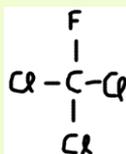
(B) existem... quatro

(C) não existem... oito

(D) não existem... quatro

B

Ligações na molécula CFCl_3 :



Os 4 eletrões de valência de cada átomo de C são eletrões ligantes.

Dos 7 eletrões de valência dos átomos de F e de Cl, 1 é ligante.

Há 4 pares de eletrões ligantes.

(A), errado, são 4 pares.

(B), correto.

(C), errado, existem pares de eletrões não ligantes nos átomos de Cl e de F.

(D), errado, existem pares de eletrões não ligantes nos átomos de Cl e de F.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Trichlorofluoromethane>

17.3.2. A energia média da ligação C–F é 467 kJ mol^{-1} .

O valor médio da energia, em joule (J), que é libertada quando se estabelece uma ligação C–F é

(A) $\frac{6,02 \times 10^{23}}{467 \times 10^3} \text{ J}$

(B) $\frac{10^3}{467 \times 6,02 \times 10^3} \text{ J}$

(C) $\frac{467 \times 6,02 \times 10^{23}}{10^3} \text{ J}$

(D) $\frac{467 \times 10^3}{6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$

D

Energia média da ligação:

$$467 \text{ kJ/mol} = 467 \times 10^3 \text{ J/mol}$$

1 mol de moléculas são $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

Energia média da ligação por molécula:

$$\frac{467 \times 10^3}{6,02 \times 10^{23}} \text{ J}$$

- 17.4. Considere uma amostra de 8,24 mol de $\text{CH}_4(\text{g})$ e uma amostra de 0,398 mol de $\text{CO}(\text{g})$, nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

Quantas vezes é que o volume ocupado pela amostra de metano é maior do que o volume ocupado pela amostra de monóxido de carbono?

Apresente o resultado com três algarismos significativos.

Amostras nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

O volume das amostras de qualquer gás, nas mesmas condições de pressão e temperatura, é diretamente proporcional ao número de moléculas nas amostras.

Comparando o número de moléculas das amostras, compara-se o volume das amostras:

$$\frac{8,24 \text{ mol}}{0,398 \text{ mol}} = 20,7$$

- 17.5. Determine a quantidade total, em mol, de átomos existente numa amostra de 20,0 g de metano, $\text{CH}_4(\text{g})$.

Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do metano, CH_4 :

$$12,01 \text{ g/mol} + 4 \times 1,01 \text{ g/mol} = 16,05 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria de CH_4 em 20,0 g:

$$20,0 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{16,05 \text{ g}} = 1,246 \text{ mol}$$

Cada molécula de CH_4 tem 5 átomos. Logo, em 20,0 g há

$$5 \times 1,246 \text{ mol de átomos} = 6,23 \text{ mol de átomos}$$

18. A composição do gás natural depende, entre outros fatores, da localização do reservatório subterrâneo a partir do qual se faz a sua extração. No entanto, o gás natural é sempre maioritariamente constituído por metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, embora possa conter outros gases, como, por exemplo, metilbutano, dióxido de carbono, vapor de água e sulfureto de hidrogénio.

- 18.1. Considere que se extrai, de um determinado reservatório subterrâneo, gás natural contendo 70 %, em volume, de metano.

Determine o número de moléculas de metano que existem numa amostra de $5,0 \text{ dm}^3$ do gás natural, nas condições normais de pressão e de temperatura.

Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do metano, CH_4 :

$$12,01 \text{ g/mol} + 4 \times 1,01 \text{ g/mol} = 16,05 \text{ g/mol}$$

Volume molar em condições PTN:

$$22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Quantidade de matéria de CH_4 em 70 % de $5,0 \text{ dm}^3$ de metano:

$$\frac{70}{100} \times 5,0 \text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{22,4 \text{ dm}^3} = 0,156 \text{ mol}$$

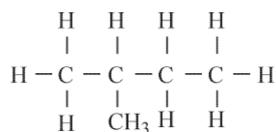
Número de moléculas de CH_4 em 0,156 mol de moléculas:

$$0,156 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23}}{\text{mol}} \\ = 9,39 \times 10^{22} \rightarrow 9,4 \times 10^{22}$$

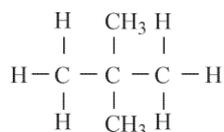
https://en.wikipedia.org/wiki/Liquefied_petroleum_gas

18.2. Qual das fórmulas de estrutura seguintes pode representar a molécula de metilbutano?

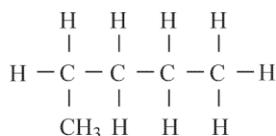
(A) ■



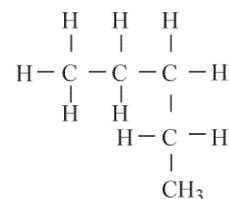
(B)



(C)

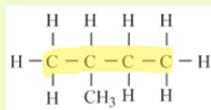


(D)

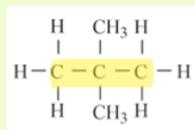


A

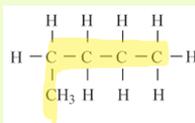
Cadeia principal: butano



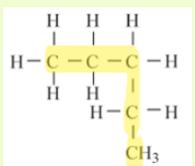
Cadeia principal: propano



Cadeia principal: pentano

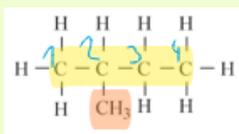


Cadeia principal: pentano



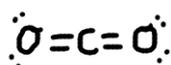
Portanto, apenas a opção A diz respeito a uma molécula cuja cadeia principal é o butano.

Esta molécula também pode ser designada por 2-metilbutano:



18.3. Explique porque é que a geometria da molécula de dióxido de carbono, CO_2 , é linear.

Modelo das ligações na molécula de CO_2 :



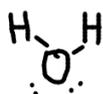
Há 4 pares de eletrões ligantes no átomo central de carbono.

Devido à repulsão entre as nuvens eletrónicas dos pares não ligantes, os átomos O, C e O alinham-se segunda uma reta.

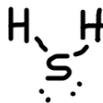
https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_dioxide

18.4. As moléculas de água, H_2O , e de sulfureto de hidrogénio, H_2S , apresentam geometria semelhante. Preveja, justificando com base nas posições relativas dos elementos oxigénio e enxofre na tabela periódica, qual das ligações, H–O ou H–S, terá maior comprimento, na respetiva molécula.

Modelo das ligações na molécula de H_2O :



Modelo das ligações na molécula de H₂O:



O oxigénio é o elemento de número atómico 8, no 2.º período do grupo 16.

O enxofre é o elemento número atómico 16, no 3.º período do grupo 16.

O raio atómico do enxofre é maior do que o raio atómico do oxigénio.

Num grupo, o raio atómico tende a aumentar à medida que aumenta o número atómico dos elementos do grupo.

Assim, é de prever que cada ligação H–S na molécula H₂S tenha um maior comprimento de ligação que cada ligação H–O na molécula H₂O.

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide

19. O metano, CH₄, o etano, C₂H₆, o propano, C₃H₈, e o butano, C₄H₁₀, são gases nas condições normais de pressão e de temperatura (PTN).

Nessas condições, a densidade de um desses gases é 1,343 g dm⁻³.

Qual é o gás que apresenta esse valor de densidade?

- (A) Metano (B) Etano
(C) Propano (D) Butano

B

Massa molar do metano, CH₄:

$$12,01 \text{ g/mol} + 4 \times 1,01 \text{ g/mol} = 16,05 \text{ g/mol}$$

Massa molar do etano, C₂H₆:

$$2 \times 12,01 \text{ g/mol} + 6 \times 1,01 \text{ g/mol} = 30,08 \text{ g/mol}$$

Massa molar do propano, C₃H₈:

$$3 \times 12,01 \text{ g/mol} + 8 \times 1,01 \text{ g/mol} = 44,11 \text{ g/mol}$$

Massa molar do butano, C₄H₁₀:

$$4 \times 12,01 \text{ g/mol} + 10 \times 1,01 \text{ g/mol} = 58,14 \text{ g/mol}$$

Volume molar em condições PTN, de qualquer gás:

$$22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Massa de 1,00 mol de cada um dos gases e densidade de cada gás:

CH ₄	16,05 g	$16,05 \text{ g} / 22,4 \text{ dm}^3 = 0,717 \text{ g/dm}^3$
C ₂ H ₆	30,08 g	$30,08 \text{ g} / 22,4 \text{ dm}^3 = 1,343 \text{ g/dm}^3$
C ₃ H ₈	44,11 g	$44,11 \text{ g} / 22,4 \text{ dm}^3 = 1,969 \text{ g/dm}^3$
C ₄ H ₁₀	58,14 g	$58,14 \text{ g} / 22,4 \text{ dm}^3 = 2,595 \text{ g/dm}^3$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Methane>

<https://en.wikipedia.org/wiki/Ethane>

<https://en.wikipedia.org/wiki/Propane>

<https://en.wikipedia.org/wiki/Butane>

20. O etino, C_2H_2 , é um hidrocarboneto, de fórmula de estrutura



20.1. Classifique, justificando, a ligação que se estabelece entre os átomos de carbono, na molécula considerada.

Cada átomo de carbono tem 4 eletrões de valência.

Cada átomo de hidrogénio tem 1 eletrão de valência.

Havendo uma ligação tripla entre átomos de C e cada átomo de C ligado com uma ligação simples a um átomo de H, o nível de valência (2.º nível) de cada átomo de C fica com quatro pares de eletrões (8 eletrões) e o nível de valência (1.º nível) dos átomos de H fica com um par de eletrões (2 eletrões).

Deste modo, todos os átomos ficam com o nível de valência completamente preenchido.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Acetylene>

20.2. Comparando as ligações C–C e $C \equiv C$, a ligação $C \equiv C$ apresenta

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

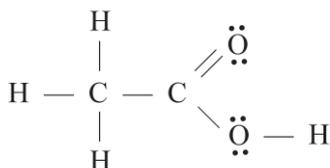
A

A ligação $C \equiv C$ é mais intensa que a ligação C–C uma vez que há maior número de eletrões ligantes na ligação $C \equiv C$.

Portanto, $C \equiv C$ tem maior energia de ligação e menor comprimento de ligação do que C–C.

https://en.wikipedia.org/wiki/Organic_chemistry

21. A molécula de CH_3COOH pode ser representada através da notação de Lewis por



21.1. A molécula de CH_3COOH apresenta, no total,

- (A) 24 eletrões de valência. (B) 16 eletrões de valência.
 (C) 12 eletrões de valência. (D) 8 eletrões de valência.

A

Átomo	N.º at.	Conf. Electr.	Número de eletrões de valência	N.º de átomos na molécula
H	1	$1s^1$	1	4
C	2	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	2
O	2	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	2

Número total de eletrões de valência: $4 + 2 \times 4 + 2 \times 6 = 24$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Acetic_acid

21.2. Quantos átomos de hidrogénio existem em 5,0 moles de moléculas de ácido acético, CH₃COOH?

- (A) $2,4 \times 10^{25}$ (B) $3,0 \times 10^{24}$
 (C) $2,4 \times 10^{24}$ (D) $1,2 \times 10^{25}$

D

Em cada molécula de CH₃COOH há 4 átomos de H.

Em cada mole de moléculas de CH₃COOH há 4 moles de átomos de H.

Em 5,0 moles de moléculas de CH₃COOH há 5×4 moles de átomos de H, isto é, há 20 moles de átomos de H.

Em 20 moles de átomos de H, o número de átomos é:

$$\begin{aligned} & 20 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23}}{\text{mol}} \\ & = 120,4 \times 10^{23} \\ & = 120,4 \times 10^{-2} \times 10^2 \times 10^{23} \\ & = 1,204 \times 10^{25} \rightarrow 1,2 \times 10^{25} \end{aligned}$$

22. Os átomos de carbono e de nitrogénio podem ligar-se entre si de modos diferentes. Em alguns compostos a ligação carbono-nitrogénio é covalente tripla, enquanto noutros compostos a ligação carbono-nitrogénio é covalente simples.

O valor da energia média de uma dessas ligações é 276 kJ mol^{-1} , enquanto o valor relativo à outra ligação é 891 kJ mol^{-1} . Em relação ao comprimento médio dessas ligações, para uma o valor é 116 pm, enquanto para a outra é 143 pm.

O valor da energia média da ligação tripla carbono-nitrogénio é _____, e o valor do comprimento médio dessa ligação é _____.

- (A) 276 kJ mol^{-1} ... 116 pm (B) 276 kJ mol^{-1} ... 143 pm
 (C) 891 kJ mol^{-1} ... 116 pm (D) 891 kJ mol^{-1} ... 143 pm

C

Ligação covalente tripla carbono-nitrogénio: $\text{--C}\equiv\text{N}$

Ligação covalente simples carbono-nitrogénio: $\equiv\text{C--N}$

A ligação covalente tripla deve ter:

maior energia de ligação ($891 \text{ kJ mol}^{-1} > 276 \text{ kJ mol}^{-1}$);
 menor comprimento de ligação ($116 \text{ pm} < 143 \text{ pm}$).

23. O ião cianeto, CN^- , constituído pelos elementos químicos carbono e nitrogénio, é muito tóxico.

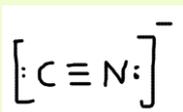
23.1. O ião cianeto apresenta, no total, o mesmo número de eletrões que a molécula N_2 .

O ião CN^- apresenta, assim, no total,

- (A) catorze eletrões, seis dos quais são de valência.
- (B) dez eletrões, sete dos quais são de valência.
- (C) dez eletrões, seis dos quais são de valência.
- (D) catorze eletrões, dez dos quais são de valência.

D

Modelo das ligações no ião CN^- :



carbono (número atómico 6) com 4 eletrões de valência

nitrogénio (número atómico 7) com 5 eletrões de valência

1 eletrão em excesso

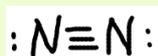
há $6 + 7 + 1 = 14$ eletrões

n.º total de eletrões nas camadas de valência:

$4 + 5 + 1$ (devido a ser um ião negativo) = 10 eletrões de valência

5 pares, 3 pares ligantes e 2 pares não ligantes

Modelo das ligações na molécula N_2 :



nitrogénio (número atómico 7) com 5 eletrões de valência

n.º total de eletrões nas camadas de valência: 10 eletrões

5 pares, 3 pares ligantes e 2 pares não ligantes

<https://en.wikipedia.org/wiki/Cyanide>

23.2. No ião cianeto, a ligação entre o átomo de carbono e o átomo de nitrogénio é uma ligação covalente tripla, tal como a ligação entre os átomos de nitrogénio na molécula N_2 .

Preveja, justificando com base nas posições relativas dos elementos carbono e nitrogénio na tabela periódica, qual das ligações, $\text{C} \equiv \text{N}$ ou $\text{N} \equiv \text{N}$, apresentará maior energia de ligação.

Modelo das ligações no ião CN^- :



Modelo das ligações na molécula N_2 :



Número atómico do carbono: 6.

Número atómico do nitrogénio: 7, segue-se ao carbono na tabela periódica.

O raio atómico do nitrogénio deve ser menor do que o raio atómico do carbono: o raio atómico tende a diminuir ao longo de um período.

O comprimento da ligação $C\equiv N$ deve, pois, ser maior do que o comprimento da ligação $N\equiv N$.
 Maior comprimento de ligação corresponde a menor energia de ligação.
 Assim, a ligação $C\equiv N$ deve ter menor energia de ligação do que a ligação $N\equiv N$.

24. Nas mesmas condições de pressão e de temperatura, o volume ocupado por 4,00 g de hélio, $He(g)$, é aproximadamente _____ volume ocupado por 4,00 g de hidrogénio, $H_2(g)$.
- (A) igual ao (B) o dobro do
 (C) metade do (D) o quádruplo do

C

Massa molar do hélio, $He(g)$:

$$4,00 \text{ g/mol}$$

Massa molar das moléculas de hidrogénio, $H_2(g)$:

$$2 \times 1,01 \text{ g/mol} = 2,02 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria em 4,00 g de hélio, $He(g)$:

$$4,00 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{4,00 \text{ g}} = 1,0 \text{ mol}$$

Quantidade de matéria em 4,00 g de hidrogénio, $H_2(g)$:

$$4,00 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{2,01 \text{ g}} = 2,0 \text{ mol}$$

Há o dobro de moléculas em 4,00 g de hidrogénio $H_2(g)$.

Logo, 4,00 g de hidrogénio $H_2(g)$ ocupa o dobro do volume de 4,00 g de hélio, $He(g)$.

Ou seja, 4,00 g de hélio, $He(g)$ ocupa metade do volume de 4,00 g de hidrogénio $H_2(g)$.

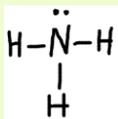
<https://en.wikipedia.org/wiki/Helium>

25. O amoníaco, $NH_3(g)$, é um composto molecular que se encontra em fase gasosa à temperatura e pressão ambientes.

25.1. A representação da molécula de NH_3 através da notação de Lewis evidencia

- (A) a geometria da molécula.
 (B) apenas os eletrões de valência partilhados da molécula.
 (C) a orientação espacial da molécula.
 (D) todos os eletrões de valência da molécula.

D



Cada traço representa um par de eletrões de valência e uma ligação simples entre átomos.

- (A), errado.
 (B), errado, o par de eletrões não ligante também está representado.
 (C), errado, a geometria da molécula não é representada na notação de Lewis.
 (D), correto.

https://en.wikipedia.org/wiki/Lewis_structure

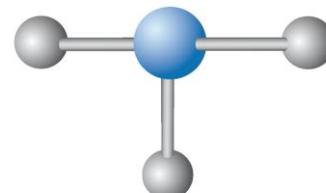
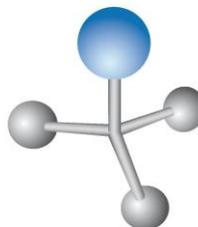
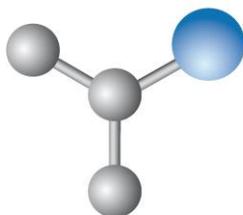
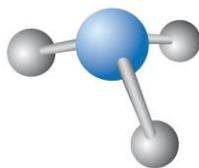
25.2. Qual das opções seguintes pode representar um modelo tridimensional da molécula de NH_3 que evidencie as ligações que se estabelecem entre os átomos?

(A)

(B)

(C)

(D)

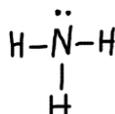


A

O átomo de N é o átomo central e está ligado a 3 átomos de H. Opções (B) e (C) erradas.
A geometria da molécula não é plana, devida à repulsão dos pares de eletrões ligantes e não ligantes.
Opção (D) errada, opção (A) correta.

https://en.wikipedia.org/wiki/Molecular_geometry

25.3. Atendendo apenas à estequiometria do composto, a molécula NH_3 poderia assumir uma geometria triangular plana. No entanto, aquela molécula apresenta uma geometria piramidal trigonal. Apresente uma explicação para o facto de a molécula de amoníaco adotar uma geometria piramidal trigonal.



A geometria da molécula não é plana, devida à repulsão dos pares de eletrões ligantes e não ligantes.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia>

25.4. Considere que a densidade do $\text{NH}_3(\text{g})$ nas condições normais de pressão e de temperatura é 1,08 vezes maior do que a densidade desse gás à pressão e à temperatura ambientes.

Determine o número de moléculas de amoníaco que existem numa amostra pura de 200 cm^3 de $\text{NH}_3(\text{g})$, à pressão e à temperatura ambientes.

Apresente todas as etapas de resolução.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

$$200 \text{ cm}^3 = 200 \times \left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3 = 200 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Tem-se:

$$\rho_{\text{amb}} = \frac{m}{V_{\text{amb}}}$$

$$\rho_{\text{PTN}} = \frac{m}{V_{\text{PTN}}}$$

$$\rho_{\text{PTN}} = 1,08 \times \rho_{\text{amb}}$$

Substituindo e simplificando, vem:

$$\frac{m}{V_{\text{PTN}}} = 1,08 \times \frac{m}{V_{\text{amb}}}$$

$$\frac{1}{V_{\text{PTN}}} = 1,08 \times \frac{1}{V_{\text{amb}}}$$

$$V_{\text{amb}} = 1,08 \times V_{\text{PTN}}$$

Se o volume da amostra de gás à temperatura ambiente é 1,08 vezes o volume em condições PTN, também o volume molar à temperatura ambiente é 1,08 vezes o volume molar em condições PTN.

Assim, o volume molar de $\text{NH}_3(\text{g})$ à pressão e à temperatura ambiente é:

$$1,08 \times 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 24,192 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

A quantidade de matéria numa amostra pura de $200 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$ de $\text{NH}_3(\text{g})$, à pressão e à temperatura ambientes, é:

$$200 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{24,192 \text{ dm}^3}$$

$$= 8,267 \times 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow 8,27 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

25.5. Considere que a densidade do amoníaco, à pressão de 0,989 atm e a 55°C , é $0,626 \text{ g dm}^{-3}$.

Calcule o número de moléculas de amoníaco que existem numa amostra de 500 cm^3 desse gás, naquelas condições de pressão e de temperatura.

Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do amoníaco, NH_3 :

$$14,01 \text{ g/mol} + 3 \times 1,01 \text{ g/mol} = 17,04 \text{ g/mol}$$

Densidade do amoníaco, à pressão de 0,989 atm e a 55°C :

$$0,626 \text{ g/dm}^3$$

Volume em dm^3 da amostra de gás:

$$500 \text{ cm}^3 = 500 \times \left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3 = 500 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 = 5,00 \times 10^{-1} \text{ dm}^3$$

Massa deste volume de gás:

$$5,00 \times 10^{-1} \text{ dm}^3 \times 0,626 \text{ g/dm}^3 = 3,130 \times 10^{-1} \text{ g}$$

Quantidade de matéria de NH_3 nesta massa de gás:

$$3,130 \times 10^{-1} \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{17,04 \text{ g}} = 1,837 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Número de moléculas NH_3 nesta quantidade de gás:

$$1,837 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23}}{\text{mol}}$$

$$= 1,11 \times 10^{22}$$

26. Nos laboratórios químicos, as soluções aquosas de amoníaco, com as quais se trabalha habitualmente, são preparadas a partir de soluções aquosas comerciais, em geral muito concentradas.

26.1. Uma solução aquosa comercial de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$ ($M = 17,04 \text{ g mol}^{-1}$), tem uma concentração, expressa em percentagem em massa, igual a 25 %, e uma densidade igual a $0,91 \text{ g cm}^{-3}$, a uma determinada temperatura.

Calcule a concentração, expressa em mol dm^{-3} , dessa solução de amoníaco. Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do amoníaco:

$$17,04 \text{ g/mol}$$

Densidade da solução aquosa comercial de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$:

$$0,91 \text{ g/cm}^3$$

Percentagem de amoníaco na solução

$$25 \% = \frac{25}{100}$$

Em 100 g de solução, há 25 g de amoníaco.

O volume de 100 g da solução é:

$$100 \text{ g} \times \frac{\text{cm}^3}{0,91 \text{ g}} = 109,9 \text{ cm}^3$$

$$109,9 \times \left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3 = 109,9 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

A quantidade de matéria correspondente a 25 g de amoníaco é:

$$25 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{17,04 \text{ g}} = 1,467 \text{ mol}$$

A concentração do amoníaco na solução é:

$$\frac{1,467 \text{ mol}}{109,9 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 13,35 \text{ mol/dm}^3 \rightarrow 13 \text{ mol/dm}^3$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia>

- 26.2. Transferem-se 20,0 cm³ de uma solução aquosa de amoníaco, de concentração 7,34 mol dm⁻³, para um balão volumétrico de 100,0 mL, adicionando-se água até ao traço de referência do balão.

Calcule a concentração da solução diluída.

Apresente todas as etapas de resolução.

Concentração da solução aquosa de amoníaco de onde se vão extrair os 20,0 cm³:

$$7,34 \text{ mol/dm}^3$$

Volume transferido, em dm³:

$$20,0 \text{ cm}^3 = 20,0 \times \left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3 = 20,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Quantidade de matéria de amoníaco na solução transferida:

$$20,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times \frac{7,34 \text{ mol}}{\text{dm}^3} = 1,468 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Volume da solução no balão volumétrico, após a transferência desta quantidade de amoníaco:

$$100 \text{ mL} = 100 \times 10^{-3} \text{ L} = 100 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Concentração da solução no balão volumétrico:

$$\frac{1,468 \times 10^{-1} \text{ mol}}{100 \times 10^{-3} \text{ dm}^3}$$

$$= 1,468 \text{ mol/dm}^3 \rightarrow 1,47 \text{ mol/dm}^3$$

27. Considere uma solução aquosa comercial de amoníaco, de concentração 13 mol dm⁻³ e de densidade 0,91 g cm⁻³, que é posteriormente diluída 500 vezes.

- 27.1. Qual das expressões seguintes permite calcular a percentagem, em massa, de amoníaco ($M = 17,04 \text{ g mol}^{-1}$) na solução comercial?

(A) $\frac{13 \times 0,91}{17,04 \times 1000} \times 100$ (B) $\frac{13 \times 17,04}{0,91 \times 1000} \times 100$

(C) $\frac{0,91 \times 1000}{13 \times 17,04} \times 100$ (D) $\frac{17,04 \times 1000}{13 \times 0,91} \times 100$

B

Concentração da solução aquosa comercial de amoníaco:

$$13 \text{ mol/dm}^3$$

Densidade da solução aquosa comercial de amoníaco:

$$\frac{0,91 \text{ g}}{\text{cm}^3} = \frac{0,91 \text{ g}}{\left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3} = \frac{0,91 \text{ g}}{10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,91 \times 10^3 \text{ g/dm}^3$$

Massa molar do amoníaco NH_3 :

$$17,04 \text{ g/mol}$$

Num dm^3 há 13 mol de amoníaco. A massa desta quantidade é:

$$13 \text{ mol} \times 17,04 \text{ g/mol} = (13 \times 17,04) \text{ g}$$

A massa de 1 dm^3 desta solução é:

$$0,91 \times 10^3 \text{ g}$$

A percentagem de amoníaco na solução aquosa comercial é:

$$\begin{aligned} & \frac{13 \times 17,04 \text{ g}}{0,91 \times 10^3 \text{ g}} \times 100 = \\ & = \frac{13 \times 17,04}{0,91 \times 10^3} \times 100 \\ & = \frac{13 \times 17,04}{0,91 \times 1000} \times 100 \end{aligned}$$

- 27.2. Para preparar 1,0 dm^3 da solução de amoníaco mais diluída, o volume a utilizar da solução comercial será

- (A) 500,0 cm^3 (B) 200,0 cm^3
(C) 5,0 cm^3 (D) 2,0 cm^3

D

Para diluir 500 vezes, utiliza-se 1 cm^3 de solução concentrada para 500 cm^3 de solução diluída. Como 1,0 $\text{dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$, é necessário diluir 2,0 cm^3 em 1000 cm^3 .

28. Considere uma solução aquosa de amoníaco, de concentração 0,10 mol dm^{-3} . Retiraram-se 50,0 cm^3 dessa solução e transferiu-se esse volume de solução para um balão volumétrico de 250,0 mL, adicionando-se, em seguida, água destilada até ao traço de referência do balão. A concentração da solução de amoníaco obtida será

- (A) $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ (B) $2,5 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$
(C) $4,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ (D) $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$

A

Concentração da solução aquosa de amoníaco:

$$0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Volume transferido:

$$50,0 \text{ cm}^3 = 0,0500 \text{ dm}^3$$

Quantidade de matéria de amoníaco neste volume transferido:

$$0,0500 \text{ dm}^3 \times 0,10 \text{ mol/dm}^3 = 0,00500 \text{ mol} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Transferido para uma balão volumétrico de:

$$250,0 \text{ mL} = 0,2500 \text{ dm}^3 = 2,500 \times 10^{-1} \text{ dm}^3$$

29.2. Qual é a expressão que permite calcular a composição, em ião sulfato, SO_4^{2-} , ($M = 96,07 \text{ g mol}^{-1}$), da água do mar, expressa em ppm?

- (A) $\left(\frac{0,02856 \times 96,07 \times 4}{10^3}\right) \times 10^6 \text{ ppm}$ (B) $\left(\frac{0,02856 \times 10^3}{96,07}\right) \times 10^6 \text{ ppm}$
 (C) $\left(\frac{0,02856 \times 10^3}{96,07 \times 4}\right) \times 10^6 \text{ ppm}$ (D) $\left(\frac{0,02856 \times 96,07}{10^3}\right) \times 10^6 \text{ ppm}$

D

Massa molar do ião sulfato:

$$96,07 \text{ g/mol}$$

Para o ião sulfato:



Há 0,02856 mol de iões sulfato por quilograma de água.

A massa de 0,02856 mol de iões sulfato é:

$$0,02856 \text{ mol} \times 96,07 \text{ g/mol} = (0,02856 \times 96,07) \text{ g}$$

A relação entre as massas de iões sulfato e de água é:

$$\frac{(0,02856 \times 96,07) \text{ g}}{10^3 \text{ g}} = \frac{0,02856 \times 96,07}{10^3}$$

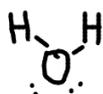
O símbolo ppm (parte por milhão) significa $\frac{1}{1\,000\,000} = 10^{-6}$.

Convertendo em ppm, vem:

$$\begin{aligned} & \frac{0,02856 \times 96,07}{10^3} \times 10^6 \times 10^{-6} \\ & = \frac{0,02856 \times 96,07}{10^3} \times 10^6 \text{ ppm} \end{aligned}$$

29.3. Atendendo apenas à estequiometria do composto, a molécula H_2O poderia assumir uma geometria linear. No entanto, aquela molécula apresenta uma geometria angular. Explique por que é que a geometria da molécula de água é angular.

Modelo das ligações na molécula de H_2O :



A repulsão entre os 2 pares de eletrões não ligantes e os 2 pares de eletrões ligantes faz com que as ligações O–H não fiquem segundo uma linha reta.

https://en.wikipedia.org/wiki/Properties_of_water

30. Numa análise efetuada a uma amostra de 500 g de água de um poço, destinada a ser utilizada para fins agrícolas, determinou-se um teor em ião sulfato, SO_4^{2-} , de 6,0 ppm (m/m). Calcule a quantidade de ião SO_4^{2-} que existia naquela amostra de solução. Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do ião sulfato:

$$96,07 \text{ g/mol}$$

Teor do ião sulfato na água do poço, em massa:

$$6,00 \text{ ppm}$$

O símbolo ppm (parte por milhão) significa $\frac{1}{1\,000\,000} = 10^{-6}$.

Portanto, relação entre a massa do ião sulfato e a massa da água do poço:

$$6,00 \times 10^{-6}$$

Massa do ião sulfato na amostra de 500 g de água do poço:

$$\begin{aligned} &6,00 \times 10^{-6} \times 500 \text{ g} \\ &= 3,00 \times 10^{-3} \text{ g} \end{aligned}$$

Quantidade de matéria correspondente a esta massa de ião sulfato:

$$\begin{aligned} &3,00 \times 10^{-3} \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{96,07 \text{ g}} \\ &= 3,1 \times 10^{-5} \text{ mol} \end{aligned}$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfate>

31. O $\text{SO}_3(\text{g})$ é usado na preparação do ácido sulfúrico comercial, por reação com vapor de água. Considere que se obtém uma solução concentrada de ácido sulfúrico, de densidade $1,84 \text{ g cm}^{-3}$, que contém 98 %, em massa, de H_2SO_4 .

Determine a massa de H_2SO_4 que existe em 100 cm^3 da solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

Densidade da solução concentrada de ácido sulfúrico:

$$1,84 \text{ g/cm}^3$$

Massa de 100 cm^3 desta solução:

$$\begin{aligned} &100 \text{ cm}^3 \times 1,84 \text{ g/cm}^3 \\ &= 184 \text{ g} \end{aligned}$$

Como na solução há 98 % de H_2SO_4 , nestes 184 g de solução há:

$$\begin{aligned} &\frac{98}{100} \times 184 \text{ g} \\ &= 180,32 \text{ g} \rightarrow 180 \text{ g} = 1,80 \times 10^2 \text{ g} \end{aligned}$$

32. Considere uma solução de ácido acético de concentração $0,50 \text{ mol dm}^{-3}$.

A solução considerada foi preparada a partir de uma solução inicial de concentração $4,50 \text{ mol dm}^{-3}$.

- 32.1. Qual é o fator de diluição a considerar na preparação da solução de ácido acético de concentração $0,50 \text{ mol dm}^{-3}$?

- (A) 9 (B) 5
(C) 4 (D) 2

A

Concentração da solução inicial, antes da diluição:

$$4,50 \text{ mol/dm}^3$$

Concentração da solução final, depois da diluição:

$$0,50 \text{ mol/dm}^3$$

Comparando a concentração da solução final com a concentração da solução inicial, vem:

$$\frac{0,50 \text{ mol/dm}^3}{4,50 \text{ mol/dm}^3} = \frac{1}{9}$$

É necessário diluir 1 unidade de volume da solução inicial, adicionando água, de modo a obter uma solução final com 9 vezes o volume da solução inicial.

https://en.wikipedia.org/wiki/Concentration#Qualitative_description

- 32.2. A densidade de uma solução de ácido acético de concentração $0,50 \text{ mol dm}^{-3}$ é $1,0025 \times 10^3 \text{ g dm}^{-3}$, a 20°C .

Qual das expressões seguintes permite calcular a quantidade de ácido acético que existe em 100 g da solução?

- (A) $\left(\frac{0,50 \times 100}{1,0025 \times 10^3} \right) \text{ mol}$ (B) $\left(\frac{100}{0,50 \times 1,0025 \times 10^3} \right) \text{ mol}$
 (C) $\left(\frac{1,0025 \times 10^3}{0,50 \times 100} \right) \text{ mol}$ (D) $\left(\frac{0,50 \times 1,0025 \times 10^3}{100} \right) \text{ mol}$

A

Concentração da solução de ácido acético:

$$0,50 \text{ mol/dm}^3$$

Densidade da solução de ácido acético, a 20°C :

$$1,0025 \times 10^3 \text{ g/dm}^3$$

Massa da amostra de solução:

$$100 \text{ g}$$

Volume desta amostra de solução:

$$100 \text{ g} \times \frac{\text{dm}^3}{1,0025 \times 10^3 \text{ g}}$$

$$= \frac{100}{1,0025 \times 10^3} \text{ dm}^3$$

Quantidade de matéria neste volume de solução:

$$\frac{100}{1,0025 \times 10^3} \text{ dm}^3 \times \frac{0,50 \text{ mol}}{\text{dm}^3}$$

$$= \frac{100 \times 0,50}{1,0025 \times 10^3} \text{ mol}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Acetic_acid

33. O grau de acidez de um vinagre é expresso em termos da massa de ácido acético, CH_3COOH ($M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$), em gramas, dissolvida em 100 cm^3 desse vinagre.

Um vinagre comercial de grau de acidez 6,0 % é diluído 20 vezes, preparando-se um volume total de $500,0 \text{ cm}^3$ de solução diluída.

Determine a quantidade de ácido acético dissolvida na solução diluída de vinagre.

Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do ácido acético, CH_3COOH :

$$60,06 \text{ g/mol}$$

Vinagre comercial de grau de acidez 6,0 %

$$6,0 \% \text{ significa } 6,0 \text{ g em } 100 \text{ cm}^3$$

Diluição de 20 vezes, obtendo-se $500,0 \text{ cm}^3$ de solução final diluída.

Solução inicial utilizada:

$$1/20 \text{ de } 500,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \text{ cm}^3$$

Massa de ácido acético neste volume de solução inicial:

$$6,0 \text{ g em } 100 \text{ cm}^3, \text{ ou seja } 6,0 \text{ g}/4 = 1,5 \text{ g em } 25,0 \text{ cm}^3$$

Quantidade de matéria de ácido acético em 1,5 g:

$$1,5 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{60,06 \text{ g}} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Vinegar>

34. A cafeína é um composto químico que se encontra, por exemplo, no café, no chocolate e em alguns refrigerantes.

34.1. Estudos realizados sobre os efeitos da cafeína na saúde dos seres humanos sugerem que, no caso de um adulto saudável, se a dose diária ingerida não ultrapassar 300 mg, o consumo daquele composto não apresenta, em geral, riscos.

Considere o caso de um adulto saudável que beba, diariamente, duas chávenas de café expresso, o que corresponde à ingestão de 60 mg de cafeína, e que consuma, também diariamente, um refrigerante cujo teor em cafeína seja igual a $138,2 \text{ mg dm}^{-3}$.

Calcule o número de latas de 0,33 L desse refrigerante que poderão ser ingeridas por dia, para além dos dois cafés, sem que seja ultrapassado o limite diário acima referido.

Apresente todas as etapas de resolução.

Dose diária máxima de cafeína para um adulto saudável:

$$300 \text{ mg}$$

Cafeína em duas chávenas de café expresso por dia:

$$60 \text{ mg}$$

Teor de cafeína num refrigerante:

$$138,2 \text{ mg/dm}^3$$

Valor máximo que poderá ser ingerido do refrigerante:

$$300 \text{ mg} - 60 \text{ mg} = 240 \text{ mg}$$

Volume de refrigerante que tem 240 mg de cafeína:

$$240 \text{ mg} \times \frac{\text{dm}^3}{138,2 \text{ g}}$$

$$= 1,737 \text{ dm}^3$$

$$= 1,737 \text{ L}$$

Número de latas para obter este volume de refrigerante:

$$1,737 \text{ L} \times \frac{1 \text{ lata}}{0,33 \text{ L}}$$

$$= 5,3 \text{ latas}$$

Não deverá beber mais do que 5 latas de refrigerante, por dia.

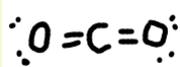
<https://en.wikipedia.org/wiki/Caffeine>

34.2. Muitos dos refrigerantes que contêm cafeína são gaseificados por adição de $\text{CO}_2(\text{g})$, sob pressão.

34.2.1. Na molécula de CO_2 , existem

- (A) ■ duas ligações covalentes duplas. (B) apenas dois pares de eletrões não ligantes.
 (C) apenas dois pares de eletrões ligantes. (D) duas ligações covalentes simples.

A

Modelo das ligações na molécula de CO₂:

- (A), correto.
 (B), errado, há 4 pares de eletrões não ligantes.
 (C), errado, há 4 pares de eletrões ligantes.
 (D), errado, há duas ligações covalentes duplas.

34.2.2. Qual é a geometria da molécula de CO₂?

Linear.

https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_dioxide#Structure_and_bonding

34.2.3. Sendo N_A a constante de Avogadro, considere que $\frac{N_A}{2}$ moléculas de CO₂(g) ($M = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$) ocupam um volume igual a 12,2 dm³, à pressão de 1 atm e à temperatura de 25 °C. Calcule a densidade do CO₂(g), expressa em g dm⁻³, nessas condições de pressão e de temperatura. Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do CO₂

$$44,01 \text{ g/mol}$$

Volume ocupado por $\frac{N_A}{2}$ moléculas de CO₂(g), à pressão de 1 atm e à temperatura de 25 °C:

$$12,2 \text{ dm}^3$$

Volume de 1 mol de moléculas (N_A moléculas) de CO₂(g), à pressão de 1 atm e à temperatura de 25 °C:

$$2 \times 12,2 \text{ dm}^3 = 24,4 \text{ dm}^3$$

Massa de 1 mol de moléculas de CO₂:

$$1 \text{ mol} \times 44,01 \text{ g/mol} = 44,01 \text{ g}$$

Densidade do CO₂(g), à pressão de 1 atm e à temperatura de 25 °C:

$$\frac{44,01 \text{ g}}{24,4 \text{ dm}^3} = 1,80 \text{ g/dm}^3$$

35. O metilmercúrio, quando em solução aquosa, pode entrar na cadeia alimentar, originando intoxicações.

35.1. Nos seres humanos, a concentração mínima de metilmercúrio ($M = 215,63 \text{ g mol}^{-1}$) no sangue, normalmente associada ao aparecimento de sintomas de intoxicação, é 0,20 mg/L.Indique o valor desta concentração, expresso em mol dm⁻³.

Concentração mínima de metilmercúrio no sangue, para intoxicação:

$$0,20 \text{ mg/L} = \frac{0,20 \times 10^{-3} \text{ g}}{\text{dm}^3}$$

Massa de metilmercúrio em 1 L = 1 dm³ de sangue:

$$1 \text{ dm}^3 \times \frac{0,20 \times 10^{-3} \text{ g}}{\text{dm}^3} \\ = 0,20 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Massa molar do metilmercúrio:

$$215,63 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria de metilmercúrio em $0,20 \times 10^{-3} \text{ g}$:

$$0,20 \times 10^{-3} \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{215,63 \text{ g}} = 9,28 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

Concentração no sangue:

$$\frac{9,28 \times 10^{-7} \text{ mol}}{\text{dm}^3}$$

$$= 9,28 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \rightarrow 9,3 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Methylmercury>

- 35.2. Cada ser humano não deve ingerir, em média, por dia, um valor superior a $2,3 \times 10^{-4} \text{ mg}$ de metilmercúrio por quilograma da sua massa corporal.

Analizou-se uma amostra de 25,0 g de peixe, originária de uma remessa que ia ser comercializada, verificando-se que continha $1,0 \times 10^{-2} \text{ mg}$ de metilmercúrio.

Mostre que a ingestão de 125 g daquele peixe pode provocar intoxicação numa pessoa de 60 kg. Apresente todas as etapas de resolução.

Amostra de 25,0 g de peixe com $1,0 \times 10^{-2} \text{ mg}$ de metilmercúrio.

$$125 \text{ g} = 5 \times 25,0 \text{ g}$$

Logo, a massa de metilmercúrio em 125 g de peixe é:

$$5 \times 1,0 \times 10^{-2} \text{ mg}$$

$$= 5,0 \times 10^{-2} \text{ mg}$$

Massa de metilmercúrio que uma pessoa de 60 kg pode ingerir, por dia, em média:

$$60 \text{ kg} \times \frac{2,3 \times 10^{-4} \text{ mg}}{\text{kg}}$$

$$= 1,38 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Portanto, se pessoa ingerir $5,0 \times 10^{-2} \text{ mg}$ ingere mais do triplo que o valor máximo que pode provocar intoxicação, $1,38 \times 10^{-2} \text{ g}$.

36. Nos laboratórios de Química é frequente a utilização de soluções aquosas de hidróxido de sódio, NaOH(aq).

- 36.1. Para uma determinada atividade experimental, um grupo de alunos tem de preparar 250 cm^3 de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, com a concentração de $2,00 \text{ mol dm}^{-3}$.

Calcule a massa de hidróxido de sódio sólido que os alunos devem medir para preparar essa solução. Apresente todas as etapas de resolução.

Volume da solução a preparar:

$$250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

Concentração da solução a preparar:

$$2,00 \text{ mol/dm}^3$$

Para prepara $\frac{1}{4}$ de litro é necessário $\frac{1}{4}$ de 2,00 mol:

$$\frac{1}{4} \times 2,00 \text{ mol} = 0,50 \text{ mol}$$

A massa molar do hidróxido de sódio NaOH é:

$$22,99 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol} + 1,01 \text{ g/mol} = 40,00 \text{ g/mol}$$

A massa de 1,00 mol é, pois, 40,00 g.

A massa de 0,50 mol é $\frac{1}{2}$ de 40,00 g = 20,00 g \rightarrow 20,0 g.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hydroxide

- 36.2.** Uma outra solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq) ($M = 40,00 \text{ g mol}^{-1}$), contém 20 %, em massa, de soluto. A densidade da solução é $1,219 \text{ g cm}^{-3}$.

Determine a concentração, em mol dm^{-3} , desta solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

Solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH(aq):

20 %, em massa, de soluto

Densidade da solução:

$1,219 \text{ g/cm}^3$

Massa de 1 cm^3 da solução:

1,219 g

Massa de hidróxido de sódio nesta massa de solução:

$$\frac{20}{100} \times 1,219 \text{ g} =$$

$$= 0,2438 \text{ g}$$

Massa molar do hidróxido de sódio, NaOH:

$$22,99 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol} + 1,01 \text{ g/mol} = 40,00 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria correspondente a 0,2438 g de hidróxido de sódio, NaOH:

$$0,2438 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{40,00 \text{ g}} = 6,095 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Concentração da solução de NaOH:

$$\frac{6,095 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ cm}^3} =$$

$$= \frac{6,095 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \times \left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3}$$

$$= \frac{6,095 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \times \frac{1}{10^3} \text{ dm}^3}$$

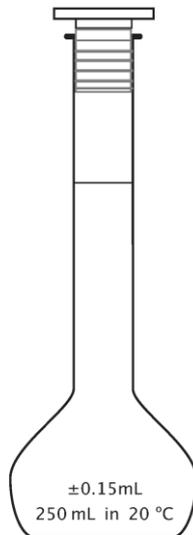
$$= \frac{6,095 \times 10^{-3} \text{ mol}}{10^{-3} \text{ dm}^3}$$

$$= 6,095 \text{ mol/dm}^3 \rightarrow 6,1 \text{ mol/dm}^3$$

- 37.** A preparação de soluções aquosas de uma dada concentração é uma atividade muito comum, quando se trabalha num laboratório químico.

No decurso de um trabalho laboratorial, um grupo de alunos preparou, com rigor, $250,00 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa, por pesagem de uma substância sólida.

- 37.1.** Na figura está representado um balão volumétrico calibrado de 250 mL, semelhante ao utilizado pelos alunos na preparação da solução.



No balão estão indicadas a sua capacidade, a incerteza associada à sua calibração e a temperatura à qual esta foi efetuada.

No colo do balão está marcado um traço de referência em todo o perímetro.

- 37.1.1.** Tendo em conta as indicações registadas no balão volumétrico, indique o intervalo de valores no qual estará contido o volume de líquido a ser medido com este balão, à temperatura de 20 °C.

Limite superior:

$$250,00 \text{ mL} + 0,15 \text{ mL} = 250,15 \text{ mL}$$

Limite inferior:

$$250,00 \text{ mL} - 0,15 \text{ mL} = 249,85 \text{ mL}$$

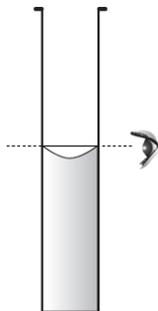
Intervalo:

$$[249,85 \text{ mL}; 250,15 \text{ mL}]$$

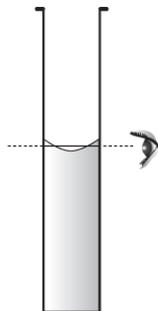
https://en.wikipedia.org/wiki/Volumetric_flask

- 37.1.2.** Os alunos deverão ter alguns cuidados ao efetuarem a leitura do nível de líquido no colo do balão, de modo a medirem corretamente o volume de solução aquosa preparada. Selecione a opção que corresponde à condição correta de medição.

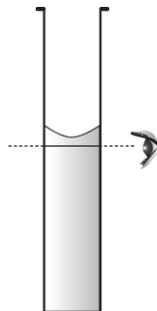
(A)



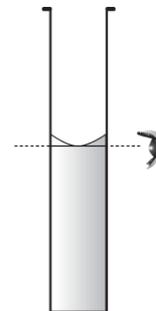
(B)



(C)



(D)



D

O nível do líquido lê-se sempre no menisco côncavo da superfície do líquido.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Meniscus>

- 37.2. O grupo de alunos teve que preparar, com rigor, 250,00 cm³ de solução de tiosulfato de sódio penta-hidratado, Na₂S₂O₃ · 5 H₂O(aq) ($M = 248,22 \text{ g mol}^{-1}$), de concentração $3,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, por pesagem do soluto sólido.

Calcule a massa de tiosulfato de sódio penta-hidratado que foi necessário pesar, de modo a preparar a solução pretendida.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume da solução de tiosulfato de sódio penta-hidratado, Na₂S₂O₃ · 5 H₂O(aq):

$$250,00 \text{ cm}^3 = 0,25000 \text{ dm}^3$$

Concentração da solução de tiosulfato de sódio penta-hidratado:

$$3,00 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Massa molar do tiosulfato de sódio penta-hidratado, Na₂S₂O₃ · 5 H₂O:

$$248,22 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria de tiosulfato de sódio penta-hidratado para preparar 0,25000 dm³ de solução:

$$\begin{aligned} 0,25000 \text{ dm}^3 \times 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 &= \\ &= 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

Massa de tiosulfato de sódio penta-hidratado corresponde a esta quantidade de matéria:

$$\begin{aligned} 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 248,22 \text{ g/mol} &= \\ &= 1,86165 \text{ g} \rightarrow 1,86 \text{ g} \end{aligned}$$

- 37.3. Considere que os alunos prepararam ainda, com rigor, 50,00 cm³ de uma solução de concentração $6,00 \times 10^3 \text{ mol dm}^{-3}$, por diluição da solução $3,00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$ de tiosulfato de sódio penta-hidratado.

- 37.3.1. O volume, expresso em cm³, da solução mais concentrada, que os alunos tiveram que medir, de modo a prepararem a solução pretendida, pode ser determinado a partir da expressão

(A) $V = \frac{3,00 \times 10^{-2} \times 50,00}{6,00 \times 10^{-3}} \text{ cm}^3$

(B) $V = \frac{6,00 \times 10^{-3} \times 50,00}{3,00 \times 10^{-2}} \text{ cm}^3$

(C) $V = \frac{3,00 \times 10^{-2} \times 6,00 \times 10^{-3}}{50,00} \text{ cm}^3$

(D) $V = \frac{6,00 \times 10^{-3}}{50 \times 3,00 \times 10^{-2}} \text{ cm}^3$

B

Concentração da solução inicial:

$$3,00 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Volume da solução final:

$$50,00 \text{ cm}^3 = 0,05000 \text{ dm}^3 = 50,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Concentração da solução final:

$$6,00 \times 10^3 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria de soluto na solução final:

$$\begin{aligned} 50,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 6,00 \times 10^3 \text{ mol/dm}^3 &= \\ &= 50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3 \text{ mol} \end{aligned}$$

A quantidade de matéria de soluto na solução inicial era igual à quantidade de matéria de soluto na solução final:

$$50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3 \text{ mol}$$

O volume da solução inicial correspondente a esta quantidade de matéria é:

$$50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3 \text{ mol} \times \frac{\text{dm}^3}{3,00 \times 10^{-2} \text{ mol}} =$$

$$= \frac{50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3}{3,00 \times 10^{-2}} \text{ dm}^3$$

Este volume em cm^3 é:

$$\frac{50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3}{3,00 \times 10^{-2}} \times \left(\frac{1}{10}\right)^3 =$$

$$= \frac{50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3}{3,00 \times 10^{-2}} \times \frac{1}{10^3} \text{ cm}^3$$

$$= \frac{50,00 \times 10^{-3} \times 6,00 \times 10^3}{3,00 \times 10^{-2} \times 10^3} \text{ cm}^3$$

$$= \frac{50,00 \times 10^{-3} \times 6,00}{3,00 \times 10^{-2}} \text{ cm}^3$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_thiosulfate

37.3.2. Qual é o instrumento de medição de volumes de líquidos que deverá ter sido utilizado na medição do volume da solução mais concentrada?

- (A) Balão de Erlenmeyer (B) Proveta
(C) Pipeta (D) Gobelé

C

A pipeta (volumétrica ou graduada) permite extrair o volume pretendido,

$$\frac{50,00 \times 10^{-3} \times 6,00}{3,00 \times 10^{-2}} \text{ cm}^3 = 10,0 \text{ cm}^3 = 10,0 \text{ mL}$$

da solução mais concentrada, para proceder à diluição no balão volumétrico.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Pipette>

38. No laboratório, um aluno preparou, com rigor, uma solução aquosa de cloreto de sódio, a partir do reagente sólido.

38.1. Para preparar a solução, o aluno mediu a massa necessária de cloreto de sódio, utilizando uma balança digital que apresentava uma incerteza de leitura de 0,01 g.

Dos seguintes valores de massa, qual deve o aluno ter registado?

- (A) 8,341 g (B) 8,34 g
(C) 8,3 g (D) 8 g

B

Numa balança digital com a resolução de 0,01 g, o menor valor que pode ser lido é a centésima de grama.

A incerteza numa balança digital é igual à resolução, que é o menor valor que pode ser lido.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_chloride

https://en.wikipedia.org/wiki/Weighing_scale

38.2. O volume de solução preparada foi 250,0 cm^3 .

Apresente o valor acima referido expresso em dm^3 , mantendo o número de algarismos significativos.

Como $1 \text{ cm} = \frac{1}{10} \text{ dm}$, vem:

$$\begin{aligned} & 250,0 \text{ cm}^3 \\ &= 250,0 \times \left(\frac{1}{10} \text{ dm}\right)^3 \\ &= 250,0 \times \frac{1}{10^3} \text{ dm}^3 \\ &= 0,2500 \text{ dm}^3 \\ &= 2,500 \times 10^{-1} \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Significant_figures

38.3. Em seguida, foi pedido ao aluno que preparasse, com rigor, $50,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de cloreto de sódio de concentração $0,23 \text{ mol dm}^{-3}$, a partir da solução inicialmente preparada de concentração $5,71 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$.

38.3.1. Calcule o volume de solução inicial necessário para preparar o volume referido de solução diluída de cloreto de sódio.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume da solução aquosa final de cloreto de sódio:

$$50,0 \text{ cm}^3 = 0,0500 \text{ dm}^3$$

Concentração da solução aquosa final de cloreto de sódio:

$$0,23 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria de cloreto de sódio na solução final:

$$0,0500 \text{ dm}^3 \times 0,23 \text{ mol/dm}^3 = 1,15 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

A quantidade de matéria de cloreto de sódio na solução inicial é a mesma da solução inicial:

$$1,15 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Concentração da solução aquosa inicial de cloreto de sódio:

$$5,71 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$$

Volume necessário desta solução inicial para obter $1,15 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de cloreto de sódio:

$$\begin{aligned} & 1,15 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \frac{\text{dm}^3}{5,71 \times 10^{-1} \text{ mol}} \\ &= 20,1 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

38.3.2. Descreva o procedimento experimental seguido na preparação da solução diluída de cloreto de sódio, referindo, sequencialmente, as três principais etapas envolvidas nesse procedimento.

- 1.º Medir $20,1 \text{ mL}$ ($20,1 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$) da solução inicial de cloreto de sódio com uma pipeta volumétrica de $25,0 \text{ mL}$.
- 2.º Transferir esse volume de solução para um balão volumétrico de $50,0 \text{ mL}$.
- 3.º Adicionar água destilada ao balão volumétrico até perfazer $50,0 \text{ mL}$, no traço de referência do balão.

39. Numa atividade laboratorial, um grupo de alunos preparou, com rigor, 100,00 cm³ de uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), CuSO₄, de concentração 0,400 mol dm⁻³, por dissolução de sulfato de cobre (II) penta-hidratado, CuSO₄ · 5H₂O, sólido.

39.1. Calcule a massa de sulfato de cobre penta-hidratado que foi necessário medir, para preparar essa solução.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume da solução aquosa de sulfato de cobre (II), CuSO₄:

$$100,00 \text{ cm}^3 = 100,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Concentração da solução aquosa de sulfato de cobre (II), CuSO₄:

$$0,400 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria de sulfato de cobre (II) em 100,00 cm³ de solução:

$$100,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0,400 \text{ mol/dm}^3 = 4,000 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Massa molar do sulfato de cobre (II) penta-hidratado, CuSO₄ · 5H₂O:

$$63,55 \text{ g/mol} + 32,07 \text{ g/mol} + 4 \times 16,00 \text{ g/mol} + 5 \times (2 \times 1,01 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol}) = \\ = 249,72 \text{ g/mol}$$

Massa de 4,000 × 10⁻² mol de sulfato de cobre (II) penta-hidratado, CuSO₄ · 5H₂O:

$$4,000 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 249,72 \text{ g/mol} = 9,9888 \text{ g} \rightarrow 9,99 \text{ g}$$

[https://en.wikipedia.org/wiki/Copper\(II\)_sulfate](https://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_sulfate)

39.2. De modo a pesar o sulfato de cobre penta-hidratado necessário para preparar a solução, os alunos colocaram um *gobelet* sobre o prato de uma balança.

Identifique a peça de material de laboratório que deve ser utilizada para transferir o sulfato de cobre penta-hidratado sólido para o *gobelet*.

Espátula bem limpa e seca.

https://en.wikipedia.org/wiki/Spatula#Laboratory_use

39.3. Ao prepararem a solução, os alunos deixaram o menisco do líquido ultrapassar o traço de referência do balão volumétrico.

Qual é a atitude correta a tomar numa situação como essa?

- (A) Ignorar o facto, uma vez que o colo do balão é estreito.
- (B) Adicionar um pouco mais de soluto à solução preparada.
- (C) Acertar o menisco pelo traço de referência, retirando líquido.
- (D) ■ Preparar uma nova solução, a partir do soluto sólido.

D

https://en.wikipedia.org/wiki/Volumetric_flask

39.4. Os alunos prepararam ainda, com rigor, a partir da solução de sulfato de cobre (II) inicialmente preparada, uma solução 2,5 vezes mais diluída.

Os alunos dispunham apenas do seguinte material:

- Balão volumétrico de 50 mL (± 0,06 mL)
- Pompete
- Pipeta graduada de 10 mL (± 0,05 mL)

10.º Q2 Na atmosfera da Terra: radiação, matéria e estrutura

- Pipeta volumétrica de 10 mL ($\pm 0,02$ mL)
- Pipeta graduada de 20 mL ($\pm 0,10$ mL)
- Pipeta volumétrica de 20 mL ($\pm 0,03$ mL)
- Pipeta graduada de 25 mL ($\pm 0,10$ mL)
- Pipeta volumétrica de 25 mL ($\pm 0,03$ mL)

Determine o volume da solução mais concentrada que os alunos tiveram de medir, de modo a prepararem a solução pretendida.

Selecione, de entre as pipetas referidas, a que permite a medição mais rigorosa do volume da solução mais concentrada.

Apresente todas as etapas de resolução.

A solução inicial está num balão de

$$50 \text{ mL} = 50 \text{ cm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$$

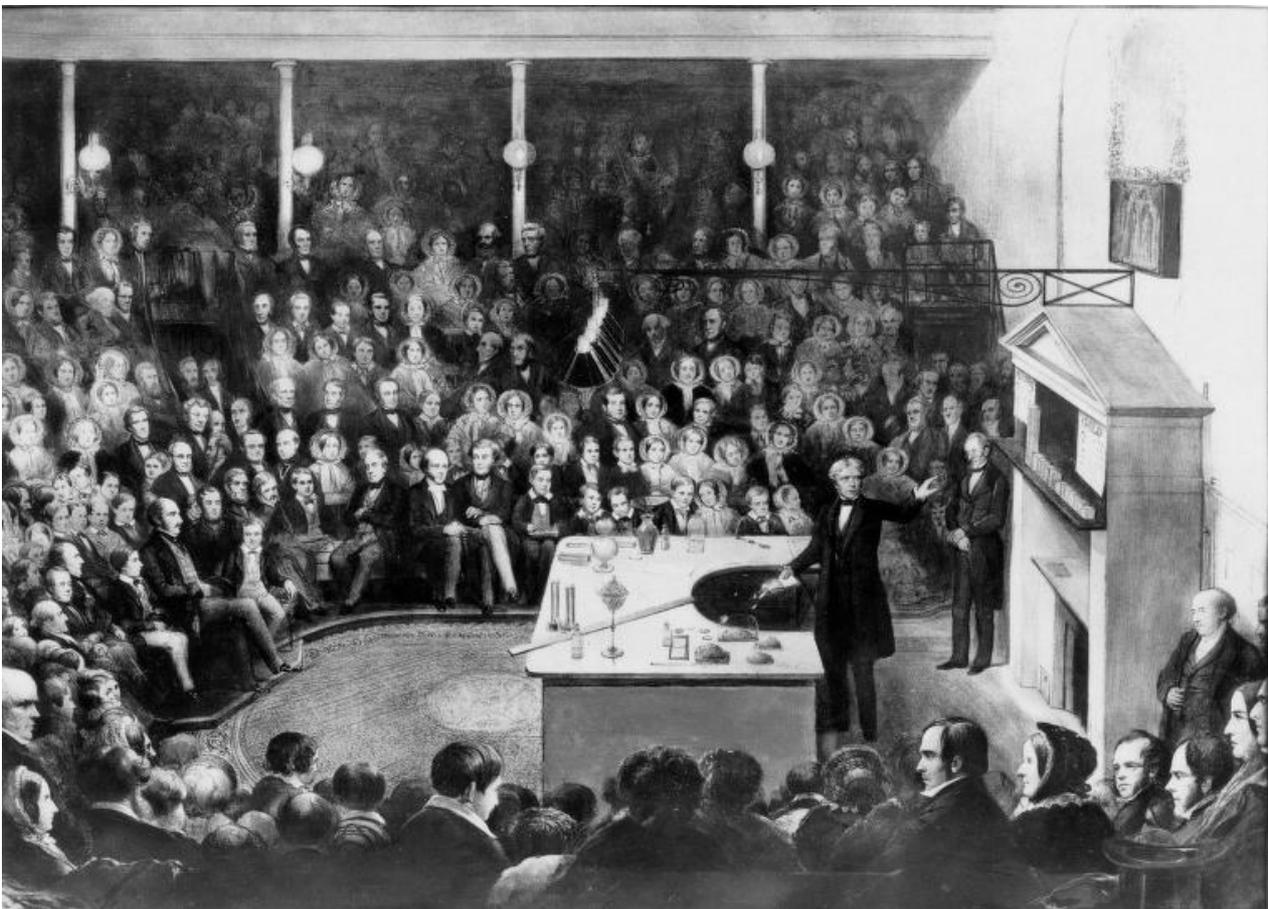
Para preparar uma solução 2,5 vezes mais diluída, necessitam de obter

$$50 \text{ mL} / 2,5 = 20 \text{ mL}$$

Procedimento:

- 1.º Com uma pipeta volumétrica de 20 mL (uma vez que tem menor incerteza que as restantes pipetas), obter 20 mL da solução inicial.
- 2.º Transferir para outro balão volumétrico de 50 mL, perfazendo com água destilada até à marca de referência de 50 mL.

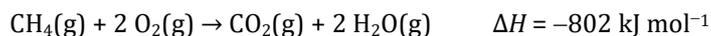
11.º Q1 Química e indústria: equilíbrios e desequilíbrios



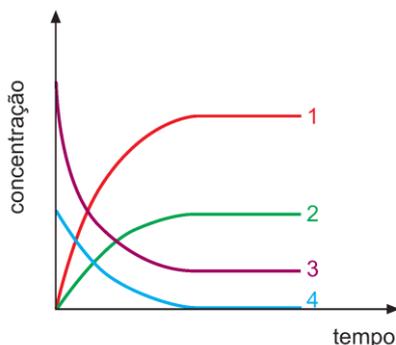
[Michael Faraday: Christmas lecture at the Royal Institution](#)

1. O metano (principal constituinte do gás natural) e o butano são combustíveis muito utilizados.

1.1. A combustão completa do metano, CH₄, pode ser representada por:



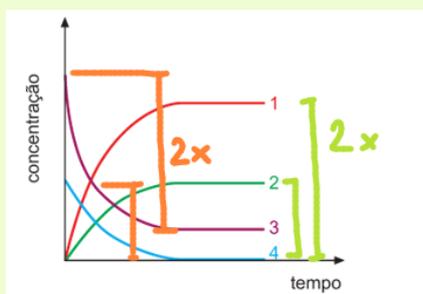
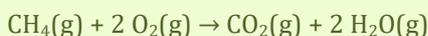
1.1.1. As curvas 1, 2, 3 e 4, esboçadas no gráfico da figura, podem representar a evolução, ao longo do tempo, das concentrações de reagentes e de produtos de uma reação de combustão completa do metano, admitindo que esta ocorre em sistema fechado.



Qual é o reagente, ou o produto da reação, que corresponde a cada uma das curvas?

- (A) 1 - CO₂ 2 - H₂O 3 - O₂ 4 - CH₄
 (B) 1 - H₂O 2 - CO₂ 3 - O₂ 4 - CH₄
 (C) 1 - H₂O 2 - CO₂ 3 - CH₄ 4 - O₂
 (D) 1 - CO₂ 2 - H₂O 3 - CH₄ 4 - O₂

B



“1” e “2” são produtos que não existiam no início da reação, “3” e “4” são reagentes. O reagente “3” estava em excesso no início.

A proporção em concentração (“moles”/volume) na variação dos produtos é:

Do produto “1” forma-se o dobro da quantidade em relação à quantidade que se forma do produto “2”.

Logo, tendo em conta a estequiometria da reação e que o sistema é fechado (volume sempre constante), “1” representa a água H₂O e “2” representa o dióxido de carbono CO₂.

A proporção em concentração (“moles”/volume) na variação dos reagentes é:

Do reagente “3” há uma diminuição do dobro da quantidade em relação à diminuição da quantidade do reagente “4”.

Logo, tendo em conta a estequiometria da reação e que o sistema é fechado (volume sempre constante), “3” representa o oxigénio O₂ e “4” representa o metano CH₄.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Methane>

- 1.1.2. Calcule a energia libertada quando, por combustão completa de metano, se consomem 2,0 m³ de oxigénio, em condições normais de pressão e de temperatura. Apresente todas as etapas de resolução.

Volume de oxigénio consumido na combustão completa de metano:

$$2,0 \text{ m}^3 = 2,0 \times (10 \text{ dm})^3 = 2,0 \times 10^3 \text{ dm}^3$$

Volume molar em condições PTN:

$$22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Quantidade de matéria de metano em $2,0 \times 10^3 \text{ dm}^3$:

$$2,0 \times 10^3 \text{ dm}^3 \times \frac{\text{mol}}{22,4 \text{ dm}^3} = 89,3 \text{ mol}$$

De acordo com a equação da reação, por cada 2 mol de oxigénio libertam-se 802 kJ de energia:

$$\frac{802 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}}$$

Portanto, reagindo 89,3 mol, libertam-se:

$$89,3 \text{ mol} \times \frac{802 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} \\ = 3,5809 \times 10^4 \text{ kJ} \rightarrow 3,6 \times 10^4 \text{ kJ}$$

- 1.1.3. Considere que foi utilizado metano para aquecer uma amostra de água de massa 0,500 kg. Admita que, no processo de aquecimento, o rendimento da transferência de energia para a água foi de 65,0 %. Calcule a variação de temperatura sofrida pela amostra de água, por cada 1,00 g de metano, CH₄ ($M = 16,05 \text{ g mol}^{-1}$), que sofreu combustão. Apresente todas as etapas de resolução.

$$c_{\text{água}} \text{ (capacidade térmica mássica da água)} = 4,186 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Física de 10.º ano

Energia que se pode obter da combustão de cada mole de metano, com o rendimento de 65 %:

$$\frac{65}{100} \times 802 \text{ kJ} = 521,3 \text{ kJ}$$

Massa molar do metano, CH₄:

$$12,01 \text{ g/mol} + 4 \times 1,01 \text{ g/mol} = 16,05 \text{ g/mol}$$

Massa de 1 mol de metano:

$$16,05 \text{ g}$$

Energia transferida para a água pela combustão de 1,00 g de metano:

$$\frac{521,3 \text{ kJ}}{16,05} = 32,48 \text{ kJ}$$

Variação de temperatura da amostra de água de 500 g quando recebe esta quantidade de energia:

$$Q = m c \Delta\theta$$

$$32,48 \text{ kJ} = 500 \text{ g} \times \frac{4,186 \times 10^3 \text{ J}}{\text{kg} \times ^\circ\text{C}} \times \Delta\theta$$

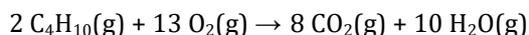
$$32,48 \times 10^3 \text{ J} = 500 \text{ g} \times \frac{4,186 \times 10^3 \text{ J}}{10^3 \text{ g} \times ^\circ\text{C}} \times \Delta\theta$$

$$\frac{32,48 \times 10^3 \text{ J} \times 10^3 \text{ g} \times ^\circ\text{C}}{500 \text{ g} \times 4,186 \times 10^3 \text{ J}} = \Delta\theta$$

$$\frac{32,48 \times 10^3}{500 \times 4,186} \text{ °C} = \Delta\theta$$

$$\Delta\theta = 15,5 \text{ °C}$$

- 1.2. A reação de combustão do butano ($M = 58,14 \text{ g mol}^{-1}$) no ar pode ser traduzida por



Considerando que uma botija de butano contém 13,0 kg desse gás, calcule o volume de oxigénio, nas condições PTN, necessário para a combustão completa dessa massa de butano.

Apresente todas as etapas de resolução.

Massa molar do butano:

$$58,14 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria de butano numa garrafa de 13,0 kg:

$$13,0 \times 10^3 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{58,14 \text{ g}} = 223,6 \text{ mol}$$

Tendo em conta a estequiometria da reação,



por cada 2 mol de butano $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ consomem-se 13 mol de oxigénio $\text{O}_2(\text{g})$.

A combustão de uma garrafa de butano consome:

$$\frac{2 \text{ mol de butano}}{13 \text{ mol de oxigénio}} = \frac{223,6 \text{ mol de butano}}{n}$$

$$n = 1453 \text{ mol}$$

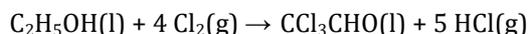
Em condições PTN, o volume desta quantidade de matéria de oxigénio é:

$$1453 \text{ mol} \times \frac{22,4 \text{ dm}^3}{\text{mol}}$$

$$= 32547 \text{ dm}^3 \rightarrow 3,25 \times 10^4 \text{ dm}^3$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Butane>

2. O etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($M = 46,08 \text{ g mol}^{-1}$), pode reagir com o cloro, Cl_2 ($M = 70,90 \text{ g mol}^{-1}$), formando-se um composto orgânico denominado cloral, CCl_3CHO ($M = 147,38 \text{ g mol}^{-1}$), e cloreto de hidrogénio, $\text{HCl}(\text{g})$. A reação pode ser traduzida por



- 2.1. Considere que se fez reagir 3,0 mol de etanol com 10,0 mol de cloro.

Identifique, justificando, o reagente limitante.



A proporção é de 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ para 4 mol de Cl_2 .

Logo, 3,0 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ necessitam de $4 \times 3,0 \text{ mol} = 12 \text{ mol}$ de Cl_2 .

Como apenas havia 10,0 mol de Cl_2 , o cloro é o reagente limitante na reação.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chloral>

- 2.2. Determine, numa outra situação, a massa de etanol que é necessário fazer reagir para se obter, na prática, 1,5 kg de cloral, admitindo que aquela reação apresenta um rendimento médio de 30 %. Apresente todas as etapas de resolução.

etanol				cloral		
$C_2H_5OH(l)$	+	$4 Cl_2(g)$	\rightarrow	$CCl_3CHO(l)$	+	$5 HCl(g)$
1 mol		4 mol		1 mol		5 mol
46,08 g/mol		70,90 g/mol		147,38 g/mol		
46,08 g		$4 \times 70,90 g$		147,38 g		

Como o rendimento é de 30 %, a massa m de etanol necessária para produzir 1,5 kg de cloral é:

$$0,30 \times m \qquad 1,5 \text{ kg} = 1,5 \times 10^3 \text{ g}$$

De acordo com a estequiometria da reação, tem-se:

$$\frac{46,08 \text{ g de etanol}}{147,38 \text{ g de cloral}} = \frac{0,30 \times m}{1,5 \times 10^3 \text{ g de cloral}}$$

$$m = 1563 \text{ g} \rightarrow 1,6 \times 10^3 \text{ g}$$

- 2.3. Considere que a energia necessária para dissociar uma mole de moléculas de $Cl_2(g)$ é 242,7 kJ. A variação de energia associada à formação de duas moles de átomos de cloro, em fase gasosa, a partir de uma mole de $Cl_2(g)$ é

- (A) $+ (2 \times 242,7) \text{ kJ}$ (B) $- (2 \times 242,7) \text{ kJ}$
 (C) $+ 242,7 \text{ kJ}$ (D) $- 242,7 \text{ kJ}$

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

C

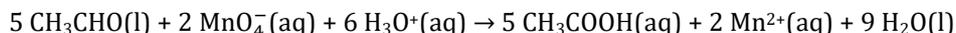
Dissociação de $Cl_2(g)$:



Por cada mole de $Cl_2(g)$ formam-se 2 moles de átomos de cloro, $Cl(g)$.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorine>

3. O ácido acético ($M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$) pode formar-se a partir do etanal, CH_3CHO ($M = 44,06 \text{ g mol}^{-1}$), segundo uma reação que pode ser traduzida por

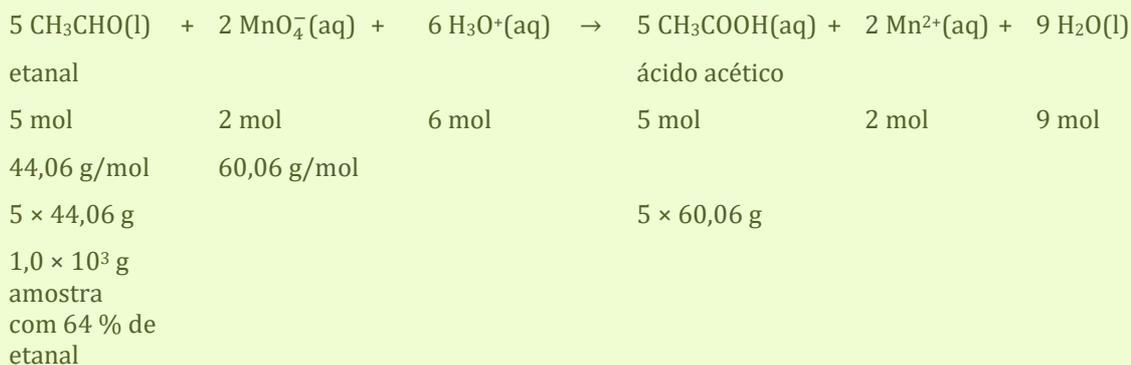


- 3.1. Considere uma amostra impura de CH_3CHO , de massa $1,0 \times 10^3 \text{ g}$, que contém 64 % (em massa) de CH_3CHO .

Qual das expressões seguintes permite calcular a massa, em gramas (g), de CH_3COOH que se poderia formar a partir da reação de todo o CH_3CHO existente na referida amostra?

- (A) $\left(\frac{64 \times 60,06 \times 10^3}{44,06}\right) \text{ g}$ (B) $\left(\frac{0,64 \times 60,06 \times 10^3}{44,06}\right) \text{ g}$
 (C) $\left(\frac{0,64 \times 44,06 \times 10^3}{60,06}\right) \text{ g}$ (D) $\left(\frac{64 \times 44,06 \times 10^3}{60,06}\right) \text{ g}$

B



Tendo em conta a relação estequiométrica, a massa de ácido acético CH₃COOH que se pode formar a partir de 64 % de 1,0 × 10³ g de etanal CH₃CHO é:

$$\frac{5 \times 44,06 \text{ g de etanal}}{5 \times 60,06 \text{ g de ácido acético}} = \frac{0,64 \times 1,0 \times 10^3 \text{ g de etanal}}{m}$$

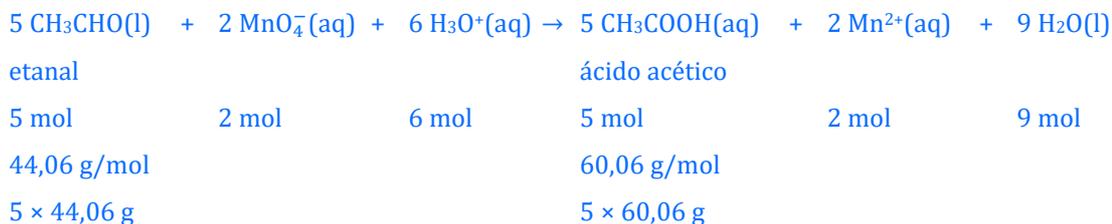
$$m = \frac{0,64 \times 1,0 \times 10^3 \text{ g} \times 5 \times 60,06 \text{ g}}{5 \times 44,06 \text{ g}}$$

$$= \frac{0,64 \times 10^3 \times 60,06}{44,06} \text{ g}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Acetic_acid

- 3.2. Admita agora que, noutras condições, o rendimento da reação considerada é 85 %. Determine a massa de CH₃CHO que tem de reagir para que se possa obter, na prática, 15 g de CH₃COOH.

Apresente todas as etapas de resolução.



Tendo em conta a estequiometria da reação, a massa de etanal necessária, com um rendimento de 85 %, para obter 15 g de ácido acético, seria:

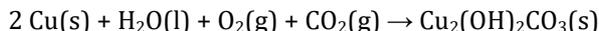
$$\frac{5 \times 44,06 \text{ g de etanal}}{5 \times 60,06 \text{ g de ácido acético}} = \frac{0,85 \times m}{15 \text{ g de ácido acético}}$$

$$m = 12,94 \text{ g} \rightarrow 13 \text{ g}$$

4. A corrosão dos metais é um fenómeno que ocorre frequentemente.

4.1. Quando exposto a uma atmosfera húmida, o cobre sofre corrosão, formando um depósito de carbonato básico de cobre, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ($M = 221,13 \text{ g mol}^{-1}$), uma substância de cor esverdeada.

A reação que ocorre pode ser traduzida por

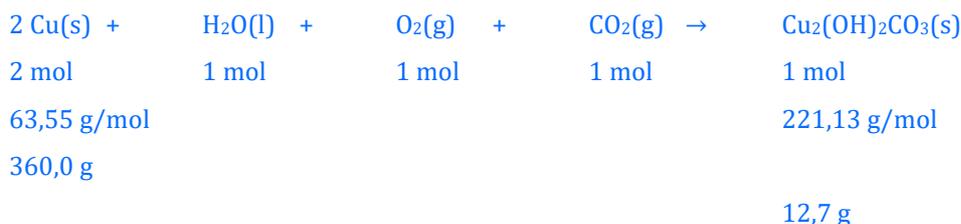


Um tacho de cobre, de massa igual a 360,0 g, foi deixado ao ar, numa cozinha, durante um intervalo de tempo considerável. Ao fim desse intervalo de tempo, verificou-se a formação de um depósito de carbonato básico de cobre em toda a superfície metálica.

O depósito foi removido, seco e pesado, tendo-se determinado o valor de 12,7 g.

Calcule a percentagem, em massa, de cobre que sofreu corrosão.

Apresente todas as etapas de resolução.



Quantidade de matéria de carbonato básico de cobre, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ que se formou:

$$12,7 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{221,13 \text{ g}} = 5,743 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Quantidade de matéria de cobre que reagiu para se formar $5,743 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$:

$$\frac{2 \text{ mol de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3} = \frac{n}{5,743 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

$$n = 0,1149 \text{ mol}$$

Massa molar do cobre, Cu(s) :

$$63,55 \text{ g/mol}$$

Massa de cobre correspondente a esta quantidade de matéria de cobre:

$$0,1149 \text{ mol} \times 63,55 \text{ g/mol} = 7,302 \text{ g}$$

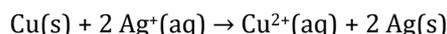
Percentagem de cobre que sofreu corrosão na reação:

$$\frac{7,302 \text{ g}}{360,0 \text{ g}} \times 100 = 2,02833 \% \rightarrow 2,03 \%$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Basic_copper_carbonate

<https://en.wikipedia.org/wiki/Copper>

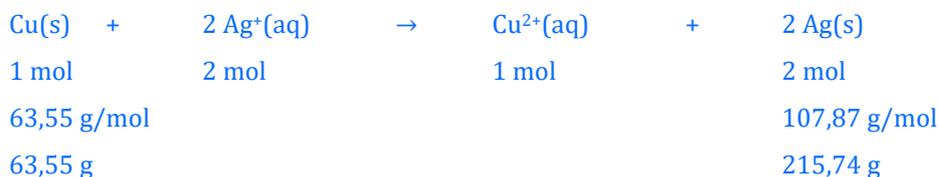
4.2. Uma moeda de cobre de massa 4,10 g foi introduzida numa solução aquosa de nitrato de prata, $\text{AgNO}_3(\text{aq})$. Ocorreu uma reação que pode ser traduzida por



Obteve-se 2,65 g de prata sólida.

Calcule a quantidade de cobre que reagiu.

Apresente todas as etapas de resolução.



Massa de cobre necessária para obter 2,65 g de prata:

$$\frac{63,55 \text{ g}}{215,74 \text{ g}} = \frac{m}{2,65 \text{ g}}$$

$$m = 0,7806 \text{ g}$$

Quantidade de matéria de cobre Cu(s) correspondente a esta massa de cobre:

$$0,7806 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{63,55 \text{ g}} = 0,01228 \text{ mol} \rightarrow 1,23 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

4.3. Considere uma moeda constituída por uma liga de prata, cobre e níquel.

Para determinar a sua composição em prata (Ag), dissolveu-se a moeda, de massa 14,10 g, em ácido e diluiu-se a solução resultante, até perfazer um volume de 1000 cm³.

A 100 cm³ da solução adicionou-se ácido clorídrico, HCl(aq), em excesso, de modo que toda a prata existente em solução precipitasse na forma de cloreto de prata, AgCl ($M = 143,32 \text{ g mol}^{-1}$).

O precipitado de AgCl foi, então, separado por filtração, lavado, seco e pesado, tendo-se determinado o valor de 0,85 g.

Calcule a percentagem, em massa, de prata na moeda analisada.

Apresente todas as etapas de resolução.

Moeda de 14,10 g dissolvida em ácido até perfazer 1000 cm³.

Retirou-se 100 cm³ dessa solução: 1/10 do volume.

Adicionou-se HCl(aq) de modo a precipitar toda a prata na forma de cloreto de prata.

Massa do precipitado (seco) de cloreto de prata: 0,85 g

Massa molar do cloreto de prata AgCl:

$$143,32 \text{ g/mol}$$

Massa molar da prata, Ag:

$$107,87 \text{ g/mol}$$

Massa de prata em 0,85 g de cloreto de prata AgCl:

$$\frac{143,32 \text{ g de AgCl}}{107,87 \text{ g de Ag}} = \frac{0,85 \text{ g}}{m}$$

$$m = 0,6397 \text{ g}$$

Massa de prata nos 1000 cm³ de solução (10 vezes o volume analisado):

$$10 \times 0,6397 \text{ g} = 6,397 \text{ g}$$

Percentagem de prata, em massa, na moeda de 14,10 g:

$$\frac{6,397 \text{ g}}{14,10 \text{ g}} \times 100 = 45,37 \%$$

https://en.wikipedia.org/wiki/List_of_copper_alloys

4.4. A reação do ácido nítrico concentrado com o cobre, Cu, pode ser traduzida por



Fez-se reagir uma amostra impura de cobre, de massa 150 g e grau de pureza 80 % (m/m), com uma solução concentrada de HNO₃, de concentração 15,0 mol dm⁻³.

Calcule o volume mínimo de solução ácida que é necessário utilizar para fazer reagir todo o cobre presente na amostra.

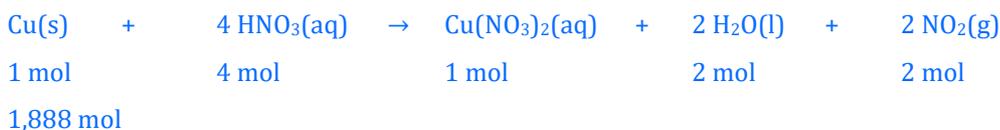
Apresente todas as etapas de resolução.

Amostra impura de 150 g, 80 % de cobre:

$$\frac{80}{100} \times 150 \text{ g} = 120 \text{ g}$$

Quantidade de matéria de Cu(s) nestes 120 g de cobre:

$$120 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{63,55 \text{ g}} = 1,888 \text{ mol}$$



Quantidade de matéria de HNO₃(aq) necessária para reagir com 1,888 mol de cobre:

$$\frac{1 \text{ mol de Cu}}{4 \text{ mol de HNO}_3} = \frac{1,888 \text{ mol}}{n}$$

$$n = 7,552 \text{ mol}$$

Volume da solução de HNO₃, de concentração 15,0 mol/dm³ que contém esta quantidade de matéria de HNO₃:

$$7,552 \text{ mol} \times \frac{\text{dm}^3}{15,0 \text{ mol}} = 0,5035 \text{ dm}^3 \rightarrow 0,504 \text{ dm}^3$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Nitric_acid

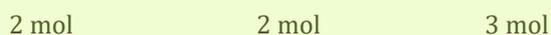
5. A decomposição térmica do clorato de potássio, KClO₃(s) ($M = 122,55 \text{ g mol}^{-1}$), é traduzida por



Qual é a quantidade de cloreto de potássio, KCl(s), que resulta da reação completa de 38,7 g de clorato de potássio impuro contendo 5,0 % de impurezas inertes?

- (A) 0,300 mol (B) 0,315 mol
(C) 0,331 mol (D) 0,349 mol

A



122,55 g/mol

Massa de clorato de potássio em 38,7 g de clorato de potássio impuro (5 % de impurezas inertes, 95 % de clorato de potássio):

$$\frac{95}{100} \times 38,7 \text{ g} = 36,765 \text{ g}$$

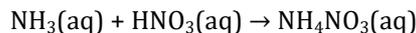
Quantidade de matéria em 36,765 g de clorato de potássio KClO₃:

$$36,765 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{122,55 \text{ g}} = 0,300 \text{ mol}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_chlorate

6. O nitrato de amónio, NH_4NO_3 , é um sal que é usado, não só como fertilizante azotado, para obter melhores rendimentos na produção agrícola, mas também como primeiro socorro no tratamento de determinadas lesões, uma vez que é muito solúvel em água, sendo a sua dissolução um processo endotérmico.

- 6.1. Aquele composto pode ser obtido através de uma reação química que pode ser traduzida por



A 20,0 mL de uma solução aquosa de ácido nítrico, $\text{HNO}_3(\text{aq})$, de concentração $2,51 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, adicionaram-se 20,0 mL de uma solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$, contendo $3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Calcule a concentração de nitrato de amónio na solução resultante, admitindo que a reação acima representada é completa.

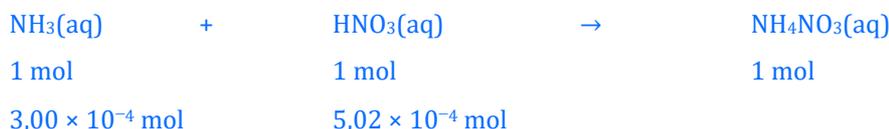
Apresente todas as etapas de resolução.

Quantidade de matéria de ácido nítrico, $\text{HNO}_3(\text{aq})$, em 20,0 mL de concentração $2,51 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$:

$$0,020 \text{ dm}^3 \times 2,51 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 5,02 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Quantidade de matéria nos 20,0 mL da solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$, que foi adicionada: $3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Estequiometria da reação:



O amoníaco $\text{NH}_3(\text{aq})$ é o reagente limitante (há falta de $\text{NH}_3(\text{aq})$ para manter a proporção de 1 mol para 1 mol nos reagentes).

A quantidade de matéria de $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$ que se forma é, tendo em conta a proporção estequiométrica:

$$3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

O volume da solução, após se adicionar 20,0 mL a 20,0 L é:

$$40,0 \text{ mL} = 40,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Assim, a concentração de $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$ é:

$$\frac{3,00 \times 10^{-4} \text{ mol}}{40,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_nitrate

- 6.2. Escreva a equação química que traduz a dissolução do nitrato de amónio em água, considerando que este sal se encontra totalmente dissociado em solução aquosa, e indique como variará a temperatura de uma amostra de água em que ocorra a dissolução desse sal.



A temperatura da água diminui.

Esta dissolução é um processo endotérmico, absorvendo energia da água o que provoca a respetiva diminuição de temperatura.

7. Uma das reações envolvidas na preparação do ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, é a reação do dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, com o oxigénio, $\text{O}_2(\text{g})$, na presença de um catalisador, formando-se trióxido de enxofre, $\text{SO}_3(\text{g})$.

- 7.1. Escreva a equação química que traduz aquela reação (considere que a reação é reversível).



https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfuric_acid

7.2. A reação de formação do $\text{SO}_3(\text{g})$ é exotérmica.

Conclua, justificando, qual é o efeito, na concentração de $\text{SO}_3(\text{g})$, do aumento da temperatura do sistema em equilíbrio, admitindo que a pressão se mantém constante.

A reação exotérmica de formação de $\text{SO}_3(\text{g})$ é exotérmica:



A reação inversa é endotérmica:



Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar o aumento de temperatura do sistema.

A reação inversa (endotérmica) faz diminuir a temperatura do sistema.

Conclusão: aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, favorece-se a reação inversa, diminuindo a concentração de $\text{SO}_3(\text{g})$ até se atingir outro estado de equilíbrio.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_trioxide

7.3. A reação de formação do $\text{SO}_3(\text{g})$ dá-se na presença de um catalisador cujo papel consiste em

- (A) aumentar a quantidade de produto obtida.
- (B) aumentar a rapidez das reações direta e inversa.
- (C) tornar a reação completa.
- (D) tornar a reação mais extensa.

B

Os catalisadores apenas influenciam a velocidade das reações.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Catalysis>

7.4. A última fase da preparação do ácido sulfúrico consiste em fazer reagir o $\text{SO}_3(\text{g})$ com vapor de água, obtendo-se uma solução concentrada de ácido sulfúrico. Considere que a concentração desta solução é $18,3 \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine o volume de solução concentrada que teria de ser utilizado para preparar $250,0 \text{ cm}^3$ de uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração $0,50 \text{ mol dm}^{-3}$.

Apresente todas as etapas de resolução.

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

Concentração da solução de ácido sulfúrico:

$$18,3 \text{ mol/dm}^3$$

Volume da solução a preparar:

$$250,0 \text{ cm}^3 = 0,2500 \text{ dm}^3 = 2,500 \times 10^{-1} \text{ dm}^3$$

Concentração da solução a preparar:

$$0,50 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de substância de ácido sulfúrico que se tem de utilizar:

$$0,2500 \text{ dm}^3 \times 0,50 \text{ mol/dm}^3 = 0,125 \text{ mol}$$

Esta quantidade de ácido sulfúrico é obtida a partir da solução com a concentração de $18,3 \text{ mol/dm}^3$.

Logo, o volume que se tem de utilizar dessa solução é:

$$0,125 \text{ mol} \times \frac{\text{dm}^3}{18,3 \text{ mol}}$$

$$= 6,8306 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \rightarrow 6,8 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

8. Quando um sistema químico, no qual ocorra uma reação química reversível, se encontra num estado de equilíbrio — o que, em rigor, só é possível se não houver trocas, nem de matéria nem de energia, entre o sistema e o exterior —, as concentrações dos reagentes e dos produtos envolvidos na reação mantêm-se constantes ao longo do tempo, não existindo alterações visíveis no sistema. O facto de as propriedades macroscópicas de um sistema químico em equilíbrio não sofrerem alteração pode sugerir que terá deixado de ocorrer qualquer reação. No entanto, a nível molecular, tanto a reação direta, na qual os reagentes se convertem em produtos, como a reação inversa, na qual os produtos se convertem em reagentes, continuam efetivamente a dar-se, em simultâneo, ocorrendo ambas à mesma velocidade. O equilíbrio químico não significa, portanto, ausência de reação. Assim, num sistema químico em equilíbrio, os reagentes e os produtos encontram-se todos presentes, em simultâneo, em concentrações que não variam ao longo do tempo.

Baseado em A. Pereira e F. Camões, *Química 12.º ano*, 2001

- 8.1. Identifique uma das «propriedades macroscópicas» a que o texto se refere.

Concentrações de reagentes.

Ou concentrações de produtos, ou temperatura do sistema, ou pressão no sistema, ou cor do sistema.

https://en.wikipedia.org/wiki/Chemical_equilibrium

- 8.2. O equilíbrio que se estabelece num sistema químico é dinâmico porque

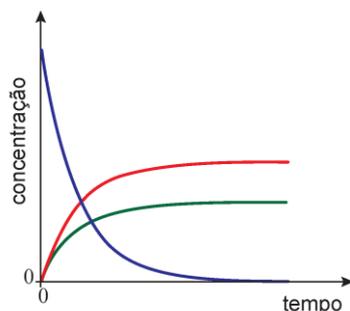
- (A) as concentrações dos reagentes e dos produtos se mantêm constantes ao longo do tempo.
 (B) não existem alterações visíveis no sistema.
 (C) tanto a reação direta como a reação inversa se continuam a dar.
 (D) os reagentes e os produtos se encontram todos presentes, em simultâneo.

C

Quando se atinge o equilíbrio, a reação direta e a reação inversa continuam a ocorrer.

No equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa.

- 8.3. A figura apresenta o esboço do gráfico da concentração, em função do tempo, de três espécies que participam numa reação química.



Transcreva do texto a afirmação que permite justificar que o esboço do gráfico apresentado não pode traduzir o estabelecimento de um estado de equilíbrio químico.

“(…) num sistema químico em equilíbrio, os reagentes e os produtos encontram-se todos presentes, em simultâneo (…)”.

8.4. «[...] se não houver trocas, nem de matéria nem de energia, entre o sistema e o exterior [...]», o sistema químico será um sistema

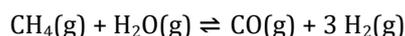
- (A) fechado e a sua energia interna manter-se-á constante.
- (B) isolado e a sua energia interna manter-se-á constante.
- (C) fechado e a sua energia interna variará.
- (D) isolado e a sua energia interna variará.

Nota: item da unidade 1 da Física de 10.º ano

B

Não havendo trocas de massa e de energia, o sistema é isolado.
Num sistema isolado, por definição, a energia interna é constante.

9. O hidrogénio é produzido industrialmente a partir do metano, segundo uma reação que pode ser representada por



9.1. Considere que a constante de equilíbrio, K_c , desta reação é 292, à temperatura T .

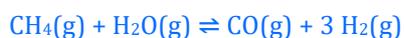
Na tabela seguinte, estão registadas as concentrações de equilíbrio, à temperatura T , de três dos gases envolvidos naquela reação.

Gás	Concentração / mol dm ⁻³
CH ₄	5,00
H ₂ O	5,00
H ₂	12,0

Calcule a concentração de equilíbrio de monóxido de carbono, CO(g), à temperatura T .

Apresente todas as etapas de resolução.

Reação:



Constante de equilíbrio desta reação:

$$292 = \frac{[\text{CO}]_e \times [\text{H}_2]_e^3}{[\text{CH}_4]_e \times [\text{H}_2\text{O}]_e}$$

Substituindo valores:

$$292 = \frac{[\text{CO}]_e \times 12,0^3}{5,00 \times 5,00}$$

Resolvendo para obter a concentração de equilíbrio de monóxido de carbono, CO(g), $[\text{CO}]_e$:

$$\frac{292 \times 5,00 \times 5,00}{12,0^3} = [\text{CO}]_e$$

$$[\text{CO}]_e = 4,22 \text{ mol/dm}^3$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen#Production>

- 9.2. Conclua, justificando, qual é o efeito, na quantidade de $\text{H}_2(\text{g})$, da diminuição da pressão provocada por um aumento do volume do sistema em equilíbrio, admitindo que a temperatura se mantém constante.

Reação direta:



Reação inversa:



Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando o volume do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar o aumento de volume do sistema.

Para contrariar o aumento de volume, o sistema deve evoluir aumentando a pressão. Para aumentar a pressão, deve aumentar o número de moléculas no sistema.

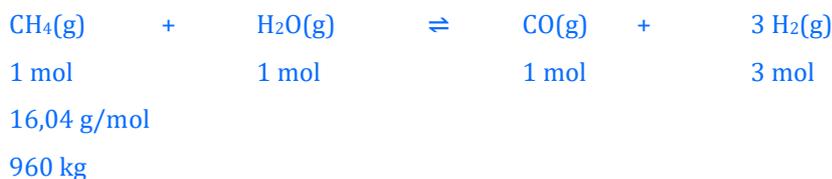
A reação direta provoca a formação de $1 + 3 = 4$ moléculas por cada $1 + 1 = 2$ moléculas de reagentes.

Conclusão: aumentando o volume do sistema em equilíbrio, favorece-se a reação direta, aumentando a concentração de $\text{H}_2(\text{g})$ até se atingir novo estado de equilíbrio.

- 9.3. Calcule o volume de hidrogénio que se obtém, medido em condições PTN, considerando a reação completa de 960 kg de metano, $\text{CH}_4(\text{g})$ ($M = 16,04 \text{ g mol}^{-1}$), com excesso de vapor de água.

Apresente todas as etapas de resolução.

Reação:



A quantidade de matéria de metano é:

$$960 \times 10^3 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{16,04 \text{ g}} = 5,985 \times 10^4 \text{ mol}$$

Tendo em conta a estequiometria da reação, a quantidade de matéria de hidrogénio formada é:

$$\frac{1 \text{ mol de CH}_4}{3 \text{ mol de H}_2} = \frac{5,985 \times 10^4 \text{ mol de CH}_4}{n \text{ de H}_2}$$

$$n = 1,796 \times 10^5 \text{ mol}$$

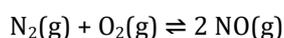
Em condições PTN, o volume molar de qualquer gás é $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

Portanto, esta quantidade de matéria de hidrogénio tem o volume:

$$1,796 \times 10^5 \text{ mol} \times \frac{22,4 \text{ dm}^3}{\text{mol}} = 4,02 \times 10^6 \text{ dm}^3$$

10. Um dos compostos cuja emissão para a atmosfera acarreta prejuízos graves à saúde dos seres vivos é o óxido de nitrogénio, $\text{NO}(\text{g})$, também designado por óxido nítrico, que contribui para a formação da chuva ácida e para a destruição da camada de ozono.

Este composto pode ser formado, a altas temperaturas, a partir da reação entre o nitrogénio e o oxigénio atmosféricos, de acordo com a seguinte equação química:



Na tabela seguinte, estão registados os valores da constante de equilíbrio, K_c , desta reação, para diferentes valores de temperatura.

T/ K	K_c
2000	$1,98 \times 10^{-2}$
2250	$3,64 \times 10^{-2}$
2500	$5,90 \times 10^{-2}$

- 10.1. Considere que o sistema químico se encontra em equilíbrio à temperatura de 2000 K e que as concentrações de equilíbrio das espécies $N_2(g)$ e $O_2(g)$ são, respetivamente, iguais a $0,040 \text{ mol dm}^{-3}$ e a $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$.

Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio da reação de formação do $NO(g)$.

Calcule a concentração de equilíbrio da espécie $NO(g)$, à temperatura referida.

Apresente todas as etapas de resolução.

Expressão que traduz a constante de equilíbrio da reação de formação do $NO(g)$:



$$K_c = \frac{[NO]_e^2}{[N_2]_e \times [O_2]_e}$$

Cálculo da concentração de equilíbrio da espécie $NO(g)$:

$$1,98 \times 10^{-2} = \frac{[NO]_e^2}{0,040 \times 0,010}$$

$$[NO]_e^2 = 1,98 \times 10^{-2} \times 0,040 \times 0,010$$

$$[NO]_e = \sqrt{1,98 \times 10^{-2} \times 0,040 \times 0,010}$$

$$= 2,81 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

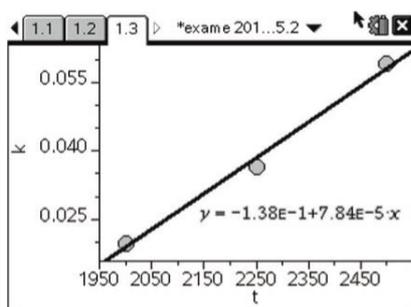
https://en.wikipedia.org/wiki/Nitric_oxide

- 10.2. Faça uma estimativa do valor da constante de equilíbrio da reação de formação do $NO(g)$, à temperatura de 2400 K, a partir dos valores da tabela acima.

Utilize a máquina de calcular gráfica, assumindo uma variação linear entre as grandezas consideradas.

Apresente o valor estimado com três algarismos significativos.

Gráfico e regressão linear na máquina de calcular, após introdução das listas de valores de K e de T :



Equação da reta que melhor se ajusta aos dados da tabela:

$$y = -1,38E-1 + 7,84E-5 \cdot x$$

Ou seja:

$$K = -1,38 \times 10^{-1} + 7,84 \times 10^{-5} T$$

Quando T vale 2400 kelvins ($T = 2400 \text{ K}$) vem, para o valor da constante de equilíbrio K :

$$K = -1,38 \times 10^{-1} + 7,84 \times 10^{-5} \times 2400$$

$$= 5,02 \times 10^{-2}$$

- 10.3. Quando se provoca um aumento da temperatura do sistema em equilíbrio, a pressão constante, a reação _____ é favorecida, o que permite concluir que a reação de formação da espécie NO(g) é _____.

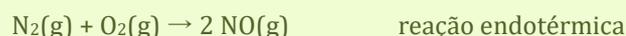
- (A) inversa ... exotérmica (B) direta ... endotérmica
 (C) inversa ... endotérmica (D) direta ... exotérmica

B

Os dados da tabela permitem concluir que um aumento de temperatura origina um aumento da constante de equilíbrio K_c , aumentando portanto a concentração de NO (reação direta) e diminuindo a concentração de N_2 e O_2 .

Portanto, tem-se:

Reação direta:



Reação inversa:

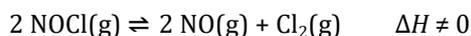


Segundo o Princípio de Le Chatelier, quando se alteram as condições de equilíbrio de um sistema, o sistema reage contrariando essas alterações.

Assim, aumentando a temperatura quando o sistema está em equilíbrio, o sistema tende a contrariar esse aumento de temperatura.

Como a reação direta é a reação endotérmica, isto é a reação que pode provocar uma diminuição de temperatura, vai ser esta a reação favorecida pelo aumento de temperatura.

11. Considere um recipiente de 1,0 L contendo inicialmente apenas cloreto de nitrosilo, NOCl(g). Este composto sofre uma reação de decomposição que pode ser traduzida por



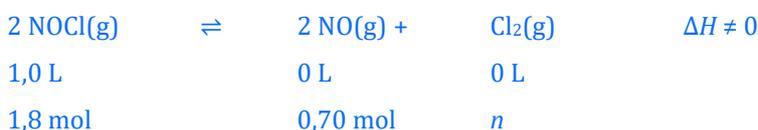
Após o estabelecimento de uma situação de equilíbrio, existiam no recipiente 1,8 mol de NOCl(g), 0,70 mol de NO(g) e ainda uma certa quantidade de $Cl_2(g)$, à temperatura T .

- 11.1. Determine a constante de equilíbrio da reação de decomposição do NOCl(g), à temperatura T . Apresente todas as etapas de resolução.

Volume do recipiente onde ocorre a reação:

1,0 L

Esquematização da situação no início e no equilíbrio:



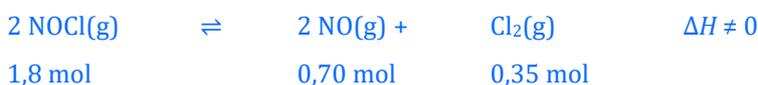
Proporção estequiométrica em quantidade de matéria:

2 mol	2 mol	1 mol
-------	-------	-------

Portanto, a quantidade de matéria de $Cl_2(g)$ no equilíbrio é metade (1/2) da quantidade de matéria de NO(g):

$$n = 0,35 \text{ mol}$$

Situação no equilíbrio:



Cálculo da constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e^2 \times [\text{Cl}_2]_e}{[\text{NOCl}]_e^2}$$

$$= \frac{0,70^2 \times 0,35}{1,8^2}$$

$$= 5,29321 \times 10^{-2} \rightarrow 5,3 \times 10^{-2}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Nitrosyl_chloride

11.2. Obtém-se um valor diferente da constante de equilíbrio, para a reação considerada, partindo

- (A) ■ da mesma concentração inicial de NOCl(g), mas alterando a temperatura do sistema em equilíbrio.
- (B) de uma concentração inicial diferente de NOCl(g), mas mantendo a temperatura do sistema em equilíbrio.
- (C) de concentrações iniciais diferentes de NO(g) e de Cl₂(g), mas da mesma concentração inicial de NOCl(g).
- (D) de concentrações iniciais diferentes de NOCl(g), de NO(g) e de Cl₂(g).

A

O valor da constante de equilíbrio de uma reação:

Depende da pressão e da temperatura do sistema reacional;

É independente das concentrações iniciais de produtos e reagentes.

11.3. Conclua, justificando, como deverá variar o rendimento da reação de decomposição do NOCl(g) se se aumentar a pressão do sistema, por diminuição do volume do recipiente, mantendo-se a temperatura constante.

Equilíbrio reacional:



Reação direta:



Formam-se 3 moléculas de NO(g) e de Cl₂(g) por cada 2 moléculas de NOCl(g) que reagem.

A reação direta aumenta o número de moléculas do sistema.

Reação inversa:



Formam-se 2 moléculas de NOCl(g) por cada 3 moléculas (2 de NO(g) e 1 de Cl₂(g)) que reagem.

A reação inversa diminui o número de moléculas do sistema.

Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando a pressão no sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar o aumento de pressão no sistema.

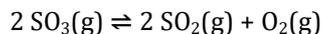
Para contrariar o aumento de pressão, o sistema deve evoluir diminuindo a pressão. Para diminuir a pressão, deve diminuir o número de moléculas no sistema.

A reação inversa provoca a formação de 2 moléculas por cada 3 moléculas de reagentes.

Conclusão: aumentando a pressão no sistema em equilíbrio, favorece-se a reação inversa, diminuindo a concentração de NOCl(g) até se atingir novo estado de equilíbrio.

Diminuindo a concentração de NOCl(g), diminui o rendimento da reação.

12. O trióxido de enxofre, SO₃, pode decompor-se, em fase gasosa, originando dióxido de enxofre, SO₂, e oxigénio, O₂. A reação pode ser traduzida por



- 12.1. Considere que num recipiente de 2,0 dm³ se introduziram 4,0 mol de SO₃(g), à temperatura T. Depois de o sistema químico atingir o equilíbrio, verificou-se que apenas 40 % da quantidade inicial de SO₃(g) tinha reagido. Determine a constante de equilíbrio, K_c, da reação considerada, à temperatura T. Apresente todas as etapas de resolução.

Volume do recipiente:

$$2,0 \text{ dm}^3$$

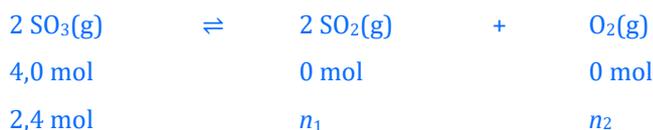
Apenas 40 % da quantidade inicial de SO₃(g) reagiu:

$$\frac{40}{100} \times 4,0 \text{ mol} = 1,6 \text{ mol}$$

Portanto, no equilíbrio, a quantidade de SO₃(g) é:

$$4,0 \text{ mol} - 1,6 \text{ mol} = 2,4 \text{ mol}$$

Esquematização da situação no início e no equilíbrio:

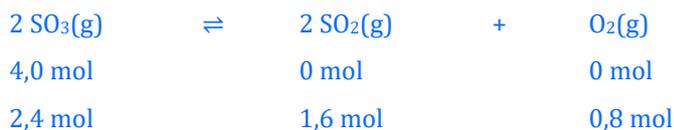


Proporção estequiométrica em quantidade de matéria:



Portanto, por cada 1,6 mol de SO₃(g) que reagiu formaram-se 1,6 mol de SO₂(g) e 1,6 mol/2 = 0,8 mol de O₂(g).

Esquematização da situação no início e no equilíbrio:



Como o volume do recipiente é 2,0 dm³, as concentrações de equilíbrio são:

$$[\text{SO}_3]_e = \frac{2,4 \text{ mol}}{2,0 \text{ dm}^3}$$

$$[\text{SO}_2]_e = \frac{1,6 \text{ mol}}{2,0 \text{ dm}^3}$$

$$[\text{O}_2]_e = \frac{0,8 \text{ mol}}{2,0 \text{ dm}^3}$$

Tendo em conta a estequiometria da reação, as concentrações de equilíbrio e o facto da constante de equilíbrio K_c não ter unidades, vem:

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{SO}_2]_e^2 \times [\text{O}_2]_e}{[\text{SO}_3]_e^2} \\ &= \frac{\left(\frac{1,6}{2,0}\right)^2 \times \left(\frac{0,8}{2,0}\right)}{\left(\frac{2,4}{2,0}\right)^2} \\ &= \frac{(0,8)^2 \times (0,4)}{(1,2)^2} \end{aligned}$$

= 0,18

https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_trioxide

12.2. A reação de decomposição do $\text{SO}_3(\text{g})$ é uma reação endotérmica, em que o sistema químico absorve $9,82 \times 10^4 \text{ J}$ por cada mole de SO_3 que se decompõe.

A variação de energia, em joule (J), associada à decomposição de duas moles de $\text{SO}_3(\text{g})$ será

(A) $-(9,82 \times 10^4 \times 2) \text{ J}$ (B) $+\left(\frac{9,82 \times 10^4}{2}\right) \text{ J}$

(C) $+(9,82 \times 10^4 \times 2) \text{ J}$ (D) $-\left(\frac{9,82 \times 10^4}{2}\right) \text{ J}$

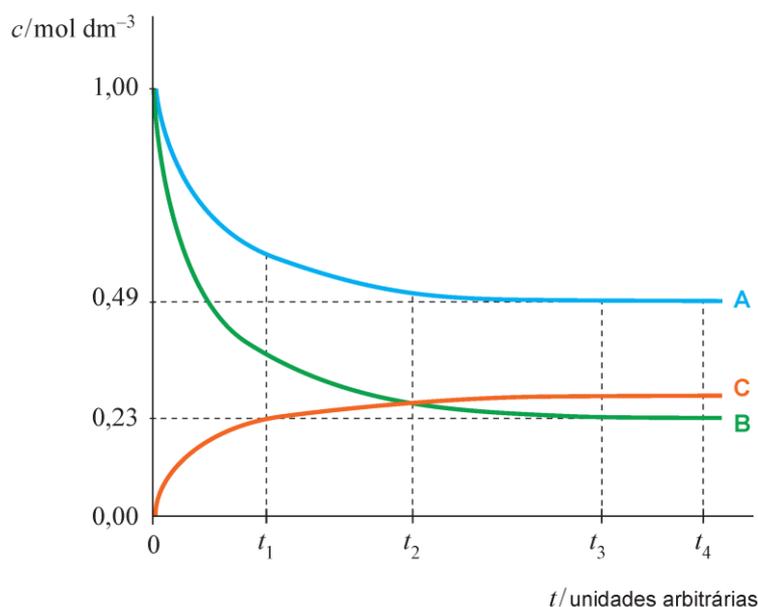
C

Reação endotérmica: a variação de energia interna do sistema é positiva (o sistema recebe energia do exterior).

As opções (A) e (D) não fazem sentido.

Se o sistema absorve $9,82 \times 10^4$ por cada mole de SO_3 que se decompõe, então absorve o dobro por cada 2 moles.

13. As curvas representadas no gráfico da figura traduzem a concentração, c , ao longo do tempo, t , das espécies A, B e C que intervêm numa reação química em fase gasosa. O sistema químico atinge um estado de equilíbrio a uma temperatura T .



13.1. Em que proporção reagem entre si as espécies A e B?

(A) 2 mol A : 1 mol B

(B) 3 mol A : 2 mol B

(C) 1 mol A : 2 mol B

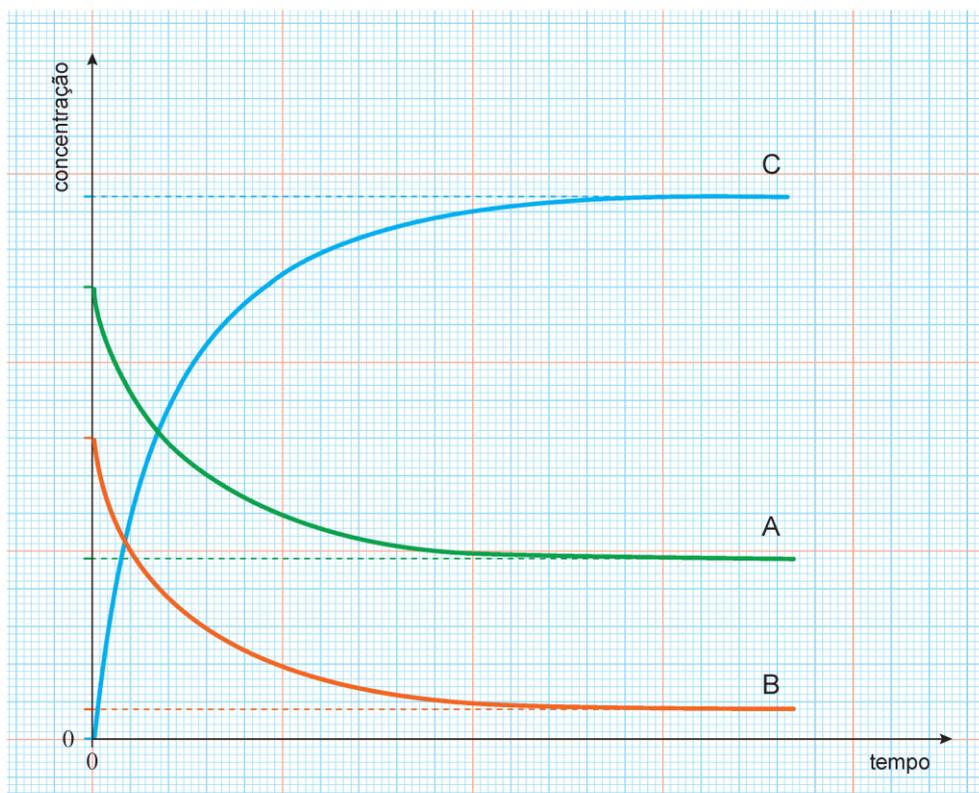
(D) 2 mol A : 3 mol B

D

Espécie	Concentração inicial mol/dm^3	Concentração final mol/dm^3	Varição mol/dm^3
A	1,00	0,49	$0,49 - 1,00 = -0,51$
B	1,00	0,23	$0,23 - 1,00 = -0,77$

Assim, formando C aumenta o numerador do quociente de reação e diminui o numerador. O quociente de reação aumenta, até o sistema atingir um novo estado de equilíbrio.

14. A figura apresenta o gráfico que traduz a evolução da concentração, ao longo do tempo, das espécies A, B e C que intervêm numa reação química em fase gasosa, à temperatura T .



- 14.1. Na tabela seguinte, estão registadas concentrações de equilíbrio das espécies A, B e C, relativas a um mesmo estado de equilíbrio do sistema químico, à temperatura T .

Espécie	Concentração de equilíbrio / mol dm ⁻³
A	0,144
B	0,0238
C	0,432

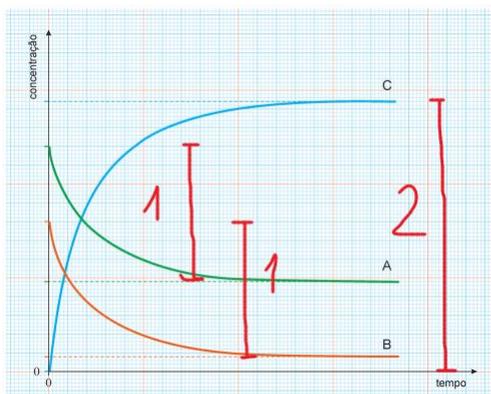
Determine a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada, à temperatura T .

Apresente todas as etapas de resolução.

As espécies A e B podem ser considerados como reagentes: a respetiva concentração diminui.

A espécie C será então o produto: a sua concentração aumenta.

No gráfico, pode estimar-se que por cada mole de A, reage 1 mole de B e formam-se 2 moles de C:



Equação da reação:



Cálculo da constante de equilíbrio:

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[C]_e^2}{[A]_e \times [B]_e} \\ &= \frac{0,432^2}{0,144 \times 0,0238} \\ &= 54,5 \end{aligned}$$

- 14.2. Considere que a reação de formação da espécie C é uma reação exotérmica. Conclua, justificando, como variará a constante de equilíbrio, K_c , da reação considerada se a temperatura aumentar.

Sistema em equilíbrio:



A reação direta é exotérmica:



A reação inversa é endotérmica:



Constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[C]_e^2}{[A]_e \times [B]_e}$$

Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar esse aumento de temperatura.

Para contrariar o aumento da temperatura do sistema, o sistema deve evoluir favorecendo a reação endotérmica, que absorve energia.

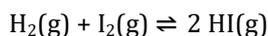
Favorecendo a reação endotérmica, aumenta a concentração de A e a concentração de B.

Aumentando a concentração das espécies A e B, aumenta o denominador da constante de equilíbrio.

Aumentando o denominador, diminui o valor da fração.

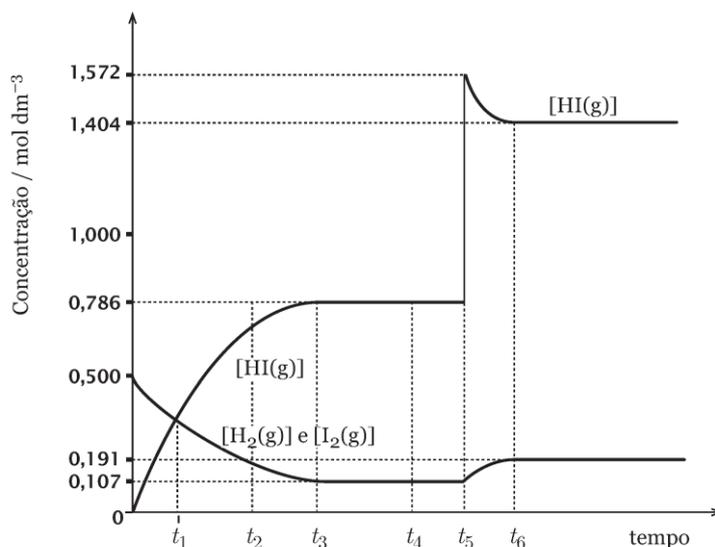
Portanto, a constante K_c diminui.

15. Um sistema químico muito estudado é o que corresponde à reação entre o hidrogénio gasoso e o vapor de iodo para formar iodeto de hidrogénio, HI. Esta reação reversível é traduzida pela seguinte equação química:



À temperatura de 430 °C, fez-se reagir 0,500 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ e 0,500 mol de $\text{I}_2(\text{g})$, num recipiente fechado, de capacidade igual a 1,00 L. A reação química progrediu, tendo-se estabelecido, num dado instante, uma situação de equilíbrio. Este equilíbrio foi depois perturbado pela adição de HI(g).

Simulando esta situação experimental, obteve-se o gráfico apresentado na figura, que representa a evolução das concentrações dos reagentes e do produto da reação, ao longo do tempo, à mesma temperatura.



- 15.1. Os instantes que correspondem ao estabelecimento do equilíbrio inicial, à igualdade das concentrações de reagentes e de produto, e à adição de HI(g), são, respetivamente,

- (A) t_1, t_3 e t_5 (B) t_3, t_1 e t_6
 (C) t_3, t_1 e t_5 (D) t_2, t_4 e t_6

C

O equilíbrio inicial ocorre quando as concentrações se mantêm constantes ao longo do tempo, antes da perturbação, o que acontece a partir de t_3 (e até t_5).

No instante t_1 , todas as concentrações são iguais — os gráficos das diversas espécies intervenientes na reação estão no mesmo ponto.

No instante t_5 , a concentração de HI aumenta bruscamente por ter sido adicionado HI nesse instante ao sistema.

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_iodide

- 15.2. Escreva a expressão que traduz a constante de equilíbrio, K_c , da reação em causa. Calcule o valor dessa constante, à temperatura referida. Apresente todas as etapas de resolução.



Constante de equilíbrio (utilizando as concentrações de equilíbrio antes da perturbação):

$$K_c = \frac{[\text{HI}]_e^2}{[\text{H}_2]_e \times [\text{I}_2]_e}$$

$$= \frac{0,786^2}{0,107 \times 0,107}$$

$$= 54,0$$

Constante de equilíbrio (utilizando as concentrações de equilíbrio após a perturbação):

$$K_c = \frac{[\text{HI}]_e^2}{[\text{H}_2]_e \times [\text{I}_2]_e}$$

$$= \frac{1,404^2}{0,191 \times 0,191}$$

$$= 54,0$$

- 15.3. O valor da constante de equilíbrio de uma reação química _____ das concentrações iniciais de reagentes e de produtos da reação, dá informação sobre a _____ da reação e _____ com a temperatura à qual a reação ocorre.

- (A) depende ... extensão ... varia (B) não depende ... velocidade ... não varia
(C) não depende ... extensão ... varia (D) depende ... velocidade ... não varia

C

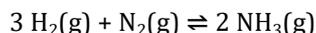
O valor da constante de equilíbrio de uma reação:

Depende da pressão e da temperatura do sistema reacional;

É independente das concentrações iniciais de produtos e reagentes;

Indica a direção e a extensão da reação.

16. O amoníaco, NH_3 , obtém-se industrialmente através do processo de Haber-Bosch, fazendo reagir, em condições apropriadas, hidrogénio e nitrogénio gasosos. A síntese do amoníaco pode ser traduzida por

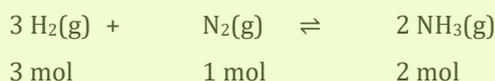


- 16.1. Fazendo reagir 6 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ com 3 moles de $\text{N}_2(\text{g})$, seria possível obter

- (A) 4 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$, sendo o $\text{N}_2(\text{g})$ o reagente limitante.
(B) 4 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$, sendo o $\text{H}_2(\text{g})$ o reagente limitante.
(C) 6 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$, sendo o $\text{N}_2(\text{g})$ o reagente limitante.
(D) 6 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$, sendo o $\text{H}_2(\text{g})$ o reagente limitante.

B

Relações estequiométricas:



A proporção é de 1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ para 3 mol de $\text{H}_2(\text{g})$.

Portanto, 3 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ necessitariam de 9 mol de $\text{H}_2(\text{g})$.

Como apenas há 6 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, este é o reagente limitante.

Utilizando 6 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, reagem 2 mol de $\text{N}_2(\text{g})$.

A proporção é de 1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ para 2 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$.

Reagindo 2 mol de $\text{N}_2(\text{g})$, formam-se 4 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$.

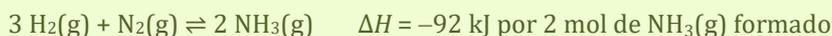
<https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia>

16.2. Considere que a variação de energia associada à formação de 2 moles de amoníaco, a partir da reação acima indicada, é -92 kJ.

A formação de 12 moles de amoníaco, a partir da mesma reação, envolverá

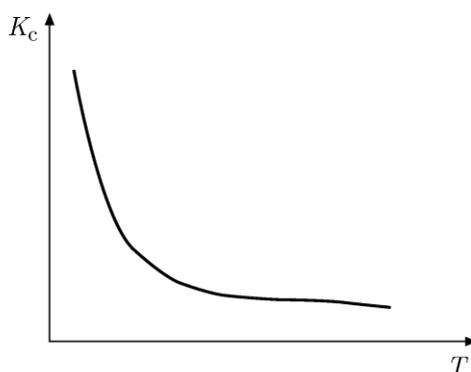
- (A) a libertação de (6×92) kJ. (B) a absorção de (6×92) kJ.
 (C) a libertação de (12×92) kJ. (D) a absorção de (12×92) kJ.

A



Como 12 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$ é igual a 6×2 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$, a formação de 12 mol de amoníaco envolverá:
 $6 \times (-92 \text{ kJ})$

16.3. O gráfico apresentado na figura traduz o modo como varia a constante de equilíbrio K_c , daquela reação, em função da temperatura, T .



Para essa reação, compare a energia envolvida na rutura e na formação das ligações químicas, fundamentando a sua resposta a partir da informação fornecida pelo gráfico.

Reação e constante de equilíbrio:



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{H}_2]_e^3 \times [\text{N}_2]_e}$$

O gráfico representa a constante de equilíbrio K_c , da reação, em função da temperatura, T .

Aumentando a temperatura T , diminui a constante de equilíbrio K_c .

Diminuindo a constante de equilíbrio, diminui o numerador e aumenta o denominador.

Ou seja, aumentando a temperatura T favorece-se a reação inversa, que diminui a concentração de $\text{NH}_3(\text{g})$.

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, se o aumento de temperatura favorece a reação inversa, esta reação inversa é endotérmica (absorve energia para contrariar o aumento de temperatura).

Logo, a reação direta é exotérmica.

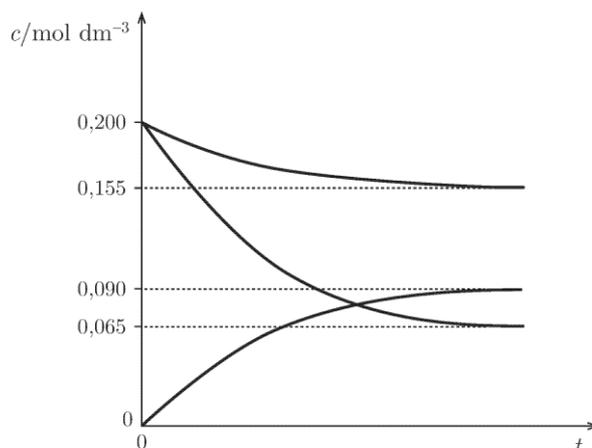
A reação direta é:



Portanto, a rutura das ligações nas moléculas $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{N}_2(\text{g})$ envolve maior libertação de energia que a energia utilizada na formação das moléculas $\text{NH}_3(\text{g})$.

16.4. Considere que se fez reagir $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$ num recipiente com a capacidade de 1 L.

O gráfico da figura representa a evolução, ao longo do tempo, t , das concentrações das espécies envolvidas na reação de síntese do amoníaco, a temperatura constante.



16.4.1. Qual é o valor do quociente da reação no instante inicial?

Reação e quociente de reação:



$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]}$$

Do gráfico, conclui-se que no instante inicial a concentração de NH_3 é nula.

Logo:

$$Q = \frac{0}{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]}$$

$$= 0$$

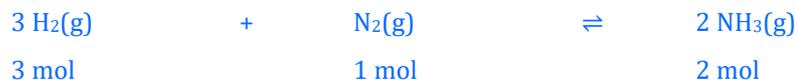
16.4.2. Calcule o rendimento da reação de síntese.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume do recipiente em que ocorre a reação:

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

Estequiometria da reação:



Concentrações no início:

$$0,200 \text{ mol/dm}^3 \qquad 0,200 \text{ mol/dm}^3 \qquad 0 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria no início, no volume de 1 L:

$$0,200 \text{ mol} \qquad 0,200 \text{ mol} \qquad 0 \text{ mol}$$

Para consumir 0,200 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ seria necessário 0,600 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ — 1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ para 3 mol de $\text{H}_2(\text{g})$.

Como apenas há 0,200 mol, o $\text{H}_2(\text{g})$ é o reagente limitante.

Concentrações no equilíbrio:

$$0,065 \text{ mol/dm}^3 \qquad 0,155 \text{ mol/dm}^3 \qquad 0,090 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria no equilíbrio, no volume de 1 L:

$$0,065 \text{ mol} \qquad 0,155 \text{ mol} \qquad 0,090 \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade de matéria de $\text{NH}_3(\text{g})$ se a reação fosse completa, utilizando 0,200 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, que é o reagente limitante:

$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = \frac{0,200 \text{ mol de H}_2}{n}$$

$$n = 0,1333 \text{ mol}$$

Como apenas se formaram 0,090 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$, o rendimento da reação foi:

$$\frac{0,090 \text{ mol}}{0,1333 \text{ mol}} \times 100 = 68 \%$$

- 16.5. Num recipiente fechado de capacidade 5,0 dm³, uma mistura constituída por 1,0 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, 2,5 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ e 2,0 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$ encontra-se a 500 °C. A essa temperatura, a constante de equilíbrio da reação é $K_c = 0,30$.

Mostre, com base no valor do quociente de reação, Q_c , que a concentração de amoníaco, na mistura reacional, diminui até se estabelecer o equilíbrio.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume do recipiente:

$$5,0 \text{ dm}^3 = 5,0 \text{ L}$$

Reação e constante de equilíbrio da reação a 500 °C:



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{H}_2]_e^3 \times [\text{N}_2]_e}$$

$$0,30 = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{H}_2]_e^3 \times [\text{N}_2]_e}$$

Quociente da reação no instante em que a mistura é constituída por

1,0 mol de $\text{H}_2(\text{g})$,

2,5 mol de $\text{N}_2(\text{g})$, e

2,0 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$

e se encontra a 500 °C, num recipiente de 5,0 dm³:

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]}$$

$$Q_c = \frac{\left(\frac{2,0}{5,0}\right)^2}{\left(\frac{1,0}{5,0}\right)^3 \times \frac{2,5}{5,0}}$$

$$= 40$$

Comparando o valor do quociente de reação (40) com a constante de equilíbrio (0,30) à temperatura referida, conclui-se que é necessário que se diminua o numerador (que inclui a concentração de NH_3) e aumente o denominador (que inclui o produto de concentrações de H_2 e de N_2) para que se possa atingir o equilíbrio.

Assim, favorece-se a reação inversa, diminuindo a concentração de amoníaco até se estabelecer o equilíbrio.

A reação é exotérmica no sentido direto.

De acordo com o gráfico, a percentagem de $\text{SO}_3(\text{g})$ que se forma diminui quando a temperatura aumenta.

Portanto, o aumento de temperatura favorece a reação inversa, de decomposição do $\text{SO}_3(\text{g})$.

Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

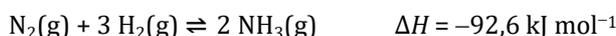
Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar esse aumento de temperatura.

Para contrariar o aumento da temperatura do sistema, o sistema deve evoluir favorecendo a reação endotérmica (absorve energia, contrariando o aumento de temperatura).

A reação inversa de decomposição do SO_3 é, pois, endotérmica.

Por sua vez, a reação direta de formação do SO_3 é exotérmica.

18. A reação de síntese do amoníaco, muito estudada do ponto de vista do equilíbrio químico, pode ser traduzida por

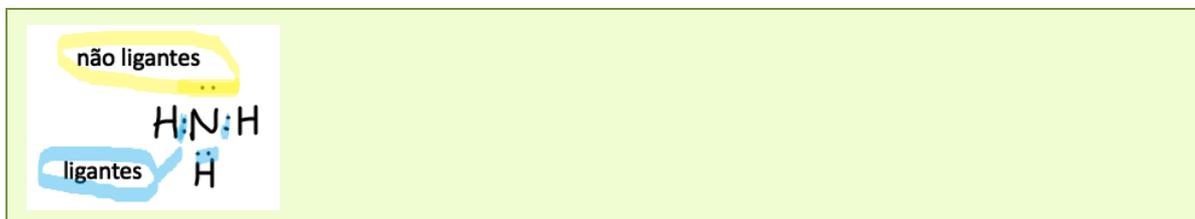


- 18.1. Na molécula de NH_3 , existem, no total, _____ eletrões de valência não ligantes e _____ eletrões de valência ligantes.

- (A) três ... dois (B) dois ... seis
(C) dois ... três (D) três ... seis

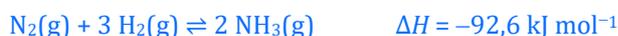
Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

B



<https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia#Structure>

- 18.2. Preveja, justificando, como varia a concentração de $\text{NH}_3(\text{g})$ quando ocorre um aumento da temperatura do sistema inicialmente em equilíbrio.



Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar esse aumento de temperatura.

Para contrariar o aumento da temperatura do sistema, o sistema deve evoluir favorecendo a reação endotérmica (absorve energia, contrariando o aumento de temperatura).

A reação direta é exotérmica: $\Delta H = -92,6 \text{ kJ/mol}$

A reação inversa, de decomposição de $\text{NH}_3(\text{g})$, é endotérmica.

Favorecendo a reação endotérmica, diminui a concentração de $\text{NH}_3(\text{g})$.

18.3. Se a reação de síntese do amoníaco ocorrer em sistema isolado, _____ transferência de energia entre o sistema e o exterior, e a energia interna do sistema _____ .

(A) não há ... mantém-se (B) não há ... diminui

(C) há ... diminui (D) há ... mantém-se

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Física de 10.º ano

A

Sistema isolado: não há transferência nem de matéria nem de energia com o exterior.

Não havendo transferências de energia, a energia interna não se altera.

18.4. A tabela seguinte apresenta dois valores de energia média de ligação.

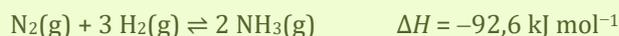
Ligação	Energia de ligação / kJ mol ⁻¹
H-H	436,4
N-H	393

Qual é a expressão que permite estimar a energia envolvida na quebra da ligação tripla ($E_{N\equiv N}$) na molécula de nitrogénio, expressa em kJ mol⁻¹?

(A) $-3(436,4) - E_{N\equiv N} + 6(393) = -92,6$ (B) $+3(436,4) + E_{N\equiv N} - 6(393) = -92,6$

(C) $+3(436,4) + E_{N\equiv N} - 2(393) = -92,6$ (D) $-3(436,4) - E_{N\equiv N} + 2(393) = -92,6$

B



Energia envolvida nas alterações nas ligações das moléculas nos reagentes:

quebra da ligação tripla $\text{N}\equiv\text{N}$ $E_{N\equiv N}$

quebra da ligação simples H-H 436,4 kJ/mol

Energia envolvida nas alterações nas ligações das moléculas nos produtos:

formação de três ligações simples N-H 393 kJ/mol

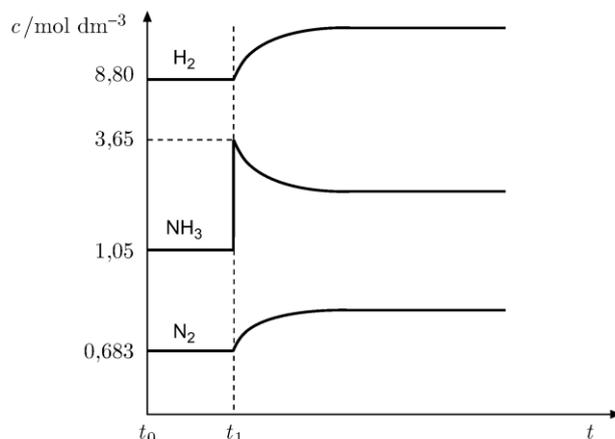
Tendo em conta estequiometria da reação, o princípio da conservação de energia e o calor de reação vem:

$$1 \times E_{N\equiv N} + 3 \times (436,4) - 6 \times (393) = -92,6$$

$$3 \times (436,4) + E_{N\equiv N} - 6 \times (393) = -92,6$$

18.5. A figura apresenta um gráfico que traduz a evolução, ao longo do tempo, das concentrações das espécies envolvidas na reação de síntese do amoníaco, à temperatura de 350 °C.

A figura não está à escala.



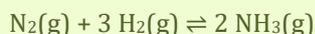
18.5.1. O sistema químico considerado _____ inicialmente em equilíbrio, evoluindo no sentido da reação _____, após lhe ter sido aplicada, no instante t_1 , uma perturbação.

- (A) encontrava-se ... direta (B) não se encontrava ... direta
(C) não se encontrava ... inversa (D) encontrava-se ... inversa

D

Até ao instante t_1 as concentrações estão constantes. O sistema estava em equilíbrio.

Síntese do amoníaco:



A perturbação no sistema consistiu em adicionar bruscamente uma certa quantidade de NH_3 .

Após essa perturbação, houve diminuição da concentração de NH_3 .

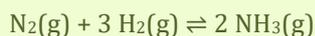
Logo, a reação evolui no sentido da reação inversa, que é a reação de decomposição de NH_3 .

18.5.2. Qual é a expressão numérica que pode traduzir o valor aproximado do quociente da reação, no instante imediatamente após ter sido aplicada a perturbação?

- (A) $Q_c \approx \frac{1,05^2}{0,683 \times 8,80^3}$ (B) $Q_c \approx \frac{3,65^2}{0,683 \times 8,80^3}$
(C) $Q_c \approx \frac{0,683 \times 8,80^3}{1,05^2}$ (D) $Q_c \approx \frac{0,683 \times 8,80^3}{3,65^2}$

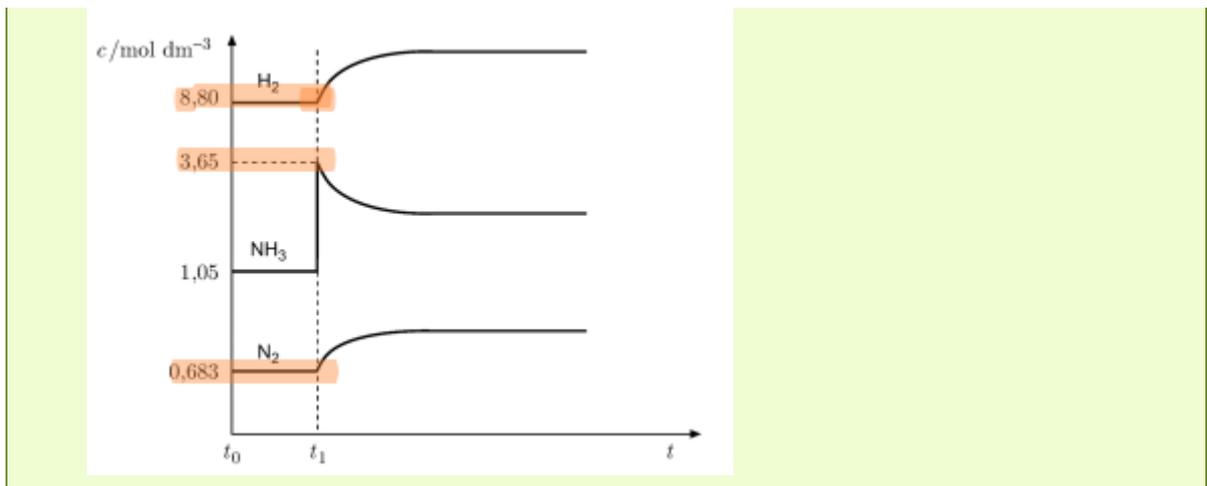
B

Reação:



Quociente de reação, imediatamente após a perturbação em t_1 :

$$\begin{aligned} Q_c &= \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3} \\ &= \frac{3,65^2}{0,683 \times 8,80^3} \end{aligned}$$



18.6. Considere que se fez reagir, na presença de um catalisador, 0,500 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ e 0,800 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, num recipiente com o volume de $1,00 \text{ dm}^3$. Admita que, quando o equilíbrio foi atingido, à temperatura T , existiam no recipiente, além de $\text{N}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2(\text{g})$, 0,150 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$.

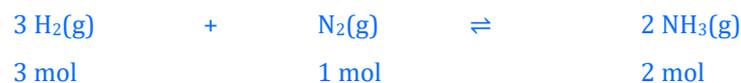
Calcule o rendimento da reação de síntese.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume do recipiente em que ocorre a reação:

$$1,00 \text{ dm}^3$$

Estequiometria da reação:



Concentrações no início:

$$\begin{array}{ccc} 0,800 \text{ mol/dm}^3 & 0,500 \text{ mol/dm}^3 & 0 \text{ mol/dm}^3 \end{array}$$

Quantidade de matéria no início, no volume de 1 dm^3 :

$$\begin{array}{ccc} 0,800 \text{ mol} & 0,500 \text{ mol} & 0 \text{ mol} \end{array}$$

Para consumir 0,500 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ seria necessário 1,500 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ — 1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ para 3 mol de $\text{H}_2(\text{g})$.

Como apenas há 0,800 mol, o $\text{H}_2(\text{g})$ é o reagente limitante.

Quantidade de matéria no equilíbrio, no volume de $1,00 \text{ dm}^3$:

$$\begin{array}{ccc} ? & ? & 0,150 \text{ mol} \end{array}$$

Concentrações no equilíbrio:

$$\begin{array}{ccc} ? & ? & 0,150 \text{ mol/dm}^3 \end{array}$$

Cálculo da quantidade de matéria de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se deveria ter formado se a reação fosse completa, utilizando 0,800 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, que é o reagente limitante:

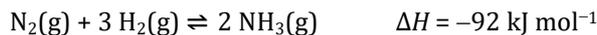
$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = \frac{0,800 \text{ mol de H}_2}{n}$$

$$n = 0,5333 \text{ mol}$$

Como apenas se formaram 0,150 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$, o rendimento da reação foi:

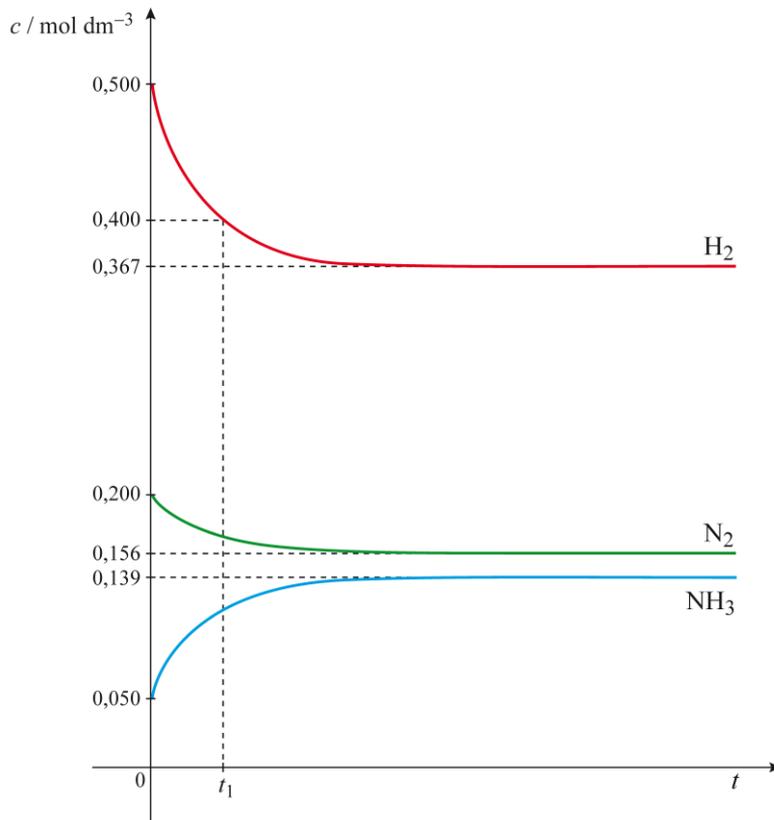
$$\frac{0,150 \text{ mol}}{0,5333 \text{ mol}} \times 100 = 28,1 \%$$

19. A reação de síntese do amoníaco pode ser traduzida por



Considere que se introduziu, num reator com a capacidade de 1,00 L, uma mistura de nitrogénio, hidrogénio e amoníaco, em fase gasosa, em diferentes concentrações.

O gráfico da figura representa a evolução, ao longo do tempo, t , das concentrações, c , dessas substâncias, à temperatura T .



- 19.1. Qual foi a variação da concentração de $\text{H}_2(\text{g})$ no intervalo de tempo $[0, t_1]$?

Variação da concentração de $\text{H}_2(\text{g})$ entre $t = 0$ e $t = t_1$:

$$\begin{aligned} & \text{concentração em } t_1 - \text{concentração inicial} = \\ & = 0,400 \text{ mol/dm}^3 - 0,500 \text{ mol/dm}^3 \\ & = -0,100 \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

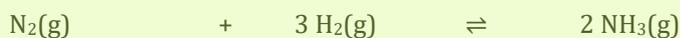
- 19.2. A fração molar de NH_3 , na mistura gasosa inicialmente introduzida no reator, é

- (A) $7,1 \times 10^{-2}$ (B) $6,7 \times 10^{-2}$
 (C) $3,6 \times 10^{-1}$ (D) $2,1 \times 10^{-1}$

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

B

Reação:



Concentrações no início:

$$0,200 \text{ mol/dm}^3 \quad 0,500 \text{ mol/dm}^3 \quad 0,050 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria no início, no volume de 1 L:

$$0,200 \text{ mol} \quad 0,500 \text{ mol} \quad 0,050 \text{ mol}$$

Fração molar de NH_3 , na mistura gasosa inicial:

$$\frac{0,050 \text{ mol}}{0,200 \text{ mol} + 0,500 \text{ mol} + 0,050 \text{ mol}} = 6,66667 \times 10^{-2} \rightarrow 6,7 \times 10^{-2}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Mole_fraction

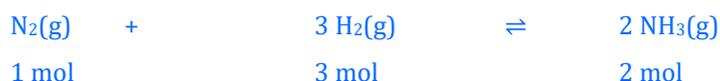
19.3. Calcule o rendimento da reação de síntese do $\text{NH}_3(\text{g})$, nas condições consideradas.

Apresente todas as etapas de resolução.

Volume do reator onde ocorre a reação:

$$1,00 \text{ L} = 1,00 \text{ dm}^3$$

Reação:



Concentrações no início:

$$\begin{array}{ccc} 0,200 \text{ mol/dm}^3 & 0,500 \text{ mol/dm}^3 & 0,050 \text{ mol/dm}^3 \end{array}$$

Quantidade de matéria no início, no volume de 1 dm^3 :

$$\begin{array}{ccc} 0,200 \text{ mol} & 0,500 \text{ mol} & 0,050 \text{ mol} \end{array}$$

Para consumir $0,200 \text{ mol}$ de $\text{N}_2(\text{g})$ seria necessário $0,600 \text{ mol}$ de $\text{H}_2(\text{g})$ — 1 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ para 3 mol de $\text{H}_2(\text{g})$.

Como apenas há $0,500 \text{ mol}$, o $\text{H}_2(\text{g})$ é o reagente limitante.

Concentrações no equilíbrio:

$$\begin{array}{ccc} 0,156 \text{ mol/dm}^3 & 0,367 \text{ mol/dm}^3 & 0,139 \text{ mol/dm}^3 \end{array}$$

Quantidade de matéria no equilíbrio, no volume de 1 dm^3 :

$$\begin{array}{ccc} 0,156 \text{ mol} & 0,367 \text{ mol} & 0,139 \text{ mol} \end{array}$$

Cálculo da quantidade de matéria de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se deveria ter formado se a reação fosse completa, utilizando $0,500 \text{ mol}$ de $\text{H}_2(\text{g})$, que é o reagente limitante:

$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = \frac{0,500 \text{ mol de H}_2}{n}$$

$$n = 0,3333 \text{ mol}$$

No início, havia $0,050 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.

No equilíbrio, havia $0,139 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.

Portanto, formou-se $0,139 \text{ mol} - 0,050 \text{ mol} = 0,089 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.

O rendimento da reação foi, pois:

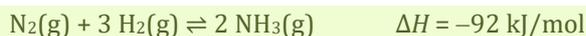
$$\frac{0,089 \text{ mol}}{0,3333 \text{ mol}} \times 100 = 26,7 \%$$

19.4. Na reação de síntese do $\text{NH}_3(\text{g})$ considerada

- (A) libertam-se 92 kJ por cada mole de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se forma.
- (B) libertam-se 92 kJ por cada duas moles de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se formam.
- (C) são absorvidos 92 kJ por cada mole de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se forma.
- (D) são absorvidos 92 kJ por cada duas moles de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se formam.

B

Reação de síntese do amoníaco:



Tendo em conta a estequiometria da reação, o calor de reação refere-se à formação de 2 moles de NH_3 .

Portanto, libertam-se 92 kJ por cada duas moles de $\text{NH}_3(\text{g})$ que se formam.

- 19.5. Preveja, justificando, como variará a composição da mistura reacional se ocorrer um aumento da temperatura do sistema em equilíbrio.

Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar esse aumento de temperatura.

Para contrariar o aumento da temperatura do sistema, o sistema deve evoluir favorecendo a reação endotérmica (reação que absorve energia, contribuindo para diminuir a temperatura).

A reação direta de síntese do NH_3 é exotérmica (calor de reação negativo, transfere-se energia do sistema para o exterior).

Por sua vez, a reação inversa de decomposição do NH_3 é endotérmica. Esta é a reação que é favorecida com o aumento de temperatura.

A concentração de NH_3 diminui e as concentrações de N_2 e de H_2 aumentam.

https://en.wikipedia.org/wiki/Le_Chatelier's_principle

20. Os testes laboratoriais de identificação do amoníaco, realizados em amostras padrão, permitem, posteriormente, concluir sobre a presença (ou a ausência) daquele composto em materiais de uso comum, como, por exemplo, produtos comerciais de limpeza.

- 20.1. O que são, no contexto em causa, amostras padrão?

Uma amostra padrão de amoníaco é uma amostra em que se tem a certeza sobre a presença (ou sobre a ausência) de amoníaco na amostra.

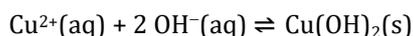
- 20.2. Um dos testes de identificação do amoníaco consiste em aproximar uma vareta de vidro, previamente mergulhada em ácido clorídrico concentrado, da boca de um tubo de ensaio contendo a solução aquosa a analisar. A presença de amoníaco é indicada pela formação de fumos brancos de cloreto de amónio, NH_4Cl .

Escreva a equação química que traduz a reação que ocorre se a solução a analisar contiver amoníaco.



- 20.3. Outro teste de identificação do amoníaco consiste em juntar, gota a gota, a solução aquosa a analisar a uma solução de sulfato de cobre (II), $\text{CuSO}_4(\text{aq})$, adicionando-se, posteriormente, excesso da solução a analisar.

Se a solução a analisar contiver amoníaco, as reações químicas que ocorrem, envolvidas no teste de identificação descrito, podem ser traduzidas por



Interprete as reações químicas envolvidas no teste de identificação.

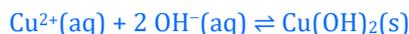
Comece por referir a principal fonte de iões $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ na solução a analisar, se esta contiver amoníaco.

Nota: item com conteúdos da unidade 2 da Química de 11.º ano

Os iões hidróxido $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ formam-se devido à ionização parcial do amoníaco NH_3 em água, H_2O .

O amoníaco é uma base fraca.

Adicionando a solução desconhecida, gota a gota, a uma solução de sulfato de cobre (II), $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ forma-se um precipitado (sólido insolúvel) de hidróxido de cobre, $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$:

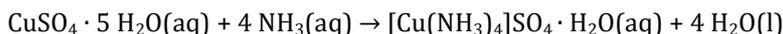


Continuando a adicionar a solução desconhecida, em excesso, dá-se a dissolução do precipitado de hidróxido de cobre, devido à formação do ião tetra-aminocobre (II), que é solúvel:



21. O amoníaco é utilizado na síntese do sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado, um sal complexo que é usado em estampanaria têxtil.

A reação de síntese pode ser traduzida por:



- 21.1. Numa síntese laboratorial de sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado ($M = 245,8 \text{ g mol}^{-1}$), utilizou-se uma amostra impura de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ($M = 249,7 \text{ g mol}^{-1}$), de massa 6,10 g, contendo 5 % (m/m) de impurezas inertes, e solução aquosa de amoníaco em excesso. Obteve-se 3,92 g de sal complexo.

Determine o rendimento da síntese efetuada.

Apresente todas as etapas de resolução.

Reação:



Massa de 6,10 g de uma amostra impura de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ contendo 5 % (m/m) de impurezas inertes.

Portanto, 95 % da amostra é sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Massa de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ na amostra impura de 6,10 g:

$$\frac{95}{100} \times 6,10 \text{ g} = 5,795 \text{ g}$$

Cálculo da massa de sal complexo de sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado que se deveria ter formado com esta massa de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$:

Por cada mol de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ obtém-se 1 mol de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Portanto, por cada 249,7 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ obtém-se 245,8 g de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

$$\frac{249,7 \text{ g}}{245,8 \text{ g}} = \frac{5,795 \text{ g}}{m}$$

$$m = 5,704 \text{ g}$$

Apenas se obteve 3,92 g de sal complexo, sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado.

O rendimento da reação foi:

$$\frac{3,92 \text{ g}}{5,704 \text{ g}} \times 100 = 68,7 \%$$

[https://en.wikipedia.org/wiki/Tetraamminecopper\(II\)_sulfate](https://en.wikipedia.org/wiki/Tetraamminecopper(II)_sulfate)

- 21.2. Para obter os cristais de sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado é necessário separá-los da solução sobrenadante.

Selecione a opção que apresenta a sequência dos procedimentos para efetuar aquela separação.

- (A) Decantação, filtração e secagem. (B) Decantação, secagem e filtração.
 (C) Filtração, decantação e secagem. (D) Filtração, secagem e decantação.

A

Decantação: técnica de separação de uma mistura heterogénea líquido + sólido ou de dois líquidos não miscíveis. Separa o líquido em que os cristais se formam através da utilização de uma vareta onde se escorre o líquido.

Filtração: técnica de separação de um sólido em suspensão num líquido por passagem da mistura através de um papel de filtro. Retém os cristais do sólido no papel de filtro.

Secagem: técnica de separação de um sólido em suspensão num líquido, evaporando o líquido.

https://en.wikipedia.org/wiki/Separation_process

22. A reação de síntese do sal complexo, sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, pode ser feita por cristalização lenta deste sal, a partir de uma reação de precipitação entre soluções aquosas de amoníaco e de sulfato de cobre (II).

Dissolvendo em água 5,00 g de cristais de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, e adicionando amoníaco em excesso, obtém-se uma determinada massa de sal complexo.

- 22.1. Considere que no armazém de reagentes da sua escola só existia sulfato de cobre (II) penta-hidratado impuro, contendo 15 % (*m/m*) de impurezas, ao qual tinha de recorrer para realizar esta síntese.

Qual seria a massa de reagente impuro que teria de medir para obter a mesma massa de sal complexo, admitindo o mesmo rendimento para o processo de síntese?

- (A) 5,88 g (B) 5,75 g
 (C) 5,15 g (D) 5,64 g

A

Massa *m* de uma amostra impura de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ contendo 15 % em massa (*m/m*) de impurezas.

Portanto, 85 % da amostra de massa *m* é sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Massa *m* da amostra impura para se obter 5,00 de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$:

$$\frac{85}{100} \times m = 5,00 \text{ g}$$

$$m = 5,88 \text{ g}$$

- 22.2. Os cristais de sulfato de cobre (II) penta-hidratado devem ser inicialmente reduzidos a pó num almofariz, antes de se efetuar a pesagem deste reagente.

Apresente uma razão justificativa deste procedimento experimental.

A transformação dos cristais em pó no almofariz permite uma dissolução mais rápida.

- 22.3. Após a cristalização do sal complexo há que separar, por decantação e filtração, o líquido sobrenadante dos cristais depositados no fundo do recipiente.

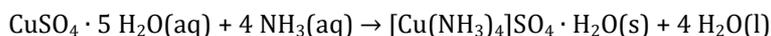
Sabendo que os cristais que se obtêm nesta síntese são muito finos, indique o tipo de filtração mais adequado.

Filtração com funil de filtração a pressão reduzida.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Filtration>

23. Um grupo de alunos sintetizou sulfato de tetra-aminocobre (II) mono-hidratado, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ ($M = 245,8 \text{ g mol}^{-1}$). Os alunos começaram por triturar e pesar 5,00 g de sulfato de cobre (II) penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}(\text{s})$ ($M = 249,7 \text{ g mol}^{-1}$), que dissolveram completamente em cerca de 5 cm^3 de água. Adicionaram depois solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$, em excesso, à solução de sulfato de cobre.

A reação de síntese pode ser traduzida por

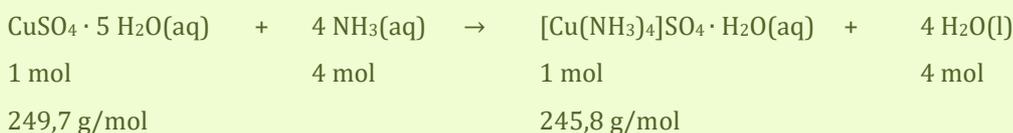


- 23.1. A quantidade de amoníaco adicionada à solução de sulfato de cobre poderá ter sido

- (A) 0,100 mol. (B) 0,0800 mol.
(C) 0,0400 mol. (D) 0,0200 mol.

A

Reação:



Massa de 5,00 g de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$.

Quantidade de matéria nesta amostra de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$:

$$5,00 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{249,7 \text{ g}} = 0,0200 \text{ mol}$$

A proporção estequiométrica na reação é de:

1 mol de sulfato de cobre penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$
para 4 mol de NH_3

Portanto, a quantidade de amoníaco adequada, sem ser em excesso, é:

$$4 \times 0,0200 \text{ mol} = 0,0800 \text{ mol}$$

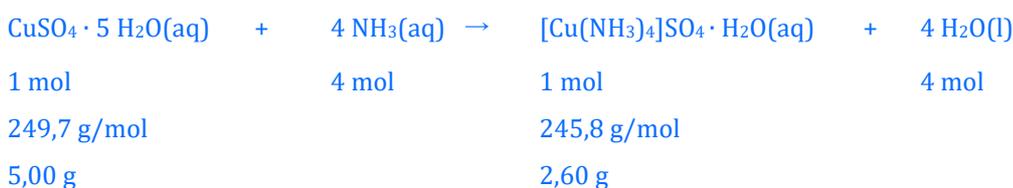
Como foi adicionada solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$ em excesso, a única alternativa que faz sentido é a (A), que refere uma quantidade maior do que 0,0800 mol.

- 23.2. Admita que os alunos obtiveram, na prática, uma massa de 2,60 g de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s})$.

Determine o rendimento da reação de síntese.

Apresente todas as etapas de resolução.

Reação:



Por cada mol de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ obtém-se 1 mol de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Portanto, por cada 249,7 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ obtém-se 245,8 g de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Com 5,00 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ obtém-se a massa m de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$:

$$\frac{249,7 \text{ g}}{245,8 \text{ g}} = \frac{5,00 \text{ g}}{m}$$

$$m = 4,922 \text{ g}$$

Apenas se obteve 2,60 g de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

O rendimento da reação foi:

$$\frac{2,60 \text{ g}}{4,922 \text{ g}} \times 100 = 52,8 \%$$

23.3. O rendimento da reação de síntese poderá depender

- (A) das quantidades iniciais dos reagentes.
- (B) do volume de água utilizado para dissolver completamente o sulfato de cobre.
- (C) do volume de solução aquosa de amoníaco adicionado em excesso.
- (D) da massa de cristais de sulfato de tetra-aminocobre perdida na filtração.

D

O rendimento da reação está dependente da obtenção da maior massa possível de sulfato de tetra-aminocobre.

Há perdas pouco significativas na decantação e relativamente significativas na filtração.

23.4. Na reação de síntese considerada, a precipitação dos cristais de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ é facilitada pela

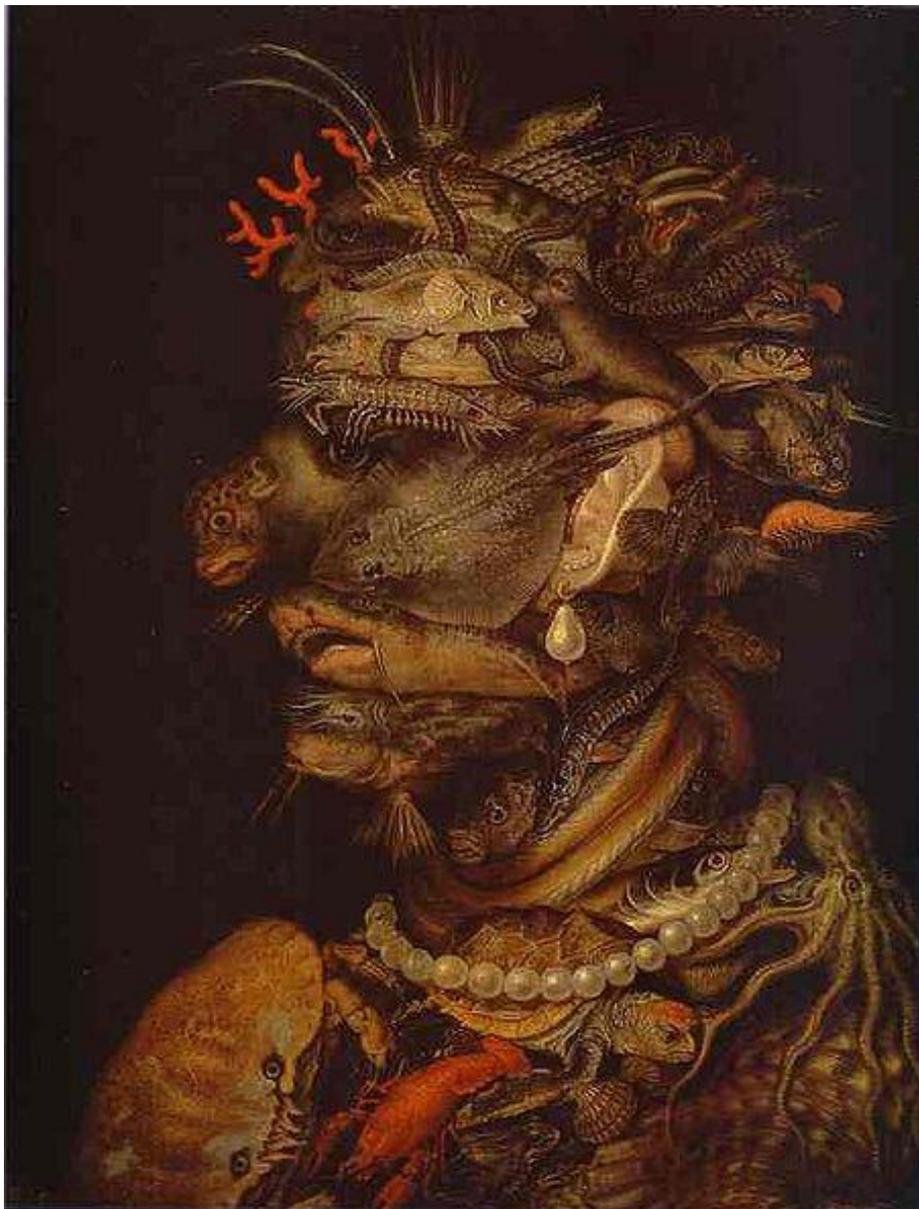
- (A) adição de uma solução de etanol.
- (B) adição de mais água.
- (C) filtração da solução a pressão reduzida.
- (D) trituração inicial do sulfato de cobre.

A

<https://www.youtube.com/watch?v=X7W-iYt7GI0>

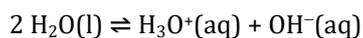
https://www.youtube.com/watch?v=BT_DShriUz8

11.º Q2 Da atmosfera ao oceano: soluções na Terra e para a Terra

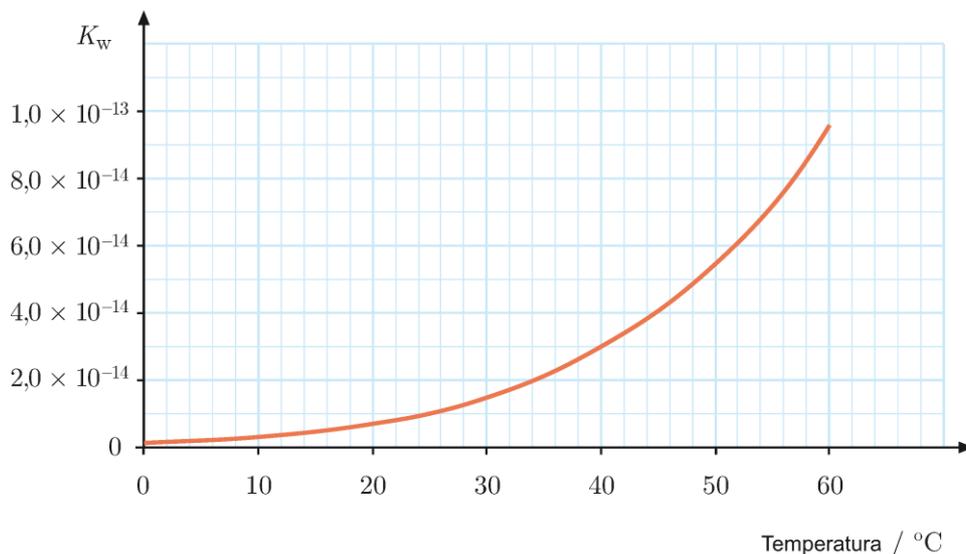


[Arcimboldo: Água](#)

1. O produto iónico da água, K_w , é a constante de equilíbrio definida para a reação de autoionização da água que pode ser traduzida por



O gráfico da figura representa o produto iónico da água, K_w , em função da temperatura.



- 1.1. Determine o pH de uma amostra pura de água à temperatura de 40 °C. Apresente todas as etapas de resolução.

Do gráfico:

temperatura	K_w
40 °C	$3,0 \times 10^{-14}$

Por definição de produto iónico da água, tem-se:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Na água pura, estas duas concentrações são iguais:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

Portanto,

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

Donde:

$$3,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$\sqrt{3,0 \times 10^{-14}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,73 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Por definição de pH, vem:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{1,73 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$\text{pH} = -\log(1,73 \times 10^{-7})$$

Utilizando uma calculadora, obtém-se:

$$\text{pH} = 6,8$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/PH>

https://en.wikipedia.org/wiki/Self-ionization_of_water

1.2. O pH de uma amostra pura de água _____ à medida que a temperatura aumenta, _____ alteração do carácter neutro da água.

- (A) aumenta ... havendo (B) diminui ... não havendo
(C) diminui ... havendo (D) aumenta ... não havendo

B

Numa amostra pura de água, $[H_3O^+] = [OH^-]$. O carácter químico é neutro porque nenhuma das espécies é predominante.

De acordo com o gráfico, se a temperatura aumentar o valor de $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$ aumenta.

Portanto, se a temperatura aumentar ambas as concentrações $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ aumentam.

Aumentando a concentração, diminui o simétrico do logaritmo de $[H_3O^+]/(\text{mol}/\text{dm}^3)$, isto é, diminui o pH da água.

Exemplos:

$$-\log(1 \times 10^{-7}) = 7,0$$

$$-\log(2 \times 10^{-7}) = 6,7$$

$$-\log(3 \times 10^{-7}) = 6,5$$

$$-\log(10 \times 10^{-7}) = -\log(10^{-6}) = 6$$

1.3. Conclua, justificando, se a reação de autoionização da água é endotérmica ou exotérmica.



De acordo com o gráfico, quando a temperatura aumenta K_w também aumenta.

Aumentando $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$, aumentam as concentrações de $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$.

Portanto, o aumento de temperatura favorece a reação direta, reação de ionização.

Princípio de Le Châtelier: um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), evolui de modo a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Aumentando a temperatura do sistema em equilíbrio, o sistema evolui de modo a contrariar esse aumento de temperatura.

Para contrariar o aumento da temperatura do sistema, o sistema deve evoluir favorecendo a reação endotérmica (reação que absorve energia, contribuindo para diminuir a temperatura).

A reação direta de ionização da água é endotérmica (calor de reação negativo, transfere-se energia do sistema para o exterior).

1.4. A água é uma espécie química anfotérica (ou anfiprótica), porque, em reações de ácido-base,

- (A) se comporta sempre como um ácido.
(B) se comporta sempre como uma base.
(C) se pode comportar como um ácido ou como uma base.
(D) nunca se comporta como um ácido nem como uma base.

C

<https://en.wikipedia.org/wiki/Amphoterism>

2. Com o objetivo de estudar o pH de soluções aquosas, um grupo de alunos realizou várias medições, utilizando um sensor devidamente calibrado.

- 2.1. Os alunos começaram por medir o pH de uma amostra de água mineral.

Os valores de pH obtidos em três ensaios, a 25 °C, encontram-se registados na tabela seguinte.

Ensaio	pH
1	6,47
2	6,43
3	6,48

Obtenha o resultado da medição de pH.

Exprima esse resultado em função do valor mais provável e da incerteza absoluta.

Apresente todas as etapas de resolução.

Média dos valores:

$$\begin{aligned} & 6,40 + (0,07 + 0,03 + 0,08)/3 = \\ & = 6,40 + 0,18/3 \\ & = 6,40 + 0,06 \\ & = 6,46 \end{aligned}$$

Portanto, o valor mais provável do pH é 6,46.

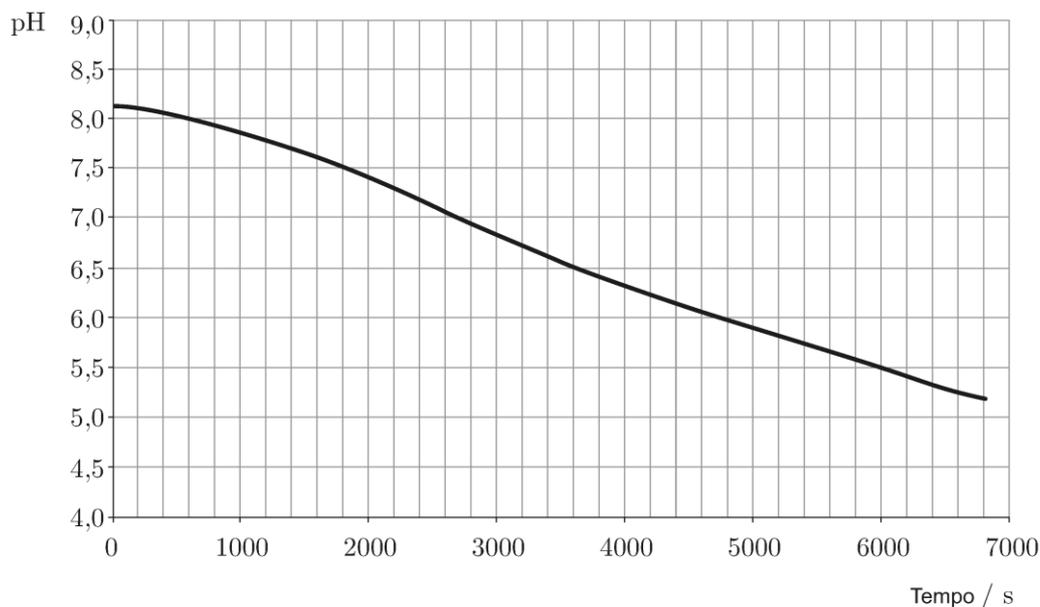
Diferença máxima dos valores obtidos para o valor mais provável:

$$6,46 - 6,43 = 0,03$$

Portanto, o resultado da medição do pH é $6,46 \pm 0,03$.

- 2.2. Em seguida, os alunos mediram, a 25 °C, o pH ao longo do tempo de uma outra amostra de água mineral. A esta amostra foi sendo adicionado dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, durante o intervalo de tempo em que decorreu a experiência.

A figura apresenta o gráfico do pH da amostra de água em função do tempo.



- 2.2.1. A variação de pH que se observa entre os instantes $t = 1800$ s e $t = 6000$ s traduz, em relação à concentração hidrogeniónica,

- (A) um aumento de vinte vezes. (B) um aumento de cem vezes.
 (C) uma diminuição de duas vezes. (D) uma diminuição de mil vezes.

B

Do gráfico:

t	pH
1800 s	7,5
6000 s	5,5

Variação de pH = 5,5 – 7,5 = –2,0.

Como o pH é calculado a partir do logaritmo da concentração do ião H_3O^+ , uma variação de 1 unidade de pH corresponde a uma variação de 10 unidades de concentração, uma variação de 2 unidades de pH corresponde a uma variação de $10^2 = 100$ unidades de concentração, etc.

Exemplo:

concentração de H_3O^+ em mol/dm ³	logaritmo	pH
$10^{-4} = 0,0001$	–4	4
$10^{-3} = 0,001$	–3	3
$10^{-2} = 0,01$	–2	2
$10^{-1} = 0,1$	–1	1
$10^0 = 1$	0	0

https://en.wikipedia.org/wiki/Carbonated_water

- 2.2.2. O CO_2 dissolvido reage com a água, dando origem a um ácido fraco, o ácido carbónico, $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$. A reação pode ser traduzida por



Explique a diminuição do pH da amostra de água mineral, durante o intervalo de tempo em que decorreu a experiência.

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Química de 11.º ano



O produto desta reação, o ácido carbónico, acidifica a solução.

Uma vez atingido o equilíbrio, dissolvendo mais $\text{CO}_2(\text{g})$, o sistema tende a contrariar a perturbação, de acordo com o princípio de Le Châtelier.

Para contrariar a perturbação, a concentração de $\text{CO}_2(\text{g})$ deve diminuir.

Favorece-se a reação direta, que diminui a concentração de $\text{CO}_2(\text{g})$ e aumenta a concentração do ácido carbónico.

Aumentando a concentração de ácido carbónico, diminui o pH da solução (pH = 7, solução neutra; pH < 7, solução ácida).

https://en.wikipedia.org/wiki/Carbonic_acid

3. Num laboratório, um grupo de alunos pretende preparar, com rigor, uma solução aquosa neutra, por meio de uma reação de neutralização, e aproveitar essa solução para verificar como o produto iónico da água, K_w , varia com a temperatura.

A solução aquosa neutra foi preparada misturando 50 mL de ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, com um determinado volume de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$, de concentração $0,500 \text{ mol dm}^{-3}$.

Em seguida, mediram o pH dessa solução a diferentes temperaturas, o que lhes permitiu verificar como K_w varia com a temperatura.

- 3.1. Na preparação, com rigor, da solução aquosa neutra, o volume de NaOH(aq) que tiveram de utilizar foi
- (A) 5,0 mL. (B) 10 mL.
 (C) 15 mL. (D) 20 mL.

B

Solução ácida:

50 mL de HCl(aq)

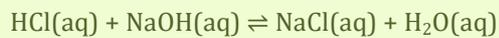
0,100 mol/dm³

Solução básica:

volume = V

0,500 mol/dm³

Reação:



Para que ambas as soluções se neutralizem, a quantidade de HCl tem de ser igual à quantidade de NaOH.

Em 50 mL de HCl(aq) a 0,100 mol/dm³, a quantidade de HCl é:

$$0,050 \text{ dm}^3 \times 0,100 \text{ mol/dm}^3 = 0,005 \text{ mol}$$

No volume V de NaOH(aq) a 0,500 mol/dm³, deve haver uma igual quantidade de NaOH:

$$V \times 0,500 \text{ mol/dm}^3 = 0,005 \text{ mol}$$

Donde,

$$V = (0,005/0,500) \text{ dm}^3$$

$$= (1/100) \text{ dm}^3$$

$$= 0,010 \text{ dm}^3$$

$$= 10 \text{ mL}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_chloride

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hydroxide

[https://en.wikipedia.org/wiki/Neutralization_\(chemistry\)](https://en.wikipedia.org/wiki/Neutralization_(chemistry))

- 3.2. Que material de vidro deve ser utilizado na medição do volume de NaOH(aq)?

- (A) Pipeta graduada. (B) Proveta graduada.
 (C) Copo de precipitação. (D) Pipeta de Pasteur.

A

3.3. Na tabela seguinte apresentam-se os valores de pH da solução preparada, a diversas temperaturas.

Temperatura / °C	pH
20	7,12
25	7,03
30	6,96
35	6,87
40	6,72

Indique, justificando a sua resposta, como varia o produto iónico da água, K_w , em função da temperatura, com base nesta tabela.

Por definição, o produto iónico da água é:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Da tabela, conclui-se que o pH diminui quando a temperatura aumenta.

Definição de pH:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

Simplificando, vem:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Donde:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Assim, e utilizando uma calculadora, vem:

pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$
7,12	$10^{-7,12} = 7,6 \times 10^{-8}$
7,03	$10^{-7,03} = 9,3 \times 10^{-8}$
6,96	$10^{-6,96} = 1,1 \times 10^{-7} = 11 \times 10^{-8}$
etc.	

Portanto, quando o pH aumenta, também aumenta a concentração $[\text{H}_3\text{O}^+]$, que é igual à concentração $[\text{OH}^-]$ porque a solução é neutra.

Ou seja, o produto $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$ aumenta.

Logo, produto iónico da água K_w aumenta quando a temperatura aumenta.

4. *Chuva ácida* é a designação dada à água da chuva cuja acidez seja superior à resultante da dissolução do dióxido de carbono atmosférico em água. Esta dissolução determina, só por si, um pH de cerca de 5,6. A principal causa deste aumento de acidez é a emissão para a atmosfera, em quantidades significativas, de compostos gasosos contendo enxofre e nitrogénio, que originam ácidos fortes em meio aquoso. Os efeitos ambientais da chuva ácida levaram à adoção, pela generalidade dos países, de medidas restritivas da queima de combustíveis fósseis.

4.1. A chuva ácida apresenta um pH _____ a 5,6, resultante da formação de ácidos _____.

(A) inferior ... fracos

(B) superior ... fortes

(C) inferior ... fortes

(D) superior ... fracos

C

https://en.wikipedia.org/wiki/Acid_rain

4.2. Recolheu-se uma amostra de 50,0 mL de água da chuva com pH igual a 5,6.

Qual das seguintes expressões numéricas permite calcular a quantidade de iões H_3O^+ presente nessa amostra de água?

- (A) $\left(\frac{10^{-5,6}}{50 \times 10^{-3}}\right)$ mol (B) $(10^{-5,6} \times 50 \times 10^{-3})$ mol
 (C) $\left(\frac{50 \times 10^{-3}}{10^{-5,6}}\right)$ mol (D) $(10^{-5,6} \times 50 \times 10^{-3})^{-1}$ mol

B

$$50,0 \text{ mL} = 0,0500 \text{ L} = 0,0500 \text{ dm}^3 = 50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Definição de pH

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ na amostra de 50,0 mL:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,6} \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de matéria de iões $[\text{H}_3\text{O}^+]$ nesta amostra:

$$50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 10^{-5,6} \text{ mol/dm}^3 = (50,0 \times 10^{-3} \times 10^{-5,6}) \text{ mol}$$

4.3. Numa solução aquosa ácida, a 25 °C, verifica-se a relação

- (A) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \times 1,0 \times 10^{-14}$ (B) $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] < 1,0 \times 10^{-14}$
 (C) $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] > 1,0 \times 10^{-14}$ (D) $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

D

Nas soluções diluídas, o produto iónico da água é uma constante que só depende da temperatura.

O seu valor não tem unidades e vale, a 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}.$$

5. A elevada acidez da água da chuva, registada em diversos locais da Terra, é atribuída à emissão para a atmosfera de dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, e de óxidos de nitrogénio. Existem várias fontes de SO_2 atmosférico, entre as quais as erupções vulcânicas e a queima de combustíveis fósseis em diversas atividades humanas.

Também a extração de alguns metais, a partir dos respetivos minérios, é uma importante fonte, de natureza antropogénica, de emissão daquele gás para a atmosfera. Por exemplo, a obtenção de zinco, a partir do sulfureto de zinco, $\text{ZnS}(\text{s})$, envolve, numa primeira fase, a reação deste composto com o oxigénio atmosférico. Nesta reação, forma-se óxido de zinco, $\text{ZnO}(\text{s})$, e dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$.

Estima-se que sejam libertados para a atmosfera cerca de 6×10^{10} kg de $\text{SO}_2(\text{g})$ em cada ano.

Chang, R., *Química*, McGrawHill, 8.ª ed., 2005 (adaptado)

- 5.1. O $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ libertado pelos vulcões reage, a temperaturas elevadas, com o oxigénio do ar, formando-se dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, e água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

Escreva a equação química que traduz esta reação e justifique o facto de a emissão de $\text{SO}_2(\text{g})$ para a atmosfera contribuir para o aumento da acidez da água da chuva.

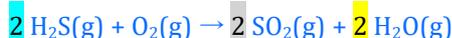
Reagentes:

$\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ e oxigénio do ar

Produtos:

dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, e água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Reação e acerto da equação:



O $\text{SO}_2(\text{g})$ emitido para a atmosfera reage com a água presente na atmosfera, formando ácidos que provocam o aumento da acidez da água da chuva.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_dioxide

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide

- 5.2. O número aproximado de moléculas de $\text{SO}_2(\text{g})$ libertadas para a atmosfera, por ano, pode ser calculado pela expressão

(A) $\frac{6 \times 10^{10} \times 10^3 \times 64,07}{6,02 \times 10^{23}}$

(B) $\frac{6 \times 10^{10} \times 64,07}{6,02 \times 10^{23} \times 10^3}$

(C) $\frac{6 \times 10^{10} \times 10^3 \times 6,02 \times 10^{23}}{64,07}$

(D) $\frac{6 \times 10^{10} \times 6,02 \times 10^{23}}{10^3 \times 64,07}$

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

C

Estima-se que sejam libertados para a atmosfera cerca de 6×10^{10} kg de $\text{SO}_2(\text{g})$ em cada ano.

Massa molar do SO_2 :

$$32,07 \text{ g/mol} + 2 \times 16,00 \text{ g/mol} = 64,07 \text{ g/mol}$$

Quantidade de matéria de SO_2 em 6×10^{10} kg de SO_2 :

$$6 \times 10^{10} \times 10^3 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{64,07 \text{ g}} = \frac{6 \times 10^{10} \times 10^3}{64,07} \text{ mol}$$

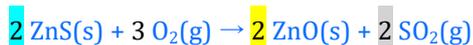
N.º de moléculas nesta quantidade de matéria de SO_2 :

$$\frac{6 \times 10^{10} \times 10^3}{64,07} \times 6,02 \times 10^{23} = \frac{6 \times 10^{10} \times 10^3 \times 6,02 \times 10^{23}}{64,07}$$

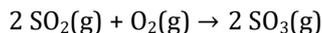
- 5.3. Escreva a equação química que traduz a reação referida no segundo parágrafo do texto.

“Também a extração de alguns metais, a partir dos respetivos minérios, é uma importante fonte, de natureza antropogénica, de emissão daquele gás para a atmosfera. Por exemplo, a obtenção de zinco, a partir do sulfureto de zinco, $\text{ZnS}(\text{s})$, envolve, numa primeira fase, a reação deste composto com o oxigénio atmosférico. Nesta reação, forma-se óxido de zinco, $\text{ZnO}(\text{s})$, e dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$.”

Reação e acerto da reação:



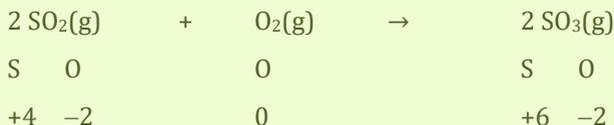
5.4. A reação do $\text{SO}_2(\text{g})$ com o oxigénio na atmosfera pode ser traduzida por



Nesta reação, o número de oxidação do enxofre varia

- (A) de +2 para +3 (B) de +4 para +6
 (C) de -4 para -6 (D) de -2 para -3

B



O número de oxidação do enxofre aumentou de +4 para +6.

O enxofre oxidou-se.

O número de oxidação do oxigénio aumentou de 0 para -2.

O oxigénio reduziu-se. [Apenas o oxigénio livre, $\text{O}_2(\text{g})$].

5.5. Considere uma amostra de $\text{SO}_2(\text{g})$ com metade do volume de uma amostra de $\text{SO}_3(\text{g})$ nas mesmas condições de pressão e de temperatura.

Comparando com a amostra de $\text{SO}_3(\text{g})$, a amostra de $\text{SO}_2(\text{g})$ contém

- (A) o dobro do número total de átomos.
 (B) metade do número total de átomos.
 (C) o dobro do número de átomos de enxofre.
 (D) um terço do número de átomos de oxigénio.

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

D

Amostras:

$\text{SO}_2(\text{g})$, volume $V/2$

$\text{SO}_3(\text{g})$, volume V

N.º de átomos e de moléculas nas duas amostras:

amostra	volume	n.º de moléculas	n.º de átomos de S	n.º de átomos de O
$\text{SO}_2(\text{g})$	$V/2$	$N/2$	$N/2$	$2 \times N/2 = N$
$\text{SO}_3(\text{g})$	V	N	$1 \times N$	$3 \times N$

Assim:

o volume $V/2$ da amostra de $\text{SO}_2(\text{g})$ contém N átomos de O

o volume V da amostra de $\text{SO}_3(\text{g})$ contém $3N$ átomos de O

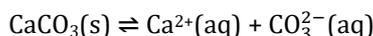
Logo, a amostra de SO_2 contém $1/3$ do número de átomos de O que a amostra de SO_3 contém.

6. A vida dos organismos marinhos com concha enfrenta uma nova ameaça: o aumento do nível de dióxido de carbono (CO_2) atmosférico.

Os oceanos absorvem naturalmente parte do CO_2 emitido para a atmosfera, dissolvendo-o nas suas águas. Uma vez em solução, o CO_2 reage, tornando a água do mar, atualmente a um pH de cerca de 8,1, menos alcalina. Como se continua a emitir enormes quantidades daquele gás, o impacto começa a notar-se — os cientistas mediram já um aumento de acidez de cerca de 30 % na água do mar e preveem um aumento de 100 a 150 % até 2100.

6.4. As conchas dos organismos marinhos são constituídas, maioritariamente, por carbonato de cálcio, CaCO_3 .

6.4.1. O carbonato de cálcio resulta de uma reação de precipitação entre os iões cálcio (Ca^{2+}) e os iões carbonato (CO_3^{2-}) presentes na água. Entre o precipitado e os iões em solução estabelece-se um equilíbrio que é traduzido por:

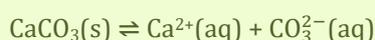


A constante de produto de solubilidade do carbonato de cálcio em água, à temperatura de 25 °C, é $8,7 \times 10^{-9}$.

Qual é a solubilidade desse sal, à mesma temperatura?

- (A) $4,4 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ (B) $1,7 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$
 (C) $7,6 \times 10^{-17} \text{ mol dm}^{-3}$ (D) $9,3 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$

D



Por definição de produto de solubilidade:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}]$$

A concentração destes dois iões é igual, uma vez que a estequiometria da reação é de 1 para 1.

Assim, vem:

$$K_s = c \times c$$

$$8,7 \times 10^{-9} = c^2$$

$$c = 9,3 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Portanto, no equilíbrio,

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = 9,3 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Definição de “solubilidade”: máxima quantidade de soluto que se pode dissolver num dado volume de solvente, a uma dada temperatura e pressão. É usualmente expressa em mol/dm^3 .

Assim, conclui-se que a solubilidade do carbonato de cálcio em água, à temperatura de 25 °C é

$$9,3 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Seashell>

6.4.2. O carbonato de cálcio dissolve-se em meio ácido, devido a uma reação química que pode ser traduzida por:

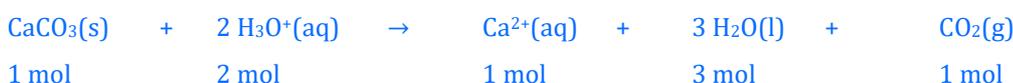


Considere que se quer fazer reagir um conjunto de conchas marinhas, exclusivamente constituídas por CaCO_3 ($M = 100,1 \text{ g mol}^{-1}$), com $7,5 \text{ dm}^3$ de uma solução aquosa de um ácido forte, cuja concentração hidrogeniónica é $0,80 \text{ mol dm}^{-3}$.

Calcule a massa de conchas que é possível dissolver nas condições referidas.

Apresente todas as etapas de resolução.

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Química de 11.º ano



Volume da solução aquosa de um ácido forte, de concentração hidrogeniónica é $0,80 \text{ mol/dm}^3$:

$$7,5 \text{ dm}^3 = 7,5 \text{ L}$$

Concentração hidrogeniónica no ácido forte: $0,80 \text{ mol/dm}^3$.

Quantidade de matéria de H_3O^+ nos $7,5 \text{ dm}^3$ da solução aquosa de um ácido forte:

$$7,5 \text{ dm}^3 \times 0,80 \text{ mol dm}^{-3} = 6,00 \text{ mol}$$

Como a proporção é de 1 mol de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ para 2 mol de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, vem:

$$\frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{2 \text{ mol de H}_3\text{O}^+} = \frac{n}{6,00 \text{ mol}}$$

Donde:

$$n = 3,00 \text{ mol de CaCO}_3$$

Esta quantidade de CaCO_3 tem a massa de:

$$3,00 \text{ mol} \times 100,1 \text{ g/mol} = 300,3 \text{ g} \rightarrow 3,0 \times 10^2 \text{ g}$$

7. As águas naturais contendo CO_2 dissolvido, ao infiltrarem-se no solo, atravessam diversas camadas rochosas, tornando-se geralmente ricas em sais provenientes da dissolução dos minerais existentes nessas rochas.

Quando as águas naturais, ligeiramente ácidas, entram em contacto com rochas calcárias, compostas principalmente por carbonato de cálcio em combinação com algum carbonato de magnésio, os iões $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ reagem com os carbonatos, daí resultando bicarbonatos relativamente solúveis: a água transforma-se numa solução bicarbonatada, que é, com frequência, fracamente alcalina. Esta é a «água dura» que causa o entupimento das canalizações e a formação de incrustações calcárias nas caldeiras.

Philip Ball, *H₂O — Uma Biografia da Água*, Temas e Debates, 2002 (adaptado)

- 7.1. Quando águas naturais, ligeiramente ácidas, entram em contacto com rochas calcárias, a concentração dessas águas em iões $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ _____ e o seu pH _____.

- (A) aumenta... aumenta (B) aumenta ... diminui
(C) diminui ... aumenta (D) diminui ... diminui

C

“(...) a água transforma-se numa solução bicarbonatada, que é, com frequência, fracamente alcalina (...)”.

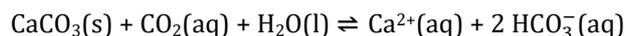
Se aumentar a alcalinidade de uma solução, aumenta a concentração de OH^- e diminui a concentração de H_3O^+ .

Diminuindo a concentração de H_3O^+ , diminui o pH da solução (7, solução neutra; $\text{pH} < 7$, solução ácida).

https://en.wikipedia.org/wiki/Hard_water

- 7.2. A dureza total de uma água é um parâmetro normalmente relacionado com as concentrações dos iões cálcio, Ca^{2+} , e dos iões magnésio, Mg^{2+} , nela contidos.

- 7.2.1. Considere que a dissolução do carbonato de cálcio, CaCO_3 , por ação de uma água contendo CO_2 dissolvido pode ser representada por:



Refira, justificando, com base na reação acima representada, de que modo a presença de uma quantidade apreciável de CO_2 dissolvido pode alterar a dureza da mesma água.

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Química de 11.º ano



Aumentando o reagente $\text{CO}_2(\text{aq})$ neste sistema em equilíbrio, o sistema tende a evoluir de modo a diminuir a quantidade desse reagente, de acordo com o princípio de Le Châtelier.

Portanto, favorece-se a reação direta, que aumenta a quantidade de $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$.

Logo, aumenta a dureza da água que “é um parâmetro normalmente relacionado com as concentrações dos iões cálcio, Ca^{2+} , e dos iões magnésio, Mg^{2+} ”.

7.2.2. Escreva um texto relativo à dureza de uma água, no qual:

- refira uma causa antropogénica que pode influenciar a dureza de uma água de consumo doméstico;
- relacione a concentração em iões cálcio e magnésio numa água com a eficiência da lavagem com sabão, referindo o efeito dessa concentração sobre a formação de espuma e de escuma;
- indique o motivo pelo qual a eficiência da lavagem com detergente é pouco afetada pela dureza da água.

O tratamento da água em estações de tratamento de águas, por adição de compostos de cálcio, influencia a dureza da água para consumo doméstico.

Quanto maior for a concentração em iões cálcio e em iões magnésio na água, menor é a eficiência da lavagem com sabões. Nessas águas formam-se compostos pouco solúveis (que constituem a chamada “escuma”), dificultando a lavagem — os sólidos não contribuem para a remoção de sujidade nas lavagens.

A eficiência da lavagem com detergentes é pouco afetada pela dureza da água: os detergentes, ao contrário do sabão, não formam precipitados na presença de águas duras.

https://en.wikipedia.org/wiki/Water_softening

8. A maior parte da água na Natureza está já contaminada — pelo sal. Este simples facto torna essa água completamente inútil para os organismos em terra, uma vez que, mesmo para a maior parte dos fins industriais, a água do mar é demasiado corrosiva.

Para satisfazer a necessidade e a procura crescentes de água, o ideal seria, obviamente, aumentar a quantidade total de água doce disponível para o consumo humano. Poderemos, assim, redimir a água do mar e fazer com que ela nos sirva diretamente?

A resposta é afirmativa, mas a um preço que é, na maior parte dos casos, completamente proibitivo.

A remoção dos sais da água do mar ou da água salobra — um processo designado por dessalinização — fornece menos de 0,2 % da água doce utilizada no globo.

O método mais antigo e mais simples de dessalinização é a destilação, sendo realizado, em larga escala, apenas em países cuja necessidade desesperada de água está associada a uma economia relativamente abastada. A primeira de todas as unidades de dessalinização, construída no mar Vermelho, para abastecer os navios coloniais britânicos, utilizava este método, continuando ainda hoje, depois de vários melhoramentos introduzidos, a fornecer uma parte considerável da água dessalinizada do mundo.

O principal método alternativo de dessalinização fornece água potável a menos de metade do custo, verificando-se, contudo, que o método de remoção dos sais utilizado nessa técnica de dessalinização não é suficientemente eficaz, o que torna a técnica passível de ser utilizada apenas na purificação de água salobra.

Philip Ball, *H₂O — Uma Biografia da Água*, Temas e Debates, 2002 (adaptado)

8.1. Selecione, com base na informação dada no texto, a opção correta.

- (A) A maior parte da água na Natureza é apropriada ao consumo humano.
- (B) Uma parte considerável da água potável atualmente utilizada é obtida por destilação.
- (C) A destilação é um processo muito pouco eficaz na remoção dos sais da água do mar.
- (D) ■ A dessalinização fornece apenas uma pequena percentagem da água potável atualmente consumida.

D

(A), errado.

“A maior parte da água na Natureza está já contaminada — pelo sal. Este simples facto torna essa água completamente inútil para os organismos em terra, uma vez que, mesmo para a maior parte dos fins industriais, a água do mar é demasiado corrosiva.”

(B), errado.

“O método mais antigo e mais simples de dessalinização é a destilação, sendo realizado, em larga escala, apenas em países cuja necessidade desesperada de água está associada a uma economia relativamente abastada.”

(C), errado.

“O principal método alternativo de dessalinização fornece água potável a menos de metade do custo, verificando-se, contudo, que o método de remoção dos sais utilizado nessa técnica de dessalinização não é suficientemente eficaz.”

(D), correto.

“A remoção dos sais da água do mar ou da água salobra — um processo designado por dessalinização — fornece menos de 0,2 % da água doce utilizada no globo.”

<https://en.wikipedia.org/wiki/Desalination>

8.2. Elabore um texto no qual aborde os seguintes tópicos, relacionados com a dessalinização da água do mar:

- indicação dos processos físicos que ocorrem durante a destilação da água do mar, referindo em que se baseia este método de separação;
- apresentação de uma razão justificativa do elevado custo que aquele método de dessalinização envolve;
- referência a um método alternativo de dessalinização.

A destilação da água do mar ocorre por vaporização da água da solução, seguida de condensação. O ponto de ebulição dos sais dissolvidos na água é muito superior ao ponto de ebulição da água e, por isso, mantêm-se em solução ou ficam como resíduo sólido.

O elevado custo de dessalinização está relacionado com a elevada quantidade de energia que é necessário utilizar para a vaporização da água, se esta for em grande volume.

Nas últimas décadas foram desenvolvidos outros processos de dessalinização, utilizando membranas de ultrafiltração e a chamada osmose inversa, um fenómeno que ocorre numa membrana permeável ao solvente e impermeável aos solutos.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Osmosis>

8.3. A solubilidade do NaCl em água, a 25 °C, é igual a 36,0 g NaCl/100 g H₂O.

Adicionando 90,0 g de NaCl(s) a 250 g de água, a 25 °C, obtém-se uma solução _____ naquele composto, _____ sólido depositado no fundo do recipiente.

- (A) ■ saturada ... sem (B) insaturada ... sem
(C) saturada ... com (D) insaturada ... com

A

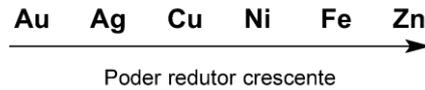
A solubilidade de NaCl é $\frac{36,0 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de água}}$, à temperatura referida.

Adicionando 90,0 g de NaCl(s) a 250 g de água, a relação é:

$$\frac{90,0 \text{ g de NaCl}}{250 \text{ g de água}} = \frac{\frac{90,0 \text{ g}}{2,5} \text{ de NaCl}}{\frac{250 \text{ g}}{2,5} \text{ de água}} = \frac{36,0 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de água}}$$

Portanto, a solução fica saturada e não terá depósito no fundo por que não se ultrapassou 36,0 g de NaCl por 100 g de água.

- 8.4. Os efeitos corrosivos da água do mar, responsáveis pela deterioração dos metais, podem ser observados em moedas antigas encontradas no fundo do mar.
 Considere uma moeda de cobre (Cu) e uma moeda de ouro (Au).
 Indique, justificando com base na informação fornecida a seguir, qual das moedas terá sofrido corrosão em maior extensão.



O cobre tem maior poder redutor que o ouro.

O poder redutor de um metal é uma forma de medir a facilidade com que os átomos desse metal se transformam em iões positivos, cedendo eletrões. Nesse processo, o metal oxida-se.

Portanto, o cobre tem maior facilidade em oxidar-se do que o ouro.

Logo, o cobre sofre corrosão em maior extensão do que o ouro.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Corrosion>

9. Corrosão é a palavra geralmente utilizada para designar a deterioração de metais através de um processo eletroquímico, o que significa que, à medida que o metal se degrada, perde eletrões, convertendo-se numa espécie química diferente.
- O exemplo mais familiar de corrosão é, sem dúvida, o processo de formação de ferrugem sobre o ferro. Embora as reações envolvidas neste processo sejam bastante complexas, pensa-se que as etapas fundamentais sejam a perda de eletrões pelo ferro, Fe, que assim se converte na espécie solúvel $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, e o ganho desses eletrões pelo oxigénio atmosférico, O_2 . A formação de ferrugem é favorecida pela existência de um meio ácido, o que pode ser facultado pela água da chuva, naturalmente ácida devido à dissolução do CO_2 atmosférico.
- No entanto, quando a água da chuva se encontra poluída com ácidos fortes, muito corrosivos, como o ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, e o ácido nítrico, $\text{HNO}_3(\text{aq})$, resultantes essencialmente das emissões para a atmosfera (e posteriores reações) de dióxido de enxofre, SO_2 , e de óxidos de nitrogénio, NO_x , o seu teor em iões H^+ é muitíssimo mais elevado. Este teor, sendo, em muitos casos, cerca de 100 vezes superior ao que ocorre habitualmente, favorece ainda mais a reação de corrosão do ferro.
- A corrosão metálica não se limita, evidentemente, ao ferro, existindo muitos outros metais que sofrem processos análogos de deterioração. A chuva ácida favorece muito a corrosão dos metais, constituindo, assim, um tipo de poluição de efeitos altamente adversos.

Raymond Chang, *Química*, 8.ª ed., McGraw-Hill, 2005 (adaptado)

- 9.1. Com base na informação apresentada no texto, indique a espécie redutora envolvida na reação de corrosão do ferro.

Na corrosão do ferro, o ferro é a espécie redutora.

O ferro é a espécie redutora, que se oxida. Os átomos de ferro perdem eletrões formando iões.

O oxigénio é a espécie oxidante, que se reduz. Os átomos de oxigénio ganham eletrões, formando iões.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Redox>

https://en.wikipedia.org/wiki/Nitric_acid

10.2. A reação do ácido nítrico concentrado com o cobre, Cu, pode ser traduzida por

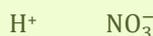


Qual é a variação do número de oxidação do nitrogénio nesta reação?

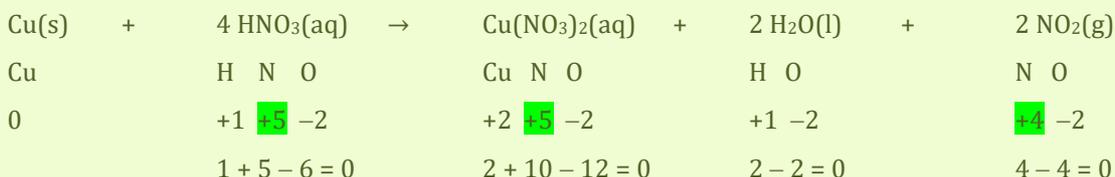
- (A) -1 (B) +1
 (C) +2 (D) -2

A

Iões...



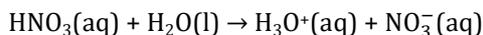
Números de oxidação:



Na formação de NO₂, há uma redução do n.º de oxidação do nitrogénio de +5 para +4.

A variação foi de -1.

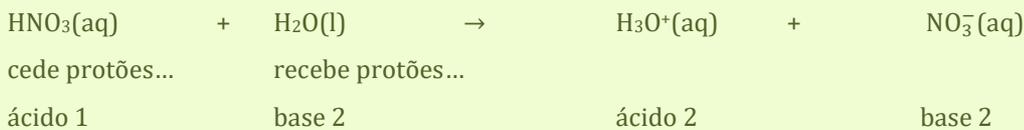
10.3. A reação de ionização do ácido nítrico em água pode ser traduzida por



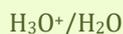
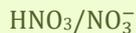
Selecione a opção que apresenta, para esta reação, um par ácido-base conjugado.

- (A) HNO₃ / H₂O (B) HNO₃ / NO₃⁻
 (C) H₂O / NO₃⁻ (D) H₃O⁺ / NO₃⁻

B



Pares ácido-base conjugados:



10.4. Qual é o pH de uma solução aquosa de ácido nítrico de concentração $2,51 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$?

- (A) 1,30 (B) 1,60
 (C) 5,02 (D) 3,30

B

Definição de pH:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$\text{pH} = -\log(2,51 \times 10^{-2})$$

$$= 1,60033 \rightarrow 1,60$$

- 10.5. Sendo o amoníaco, NH_3 , uma base de Brønsted-Lowry mais forte do que a espécie NO_3^- , a espécie
- (A) NH_3 cede iões H^+ com mais facilidade do que a espécie NH_4^+ .
- (B) NO_3^- aceita iões H^+ com mais facilidade do que a espécie NH_3 .
- (C) HNO_3 cede iões H^+ com mais facilidade do que a espécie NH_4^+ .
- (D) HNO_3 aceita iões H^+ com mais facilidade do que a espécie NO_3^- .

C

Pares ácido-base conjugados:

 $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ácido mais fraco, base mais forte (informação no enunciado) $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$ ácido mais forte, base mais fraca

(A), errado.

O ácido NH_4^+ tem maior facilidade a ceder iões H^+ do que a base NH_3 .

(B), errado.

A base NO_3^- é mais fraca do que a base NH_3 , logo é esta que aceita iões H^+ com mais facilidade.

(C), correto.

O ácido HNO_3 é mais forte do que o ácido NH_4^+ , logo cede iões H^+ com mais facilidade do que a espécie NH_4^+ .

(D), errado.

O ácido HNO_3 não aceita iões H^+ , cede.https://en.wikipedia.org/wiki/Brønsted-Lowry_acid-base_theory

11. Admita que dispunha de uma solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$, de concentração mássica $2,50 \times 10^2 \text{ g dm}^{-3}$, e que pretendia preparar, a partir daquela solução concentrada, 500 cm^3 de uma solução diluída, de concentração $0,400 \text{ mol dm}^{-3}$.

- 11.1. Calcule o volume de solução concentrada que teria de medir para preparar a solução pretendida. Apresente todas as etapas de resolução.

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

Solução inicial, solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$ concentração mássica = $2,50 \times 10^2 \text{ g dm}^{-3}$

Para preparar

 $500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ dm}^3$ de uma solução diluídaconcentração da solução diluída = $0,400 \text{ mol/dm}^3$ Quantidade de matéria de NH_3 na solução diluída: $0,500 \text{ dm}^3 \times 0,400 \text{ mol/dm}^3 = 0,200 \text{ mol}$ Massa molar do NH_3 : $14,01 \text{ g/mol} + 3 \times 1,01 \text{ g/mol} = 17,04 \text{ g/mol}$ Massa de NH_3 que tem $0,200 \text{ mol}$: $0,200 \text{ mol} \times 17,04 \text{ g/mol} = 3,408 \text{ g}$

Esta massa de NH_3 é obtida na solução aquosa de amoníaco, $\text{NH}_3(\text{aq})$ de concentração mássica igual a $2,50 \times 10^2 \text{ g dm}^{-3}$.

O volume necessário dessa solução é:

$$3,408 \text{ g} \times \frac{\text{dm}^3}{2,50 \times 10^2 \text{ g}} = 1,36 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 = 13,6 \text{ cm}^3 = 13,6 \text{ mL}$$

<https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia>

11.2. Na diluição efetuada utilizou água destilada, de pH igual a 7,04.

Qual é a concentração de iões H_3O^+ na referida água?

(A) $9,12 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$ (B) $1,00 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

(C) $1,10 \times 10^7 \text{ mol dm}^{-3}$ (D) $8,48 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$

A

Definição de pH:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$7,04 = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,04} \text{ mol/dm}^3 = 9,12 \times 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

11.3. Na solução aquosa diluída de amoníaco, a 25°C , a concentração de iões $\text{OH}^-(\text{aq})$ é $2,7 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ e a concentração de iões $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ é _____ mol dm^{-3} , o que permite concluir que essa solução é _____.

(A) $3,7 \times 10^{-12}$... ácida

(B) $2,7 \times 10^{11}$... ácida

(C) $2,7 \times 10^{11}$... básica

(D) $3,7 \times 10^{-12}$... básica

D

A 25°C , o produto iónico da água é $1,0 \times 10^{-14}$.

Ou seja:

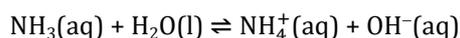
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times 2,7 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,7 \times 10^{-3}}$$

$$= 3,7 \times 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

12. O carácter básico de uma solução de amoníaco deve-se à reação de $\text{NH}_3(\text{aq})$ com a água, que pode ser traduzida por



A constante de basicidade de $\text{NH}_3(\text{aq})$ é $1,8 \times 10^{-5}$, a 25°C .

12.1. A reação de $\text{NH}_3(\text{aq})$ com a água corresponde a um processo de

(A) dissociação completa.

(B) dissociação parcial.

(C) ionização completa.

(D) ionização parcial.

D

Por definição, a constante de basicidade é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e}$$

A constante de basicidade da reação é um valor pequeno, $1,8 \times 10^{-5} = 0,000018$.

Portanto, o numerador da fração é pequeno quando comparado com o denominador.

Ou seja, as concentrações de NH_4^+ e OH^- são pequenas.

Logo, há apenas ionização parcial de NH_3 na interação com a água.

12.2. A constante de acidez do ácido conjugado de $\text{NH}_3(\text{aq})$, a 25 °C, é

- (A) $\frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}$ (B) $\frac{1,8 \times 10^{-5}}{1,00 \times 10^{-14}}$
 (C) $\frac{\sqrt{1,00 \times 10^{-14}}}{1,8 \times 10^{-5}}$ (D) $\frac{1}{1,8 \times 10^{-5}}$

A

Por definição de produto iónico da água, K_w , temos

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = K_a \times K_b$$

A 25 °C, o produto iónico da água é $1,0 \times 10^{-14}$.

Portanto:

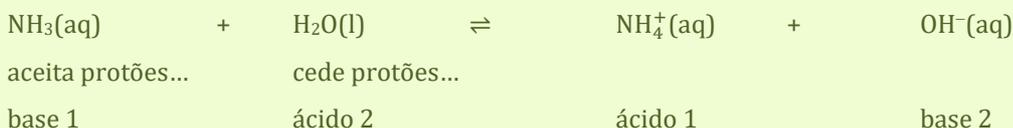
$$1,0 \times 10^{-14} = K_a \times 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}$$

12.3. A espécie $\text{NH}_3(\text{aq})$ é uma base mais fraca do que a espécie $\text{OH}^-(\text{aq})$. Esta afirmação permite concluir que a espécie

- (A) $\text{NH}_3(\text{aq})$ aceita iões H^+ com maior facilidade do que a espécie $\text{OH}^-(\text{aq})$.
 (B) $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ cede iões H^+ com maior facilidade do que a espécie $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
 (C) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ aceita iões H^+ com maior facilidade do que a espécie $\text{NH}_3(\text{aq})$.
 (D) $\text{OH}^-(\text{aq})$ cede iões H^+ com maior facilidade do que a espécie $\text{NH}_4^+(\text{aq})$.

B



Pares ácido-base conjugados:

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ácido mais forte, base mais fraca (informação no enunciado)

$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ ácido mais fraco, base mais forte

(A), errado.

A base $\text{NH}_3(\text{aq})$ é mais fraca, logo tem maior dificuldade a aceitar iões H^+ do que a base $\text{OH}^-(\text{aq})$.

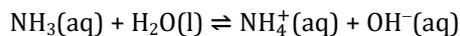
(B), correto.

O ácido $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ é mais forte, logo cede iões H^+ com maior facilidade do que a espécie $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

(C), errado.

O ácido $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ é mais fraco, logo cede iões H^+ com maior dificuldade do que o ácido NH_4^+ .
 (D), errado.
 A base $\text{OH}^-(\text{aq})$ não cede iões OH^- , recebe.

13. O amoníaco é uma base fraca, cuja reação de ionização em água pode ser traduzida por



- 13.1. Considere uma solução aquosa comercial de amoníaco, de concentração 13 mol dm^{-3} e de densidade $0,91 \text{ g cm}^{-3}$, que é posteriormente diluída 500 vezes.
 A solução obtida por diluição da solução comercial tem um pH de 10,83, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
 Determine a concentração de amoníaco não ionizado na solução mais diluída.
 Apresente todas as etapas de resolução.

Solução inicial, solução aquosa comercial de amoníaco:

concentração 13 mol/dm^3

densidade $0,91 \text{ g/cm}^3$

Uma amostra desta solução é diluída 500 vezes:

pH da solução diluída 10,83 à temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$

Concentração da solução diluída 500 vezes:

$$\frac{13 \text{ mol/dm}^3}{500} = 2,60 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Como o pH da solução diluída é 10,83, a concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ é:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$10,83 = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,83} \text{ mol/dm}^3 = 1,4791 \times 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

Tendo em conta o valor do produto iónico da água, pode calcular-se a concentração de $\text{OH}^-(\text{aq})$:

$$1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \times 10^{-14} = 1,4791 \times 10^{-11} \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,4791 \times 10^{-11}}$$

$$= 6,761 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

De acordo com a estequiometria da reação,



a concentração de $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ é igual à de $\text{OH}^-(\text{aq})$, desprezando a autoionização da água.

Portanto:

$$[\text{NH}_4^+] = 6,761 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

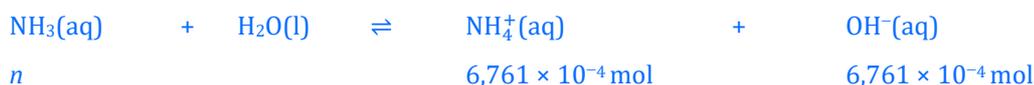
A concentração da solução diluída 500 vezes é:

$$2,60 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Assumindo um volume de 1 dm^3 , há:

$2,60 \times 10^{-2} \text{ mol}$ de amoníaco na solução diluída,
 parte como $\text{NH}_3(\text{aq})$ e parte ionizado como $\text{NH}_4^+(\text{aq})$

Esta quantidade resulta da soma da quantidade de $\text{NH}_3(\text{aq})$ e de $\text{NH}_4^+(\text{aq})$:



Logo:

$$2,60 \times 10^{-2} \text{ mol} = n + 6,761 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Donde:

$$n = 2,60 \times 10^{-2} \text{ mol} - 6,761 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$= 2,53 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como assumimos que o volume da solução diluída era 1 dm^3 , a concentração de NH_3 na solução diluída é:

$$[\text{NH}_3] = 2,53 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

- 13.2. Considere uma solução aquosa de amoníaco, de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, cujo pH, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, é 11,1. Verifique que a ordem de grandeza da constante de basicidade do $\text{NH}_3(\text{aq})$, à mesma temperatura, é 10^{-5} .

Apresente todas as etapas de resolução.

Solução aquosa de amoníaco:

concentração $0,10 \text{ mol/dm}^3$

pH, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, é 11,1

Se o pH é 11,1, a concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ é:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$11,1 = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,1} \text{ mol/dm}^3 = 7,943 \times 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

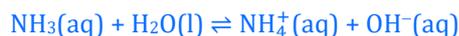
Como se conhece o valor do produto iónico da água, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, vem:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$7,943 \times 10^{-12} \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,259 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

De acordo com a estequiometria da reação,



a concentração de $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ é igual à de $\text{OH}^-(\text{aq})$, desprezando a autoionização da água.

Portanto:

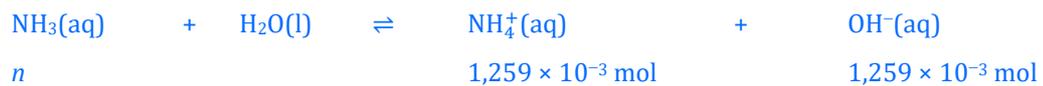
$$[\text{NH}_4^+] = 1,259 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Assumindo um volume de 1 dm^3 , há:

$0,10 \text{ mol}$ de amoníaco na solução diluída,

parte como $\text{NH}_3(\text{aq})$ e parte ionizado como $\text{NH}_4^+(\text{aq})$

Esta quantidade resulta da soma da quantidade de $\text{NH}_3(\text{aq})$ e de $\text{NH}_4^+(\text{aq})$:



Logo:

$$0,10 \text{ mol} = n + 1,259 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = 0,0987 \text{ mol}$$

$$n = 9,87 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como assumimos um volume de 1 dm^3 , as concentrações na solução diluída no equilíbrio são:

$$[\text{NH}_3]_e = 9,87 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NH}_4^+]_e = 1,259 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{OH}^-]_e = 1,259 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A constante de basicidade do $\text{NH}_3(\text{aq})$ é dada por:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e}$$

Substituindo valores, vem:

$$K_b = \frac{1,259 \times 10^{-3} \times 1,259 \times 10^{-3}}{9,87 \times 10^{-2}}$$

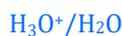
$$= 1,6 \times 10^{-5}$$

Portanto, a ordem de grandeza da constante de basicidade é 10^{-5} , à temperatura referida.

- 13.3. Escreva a equação química que traduz a reação do ião $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ com a água. Identifique, nessa reação, os pares conjugados ácido-base.

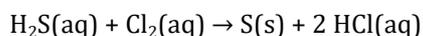


Pares conjugados ácido-base:



14. O ácido sulfídrico, $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$, é um ácido diprótico muito fraco.

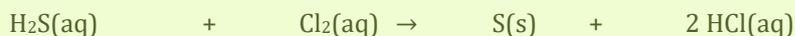
- 14.1. O mau cheiro de uma solução contendo $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ pode ser removido pela adição de cloro, $\text{Cl}_2(\text{aq})$, a essa solução. A reação que ocorre é traduzida por



Nesta reação, o agente redutor é o

- (A) $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ que é oxidado pelo $\text{Cl}_2(\text{aq})$. (B) $\text{Cl}_2(\text{aq})$ que é oxidado pelo $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$.
 (C) $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ que é reduzido pelo $\text{Cl}_2(\text{aq})$. (D) $\text{Cl}_2(\text{aq})$ que é reduzido pelo $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$.

A



$$2 \times (+1) - 2 = 0$$

Número de oxidação de S:

aumentou de -2 para 0

oxidação

S é oxidado

H_2S é o agente redutor, reduz o Cl

Número de oxidação de Cl:

diminuiu de 0 para -1

reduziu-se

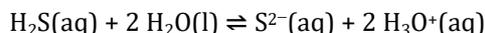
Cl é reduzido

Cl_2 é o agente oxidante, oxida o S em H_2S

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide

<https://en.wikipedia.org/wiki/Chlorine>

14.2. A reação do ácido sulfídrico com a água pode ser traduzida por

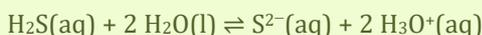


A constante de acidez do $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$, definida para a reação anterior, é $6,8 \times 10^{-23}$, a 25°C .

14.2.1. A uma dada temperatura, o ácido sulfídrico

- (A) ioniza-se tanto mais quanto menor for o pH do meio.
- (B) ■ ioniza-se tanto mais quanto maior for o pH do meio.
- (C) dissocia-se tanto mais quanto maior for o pH do meio.
- (D) dissocia-se tanto mais quanto menor for o pH do meio.

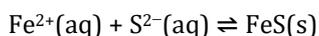
B



Quanto maior for o pH, menor é a concentração de H_3O^+ .

Deste modo, a reação direta (ionização de H_2S) é favorecida.

14.2.2. O sulfureto de ferro, FeS , é um sal bastante insolúvel em água, cujo produto de solubilidade é $6,3 \times 10^{-18}$, a 25°C . A precipitação deste sal, em solução aquosa, pode ser traduzida por



Admita que se pretende precipitar sulfureto de ferro a partir de uma solução que contém 4,47 g de ião $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ($M = 55,85 \text{ g mol}^{-1}$) por dm^3 , utilizando ácido sulfídrico de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, que é mantida constante ao longo da reação.

Determine a concentração hidrogeniónica necessária para que o sulfureto de ferro possa precipitar.

Apresente todas as etapas de resolução.



55,85 g/mol

1 mol

4,47 g

1 mol

1 mol

Quantidade de matéria de Fe^{2+} em 4,47 g:

$$4,47 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{55,85 \text{ g}} = 0,0800 \text{ mol}$$

Cálculo da concentração de S^{2-}

Sulfureto de ferro, FeS , sal bastante insolúvel em água:

produto de solubilidade $6,3 \times 10^{-18}$, a 25°C

Da definição de produto de solubilidade,

$$K_s = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

vem:

$$6,3 \times 10^{-18} = [\text{Fe}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}]$$

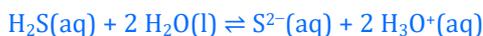
Portanto, a concentração de S^{2-} é:

$$6,3 \times 10^{-18} = 0,0800 \times [S^{2-}]$$

$$[S^{2-}] = 7,875 \times 10^{-17} \text{ mol/dm}^3$$

Cálculo da concentração hidrogeniónica $[H_3O^+]$ para que o sulfureto de ferro H_2S precipite

Reação entre o sulfureto de ferro (ácido, cede protões) e a água (base, recebe protões):



Constante de acidez do $H_2S(aq)$:

$$6,8 \times 10^{-23}, \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ácido sulfídrico $H_2S(aq)$:

concentração $0,10 \text{ mol/dm}^3$ (mantida constante ao longo da reação)

Da definição de constante de acidez,

$$K_a = \frac{[S^{2-}]_e \times [H_3O^+]_e^2}{[H_2S]_e}$$

vem:

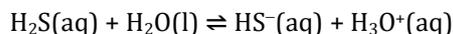
$$6,8 \times 10^{-23} = \frac{7,875 \times 10^{-17} \times [H_3O^+]_e^2}{0,10}$$

$$[H_3O^+] = 2,94 \times 10^6 \text{ mol/dm}^3$$

[https://en.wikipedia.org/wiki/Iron\(II\)_sulfide](https://en.wikipedia.org/wiki/Iron(II)_sulfide)

15. O ácido sulfídrico, $H_2S(aq)$, é um ácido diprótico muito fraco, cuja ionização global em água ocorre em duas etapas sucessivas.

A primeira etapa da ionização ocorre em muito maior extensão do que a segunda e pode ser traduzida por



A constante de acidez do $H_2S(aq)$, definida para a reação anterior, é $1,32 \times 10^{-7}$, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

- 15.1. Considere $250,0 \text{ cm}^3$ de uma solução de ácido sulfídrico cujo pH, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, é 3,94.

Determine a quantidade de ácido sulfídrico não ionizado que existe naquele volume de solução, considerando apenas a contribuição da reação acima indicada para a ionização do ácido em água.

Apresente todas as etapas de resolução.



Solução de ácido sulfídrico $H_2S(aq)$

$$\text{pH} = 3,94, \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$250,0 \text{ cm}^3$$

Cálculo das concentrações no equilíbrio:

Se o pH é 3,94, a concentração de $[H_3O^+]$ é:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$3,94 = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3,94} \text{ mol/dm}^3 = 1,148 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Tendo em conta a estequiometria da reação, verifica-se que $[H_3O^+] = [HS^-]$. Portanto:

$$[HS^-] = 1,148 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Da definição de constante de acidez,

$$K_a = \frac{[\text{HS}^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{H}_2\text{S}]_e}$$

vem:

$$1,32 \times 10^{-7} = \frac{1,148 \times 10^{-4} \times 1,148 \times 10^{-4}}{[\text{H}_2\text{S}]_e}$$

Donde:

$$[\text{H}_2\text{S}]_e = 9,984 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Cálculo da quantidade de ácido sulfídrico, H_2S , não ionizado na solução

volume da solução:

$$250,0 \text{ cm}^3 = 0,2500 \text{ dm}^3$$

concentração de ácido sulfídrico, H_2S , na solução:

$$9,984 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

quantidade de matéria de ácido sulfídrico, H_2S :

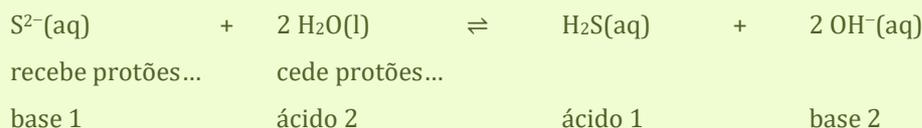
$$0,2500 \text{ dm}^3 \times 9,984 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 2,496 \times 10^{-2} \text{ mol} \rightarrow 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

- 15.2. O ião sulfureto, $\text{S}^{2-}(\text{aq})$, é a base conjugada da espécie $\text{HS}^-(\text{aq})$ na reação que corresponde à segunda etapa da ionização do ácido sulfídrico em água.

A reação entre o ião $\text{S}^{2-}(\text{aq})$ e a água pode ser traduzida por

- (A) $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 (B) $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 (C) $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
 (D) $\text{S}^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

B

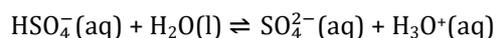
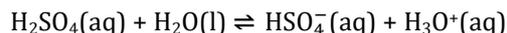
Reação entre o ião sulfureto $\text{S}^{2-}(\text{aq})$ e a água $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$:

(A), errado, a carga total “antes” (-2) difere da carga total “depois” (+2).

(C), errado, a equação não está “certa nos H e O”.

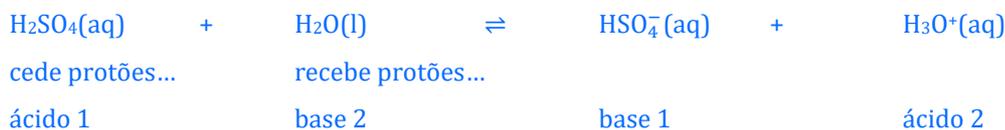
(D), errado, a carga total “antes” (-2) difere da carga total “depois” (+2).

16. O ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, é um ácido diprótico que se ioniza em água em duas etapas sucessivas, traduzidas por



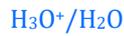
Na primeira etapa de ionização, o $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ comporta-se como um ácido forte, podendo considerar-se a sua ionização completa. Na segunda etapa, a espécie $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$ comporta-se como um ácido fraco.

- 16.1. Identifique um par conjugado de ácido-base nas reações acima representadas.





Pares conjugados ácido-base [qualquer um destes]:



- 16.2. O pH de uma solução aquosa de ácido sulfúrico é determinado pela concentração hidrogeniónica total, que depende da contribuição das duas etapas de ionização — a concentração hidrogeniónica resultante da segunda etapa é adicionada à concentração resultante da primeira.

Considere uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$ na qual a concentração de equilíbrio final da espécie $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$ é $3,5 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine o pH da solução aquosa de ácido sulfúrico, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

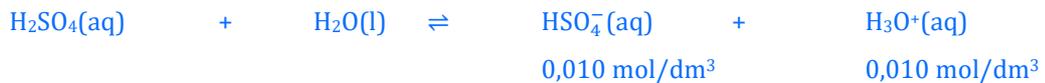
Apresente todas as etapas de resolução.

Solução aquosa de ácido sulfúrico:

concentração $0,010 \text{ mol/dm}^3$

Assumindo volume constante, atendendo à estequiometria (1 mol de H_2SO_4 para 1 mol de H_3O^+) e ao facto da reação ser completa, vem:

1.ª etapa:



Num volume de 1 dm^3 :

$$0,010 \text{ mol} \qquad \qquad \qquad 0,010 \text{ mol}$$

2.ª etapa, no equilíbrio e assumindo um volume de 1 dm^3 :



A quantidade de SO_4^{2-} forma-se a partir de $0,010 \text{ mol}$ de HSO_4^- que originou:

$$3,5 \times 10^{-3} \text{ mol de HSO}_4^- \text{ e } n \text{ de SO}_4^{2-}$$

Portanto:

$$0,010 \text{ mol} = 3,5 \times 10^{-3} \text{ mol} + n$$

Donde:

$$n = 0,0065 \text{ mol}$$

No equilíbrio, no volume de 1 dm^3 , porque a estequiometria é de 1 mol de SO_4^{2-} para 1 mol de H_3O^+ :



Ou seja, a quantidade total de H_3O^+ é:

$$0,0065 \text{ mol} + 0,010 \text{ mol} = 0,0165 \text{ mol}$$

Como se assumiu um volume de 1 dm^3 , a concentração de H_3O^+ é:

$$0,0165 \text{ mol/dm}^3$$

O pH de uma solução com esta concentração hidrogeniónica é:

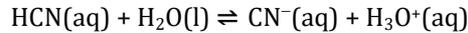
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\text{mol/dm}^3}\right)$$

$$= -\log(0,0165)$$

$$= 1,78$$

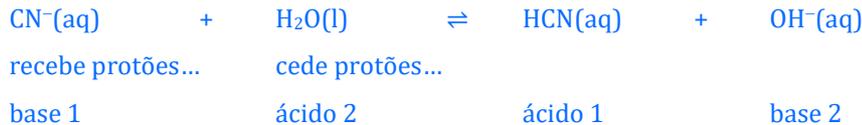
17. O cianeto de hidrogénio dissolve-se em água, dando origem ao ácido cianídrico, HCN(aq), um ácido monoprotónico fraco, cuja constante de acidez é $4,9 \times 10^{-10}$, a 25 °C.

A reação do ácido cianídrico com a água pode ser traduzida por



- 17.1. Escreva a equação química que traduz a reação do ião cianeto, $\text{CN}^{\text{-}}(\text{aq})$, com a água.

Refira, justificando, se esse ião se comporta, nessa reação, como um ácido ou como uma base segundo Brønsted-Lowry.



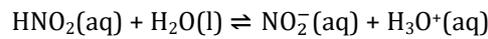
O ião cianeto $\text{CN}^{\text{-}}(\text{aq})$ comporta-se como uma base de Brønsted-Lowry: recebe protões $\text{H}^+(\text{aq})$ da água (que se comporta como ácido) para formar HCN(aq) .

Par conjugado ácido-base: $\text{CN}^{\text{-}}/\text{HCN}$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_cyanide

- 17.2. O ácido nitroso, $\text{HNO}_2(\text{aq})$, é outro ácido monoprotónico fraco, cuja constante de acidez é $4,5 \times 10^{-4}$, a 25 °C.

A reação do ácido nitroso com a água pode ser traduzida por

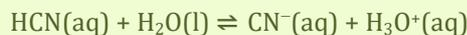


- 17.2.1. Comparando, em termos das respetivas ordens de grandeza, a força do ácido nitroso com a força do ácido cianídrico, conclui-se que o ácido nitroso é cerca de

- (A) ■ 10^6 vezes mais forte do que o ácido cianídrico.
 (B) 10^4 vezes mais forte do que o ácido cianídrico.
 (C) 10^6 vezes mais fraco do que o ácido cianídrico.
 (D) 10^4 vezes mais fraco do que o ácido cianídrico.

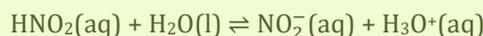
A

ácido cianídrico



constante de acidez: $4,9 \times 10^{-10}$, a 25 °C

ácido nitroso



constante de acidez: $4,5 \times 10^{-4}$, a 25 °C

Comparando as duas constantes de acidez:

$$\frac{4,5 \times 10^{-4} \text{ do ácido nitroso}}{4,9 \times 10^{-10} \text{ do ácido cianídrico}} \approx$$

$$\approx \frac{10^{-4} \text{ do ácido nitroso}}{10^{-10} \text{ do ácido cianídrico}}$$

$$\approx \frac{10^4 \times 10^{-4} \text{ do ácido nitroso}}{10^4 \times 10^{-10} \text{ do ácido cianídrico}}$$

$$\approx \frac{10^0 \text{ do ácido nitroso}}{10^{-6} \text{ do ácido cianídrico}}$$

$$\approx \frac{1 \text{ do ácido nitroso}}{10^{-6} \text{ do ácido cianídrico}}$$

$$\approx \frac{10^6 \text{ do ácido nitroso}}{1 \text{ do ácido cianídrico}}$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Nitrous_acid

- 17.2.2. Considere uma solução de ácido nitroso cujo pH, a 25 °C, é 2,72. Determine a concentração inicial de HNO₂ na solução, à mesma temperatura. Apresente todas as etapas de resolução.



Solução de ácido nitroso

pH, a 25 °C, é 2,72

Cálculo da concentração hidrogeniónica da solução:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ &= 10^{-2,72} \\ &= 1,905 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Como a estequiometria da reação é de 1 mol de NO₂⁻ para 1 mol de H₃O⁺, tem-se:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1,905 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{NO}_2^-] &= 1,905 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Tendo em conta a definição da constante de acidez, vem, para a concentração de equilíbrio do ácido nitroso:

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{NO}_2^-]_e \times [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HNO}_2]_e} \\ 4,5 \times 10^{-4} &= \frac{1,905 \times 10^{-3} \times 1,905 \times 10^{-3}}{[\text{HNO}_2]_e} \end{aligned}$$

Donde:

$$\begin{aligned} [\text{HNO}_2]_e &= \frac{1,905 \times 10^{-3} \times 1,905 \times 10^{-3}}{4,5 \times 10^{-4}} \\ &= 8,06 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

No equilíbrio, há ácido nitroso não ionizado HNO₂(aq) e ião nitroso NO₂⁻(aq).

Assumindo um volume constante de solução de 1 dm³, tem-se, no equilíbrio:



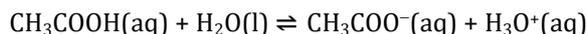
A quantidade total inicial é, pois, a soma destas duas quantidades:

$$8,06 \times 10^{-3} \text{ mol} + 1,905 \times 10^{-3} \text{ mol} = 9,965 \times 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como se assumiu um volume de 1 dm³, a concentração inicial de ácido nitroso seria:

$$1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

18. O ácido acético, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$, é um ácido monoprotónico fraco, cuja ionização em água pode ser traduzida por



- 18.1. Nesta reação, podem ser identificados dois pares conjugados de ácido-base, segundo a teoria de Brønsted-Lowry.

O que é uma base conjugada de um ácido de Brønsted-Lowry?

Base conjugada: espécie química que se forma após a perda de um protão H^+ pelo ácido respetivo.

https://en.wikipedia.org/wiki/Acetic_acid

- 18.2. Considere uma solução aquosa de ácido acético de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, à qual foi sendo adicionada uma solução aquosa de hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$.

A tabela seguinte apresenta os valores de pH, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, da solução inicial e das soluções resultantes das adições efetuadas, em função do volume total de $\text{NaOH}(\text{aq})$ adicionado.

Volume total de $\text{NaOH}(\text{aq}) / \text{cm}^3$	pH
0,00	2,88
10,00	4,16
25,00	4,76
40,00	5,36
50,00	8,73

- 18.2.1. Determine a percentagem de ácido acético não ionizado na solução inicial. Apresente todas as etapas de resolução.

Solução aquosa inicial de ácido acético

concentração $0,100 \text{ mol/dm}^3$

O pH desta solução inicial é 2,88.

Da definição de pH, resulta:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ &= 10^{-2,88} \\ &= 1,318 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

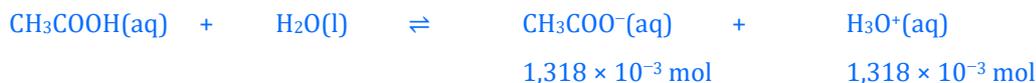
Reação:



Como a estequiometria da reação é de 1 mol de CH_3COO^- para 1 mol de H_3O^+ , tem-se:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+]_e &= 1,318 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-]_e &= 1,318 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Assumindo um volume constante de solução de 1 dm^3 , tem-se, no equilíbrio e antes da adição da base $\text{NaOH}(\text{aq})$:



Como a concentração inicial de ácido acético era $0,100 \text{ mol/dm}^3$, no equilíbrio a quantidade de ácido acético é (no volume constante de solução de 1 dm^3):

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{COOH}]_e &= 0,100 \text{ mol} - 1,318 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ &= 9,8682 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

Cálculo da percentagem de ácido acético não ionizado:

$$\frac{9,8682 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,100 \text{ mol}} \times 100 = 98,7\%$$

18.2.2. Quando o volume total de NaOH(aq) adicionado é 40,00 cm³, verifica-se que a concentração hidrogeniónica, em relação ao valor inicial, diminui cerca de

- (A) duas vezes. (B) três vezes.
(C) trezentas vezes. (D) mil vezes.

C

Nessa altura o pH era 5,36 e no início era 2,88

Comparando as concentrações hidrogeniónicas nessas duas alturas, vem:

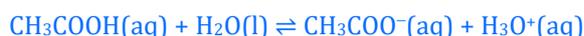
$$\frac{10^{-5,36}}{10^{-2,88}} = 0,0033 \approx \frac{1}{300}$$

18.2.3. O ácido acético é um ácido fraco e, assim, a sua ionização em água ocorrerá em pequena extensão.

Conclua, justificando com base no Princípio de Le Châtelier, se a ionização deste ácido em água é favorecida pela adição de NaOH(aq).

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Química de 11.º ano

Reação do ácido acético com a água (em pequena extensão...):



Na solução a adicionar, NaOH(aq), apenas há, além de água, iões Na⁺(aq) e OH⁻(aq).

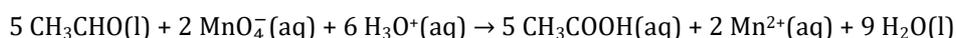
Portanto, a adição de iões OH⁻(aq) vai facilitar a reação entre os iões OH⁻(aq) e H₃O⁺(aq), que origina água.

Ou seja, essa adição vai facilitar a diminuição de H₃O⁺(aq).

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o sistema reage contrariando a perturbação.

Portanto, o sistema reage facilitando a reação direta, reação de ionização do ácido acético, de modo a contrariar a diminuição de H₃O⁺(aq).

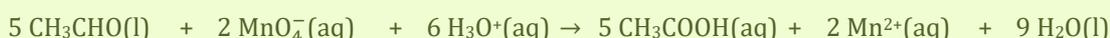
18.3. O ácido acético pode formar-se a partir do etanal, CH₃CHO, segundo uma reação que pode ser traduzida por



Na reação considerada, o número de oxidação do manganês (Mn)

- (A) aumenta, atuando o ião permanganato (MnO₄⁻) como redutor.
(B) aumenta, atuando o ião permanganato (MnO₄⁻) como oxidante.
(C) diminui, atuando o ião permanganato (MnO₄⁻) como redutor.
(D) diminui, atuando o ião permanganato (MnO₄⁻) como oxidante.

D



$$n + 4 \times (-2) = -1 \qquad \qquad \qquad +2$$

$$n - 8 = -1$$

$$n = +7$$

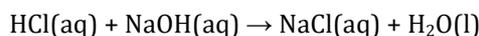
O número de oxidação do manganês (Mn) diminui de +7 para +2.

O manganês reduziu-se.

O ião permanganato (MnO_4^-) atuou como oxidante.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Acetaldehyde>

19. O ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, é um dos ácidos mais utilizados em laboratórios de Química. Em solução aquosa, o ácido clorídrico, $\text{HCl}(\text{aq})$, reage com o hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$. Esta reação pode ser traduzida pela seguinte equação química:



- 19.1. Considere que se fez reagir $25,0 \text{ cm}^3$ de ácido clorídrico, de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$, com um determinado volume de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, contendo $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NaOH . Calcule o pH da solução resultante, sabendo que o volume total desta solução é $35,0 \text{ cm}^3$. Apresente todas as etapas de resolução.

Volume total da solução

$$35,0 \text{ cm}^3$$

Volume da solução de hidróxido de sódio:

$$35,0 \text{ cm}^3 - 25,0 \text{ cm}^3 = 10,0 \text{ cm}^3 = 10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Solução de ácido clorídrico

concentração $0,100 \text{ mol/dm}^3$

$$\text{volume } 25,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$\text{quantidade de matéria de HCl} = 25,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0,100 \text{ mol/dm}^3 = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

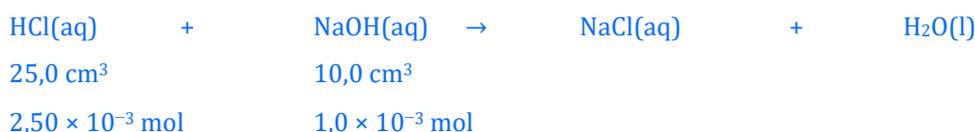
Solução de hidróxido de sódio

contendo $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NaOH

$$\text{volume } 10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

$$\text{concentração} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,10 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

No início:



No final:



A estequiometria da reação é de 1 mol de HCl para 1 mol de NaOH .

Como se fez reagir $2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de HCl , seriam necessários $2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NaOH .

Só se utilizou $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NaOH .

O NaOH é o reagente limitante e o HCl é o reagente em excesso.

A quantidade em excesso de HCl é

$$2,50 \times 10^{-3} \text{ mol} - 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

O HCl é um ácido forte. A ionização das moléculas de HCl é praticamente completa:



O par conjugado ácido-base é $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hydroxide

20.2. Titulou-se uma solução contendo 0,328 g de um ácido monoprótico forte com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$, de concentração $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$.

O volume de $\text{NaOH}(\text{aq})$ gasto até ao ponto de equivalência da titulação foi $16,40 \text{ cm}^3$.

Determine a massa molar do ácido monoprótico em solução.

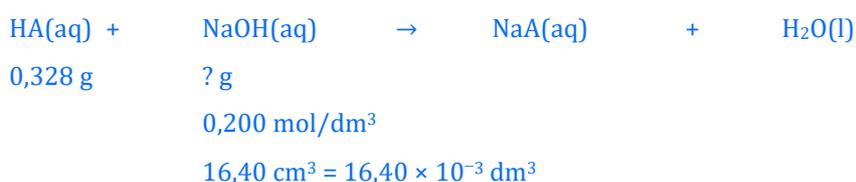
Apresente todas as etapas de resolução.

Ácido monoprótico representado por

$\text{HA}(\text{aq})$

par conjugado ácido-base HA/A^-

Reação:



Quantidade de NaOH utilizada na titulação, existente neste volume de $16,40 \text{ cm}^3$:

$$16,40 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0,200 \text{ mol/dm}^3 = 3,280 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Como a proporção reacional é de 1 mol de HA para 1 mol de NaOH , tem-se:

quantidade de HA utilizado na titulação:

$$3,280 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Esta quantidade de HA corresponde à massa de 0,328 g.

Portanto, a massa molar de HA é:

$$\frac{0,328 \text{ g}}{3,280 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 100 \text{ g/mol}$$

21. O cloreto de prata, AgCl , é um sal cujo produto de solubilidade é, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, $1,8 \times 10^{-10}$.
 Numa solução aquosa contendo iões Ag^+ e Cl^- , a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, formar-se-á um precipitado de AgCl , se
- (A) as concentrações daqueles iões forem inferiores à solubilidade do AgCl .
 - (B) as concentrações daqueles iões forem iguais à solubilidade do AgCl .
 - (C) o produto das concentrações daqueles iões for superior a $1,8 \times 10^{-10}$.
 - (D) o produto das concentrações daqueles iões for inferior a $1,8 \times 10^{-10}$.

C

Definição de produto de solubilidade do AgCl :

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e$$

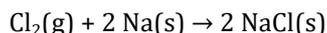
$$1,8 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e$$

Quando o produto das concentrações $[\text{Ag}^+]_e$ e $[\text{Cl}^-]_e$ for igual ou superior a $1,8 \times 10^{-10}$, há formação de precipitado de AgCl (i.e., forma-se AgCl sólido, que não se dissolve devido à solução já estar saturada).

https://en.wikipedia.org/wiki/Silver_chloride

https://en.wikipedia.org/wiki/Solubility_equilibrium#Dissolution_with_dissociation

22. Considere a reação traduzida por

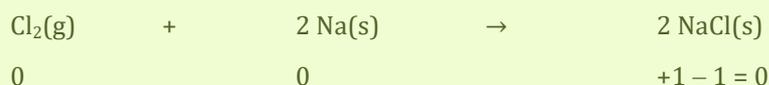


Nesta reação, o cloro atua como

- (A) oxidante, oxidando-se. (B) oxidante, reduzindo-se.
 (C) redutor, reduzindo-se. (D) redutor, oxidando-se.

B

Números de oxidação:



Cloro:

- o número de oxidação diminuiu de 0 para -1
- reduziu-se
- o cloro Cl oxidou o sódio Na
- o cloro atua como oxidante

Sódio:

- o número de oxidação aumentou de 0 para +1
- oxidou-se
- o sódio Na reduziu o cloro Cl
- o sódio atua como redutor

<https://www.youtube.com/watch?v=VBReOjo3ri8>

23. O poder redutor de diversos metais pode ser comparado a partir dos resultados de algumas experiências simples.

23.1. Para comparar o poder redutor dos metais manganês (Mn), ferro (Fe), prata (Ag) e chumbo (Pb), adicionou-se um pequeno pedaço de cada um destes metais a várias soluções aquosas, cada uma contendo íons positivos de um desses mesmos metais, em concentrações semelhantes.

A tabela seguinte apresenta os resultados obtidos.

Metal \ Ião metálico	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
Mn	—	Há reação	Há reação	Há reação
Fe	Não há reação	—	Há reação	Há reação
Ag	Não há reação	Não há reação	—	Não há reação
Pb	Não há reação	Não há reação	Há reação	—

Indique qual dos metais tem menor poder redutor.

Prata.

Poder redutor: capacidade de ceder eletrões a outra espécie.

Os átomos de manganês Mn cedem eletrões a qualquer dos íons indicados.

Os átomos de ferro Fe não cedem eletrões ao íon Mn²⁺ mas cedem aos íons Ag⁺ e Pb²⁺.

Os átomos de prata Ag não cedem eletrões a qualquer dos iões indicados.

Os átomos de chumbo Pb não cedem eletrões aos iões Mn^{2+} e Fe^{2+} mas cedem aos iões Ag^+ .

O metal que tem menor poder redutor é a prata: os seus átomos não cedem eletrões a qualquer dos iões indicados.

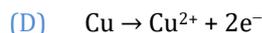
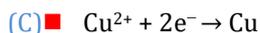
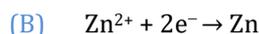
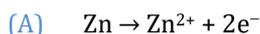
https://en.wikipedia.org/wiki/Reducing_agent

- 23.2. Colocaram-se pequenos pedaços de zinco (Zn) em cada uma de duas soluções aquosas contendo catiões metálicos em concentrações semelhantes: uma solução de sulfato de cobre (II), $CuSO_4$, e uma solução de nitrato de magnésio, $Mg(NO_3)_2$.

Os resultados obtidos encontram-se na tabela seguinte.

Metal	Catião metálico	
	Cu^{2+}	Mg^{2+}
Zn	Houve reação e formou-se um depósito sobre o zinco, apresentando este metal um aspecto bastante corroído. A solução inicial era azul e, no final, ficou praticamente incolor.	Não houve reação

- 23.2.1. A semirreação de redução que ocorre pode ser traduzida por



C

“Houve reação e formou-se um depósito sobre o zinco, apresentando este metal um aspecto bastante corroído. A solução inicial era azul e, no final, ficou praticamente incolor.”

Ou seja, o zinco oxidou-se e formou-se um depósito de cobre metálico.

A única opção que representa a formação de cobre metálico é a opção (C).

- 23.2.2. Qual dos três metais (Zn, Cu, Mg) apresenta maior poder redutor?

Magnésio.

Poder redutor: capacidade de ceder eletrões a outra espécie.

Os átomos de zinco Zn cedem eletrões aos iões Cu^{2+} .

O zinco Zn tem maior poder redutor do que o cobre Cu.

Os átomos de zinco Zn não cedem eletrões aos iões Mg^{2+} .

O zinco Zn tem menor poder redutor do que o magnésio Mg.

Poder redutor crescente:

cobre ; zinco ; magnésio

24. O magnésio é um metal valioso, usado, como metal estrutural leve, em ligas, em baterias e em sínteses químicas. Apesar de o magnésio ser abundante na crosta terrestre, é mais barato retirar este metal da água do mar. O método de obtenção do magnésio a partir da água do mar implica a utilização de calcário e de ácido clorídrico e envolve três tipos de reações: reações de precipitação, de ácido-base e de oxidação-redução.

Raymond Chang, *Química*, 5.ª ed., Lisboa, McGraw-Hill Portugal, 1994, p. 124 (adaptado)

24.1. Numa primeira fase, o calcário é aquecido a altas temperaturas, de modo a obter-se óxido de cálcio, CaO, que, quando tratado com água do mar, forma hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂.

24.1.1. O hidróxido de cálcio dissolve-se em água,

- (A) ionizando-se completamente. (B) dissociando-se completamente.
 (C) ionizando-se parcialmente. (D) dissociando-se parcialmente.

B

Os cristais de hidróxido de cálcio são formados por iões Ca²⁺ e OH⁻.

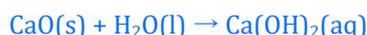
Quando interagem com a água, os iões dissociam-se, isto é, a estrutura dos cristais desfaz-se e os iões misturam-se com as moléculas de água.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium>

24.1.2. Preveja, justificando, se o pH da água do mar utilizada no tratamento de uma amostra de óxido de cálcio, CaO(s), aumenta, diminui ou se mantém constante.

Nota: item com conteúdos da unidade 1 de Química de 11.º ano.

“óxido de cálcio, CaO, que, quando tratado com água do mar, forma hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂”:



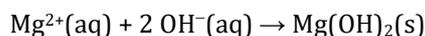
Portanto, na solução aumentam as concentrações de Ca²⁺ e OH⁻.

Aumentando a concentração de OH⁻, aumenta a basicidade da solução.

O pH da solução deve aumentar: solução neutra pH = 7, solução básica pH > 7.

24.2. Numa segunda fase, ocorre a precipitação dos iões magnésio, Mg²⁺(aq), existentes na água do mar, sob a forma de hidróxido de magnésio, Mg(OH)₂.

24.2.1. A precipitação do hidróxido de magnésio ($M = 58,33 \text{ g mol}^{-1}$) pode ser traduzida por



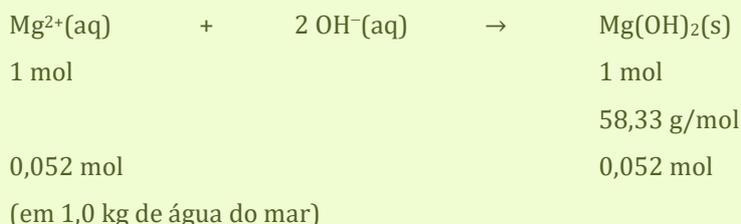
Admita que 1,0 kg de água do mar contém 0,052 moles de iões Mg²⁺(aq) e que se pretende obter, pelo menos, 1,0 kg de hidróxido de magnésio.

Que massa de água do mar terá, no mínimo, de ser utilizada?

- (A) 17 kg (B) $3,3 \times 10^2 \text{ kg}$
 (C) 52 kg (D) $1,0 \times 10^3 \text{ kg}$

Nota: item da unidade 1 da Química de 11.º ano

B



Massa de Mg(OH)₂ correspondente a 0,052 mol:

$$0,052 \text{ mol} \times 58,33 \text{ g/mol} = 3,033 \text{ g} = 3,033 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

Massa de água do mar necessária para obter 1,0 kg de hidróxido de magnésio, Mg(OH)₂:

$$\frac{1,0 \text{ kg de água do mar}}{3,033 \times 10^{-3} \text{ kg de Mg(OH)}_2} = \frac{m}{1,0 \text{ kg}}$$

Donde:

$$m = 329,7 \text{ kg} \rightarrow 3,3 \times 10^2 \text{ kg}$$

24.2.2. Os produtos de solubilidade do Ca(OH)_2 e do Mg(OH)_2 são, respetivamente, $6,5 \times 10^{-6}$ e $7,1 \times 10^{-12}$, a 25°C .

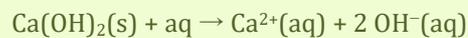
Comparando a solubilidade destes dois hidróxidos, conclui-se que o Mg(OH)_2 é cerca de

- (A) 10^6 vezes menos solúvel do que o Ca(OH)_2 .
- (B) 10^6 vezes mais solúvel do que o Ca(OH)_2 .
- (C) 10^2 vezes mais solúvel do que o Ca(OH)_2 .
- (D) 10^2 vezes menos solúvel do que o Ca(OH)_2 .

D

Pretende-se comparar a solubilidade, não o produto de solubilidade.

Dissociação e produto de solubilidade de hidróxido de cálcio Ca(OH)_2 :



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]_e \times [\text{OH}^{-}]_e^2$$

Representando por s a concentração $[\text{Ca}^{2+}]_e$ em mol/dm³, $2s$ é a concentração de $[\text{OH}^{-}]$ uma vez que há 1 ião Ca^{2+} por cada 2 iões OH^{-} .

Substituindo, vem:

$$6,5 \times 10^{-6} = s \times (2s)^2$$

$$6,5 \times 10^{-6} = s \times 4s^2$$

Donde:

$$s = \sqrt[3]{\frac{6,5 \times 10^{-6}}{4}}$$

$$= 1,17 \times 10^{-2}$$

Portanto:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,17 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2 \times 1,17 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 2,34 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Dissociação e produto de solubilidade de hidróxido de cálcio Mg(OH)_2 :



$$K_s = [\text{Mg}^{2+}]_e \times [\text{OH}^{-}]_e^2$$

Representando por s a concentração $[\text{Mg}^{2+}]_e$ em mol/dm³, $2s$ é a concentração de $[\text{OH}^{-}]$ uma vez que há 1 ião Mg^{2+} por cada 2 iões OH^{-} .

Substituindo, vem:

$$7,1 \times 10^{-12} = s \times (2s)^2$$

$$7,1 \times 10^{-12} = s \times 4s^2$$

Donde:

$$s = \sqrt[3]{\frac{7,1 \times 10^{-12}}{4}}$$

$$= 1,21 \times 10^{-4}$$

Portanto:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,21 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 1,21 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 2,42 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Comparando as concentrações das espécies $[\text{Ca}^{2+}]$ e $[\text{Mg}^{2+}]$, dissolvidas no equilíbrio, obtém-se:

$$\frac{1,17 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3}{1,21 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3} \approx 100 = 10^2$$

Conclusão:

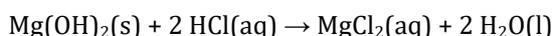
O $\text{Ca}(\text{OH})_2$ é cerca de 100 vezes mais solúvel do que o $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

O $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é cerca de 100 vezes menos solúvel do que o $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

https://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_hydroxide

https://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium_hydroxide

- 24.3. Numa terceira fase, o hidróxido de magnésio sólido, entretanto separado, reage com ácido clorídrico, formando cloreto de magnésio, MgCl_2 . A reação que ocorre é traduzida por



- 24.3.1. Considere que se utiliza uma solução de ácido clorídrico, de densidade $1,15 \text{ g cm}^{-3}$, que contém 30 %, em massa, de HCl.

Qual das expressões seguintes permite calcular a massa de HCl que existe em 500 cm^3 da solução?

- (A) $(1,15 \times 500 \times 0,30) \text{ g}$ (B) $\left(\frac{1,15 \times 0,30}{0,500}\right) \text{ g}$
 (C) $\left(\frac{1,15 \times 500}{0,30}\right) \text{ g}$ (D) $(1,15 \times 0,500 \times 0,30) \text{ g}$

Nota: item da unidade 2 da Química de 10.º ano

A

Solução de ácido clorídrico

densidade $1,15 \text{ g/cm}^3$

30 % em massa de HCl

volume 500 cm^3

Massa de 500 cm^3 :

$$500 \text{ cm}^3 \times 1,15 \text{ g/cm}^3 = 500 \times 1,15 \text{ g}$$

30 % em massa:

$$0,30 \times 500 \times 1,15 \text{ g}$$

- 24.3.2. Admita que se fez reagir 100 moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ com HCl em excesso e que se obteve 50 moles de MgCl_2 .

A reação pode considerar-se completa, uma vez que

- (A) um dos reagentes se esgotou.
 (B) o rendimento foi inferior a 100 %.
 (C) ambos os reagentes se esgotaram.
 (D) o rendimento foi igual a 100 %.

Nota: item da unidade 1 da Química de 11.º ano

A



A proporção estequiométrica é de 1 mol de Mg(OH)_2 para 1 mol de MgCl_2 .

Logo, 100 mol de Mg(OH)_2 originam 100 mol de MgCl_2 .

Se apenas originaram 50 mol de MgCl_2 , esgotou-se o outro reagente, HCl.

Nota: na realidade, o HCl não estava em excesso; estava, sim, em falta e foi o reagente limitante.

24.3.3. Considere uma outra situação em que o rendimento da reação é 70 %.

Calcule a quantidade, em mole (mol), de hidróxido de magnésio que tem de reagir para ser possível obter, na prática, 2,5 kg de MgCl_2 ($M = 95,21 \text{ g mol}^{-1}$).

Apresente todas as etapas de resolução.

Nota: item da unidade 1 da Química de 11.º ano



Rendimento da reação de 70 %, portanto:

$$\frac{70}{100} \times m \qquad 2\,500 \text{ g}$$

Ou seja, podemos estabelecer a relação seguinte:

$$\frac{58,33 \text{ g}}{\frac{70}{100} \times m} = \frac{95,21 \text{ g}}{2\,500 \text{ g}}$$

Donde:

$$m = \frac{2\,500 \text{ g} \times 58,33 \text{ g}}{\frac{70}{100} \times 95,21 \text{ g}}$$

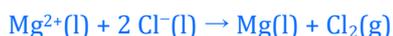
$$= 2\,188 \text{ g}$$

A quantidade de matéria de Mg(OH)_2 correspondente a esta massa é:

$$2\,188 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{95,21 \text{ g}} = 37,5 \text{ mol}$$

24.4. Numa última fase, depois da evaporação da água, o cloreto de magnésio sólido é fundido numa cuba de aço. O cloreto de magnésio fundido contém iões Mg^{2+} e Cl^- . Faz-se então passar uma corrente elétrica através da cuba para reduzir os iões Mg^{2+} e oxidar os iões Cl^- .

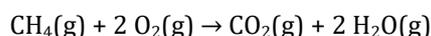
Escreva a equação química que traduz a reação de oxidação-redução relativa à redução dos iões Mg^{2+} e à oxidação dos iões Cl^- , considerando que a oxidação dos iões Cl^- origina uma substância diatómica.



A redução dos iões Mg^{2+} origina átomos de magnésio, Mg.

A oxidação dos iões Cl^- origina átomos de cloro, que formam moléculas de cloro Cl_2 .

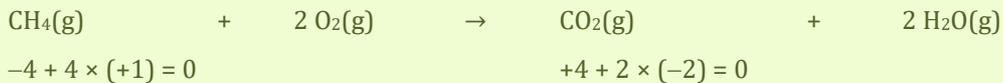
25. A combustão completa do metano, CH_4 , pode ser representada por:



O número de oxidação do carbono, na transformação da espécie CH_4 na espécie CO_2 , varia de

- (A) +4 para -4 (B) ■ -4 para +4
 (C) +4 para +2 (D) -4 para -2

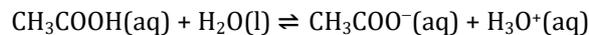
B



Variação do número de oxidação do carbono: de -4 para +4.

<https://www.youtube.com/watch?v=YPOcuBnR9NI>

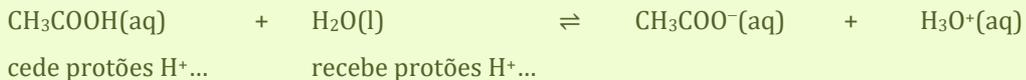
26. O ácido acético, CH₃COOH, apresenta um cheiro muito característico, sendo um componente dos vinagres. É também um ácido correntemente usado em laboratório.
- 26.1. A reação de ionização do ácido acético em água é uma reação incompleta, que pode ser representada por:



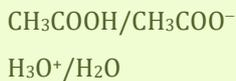
- 26.1.1. Constituem um par conjugado ácido-base, naquela reação,

- (A) ■ H₃O⁺(aq) e H₂O(l) (B) CH₃COOH(aq) e H₃O⁺(aq)
 (C) CH₃COOH(aq) e H₂O(l) (D) H₂O(l) e CH₃COO⁻(aq)

A



Pares conjugados ácido-base:



- 26.1.2. Dissolvendo 5,00 × 10⁻² mol de ácido acético, em água, para um volume total de solução igual a 0,500 dm³, obtém-se uma solução cujo pH é igual a 2,88, a 25 °C.
 Calcule a concentração de ácido acético não ionizado, na solução obtida.
 Apresente todas as etapas de resolução.

Solução de ácido acético:

5,00 × 10⁻² mol
 volume 0,500 dm³
 pH 2,88 a 25 °C

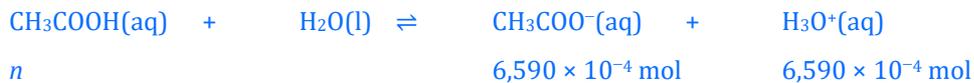
Da definição de pH, resulta:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ &= 10^{-2,88} \\ &= 1,318 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Quantidade de matéria de H_3O^+ presente na solução:

$$0,500 \text{ dm}^3 \times 1,318 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = 6,590 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Quantidades existentes no equilíbrio, tendo em conta a estequiometria da reação (1 mol de CH_3COO^- para 1 mol de H_3O^+):



Sabendo que se dissolveram $5,00 \times 10^{-2}$ mol de ácido acético, tem-se:

$$5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} = n + 6,590 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Donde,

$$n = 4,934 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Como o volume da solução é $0,500 \text{ dm}^3$, a respetiva concentração vale:

$$\frac{4,934 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,500 \text{ dm}^3} = 9,87 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

26.2. O grau de acidez de um vinagre é expresso em termos da massa de ácido acético, em gramas, existente em 100 cm^3 desse vinagre.

Para determinar o grau de acidez de um vinagre comercial, começou por se diluir esse vinagre 10 vezes, obtendo-se um volume total de $100,0 \text{ cm}^3$. Em seguida, fez-se a titulação da solução diluída de vinagre, com uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração conhecida.

26.2.1. Qual é o material de laboratório necessário para efetuar, com rigor, a diluição acima referida?

- (A) Proveta de 10,0 mL, pipeta de 100,0 mL, pompete.
 (B) Balão volumétrico de 100,0 mL, pipeta de 10,0 mL, pompete.
 (C) Proveta de 100 mL, pipeta de 10,0 mL, pompete.
 (D) Balão volumétrico de 10,0 mL, pipeta de 100,0 mL, pompete.

B

Utilizou-se uma pipeta de 10,0 mL para, com auxílio de uma pompete, obter 10,0 mL de vinagre.

Em seguida, colocou-se esses 10,0 mL no balão volumétrico de 100,0 mL e adicionou-se água até à respetiva marca, diluindo 10 vezes o vinagre.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Vinegar>

26.2.2. Considere que o pH no ponto de equivalência da titulação da solução diluída de vinagre é igual a 8,8, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Indique, justificando com base na informação contida na tabela seguinte, qual dos indicadores é adequado para assinalar o ponto de equivalência daquela titulação.

Indicador	Zona de viragem (pH, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$)
Vermelho de metilo	4,2 a 6,3
Azul de bromotimol	6,0 a 7,6
Fenolftaleína	8,0 a 9,6
Amarelo de alizarina	10,1 a 12,0

pH no ponto de equivalência: 8,8.

O único indicador cuja zona de viragem inclui este valor de pH é a fenolftaleína [8,0 a 9,6].

- 26.2.3.** Desprezando a contribuição de outros ácidos presentes no vinagre, a titulação efetuada permitiu determinar a concentração de ácido acético, CH_3COOH ($M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$), na solução diluída de vinagre, tendo-se obtido o valor $7,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

Calcule o grau de acidez do vinagre comercial utilizado.

Apresente todas as etapas de resolução.

Nota: item com conteúdos da unidade 1 da Química de 11.º ano

Concentração de ácido acético, CH_3COOH na solução diluída de vinagre:

$$7,8 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Como a solução foi diluída 10 vezes, a concentração de ácido acético no vinagre é:

$$10 \times 7,8 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 7,8 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$$

A quantidade de matéria de CH_3COOH em $100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$ desse vinagre é:

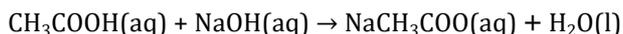
$$0,100 \text{ dm}^3 \times 7,8 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3 = 7,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

A massa de CH_3COOH correspondente a esta quantidade de matéria é:

$$7,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 60,06 \text{ g/mol} = 4,7 \text{ g}$$

Como “o grau de acidez de um vinagre é expresso em termos da massa de ácido acético, em gramas, existente em 100 cm^3 desse vinagre”, conclui-se que o grau de acidez é 4,7.

- 27.** Na titulação de uma solução de ácido acético, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$, com uma solução de hidróxido de sódio, $\text{NaOH}(\text{aq})$, uma base forte, a reação que ocorre pode ser traduzida por



- 27.1.** Considere que o volume de solução de ácido acético a titular é $25,0 \text{ cm}^3$ e que se adicionou $50,0 \text{ cm}^3$ de $\text{NaOH}(\text{aq})$ de concentração $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ até ser atingido o ponto de equivalência da titulação.

Determine a concentração da solução de ácido acético.

Comece por calcular a quantidade de NaOH adicionada até ter sido atingido o ponto de equivalência da titulação.

Apresente todas as etapas de resolução.

Solução de ácido acético a titular

$$\text{volume } 25,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \text{ cm}^3 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Solução titulante de NaOH

$$\text{concentração } 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

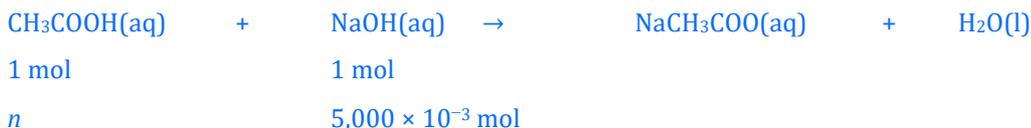
volume da solução titulante

$$50,0 \text{ cm}^3 = 50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

quantidade de matéria de NaOH na solução titulante

$$50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0,100 \text{ mol/dm}^3 = 5,000 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Reação:



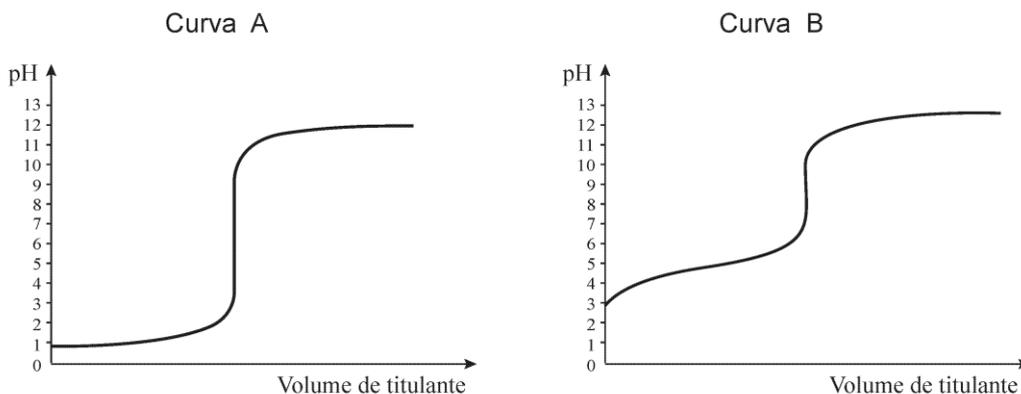
Tendo em conta a estequiometria da reação, conclui-se que a quantidade de matéria de ácido acético era:

$$n = 5,000 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Esta quantidade encontrava-se diluída no volume de $25,0 \text{ cm}^3 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$. Portanto, a sua concentração era:

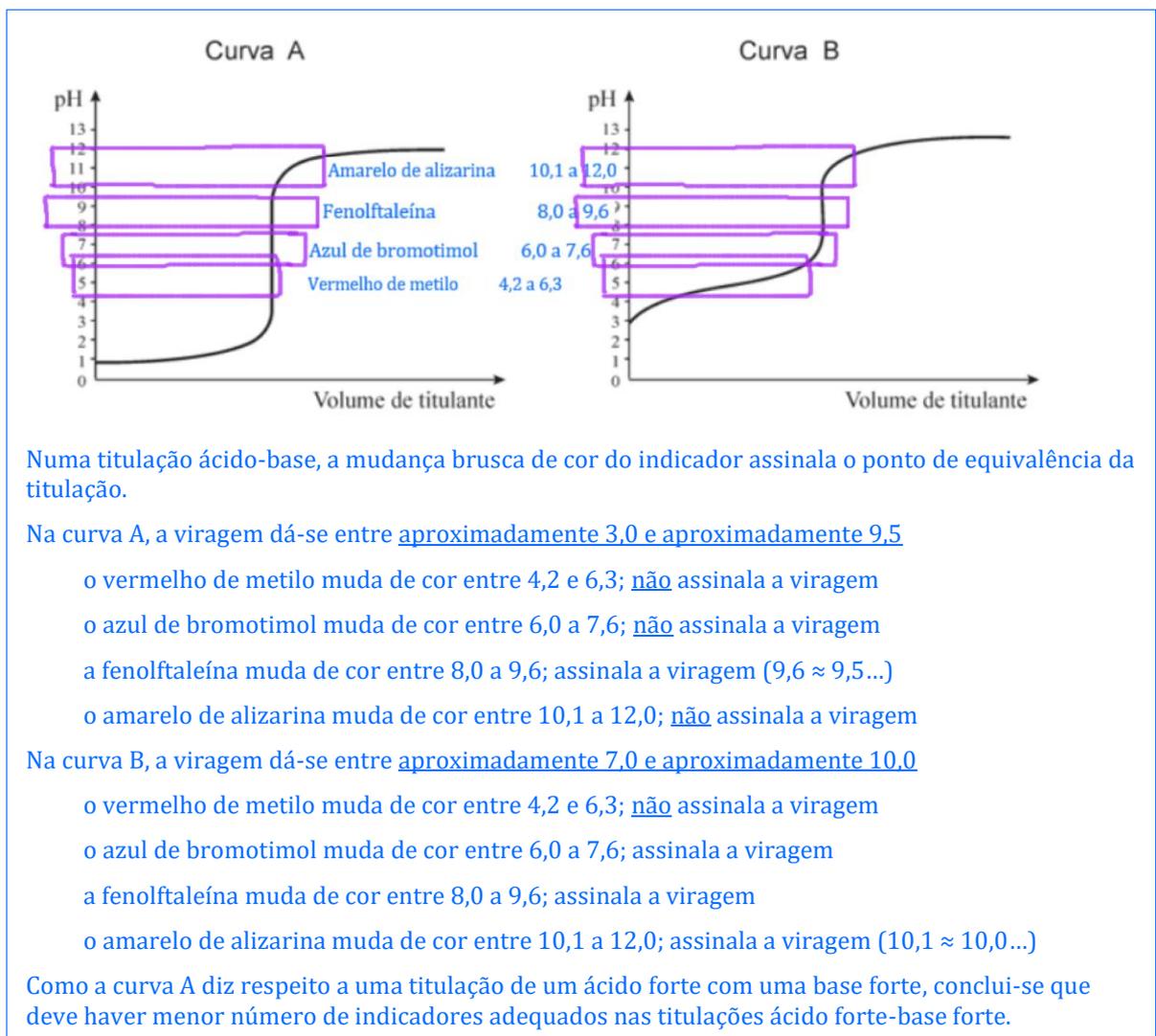
$$\frac{5,000 \times 10^{-3} \text{ mol}}{25,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 2,00 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3 = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

27.2. Na figura, estão representadas uma curva de titulação de um ácido forte com uma base forte (Curva A) e uma curva de titulação de um ácido fraco com uma base forte (Curva B).



Conclua, justificando, a partir das curvas de titulação apresentadas, em qual das situações o número de indicadores ácido-base suscetíveis de serem utilizados será mais reduzido.

Comece por referir qual a função de um indicador ácido-base, numa titulação.



Numa titulação ácido-base, a mudança brusca de cor do indicador assinala o ponto de equivalência da titulação.

Na curva A, a viragem dá-se entre aproximadamente 3,0 e aproximadamente 9,5

- o vermelho de metilo muda de cor entre 4,2 e 6,3; não assinala a viragem
- o azul de bromotimol muda de cor entre 6,0 a 7,6; não assinala a viragem
- a fenolftaleína muda de cor entre 8,0 a 9,6; assinala a viragem (9,6 ≈ 9,5...)
- o amarelo de alizarina muda de cor entre 10,1 a 12,0; não assinala a viragem

Na curva B, a viragem dá-se entre aproximadamente 7,0 e aproximadamente 10,0

- o vermelho de metilo muda de cor entre 4,2 e 6,3; não assinala a viragem
- o azul de bromotimol muda de cor entre 6,0 a 7,6; assinala a viragem
- a fenolftaleína muda de cor entre 8,0 a 9,6; assinala a viragem
- o amarelo de alizarina muda de cor entre 10,1 a 12,0; assinala a viragem (10,1 ≈ 10,0...)

Como a curva A diz respeito a uma titulação de um ácido forte com uma base forte, conclui-se que deve haver menor número de indicadores adequados nas titulações ácido forte-base forte.

https://en.wikipedia.org/wiki/PH_indicator

28. Com o objetivo de determinar a concentração de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH(aq), um grupo de alunos realizou uma atividade laboratorial.

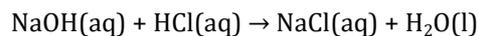
Os alunos começaram por diluir a solução inicial de hidróxido de sódio cinco vezes. Em seguida, titularam 10,0 cm³ da solução diluída com uma solução padrão de ácido clorídrico, HCl(aq), de pH 0,60, tendo gasto 15,20 cm³ desta solução até ao ponto final da titulação, detetado com um indicador adequado.

- 28.1. Refira o nome do instrumento de medida utilizado para medir com rigor o volume da solução de NaOH a titular.

Pipeta.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Pipette>

- 28.2. A reação que ocorre pode ser representada por



Determine a concentração da solução inicial de NaOH.

Apresente todas as etapas de resolução.

Solução inicial de hidróxido de sódio NaOH(aq)

diluída 5 vezes

volume utilizado na titulação

$$10,0 \text{ cm}^3 = 10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Solução padrão de ácido clorídrico HCl(aq)

pH 0,60

volume utilizado até ao ponto final da titulação

$$15,20 \text{ cm}^3 = 15,20 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$$

Da definição de pH, resulta:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$= 10^{-0,60}$$

$$= 0,251 \text{ mol/dm}^3$$

Quantidade de ácido clorídrico HCl utilizado na titulação:

$$15,20 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0,251 \text{ mol/dm}^3 = 3,82 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Como a estequiometria é de 1 mol de HCl para 1 mol de NaOH, a quantidade de NaOH neutralizada foi:

$$3,82 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Esta quantidade estava dissolvida no volume de 10,0 cm³ = 10,0 × 10⁻³ dm³.

Portanto, a concentração dessa solução era:

$$\frac{3,82 \times 10^{-3} \text{ mol}}{10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 3,82 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3 = 0,382 \text{ mol/dm}^3$$

Como a solução titulada resultou de uma solução inicial que foi dissolvida 5 vezes, a concentração dessa solução inicial era:

$$5 \times 0,382 \text{ mol/dm}^3 = 1,9 \text{ mol/dm}^3$$

- 28.3. A escolha inadequada do indicador, que geralmente é adicionado à solução que se encontra _____, conduz a uma diminuição de _____ na determinação da concentração do titulado.

(A) no erlenmeyer ... precisão

(B) no erlenmeyer ... exatidão

(C) na bureta ... precisão

(D) na bureta ... exatidão

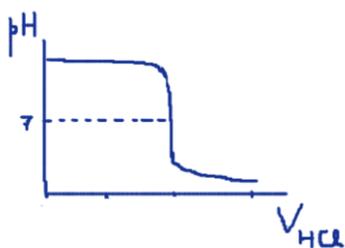
B

A solução a titular, de volume conhecido, é colocada num erlenmeyer para poder ser agitada com facilidade.

A solução titulante é colocada na bureta.

Se o indicador não for adequado, a determinação do ponto de equivalência tem menor exatidão pois o indicador pode não indicar corretamente o pH no ponto de equivalência.

- 28.4. Suponha que, em vez de um indicador, os alunos utilizavam um sensor de pH, o que lhes permitiria obter o gráfico do pH em função do volume de titulante (curva de titulação).
 Apresente o esboço da curva de titulação que seria obtida pelos alunos, assinalando o pH no ponto de equivalência.



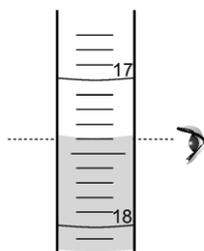
Como se pretende titular uma solução de hidróxido de sódio, NaOH(aq), o pH inicial era muito elevado (próximo de 14).

Adicionando gradualmente solução ácida, HCl(aq), o pH diminui ligeiramente até ao ponto de equivalência.

Na vizinhança do ponto de equivalência, há uma diminuição brusca de pH.

https://en.wikipedia.org/wiki/Titration_curve

29. A concentração de uma solução de um ácido pode ser determinada, experimentalmente, através de uma titulação com uma solução padrão de hidróxido de sódio, NaOH(aq).
- 29.1. Admita que, para efetuar uma titulação de uma solução de um ácido, se começou por encher uma bureta de 50 mL com uma solução padrão de NaOH, aferindo-se o nível de líquido com o zero da escala. Na figura está representado o nível de titulante na bureta num determinado ponto da titulação.



Qual é o resultado da medição do volume de titulante gasto até àquele ponto da titulação?

- (A) $(18,60 \pm 0,05) \text{ cm}^3$ (B) $(17,40 \pm 0,05) \text{ cm}^3$
 (C) $(17,4 \pm 0,1) \text{ cm}^3$ (D) $(18,6 \pm 0,1) \text{ cm}^3$

B

10 divisões entre 17 e 18.

Cada divisão vale $0,1 \text{ cm}^3$.

Leitura feita de 0,05 cm³ em 0,05 cm³ (metade de 0,1 cm³, metade da menor divisão da escala).

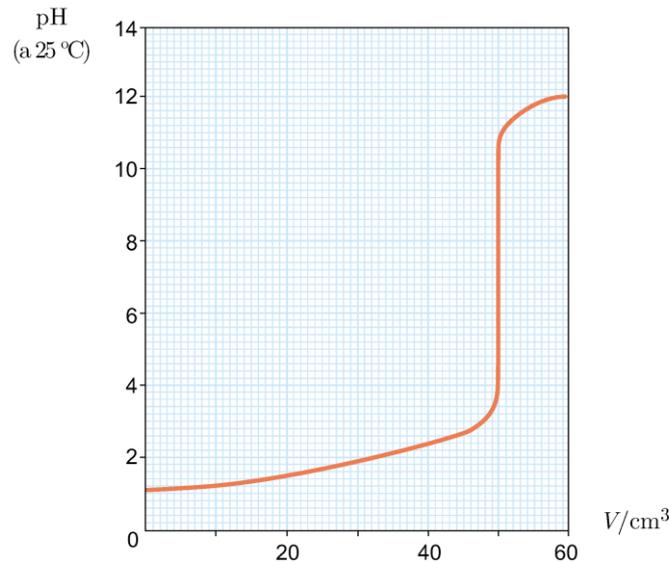
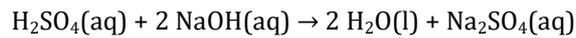
Entre marcas, a leitura é feita por estimativa aproximada à metade da divisão ou à divisão/traço.

Leitura: 17 cm³ + 4 divisões pequenas = 17,40 cm³ (a solução estava inicialmente no topo da bureta).

Incerteza de leitura: metade da menor divisão da escala, 0,05 cm³

Resultado da medição: 17,40 cm³ ± 0,05 cm³ = (17,40 ± 0,05) cm³

- 29.2. A figura seguinte representa a curva de titulação de 25,00 cm³ de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄(aq), com uma solução padrão de NaOH, de concentração 0,10 mol dm⁻³, podendo a reação que ocorre ser representada por:



- 29.2.1. Determine a concentração da solução de ácido sulfúrico, partindo do volume de titulante adicionado até ao ponto de equivalência da titulação. Apresente todas as etapas de resolução.

Titulado (concentração desconhecida)

solução aquosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄

volume 25,00 cm³

Titulante (concentração conhecida)

solução padrão de NaOH

concentração 0,10 mol/dm³

Do gráfico (curva de titulação)

ponto de equivalência quando $V = 50,0 \text{ cm}^3 = 50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$

Quantidade de matéria de NaOH utilizada na titulação:

$$50,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \times 0,10 \text{ mol/dm}^3 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Como a estequiometria da reação é de 1 mol de H₂SO₄(aq) para 2 mol NaOH(aq), a quantidade de H₂SO₄ no ponto de equivalência é:

$$\frac{1}{2} \times 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Tendo em conta o volume do titulado, a respetiva concentração seria:

$$\frac{2,50 \times 10^{-3} \text{ mol}}{25,00 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,100 \text{ mol/dm}^3 = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$$

https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfuric_acid

29.2.2. Na tabela seguinte, referem-se as zonas de viragem de dois indicadores ácido-base.

Indicador	Zona de viragem (pH, a 25 °C)
Azul de bromotimol	6,0 - 7,6
Fenolftaleína	8,0 - 9,6

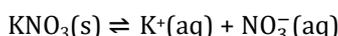
Justifique o facto de aqueles indicadores serem adequados à deteção do ponto de equivalência da titulação considerada.

A variação brusca de pH (de 3,8 para 10,8) ocorre na vizinhança do ponto de equivalência.

Qualquer dos dois indicadores tem cores diferentes antes e depois do ponto de equivalência.

30. O nitrato de potássio, KNO_3 , é um sal inorgânico muito solúvel em água.

O equilíbrio que se estabelece entre o sal sólido e os iões resultantes da dissolução do sal em água pode ser traduzido por



30.1. Considere que se prepara uma solução aquosa de KNO_3 por dissolução do soluto sólido.

30.1.1. O intervalo de tempo necessário à dissolução completa do $\text{KNO}_3(\text{s})$

- (A) não depende do estado de divisão do sólido, nem da agitação da solução.
- (B) não depende do estado de divisão do sólido, mas depende da agitação da solução.
- (C) depende do estado de divisão do sólido e da agitação da solução.
- (D) depende do estado de divisão do sólido, mas não depende da agitação da solução.

C

A rapidez com que ocorre a dissolução de um sal:

— é tanto maior quanto maior for a área de contacto entre os cristais do soluto e o solvente (cristais menores, maior estado de divisão);

— é tanto maior quanto maior for a agitação (aumenta a interação entre as partículas do sólido e as do soluto).

https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_nitrate

30.1.2. Admita que a solução aquosa de KNO_3 preparada é uma solução saturada e que s é a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em mol dm^{-3} , à temperatura a que se encontra a solução.

Qual é a relação entre a solubilidade, s , e as concentrações dos iões $\text{K}^+(\text{aq})$ e $\text{NO}_3^-(\text{aq})$, também expressas em mol dm^{-3} , nessa solução?

- (A) $s = \sqrt{[\text{K}^+]} = \sqrt{[\text{NO}_3^-]}$
- (B) $s = [\text{K}^+]^2 = [\text{NO}_3^-]^2$
- (C) $s = \frac{[\text{K}^+]}{2} = \frac{[\text{NO}_3^-]}{2}$
- (D) $s = [\text{K}^+] = [\text{NO}_3^-]$

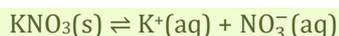
D

Solução aquosa de KNO_3

solução saturada

s é a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em mol/dm^3

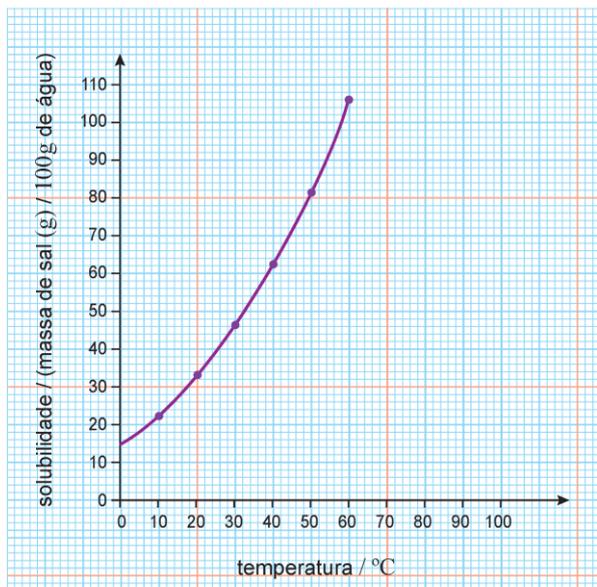
Equilíbrio:



A estequiometria é de 1 mol de $\text{K}^+(\text{aq})$ para 1 mol de $\text{NO}_3^-(\text{aq})$.

As concentrações de K^+ e de NO_3^- são iguais.

- 30.2.** Na figura, está representada a curva que traduz a solubilidade do KNO_3 em água, expressa em massa de sal, em gramas (g), por 100 g de água, em função da temperatura.



- 30.2.1.** Que massa, em gramas (g), de KNO_3 é possível dissolver em 50 g de água à temperatura de 40 °C?

Do gráfico (curva de solubilidade em 100 g de água):

temperatura	solubilidade
40 °C	62 g

Portanto, em 50 g de água, à mesma temperatura:

$$\frac{1}{2} \times 62 \text{ g} = 31 \text{ g}$$

- 30.2.2.** Considere que, ao fazer o estudo experimental da solubilidade do KNO_3 em água em função da temperatura, um grupo de alunos obteve o valor de 55 g de KNO_3 por 100 g de água à temperatura de 30 °C.

Determine o erro relativo, em percentagem, deste valor experimental.

Apresente todas as etapas de resolução.

Do gráfico (curva de solubilidade em 100 g de água):

temperatura	solubilidade
30 °C	46 g

Assumindo este valor como exato, o erro (erro absoluto) da medida é:

$$55 \text{ g} - 46 \text{ g} = 9 \text{ g}$$

O erro relativo, em percentagem, é:

$$\frac{9 \text{ g}}{46 \text{ g}} \times 100 = 19,56 \% \rightarrow 20 \%$$

- 30.2.3.** Conclua, justificando, se a dissolução do $\text{KNO}_3(\text{s})$ em água é um processo endotérmico ou um processo exotérmico.

Do gráfico: à medida que a temperatura aumenta, aumenta a solubilidade, favorecendo a dissolução.

De acordo com o princípio de Le Châtelier, os sistemas evoluem de modo a contrariar as perturbações.

Assim, o aumento de temperatura do sistema favorece o processo que faz diminuir a temperatura, isto é, o processo endotérmico, o processo que absorve energia.

Conclusão: a dissolução do nitrato de potássio em água é um processo endotérmico.

https://en.wikipedia.org/wiki/Endothermic_process

https://en.wikipedia.org/wiki/Exothermic_process