



INSTITUTO
SUPERIOR DE
AGRONOMIA
Universidade de Lisboa

**CADERNO DE APOIO
AULAS TEÓRICO-PRÁTICAS E LABORATORIAIS DE
QUÍMICA GERAL**

LICENCIATURA EM BIOLOGIA

MÓDULO DE QUÍMICA INORGÂNICA

Paula Alvarenga

2018/2019

ÍNDICE:**Exercícios sobre:**

- Constituintes da matéria, reações químicas e relações mássicas	2
- Soluções e unidades de concentração	7
- Termodinâmica química	9
- Cinética química	12
- Equilíbrio químico e fatores que o afetam	15
- Ácidos e bases: reações, equilíbrio e volumetria	20
- Reações de precipitação e equilíbrio de solubilidade	24
- Reações de oxidação-redução e eletroquímica	27





Trabalhos Laboratoriais:

- TRABALHO LABORATORIAL Nº 1 - Preparação de soluções	32
- TRABALHO LABORATORIAL Nº 2 - Determinação da acidez total de um vinho	37
- TRABALHO LABORATORIAL Nº 3 - Determinação do teor em cloretos da água	40

Nota: para a resolução dos exercícios propostos, os alunos deverão consultar a Tabela Periódica e Tabelas de constantes que sejam necessárias e não forem fornecidas no enunciado.

CONSTITUINTES DA MATÉRIA, REAÇÕES QUÍMICAS E RELAÇÕES MÁSSICAS

1. Em quatro vidros de relógio, A, B, C e D pesaram-se as mesmas massas de diferentes substâncias:

	A 	B 	C 	D 
Fórmula química	Cu (s)	CaCl ₂ (s)	CuSO ₄ ·2H ₂ O (s)	S ₈ (s)
Massa	10,0 g	10,0 g	10,0 g	10,0 g

- Indique os nomes das substâncias que se encontram nos vidros de relógio.
- Para as substâncias que são compostos iônicos, indique os iões que as constituem.
- Qual é o vidro de relógio que contém maior número de moles, ou quantidade química, de matéria.
- Calcule o número de átomos de enxofre contidos na amostra D.
- Qual o número de moles de moléculas de água que existe na amostra C.
- Qual o número de moles de iões contidos na amostra B.
- Qual o número total de iões contidos na amostra B.
- Identifique o tipo de unidades estruturais que se encontram na amostra D, e calcule o número unidades estruturais que se encontram naquela quantidade de amostra.
- Identifique o tipo de unidades estruturais que se encontram na amostra A, e calcule a quantidade de unidades estruturais (número de moles!) que se encontram na amostra A.

NOTA: Não esquecer, a **quantidade química é a mole!** Constante de Avogrado: $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

2. Quando adoça o seu café com açúcar, adiciona cerca de 2,0 g de sacarose ao café. Considerando que a fórmula química da sacarose é C₁₂H₂₂O₁₁, calcule:



- A quantidade química (número de moles) de sacarose adicionadas ao café.
 - O número de moléculas de sacarose ingeridas pela pessoa que bebe o café.
 - O número de moles de átomos de hidrogénio ingeridos.
 - O número de átomos de carbono ingeridos.
 - Que tipo de unidades estruturais formam a sacarose.
3. Para a preparação de uma solução de hidróxido de cálcio, Ca(OH)₂, pesaram-se 50,0 g deste sal.
- Que número de moles de hidróxido de cálcio foi medida?
 - Que tipo de unidades estruturais formam esta substância? Identifique-as e calcule o número de cada uma delas.
4. Pesaram-se 107,0 g de clorato de bário monohidratado, Ba(ClO₃)₂·H₂O:
- Calcule a massa de água existente nessa massa de sal hidratado.
 - Calcule o número de moléculas de água existente nessa massa de sal hidratado.

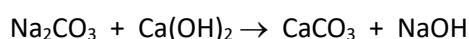
c) Calcule o número de moles de átomos de Ba, Cl e O existentes nessa quantidade de sal?

5. Uma moeda de prata de 5,82 g foi dissolvida em ácido nítrico. Seguidamente, adicionou-se cloreto de sódio à solução, precipitando toda a prata na forma de AgCl. O precipitado obtido pesou 7,20 g. Determine a percentagem de prata na moeda.

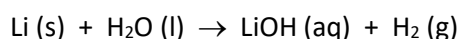
6. Uma amostra de sulfureto de zinco impuro, ZnS, contém 42,34% de Zn. Determine a percentagem de ZnS puro nessa amostra.

SUGESTÃO: Considere uma base de cálculo de 100 g de amostra impura.

7. A preparação comercial da soda cáustica (hidróxido de sódio), NaOH, envolve frequentemente a reação do Na_2CO_3 com a cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, (hidróxido de cálcio). Calcule a massa de NaOH que pode ser obtida pelo tratamento de 1 kg de Na_2CO_3 com $\text{Ca}(\text{OH})_2$?



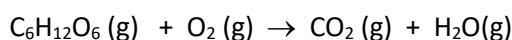
8. Todos os metais alcalinos reagem com a água para produzir hidrogénio gasoso e o correspondente hidróxido do metal alcalino. Uma reação típica é a do lítio com a água, que pode ser descrita pela seguinte equação química:



a) Quantas moles de H_2 se podem formar pela reação completa de 6,23 mol de lítio com água?

b) Quantas gramas de H_2 se podem formar pela reação completa de 80,57 g de lítio com água?

9. Os alimentos que comemos são degradados no nosso organismo para fornecer energia para o crescimento e funções vitais. Uma equação global para este processo pode ser representada pela degradação da glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em dióxido de carbono e água:

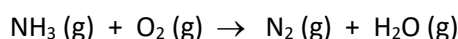


a) Acerte a reação química em questão.

b) Se 856 g de glucose forem consumidas pelo corpo durante um certo período de tempo, qual a massa de CO_2 que poderá ser produzida.

c) Se o rendimento dessa reação for de, apenas, 87%, calcule a massa de CO_2 que se obteria nesse processo.

10. A combustão do amoníaco processa-se de acordo com a equação:



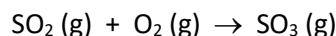
a) Acerte a equação química em questão.

b) Calcule o número de moles de H_2O produzidas na combustão de 1,0 g de NH_3 .

c) Na reação de 25 g de NH_3 com 25 g de O_2 , identifique o reagente em excesso e o reagente limitante.

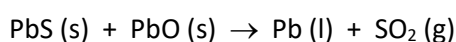
d) Que quantidade do reagente inicialmente em excesso, em gramas, temos no final da reação, considerando as quantidades de reagentes enunciadas em c)?

11. O dióxido de enxofre, SO_2 , reage com o gás oxigénio para formar trióxido de enxofre, SO_3 :



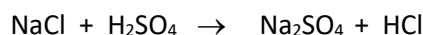
- Acerte a equação química em causa.
- Fizeram-se reagir 20 g de SO_2 com 20 g de O_2 . Diga qual é o reagente em excesso e qual é o limitante. Justifique com os cálculos necessários.
- Calcule a massa de trióxido de enxofre formada nessa reação.
- Que quantidade do reagente inicialmente em excesso, em gramas, temos no final da reação, considerando as quantidades de reagentes enunciadas em c)?
- Calcule o rendimento dessa reação, se a massa de trióxido de enxofre formada nessa reação for metade da prevista.

12. Quando o sulfureto de chumbo, PbS e o óxido de chumbo, PbO , são aquecidos em conjunto, os produtos da reação são chumbo metálico e dióxido de enxofre, SO_2 :



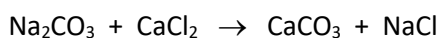
- Acerte a reação química em causa.
- Fizeram-se reagir 250 g de PbS , com 90% de pureza, com 250 g de PbO . Diga qual é o reagente em excesso e qual é o limitante. Justifique com os cálculos necessários.
- Calcule a massa de dióxido de enxofre formada nessa reação.
- Se o rendimento dessa reação for 65%, calcule a massa de Pb que se obterá.

13. Grande parte do ácido clorídrico comercial é preparado pelo aquecimento de NaCl com H_2SO_4 concentrado. **Determine** a quantidade de H_2SO_4 a 90% (m/m) que é necessária para a produção de 1000 kg de ácido clorídrico contendo 42% (m/m) de HCl . A equação química envolvida é a seguinte:



14. Uma amostra de Na_2CO_3 impuro, que pesa 1,2048 g, é dissolvida e submetida à reação com uma solução de CaCl_2 . O CaCO_3 resultante, após precipitação, filtração e secagem, pesou 1,0262 g. Assumindo-se que as impurezas não contribuem para o peso do precipitado, calcule a percentagem de pureza do Na_2CO_3 .

A equação química que descreve a reação é a seguinte:



SOLUÇÕES:

- A: cobre (metálico); B: cloreto de cálcio; C: sulfato de cobre dihidratado; D: enxofre (molecular).
 - CaCl_2 : composto iônico constituído pelo catião cálcio, Ca^{2+} e por dois aniões cloreto, Cl^- ; $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$: composto iônico constituído pelo catião cobre (II) Cu^{2+} e pelo anião sulfato, SO_4^{2-}
 - $n(\text{Cu}) = 0,157 \text{ mol}$; $n(\text{CaCl}_2) = 0,0901 \text{ mol}$; $n(\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,0511 \text{ mol}$; $n(\text{S}_8) = 0,039 \text{ mol}$. Por isso, o vidro de relógio com maior quantidade química de matéria é o A.
 - $1,88 \times 10^{23}$ átomos de S;
 - 0,102 mol H_2O ;
 - 0,27 mol de iões;
 - $1,63 \times 10^{23}$ iões;
 - $2,35 \times 10^{22}$ moléculas;
 - 0,157 mol.
- $5,84 \times 10^{-3} \text{ mol}$;
 - $3,52 \times 10^{21}$ moléculas;

- c) 0,128 mol átomos H;
d) $4,22 \times 10^{22}$ átomos;
e) Moléculas.
3. a) 0,675 mol
b) Iões. Composto iônico constituído pelo catião cálcio, Ca^{2+} e por dois aniões hidróxido, OH^- .
 $4,06 \times 10^{23}$ iões Ca^{2+} e $8,13 \times 10^{23}$ iões OH^- .
4. a) 5,98 g;
b) $2,0 \times 10^{23}$ moléculas;
c) 0,332 mol átomos Ba; 0,664 mol átomos Cl; 2,324 mol átomos O.
5. 93,1% de Ag na moeda.
6. 63,10%.
7. 754,8 g.
8. a) 3,12 g.
b) 11,7 g.
9. a) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{g}) + 6 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
b) 1254,5 g.
c) 1091,4 g.
10. a) $4 \text{NH}_3 (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
b) 0,088 mol.
c) Reagente limitante: O_2 ; Reagente em excesso: NH_3 .
d) 7,3 g.
11. a) $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$
b) Reagente limitante: SO_2 ; Reagente em excesso: O_2 .
c) 25 g.
d) 15 g.
e) 50%.
12. a) $\text{PbS} (\text{s}) + 2 \text{PbO} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{Pb} (\text{l}) + \text{SO}_2 (\text{g})$
b) Reagente limitante: PbO ; Reagente em excesso: PbS .
c) 35,9 g.
d) 226,6 g.
13. 628 kg.
14. 90,3%.

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1																	18						
hidrogênio 1 H 1,0																	hélio 2 He 4,0						
lítio 3 Li 6,9	berílio 4 Be 9,0																	boro 5 B 10,8	carbono 6 C 12,0	nitrogênio 7 N 14,0	oxigênio 8 O 16,0	flúor 9 F 19,0	neônio 10 Ne 20,2
sódio 11 Na 23,0	magnésio 12 Mg 24,3																	alumínio 13 Al 27,0	silício 14 Si 28,1	fósforo 15 P 31,0	enxofre 16 S 32,1	cloro 17 Cl 35,5	argônio 18 Ar 39,9
potássio 19 K 39,1	cálcio 20 Ca 40,1	escândio 21 Sc 45,0	titânio 22 Ti 47,9	vanádio 23 V 50,9	crômio 24 Cr 52,0	manganês 25 Mn 54,9	ferro 26 Fe 55,8	cobalto 27 Co 58,9	níquel 28 Ni 58,7	cobre 29 Cu 63,5	zinco 30 Zn 65,4	gálio 31 Ga 69,7	germânio 32 Ge 72,6	arsênio 33 As 74,9	selênio 34 Se 79,0	bromo 35 Br 79,9	criptônio 36 Kr 83,8						
rubídio 37 Rb 85,5	estrôncio 38 Sr 87,6	ítrio 39 Y 88,9	zircônio 40 Zr 91,2	nióbio 41 Nb 92,9	molibdênio 42 Mo 95,9	tecnécio 43 Tc (98)	rutênio 44 Ru 101,1	ródio 45 Rh 102,9	paládio 46 Pd 106,4	prata 47 Ag 107,9	cádmio 48 Cd 112,4	índio 49 In 114,8	estanho 50 Sn 118,7	antimônio 51 Sb 121,8	telúrio 52 Te 127,6	iodo 53 I 126,9	xenônio 54 Xe 131,3						
césio 55 Cs 132,9	bário 56 Ba 137,3	57-70 * Lu 175,0	hafnício 72 Hf 178,5	tântalo 73 Ta 180,9	tungstênio 74 W 183,8	rênio 75 Re 186,2	ósmio 76 Os 190,2	irídio 77 Ir 192,2	platina 78 Pt 195,1	ouro 79 Au 197,0	mercúrio 80 Hg 200,6	tálio 81 Tl 204,4	chumbo 82 Pb 207,2	bismuto 83 Bi 209,0	polônio 84 Po (209)	astato 85 At (210)	radônio 86 Rn (222)						
frâncio 87 Fr (223)	rádio 88 Ra (226)	89-102 ** Lr (262)	rutherfordório 104 Rf (261)	dúbnio 105 Db (262)	seabórgio 106 Sg (263)	bóhrio 107 Bh (264)	hássio 108 Hs (265)	meitnério 109 Mt (268)	darmstádio 110 Ds (281)	roentgênio 111 Rg (272)	copernício 112 Cn (285)	nipônio 113 Nh (284)	fleróvio 114 Fl (289)	moscóvio 115 Mc (288)	livermório 116 Lv (293)	tenessínio 117 Ts (294)	oganessônio 118 Og (293)						

legenda

nome do elemento
número atômico
símbolo
massa atômica
(número de massa do isótopo mais estável)

* lantânio 57 La 138,9	cério 58 Ce 140,1	praseodímio 59 Pr 140,9	neodímio 60 Nd 144,2	promécio 61 Pm (145)	samário 62 Sm 150,4	europio 63 Eu 152,0	gadolínio 64 Gd 157,3	térbio 65 Tb 158,9	disprósio 66 Dy 162,5	hólmio 67 Ho 164,9	érbio 67 Er 167,3	túlio 67 Tm 168,9	itérbio 70 Yb 173,1
** actínio 89 Ac (227)	tório 90 Th 232,0	protactínio 91 Pa 231,0	urânio 92 U 238,0	netúnio 93 Np (237)	plutônio 94 Pu (244)	amerício 95 Am (243)	cúrio 96 Cm (247)	berquílio 97 Bk (247)	califórnio 98 Cf (251)	einstênio 99 Es (252)	férmio 100 Fm (257)	mendelévio 101 Md (258)	nobélio 102 No (259)

SOLUÇÕES E UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

1. Uma solução contém 50 g de sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, num volume de solução de 500 mL. Sabendo que a sua massa volúmica é $1,2 \text{ g/cm}^3$, calcule:

- Concentração molar (M, mol/L ou mol/dm³).
- Concentração mássica (g/L).
- % mássica (m/m).

2. Até que volume final deve ser diluído um volume de 150 cm^3 de uma solução $0,80 \text{ mol/dm}^3$ de hidróxido de sódio, para que a sua concentração se modifique para $0,25 \text{ mol/dm}^3$?

3. A 300 mL de uma solução de cloreto de sódio 0,2 M, foi adicionada água suficiente para fazer um litro de solução. Qual a molaridade da solução final?

4. Prepararam-se 500 mL de uma amostra de extrato químico de uma planta, contendo $2,61 \mu\text{g}$ de mercúrio. Se a massa volúmica da solução for $1,073 \text{ g/mL}$, calcule a concentração do mercúrio em:

- % (m/m)
- Molaridade
- ppm (mg/l)
- ppb ($\mu\text{g/l}$)

5. Numa amostra de água de rio encontrou-se uma concentração de 183 ppm em cálcio. Calcule:

- A massa de cálcio, expressa em mg, em 100 ml de água.
- A concentração molar do cálcio na água.
- A percentagem em massa (m/m) de cálcio na água (considere que massa volúmica da água de rio é, aproximadamente, $1,0 \text{ g/mL}$).

6. Calcule a massa, em gramas, de sulfato de sódio, Na_2SO_4 , necessária para preparar 500 mL de solução com concentração 0,25 M.

7. Uma solução de ácido clorídrico de massa volúmica $1,19 \text{ g/mL}$, contém 37% de HCl (m/m). Calcule a sua molaridade.

8. Considere que possui no laboratório onde trabalha uma solução de ácido nítrico concentrado, contendo 65% (m/m) de HNO_3 , e que a sua massa volúmica é de $1,6 \text{ g/cm}^3$.

- Calcule a sua concentração molar.
- Qual o volume dessa solução de ácido nítrico concentrado se deve tomar para preparar 250 mL de uma solução do mesmo ácido com concentração $0,5 \text{ mol/dm}^3$?

9. Considere uma solução de ácido clorídrico concentrado, contendo 19% (m/m) de HCl, e com uma massa volúmica é de $1,19 \text{ g/cm}^3$. Se forem pipetados $2,5 \text{ cm}^3$ de solução concentrada para um balão de 500 cm^3 , o qual foi posteriormente cheio com água, calcule a concentração da solução diluída que se pode obter.

10. Qual a molaridade de uma solução de hidróxido de sódio formado pela mistura de 60 mL de solução de concentração 5 M com 300 mL de solução de concentração 2 M?

11. Duas amostras de soluções aquosas de hidróxido de sódio – uma de volume 200 mL e concentração 0,15 M e outra de volume 0,1 L e concentração 0,30M – foram misturadas. Calcule a molaridade da solução final?

12. Juntaram-se 200 cm^3 de uma solução com $0,10 \text{ mol/dm}^3$ de cloreto de sódio com 300 cm^3 de uma solução de concentração $0,20 \text{ mol/dm}^3$ em sulfato de sódio. Calcule a concentração molar em íão sódio na solução resultante.

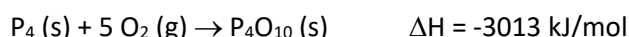
13. A 100 cm^3 de solução de cloreto de hidrogénio de concentração $0,10 \text{ mol/dm}^3$ adicionaram-se $0,5845 \text{ g}$ de cloreto de sódio, diluindo-se seguidamente a solução até 250 cm^3 . Qual a concentração do íão cloreto na solução final.

SOLUÇÕES:

1. a) $0,757 \text{ mol/L}$.
b) 100 g/L .
c) $8,3\%$.
2. 480 cm^3 .
3. $0,06 \text{ M}$.
4. a) $4,9 \times 10^{-7} \%$
b) $2,6 \times 10^{-8} \text{ M}$
c) $5,22 \times 10^{-3} \text{ ppm (mg/l)}$
d) $5,22 \text{ ppb (}\mu\text{g/l)}$
5. a) $18,3 \text{ mg}$
b) $4,6 \times 10^{-3} \text{ M}$
c) $0,018\%$
6. $17,8 \text{ g}$
7. $12,1 \text{ M (mol/L)}$
8. a) $16,5 \text{ mol/L}$.
b) $7,6 \text{ mL}$.
9. $0,031 \text{ mol/L}$.
10. $2,5 \text{ M}$.
11. $0,2 \text{ M}$.
12. $0,28 \text{ mol/dm}^3$.
13. $0,08 \text{ mol/dm}^3$.

TERMODINÂMICA QUÍMICA

1. Calcule a quantidade de calor trocado quando 266 g de fósforo branco (P₄) ardem no ar?



2. O benzeno (C₆H₆) arde no ar e produz dióxido de carbono e água líquida. Escreva a equação química que traduz essa reação de combustão, calcule o calor trocado por mole de benzeno consumido e classifique a reação em exotérmica ou endotérmica?

As entalpias de formação padrão dos compostos envolvidos são:

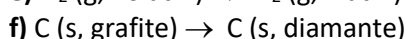
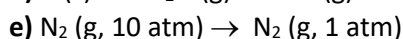
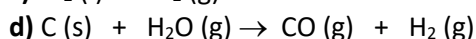
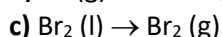
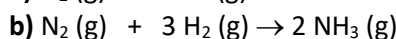
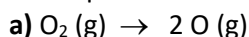
$$\Delta H^\circ_f (\text{C}_6\text{H}_6) = 49,04 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

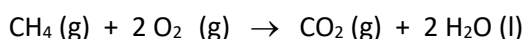
$$\Delta H^\circ_f (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

3. Preveja o sinal de ΔS para cada um dos seguintes processos, sem consultar tabelas de entropia.

Justifique as suas conclusões:



4. A reação de combustão do metano é:



Com base nos dados constantes da tabela seguinte:

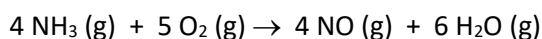
	$\Delta H^\circ_f (\text{kJ/mol})$	$\Delta G^\circ_f (\text{kJ/mol})$
CH ₄ (g)	-74,8	-50,79
CO ₂ (g)	-393,6	-395
H ₂ O (l)	-258,9	-237

Classifique a reação em:

a) Endotérmica ou exotérmica.

b) Espontânea ou não espontânea.

5. Considere a reação de oxidação do amoníaco a monóxido de azoto, a 25°C, e os dados termodinâmicos relativos ao estado padrão:



Dados termodinâmicos:

$$\Delta H^\circ_f [\text{NH}_3 (\text{g})] = -46,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f [\text{NO} (\text{g})] = +90,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$S^\circ [\text{NH}_3 (\text{g})] = +193,0 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ [\text{NO} (\text{g})] = + 210,6 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = + 188,7 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ [\text{O}_2 (\text{g})] = + 205,0 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

a) Considerando os dados fornecidos, classifique a reação apresentada, a 25°C, em exotérmica ou endotérmica.

b) Classifique a reação apresentada, a 25°C, em espontânea ou não espontânea.

6. Suponha que, para determinada reação, ΔH° tem o valor de 50 kJ mol⁻¹ e que ΔS° apresenta o valor de 120 J K⁻¹ mol⁻¹. Verifique se essa reação é espontânea ou não-espontânea a 25°C.

7. Calcule ΔH_f° para o etanol, C₂H₅OH (g).

Dados: $S^\circ [\text{C} (\text{s})] = 5,74 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

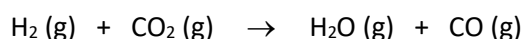
$$S^\circ [\text{H}_2 (\text{g})] = 130,57 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ [\text{O}_2 (\text{g})] = 205,04 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{g})] = 274,2 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{g})] = -168,57 \text{ KJ mol}^{-1}$$

8. Calcule o valor de ΔG° , a 25 °C, para a reação seguinte, classificando-a em espontânea ou não-espontânea:



Dados: $\Delta G_f^\circ [\text{CO}_2] = -394,37 \text{ KJ mol}^{-1}$

$$\Delta G_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = -228,58 \text{ KJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ [\text{CO} (\text{g})] = -137,15 \text{ KJ mol}^{-1}$$

9. Calcule a entropia absoluta do metanol, CH₃OH (g), a 25 °C.

Dados: $\Delta G_f^\circ (\text{CH}_3\text{OH}) = -162,0 \text{ KJ mol}^{-1}$

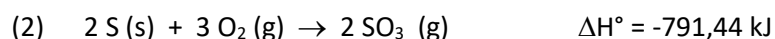
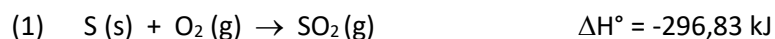
$$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{OH}) = -200,7 \text{ KJ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{C, grafite}) = 5,74 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

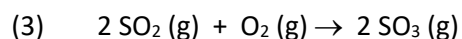
$$S^\circ (\text{H}_2 (\text{g})) = 130,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{O}_2 (\text{g})) = 205,1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

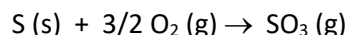
10. Dois passos sucessivos da manufatura industrial do ácido sulfúrico são a combustão do enxofre e a oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre. A partir das entalpias padrão das reações:



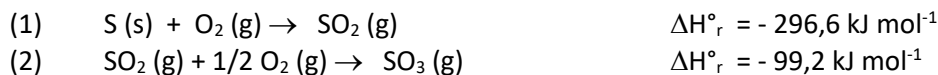
Calcular a entalpia da reação para a oxidação do dióxido de enxofre a trióxido de enxofre:



11. Calcule a variação de entalpia padrão, ΔH°_r , associada à reação de formação do SO_3 , traduzida pela seguinte equação química:



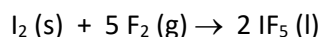
Dadas as variações de entalpia padrão associadas às reações traduzidas pelas seguintes equações termoquímicas:



12. A partir das entalpias das reações:



a) Calcule a variação de entalpia para a reação:



b) Classifique as reações (1) e (2) em exotérmicas ou endotérmicas.

c) Qual prevê que seja o sinal de ΔS para cada uma dessas duas transformações? Justifique.

SOLUÇÕES:

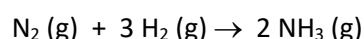
1. Libertam-se 6470 kJ.
2. $2 \text{C}_6\text{H}_6 + 15 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H^\circ_R = - 3267,5 \text{ kJ/mol}$; É uma reação exotérmica.
3. a) $\Delta S > 0$; b) $\Delta S < 0$; c) $\Delta S > 0$; d) $\Delta S > 0$; e) $\Delta S > 0$; f) $\Delta S < 0$.
4. a) $\Delta H^\circ_r = - 836,5 \text{ kJ/mol}$, como: $\Delta H^\circ_r < 0$, a reação é exotérmica; b) $\Delta G^\circ_r = - 818,21 \text{ kJ/mol}$, $\Delta G^\circ_r < 0$, a reação é espontânea.
5. a) $\Delta H^\circ_r = - 906 \text{ kJ/mol}$, como: $\Delta H^\circ_r < 0$, a reação é exotérmica; b) $\Delta G^\circ_r = - 959 \text{ kJ/mol}$, $\Delta G^\circ_r < 0$, a reação é espontânea.
6. $\Delta G^\circ_r = + 14,22 \text{ kJ/mol}$, $\Delta G^\circ_r > 0$, a reação é não-espontânea.
7. $\Delta H^\circ_f = - 237,6 \text{ kJ mol}^{-1}$.
8. $\Delta G^\circ = 28,64 \text{ kJ mol}^{-1}$; reação não-espontânea, uma vez que $\Delta G^\circ > 0$.
9. $S^\circ (\text{CH}_3\text{OH}) = 239,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
10. $\Delta H^\circ_r = - 197,78 \text{ kJ}$
11. $\Delta H^\circ_r = - 395,8 \text{ kJ mol}^{-1}$
12. a) $\Delta H^\circ_r = - 413,4 \text{ kcal}$; b) São ambas reações exotérmicas; c) $\Delta S > 0$, para a primeira reação e $\Delta S < 0$, para a segunda reação.

CINÉTICA QUÍMICA

1. Escreva as expressões de velocidade das seguintes reações em função da velocidade de consumo dos reagentes e da velocidade de produção dos produtos:

- a) $I^- (aq) + OCl^- (aq) \rightarrow Cl^- (aq) + OI^- (aq)$
 b) $3 O_2 (g) \rightarrow 2 O_3 (g)$
 c) $4 NH_3 (g) + 5 O_2 (g) \rightarrow 4 NO (g) + 6 H_2O (g)$

2. Para uma experiência envolvendo o processo de Haber:

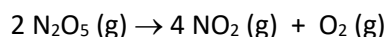


A variação da concentração de NH_3 num determinado intervalo de tempo foi medida, tendo resultado:

$$\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Calcule a velocidade média da reação nesse intervalo de tempo.

3. Considere a reação de decomposição do pentóxido de diazoto em fase gasosa:

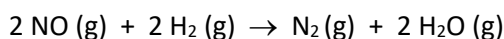


para a qual existem os seguintes dados experimentais:

tempo (min)	0	184	319	526	867	1198
[N₂O₅] (mol/dm³)	2,33	2,08	1,91	1,67	1,35	1,11

Calcule a velocidade média da reação para os vários intervalos de tempo.

4. A partir dos dados experimentais da tabela seguinte, obtidos a 800°C para várias concentrações dos reagentes, deduza a lei de velocidade da reação:



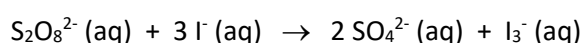
e calcule o valor da constante de velocidade.

Nº da experiência	Concentrações iniciais (mol/dm ³)		Velocidade inicial V ₀ (mol/dm ³ .s)
	[NO] ₀	[H ₂] ₀	
1	0,0010	0,0060	7,9x10 ⁻⁷
2	0,0020	0,0060	3,2x10 ⁻⁶
3	0,0040	0,0060	1,3x10 ⁻⁵
4	0,0040	0,0030	6,4x10 ⁻⁶
5	0,0040	0,0015	3,2x10 ⁻⁶

5. Mediu-se a velocidade da reação: $A + 2 B \rightarrow C$ a 25 °C. A partir dos resultados obtidos, que se encontram na tabela abaixo, determine a equação cinética para a reação e calcule o valor da constante de velocidade.

Nº da experiência	Concentrações iniciais (mol/dm ³)		Velocidade inicial V ₀ (mol/dm ³ .s)
	[A] ₀	[B] ₀	
1	0,100	0,100	5,50x10 ⁻⁶
2	0,200	0,100	2,20x10 ⁻⁵
3	0,400	0,100	8,80x10 ⁻⁵
4	0,100	0,300	1,65x10 ⁻⁵
5	0,100	0,600	3,30x10 ⁻⁵

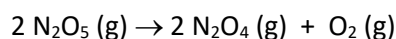
6. A reação entre o ião peroxidissulfato (S₂O₈²⁻) e o ião iodeto (I⁻) é:



Determine a equação cinética e calcule a constante de velocidade para esta reação a partir dos seguintes resultados, todos obtidos a uma mesma temperatura:

Nº da experiência	Concentrações iniciais (M)		Velocidade inicial V ₀ (M.s ⁻¹)
	[S ₂ O ₈ ²⁻] ₀	[I ⁻] ₀	
1	0,080	0,034	2,2x10 ⁻⁴
2	0,080	0,017	1,1x10 ⁻⁴
3	0,160	0,017	2,2x10 ⁻⁴

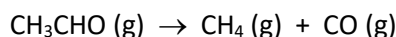
7. A variação da constante de velocidade com a temperatura para a reação de 1ª ordem:



é dada na tabela seguinte. Determine graficamente a energia de ativação (E_a) da reação em causa.

T (K)	k (s ⁻¹)
273	7,87x10 ³
298	3,46x10 ⁵
318	4,98x10 ⁶
338	4,87x10 ⁷

8. As constantes de velocidade para a decomposição do acetaldeído:



Foram determinadas a cinco temperaturas diferentes. Os resultados obtidos mostram-se na tabela seguinte. Faça uma representação gráfica de ln k em função de 1/T e calcule a energia de ativação (em kJ/mol) para a referida reação. Repare que a reação é de ordem "3/2" em relação a CH₃CHO, pelo que k tem unidades de 1/M^{1/2}s.

k (1/M ^{1/2} s)	T (K)
0,011	700
0,035	730
0,105	760
0,343	790
0,789	810

9. A constante de velocidade da reação de 2ª ordem de decomposição do óxido nitroso (N₂O) em azoto molecular e oxigênio atômico foi obtida a várias temperaturas.

k (1/M s)	T (°C)
1,87x10 ⁻³	600
0,013	650
0,0569	700
0,244	750

Calcule graficamente a energia de ativação da reação.

SOLUÇÕES:

1.

a)

$$v = -\frac{\Delta[I^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[OCI^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[Cl^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[OI^-]}{\Delta t}$$

b)

$$v = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[I^-]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[OI^-]}{\Delta t}$$

c)

$$v = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

2. $v_{\text{média}} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

3.

Δt (s)	0 a 184	184 a 319	319 a 526	526 a 867	867 a 1198
Velocidade média (mol L ⁻¹ min ⁻¹)	6,79x10 ⁻⁴	6,30x10 ⁻⁴	5,80x10 ⁻⁴	4,70x10 ⁻⁴	3,62x10 ⁻⁴

4. Lei de velocidade: velocidade = k[NO]²[H₂];

A reação é de 2ª ordem em relação a NO e é de 1ª ordem em relação a H₂. A reação é de 3ª ordem global (= 2 + 1).

Constante de velocidade: k = 131,7 M⁻².s⁻¹

5. velocidade = k[A]²[B]; k = 5,5x10⁻³ M⁻².s⁻¹

6. velocidade = k[S₂O₈²⁻][I⁻]; k = 8,1x10⁻² M⁻¹.s⁻¹

7. E_a = 100 089 J/mol = 100 kJ/mol

8. E_a = 174 kJ/mol.

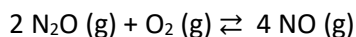
9. E_a = 240 kJ/mol.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E FATORES QUE O AFETAM

1. Escreva as expressões de equilíbrio para cada uma das seguintes reações:

- a) $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$
- b) $\text{Ni} (\text{s}) + 4 \text{CO} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{CO})_4 (\text{g})$
- c) $\text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5 (\text{g})$
- d) $5 \text{CO} (\text{g}) + \text{I}_2\text{O}_5 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{I}_2 (\text{g}) + 5 \text{CO}_2 (\text{g})$
- e) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- f) $\text{AgCl} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$

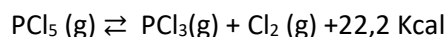
2. Considere o equilíbrio químico:



Como variará a concentração de NO no equilíbrio, mediante as seguintes perturbações? Justifique as suas respostas:

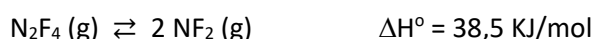
- a) Adição de N_2O ?
- b) Remoção de O_2 ?
- c) Aumento do volume do recipiente?
- d) Adição de um catalisador?

3. Explicar, para a seguinte reação em equilíbrio, qual o efeito de:



- a) Aumento de temperatura.
- b) Aumento da pressão.
- c) Aumento de concentração de Cl_2 .
- d) Aumento de concentração de PCl_5 .
- e) Adição de catalisador.

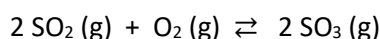
4. Considere o seguinte equilíbrio, com a respetiva variação de entalpia:



Explique de que forma será afetado o equilíbrio se:

- a) Aumentar a concentração de NF_2 .
- b) Diminuir a concentração de N_2F_4 .
- c) Aumentar a temperatura no sistema.
- d) Diminuir o volume no vaso reacional.
- e) Adição dum catalisador.

5. Considere o equilíbrio:

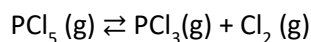


relevante na formação de chuvas ácidas. Atendendo a que é uma reação exotérmica, indique como podemos aumentar a concentração de SO_3 por variação de:

- a) Temperatura.
- b) Volume.
- c) Concentração de $\text{SO}_2 (\text{g})$.

d) Pressão.

6. Considere a reação química traduzida pelo seguinte equilíbrio:



Considerando que a reação é exotérmica, indique qual o efeito na concentração de Cl_2 gasoso, se algum, se o sistema em equilíbrio for perturbado das seguintes formas (riscar o que não interessa):

- Aumento da concentração de PCl_5 , a concentração de Cl_2 (aumenta / diminui / mantém-se).
- Com o aumento da temperatura do meio reacional, a concentração de Cl_2 (aumenta / diminui / mantém-se).
- Com o aumento do volume total do sistema, a concentração de Cl_2 (aumenta / diminui / mantém-se).
- Com a adição de um catalisador, a concentração de Cl_2 (aumenta / diminui / mantém-se).

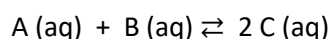
7. Considere a seguinte reação endotérmica:



Justifique se, para aumentar o rendimento na preparação de CaO , se deve:

- Trabalhar a temperaturas altas ou baixas?
- Aumentar ou baixar a pressão?
- Adicionar $\text{CaCO}_3 (\text{s})$ ao sistema em equilíbrio?
- Remover $\text{CO}_2 (\text{g})$, em contínuo, do meio reacional?

8. Considere o seguinte sistema em equilíbrio:

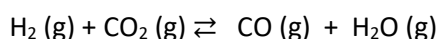


Sendo $[\text{A}] = 0,345\text{M}$, $[\text{B}] = 0,124\text{M}$ e $[\text{C}] = 0,0841\text{M}$ as concentrações para o sistema em equilíbrio, a 25°C :

- Calcule a constante de equilíbrio da reação, K_c , a essa temperatura.
- Quando, a 25°C , se dissolve, por dm^3 de solução, 1 mol de cada um dos três componentes A, B, C, quais serão as concentrações quando se atinge o estado de equilíbrio?

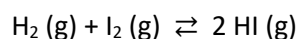
9. Introduziram-se num recipiente, de $1,0 \text{ dm}^3$ de capacidade, 1 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$ e 1 mol de $\text{CO}_2 (\text{g})$. A 800°C , o sistema está em equilíbrio, tendo-se formado 0,491 mol de $\text{CO} (\text{g})$ e 0,491 mol de $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$.

A equação do sistema em equilíbrio é a seguinte:



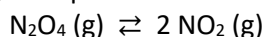
- Quais são as concentrações de H_2 e CO_2 no equilíbrio?
- Qual o valor de K_c ?

10. Considere a reação:

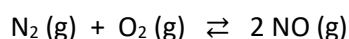


Num vaso reacional de 10 L de capacidade fizeram-se reagir 0,5 mol de H_2 e 0,5 mol de I_2 , a uma temperatura de $400^\circ C$. A esta temperatura, a constante de equilíbrio da reação, K_c , é 64. Calcule as concentrações de equilíbrio para esse sistema

11. Num recipiente de 10 dm^3 introduziram-se 2 mol de NO_2 , à temperatura de $25^\circ C$. Supondo que a constante de equilíbrio da reação tem, àquela temperatura, o valor de 3,45, qual será a composição do sistema quando se atingir o equilíbrio?

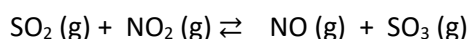


12. Considere o seguinte sistema em equilíbrio para o qual, a constante de equilíbrio, K_c , à temperatura de $2000^\circ C$, é 0,10:



- Quando à temperatura de $2000^\circ C$ se misturam, num recipiente de 1 L de capacidade, 1 mol de cada um dos componentes do sistema (N_2 , O_2 e NO), o sistema estará em equilíbrio? Justifique com cálculos.
- Calcule as concentrações de equilíbrio que se obtém com a mistura referida na alínea anterior.

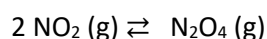
13. À temperatura de $460^\circ C$, a constante de equilíbrio para a reação:



é $K_c = 85,0$. Numa mistura destes gases as concentrações de reagentes e produtos foram determinadas sendo: $[SO_2] = 0,1 \text{ M}$; $[NO_2] = 0,5 \text{ M}$; $[NO] = 0,3 \text{ M}$; $[SO_3] = 0,2 \text{ M}$.

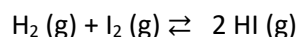
- Verifique se o sistema está ou não em equilíbrio.
- Se não estiver em equilíbrio, em que sentido vai evoluir o sistema e quais as concentrações de todas as espécies no equilíbrio.
- Complete as seguintes frases de forma a torná-las afirmações verdadeiras (utilize uma das palavras indicadas em alternativa):
 - Se, ao sistema em equilíbrio, adicionar uma quantidade adicional de SO_3 , a concentração de NO_2 no novo estado de equilíbrio _____ (aumenta/diminui/não se altera).
 - Se diminuir a pressão no reator, a concentração de NO_2 _____ (aumenta/diminui/não se altera).
 - Sendo a reação endotérmica, um aumento de temperatura do sistema reacional faz com que a concentração de NO_2 _____ (aumente/diminua/não se altere).

14. O gás castanho NO_2 , um poluente atmosférico e o gás incolor N_2O_4 , existem em equilíbrio de acordo com a equação:

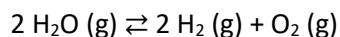


Numa dada experiência, introduziram-se 0,625 mol de N_2O_4 num recipiente de 5,0 L, começando este a decompor-se, de acordo com a equação acima, até que as duas espécies NO_2 e N_2O_4 ficaram em equilíbrio. No equilíbrio, a concentração de N_2O_4 era de 0,0750 M. Calcule o valor de K_c para esta reação, a essa temperatura.

15. Um recipiente de 10,0 dm³ é cheio com 0,40 mol de HI, à temperatura de 440°C. Quais são as concentrações de equilíbrio do H₂, I₂ e HI, sabendo que a constante de equilíbrio tem o valor de 49,5?

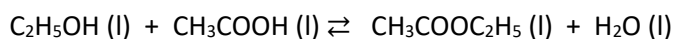


16. A constante de equilíbrio, K_c, para a decomposição da água gasosa, a 500°C, tem o valor de 6,0x10⁻²⁸, sendo a reação descrita pela seguinte equação:



Se forem introduzidas 2,0 mol de H₂O num recipiente de 5,0 dm³, quais serão as concentrações de equilíbrio dos três gases, H₂, O₂ e H₂O, àquela temperatura?

17. Quando uma mol de álcool etílico puro é misturada com uma mol de ácido acético, à temperatura ambiente, a mistura em equilíbrio contém 2/3 de moles de éster, e a mesma quantidade de água.



- Qual o valor da constante de equilíbrio?
- Quantas mol de éster são formadas no equilíbrio, quando 3 mol de álcool são misturados com 1 mole de ácido acético?

SOLUÇÕES:

1. a) $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$

b) $K_c = \frac{[\text{Ni}(\text{CO})_4]}{[\text{CO}]^4}$

(nos equilíbrios heterogêneos, não se considera a concentração dos sólidos).

- Aumenta.
 - Diminui.
 - Aumenta.
 - Mantém-se.
- Evolui no sentido inverso.
 - Evolui no sentido inverso.
 - Evolui no sentido inverso.
 - Evolui no sentido direto.
 - Não influencia o equilíbrio, nem as concentrações de reagentes ou produtos obtidos.
- Evolui no sentido inverso.
 - Evolui no sentido inverso.
 - Evolui no sentido direto.
 - Evolui no sentido inverso.
 - Não influencia o equilíbrio, nem as concentrações de reagentes ou produtos obtidos.
- Diminuir a temperatura.
 - Diminuir o volume.
 - Aumentar a concentração de SO₂ (g).
 - Aumentar a pressão.
- Aumenta.
 - Diminui.

- c) Aumenta.
d) Mantém-se.
7. a) Temperaturas altas.
b) Baixar a pressão.
c) Não afeta o rendimento.
d) Sim, boa solução para aumentar o rendimento.
8. a) $k = 0,165$
b) $[A]_e = [B]_e = 1,25 \text{ M}$; $[C]_e = 0,5 \text{ M}$
9. a) $[H_2]_e = [CO_2]_e = 0,509 \text{ M}$
b) $k = 0,93$
10. $[H_2]_e = [I_2]_e = 0,01 \text{ M}$; $[HI]_e = 0,08 \text{ M}$
11. $[N_2O_4]_e = 0,095 \text{ M}$; $[NO_2]_e = 0,181 \text{ M}$
12. a) $Q = 1$, diferente de K_c , logo, o sistema não está em equilíbrio.
b) $[N_2]_e = [O_2]_e = 1,295 \text{ M}$; $[NO]_e = 0,41 \text{ M}$;
13. a) $Q = 1,2$, diferente de K_c , logo, o sistema não está em equilíbrio.
b) Vai evoluir em sentido direto. $[SO_2]_e = 0,00343 \text{ M}$; $[NO]_e = 0,39657 \text{ M}$;
 $[SO_3]_e = 0,29657 \text{ M}$; $[NO_2]_e = 0,40343 \text{ M}$
c) i. Aumenta; ii. Não se altera; iii. Diminua.
14. $K_c = 7,5$
15. $[H_2]_e = [I_2]_e = 0,0044 \text{ M}$ e $[HI]_e = 0,031 \text{ M}$
16. $[H_2]_e = 5,8 \times 10^{-10} \text{ M}$; $[O_2]_e = 2,9 \times 10^{-10} \text{ M}$; $[H_2O]_e = 0,40 \text{ M}$
17. a) $k = 4$
b) 0,9 mol de éster.

ÁCIDOS E BASES: REAÇÕES, EQUILÍBRIO E VOLUMETRIA

1. Calcule, a 25°C, o pH das seguintes soluções aquosas:
 - a) Solução $2,17 \times 10^{-3}$ M de ácido clorídrico, HCl.
 - b) Solução 0,150 M de ácido nítrico, HNO₃.
 - c) Solução 0,2 M de NaOH (considere a dissociação completa da base em solução aquosa).
 - d) Solução 0,05 M de NH₃.
 - e) Solução 0,10 M do ácido acético, CH₃COOH.
 - f) Solução 0,1 M de ácido cianídrico, HCN.
2. Qual a concentração de íons hidróxido numa solução, a 25°C, em que o pH é o seguinte:
 - a) 2,19.
 - b) 10,42.
3. Dissolveram-se 0,100 mol de ácido acético em água até perfazer 1 L de solução. Nessa solução determinou-se a concentração em íon hidrônio (H₃O⁺) e encontrou-se o valor de $1,34 \times 10^{-3}$ M. Calcule a constante de ionização do ácido a essa temperatura.
4. Calcule a concentração em íon hidrônio (H₃O⁺), e a percentagem de ionização, de uma solução 0,20 M de ácido acético (CH₃COOH), a 25°C.
Dados: K_a (CH₃COOH) = $1,81 \times 10^{-5}$, a 25°C.
5. Uma solução 0,0722 M de um ácido fraco tem pH de 3,11, a 25°C. Calcule a constante de ionização, K_a, desse ácido, a essa temperatura.
6. Calcule o pH da solução obtida por mistura de 25 mL de uma solução 0,100 M de NaOH, a cada uma das seguintes soluções, a 25°C:
 - a) 20 mL de HCl 0,150 M
 - b) 50 mL de HCl 0,050 M
 - c) 100 mL de H₂SO₄ 0,010 M
7. Uma solução aquosa de ácido benzóico, C₆H₅COOH, 0,082 mol/dm³, apresenta pH=2,65, a 25°C.
 - a) Escreva a equação química que traduz a ionização do ácido benzóico em solução aquosa.
 - b) Calcule a concentração de íons H⁺ nessa solução.
 - c) Determine o valor da constante de acidez, K_a, para este ácido monoprotico a esta temperatura.
8. Uma solução aquosa de anilina C₆H₅NH₂, 0,25 mol/dm³, apresenta pH = 11,03, a 25°C.
 - a) Calcule a concentração de íons OH⁻ na solução apresentada.
 - b) Escreva a equação química que traduz a ionização da anilina em solução aquosa.
 - c) Determine o valor da constante de basicidade, K_b, da anilina, a esta temperatura.
9. Duas soluções de iguais concentrações, uma de HCl e outra de HCOOH (ácido fórmico), têm, respetivamente pH = 1,00 e pH = 2,38, à mesma temperatura.
 - a) Como explica esta diferença.
 - b) Considerando que possuem iguais concentrações, qual será a concentração com que foram preparadas as soluções de ambos os ácidos?
 - c) Calcule a constante de acidez, K_a, do ácido fórmico àquela temperatura.

10. Calcule a concentração de íon hidróxido (OH^-), numa solução de NaOCN 1,00 M.

Dados: $K_a(\text{HOCN}) = 3,3 \times 10^{-4}$, a 25°C .

11. Calcule, a 25°C , o pH de uma solução 0,25 M em cloreto de amónio, NH_4Cl , e 0,75 M em amoníaco, NH_3 . **NOTA:** considere o cloreto de amónio completamente dissociado a essa temperatura.

Dados: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$, a 25°C .

12. Uma solução preparada por dissolução de 2,25 g de HA (Massa molar = $51,0 \text{ g mol}^{-1}$) e de 4 g de NaA, em 500 mL de solução, apresenta um pH de 6,02. Qual o K_a do ácido a essa temperatura?

13. Calcule o pH de uma solução preparada pela adição de 3 g de acetato de sódio com 5 ml de uma solução 12 M de ácido acético, após diluição para 2 litros.

Dados: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,81 \times 10^{-5}$, a 25°C .

14. Soluções tampão são soluções com capacidade de resistir a variações de pH quando se adicionam pequenas quantidades de ácido ou de base fortes. Explique como é que uma solução deve ser constituída para que isso possa acontecer, e porque é que ela tem essa capacidade, utilizando como exemplo o sistema tamponizado composto por ácido fórmico, HCOOH ($K_a = 1,70 \times 10^{-4}$) e pelo sal de sódio do ácido fórmico, o formiato de sódio, NaHCOO .

15. Calcule o pH de uma solução tampão composta por ácido acético, CH_3COOH , 0,25 M, e acetato de sódio, NaCH_3COO , 0,30 M?

NOTA: considere o acetato de sódio completamente dissociado a essa temperatura.

Dados: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,81 \times 10^{-5}$, a 25°C .

16. Gastaram-se 25,0 mL de solução aquosa de KOH 0,12 M para neutralizar completamente 30 mL duma solução de ácido clorídrico, HCl , de concentração desconhecida.

a) Calcule a concentração da solução de HCl titulada.

b) O valor de pH no ponto de equivalência dessa titulação será maior, menor ou igual a 7. Justifique.

17. À temperatura de 25°C titularam-se 40,0 mL de solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH , 0,20 M com uma solução de hidróxido de potássio, KOH , 0,30 M.

Dados: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,81 \times 10^{-5}$, a 25°C .

a) Calcule o volume de solução de hidróxido de potássio gasto na referida titulação.

b) O valor de pH no ponto de equivalência dessa titulação será maior, menor ou igual a sete. Justifique.

c) Com base na tabela seguinte, escolha um indicador que lhe permita detetar o ponto final dessa titulação. Justifique a sua escolha.

<i>Indicador</i>	<i>Cor em meio ácido</i>	<i>Zona de viragem</i>	<i>Cor em meio alcalino</i>
Vermelho de metilo	Vermelho	4,2 – 6,3	Amarelo
Tornesol	Vermelho	5,0 – 8,0	Azul
Fenolftaleína	Incolor	8,3 – 10,0	Vermelho

18. A 50 mL de uma solução de NH_3 1,0 M, adicionou-se HCl 1,0 M até se atingir o ponto de equivalência da titulação. Qual o volume de titulante adicionado, e qual o pH no ponto de equivalência?

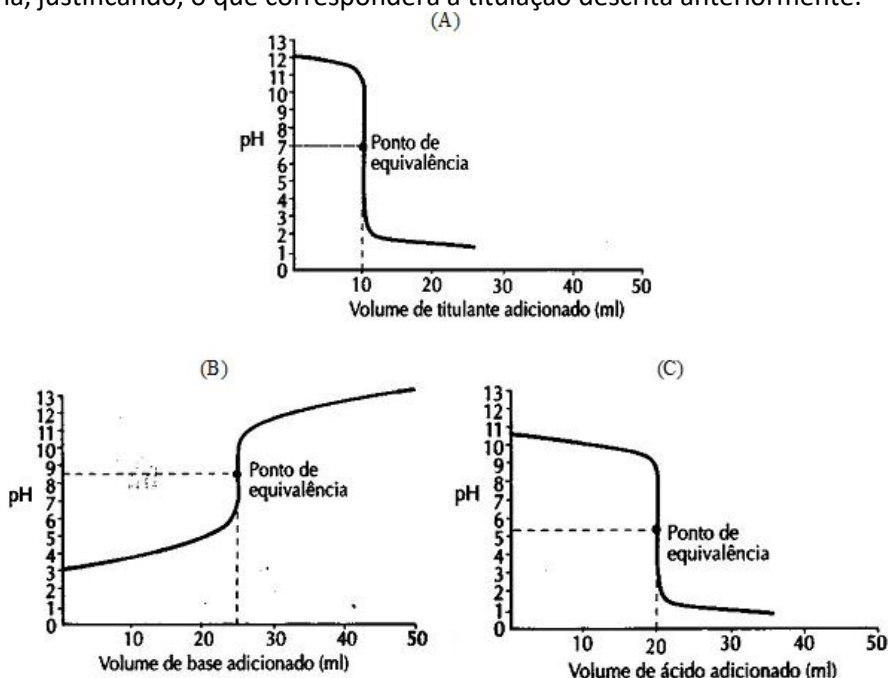
Dados: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$, a 25°C .

- a) Calcule o volume de titulante gasto na referida titulação.
- b) Calcule, à temperatura de 25°C, o pH do referido ponto de equivalência.

19. À temperatura de 25°C, titularam-se 50,0 cm³ de uma solução aquosa de ácido acético, CH₃COOH, de concentração 0,10 M, com uma solução de hidróxido de potássio, NaOH, de concentração desconhecida. Gastaram-se 25,0 cm³ de solução de NaOH na titulação.

Dados: K_a (CH₃COOH) = 1,81x10⁻⁵, a 25°C.

- a) Escreva a equação química que descreve a reação de neutralização que ocorre durante essa titulação.
- b) Calcule a concentração da solução de hidróxido de sódio, NaOH, gasto na referida titulação.
- c) Os gráficos (A), (B) e (C) dizem respeito à variação de pH em três titulações distintas. Escolha, justificando, o que corresponderá à titulação descrita anteriormente.



- d) Dos indicadores ácido-base que a seguir se referem, escolha o mais indicado para esta titulação, justificando a sua escolha.

Indicador	Cor em meio ácido	Zona de viragem	Cor em meio alcalino
Vermelho de metilo	Vermelho	4,2 – 6,3	Amarelo
Tornesol	Vermelho	5,0 – 8,0	Azul
Fenolftaleína	Incolor	8,3 – 10,0	Vermelho

20. Gastaram-se 25,0 mL de solução aquosa de hidróxido de magnésio, Mg(OH)₂ 0,10 M para neutralizar completamente 25 mL duma solução de ácido clorídrico, HCl, de concentração desconhecida.

- a) Calcule a concentração da solução de HCl titulada.
- b) O valor de pH no ponto de equivalência dessa titulação será maior, menor ou igual a 7. Justifique.

21. Gastaram-se 25,0 mL de solução aquosa de hidróxido de sódio, NaOH, 0,20 M, para neutralizar completamente 10 mL duma solução de ácido sulfúrico, H₂SO₄, de concentração desconhecida.

- a) Calcule a concentração da solução de H₂SO₄ titulada.
b) Consultando a **Tabela do exercício 20**, escolha um indicador ácido-base adequado para essa titulação. Justifique.

SOLUÇÕES:

1. a) 2,66
b) 0,82
c) 13,3
d) 10,97
e) 2,9
f) 5,1
2. a) $[\text{OH}^-] = 1,55 \times 10^{-12} \text{ M}$
b) $[\text{OH}^-] = 2,63 \times 10^{-4} \text{ M}$
3. $K_a = 1,81 \times 10^{-5}$
4. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$, e Grau de Ionização = 0,95%.
5. $K_a = 8,43 \times 10^{-6}$
6. a) 1,95
b) 7,0
c) 11,6
7. a) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$
b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,24 \times 10^{-3} \text{ M}$
c) $K_a = 6,3 \times 10^{-5}$
8. a) $[\text{OH}^-] = 1,07 \times 10^{-3} \text{ M}$
b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
c) $K_b = 4,6 \times 10^{-6}$
9. a) Essa diferença é explicada pela diferente força dos ácidos: como o ácido clorídrico é mais forte, ioniza-se completamente, originando uma solução de pH mais baixo, apesar de serem ambas soluções preparadas com a mesma concentração inicial de ácido.
b) $C = 0,1 \text{ M}$; c) $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$
10. $[\text{OH}^-] = 5,5 \times 10^{-6} \text{ M}$
11. pH = 9,7
12. $K_a = 1,19 \times 10^{-6}$
13. pH = 4,53
14. Consultar manual das aulas teóricas.
15. pH = 4,82
16. a) 0,1 M; b) pH = 7
17. a) 26,67 mL; b) >7; c) Fenolftaleína. Porque a zona de viragem de um indicador deve estar contida na zona de variação brusca de pH que ocorre na vizinhança do ponto de equivalência dessa titulação, neste caso, em zona alcalina.
18. a) 50 mL; b) 4,8
19. a) $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
b) $C = 0,2 \text{ M}$
c) Gráfico B. Porque se trata de uma titulação entre um ácido fraco e uma base forte, por isso, o pH junto ao ponto de equivalência da titulação será >7, conforme o gráfico.
d) Fenolftaleína. Porque a zona de viragem de um indicador deve estar contida na zona de variação brusca de pH que ocorre na vizinhança do ponto de equivalência dessa titulação, neste caso, em zona alcalina.
20. a) 0,2M; b) pH = 7.
21. a) 0,25M; b) Tornesol, porque pH do ponto de equivalência = 7.

REAÇÕES DE PRECIPITAÇÃO E EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

1. A constante do produto de solubilidade, K_{ps} , do cloreto de prata, AgCl, é $1,7 \times 10^{-10}$ a 25°C . Qual a solubilidade do cloreto de prata a essa temperatura.
2. A quantidade máxima de fluoreto de magnésio, MgF_2 , que se pode dissolver em 100 mL de água, a 10°C , é 7,5 mg. Calcule a constante do produto de solubilidade, K_{ps} , do fluoreto de magnésio a essa temperatura.
3. Uma solução saturada de sulfato de prata, Ag_2SO_4 contém, à temperatura de 25°C , 8,11 g de sal por litro. Calcule a constante do produto de solubilidade do Ag_2SO_4 àquela temperatura.
4. O cromato de prata, Ag_2CrO_4 , é um sal vermelho acastanhado, pouco solúvel em água. Sabendo que, a 20°C , se consegue obter 1,0 litro de solução saturada dissolvendo 21 mg desse sal em água pura, calcule a constante de solubilidade para esse sal, a essa temperatura.
5. A constante do produto de solubilidade do iodeto de chumbo, PbI_2 , a 25°C é de $1,39 \times 10^{-8}$. Calcule a solubilidade da substância àquela temperatura, expressa em:
 - a) mol/L (ou M).
 - b) g/L.
6. À temperatura de 25°C , preparou-se uma solução saturada de hidróxido de cálcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, adicionando sal sólido em excesso a um determinado volume de água destilada. Filtrou-se. A concentração dos íons OH^- na solução, determinada experimentalmente foi de $0,018 \text{ mol/dm}^3$.
 - a) Calcule, à temperatura de 25°C , o valor experimental do produto de solubilidade, K_{ps} , do hidróxido de cálcio.
 - b) Se, à solução anterior, depois de filtrada, se adicionar igual volume de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, 0,1 M, indique se haverá formação de precipitado.
7. Calcule a solubilidade do cloreto de prata, AgCl, a 25°C , numa solução de KCl 0,01M. Essa solubilidade é igual, maior ou menor do que em água, a essa temperatura? Explique porquê.
Dados: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,7 \times 10^{-10}$
8. Calcule a massa de íão oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, que se deve juntar a 10 mL duma solução contendo 0,01 mg de íão chumbo, Pb^{2+} , a fim de começar a precipitar o PbC_2O_4 .
Dados: $K_{ps}(\text{PbC}_2\text{O}_4) = 1,8 \times 10^{-14}$
9. Qual é o máximo de pH de uma solução 0,100 M em Mg^{2+} , para que o $\text{Mg}(\text{OH})_2$ não precipite.
Dado: $K_{ps}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 1,2 \times 10^{-11}$
10. Calcule o volume de solução de oxalato de amónio, $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, de concentração 0,1 M, que é necessário adicionar a 1 L de solução contendo 0,7 g/l de CaCO_3 , para fazer precipitar o cálcio.
Dados: $K_{ps}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 5,1 \times 10^{-5}$
11. A solubilidade do AgCl é tão baixa que apenas uma quantidade insignificante fica por precipitar quando se adiciona um excesso de solução de NaCl a uma solução de AgNO_3 . Qual será a massa do precipitado formado quando se adicionam 100 mL de NaCl 0,5 M a 50 mL de AgNO_3 0,1 M?
12. Misturaram-se volumes iguais de CaCl_2 , 0,08 M e Na_2SO_4 , 0,02 M. Formar-se-á um precipitado?

Dados: $K_{ps}(\text{CaSO}_4)^{25^\circ\text{C}} = 9,0 \times 10^{-6}$

13. Uma chuva ácida contendo $3,0 \times 10^{-4}$ mol/dm³ de íão sulfato, SO_4^{2-} , está em contacto com paredes calcárias. A concentração de íão cálcio, Ca^{2+} , nessa água é $4,0 \times 10^{-2}$ mol/dm³. Diga, justificando, se haverá possibilidade de formação de precipitado de sulfato de cálcio sólido.

Dados: $K_{ps}(\text{CaSO}_4) = 9,0 \times 10^{-6}$ (a 25°C)

14. O produto de solubilidade do iodeto de prata, AgI, a 25 °C, é $8,3 \times 10^{-17}$. Quando se adicionam, a 25°C, 50 mL de solução aquosa de nitrato de prata $0,10$ mol/dm³ a 50 mL de solução aquosa de iodeto de potássio, também de concentração $0,10$ mol/dm³, ocorrerá formação de precipitado? Justifique a resposta com todos os cálculos necessários.

15. O produto de solubilidade do sulfato de prata, Ag_2SO_4 , a 25°C é $1,5 \times 10^{-5}$.

- Escreva a equação química que traduz o equilíbrio de solubilidade do sulfato de prata.
- Justifique, por cálculos se ocorre formação de precipitado de sulfato de prata quando se adicionam 20,0 mL de solução de nitrato de prata, AgNO_3 , de concentração $0,010$ mol/dm³, a 80,0 mL de solução de sulfato de sódio, Na_2SO_4 , de concentração $0,050$ mol/dm³.

16. A 1 L de água da torneira adicionou-se 10 mL de uma solução aquosa de nitrato de prata, AgNO_3 , de concentração 1 M. A concentração do íão Cl^- na água da torneira é de 1×10^{-5} M. Formar-se-á precipitado?

Dados: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$

17. Calcule a concentração de NH_3 necessária para começar a precipitar o Mg^{2+} , sob a forma de hidróxido de magnésio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, numa solução aquosa de MgCl_2 $0,01\text{M}$, a 25°C.

Dados: $K_{ps}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 3,4 \times 10^{-10}$

$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

18. Lança-se uma solução de nitrato de prata numa solução equimolar em íões Cl^- e I^- . Qual dos sais precipitará primeiro? Para que valor da concentração do anião que precipita primeiro começa a precipitação do outro anião, supondo que as concentrações iniciais dos dois aniões eram iguais a $0,01$ mol/L?

Dados: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,0 \times 10^{-10}$; $K_{ps}(\text{AgI}) = 1,0 \times 10^{-16}$

19. Trata-se com uma solução de oxalato de amónio $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, uma solução que contém 1 mol/L de Ba^{2+} e $0,01$ mol/L de Ca^{2+} . Qual dos dois catiões precipitará primeiro e que percentagem já terá precipitado, quando começar a precipitar o segundo?

Dados: $K_{ps}(\text{BaC}_2\text{O}_4) = 1,6 \times 10^{-7}$; $K_{ps}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,6 \times 10^{-9}$

SOLUÇÕES:

- $s = 1,3 \times 10^{-5}$ M
- $k_{ps} = 6,9 \times 10^{-9}$
- $k_{ps} = 7,02 \times 10^{-5}$
- $k_{ps} = 1,01 \times 10^{-12}$
- $s = 1,5 \times 10^{-3}$ mol/L
 - $s = 0,696$ g/L
- $k_{ps} = 2,92 \times 10^{-6}$
 - Sim, haverá formação de precipitado devido ao efeito do íão comum. O aumento da concentração de OH^- fará o equilíbrio de solubilidade evoluir no sentido inverso, fazendo aparecer precipitado de hidróxido de cálcio.
- $s = 1,7 \times 10^{-8}$ mol/L

8. $m(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) = 3,3 \times 10^{-6} \text{ mg}$
9. $\text{pH} = 9,04$
10. $V = 72,9 \text{ mL}$
11. $n(\text{AgCl}) = 717 \text{ mg}$
12. Sim, forma-se um precipitado de CaSO_4 .
13. $\text{PI} = 12,0 \times 10^{-6} > K_{ps}$, então ocorre formação de precipitado.
14. $\text{PI} = 2,5 \times 10^{-3} > K_{ps}$, então ocorre formação de precipitado.
15. $\text{PI} = 1,6 \times 10^{-7} < K_{ps}$, então não há formação de precipitado.
16. $\text{PI} = 9,8 \times 10^{-8} > K_{ps}$, então ocorre formação de precipitado.
17. Se $[\text{NH}_3] > 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$, então $[\text{OH}^-] > 1,84 \times 10^{-4} \text{ M}$ e o Mg^{2+} começa a precipitar na forma de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
18. É o AgI. $[\text{I}^-] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ M}$.
19. É o Ba^{2+} , 38,5%.

REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO E ELETROQUÍMICA

NOTA: quando necessário, consulte a Tabela de Potenciais de Redução Padrão, a 25°C, fornecida no final do capítulo.

1. Calcule o número de oxidação de todos os elementos nos seguintes íons e moléculas:



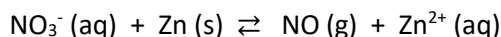
2. Acerte as seguintes equações para reacções redox em meio ácido:

- a) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2$
- b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{HSO}_4^-$
- c) $\text{Mn}^{3+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{MnO}_2$
- d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$
- e) $\text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}$
- f) $\text{Br}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cr}^{3+}$

3. Acerte as seguintes equações para reacções redox em meio básico:

- a) $\text{ClO}^- + \text{I}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2$
- b) $\text{Sn}(\text{OH})_4^{2-} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + \text{CrO}_2^-$
- c) $\text{S}^{2-} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_8$
- d) $\text{SbO}_3^{3-} + \text{ClO}_2 \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{Sb}(\text{OH})_6^-$

4. Considere o equilíbrio de oxidação-redução a que se refere a seguinte equação química:



- a) Indique o número de oxidação de todos os elementos nas espécies químicas envolvidas.
- b) Identifique as semi-reacções de oxidação e de redução.
- c) Identifique o agente oxidante e o agente redutor, relativos à reacção no sentido direto.
- d) Acerte a reacção em meio ácido.
- e) Considerando que a reacção é muito extensa no sentido direto, a qual dos pares ($\text{NO}_3^- | \text{NO}$) ou ($\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$), corresponde maior potencial de redução padrão? Justifique a sua resposta.

5. Considere as situações descritas nas alíneas seguintes e, consultando uma Tabela de Potenciais de Redução Padrão, indique, em condições padrão: (i) se ocorre algum tipo de reacção, se sim: (ii) escreva as respectivas semi-reacções e (iii) escreva e acerte a reacção global:

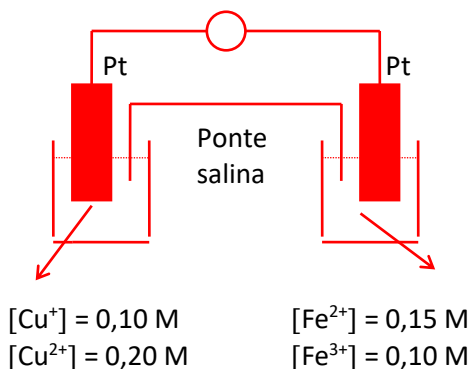
- a) Uma colher de prata (Ag) é mergulhada numa solução de sulfato de cobre II (CuSO_4).
- b) Um fio de cobre (Cu) é mergulhado numa solução de nitrato de prata, AgNO_3 .
- c) Uma barra de níquel (Ni) é mergulhada numa solução de nitrato de prata, AgNO_3 .
- d) Uma colher de estanho (Sn) é mergulhada numa solução de cloreto de níquel (NiCl_2)

6. Calcule o volume, em mL, de KMnO_4 0,1M que reage com 1 g de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ de acordo com a seguinte equação (não acertada, que ocorre em meio ácido):



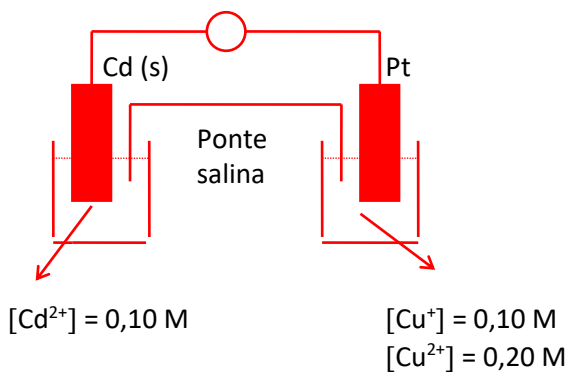
7. Calcule o potencial da pilha formada pelos pares $(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn})$ e $(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu})$, se as concentrações de Zn^{2+} e Cu^{2+} forem, respetivamente, 0,1 M e 1×10^{-9} M, à temperatura de 25°C.

8. Considere a pilha formada por um eléctrodo de platina mergulhado numa solução com os iões Cu^+ e Cu^{2+} ligado a outro eléctrodo de platina mergulhado numa solução com os iões Fe^{2+} e Fe^{3+} , que se representa de seguida de uma forma esquematizada:



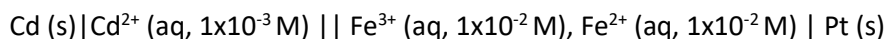
- Considerando os potenciais de redução padrão para os pares, $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^+)$ e $\varepsilon^\circ(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+})$, indique qual dos eléctrodos de platina é o cátodo e qual é o ânodo dessa pilha.
- Indique, com uma seta, em que sentido circulam os electrões.
- Represente essa pilha na notação simplificada para as pilhas.
- Calcule o potencial ou força eletromotriz dessa pilha, a 25°C.

9. Considere a pilha formada por uma barra de cádmio sólido, mergulhada numa solução de sulfato de cádmio, CdSO_4 , ligada a um eléctrodo de platina mergulhado numa solução com os iões Cu^+ e Cu^{2+} , que se representa de seguida de uma forma esquematizada:



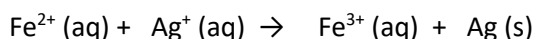
- Considerando os potenciais de redução padrão para os pares, $\varepsilon^\circ(\text{Cd}^{2+}|\text{Cd})$ e $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^+)$, escreva a reacção redox espontânea que ocorre nesta pilha.
- Classifique os eléctrodos em cátodo e ânodo, referindo qual deles é um eléctrodo ativo e qual é um eléctrodo inerte.
- Calcule o potencial ou força eletromotriz dessa pilha, a 25°C.

10. Calcule, à temperatura de 25 °C, o potencial para a pilha:



11. Qual deve ser a concentração do íon prata, Ag^+ , para que o potencial da célula galvânica construída com os pares redox ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$), e ($\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}$) seja nula? Sabe-se que as soluções dos íons Fe^{2+} e Fe^{3+} são equimolares.

A equação de oxidação-redução que descreve o processo é a seguinte:



SOLUÇÕES:

1. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: Cr (no = +6), O (no = -2), com **no** a significar número de oxidação.
 H_2SO_4 : H (no = +1), S (no = +6), O (no = -2)
 HCl : H (no = +1), Cl (no = -1)
 PO_4^{3-} : P (no = +5), O (no = -2)
 MnO_2 : Mn (no = +4), O (no = -2)
 HSO_3^- : H (no = +1), S (no = +4), O (no = -2)
 CH_4 : C (no = -4), H (no = +1)
 CO_2 : C (no = +4), O (no = -2)
 MnO_4^- : Mn (no = +7), O (no = -2)
2. a) $2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{Cl}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{H}_2\text{SO}_3 + 5 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{HSO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O}$
c) $2 \text{Mn}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+$
d) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Fe}^{2+} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 6 \text{Fe}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
e) $5 \text{Ag} + \text{NO}_3^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Ag}^+ + \text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$
f) $6 \text{Br}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{Br}_2 + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
3. a) $\text{ClO}^- + 2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{I}_2 + 2 \text{OH}^-$
b) $3 \text{Sn}(\text{OH})_4^{2-} + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2 \text{CrO}_2^- + 2 \text{OH}^-$
c) $16 \text{S}^{2-} + 8 \text{SO}_3^{2-} + 24 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{S}_8 + 48 \text{OH}^-$
d) $\text{SbO}_3^{3-} + 2 \text{ClO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ClO}_2^- + \text{Sb}(\text{OH})_6^-$
4. a) Reagentes: N (no = +5), O (no = -2), Zn (no = 0), Produtos: N (no = +2), O (no = -2), Zn (no = +2),
b) Semi-reação de oxidação: $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}$; Semi-reação de redução: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$
c) Oxidante: NO_3^- ; Redutor: Zn (s)
d) $2 \text{NO}_3^- + 3 \text{Zn} + 8 \text{H}^+ \rightleftharpoons 2 \text{NO} + 3 \text{Zn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
e) Se a reação é muito extensa no sentido direto, é porque o potencial de redução padrão do par que sofre redução $\varepsilon^\circ(\text{NO}_3^-|\text{NO})$, é superior ao potencial de redução padrão do par que sofre oxidação $\varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn})$.
5. a) Não há reação.
b) Há reação: $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
c) Há reação: $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq})$
d) Não há reação.
6. $V = 7.2 \text{ mL}$
7. $\varepsilon_{\text{pilha}} = 0,86 \text{ V}$
8. a) O eletrodo de platina onde ocorre a oxidação do Cu^+ a Cu^{2+} é o Ânodo, o outro é o Cátodo.
b) Da esquerda para a direita, do ânodo para o cátodo.
c) $\text{Pt}(\text{s}) | \text{Cu}^+(\text{aq}, 0,10 \text{ M}), \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 0,20 \text{ M}) || \text{Fe}^{3+}(\text{aq}, 0,10 \text{ M}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq}, 0,15 \text{ M}) | \text{Pt}(\text{s})$
d) $\varepsilon_{\text{pilha}} = 0,592 \text{ V}$.
9. a) $2 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Cu}^+(\text{aq}) + 2 \text{Cd}^{2+}(\text{aq})$
b) O Ânodo é a barra de cádmio (eletrodo ativo) e o Cátodo é a barra de platina (eletrodo inerte).
c) $\varepsilon_{\text{pilha}} = 0,597 \text{ V}$.
10. $\varepsilon_{\text{pilha}} = 1,259 \text{ V}$
11. $[\text{Ag}^+] = 0,311 \text{ M}$

TABELA 19.1

Potenciais de Redução Padrão a 25°C*

Semi-Reacção	E°(V)
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2,87
$O_3(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow O_2(g) + H_2O$	+2,07
$Co^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Co^{2+}(aq)$	+1,82
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	+1,77
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \rightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O$	+1,70
$Ce^{4+}(aq) + e^- \rightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1,61
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$	+1,51
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1,50
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1,36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O$	+1,33
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O$	+1,23
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1,23
$Br_2(l) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1,07
$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightarrow NO(g) + 2H_2O$	+0,96
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Hg_2^{2+}(aq)$	+0,92
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow 2Hg(l)$	+0,85
$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0,80
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77
$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$	+0,68
$MnO_4^-(aq) + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(aq)$	+0,59
$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0,53
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$	+0,40
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,34
$AgCl(s) + e^- \rightarrow Ag(s) + Cl^-(aq)$	+0,22
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow SO_2(g) + 2H_2O$	+0,20
$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^+(aq)$	+0,15
$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0,13
$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0,00
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0,13
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0,14
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0,25
$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0,28
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0,31
$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cd(s)$	-0,40
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0,44
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0,74
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0,76
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0,83
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1,18
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1,66
$Be^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Be(s)$	-1,85
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2,37
$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2,71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2,87
$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-2,89
$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$	-2,90
$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2,93
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3,05

Força crescente como agente oxidante

Força crescente como agente redutor.

* Para todas as semi-reacções a concentração das espécies dissolvidas é 1 M e a pressão dos gases 1 atm. Estes são os valores padrão.

TRABALHO LABORATORIAL Nº 1**PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES****PARTE A: PREPARAÇÃO DE SOLUÇÕES A PARTIR DE SOLUTOS SÓLIDOS****OBJETIVO**

Ilustrar a preparação de uma solução a partir de um soluto sólido. Nesse sentido, pretende-se preparar um volume de 100 cm³ de uma solução aquosa de sulfato de cobre penta-hidratado (CuSO₄·5H₂O), de concentração 0,1 M, a partir de um soluto sólido.

INTRODUÇÃO

Quando se deseja preparar um determinado volume de uma solução aquosa, com uma concentração pré-definida, a partir de um soluto sólido, devemos fazer os cálculos necessários à determinação da quantidade de sólido a pesar.

Numa **SOLUÇÃO** existe sempre o **SOLUTO** (aquilo que se dissolve) e o **SOLVENTE** (aquele que está presente em maior quantidade e que dissolve o soluto).

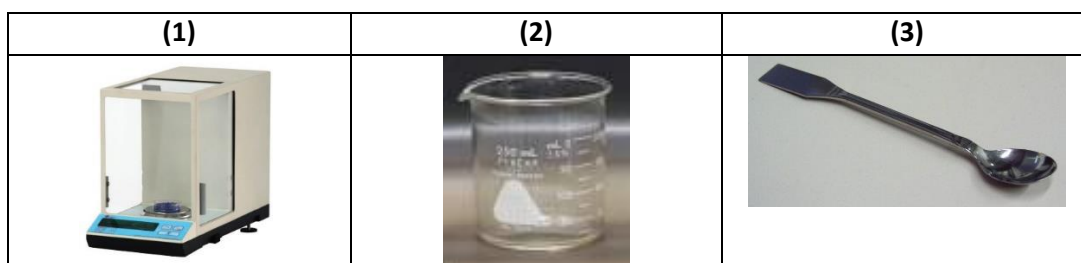
Quando o solvente é a água, como vai ser o caso, diz-se que estamos na presença de uma **SOLUÇÃO AQUOSA**.

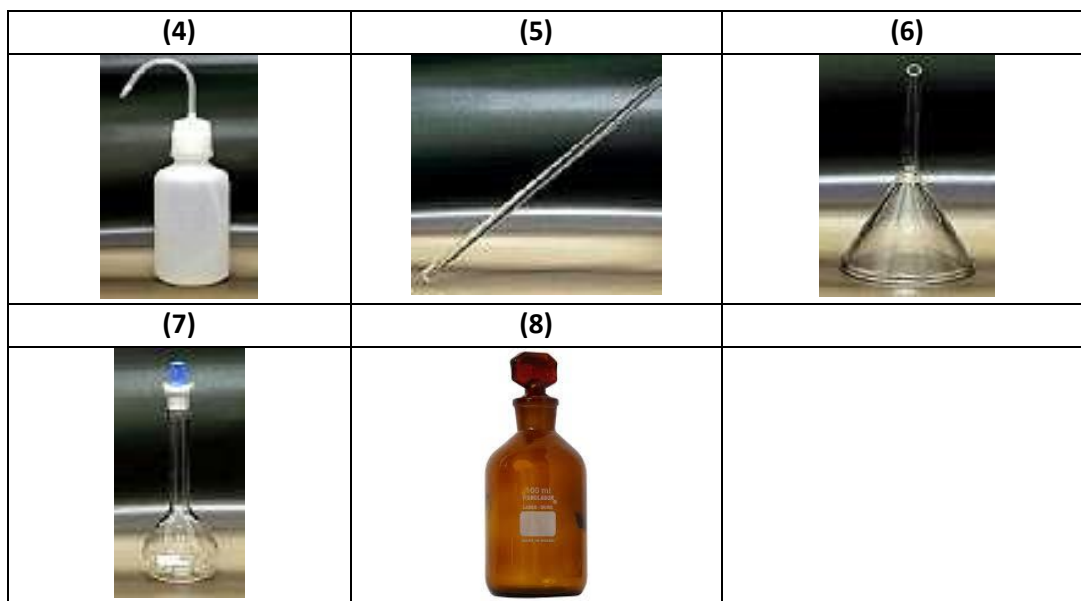
Neste caso, a unidade de concentração é uma **CONCENTRAÇÃO MOLAR**:

$$\text{Concentração molar} \rightarrow C = \frac{n}{V} = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles do soluto}}{\text{Volume da solução (dm}^3 \text{ ou L)}}$$

MATERIAL

- Balança de precisão (1)
- Copo de precipitação (2)
- Espátula (3)
- Esguicho de água desionizada (4)
- Vareta de vidro (5)
- Funil (6)
- Balão volumétrico de 100 cm³ (7)
- Frasco para guardar a solução (8)



**REAGENTES**

- Sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- Água desionizada

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Calcular a massa, m , de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) necessária para preparar 100 cm^3 de uma solução aquosa de concentração $0,1 \text{ M}$.
2. Pesar a quantidade de soluto desejada na balança de precisão, com o auxílio da espátula e do copo de precipitação (Figura 1).
3. Adicionar ao soluto uma pequena quantidade de água desionizada, agitar com a vareta de vidro para ajudar a dissolver (Figura 2).
4. Transferir para o balão volumétrico com a ajuda do funil (Figura 3).
5. Lavar o copo e a vareta com um pouco de água e transferir essa água de lavagem para o funil. Repetir este procedimento até já não haver restos de soluto no copo e vareta (Figura 4).
6. Lavar o funil e retirar.
7. Rolhar o balão e agitar para ajudar a dissolver.
8. Adicionar água desionizada até ao traço de referência (100 cm^3) (Figura 5).
9. Rolhar de novo e agitar para homogeneizar (Figura 6).
10. Transferir a solução para um frasco e colar uma etiqueta onde se descreva o nome e fórmula do soluto e a concentração da solução.



PARTE B: DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

OBJETIVO

Preparar soluções aquosas mais diluídas, por diluição de soluções aquosas mais concentradas. Nesse sentido, pretende-se preparar um volume de 100 cm³ de três soluções mais diluídas, de concentração 0,05, 0,02 e 0,01 M, a partir da solução de sulfato de cobre penta-hidratado 0,1 M preparada no trabalho anterior.

INTRODUÇÃO

Diluir uma solução aquosa consiste em diminuir a sua concentração, apenas por adição de mais água desionizada.

Ao proceder-se a uma diluição, deve ter-se em conta o **FATOR DE DILUIÇÃO, f**, que indica a razão existente entre o volume final da solução diluída a preparar (V_{final}) e o volume a retirar da solução inicial (V_{inicial}).

$$f = \frac{V_{\text{final}}}{V_{\text{inicial}}}$$

O **FATOR DE DILUIÇÃO, f**, também pode ser calculado em função das concentrações, mas, nesse caso será dado pela razão entre a concentração da solução inicial (C_{inicial}) e a concentração da solução diluída a preparar (C_{final}).

$$f = \frac{C_{\text{inicial}}}{C_{\text{final}}}$$

Por outro lado, numa diluição, como a única coisa que se vai adicionado ao volume pipetado a partir da solução mais concentrada é água, isso significa que o número de moles que foram retiradas no volume pipetado da solução inicial, mais concentrada, vai ser igual ao número de moles de soluto que vão ficar na solução final, mais diluída. Por isso:

$$n_i = n_f$$


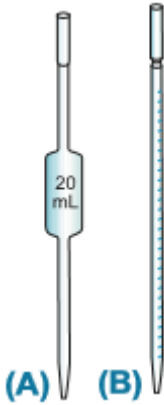


$$\leftrightarrow C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

MATERIAL

- Três balões volumétricos de 100 ml (Figura 1)
- Pipeta volumétrica (Figura 2 - A) de 50 mL
- Pipeta graduada (Figura 2 - B) de 20 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- Pompete (Figura 3)
- Esguicho de água desionizada (Figura 4)

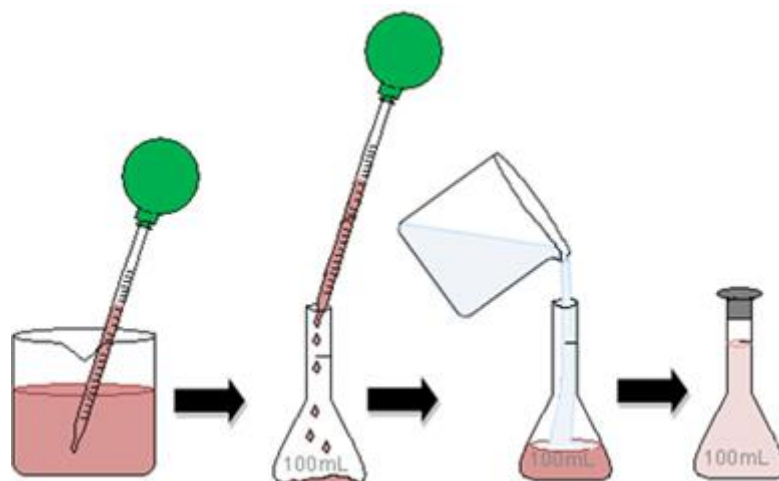
REAGENTES

- Solução de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) preparada na atividade anterior (0,1 M ou 0,1 mol dm⁻³)

Figura 1 – Balões Volumétricos.	Figura 2 – Pipeta volumétrica (A) e pipeta graduada (B).
	
Figura 3 – Esguicho.	Figura 4 – Pompete.
	

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Calcular o volume V_1 a retirar da solução de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) preparada na atividade anterior ($C_{\text{inicial}} = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), necessária para preparar 100 cm^3 de solução diluída, de concentração $0,05 \text{ M}$ ($C_{\text{final}} = 0,05 \text{ mol dm}^{-3}$).
2. Utilizar a pipeta volumétrica adequada e, com a ajuda da pompete, aspirar o volume de solução concentrada calculada no ponto anterior.
3. Transferir esse volume pipetado para o balão volumétrico de 100 cm^3 .
4. Adicionar água desionizada até ao traço de referência (100 cm^3).
5. Rolhar de novo e agitar para homogeneizar.
6. Transferir a solução para um frasco e colar uma etiqueta onde se descreva o nome e fórmula do soluto e a concentração da solução.
7. Calcular o volume V_2 a retirar da solução de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) preparada na atividade anterior ($C_{\text{inicial}} = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), necessária para preparar 100 cm^3 de solução diluída, de concentração $0,02 \text{ M}$ ($C_{\text{final}} = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$).
8. Repetir os passos de 2 a 6.
9. Calcular o volume V_3 a retirar da solução de sulfato de cobre penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) preparada na atividade anterior ($C_{\text{inicial}} = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), necessária para preparar 100 cm^3 de solução diluída, de concentração $0,01 \text{ M}$ ($C_{\text{final}} = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$).
10. Repetir os passos de 2 a 6.



QUESTÕES FINAIS

1ª Questão: Explique as diferenças existentes entre uma pipeta graduada e uma pipeta volumétrica, ambas de 25 mL, que lhe fazem optar por uma ou outra em determinada situação.

2ª Questão: Explique as diferenças existentes entre uma balança técnica e uma balança de precisão (ou analítica), que lhe fazem optar por uma ou outra em determinada situação.

3ª Questão: Nos seus cálculos, calcule os fatores de diluição, f , utilizados em cada uma das diluições anteriores.

4ª Questão: Muitas vezes, a informação que possuímos da solução mais concentrada é a sua % (m/m), e a sua densidade (ou massa volúmica em g/cm^3). Para exemplificar essa situação, calcule o volume de solução de NaOH concentrada, 40% (m/m) e com $\rho = 1,43 \text{ g/cm}^3$, se deve tomar para preparar 100 mL de uma solução 0,1 M da mesma base.

TRABALHO LABORATORIAL Nº 2

DETERMINAÇÃO DA ACIDEZ TOTAL DE UM VINHO

OBJETIVOS

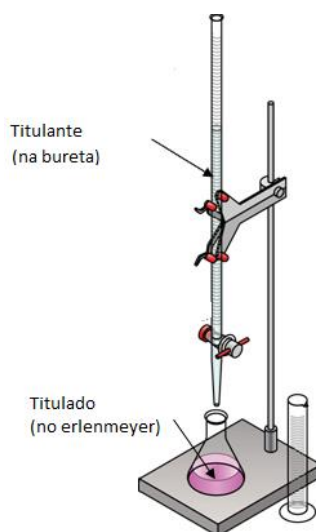
- Demonstrar a utilização da titulação em análise química, neste caso aplicada a uma reação de ácido-base.
- Determinar a acidez total de um vinho, por titulação.

INTRODUÇÃO

Numa **titulação** existem sempre duas soluções: uma delas com concentração (título) rigorosamente conhecida, e outra solução com concentração desconhecida, mas que se pretende conhecer. Fazem-se reagir as duas soluções até reação completa, medindo o volume de uma delas necessário para a reação com um volume fixo da outra. Através de cálculos, consegue-se obter a concentração da solução de concentração desconhecida.

Normalmente, chamamos **solução padrão** ao reagente cuja composição e concentração é rigorosamente conhecida.

O **ponto de equivalência** é o momento da titulação em que foi adicionada à solução a titular, ou **titulado** (a que se encontra no erlenmeyer), uma quantidade equivalente de solução **titulante** (a que se encontra na bureta), e corresponde ao momento em que a reação é estequiometricamente completa.



Ponto final é o momento em que a variação de uma propriedade física ou química (cor, solubilidade, potencial, etc.) da solução a titular, indica o final da reação. O ponto final corresponde a um volume de solução padrão superior ao necessário para que seja atingido o ponto de equivalência. Desta diferença de volumes resulta o chamado erro de titulação.

Indicador é o reagente utilizado frequentemente em análises volumétricas para detecção do ponto final. O que acontece é que o indicador apresenta uma cor que se altera por variações de concentrações que têm lugar na vizinhança do ponto de equivalência.

Para a exemplificação de uma titulação, ou método volumétrico de análise, irá ser feita a determinação da acidez total de um vinho. Entende-se por acidez total de um vinho a sua acidez titulável com solução padrão de hidróxido de sódio, ou potássio, e inclui tanto os ácidos fixos como os voláteis.

A determinação da acidez total do vinho pode ser feita por titulação com uma solução padrão de hidróxido de sódio, ou potássio, de concentração rigorosamente conhecida, usando como indicador a fenolftaleína.

MATERIAL

- bureta graduada
- pipeta volumétrica
- provetas
- balões de erlenmeyer
- funil
- copo de precipitação
- suporte universal e pinça de bureta

REAGENTES:

- vinho branco
- solução padrão de hidróxido de sódio 0,1 M
- solução alcoólica de fenolftaleína a 1%

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

NOTA: Esta determinação está sujeita à interferência do CO₂ dissolvido. Este erro pode ser minimizado diluindo o vinho com água quente, próximo da fervura, e depois deixando esfriar até a temperatura ambiente antes de titular.

1. Transferir 25 mL de um vinho branco seco para um erlenmeyer de 250mL.
2. Adicionar 100 mL de água destilada e 5 gotas de solução alcoólica de fenolftaleína a 1%.
3. Titular com uma solução padrão de NaOH 0,1 M¹, registando o volume gasto até ponto final da titulação.

QUESTÕES FINAIS

1ª Questão: O resultado final da acidez titulável do vinho é, normalmente, expressa em ácido tartárico % (m/v), que é um dos principais ácidos existentes no vinho. Sabendo que o ácido tartárico tem dois hidrogénios tituláveis, calcule a acidez titulável do vinho analisado expressa em % (m/v) de ácido tartárico.

Massa molar do ácido tartárico [C₂H₄O₂(COOH)₂] = 150,09 g/mol

¹ O ponto final é indicado pelo aparecimento de uma cor rósea, uma vez que a fenolftaleína é um indicador que é incolor em meio ácido, mas vira a carmim em meio alcalino (zona de viragem entre os valores de pH 8,3 – 10,0).

2ª Questão: qual a diferença entre **Ponto de Equivalência** e **Ponto Final** de uma titulação.

3ª Questão: explique em que consiste e como minimiza o **Erro da Titulação**.

TRABALHO LABORATORIAL Nº 3

DETERMINAÇÃO DO TEOR EM CLORETOS DA ÁGUA (Método de Mohr)

COMPOSIÇÃO Característica:	
Res. Seco (a 180°C)	34,0 ± 4 mg/l
Silica	9,6 ± 2 mg/l
pH (a 18°C)	6,0
ANÍOES:	
Hidrogenoc. (HCO ₃ ⁻)	8,0 ± 0,8 mg/l
Cloreto (Cl ⁻)	4,2 ± 0,4 mg/l
Sulfato (SO ₄ ²⁻)	1,0 ± 0,2 mg/l
CATIÕES:	
Sódio (Na ⁺)	4,1 ± 0,4 mg/l
Calcio (Ca ²⁺)	1,3 ± 0,3 mg/l
Potássio (K ⁺)	0,6 ± 0,1 mg/l

Muito pouco mineralizada

Nome da Nascente: Fastio • Local de Exploração e Engarrafamento:
 Água de Fastio - Comércio e Engarrafamento de Águas
 Minerais, S.A. • GRADOURO 4840-050, CHAMOIM, TERRAS DE
 BOURO • PORTUGAL • Tel. 253 35 90 40

OBJECTIVO

Determinar o teor em cloretos em amostras de água para consumo humano, com recurso a uma titulação de precipitação – Método de Mohr.

INTRODUÇÃO

Os métodos volumétricos, baseados na formação de um produto pouco solúvel, designam-se por titulações de precipitação.

O teor em cloretos (Cl⁻) numa amostra de água pode ser determinado através de uma reação volumétrica de precipitação, recorrendo ao método de Mohr. No método de Mohr o ponto final da titulação é identificado pela formação de um precipitado corado. Para isso, é efetuada a titulação de uma amostra de água², com uma concentração desconhecida de iões cloreto, com uma solução padrão de nitrato de prata. Adiciona-se uma pequena quantidade de solução de cromato de potássio (K₂CrO₄) para servir de indicador. O ião cromato é utilizado como indicador na determinação de cloretos, brometos e cianetos com nitrato de prata, formando-se um precipitado de cromato de prata (Ag₂CrO₄) na região do ponto de equivalência.

Trata-se de um caso de precipitação fracionada: sendo os dois sais pouco solúveis, o cloreto de prata com um $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-10}$ e o cromato de prata com um $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-12}$. O cloreto de prata é o sal menos solúvel e, para uma concentração inicial de ião cloreto elevada, o cloreto de prata precipita primeiro (sal branco). No ponto final, os iões cromato reagem com iões prata originando o cromato de prata, Ag₂CrO₄, vermelho-tijolo, pouco solúvel. O primeiro ponto em que o cromato de prata começa a precipitar indica o fim da titulação, que é visível pela mudança da cor do meio reacional de amarelo para alaranjado.

1ª reação de precipitação:



2ª reação de precipitação:

² A titulação do método de Mohr tem de ser realizada a pH entre 7 e 10 pois o ião cromato é a base conjugada do ácido crómico (um ácido fraco). A pH mais baixo, a concentração de ião cromato é demasiado baixa para precipitar no ponto de equivalência.



REAGENTES

- Solução de cromato de potássio (K_2CrO_4) a 10%,
- Solução de nitrato de prata (AgNO_3) 0,1M
- Soluções de HCl ou de NaOH 0,1 M, em conta-gotas, para o caso de ser necessário corrigir o pH da amostra.

MATERIAL

- Potenciômetro (para medir o pH da amostra)
- Conta gotas
- Erlenmeyer de 250 cm^3
- Pipeta volumétrica de 50 cm^3
- Bureta (em suporte universal)
- Copo de precipitação

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- Pipete 50 cm^3 de amostra de água para um erlenmeyer.
- Adicione 10 gotas da solução de cromato de potássio.
- Titule com a solução de nitrato de prata 0,1M até se observar a viragem do indicador. O ponto final é detetado pelo aparecimento de um precipitado vermelho-tijolo, a que corresponde uma mudança da cor do meio reacional de amarelo para alaranjado.
- Considerando que a reação de precipitação do cloreto de prata foi completa, calcule o teor em cloretos na amostra de água analisada

QUESTÕES FINAIS

1ª Questão: Considerando os valores das **Constantes do Produto de Solubilidade (K_{ps})** dos sais que precipitam durante a experiência que efetuou, cromato de prata (Ag_2CrO_4) e cloreto de prata (AgCl), calcule os valores de solubilidade dos respetivos sais em água, a 25°C, em mol/dm^3 e em g/dm^3 .

Dados: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,2 \times 10^{-10}$

$K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,7 \times 10^{-12}$

2ª Questão: Explique porque estamos na presença de um caso de **precipitação fracionada**, justificando a ordem pela qual os sais precipitam.

3ª Questão: Calcule o teor em cloretos, em mg/dm^3 , na amostra de **água de abastecimento público** analisada e compare-a com o valor da **Legislação** (Dec.-Lei nº 306/2007, Valor Paramétrico = 250 $\text{mg Cl}^-/\text{dm}^3$).

Bibliografia

Chang, R. (1994). **Química**, 5ª Edição, McGraw Hill.

Russell, J.B. (1982). **Química Geral**, McGraw Hill.

Goldberg, D.E. (1987). **3000 Solved Problems in Chemistry – Schaum's Solved Problems Series**, McGraw Hill.

Romão Dias, A. (1980). **Química – Vol. 2. Reações Químicas**, Coleção de Textos Pré-Universitários, Instituto Português de Ensino à Distância. Lisboa.