

## ENSINO SECUNDÁRIO

12º ANO – VIA DE ENSINO

(1º e 2º Cursos)

1ª Época  
Chamada

1981

Tempo: 2 horas

## PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

Este teste é constituído por três partes I, II, III, indicando-se à margem a cotação correspondente a cada uma das questões, excepto na parte I, para a qual se apresenta a cotação global.

Na parte I deverá transcrever para a sua folha de prova a referência correspondente às proposições correctas. Na parte II elaborará a resposta a cada uma das questões, devidamente justificada, sempre que tal lhe seja pedido.

Por último, na parte III, são-lhe propostos dois temas, dos quais deverá desenvolver apenas um, cuidando fundamentalmente de dois aspectos: concisão e clareza de linguagem.

Em anexo, no final do ponto, são-lhe fornecidas algumas indicações de que poderá necessitar. Lei-as antes de começar a sua resolução.

## I

Cotação: 6,6 valores (0,3 val. por proposição)

Em cada conjunto de proposições de A a F existem apenas duas correctas. Transcreva a respectiva referência (letra e algarismo que precedem a proposição) para a sua folha de prova.

- A. A.1. A velocidade de propagação de uma onda electromagnética no vazio depende da sua frequência.
- A.2. A periodicidade temporal duma radiação electromagnética é evidenciada pela constância do seu comprimento de onda.
- A.3. A dualidade corpúsculo-onda para uma partícula de massa  $m$  é traduzida pela relação  $E = m c^2$ .
- A.4. O efeito fotoeléctrico constitui evidência experimental da natureza corpuscular das radiações luminosas.
- A.5. Em reacções químicas nucleares pode geralmente desprezar-se a conversão de massa em energia.
- A.6. A absorção de radiação infravermelha por uma molécula provoca na mesma transições entre estados vibracionais.

- B. B.1. A aplicação da teoria da dualidade corpúsculo—onda a um electrão de um átomo permite determinar rigorosamente a sua posição. (1,5 val.) 7.
- B.2. O modelo atómico de Bohr apresenta justificação coerente para a quantização do raio da órbita do electrão no átomo de hidrogénio.
- B.3. A orbital  $2s$  do átomo de hidrogénio apresenta uma superfície nodal para uma distância finita do núcleo.
- B.4. O princípio de Pauli implica a necessidade de permuta electrónica. (1,0 val.) 8.
- B.5. Num átomo neutro, um electrão  $p$  é mais facilmente removido que um electrão  $s$ , do mesmo nível, pois as orbitais  $p$  têm menor penetração nas vizinhanças do núcleo.
- B.6. Para o electrão do átomo de hidrogénio, a probabilidade electrónica relativa a um ponto e a probabilidade electrónica por superfície esférica, apresentam máximos relativos para o mesmo valor da distância ao núcleo.

- C. C.1. No estado fundamental, os electrões  $p$  de maior energia de um átomo de um elemento do grupo VA podem ser caracterizados pelo seguinte conjunto de números quânticos:

$$n = 5 \quad l = 1 \quad m = 1 \quad s = \begin{cases} + 1/2 \\ + 1/2 \\ + 1/2 \end{cases}$$

- C.2. A aplicação e consequente resolução exacta da equação de onda para átomos polieletrónicos implicou o aparecimento de um novo número quântico. (2,5 val.)
- C.3. A geometria apresentada por uma molécula é sempre aquela que minimiza as repulsões.
- C.4. Em moléculas homonucleares todos os electrões efectivamente ligantes ocupam orbitais moleculares  $\sigma$ .
- C.5. A existência de ligações polares entre átomos de uma molécula não determina, por si só, a polaridade da molécula.
- C.6. A intensidade das forças intermoleculares, entre moléculas diatómicas é tanto maior quanto maior for a energia da ligação interatómica.
- D. D.1. Numa molécula de benzeno, as ligações entre átomos de carbono consecutivos são asseguradas, em média, por três electrões  $\sigma$ .
- D.2. O estado físico normal do benzeno é o líquido, sendo as ligações intermoleculares asseguradas por forças de dispersão de London.
- D.3. Dada a sua estrutura planar, a molécula de benzeno actua vulgarmente como ligando em iões complexos.
- D.4. Nos iões complexos as ligações entre o ião central e os ligandos são de natureza iónica.
- D.5. Nos complexos, o número de coordenação é sempre igual à carga do ião metálico que origina a sua formação.
- D.6. As soluções aquosas de sais de alumínio apresentam carácter ácido devido à hidrólise do ião complexo  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ .

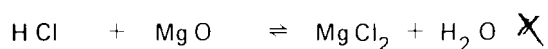
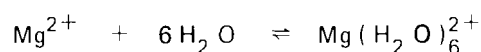
- E. E.1. Iões gasosos com a mesma carga apresentam, num espectro de massa, desvios tanto maiores quanto maior for a respectiva massa.
- E.2. Para a mesma temperatura, o valor médio da energia cinética translacional de uma molécula de oxigénio é maior que o de uma molécula de hidrogénio pois esta tem menor massa.
- E.3. Numa mistura gasosa a pressão parcial de cada constituinte depende apenas do número de moléculas desse constituinte presentes na mistura.
- E.4. As tintas de spray constituem soluções coloidais em que o meio dispersivo é um gás e o meio disperso é um líquido.
- E.5. Para todas as soluções que conduzem a corrente eléctrica o soluto é um composto iónico.
- E.6. O amoníaco em solução aquosa comporta-se como uma base fraca dado que apresenta valores baixos para o grau de ionização.
- F. Prepararam-se 250 ml de uma solução aquosa de sulfato de sódio 0,20 M .
- F.1. Nesta solução existem interações ião-dipolo entre as moléculas de água e os iões do sal.
- F.2. Para preparar a referida solução foram necessários 0,80 moles de sulfato de sódio sólido.
- F.3. Em 25 ml da referida solução existem 0,020 moles de iões  $\text{SO}_4^{2-}$  e 0,040 moles de iões  $\text{Na}^+$  .
- F.4. No volume total de solução preparada estão presentes 0,05 moles de iões  $\text{SO}_4^{2-}$  e 0,10 moles de iões  $\text{Na}^+$  .
- F.5. Adicionando 250 ml de água desionizada à solução preparada a sua concentração passa a ser 0,40 M .
- F.6. A molaridade do ião sulfato é a mesma em soluções equimolares de sulfato de sódio e de sulfato de alumínio ( III ) .

Cada uma das frases de G a L pode ser completada por duas das proposições que se lhes seguem. Transcreva para a sua folha de prova a referência dessas proposições (letra e algarismo que as precedem).

- G. O ponto de ebulição normal da água é muito superior ao do sulfureto de hidrogénio porque ...
- G.1. ... à ligação O – H corresponde maior comprimento do que à ligação S – H.
- G.2. ... o ângulo de ligação é maior na molécula de água.
- G.3. ... o ponto de ebulição de uma substância é tanto maior quanto maior for a intensidade das forças intermoleculares.
- G.4. ... as forças de dispersão de London são mais intensas no sulfureto de hidrogénio dado que o número atómico do enxofre é maior que o do oxigénio.
- G.5. ... entre moléculas de água estabelecem-se ligações por pontes de hidrogénio.
- G.6. ... a energia da ligação O – H é superior à energia da ligação S – H .

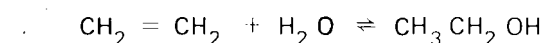
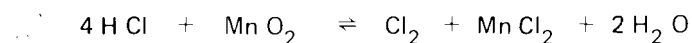
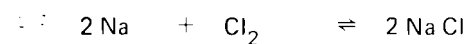
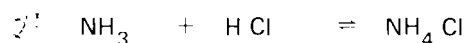
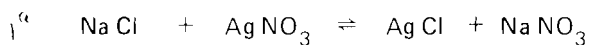
- H.** O **pOH** de uma solução aquosa 0,10 M em hidróxido de potássio é ...
- H.1. ... maior que sete.
- H.2. ... menor que o **pOH** de uma solução aquosa 0,10 M em amoníaco.
- H.3. ... maior que o **pOH** de uma solução 0,10 M em ácido clorídrico.
- H.4. ... maior que o **pOH** de uma solução 0,10 M em ácido propanóico.
- H.5. ... praticamente igual ao **pH** de uma solução 0,05 M em ácido sulfúrico.
- H.6. ... menor que o **pOH** de uma solução aquosa 0,20 M em hidróxido de sódio.

**I.** Das seguintes equações químicas...



- I.1. ... todas elas traduzem reacções de ácido–base de Arrhenius.
- I.2. ... todas elas correspondem a reacções ácido–base de Lewis.
- I.3. ... a primeira traduz uma reacção de ácido–base de Brønsted e de Lewis.
- I.4. ... nenhuma delas traduz simultaneamente reacções ácido–base de Brønsted e de Lewis.
- I.5. ... todas elas correspondem a reacções ácido–base de Brønsted.
- I.6. ... nenhuma delas corresponde a reacções ácido–base de Arrhenius.

**J.** Das seguintes equações químicas...



- J.1. ... a terceira e a quarta traduzem reacções redox.
- J.2. ... a quarta e a quinta correspondem a reacções redox.
- J.3. ... a quarta e a sexta representam reacções redox.
- J.4. ... a primeira e a segunda não traduzem reacções redox.
- J.5. ... todas elas correspondem a reacções redox.
- J.6. ... nenhuma delas traduz reacções redox.

L. No ião molecular  $N_2^+$ ...

L.1. ... não existem electrões com spin não compensado.

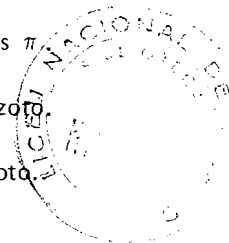
L.2. ... a ligação é assegurada por dois electrões  $\sigma$  e três electrões  $\pi$ .

L.3. ... a estabilidade é maior do que na molécula diatómica de azoto.

L.4. ... o comprimento da ligação é maior que na molécula de azoto.

L.5. ... existem só três orbitais moleculares de valência.

L.6. ... como a ligação é assegurada por um número ímpar de electrões, é uma ligação polar.



## II

(1,4 val.) 1. Uma das aplicações mais comuns dos hidrocarbonetos é a sua utilização como combustíveis.  
Fez-se a combustão de 275 g de uma amostra gasosa contendo propano e 20% de impurezas não combustíveis.

a) Calcular a massa de dióxido de carbono que se obteve.

b) Sabendo que o dióxido de carbono que se obteve foi recolhido numa garrafa à temperatura de 27°C e ficou submetido a uma pressão de 2 atmosferas, determine a capacidade da garrafa.

(1,0 val.) 2. Das questões 2.A. e 2.B. que se seguem responda unicamente a uma delas.

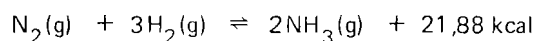
2.A. O calor de combustão do carbono sólido é 94,0 kcal por mole de dióxido de carbono libertado.

a) Esboce um diagrama de energia para a reacção de uma mole de carbono sólido, indicando nele a variação de energia interna durante a transformação e a energia de activação.

b) Numa câmara de reacção em que ocorreu a combustão do carbono libertaram-se, em dois minutos, 376 kcal. Qual o valor da velocidade média da reacção naquele intervalo de tempo?

2.B. O amoníaco, composto de múltiplas aplicações, pode produzir-se industrialmente por síntese.

A equação que traduz o referido processo de fabrico é:



Discuta separadamente, o efeito da temperatura e da pressão no rendimento de produção do amoníaco.

(1,0 val.) 3. Escreva as fórmulas químicas dos seguintes compostos:

- a) hexacianoferrato ( III ) de potássio
- b) propanoato de etilo
- c) pentanodiol – ( 1,3 )
- d) dimetiletilamina
- e) cis–diclorobuteno – ( 1 )

(1,8 val.) 4. A fórmula molecular do acetileno é  $C_2H_2$ .

- a) Descreva, em termos de teoria das orbitais moleculares, todas as ligações que existem na molécula de acetileno. Com base nessa descrição preveja a geometria da molécula.
- b) Indique a fórmula de estrutura de um hidrocarboneto da mesma série homóloga do acetileno, com uma cadeia de quatro átomos de carbono.
- c) Escreva a fórmula de estrutura e indique o nome de dois isómeros do composto referido na alínea b ). Classifique os tipos de isomeria apresentados.

(2,2 val.) 5. O produto de solubilidade do iodeto de prata, a  $25^\circ C$ , é  $8,3 \times 10^{-17}$ .

- a) Quando se adicionam ( a  $25^\circ C$  ) 50 ml de solução aquosa de nitrato de prata 0,10 M a 50 ml de solução aquosa também 0,10 M em iodeto potássio, ocorrerá precipitação ? Justifique, apresentando todos os cálculos que realizou.
- b) Sabendo que o produto de solubilidade do iodeto de prata aumenta com a temperatura, a dissolução deste sal será endotérmica ou exotérmica ? Justifique.
- c) O número de moles dissolvidos por unidade de volume, numa solução saturada de iodeto de prata, a temperatura constante, aumenta, diminui ou mantém-se quando se lhe adiciona:
  - 1.º uma pequena quantidade de iodeto de sódio sólido (sal muito solúvel) ?
  - 2.º uma pequena quantidade de iodeto de prata sólido ?

Justifique.

(1,0 val.) 6. Dissolveram-se 0,165 g de ácido nítrico em água desionizada de modo a obter 250 ml de solução.  
Determine o valor do **pH** da solução resultante.

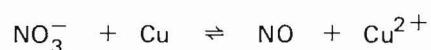
(1,5 val.) 7. Dissolveu-se nitrato de amónio sólido em água desionizada, obtendo-se uma solução 0,20 M .

a) Escreva as equações químicas que traduzem todas as reacções que ocorrem na solução.

b) Discuta o carácter ácido/básico/neutro da solução obtida.

(1,0 val.) 8. O ácido nítrico pode reagir com o cobre dando origem à formação de nitrato de cobre ( II ) e à libertação de monóxido de azoto.

a) Recorrendo a equações electroquímicas parciais, acerte o esquema químico que se segue de modo a que ele represente correctamente o fenómeno redox.



b) Indique qual foi a espécie oxidante e qual a espécie redutora.

### III

(2,5 val.) Desenvolva, referindo somente os aspectos fundamentais, um dos seguintes temas:

#### Tema A

«Titulações ácido–base». Refira-se fundamentalmente aos aspectos:

- pH no ponto de equivalência.
- escolha de indicador adequado.

#### Tema B

«Principais limitações, no plano teórico e no plano experimental, do modelo atómico de Bohr; Contribuição da Mecânica Quântica no sentido de as ultrapassar».

## ANEXO

ELEMENTO (Símbolo)	MASSA ATÓMICA	NÚMERO ATÓMICO
H	1,00	1
C	12,0	6
N	14,0	7
O	16,0	8
Na	23,0	11
S	32,0	16
K	39,1	19
I	126,9	53
Ag	107,9	47

– Constante dos gases perfeitos:

$$R = 0,082 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

– Constantes de acidez:

ácido nítrico	$K_a$ elevado
ião amónio ( $\text{NH}_4^+$ )	$K_a = 5,6 \times 10^{-10}$



# ENSINO SECUNDÁRIO

12º ANO – VIA DE ENSINO

(1º e 5º Cursos)

1981

Tempo: 2 horas

1.a Época

2.a Chamada

## PROVA ESCRITA DE QUÍMICA

---

### COTAÇÕES

#### PARTE I

3 pontos por cada proposição correcta

3 X 2 X 11 conjuntos . . . . . 66 Pontos

Se o aluno assinalar mais de 2 proposições por conjunto, a respectiva cotação será zero.

#### PARTE II

1. a)	6	«
eq. química	2	
% propano na amostra	2	
proporção	2	
b)	8	«
n.º de moles de propano	2	
correção de p e T	6	
2.A.		
a)	6	«
b)	4	«
n.º moles de CO <sub>2</sub>	2	
determinação da veloc.	2	
ou		
2.B.	10	«
efeito temperatura	5	
efeito pressão	5	
3.	2 X 5 = 10	«
4. a)	8	«
descrição das ligações	6	
geometria	2	
b)	2	«
c)	8	«
f. estrutura	2 + 2	
nome	1 + 1	
isomeria	1 + 1	

5. a)	.....	8	«
	[Ag <sup>+</sup> ] e [I <sup>-</sup> ] .....	3	
	coeficiente da reacção .....	2	
	conclusão .....	3	
b)	.....	4	«
c)	.....	5 + 5 = 10	«
6.	.....	10	«
	concentração em g/l .....	2	
	molaridade da solução .....	3	
	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] .....	2	
	pH   .....	expressão 2	
	.....	cálculo 1	
7. a)	.....	9	«
	dissociação do sal .....	3	
	auto-ionização da água .....	3	
	hidrólise do ião .....	3	
b)	.....	6	«
8. a)	.....	8	«
	equações parciais .....	3 × 2	
	coeficientes apropriados .....	2	
b)	.....	2	«

**PARTE III**

.....	25	«
-------	----	---

**TOTAL ..... 200 Pontos**

Na questão 3, ( PARTE II ), envolvendo a escrita de fórmulas, apenas é atribuída cotação a cada alínea se a fórmula apresentada estiver inteiramente correcta.

Na questão 4. a) ( PARTE II ) a cotação correspondente à descrição das ligações não deve ser fraccionada, considerando-se assim só a resposta inteiramente correcta.

Nas questões da PARTE II em que são solicitadas justificações, a sua não apresentação implicará que a cotação respectiva seja zero.

