

ENSINO SECUNDÁRIO

12º ANO – VIA DE ENSINO

(1º e 5º Cursos)

1981

2.a Época

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. Leia-as antes de começar a sua resolução.

I

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

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

- A. A.1. A intensidade de um feixe de raios X é elevada por lhe corresponder também um valor elevado da frequência.
- A.2. A energia de uma radiação electromagnética diminui quando aumenta o respectivo período.
- A.3. A constante de Planck é uma grandeza adimensional.
- A.4. Visto que o fóton tem quantidade de movimento, pode-se-lhe atribuir uma massa em repouso.
- A.5. A teoria da dualidade corpúsculo-onda, aplicada ao electrão do átomo, é um dos pressupostos teóricos do modelo atómico quântico.
- A.6. Na reacção de um protão com um positrão pode desprezar-se a conversão de massa em energia, já que as massas das duas partículas têm valores muito pequenos.

- B.**
- B.1. Um espectro de massa permite reconhecer a existência de isótopos numa amostra, determinar massas isotópicas e números atômicos de elementos químicos.
 - B.2. A massa atômica de um elemento é aproximadamente a média aritmética dos números de massa dos seus isótopos estáveis.
 - B.3. Uma unidade de massa atômica é igual a $1/12$ da massa de uma mole de átomos de carbono -12 .
 - B.4. 14,0 g de um gás de massa molecular 28 ocupam 22,4 l, a 0°C e a 0,5 atm.
 - B.5. O conceito de mole não se aplica a substâncias de estrutura cristalina.
 - B.6. À mesma temperatura, a energia cinética média de uma mole de moléculas de hélio é igual à energia cinética média de uma mole de moléculas de hidrogénio.
- C.**
- C.1. Para reduzir uma mole de iões Cu^{2+} a cobre metálico são necessários 2 Faraday.
 - C.2. Às transições entre quaisquer estados de energia no átomo de hidrogénio corresponde sempre emissão de radiação visível.
 - C.3. Para Bohr, o electrão no átomo de hidrogénio não tem energia cinética visto ocupar uma órbita estacionária.
 - C.4. É necessária a mesma quantidade de energia para remover um electrão 2p de um átomo de néon ou de qualquer ião com estrutura isoelectrónica.
 - C.5. A descontinuidade dos espectros de absorção atômica constitui o suporte experimental do modelo atômico de Bohr mas, está em desacordo com o modelo quântico.
 - C.6. O valor do raio da primeira órbita de Bohr para o átomo de hidrogénio é reproduzido pelo modelo quântico que, no entanto, lhe atribui significado diferente.
- D.**
- D.1. A resolução da equação de onda para o electrão do átomo de hidrogénio fornece os valores possíveis para a sua energia, não dando indicações sobre a sua trajectória.
 - D.2. O princípio de Pauli permitiu ultrapassar as dificuldades de resolução da equação de onda para átomos polieletrónicos.
 - D.3. As orbitais atômicas s não apresentam superfícies nodais, para distâncias finitas do núcleo.

- D.4. Para uma orbital atómica qualquer, as superfícies de isoprobabilidade electrónica são superfícies esféricas.
- D.5. A configuração electrónica de valência de todas as moléculas estáveis obedece à regra do octeto.
- D.6. O comprimento de uma ligação iónica depende da carga dos iões intervenientes e do número de electrões que constituem os cernes dos átomos que lhes deram origem.
- E. E.1. Para qualquer molécula diatómica, nenhuma orbital molecular ligante apresenta um plano nodal que contenha os dois núcleos, considerados pontuais.
- E.2. O estudo experimental da estrutura da molécula de benzeno evidencia a existência de três ligações simples e de três ligações duplas entre os átomos de carbono da molécula.
- E.3. O fenol mais simples deriva da substituição de um átomo de hidrogénio do metano por um radical fenilo.
- E.4. A isomeria óptica é uma característica de compostos de carbono com ligações múltiplas.
- E.5. Os pontos de ebulição e de fusão de um alcano normal e de um seu isómero de cadeia deverão ser diferentes.
- E.6. A adição de um detergente sólido à água origina uma dispersão coloidal, em que o meio disperso é sólido e o dispersivo é líquido.
- F. Num balão marcado prepararam-se 200 ml de solução aquosa 0,50 M em ácido sulfúrico.
- F.1. Nesse volume de solução encontram-se 0,50 moles de ião sulfato e 1,0 moles de ião hidrónio.
- F.2. A solução preparada comporta-se como um electrólito forte visto a ionização do ácido sulfúrico ser muito rápida.
- F.3. O ácido sulfúrico é um ácido muito forte, pelo que os seus sais em solução aquosa não sofrem hidrólise.
- F.4. Para titular 10,00 ml dessa solução gastar-se-iam 20,00 ml de solução aquosa equimolar de hidróxido de sódio.
- F.5. A molalidade dessa solução é igual à sua molaridade, visto a densidade da água ser 1.
- F.6. Para preparar aquele volume de solução são necessárias 0,10 moles de ácido sulfúrico.

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

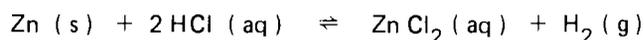
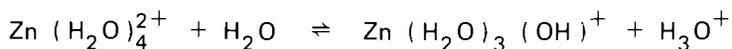
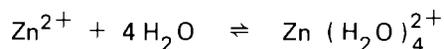
G. O ião cianeto (CN^-) ...

- G.1. ... apresenta na sua configuração electrónica seis electrões ligantes, dois numa orbital molecular π e os restantes em duas orbitais moleculares σ .
- G.2. ... não possui orbitais moleculares anti-ligantes ocupadas.
- G.3. ... actua como ligando em vários complexos, dado que possui pares de electrões não-ligantes.
- G.4. ... participa na rede cristalina do hexacianoferrato (II) de potássio, conjuntamente com iões K^+ e iões Fe^{2+} .
- G.5. ... apresenta uma ligação entre dois não-metais, pelo que lhe corresponde um valor baixo da respectiva energia de ligação.
- G.6. ... é isoelectrónico do monóxido de carbono.

H. O pH de uma solução aquosa 0,01 M em ácido sulfúrico será...

- H.1. ... significativamente influenciado pela concentração em ião hidrónio, proveniente da auto-ionização da água.
- H.2. ... praticamente igual ao pOH de uma solução equimolar de hidróxido de potássio.
- H.3. ... maior que o pH de uma solução 0,1 M do mesmo ácido.
- H.4. ... sensivelmente igual ao pH de uma solução 0,02 M em ácido clorídrico.
- H.5. ... maior que o pH de uma solução equimolar em ácido acético.
- H.6. ... menor que o pH de uma solução 0,02 M em ácido nítrico.

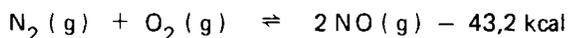
I. Das equações químicas que se seguem :



- I.1. ... todas traduzem reacções ácido-base de Lewis.
- I.2. ... apenas as duas primeiras correspondem a reacções ácido-base de Brønsted.

- I.3. ... a última representa uma reacção ácido–base de Arrhenius.
- I.4. ... as duas primeiras representam reacções ácido–base de Lewis.
- I.5. ... as duas primeiras correspondem a reacções ácido–base de Brönsted e de Lewis.
- I.6. ... a segunda traduz uma reacção ácido–base de Brönsted.
- J. O cloreto de chumbo é um sal pouco solúvel na água à temperatura de 25°C mas, é solúvel em água fervente; podemos dizer que...
- J.1. ... o respectivo produto de solubilidade apresenta um valor baixo, à temperatura ambiente.
- J.2. ... a sua dissolução na água é um fenómeno exotérmico.
- J.3. ... a adição de água fervente ao precipitado de cloreto de chumbo vai promover a solvatação dos iões que o formam.
- J.4. ... adicionando à sua solução saturada, a 25°C, um pouco de cloreto de sódio (sólido) a solubilidade do cloreto de chumbo aumentará.
- J.5. ... valores elevados de temperatura favorecem a precipitação de cloreto de chumbo.
- J.6. ... na solução aquosa de cloreto de chumbo a 25°C, a dissociação do sal **dissolvido** é pouco extensa.

- L. Considere a reacção traduzida pela equação química:



Uma vez atingido um estado de equilíbrio químico, podemos afirmar que...

- L.1. ... a concentração molar de cada substância permanece constante nesse estado de equilíbrio.
- L.2. ... o número de moles do produto da reacção deverá ser igual à soma do número de moles de reagentes não consumidos.
- L.3. ... $[\text{N}_2]_e \times [\text{O}_2]_e = [\text{NO}]_e^2$
- L.4. ... duplicando a pressão total do sistema, a temperatura constante, o valor numérico da constante de equilíbrio duplicará também.
- L.5. ... ao fornecer calor ao sistema aumentar-se-á o rendimento de produção de monóxido de azoto.
- L.6. ... aumentando a pressão total do sistema o equilíbrio evolui no sentido do aumento das concentrações dos reagentes.

II

(1,0 val.) 1. Um hidrocarboneto gasoso apresenta uma percentagem de carbono, em massa, de 80 %. A combustão completa de 0,1 moles desse hidrocarboneto dá origem a 4,48 dm³ de dióxido de carbono, medidos a p.t.n. Estabeleça a fórmula molecular do referido hidrocarboneto.

(1,0 val.) 2. Num recipiente de 20 dm³ de capacidade estão contidos a 27°C e à pressão total de 6,15 atmosferas, 2 moles do hidrocarboneto referido na questão anterior e um determinado número de moles de dióxido de carbono. Supondo que, nessas condições, os gases se comportam como ideais, determine o número de moles de dióxido de carbono presentes na mistura gasosa e a respectiva pressão parcial.

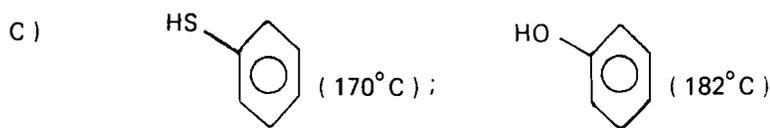
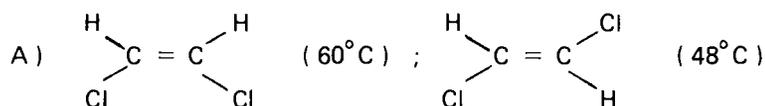
(1,8 val.) 3. Considere a molécula de oxigénio e os iões moleculares O₂²⁻ e O₂⁺.

- a) Descreva, em termos da teoria das orbitais moleculares, a ligação no ião O₂²⁻.
- b) Disponha as três espécies por ordem crescente do comprimento da respectiva ligação. Justifique a sua resposta.

(1,0 val.) 4. Escreva as fórmulas correspondentes a:

- a) 1,3 – diiodociclobutano
- b) 3 – metilbutanona
- c) diclorobutadieno
- d) ião tetrahidroxodiaquoaluminato (III)
- e) ião diclorotetraaminocobalto (III)

(1,5 val.) 5. Considere os seguintes pares de compostos e respectivos pontos de ebulição normais aproximados, indicados entre parêntesis.



Para cada par, interprete as grandezas relativas dos valores dos pontos de ebulição.

(0,8 val.) 6. A uma dada temperatura o valor do pH de uma solução aquosa 0,15 M em ácido cianídrico é cinco. Determine o valor da constante de ionização do ácido cianídrico àquela temperatura.

(1,2 val.) 7. Considere os seguintes sistemas químicos, à mesma temperatura:

A) 20 cm³ de solução aquosa 0,1 M em NaCl

B) 20 cm³ de solução aquosa 0,1 M em Na₂CO₃

C) 20 cm³ de solução aquosa 0,1 M em NH₄Cl

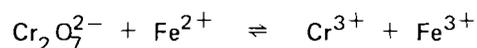
Disponha os sistemas por ordem crescente dos respectivos valores de pH. Justifique a sua resposta.

(1,6 val.) 8. a) A 200 cm³ de água da torneira, a 25°C, adicionaram-se 3,4 g de nitrato de prata sólido, tendo ocorrido precipitação de cloreto de prata. Desprezando a variação de volume resultante da adição, determine o menor valor que pode apresentar a concentração do ião cloreto na água utilizada, para que possa verificar-se a referida precipitação.

b) Quando a uma solução saturada de cloreto de prata, a temperatura constante, se adiciona uma pequena quantidade de nitrato de prata, como variam as concentrações de Cl⁻ e de Ag⁺? Justifique.

(1,0 val.) 9. O ião Cr₂O₇²⁻ reage, em meio ácido, com o ião Fe²⁺, dando origem aos iões Cr³⁺ e Fe³⁺.

a) Acerte, utilizando reacções parciais, o seguinte esquema químico de modo a que traduza correctamente o processo referido



b) Indique o reagente oxidante e o seu conjugado.

III

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

TEMA A: "Tipos de isomeria nas diferentes séries de hidrocarbonetos de cadeia aberta". Fundamente o desenvolvimento do tema na estrutura das moléculas e ilustre com a apresentação de exemplos concretos.

TEMA B: "Factores que influenciam a velocidade das reacções químicas."

ANEXO

Elemento	Nº Atómico	Massa atómica
H	1	1,00
He	2	4,00
C	6	12,0
N	7	14,0
O	8	16,0
Ne	10	20,1
Na	11	23,0
Al	13	27,0
Si	14	28,0
S	16	32,0
Cl	17	35,5
K	19	39,1
Fe	26	55,8
Co	27	58,9
Ag	47	107,8
Pb	82	207,2

– Constante dos gases:

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

– Outras constantes a 25° C :

$$K_h (\text{CO}_3^{2-}) = 2,1 \times 10^{-4}$$

$$K_h (\text{NH}_4^+) = 5,6 \times 10^{-10}$$

Ka (HCl) – elevada

$$K_s (\text{AgCl}) = 2,4 \times 10^{-10}$$

Observações

- Na parte I, a cada conjunto de afirmações em que o aluno assinale mais que duas proposições verdadeiras, corresponderá a cotação zero.
- Na parte II, questão 4 só será atribuída cotação a cada alínea se a fórmula estiver inteiramente correcta. Na questão 8 – b) só será atribuída cotação à resposta devidamente justificada.