

**ENSINO SECUNDÁRIO**  
**12.º ANO DE ESCOLARIDADE — VIA DE ENSINO**  
**(1.º e 5.º CURSOS)**  
**CURSOS TÉCNICO-PROFISSIONAIS**

Duração da prova: 2h  
1988

1.ª FASE  
2.ª CHAMADA

**PROVA ESCRITA DE QUÍMICA**

---

**Nos exercícios que envolvam cálculos numéricos, é obrigatória a sua apresentação.**

## DADOS QUE PODERÃO SER NECESSÁRIOS

Números atômicos e massas atômicas

${}_1\text{H} = 1,008$	${}_9\text{F} = 19,00$
${}_5\text{B} = 10,81$	${}_{15}\text{P} = 30,97$
${}_6\text{C} = 12,01$	${}_{16}\text{S} = 32,06$
${}_7\text{N} = 14,01$	${}_{17}\text{Cl} = 35,45$
${}_8\text{O} = 16,00$	${}_{34}\text{Se} = 78,96$

Constante dos gases ideais	$R = 8,2 \times 10^{-2} \text{ atm dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Planck	$h = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J s}$
Constante de Avogadro	$N = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Massa do electrão	$m = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Velocidade da luz no vazio	$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Produto iónico da água (25°C)	$K_w = 1,00 \times 10^{-14}$

Produtos de solubilidade (25°C)

acetato de prata, $\text{AgCH}_3\text{COO}$	$K_s = 4,0 \times 10^{-3}$
hidróxido de magnésio, $\text{Mg(OH)}_2$	$K_s = 1,8 \times 10^{-11}$

Os restantes sais que aparecem citados na prova podem considerar-se solúveis.

Potenciais normais de redução

$E^\circ (\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe})$	$= - 0,44 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+})$	$= +0,77 \text{ V}$
$E^\circ (\text{Cr}_2 \text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+})$	$= +1,36 \text{ V}$

1.

1.1. Das proposições A, B, C e D **escolha** aquela que completa de modo correcto a frase que se segue.

“Os pontos de fusão e ebulição normais da água (0 °C e 100 °C) são substancialmente mais elevados do que os do sulfureto de hidrogénio, H<sub>2</sub>S (−85 °C e −60 °C) e do selenieto de hidrogénio, H<sub>2</sub>Se (−66 °C e −41 °C) porque

- A — a nuvem electrónica do átomo de oxigénio é mais pequena que as nuvens electrónicas dos outros átomos, enxofre e selénio”.
  - B — apesar das moléculas terem todas a mesma geometria, apresentam ângulos de ligação e comprimentos de ligação diferentes”.
  - C — a grande electronegatividade e pequeno tamanho do átomo de oxigénio, relativamente aos átomos de enxofre e selénio, permitem estabelecer pontes de hidrogénio entre as moléculas de água”.
  - D — os electrões de valência no átomo de oxigénio encontram-se num nível de energia inferior àquele em que se encontram os electrões de valência do enxofre e do selénio”.
- 1.2. Das frases que se seguem, **escolha** a que constitui uma afirmação correcta.
- A — Numa molécula, uma orbital molecular ligante  $\pi$  tem sempre maior energia que qualquer orbital ligante  $\sigma$ .
  - B — Numa molécula, uma orbital molecular tem sempre menor energia que qualquer das duas orbitais atómicas que a originaram.
  - C — Numa molécula, uma orbital molecular ligante tem sempre menor energia que qualquer orbital molecular antiligante.
  - D — Numa molécula, uma orbital molecular ligante tem sempre menor energia que a correspondente antiligante.

1.3. Das afirmações que se seguem, **escolha** a correcta.

- A — A solubilidade do AgCH<sub>3</sub>COO em água pura é a mesma que numa solução de NaCH<sub>3</sub>COO.
- B — A solubilidade do AgCH<sub>3</sub>COO em água pura é maior que numa solução de NaCH<sub>3</sub>COO.
- C — A solubilidade do AgCH<sub>3</sub>COO em água pura é menor que numa solução de NaCH<sub>3</sub>COO.
- D — A solubilidade do AgCH<sub>3</sub>COO em água pura é a mesma que numa solução de AgNO<sub>3</sub>.

V.S.F.F.

1.4. Misturou-se uma solução contendo iões  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$  com outra solução contendo iões  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

Das hipóteses apresentadas a seguir, **escolha, justificando**, a que é correcta.

A — O ião dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , reage apenas com o ião  $\text{Fe}^{3+}$ .

B — O ião dicromato reage apenas com o ião  $\text{Fe}^{2+}$ .

C — O ião dicromato reage simultaneamente com os iões  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{Fe}^{2+}$ .

D — O ião dicromato não reage com nenhum dos catiões referidos.

2. As afirmações a seguir são verdadeiras. **Justifique-as** apresentando os cálculos, nos casos em que tiver de os efectuar.

2.1. A reacção representada pelo esquema  $\text{F}^- + \text{BF}_3 \rightarrow \text{BF}_4^-$  é uma reacção de ácido-base de Lewis.

2.2. Uma solução a  $25^\circ\text{C}$ , de  $\text{pH} = 9$ , pode conter  $0,06 \text{ mol dm}^{-3}$  do ião  $\text{Mg}^{2+}$ , sem precipitar  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

2.3. O composto  $(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CHCH}_3$  não apresenta isomeria geométrica enquanto o composto  $\text{HO} - \text{N} = \text{N} - \text{OH}$  apresenta isomeria *cis* e *trans*.

3. Considere as espécies moleculares que se apresentam a seguir.

A —  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  (aromático)      D —  $\text{HCHO}$

B —  $\text{CO}_2$       E —  $\text{NO}_3^-$

C —  $\text{PCl}_3$       F —  $\text{C}_2\text{H}_2$

3.1. De acordo com a teoria das orbitais moleculares (TOM), **deduza** as fórmulas de estrutura das partículas  $\text{C}_2\text{H}_2$  e  $\text{PCl}_3$ .

3.2. Com base na regra do octeto, **deduza** as fórmulas de estrutura das restantes espécies apresentadas (A, B, D, E).

3.3. **Escolha** as moléculas e iões cuja estrutura seja um híbrido de ressonância.

3.4. **Selecione**, do conjunto de geometrias indicadas a seguir, a que corresponde a cada uma das espécies A, B, C e E.

**a'** — anel planar      **b'** — triangular      **c'** — tetraédrica

**d'** — linear      **e'** — piramidal triangular      **f'** — angular

3.5. Do conjunto de partículas apresentadas, **escolha** uma que seja polar e outra que seja apolar.

3.6. **Escreva** os nomes dos compostos A, D e F.

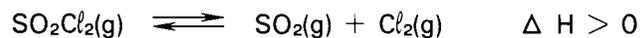
4. Em meio fortemente alcalino, o alumínio,  $\text{Al}$ , reage com o ião nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , transformando-o em amoníaco,  $\text{NH}_3$ , ficando o alumínio em solução sob a forma do ião  $\text{AlO}_2^-$ .
- 4.1. **Mostre** que a reacção referida é uma reacção de oxidação-redução.
  - 4.2. **Escreva** as equações químicas que traduzem a reacção de redução e a reacção de oxidação.
  - 4.3. **Escreva** a equação, devidamente acertada, que traduz a reacção global.
- 5.
- 5.1. O azoto existente em 1,216 g de uma amostra de certa substância orgânica de massa molar  $128 \text{ g mol}^{-1}$  foi transformado completamente em amoníaco,  $\text{NH}_3$ , que neutralizou parcialmente  $100,0 \text{ cm}^3$  de uma solução aquosa de cloreto de hidrogénio,  $\text{HCl}$ ,  $0,200 \text{ M}$ . O excesso de ácido foi titulado com  $20,0 \text{ cm}^3$  de uma solução aquosa de hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}$ ,  $0,05 \text{ M}$ .  
**Verifique** que a massa de azoto existente na amostra é  $0,266 \text{ g}$ .
  - 5.2. A substância orgânica azotada considerada anteriormente contém  $12,5\%$  de hidrogénio e  $65,6\%$  de carbono.  
**Verifique** que a sua fórmula empírica e molecular é  $\text{C}_7\text{H}_{16}\text{N}_2$ .
6. A figura representa as energias correspondentes a alguns níveis energéticos do electrão no átomo de hidrogénio.

$E/\text{kJ mol}^{-1}$		
-82		$n = 4$
-196		$n = 3$
-328		$n = 2$
-1312		$n = 1$

- 6.1. **Escreva** o conjunto de números quânticos que caracteriza cada uma das orbitais correspondentes ao nível 2.
- 6.2. **Calcule** a massa equivalente a 2 moles de fotões da radiação de maior comprimento de onda da série de Balmer, no espectro do hidrogénio.
- 6.3. **Indique** a energia mínima necessária para ionizar um átomo de hidrogénio, no qual o electrão é caracterizado pelo conjunto de números quânticos  $(4, 2, 0, -1/2)$ . **Justifique** a sua resposta.

V.S.F.F.

7. Uma certa massa do composto gasoso  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$  foi introduzida num recipiente fechado, de  $20,0 \text{ dm}^3$ , tendo-se decomposto segundo o processo descrito pela equação



A  $102 \text{ }^\circ\text{C}$  a composição do sistema em equilíbrio é a seguinte: 1,50 moles de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ , 0,50 moles de  $\text{SO}_2(\text{g})$  e 0,50 moles de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .

- 7.1. **Calcule** o rendimento com que se deu a decomposição do  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ .
- 7.2. **Calcule** a pressão da mistura gasosa no recipiente e a pressão parcial do  $\text{SO}_2(\text{g})$ .
- 7.3. **Calcule** o número de moles de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  que se devem introduzir no recipiente para que, à mesma temperatura, o número de moles de  $\text{SO}_2(\text{g})$  no sistema, num novo estado de equilíbrio, seja 0,20.

8.

**Discuta** os efeitos que as alterações na

- a) concentração do  $\text{SO}_2 \text{Cl}_2$
- b) pressão total do sistema
- c) temperatura do sistema

têm sobre o equilíbrio referido na questão anterior.