

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

Duração da prova: 1h e 30m  
 1989

2.ª FASE

**PROVA ESCRITA DE QUÍMICA**

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

**DADOS QUE PODERÃO SER NECESSÁRIOS**

Números atómicos e massas atómicas

${}^1\text{H} = 1,008$	${}^6\text{C} = 12,01$	${}^7\text{N} = 14,01$
${}^8\text{O} = 16,00$	${}^9\text{F} = 19,00$	${}^{11}\text{Na} = 22,99$
${}^{15}\text{P} = 30,97$	${}^{17}\text{Cl} = 35,45$	${}^{30}\text{Zn} = 65,38$
${}^{35}\text{Br} = 79,90$	${}^{47}\text{Ag} = 107,87$	${}^{53}\text{I} = 126,9$

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 .....	$m = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Energia de primeira ionização do magnésio .....	$E_i = 738 \text{ kJ mol}^{-1}$
Velocidade da luz no vazio .....	$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Produto iónico da água (25°C) .....	$K_w = 1,00 \times 10^{-14}$
Constante de ionização do ácido nitroso, $\text{HNO}_2$ (25°C) .....	$K_a = 5,1 \times 10^{-4}$
Produto de solubilidade do acetato de prata, $\text{AgCH}_3\text{CO}_2$ (25°C) .....	$K_s = 4,0 \times 10^{-3}$

Electronegatividades:

H → 2,20	C → 2,55	N → 3,04	O → 3,44	
F → 3,98	P → 2,19	Cl → 3,16	Br → 2,96	I → 2,66

V.S.F.F.

1. O bromo é um elemento representativo do grupo VII da tabela periódica.

1.1. De entre os conjuntos de números quânticos apresentados a seguir, **escolha** o que descreve o comportamento de um electrão  $p$ , de maior energia, no átomo de bromo.

A - (4, 2, 0, +1/2)      B - (4, 1, 0, +1/2)

C - (3, 1, -1, +1/2)      D - (4, 3, 1, +1/2)

1.2. **Indique, justificando**, o período da tabela periódica a que pertence o bromo.

1.3. Considere a afirmação seguinte:

“O raio atómico do bromo é maior que o raio atómico do cloro e do flúor.”

Das frases A, B, C e D, **escolha** a que justifica a afirmação anterior:

A — O átomo de bromo tem maior carga nuclear e um cerne com maior número de níveis de energia preenchidos que os átomos de cloro e de flúor.

B — O átomo de bromo tem um número total de electrões maior que o número total de electrões dos átomos de flúor e de cloro.

C — No átomo de bromo, os electrões do nível 1 estão, em média, mais próximos do núcleo que os electrões do nível 1 nos átomos de flúor e de cloro.

D — No átomo de bromo, os electrões 3d exercem sobre os electrões de valência um efeito de blindagem inferior ao exercido pelos electrões 1s e 2s, 2p sobre os electrões de valência, respectivamente do flúor e do cloro.

2. Considere as proposições A, B, C e D.

A — As moléculas dos éteres de baixa massa molar têm grande simetria e, apesar de terem ligações polares, são praticamente apolares (têm um pequeno momento dipolar).

B — Através dos seus átomos de oxigénio, as moléculas dos éteres são capazes de estabelecer pontes de hidrogénio com as moléculas de água.

C — As moléculas dos éteres são capazes de estabelecer pontes de hidrogénio com as moléculas de água, através de átomos de hidrogénio ligados a átomos de carbono.

D — As cadeias carbonadas das moléculas dos éteres estabelecem forças intermoleculares intensas com as moléculas de água.

2.1. Das afirmações acima referidas, **indique** as verdadeiras.

2.2. De entre as frases anteriores, **escolha** a que justifica a afirmação seguinte:

“Os éteres de baixa massa molar, e analogamente ao que acontece com os álcoois, são muito solúveis em água.”

3. A energia de primeira ionização e a electroafinidade do flúor são, respectivamente,  $1681 \text{ kJ mol}^{-1}$  e  $333 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Dos esquemas apresentados a seguir, **escolha** o correcto:

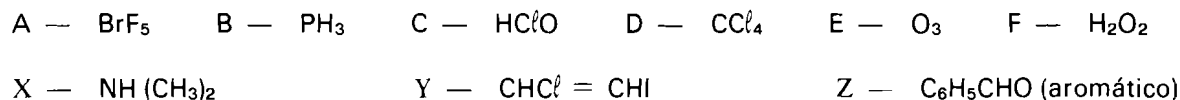
A —  $\text{F} + 333 \text{ kJ} \rightarrow \text{F}^+ + \text{e}^-$

B —  $\text{F}^- + 1681 \text{ kJ} \rightarrow \text{F} + \text{e}^-$

C —  $\text{F} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^- + 333 \text{ kJ}$

D —  $\text{F} + \text{e}^- + 333 \text{ kJ} \rightarrow \text{F}^-$

4. Considere as espécies químicas representadas a seguir:



4.1. De entre as partículas referidas, **escolha**:

- a) uma que tenha ligações polares e seja apolar;
- b) uma que não obedeça à regra do octeto.
- c) uma que tenha geometria angular.
- d) uma que seja polar.
- e) uma que tenha geometria piramidal quadrangular.

4.2. **Escreva** os nomes das espécies X, Y e Z.

4.3. **Escreva** as fórmulas de estrutura de B e E, indicando se algum é híbrido de ressonância.

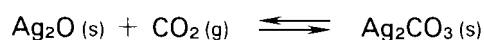
4.4. **Escreva** as fórmulas de estrutura dos possíveis isómeros de Y. **Classifique** o tipo de isomeria.

5. O ângulo de ligação  $\widehat{\text{H}\text{N}\text{H}}$  no amoníaco ( $107,3^\circ$ ) é maior que o ângulo de ligação  $\widehat{\text{H}\text{P}\text{H}}$  na fosfina ( $93,3^\circ$ ). Das afirmações que se seguem, **escolha** aquelas que podem justificar a diferença observada no valor daqueles ângulos:

- A — O número total de electrões é maior no fósforo que no azoto.
- B — A repulsão entre dois pares de electrões não ligantes é maior que a repulsão entre dois pares de electrões ligantes.
- C — O átomo de azoto é mais electronegativo que o átomo de fósforo.
- D — O comprimento da ligação N—H (10,1 nm) é menor que o comprimento da ligação P—H (14,4 nm).

6. A combustão completa de 0,300 moles de um hidrocarboneto originou 52,8 g de  $\text{CO}_2$  e 21,6 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . **Determine** as fórmulas empírica e molecular do hidrocarboneto.
7. As afirmações que se seguem estão correctas. **Justifique-as**, apresentando os respectivos cálculos, quando tiver de os efectuar:
- 7.1. A massa de um protão com a velocidade de  $2,0 \times 10^4 \text{ m s}^{-1}$  pode considerar-se constante.
- 7.2. Uma radiação de comprimento de onda  $7,5 \times 10^{-8} \text{ m}$ , ao incidir numa lâmina de magnésio, fá-la emitir electrões com uma energia cinética de  $1,41 \times 10^{-18} \text{ J}$ .
- 7.3. Uma solução  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$  em ácido nitroso,  $\text{HNO}_2$ , é mais ácida que uma solução  $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$  em cloreto de hidrogénio,  $\text{HCl}$ .
- 7.4. A quantidade máxima de  $\text{AgNO}_3$  que se pode adicionar a  $100 \text{ cm}^3$  de uma solução  $0,200 \text{ mol dm}^{-3}$  em  $\text{NaCH}_3\text{CO}_2$  sem precipitar  $\text{AgCH}_3\text{CO}_2$  é  $2,0 \times 10^{-3}$  moles.

8. Num recipiente de  $5,00 \text{ dm}^3$ , encontra-se em equilíbrio o sistema representado a seguir:



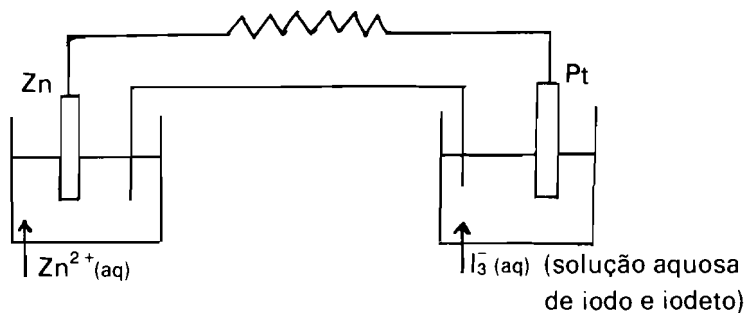
A 500 K, o valor da constante de equilíbrio é  $K_p = 0,68 \text{ atm}^{-1}$ .

- 8.1. **Calcule**, a 500 K, o valor da pressão parcial do  $\text{CO}_2$ .
- 8.2. **Indique, justificando**, o número mínimo de moles de  $\text{Ag}_2\text{O (s)}$  que devem existir no recipiente para que, após a introdução de 0,100 moles de  $\text{CO}_2$ , se restabeleça de novo o estado de equilíbrio, ainda a 500 K.
- 8.3. **Calcule** a variação do número de moles de  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$  presentes no sistema em equilíbrio, quando a 500 K a capacidade do vaso se reduz de  $5,00 \text{ dm}^3$  para  $1,00 \text{ dm}^3$ .
- 8.4. **Escreva** os nomes das substâncias presentes no sistema em equilíbrio.

9. Obteve-se iodeto de zinco ( $ZnI_2$ ) misturando 2,56 g de iodo ( $I_2$ ) com 2,56 g de zinco ( $Zn$ ).

9.1. **Mostre** que a reacção entre o iodo e o zinco é uma reacção redox.  
**Indique** a espécie que se reduz e a espécie que se oxida.

9.2. No dispositivo esquematizado a seguir, **indique, justificando**, qual o eléctrodo positivo e qual o eléctrodo negativo.



9.3. Dos pares  $I_2 / I^-$  e  $Zn^{2+} / Zn$ , **indique** o que tem menor potencial de redução.

9.4. Tendo em conta que a reacção entre o iodo e o zinco é praticamente completa, **calcule** o número de moles de iodeto de zinco formadas.