

EXAMES DE ENSINO MÉDIO (QUÍMICA)

Exames do 3.º ciclo — Julho de 1950.

2.ª Chamada

55 — *a)* Defina atomicidade da molécula de um elemento e escreva as fórmulas moleculares de um elemento monoatômico, de um biatômico e de um triatômico, à sua escolha. *b)* Em que condições se produz a transformação de fósforo ordinário em vermelho? Como se explica a modificação de certas propriedades e como se demonstra que se trata do mesmo elemento?

56 — *a)* Como explica o poder oxidante da água oxigenada? Mostre, esquematicamente, o comportamento químico deste composto quando intervém em reacções de oxidação. *b)* Por que razão o ácido azótico, mesmo diluído, não liberta hidrogénio quando reage com o zinco, ferro e cobre? *c)* Qual o produto oxidado que resulta da acção do ácido sobre o enxofre? Interprete essa acção por meio de uma equação química.

57 — *a)* A que particularidade da estrutura dos átomos dos gases raros se atribui a sua grande estabilidade em presença dos agentes químicos? *b)* Em que diferem os núcleos de átomos de elementos isóbaros? *c)* Embora os neutrões e os protões tenham massas iguais, o bombardeamento dos núcleos é mais eficaz quando feito pelos primeiros do que pelos segundos, mesmo que as velocidades sejam iguais. Porquê?

58 — *a)* Que caracteres — positivo ou negativo — têm as valências do oxigénio e do hidrogénio? Justifique a resposta. *b)* No quadro de Mendelejeff, quais são os grupos de carácter mais acentuadamente positivo e mais acentuadamente negativo? Indique um elemento de cada um dos grupos referidos.

59 — *a)* Escreva a fórmula de estrutura do segundo termo da série dos ácidos orgânicos saturados, destaque o grupo funcional, e diga os nomes corrente e científico do, ácido, de acordo com as regras da nomenclatura química. *b)* Escreva a fórmula do sal de amónio do mesmo ácido e diga os nomes dos produtos que se obteriam por desidratação, primeiro moderada e depois enérgica deste sal. Traduza pelas respectivas equações químicas as referidas desidratações.

60 — *a)* Quantas moléculas-grama de ácido sulfúrico estão contidas em 25 cm³ de solução decinormal? *b)* Que massa de carbonato de sódio neutraliza esse volume de solução ácida? (C=12; O=16; Na=23; S=32). R: *a)* $1,25 \times 10^{-3}$ moles; *b)* 0,1325 g.

61 — Certo metal forma dois óxidos, um com 30 por cento de oxigénio; outro com 22,222 por cento de oxigénio. O calor específico do metal é 0,109 cal/g/graup C. *a)* Mostre que as composições dos óxidos concordam com a lei de Dalton. *b)* Determine dois números proporcionais para o metal e o respectivo peso atômico corrigido.

R: — *a)* No primeiro óxido, com 30 g de oxigénio, estão combinados 70 g do metal; no segundo óxido (o que contém 22,222 % de oxigénio), com 30 g de oxigénio, combinam-se 105 g do metal. As quantidades do metal que se combinam com a quantidade fixa (30 g) de oxigénio, estão entre si na razão de $70/105 = 2/3$, isto é, na razão de dois números inteiros e pequenos, de acordo com a lei de Dalton. *b)* Por simples regras de três, vê-se que a quantidade do metal que se combina com 16 g de oxigénio é, no primeiro óxido, 37,3 g e, no segundo óxido, 56 g. Os números 37,3 e 56 são portanto dois números proporcionais do metal considerado. Aplicando a lei de Dulong e Petit, $C \times A = 6,0$ cal/g/graup, determina-se o peso atômico aproximado $A = 6,0/0,109 = 55$, e o peso atômico corrigido será portanto 56.

Exames do 3.º ciclo — Julho de 1950.

1.ª Chamada

62 — *a)* Que representam as fórmulas dos compostos? Qual é o sistema de números proporcionais adoptado e quais as razões da sua preferência? *b)* As fórmulas moleculares da glicose, da sacarose e da glicerina são, respectivamente, C₆H₁₂O₆, C₁₂H₂₂O₁₁ e C₃H₅(OH)₃. Fazendo três soluções com 10 gramas de cada um dos componentes citados em massas iguais de água, em qual dos casos é maior o abaixamento do ponto de congelação desta? Justifique a resposta, (C=12; O=16; H=1). R: No caso da solução de glicerina, porque a lei de Raoult nos mostra que o abaixamento do ponto de congelação é inversamente proporcional à massa molecular da substância dissolvida e a glicerina é das três substâncias dadas a que tem menor massa molecular.

63 — *a)* Diga o que é radioactividade, quem descobriu esta propriedade e a época aproximada da descoberta. *b)* Em que se fundamenta a aplicação do electroscópio à comparação de actividades de substâncias radioactivas? *c)* Escreva os nomes de dois minerais radioactivos, um dos quais, pelo menos, exista em Portugal.

64 — *a)* O enxofre encontra-se livre na Natureza; o cloro não. Que razão apresenta para explicar este

facto? b) Cite dois elementos nas condições do enxofre e outros dois nas do cloro. c) Os metais encontram-se, frequentemente, sob a forma de óxidos e de sulfuretos. Indique, nas suas linhas gerais, as técnicas para se obterem os metais, quando se encontram sob uma ou outra destas formas.

65 — a) Como explica a conductibilidade eléctrica das soluções de sal comum e a não conductibilidade das de álcool? b) Pode obter o sódio por electrólise dessas soluções de sal? Explique a resposta, utilizando equações químicas nessa explicação.

66 — a) Em que produtos naturais abundam os hidrocarbonetos da série saturada? Escreva a fórmula geral da série e diga o nome do seu primeiro termo. b) Como se chama o termo em C_6 , de acordo com as regras internacionais de nomenclatura? Pode prever a existência de algum isómero deste hidrocarboneto? Justifique.

67 — Certo metal trivalente forma um óxido com 47,06 % de oxigénio. Diga qual é o peso atómico do

metal. Verifique se o calor específico do mesmo metal pode ser 0,214 cal/g/graú centígrado, e enuncie a lei que aplicou. R: *Atendendo à composição centesimal dada e a que a fórmula do óxido tem de ser O_3M_2 , deduz-se para pêsô atómico do metal M o valor 27. O calor específico dado pode ser o do metal considerado, visto que $0,214 \times 27 = 5,8$ valor que concorda com a lei de Dulong e Petit : $C \times A = 6$ cal/g/graú.*

60 — Pretende saber-se se determinada soda cáustica é impura; para isso toma-se meio grama do produto comercial, dilui-se em água e faz-se reagir com ácido clorídrico normal. A viragem de fenolftaleína, a marcar o momento da neutralização, deu-se quando se tinham gasto 11,5 cm³ de ácido. Qual era a percentagem de soda cáustica pura no produto comercial? R: —11,5 cm³ dum soluto normal de ácido clorídrico correspondem a 0,46 g de soda cáustica pura. O produto analisado é portanto impuro e contém 92 % de soda cáustica pura.

Soluções de MARIETA DA SILVEIRA

EXAMES UNIVERSITÁRIOS (QUÍMICA)

F. C. L. — Curso Geral de Química — Janeiro de 1950

98 — Fazendo reagir, a uma dada temperatura, 1 mol duma substância A com 1 mol duma substância B, atinge-se o equilíbrio do sistema homogéneo: $A + B \rightleftharpoons C + 2D$, no momento em que a concentração de C é 0,6 moles. Calcular: a) a constante do equilíbrio àquela temperatura; b) a quantidade do reagente B que se deve fazer actuar sobre 3 moles de A, para obter 2 moles de C, à mesma temperatura. R: a) *A constante do equilíbrio é: $K = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A] \cdot [B]} = 0,6 \times (2 \times 0,6)^2 / (1 - 0,6)^2 = 5,4$.* b) *Para obter 2 moles de C, partindo de 3 moles de A, é necessário empregar cerca de 8 moles do reagente B, visto que a aplicação da lei da acção das massas nos conduz à expressão $5,4 = 2 \times 4^2 / (3 - 2)(x - 2)$, que é satisfeita para $x = 7,93$ moles.*

99 — Um soluto aquoso de cloreto de sódio, contendo 58,5 g/l, tem, a 18° C, a resistividade de 13,4 ohms-cm. Calcular o grau de dissociação desse soluto e a sua temperatura de congelação, sabendo que a conductibilidade equivalente máxima, a 18° C, dum soluto aquoso de cloreto de sódio é 109 ohms⁻¹/cm e que a constante crioscópica da água é 1850. R: *A conductibilidade equivalente do soluto é dada por $\lambda = (1/\rho) \times V = 1000/13,4 = 74,6$ ohms⁻¹/cm. Entrando com este valor na expressão $\alpha = \lambda/\lambda_\infty$, acha-se para o grau de dissociação do soluto dado, o valor $\alpha = 74,6/109 =$*

= 0,68; e, da expressão $\Delta t = Kn [1 + \alpha(n_1 - 1)]/P$, tira-se $\Delta t = 1850 (1 + 0,68)/1000 = 3,1$, donde se conclui que a temperatura de congelação daquele soluto é $t' = -3,1^\circ C$.

100 — Calcular o calor de formação do metano, sabendo que os calores de combustão de 1 grama de carbono, de 1 grama de hidrogénio e de 1 grama de metano são, respectivamente. 8080, 34200 e 10600 calorías, a pressão constante e à temperatura de 17° C.

R: *Aplicando o princípio de Hess aos sistemas: $C + 2H_2 = CH_4 + x$; $C + O_2 = CO_2 + 8080 \times 12$; $2H_2 + O_2 = 2OH_2 + 34200 \times 4$; e $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2OH_2 + 10600 \times 16$, vê-se que, associando o 1.º com o 4.º e o 2.º com o 3.º, se obtêm dois sistemas, cujos estados iniciais e finais coincidem, e que é portanto: $10600 \times 16 + x = 8080 \times 12 + 34200 \times 4$, donde $x = 64160$ calorías, isto é, o calor de formação do metano, a pressão constante e a 17° C, é 64160 calorías.*

101 — Pela adição de 1 mol de ácido acético puro a 1 mol de álcool etílico puro, produziu-se uma reacção de equilíbrio, tornando-se as concentrações estacionárias quando havia no sistema 1/3 de mol de ácido acético. Calcular as concentrações de equilíbrio depois da adição à mistura anterior duma solução constituída por 1 mol de água e 1/2 mol de álcool etílico. R: *No caso da mistura inicial, o equilíbrio estabeleceu-se quando as concentrações dos vários componentes do sistema atingiram os valores:*