

## EXAMES UNIVERSITÁRIOS

**F. C. L. — 1.º exame de frequência do Curso Geral de Química — Janeiro de 1953.**

1.ª chamada

**157** — Sabendo que os calores da formação, a 17°C e a pressão constante, do anidrido carbônico, da água e do álcool etílico são, respectivamente, 96960, 68360 e 115500 calorias, calcule o calor de combustão do álcool, a pressão constante e a volume constante, àquela temperatura e supondo condensada a água formada durante a combustão.

R: O calor de combustão do álcool etílico, a pressão constante e a volume constante a 17°C, é respectivamente:  $Q_p = 283500$  calorias e  $Q_v = 282920$  calorias.

**158** — Sabendo que o produto de solubilidade do iodeto cuproso é  $1,0 \times 10^{-9}$ , calcule: a) quanto iodeto cuproso poderá dissolver-se em 1 litro de água? b) quanto cobre ficará em solução se adicionarmos a 999 cm<sup>3</sup> de uma solução saturada de iodeto cuproso 1,0 cm<sup>3</sup> de uma solução normal de iodeto de sódio?

R: a) Admitindo que o iodeto cuproso dissolvido está completamente dissociado, em virtude da grande diluição, pode escrever-se:  $P = [I^-] \times [Cu^+] = n^2$ , visto que será  $[I^-] = [Cu^+] = n$ , sendo  $n$  o número de moléculas ICu dissolvidas, porque, por cada molécula dissolvida e, portanto, dissociada, se forma 1 ião I<sup>-</sup> e 1 ião Cu<sup>+</sup>. Teremos então:

$$n = \sqrt{P} = \sqrt{1,0 \times 10^{-9}} = 3,16 \times 10^{-5} \text{ moles,}$$

e portanto a quantidade de iodeto cuproso que pode dissolver-se em 1 litro de água é:  $p = nM = 3,16 \times 10^{-5} \times 190,5 = 6,02 \times 10^{-3}$  g. b) Por adição de 1,0 cm<sup>3</sup> de uma solução de iodeto de sódio a 999 cm<sup>3</sup> de uma solução de iodeto cuproso, obtêm-se 1000 cm<sup>3</sup> de um soluto, em que existem  $10^{-3}$  iões I<sup>-</sup> provenientes do iodeto de sódio, e  $x$  iões I<sup>-</sup> e  $x$  iões Cu<sup>+</sup> provenientes do iodeto cuproso. O produto de solubilidade do iodeto cuproso será, neste caso, dado por  $P = x \times (x + 10^{-3}) = 1,0 \times 10^{-9}$ . Ordenando a expressão em ordem a  $x$ , temos:  $x^2 + 1,0 \times 10^{-3} x - 1,0 \times 10^{-9} = 0$ , resolvendo esta equação, obtém-se  $x = 1,0 \times 10^{-6}$  iões Cu<sup>+</sup>. A quantidade de cobre que fica em solução é portanto:  $p = 1,0 \times 10^{-6} \times 63,5 = 63,5 \times 10^{-6}$  g de cobre.

2.ª chamada

**159** — 1 litro de um soluto N/10 de amônia, a 23°C, foi adicionado de 2,14 g de cloreto de amônio. Sabendo que o grau de dissociação da amônia, no soluto decinormal, é  $\alpha = 0,014$  e que a constante de ionização da água é  $K_w = 10^{-14}$ , calcule o  $p_H$  do soluto tampão obtido.

R: No soluto tampão obtido (soluto de uma base fraca e de um sal dessa base e de um ácido forte) será:

$$K_b = [OH^-] \times [NH_4^+] / [OHNH_4] \quad (1),$$

mas, por a base ser fraca e se encontrar em presença de um excesso de iões  $NH_4^+$  provenientes do sal, a concentração em moléculas  $OHNH_4$  não dissociadas é praticamente igual à concentração inicial da base, ou seja  $[OHNH_4] = 0,1$  moles/l, e a concentração em iões  $NH_4^+$  é praticamente igual à concentração do sal, visto este ser um electrólito forte e ter portanto um grau de dissociação muito elevado (cerca de 1) pelo que será

$$[NH_4^+] = [CINH_4] = 2,14/53,5 = 0,04 \text{ iões/l.}$$

Por outro lado, aplicando a lei da diluição de Ostwald ao soluto decinormal de amônia, tem-se:  $K_b = n\alpha^2 / (1 - \alpha) = 0,1 \times (0,014)^2 / (1 - 0,014) = 1,9 \times 10^{-5}$ . Substituindo valores, na expressão (1), vem:

$$1,9 \times 10^{-5} = [OH^-] \times 4 \times 10^{-2} / 1 \times 10^{-1},$$

donde  $[OH^-] = 0,48 \times 10^{-4}$  iões/l; e, entrando com este valor na expressão:

$$K_w = [OH^-] \times [H^+] = 10^{-14}, \text{ tira-se } [H^+] = 10^{-14} / 0,48 \times 10^{-4} = 10^{-10} / 0,48 \text{ e } p_H = -\log [H^+] = -\log 10^{-10} + \log 0,48 = 9,68.$$

**160** — Pela reacção de 80 g do composto B ( $M = 160$ ) sobre um excesso de substância A, segundo o esquema:  $A_{sol} + B_{liq} \rightleftharpoons C_{liq} + 3D_{liq}$ , obteve-se, a uma dada temperatura, 20 g de C ( $M = 60$ ). Determine a constante do equilíbrio e calcule a quantidade, em gramas, da substância B, que é necessária para prefazer 1 molécula-grama da substância C, à mesma temperatura.

R: Como a substância A, sólida, existe em excesso, a sua concentração na fase líquida é constante. A aplicação da lei da acção das massas ao sistema homogéneo, líquido, conduz então ao estabelecimento de isotérmica de equilíbrio:  $K = [C] \times [D]^3 / [B]$ , em que:  $[C] = 20/60 = 1/3$  moles/l,  $[D] = 3 [C] = 3 \times 1/3 = 1$  mole/l e  $[B] = 80/160 - 20/60 = 1/2 - 1/3 = 1/6$  moles/l. Substituindo estes valores na expressão que nos dá a constante do equilíbrio, temos:  $K = 1/3 \times 1 / 1/6 = 2$ . Conhecido o valor de K, se se aplicar novamente a lei da acção das massas ao sistema considerado, mas considerando agora o caso em que é  $[C] = 1$  e portanto  $[D] = 3$ , virá:  $K = 2 = 1 \times 3^3 / (x - 1)$ , em que  $x$  é a quantidade inicial da substância B necessária para se obter, no equilíbrio, 1 molécula-grama de C. Resolvendo a equação anterior, tem-se:  $2(x - 1) = 3^3$ , donde  $x = 14,5$  moléculas-gramas da substância B.

Resoluções de Marieta da Silveira)