anonce-ChM-více-informací

C H E M I E M E T R I E © M J N Zlín 19925 – 2007

Ukázky textu:

Stechiometrie : str.4 ↓

1 . 1 . Algoritmy stechiometrických výpočtů na základě známého molekulárního vzorce čisté látky (individua **i**).
Pokud známe molární hmotnost M_i látky ve fázi pevné *(s)*, kapalné *(l)* či plynné *(g)* a pokud se **zachovává** její látkové množství, užíváme postupně odvozený následující vztah (**1. 1.**) mezi fyzikálně chemickými veličinami, ve kterém je **společnou konstantou úměrnosti** základní fyzikálně chemická veličina - látkové množství - $n_i = konst.$ s jednotkou mol..

Herz: „Rovnice je chytřejší než její objevitelé"

(1.1.)

$$n_i = \frac{N_i}{N_A} = \frac{m_i}{M_i} = \frac{V_i^o \rho_i^o}{M_i} = \frac{V_i^o}{V_{mi}^o}(g) = \frac{V_i^n}{V_{mi}^n}(g) = \frac{V_i p}{R T}(g) = \ldots = konst.$$

$$[n_i] = \frac{1}{\frac{1}{mol}} = \frac{g}{\frac{g}{mol}} = \frac{dm^3 . \frac{g}{dm^3}}{\frac{g}{mol}} = \frac{dm^3}{\frac{dm^3}{mol}} = \frac{dm^3}{\frac{dm^3}{mol}} = \frac{dm^3 . kPa}{\frac{dm^3 . kPa}{mol . K} . K} = \ldots = mol$$

Z uvedeného vztahu na příklad vyplývá, že při konstantním látkovém množství platí, že hmotnost m_i a molární hmotnost M_i čisté látky jsou veličiny přímo úměrné a naopak hustota individua ρ_i a objem individua V_i jsou veličiny nepřímo úměrné. Obdobný obměněný vztah najdete také v **příloze stechiometrie – viz. tabulky 5. : (1 . 0 .) .**

pH metrie :
str. 34 ↓ str. 18→

Koncentrace iontů v dalším textu označme: $[H_3O^+] = a$; $[OH^-] = b$; iontový produkt vody $K_v = a\,b \approx 1.\,10^{-14}$

5. Roztoky slabých protolytů ve směsi s protolyty silnými.

Při směšování objemů: V_A (velmi silné kyseliny), V_a (slabé kyseliny), V_O vody, V_B (velmi silné zásady) a V_b (slabé zásady) platí pro celkový objem $V \approx V_A + V_a + V_0 + V_B + V_b$. Za použití dříve uvedených vztahů (1.3., 2.3. a 3.3.) z bilance látek **A**, **B**, **a**, **b** odvodíme podmínky elektroneutrality (5.3.) a vztahy pro koncentrace oxoniových a hydroxidových iontů v tvarech (**5.3. a 5.4.**): Při úpravě rovnic zjednodušíme zápis zavedením **souhrnných disociačních konstant** vícesytných protolytů. Součin dílčích disociačních konstant vícesytného protolytu udává souhrnou disociační konstantu κ_z (**kapa** s indexem **z** , kde **z** udává počet předávaných protonů). Na příklad součin disociačních konstant báze : $K_I K_{II} K_{III} = \kappa_{III}$ a součin disociačních konstant kyseliny $K_1 K_2 K_3 K_4 = \kappa_4$.

(5.3.1.

$$+a - \frac{K_v}{a} + \frac{c_B V_B}{V} - \frac{c_A V_A}{V} + \frac{c_b V_b}{V} * \bar{Z}_b^+ - \frac{c_a V_a}{V} * \bar{Z}_a^+ = 0$$

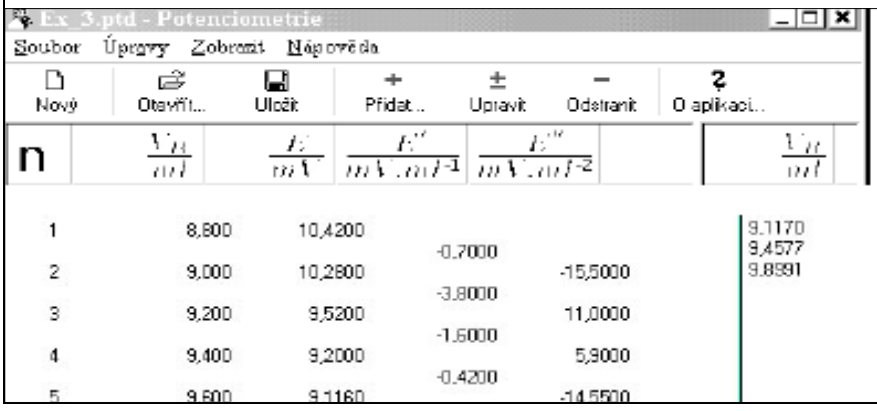
(5.3.2.)

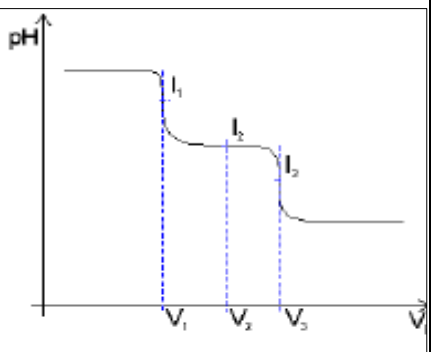
$$+b - \frac{K_v}{b} + \frac{c_A V_A}{V} - \frac{c_B V_B}{V} + \frac{c_a V_a}{V} * \bar{Z}_a^- - \frac{c_b V_b}{V} * \bar{Z}_b^- = 0$$

(5.4.1.)

$$+a - \frac{K_v}{a} + \frac{c_B V_B}{V} - \frac{c_A V_A}{V} + \frac{c_b V_b}{V} * \frac{\frac{4\kappa_{IV}}{a^{-4}K_v^4} + \frac{3\kappa_{III}}{a^{-3}K_v^3} + \frac{2\kappa_{II}}{a^{-2}K_v^2} + \frac{1\kappa_I}{a^{-1}K_v^1}}{\frac{\kappa_{IV}}{a^{-4}K_v^4} + \frac{\kappa_{III}}{a^{-3}K_v^3} + \frac{\kappa_{II}}{a^{-2}K_v^2} + \frac{\kappa_I}{a^{-1}K_v^1} + 1} - \frac{c_a V_a}{V} * \frac{\frac{1\kappa_1}{a^1} + \frac{2\kappa_2}{a^2} + \frac{3\kappa_3}{a^3} + \frac{4\kappa_4}{a^4}}{1 + \frac{\kappa_1}{a^1} + \frac{\kappa_2}{a^2} + \frac{\kappa_3}{a^3} + \frac{\kappa_4}{a^4}} = 0$$

Potenciometrcké stanovení V_{A1} a V_{A3} ekvivalentní spotřeby při titraci směsi silné c_B a slabé c_b báze ↓ str.47





$pH'' = f\ (V_B)$ ⇓