

FACOLTÀ DI FARMACIA E MEDICINA

Prova scritta di Chimica Generale ed Inorganica 08 aprile 2022 ore 14:00

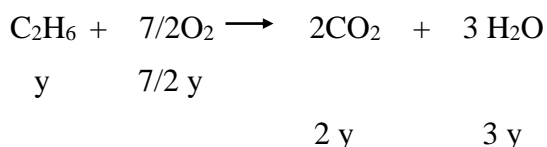
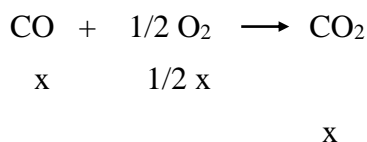
La durata della prova scritta è fissata in un'ora. Non è ammessa la consultazione di testi ed appunti di Chimica e di Stechiometria

Quesito 1. Una miscela gassosa X del volume di 60,0 mL è composta da CO e C₂H₆. Per la combustione completa di X a CO₂ e H₂O, si aggiungono 110,0 mL di O₂ che sono in eccesso rispetto alla quantità stechiometrica. Dopo eliminazione dell'acqua, il volume finale della miscela gassosa è di 100,0 mL.
Calcolare la composizione % in volume della miscela iniziale X. Tutti i volumi sono misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione.

x = volume di CO ; y = volume di C₂H₆

Il volume iniziale della miscela X è: $x + y = 60,0$ mL (1° equazione)

Avvengono le seguenti reazioni:



Il volume della miscela finale dopo la eliminazione dell'acqua è = V O₂ (avanzato) + V CO₂ = 110,0 – (x/2 + 7/2y) + x + 2y = 100,0 mL (2° equazione)

$$\left\{ \begin{array}{l} x + y = 60,0 \\ 110,0 - (x/2 + 7/2y) + x + 2y = 100,0 \end{array} \right.$$

Risolvendo $x = 40,0$ mL di CO ; $y = 20,0$ mL di C₂H₆

$$\% \text{ CO} = (40,0/60,0) \times 100 = 66,6 \%$$

$$\% \text{ C}_2\text{H}_6 = (20,0/60,0) \times 100 = 33,3 \%$$

Quesito 2. Calcolare il pH delle soluzioni che si ottengono dai seguenti mescolamenti:
(CH₃CO₂H: K_a = 1,8 x10⁻⁵)

a) 100 mL di CH₃CO₂H 0,100 M + 100 mL di acqua

b) 200 mL di CH₃CO₂H 0,050 M + 50 mL di CH₃CO₂Na 0,200 M

c) 150 mL di HNO₃ 0,100 M + 150 mL di NaNO₃ 0,200 M

a) CH₃CO₂H: M₂ = (M·V)₁/V₂ = (0,100 L · 0,100 mol L⁻¹)/0,200 L = 0,05 mol L⁻¹

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot c_a} = -\log \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,05} = \mathbf{3,02}$$

b) CH₃CO₂H: M₂ = (M·V)₁/V₂ = (0,200 L · 0,050 mol L⁻¹)/0,250 L = 0,04 mol L⁻¹

CH₃CO₂Na: M₂ = (M·V)₁/V₂ = (0,050 L · 0,200 mol L⁻¹)/0,250 L = 0,04 mol L⁻¹

Tampone CH₃CO₂H/CH₃CO₂Na: pH = pK_a = -log (1,8·x10⁻⁵) = **4,74**

c) HNO₃: M₂ = (M·V)₁/V₂ = (0,150 L · 0,100 mol L⁻¹)/0,300 L = 0,05 mol L⁻¹

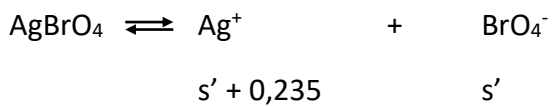
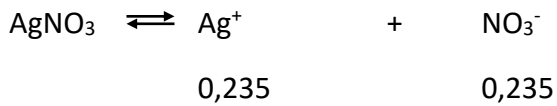
$$\text{pH} = -\log M_2 = -\log (0,05) = \mathbf{1,3}$$

Quesito 3. In una soluzione satura di AgBrO_4 la concentrazione di Ag^+ risulta essere $8,26 \times 10^{-4}$ M. Calcolare le concentrazioni di tutti gli ioni in soluzione dopo aggiunta di 2,00 g del sale solubile AgNO_3 ad un volume di 500 mL della soluzione satura.
 (Pesi atomici (u.m.a): $N = 14,0$; $O = 16,0$; $Ag = 107,9$)

$$K_s = s^2$$

$$K_s = (8,26 \times 10^{-4})^2 = 6,82 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{AgNO}_3] = 2,00 \text{ g} / (169,9 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,500 \text{ L}) = 0,235 \text{ M}$$



$$K_s \text{ AgBrO}_4 = (s' + 0,235 \text{ M}) s' = 0,235 s' = 6,82 \cdot 10^{-7}$$

$$s' = 2,90 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{Ag}^+] = 0,235 \text{ M}; [\text{NO}_3^-] = 0,235 \text{ M}; [\text{BrO}_4^-] = 2,90 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$