

Esercitazione 13 - Squadra 1 (Chimica e Materiali) 11/12/2020

13.1 Descrivere per le seguenti particelle cosa succede in soluzione acqua. a) HCl b) NH₃ c) HOAc d) H₃PO₄.

a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ dissociazione completa, acido forte, soluzione acida

b) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, abbiamo quindi una soluzione abbastanza basica; dissociazione non è completa perché una base debole

c) $\text{HOAc} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OAc}^-$, abbiamo quindi una soluzione abbastanza acida; dissociazione non è completa perché un acido debole

d) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$, abbiamo una soluzione acida dissociazione non è completa perché forte

$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$, questa dissociazione non è completa

$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$, l'equilibrio di questa reazione è molto spostato sulla parte sinistra = la concentrazione degli ioni PO_4^{3-} è molto bassa

13.2 Vengono solvati 200mg di NH₃ in 500ml di acqua. Calcolare il pH della soluzione sapendo che $pK_b = 4,75$ in modo approssimativo.



$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] \quad *[\text{NH}_4^+] = \text{concentrazione degli ioni } \text{NH}_4^+$$

$$pK_b = -\lg(K_b) \rightarrow K_b = 10^{-pK_b} = 10^{-4,75} = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

per ottenere le concentrazioni:

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\leftrightarrow	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Iniziale (prima della reazione) t=0	c_1		0 0
Dopo la reazione (equilibrio) t=eq	$c_1 - x$		x x

Quindi possiamo mettere queste concentrazioni nell'equazione:

$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = x \cdot x / (c_1 - x)$$

$$c_1 = n/V = m/(M \cdot V) = 0,2 \text{ g} / [(14,01 + 3 \cdot 1,01) \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ l}] = \underline{0,023 \text{ mol/l} = 0,023 \text{ M}}$$

$$K_b = x \cdot x / (c_1 - x)$$

Siccome abbiamo una base debole, la dissociazione non sarà completa, in fatti non reagiscono tante molecole.

$c_1 \gg x$ (solo una piccola parte delle molecole reagisce con acqua)

$$c_1 - x \approx c_1$$

$$K_b = x^2 / c_1$$

$$\rightarrow x = \sqrt{K_b \cdot c_1} = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot 0,023 \text{ mol/l}} = \underline{6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 6,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

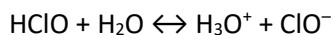
$$pH = -\lg([H_3O^+])$$

$$pOH = -\lg([OH^-])$$

$$14 = pH + pOH$$

$$\rightarrow pH = 14 - pOH = 14 + \lg([OH^-]) = \underline{10,8}$$

13.3 Calcolare la pK_a dell'acido ipocloroso sapendo che una soluzione acquosa di tale acido 0,25M ha un pH di 4,01 e che l'acido è debole.



	$HClO + H_2O \leftrightarrow$	$H_3O^+ + ClO^-$	
Inizial (prima della reazione) $t=0$	c_1	0	0
Dopo la reazione (equilibrio) $t=eq$	c_1-x	x	x

$$C_1 = 0,25 \text{ mol/l}$$

Dobbiamo calcolare pK_a

$$pK_a = -\lg(K_a)$$

$$K_a = [H_3O^+] * [ClO^-] / [HClO] = x^2 / (c_1 - x)$$

Per calcolare x si prende il valore pH

$$x = [H_3O^+]$$

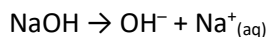
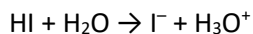
$$pH = -\lg([H_3O^+]) \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$x = 10^{-pH} = 10^{-(4,01)} = 9,77 * 10^{-5} \text{ mol/l}$$

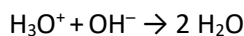
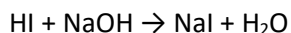
$$pK_a = -\lg(x^2 / (c_1 - x)) = -\lg([9,77 * 10^{-5} \text{ mol/l}]^2 / 0,25 \text{ mol/l}) = \underline{7,42}$$

13.4 100 ml di una soluzione acquosa di HI 0,200 M sono miscelati con 300 ml di una soluzione acquosa di NaOH 0,08 M. Calcolare il pH della soluzione risultante.

Quando sono miscelati acidi e basi fanno neutralizzazione



Neutralizzazione:



Per valutare se la soluzione diventerà acida o basica dobbiamo indovinare l'eccesso:

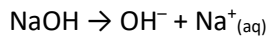
$$n(NaOH) = c * V = 0,08 \text{ mol/l} * 0,3l = 0,024 \text{ mol}$$

$$n(\text{HI}) = 0,2 \text{ mol/l} * 0,1 \text{ l} = 0,02 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) > n(\text{HI})$$

quindi la diventerà basica

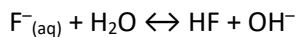
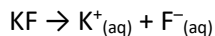
NaOH base forte -> dissociazione completa



$$[\text{OH}^-] = n_{\text{NaOH}}^{\text{rimanente}} / V^{\text{tot}} = n_{\text{NaOH}} - n_{\text{HI}} / V^{\text{tot}} = (0,024 \text{ mol} - 0,02 \text{ mol}) / (0,1 \text{ l} + 0,3 \text{ l}) = 0,01 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\lg([\text{OH}^-])) = \underline{12}$$

13.5 Calcolare quanti grammi di KF sono necessari ad ottenere 1 L di soluzione acquosa a pH=9,2, sapendo che la pK_a di HF è = 3,18.



	$\text{F}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$	HF +	OH^-
Inizial (prima della reazione) t=0	c_1	0	0
Dopo la reazione (equilibrio) t=eq	$c_1 - x$	x	x

$$\text{Vogliamo } m \rightarrow c_1 = n/V = m/(M \cdot V)$$

$$\rightarrow \underline{m = c_1 \cdot M \cdot V} \quad M(\text{KF}) = 39,1 + 19 = 58,1 \text{ g/mol}; V = 1 \text{ L}$$

Per calcolare c_1 possiamo mettere queste concentrazioni nell'equazione (come sopra)

$$K_b = [\text{HF}] * [\text{OH}^-] / [\text{F}^-] = x * x / (c_1 - x)$$

Risolvere per c_1 :

$$c_1 = x^2 / K_b + x$$

mancano adesso K_b e x

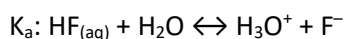
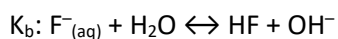
* K_b : dato è pK_a dell'acido corrispondente

Tra acidi e base corrispondente oppure base e acidi corrispondente:

$$K_w = K_a * K_b \quad (K_w = 10^{-14})$$

$$14 = \text{pK}_a + \text{pK}_b$$

In questo caso:



$$K_b = K_w/K_a = K_w/10^{-pK_a} = 10^{-14}/10^{-3,18} = 1,51 \cdot 10^{-11}$$

$$*x: x = [\text{OH}^-]$$

$[\text{OH}^-]$ possiamo calcolare dal pH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,2 = 4,8$$

$$x = [\text{OH}^-] = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5}$$

$$\rightarrow c_1 = x^2 / K_b + x = (1,58 \cdot 10^{-5})^2 / 1,51 \cdot 10^{-11} + 1,58 \cdot 10^{-5} = \underline{16,63 \text{ mol/l}}$$

$$m = c_1 \cdot M \cdot V = 16,63 \text{ mol/l} \cdot 58,1 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ l} = \underline{966,5 \text{ g}}$$

13.6 Calcolare il pH di una soluzione acquosa di H_2SO_4 0.4M, sapendo che questo è un acido forte nella prima dissociazione e che la seconda dissociazione è caratterizzata da una pK_{a2} di 1,9.



	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$
Inizial (prima reazione) $t=0$	c_1	0 0
Dopo la reazione (equilibrio) $t=eq$	0	c_1 c_1
	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
Inizial (prima della prima reazione) $t=0$	c_1	c_1 0
Dopo la reazione (equilibrio) $t=eq$	$c_1 - x$	$c_1 + x$ x

$$K_{a2} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] / [\text{HSO}_4^-] = x(c_1 + x) / (c_1 - x) \text{ porta un'equazione quadratica, risolto per 0:}$$

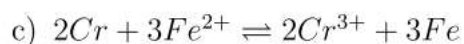
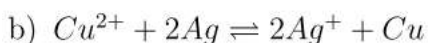
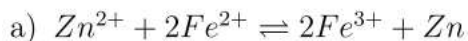
$$\rightarrow x^2 + x \cdot (K_{a2} + c_1) - K_{a2} \cdot c_1 = 0$$

$$x = 0,0113 \text{ mol/l (la seconda soluzione è negativa possiamo buttare)}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_1 + x = 0,4 \text{ mol} + 0,0113 \text{ mol} = 0,4113 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg([\text{H}_3\text{O}^+]) = \underline{0,39}$$

13.7 Quali delle seguenti reazioni sono termodinamicamente favorite in condizioni standard?



Per verificare se la reazione avverrà spontaneamente dobbiamo calcolare:

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 - E_{\text{ox}}^0 \text{ se } \Delta E^0 > 0 \rightarrow \Delta G < 0 \text{ quindi la reazione è spontanea}$$

a) $\Delta E^0 = E^0_{\text{Zn}, \text{Zn}^{2+}} - E^0_{\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}} = -0,76\text{V} - (+0,77\text{V}) = -1,534\text{V} \rightarrow$ non è spontanea

b) $\Delta E^0 = E^0_{\text{Cu}, \text{Cu}^{2+}} - E^0_{\text{Ag}, \text{Ag}^+} = 0,34\text{V} - (+0,8\text{V}) = -0,46\text{V} \rightarrow$ non è spontanea

c) $\Delta E^0 = E^0_{\text{Fe}, \text{Fe}^{3+}} - E^0_{\text{Cr}, \text{Cr}^{3+}} = -0,44\text{V} - (-0,74\text{V}) = +0,3\text{V} \rightarrow$ spontanea