

Frère Natalino Prof. Dott. Cesare De Rossi

CHIMICA 5

ESERCITAZIONI

SULLE

IDROLISI

I D R O L I S I

FORMULE DA USARE

N° 1

Sali neutri di acidi deboli monoprotici e basi forti.

Es. (CH₃COONa)

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{C}_s / \text{K}_a)}$$

N° 2

Sali neutri di acidi deboli poliprotici e basi forti. Es. (Na₂CO₃)

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{C}_s / \text{K}_{a2})}$$

N° 3

Sali neutri di acidi forti e basi deboli. Es. (NH₄Cl)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = \sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{C}_s / \text{K}_b)}$$

N° 4

Sali neutri di acidi deboli e di basi deboli: Es. (CH₃COONH₄)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = \sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{K}_a / \text{K}_b)}$$

N° 5

Sali acidi di acidi deboli poliprotici e basi forti. Es. (NaHCO₃)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = \sqrt{(\text{K}_1 \cdot \text{K}_2)}$$

N° 6

Sali neutri di acidi forti e basi forti. Es. (NaCl)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = \text{Ca} \quad (= \text{concentrazione acida})$$

BREVE SINTESI TEORICA SULLE IDROLISI

1)- Cos'è l'idrolisi?

E' una reazione di protolisi cioè una reazione tra un acido e una base in cui uno dei reagenti (Acido o base) è l'acqua.

In quale direzione si sposta un equilibrio idrolitico?

Come in tutte le protolisi, tendono sempre a formarsi l'acido più debole e la base più debole.

a)- Gli acidi aventi $K_a > 55,5$, reagiscono quasi completamente con la base acqua, cioè sono quasi totalmente idrolizzati, con formazione dell'acido coniugato H_3O^+ (idronio o idrossonio) e della base coniugata debole.

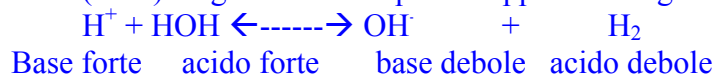
Lo ione *idronio* H_3O^+ è quindi l'*acido più forte che può esistere in una soluzione acquosa*.

Nelle soluzioni acquose degli acidi perclorici $HClO_4$, acidi alogenidrici H , HCl , HBr , HI , acido solforico H_2SO_4 , acido nitrico HNO_3 , esiste quasi esclusivamente lo ione idronio H_3O^+ insieme alle loro basi coniugate ClO_4^- , Cl^- , Br^- , I^- , HSO_4^- , SO_4^{2-} , NO_3^- .

2)- Le basi aventi $K_a < 1,8 \cdot 10^{-16}$, reagiscono quasi completamente con l'acido acqua, cioè sono quasi totalmente idrolizzate, con formazione della base coniugata OH^- e dell'acido coniugato debole.

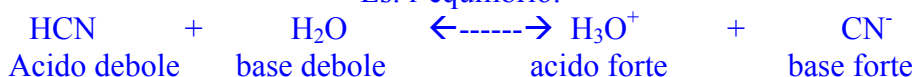
Lo ione idrossido OH^- è quindi la base più forte che possa esistere in una soluzione acquosa.

Gli idruri metallici (es. NaH), gli ossidi alcalini e alcalino-terrosi (es. K_2O , CaO), le ammidi (es. $NaNH_2$, sodioammide), gli alcolati (es. sodio metilato CH_3ONa), reagiscono violentemente con l'acqua, formando lo ione idrossido, mentre si formano i loro acidi deboli coniugati. Es. il sodio idruro (NaH) reagisce con l'acqua sviluppando idrogeno:

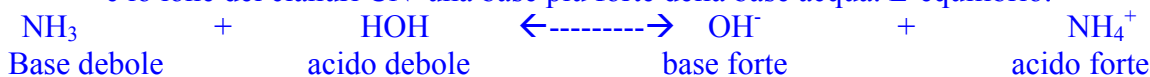


3)- Tutti gli acidi e le basi le cui K_a (=costante acida) sono comprese tra 55,5 e $1,8 \cdot 10^{-16}$, reagiscono parzialmente con la base acqua (o con l'acido acqua), cioè si idrolizzano parzialmente, stabilendosi equilibri più o meno spostati verso l'acido e la base più deboli.

Es. l'equilibrio:



È fortemente spostato a sinistra essendo l'acido cianidrico HCN più debole dello ione idronio H_3O^+ e lo ione dei cianuri CN^- una base più forte della base acqua. L'equilibrio:



È anch'esso fortemente spostato a sinistra, essendo l'ammoniaca NH_3 una base più debole dello ione idrossido OH^- e lo ione ammonio NH_4^+ un acido più forte dell'acqua.

RITORNO SUL CONCETTO DI

pH

a)- *L'acqua è un elettrolita?*

Sì, pur essendo bassissima la conducibilità elettrica,

b)- *A cosa è dovuta la debolissima conducibilità elettrica dell'acqua?*

Alla presenza di ioni H_3O^+ e di ioni OH^- che si formano per autoprotolisi, cioè attraverso una reazione tra due molecole di acqua in cui una si comporta da acido e l'altra da base.

Alla temperatura di 24°C la concentrazione molare dei due ioni nell'acqua è quindi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol / litro}$$

c)- *Cos'è il Prodotto ionico dell'acqua ?*

Il Prodotto ionico (K_w) dell'acqua è il prodotto delle concentrazioni molari degli ioni H_3O^+ e OH^- dell'acqua:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = K_w$$

Il prodotto ionico è una costante che dipende soltanto dalla temperatura: alla temperatura di 24°C

$$[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}.$$

d)- *Come si calcolano le concentrazioni molari di H_3O^+ e OH^- nell'acqua?*

I due ioni sono in ugual concentrazione per cui:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_w$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$$

Alla temperatura di 24°C :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol / litro} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol / litro}$$

e)- *Cosa sono il pK_w , il pH e il pOH ?*

Sono i cologaritmi decimali del prodotto ionico K_w , della concentrazione molare dello ione idrossido $[\text{OH}^-]$:

$$pK_w = -\log K_w$$

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+]$$

$$pOH = -\log[\text{OH}^-]$$

f)- *Quali reazioni intercorrono tra pK_w , pH e pOH ?*

$$[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = K_w \quad pH + pOH = pK_w$$

$$pH = pK_w - pOH$$

g)- *Quali sono i valori del pH e del pOH dell'acqua?*

Alla temperatura di 24°C poiché:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$pH = 7$$

$$pOH = 7$$

N° 20

ESERCIZI SVOLTI

SULLE

IDROLISI

Idrolisi n° 1

Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0,2 M di acetato di sodio CH₃COONa sapendo che per l'acido acetico CH₃COOH è Ka = 1,80*10⁻⁵.

Soluzione

a)- L'acetato sodico in soluzione è completamente dissociato:



b)- Lo ione acetico CH₃COO⁻ si idrolizza:



Cioè la formazione di acido acetico indissociato porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di ioni OH⁻. Infatti [CH₃COOH] = [OH⁻]

c)- Determino la costante di idrolisi K_i applicando la "legge di azione di massa":



$$K_{i(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

La [H₂O], essendo costante, si può omettere. Dato che:

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+]$$

sostituendo nella precedente ho:

$$K_{i(\text{CH}_3\text{COOH})} = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot K_w / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]$$

dato che:

$$K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad \text{sarà } 1/K_a = [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]$$

sostituendo in quanto calcolato sopra, ho:

$$K_{i(\text{CH}_3\text{COOH})} = ([\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot K_w) / [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w / K_a \quad \text{quindi}$$

$$K_{i(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = K_w / K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = ([\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-])$$

Ma dato che:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$$

ho:

$$K_{i(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = K_w / K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = [\text{OH}^-]^2 / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

Ed essendo

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = C_s$$

ho:

$$K_w / K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = [\text{OH}^-]^2 / C_{s(\text{CH}_3\text{COONa})}$$

da cui ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_w \cdot C_s / K_a} = \sqrt{10^{-14} \cdot 0,2 / 1,80 \cdot 10^{-5}} = 1,05 \cdot 10^{-5}$$

dalla quale valcolo il pH della soluzione acquosa di CH₃COONa:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{pOH} = \text{p}K_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{p}K_w + \log \sqrt{K_w \cdot C_s / K_a} = 14 + \log \sqrt{10^{-14} \cdot 2,0 \cdot 10^{-1} / 1,80 \cdot 10^{-5}} = \\ &= 14 + \log 1,05 \cdot 10^{-5} = 14 - 4,98 = 9,02 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione acquosa di acetato sodico 0,1 M è: pH = 9,02

Idrolisi n° 2

**Calcolare il pH e la percentuale di NH_4^+ idrolizzato in una soluzione 0,01M di NH_4Cl -
(Per l'ammoniaca il $K_b = 1,80 \cdot 10^{-5}$ $C_{S(\text{NH}_4^+)} = 2,36 \cdot 10^{-6}$)**

Soluzione

a)- Il cloruro di ammonio, in soluzione acquosa, è completamente ionizzato:



b)- Lo ione ammonio NH_4^+ si idrolizza:



Cioè la formazione di base (NH_3) indissociata porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di idrogenioni (H^+).

c)- Determino la costante di idrolisi K_i , applicando la legge di azione di massa:



$$K_{i(\text{NH}_4^+)} = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+] \quad \text{dato che:}$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] \quad \text{sostituendo nella precedente ho:}$$

$$K_{i(\text{NH}_4^+)} = [\text{NH}_3] \cdot K_w / [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad \text{dato che:}$$

$$K_{b(\text{NH}_3)} = [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] \quad \text{invertendo si ha}$$

$$1 / K_b = [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

sostituendo nella precedente ho:

$$K_{i(\text{NH}_4^+)} = [\text{NH}_3] \cdot K_w / [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w / K_b \quad \text{quindi:}$$

$$K_i = K_w / K_b(\text{NH}_3) = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+] / [\text{NH}_4^+] \quad \text{ma dato che:}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}^+] \quad \text{e} \quad [\text{NH}_4^+] = C_s \quad \text{ho:}$$

$$K_w / K_b(\text{NH}_3) = [\text{H}^+]^2 / C_s \quad \text{risolvendo per } [\text{H}^+] \quad \text{ho:}$$

$$K_w / K_b(\text{NH}_3) = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+] / [\text{NH}_4^+] = [\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+] / C_s = [\text{H}^+]^2 / C_s \quad \text{cioè:}$$

$$K_w / K_b(\text{NH}_3) = [\text{H}^+]^2 / C_s \quad \text{risolvendo per } [\text{H}^+] \quad \text{ho:}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w \cdot C_s / K_b(\text{NH}_3)} \quad \text{che mi consente di:}$$

d)- Determinare il pH di una soluzione 0,01M di NH_4Cl :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] = -\log \sqrt{K_w \cdot C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3)} \\ &= -\log \sqrt{(10^{-14} \cdot 10^{-2}) / 1,80 \cdot 10^{-5}} = -\log 2,36 \cdot 10^{-6} = 5,63 \end{aligned}$$

e)- Determino la percentuale di NH_4^+ idrolizzato:

La concentrazione iniziale di NH_4^+ è $C_{S(\text{NH}_4^+)} = 0,01\text{M}$.

La concentrazione di NH_4^+ idrolizzato è: $C_{S(\text{NH}_4^+)} = 2,36 \cdot 10^{-6}$ per cui il % sarà:

$$0,01 : 2,36 \cdot 10^{-6} = 100 : \% \text{NH}_4^+ \text{ idrolizzato}$$

$$\% \text{NH}_4^+ \text{idr.} = 2,36 \cdot 10^{-6} \cdot 100 / 0,01 = 2,36\%$$

Risposte

1)- Il pH di una soluzione acquosa 0,01M di cloruro di ammonio NH_4Cl è: $\text{pH} = 5,63$

2)- La percentuale di NH_4^+ idrolizzato in una soluzione acquosa di cloruro di ammonio NH_4Cl è: $\% \text{NH}_4^+ \text{ idrolizzato} = 2,36 \cdot 10^{-2} = 2,36\%$

Idrolisi n° 3

Calcolare il pH di una soluzione di acetato sodico 0,01M sapendo che per l'acido acetico il $K_a=1,80 \cdot 10^{-5}$.

Soluzione

a)- L'acetato sodico in soluzione è completamente dissociato:



b)- Lo ione acetico si idrolizza:



Cioè la formazione di acido acetico indissociato porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ioni OH^- .

c)- Scrivo la costante d'idrolisi che ne deriva:

$$K_{i(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = K_w / K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = [\text{OH}^-]^2 / C_{s(\text{CH}_3\text{COONa})} \quad \text{dalla quale ho:}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[K_w / K_a] \cdot C_{s(\text{CH}_3\text{COONa})}} \quad \text{ed ora calcolo il pH}$$

d)- Determino il pH della soluzione data:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w - [-\log(\text{OH}^-)] = \text{p}K_w + \log(\text{OH}^-) \\ &= \text{p}K_w + \log \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)} = 14 + \log \sqrt{(10^{-14} \cdot 0,01 / 1,80 \cdot 10^{-5})} \\ &= 14 + \log 2,36 \cdot 10^{-6} = 14 - 5,63 = 8,37 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione 0,01M di CH_3COONa è: $\text{pH}=8,37$

Idrolisi n° 4

Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione di NH_4Cl 0,1M

$$[K_{b(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,80 \cdot 10^{-5}]$$

Soluzione

a)- Il cloruro di ammonio in soluzione è completamente dissociato:



b)- Lo ione NH_4^+ si idrolizza:



Cioè la formazione di ammoniaca ($\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$) indissociata porta alla formazione contemporanea di un ugual numero di ioni H^+ .

c)- Determino la costante di idrolisi $K_{i(\text{NH}_4^+)}$:

$$K_{i(\text{NH}_4^+)} = K_w / K_{b(\text{NH}_3)} = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+] / [\text{NH}_4^+] = [\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+] / C_{s(\text{NH}_4\text{Cl})} = [\text{H}^+]^2 - C_{s(\text{NH}_4\text{Cl})}$$

Da cui ho:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{[K_w \cdot C_{s(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_{b(\text{NH}_3)}]}$$

d)- Determino il pH della soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] = -\log \sqrt{[K_w \cdot C_s / K_b]} = -\log \sqrt{[10^{-14} \cdot 0,1 / 1,80 \cdot 10^{-5}]} \\ &= -\log(7,45 \cdot 10^{-6}) = 5,13 \end{aligned}$$

e)- Determino il grado di dissociazione della soluzione:

La concentrazione iniziale è: $C_{s(\text{NH}_4\text{Cl})} = 0,1$

La concentrazione finale di NH_4Cl è: $C_{s(\text{NH}_4\text{Cl})} = 7,46 \cdot 10^{-6}$. Per cui ho:

$$0,1 : 7,65 \cdot 10^{-6} = 100 : \% \text{NH}_4\text{Cl}$$

$$\% \text{NH}_4\text{Cl} = 7,45 \cdot 10^{-6} \cdot 100 / 0,1 = 7,45 \cdot 10^{-3} = 7,45 \cdot 10^{-3} \%$$

Risposte

Il pH della soluzione di NH₄Cl 0,1M è: pH = 5,13.

Il grado di dissociazione della soluzione è: 7,45*10⁻⁵%

Idrolisi n° 5

Calcolare il pH di una soluzione di formiato sodico 0,15M. Per l'acido formico HCOOH il

K_a = 2,1*10⁻⁴.

Soluzione

a)- Il formiato solido in soluzione è completamente dissociato:



b)- Lo ione formico H-COO⁻ si idrolizza:



Cioè la formazione dell'acido formico indissociato porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di ioni OH⁻ (o ossidrile)

c)- Determino la costante di idrolisi che ne deriva e da essa ricavo la [OH⁻]:

$$K_{i(\text{H-COO}^-)} = K_w / K_{a(\text{H-COOH})} = [\text{H-COOH}] * [\text{OH}^-] / [\text{H-COO}^-] = [\text{OH}^-] * [\text{OH}^-] / C_{S(\text{H-COONa})} = \\ = [\text{OH}^-]^2 / C_{S(\text{H-COONa})} \quad \text{da cui ho: } [\text{OH}^-] = \sqrt{[K_w * C_{S(\text{H-COONa})}]}$$

d)- Determino il pH della soluzione 0,16M di H.COONa:

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pOH} = \text{pK}_w - \log[\text{OH}^-] = \text{pK}_w + \text{pOH} = \\ = \text{pK}_w + \log[\sqrt{K_w * C_s / K_a}] = 14 + \log[\sqrt{K_w * C_s / K_a}] = \\ = 14 + \log(\sqrt{10^{-14} * 0,15}) \\ = 14 + \log 2,67 * 10^{-6} = 14 - 5,67 = \text{pH} = 8,43.$$

Risposta

Il pH della soluzione di formiato sodico 0,15M è: pH=8,43

Idrolisi n° 6

Calcolare la concentrazione di una soluzione di NH₄Cl sapendo che pH=5,04 e

K_b(NH₃)=1,80*10⁻⁵.

Soluzione

a)- Il cloruro di ammonio, in soluzione acquosa, è completamente dissociato:



b)- Lo ione ammonico si idrolizza:



Cioè la formazione dell'idrossido di ammonio (o ammoniaca indissociata) porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di idrogenioni H⁺.

c)- Applicando la legge di azione di massa determino la costante di idrolisi di NH₄⁺ e la [H⁺]²:

$$K_{i(\text{NH}_4^+)} = K_w / K_b(\text{NH}_3) = [\text{NH}_4\text{OH}] * [\text{H}^+] / [\text{NH}_4^+] = [\text{H}^+] * [\text{H}^+] / C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} = [\text{H}^+]^2 / C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} \\ \text{da cui ho: } [\text{H}^+] = \sqrt{(K_w * C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3))}$$

d)- Determino la formula per il calcolo del pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log \sqrt{(K_w * C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3))}$$

e)- Partendo dalla formula per il calcolo del pH ne ricavo il Cs:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_w \cdot C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3)} \text{ da cui ho: } \log \sqrt{K_w \cdot C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3)} = -\text{pH} \text{ da cui ho:}$$

$$\sqrt{K_w \cdot C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3)} = 10^{-\text{pH}}$$

elevando al quadrato ho $(K_w \cdot C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} / K_b(\text{NH}_3)) = (10^{-\text{pH}})^2$ ottengo:

$$C_{S(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{(10^{-\text{pH}})^2 \cdot K_b(\text{NH}_3)}{K_w} = \frac{(10^{-5})^2 \cdot 1,80 \cdot 10^{-5}}{10^{-14}} = \frac{3,24 \cdot 10^{-10} \cdot 1,80 \cdot 10^{-5}}{10^{-14}} = 0,15 \text{ M}$$

Risposta

La concentrazione di una soluzione di NH_4Cl avente un $\text{pH}=5,04$ è: $0,15\text{M}=1,50 \cdot 10^{-1}$

Idrolisi n° 7

Calcolare il pH di una soluzione di fenato sodico 0,15N sapendo che per il fenolo $K_a=10^{-10}$.

Soluzione

a)- Il fenato sodico, in soluzione acquosa, è completamente dissociato:



b)- Lo ione fenico $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ si idrolizza:



Cioè la formazione di acido fenico $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ indissociato porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di ossidrioni OH^- .

c)- Applicando la “legge di azione di massa” determino il K_i e quindi la $[\text{OH}^-]$:

$$K_i(K_{i(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-)}) = K_w / K_a = [\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-] = [\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-] / C_{S(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-)} = [\text{OH}^-]^2 / C_s$$

$$\text{Da cui ho: } [\text{OH}^-] = \sqrt{\sqrt{K_w \cdot C_s / K_a}}$$

d)- Determino il pH della soluzione 0,15N di $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{p}K_a + \text{p}K_b(\text{OH}^-) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{p}K_w + \log \sqrt{\sqrt{K_w \cdot C_s / K_a}} = 14 + [\log \sqrt{()10^{-4} \cdot 0,15 / 10^{-10}}] \\ &= 14 + \log 587 \cdot 10^{-3} = 14 - 2,41 = 11,59 = \text{pH} \end{aligned}$$

Risposta

Il pH di una soluzione di fenato sodico 0,15N è: $\text{pH}=11,59$

Idrolisi n° 8

Calcolare i valori della Costante d'Idrolisi di acidi aventi $K_{a1}=10^{-5}$ e $K_{a2}=10^{-8}$.

Soluzione

Sapendo che:

$$K_i = K_w / K_a$$

Ricavo i K_i richiesti:

$$\begin{aligned} K_{i1} &= K_w / K_{a1} = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-14-(-5)} = 10^{-14+5} = 10^{-9} \\ K_{i2} &= K_w / K_{a2} = 10^{-14} / 10^{-8} = 10^{-14-(-8)} = 10^{-14+8} = 10^{-6} \end{aligned}$$

Risposte

Il K_i dell'acido avente $K_{a1}=10^{-5}$ è 10^{-9}

Il K_i dell'acido avente $K_{a2}=10^{-8}$ è 10^{-6}

Idrolisi n° 9

Calcolare la concentrazione di una soluzione di acetato di sodio CH_3COONa e il suo grado di dissociazione sapendo che $\text{pH}=8,87$, Per CH_3COOH $K_a=1,80 \cdot 10^{-5}$.

Soluzione

a)- L'acetato sodico in soluzione acquosa è completamente dissociato:



b)- Lo ione acetato CH_3COO^- si idrolizza:



Cioè la formazione di acido acetico indissociato porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrilioni OH^- .

c)- Determino la costante di idrolisi K_i , applicando la “legge di azione di massa” e determino anche la concentrazione ossidrilionica, $[\text{OH}^-]$:

$$K_i = K_w / K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-] / [C_s(\text{CH}_3\text{COONa})] = [\text{OH}^-]^2 / C_s$$

Dalla quale ho: $[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)}$

d)- Dalla formula per calcolare il pH ricavo il C_s :

$$\begin{aligned} \text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} &= \text{p}K_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{p}K_w + \log \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)} \end{aligned}$$

dalla quale ho:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w + \log \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)} \text{ e quindi} \\ \log \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)} &= \text{pH} - \text{p}K_w \text{ e quindi} \\ \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)} &= 10^{10^{\text{pH} - \text{p}K_w}} \text{ dalla quale} \\ K_w \cdot C_s / K_a &= (10^{\text{pH} - \text{p}K_w})^2 \text{ e da questa ho:} \\ C_s &= (10^{\text{pH} \cdot \text{p}K_w})^2 \cdot K_a / K_w = (10^{8,87 - 14})^2 \cdot (1,80 \cdot 10^{-5} / 10^{-14}) \\ &= (10^{-5,8})^2 \cdot 1,80 \cdot 10^{-5} / 10^{-14} = 10^{-10,6} \cdot 1,80 \cdot 10^{-5} / 10^{-14} \\ &= 5,50 \cdot 10^{-11} \cdot 1,80 \cdot 10^{-5} / 10^{-14} = 9,89 \cdot 10^{-16} / 10^{-14} \\ &= 9,89 \cdot 10^{-2} \cong 0,10\text{M.} \end{aligned}$$

e)- Determino il grado di dissociazione della soluzione data:

la dissociazione del sale è data dalla sua $[\text{OH}^-]$ quindi:

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \sqrt{(K_w \cdot C_s / K_a)} = \sqrt{(10^{-14} \cdot 9,89 \cdot 10^{-2} / 1,80 \cdot 10^{-5})} \\ &= \sqrt{5,49 \cdot 10^{-11}} = 7,41 \cdot 10^{-6}. \end{aligned}$$

f)- Determino il grado di dissociazione sapendo che la concentrazione iniziale è $9,89 \cdot 10^{-2}\text{M}$:

$$\begin{aligned} 9,89 \cdot 10^{-2} : 7,41 \cdot 10^{-6} &= 100 : \% \text{CH}_3\text{COONa} \text{ dissociato} \\ \% \text{CH}_3\text{COONa} \text{ dissociato} &= 7,41 \cdot 10^{-6} \cdot 100 / 9,89 \cdot 10^{-2} \\ &= 7,49 \cdot 10^{-3} \cong 7,49 \cdot 10^{-3}. \end{aligned}$$

Risposte

1- La concentrazione della soluzione di acetato sodico avente un $\text{pH}=8,87$ è: $0,1\text{M}$.

2- Il grado di dissociazione della soluzione di acetato di sodio avente un $\text{pH}=8,87$ è: $7,49 \cdot 10^{-3} = 7,49424 \cdot 10^{-3}$.

Idrolisi n° 10

Calcolare il pH di una soluzione di NaCN cianuro di sodio 0,015N sapendo che per HCN $K_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$.

Soluzione

a)- il cianuro di potassio, in soluzione acquosa, è completamente dissociato:



b)- Lo ione dei cianuri, CN^- , si idrolizza:



Cioè la formazione di acido cianidrico, HCN, indissociato porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di ossidrilioni OH^- .

c)- Determino la costante K_i di idrolisi applicando la legge di "azione di massa" e la $[\text{OH}^-]$:

$$K_{i(\text{CN}^-)} = K_w / K_{a(\text{HCN})} = [\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] / C_{S[\text{NaCN}]} = [\text{OH}^-]^2 / C_{S[\text{NaCN}]}$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w \cdot C_{S[\text{NaCN}]} / K_a)}$$

d)- Determino il pH della soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{pOH} = \text{p}K_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{p}K_w - \log(\sqrt{K_w \cdot C_s / K_a}) = \text{p}K_w + \log \sqrt{10^{-14} \cdot 0,015 / 7,2 \cdot 10^{-10}} \\ &= 14 + \log 4,56 \cdot 10^{-4} = 14 - 3,34 = 10,66 \text{ pH} \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione acquosa di cianuro di sodio 0,015N è: pH = 10,66

Idrolisi n°11

Calcolare il pH di una soluzione di acetato di ammonio $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, 0,1M, con $K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$ e che per NH_4OH ha $K_b = 1,80 \cdot 10^{-5}$.

Soluzione

a)- L'acetato di ammonio in soluzione acquosa è completamente dissociato:



b)- Ma sia lo ione acetico che lo ione ammonico si idrolizzano:



c)- Poiché il sale acetato ammonico è formato da un acido (CH_3COOH) e da una base (NH_4OH) entrambi deboli applico senz'altro la formula:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{(K_a \cdot K_w / K_b)}$$

d)- Ed ora determino il pH della soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{H}^+] = -\log \sqrt{(K_a \cdot K_w / K_b)} \\ &= -\log \sqrt{(1,80 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-14} / 1,80 \cdot 10^{-5})} = \\ &= -\log \sqrt{(10^{-14})} = -\log 10^{-14/2} = -\log(10^{-7}) \\ &= -(-7) = \text{pH } 7 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione 0,1M di acetato di ammonio $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ è: pH = 7

Idrolisi n° 12

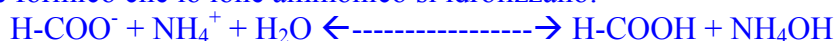
Calcolare il pH di due soluzioni di formiato di ammonio H-COONH₄ 0,02M e 0,01M rispettivamente, sapendo che per l'acido formico H.COOH si ha Ka=2,1*10⁻⁴ e per l'ammoniaca (NH₃) il Kb=1,80*10⁻⁵.

Soluzione

a)- Il formiato di ammonio in soluzione acquosa è totalmente dissociato:



b)- Ma sia lo ione formico che lo ione ammonico si idrolizzano:



c)- Poiché il sale formiato di ammonio è formato da un acido (H-COOH) e da una base NH₄OH, entrambi deboli, applico, senz'altro la formula:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = \sqrt{(\text{Ka} \cdot \text{Kw} / \text{Kb})}$$

c)- Determino il pH della prima soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+] = -\log(\sqrt{(\text{Ka} \cdot \text{Kw} / \text{Kb})}) \\ &= -\log(\sqrt{(2,1 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5})}) = -\log(3,42 \cdot 10^{-7}) \\ &= 6,47 \end{aligned}$$

d)- Determino il pH della seconda soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+] = -\log(\sqrt{(\text{Ka} \cdot \text{Kw} / \text{Kb})}) \\ &= -\log(\sqrt{(2,1 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5})}) = -\log(3,42 \cdot 10^{-7}) \\ &= 6,47 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH, in entrambi le soluzioni, dato che la concentrazione non influisce, è: pH = 6,47.

Idrolisi n° 13

ml. 800 di acido cianico HCNO 0,01N avente Ka = 1,6*10⁻⁴ vengono addizionati di ml 400 di NaOH 0,92N-

Calcola il pH della nuova soluzione.

Soluzione

a)- Le sue reazioni miscelate reagiscono dando:



b)- Il cianato sodico NaCNO, in soluzione acquosa, è totalmente dissociato:



c)- l'anione cianico si idrolizza:



Coè la formazione dell'acido cianico indissociato porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrilioni OH⁻.

d)- Applicando la legge di azione di massa determino la costante di idrolisi K₁ e la concentrazione ossidrilionica [OH⁻]:

$$K_i = \text{Kw} / \text{Ka}_{\text{HCNO}} = [\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CNO}^-] = [\text{OH}^-]^2 / C_{\text{SNaCNO}}$$

dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{K}_w * \text{C}_s / \text{K}_a)}$$

e)- Determino le variazioni delle concentrazioni sia dell'acido che della base nella miscela:

$$\text{C}_{a(\text{HCNO})} = 0,01 * 800 / (800 + 400) = 6,67 * 10^{-3}$$

$$\text{C}_{b(\text{NaOH})} = 0,02 * 400 / (400 + 800) = 6,67 * 10^{-3}$$

Dato che, quando due composti reagiscono, reagiscono sempre a parità di equivalenti chimici e i composti che si ottengono debbono avere lo stesso numero di equivalenti, sarà:

$$\text{C}_{s(\text{NaCNO})} = 6,7 * 10^{-3}$$

f)- Determino il pH della nuova soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_w - \text{pOH} = \text{pK}_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{pK}_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{pK}_w + \log(\sqrt{[\text{K}_w * \text{C}_s / \text{K}_a]}) = 14 + \log[10^{-14} * 6,67 * 10^{-3} / 1,6 * 10^{-4}] \\ &= 14 + \log(6,46 * 10^{-7}) = 14 - 6,19 = \text{pH} = 7,81 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH ottenuto dalla miscela di HCNO 0,01N e NaOH 0,02N è: pH= 7,81

Idrolisi n° 14

**Sono stati uniti ml 300 di KOH 0,03N e ml. 900 di CH₃COOH 0,01N avente Ka = 6,4*10⁻⁵.
Calcola il pH della soluzione così ottenuta.**

Soluzione

a)- Le due soluzioni miscelate reagiscono dando:



b)- L'acetato di potassio, in soluzione acquosa, è completamente dissociato:



c)- Lo ione acetico in soluzione acquosa si idrolizza:



Cioè la formazione dell'acido acetico indissociato, porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrioni OH⁻.

d)- Applicando la legge di azione di massa, determino la costante di idrolisi e quindi la concentrazione ossidrionica [OH⁻]:

$$\text{K}_i(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \text{K}_w / \text{K}_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = [\text{CH}_3\text{COOH}] * [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{OH}^-]^2 / \text{C}_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{K}_w * \text{C}_s / \text{K}_a)}$$

e)- Determino le variazioni delle concentrazioni sia dell'acido che della base nella miscela:

$$\text{C}_a = 0,01 * 900 / (300 + 900) / 1200 = 7,50 * 10^{-3} \quad \text{C}_b = 0,03 * 300 / (300 + 900) = 7,50 * 10^{-3}$$

Dato che, quando due composti reagiscono, reagiscono sempre a parità di equivalenti chimici e i composti che si ottengono debbono avere lo stesso numero di equivalenti; sarà perciò:

$$\text{C}_{s(\text{CH}_3\text{COOK})} = 7,50 * 10^{-3}$$

f)- Determino il pH della soluzione ottenuta:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_w - \text{pOH} = \text{pK}_w - (-\log[\text{OH}^-]) \\ &= \text{pK}_w + \log[\text{OH}^-] = \text{pK}_w + \log(\sqrt{\text{K}_w * \text{C}_s / \text{K}_a}) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 &= 14 + \log(\sqrt{10^{-14} * 7,50 * 10^{-3} / 6,4 * 10^{-5}}) \\
 &= 14 + \log(1,08 * 10^{-6}) = 14 - 5,97 \\
 &= \text{pH} = 8,03
 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione ottenuta miscelando KOH 0,03N e CH₃COOH è: pH = 8,03

Idrolisi n° 15

Sono stati aggiunti ml. 200 di NaOH 0,06N a ml. 600 di CH₃COOH 0,02N a ml. 600 di CH₃COOH 0,02N avente Ka = 6,4*10⁻⁵. Calcolare il pH della nuova soluzione.

Soluzione

a)- Le due soluzioni miscelate reagiscono dando:



b)- L'acetato di sodio in soluzione acquosa è completamente dissociato:



c)- Lo ione acetico CH₃COO⁻ in soluzione acquosa si idrolizza:



Cioè la formazione dell'acido acetico indissociato, porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrioni (OH⁻)

d)- Applicando la legge di azione di massa determino la costante di equilibrio Ki e quindi la concentrazione di [OH⁻]:

$$K_{i\text{CH}_3\text{COO}^-} = K_w / K_a = [\text{CH}_3\text{COOH}] * [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{OH}^-] * [\text{OH}^-] / C_{\text{CH}_3\text{COONa}} = [\text{OH}^-]^2 / C_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w * C_s / K_a)}$$

e)- Determino le variazioni delle concentrazioni sia dell'acido che della base nella miscela data:

$$C_a = 0,02 * 600 / (200 + 600) = 1,50 * 10^{-2} \quad C_b = 0,06 * 200 / (200 + 600)$$

Dato che quando due composti reagiscono, reagiscono sempre a parità di equivalenti chimici e i composti che si ottengono hanno lo stesso numero di equivalenti; cioè sarà:

$$C_{\text{CH}_3\text{COONa}} = 1,50 * 10^{-2}$$

f)- Determino il pH della soluzione ottenuta:

$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{pOH} = \text{p}K_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\
 &= \text{p}K_w + \log(\sqrt{[K_w * C_s / K_a]}) = 14 + \log(\sqrt{[10^{-14} * 1,50 * 10^{-2} / 6,4 * 10^{-4}]}) \\
 &= 14 + \log(1,53 * 10^{-6}) = 14 - 5,82 = \text{pH} = 8,18
 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della nuova soluzione ottenuta dalla miscela di NaOH 0,06N con CH₃COOH 0,02N è: pH = 8,18.

Idrolisi n° 16

A ml.700 di HCNO, acido cianico,0,02N avente Ka = 1,6*10⁻⁴ sono stati aggiunti ml. 350 di KOH 0,04N. Calcolare il pH della soluzione ottenuta.

Soluzione

a)- Le due soluzioni miscelate reagiscono, dando:



b)- il cianato potassico, in soluzione acquosa, è completamente dissociato:



c)- Lo ione dei cianati, in soluzione acquosa, si idrolizza:



Cioè la formazione dell'acido cianico indissociato, porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrioni: OH^-

d)- Applicando la "legge di azione di massa", determino la costante di idrolisi K_i e quindi la $[\text{OH}^-]$:

$$K_{i(\text{CNO}^-)} = K_w / K_{a(\text{HCNO})} = [\text{HCNO}] * [\text{OH}^-] / [\text{C}_s(\text{HCNO})] = [\text{OH}^-] * [\text{OH}^-] / \text{C}_s(\text{HCNO}) = [\text{OH}^-]^2 / \text{C}_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w * \text{C}_s / K_a)}$$

e)- Determino le variazioni delle concentrazioni sia dell'acido che della base nella miscela:

$$\text{C}_a = 0,02 * 700 / 1050 = 1,33 * 10^{-2} \quad \text{C}_b = 0,04 * 350 / 1050 = 1,33 * 10^{-2}$$

Dato che, quando due composti reagiscono, reagiscono sempre a parità di equivalenti chimici e i composti che si formano debbono avere lo stesso numero di equivalenti chimici: e allora sarà:

$$\text{C}_s(\text{KCNO}) = 1,33 * 10^{-2}$$

f)- Determino il pH della soluzione ottenuta:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_w - \text{pOH} = \text{pK}_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{pK}_w + \log[\text{OH}^-] = \text{pK}_w + \log \sqrt{(K_w * \text{C}_s / \text{C}_a)} \\ &= 14 + \log \sqrt{(10^{-14} * 1,33 * 10^{-2} / 1,6 * 10^{-4})} = 14 + \log 9,1210^{-7} = 14 - 6,04 = 7,96 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione ottenuta miscelando HCNO 0,02N con KOH 0,04N è: pH = 7,96

Idrolisi n° 17

Calcolare il pH di una soluzione di formiato sodico H-COONa 0,1N avente $K_a = 2,00 * 10^{-4}$

Soluzione

a)- Il formiato sodico H-COONa in soluzione acquosa è totalmente dissociato:



b)- Lo ione formico H-COO^- in soluzione acquosa si idrolizza:



Cioè la formazione di acido formico indissociato H-COOH porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrioni: OH^- :

c)- Determino la costante di equilibrio K_i , applicando la legge di azione di massa, e successivamente la concentrazione di ossidrioni, $[\text{OH}^-]$:

$$K_i = K_w / K_{a(\text{H-COOH})} = [\text{H-COOH}] * [\text{OH}^-] / [\text{H-COO}^-] = [\text{OH}^-] * [\text{OH}^-] / \text{C}_s(\text{H-COONa}) = [\text{OH}^-]^2 / \text{C}_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w * \text{C}_s / K_a)}$$

d)- Determino il pH della soluzione:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_w - \text{pOH} = \text{pK}_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{pK}_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{pK}_w + \log\sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{C}_s / \text{K}_a)} = 14 + \log\sqrt{(10^{-14} \cdot 0,1 / 2,00 \cdot 10^{-4})} \\ &= 14 + \log(2,24 \cdot 10^{-6}) = 14 - 5,65 = \text{pH} = 8,35 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione di formiato sodico è: pH = 8,35

Idrolisi n° 18

Calcolare il pH di una soluzione di ipoclorito sodico HClO 0,1N con $\text{K}_a = 6,4 \cdot 10^{-8}$. Calcolare il pH della soluzione.

Soluzione

a)- L'ipoclorito sodico NaClO in soluzione acquosa è totalmente dissociato:



b)- Lo ione ipoclorito ClO^- in soluzione acquosa si idrolizza:



Cioè la formazione di acido ipocloroso indissociato HClO porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di ossidrioni OH^- :

c)- Determino la costante di idrolisi K_i , applicando la legge di azione di massa e successivamente la $[\text{OH}^-]$:

$$\text{K}_{i(\text{CN}^-)} = \text{K}_w / \text{K}_a = [\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CN}^-] = [\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-] / \text{C}_s = [\text{OH}^-]^2 / \text{C}_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{C}_s / \text{K}_a)}$$

d)- Determino il pH della soluzione data:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_w - \text{pOH} = \text{pK}_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{pK}_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{pK}_w + \log(\sqrt{(\text{K}_w \cdot \text{C}_s / \text{K}_a)}) = 14 + \log\sqrt{(10^{-14} \cdot 0,1 / 6,4 \cdot 10^{-8})} \\ &= 14 + \log(1,25 \cdot 10^{-4}) = 14 - 3,90 = \text{pH} = 10,10 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH di una soluzione di ipoclorito sodico 0,01N è: pH = 10,10

Idrolisi n° 19

Calcolare il pH di una soluzione di cianuro di potassio KCN 0,5M, L'acido cianidrico ha $\text{K}_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$.

Soluzione

a)- Il cianuro di potassio KCN in soluzione acquosa è totalmente dissociato:



b)- Lo ione dei cianuri CN^- in soluzione acquosa si idrolizza:



Cioè la formazione di acido cianidrico indissociato HCN porta alla contemporanea formazione di un uguale numero di ossidrioni OH^- :

c)- Determino la costante di idrolisi K_i , applicando la legge di azione di massa e successivamente la $[\text{OH}^-]$:

$$K_{i(\text{ClO}^-)} = K_w/K_a = [\text{HClO}][\text{OH}^-]/[\text{ClO}^-] = [\text{OH}^-][\text{OH}^-]/C_s = [\text{OH}^-]^2/C_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w * C_s / K_a)}$$

d)- Determino il pH della soluzione data:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{pOH} = \text{p}K_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{p}K_w + \log(\sqrt{(K_w * C_s / K_a)}) = 14 + \sqrt{(10^{-14} * 0,5 / 7,2 * 10^{-10})} \\ &= 14 + \log(2,64 * 10^{-3}) = 14 - 2,58 = \text{pH} = 11,42 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH della soluzione di cianuro potassico 0,5M è: pH = 11,42

Idrolisi n° 20

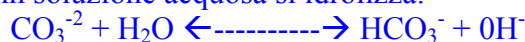
Calcolare il pH di una soluzione 0,01M di Na_2CO_3 sapendo che per l'acido carbonico $K_{a1} = 3,3 * 10^{-7}$ e $K_{a2} = 5,0 * 10^{-11}$.

Soluzione

a)- Il carbonato di sodio Na_2CO_3 in soluzione acquosa è totalmente dissociato:



b)- Lo ione carbonico CO_3^{-2} in soluzione acquosa si idrolizza:



Cioè la formazione di acido carbonico indissociato CO_3^{2-} porta alla contemporanea formazione di un ugual numero di ossidrioni OH^- :

c)- Determino la costante di idrolisi K_i , applicando la legge di azione di massa e successivamente la $[\text{OH}^-]$:

$$K_{i(\text{CO}_3^{2-})} = K_w/K_a = [\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]/[\text{CO}_3^{-2}] = [\text{OH}^-][\text{OH}^-]/C_s = [\text{OH}^-]^2/C_s$$

Dalla quale ho:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(K_w * C_s / K_a)}$$

d)- Determino il pH della soluzione data:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_w - \text{pOH} = \text{p}K_w - (-\log[\text{OH}^-]) = \text{p}K_w + \log[\text{OH}^-] \\ &= \text{p}K_w + \log(\sqrt{(K_w * C_s / K_a)}) = 14 + \sqrt{(10^{-14} * 0,01 / 5,00 * 10^{-11})} \\ &= 14 + \log(1,41 * 10^{-3}) = 14 - 2,85 = \text{pH} = 11,15 \end{aligned}$$

Risposta

Il pH di una soluzione di Na_2CO_3 0,01M è: pH = 11,15

