

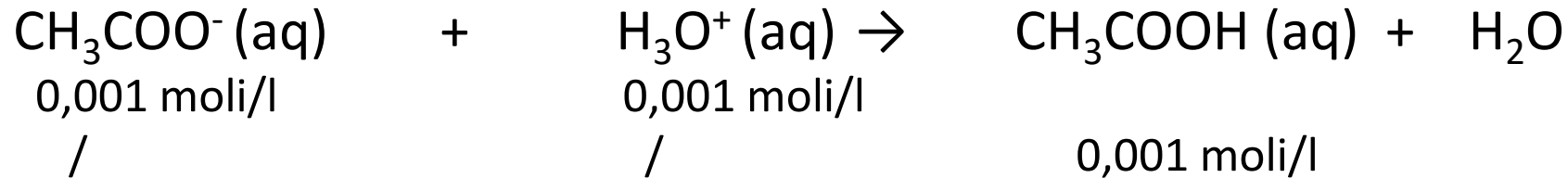
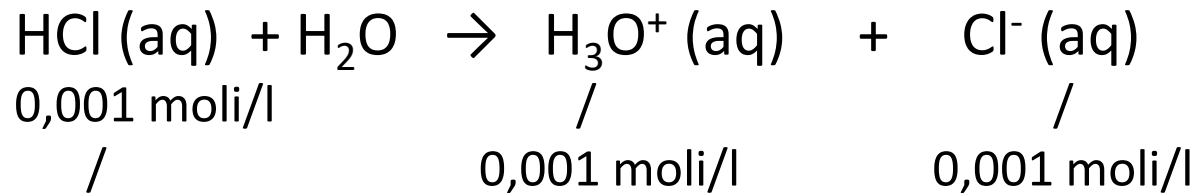
Calcolare il pH di una soluzione contenente 0,1 moli/l di CH₃COOH e 0,1 moli/l di CH₃COO⁻

(K_a = 1,8 * 10⁻⁵)

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log_{10} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = 4,8 + \log \frac{0,1}{0,1} = 4,8$$

Calcolare la variazione di pH dopo aggiunta di 0,001 moli/l di HCl



$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ finale} = (0,1 - 0,001) \text{ moli/l} = 0,099 \text{ moli/l}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \text{ finale} = (0,1 + 0,001) \text{ moli/l} = 0,1001 \text{ moli/l}$$

$$\text{pH} = 4,8 + \log \frac{0,099}{0,1001} = 4,79$$

Una bottiglia di reattivo contiene K_2CO_3 0,450 M

a) Quante moli di K_2CO_3 sono contenute in 45,6 mL ?

So che ho 0,450 moli in 1 L QUINDI moli in 45,6 mL = $(0,450 / 1000) * 45,6 = 0,0205$ moli

$$0,45 : 1000 = X : 45,6$$

b) Quanti mL di questa soluzione occorrono per avere 0,8 moli di K_2CO_3 ?

So che ho 0,450 moli in 1 L QUINDI $0,45 : 1000 = 0,8 : X$ $X = (1000/0,450) * 0,8 = 1778$ mL

c) Assumendo che non ci sia variazione di volume, quanti gr di K_2CO_3 dovete aggiungere a 2 L di questa soluzione per ottenere una soluzione 1M ?

In 2 L ho 0,9 moli ($0,450 M = 0,450$ moli/L)

In 2 L voglio 2 moli ($1M = 1$ mole/L)

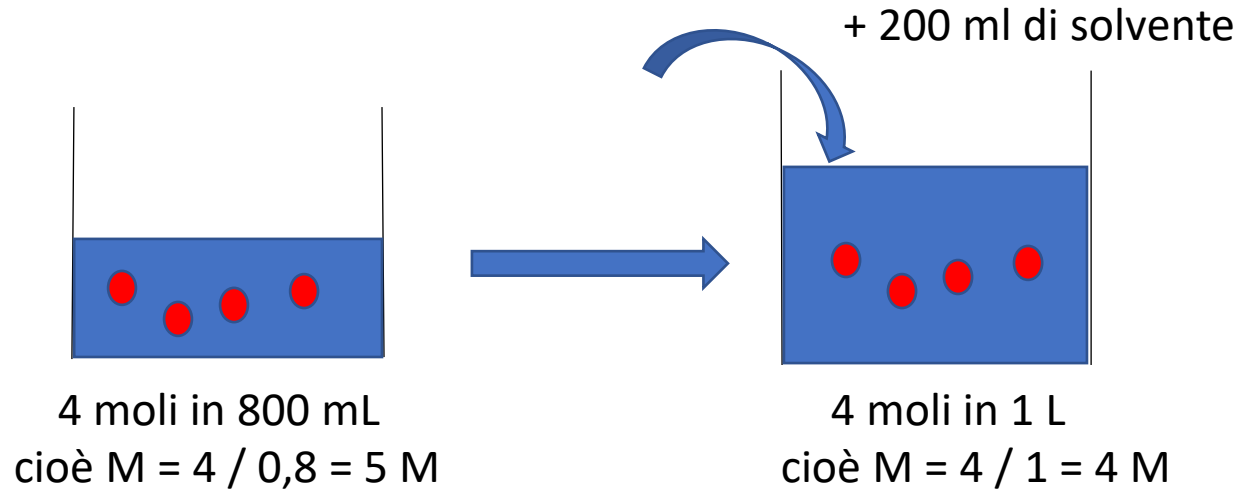
Devo aggiungere ($2-0,9$) moli = 1,1 moli

A quanti grammi corrispondono 1,1 moli ? $PM = 138$

$$gr = n * PM = 1,1 * 138 = 152 \text{ gr}$$

d) Se si aggiungono 50 mL di questa soluzione a tanta acqua da avere 125 mL di soluzione, quale è molarità della soluzione diluita?

DILUIZIONE: aggiunta a solvente ad una soluzione. Ciò determina una diminuzione della sua concentrazione proporzionale alla quantità di solvente aggiunto



Durante la diluizione aumenta il volume della soluzione ma il numero di moli di soluto rimane invariato quindi

$n_{\text{iniziale}} = n_{\text{finale}}$ che si può anche scrivere $M_i * V_i = M_f * V_f$

dove M_i e V_i si riferiscono alla soluzione prima della diluizione e M_f e V_f a quella dopo diluizione

$$M_i * V_i = M_f * V_f$$

$$V_f = 125 \text{ mL}$$

$$M_i = 0,45 \text{ M}$$

$$V_i = 50 \text{ mL}$$

$$M_f = M_i * V_i / V_f = (0,05 * 0,45) / 0,125 = 0,18 \text{ M}$$

Calcolare il volume a cui occorre diluire 100 ml di una soluzione di NaOH pH 13,5 per portare il pH a 12.

per applicare la formula $M_i * V_i = M_f * V_f$ devo sapere la concentrazione iniziale di OH^- prima e dopo la diluizione

$$[\text{OH}^-]_i = 10^{-\text{pOH}} = 0,316 \text{ moli/L}$$

$$\text{pOH} = 14 - 13,5 = 0,5$$

$$[\text{OH}^-]_f = 10^{-2} = 0,01 \text{ moli/L}$$

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2$$

$$V_i = 100 \text{ mL}$$

$$V_f = 0,316 * 0,1 / 0,01 = 3,16 \text{ l}$$

Si prepara una soluzione di solfato di rame CuSO_4 sciogliendo 79,8 gr di CuSO_4 in tanta acqua quanto basta per arrivare a 500 ml di soluzione.

a) Quale è la molarità:

$$M = n/V = 0,5 / 0,5 = 1 \text{ M}$$

$$n = 79,8 / 159,6 = 0,5 \text{ moli}$$

b) Come preparereste 1,5 L di soluzione 0,1 M dalla soluzione madre ?

Li preparo per diluizione cioè prendo una certa quantità di soluzione madre più concentrata e aggiungo solvente fino a volume e concentrazione desiderate

$$M_i * V_i = M_f * V_f \quad \text{conosco } M_i \text{ } M_f \text{ } V_f \text{ quindi } V_i = M_f * V_f / M_i = 1,5 * 0,1 / 1 = 0,15 \text{ l}$$

In 100 ml di soluzione acquosa sono disciolti 0,253 gr di acido formico (HCOOH) e 0,204 gr di formiato (HCOO⁻). Si determini il pH della soluzione . $K_a = 1,8 * 10^{-4}$



Si tratta di un tampone e quindi posso applicare la formula $\text{pH} = \text{pK}_a + \log_{10} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

$$n \text{ HCOOH} = 0,253 / 46,03 = 5,496 * 10^{-3} \quad [\text{HCOOH}] = 5,496 * 10^{-3} / 0,1 = 5,48 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$n \text{ HCOO}^- = 3 * 10^{-3} \quad [\text{HCOO}^-] = 3 * 10^{-3} / 0,1 = 3 * 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 3,7 + \log (3 * 10^{-2}) / (5,48 * 10^{-2}) = 3,7 - 0,25 = 3,45$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{n \text{ base}}{n \text{ acido}}$$

$$\text{pH} = 3,7 + \log (3 * 10^{-3}) / (5,48 * 10^{-3}) = 3,45$$

Determinare il numero di moli di CaCl_2 disciolti in 500 gr di acqua sapendo che la soluzione così formata presenta una T di congelamento di $-5\text{ }^\circ\text{C}$ ($K_{cr} = 1,86\text{ }^\circ\text{C Kg / mol}$)

Abbassamento crioscopico : $\Delta T_c = K_{cr} * m * i$ posso calcolare m e quindi il numero di moli

$$5 = 1,86 * m * i$$



$$m = 5 / 1,86 * 3 = 0,89$$

$$m = n / \text{Kg solvente} \quad n = m * \text{Kg solvente} = 0,89 * 0,5 = 0,44 \text{ moli}$$

L'acido lattico $C_3H_6O_3$ viene usato per preparare un tampone sciogliendo acido lattico e lattato $C_3H_5O_3^-$ ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-4}$)

Calcolate il pH del tampone se è fatto con:

a) 1 mol di lattato e 1 mol di acido lattico in tanta acqua da formare 550 ml di soluzione

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[A^-]}{[HA]} \qquad pH = pK_a + \log \frac{n \text{ base}}{n \text{ acido}}$$

$$pH = 3,85 + \log 1/1 = 3,85$$

$$[C_3H_5O_3^-] = 1 / 0,55 = 1,81 \text{ M}$$

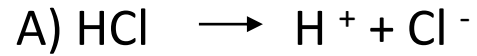
$$[C_3H_6O_3] = 1 / 0,55 = 1,81 \text{ M} \qquad pH = 3,85 + \log 1,81 / 1,81 = 3,85$$

b) 34,6 gr di lattato sciolti in 550 ml di una soluzione acquosa di acido lattico 1,2 M. Si assuma che non cambi il volume dopo l'aggiunta.

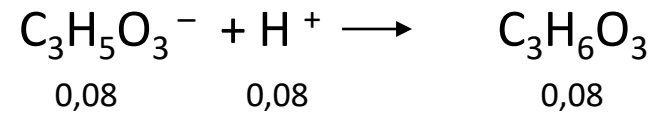
$$n \text{ lattato} = 34,6 / 90 = 0,38 \text{ moli}$$

$$[C_3H_5O_3^-] = 0,38 / 0,55 = 0,69 \text{ M} \qquad pH = 3,85 + \log 0,69 / 1,2 = 3,6$$

C) Considerate il tampone del punto a) e calcolate il pH dopo l'aggiunta di A) 0,08 moli di HCl e B) 0,08 moli di NaOH



0,08 moli di H^+ generati dalla dissociazione di HCl reagiscono con la base quindi con lattato per dare acido lattico:



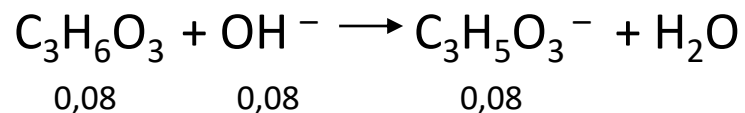
n finale di lattato = $0,1 - 0,08 = 0,92$ moli

n finale di acido lattico = $0,1 + 0,08 = 1,08$ moli

$$\text{pH} = 3,85 + \log 0,92 / 1,08 = 3,78$$



0,08 moli di OH^- generati dalla dissociazione di NaOH reagiscono con l'acido lattico per dare la base quindi Lattato

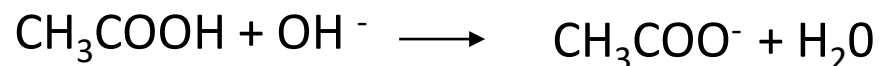


n finale di lattato = $0,1 + 0,08 = 1,08$ moli

n finale di acido lattico = $0,1 - 0,08 = 0,92$ moli

pH = $3,85 + \log 1,08 / 0,92 = 3,92$

A 700 ml di una soluzione 6,86 % in peso di acido acetico CH_3COOH con densità 1,02 gr /ml ($K_a = 1,8 * 10^{-5}$)
si aggiungono 300 ml di una soluzione 1,5 M di NaOH. Calcolare il pH finale



Quanti moli di acido ho prima della aggiunta di NaOH ?

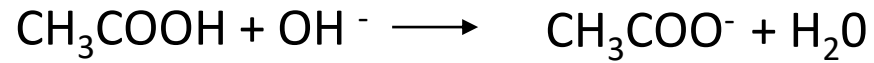
moli di acido acetico iniziali:

So che : 1,02 gr peso di 1 ml
100 gr contengono 6,86 gr di acido
ho 700 ml di soluzione

Quanto pesano 700 ml: $700 * 1,2 = 714$ gr

Quanti gr di acido in 714 gr e in 700 ml ? $100 : 6,86 = 714 : X$ $X = (6,86 * 714) / 100 = 48,89$ gr

n acido acetico = $48,89 / 60 = 0,816$ moli



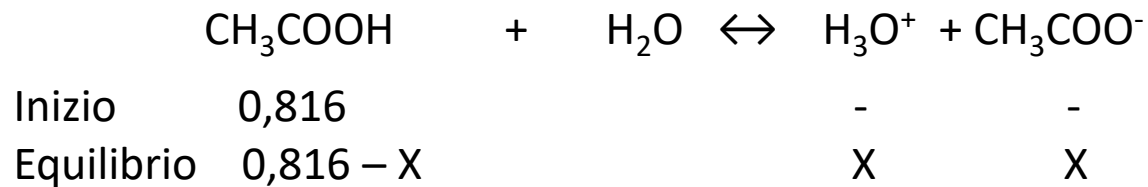
Quante moli di OH^- aggiunti? $n = M V = 1,5 * 0,3 = 0,45$ moli

$n \text{CH}_3\text{COOH}$ finali = $0,816 - 0,45 = 0,366$ moli

$n \text{CH}_3\text{COO}^-$ finali = $0,45$ moli

$\text{pH} = \text{p} K_a + \log n B/n A = 4,74 + \log (0,45 / 0,36) = 4,8$

Se non avessi considerato l'assunzione di trascurare la base all'equilibrio:



$$K_a = 1,8 * 10^{-5} = X^2 / (0,816 - X) \quad 1,8 * 10^{-5} = X^2 / 0,816 \quad X = \sqrt{1,8 * 10^{-5} * 0,816} = 0,0038 \text{ moli di } \text{CH}_3\text{COO}^-$$

$$n \text{CH}_3\text{COOH} = 0,816 - 0,0038 = 0,812 \text{ moli}$$

$$n \text{ CH}_3\text{COOH finali} = 0,812 - 0,45 = 0,362 \text{ moli}$$

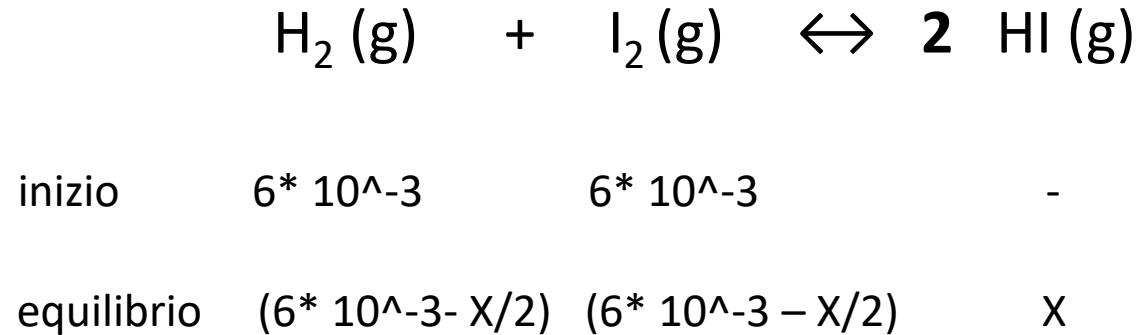
$$n \text{ CH}_3\text{COO}^- \text{ finali} = 0,45 + 0,0038 = 0,4538 \text{ moli}$$

$$\text{pH} = \text{p} K_a + \log \frac{n \text{ B}}{n \text{ A}} = 4,74 + \log \left(\frac{0,453}{0,362} \right) = 4,8$$

La costante di equilibrio K della reazione

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{HI}(\text{g})$ è pari a 33. H_2 e I_2 sono inizialmente presenti alla concentrazione $6 \cdot 10^{-3}$ mol/l.

Si calcoli la concentrazione di ciascuna sostanza all'equilibrio.



$$K = 33 = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{X^2}{(6 \cdot 10^{-3} - X/2)^2}$$

$$X = 3,16 \text{ mol/l} = [\text{HI}]$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 3,16 / 2 = 1,58 \text{ mol/l}$$