

PH DELLE SOLUZIONI TAMPONE

TESTO:

Una soluzione che contiene quantità apprezzabili di un acido debole con un suo sale è detta soluzione tampone. Sapendo che la costante di dissociazione dell'acido acetico è $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, quale deve essere il rapporto tra le concentrazioni della coppia ione acetato/acido acetico affinché la soluzione sia una soluzione tampone a $\text{pH} = 5$?

Partendo da 1 l di acido acetico 10^{-1} M, quanti grammi di acetato di sodio occorre aggiungere per soddisfare questo rapporto?

SOLUZIONE:

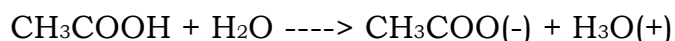
Una soluzione tampone è una soluzione che contiene una certa quantità di un acido debole e di un suo sale.

Nel caso in questione, abbiamo una soluzione contenente acido acetico (acido debole) e ione acetato (suo sale, o meglio base per un sale "acetato").

L'acido acetico ha la seguente formula chimica: CH_3COOH

Lo ione acetato ha invece la seguente formula chimica: $\text{CH}_3\text{COO}(-)$

In acqua si genera la seguente reazione chimica:



Si dice cioè che l'acido acetico si è dissociato, generando lo ione acetato, che a sua volta si legherà ad un altro elemento per formare un sale.

La "costante di dissociazione" rappresenta il grado di dissociazione di un acido. Maggiore è la costante, maggiore è la tendenza dell'acido a dissociarsi.

Nel caso dell'acido acetico la sua "tendenza" a dissociarsi e formare lo ione acetato è pari a $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Il pH di una soluzione tampone può essere calcolato grazie alla formula di Henderson- Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log_{10} \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

Dove:

$$\text{p}K_a = -\log_{10} (K_a)$$

$[\text{A}^-]$ = concentrazione della base coniugata (ione acetato)

$[\text{HA}]$ = concentrazione dell'acido debole (acido acetico).

E' sufficiente dunque invertire questa formula per poter determinare il rapporto tra le due concentrazioni: $[A^-]/[AH]$.

$$5 = pK_a + \log_{10} [A^-]/[AH]$$

$$pK_a = -\log_{10} (K_a) = -\log_{10} [(1,8 \times 10^{-5})] = 4,7447264\dots$$

$$\rightarrow 5 = 4,7447264 + \log_{10} [A^-]/[AH]$$

$$\rightarrow 5 - 4,7447264 = \log_{10} [A^-]/[AH]$$

$$\rightarrow 0,25527\dots = \log_{10} [A^-]/[AH]$$

Per invertire la formula basta ricordare che:

$$\log_a (b) = x \rightarrow a^{(x)} = b$$

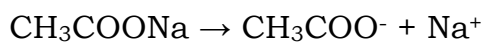
Quindi:

$$10^{(0,25527\dots)} = [A^-]/[AH]$$

$$[A^-]/[AH] = 1,80$$

Veniamo al secondo quesito.

L'acetato di sodio è un sale che ha questa formula chimica: CH_3COONa



Abbiamo detto che $[A^-]/[AH]$ rappresenta il rapporto tra la concentrazione della base coniugata (ione acetato) e la concentrazione dell'acido debole (acido acetico).

O meglio il rapporto tra la concentrazione molare della base coniugata (ione acetato) e la concentrazione molare dell'acido debole (acido acetico). La concentrazione molare è pari alle moli di soluto su 1 litro di soluzione.

Banalmente, nel nostro caso:

$$[AH] = \text{moli}/1 \text{ litro} = 10^{(-1)} = 0,1$$

Sappiamo che:

$$[A^-]/[AH] = 1,80$$

Quindi:

$$[A^-] = 1,80 \times [AH] = 1,80 \times 0,1 = 0,18 \text{ mol/l}$$

Abbiamo dunque bisogno di 1,8 moli di acido acetico in un litro di soluzione.

Calcoliamo il peso di una mole di questa sostanza, che viene definito "massa/peso molare".

L'acetato di sodio ha massa molare: 82,0343 g/mol, solitamente approssimata: 82,03 g/mol

Quindi dovremmo avere: 82,03 x 0,18 = 14,76 gr.