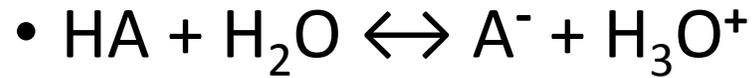


Soluzioni tampone del pH

- Si chiamano soluzioni tampone del pH quelle soluzioni ottenute mescolando un acido debole con un sale della sua base coniugata, cioè caratterizzate dalla presenza contemporanea di due sostanze che danno luogo a due equilibri opposti, e quindi capaci di opporsi a qualsiasi perturbazione (naturalmente sempre riguardanti il pH) venga prodotta sul sistema. Precisamente una tale soluzione tende a mantenere il valore del pH intorno ad un certo valore (che dipende dall'acido e dalla base che abbiamo mescolati) anche per ulteriore aggiunta di ulteriore acido o base.
- Ovviamente otteniamo una soluzione tampone anche se mescoliamo una base debole con un sale del suo acido coniugato.
- Il massimo valore «tamponante» è quello che si ottiene quando l'acido debole e la sua base coniugata (o la base debole e il suo acido coniugato) sono mescolati in quantità uguali. In questo caso il valore del pH intorno cui agisce il potere tamponante della soluzione è uguale al pK_a

- Infatti, chiamando HA un generico acido debole, se mescoliamo x moli per litro di HA con x moli per litro di A⁻ (ovviamente partendo da un suo sale), avremo l'unico equilibrio:



- $$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

- Volendo chiamare y la quantità ulteriore di HA che si dissocia, all'equilibrio avremo:

- $[H_3O^+] = y; \quad [A^-] = x + y; \quad [HA] = x - y, \quad \text{per cui:}$

- $$K_a = \frac{y \cdot (x+y)}{x-y};$$

Trattandosi di un acido debole possiamo trascurare la y rispetto alla x sia al numeratore che al denominatore, per cui:

$$K_a = \frac{y \cdot x}{x} = y = [H_3O^+] \quad \text{per cui} \quad pK_a = pH$$

- Si può calcolare cosa succede se si aggiunge una piccola quantità di acido a una tale soluzione: l'equilibrio si sposterà verso sinistra e si avranno nuove concentrazioni all'equilibrio. Facciamo un esempio numerico facendo riferimento ad una soluzione tampone di acido acetico e acetato di sodio ottenuta sciogliendone 0,5 moli di ognuno in un litro di soluzione, cioè in maniera da avere all'inizio una concentrazione sia di acido che di base coniugata di 0,5M (le 0.5 moli di acetato di sodio si dissociano completamente dandoci 0,5 moli di ioni acetato). Come abbiamo detto prima potremo considerare che le concentrazioni all'equilibrio di acido e di acetato rimangano 0,5M e il $\text{pH} = \text{pK}_a$, nel nostro caso $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ e quindi $\text{pH} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$.
- Supponendo di aggiungere a questa soluzione 0,1 moli di HCl, acido forte che di suo ci darebbe un $\text{pH} = 1$, possiamo schematizzare la situazione dicendo che queste 0,1 moli di acido forte fanno reagire completamente altrettante moli di acetato trasformandole in acido acetico, così da avere una nuova situazione in cui la concentrazione di partenza di acetato sarà 0,4M, e quella di acido 0,6M. Riapplicando la legge di azione di massa e facendo le solite approssimazioni, avremo:
 - $$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot 0,4}{0,6} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot 0,67 \quad \text{da cui:} \quad \text{pH} = \text{pka} + \log 0,67 = 4,57$$
- Quindi leggermente più acida di quella precedente, ma notevolmente meno di quello che avrebbe causato l'HCl da solo ($\text{pH} = 1$).