

# Capitolo 12

## Equilibri acido-base (2)

### Acidi e basi deboli

#### Come si usa la $K_a$ pratica, un esempio

Si vuole calcolare il pH della soluzione che si ottiene dopo il mescolamento di 25 mL di acido acetico 0,2 M con 20 mL di NaOH 0,2 M. La  $(K_a)_{\text{prat}}$  di HAc vale  $2,14 \cdot 10^{-5}$  (► Tab. 12.1, per  $\mu \cong 0,1$ ).

I passaggi preliminari sono gli stessi già visti in precedenza.

1. Le quantità sono:

$$\begin{aligned} 25 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M} &= 5 \text{ mmol HAc} \\ 20 \text{ mL} \cdot 0,2 \text{ M} &= 4 \text{ mmol NaOH} \end{aligned}$$

2. La reazione di neutralizzazione produce la seguente situazione:

reazione	HAc	+	OH <sup>-</sup>	→	Ac <sup>-</sup>	+	H <sub>2</sub> O
I	5		4		-		
Δ	-4		-4		+4		
<hr/>							
F	1		-		4		

3. È dunque presente la coppia coniugata HAc/Ac<sup>-</sup>, che partecipa all'equilibrio regolato dalla  $K_a$ :



Le concentrazioni di HAc e Ac<sup>-</sup> sono:

$$[\text{HAc}] = \frac{1 \text{ mmol}}{45 \text{ mL}} \quad [\text{Ac}^-] = \frac{4 \text{ mmol}}{45 \text{ mL}}$$

Infine, inserendo i valori noti nell'espressione della  $(K_a)_{\text{prat}}$  otteniamo:

$$2,45 \cdot 10^{-5} = \frac{a_{\text{H}^+} \cdot 4/45}{1/45}$$

da cui ricaviamo:  $a_{\text{H}^+} = 5,35 \cdot 10^6$ . Risulta dunque: pH = 5,27.

Per comprendere la validità dell'uso della  $(K_a)_{\text{prat}}$  si tenga presente che l'alternativa corretta sarebbe il ricorso alla  $(K_a)_{\text{term}}$  (il cui valore è  $1,74 \cdot 10^{-5}$ ) insieme al calcolo (non facile!) dei coefficienti di attività delle diverse specie.

Un'alternativa di più semplice applicazione, ma meno accurata, sarebbe l'uso della  $(K_a)_{\text{term}}$  come se fosse stechiometrica. In tal caso il valore di pH risulterebbe 5,36, diverso da quello ottenuto con la  $(K_a)_{\text{prat}}$  sin dalla prima cifra decimale.