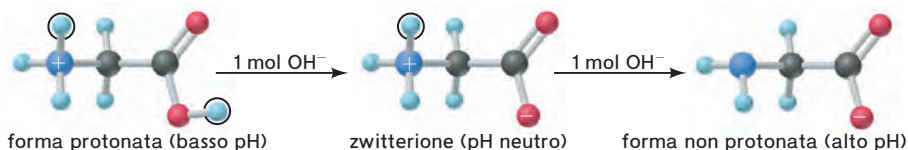
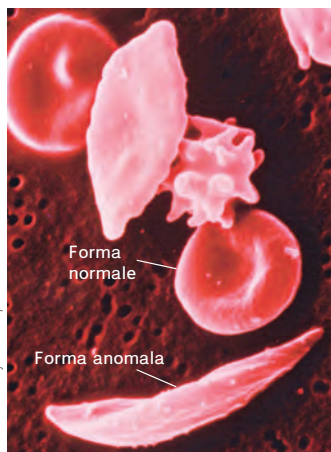


I valori delle costanti di dissociazione mostrano che il gruppo  $\text{—COOH}$  è *molto* più acido del gruppo  $\text{—NH}_3^+$ . Come già visto per  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , i protoni acidi (cerchi neri) sono titolati separatamente, perciò tutti i protoni dei gruppi  $\text{—COOH}$  vengono rimossi prima di quelli dei gruppi  $\text{—NH}_3^+$ :



A pH fisiologico ( $\text{pH} \approx 7$ ), intermedio tra i due valori di  $\text{pK}_a$ , un amminoacido esiste come uno zwitterione (dal tedesco *zwitter*: ibrido), una specie complessivamente elettricamente neutra in cui sono però presenti sulla stessa molecola cariche opposte. Lo zwitterione della glicina è  $^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$ .

Alcuni dei 20 possibili gruppi R presenti negli amminoacidi hanno *ulteriori* gruppi  $\text{—COO}^-$  o  $\text{—NH}_3^+$  a pH neutro. Quando gli amminoacidi si legano per formare una proteina, i gruppi R carichi determinano la carica complessiva della proteina che a sua volta spesso ne determina la funzione. Un esempio molto studiato di questa relazione si verifica nell'anemia falciforme ereditaria. I globuli rossi sani contengono la proteina emoglobina in cui sono presenti due molecole di acido glutammico i cui sostituenti R ( $\text{—CH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$ ) generano una carica negativa in una specifica regione della proteina. Nella stessa regione, nei globuli rossi caratteristici dell'anemia falciforme si trovano invece due molecole di valina ( $\text{R} = \text{—CH}_3$ ), prive di carica. La sostituzione di solo due amminoacidi, tra i 574 di cui è costituita l'emoglobina, diminuisce la repulsione elettrostatica tra due molecole di emoglobina che, agglomerandosi in strutture fibrose, portano alla caratteristica forma a falce dei globuli rossi (Figura 19.11). Le cellule "deformi" bloccano i capillari e il doloroso decorso dell'anemia falciforme porta spesso a morte precoce.



**Figura 19.11** La forma anomala dei globuli rossi nell'anemia falciforme.

### 19.3

## EQUILIBRI DI COMPOSTI IONICI POCO SOLUBILI

In questo paragrafo esamineremo gli equilibri acquosi dei composti ionici poco solubili. Nel Capitolo 13 abbiamo visto che la maggior parte dei soluti, anche quelli definiti "solubili", ha una solubilità limitata in un particolare solvente. In una soluzione satura, a una particolare temperatura, esiste un equilibrio tra il soluto disciolto e quello non disciolto. I composti ionici poco solubili (spesso definiti "insolubili") hanno una solubilità relativamente bassa, perciò raggiungono l'equilibrio quando è disciolto relativamente poco soluto.

Quando un composto ionico solubile si scioglie in acqua, si dissocia completamente in ioni. Nella discussione seguente *si assumerà* che la piccola quantità di un composto ionico poco solubile che si scioglie in acqua sia anch'essa dissociata in ioni. In realtà, però, questo non è vero. In molti sali poco solubili, in particolare quelli dei metalli di transizione e degli elementi pesanti dei gruppi principali, c'è una significativa componente covalente nel legame metallo-non metallo e le loro soluzioni contengono spesso specie che sono parzialmente dissociate o indissociate. Per esempio, quando il cloruro di piombo(II) viene agitato vigorosamente in acqua (vedi fotografia a lato), la soluzione contiene non solo gli attesi ioni  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  e  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ , ma anche molecole indissociate di  $\text{PbCl}_2(\text{aq})$  e ioni  $\text{PbCl}^+(\text{aq})$ . Nelle soluzioni di alcuni altri sali, come  $\text{CaSO}_4$ , non ci sono molecole ma coppie ioniche, quali  $\text{Ca}^{2+}\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ . Queste specie aumentano la solubilità al di sopra del valore calcolato considerando completa la dissociazione. Corsi più avanzati trattano queste diversità, mentre in questa sede se ne daranno solo alcune indicazioni nei commenti di alcuni problemi di verifica. Per queste ragioni, sarà opportuno ricordare che i semplici calcoli trattati qui vanno considerati in prima approssimazione.



$\text{PbCl}_2$ , un composto ionico poco solubile.