

Svante August Arrhenius

Svante August Arrhenius nacque in Svezia nel 1859 e morì a Stoccolma nel 1927. Studiò chimica, fisica e matematica. Lavorò a Uppsala, Stoccolma, Graz, Amsterdam e Berlino. Nel 1903 vinse il Premio Nobel per la chimica, per avere enunciato la teoria della dissociazione elettronica, da cui poi è nata anche la prima teoria acido-base.



■ Ioni in soluzione

Dopo gli studi di Faraday sull'elettrolisi, per alcuni anni nessuno si dedicò a ricerche sugli ioni e le loro proprietà. Continuavano invece gli studi sulle proprietà delle soluzioni: nel 1887 François Marie Raoult (1830-1901) enunciò la legge oggi nota come *legge di Raoult*, secondo cui la pressione parziale di vapore della soluzione è pari al prodotto tra la frazione molare del solvente e il valore della pressione di vapore del solvente stesso allo stato puro.

Raoult aveva infatti dimostrato l'esistenza delle proprietà colligative delle soluzioni: la presenza di particelle del soluto in una soluzione modifica le proprietà del solvente e quindi, rispetto al solvente allo stato puro, in una soluzione il punto di ebollizione è maggiore e il punto di congelamento è minore. Le variazioni del punto di congelamento e del punto di ebollizione sono strettamente legate alla concentrazione del soluto in soluzione. Studiando le proprietà colligative e in particolare il legame tra abbassamento crioscopico (o innalzamento ebullioscopico) e numero di particelle in soluzione, si notò che, mentre il numero delle particelle in soluzione nel caso di sostanze non elettrolitiche era quello previsto, esso sembrava aumentare quando in soluzione vi erano degli elettroliti: in particolare, se si trattava di elettroliti biatomici (per esempio NaCl), le particelle in soluzione sembravano raddoppiare (triplicare in caso di sostanze triatomiche, e così via), come se si decomponessero negli atomi costituenti.

Fu il chimico svedese Svante Arrhenius a dare un'interpretazione a questo fenomeno, su cui basò la sua tesi di dottorato. Arrhenius aveva capito che, dal momen-

to che le soluzioni di sostanze elettrolitiche erano anche in grado di condurre l'elettricità, le sostanze di partenza si decomponivano in atomi dotati di carica elettrica: erano gli ioni già previsti da Faraday. Dopo avere dimostrato quella che oggi è nota come **teoria della dissociazione ionica** e che fu accolta con molto scetticismo dalla comunità dei chimici, con la sola eccezione del padre della chimica fisica Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), Arrhenius elaborò anche la prima teoria acido-base.

■ La teoria acido-base

La **teoria acido-base** di Arrhenius si basava sulla capacità delle soluzioni acquose acide e basiche di condurre la corrente elettrica: gli acidi sono sostanze che in soluzione acquosa liberano ioni H^+ (protoni), mentre le basi liberano ioni OH^- (ossidrilie). Gli ioni H^+ in acqua sono presenti nella forma H_3O^+ (ioni idronio).

Le basi non devono necessariamente contenere ioni OH^- : ci sono infatti sostanze basiche, tra cui la più nota è l'ammoniaca, che fanno aumentare la concentrazione in acqua di ioni OH^- anche se gli ioni ossidrilie non sono presenti nelle molecole della base.

Nella teoria di Arrhenius, gli acidi e le basi che sono elettroliti forti (sostanze che in acqua si dissociano completamente nei loro ioni costituenti, come per esempio NaCl e NaOH) si definiscono rispettivamente *acidi forti* e *basi forti*; gli acidi e le basi che si comportano da elettroliti deboli (sostanze che in soluzione acquosa si dissociano solo parzialmente, come l'acido acetico, CH_3COOH , e l'ammoniaca, NH_3) sono invece *acidi deboli* e *basi deboli*.

Il limite maggiore della teoria acido-base di Arrhenius consiste proprio nella sua validità limitata alle soluzioni acquose: nel 1922 i chimici Johannes N. Brønsted (1879-1947) e Thomas M. Lowry (1874-1936) dimostrarono che le reazioni acido-base possono avvenire anche allo stato gassoso. La caratteristica comune delle reazioni acido-base secondo Brønsted e Lowry è il trasferimento di un protone da una specie all'altra. In particolare, gli acidi di Brønsted e Lowry sono le sostanze in grado di donare protoni; le basi di Brønsted e Lowry le sostanze in grado di accettare protoni.

Le definizioni di acidi e basi di Arrhenius e di Brønsted e Lowry, in soluzione acquosa, coincidono. La teoria di Brønsted e Lowry però è indipendente dal solvente utilizzato, vale anche allo stato gassoso e introduce il concetto di acido e base coniugati. Nel 1923, Gilbert N.

Lewis avrebbe ulteriormente esteso il concetto di acido e base, proponendo una nuova teoria.

■ Chimica-fisica e altri interessi

Arrhenius apportò importanti contributi anche nel campo della *cinetica chimica* e dello studio dei meccanismi di reazione. In particolare, il chimico-fisico svedese aveva compreso che due molecole reagiscono tra loro quando raggiungono una soglia di energia, definita **energia di attivazione**. Il valore dell'energia di attivazione è uno dei fattori che determinano la velocità di una reazione: più è bassa, più la reazione avviene rapidamente. Le teorie di Arrhenius sull'energia di attivazione verranno poi utilizzate da Ostwald nei suoi studi sulla catalisi.

In campo cinetico, Arrhenius è ricordato per l'*equazione di Arrhenius* che mette in relazione la costante di velocità di una reazione con la variazione di temperatura.

Arrhenius non si dedicò solo alla chimica e alla fisica: fu anche un precursore dello studio dell'effetto serra e riconobbe l'importanza del ruolo del diossido di carbonio nell'atmosfera; contribuì a spiegare il fenomeno delle aurore boreali; infine, fu un sostenitore della teoria della panspermia, secondo cui i «semi» della vita sono sparsi nell'Universo e sono caduti casualmente sulla Terra. Nell'ultima parte della sua vita, Arrhenius scrisse inoltre alcuni testi di divulgazione e si interessò anche di astronomia e di problemi energetici.