

Gilbert Newton Lewis

Gilbert N. Lewis nacque nel Massachusetts nel 1875 e morì nel 1946 in California.

Sposato e con tre figli, studiò e lavorò anche in Europa e in Asia, nelle Filippine. Per oltre trent'anni insegnò all'Università della California di Berkeley. I suoi scritti più importanti sono legati alla teoria del legame: in particolare, nel 1923 pubblicò due libri, *Thermodynamics and the Free Energy* (Termodinamica ed energia libera), scritto insieme a Merle Randall, e *Valence anche the Structure of Atoms and Molecules* (La valenza e la struttura di atomi e molecole).

Lewis è stato uno dei primi grandi chimici degli Stati Uniti: oltre che per i suoi contributi alla teoria del legame e allo studio delle soluzioni acido-base, è ricordato anche per la definizione del concetto di attività in termodinamica e per essere stato il primo a coniare il termine «fotoni». Fu anche il primo a ottenere in laboratorio l'acqua pesante.

■ Le teorie sul legame chimico

Nei primi anni del Novecento, dopo la scoperta dell'elettrone, chimici e fisici proposero diversi modelli che tentavano di descrivere la struttura dell'atomo. In questo stesso periodo si cercava di spiegare con una teoria coerente con quanto scoperto anche il legame chimico.

Già nella seconda metà dell'Ottocento erano state elaborate delle teorie di legame: una delle più accreditate era quella della valenza di Edward Frankland (1825-99). Basandosi proprio sulla teoria della valenza, Friedrich August Kekulé von Stradonitz (1829-96) aveva ideato un metodo per rappresentare la struttura delle molecole organiche. Con la scoperta degli elettroni nel 1897 e dei raggi X, le teorie sul legame chimico si modificarono. In particolare, fu presto chiaro che gli elettroni erano coinvolti nel meccanismo di formazione del legame e che ogni elemento della tavola periodica aveva un elettrone in più rispetto al precedente.

Nel 1904 Richard Abegg (1869-1910) aveva capito che i gas nobili erano molto poco reattivi in virtù di una grande stabilità elettronica: i gas nobili non reagivano perché non avevano necessità di scambiare elettroni con gli altri atomi.

Hai già studiato che gli elettroni si distribuiscono nell'atomo in livelli energetici: in particolare, i livelli esterni sono completi quando ospitano 8 elettroni.

I gas nobili hanno sempre i livelli esterni completi e, come imparerai nel prossimo capitolo, la tendenza degli atomi nella formazione dei legami è di raggiungere una

condizione analoga. In pratica, Abegg utilizzava già quella che oggi è nota come *regola dell'ottetto*: gli atomi hanno la tendenza di acquistare o cedere elettroni in modo da avere a loro volta un ottetto nel livello elettronico più esterno. Con questa teoria si riusciva a spiegare il meccanismo di formazione degli ioni, ma non la formazione del legame oggi noto come covalente, per esempio nel caso di due atomi di cloro che si uniscono a formare la molecola Cl_2 .

Furono Lewis e Irving Langmuir (1881-1957) a proporre indipendentemente l'uno dall'altro una teoria di legame più completa di quella di Abegg. Quando formano un legame, gli atomi tendono a completare il livello esterno e a raggiungere l'ottetto e lo possono fare in due modi: donando o cedendo elettroni (detti *di valenza*), oppure mettendo in comune uno o più elettroni con l'atomo con cui formano il legame.

Lewis propose anche un modo per rappresentare la distribuzione degli elettroni intorno all'atomo. Si tratta di un modello molto rudimentale noto come «atomo cubico», che però aveva il pregio di spiegare la formazione del legame. In un famoso articolo sulla teoria di legame, Lewis riprende la regola dell'ottetto: gli elettroni di valenza sono posti agli 8 vertici del cubo che rappresenta l'atomo e il guscio di valenza risulta completo solo quando sono presenti 8 elettroni.

Per rappresentare invece il legame tra due atomi, Lewis propose di utilizzare la simbologia introdotta nel paragrafo 4. I simboli di Lewis e la rappresentazione del legame che si poteva realizzare con la loro combinazione era bidimensionale e non teneva conto della repulsione tra elettroni, né della reale disposizione geometrica tra gli atomi di una molecola. Per rappresentare la geometria molecolare nel 1957 sarà introdotta la teoria VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

■ La teoria acido-base di Lewis

Nel 1923 Lewis propose un'estensione della definizione di acidi e basi che tenesse conto della capacità di una specie chimica di accettare o donare una coppia di elettroni. La teoria fino ad allora accettata era quella di Brønsted e Lowry, che a sua volta completava la teoria di Arrhenius. La sua generalizzazione consisteva nel considerare basica ogni particella o specie, negativa o neutra, che possedesse almeno una coppia di elettroni da cedere a un'altra specie. Per esempio, l'atomo di ossigeno dell'acqua ha due doppietta elettronici, perciò l'acqua è una potenziale base di Lewis.