

**Валентность** отражает способность *атомов* образовывать *химические связи*, присоединяя или отдавая некоторое количество электронов. Если атом присоединяет электроны, то валентность отрицательна, если отдаёт — то положительна. Валентность атома связана с его электронным строением, в частности, с количеством электронов в его внешних электронных оболочках. Электронная оболочка (подоболочка, *n,l*-оболочка) атома задана, если известны *квантовые числа n* и *l* электронов. Таким образом, в оболочке может находиться не более  $2(2l + 1)$  электронов. Например, в *n,s*-оболочке ( $l = 0$ ) может находиться не более 2 электронов, в *n,p*-оболочке ( $l = 1$ ) — не более 6. В одноэлектронном приближении энергии всех этих электронов одинаковы.

В молекуле метана  $\text{CH}_4$  атом *углерода* связан ковалентными связями (см. *Химические связи*) с четырьмя атомами *водорода*, и валентность углерода равна +4 (в образовании химических связей участвуют 2 *s*- и 2 *p*-электрона атома углерода, находящихся во внешних 2,*s*- и 2,*p*-оболочках соответственно). В молекуле  $\text{NaCl}$  валентности атомов натрия и хлора равны +1 и –1 соответственно, поскольку атом натрия отдаёт единственный валентный *s*-электрон, находящийся во внешней 3,*s*-оболочке, а атом хлора принимает его для заполнения внешней 3,*p*-оболочки, в которой у него находится 5 *p*-электронов.

В качестве количественной меры валентности атома химического элемента часто используют число атомов одновалентного водорода или двухвалентного *кислорода*, которые данный атом присоединяет при формировании гидрида или оксида. При этом атомы определённого химического элемента в различных соединениях могут иметь различную валентность (например, в гидриде  $\text{H}_2\text{S}$  сера двухвалентна по водороду, в оксидах  $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$  — четырёх- и шестивалентна соответственно по кислороду). Кроме этого, некоторые химические элементы могут не иметь гидридов или оксидов. В т. н. гипервалентных соединениях (например,  $\text{ClLi}_5$ ) валентность атома превышает его «стандартное» максимальное значение. Таким образом, полного определения валентности и точной количественной её меры не существует, поскольку процессы формирования химических связей весьма сложны и существенно различаются у разных классов молекул.

Тем не менее, в большинстве случаев в зависимости от типа химической связи можно выделить два типа валентности: ионную валентность и ковалентность. Ионная валентность определяется количеством электронов, присоединённых или отданных атомом при образовании ионной связи. Ковалентность определяется как сумма кратностей ковалентных связей (одинарная, двойная или тройная связь), которые образовал данный атом.

Для координационных соединений или кристаллов (в том числе и молекулярных) под валентностью понимают координационное число, равное числу связей, образуемых центральным (комплексобразующим) атомом с лигандами (молекулами или атомами, связанными с центральным атомом) или число соседних атомов (молекул) в кристаллической решётке, взаимодействующих с данным атомом (молекулой), соответственно.

*М.Б. Шундалов*

Энциклопедия для школьников и студентов в 12 томах.

Том 5. Химия. Биология. Минск, Беларуская энцыклапедыя ім. П. Броўкі, 2016.