



КИСЛОТНОСТИ ФУНКЦИИ

Авторы: А. И. Жиров

КИСЛОТНОСТИ ФУНКЦИИ, количественные характеристики, определяющие способность кислот к *протонированию* молекул растворителя. Наиболее известна К. ф. Гаммета (введена Л. *Гамметом* в 1932 и используется в уравнении для скорости кислотно-основных реакций). Если протонируется нейтральная молекула, К. ф. Гаммета обозначается H_0 , если протон присоединяется к катиону или аниону $-H_+$ или H_- соответственно.

Для индивидуальных кислот в жидком состоянии способность к протонированию определяется величиной константы автопротолиза (автоионизации), поскольку в роли растворителя выступает сама кислота. В этом случае К. ф. объединяет сразу две характеристики вещества: способность отщеплять и способность присоединять протон. Численные значения констант равновесия данного процесса (K_{ap} или $-\lg K_{ap}$) изменяются в очень широких пределах; напр., при 25 °С значение $-\lg K_{ap}$ для NH_3 равно 29,8, для C_2H_5OH – 18,9, для H_2O – 14,0, для CH_3COOH – 12,6, для H_2O_2 – 9,7, для HF – 9,7, для $HCOOH$ – 6,2, для H_2SO_4 – 3,6, для H_3PO_4 – ок. 2. Вещества, стоящие в этом ряду после H_2O , в водных растворах являются кислотами (донорами протона) по отношению к растворителю. В водном растворе аммиака вода является кислотой (донором протонов), а аммиак основанием (акцептором протонов); в таком растворе образуются ионы NH_4^+ и OH^- . Традиц. использование воды в качестве дифференцирующего растворителя позволяет разделить большинство кислот по их способности образовывать ионы в водных растворах на сильные (находятся в растворах преим. в ионных формах), средней силы (для них соизмеримы количества ионных и молекулярных форм) и слабые (находятся в растворе преим. в молекулярных формах).

Понятие «К. ф.» используется при изучении механизмов химич. реакций, в т. ч. участия в реакциях ионных форм. Это позволяет при проведении химич. процессов добиться оптимальных скоростей протекания реакций и оптимальных равновесных выходов за счёт подбора соответствующих реагентов и растворителей.

Литература

Лит.: Шатенштейн А. И. Теории кислот и оснований. М., 1949; Rochester C. H. Acidity functions. L.; N. Y., 1970; Гаммет Л. Основы физической органической химии. Скорости, равновесия и механизмы реакций. М., 1972.