

5.2 РАСТВОРЫ: ИОННЫЕ РАВНОВЕСИЯ И ОБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Теоретическое введение

Электролитами называют вещества, которые в растворе или расплаве распадаются на ионы (с «+» и с «-»), благодаря чему их растворы и расплавы проводят электрический ток. Положительно заряженные ионы называются *катионами* и движутся к катоду, отрицательно заряженные ионы называются *анионами* и движутся к аноду. Распад молекул электролита на ионы под действием притяжений со стороны молекул растворителя называется *электролитической диссоциацией*.

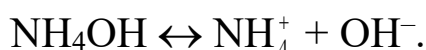
С точки зрения электролитической диссоциации *кислоты* – это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов водорода. Например, уравнение диссоциации соляной кислоты:



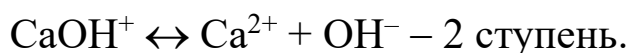
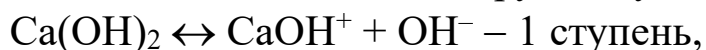
Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



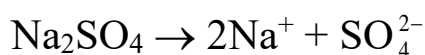
Основания – это электролиты, которые диссоциируют с образованием гидроксид-анионов OH^- . Например, уравнение диссоциации гидроксида аммония:



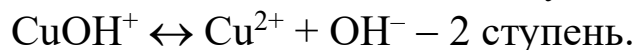
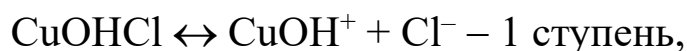
Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от H^+ , и анионы, отличные от OH^- . Средние соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка, причем нацело (в одну ступень), независимо от числа катионов и анионов:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато с разрывом в первую очередь более полярной связи:



Растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации α , которая показывает долю диссоциированных молекул. *Степень диссоциации* – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы $N_{\text{дисс}}$, к общему числу молекул в растворе $N_{\text{общ}}$:

$$\alpha = N_{\text{дисс}} / N_{\text{общ}}.$$

Степень диссоциации α зависит от концентрации электролита и температуры раствора. При увеличении концентрации она уменьшается, а при повышении температуры возрастает. По степени α электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты диссоциированы в растворе практически полностью, то есть **степень $\alpha \approx 1$** . К сильным электролитам относятся:

✓ некоторые кислоты – HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄, HMnO₄, H₂SO₄,

✓ щелочи (сильные основания) – гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (главные подгруппы I и II групп ПС кроме Be и Mg),

✓ почти все соли. Малорастворимые соли, растворяясь в незначительном количестве, тоже диссоциируют нацело. Такие вещества называются малорастворимыми сильными электролитами.

Равновесие диссоциации сильных электролитов практически полностью смещено вправо, и чаще диссоциацию в таких растворах записывают так:



Слабые электролиты диссоциируют в растворе лишь в некоторой степени ($\alpha \ll 1$). Равновесие между ионами и

недиссоциированными молекулами (ионное равновесие) в растворе слабого электролита характеризуется константой диссоциации:



$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]},$$

где $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ – концентрация недиссоциированных молекул кислоты. Константа диссоциации при данной температуре есть величина постоянная. Степень диссоциации α и константа диссоциации $K_{\text{д}}$ слабых электролитов связаны *законом разбавления Оствальда*:

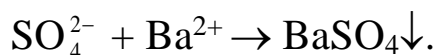
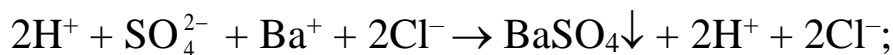
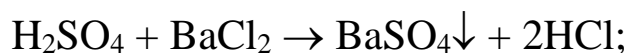
$$\alpha = \sqrt{K_{\text{д}}/C}, \quad (5.9)$$

где C – молярная концентрация электролита.

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции, протекающие в водных растворах электролитов, сводятся к взаимодействию между ионами – это ионные реакции.

Правило ионных уравнений: **сильные основания, сильные кислоты и растворимые соли записывают в виде ионов, а все остальные вещества – в виде молекул.** Если вещество выпадает в осадок, это указывается знаком \downarrow , если выделяется газ – знаком \uparrow . В случае, если в результате реакции образуется малорастворимое, неустойчивое или газообразное соединение, такая реакция протекает практически до конца.

Например, реакция взаимодействия серной кислоты и хлорида бария:



Реакция карбоната кальция с соляной кислотой:

