

image not found or type unknown



Электролитическая диссоциация — это процесс распада молекул на ионы при его растворении или плавлении.

Диссоциация в растворах.

Диссоциация на ионы в растворах происходит вследствие взаимодействия растворённого вещества с растворителем; по данным спектроскопических методов, это взаимодействие носит в значительной мере химический характер. Наряду с сольватирующей способностью молекул растворителя определённую роль в электролитической диссоциации играет также макроскопическое свойство растворителя — его диэлектрическая проницаемость.

Диссоциация при плавлении.

Под действием высоких температур ионы кристаллической решётки начинают совершать колебания, кинетическая энергия повышается, и наступит такой момент (при температуре плавления вещества), когда она превысит энергию взаимодействия ионов. Результатом этого является распад вещества на ионы.

Слабые электролиты.

Слабые электролиты — химические соединения, молекулы которых даже в сильно разбавленных растворах незначительно диссоциированы на ионы, которые находятся в динамическом равновесии с недиссоциированными молекулами. К слабым электролитам относится большинство органических кислот и многие органические основания в водных и неводных растворах.

Слабые электролиты

- почти все органические кислоты и вода;
- некоторые неорганические кислоты: HF, HClO, HClO<sub>2</sub>, HNO<sub>2</sub>, HCN, H<sub>2</sub>S, HBrO, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и др.;
- некоторые малорастворимые гидроксиды металлов: Fe(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub> и др.

Сильные электролиты.

Сильные электролиты — химические соединения, молекулы которых в разбавленных растворах практически полностью диссоциированы на ионы. Степень диссоциации таких электролитов близка к 1. К сильным электролитам относятся многие неорганические соли, некоторые неорганические кислоты и основания в водных растворах, а также в растворителях, обладающих высокой диссоциирующей способностью (амиды и кислоты др.).

Классическая теория электролитической диссоциации применима лишь к разбавленным растворам слабых электролитов. Сильные электролиты в разбавленных растворах диссоциированы практически полностью, поэтому представления о равновесии между ионами и недиссоциированными молекулами лишено смысла. Согласно представлениям, выдвинутым в 20—30-х гг. XX в. В. К. Семенченко (СССР), Н. Бьеррумом (Дания), Р. М. Фуоссом (США) и др., в растворах сильных электролитов при средних и высоких концентрациях образуются ионные пары и более сложные агрегаты.

Современные спектроскопические данные показывают, что ионная пара состоит из двух ионов противоположного знака, находящихся в контакте («контактная ионная пара») или разделённых одной или несколькими молекулами растворителя («разделённая ионная пара»). Ионные пары электрически нейтральны и не принимают участия в переносе электричества. В сравнительно разбавленных растворах сильных электролитов равновесие между отдельными сольватированными ионами и ионными парами может быть приближённо охарактеризовано, аналогично классической теории электролитической диссоциации, константой диссоциации (или обратной величиной — константой ассоциации). Это позволяет использовать вышеприведённое уравнение для расчёта соответствующей степени диссоциации, исходя из экспериментальных данных.

В простейших случаях (большие одноатомные однозарядные ионы) приближённые значения константы диссоциации в разбавленных растворах сильных электролитов можно вычислить теоретически, исходя из представлений о чисто электростатическом взаимодействии между ионами в непрерывной среде — растворителе.

Примеры сильных электролитов: некоторые кислоты ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ;  $\text{HI}$ ), гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ); большинство солей.