

Лекция

«Электролитическая диссоциация»

1. Теория электролитической диссоциации
2. Диссоциация кислот, оснований, солей
3. Степень и константа диссоциации
4. Ионные уравнения реакций

1. Теория электролитической диссоциации

По способности приводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролиты	Вещества, которые в растворах или расплавах распадаются на ионы, а потому проводящие электрический ток. К электролитам относятся практически все кислоты, основания, соли.
Неэлектролиты	Вещества, которые в растворах или расплавах не распадаются на ионы и не проводят электрический ток. К ним относится большинство органических соединений (сахар, бензол), оксиды, простые вещества.
Способность растворов электролитов проводить электрический ток объяснила теория электролитической диссоциации , предложенная шведским химиком С.Аррениусом (1887 г.)	
Основные положения теории	<ol style="list-style-type: none">1. Электролиты при растворении в воде или расплавлении распадаются на положительные и отрицательные ионы. Электролитическая диссоциация – это распад молекул электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя (воды). Основной причиной электролитической диссоциации является взаимодействие молекул электролита с полярными молекулами растворителя. В воде силы взаимодействия между ионами уменьшаются в 81 раз, и перешедшие в раствор ионы будут образовывать гидраты ионов. Например, в растворах нет иона H^+, есть гидратированный протон $H^+(H_2O)$, который называют ионом гидроксония и изображают H_3O^+. Но для простоты написания ионов молекулы воды опускают.2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные движутся к катоду и называются катионы, а отрицательно заряженные – к аноду и называются анионы3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация), который принято

	<p>выражать уравнением диссоциации.</p> <p>Например, $\text{HCl} \leftrightarrow \underset{\text{катион}}{\text{H}^+} + \underset{\text{анион}}{\text{Cl}^-}$</p>
--	---

2. Диссоциация кислот, оснований, солей

<p>Диссоциация кислот</p>	<p>Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.</p> <p>1. Одноосновные кислоты диссоциируют в одну ступень $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$</p> <p>2. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато в зависимости от основности:</p> <p>$\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ /первая ступень/ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ /вторая ступень/ $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ /третья ступень/ Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени.</p>
<p>Диссоциация оснований</p>	<p>Основания – электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.</p> <p>1. Однокислотные основания диссоциируют в одну ступень $\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$</p> <p>2. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато $\text{Ca}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$ /первая ступень/ $\text{CaOH}^+ \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$ /вторая ступень/ Диссоциация многокислотного основания протекает главным образом по первой ступени</p>
<p>Амфолиты (амфотерные основания)</p>	<p>Электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода и гидроксид-ионы.</p> <p>Например, $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$ (H_2ZnO_2)</p>
<p>Диссоциация солей</p>	<p>Соли – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы остатка от основания и анионы кислотных остатков.</p> <p>1. <u>Средние соли</u> диссоциируют в одну ступень: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \leftrightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$</p> <p>2. <u>Кислые соли</u> диссоциируют ступенчато: $\text{NaHSO}_4 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$</p> <p>3. <u>Основные соли</u> диссоциируют ступенчато: $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} \leftrightarrow \text{MgOH}^+ + \text{Cl}^-$</p>

	$\text{MgOH}^+ \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$ <p>4. <u>Двойные соли</u> диссоциируют в одну ступень: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$</p> <p>5. <u>Комплексные соли</u> диссоциируют ступенчато: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$</p>
--	--

3. Степень и константа диссоциации

В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы, другие – частично, часть их молекул остаётся в растворе в недиссоциированном виде.

Степень диссоциации – это отношение числа распавшихся на ионы молекул n к общему числу растворённых молекул электролита N : $\alpha = n/N$

Степень диссоциации выражают в % от 0 до 100%.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и средней силы:

1. Сильные электролиты – при растворении в воде диссоциируют практически полностью. Степень диссоциации больше 30% ($\alpha > 30\%$). К ним относятся почти все растворимые соли, сильные кислоты, щелочи:

HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4 – кислоты ;

NaOH , KOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – основания (щелочи)

NaCl , K_2SO_4 , KNO_3 , KMnO_4 – соли

2. Слабые электролиты – при растворении в воде диссоциируют частично. Степень диссоциации меньше 30% ($\alpha < 30\%$). К ним относятся: H_2O ; почти все органические кислоты CH_3COOH , слабые минеральные кислоты H_2S , H_2CO_3 , HF – кислоты; NH_4OH , труднорастворимые основания и соли.

3. Электролиты средней силы – степень диссоциации $3\% < \alpha < 30\%$. К ним относятся H_2SO_3 , H_3PO_4 .

Факторы, влияющие на степень диссоциации:

Степень диссоциации с уменьшением концентрации электролита (разбавление водой) и повышением температуры увеличивается.

Константа диссоциации

Для характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации (K_d). Для слабого электролита общей формулы KA уравнение диссоциации имеет вид:



Применяя закон действующих масс, запишем выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{[\text{K}^+] * [\text{A}^-]}{[\text{KA}]},$$

где $[\text{K}^+]$, $[\text{A}^-]$ – равновесные концентрации ионов K^+ , A^- , а $[\text{KA}]$ равновесная концентрация недиссоциированных молекул KA . Константу равнове-

сия в этом случае называют константой диссоциации (K_d) – характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа, тем сильнее электролит.

4. Ионные уравнения реакций

ТЭД показывает, что все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами.

Реакции в водных растворах электролитов изображаются в виде ионных уравнений.

Составление ионных уравнений реакции

Последовательность составления ионных уравнений	1. Записать уравнение реакции в молекулярное форме: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$
	2. Переписать уравнение реакции как ионное, заменив молекулы сильных электролитов на ионы. В молекулярной форме записывают трудно растворимые, малодиссоциируемые H_2O ; CH_3COOH , NH_4OH , и газообразные вещества. $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ Это <u>полное ионное</u> уравнение реакции.
	3. Исключить из левой и правой части уравнения одинаковые ионы, как не участвующие в реакции, и переписать уравнение без этих ионов: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ Это <u>сокращённое ионное</u> уравнение выражает сущность реакции, заключающейся во взаимодействии ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-}