

### Работа № 3

## ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ ПРОЦЕССЫ

Все вещества по способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве делятся на электролиты и неэлектролиты.

*Неэлектролиты* – вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят ток. Например, углеводы, спирты, амины. В молекулах неэлектролитов присутствуют неполярные или малополярные связи.

*Электролиты* – вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К ним относятся кислоты, основания, соли. В молекулах таких веществ присутствуют полярные связи. Проводимость растворов электролитов связана с тем, что в их растворах осуществляется диссоциация молекул на ионы.

Теорию электролитической диссоциации предложил в 1887 г. шведский ученый С. Аррениус.

*Электролитическая диссоциация* – распад электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении.

В результате взаимодействия молекул полярного растворителя (воды) с молекулами растворенного вещества образуются положительно и отрицательно заряженные ионы – катионы и анионы. Эти ионы в растворе связаны с молекулами воды, т.е. являются гидратированными.

Электролиты делятся на две группы: сильные и слабые. Сильные электролиты полностью распадаются на ионы (стрелка в уравнении направлена в одну сторону):



а слабые – частично (обратимая стрелка, процесс обратимый, идет не до конца):



Количественно процесс диссоциации может быть охарактеризован степенью диссоциации.

*Степень диссоциации  $\alpha$*  – отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул.

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$

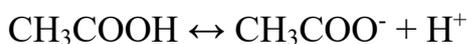
Сильные электролиты имеют степень диссоциации  $> 30\%$ , электролиты средней силы – от  $3\%$  до  $30\%$ , у слабых электролитов степень диссоциации  $< 3\%$ .

К сильным электролитам относятся большинство неорганических солей, некоторые кислоты (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и щелочи (LiOH,

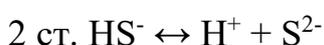
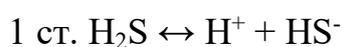
NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>). К слабым электролитам относится большинство кислот и оснований (например, H<sub>2</sub>S, HCN, CH<sub>3</sub>COOH, Fe(OH)<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>OH и др.).

Рассмотрим кислоты и основания с точки зрения теории Аррениуса.

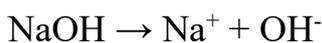
*Кислоты* – электролиты, которые диссоциируют на протон (H<sup>+</sup>) и анион кислотного остатка.



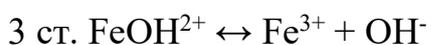
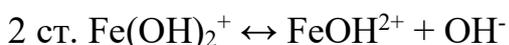
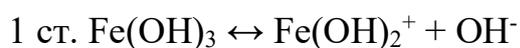
Двух- и трехосновные кислоты диссоциируют ступенчато, причем диссоциация по первой ступени проходит гораздо сильнее, чем по второй и третьей ступеням. Это объясняется тем, что отрыв протона от электронейтральной молекулы происходит значительно легче, чем от иона противоположного заряда.



*Основания* – электролиты, диссоциирующие на катион металла и гидроксильную группу.



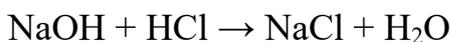
Двух- и трехкислотные основания диссоциируют ступенчато:



### **Реакции ионного обмена в растворах электролитов**

Реакции ионного обмена – реакции, в которых электролиты обмениваются своими ионами.

Например, реакция взаимодействия кислоты с основанием (реакция нейтрализации) является обменной реакцией:



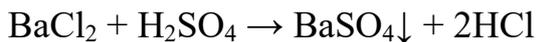
Сильные электролиты находятся в растворе в диссоциированном виде – в виде ионов. Реакции ионного обмена между электролитами идут до конца только в том случае, когда происходит связывание ионов с образованием слабого электролита.

Для написания реакций ионного обмена используется следующее *правило*.

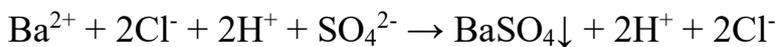
Реакции ионного обмена идут до конца, если образуется:

1. Газ
2. Осадок
3. Слабый электролит (H<sub>2</sub>O и др.)

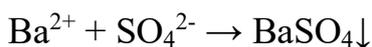
Рассмотрим реакцию:



Запишем уравнение взаимодействия хлорида бария с серной кислотой в ионном виде. Сильные электролиты распадаются в растворе на ионы, поэтому записываем их в виде отдельных ионов, а слабые электролиты, осадки, газы записываются в виде молекул:



Сокращая одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения, получим сокращенное ионное уравнение, выражающее суть протекающего процесса:



Отметим, что малорастворимые соединения или слабые электролиты могут фигурировать как в левой, так и в правой части уравнения. Например,



Для составления реакций ионного обмена необходимо пользоваться таблицей растворимости.