**14.12.2020г.**

**Тема:** **Электролитическая диссоциация.**

**Задание: Изучить лекцию. Конспект в тетрадь.**

***Время выполнения 2 часа.***

Электролиты и неэлектролиты

Из уроков физики известно, что растворы од­них веществ способны проводить электрический ток, а других — нет.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**.

Вещества, растворы кото­рых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**. Например растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят элек­трический ток.

Электролитические диссоциация и ассоциация

Почему же растворы элек­тролитов проводят электри­ческий ток?

Шведский ученый С. Ар­рениус, изучая электропро­водность различных веществ, пришел в 1877 г. к выводу, что причиной электропровод­ности является наличие в растворе **ионов**, которые образуются при растворении электролита в воде.

Процесс распада электролита на ионы называ­ется **электролитической диссоциацией**.

С. Аррениус, который придерживался физиче­ской теории растворов, не учитывал взаимодей­ствия электролита с водой и считал, что в раство­рах находятся свободные ионы. В отличие от него русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяков- ский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что **при растворении электролита про­исходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы**. Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, т. е. «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой **диполи**(два полюса), так как атомы водорода расположены под углом 104,5°, благодаря чему молекула имеет угло­вую форму. Молекула воды схематически представ­лена ниже.



Как правило, легче всего диссоциируют веще­ства с **ионной связью** и, соответственно, с ионной кристаллической решеткой, так как они уже состо­ят из готовых ионов. При их растворении диполи во­ды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита.

**Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения**. В ре­зультате связь между ионами ослабевает, и про­исходит переход ионов из кристалла в раствор. Очевидно, что последовательность про­цессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

1) ориентация молекул (диполей) воды около ио­нов кристалла;

2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с ионами поверхностного слоя кристалла;

3) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

Упрощенно происходящие процессы можно от­разить с помощью следующего уравнения:



Аналогично диссоциируют и электролиты, в мо­лекулах которых ковалентная связь (например, мо­лекулы хлороводорода HCl, смотри ниже); только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ион­ную; последовательность процессов, происходящих при этом, будет такой:

1) ориентация молекул воды вокруг полюсов моле­кул электролита;

2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита;

3) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);

4) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.

Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

Упрощенно процесс диссоциации соляной кис­лоты можно отразить с помощью следующего урав­нения:



Следует учитывать, что в растворах электро­литов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называется ассоциацией. Ассоциация в растворах происходит параллельно с диссоциацией, поэтому в уравнени­ях реакций ставят знак обратимости.

Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных. Например, негидрати­рованный ион меди Cu2+ — белый в безводных кри­сталлах сульфата меди (II) и имеет голубой цвет, когда гидратирован, т. е. связан с молекулами во­ды Cu2+ • nH2O. Гидратированные ионы имеют как постоянное, так и переменное число молекул воды.

Степень электролитической диссоциации

В растворах электролитов наряду с ионами при­сутствуют и молекулы. Поэтому растворы электро­литов характеризуются **степенью диссоциации**, ко­торая обозначается греческой буквой а («альфа»).

**Степень диссоциации** — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (Ng), к общему числу растворенных частиц (Np).



Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в долях или про­центах. Если а = 0, то диссоциация отсутствует, а если а = 1, или 100 %, то электролит полностью распадается на ионы. Различные электролиты име­ют различную степень диссоциации, т. е. степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.







Сильные и слабые электролиты

**Сильные электролиты** — это электролиты, кото­рые при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов зна­чение степени диссоциации стремится к единице.

К сильным электролитам относятся:

1) все растворимые соли;

2) сильные кислоты, например: H2SO4, HCl, HNO3;

3) все щелочи, например: NaOH, KOH.

**Слабые электролиты** — это такие электроли­ты, которые при растворении в воде почти не дис­социируют на ионы. У таких электролитов значе­ние степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относятся:

1) слабые кислоты — H2S, H2CO3, HNO2;

2) водный раствор аммиака NH3 • H2O;

3) вода;

4) некоторые соли.



Константа диссоциации

В растворах слабых электролитов вследствие их неполной диссоциации устанавливается **динамичес­кое равновесие между недиссоциированными моле­кулами и ионами**. Например, для уксусной кислоты:



Можно применить к этому равновесию закон действующих масс и записать выражение констан­ты равновесия:



Константу равновесия, характеризующую про­цесс диссоциации слабого электролита, называют **константой диссоциации**.

Константа диссоциации характеризует способ­ность электролита (кислоты, основания, воды) **диссо­циировать на ионы**. Чем больше константа, тем лег­че электролит распадается на ионы, следовательно, тем он сильнее. Значения констант диссоциации для слабых электролитов приводятся в справочниках.

Основные положения теории электролитической диссоциации



1. При растворении в воде электролиты диссо­циируют (распадаются) на положительные и отри­цательные ионы.

**Ионы**— это одна из форм существования хими­ческого элемента. Например, атомы металла натрия Na0 энергично взаимодейству­ют с водой, образуя при этом щелочь (NaOH) и водород Н2, в то время как ионы натрия Na+ таких продуктов не обра­зуют. Хлор Cl2 имеет желто­зеленый цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl— бесцветны, не ядовиты, лишены запаха.

**Ионы**— это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов одного или нескольких химических элементов в результате отдачи или присоединения электронов.

В растворах ионы беспорядочно передвигаются в различных направлениях.

По составу ионы делятся на **простые**— Cl—, Na+ и **сложные**— NH4+, SO2—.

2. Причиной диссоциации электролита в вод­ных растворах является его гидратация, т. е. взаи­модействие электролита с молекулами воды и раз­рыв химической связи в нем.

В результате такого взаимодействия образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами во­ды, ионы. Следовательно, по наличию водной обо­лочки ионы делятся на **гидратированные**(в раствоpax и кристаллогидратах) и **негидратированные**(в безводных солях).

3. Под действием электрического тока положитель­но заряженные ионы движутся к отрицательному по­люсу источника тока — катоду и поэтому называют­ся катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу ис­точника тока — аноду и по­этому называются анионами.

Следовательно, существу­ет еще одна классификация ионов — **по знаку их заряда**.

Сумма зарядов катионов (Н+, Na+, NH4+, Cu2+) равна сумме зарядов анионов (Cl—, OH—, SO42-), вследствие че­го растворы электролитов (HCl, (NH4)2SO4, NaOH, CuSO4) остаются электронейтральными.

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

Наряду с процессом диссоциации (распад элек­тролита на ионы) протекает и обратный процесс — **ассоциация**(соединение ионов). Поэтому в уравне­ниях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:



5. Не все электролиты в одинаковой мере диссо­циируют на ионы.

**Степень диссоциации** зависит от природы элек­тролита и его концентрации. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Реакции ионного обмена

Свойства растворов слабых электролитов об­условлены молекулами и ионами, образовавшими­ся в процессе диссоциации, которые находятся в динамическом равновесии друг с другом.

Запах уксусной кислоты обусловлен наличием молекул CH3COOH, кислый вкус и изменение окра­ски индикаторов связаны с наличием в растворе ионов H+.

Свойства растворов сильных электролитов опре­деляются свойствами ионов, которые образуются при их диссоциации.

Например, общие свойства кислот, такие как кислый вкус, изменение окраски индикаторов и др., обусловлены наличи­ем в их растворах катионов водорода (точнее, ионов оксония H3O+). Общие свойства щелочей, такие как мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов и др. связаны с присутствием в их рас­творах гидроксид-ионов OH—, а свойства солей — с распадом их в растворе на катионы металла (или аммония) и анионы кислотных остатков.

Согласно теории электролитической диссоциа­ции **все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами**. Этим обуслов­лена высокая скорость многих химических реак­ций в растворах электролитов.

Реакции, протекающие между ионами, называ­ют **ионными реакциями**, а уравнения этих реак­ций — **ионными уравнениями**.




Реакции ионного обмена в водных растворах мо­гут протекать:

1. **Необратимо**, до конца.

2. **Обратимо**, то есть протекать одновременно в двух противоположных направлениях. Реакции обмена между сильными электролита­ми в растворах протекают до конца или практи­чески необратимы, когда ионы, соединяясь друг с другом, образуют вещества:

а) нерастворимые;

б) малодиссоциирующие (слабые электролиты);

в) газообразные.

**Приведем несколько примеров молекулярных и сокращенных ионных уравнений:**



Реакция необратима, т. к. один из ее про­дуктов — нерастворимое вещество.



Реакция нейтрализации необратима, т. к. об­разуется малодиссоциирующее вещество — вода.



Реакция необратима, т. к. образуется газ CO2и малодиссоциирующее вещество — вода.

Если среди исходных веществ и среди продуктов реакции имеются слабые электролиты или мало­растворимые вещества, то такие реакции являются обратимыми, т. е. до конца не протекают.

В обратимых реакциях равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ.

Например:



Равновесие смещается в сторону образования более слабого электролита — H2O. Однако до конца такая реакция протекать не будет: в растворе оста­ются недиссоциированные молекулы уксусной кис­лоты и гидроксид-ионы.

Если исходные вещества — сильные электро­литы, которые при взаимодействии не образуют нерастворимых или малодиссоциирующих веществ или газов, то такие реакции не протекают: при сме­шивании растворов образуется смесь ионов.

**Выполненное задание присылать на почту:** **kseniya.voronova87@bk.ru**