

Тема 1.3. Вода, растворы, электролитическая диссоциация.

Цель урока: Сформировать понятия о растворе, растворителе, растворимости, насыщенных и ненасыщенных растворах, электролитической диссоциации, электролит, неэлектролит, реакции ионного обмена. Научить объяснять процесс растворения веществ в воде на основе атомно-молекулярного учения. Дать представления о гидратах.

Задачи урока:

Обучающие: ввести понятия растворов, гидратов, кристаллогидратов, тепловых явлений при растворении; выяснить основные положения физической, химической и современной теории растворов; сформировать понятия «электролиты», «неэлектролиты»; установить зависимость электрической проводимости растворов от вида химической связи и кристаллической структуры вещества; раскрыть сущность электролитической диссоциации; на примере соединений с ионной и ковалентной полярной связями показать механизм э/л диссоциации; дать представление об основных положениях ТЭД, сформировать представление о количественной стороне э/л диссоциации, установить различие между сильными и слабыми электролитами; научить различать вещества-электролиты и вещества-неэлектролиты, составлять уравнения э/л диссоциации веществ; раскрыть причинно-следственную зависимость свойств растворов электролитов от свойств ионов.

Развивающие: развивать умения и навыки мыслительной деятельности (умения обобщать, сравнивать, анализировать), общеучебные умения и навыки (формирование самостоятельной и познавательной деятельности студентов);

развивать умения наблюдать, сопоставлять, делать выводы; развивать умение составлять уравнения электролитической диссоциации веществ, определять электролиты и неэлектролиты, выражать смысл реакций ионными уравнениями, объяснять степень электролитической диссоциации, совершенствовать химический язык.

Воспитывающие: формировать навыки поведения в коллективном и индивидуальном учебном труде; показать вклад русских учёных в химическую науку. Эстетика химического эксперимента; культура и грамотность речи (устной и письменной).

Оборудование и реактивы: химический стакан с водой, CuSO_4 (безводный), стеклянная палочка, прибор для определения электропроводности растворов с лампочкой; растворы хлорида натрия, сахарозы, соляная кислоты, спирта; кристаллические вещества - хлорида натрия, сахарозы; дистиллированная вода, 70%-уксусная кислота, компьютер, мультимедиа проектор, экран, презентация.

Метод обучения: информационно-развивающий (работа с электронной версией учебного материала, работа с тетрадями и таблицей, самостоятельная работа).

Наглядные пособия: таблицы.

Ход урока:

Организационный момент.

Повторение пройденного материала.

Отдельные студенты получают карточки с заданиями (или тест).

Презентация с тестом.

Проверка тетрадей с д/з – сдать после урока выборочно.

Фронтальный опрос:

Что такое смесь. Приведите классификацию смесей.

Охарактеризуйте понятие «дисперсная система». Классификация дисперсных систем.

Изучение нового материала.

Самым распространенным растворителем на нашей планете является вода. Тело среднего человека массой 70 кг содержит примерно 40 кг воды. При этом около 25 кг воды приходится на жидкость внутри клеток, а 15 кг составляет внеклеточная жидкость, в которую входят плазма крови, межклеточная жидкость, спинно-мозговая жидкость, внутриглазная жидкость и жидкое содержимое желудочно-кишечного тракта. У животных и растительных организмов вода составляет обычно более 50%, а в ряде случаев содержание воды достигает 90—95%.

Вследствие своих аномальных свойств вода – уникальный растворитель, прекрасно приспособленный для жизнедеятельности.

Прежде всего вода хорошо растворяет ионные и многие полярные соединения. Такое свойство воды связано в значительной мере с ее высокой диэлектрической проницаемостью (78,5).

Другой многочисленный класс веществ, хорошо растворимых в воде, включает такие полярные органические соединения, как сахара, альдегиды, кетоны, спирты. Их растворимость в воде объясняется склонностью молекул воды к образованию полярных связей с полярными функциональными группами этих веществ, на—пример с гидроксильными группами спиртов и сахаров или с атомом кислорода карбонильной группы альдегидов и кетонов. Ниже приведены примеры водородных связей, важных для растворимости веществ в биологических системах. Вследствие высокой полярности вода вызывает гидролиз веществ.

Так как вода составляет основную часть внутренней среды организма, то она обеспечивает процессы всасывания, передвижения питательных веществ и продуктов обмена в организме.

Необходимо отметить, что вода является конечным продуктом биологического окисления веществ, в частности глюкозы. Образование воды в результате этих процессов сопровождается выделением большого количества энергии — приблизительно 29 кДж/моль.

Важны и другие аномальные свойства воды: высокое поверхностное натяжение, низкая вязкость, высокие температуры плавления и кипения и более высокая плотность в жидком состоянии, чем в твердом.

Для воды характерно наличие ассоциатов групп молекул, соединенных водородными связями.

В зависимости от сродства к воде функциональные группы растворяемых частиц подразделяются на гидрофильные (притягивающие воду), легко сольватируемые водой, гидрофобные (отталкивающие воду) и дифильные.

К гидрофильным группам относятся полярные функциональные группы: гидроксильная —ОН, амино —NH₂, тиольная —SH, карбоксильная —COOH. К гидрофобным — неполярные группы, например углеводородные радикалы: CH₃—(CH₂)_n—, C₆H₅—. К дифильным относят вещества (аминокислоты, белки), молекулы которых содержат как гидрофильные группы (—ОН, —NH₂, —SH, —COOH), так и гидрофобные группы: (CH₃—(CH₂)_n—, —C₆H₅—).

При растворении дифильных веществ происходит изменение структуры воды как результат взаимодействия с гидрофобными группами. Степень упорядочения молекул воды, близко расположенных к гидрофобным группам, увеличивается, и

контакт молекул воды с гидрофобными группами сводится к минимуму. Гидрофобные группы, ассоциируясь, выталкивают молекулы воды из области своего расположения.

Растворение. Растворимость веществ в воде

Растворы играют очень важную роль в природе, науке и технике. Вода, столь широко распространенная в природе, всегда содержит растворенные вещества. В пресной воде рек и озер их мало, в то время как в морской воде содержится около 3.6% растворенных солей.

В первичном океане (во время появления жизни на Земле) массовая доля солей, по предположениям, была низка, около 1 %.

Именно в этом растворе впервые развились живые организмы, и из этого они получили ионы и молекулы, необходимые для их роста и жизни... С течением времени живые организмы ризинались и изменялись. ЧТО позволило им покинуть водную среду и перейти на сушу и затем подняться в воздух. Они приобрели эту способность, сохранив в своих организмах водный раствор в виде жидкостей, содержащих необходимый запас ионов и молекул» — вот так оценивает роль растворов в возникновении и развитии жизни на Земле известный американский химик, лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг. Внутри нас, в каждой вашей клеточке — воспоминание о первичном океане, в котором зародилась жизнь, — водном растворе, обеспечивающем саму жизнь.

В каждом живом организме бесконечно течет по сосудам — артериям, венам и капиллярам — волшебный раствор, составляющий основу крови, массовая доля солей в нем такая же, как в первичном океане. — 0,0%. Сложные физико-химические процессы, происходящие в организмах человека и животных, также протекают в растворах. Усвоение пищи связано с переводом питательных веществ в раствор. Природные водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами. Многие технологические процессы в химической и других отраслях промышленности, например получения соды, удобрений, кислот, металлов, бумаги, протекают в растворах. Изучение свойств растворов занимает очень важное место в современной науке. Так что же такое раствор?

Отличие раствора от других смесей в том, что частицы составных частей распределяются в нем равномерно, и в любом микрообъеме такой смеси состав одинаков.

Поэтому под растворами понимали однородные смеси, состоящие из двух или более однородных частей. Это представление исходило из физической теории растворов.

Сторонники физической теории растворов, которую развивали Вант Гофф, Аррениус и Освальд, считали, что процесс растворения является результатом диффузии, то есть проникновения, растворенного вещества в промежутки между молекулами воды.

В противоположность представлениям физической теории растворов Д. И. Менделеев и сторонники химической теории растворов доказывали, что растворение является результатом химического взаимодействия растворенного вещества с молекулами воды. Поэтому правильнее (точнее) определять раствор как однородную систему, состоящую из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.

В результате химического взаимодействия растворенного вещества с водой образуются соединения гидраты. О химическом взаимодействии говорят такие признаки химических реакций, как тепловые явления при растворении. Например, вспомните, что растворение серной кислоты в воде протекает с выделением такого большого количества теплоты, что раствор может закипеть, а потому льют кислоту в воду (а не наоборот). Растворение других веществ, например хлорида натрия, нитрата аммония, сопровождается поглощением теплоты.

М. В. Ломоносов установил, что растворы замерзают при более низкой температуре, чем растворитель. В 1764 г. он писал: "Морозы соленого рассола не могут в лед превратить удобно, как одолевают пресного".

Гидраты - это непрочные соединения, существующие в растворе. Косвенным доказательством гидратации является существование твердых кристаллогидратов — солей, в состав которых входит вода. Ее в этом случае называют кристаллизационной. Например, к кристаллогидратам относится хорошо известная сачь голубого цвета — медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Безводный сульфат меди (II) — кристаллы белого цвета. Изменение цвета сульфата меди на голубой при растворении его в воде и

существование голубых кристаллов медного купороса является еще одним доказательством гидратной теории Д. И. Менделеева.

В настоящее время принята теория, которая объединяет обе точки зрения, — физико-химическая теория растворов. Ее предсказывал еще в 1906 г. Д. И. Менделеев в своем замечательном учебнике "Основы химии": «Две указанные стороны растворения и гипотезы, до сих пор приложенные к рассмотрению растворов, хотя имеют отчасти различные исходные точки, но без всякого сомнения, по всей вероятности, приведут к общей теории растворов, потому что одни общие законы управляют как физическими, так и химическими явлениями».

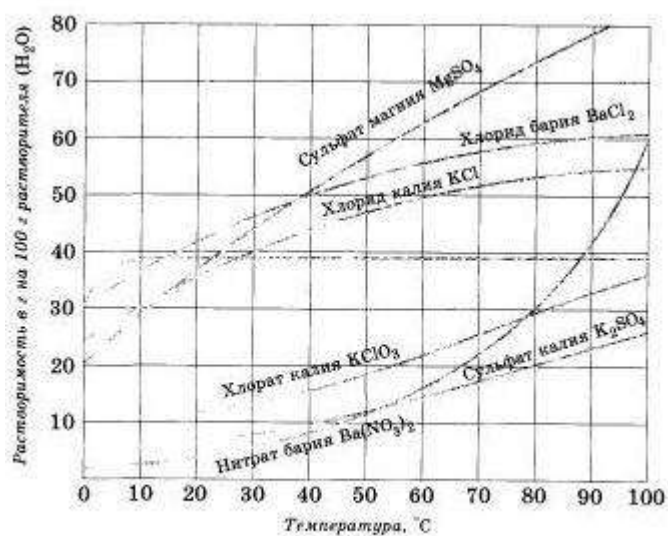


Рис. 39. Растворимость вещества в зависимости от температуры

Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Как правило, растворимость твердых веществ в воде увеличивается с повышением температуры, а растворимость ионов — уменьшается, поэтому волю можно почти полностью освободить от растворенных в ней газов кипячением. Если растворять в воде хлорид калия KCl, применяющийся как удобрение, то при комнатной температуре (20 °C) может раствориться только 34,4 г соли в 100 г воды; сколько бы не перемешивали раствор с остатком нерастворившейся соли, больше соли не растворится — раствор будет насыщен этой солью при данной температуре.

Насыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Если же при этой температуре в 100 г воды растворить хлорида калия меньше, чем 34,4 г, то раствор будет ненасыщенным.

Ненасыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворяемого вещества, чем в его насыщенном растворе.

При охлаждении насыщенного раствора возникает избыток растворенного вещества, если оно не выпадет в осадок, то образуется пересыщенный раствор.

Пересыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Некоторые вещества сравнительно легко дают пересыщенные растворы. К ним относятся, например, кристаллогидраты — глауберова соль и медный купорос.

Пересыщенные растворы готовят так. Приготавливают насыщенный раствор соли при высокой температуре, например при температуре кипения. Избыток соли отфильтровывают, накрывают колбу с горячим фильтратом ватой и осторожно, избегая сотрясений, медленно охлаждают при комнатной температуре. Приготовленный таким образом раствор, предохраняемый от толчков и попадания пыли, может храниться довольно долго. Но стоит только в такой пересыщенный раствор внести стеклянную палочку, на кончике которой имеется несколько крупинок этой соли, как немедленно начнется ее кристаллизация из раствора. Глауберова соль широко используется в качестве сырья на химических заводах. Добывают ее энной в заливе Кара-Богаз-Гол, который сравнительно изолирован от Каспийского моря. Летом из-за высокой скорости испарения воды шип заполняется сильно концентрированным раствором соли. Зимой, в связи с понижением температуры, растворимость ее уменьшается и соль кристаллизуется, что и лежит в основе ее добычи. Летом кристаллы соли растворяются и добыча ее прекращается. При работе с различными веществами важно знать их растворимость в воде. Вещество считается хорошо растворимым, если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 1 г вещества. Если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды, то такое вещество считается малорастворимым. К веществам практически нерастворимым относятся такие, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды.

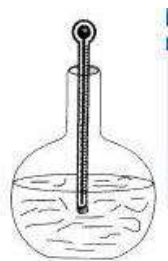


Рис. 40. Мгновенная кристаллизация из пересыщенного раствора

Совершенно нерастворимых веществ в природе не существует. Например, даже атомы серебра и золота чуть-чуть переходят в раствор. Как известно, растворы золота или серебра в воде убивают микробов.

Растворимость некоторых солей в воде при 20 °С

Таблица 9

Название соли	Формула	Растворимость (г/100 г воды)
Хорошо растворимые		
Сульфат меди (II)	CuSO_4	222
Нитрат калия	KNO_3	31,6
Иодид натрия	NaI	179,10
Малорастворимые		
Сульфат серебра	Ag_2SO_4	0,79
Сульфат кальция	CaSO_4	0,20
Иодид свинца (II)	PbI_2	0,07
Практически нерастворимые		
Сульфат бария	BaSO_4	0,0023
Бромид серебра	AgBr	0,0037
Хлорид серебра	AgCl	0,00009
Иодид серебра	AgI	0,000003

Электролитическая диссоциация

В первой половине XIX в. М. Фарвдей ввел понятие об электролитах и неэлектролитах. Электролитами он назвал вещества, водные растворы которых проводят электрический ток) а неэлектролитами — вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток. Для объяснения свойств водных растворов электролитов шведский ученый С. Аррениус (1859—1927) в 1887 г. предложил теорию электролитической диссоциации.

Согласно этой теории, при растворении в воде электролиты распадаются на свободные ионы. Этот процесс назвали электролитической диссоциацией. Растворы веществ тогда становятся проводниками электрического тока, когда они содержат ионы (положительно или отрицательно заряженные частицы), которые в электрическом поле приходят в направленное движение.

Но эта теория не ответила на некоторые вопросы: почему одни вещества являются электролитами, а другие нет? Какую роль в образовании ионов играет растворитель?

Представления о диссоциации электролитов получили развитие в работах русских химиков И. А. Каблукова и В. А. Кистаковского. Они применили к объяснению процесса электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д. И. Менделеева. Как известно, он экспериментально доказал, что при растворении электролитов происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Эти ионы связаны с молекулами воды, то есть являются гидратированными. Гидратированные ионы в растворе находятся в постоянном хаотическом движении. Если же в этот раствор поместить противоположно заряженные электроды, то положительные ионы начнут двигаться к катоду — их назвали катионами, а отрицательные будут двигаться к аноду — и потому их назвали анионами.

Проникнуть в сущность процесса электролитической диссоциации помогло установление природы химической связи.

Вы, очевидно, помните синие кристаллы медного купороса, эту окраску ему придают гидратированные ионы меди. По свойствам ионы отличаются от атомов. Так, атомы натрия образуют простое вещество — металл натрий. Он активно взаимодействует с водой, вытесняя водород, а гидратированные ионы натрия этой способностью не обладают. Атомы хлора объединяются в двухатомные молекулы Cl_2 . Простое вещество хлор Cl_2 имеет желто-зеленую окраску, удушливый запах, а гидратированные ионы хлора бесцветны и не имеют запаха. Молекулы водорода, состоящие из двух атомов H, образуют бесцветный горючий газ, который плохо растворяется в воде, а ионы водорода не горят и существуют в водных растворах в виде иона оксония H_3O^+ , окрашивающего лакмус в красный цвет.

Электролитами могут быть только вещества с ионной и ковалентной полярной связями. Вы знаете такие вещества — это соли, основания, кислоты. Вспомните определения классов этих веществ с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты
С. Аррениус для количественной характеристики электролитической диссоциации ввел понятие степени электролитической диссоциации, обозначаемой греческой буквой α .

Степень электролитической диссоциации — это отношение числа молекул электролита, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул.

$$\alpha = \frac{\text{Число молекул, распавшихся на ионы}}{\text{Общее число растворенных молекул}}$$

Если $\alpha = 0$, то вещество совсем не распадается на ионы, оно является неэлектролитом. К неэлектролитам относятся вещества с ковалентными и малополярными и неполярными связями, такие, как эфиры, углеводороды, кислород, азот и др.

Степень электролитической диссоциации может иметь значение от 0 до 1 (в процентах от 0 до 100%).

Сильные электролиты — это такие электролиты, которые в водных растворах (даже концентрированных) практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов степень диссоциации стремится к 1 (100%). К сильным электролитам относятся почти все соли, неорганические кислоты, щелочи.

Слабые электролиты — это такие электролиты, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы. Их степень диссоциации значительно меньше 1 (100%), в большинстве случаев она стремится к нулю. Но при разбавлении, как вы помните, степень диссоциации увеличивается. К слабым электролитам относятся: многие неорганические кислоты, органические кислоты, основания (за исключением щелочей), гидрат аммиака, некоторые соли.

Константа диссоциации. В растворах слабых электролитов вследствие их неполной диссоциации устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами.

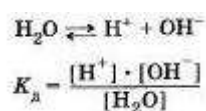
Можно применить к этому равновесию закон действующих масс и записать выражение константы равновесия.

Константу равновесия, характеризующую процесс диссоциации слабого электролита, называют константой диссоциации. Константа диссоциации характеризует способность электролита (кислоты, основания, воды) диссоциировать на ионы. Чем больше константа диссоциации, тем легче электролит распадется на ионы, следовательно, тем он сильнее. Значения констант диссоциации для слабых электролитов приводятся в справочниках. Фтороводородная кислота более сильный электролит, чем уксусная.

Многоосновные кислоты, а также многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

Диссоциация воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов

Вода, как было отмечено ранее, слабый электролит. Без учета гидратации ионов H_2 уравнение диссоциации воды имеет вид:



Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов называют ионным произведением воды.

В разбавленных водных растворах электролитов, как и в воде, произведение концентраций ионов водорода H_2 и гидроксид-ионов OH^- — величина постоянная при определенной температуре. Ионное произведение воды дает возможность вычислить концентрацию гидроксид-ионов OH^- в любом водном растворе, если известна концентрация ионов водорода H и наоборот.

Различают три типа сред: нейтральную, щелочную, кислотную.

Нейтральная — это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Кислотная — это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов:

$$[H^+] > [OH^-], [H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Щелочная — это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов:

$$[H^+] < [OH^-], [H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель рН (пэ-аш), введенный датским химиком Серенсеном.

Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.

Чем рН больше 7, тем больше щелочность раствора. Наглядно зависимость между концентрацией ионов водорода, значением рН с реакцией среды раствора показана на схеме:

