

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН

Ташкентский Государственный Педагогический Университет им.
Низами

Методические рекомендации по использованию электронного
методического пособия «Растворы. Электролитическая
диссоциация» в курсе общей и неорганической химии.

Составитель: Алимова Ф.А.

Ташкент-2008

Выражаю глубокую признательность за оказанную поддержку в создании методического пособия профессору Ш.М. Миркомилу.

Автор.

Аннотация

Информационное обеспечение образовательного процесса представляет систему научной, учебной и методической информации для организации и проведения образовательного процесса. Основой информационного составляющего образовательного процесса является его учебно-методическое обеспечение, включающее в себя учебные программы, учебники, учебные и методические пособия по предмету. На сегодняшний день всё более актуальным становится использование электронного учебно-методического пособия в виде учебников, учебных пособий и специальных компьютерных обучающих программ.

В данном пособии предлагаются разработки 6 лекционных и 5 лабораторных занятий по курсу общей и неорганической химии (рассчитанных на 22 часа), а также вопросы тем, отведённых для самообразования (рассчитанных на 6 часов) с использованием электронного методического пособия «Растворы. Электролитическая диссоциация».

Данное пособие предназначается для профессоров-преподавателей, магистров, бакалавров педагогических и других вузов, студентов академических лицеев и профессиональных колледжей.

Введение

Для успешного использования электронного методического пособия «Растворы. Электролитическая диссоциация» на уроках химии необходимо:

- наличие соответствующего технического оснащения (компьютер, проектор, экран)
- умение преподавателя максимально использовать данное пособие в обучающем процессе
- готовность учителя к работе с пособием (психологическая, техническая и др.).

Знакомство учителя с ним позволит разнообразить методику его работы на занятии. Заимствование отдельных фрагментов и их перенос в традиционный урок, безусловно, поможет сделать занятие более современным как по содержанию, так и по способам работы с учащимися.

В данной работе предлагаются технологические карты, разработки каждого занятия с использованием электронного учебно-методического пособия «Растворы. Электролитическая диссоциация» в курсе общей и неорганической химии.

Технологическая карта № 1

Тема	Растворы и механизм растворения веществ.
Цели, задачи	Объяснить механизм растворения, образование гидратированных ионов с применением компьютерной технологии обучения (опорные слова: системы, процесс растворения, гидратированные ионы, эндо - и экзотермические реакции).
Содержание учебного процесса	Расширить и углубить представления студентов о растворах и процессе растворения, о строении веществ и химических процессах, происходящих в растворах.
Технология проведения занятия	Метод: устно Форма: лекция Средства: с применением компьютера Контроль: устный Оценка: поощрительная, по 5 б. системе
Ожидаемый результат	Преподаватель: изложение темы за установленное время, пробуждение активности и интереса у студентов. Студент: овладение новыми знаниями, навыки работы с компьютером, самоконтроль.
Планы на будущее	Преподаватель: внедрение компьютерных технологий в учебный процесс, работа над собой, повышение педагогического мастерства. Студент: развитие умений самостоятельной работы с информацией, поиск дополнительного материала, изучение его и подведение итогов, соответствующих выводов.

Лекция № 1

Тема: Растворы и механизм растворения веществ.

Цели занятия:

Образовательная: расширить и углубить представления студентов о растворах и процессе растворения, о строении веществ и физико - химических процессах, происходящих в растворах.

Развивающая: продолжить развивать и расширить представления о механизме растворения, совершенствование мыслительных операций сравнения, умение выделять главное в визуальной информации.

Воспитывающая: продолжать воспитывать наблюдательность, внимательность, бережное отношение к окружающей среде, эстетические чувства.

Средства наглядности: компьютер, экран, проектор.

Технология: лекция с применением ТСО (компьютерная технология).

Этапы занятия: I Организационная часть
II Основная часть
III Заключительная часть

Содержание занятия:

План

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

II. Основная часть

1. Общая характеристика растворов. Гидратная теория Д.И.Менделеева.
2. Особенности процесса растворения.
3. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).
4. Показ анимации разрушение кристаллической решётки хлорида натрия, растворения сахара, бромистого водорода в воде.
5. Тепловые явления, сопровождающие растворение.
6. Показ анимации теплового эффекта реакции.

III. Заключительная часть

1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.
2. Задание на дом.

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

1. Что такое растворы? Приведите примеры растворов.
2. Назовите компоненты растворов.
3. Как вы объясните процесс растворения?
4. Какие физические и химические явления протекают при растворении?
5. Перечислите учёных, внёсших вклад в изучение растворов.
6. Значение растворов в повседневной жизни.

II. Основная часть

1. Общая характеристика растворов. Гидратная теория Д.И.Менделеева.

Растворы имеют большое значение в жизни и практической деятельности человека. Так, процессы усвоения пищи человеком и животными связаны с переводом питательных веществ в раствор. Растворами являются все важнейшие физиологические жидкости (кровь, лимфа и др.). Подавляющее большинство химических реакций протекает в растворах, поэтому своевременное и правильное изучение вопросов, связанных с этой темой, является необходимым условием правильного освещения основных вопросов курса химии.

Растворами называются такие системы, в которых одно вещество равномерно распределено в среде другого или других веществ. В общем случае этот термин может относиться к любому агрегатному состоянию системы.

По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкие-растворы солей в воде, кровь, лимфа; газообразные-воздух, смеси газов или твёрдые - многие сплавы металлов, например, никеля и меди, серебра и золота. На данном занятии мы остановимся на изучении свойств и процессов, протекающих в жидких растворах.

В настоящее время установлено, что при растворении многих веществ их молекулы (или ионы) связываются с молекулами растворителя, образуя соединения, называемые сольватами; этот процесс называется сольватацией. В частном случае, когда растворителем является вода, эти соединения называются гидратами, а сам процесс их образования – гидратацией. Предположение о существовании в водных растворах гидратов было высказано и обосновано в 80-х годах XIX века Менделеевым, который считал, что растворение – не только физический, но и химический процесс, что вещества, растворяющиеся в воде, образуют с ней соединения. Об этом свидетельствует, прежде всего, изучение теплот растворения. Подтверждением химизма процесса растворения является и тот факт, что многие вещества выделяются из водных растворов в виде кристаллов, содержащих так называемую кристаллизационную воду, причем на каждую молекулу растворённого вещества приходится определенное число молекул воды. «Это,- писал Менделеев, - даёт повод думать, что и в самих растворах имеются такие же подобные им соединения растворимых тел с растворителем, только в жидком (и отчасти разложенном виде).

Гидраты, как правило, нестойкие соединения, во многих случаях разлагающиеся уже при выпаривании растворов. Но иногда гидраты настолько прочны, что при выделении растворённого вещества из раствора, вода входит в состав его кристаллов. Вещества, в кристаллы которых входят молекулы воды, называются кристаллогидратами, а содержащаяся в них вода - кристаллизационной. Состав кристаллогидратов принято изображать

формулами, показывающими, какое количество кристаллизационной воды содержит кристаллогидрат, кристаллогидрат сульфата меди (медный купорос) изображается формулой $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, глауберова соль $\text{NaSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и другие.

Химическая теория растворов отличается от физической теории, которая рассматривала растворитель как инертную среду и приравнивала растворы к простым механическим смесям. Жидкие растворы занимают промежуточное положение между химическими соединениями постоянного состава и механическими смесями. Как и химические соединения, они однородны и характеризуются тепловыми явлениями, а также часто наблюдающимися расширением и сокращением объёма при смешивании жидкостей. Отличие растворов от химических соединений состоит в том, что состав раствора может изменяться в широких пределах. Кроме того, в свойствах раствора можно обнаружить многие свойства его отдельных компонентов, чего не наблюдается в случае химического соединения. Непостоянство состава растворов приближает их к механическим смесям, но от последних они резко отличаются своей однородностью. Поэтому процесс растворения есть физико-химический процесс, а растворы - физико-химические системы.

2. Особенности процесса растворения.

Процесс растворения в общем случае отнюдь не представляет собой простого распределения молекул или ионов одного вещества среди молекул или ионов другого, но большей частью связан химического и физического характера между ними.

Разрушение кристаллической решётки электролита в воде объясняется тем, что под действием электрических полей, создаваемых его ионами на поверхности, полярные молекулы растворителя дипольно ориентируются около них. При этом в силу диэлектрической природы полярных молекул растворителя значительно ослабляется кулоновское взаимодействие между разноимённо заряженными ионами растворяемого электролита. Вследствие этого молекулы воды притягивают ионы к себе и этим самым ещё в большей степени ослабляют связь между ними. Таким образом, в процессе растворения гидратированные ионы под действием хаотически движущихся частиц в объёме растворителя переходят в раствор, образуя качественно новую однородную систему.

Иначе протекает растворение полярных молекул, например бромистого водорода. Это взаимодействие можно представить в виде следующих стадий: молекулы воды притягиваются к концам полярной молекулы - поляризуют её и приводят к распаду полярной молекулы на ионы гидроксония и гидратированные ионы брома. При этом следует отметить, что процесс гидратации иона водорода имеет более сложный характер. Основная энергия гидратации ионов водорода выделяется при присоединении одной молекулы воды, образуя ионы гидроксония H_3O^+ , H_5O_2^+ , H_7O_3^+ .

Рассмотрим растворение неэлектролита, например, сахара в воде. Попадая в воду, молекулы сахара, находящиеся на поверхности кристаллов сахарного песка, образуют с молекулами воды водородные связи. При этом с одной молекулой сахара связываются несколько молекул воды. Тепловое движение молекул воды заставляет связанные с ними молекулы сахара отрываться от кристалла и переходить в толщу молекул растворителя.

3. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).

Вопросы:

1. Перечислите типы химических связей веществ.
2. Как зависит растворение от типа химической связи?
3. Какие тепловые процессы можно наблюдать при растворении?
4. Почему при растворении некоторых соединений теплота выделяется (или поглощается)?

4. Показ анимации разрушения кристаллической решётки хлорида натрия, растворения сахара, бромистого водорода в воде.

5. Тепловые явления, сопровождающие растворение.

Большинство веществ, находящихся в кристаллическом состоянии, растворяются в жидкостях с поглощением теплоты. Однако при растворении в воде гидроксида натрия, карбоната калия, безводного сульфата меди и многих других веществ, происходит заметное повышение температуры. Количество теплоты, поглощающейся (или выделяющейся) при растворении одного моля вещества, называется теплотой растворения этого вещества. Теплота растворения имеет отрицательное значение, если при растворении теплота поглощается, (такие реакции называются эндотермичными) и положительное – при выделении теплоты (экзотермические реакции). Процесс растворения сопровождается значительным возрастанием энтропии системы, так как в результате равномерного распределения частиц одного вещества в другом резко увеличивается число микросостояний системы. Поэтому, несмотря на эндотермичность растворения большинства кристаллов, изменение энергии Гиббса системы при растворении отрицательно и процесс протекает самопроизвольно. При растворении кристаллов происходит их разрушение, что требует затраты энергии.

Если энергия разрушения кристаллической решётки меньше энергии гидратации растворенного вещества, то растворение идёт с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Так растворение NaOH-экзотермический процесс: на разрушение кристаллической решётки тратится 884 кДж/моль, а при образовании гидратированных ионов Na^+ и OH^- выделяется соответственно 422 и 510 кДж/ моль. Если энергия разрушения кристаллической решётки больше энергии гидратации, то растворение протекает с поглощением теплоты (при приготовлении водного раствора NH_4NO_3 наблюдается понижение температуры).

6. Показ анимации теплового эффекта реакции.

III. Заключительная часть

- 1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.**
- 2. Задание на дом.**

Технологическая карта № 2

Тема	Способы выражения концентрации растворов.
Цели, задачи	Дальнейшее развитие понятий о растворах, о её качественной и количественной характеристике на основе понятия «концентрация раствора» (опорные слова: растворимость веществ, концентрация, виды растворов).
Содержание учебного процесса	Ознакомить с понятием о подвижном равновесии. Глубже и полнее раскрыть содержание других понятий, опирающихся на данное (насыщенные, ненасыщенные пересыщенные растворы).
Технология проведения занятия	Метод: устно Форма: лекция Средства: с применением компьютера Контроль: устный Оценка: поощрительная по 5 б системе
Ожидаемый результат	Преподаватель: пробудить активность, заинтересованность у студентов к овладению новыми знаниями, за установленное время дать как можно больше информации. Студенты: получение новых знаний, навыки самостоятельной работы с информацией и подведение итогов.
Планы на будущее	Преподаватель: работа над собой, внедрение компьютерных технологий в учебный процесс, организация учебного процесса в соответствии с современными требованиями. Студент: самостоятельная работа с учебным материалом и дополнительной литературой.

Лекция № 2.

Тема: Способы выражения концентрации растворов.

Цели занятия:

Образовательная: углубить и расширить представления студентов о растворах, о её качественной и количественной характеристике на основе понятий: «растворимость», «концентрация раствора».

Развивающая: продолжить развивать и расширить понятие о концентрации, полнее раскрыть содержание других понятий, опирающихся на данное.

Воспитывающая: продолжить воспитывать навыки самостоятельной работы, ответственности, аккуратности, внимательности при приготовлении растворов.

Средства наглядности: компьютер, экран, проектор.

Технология: лекция с применением ТСО (компьютерная технология)

Этапы занятия:

- I Организационная часть
- II Основная часть
- III Заключительная часть

Содержание занятия:

План

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

II. Основная часть

1. Понятие «растворимость веществ» и коэффициент растворимости.
2. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).
3. Просмотр анимации, построения графика кривых растворимости солей.
4. Понятие «концентрация раствора» и способы её выражения: (массовая и молярная доли вещества в растворе, молярная концентрация, нормальная концентрация, титр и моляльность раствора).
5. Общие правила приготовления растворов.
6. Просмотр анимации, приготовления растворов различной концентрации.

III. Заключительная часть

1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.
2. Задание на дом.

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

1. Что называется растворимостью вещества?
2. Как влияют следующие факторы на растворимость веществ: степень раздробленности, температура, давление, строение вещества?
3. Что называется концентрацией раствора?

II. Основная часть

1. Понятие «растворимость веществ» и коэффициент растворимости.

Мы говорим «сахар растворяется в воде хорошо» или «мел плохо растворяется в воде». Но можно и количественно оценить способность того или иного вещества к растворению или, другими словами растворимость. Растворимостью называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе.

Первую теорию растворимости сформулировали алхимики «Подобие растворяется в подобном». Растворимость вещества зависит как от его природы, так и от природы растворителя. При растворении вещества, состоящего из полярных молекул или имеющего ионное строение, в жидкости, также составленной из полярных молекул, между молекулярными диполями растворителя и молекулами или кристаллами растворяемого вещества возникают электростатические силы диполь-дипольного или ион-дипольного взаимодействия, способствующие распаду растворяемого вещества на ионы. Поэтому жидкости, состоящие из полярных молекул, проявляют свойства ионизирующих растворителей, т.е. способствуют электролитической диссоциации растворённых в них веществ. Так, хлороводород растворяется и в воде и в бензоле, но его растворы в воде хорошо проводят электрический ток, что свидетельствует о практически полной диссоциации молекул HCl на ионы, тогда как растворы HCl в бензоле не обладают заметной электропроводностью.

Рассмотрим растворение неэлектролитов. Как известно к ним относятся большинство органических соединений. Структура жидкого бензола определяется в основном дисперсионным взаимодействием неполярных молекул и при введении в бензол другого вещества с неполярными молекулами, например гексана, характер взаимодействия между молекулами не меняется. Структуру возникающего раствора, как и взятых жидкостей, обуславливают те же ненаправленные и ненасыщенные дисперсионные силы. Следствие этого - хорошая растворимость гексана в бензоле и бензола в гексане. Если же внести бензол в воду, то разрыв водородных связей (и нарушение структуры воды) не будет компенсирован образованием более прочных связей. В этом причина плохой растворимости бензола в воде. В то же время, спирт, (молекулы которого за счёт OH -групп связаны водородной связью) хорошо растворяется в воде, так как разрыв водородных связей воды (как и спирта) компенсируется образованием более прочных водородных связей между молекулами воды и спирта.

В зависимости от природы веществ возможны следующие случаи: неограниченная растворимость (вода-спирт, жидкие K-Rb и KCl-KBr), ограниченная (частичная) растворимость (вода-эфир, жидкие Pb-Zn , LiCl-KCl), практическое отсутствие растворимости (вода-керосин, жидкие Fe-Ag LiF-CsCl). В последних двух случаях может иметь место расслаивание смешиваемых жидкостей.

Растворимость твёрдых веществ в жидкостях всегда ограничена и изменяется в очень широких пределах. С тепловым эффектом связано согласно принципу Ле Шателье увеличение или уменьшение растворимости с повышением температуры. Так при растворении большинства твёрдых веществ теплота поглощается, растворимость их увеличивается с повышением температуры.

Если в 100 г воды растворяется более 10 г вещества, то такое вещество называют хорошо растворимым. Если растворяется менее 1 г вещества - вещество малорастворимо. Наконец, - вещество считают практически нерастворимым, если в раствор переходит менее 0,01 г вещества. Последние называют также нерастворимыми веществами. Однако следует отметить, что абсолютно нерастворимых веществ нет. Если опустить в воду стеклянную палочку или кусочек золота или серебра, то они в ничтожно малых количествах всё же растворяются в воде. Универсальность воды как растворителя объясняется тем, что вода обладает самой высокой диэлектрической проницаемостью при 20⁰ С она равна 81. Диэлектрическая проницаемость показывает, что энергия взаимодействия между ионами в воде в 81 раз меньше чем в вакууме.

Растворимость, выраженная при помощи массы вещества, которое может раствориться в 100 г воды при данной температуре, называют также коэффициентом растворимости. Если измерять растворимость веществ при разных температурах, то обнаружится, что одни вещества заметно меняют свою растворимость в зависимости от температуры, другие - не очень.

Зависимость между растворимостью и температурой очень удобно изображать графически – в виде кривых растворимости, причём растворимость обычно выражают в граммах растворённого вещества на 100 г растворителя. При этом по оси абсцисс наносят температуру, а по оси ординат – коэффициент растворимости. Пользуясь кривыми растворимости, можно определить растворимость вещества при любой температуре, лежащей в пределах кривой. Это приходится делать при приготовлении насыщенных растворов, например для очистки веществ перекристаллизацией. Различным изменением растворимости веществ с повышением температуры часто пользуются на практике для отделения солей друг от друга.

Растворимость жидкостей в жидкостях различная. Некоторые смешиваются друг с другом в любых соотношениях, другие практически нерастворимы друг в друге. Большинство же жидкостей имеет ограниченную взаимную растворимость. При повышении температуры растворимость жидкостей в одних случаях увеличивается, а в других уменьшается.

Растворимость газов в жидкостях различна. Большая часть газов лучше растворяется в менее полярных растворителях, чем в воде. Растворимость газов в воде уменьшается при нагревании и понижении давления. Если над жидкостью находится смесь газов, то каждый газ растворяется пропорционально своему парциальному давлению.

2. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).

Вопросы:

1. Влияние температуры на растворимость солей.
2. Практическое значение графика кривых растворимости веществ.
3. Перечислите способы выражения концентраций.
4. Что показывает процентная концентрация раствора?
5. Что показывает молярно - объемная концентрация?
6. Что показывает нормальность раствора?
7. Что показывает молярность раствора и молярная доля вещества?
8. Что показывает титр раствора?
9. Укажите общие правила при приготовлении растворов.

3. Просмотр анимации, построения графика кривых растворимости солей.

4. Понятие «концентрация раствора» и способы её выражения: (массовая и молярная доли вещества в растворе, молярная концентрация, нормальная концентрация, титр и молярность раствора).

О каких бы особенностях раствора ни шла речь, первой его характеристикой будет концентрация, потому что именно от концентрации зависит большинство свойств раствора.

Итак, «концентрацией раствора» называется количество растворённого вещества, содержащееся в определённом количестве раствора или растворителя. При растворении кристалла в воде происходит отделение молекул от поверхности твёрдого тела вызываемого, с одной стороны, их собственным колебательным движением, а с другой, - притяжением со стороны молекул растворителя. Этот процесс должен был бы продолжаться до полного растворения любого количества кристаллов, если бы одновременно не происходил обратный процесс-кристаллизация. Перешедшие в раствор молекулы, ударяясь о поверхность ещё нерастворившегося вещества, снова притягиваются к нему и входят в состав его кристаллов. Понятно, что выделение молекул из раствора будет идти тем быстрее, чем выше их концентрация в растворе. А так как последняя по мере растворения вещества увеличивается, то, наконец, наступает такой момент, когда скорость растворения становится равной скорости кристаллизации. Тогда устанавливается динамическое равновесие, при котором в единицу времени столько же молекул растворяется, сколько и выделяется из раствора.

Раствор, находящийся в равновесии с растворяющимся веществом, называется насыщенным раствором.

Раствор, концентрация которого меньше концентрации насыщенного при той же температуре раствора, называют, ненасыщенным.

Раствор называют пересыщенным, если его концентрация больше, чем концентрация насыщенного при той же температуре раствора.

Раствор, содержащий много растворённого вещества, называют концентрированным, а содержащий мало вещества - разбавленным. Количественный состав растворов выражают различными способами. В химической практике наиболее употребительны следующие способы выражения концентраций:

1) числом единиц массы (например, числом граммов) растворённого вещества, содержащемся в 100 единицах массы (например, в 100 граммах) раствора (процентная концентрация по массе). Массовая доля вещества в растворе **W (%)** показывает, сколько процентов масса растворённого вещества составляет от массы раствора.

$$W(\%) = \frac{m_1}{m_2} 100 \quad \text{или} \quad W(\%) = \frac{a}{a + b} 100$$

где **m₁** – масса растворённого вещества, г

m₂ – масса раствора, г

a – масса растворённого вещества, г

b – масса раствора, г

Процентную концентрацию выражают также в массовых долях:

$$W = \frac{m_1}{m_2}$$

2) числом молей растворённого вещества, содержащихся в 1 л раствора. Концентрация, выраженная этим способом, называется мольно-объёмной концентрацией или молярностью и обозначается буквой **М**. Молярную концентрацию **C_м** выражают числом молей растворённого вещества в 1 л раствора. Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворённого вещества, называют одномолярным или молярным и обозначают 1М. Если в 1 литре раствора содержится 0,1 моль растворённого вещества, то его называют децимолярным и обозначают 0,1 М и тд.

$$C_M = \frac{n}{V} \quad \text{где}$$

n – количество растворённого вещества, моль или

$$C_M = \frac{m}{MV},$$

где **m** – его масса, г

M – его молярная масса, г/моль

V – объём раствора, л

3) числом эквивалентов растворённого вещества, содержащихся в одном литре раствора. Концентрация, выраженная этим способом, называется эквивалентной концентрацией или нормальностью и обозначается буквой **Н**. Нормальную концентрацию раствора **C_н** выражают числом эквивалентов (или эквивалентных масс растворённого вещества), содержащихся в 1 л раствора. Раствор, в 1 л которого содержится одна эквивалентная масса растворённого вещества, называют однонормальным или нормальным и обозначают 1Н.

$$C_H = \frac{m}{m_3 \cdot V} \quad \text{или} \quad C_H = \frac{m}{MVЭ}$$

где **m** – масса растворённого вещества, г

m₃ – его эквивалентная масса, г

M – его молярная масса, г/моль

V – объём раствора, л

Э – его эквивалент, моль

4) числом молей растворённого вещества, приходящихся на 1000 г растворителя. Концентрация, выраженная этим способом, называется мольно-массовой или моляльностью и обозначается буквой **m**. Моляльность раствора **C_м** выражают числом молей растворённого вещества, приходящихся на 1000 г растворителя, т.е. количеством вещества **n** на 1000 г растворителя

$$C_{\text{м}} = \frac{n}{m_1} 1000 \quad \text{или} \quad C_{\text{м}} = \frac{n}{m_2 - m_3} 1000 \quad \text{или} \quad C_{\text{м}} = \frac{m_3}{M(m_2 - m_3)} 1000$$

где **m₁** – масса растворителя, г

m₂ – масса раствора, г

m₃ – масса растворённого вещества, г

n – количество вещества растворённого, моль

M – молярная масса растворённого вещества

5) отношением числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ, имеющихся в растворе. Концентрация, выраженная этим способом, называется мольной долей данного вещества и обычно обозначается для растворителя **N₁**, а для растворённых веществ- **N₂**, **N₃** и т.д. В случае раствора одного вещества в другом мольная доля растворённого вещества **N₂** равна:

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2},$$

где **n₁** и **n₂** – числа молей растворителя и растворённого вещества.

6) к объёмному выражению концентрации относится и титр. Титром называется количество вещества в граммах, содержащееся в 1 мл раствора. Обозначается буквой **T**. Зная нормальность раствора, можно очень легко вычислить его титр. Для этого величину нормальности делят на 1000 и полученное число умножают на величину грамм- эквивалента того вещества, по которому требуется знать титр раствора.

$$T = \frac{NЭ}{1000}$$

Для приготовления титрованных растворов берут точную навеску вещества, растворяют её в мерной колбе и разбавляют водой до метки. Зная вес взятого вещества в граммах и объём полученного раствора в мл, вычисляют титр делением веса на объём раствора

$$T = \frac{g}{V}$$

где **g** – вес взятого вещества, г

V – объём раствора, мл

На практике часто осуществляется переход от одного количественного выражения состава раствора к другому. Производить пересчёт от одного количественного выражения состава в другое, можно пользуясь формулами связи этих физических величин между собой.

$$C_M = \frac{10 \cdot p \cdot \omega}{M};$$

$$C_H = \frac{10 \cdot p \cdot \omega}{m_{\text{э}}};$$

$$C_{\text{мл}} = \frac{1000 \cdot \omega}{M(100 - \omega)};$$

где **p** – плотность раствора, г/см³

W – массовая доля вещества в растворе, %

M – молярная масса растворённого вещества, г/моль

M_э – эквивалентная масса растворённого вещества, г

5. Общие правила приготовления растворов.

При приготовлении растворов необходимое количество воды и соли находят путем вычисления для определённой концентрации.

Приготавливая раствор, сухие вещества взвешивают на весах, воду же отмеривают мерным цилиндром (плотность воды равна единице).

Многие химические вещества представляют собой кристаллогидраты например, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и др. При приготовлении растворов таких веществ необходимо учитывать имеющуюся в них кристаллизационную воду.

После того как произведены необходимые вычисления, отвешенное вещество помещают в колбу или стакан и, прилив часть отмеренной воды, взбалтывают или размешивают стеклянной палочкой до полного растворения вещества, затем добавляют остальную воду и хорошо перемешивают. Для ускорения растворения вещество рекомендуется измельчать в фарфоровой ступке. Измельчение необходимо производить до взвешивания, потому что часть вещества при измельчении может теряться. Не рекомендуется измельчать вещества гигроскопические, так как они в измельчённом виде легко поглощают влагу. Поэтому их растворяют, предварительно раздробив только большие куски.

Иногда тонко измельчённое вещество в виде порошка плохо смачивается водой и плавает на её поверхности. В этом случае рекомендуется порошок сначала смочить чистым спиртом (этиловым или метиловым), а затем прилить воду. Спирт можно применять при растворении как органических, так и неорганических веществ, если он не оказывает химического влияния на вещество или на его раствор.

Смолистые вещества, не поддающиеся измельчению в ступке, разрезают ножом на кусочки и затем помещают в растворитель.

Растворимость многих веществ увеличивается с повышением температуры, поэтому для ускорения процесса растворения иногда прибегают к подогреванию на газовой горелке или на электрической плитке (на асбестовой сетке), непрерывно помешивая, так как в противном случае осевшее на дно нерастворившееся вещество вызывает местный перегрев и происходит выброс смеси из сосуда или растрескивание посуды. Если вещество разлагается при нагревании, то повышение температуры при растворении недопустимо.

6. Просмотр анимации, приготовления растворов различной концентрации.

III. Заключительная часть

- 1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.**
- 2. Задание на дом.**

Технологическая карта № 3

Тема	Осмос. Осмотическое давление. Разбавленные растворы.
Цели, задачи	Углубить знания студентов об осмосе, осмотическом давлении, о свойствах разбавленных растворов, подведение итогов по разделу «Растворы» (опорные слова: диффузия, осмос, осмотическое давление, разбавленные растворы).
Содержание учебного процесса	Объяснить понятие осмоса, механизм осмотического давления, значение осмоса в жизнедеятельности живых организмов, вывод уравнения Вант-Гоффа, свойства разбавленных растворов, закон Рауля.
Технология проведения занятия	Метод: устно Форма: лекция Средства: с применением компьютера Контроль: устный опрос Оценка: поощрительная по 5 б системе
Ожидаемый результат	Преподаватель: пробудить активность у студентов, организовать «живой» диалог с учащимися, способствовать лучшему усвоению материала. Студент: овладение новыми знаниями, развитие памяти, самооценка полученных знаний.
Планы на будущее	Преподаватель: внедрение компьютерных технологий в процесс обучения, работа над собой, преподавание темы в соответствии с современными требованиями. Студент: развитие навыков самостоятельной работы с информацией, умение правильно излагать свои мысли, поиск дополнительной информации и работа с ней.

Лекция № 3

Тема: Осмос. Осмотическое давление. Свойства разбавленных растворов.

Цели занятия:

Образовательная: углубить знания студентов об осмосе, осмотическом давлении и его значении в жизнедеятельности организмов, свойства разбавленных растворов, выводы уравнений Вант-Гоффа, закона Рауля, подведение итогов по разделу «Растворы».

Развивающая: продолжить развивать и расширить представления студентов об осмосе и его роль в жизнедеятельности растительных и животных организмов, практическое значение растворов в повседневной жизни

Воспитывающая: продолжить воспитывать внимательность, ответственность, бережное отношение к окружающей среде, эстетические чувства.

Средства наглядности: компьютер, экран, проектор.

Технология: лекция с применением ТСО (компьютерная технология).

Этапы занятия:

- I Организационная часть
- II Основная часть
- III Заключительная часть

Содержание занятия:

План

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

II. Основная часть

1. Осмос, осмотическое давление и его значение для живых организмов.
2. Раздача карточек с вопросами к предстоящему просмотру анимации (или запись до занятия на доске вопросов).
3. Просмотр анимации, механизма осмотического давления на примере осмометра, на молекулярном уровне, вывод уравнения Вант-Гоффа для измерения осмотического давления.
4. Разбавленные растворы и их свойства (повышение температуры кипения раствора, понижение температуры замерзания раствора).

III. Заключительная часть

1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.
2. Задание на дом.

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

1. Что называется системой?
2. Объясните процесс растворения.
3. Что называется диффузией?

II. Основная часть

1. Осмос, осмотическое давление и его значение для живых организмов.

Как уже говорилось, раствор представляет собой гомогенную систему. Частицы растворённого вещества и растворителя находятся в беспорядочном тепловом движении и равномерно распределяются по всему объёму раствора. Если поместить в цилиндр концентрированный раствор, какого либо вещества, например сахара, а поверх него осторожно налить слой более разбавленного раствора сахара, то вначале сахар и вода будут распределены в объёме раствора неравномерно. Однако через некоторое время молекулы сахара и воды вновь равномерно распределятся по всему объёму раствора. Это происходит потому, что молекулы сахара, беспорядочно двигаясь, проникают как из концентрированного раствора в разбавленный, так и в обратном направлении; но при этом в течение любого промежуточного времени из более концентрированного в менее концентрированный переходит больше молекул сахара, чем из разбавленного раствора в концентрированный. Точно такие же молекулы воды движутся в различных направлениях, но при этом из разбавленного раствора, более богатого водой, в концентрированный раствор переходит больше молекул воды, чем за то же время переносится в обратном направлении. Таким образом, возникает направленное перемещение сахара из концентрированного раствора в разбавленный, а воды – из разбавленного раствора в концентрированный; каждое вещество переносится при этом туда, где его концентрация меньше. Такой самопроизвольный процесс перемещения вещества, приводящий к выравниванию его концентрации называется диффузией.

В ходе диффузии некоторая первоначальная упорядоченность в распределении веществ (высокая концентрация вещества в одной части системы и низкая в другой) сменяется полной беспорядочностью их распределения. При этом энтропия системы возрастает. Когда концентрация раствора во всём его объёме выравнивается, энтропия достигает максимума и диффузия прекращается.

В рассмотренном примере частицы растворителя и растворённого вещества диффундируют в противоположных направлениях. Такой случай называется встречной или двусторонней диффузией. Иначе будет обстоять дело, если между двумя растворами поместить перегородку, через которую растворитель может проходить, а растворённое вещество - не может. Такие перегородки называются полупроницаемыми (оболочка бычьего пузыря, плёнка коллодия и др.).

Представим себе два сосуда, расположенных один в другом. При этом дно внутреннего сосуда сделано из материала, сквозь который проходит растворитель, но не может проходить растворённое вещество. Наружный сосуд напомним водой, а во внутренний поместим водный раствор, например сахара. Хотя вода может проникать через такую полупроницаемую перегородку в обе стороны, но скорость её прохождения из наружного сосуда во внутренний будет больше, чем в обратном направлении. Это явление –

самопроизвольный переход растворителя в раствор, отделённый от него полупроницаемой перегородкой, - называется осмосом.

Возьмём сосуд с полупроницаемыми стенками, переходящий в узкую вертикальную трубку (осмометр). Наполним его раствором сахара и погрузим в сосуд с водой. Вследствие осмоса объём раствора будет постепенно увеличиваться, и раствор начнёт заполнять вертикальную трубку. По мере поднятия уровня раствора в трубке будет создаваться избыточное давление водяного столба (гидростатическое давление), измеряемое разностью уровней жидкости и противодействующее проникновению молекул воды в раствор. Когда гидростатическое давление достигнет определённой величины, осмос прекратится – наступит равновесие. Гидростатическое давление станет равным тому давлению, которое служит количественной характеристикой осмоса, - осмотическому давлению раствора.

При измерениях осмотического давления различных растворов было установлено, что величина осмотического давления зависит от концентрации раствора и от его температуры, но не зависит ни от природы растворённого вещества, ни от природы растворителя. В 1886 г. Вант – Гофф показал, что для растворов неэлектролитов невысоких концентраций зависимость осмотического давления от концентрации и температуры раствора выражается уравнением:

$$P = CRT$$

Здесь P – осмотическое давление раствора, Па; C – его молярно-объёмная концентрация (молярность), моль/л; R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К); T – абсолютная температура раствора. Молярность раствора C представляет собой отношение числа молей растворённого вещества n к объёму раствора V (л)

$$C = \frac{n}{V}$$

А число молей вещества равно его массе m , делённой на молярную массу M . Отсюда для молярности раствора получаем:

$$C = \frac{m}{MV}$$

Подставляя это значение C в уравнение Вант – Гоффа, найдём:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Чтобы распространить уравнение на растворы с ненормальным осмотическим давлением, Вант-Гофф ввел в него поправочный коэффициент i (изотонический коэффициент), показывающий, во сколько раз осмотическое давление данного раствора больше «нормального»:

$$P = iCRT$$

Коэффициент i определяется для каждого раствора экспериментально - например, по понижению давления пара, или по понижению температуры замерзания, или по повышению температуры кипения.

Измерение осмотического давления при помощи осмометра не всегда возможно с достаточной точностью, так как не существует мембран, способных задерживать все частицы растворённого вещества. Измеряемое значение осмотического давления для одного и того же раствора будет, следовательно, в какой-то мере зависеть от природы мембраны. Поэтому для измерений осмотического давления часто пользуются косвенными методами, в частности криоскопическим методом, который сводится к измерению понижения температуры замерзания исследуемого раствора. Осмотическое давление возникает лишь на границе между раствором и растворителем (или раствором другой концентрации), если эта граница образована полупроницаемой перегородкой. Раствор, содержащийся в обыкновенном сосуде, не оказывает на его стенки никакого иного давления, кроме обычного гидростатического. Поэтому осмотическое давление надо рассматривать не как свойство растворённого вещества, или растворителя, или самого раствора, а как свойство системы из растворителя и раствора с полупроницаемой перегородкой между ними.

Осмотическое давление играет большую роль в процессах жизнедеятельности животных и растений. Процессы усвоения пищи, обмена веществ и т.д. тесно связаны с различной проницаемостью тканей для воды и тех или иных растворённых веществ. Типичные клетки образованы из протоплазменных мешочков, наполненных водными растворами разных веществ (клеточный сок). Осмотическое давление их на границе с водой обыкновенно лежит в пределах 4-20 атм. Если эти клетки погружены в воду или в раствор меньшей концентрации, чем их содержимое, то вода проникает в клетки, создавая в них гидростатическое давление, называемое тургором. Это давление создаёт прочность и устойчивость живых тканей растений и животных. Осмотическое давление играет роль механизма, подающего клеткам питательные растворы и воду; в высоких деревьях они поднимаются на десятки метров вверх от корней, что отвечает осмотическому давлению в несколько десятков атмосфер.

Если клетка погружена в раствор более концентрированный, чем её содержимое, то вода выходит из протоплазменного мешочка, который при этом сморщивается. Это явление называется плазмолизом. Явлением осмоса объясняется то, что большинство растений не может расти на солончаковых почвах, осмотическое давление которых достигает 12 - 13 атм, в то время как в тканях корневой системы растений оно равняется 2 - 4 атм.

У высших животных осмотическое давление в разных органах и тканях приблизительно одинаково и устойчиво сохраняет величину около 8 атм. Изменение его быстро устраняется регулировочными механизмами: изменением количества и состава выделяемых слюны, мочи и количеством

выдыхаемых водяных паров. Чувство жажды от солёной пищи вызывается потребностью восстановить нормальное осмотическое давление введением воды после того, как оно было повышено солью.

Исследования показали, что осмотическое давление красных кровяных телец многих животных равно осмотическому давлению раствора, содержащего 0,9 % хлорида натрия. Все так называемые «физиологические» растворы имеют осмотическое давление, равное осмотическому давлению раствора, содержащего 0,9 % хлорида натрия. Растворы, имеющие одинаковое осмотическое давление, называются изотоническими.

Если кровяные тельца погружены в раствор с меньшим осмотическим давлением, чем их собственное, то в них проникает вода, растягивает оболочку и частично разрушает её. В результате гемоглобин выступает наружу и окрашивает раствор. Это явление называется гемолизом. Раствор, обладающий большим осмотическим давлением, по сравнению с данным, называется гипертоническим, а меньшим – гипотоническим.

2. Раздача карточек с вопросами к предстоящему просмотру анимации (или запись до занятия на доске вопросов).

Вопросы:

1. Что называется осмосом?
2. Что называется осмотическим давлением?
3. Объясните механизм осмотического давления.
4. Формулировка закона Вант-Гоффа.
5. Приведите формулу для измерения осмотического давления.

3. Просмотр анимации, механизма осмотического давления на примере осмометра, на молекулярном уровне, вывод уравнения Вант-Гоффа для измерения осмотического давления.

4. Разбавленные растворы и их свойства (повышение температуры кипения раствора, понижение температуры замерзания раствора).

Наиболее изученными из жидких растворов являются очень разбавленные растворы, у которых молекулы растворённого вещества разобщены друг от друга большим числом молекул растворителя, и вследствие этого специфические особенности их взаимодействия между собой не проявляются в заметной степени. На свойства разбавленных растворов влияют в основном два фактора: природа растворителя и растворённого вещества и концентрация. Исходя из этого, растворы обладают следующими характерными свойствами: 1) давление пара раствора ниже давления пара растворителя; 2) растворы замерзают при более низкой температуре, чем их растворители; 3) растворы кипят при более высокой температуре, чем их растворители.

Давление насыщенного пара является весьма важным свойством растворов. При данной температуре давление насыщенного пара над каждой жидкостью – величина постоянная. Опыт показывает, что при растворении в

жидкости какого – либо вещества давление насыщенного пара этой жидкости понижается. Таким образом, давление насыщенного пара растворителя над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем при той же температуре. Разность между этими величинами принято называть понижением давления пара над раствором (или понижением давления пара раствора). Отношение величины этого понижения к давлению насыщенного пара над чистым растворителем называется относительным понижением давления пара над раствором. Обозначим давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем через P_0 , а над раствором через P . Тогда относительное понижение давления пара над раствором будет представлять собою дробь:

$$\frac{P_0 - P}{P_0}$$

В 1887 г. французский физик Рауль, изучая растворы различных нелетучих жидкостей и веществ в твёрдом состоянии, установил закон, связывающий понижение давления пара над разбавленными растворами неэлектролитов с концентрацией:

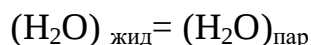
Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворённого вещества.

Математическим выражением закона Рауля является уравнение:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2$$

здесь N_2 – мольная доля растворённого вещества.

Явление понижения давления насыщенного пара над раствором вытекает из принципа Ле Шателье. Представим себе равновесие между жидкостью, например, водой и её паром. Это равновесие, которому отвечает определённое давление насыщенного пара, можно выразить уравнением:



Если теперь растворить в воде некоторое количество, какого – либо вещества, то концентрация молекул воды в жидкости понизится и пойдёт процесс, увеличивающий её, - конденсация пара. Новое равновесие установится при более низком давлении насыщенного пара.

Индивидуальные вещества характеризуются строго определёнными температурами переходов из одного агрегатного состояния в другое (температура кипения, температура плавления или кристаллизации).

Иначе обстоит дело с растворами. Присутствие растворённого вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания растворителя, и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. В большинстве случаев из раствора кристаллизуется (при замерзании) или выкипает (при кипении) только растворитель, вследствие чего концентрация

раствора в ходе его замерзания или кипения возрастает. Таким образом, раствор кристаллизуется и кипит не при определённой температуре, а в некотором температурном интервале. Температуру начала кристаллизации, и начала кипения данного раствора называют его температурой кристаллизации и температурой кипения.

Разность между температурами кипения раствора и чистого растворителя называют повышением температуры кипения раствора ($\Delta t_{\text{кип}}$). Разность между температурами замерзания чистого растворителя и раствора называют понижением температуры замерзания раствора ($\Delta t_{\text{зам}}$). Обозначим температуры кипения и замерзания раствора $t'_{\text{кип}}$ и $t'_{\text{зам}}$, а те же величины для чистого растворителя $t_{\text{кип}}$, $t_{\text{зам}}$, имеем:

$$\Delta t_{\text{кип}} = t'_{\text{кип}} - t_{\text{кип}}$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = t'_{\text{зам}} - t_{\text{зам}}$$

Всякая жидкость начинает кипеть при той температуре, при которой давление её насыщенного пара достигает величины внешнего давления. Например, вода под давлением 101,3 кПа кипит при 100° С, потому что при этой температуре давление водяного пара как раз равно 101,3 кПа. Если же растворить в воде какое – нибудь нелетучее вещество, то давление её пара понизится. Чтобы довести давление пара полученного раствора до 101,3 кПа, нужно нагреть раствор выше 100° С. Отсюда следует, что температура кипения раствора всегда выше температуры кипения чистого растворителя.

Аналогичное явление наблюдается и при понижении температуры замерзания растворов. Понижение температуры замерзания раствора связано с понижением давления пара над раствором по сравнению с чистым растворителем. Всякая жидкость начинает замерзать при той температуре, при которой она будет иметь такое же давление пара, каково оно над её льдом.

Если в воде растворить какое – либо нелетучее вещество, то давление её пара понизится. Чтобы довести давление пара полученного раствора до давления, равного над её льдом надо будет ещё больше охладить раствор. Отсюда следует, что раствор замерзает при более низкой температуре, чем чистый растворитель. С увеличением концентрации раствора температура замерзания понижается.

Изучая замерзание и кипение растворов, Рауль установил, что для разбавленных растворов неэлектролитов повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания пропорциональны концентрации раствора:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E m$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K m$$

здесь **m** – мольно – массовая концентрация (моляльность); **E** и **K** – эбуллиоскопическая и криоскопическая постоянные, зависящие только от природы растворителя, но не зависящие от природы растворённого вещества.

На измерениях температур кипения и замерзания растворов основаны эбуллиоскопический и криоскопический методы определения молекулярных масс веществ. Оба метода широко используются в химии, так как, применяя различные растворители, можно определять молекулярные массы разнообразных веществ.

III. Заключительная часть

- 1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.**
- 2. Задание на дом.**

Технологическая карта № 4

Тема	Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации.
Цели, задачи	Углубить знания студентов о растворах на основе понятия «теория электролитической диссоциации» (опорные слова: электролиты, неэлектролиты, электропроводность растворов электролитов).
Содержание учебного процесса	Объяснить механизм электролитической диссоциации, образование иона гидроксония, электропроводность растворов электролитов.
Технология проведения занятия	Метод: устно Форма: лекция Средства: с применением компьютера Контроль: устный опрос Оценка: поощрительная по 5 б системе
Ожидаемый результат	Преподаватель: пробудить интерес и «живое» участие студентов в процессе занятия, способствовать лучшему усвоению материала. Студент: овладение новыми знаниями, развитие памяти, самооценка полученных знаний.
Планы на будущее	Преподаватель: расширение диапазона лекционных занятий путём внедрения компьютерных технологий в процесс обучения, работа над собой, преподавание темы в соответствие с современными требованиями. Студент: развитие навыков самостоятельной работы с информацией, умение правильно излагать свои мысли, поиск дополнительной информации и работа с ней.

Лекция № 4

Тема: Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации.

Цели занятия:

Образовательная: углубить знания студентов о растворах при рассмотрении электропроводности водных растворов электролитов, а также механизма диссоциации.

Развивающая: продолжить расширять представления студентов о растворах и их познавательную деятельность.

Воспитывающая: продолжить воспитывать внимательность, наблюдательность, эстетические чувства.

Средства наглядности: компьютер, экран, проектор.

Технология: лекция с применением ТСО (компьютерная технология).

Этапы занятия: I Организационная часть

II Основная часть

III Заключительная часть

Содержание занятия:

План

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

II. Основная часть

1. Электролиты и неэлектролиты. Особенности растворов электролитов.
2. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).
3. Просмотр анимации, электропроводности водных растворов электролитов.
4. Теория электролитической диссоциации. Механизм диссоциации.
5. Просмотр анимации механизма электролитической диссоциации электролитов.

III. Заключительная часть

1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.
2. Задание на дом.

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Приведите примеры электролитов и неэлектролитов.
3. Чем обусловлена электропроводность металлов?
4. А электропроводность растворов электролитов?
5. Перечислите основные положения теории электролитической диссоциации.

II. Основная часть

1. Электролиты и неэлектролиты. Особенности растворов электролитов.

Водные растворы солей, кислот и оснований обладают ещё одной особенностью – они проводят электрический ток. При этом безводные твёрдые соли и основания, а также безводные кислоты тока не проводят, почти не проводит тока и чистая вода. Эти изменения заключаются в диссоциации соответствующих веществ на ионы. Вещества, распадающиеся в растворах или расплавах на ионы, называются электролитами. Соли, кислоты и основания относятся к электролитам. Электролиты являются проводниками второго рода. При растворении их в воде образуются гидратированные ионы, благодаря чему и протекает ток. Вещества, которые в тех же условиях на ионы не распадаются и электрический ток не проводят, называются неэлектролитами. К ним относятся большинство органических соединений, а также вещества, в молекулах которых имеются только ковалентные неполярные или малополярные связи.

Электрическая проводимость водных растворов солей, кислот и оснований пропорциональна общей концентрации ионов в растворе, т.е. с повышением концентрации электролита увеличивается электропроводность раствора. Но при значительном возрастании концентрации электропроводность падает. Когда концентрация соли в растворе мала, ионы находятся на достаточно большом расстоянии друг от друга и, естественно, взаимодействуют слабо. Энергия, с которой молекулы воды ударяются об ионы, превышает энергию электростатического взаимодействия. Поэтому ионы в разбавленном растворе движутся независимо друг от друга. С повышением концентрации всё сильнее проявляется межионное взаимодействие, и ионы теряют значительную часть своей свободы. Чем выше концентрация электролита, тем прочнее оболочка ионов противоположного знака, выстраивается около каждого иона в растворе. В итоге ионам труднее двигаться к своему электроду, что ведёт к снижению электропроводности.

2. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).

Вопросы:

1. Какие ионы имеются в растворе при растворении солей?
2. А при растворении кислот и оснований, т.е. полярных молекул?
3. Основные положения теории электролитической диссоциации.

3. Просмотр анимации, электропроводности водных растворов электролитов.

4. Теория электролитической диссоциации. Механизм диссоциации.

На предыдущих занятиях мы познакомились с законами, которым подчиняются разбавленные растворы. Справедливость этих законов подтверждается результатами многих экспериментов. Однако имеются вещества, растворы которых сильно отклоняются от всех рассмотренных законов. К подобным веществам относятся соли, кислоты, щелочи. Для них осмотическое давление, понижение давления пара, изменения температур кипения и замерзания всегда больше, чем это отвечает концентрации раствора. Как указывалось ранее, величина осмотического давления выражается уравнением:

$$P = CRT$$

Чтобы распространить это уравнение на растворы с «ненормальным» осмотическим давлением, Вант-Гофф ввёл в него поправочный коэффициент i (изотонический коэффициент), показывающий во сколько раз осмотическое давление данного раствора больше «нормального»:

$$P = iCRT$$

Коэффициент i определяется для каждого раствора экспериментальным путём – например, по понижению давления пара, или по понижению температуры замерзания, или по повышению температуры кипения. Найденные Вант-Гоффом значения коэффициента i для 0,2 н. растворов солей по понижению их температур замерзания показали, что для различных солей он различен. С разбавлением раствора он растёт, приближаясь к целым числам 2,3,4. Для солей аналогичного состава эти числа одинаковы. Например, для всех солей, образованных одновалентными металлами и одноосновными кислотами, при достаточном разбавлении их растворов коэффициент i приближается к 2, для солей, образованных двухвалентными металлами и одноосновными кислотами, - к 3.

Итак, соли, кислоты и основания, растворяясь в воде, создают значительно большее осмотическое давление, чем эквимолекулярные количества всех остальных веществ. Отметим, что аналогичное явление наблюдается в отношении некоторых газов или веществ, переходящих в газообразное состояние. Естественно было бы предположить, что в растворах, обладающих ненормально высоким осмотическим давлением, молекулы растворённого вещества тоже распадаются на какие-то более мелкие частицы, так что общее число частиц в растворе возрастает. А поскольку осмотическое давление зависит от числа частиц растворённого вещества, находящихся в единице объема раствора, то с увеличением этого числа оно тоже увеличивается.

Для объяснения особенностей водных растворов солей, кислот, оснований шведским учёным Аррениусом (1887) была предложена теория электролитической диссоциации. В дальнейшем эта теория была развита в трудах И.А. Каблукова, В.А. Кистяковского на основе химической теории раствора Д.И. Менделеева.

Основные положения теории электролитической диссоциации:

- 1) при растворении солей, кислот и оснований в воде происходит диссоциация этих веществ с образованием электрически заряженных частиц – катионов (положительно заряженные частицы) и анионов (отрицательно заряженные частицы). К катионам относятся ионы водорода и металлов, к анионам – ионы кислотных остатков и гидроксид-ионы. Как и молекулы растворителя, ионы в растворе находятся в состоянии неупорядоченного теплового движения.
- 2) под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные к аноду.
- 3) диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация).

Однако теория С. Аррениуса рассматривала ионы как свободные, независимые от молекул растворителя частицы. Ей противостояла химическая, или гидратная, теория растворов Менделеева, в основе которой лежало представление о взаимодействии растворённого вещества с растворителем. В преодолении кажущегося противоречия обеих теорий большая заслуга принадлежит русскому учёному И.А. Каблукову, впервые высказавшему предположение о гидратации ионов. Развитие этой идеи привело в дальнейшем к объединению теорий С. Аррениуса и Д.И. Менделеева.

Гидратация представляет собой экзотермический процесс и проявляется в свойствах растворов. Одним из этих свойств является способность многих электролитов при выделении их из растворов связывать некоторое количество воды в виде кристаллизационной. По И.А. Каблукову, в водных растворах всегда преобладают гидратированные ионы, а растворы электролитов представляют собой системы, в которых гидратированные ионы находятся в равновесии с частицами воды. Гидратация ионов препятствует обратному соединению ионов в молекулы; вызывает деформацию оболочек самих ионов (поляризация ионов); уменьшает скорость перемещения ионов в растворе и электропроводность растворов.

Распад электролитов на ионы объясняет отклонения от законов Вант-Гоффа и Рауля, о которых говорилось ранее. Например, хлорид натрия переходит в раствор в виде ионов Na^+ и Cl^- . При этом из одного моля NaCl получается не $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц, а вдвое больше их число. Поэтому и понижение температуры замерзания в растворе NaCl должно быть вдвое больше, чем в растворе неэлектролита той же концентрации.

Таким образом, особенности водных растворов электролитов, противоречащие с первого взгляда законам Вант-Гоффа и Рауля, были объяснены на основе этих же законов.

5. Просмотр анимации механизма электролитической диссоциации электролитов.

III. Заключительная часть

- 1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.**
- 2. Задание на дом.**

Технологическая карта № 5

Тема	Степень диссоциации и теория сильных электролитов.
Цели, задачи	Расширить знания студентов об электролитической диссоциации на основе понятия «степень диссоциации» (опорные слова: активность, «ионная атмосфера», сильные и слабые электролиты).
Содержание учебного процесса	Объяснить понятие «степень диссоциации», зависимость степени диссоциации от концентрации и разделения электролитов на сильных и слабых.
Технология проведения занятия	Метод: устно Форма: лекция Средства: с применением компьютера Контроль: устный опрос Оценка: поощрительная по 5 б. системе
Ожидаемый результат	Преподаватель: пробудить интерес и «живое» участие студентов в процессе занятия, способствовать лучшему усвоению материала. Студент: овладение новыми знаниями, развитие памяти, самооценка полученных знаний.
Планы на будущее	Преподаватель: расширение диапазона лекционных занятий путём внедрения компьютерных технологий в процесс обучения, работа над собой, преподавание темы в соответствии с современными требованиями. Студент: развитие навыков самостоятельной работы с информацией, умение правильно излагать свои мысли, поиск дополнительной информации и работа с ней.

Лекция № 5

Тема: Степень диссоциации и теория сильных электролитов.

Цели занятия:

Образовательная: углубить знания студентов об электролитической диссоциации на основе понятий «степень диссоциации», «сильные и слабые» электролиты.

Развивающая: продолжать расширять представления студентов об электролитической диссоциации; развивать их познавательную деятельность и умение выделять главное в визуальной информации.

Воспитывающая: продолжить воспитывать внимательность, наблюдательность, эстетические чувства, умение обращаться с техникой.

Средства наглядности: компьютер, экран, проектор.

Технология: лекция с применением ТСО (компьютерная технология).

Этапы занятия:

- I Организационная часть
- II Основная часть
- III Заключительная часть

Содержание занятия:

План

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

II. Основная часть

1. Степень диссоциации.
2. Слабые электролиты.
3. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).
4. Просмотр анимации свойств слабых электролитов.
5. Сильные электролиты.
6. Просмотр анимации свойств сильных электролитов.

III. Заключительная часть

1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.
2. Задание на дом.

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

1. Приведите примеры слабых электролитов.
2. Приведите примеры сильных электролитов.

II. Основная часть

1. Степень диссоциации.

Одной из количественных характеристик электролитической диссоциации является степень диссоциации, которая определяется как

отношение диссоциированных частиц к общему числу растворенных частиц. Обычно степень диссоциации обозначают греческой буквой α и выражают в долях единицы или в процентах:

$$\alpha = \frac{N}{N_0} 100$$

где N – число частиц, подвергшихся электролитической диссоциации;

N_0 – число растворенных частиц.

Степень диссоциации зависит от природы растворителя. Чем более полярна молекула растворителя, тем при прочих равных условиях выше степень диссоциации растворённого вещества. Так как электролитическая диссоциация сопровождается тепловым эффектом, то степень диссоциации зависит от температуры, причем влияние температуры можно оценить по принципу Ле Шателье: если электролитическая диссоциация представляет собой эндотермический процесс, то с повышением температуры степень диссоциации растёт, а с понижением температуры уменьшается.

По степени диссоциации электролиты условно подразделяются на сильные ($\alpha \geq 30\%$) и слабые ($\alpha \leq 3\%$).

Сильные электролиты в водных растворах диссоциированы практически нацело. Понятие степени диссоциации к ним по существу не применимо, а отклонение изотонического коэффициента i от целочисленных значений объясняется другими причинами. К сильным электролитам относятся многие минеральные кислоты HNO_3 , HClO_4 , HCN , HBr , HI , основания щелочных и щелочноземельных металлов KOH , NaOH , Ba(OH)_2 , почти все соли.

Слабые электролиты в водных растворах диссоциируют только частично, и в растворе устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. К слабым электролитам относятся некоторые минеральные кислоты H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3 , многие основания металлов (кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов), а также NH_4OH , почти все органические кислоты.

2. Слабые электролиты.

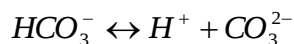
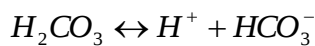
К равновесию, которое устанавливается в растворе слабого электролита между молекулами и ионами, можно применить законы химического равновесия и записать выражение константы равновесия:

$$\text{AB} \leftrightarrow \text{A}^+ + \text{B}^-$$
$$K = \frac{[\text{A}^+][\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$$

Здесь в числителе дроби стоят концентрации ионов – продуктов диссоциации, а в знаменателе – концентрация недиссоциированных молекул. Константа равновесия, отвечающая диссоциации слабого электролита, называется константой диссоциации. Величина K зависит от природы

электролита и растворителя, а также от температуры, но не зависит от концентрации раствора. Она характеризует способность данной кислоты или данного основания распадаться на ионы: чем выше **K**, тем легче электролит диссоциирует.

Многоосновные кислоты, а также основания двух- и более валентных металлов диссоциируют ступенчато. В растворах этих веществ устанавливаются сложные равновесия, в которых участвуют ионы различного заряда. Например, диссоциация угольной кислоты происходит в две ступени:



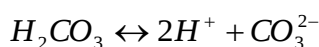
Первое равновесие – диссоциация по первой ступени - характеризующаяся константой диссоциации, обозначается K_1

$$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

а второе-диссоциация по второй ступени - характеризующаяся константой диссоциации K_2

$$K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

суммарному равновесию



отвечает суммарная константа диссоциации **K**. Величины **K**, K_1 и K_2 связаны друг с другом соотношением

$$K = K_1 \cdot K_2$$

Аналогичные соотношения характеризуют и ступенчатую диссоциацию оснований многовалентных металлов. При ступенчатой диссоциации веществ распад по последующей ступени всегда происходит в меньшей степени, чем по предыдущей (по второй меньше, чем по первой и т.д.). Иначе говоря, соблюдается неравенство:

$$K_1 > K_2 > K_3 \dots > K_n$$

Это объясняется тем, что энергия, которую нужно затратить для отрыва иона, минимальна при его отрыве от нейтральной молекулы и становится больше при диссоциации по каждой следующей ступени.

Если обозначить концентрацию электролита, распадающегося на два иона через **C**, а степень его диссоциации в данном растворе через **α** , то концентрация каждого из ионов будет **$C\alpha$** , а концентрация недиссоциированных молекул **$C(1-\alpha)$** . Тогда уравнение константы диссоциации принимает вид:

$$K = \frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} \quad \text{или} \quad K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C$$

Это уравнение выражает закон разбавления Оствальда. Оно даёт возможность вычислять степень диссоциации при различных концентрациях электролита, если известна его константа диссоциации.

Для растворов, в которых диссоциация электролита очень мала, уравнение закона Оствальда упрощается. Поскольку в таких случаях $\alpha \ll 1$, то величиной α в знаменателе правой части уравнения можно пренебречь. При этом уравнение принимает вид:

$$K \cong \alpha^2 C \text{ или } \alpha \cong \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Это уравнение наглядно показывает связь, существующую между концентрацией слабого электролита и степенью его диссоциации: степень диссоциации возрастает при разбавлении раствора.

Полученный вывод вытекает из природы явления диссоциации. Как и всякое химическое равновесие, равновесие в растворе слабого электролита является динамическим, т.е. при его установлении протекают с равными скоростями два процесса: процесс диссоциации и обратный ему процесс образования молекул из ионов. При этом разбавление раствора не препятствует первому из этих – диссоциации. Однако процесс образования молекул из ионов в результате разбавления затрудняется: для образования молекулы должно произойти столкновение ионов, вероятность которого с разбавлением уменьшается.

3. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).

Вопросы:

1. Что называется степенью диссоциации?
2. Что называется константой диссоциации?
3. Что называется кажущейся степенью диссоциации?
4. Что называется активностью иона?

4. Просмотр анимации свойств слабых электролитов.

5. Сильные электролиты.

В водных растворах сильные электролиты обычно полностью диссоциированы. Поэтому число ионов в них больше, чем в растворах слабых электролитов той же концентрации. И если в растворах слабых электролитов концентрация ионов мала, расстояния между ними велики и взаимодействие ионов друг с другом незначительно, то в не очень разбавленных растворах сильных электролитов среднее расстояние между ионами вследствие значительной концентрации сравнительно мало. При этом силы межионного притяжения и отталкивания довольно велики. В таких растворах ионы не вполне свободны, движение их стеснено взаимным притяжением друг другу. Благодаря этому притяжению каждый ион как бы окружён шарообразным роем противоположно заряженных ионов,

получившим название «ионной атмосферы». Современная трактовка теории сильных электролитов была предложена в 1923 г П. Дебаем и Э.Хюккелем.

В отсутствии внешнего электрического поля ионная атмосфера симметрична и силы, действующие на центральный ион, взаимно уравниваются. Если же приложить к раствору постоянное электрическое поле, то разноимённо заряженные ионы будут перемещаться в противоположных направлениях. При этом каждый ион стремится двигаться в одну сторону, а окружающая его ионная атмосфера – в противоположную, вследствие чего направленное перемещение иона замедляется, а следовательно, уменьшается число ионов, проходящих через раствор в единицу времени, т. е. сила тока. Однако падение степени диссоциации объясняется не образованием молекул, а увеличением тормозящего действия ионной атмосферы. В связи с этим, определяемое по электропроводности (или другими методами) значение степени диссоциации сильных электролитов называется кажущейся степенью диссоциации. Аналогично силы межионного притяжения и отталкивания влияют и на величину осмотического давления, которая, несмотря на полную диссоциацию, все же меньше, чем следовало бы ожидать при удвоенном, утроенном и большем числе частиц. Следовательно, все свойства раствора электролита, зависящие от концентрации ионов, проявляются так, как если бы число ионов в растворе было меньше, чем это соответствует полной диссоциации электролита.

Для оценки состояния ионов в растворе пользуются величиной введенной Г.Н. Льюисом, называемой активностью. Под активностью иона понимают ту эффективную, условную концентрацию его, соответственно которой он действует при химических реакциях. Активность иона a равна его концентрации C , умноженной на коэффициент активности f :

$$a = fC$$

Коэффициенты активности различных ионов различны. Кроме того, они изменяются при изменении условий, в частности при изменении концентрации раствора. В концентрированных растворах коэффициент активности обычно меньше единицы, а с разбавлением раствора он приближается к единице. Значение f , меньше единицы, указывает на взаимодействие между ионами, приводящее к их взаимному связыванию. Если же коэффициент активности близок к единице, то это свидетельствует о слабом межионном взаимодействии. Действительно, в очень разбавленных растворах средние расстояния ионов друг от друга настолько велики, что действие межионных сил почти не проявляется.

6. Просмотр анимации свойств сильных электролитов.

III. Заключительная часть

- 1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.**
- 2. Задание на дом.**

Технологическая карта № 6

Тема	Гидролиз солей.
Цели, задачи	Углубить знания студентов о растворах на основе понятия «гидролиз солей» (опорные слова: гидролиз, pH раствора соли, индикаторы).
Содержание учебного процесса	Объяснить явление гидролиза на примерах различных солей, научить определять среду раствора определённой соли, дать понятие об индикаторах, и практическом значении гидролиза в повседневной жизни.
Технология проведения занятия	Метод: устно Форма: лекция Средства: с применением компьютера Контроль: устный опрос Оценка: поощрительная по 5 б системе
Ожидаемый результат	Преподаватель: способствовать доступному и лучшему усвоению материала. Студент: овладение новыми знаниями, развитие памяти, самооценка полученных знаний.
Планы на будущее	Преподаватель: расширение диапазона лекционных занятий путём внедрения компьютерных технологий в процесс обучения, работа над собой, преподавание темы в соответствии с современными требованиями. Студент: развитие навыков самостоятельной работы с информацией, умение правильно излагать свои мысли.

Лекция № 6

Тема: Гидролиз солей.

Цели занятия:

Образовательная: сформировать знания о гидролизе, как особом свойстве солей, доказать влияние соли на направление реакции. Сформировать умение по составу соли прогнозировать реакцию среды.

Развивающая: продолжать развивать умения наблюдать, сравнивать изучаемые явления, выявлять причинно – следственные связи.

Воспитывающая: продолжать воспитывать внимательность, наблюдательность, бережного отношения к природе.

Средства наглядности: таблица растворимости, компьютер, экран, проектор.

Технология: лекция с применением ТСО (компьютерная технология).

Этапы занятия:

- I Организационная часть
- II Основная часть
- III Заключительная часть

Содержание занятия:

План

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

II. Основная часть

1. Понятие о гидролизе и индикаторах.
2. Гидролиз солей образованных сильным основанием и слабой кислотой.
3. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).
4. Просмотр анимации гидролиза солей образованных сильным основанием и слабой кислотой.
5. Гидролиз солей образованных слабым основанием и сильной кислотой.
6. Просмотр анимации гидролиза солей образованных слабым основанием и сильной кислотой
7. Гидролиз солей образованных слабой кислотой и слабым основанием.
8. Просмотр анимации гидролиза солей образованных слабой кислотой и слабым основанием.
9. Ступенчатый гидролиз солей образованных многоосновными кислотами и многокислотными основаниями.

III. Заключительная часть

1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.
2. Задание на дом.

I. Организационная часть

Вступительная беседа (фронтально).

1. Дайте определение электролитам.

2. Дайте определение неэлектролитам.
3. Приведите примеры сильных и слабых электролитов.

II. Основная часть

1. Понятие о гидролизе и индикаторах.

Опыт показывает, что растворы солей имеют щелочную, кислую или нейтральную реакцию, хотя они не содержат ни водородных, ни гидроксильных ионов. Объяснение этому факту следует искать во взаимодействии солей с водой.

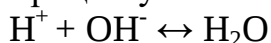
Взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита, называется гидролизом соли.

Для измерения pH среды существуют различные методы. Приблизённо реакцию раствора соли можно определить с помощью специальных реактивов, называемых индикаторами, окраска которых меняется в зависимости от концентрации ионов водорода. Наиболее распространенные индикаторы - метиловый оранжевый, метиловый красный, фенолфталеин, лакмус. В таблице 1 дана характеристика некоторых индикаторов.

Таблица 1

Название индикатора	среда	среда	среда
	кислая	нейтральная	щелочная
метиловый оранжевый	красный (pH<3,1)	оранжевый (3,1< pH<4,4)	желтый (pH >4,4)
метиловый красный	красный (pH<4,2)	оранжевый (4,2< pH<6,3)	желтый (pH >6,3)
фенолфталеин	бесцветный (pH<7,0)	бледно-малиновый (7,0< pH<9,8)	малиновый (pH >9,8)
лакмус	красный (pH<5)	фиолетовый (5< pH<8)	синий (pH >8)

В реакцию гидролиза вступают соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, или слабой кислотой и сильным основанием, или слабым основанием и сильной кислотой. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются; нейтрализация в этом случае сводится к процессу

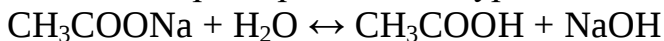


а обратная реакция- диссоциация молекулы воды на ионы - протекает в ничтожно малой степени.

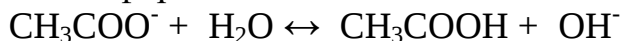
Причина гидролиза заключается не только в участии в реакции слабой кислоты или основания, но и диссоциации самой воды. Сущность гидролиза с этой точки зрения состоит в том, что катион соли (слабое основание) либо её анион (слабая кислота) преимущественно связывает соответственно ионы OH^- или H^+ с образованием слабого электролита (соответственно основания или кислоты).

2. Гидролиз солей образованных сильным основанием и слабой кислотой.

Рассмотрим гидролиз соли, образованный сильным основанием и слабой кислотой. К таким солям относятся CH_3COONa , KCN и др. В частности, гидролиз ацетата натрия протекает по уравнению:



или в сокращенной ионной форме



(слабые электролиты представлены в недиссоциированной форме). Так как образующееся в результате гидролиза основание представляет собой сильный электролит, то концентрация гидроксид - ионов в растворе превалирует и реакция среды щелочная. Таким образом, соль сильного основания и слабой кислоты гидролизуеться с увеличением концентрации гидроксид - ионов в растворе.

3. Раздача карточек с вопросами к предстоящим просмотрам анимации (или запись до занятия на доске вопросов).

Вопросы:

1. Дайте определение гидролиза солей.
2. Какие соли подвергаются гидролизу?
3. Объясните механизм гидролиза.
4. Укажите факторы, влияющие на степень гидролиза.
5. Укажите среду растворов следующих солей: ацетата калия, сульфата алюминия, хлорида цинка, гидросульфата аммония.

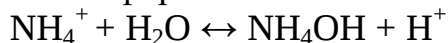
4. Просмотр анимации гидролиза солей образованных сильным основанием и слабой кислотой.

5. Гидролиз солей образованных слабым основанием и сильной кислотой.

Если соль образована слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl , NH_4NO_3 , AlCl_3 и т.п.), в процессе гидролиза главную роль играет катион соли, связывающий гидроксид - ионы воды в слабое основание. При этом в растворе накапливается избыток катионов водорода и реакция среды становится кислой:



или в сокращённой ионной форме

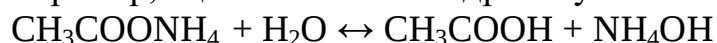


Соль слабого основания и сильной кислоты гидролизуеться с увеличением концентрации ионов водорода в растворе. Из приведённых примеров следует, что реакция среды в результате гидролиза определяется тем продуктом гидролиза, который является сильным электролитом.

6. Просмотр анимации гидролиза солей образованных слабым основанием и сильной кислотой.

7. Гидролиз солей образованных слабой кислотой и слабым основанием.

Сложнее протекает гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием (NH_4CN , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$). При этом в реакции гидролиза участвуют и катион, и анион соли, связывающие соответственно гидроксид - ионы и ионы водорода воды. Поэтому реакция среды в результате гидролиза определяется относительной силой образующихся в результате гидролиза слабой кислоты и слабого основания и, в частности, может быть близка к нейтральной, хотя гидролиз протекает практически полностью. Например, ацетат аммония гидролизует по уравнению



Константы ионизации уксусной кислоты и гидроксида аммония равны $K(\text{CH}_3\text{COOH})=1,76 \cdot 10^{-5}$ и $K(\text{NH}_4\text{OH})=1,79 \cdot 10^{-5}$. Этим и объясняется нейтральная среда при гидролизе ацетата аммония.

8. Просмотр анимации гидролиза солей образованных слабой кислотой и слабым основанием.

9. Ступенчатый гидролиз солей образованных многоосновными кислотами и многокислотными основаниями.

А) гидролиз солей, образованных многоосновными кислотами и однокислотными основаниями

Б) гидролиз солей многокислотных оснований и одноосновных кислот

В) гидролиз солей многоосновных кислот и многокислотных оснований

При гидролизе солей, образованных одноосновными кислотами однокислотными основаниями, единственными продуктами гидролиза будут кислота и основание. Соли многоосновных кислот и многокислотных оснований подвергаются ступенчатому гидролизу и в числе продуктов могут образоваться соответственно кислые и основные соли.

А) При гидролизе солей, образованных многоосновными кислотами и однокислотными основаниями, возможны четыре варианта, аналогичные рассмотренным:

1) соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием гидролизу не подвергаются.

2) соли сильной кислоты и слабого основания гидролизуются ступенчато с образованием кислых солей. Накапливающиеся в растворе ионы водорода препятствуют протеканию второй ступени гидролиза (до свободной кислоты).

3) при гидролизе солей слабых кислот и сильных оснований образуются кислые соли, но в растворе накапливаются свободные гидроксид-ионы. При этом гидролиз также не доходит до конца, так как накопление в растворе гидроксид-ионов препятствует образованию кислоты.

4) гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты протекает практически до конца с образованием в промежуточной стадии кислых солей.

Таким образом, при ступенчатом гидролизе солей многоосновных кислот и однокислотных оснований всегда образуются кислые соли, а полнота гидролиза определяется относительной силой кислоты и основания.

Б) Гидролиз солей многокислотных оснований и одноосновных кислот также протекает ступенчато, но при этом образуются основные соли:

1) соли сильных кислот и сильных оснований практически не гидролизуются. Однако сильных многокислотных оснований сравнительно немного (гидроксиды щелочно-земельных металлов).

2) соли сильной кислоты и слабого основания гидролизуются ступенчато с образованием основных солей. До конца гидролиз не протекает так как, накапливающиеся в растворе ионы водорода препятствуют образованию свободного основания.

3) соли, образованные сильным многокислотным основанием и слабой кислотой также немногочисленны.

4) соли слабой кислоты и слабого основания при гидролизе образуют основные соли, а реакция среды зависит от сравнительной силы кислоты и основания.

В) Гидролиз солей многоосновных кислот и многокислотных оснований также может быть представлен четырьмя вариантами:

1) соли сильных кислот и сильных оснований встречаются сравнительно редко и, как правило, нерастворимы в воде.

2) соли сильной кислоты и слабого основания образуют при гидролизе основные соли и свободную кислоту. При этом гидролиз до конца не протекает.

3) соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием немногочисленны и гидролизуются с образованием кислой соли и свободного основания.

4) соли слабых кислот и слабых оснований полностью гидролизуются в растворе до свободной кислоты и свободного основания. Такие соли в водных растворах существовать не могут.

Воспользовавшись принципом Ле-Шателье, рассмотрим влияние различных факторов на положение гидролитического равновесия. Разбавление раствора соли, что равносильно увеличению концентрации одного из реагентов (воды), усиливает гидролиз. Напротив, гидролиз концентрированных растворов солей протекает в меньшей степени. Повышение температуры влияет на гидролиз главным образом вследствие резкой температурной зависимости степени диссоциации воды. Поэтому при нагревании концентрация ионов H^+ и OH^- в растворе сильно возрастает, что увеличивает вероятность связывания их с образованием малодиссоциированной кислоты или основания, и при высоких температурах гидролиз протекает полнее. При обратимом гидролизе соли сильной кислоты и слабого основания, в результате которого увеличивается кислотность среды, добавление кислоты подавляет гидролиз. Если же в результате

гидролиза образуется свободное сильное основание, то гидролиз можно подавить, вводя в раствор дополнительное количество щелочи.

III. Заключительная часть

- 1. Беседа по вопросам, данным до просмотра анимации.**
- 2. Задание на дом.**

Лабораторное занятие № 1

Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества в растворе.

Массовая доля вещества в растворе W (%) показывает, сколько процентов масса растворённого вещества составляет от массы раствора.

$$W(\%) = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100$$

где m_1 – масса растворённого вещества

m_2 – масса раствора

Для быстрого, но приближенного определения плотности жидкости служит ареометр, который представляет собой поплавков с дробью или ртутью и узким отростком-трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объёмы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а, следовательно, обратно пропорционально их плотности. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости. От плотности раствора можно перейти к его составу, пользуясь специальными таблицами. Если в таблицах нет величины, точно отвечающей сделанному отсчёту на шкале ареометра, а есть близкие величины (немного больше или меньше), то $W(\%)$ вычисляют методом интерполяции (определение промежуточной величины по двум известным крайним).

Цели занятия:

Образовательная: продолжить углубленное усвоение понятия «концентрация раствора», изучить на практике способы приготовления растворов.

Развивающая: продолжить развивать и расширять знания о концентрации раствора, их практическое применение.

Воспитывающая: продолжить развивать навыки самостоятельной работы с химической посудой и реактивами, аккуратности, внимательности, ответственности за полученные результаты.

Реактивы: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, H_2SO_4 , дистиллированная вода.

Приборы и химическая посуда: весы с разновесом, ареометр для жидкостей тяжелее воды, термометр на 100°C , мерная колба ёмкостью 250 мл, мерные цилиндры ёмкостью 50 и 250 мл, цилиндр, стаканы ёмкостью 100 мл и 300 мл, воронка, склянки для сливания растворов, стеклянная палочка.

Этапы занятия: I Организационная часть

II Основная часть

III Заключительная часть

I. Организационная часть

Дать целевую установку, разбить студентов на подгруппы, по 2-3 человека.

Вступительная беседа:

1. Укажите правила приготовления растворов.
2. Что показывает процентная концентрация вещества в растворе?
3. Как приготовить раствор с заданной массовой долей вещества из твёрдого вещества и концентрированной кислоты?

II. Основная часть

1. Раздача карточек с заданиями.
2. Просмотр анимации приготовления растворов с заданной массовой долей вещества в растворе: из твёрдого вещества и из концентрированного раствора кислоты.
3. Самостоятельное выполнение студентами работы.

А) Приготовить 300 г 5% раствора хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (в пересчете на безводную соль).

1) Вычислить, какая масса кристаллогидрата требуется для приготовления 300 г 5% -ного раствора в расчёте на безводную соль.

Решение. Находим массу BaCl_2 в 300 г раствора:

$$m(\text{BaCl}_2) = \frac{5 \cdot 300}{100} = 15 \text{ г.}$$

2) Далее по формуле находим, в какой массе кристаллогидрата содержится 15 г хлорида бария. Молярные массы хлорида бария и кристаллогидрата соответственно равны 208 и 244 г/моль. Отсюда,

$$\frac{208}{15} = \frac{244}{x}; \quad x = 17,5 \text{ г}$$

Отвесить эту массу хлорида бария в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г и растворить в $(300 - 17,5) = 282,5$ г воды.

3) Отмерить мерным цилиндром этот объём воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль. Измерить температуру приготовленного раствора и, если она не равна температуре, которая указана в таблице 1, довести её до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

Б) Приготовить 250 г 10 % раствора кислоты (например, серной кислоты).

1) Определить ареометром плотность раствора серной кислоты. Предположим, что для раствора серной кислоты экспериментально определена плотность $\rho = 1,238 \text{ г/см}^3$.

2) Найти в таблице 2. W (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности. Она равна 32 %.

3) Рассчитать какую массу этого раствора серной кислоты нужно взять для приготовления 250 г 10 % раствора, и затем пересчитать полученную величину навески на объём.

Находим массу H_2SO_4 необходимую для приготовления 250 г 10% раствора:

$$x_1 = 250 \cdot 0,1 = 25 \text{ г (H}_2\text{SO}_4\text{)}$$

далее находим массу 32 %-ного раствора, в котором содержится 25 г H_2SO_4 :

$$x_2 = 25 : 0,32 = 78 \text{ г 32 %-ного раствора}$$

затем находим массу воды, которой необходимо разбавить исходный раствор:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 250 - 78 = 172 \text{ г}$$

от массы концентрированного раствора и воды перейти к их объёмам, используя табличные данные о плотности растворов. Плотность 32 %-ного раствора, найденная по таблице, составляет $1,238 \text{ г/см}^3$. Плотность воды равна 1 г/см^3 . Объём 32 %-ного раствора H_2SO_4

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{78}{1,238} = 63, \quad V = 63 \text{ мл}$$

$$V_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{172}{1} = 172 \quad V(\text{H}_2\text{O}) = 172 \text{ мл}$$

4) Отмерив мерным цилиндром, нужный объём воды (172 мл) влить в стакан.

5) Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объём раствора кислоты и влить его в воду (в случае серной кислоты тонкой струей при перемешивании) и тщательно перемешать раствор.

6) Охладить его до температуры, указанной в таблице 1, перелить в сухой высокий цилиндр и определить плотность ареометром.

7) Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку, наклеить этикетку с указанием концентрации кислоты.

III. Заключительная часть

Запись наблюдений и выводов. Подведение итогов.

Таблица 1.

W (%) и плотность растворов солей (при 20°C)

W (%)	Плотность растворов солей, г/см^3			Процентная концентрация	Плотность растворов солей, г/см^3		
	NaCl	Na_2CO_3	BaCl ₂		NaCl	Na_2CO_3	BaCl ₂
1	1,005	1,009	-	12	1,086	1,124	1,113
2	1,013	1,019	1,016	14	1,101	1,146	1,134
4	1,027	1,040	1,034	16	1,116		1,156
6	1,041	1,061	1,053	18	1,132		1,179
8	1,056	1,082	1,072	20	1,148		1,203
10	1,071	1,103	1,092	22	1,164		1,228

Таблица 2.

W (%) и плотность раствора кислот и щелочей (при 15° С)

W (%)	Плотность раствора, г/см³						
	H₂SO₄	HNO₃	HCl	CH₃COOH	KOH	NaOH	NH₃
4	1,027	1,022	1,019	1,0052	1,033	1,046	0,983
8	1,055	1,044	1,039	1,0113	1,065	1,092	0,967
12	1,083	1,068	1,059	1,0171	1,100	1,137	0,953
16	1,112	1,093	1,079	1,0228	1,137	1,181	0,939
20	1,143	1,119	1,100	1,0284	1,176	1,225	0,926
24	1,174	1,145	1,121	1,0337	1,217	1,268	0,913
28	1,205	1,171	1,142	1,0388	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,0436	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,0481	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,0523	1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,0562	1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,0598	1,511	1,519	
52	1,419	1,328		1,0631	1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,0660	1,616	1,601	
60	1,503	1,373		1,0685		1,643	
64	1,547	1,394		1,0707			
68	1,594	1,412		1,0725			
72	1,640	1,429		1,0740			
76	1,687	1,445		1,0747			
80	1,732	1,460		1,0748			
84	1,776	1,474		1,0742			
88	1,808	1,486		1,0726			
92	1,830	1,496		1,0696			
96	1,840	1,504		1,0644			
100	1,838	1,522		1,0553			

Лабораторное занятие № 2

Приготовление растворов определённой молярной и нормальной концентрации.

Количественный состав растворов можно выразить и другими способами. В химической практике одними из наиболее употребительных способов выражения концентраций являются: молярная и нормальная концентрации.

Концентрация, выраженная числом эквивалентов растворённого вещества, содержащихся в одном литре раствора, называется эквивалентной концентрацией или нормальностью и обозначается буквой **N**.

$$C_N = \frac{m}{m_{\text{э}} \cdot V} \quad \text{или} \quad C_N = \frac{m}{MV_{\text{Э}}}$$

где **m** – масса растворённого вещества, г

m_э – его эквивалентная масса, г

M – его молярная масса, г/моль

Э – его эквивалент, моль

V – объём раствора, л

Концентрация, выраженная числом молей растворённого вещества, содержащихся в 1 л раствора, называется мольно-объёмной концентрацией или молярностью и обозначается буквой **M**.

$$C_M = \frac{n}{V}$$

где **n** – количество растворённого вещества, моль или

$$C_M = \frac{m}{MV},$$

где **m** – его масса, г

M – его молярная масса, г/моль

V – объём раствора, л

Цели занятия:

Образовательная: продолжить углубленное усвоение понятия «концентрация раствора», изучить на практике способы приготовления растворов, а именно молярной и нормальной концентрации.

Развивающая: продолжить развивать и расширить знания студентов о растворах на основе их качественной и количественной характеристике, их практическое применение.

Воспитывающая: продолжить развивать навыки самостоятельной работы с химической посудой и реактивами, аккуратности, внимательности, ответственности за полученные результаты.

Реактивы: (NH₄)₂SO₄, CuSO₄, H₂SO₄, дистиллированная вода.

Приборы и химическая посуда: весы с разновесом, ареометр для жидкостей тяжелее воды, мерные колбы ёмкостью 250 мл, мерные цилиндры ёмкостью 250 мл, стаканы, воронка, стеклянная палочка.

- Этапы занятия:**
- I Организационная часть
 - II Основная часть
 - III Заключительная часть

I. Организационная часть.

Дать целевую установку, разбить студентов на подгруппы, по 2-3 человека.

Вступительная беседа:

1. Что показывает молярность раствора?
2. Что показывает нормальность раствора?
3. Как приготовить растворы выше указанных концентраций?

II. Основная часть

1. Раздача карточек с заданиями.
2. Просмотр анимации приготовления растворов определённой молярной и нормальной концентрации из твёрдого вещества и кислоты.
3. Самостоятельное выполнение студентами работы.

А) Приготовить 250 мл 0,2 М раствора сульфата аммония.

1) Вычислить по формуле, какая масса сульфата аммония требуется для приготовления 250 мл 0,2 М раствора.

Решение. Находим молярную массу сульфата аммония:

$$M(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 132 \text{ г/моль}$$

$$C_{M(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = \frac{m}{MV}; \quad m = C_M \cdot M \cdot V \quad m = 0,2 \cdot 132 \cdot 0,25 = 6,6 \text{ г}$$

Отвесить эту массу сульфата аммония в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

2) Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу ёмкостью 250 мл.

3) Навеску в колбе растворить в малом объёме воды, долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать.

Б) Приготовить 250 мл 0,5 Н раствора CuSO_4 .

1) Вычислить эквивалентную массу сульфата меди.

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}$$

$$\text{Э}(\text{CuSO}_4) = \frac{1}{2} \text{ моль}$$

$$m_{\text{э}}(\text{CuSO}_4) = 160 \cdot \frac{1}{2} = 80 \text{ г}$$

2) Рассчитать по формуле массу сульфата меди, необходимую для приготовления 250 мл 0,5 Н. раствора.

$$C_H = \frac{m}{m_{\text{э}} \cdot V}; \quad m = C_H \cdot m_{\text{э}} \cdot V = 0,5 \cdot 80 \cdot 0,25 = 10 \text{ г}.$$

Отвесить эту массу сульфата меди в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

2) Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу ёмкостью 250 мл.

3) Навеску в колбе растворить в малом объёме воды, долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать.

В) Приготовить 200 мл 2 М раствора серной кислоты.

1) Определить ареометром плотность раствора серной кислоты. Предположим, что для раствора серной кислоты экспериментально определена плотность $\rho = 1,238 \text{ г/см}^3$

2) Найти в таблице 1. W (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности. Она равна 32 %.

3) Рассчитать какую массу этого раствора серной кислоты нужно взять для приготовления 200 мл 2М раствора, и затем пересчитать полученную величину навески на объём.

Находим массу H_2SO_4 необходимую для приготовления 200 мл 2М раствора:

$$C_M = \frac{m}{VM}; \quad m = C_M \cdot V \cdot M = 2 \cdot 98 \cdot 0,2 = 39,2 \text{ г}$$

далее находим массу 32 %-ного раствора, в котором содержится 39,2 г H_2SO_4 :

$$m_2 = 39,2 : 0,32 = 122,5 \text{ г 32 \% -ного раствора}$$

вычисляем объём 32 % раствора, в котором содержится 122,5 г H_2SO_4 :

$$m = V \cdot \rho, \quad V = \frac{m}{\rho} = V(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{122,5}{1,238} = 98,9_{\text{мл}};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 - 98,9 = 101,1 \text{ мл воды}$$

следовательно, 98,9 мл 32% раствора серной кислоты нужно растворить в 101,1 мл воды.

4) Отмерить мерным цилиндром, нужный объём раствора кислоты.

5) Налить в мерную колбу ёмкостью 200 мл около половины её объёма воды и влить в неё тонкой струёй через воронку раствор кислоты, отмеренный мерным цилиндром.

6) Взболтать и охладить его до комнатной температуры.

7) Долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать.

8) Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку, наклеить этикетку с указанием концентрации кислоты.

III. Заключительная часть

Запись наблюдений и выводов. Подведение итогов.

Таблица 1.

W (%) и плотность раствора кислот и щелочей (при 15° С)

W (%)	Плотность раствора, г/см³						
	H₂SO₄	HNO₃	HCl	CH₃COOH	KOH	NaOH	NH₃
4	1,027	1,022	1,019	1,0052	1,033	1,046	0,983
8	1,055	1,044	1,039	1,0113	1,065	1,092	0,967
12	1,083	1,068	1,059	1,0171	1,100	1,137	0,953
16	1,112	1,093	1,079	1,0228	1,137	1,181	0,939
20	1,143	1,119	1,100	1,0284	1,176	1,225	0,926
24	1,174	1,145	1,121	1,0337	1,217	1,268	0,913
28	1,205	1,171	1,142	1,0388	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,0436	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,0481	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,0523	1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,0562	1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,0598	1,511	1,519	
52	1,419	1,328		1,0631	1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,0660	1,616	1,601	
60	1,503	1,373		1,0685		1,643	
64	1,547	1,394		1,0707			
68	1,594	1,412		1,0725			
72	1,640	1,429		1,0740			
76	1,687	1,445		1,0747			
80	1,732	1,460		1,0748			
84	1,776	1,474		1,0742			
88	1,808	1,486		1,0726			
92	1,830	1,496		1,0696			
96	1,840	1,504		1,0644			
100	1,838	1,522		1,0553			

Лабораторная работа №3

Приготовление титрованных и моляльных растворов.

К объёмному выражению концентрации относится и титр. Титром называется количество вещества в граммах, содержащееся в 1 мл раствора. Обозначается буквой **T**.

Зная нормальность раствора, можно очень легко вычислить его титр. Для этого величину нормальности делят на 1000 и полученное число умножают на величину грамм-эквивалента того вещества, по которому требуется знать титр раствора.

$$T = \frac{N \cdot \mathcal{E}}{1000}$$

Для приготовления титрованных растворов берут точную навеску вещества, растворяют её в мерной колбе и разбавляют водой до метки. Зная вес взятого вещества в граммах и объём полученного раствора в мл, вычисляют титр делением веса на объём раствора

$$T = \frac{g}{V}$$

где **g** – вес взятого вещества, г

V – объём раствора, мл

Концентрация, выраженная числом молей растворённого вещества, приходящихся на 1000 г растворителя, называется мольно-массовой или моляльностью и обозначается буквой **m**.

$$C_{\text{мл}} = \frac{n}{m_1} \cdot 1000 \quad \text{или} \quad C_{\text{мл}} = \frac{n}{m_2 - m_3} \cdot 1000 \quad \text{или} \quad C_{\text{мл}} = \frac{m_3}{M(m_2 - m_3)} \cdot 1000$$

где **m₁** – масса растворителя, г

m₂ – масса раствора, г

m₃ – масса растворённого вещества, г

n – количество растворённого вещества, моль

M – молярная масса растворённого вещества

Цели занятия:

Обучающая: рассмотреть и научить на практике способам приготовления титрованных и моляльных растворов.

Развивающая: продолжить развивать и расширять знания о растворах на основе их качественной и количественной характеристике.

Воспитывающая: продолжить воспитывать навыки самостоятельной работы, аккуратность, внимательность, ответственности за проводимые действия.

Реактивы: CuSO₄, Na₂CO₃, дистиллированная вода.

Приборы и химическая посуда: весы с разновесом, мерная колба ёмкостью 250 мл, мерные цилиндры, стаканы, воронка, стеклянная палочка.

- Этапы занятия:**
- I Организационная часть
 - II Основная часть
 - III Заключительная часть

I. Организационная часть.

Дать целевую установку, разбить студентов на подгруппы по 2-3 студента.

Вступительная беседа:

1. Что называется молярностью раствора?
2. Что называется титром раствора?
3. Как приготовить растворы указанных концентраций?

II. Основная часть

1. Раздача карточек с заданиями.
2. Просмотр анимации приготовления молярных и титрованных растворов.
3. Самостоятельное выполнение студентами работы.

А) Приготовить 250 г 0,2 М раствора сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

1) Для приготовления раствора заданной молярности рассчитывают навеску растворяемого вещества и растворителя. Молярная масса сульфата меди равна 250 г/моль. Для приготовления 0,2 М раствора потребуется $(250 \cdot 0,2) = 50$ г сульфата меди на 1000 г воды. Масса раствора тогда равна $(1000 + 50) = 1050$. Массу сульфата меди, необходимую для приготовления 250 г 0,2 М раствора находим из пропорции:

$$m = \frac{1050}{250} = \frac{50}{x} = 11,9\text{г}$$

находим массу воды, в которой нужно растворить 11,9 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 $(250 - 11,9) = 238,1$ г. Объем воды 238,1 мл.

Отвесить найденную массу сульфата меди в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

2) Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем воды.

3) Отвешенное вещество и отмеренную воду смешать до полной прозрачности жидкости.

Б) Приготовление титрованных растворов. Титрованные растворы могут быть получены разными способами. Рассмотрим приготовленные растворы. В этом случае титр раствора Т будет равен навеске, делённой на объем раствора, мл

$$T = \frac{g}{V}$$

Навеску вещества, взятую на аналитических весах, перенести в мерную колбу определённой ёмкости, растворить и довести объем раствора водой до метки.

- 1) Навеску карбоната натрия 0,5544 г растворить в мерной колбе ёмкостью 100 мл.
- 2) Рассчитать титр раствора по формуле:

$$T = \frac{0,5544}{100} = 0,0055 \text{ г/мл}$$

Чтобы перейти к нормальности, достаточно титр раствора умножить на 1000 и разделить на грамм-эквивалент растворённого вещества Э:

$$N = \frac{T \cdot 1000}{\text{Э}}, \text{ т.е.}$$

$$N = \frac{0,0055 \cdot 1000}{53} = 0,1037 \text{ г-экв/л}$$

Описанным способом приготавливают титрованные растворы только тех веществ, которые удовлетворяют определённым требованиям (химически чистые, устойчивые при хранении, состав должен строго соответствовать определённой формуле).

III. Заключительная часть

Запись наблюдений и выводов. Подведение итогов.

Лабораторная работа №4

Тепловые явления, сопровождающие растворение.

Растворение веществ сопровождается тепловым эффектом: выделением или поглощением теплоты - в зависимости от природы вещества. Теплота растворения имеет отрицательное значение, если при растворении теплота поглощается, и положительное – при выделении теплоты. Энергетической характеристикой растворения является теплота образования раствора, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо - и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

- поглощающие тепло процессы - разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;
- выделяющие тепло процессы - образование продуктов взаимодействия растворённого вещества с растворителем (гидраты) и др. Если энергия разрушения кристаллической решётки меньше энергии гидратации растворённого вещества, растворение идёт с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Если энергия разрушения кристаллической решётки больше энергии гидратации растворённого вещества, растворение идёт с поглощением теплоты (наблюдается охлаждение).

Цели занятия:

Обучающая: углубить и расширить знания студентов о тепловых процессах, сопровождающих растворение.

Развивающая: продолжать развивать понятие о растворах и процессе растворения.

Воспитывающая: продолжать воспитывать навыки самостоятельной работы, аккуратности, ответственности.

Реактивы: NaOH (кристалл), NH_4NO_3 (кристалл), дистиллированная вода.

Приборы и химическая посуда: химические стаканы 2 шт., термометр, стеклянная палочка.

Этапы занятия:

- I Организационная часть
- II Основная часть
- III Заключительная часть

I. Организационная часть.

Дать целевую установку, разбить студентов на подгруппы по 2-3 человека.

Вступительная беседа:

1. Как происходит растворение веществ в воде?
2. Какие явления наблюдаются при растворении веществ в воде?
3. Почему при растворении некоторых веществ в воде наблюдается разогревание или охлаждение раствора?

II. Основная часть

1. Раздача карточек с заданиями.
2. Просмотр анимации теплового эффекта реакции.
3. Самостоятельное выполнение студентами работы.

1. Наблюдение разогревания раствора при растворении NaOH в воде.

В стакан приливаем 100 мл дистиллированной воды. Измеряем с помощью термометра температуру воды. Затем при постоянном помешивании добавляем 10 г NaOH. С помощью термометра измеряем температуру полученного раствора. Сравниваем показатели термометра.

При растворении щелочей температура раствора сильно повышается, что хорошо заметно по термометру. Процесс растворения щелочей является экзотермичным.

2. Наблюдение охлаждения раствора при растворении NH_4NO_3 в воде.

В стакан приливаем 100 мл дистиллированной воды. Измеряем с помощью термометра температуру воды. Затем при постоянном помешивании добавляем 10 г NH_4NO_3 . С помощью термометра измеряем температуру полученного раствора. Сравниваем показатели термометра.

В данном случае температура раствора понижается по сравнению с исходной температурой воды в стакане. Процесс растворения нитрата аммония является эндотермичным.

III. Заключительная часть

Запись наблюдений и выводов. Подведение итогов.

Лабораторная работа №5

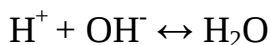
Реакция среды растворов солей при гидролизе.

Процесс взаимодействия ионов растворённой соли с водой, приводящей к образованию слабых электролитов, называется гидролизом соли. В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$, и поэтому растворы большинства солей имеют кислую или щелочную реакцию.

В реакцию гидролиза вступают соли:

1. Образованные слабым основанием и сильной кислотой (растворы этих солей имеют кислую реакцию вследствие возрастания концентрации H^+ ионов).
2. Образованные слабой кислотой и сильным основанием (растворы этих солей имеют щелочную реакцию вследствие возрастания концентрации ионов OH^-).
3. Образованные слабой кислотой и слабым основанием (растворы этих солей в зависимости от соотношения констант диссоциации, образующихся при гидролизе кислоты и основания, могут иметь слабокислую или слабощелочную реакцию, т.е. pH близко к 7).

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются; нейтрализация в этом случае сводится к процессу



а обратная реакция - диссоциация молекулы воды на ионы - протекает в ничтожно малой степени.

Цели занятия:

Обучающая: сформировать умение по составу соли прогнозировать реакцию среды.

Развивающая: продолжать развивать понятие о гидролизе солей.

Воспитывающая: продолжать воспитывать навыки самостоятельной работы, наблюдательности, внимательности.

Реактивы: BaS (2 н.), AlCl_3 (2 н.), NaCl (2 н.), фенолфталеин (спиртовый), универсальная индикаторная бумага.

Приборы и химическая посуда: штатив с пробирками, стеклянная палочка, воронка.

Этапы занятия:

- I Организационная часть
- II Основная часть
- III Заключительная часть

I. Организационная часть

Дать целевую установку, разбить студентов на подгруппы, по 2-3 человека.

Вступительная беседа:

1. Что называется гидролизом соли?
2. Какие соли подвергаются гидролизу?
3. Объясните механизм гидролиза солей

II. Основная часть

1. Раздача карточек с заданиями.
2. Просмотр анимации интерактивной таблицы «Индикаторы».
3. Самостоятельное выполнение студентами работы.

А) Налить в пробирку раствор соли BaS и исследовать реакцию среды раствора, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Аналогично проверить реакцию среды фенолфталеином. Для этого в пробирку с раствором соли добавить 2-3 капли фенолфталеина и отметить цвет окраски раствора.

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза соли.

Б) Налить в пробирку раствор соли AlCl_3 и исследовать реакцию среды раствора, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Для проверки реакции среды фенолфталеином в пробирку с раствором соли добавить 2-3 капли фенолфталеина и отметить цвет окраски раствора.

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза соли.

В) Налить в пробирку раствор соли NaCl и исследовать реакцию среды раствора, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Аналогичным образом проверить реакцию среды соли фенолфталеином.

Объяснить наблюдаемые явления.

Отметить результаты испытаний растворов солей на индикаторы и сравнить с интерактивной таблицей «Индикаторы».

III. Заключительная часть

Запись наблюдений и выводов. Подведение итогов.

Вопросы тем, отведенных на самообразование.

Тема: Теории кислот и оснований.

1. Теория кислот и оснований Р. Бойля, А.Л. Лавуазье, Берцеллиуса.
2. Теория кислот и оснований С. Аррениуса.
3. Теория сольвосистем.
4. Химическая теория кислот и оснований.
5. Протолитическая теория кислот и оснований.
6. Электронная теория кислот и оснований.
7. Теория апротоновых кислот М. И. Усановича.
8. Амфотерные гидроксиды.

Тема: Электролитическая диссоциация воды, рН растворов, ионные реакции.

1. Электролитическая диссоциация воды.
2. Водородный показатель и методы измерения рН растворов.
3. Реакции, протекающие в растворах электролитов.
4. Произведение растворимости.
5. Смещение ионных равновесий.

Литература

1. Национальная программа по подготовке кадров.
2. Зиямухамедов Б., Зиямухамедова С. Новая педагогическая технология. –Т.: «Абу Али ибн Сино», 2002. – 118 с.
3. Алимова Ф.А. Растворы. Электролитическая диссоциация. Электронное методическое пособие по курсу общей и неорганической химии. Т.: ТГПУ им. Низами – 2008. с.20.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Учеб. пособие для ВУЗов. – Л.: Химия, 1986. – 704 с.
5. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. Учебник для студентов Вузов. – М.: Высшая школа, 2004. – 527 с.
6. Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорганическая химия: Учебник для Вузов. – М.: Дрофа, 2005. – 592 с.
7. Гольдфарб Я.Л., Ходаков Ю.В., Додонов Ю.Б. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Просвещение, 1988. – 192 с.
8. Бабич Л.В., Балезин С.А., Гликина Ф.А., Зак Э. Г., Родионова В.И. Практикум по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1991. – 320 с.
9. Коростелев П.П. Приготовление растворов для химико-аналитических работ. – Наука, 1964. – 386 с.
10. Крестов Г.А. Термодинамика ионных процессов в растворах. – Л.: Химия, 1984. – 272 с.
11. Скрышевский А.Ф. Структурный анализ жидкостей. – М.: Высшая школа, 1971. – 256 с.
12. Эткинс П. Молекулы. – М.: Мир, 1981. – 216 с.
13. Райхардт К. Растворители и эффекты среды в органической химии. – М.: Мир, 1991. – 763 с.
14. Киреев В.А. Курс физической химии. – М.: Химия, 1975. – 776 с.
15. Балезин С.А., Ерофеев Б.В., Подобаев Н.И. Основы физической и коллоидной химии. Учеб. пособие для ВУЗов. – М.: Просвещение, 1975. – 398 с.
16. Фёдорова Е.Н. Методика изучения растворов в средней школе. – М.: Акад. пед. наук, 1957. – 23 с.
17. Архангельский С.И. Лекции по теории обучения в высшей школе.– М.: Высшая школа, 1974. – 384 с.
18. Архангельский С.И. Учебный процесс в высшей школе, его закономерные основы и выводы. Учеб.- метод. пособие. – М.: Высшая школа, 1980 – 368 с.
19. Кирюшкин Д.М., Полосин В.С. Методика обучения химии. Учеб. пособие для ВУЗов. – М.: Просвещение, 1970. – 470 с.
20. Макареня А.А., Обухов В.Л. Методология химии. Пособие для учителя. – М.: Просвещение, 1985. – 160 с.
21. Дрижун И.Л. Технические средства обучения в химии: Учеб. пособие для Вузов. – М.: Высшая школа, 1989. – 175 с.
22. Прессман Л.П. Методика применения технических средств обучения: экран.– звуковые средства. – М.: Просвещение, 1988. – 191 с.

23. Роберт И.В. Современные информационные технологии в образовании. М.: Школа-Пресс, 1994. – 49 с.
24. Ишмухамедов Р.Ж. Инновацион технологиялар ёрдамида таълим самарадорлигини ошириш йуллари. Т. – 2004. – 45 с.