

Министерство здравоохранения Республики Беларусь
Учреждение образования
«Гомельский государственный медицинский университет»

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

А.И. Макаренко, к.б.н, доцент кафедры;

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;

М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;

Ж.Н. Громько, старший преподаватель кафедры.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для проведения лабораторного занятия
по учебной дисциплине «Медицинская химия»
для студентов

I курса медико-диагностического факультета,
обучающихся по специальности 7-07-0911-04 «Медико-диагностическое дело»

Тема 3: Элементы теории растворов сильных и слабых электролитов

Время: 3 часа

Утверждены на заседании кафедры
общей и биоорганической химии
(протокол № 9 от 31.08.2024)

УЧЕБНЫЕ И ВОСПИТАТЕЛЬНЫЕ ЦЕЛИ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

Учебная цель:

– формирование базовой профессиональной компетенции для применения знаний о химических и физико-химических основах процессов жизнедеятельности организма человека и методах исследования биологических жидкостей, растворов лекарственных веществ при решении диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности; познакомить студентов с основными положениями теории электролитической диссоциации С. Аррениуса (ТЭД), учением о сильных и слабых электролитах, ролью электролитов в организме человека, а также с закономерностями протекания ионных процессов в водных растворах.

Воспитательная цель:

– создание условий для формирования следующих мировоззренческих идей: обусловленность развития химической науки потребностями производства, жизни, быта, уровнем здоровья населения; истинность научных знаний и законов природы;

– развить свой ценностно-личностный, духовный потенциал;

– сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;

– осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности;

– научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии.

Задачи:

В результате проведения учебного занятия студент должен

знать:

– основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса;

– особенности диссоциации сильных, слабых и амфотерных электролитов;

– понятие о степени диссоциации электролита, константах кислотности и основности;

– закономерности протекания ионных реакций в водных растворах;

– правила работы и технику безопасности в химической лаборатории.

уметь:

– составлять уравнения электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов;

– сравнивать силу кислот и оснований, используя константы кислотности и основности;

– составлять молекулярные и молекулярно-ионные уравнения обменных реакций в растворе;

– доказывать амфотерность гидроксидов с помощью соответствующих уравнений химических реакций;

– рассчитывать степень диссоциации слабых кислот и оснований;

– ориентироваться в информационном потоке, находить необходимые факты, справочные данные, библиографию по проблеме.

владеть:

– навыками составления уравнений реакций ионного обмена и проведения соответствующих расчетов с участием электролитов.

Мотивация для усвоения темы:

В современной медицине специфика подготовки врачей по специальности 7-07-0911-04 «Медико-диагностическое дело» используется широкий спектр различных диагностических методов. Одним из распространенных методов диагностики является анализ биологических жидкостей и тканей, которые содержат много электролитов, то есть веществ, способных в водной среде диссоциировать на ионы: NaCl, KCl, HCl, CaCl₂, NaH₂PO₄, NaHCO₃ и др. Электролиты выполняют многие жизненно важные функции в организме человека: создают постоянное осмотическое давление биологических жидкостей и обуславливают активный транспорт воды; влияют на растворимость белков, аминокислот и других биологически активных соединений, играют определяющую роль в поддержании кислотно-щелочного гомеостаза организма. Нарушение обмена электролитов ведет к патологии и может вызвать гибель организма.

МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Элементы теории растворов сильных и слабых электролитов».
2. Учебные таблицы:
 - а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
 - б) таблица растворимости кислот, оснований и солей.
3. Справочник физико-химических величин, изучаемых в курсе медицинской химии.
4. Химические реактивы и оборудование, необходимые для проведения лабораторной работы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ИЗ СМЕЖНЫХ ДИСЦИПЛИН

Полученные знания, умения и навыки относительно теории растворов сильных и слабых электролитов потребуются студентам при изучении курсов нормальной и патологической физиологии, аналитической химии, биохимии и фармакологии, как основа для анализа биологических жидкостей и тканей.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ [1-12]

1. Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД) С. Аррениуса.
2. Элементы теории слабых электролитов. Закон разведения Оствальда. Константы кислотности и основности.
3. Элементы теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная сила растворов. Активность ионов, коэффициент активности.
4. Обменные реакции в водном растворе. Молекулярно-ионные уравнения обменных реакций.
5. Роль электролитов в жизнедеятельности организма.

ХОД ЗАНЯТИЯ

Теоретическая часть

1. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ (ТЭД) С. АРРЕНИУСА.

Электролиты – это вещества, способные в растворах и расплавах диссоциировать на ионы. К ним относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи (соли, кислоты, основания, вода).

Неэлектролиты – это вещества, растворы или расплавы которых электрический ток не проводят. К ним относятся простые и сложные вещества с малополярными или неполярными ковалентными связями.

Самопроизвольный распад электролитов на ионы, протекающий под воздействием растворителя, называется **электролитической диссоциацией**, теория которой была создана шведским ученым С. Аррениусом в период 1884-1887 гг.

Основные положения теории С. Аррениуса:

1. В растворах электролитов происходит самопроизвольный распад (диссоциация) молекул на ионы, в результате чего раствор становится электропроводным.

Степень диссоциации электролита (α) рассчитывается по формуле:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

где n – число молекул, распавшихся на ионы; N – общее число молекул растворенного вещества в растворе.

2. В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые. Однако это деление условно, так как одно и то же вещество в зависимости от природы растворителя может быть как сильным, так и слабым электролитом, например:

NaCl в H₂O – сильный электролит,
NaCl в C₂H₅OH – слабый электролит.

3. Одноосновные кислоты и однокислотные основания диссоциируют одноступенчато; многоосновные кислоты и многокислотные основания – многоступенчато. Преимущественно диссоциация протекает по первой ступени. Амфотерные электролиты (амфолиты) диссоциируют одновременно и по кислотному, и по основному типу. К ним относятся некоторые гидроксиды металлов: Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Pb(OH)₂, Be(OH)₂, а также H₂O.

Процесс электролитической диссоциации протекает одновременно с процессом растворения веществ, и поэтому в растворах все ионы находятся в гидратированном состоянии (окружены оболочками из молекул H₂O).

В ионных соединениях в узлах их кристаллической решетки имеются уже готовые ионы, и в процессе растворения таких веществ диполям растворителя (воды) остается только разрушить эту ионную решетку (рис. 1).

Вещества, образованные ковалентными полярными связями, переходят в раствор в виде отдельных молекул, которые, как и молекулы HCl, представляют собой диполи, например:



В данном случае диполи H₂O, ориентируясь соответствующим образом вокруг растворенной молекулы электролита, вызывают поляризацию ковалентной связи, а затем и ее окончательный гетеролитический разрыв как показано на рисунке 3.2.

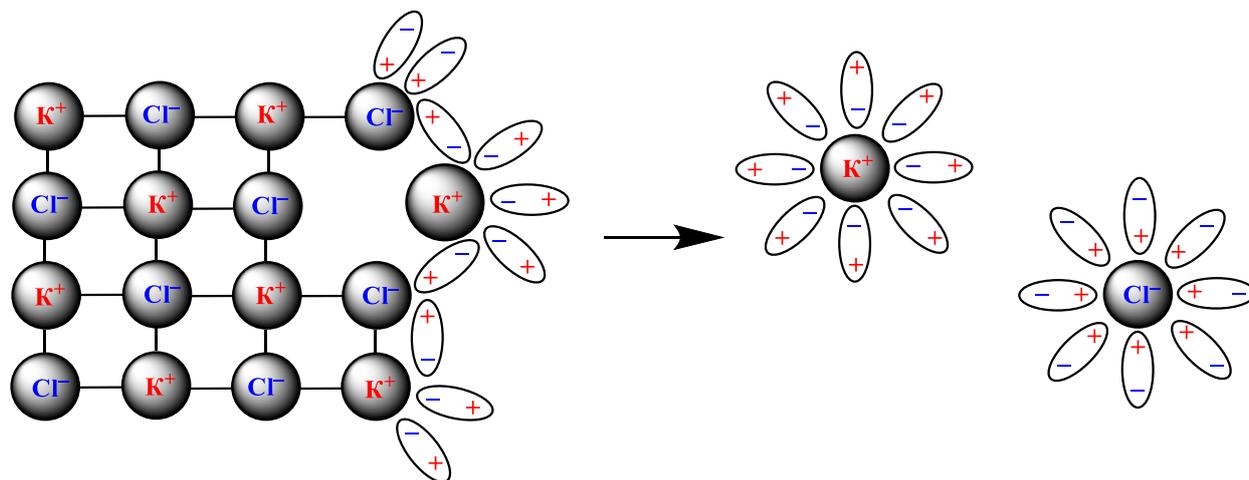


Рисунок 1 – Схема электролитической диссоциации KCl в растворе соединения с ионной кристаллической решеткой

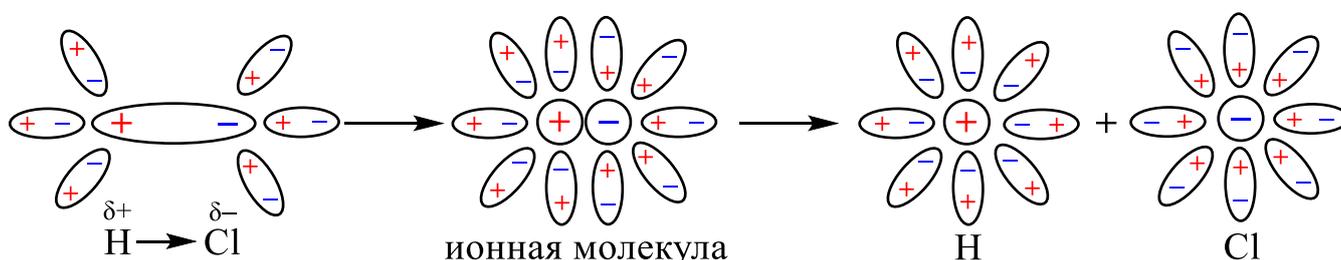


Рисунок 2 – Схема электролитической диссоциации в растворе полярной молекулы HCl

2. ЭЛЕМЕНТЫ ТЕОРИИ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ЗАКОН РАЗВЕДЕНИЯ ОСТВАЛЬДА. КОНСТАНТЫ КИСЛОТНОСТИ И ОСНОВНОСТИ.

Слабые электролиты – это ковалентные полярные соединения, обратимо (частично) диссоциирующие в водных растворах. К ним относятся:

- 1) почти все органические и многие неорганические кислоты: HNO₂, HCN, HF, HClO, HClO₂, H₂S, H₂SO₃, H₂SiO₃, H₂CO₃, H₃PO₄, CH₃COOH и др;
- 2) труднорастворимые в воде основания, а также NH₄OH;
- 3) некоторые соли HgCl₂, Fe(CNS)₃, Fe(CH₃COO)₃ и др.;
- 4) вода.

В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между молекулами веществ и их ионами:



Данные равновесия описываются с помощью констант равновесия, называемых константами диссоциации ($K_{\text{дис}}$). Согласно закону действующих масс:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Kat}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{KatAn}]}$$

Частными случаями констант диссоциации являются:

1) константа кислотности K_a ;

2) константы основности K_b .

Константа кислотности (K_a) описывает диссоциацию слабых кислот.

Кислоты – это электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием ионов водорода H^+ :



В соответствии с законом действующих масс:

$$K_a(\text{HAn}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{HAn}]}$$

Например, для уксусной кислоты, диссоциирующей по уравнению:



Выражение для константы кислотности записывается так:

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа основности (K_b) описывает диссоциацию слабых оснований.

Основания – это электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием гидроксид-ионов OH^- :



В соответствии с законом действующих масс:

$$K_b(\text{KatOH}) = \frac{[\text{Kat}^+][\text{OH}^-]}{[\text{KatOH}]}$$

Например, для аммоний гидроксида, диссоциирующего по уравнению:



Выражение для константы основности записывается так:

$$K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Чем больше K_a и K_b , тем сильнее диссоциируют кислоты и основания в водных растворах.

Слабые электролиты подчиняются **ЗАКОНУ РАЗБАВЛЕНИЯ ОСТВАЛЬДА:** при разбавлении раствора электролита водой степень электролитической диссоциации увеличивается.

Ниже приведено математическое выражение данного закона:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot C(X)$$

если $\alpha \ll 1$, то

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C(X)}}$$

где α – степень диссоциации электролита; $C(X)$ – молярная концентрация электролита, моль/л.

3. ЭЛЕМЕНТЫ ТЕОРИИ СИЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ДЕБАЯ-ХЮККЕЛЯ. ИОННАЯ СИЛА РАСТВОРОВ. АКТИВНОСТЬ ИОНОВ, КОЭФФИЦИЕНТ АКТИВНОСТИ.

Сильные электролиты – это называются соединения с ионным или ковалентным полярным типом связи, необратимо (полностью) диссоциирующие в водных растворах.

К сильным электролитам относят:

1) некоторые неорганические кислоты: HCl, HBr, HI, HCl, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄ и металл содержащие кислоты (HMnO₄, H₂CrO₄);

2) щелочи – гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ и др.;

3) большинство солей.

Диссоциацию сильного электролита можно представить схемой:



Из-за высокой концентрации ионов в растворе сильного электролита создается собственное электромагнитное поле, интенсивность которого определяется величиной **ионной силы раствора (I)**. Понятие было введено в теорию электролитов Льюисом в 1921 г. Ее рассчитывают, как полусумму произведений молярных концентраций ионов в растворе на квадрат их заряда:

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2 = \frac{1}{2} (C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 + \dots + C_i \cdot Z_i^2) \text{ моль/л}$$

где C_i – молярная концентрация каждого иона, моль/л; Z_i – заряд каждого иона.

Теория растворов сильных электролитов разработана в 1923 г. П. Дебаем и С. Хюккелем.

1) в водных растворах сильные электролиты полностью распадаются на ионы, то есть степень диссоциации $\alpha = 1$ или 100%. Ионы взаимодействуют с полярными молекулами воды и образуются гидратные оболочки (рисунок 3).

2) в растворе сильного электролита вокруг каждого иона создается «ионная атмосфера» (рисунок 4), состоящая из ионов противоположного знака. Во внешнем электрическом поле ион и его атмосфера приобретают разнонаправленное движение, вследствие чего происходит электрофоретическое торможение ионов и уменьшение электропроводности раствора. Из-за уменьшения электропроводности, вызванной взаимным торможением ионов, создается впечатление, что концентрация ионов в растворе меньше, чем истинная. Эта «кажущаяся» концентрация называется **активностью иона (a)**.

Активность иона (a) – условная эффективная концентрация, в соответствии с которой ион реально проявляет себя в химических реакциях, при переносе электрических зарядов.

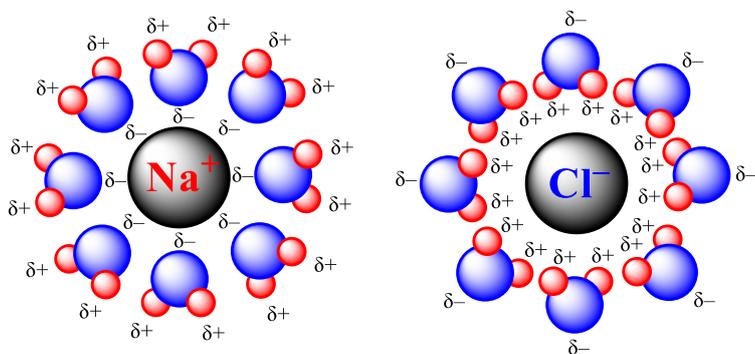


Рисунок 3 – Гидратация ионов

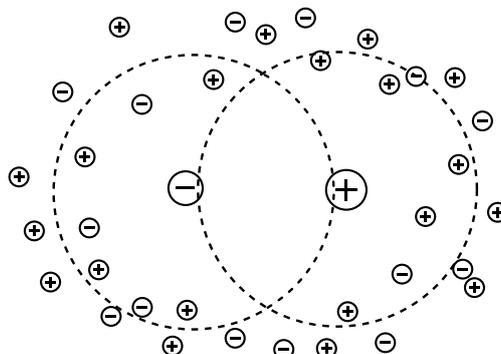


Рисунок 4 – Модель ионной атмосферы

Активность ионов рассчитывается по формуле:

$$a = \gamma \cdot C(X) \text{ моль/л}$$

где γ – коэффициент активности иона, характеризующий отклонение физических свойств растворов от идеальных свойств ($\gamma < 1$); $C(X)$ – молярная концентрация вещества X , моль/л.

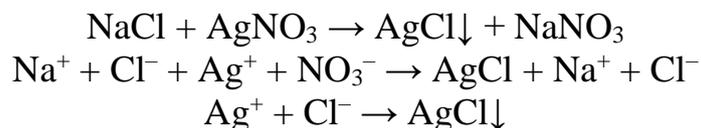
В растворах сильных электролитов ионы проявляют свои свойства не в соответствии с их концентрацией, а в соответствии с их активностью.

4. ОБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ. МОЛЕКУЛЯРНО-ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ ОБМЕННЫХ РЕАКЦИЙ.

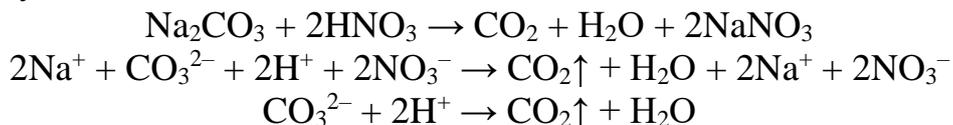
Реакции, в результате которых два сложных вещества, обмениваются своими составными частями, называются **реакциями обмена**.

Реакции ионного обмена протекают до конца, если:

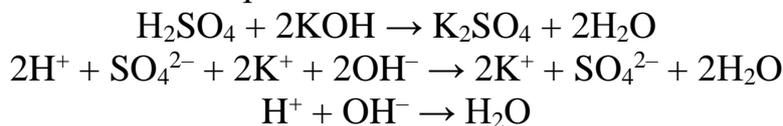
1) образуется осадок:



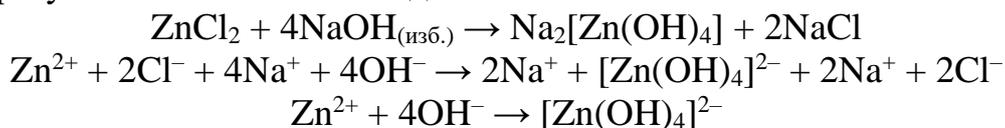
2) образуется газ:



3) образуется слабый электролит:



4) образуется комплексное соединение:



Ионно-молекулярные уравнения помогают понять особенности протекания реакций между электролитами. В ионных уравнениях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде молекул.

5. РОЛЬ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В ЖИЗНЕДЕЯТЕЛЬНОСТИ ОРГАНИЗМА.

Электролиты играют важную роль в жизнедеятельности организма. Содержание катионов и анионов в плазме крови составляет около 154 ммоль/л. К важнейшим катионам относятся Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , а к важнейшим анионам – Cl^- , HCO_3^- , SO_4^{2-} , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , а также макроанионы белков.

Ионная сила биологических жидкостей (систем) содержит много разных ионов электролитов, которые влияют не только на химическую активность ионов, но и на биологическую функцию белков, аминокислот и т.д., но и влияют на распределение молекул воды в органах, тканях и межклеточной жидкости. **Ионная сила плазмы крови составляет ~ 0,15 моль/л.** Ионная сила изотонического раствора NaCl (0,9%) также равна 0,15. Таким образом, при проведении биохимических исследований, выполнении опытов на изолированных органах и тканях необходимо использовать не только изотонические растворы, но и растворы с одинаковой ионной силой.

Постоянство концентраций электролитов в биологических жидкостях (водно-электролитный баланс) обеспечивает гомеостаз физиологических и биохимических процессов, происходящих в организме. Если во время болезни или в результате применения мочегонных препаратов происходит избыточное выделение мочи, то вместе с водой организм теряет и соли. Уменьшение концентрации ионов в плазме крови приводит к падению осмотического давления. В результате обезвоживания объем внутриклеточного пространства уменьшается из-за потери воды, концентрация электролитов в тканях увеличивается, и в результате осмотическое давление повышается.

Нарушения водно-электролитного баланса приводят к избытку или недостатку воды и (или) электролитов. Различают нарушение баланса (несоответствие между поступлением и выведением из организма воды и солей) и нарушение распределения между внеклеточным и внутриклеточным пространством. В разбавленных растворах

наблюдается солевой эффект – увеличение растворимости веществ в присутствии электролитов. В концентрированных растворах имеет место эффект высаливания – уменьшение растворимости веществ в присутствии электролитов.

Каждый ион выполняет свои особые функции и, кроме того, существуют общие функции электролитов в организме:

- 1) удерживают воду в виде гидратов;
- 2) создают осмотическое давление биологических жидкостей; существование перепадов осмотического давления является причиной активного транспорта воды;
- 3) влияют на растворимость газов, а также белков, аминокислот и других органических соединений;
- 4) влияют на биоэлектрические потенциалы;
- 5) принимают участие в системе свертывания крови.

В природе главные процессы происходят в водных растворах электролитов и неэлектролитов. Для всех живых систем (растений, микроорганизмов, животных и человека) жизнь зарождается и продолжается в водной среде.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Пример 1. Рассчитайте степень диссоциации и концентрацию гидроксид ионов в растворе аммоний гидроксида с молярной концентрацией 0,45 моль/л.

Решение:

- 1) NH_4OH слабый электролит. Его диссоциацию можно записать как:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Так как $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$,

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} \quad K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

- 2) Концентрацию ионов рассчитываем по формуле:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Константу основности для гидроксида аммония возьмем из таблицы (Константы основности некоторых электролитов). $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- 3) Подставим значения в формулу:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,45} = 2,85 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

- 4) Для расчета степени диссоциации воспользуемся законом разбавления

Оствальда: $\alpha \approx \sqrt{\frac{K_b}{c}}$. Отсюда: $\alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,45}} = 6,32 \cdot 10^{-3}$.

Ответ: $\alpha = 6,32 \cdot 10^{-3}$; $[\text{OH}^-] = 2,85 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Пример 2. Рассчитайте ионную силу раствора MgCl_2 , если молярная концентрация эквивалента соли в растворе равна 0,2 моль/л. Какова активность ионов магния и хлора в данном растворе?

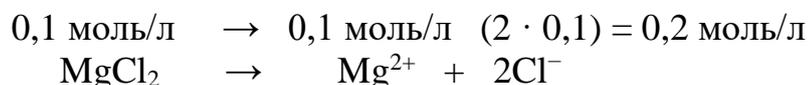
Решение:

1) Для расчета ионной силы необходимо знать молярные концентрации ионов, поэтому переведем молярную концентрацию эквивалента вещества $MgCl_2$ в молярную концентрацию по формуле:

$$C(X) = C(1/z X) \cdot f_3(X); \text{ где } f_3(MgCl_2) = 1/2 \text{ или } 0,5.$$

$$C(MgCl_2) = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ моль/л.}$$

2) Запишем уравнение диссоциации соли и рассчитаем концентрацию каждого иона в растворе:



3) Ионная сила раствора рассчитывается по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2 = \frac{1}{2} (C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 + \dots + C_n \cdot Z_n^2) \text{ моль/л}$$

Подставим рассчитанные значения концентраций для ионов в формулу; при этом следует помнить, что заряд иона магния (+2), а иона хлора (-1).

$$I(MgCl_2) = \frac{1}{2} [0,1 \cdot (+2)^2 + 0,2 \cdot (-1)^2] = \frac{1}{2} [0,4 + 0,2] = \frac{1}{2} \cdot 0,6 = 0,3 \text{ моль/л}$$

4) Используя таблицу (коэффициенты активности γ ионов в водных растворах), найдем коэффициент активности для каждого иона:

$$\gamma(Mg^{2+}) = 0,34; \gamma(Cl^-) = 0,62$$

Рассчитаем активность каждого иона по формуле:

$$a = \gamma \cdot C(X)$$

$$a(Mg^{2+}) = 0,34 \cdot 0,1 = 0,034 \text{ моль/л}; a(Cl^-) = 0,62 \cdot 0,2 = 0,124 \text{ моль/л}$$

Ответ: $I(MgCl_2) = 0,3$ моль/л; $a(Mg^{2+}) = 0,034$ моль/л; $a(Cl^-) = 0,124$ моль/л.

Пример 3. В качестве кровезаменителя применяется раствор Гемодез следующего состава: поливинилпирролидон низкомолекулярный 6,0 г, натрий хлорид 0,55 г, калий хлорид 0,042 г, кальций хлорид 0,05 г, магний хлорид 0,0005 г, натрий гидрокарбонат 0,023 г, вода для инъекций до 100 мл. Вычислите ионную силу этого раствора и активность ионов натрия.

Решение:

1) Рассчитаем молярные концентрации электролитов по формуле:

$$C(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V}$$

Поливинилпирролидон низкомолекулярный не является электролитом, поэтому не оказывает влияния на ионную силу раствора.

$$C(NaCl) = \frac{0,55}{58,5 \cdot 0,1} = 0,094 \text{ моль/л}; C(KCl) = \frac{0,042}{74,5 \cdot 0,1} = 0,000564 \text{ моль/л}$$

$$C(CaCl_2) = \frac{0,05}{111 \cdot 0,1} = 0,0045 \text{ моль/л}; C(MgCl_2) = \frac{0,0005}{95 \cdot 0,1} = 0,0000526 \text{ моль/л}$$

$$C(NaHCO_3) = \frac{0,023}{84 \cdot 0,1} = 0,00274 \text{ моль/л}$$

2) Ионная сила раствора рассчитывается по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2 = \frac{1}{2} (C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 + \dots + C_n \cdot Z_n^2) \text{ моль/л}$$

Подставим рассчитанные значения концентраций ионов в формулу.

$$I(\text{p-ра}) = \frac{1}{2} [0,094 \cdot (+1)^2 + 0,094 \cdot (-1)^2 + 0,000564 \cdot (+1)^2 + 0,000564 \cdot (-1)^2 + 0,0045 \cdot (+2)^2 + 0,009 \cdot (-1)^2 + 0,0000526 \cdot (+2)^2 + 0,0001052 \cdot (-1)^2 + 0,00274 \cdot (+1)^2 + 0,00274 \cdot (-1)^2] = \frac{1}{2} \cdot 0,22192 = 0,111 \text{ моль/л}$$

3) Суммарная концентрация ионов натрия равна:

$$C(\text{Na}^+) = C(\text{NaCl}) + C(\text{NaHCO}_3) = 0,094 + 0,00274 = 0,09674 \text{ моль/л}$$

4) По значению ионной силы найдем значение коэффициента активности. Используя таблицу (коэффициенты активности γ ионов в водных растворах), а затем вычислим активность ионов натрия по формуле:

$$a = \gamma \cdot C(X); \gamma(\text{Na}^+) = 0,753 \text{ (справочные данные);}$$

$$a(\text{Na}^+) = 0,753 \cdot 0,09674 = 0,0728 \text{ моль/л}$$

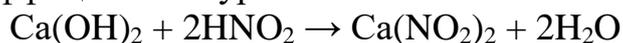
Ответ: $I(\text{раствора}) = 0,111 \text{ моль/л}; a(\text{Na}^+) = 0,0728 \text{ моль/л}.$

Пример 4. Расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций и приведите эти уравнения в полной и сокращенной ионных формах:



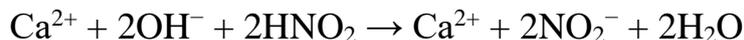
Решение:

1) Расставим коэффициенты в уравнении:

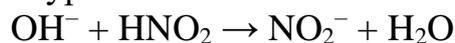


Для составления ионных уравнений вспомним, что только сильные электролиты записываются в ионной форме, а слабые электролиты и неэлектролиты записываются в ионных уравнениях в виде молекул.

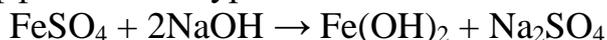
В предложенном уравнении сильными электролитами является щелочь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и соль $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, их формулы записываются в ионной форме. Вода и азотистая кислота являются слабыми электролитами, поэтому их формулы будут записаны в молекулярном виде:



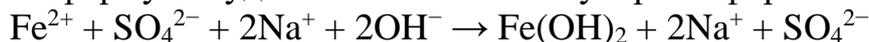
Теперь одинаковые ионы в правой и левой частях ионного уравнения сократим. Запишем сокращенное ионное уравнение:



б) Расставим коэффициенты в уравнении:



В данном уравнении сильными электролитами является щелочь NaOH и соли FeSO_4 и Na_2SO_4 . Так как все они растворимы в воде, то их формулы записываются в ионной форме. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – это труднорастворимое вещество, являющееся слабым электролитом; его формула будет записана в молекулярной форме:



Одинаковые ионы в правой и левой частях ионного уравнения сократим и запишем сокращенное ионное уравнение:



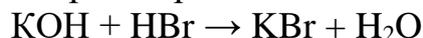
Пример 5. Составьте уравнения в молекулярном виде для следующих сокращенных ионных уравнений:



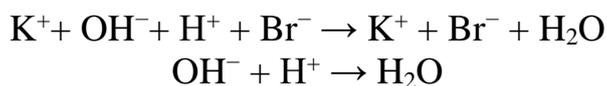
Решение:



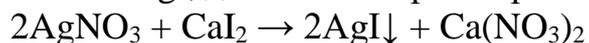
Согласно приведенному ионному уравнению видно, что в реакцию вступило два сильных электролита: ион H^+ говорит о том, что это была сильная кислота, OH^- это ион, образованный щелочью при диссоциации. Поэтому напишем реакцию нейтрализации между сильной кислотой и щелочью, при этом следует помнить, что образующаяся соль должна быть растворимой в воде:



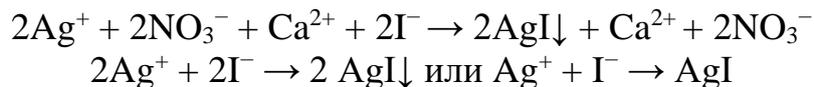
Проверим составленное уравнение, для этого приведем полное и сокращенное ионные уравнения:



Из сокращенного ионного уравнения следует, что в реакцию вступило два сильных электролита, и образовался осадок AgI . Сильным электролитом, образующим при диссоциации ионы Ag^+ , может быть растворимая в воде соль серебра. Веществом, образующим ионы I^- , может быть кислота HI (сильный электролит) или растворимая соль. Возьмем две растворимые в воде соли, при этом следует помнить, что вторая соль, образующаяся в реакции помимо AgI , должна быть растворимой в воде:



Проверим составленное уравнение, для чего приведем полное и сокращенное ионные уравнения:



Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы

« ____ » _____ 20 ____ г.

УЧЕБНО-ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ

ТЕМА № 3. ЭЛЕМЕНТЫ ТЕОРИИ РАСТВОРОВ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Лабораторная работа № 1

Электролитическая диссоциация кислот и оснований

ОПЫТ 1. Сравнение окраски кислотно-основных индикаторов в кислой и щелочной среде.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: штативы с пробирками, универсальная индикаторная бумага (кислотно-основные индикаторы), растворы хлороводородной кислоты и натрий гидроксида, дистиллированная вода.

МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ОПЫТА: налейте в три пробирки по 4-5 капель дистиллированной воды. Внесите в одну пробирку 1-2 капли раствора хлороводородной кислоты, а в другую – такое же количество раствора натрий гидроксида. Третья пробирка остается контрольной. Добавьте по 4 капли раствора кислотно-основного индикатора в каждую пробирку. Отметьте изменение окраски по сравнению с контрольной пробиркой.

Аналогично проведите опыты по испытанию других индикаторов. Наблюдения занесите в таблицу 1.

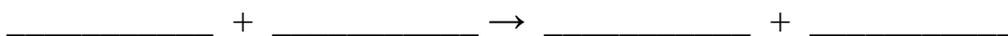
Таблица 1 – Окраска индикаторов в различных средах

Индикатор	Цвет индикатора		
	Нейтральная среда	Кислая среда	Щелочная среда

Запишите уравнения диссоциации хлороводородной кислоты и натрий гидроксида в водном растворе:



Вывод: ионы _____ определяют кислую, а ионы _____ щелочную реакцию среды в полученном растворе.



Объясните полученный результат: _____

2) Составьте уравнения реакции в молекулярном виде, полной и сокращенной ионной форме:



Объясните полученный результат и определите запах образовавшегося вещества:

Сделайте вывод о направлении протекания обменных процессов в водных растворах: _____

Лабораторная работа № 3 **Кисотно-основная двойственность амфотерных гидроксидов**

ОПЫТ 1. Получение амфотерных гидроксидов и изучение их свойств.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: штативы с пробирками, растворы цинк сульфата, натрий гидроксида и хлороводородной кислоты, дистиллированная вода.

МЕТОДИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ОПЫТА: В две пробирки внесите по 4-5 капель раствора ZnSO_4 . Добавьте по каплям в каждую пробирку раствор NaOH до образования студенистого осадка. Для исследования свойств полученного амфотерного гидроксида прилейте до растворения осадков:

1) в первую пробирку – раствор HCl ;

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ СРС

Время, отведенное на самостоятельную работу, может использоваться студентами на:

- подготовку к итоговому занятию;
- подготовку к лабораторным работам, их оформление;
- конспектирование учебной литературы;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний (проведения типовых расчетов и индивидуальных работ по отдельным разделам содержания дисциплины);
- выполнение исследовательских и творческих заданий;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций;
- формирование и усвоение содержания конспекта лекций на базе рекомендованной преподавателем учебной литературы, включая информационные образовательные ресурсы (электронные учебники, электронные библиотеки и др.).

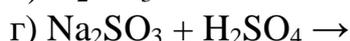
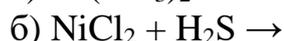
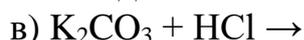
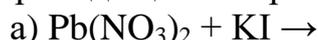
Основные методы организации самостоятельной работы:

- изучение темы и подготовка устных ответов на вопросы, вынесенные на СРС;
- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение учебно-исследовательской работы.

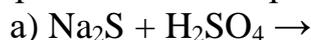
Перечень заданий СРС:

1. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации угольной кислоты. По какой ступени диссоциация протекает в большей степени?

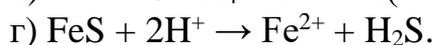
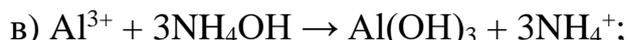
2. Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов:



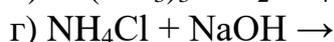
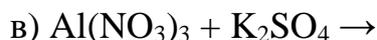
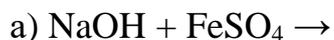
3. Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций, приводящих к образованию слабых электролитов:



4. Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими молекулярно-ионными уравнениями:



5. Смешивают попарно растворы:



В каких из приведенных случаев реакции идут практически до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций.

6. Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций, доказывающие амфотерность алюминий гидроксида $\text{Al}(\text{OH})_3$.

7. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в растворе хлорноватистой кислоты HClO с молярной концентрацией 0,02 моль/л, а также степень ее диссоциации.

Ответ: $3,16 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $1,58 \cdot 10^{-3}$.

8. Рассчитайте ионную силу раствора Na_3PO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,15 моль/л. Чему равна активность ионов Na^+ и PO_4^{3-} ? Коэффициент активности ионов Na^+ и PO_4^{3-} при данной ионной силе раствора считать, соответственно, равными 0,70 и 0,34.

Ответ: 0,105 моль/л; 0,017 моль/л.

Контроль СРС осуществляется в виде:

- оценки устного ответа на вопрос, сообщения, доклада или презентации;
- индивидуальной беседы.

Контроль усвоения темы:

- проводится в форме устного ответа на вопрос.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – М. : Лань, 2021. – 744 с.

2. Болтromeюк, В.В. Общая химия : пособие для студентов учреждений высш. образования, обучающихся по специальностям 1-79 01 01 "Лечеб. дело", 1-79 01 02 "Педиатрия", 1-79 01 04 "Мед.-диагност. дело", 1-79 01 05 "Мед.-психол. дело", 1-79 01 06 "Сестр. дело" / В. В. Болтromeюк ; УО "ГрГМУ", Каф. общей и биоорганической химии. - Гродно : ГрГМУ, 2020. - 574 с. : ил., фот., табл. - Рек. УМО по высш. мед., фармацевт. образованию.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – М : Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.

4. Ермишина, Е.Ю. Общая химия с элементами коллоидной химии / Е.Ю. Ермишина, Н.А. Белоконова. – Учебное пособие. – Екатеринбург: УГМУ, 2021. – 338 с.

5. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М. : Ленанд, 2018. – 600 с.

6. Литвинова, Т.Н. Задачи по общей химии с медико-биологической направленностью / Т.Н. Литвинова. – 3 е изд., испр. – Краснодар, 2011. – 224 с.

7. Некрасов, Б.В. Основы общей химии: в 2 т. / Б.В. Некрасов. – 3 е изд., испр. и доп. – Л. : Химия, 1973. – Т. 1. – 656 с.

8. Общая и бионеорганическая химия : пособие / В.П. Хейдоров [и др.] ; под ред. В.П. Хейдорова. – Витебск : [ВГМУ], 2023. – 524, [1] с. – Режим доступа: https://www.elib.vsmu.by/bitstream/123/24676/1/Obshchaia_i_bioneorganicheskaia_khimiia_Khejdorov-VP_2023.pdf. – Дата доступа: 17.06.2023.

9. Общая химия: методические указания к выполнению контрольных заданий /

В.В. Васильев [и др.]. – Иваново : ИВГПУ, 2014. – 56 с.

10. Олиференко, Г.Л. Лабораторные работы по общей химии: учеб.-методич. Пособие / Г.Л. Олиференко, А.Н. Иванкин. – М. : ФГБОУ ВО МГУЛ, 2016. – 24 с.

11. Пузаков, С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. Пособие для академического бакалавриата / С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова. 5-е изд. перераб. и доп. – М.: Юрайт, 2018. – 255 с.

12. Ткачев, С.В. Общая химия : учеб. пособие для студентов учреждений высш. образования по специальностям "Лечеб. дело", "Педиатрия", "Стоматология", "Мед.-профилакт. дело" / С.В. Ткачев, В.В. Хрусталеv. - Минск : Высшэйшая школа, 2020. - 494, [1] с. : ил., табл. - Допущено М-вом образования Респ. Беларусь.