

ТЕМА 8. Учение о растворах (продолжение). Теории растворов слабых и сильных электролитов. Протолитическая теория кислот и оснований.

Цель занятия:

Развитие и закрепление знаний о протолитических равновесиях для обоснования протекающих в условиях живых систем процессов этого типа и ионного гомеостаза; приобретение практических навыков изучения гидролитических равновесий в растворах солей.

Задачи занятия:

- 1) В процессе занятия необходимо сформировать и развить знания:
 - об ионно-обменных процессах в растворах электролитов;
 - сущности протолитической теории кислот и оснований.
- 2) Развить умения:
 - составление протолитических реакций в ионной форме;
 - практического изучения гидролитических равновесий в растворах солей.
- 3) Развить практические умения обращаться с лабораторным оборудованием, работать со щелочами, проводить химический эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
- 4) Воспитать ценностное отношение к химическим объектам.

Мотивационная характеристика необходимости изучения темы:

Биологические жидкости и ткани содержат много различных слабых и сильных электролитов: NaCl, KCl, HCl, CaCl₂, KН₂PO₄, NaHCO₃ и др. На этом занятии рассматривается роль электролитов при их совместном действии в растворах. Электролиты играют огромную роль в жизнедеятельности организма. В частности:

- Наличием электролитов определяется осмотическое давление всех биологических жидкостей организма и поддерживается постоянный ионный гомеостаз. Для нормального функционирования организма в плазме крови должно находиться в среднем 154 ммоль/л катионов (в основном ионов натрия, калия, кальция, магния). Содержание анионов составляет тоже 154 ммоль/л. Среди них определяющую роль играют хлорид- и гидрокарбонат-ионы, а также амфионы белков.
- Электролиты влияют на растворимость биологических ВМС. К примеру, концентрацией электролитов в биологических жидкостях организма определяется растворимость в них гемоглобина, карбоксигемоглобина.
- Способность ионов гидратироваться препятствует обезвоживанию организма. Недостаток ионов и взаимосвязанная с этим потеря организмом воды приводит к нарушению динамики кровообращения (сгущению крови).
- Кислотно-щелочное равновесие в крови и других биожидкостях определяется содержанием слабых и сильных электролитов.
- Присутствием электролитов обусловлена электрическая проводимость жидкостей и тканей организма (проведение нервных импульсов, сокращение сердца, движение скелетных мышц и др.).

- Скорость многих биохимических реакций в значительной мере зависит от природы и концентрации присутствующих в биосредах ионов.

Физико-химические свойства биологических жидкостей можно правильно оценивать лишь с учетом всех закономерностей в растворах электролитов. Так, при выполнении ряда биохимических исследований, при проведении опытов на изолированных органах и тканях необходимо учитывать ионную силу жидкостей. Ионная сила большинства биологических жидкостей равна 0,15.

Роль гидролиза в биохимических процессах трудно переоценить. Прежде всего в организме имеет место ферментативный гидролиз, благодаря которому жиры, белки и углеводы пищи в желудочно-кишечном тракте расщепляются водой на более мелкие фрагменты, т.к. всасываться в кишечнике способны только относительно небольшие молекулы. Так, например, полисахариды усваиваются только после их гидролиза ферментами до моносахаридов. Энергию, необходимую для роста и нормального функционирования, человек получает как за счет многостадийного процесса окисления пищи - белков, жиров, углеводов, так и за счет гидролиза некоторых сложных эфиров, пептидов и гликозидов. Однако, главным источником энергии для многих биологических процессов - биосинтеза белка, транспорта ионов, сокращения мышц, электрической проводимости нервных клеток и т.д. является аденозинтрифосфат (АТФ). Энергия освобождается вследствие гидролиза АТФ.

Действие многих лекарственных средств связано с их кислотно-щелочными свойствами и способностью гидролизироваться, что необходимо учитывать при решении вопроса о допустимости одновременного назначения лекарств при лечении.

Вопросы для самоподготовки:

1. Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу: K_2CO_3 , KCl , Li_2SO_4 , $NaHCO_3$, $MgCl_2$, $CuBr_2$, $Zn(CH_3COO)_2$, CH_3COONa , Na_2S , $NaNO_3$, $CrCl_3$, $FeSO_4$, $(NH_4)_2CO_3$, $Pb(NO_3)_2$, NH_4CN , $Al(NO_3)_3$? Написать гидролиз этих солей и указать pH среды.

Вопросы для аудиторного контроля знаний:

Элементы теории растворов слабых электролитов. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда. Основные положения теории сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора как физиологическая константа.

Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH) как количественная мера активной кислотности и щелочности. Интервал значений pH важнейших биологических жидкостей. Виды кислотности биологических жидкостей. Кислотно-основные индикаторы. Колориметрические методы измерения pH.

Основные положения протолитической теории кислот и оснований. Молекулярные и ионные кислоты и основания. Сопряженная

протолитическая пара. Классификация растворителей: протогенные, протофильные, амфипротонные. Вода как амфипротонный растворитель. Реакции нейтрализации, гидролиза, ионизации с точки зрения протолитической теории. Гидролиз аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ) как универсальный источник энергии в организме.

Теория кислот и оснований Льюиса. Реакции нейтрализации, гидролиза, ионизации, образование и стабильность комплексных соединений с точки зрения теории Льюиса.

Учебно-исследовательская работа (УИРС):
«Определение соляной и уксусной кислот (модель желудочного сока)
при их совместном присутствии в растворе»

Цель работы: Закрепить навыки титриметрического определения веществ в растворе.

Желудочный сок является смесью сильной соляной кислоты и слабых органических кислот. Соляная и уксусная кислоты могут быть определены отдельно в одном растворе титрованием его щелочью.

При титровании будут протекать следующие реакции:



Пока в растворе будет присутствовать соляная кислота, pH раствора будет намного меньше 7 (до 3). Точке эквивалентности первой реакции будет соответствовать значение pH около 3.

После нейтрализации соляной кислоты произойдет некоторое **скачкообразное** увеличение pH, а при дальнейшей нейтрализации щелочью будет наблюдаться **второй скачок** титрования, отвечающий нейтрализации уксусной кислоты. Точке эквивалентности реакции (II) будет соответствовать значение pH около 9.

Для определения первой и второй точки эквивалентности можно использовать два индикатора, один из которых должен изменять окраску в сильноокислой среде (тимоловый синий), а второй – в щелочной (фенолфталеин). Очень удобен в этом случае для использования в качестве индикатора тимоловый синий, имеющий **две** области перехода. В сильноокислой среде ($\text{pH} \leq 1,2$) окраска его **красная**; при повышении pH до 2,8 она переходит в **желтую** и остается желтой до pH 8. При дальнейшем увеличении pH окраска раствора переходит в **голубую**.

Выполнение эксперимента

Получите у преподавателя раствор для анализа.

Заполните бюретку рабочим раствором натрия гидроксида.

Пипеткой отберите для титрования 5,00 мл анализируемого раствора, перенесите его в коническую колбу для титрования, прибавьте 2-3 капли индикатора тимолового синего и титруйте рабочим раствором натрия гидроксида до изменения окраски индикатора из **красной в желтую**. Запишите в рабочий журнал показания бюретки V_1 .

Продолжайте титровать до перехода окраски индикатора из **желтой в голубую**. Запишите показания бюретки V_2 .

Закончив титрование, заполните бюретку щелочью до нулевого деления, и таким же образом титруйте следующие пробы до получения **воспроизводимых результатов**, совпадающих в пределах 0,04 мл по каждому переходу индикатора.

Результаты всех титрований записывайте в журнал.

Закончив титрование, уберите рабочее место и приступите к обработке результатов эксперимента.

Обработка результатов эксперимента

По **среднему значению** объема раствора натрия гидроксида V_1 , затраченному на нейтрализацию HCl, рассчитайте концентрацию HCl в анализируемом растворе, а по среднему значению общего объема раствора щелочи V_2 -суммарную концентрацию кислот в растворе. Разница между суммарной концентрацией кислот и концентрацией HCl есть концентрация в растворе уксусной кислоты. Полученные данные выразите в ммоль/л.

Учитывая, что анализируемый раствор имитировал желудочный сок, мысленно предположите, что вы проводили анализ именно желудочного сока, и *сделайте вывод – нормальное, повышенное или пониженное содержание в нем соляной кислоты и общей кислотности*. Для этого используйте следующие сведения: При клинических анализах желудочного сока определяют содержание соляной кислоты и общую кислотность. Определяется это количеством миллилитров раствора щелочи, затраченного на титрование. Выражают кислотность желудочного сока в **титриметрических единицах** - это количество миллилитров 0,1 М NaOH, затраченных на титрование **100мл** желудочного сока.

Нормальное содержание HCl составляет 20-40 титриметрических единиц, общая кислотность - 40-60 титриметрических единиц.

Задания для самостоятельной работы:

2. Объясните, почему не подвергаются гидролизу соли сильного основания и сильной кислоты.
3. Какие из веществ - с ионными, полярными и неполярными ковалентными связями могут диссоциировать в водном растворе? Какова роль молекулы воды при диссоциации в растворе: а) NaCl, б) CH_3COOH ?

4. Что такое амфолиты? Назовите из перечисленных молекул и ионов все частицы, способные проявлять свойства амфолитов: H_2O , H_3O^+ , OH^- , NH_3 , NH_4^+ , NH_2^- , CH_3COOH , H_3PO_4 , H_2PO_4^- ?

5. Какая величина количественно характеризует силу кислот, основания. Напишите выражения: а) константы кислотной, б) константы основной диссоциации иона HCO_3^- .

Список литературы:

Основная:

1. Общая химия: учебное пособие / С.В.Ткачѳв, В.В.Хрусталѳв. – Минск: Вышѳйшая школа, 2020. – гл.7 (7.1 – 7.4).

2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учеб. для студентов мед., биол., агроп., ветеринар., экол. вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд; под ред. Ю. А. Ершова. – 10-е изд., перераб. и доп. - Москва: Юрайт, 2014. - гл.3, 3.2, 3.3, 3.7, 3.8, 3.9.

3. Общая и бионеорганическая химия : пособие для студентов учреждений высш. образования, обучающихся по специальностям: 1-79 01 01 «Лечебное дело», 1-79 01 02 «Педиатрия», 1-79 01 07 «Стоматология», 1-79 01 08 «Фармация» / В. П. Хейдоров [и др.] ; М-во здравоохранения Республики Беларусь, УО «Витебский гос. ордена Дружбы народов мед. ун-т» ; под ред. В. П. Хейдорова. - Витебск : [ВГМУ], 2023. – глава 5, 5.5.

Дополнительная:

1. Болтromeюк, В.В. Общая химия: пособие для студентов обучающихся по специальностям 1-79 01 01 «Лечебное дело», 1-79 01 02 «Педиатрия», 1-79 01 04 «Медико-диагностическое дело», 1-79 01 05 «Медико-психологическое дело», 1-79 01 06 «Сестринское дело» / В.В. Болтromeюк. – Гродно: ГрГМУ, 2020. – 576 с.