

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

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

Ж.Н. Громько, старший преподаватель кафедры;

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;

М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;

А.А. Шихалова, преподаватель кафедры.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для проведения лабораторного занятия
по учебной дисциплине «Медицинская химия»

для студентов

I курса лечебного факультета,
обучающихся по специальности 7-07-0911-01 «Лечебное дело»

Тема 10: Теории растворов слабых и сильных электролитов

Время: 2 часа

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

УЧЕБНАЯ И ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ ЦЕЛЬ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

Учебная цель:

- формирование у студентов базовой профессиональной компетенции для решения диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности на основе знаний о слабых и сильных электролитах, их роли в организме человека, а также закономерностях протекания ионных процессов в водных растворах;
- ознакомление с методами расчета рН в растворах слабых и сильных электролитов.

Воспитательная цель:

- развить свой целостно-личностный, духовный потенциал;
- сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;
- научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии;
- осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности.

Задачи:

В результате проведения занятия студент должен

знать:

- основные положения теорий слабых и сильных электролитов;
- особенности диссоциации сильных, слабых и амфотерных электролитов;
- понятия о степени диссоциации электролита, константах кислотности и основности;
- понятия об ионной силе в растворах сильных электролитов, активности ионов, коэффициенте активности;
- способы расчета и определения величин рН в различных растворах;

уметь:

- составлять уравнения электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов;
- сравнивать силу кислот и оснований, используя константы кислотности и основности;
- рассчитывать степень диссоциации слабых кислот и оснований, концентрации ионов в их растворах, величину рН;
- рассчитывать ионную силу в растворах сильных электролитов, активности ионов, величину рН;

владеть:

- навыками проведения соответствующих расчетов с участием электролитов;
- методами определения рН растворов и биологических жидкостей.

Мотивация для усвоения темы:

Биологические жидкости и ткани содержат много электролитов, т.е. веществ, способных в водной среде диссоциировать на ионы: NaCl, KCl, HCl, CaCl₂,

NaH_2PO_4 , NaHCO_3 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.

Поддержание кислотно-основного и электролитного равновесия в тканях, биологических жидкостях крайне важно для нормального функционирования организма. Изменение электролитного состава приводит к изменению реакции среды биологических жидкостей. Во-первых, ионы H^+ оказывают каталитическое действие на многие биохимические превращения. Во-вторых, ферменты и гормоны проявляют биологическую активность только в строго определенном интервале значений рН (например, фермент пепсин, участвующий в расщеплении пищи в желудке, активен только при $\text{pH} = 1,5$). В-третьих, даже небольшие изменения концентрации катионов H^+ ощутимо влияют на величину осмотического давления в этих жидкостях.

Одним из способов диагностики заболеваний является определение рН желудочного сока, крови, мочи.

МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Теории растворов слабых и сильных электролитов».
2. Учебные таблицы:
 - а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
 - б) таблица растворимости кислот, оснований и солей;
3. Справочные материалы по основным физико-химическим величинам.
4. Химические реактивы и оборудование, необходимые для проведения лабораторной работы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ

1. Элементы теории слабых электролитов.
2. Элементы теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля.
3. Расчеты рН в растворах слабых и сильных кислот и оснований. Методы определения рН.

ХОД ЗАНЯТИЯ

Теоретическая часть

1. ЭЛЕМЕНТЫ ТЕОРИИ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

К слабым электролитам относят:

- органические и многие неорганические кислоты: HF , HCN , HNO_2 , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 и др.;
- труднорастворимые основания, NH_4OH ;
- некоторые соли: HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$;
- вода.



Параметры диссоциации:

1) степень диссоциации;

2) константы диссоциации (константы кислотности K_a и основности K_b).

Подчиняются закону разведения Оствальда.

ПРИМЕР 1. Рассчитайте степень диссоциации и концентрацию гидроксид-ионов в 0,45 М растворе аммоний гидроксида.

Решение:



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

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

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

Концентрацию гидроксид-ионов рассчитываем по формуле:

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

Численное значение константы основности аммоний гидроксида находим из таблицы «Константы основности некоторых электролитов» (справочник физико-химических величин): $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Подставим значения в формулу:

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

Для расчета степени диссоциации воспользуемся законом разбавления Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b(\text{NH}_4\text{OH})}{c}} ; \quad \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,45}} = 6,32 \cdot 10^{-3}$$

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

2. ЭЛЕМЕНТЫ ТЕОРИИ СИЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ДЕБАЯ-ХЮККЕЛЯ

К сильным электролитам относят:

- некоторые неорганические кислоты: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄ и др.;
- щелочи: NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ и др.;
- соли.



Параметры диссоциации:

1) ионная сила;

2) активность иона, коэффициент активности.

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?

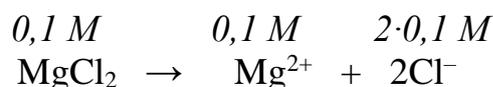
Решение:

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

$$C(X) = C(1/z X) \cdot f_{\text{ЭКВ}}, \quad \text{где } f_{\text{ЭКВ}}(\text{MgCl}_2) = 1/2 \text{ или } 0,5$$

$$C(\text{MgCl}_2) = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ моль/л}$$

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



ионную силу раствора рассчитываем по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \cdot Z_i^2$$

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

$$I(\text{MgCl}_2) = \frac{1}{2} [0,1 \cdot (+2)^2 + 0,2 \cdot (-1)^2] = \frac{1}{2} [0,4 + 0,2] = \frac{1}{2} \cdot 0,6 = 0,3 \text{ моль/л}$$

Используя таблицу «Коэффициенты активности γ ионов в водных растворах» (из справочника физико-химических величин), найдем коэффициент активности для каждого иона:

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

Рассчитаем активность каждого иона по формуле:

$$a = \gamma \cdot C_m$$

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

$$\text{Ответ: } I(\text{MgCl}_2) = 0,3 \text{ моль/л}; \quad a(\text{Mg}^{2+}) = 0,034 \text{ моль/л}; \quad a(\text{Cl}^-) = 0,124 \text{ моль/л}$$

3. РАСЧЕТЫ pH В РАСТВОРАХ СЛАБЫХ И СИЛЬНЫХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ. МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ pH

Водные растворы веществ могут быть кислыми, нейтральными или щелочными. Характер среды зависит от концентрации положительно заряженных ионов водорода (H^+) и отрицательно заряженных гидроксид-ионов (OH^-) относительно друг друга.

Если в растворе $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, то его называют кислым, если $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ – щелочным, если $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ – нейтральным.

Более удобно для количественной оценки характера среды использовать водородный показатель рН (рН – power Hydrogen – «сила водорода»), или реже – гидроксильный показатель (рОН).

Для слабых электролитов: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$; $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$

Для сильных электролитов: $\text{pH} = -\lg a(\text{H}^+)$; $\text{pOH} = -\lg a(\text{OH}^-)$

Для одного раствора: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

С помощью рН реакция растворов характеризуется так:
нейтральная рН = 7, кислая рН < 7, щелочная рН > 7.

Водородный показатель является одной из основных физико-химических характеристик жидких сред организма человека, т. к. скорость ферментативных реакций, а, следовательно, процессы обмена веществ и физиологические функции в значительной степени зависят от реакции среды. Постоянство рН биологических жидкостей является необходимым условием нормального течения жизненных процессов.

Таблица 1– рН биологических жидкостей человека

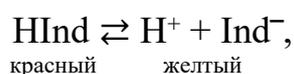
Биологическая жидкость	Среднее значение	Возможные колебания
Кровь (плазма)	7.36	7,35–7,45
Спинальная жидкость	7.60	7,35–7,80
Желудочный сок	1.65	0,9–2,0
Моча	6.25	5,5–7,0
Слюна	6.75	5,6–7,9
Пот	7.40	7,2–7,8
Кожа	6.80	6,2–7,5

В медицине кислотность биологических жидкостей (крови, мочи, желудочного сока и других) является диагностически важным параметром состояния здоровья пациента.

Методы определения рН растворов:

1) использование кислотно-основных индикаторов, представляющих собой слабые органические кислоты или основания, ионные и молекулярные формы которых имеют разную окраску, указывающую на рН среды.

Например, в растворе индикатора метилового оранжевого устанавливается равновесие, смещающееся в зависимости от рН среды:

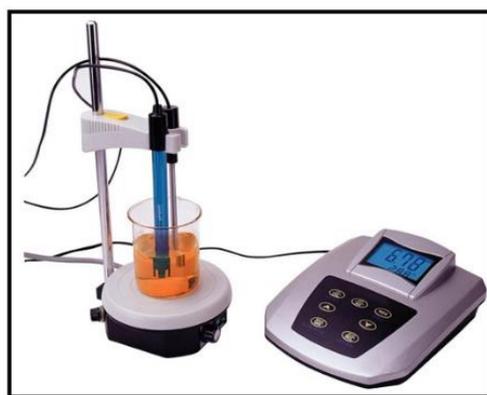


Чтобы определить характер среды, в исследуемый раствор достаточно добавить несколько капель водно-спиртового раствора индикатора – и окраска последнего изменится. Определение рН среды с помощью кислотно-основного индикатора – быстрый и наглядный метод, но не точный.

2) использование универсального индикатора; универсальный индикатор – полоски специальной бумаги, содержащей смесь индикаторов, интервал перехода окраски которых охватывают шкалу рН от 0 до 14. Точность определения рН не превышает 0,5 единиц рН. Для измерения рН на бумажную полоску наносят исследуемый раствор, а затем сравнивают цвет индикатора с эталонной шкалой:



3) использование pH-метра со стеклянным электродом (метод прямой потенциометрии) позволяет измерять значения pH в более широком интервале и с большей точностью (до 0,01 единицы pH) по сравнению с индикаторами:



Работа pH-метра основана на измерении электродвижущей силы (ЭДС), которая создается электродами после их погружения в раствор. Гальваническая цепь включает ионселективный стеклянный электрод, потенциал которого зависит от концентрации ионов H^+ в анализируемом растворе.

Способ отличается удобством и высокой точностью, особенно после калибровки индикаторного электрода в избранном диапазоне pH, позволяет измерять pH непрозрачных и окрашенных растворов.

Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

Лабораторная работа

Определение pH биологических жидкостей потенциометрическим методом

ЗАДАНИЕ 1. Определите приблизительное значение pH предложенных растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Для этого погрузите полоску индикаторной бумаги в исследуемый раствор и сравните ее окраску со стандартной шкалой. Занесите данные в таблицу 1.

ЗАДАНИЕ 2. Определите значение pH тех же растворов при помощи pH-метра со стеклянным электродом; рассчитайте концентрацию ионов водорода по формуле: $[H^+] = 10^{-pH}$; результаты занесите в таблицу 1.

Таблица 1 – Определение pH исследуемых растворов

Исследуемый раствор	Водопроводная вода	Произвольное подкисление	Произвольное подщелачивание	Контрольный раствор
№ пробирки	1	2	3	4
pH, измеренный универсальной индикаторной бумагой				
pH, измеренный потенциометрическим методом				
Концентрация ионов водорода $[H^+]$, определенная потенциометрическим методом, моль/л				

Контроль усвоения темы

Проводится в форме устного опроса студентов.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА (СРС)

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

- подготовку к лабораторным занятиям;
- конспектирование учебной литературы;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций.

Основные методы организации самостоятельной работы:

- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний.

Перечень заданий СРС:

1. Рассчитайте степень диссоциации кислоты и концентрацию ионов водорода в 0,02 М растворе хлорноватистой кислоты $HClO$ ($K_a = 5,6 \cdot 10^{-8}$).

Ответ: $1,67 \cdot 10^{-3}$; $3,34 \cdot 10^{-5}$ М

2. Константа кислотности уксусной кислоты равна $1,8 \cdot 10^{-5}$ (25 °С). Вычислите степень ее диссоциации в 0,005 М растворе и pH раствора.

Ответ: 0,06; 3,52

3. Рассчитайте ионную силу в 0,0025 М растворе $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Какова активность нитрат-ионов в этом растворе? Коэффициент активности для NO_3^- ионов для заданной ионной силы раствора считать равным 0,9125.

Ответ: 0,0075 М; $4,56 \cdot 10^{-3}$ М

4. Рассчитайте ионную силу, активности ионов и рН в растворе с молярной концентрацией эквивалента KOH , равной 0,1 моль/л. Коэффициенты активности ионов K^+ и OH^- для заданной ионной силы раствора считать равными 0,75 и 0,76, соответственно.

Ответ: 0,1 моль/л; 0,075 моль/л; 0,076 моль/л; 12,88

Контроль СРС осуществляется в виде:

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

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. 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.

2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. [В 2 кн.] Кн. 1 : учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд ; под ред. Ю. А. Ершова. – 10-е изд., испр. и доп. – Москва : Юрайт, 2018. – 214, [1] с. : ил. – (Бакалавр. Академический курс). – Рек. УМО высш. образования. – Рек. М-вом образования и науки РФ.

3. Медицинская химия : нац. учебник : для студентов высш. учеб. заведений – мед. ун-тов, ин-тов и акад. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др. ; под ред. В.А. Калибабчук. – 3-е изд., испр. – Киев : Медицина, 2017. – 399 с. : ил., табл. – Утв. М-вом образования и науки Украины.

4. 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.

5. Руководство к лабораторным занятиям по общей химии : учеб.-метод. пособие для студентов 1 курса лечеб. фак-та учреждений высш. мед. образования / Л. В. Чернышева [и др.]. – Гомель : ГомГМУ, 2019. – 144 с. – Режим доступа: <http://elib.gsmu.by/handle/GomSMU/4752>. – Дата доступа: 17.06.2023.

6. 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. Хрусталева. - Минск : Вышэйшая школа, 2020. - 494, [1] с. : ил., табл. - Допущено М-вом образования Респ. Беларусь.