

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

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

Ж.Н. Громыко, старший преподаватель кафедры;

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;

М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;

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

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

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

I курса медико-профилактического факультета,
обучающихся по специальности 7-07-0911-02 «Медико-профилактическое дело»

Тема 4: Теория окислительно-восстановительных реакций

Время: 3 часа

Утверждено на заседании кафедры
общей и биоорганической химии
(протокол от 23.05.2026 № 13)

УЧЕБНАЯ И ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ ЦЕЛИ, 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 основных положений теории окислительно-восстановительных реакций;
- формирование умений и навыков по составлению уравнений ОВ реакций, а также по расстановке коэффициентов в их уравнениях методом ионно-электронных схем;
- ознакомление с влиянием рН среды на окислительную способность веществ.

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 учебного занятия студент должен

знать:

- основные положения теории окислительно-восстановительных реакций;
- важнейшие окислители и восстановители, используемые в лабораторной практике;
- типы окислительно-восстановительных реакций;
- способы расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР;
- окислительные свойства KMnO_4 в разных средах;

уметь:

- рассчитывать степени окисления атомов в молекулах и ионах;
- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций;
- указывать окислитель и восстановитель;
- определять тип ОВР;
- расставлять коэффициенты в уравнениях ОВР методом полуреакций (ионно-электронных схем).
- практически выполнять некоторые ОВР;

владеть:

- навыками нахождения степеней окисления атомов элементов в молекулах и ионах;
- навыками расстановки коэффициентов в уравнениях ОВ реакций.

Мотивация для усвоения темы:

Окислительно-восстановительные процессы играют важную роль в обмене веществ и энергии, происходящем в организме человека и животных.

Окислительно-восстановительные реакции являются необходимыми звеньями в сложной цепи как анаболических (образование структурных элементов живого

организма), так и катаболических процессов (реакции распада веществ – субстратов: белков, жиров и углеводов), но особенно велика их роль как основных источников энергии для живого организма.

С помощью окислительно-восстановительных реакций в организме разрушаются некоторые токсические вещества, образующиеся в ходе метаболизма.

Фармацевтические свойства медицинских препаратов находятся в непосредственной связи с их окислительно-восстановительными свойствами.

МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Теория окислительно-восстановительных реакций».

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. Сущность ОВР. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций.

2. Методы расстановки коэффициентов (метод ионно-электронных схем).

3. Влияние pH среды на окислительную способность веществ (окислительные свойства KMnO_4 в различных средах).

ХОД ЗАНЯТИЯ

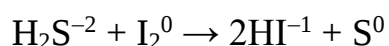
Теоретическая часть

1. СУЩНОСТЬ ОВР. ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ. ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов, называются **окислительно-восстановительными реакциями** (ОВР).

Изменение степени окисления обусловлена отдачей или присоединением электронов. Отдача электронов сопровождается повышением степени окисления элемента и называется **окислением**. Присоединение электронов сопровождается понижением степени окисления элемента и называется **восстановлением**.

Вещество, в состав которого входит восстанавливающийся элемент, является **окислителем**. Например, в реакции



степень окисления серы возрастает, она окисляется. Степень окисления йода уменьшается, он восстанавливается. Окислитель – йод, восстановитель – сероводород.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, рассчитанный из предположения, что вещество состоит из ионов.

Степень окисления является мерой окислительно-восстановительной способности:

1) если элемент находится в высшей степени окисления, то он проявляет только окислительные свойства; только окислители: $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7$, $\text{KCl}^{+7}\text{O}_4$, HN^{+5}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_{4(\text{конц.})}$;

2) если элемент находится в низшей степени окисления, то он проявляет только восстановительные свойства; только восстановители: Me^0 , N^{-3}H_3 , H_2S^{-2} , HCl^{-1} , HBr^{-1} , HI^{-1} .

3) если элемент находится в промежуточной степени окисления, то для него характерна окислительно-восстановительная двойственность: $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, Cl_2^0 , $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$, $\text{Fe}^{+2}\text{SO}_4$.

Важнейшие окислители:

– простые вещества, состоящие из атомов электроотрицательных элементов (F_2 , O_2 , Cl_2 и т.д.);

– кислородные кислоты с высшей степенью окисления неметалла (H_2SO_4 , HNO_3 , HMnO_4) и их соли (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и т.д.);

– ионы металлов (особенно многовалентных) в высшей степени окисления (Fe^{3+} , Cu^{2+} и т.д.);

– оксиды неметаллов и переходных элементов в высшей степени окисления (SO_3 , MnO_2 и т.д.) и все пероксиды (H_2O_2 , Na_2O_2 и т.д.).

Важнейшие восстановители:

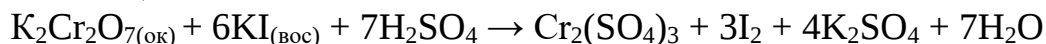
– металлы;

– водород, углерод, CO ;

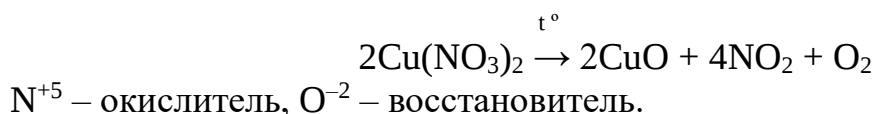
– бескислородные кислоты и их соли (H_2S , HI и т.д.) [1-8].

Типы ОВР

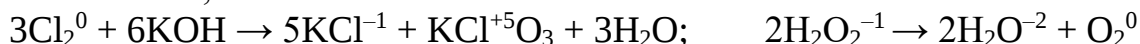
1. Межмолекулярные ОВР – атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав разных веществ:



2. Внутримолекулярные ОВР – атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав одного вещества:



3. Реакции диспропорционирования – атом одного химического элемента является и окислителем, и восстановителем:



2. МЕТОДЫ РАССТАНОВКИ КОЭФФИЦИЕНТОВ (МЕТОД ИОННО-ЭЛЕКТРОННЫХ СХЕМ)

Для составления уравнений ОВР используют два метода:

1) метод электронного баланса;

2) электронно-ионный метод (метод полуреакций).

Метод электронного баланса рекомендуется использовать для реакций, протекающих в газовой или твердой фазах. Метод электронного баланса основан на определении числа отданных и принятых электронов с учетом сравнения степеней окисления атомов в реагентах и продуктах.

В полуреакциях записывают ионы или молекулы сопряженных окисленной и восстановленной форм в виде, в котором они существуют в растворе, т.е. сильные электролиты представляют в виде ионов, слабые электролиты и неэлектролиты, газы и труднорастворимые вещества – в виде молекул.

Метод полуреакций учитывает характер среды (кислая, щелочная или нейтральная), в которой протекает реакция:

1) если реакция протекает **в кислой среде ($pH < 7$)**, то в полуреакции могут быть включены только молекулы воды и ионы H^+ :

- баланс по водороду обеспечивается за счет H^+ ;
- баланс по кислороду – за счет H_2O : на каждый недостающий атом кислорода добавляется 1 молекула воды;

2) если реакция протекает **в щелочной среде ($pH > 7$)**, то в полуреакции могут быть включены только молекулы воды и ионы OH^- :

- баланс по водороду обеспечивается за счет H_2O ;
- баланс по кислороду – за счет OH^- : на каждый недостающий атом кислорода добавляется $2OH^-$ [1-8].

В ОВ реакциях H_2O_2 может быть как окислителем, так и восстановителем. В зависимости от характера среды возможны следующие превращения пероксида водорода:

▪ **H_2O_2 – окислитель:**

$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$ в кислой среде;

$H_2O_2 + 2e^- \rightarrow 2OH^-$ в щелочной среде.

▪ **H_2O_2 – восстановитель:**

$H_2O_2 - 2e^- \rightarrow 2H^+ + O_2$ в кислой среде;

$H_2O_2 + 2OH^- - 2e^- \rightarrow 2H_2O + O_2$ в щелочных средах.

Фактор эквивалентности окислителя или восстановителя в ОВР рассчитывают по формуле:

$$f_{\text{э}}(X) = \frac{1}{Z} \leq 1,$$

Z – число принятых или отданных электронов 1 частицей (ионом или молекулой).

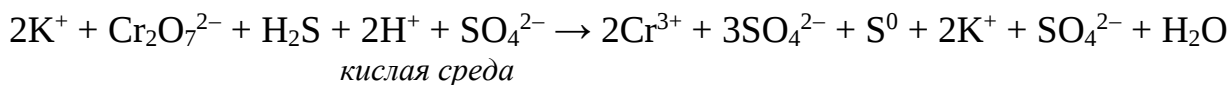
ПРИМЕР 1. Напишите уравнения реакций взаимодействия калий дихромата с сероводородом (или натрий сульфидом) в различных средах. Расставьте коэффициенты в соответствующих уравнениях реакций методом полуреакций.

1.1 Молекулярная схема реакции взаимодействия калий дихромата с сероводородом в **кислой среде**:

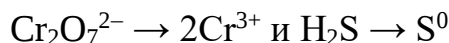


1.2 Записываем это уравнение в ионно-молекулярной форме. Для этого необходимо все сильные электролиты представить в виде ионов, а слабые электролиты, газы

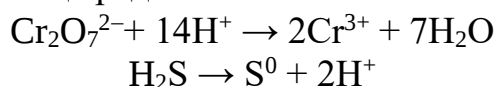
и малорастворимые вещества оставляем в виде молекул. К сильным электролитам относятся все хорошо растворимые соли, часть кислот (HCl, HNO₃, H₂SO₄ и др.), щелочи (LiOH, NaOH, KOH и др.). Степень окисления атомов не используют, а учитывают заряды реальных ионов и характер среды, в которой идет окислительно-восстановительный процесс.



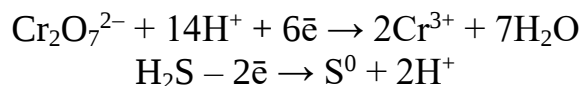
1.3 Определяем частицы, изменившие свой заряд или состав:



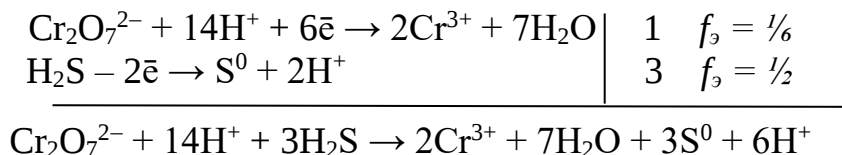
1.4 На основании этих превращений составляем полуреакции окисления и восстановления с участием частиц среды:



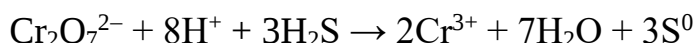
1.5 Полученные полуреакции необходимо уравнивать по зарядам. В первом уравнении слева суммарный заряд равен (+12), а справа – (+6), значит, дихромат-ион присоединил 6 электронов и восстанавливается. Во втором уравнении слева (0), а справа – (+2); молекула сероводорода потеряла 2 электрона и окислилась:



1.6 Для соблюдения электронного баланса второе уравнение необходимо умножить на 3, после чего просуммировать уравнения.



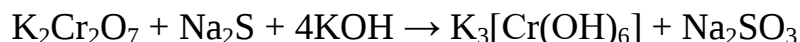
После сокращения подобных частиц в левой и правой частях уравнения получим суммарное ионно-молекулярное уравнение, которое отражает смысл произошедшей реакции.



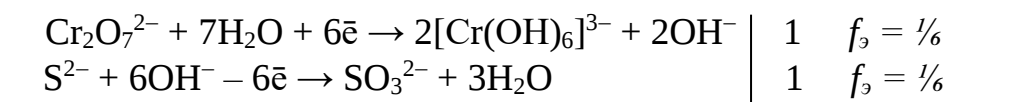
Перенос полученных коэффициентов в молекулярную схему реакции позволяет получить ее полное уравнение:



2.1 Молекулярная схема реакции взаимодействия калий дихромата с натрий сульфидом в **щелочной среде**:



2.2 Составляем полуреакции процессов окисления и восстановления и записываем суммарную ионную реакцию:

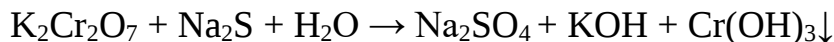




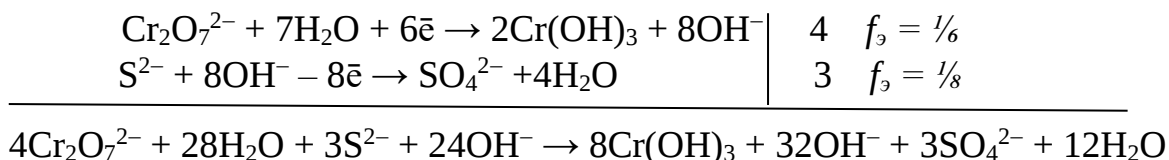
2.3 Записываем молекулярное уравнение реакции:



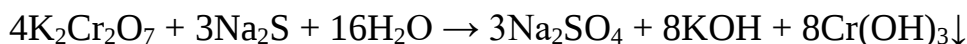
3.1 Молекулярная схема реакции взаимодействия калий дихромата с натрий сульфидом в **нейтральной среде**:



3.2 Составляем полуреакции процессов окисления и восстановления и записываем суммарную ионную реакцию:



3.3 Записываем молекулярное уравнение реакции:



3. ВЛИЯНИЕ pH СРЕДЫ НА ОКИСЛИТЕЛЬНУЮ СПОСОБНОСТЬ ВЕЩЕСТВ (ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА KMnO_4 В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ)

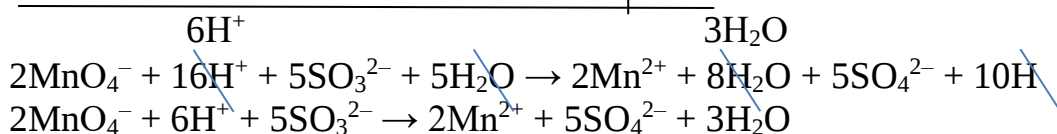
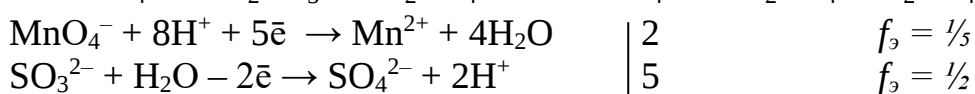
Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах: в кислой (избыток H^+ – ионов), нейтральной (H_2O) и щелочной (избыток гидроксид-ионов OH^-). В зависимости от характера среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степеней окисления атомов.

Классическим примером, иллюстрирующим влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций, является восстановление KMnO_4 . Перманганат калия является сильным окислителем, окислительная способность которого зависит от характера среды.

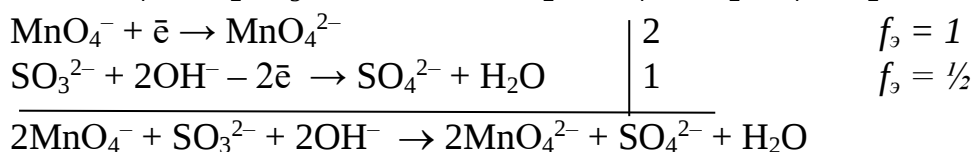
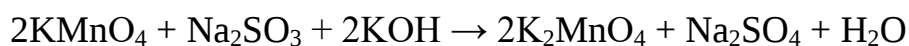
Наибольшую окислительную способность ионы Mn^{7+} проявляют в сильноокислой среде, восстанавливаясь до ионов Mn^{2+} , несколько меньшую – в нейтральной или близкой к ней среде, в которой они восстанавливаются до MnO_2 , и минимальную – в сильнощелочной, восстанавливаясь до манганат-иона MnO_4^{2-} [1-8].

Рассмотрим электронно-ионные схемы на примере окисления сульфита натрия перманганатом калия в различных средах.

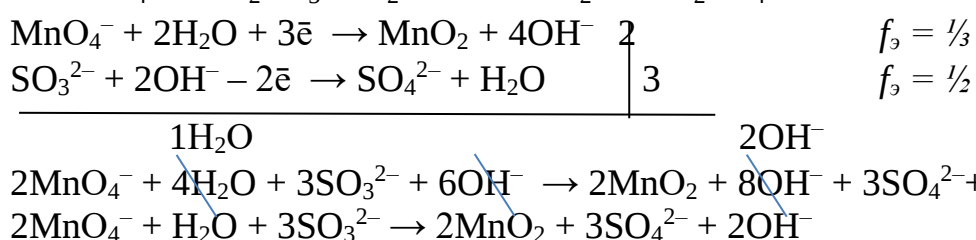
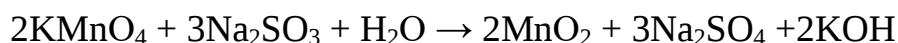
Кислая среда:



Щелочная среда:



Нейтральная среда:



Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Влияния pH среды на протекание ОВ реакций

Выполнение опыта: в три пробирки внесите по 3-4 капли раствора KMnO_4 . В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора H_2SO_4 ($\text{pH} < 7$), во вторую – 2-3 капли H_2O ($\text{pH} \approx 7$), а в третью – 2-3 капли конц. раствора NaOH ($\text{pH} > 7$). Затем в каждую из пробирок внесите несколько кристаллов KNO_2 или Na_2SO_3 . Тщательно перемешайте содержимое пробирок стеклянной палочкой. Отметьте изменение окраски растворов во всех пробирках.

ФОРМА ОТЧЕТА:

1. Напишите уравнения соответствующих реакций, учитывая, что фиолетовая окраска характерна для иона MnO_4^- , зеленая – для иона MnO_4^{2-} , бесцветная – для иона Mn^{2+} , осадок бурого цвета – MnO_2 .

2. Расставьте коэффициенты в уравнениях проведенных реакций методом ионно-электронных схем (метод полуреакций).

Контроль усвоения темы

Проводится в форме письменной самостоятельной работы 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. Закончите следующие уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты методом ионно-электронных схем:

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH}$;
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- ж) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl}_{\text{конц.}} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- з) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- и) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- к) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t} \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

2. Рассчитайте массу KMnO_4 , необходимую для приготовления 1 л раствора калий перманганата, молярная концентрация эквивалента которого равна 0,1 моль/л, для использования в перманганатометрическом титровании в качестве окислителя согласно полуреакции: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Ответ: 3,16 г

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

3. 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.

4. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. [В 2 кн.] Кн. 2 : 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. - 359, [1] с. : ил., табл. - (Бакалавр. Академический курс). - Рек. УМО высш. образования. - Рек. М-вом образования и науки РФ.

5. Коллоквиум по медицинской химии : сб. заданий / М-во здравоохранения Респ. Беларусь, БГМУ, Каф. общей химии ; В. В. Хрусталёв [и др.]. - Минск : БГМУ, 2022. - 35, [3] с.

6. Лабораторные работы по медицинской химии : практикум / М-во здравоохранения Респ. Беларусь, БГМУ, Каф. общей химии ; В. В. Хрусталёв [и др.]. - Минск : БГМУ, 2022. - 46 с. : ил., табл.

7. 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.

8. 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: 05.05.2022.