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

Кафедра общей и биоорганической химии

## Авторы:

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;

Ж.Н. Громыко, 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 лечебного факультета, обучающихся по специальности 7-07-0911-01 «Лечебное дело»

# Тема 4: Теория окислительно-восстановительных реакций

Время: 2 часа

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

# 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 окислительновосстановительных реакций;
- формирование умений и навыков по составлению уравнений OB 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.

#### Залачи:

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 КМпО<sub>4</sub> в разных средах;

#### уметь:

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

## 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 окислительновосстановительных 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 OBP. 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<sub>4</sub> 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* (OBP).

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

$$H_2S^{-2} + I_2{}^0 \longrightarrow 2HI^{-1} + S^0$$

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:  $KMn^{+7}O_4$ ,  $K_2Cr^{+6}{}_2O_7$ ,  $KCl^{+7}O_4$ ,  $HN^{+5}O_3$ ,  $H_2S^{+6}O_{4(\text{конц.})}$ ;
- 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:  $H_2O_2^{-1}$ ,  $Cl_2^0$ ,  $Na_2S^{+4}O_3$ ,  $Fe^{+2}SO_4$ .

#### 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 ( $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$  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<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub> и т.д.) и все пероксиды (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> и т.д.).

## Важнейшие восстановители:

- металлы;
- водород, углерод, СО;
- бескислородные кислоты и их соли ( $H_2S$ , HI и т.д.) [1-8].

## Типы ОВР

**1.** Межмолекулярные OBP- атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав разных веществ:

$$K_2Cr_2O_{7(ok)} + 6KI_{(Boc)} + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + 4K_2SO_4 + 7H_2O$$

**2.** Внутримолекулярные OBP — атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав одного вещества:

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

 $N^{+5}$  — окислитель,  $O^{-2}$  — восстановитель.

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

$$3Cl_2^0 + 6KOH \rightarrow 5KCl^{-1} + KCl^{+5}O_3 + 3H_2O;$$
  $2H_2O_2^{-1} \rightarrow 2H_2O^{-2} + O_2^0$ 

# 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<sup>+</sup>;
- 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<sub>2</sub>O;
- баланс по кислороду за счет OH<sup>-</sup>: на каждый недостающий атом кислорода добавляется 2OH<sup>-</sup>[1-8].
- B OB реакциях  $H_2O_2$  может быть как окислителем, так и восстановителем. B зависимости от характера среды возможны следующие превращения пероксида водорода:
  - *H*<sub>2</sub>*O*<sub>2</sub> − окислитель:

 $H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2H_2O$  в кислой среде;

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

**-** *H*<sub>2</sub>*O*<sub>2</sub> − восстановитель:

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

 ${
m H_2O_2} + 2{
m OH^-} - 2{
m \bar{e}} \longrightarrow 2{
m H_2O} + {
m O_2}$  в щелочных средах.

Фактор эквивалентности окислителя или восстановителя в ОВР рассчитывают по формуле:

$$f_{\mathfrak{I}}(X) = \frac{1}{Z} \leq 1,$$

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**:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$$

**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, HNO<sub>3</sub>,  $H_2SO_4$  и др.),

щелочи (LiOH, NaOH, KOH и др.). Степень окисления атомов не используют, а учитывают заряды реальных ионов и характер среды, в которой идет окислительновосстановительный процесс.

$$2K^+ + Cr_2O_7^{2-} + H_2S + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + S^0 + 2K^+ + SO_4^{2-} + H_2O$$
 кислая среда

1.3 Определяем частицы, изменившие свой заряд или состав:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$$
 и  $H_2S \rightarrow S^0$ 

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

$$Cr_2O_7^{2-}$$
+ 14H<sup>+</sup>  $\rightarrow$  2Cr<sup>3+</sup> + 7H<sub>2</sub>O  
H<sub>2</sub>S  $\rightarrow$  S<sup>0</sup> + 2H<sup>+</sup>

**1.5** Полученные полуреакции необходимо уравнять 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:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$
  
 $H_2S - 2\bar{e} \rightarrow S^0 + 2H^+$ 

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

$$\begin{array}{c|c}
Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \to 2Cr^{3+} + 7H_2O & 1 & f_9 = \frac{1}{6} \\
H_2S - 2\bar{e} \to S^0 + 2H^+ & 3 & f_9 = \frac{1}{2}
\end{array}$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 3H_2S \to 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3S^0 + 6H^+$$

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

$$Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ + 3H_2S \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3S^0$$

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

$$K_2Cr_2O_7 + 3H_2S + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3S + K_2SO_4 + 7H_2O_3$$

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

$$K_2Cr_2O_7 + Na_2S + 4KOH \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] + Na_2SO_3$$

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

$$\begin{array}{c|c} Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O + 6\bar{e} \rightarrow 2[Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^- & 1 & f_9 = \frac{1}{6} \\ S^{2-} + 6OH^- - 6\bar{e} \rightarrow SO_3^{2-} + 3H_2O & 1 & f_9 = \frac{1}{6} \\ \hline Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O + S^{2-} + 6OH^- \rightarrow 2[Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^- + SO_3^{2-} + 3H_2O \\ \hline \end{array}$$

2.3 Записываем молекулярное уравнение реакции:

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2O + Na_2S + 4KOH \rightarrow 2K_3[Cr(OH)_6] + Na_2SO_3$$

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

$$K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + KOH + Cr(OH)_3 \downarrow$$

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

3.3 Записываем молекулярное уравнение реакции:

$$4K_2Cr_2O_7 + 3Na_2S + 16H_2O \rightarrow 3Na_2SO_4 + 8KOH + 8Cr(OH)_3 \downarrow$$

# 3. ВЛИЯНИЕ рН СРЕДЫ НА ОКИСЛИТЕЛЬНУЮ СПОСОБНОСТЬ ВЕЩЕСТВ (ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КМпО<sub>4</sub> В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ)

Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах: в кислой (избыток  $H^+$  — ионов), нейтральной ( $H_2O$ ) и щелочной (избыток гидроксидионов  $OH^-$ ). 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 КМпО<sub>4</sub>. Перманганат калия является сильным окислителем, окислительная способность которого зависит от характера среды.

Наибольшую окислительную способность ионы  $Mn^{7+}$  проявляют в сильнокислой 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:

$$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O \\ MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \\ SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ \\ \hline 6H^+ \\ 3H_2O \\ 2MnO_4^- + 16H^+ + 5SO_3^{2-} + 5H_2O \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5SO_4^{2-} + 10H_2O \\ 2MnO_4^- + 6H^+ + 5SO_3^{2-} \rightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 3H_2O \\ \hline$$

## Щелочная среда:

# Нейтральная среда:

$$2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3Na_2SO_4 + 2KOH$$

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^- 2 \qquad f_9 = \frac{1}{3}$$

$$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O \qquad 3 \qquad f_9 = \frac{1}{2}$$

$$1H_2O \qquad \qquad 2OH^-$$

$$2MnO_4^- + 4H_2O + 3SO_3^{2-} + 6OH^- \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^- + 3SO_4^{2-} + 3H_2O$$

$$2MnO_4^- + H_2O + 3SO_3^{2-} \rightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$$

## Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Влияния рН 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  $H_2SO_4$  (pH < 7), во вторую — 2-3 капли  $H_2O$  (pH  $\approx$  7), а в третью — 2-3 капли конц. раствора NaOH (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.

## $\Phi$ ОРМА 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. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях окислительновосстановительных реакций методом ионно-электронных схем:
- a)  $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O_5$
- 6)  $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O_7$ ;
- B)  $KMnO_4 + KNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KNO_3 + KOH$ ;
- $\Gamma$ ) KMnO<sub>4</sub> + KNO<sub>2</sub> + KOH  $\rightarrow$  K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub> + KNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O;
- д)  $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- e)  $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O_7$ ;
- ж)  $KMnO_4 + HCl_{\text{конц.}} \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + KCl + H_2O$ ;
- 3)  $K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O_7$
- и)  $K_2Cr_2O_7 + NO + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + HNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
- κ) Cl<sub>2</sub> + KOH  $\xrightarrow{t}$  KCl + KClO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>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:  $MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Ответ: 3,16 г

## Контроль СРС осуществляется в виде:

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

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ:

- 1. Болтромеюк, 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. Болтромеюк ; 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.-профилакт. дело" / С.В. Ткачев, В.В. Хрусталев. 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.