



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
УПРАВЛЕНИЕ ЦИФРОВЫХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ТЕХНОЛОГИЙ

Кафедра «Естественные науки»

Химия

Окислительно-восстановительные реакции

Учебное пособие
для иностранных слушателей дополнительных
общеобразовательных программ

Авторы:
Власенко И.В.,
Ярышева Т.В.

Ростов-на-Дону, 2021

Аннотация

Учебное пособие предназначено для аудиторной и самостоятельной работы иностранных слушателей (иностранцев) очной формы обучения при изучении дисциплины «Химия». Содержит адаптированный теоретический материал, контрольные вопросы и задания для самостоятельной работы по теме «Окислительно-восстановительные реакции», предусмотренные требованиями к освоению дополнительных общеобразовательных программ, обеспечивающих подготовку иностранных граждан и лиц без гражданства к освоению профессиональных образовательных программ на русском языке.

Представленный материал включает в себя обязательный минимум дисциплины «Химия», необходимый для систематизации уже имеющихся у иностранных слушателей знаний по предмету, их углубления и восстановления возможных пробелов.

Рекомендуется для самостоятельной работы иностранных студентов при изучении темы «Окислительно-восстановительные реакции» и подготовке к текущему контролю и итоговой аттестации.

Авторы:

Власенко И.В. - ст. преподаватель кафедры
«Естественные науки»

Ярышева Т.В. - к.э.н., доцент кафедры
«Экономика природопользования и кадастра»

Оглавление

1. Теоретическая часть.....	4
2. Взаимодействие металлов с кислотами.....	8
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	12
3.1. Метод электронного баланса.....	12
3.2. Электронно-ионный метод.....	14
4. Контрольные вопросы.....	15
Список литературы.....	17

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Под **степенью окисления** (n) понимают тот условный заряд атома, который вычисляется исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Иными словами: **степень окисления** – это тот условный заряд, который приобрел бы атом элемента, если предположить, что он принял или отдал то или иное число электронов.

Любая молекула является электронейтральной, поэтому алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда равна нулю.

Некоторые элементы во всех сложных веществах имеют постоянную степень окисления.

Элементы с постоянной степенью окисления	Степень окисления
а) щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1
б) элементы II группы (кроме Hg): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	+2
в) алюминий Al	+3
г) фтор F	-1

Водород и кислород в большинстве сложных веществ имеют постоянные степени окисления H(+1), O(-2), но есть исключения: гидриды металлов NaH, KH, CaH₂ и др., H(-1); фторид кислорода OF₂, O(+2).

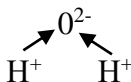
Все другие элементы в различных соединениях имеют разные степени окисления, т.е. являются элементами с переменной степенью окисления.

Например, определим степени окисления углерода в различных соединениях. Одновременно напишем графические формулы этих соединений, чтобы показать валентность углерода.

$C^xH_4^+$	$x+4(+1) = 0; x = -4$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
$C_2^x H_6^+$	$2x + 6 (+1) = 0; x = -3$	$\begin{array}{c} H \quad H \\ \quad \\ H-C-C-H \\ \quad \\ H \quad H \end{array}$
$C_2^x H_4^+$	$2x + 4 (+1) = 0; x = -2$	$\begin{array}{c} H \quad \quad H \\ \diagdown \quad \diagup \\ C = C \\ \diagup \quad \diagdown \\ H \quad \quad H \end{array}$
$H^+C^xO^{-2}H^+$	$x + 2 (+1) + (-2) = 0; x = 0$	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad \\ H-C \\ \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad H \end{array}$
$H^+C^xO^{-2}O^{-2}H^+$	$x + 2(+1) + 2(-2) = 0; x = +2$	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad \\ H-C \\ \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad O-H \end{array}$
$C^xO_2^{-2}$	$x + 2(-2) = 0; x = +4$	$O=C=O$

Вы видите, что степень окисления углерода изменяется от -4 до +4, а валентность углерода во всех соединениях равна IV.

Например, в окислительно-восстановительной реакции $H_2^0 + Cl_2^0 = 2H^+Cl^-$ валентность атомов водорода и хлора до и после реакции равна единице. Изменилась их степень окисления. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом, и поэтому знака не имеет. Степень же окисления имеет знак плюс или минус. Степень окисления со знаком плюс говорит о смещении электронной плотности от данной частицы, степень окисления со знаком минус – к данной частице:



Необходимо знать, что:

1. Металлы во всех сложных соединениях имеют только положительные степени окисления.

2. Неметаллы могут иметь и положительные, и отрицательные степени окисления. В соединениях с металлами и водородом степени окисления неметаллов всегда отрицательные.

3. Высшая (максимальная) степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе.

4. Низшая (минимальная) степень окисления металлов равна нулю. Низшая степень окисления неметаллов обычно равна: восемь минус номер группы, в которой находится элемент.

5. Значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются промежуточными.

Например, элемент-неметалл азот (V группа) может иметь следующие степени окисления:

Низшая степень окисления	Промежуточные степени окисления	Высшая степень окисления
N^{-3}H_3	$\text{N}_2^{-2}\text{H}_4$ $\text{N}\text{-H}_2\text{OH}$ N_2^0 N_2^{+}O N^{+2}O $\text{N}_2^{+3}\text{O}_3$ N^{+4}O_2	$\text{N}_2^{+5}\text{O}_5$

Знание степеней окисления элементов позволяет делать выводы о химических свойствах веществ, в состав которых входят эти элементы.

Степени окисления элементов изменяются, потому что при протекании окислительно-восстановительной реакции происходит переход электронов от атомов одного элемента к атомам другого, то есть одни атомы отдают электроны, а другие атомы присоединяют их.

Процесс отдачи электронов называется **окислением**. Например: $\text{Cu}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2}$, степень окисления элемента повышается.

Процесс присоединения электронов называется **восстановлением**. Например: $\text{Hg}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$, степень окисления элемента понижается.

Уравнения, которые выражают процессы окисления и восстановления, называются **электронными уравнениями**.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, а восстановление – окислением. Поэтому окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления (сопряженные процессы).

Восстановителями называются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны в процессе окисления. Восстановители в процессе реакции окисляются.

Окислителями называются атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны в процессе восстановления. Окислители в процессе реакции восстанавливаются.

По окислительно-восстановительным свойствам все вещества можно разделить на три группы:

1. Вещества, которые могут быть только окислителями. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в высшей степени окисления: HNO_3 , KMnO_4 , HMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CrO_3 , PbO_2 , HBiO_3 , H_2SO_4 (конц.).

Частицы с высшими степенями окисления не могут отдавать электроны, а могут только присоединять их.

2. Вещества, которые могут быть только восстановителями. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в низшей степени окисления: NH_3 , H_2S , HF , HCl , HBr , HI , PH_3 , гидриды металлов (NaH), Na , Fe , Al , Zn и т.д.

Частицы с низшими степенями окисления не могут присоединять электроны, а могут только отдавать их.

3. Вещества, которые могут быть и окислителями, и восстановителями (в зависимости от второго участника реакции). Моле-

кулы таких веществ содержат элементы в промежуточной степени окисления: N_2 , HNO_2 , S , SO_2 , H_2SO_3 , $FeSO_4$, $FeCl_2$.

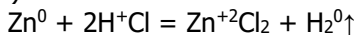
Частицы с промежуточными степенями окисления могут и отдавать, и присоединять электроны.

Все простые вещества-неметаллы (кроме F_2) могут быть и окислителями, и восстановителями. Все простые вещества-металлы могут быть только восстановителями.

2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ

Кислоты в реакциях с металлами являются окислителями. В зависимости от природы кислоты, окислителем может быть ион H^+ или ион кислотного остатка:

1) окислителем в кислоте является ион водорода H^+ . Это кислоты: соляная HCl (любого состава) и серная H_2SO_4 (разбавленная).



Восстановитель Zn , отдает электроны; окислитель H^+ получает электроны и выделяется газ - водород.

Запомните!

С соляной кислотой HCl и разбавленной серной кислотой H_2SO_4 реагируют только те металлы, которые в ряду активности металлов находятся перед водородом. Остальные металлы не взаимодействуют с этими кислотами;

2) окислителем в кислоте является ион кислотного остатка. Это кислоты: серная H_2SO_4 (концентрированная) и азотная HNO_3 (любого состава).

Ряд активности металлов (Me):

$Li, K, Ba, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au$

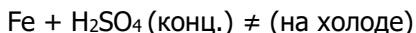
Очень активные Me

Активные Me

Малоактивные Me

В концентрированной H_2SO_4 окислителем является ион кислотного остатка SO_4^{2-} .

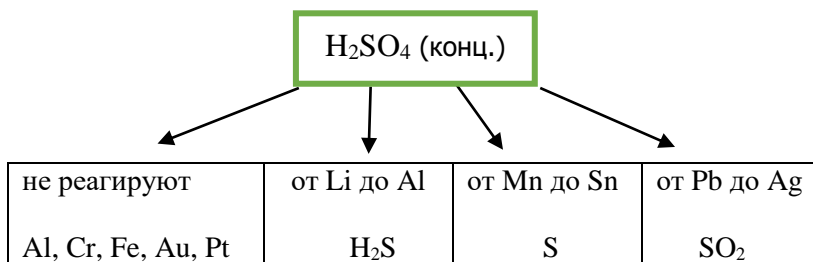
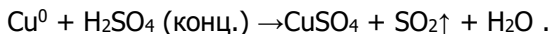
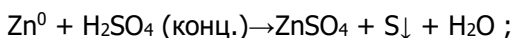
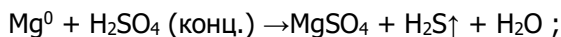
Металлы железо Fe, алюминий Al, хром Cr (без нагревания) и золото Au, платина Pt не реагируют с концентрированной H_2SO_4 . На холоде она пассивирует некоторые металлы, например алюминий и железо, поэтому ее перевозят в железных цистернах:



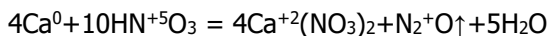
Остальные металлы восстанавливают ион SO_4^{2-} до различных соединений: сернистого газа SO_2 , серы S, сероводорода H_2S .

Обратите внимание:

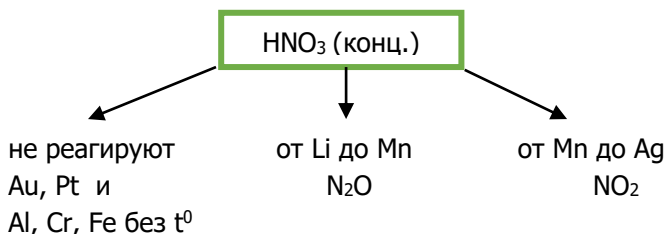
Чем активнее металл, тем сильнее он восстанавливает ион SO_4^{2-} . Например, самые активные металлы в ряду активности от лития Li до марганца Al восстанавливают ион SO_4^{2-} до H_2S . Металлы с меньшей активностью от марганца Mn до олова Sn могут восстанавливать ион SO_4^{2-} до серы S. В случае малоактивных металлов от свинца Pb до серебра Ag ион SO_4^{2-} восстанавливается до сернистого газа SO_2 . В результате реакции образуются также соль и вода.



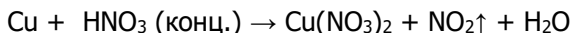
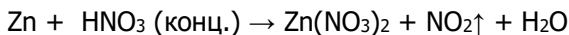
В концентрированной HNO_3 окислителем является ион кислотного остатка NO_3^- , а не ионы H^+ , поэтому при взаимодействии HNO_3 с металлами практически никогда не выделяется водород.



Металлы железо Fe, алюминий Al, хром Cr, золото Au, платина Pt, не взаимодействуют с концентрированной HNO_3 . Остальные металлы ряда активности восстанавливают ион NO_3^- до N_2O (металлы от лития Li до марганца Mn) и до NO_2 (от марганца Mn до серебра Ag).

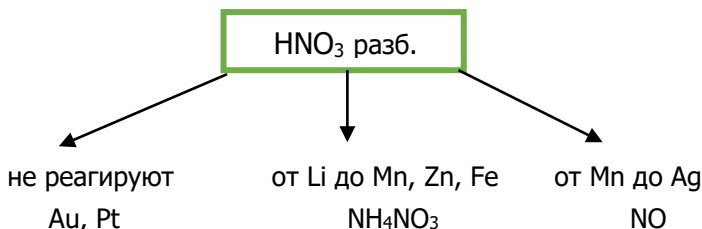


В результате реакции образуются также соль и вода.

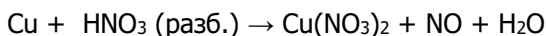
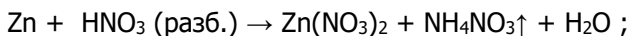
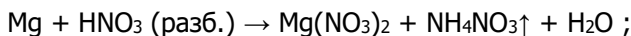


В разбавленной HNO_3 окислителем является также ион NO_3^- . Металлы золото Au, платина Pt не реагируют с разбавленной HNO_3 .

Остальные металлы ряда активности восстанавливают ион NO_3^- до иона NH_4^+ (металлы от лития Li до Mn, а также цинк Zn и железо Fe) и до NO (металлы от марганца Mn до серебра Ag).



В результате реакции образуются также соль и вода.



Уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами составляются с помощью электронно-ионного баланса.

Пример 1. Исходя из степени окисления азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , MnO_2 , KMnO_4 определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение. Степени окисления в указанных соединениях соответственно равны $n(\text{N})$: -3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая); $n(\text{S})$: -2 (низшая), +4 (промежуточная), +6 (высшая); $n(\text{Mn})$: +4 (промежуточная), +7 (высшая). Отсюда: NH_3 , H_2S - только восстановители; HNO_2 , H_2SO_3 , MnO_2 - окислители и восстановители.

Пример 2. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами:

а) H_2S и HI ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и HClO_4 ?

Решение.

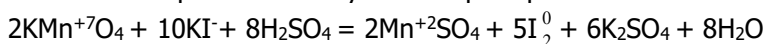
а) степень окисления в H_2S $n(\text{S}) = -2$; в HI $n(\text{I}) = -1$. Так как и сера, и йод находятся в своей низшей степени окисления, то оба взятые вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут;

б) в H_2S $n(\text{S}) = -2$ (низшая); в H_2SO_3 $n(\text{S}) = +4$ (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем H_2SO_3 является окислителем;

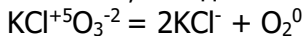
в) в H_2SO_3 $n(\text{S}) = +4$ (промежуточная); в HClO_4 $n(\text{Cl}) = +7$ (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. H_2SO_3 в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

- межмолекулярные – идут с изменением степеней окисления атомов в разных молекулах. Например:



- внутримолекулярные, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной молекуле. Например:



- диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления), идут с изменением степени окисления атомов одного и того же элемента. Например:



3. СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

3.1. Метод электронного баланса

В основе метода электронного баланса лежит правило:

Общее число электронов, которые отдает восстановитель, всегда равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.

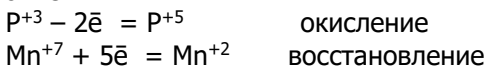
1. Составить схему реакции



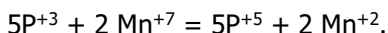
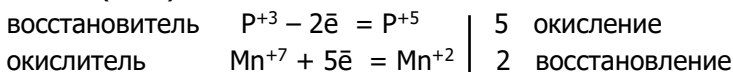
2. Определить, атомы каких элементов изменяют степени окисления



3. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:



4. В электронных уравнениях подобрать такие коэффициенты, чтобы число электронов, которые отдает восстановитель (P^{+3}), было равно числу электронов, которые присоединяет окислитель (Mn^{+7}):

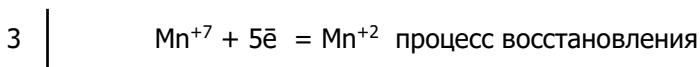
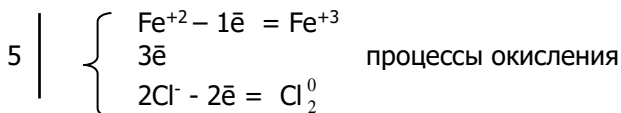
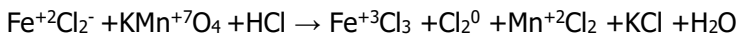


5. Перенести эти коэффициенты в схему реакции. Затем подобрать коэффициенты перед формулами других веществ в уравнении реакции

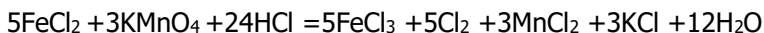


Правильность составления уравнения определяют по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Встречаются реакции, в которых число частиц, изменяющих свою степень окисления, больше двух. Тогда определяют общее число электронов, отданных восстановителями, и общее число электронов, принятых окислителями, и далее находят коэффициенты обычным способом. Например:



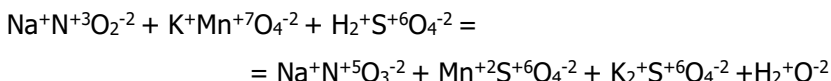
Fe^{+2} , Cl^{-1} – восстановители; Mn^{+7} – окислитель;



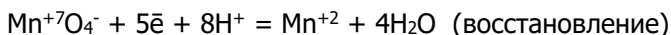
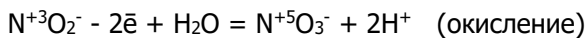
3.2. Электронно-ионный метод

Изменение степеней окисления реагирующих веществ принято изображать с помощью электронно-ионных схем реакций. В электронно-ионную схему реакции кроме частиц, подвергшихся окислительно-восстановительному изменению, включаются и молекулы, и ионы, характеризующие среду, кислую – ион H^+ , щелочную – ион OH^- , нейтральную – молекулы воды. Электронно-ионные уравнения составляются отдельно для окислительного и восстановительного процессов.

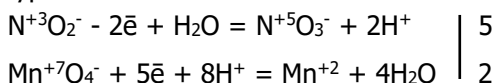
В молекулярной форме схема реакции между NaNO_2 и KMnO_4 , протекающей в кислой среде, записывается следующим образом:



В результате определения степеней окисления атомов элементов реагирующих веществ выяснилось, что степень окисления атома азота повысилась на 2 единицы (от +3 до +5), а атома марганца понизилась на 5 единиц (от +7 до +2). Следовательно, это состояние атома азота отвечает потере двух электронов, а состояние атома марганца – принятию пяти электронов. Для данной реакции электронно-ионная схема имеет вид

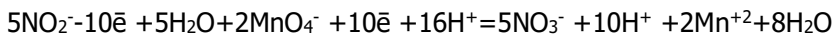


Число электронов, отдаваемых восстановителем, всегда равно числу электронов, принимаемых окислителем. Исходя из равенства отданных и принятых электронов, определяем основные коэффициенты уравнения:

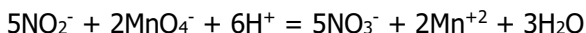


В реакции 5 молей нитрита натрия окисляются двумя молями перманганата калия. Складываем алгебраические уравнения, которые выражают процесс окисления и восстановления.

Электронно-ионный баланс реакции



После соответствующих преобразований получаем



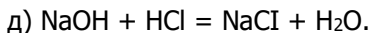
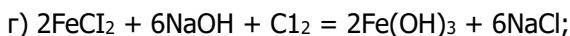
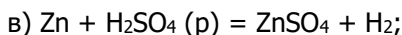
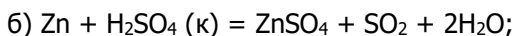
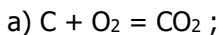
Окончательный вид уравнения реакции



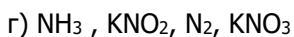
Признаком правильности подбора коэффициентов уравнения является одинаковое число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

4. Контрольные вопросы

1. Указать, какие из перечисленных реакций являются окислительно-восстановительными. Ответ мотивировать. Определить окислитель и восстановитель:

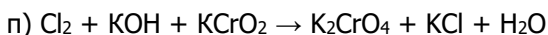
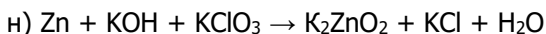
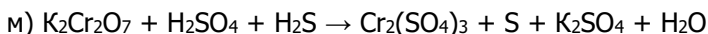
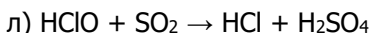
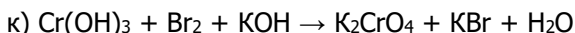
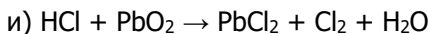
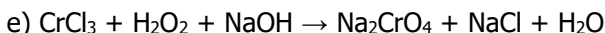
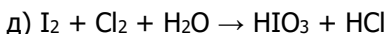
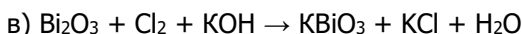
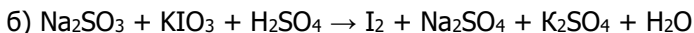
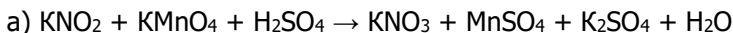


2. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства; только восстановительные свойства; проявляют окислительно-восстановительную двойственность:

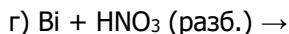
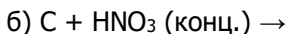
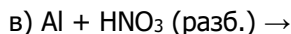
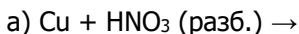


3. Какие из указанных ионов играют роль окислителей, какие – восстановителей : S^{2-} , Fe^{3+} , Sn^{4+} , Cl^- , I^- , Cu^{2+} ?

4. Составить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций :



5. Дописать уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты с помощью электронного баланса :



СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. А.С. Егоров, В.А. Попков, Н.М. Иванченко Основы химии для иностранных учащихся подготовительных факультетов (отделений). – М.: Высш. шк., 2005.- 551 с.: ил.
2. Громов Ю.Ю., Дьячкова Т.П., Шеина О.А., Лагутин А.В. Общая химия: Учебное пособие для иностранных граждан, 2005. – Режим доступа: <http://window.edu.ru/resource/006/38006>
3. Олехнович Л.Б., Шегурова Г.А., Луценко В.Н. Краткий курс лекций: учебное пособие для иностранных обучающихся предвузовской подготовки. [Электронный ресурс] / ДГТУ. Каф. "Естественные науки".- Ростов н/Д., 2013. Режим доступа: <https://de.donstu.ru/CDOSite/Pages/DivisionCourse.aspx?iddiv=4911&idk=296736>.