МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания
к выполнению лабораторной работы
по дисциплине «Химия»
для студентов очной и заочной форм обучения

Севастополь
СевГУ
2020

УДК 546(07)
О-50

Р е ц е н з е н т:
Л.А. Ничкова – кандидат технических наук, доцент,
заведующий кафедрой «Техносферная безопасность»
Севастопольского государственного университета

Составитель: А.В. Львов

О-50 Окислительно-восстановительные реакции : методические указания к выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия» для студентов очной и заочной форм обучения технических специальностей / Сост. А.В. Львов ; Министерство науки и высшего образования РФ, ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет». – Севастополь: СевГУ, 2020. – 14 с. – Текст : электронный.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы "Окислительно-восстановительные реакции".

УДК 546 (07)

Рассмотрены и утверждены на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 6 от 30 января 2020 г.

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2020

СОДЕРЖАНИЕ

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ.....4
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ.....8
2.1. Лабораторная работа "Окислительно-восстановительные реакции".....8
2.2. Вопросы и задачи.....8
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....11
Приложение А.....12

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Окислительно-восстановительными реакциями (редокс-реакциями) называют реакции, которые сопровождаются изменением степени окисления атомов элементов.

Степень окисления изменяется в процессе отдачи или присоединения электронов. Процесс отдачи электронов называют **окислением**, при окислении степень окисления атома элемента повышается. Процесс присоединения электронов называют **восстановлением**, при восстановлении степень окисления атома элемента понижается. Вещество, которое в ходе реакции окисляется, является **восстановителем**. Вещество, которое восстанавливается – **окислителем**.

Пример 1.

$$Fe\,Cl_3 + SnCl_2 \rightarrow FeCl_2 + SnCl_4$$

Идет отдача электронов ионами Sn^{2+} :

$$Sn^{2+} - 2e \rightarrow Sn^{4+}$$

Присоединение электронов ионами Fe^{3+} :

$$Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+}.$$

Первая полуреакция отражает процесс окисления, вторая полуреакция – процесс восстановления. Восстановителем в этой реакции является $SnCl_2$, окислителем – $FeCl_3$.

В окислительно-восстановительном процессе происходит перераспределение электронов между окислителем и восстановителем. Общее число электронов, отданных восстановителем, равно общему числу электронов, принятых окислителем.

В приведенной выше реакции - этот электронный баланс будет выполнен, если вторую полуреакцию взять с коэффициентом 2:

$$2Fe^{3+} + 2e \rightarrow 2Fe^{2+}.$$

Складывая две полуреакции, получим:

$$2Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2Fe^{2+},$$

и общий вид реакции

$$2Fe\,Cl_3 + SnCl_2 \rightarrow 2FeCl_2 + SnCl_4$$

Окислителями являются вещества, имеющие атом элемента в высшей степени окисления, например $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3 и др.

Пример 2.

$$3Cu + 8HNO_3 \leftrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

Окислителем является HNO_3, в которой азот находится в высшей степени окисления (+5).

Соединения, имеющие атом элемента с низшей степенью окисления, проявляют восстановительные свойства, например H_2S, KJ, Zn и др.

Так в реакции:

$$2KJ + Cl_2 \leftrightarrow J_2 + 2KCl$$

Восстановителем является KJ, в котором йод находится в низшей степени окисления (-1).

Соединения, имеющие атом элемента, с промежуточной степенью окисления, в зависимости от условий реакции могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства, например Na_2SO_3, KNO_2, MnO_2 и др. Например, сульфит натрия выступает как окислитель в реакции с сульфидом, так как степень окисления серы понижается от +4 до 0:

Пример 3.

$$2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O = 3S\downarrow + 6NaOH$$

и как восстановитель в реакции с йодом, поскольку степень окисления серы повышается с +4 до +6:

$$Na_2SO_3 + J_2 + H_2O \rightarrow 2HJ + Na_2SO_4$$

Во многих окислительно-восстановительных реакциях принимают участие ионы H^+ и OH^-.

Пример 4.

$$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \leftrightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Восстановление аниона перманганата до ионов Mn^{2+} происходит при участии ионов водорода:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

Очевидно, что такие реакции в сильной степени зависят от pH среды.

В любой окислительно-восстановительной реакции участвуют окислители и восстановители. Чтобы понять, какое из веществ присоединяет электроны (восстанавливается), а какое отдает (окисляется), удобно разделить процесс на две полуреакции.

Вещества, входящие в полуреакцию, образуют окислительно-восстановительную пару, или редокс-пару. Один из компонентов пары называют окисленной формой – Ox, другой – восстановленной формой – Red. Окисленная форма образована элементом в более высокой степени окисления (Fe^{3+}, Sn^{4+}), восстановленная форма – элементом в более низкой степени окисления (Fe^{2+}, Sn^{2+}). В редокс-паре Ox_1/Red_1 окисленная форма Ox_1, принимая электроны, превращается в свою восстановленную форму Red_1:

$$Ox_1 + ne \rightarrow Red_1.$$

В редокс-паре Ox_2/Red_2 восстановленная форма Red_2, отдавая электроны, превращается в свою окисленную форму Ox_2:

$$Red_2 - ne \rightarrow Ox_2.$$

Суммарное окислительно-восстановительная реакция протекает по схеме:

$$Ox_1 + Red_2 \leftrightarrow Red_1 + O_{X2.}$$

Продуктами реакции являются новые окислитель и восстановитель (Ox_1 и Red_2), более слабые, чем исходные Ox_1 и Red_1. Так, в реакции:

$$2Fe^{3+} + Sn^{2+} \leftrightarrow 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$$

участвуют две редокс-пары – Fe^{3+}/Fe^{2+} и Sn^{4+}/ Sn^{2+}. Окисленная форма первой пары Fe^{3+} превращается в восстановленную форму Fe^{2+} согласно уравнению полуреакции $Fe^{3+}+e\rightarrow Fe^{2+}$. Восстановленная форма второй пары Sn^{2+} превращается в окисленную форму Sn^{4+} согласно уравнению полуреакции $Sn^{2+}-2e\rightarrow Sn^{4+}$. Из исходных окислителя Fe^{3+} и восстановителя Sn^{2+} получается более слабые окислитель Sn^{4+} и восстановитель Fe^{2+}.

По значениям стандартных потенциалов редокс-пар и при сравнении этих значений можно определить принципиальную возможность протекания окислительно-восстановительной реакции и её направление.

Более сильный окислитель окисляет более сильный восстановитель и, наоборот, более сильный восстановитель восстанавливает более сильный окислитель. Более сильная окислительная форма одной пары (с большим потенциала(E^o)) окисляет более сильную восстановительную форму другой пары (с меньшим значением потенциала (E^o)).

Пример 5.

Можно ли окислить Fe^{2+} раствором $KMnO_4$ в кислой среде?

Решение. Сравнивая значения стандартных потенциалов обеих пар (E^o Fe^{3+}/Fe^{2+}=0,77В, E^o MnO^-_4/Mn^{2+} = 1,51В), приходим к выводу, что роль окислителя должна выполнить форма MnO_4^-, а восстановителя – Fe^{2+}, так как E^o MnO^-_4/Mn^{2+} > E^o Fe^{3+}/Fe^{2+}. Следовательно, на поставленный вопрос отвечаем положительно.

Реакция протекает в направлении положительного значения разности потенциалов окислителя и восстановителя, т.е.:

$$ЭДС = E^o(Ox) - E^o(Red)$$

При ЭДС>0 самопроизвольно протекает прямая реакция, при ЭДС<0 – обратная. Чем больше ЭДС, тем энергичнее протекает взаимодействие.

Пример 6.

Можно ли окислить Fe^{2+} раствором J_2? Раствором Br_2?

Решение. Если да, первая реакция должна протекать по схеме:

$$J_2 + Fe^{2+} \rightarrow 2J^- + Fe^{3+},$$
$$ЭДС = E^o(J_2/2J^-) - E^o(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,54 – 0,77 = -0,23В.$$

Так как ЭДС<0, реакция идет в обратном направлении, т.е. Fe^{2+} нельзя окислить раствором йода. Однако Fe^{2+} можно окислить бромной водой:

$$Br_2 + Fe^{2+} \rightarrow 2Br^- + Fe^{3+},$$

Так как ЭДС = $E^o(Br_2/2Br^-) - E^o(Fe^{3+}/Fe^{2+})$ = 1,087 – 0,77 = 0,317В, т.е. ЭДС>0.

Из всех возможных при данных условиях окислительно-восстановительных процессов в первую очередь протекает тот, которому отвечает наибольшая разность стандартных потенциалов. Например, при действии хлорной воды на раствор, содержащий ионы J^- и Br^-, сначала окисляется ионы йода, а затем ионы брома. Это подтверждается расчетами:

$$E^o(Cl_2/2Cl^-) = 1,36В, \quad E^o(Br_2/2Br^-) = 1,087В, \; E^o(J_2/2J^-) = 0,54В,$$
$$ЭДС_1 = E^o(Cl_2/2Cl^-) - E^o(Br_2/2Br^-) = 1,36 – 1,087 = 0,273В,$$
$$ЭДС_2 = E^o(Cl_2/2Cl^-) - E^o(J_2/2J^-) = 1,36 – 0,54 = 0,82В, \text{ т.е. } ЭДС_2>ЭДС_1$$

Алгоритм уравнивания окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:

1. В уравнении реакции, записанном в молекулярной форме, указать окислитель, восстановитель, продукт окисления и восстановления.
2. Записать реакцию процесса восстановления.
3. Записать реакцию процесса окисления.
4. Уравнять их, подбирая основные (опорные) коэффициенты для реакций с тем, чтобы общее число принятых и отданных электронов стало равным.
5. Перенести коэффициенты в уравнение реакции, записанное в молекулярной форме, и уравнять другие вещества. Предпоследним уравнивается водород
6. Последним проверяется по числу атомов в левой и правой части уравнения кислород.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

1.1 Лабораторная работа "Окислительно-восстановительные реакции"

Опыт № 1. Соединения серы в окислительно-восстановительных реакциях.

В первую пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и во вторую с раствором сульфида натрия Na_2S добавить 2 - 3 мл раствора серной кислоты. Затем в обе пробирки внести кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 в количестве, необходимом для окислительно-восстановительного процесса(до изменения окраски раствора, помутнения и др.).

Как изменилась окраска в первой пробирке? Почему помутнел раствор во второй пробирке? Написать уравнения проведенных реакций. Указать, окислительные или восстановительные свойства проявляют $K_2Cr_2O_7$, Na_2S и Na_2SO_3.

Опыт № 2. Влияние pH на характер восстановления перманганата калия.

В три пробирки внести по 2 – 3 мл раствора перманганата калия $KMnO_4$. В одну пробирку добавить 3 - 4 мл раствора серной кислоты, во вторую пробирку добавить столько же воды, в третью – такое же количество щелочи. Во все три пробирки внести 20 - 30 мг кристаллического нитрита калия KNO_2 и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3 - 4 минуты отметить изменения окраски раствора во всех трех случаях и пронаблюдать выпадение осадка.

Написать уравнения реакции восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Учесть, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- - имеет фиолетовую окраску, ион MnO_2^{2-} - зеленую, ион Mn^{2+} - слабо – розовую, а при малой концентрации бесцветен.

Диоксид марганца и его гидроксид является труднорастворимыми веществами бурого цвета. В кислой среде могут выделяться газообразные оксиды азота, которые являются продуктами побочно протекающей реакции взаимодействия нитрита калия с серной кислотой.

До какой степени окисления восстанавливается атом марганца аниона перманганата в растворах, имеющих pH>7, pH=7, pH<7? Ответ объяснить!

1.2 Контрольные вопросы

1. Исходя из степени окисления серы в соединениях H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4 определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакций, идущей по схеме:

$$CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + S + H_2O$$

2. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:

$$P^{3-} \rightarrow P^{5+};\ Mn^{7+} \rightarrow Mn^{0};\ C^{4-} \rightarrow C^{+4}$$

На основании электронных сравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакций, идущей по схеме:

$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O.$$

3. Исходя из степени окисления хрома в соединениях Cr, Cr_2O_3, K_2CrO_4 определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$KJ + KNO_2 + CH_3COOH \rightarrow J_2 + NO + KCH_3COO + H_2O$$

4. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:

$$Br^- \rightarrow Br^{7+};\ Fe^0 \rightarrow Fe^{3+};\ F^0 \rightarrow F^-$$

На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$J_2 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow HJ + Na_2SO_4$$

5. Исходя из степени окисления селена, ванадия, фосфора в соединениях H_2Se, V_2O_5, H_3PO_3 определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2S + HCl \rightarrow CrCl_3 + S + KCl + H_2O$$

6. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: CH_4 и O_2; K_2CrO_4 и $HBrO_4$; Au и H_2SeO_4. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$NaNO_3 + Zn + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$$

7. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: SiH_4 и HF; H_2S и MnO_2; H_3AsO_4 и HJ. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

$$MnSO_4 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + K_2SO_4 + H_2O$$

8. Реакции выражаются схемами:

$$Bi(OH)_3 + Na_2SnO_2 \rightarrow Bi\downarrow + Na_2SnO_3 + H_2O$$
$$C + HNO_3 \rightarrow NO_2 + CO_2 + H_2O$$

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакции. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

9. См. условие задачи 8.

$V_2O_5 + CaO + Al \rightarrow V + Ca(AlO_2)_2$

$Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

10. См. условие задачи 8.

$Na_3VO_4 + HCl \rightarrow VOCl_2 + NaCl + Cl_2 + H_2O$

$K[Cr(OH)_4] + KClO + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$

11. См. условие задачи 8.
$Hg_2CrO_4 \rightarrow Cr_2O_3 + Hg + O_2$
$MoO_3 + K_2CO_3 + S \rightarrow MoS_2 + K_2SO_3 + CO_2$

12. См. условие задачи 8.
$Fe(CrO_2)_2 + K_2CO_3 + O_2 \rightarrow K_2CrO_4 + Fe_2O_3 + CO_2$
$PH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + NO + H_2O$

13. См. условие задачи 8.
$MoO_3 + NH_3 \rightarrow MoO_2 + N_2 + H_2O$
$W + HNO_3 + HF \rightarrow WF_6 + NO_2 + H_2O$

14. См. условие задачи 8.
$PH_3 + F_2 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HF$
$WO_3 + S + K_2CO_3 \rightarrow WS_2 + K_2SO_4 + CO_2$

15. См. условие задачи 8.
$MnCl_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow H_2MnO_3 + KCl + H_2O$
$FeSO_4 + H_2[PtCl_6] + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + Pt + K_2SO_4 + KCl + H_2O$

16. См. условие задачи 8.
$FeSO_4 + H_2SeO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Se + H_2O$
$Co + HCl + HNO_3 \rightarrow CoCl_2 + NO + H_2O$

17. См. условие задачи 8.
$K_2[PdCl_4] + HCl + HNO_3 \rightarrow K_2[PdCl_6] + Cl_2 + NO + H_2O$
$CuO + S = Cu_2S + SO_2$

18. См условие задачи 8.
$H_2[PtCl_6] + SnCl_2 + H_2O \rightarrow Pt + H_2[Sn(OH)_6] + HCl$
$Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} CuO + 2NO_2 + O_2$

19. См. условие задачи 8.
$AgCl + J_2 + H_2O \rightarrow AgJ + HJO_3 + HCl$
$Au_2Cl_6 + PH_3 + H_2O \rightarrow AuCl + H_3PO_4 + HCl$

20. См. условие задачи 8.
$AgBr + Na_2CO_3 \rightarrow Ag + NaBr + CO_2 + O_2$
$J_2 + HNO_3 \rightarrow HJO_3 + NO + H_2O$

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. – 2-е изд., испр. / Я.А. Угай. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.

2. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.

3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб.-практ. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – 14-е изд. – М.: Юрайт, 2017. – 236 с.

4. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2013. – 914 с.

Приложение А

Таблица А.1 - Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

анион \ катион	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	М	Н	Н	Н
NO_3	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	М	—	—	Н	М	—	—
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	—	М	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	—	Н	Н	Н	—	—
SiO_3^{2-}	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
PO_4^{3-}	Р	—	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р - растворимые (больше 1 г в 100 г воды)

М - малорастворимые (от 0,001 г до 1 г в 100 г воды)

Н - нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды)

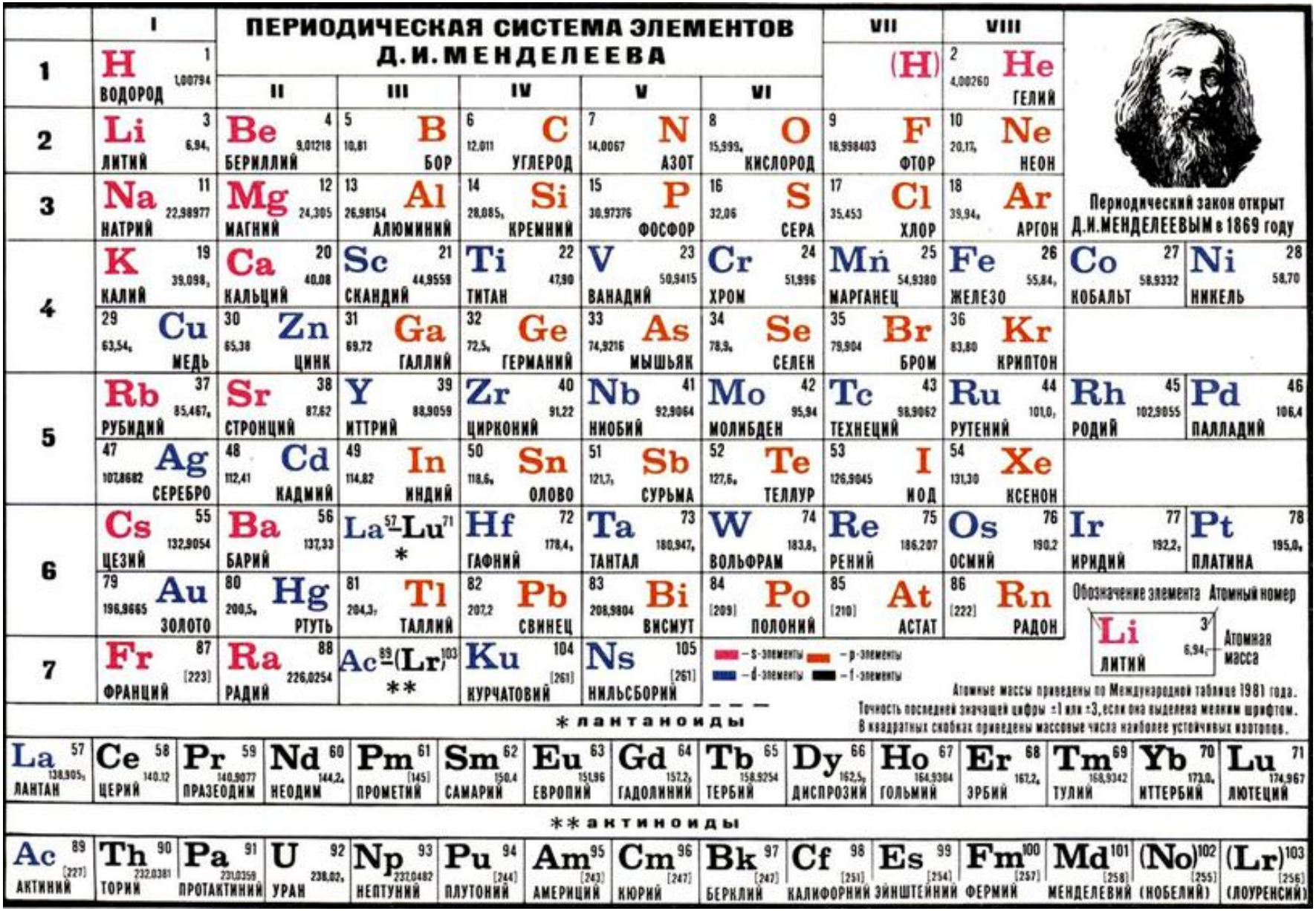
— - разлагаются водой или не существуют

zapartoj.my1.ru

Таблица А.2 - Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах (ряд напряжений металлов)

Электрод	Электродная реакция	E^0, В
Li^+/Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,05
K^+/K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,93
Cs^+/Cs	$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	-2,92
Ra^{2+}/Ra	$Ra^{2+} + 2\bar{e} = Ra$	-2,91
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	-2,90
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	-2,87
Na^+/Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,71
La^{3+}/La	$La^{3+} + 3\bar{e} = La$	-2,52
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,36
Be^{2+}/Be	$Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	-1,85
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,66
Ti^{2+}/Ti	$Ti^{2+} + 2\bar{e} = Ti$	-1,63
V^{2+}/V	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,19
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,18
Cr^{2+}/Cr	$Cr^{2+} + 2\bar{e} = Cr$	-0,91
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,76
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,74
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,40
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,28
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,25
Mo^{3+}/Mo	$Mo^{3+} + 3\bar{e} = Mo$	-0,20
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,14
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,13
W^{3+}/W	$W^{3+} + 3\bar{e} = W$	-0,05
Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,04
$2H^+/H_2$	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0
Ge^{2+}/Ge	$Ge^{2+} + 2\bar{e} = Ge$	+0,01
Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3\bar{e} = Sb$	+0,20
Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	+0,23
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	+0,34
Cu^+/Cu	$Cu^+ + \bar{e} = Cu$	+0,52
Ag^+/Ag	$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	+0,80
Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	+0,85
Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2\bar{e} = Pd$	+0,99
Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	+1,20
Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	+1,50
Au^+/Au	$Au^+ + \bar{e} = Au$	+1,70

Таблица А.3 – Периодическая система Д.И. Менделеева



ОКИСЛИТЕЛЬНО-
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания
к выполнению лабораторной работы

Составитель: **Львов** Александр Владимирович

В авторской редакции

Изд. № 66/2020. Объем 1 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»