

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

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

А.В. Львов

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

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

Севастополь
СевГУ
2023

УДК 546:66.094.941(07)
ББК 24.1я73
Л89

Р е ц е н з е н т:

Л.А. Ничкова - канд. техн. наук, доцент,
заведующий кафедрой "Техногенная безопасность и метрология"

Львов А.В.

Л89 Гидролиз солей: методические указания к выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия» для студентов очной и заочной форм обучения технических специальностей / А. В. Львов; Севастопольский государственный университет. – Севастополь: СевГУ, 2023. – 16 с. – Текст : электронный.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы "Гидролиз солей".

УДК 546:66.094.941(07)
ББК 24.1я73

Рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 7 от 23 февраля 2023 г.

В авторской редакции

Изд. № 26/2023. Объем 1 п.л. Усл. печ. л. 0,93. Уч.-изд. л. 0,98.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2023

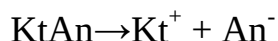
СОДЕРЖАНИЕ

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ	4
1.1. Кислотно-основные равновесия в растворах солей	4
1.2. Типы гидролиза солей	5
1.3. Константа гидролиза	7
1.4. Степень гидролиза	7
1.5. Расчет pH растворов гидролизующихся солей	8
1.6. Подавление и усиление гидролиза солей	9
1.7. Применение гидролиза в химическом анализе	10
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ	11
2.1. Лабораторная работа по теме «Гидролиз солей»	11
2.2. Контрольные вопросы	12
Библиографический список	13
Приложение А	14

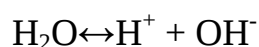
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1.1. Кислотно-основные равновесия в растворах солей

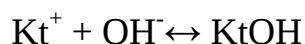
Большинство солей являются сильными электролитами и диссоциируют в водных растворах полностью. Соли общей формулой – $KtAn$ (Kt^+ – однозарядный катион, An^- – однозарядный анион) диссоциируют по уравнению



В водных растворах всегда присутствуют в очень малой концентрации, ионы H^+ и OH^- :

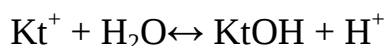


Если катион способен образовывать слабое основание $KtOH$, то в определенной степени в растворе пойдет реакция его образования. В результате установится равновесие:



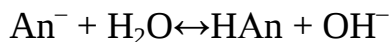
При этом концентрация гидроксильных ионов уменьшится и, следовательно, концентрация ионов H^+ будет превышать концентрацию ионов OH^- . Среда раствора кислая ($pH < 7$).

В растворе одновременно протекают все указанные выше процессы. Суммарное уравнение этих процессов можно выразить реакцией



Это реакция взаимодействия катиона соли с водой носит название *реакции гидролиза*.

Аналогично, если анион соли An^- способен образовывать слабую кислоту HAn , то в растворе идет реакция гидролиза по аниону:



Среда раствора – щелочная ($pH > 7$).

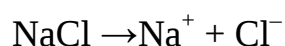
Большинство солей в водных растворах способны к реакциям гидролиза. В результате гидролиза смещается ионное равновесие воды, и в растворе этих солей появляется избыток ионов H^+ или OH^- . Равновесие реакции гидролиза

обычно смещено в сторону образования более слабого электролита – это либо слабое основание, либо слабая кислота.

1.2. Типы гидролиза солей

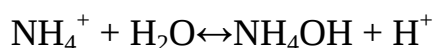
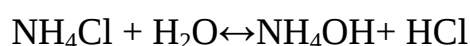
Известны соли четырех типов: образованные сильной кислотой и сильным основанием (например, NaCl), сильной кислотой и слабым основанием (NH_4Cl), слабой кислотой и сильным основанием (KNO_2), слабой кислотой и слабым основанием (NH_4Ac , где Ac – CH_3COO^- – ацетат анион). Соли первого типа в растворе не гидролизуются, для солей второго типа наблюдают гидролиз по катиону, третьего – гидролиз по аниону, четвертого типа – гидролиз и по катиону, и по аниону. Разберем эти типы гидролиза солей.

1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием:

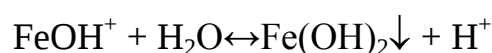
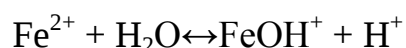
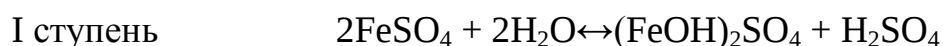


Связывания ионов H^+ и OH^- не происходит, концентрация этих ионов остается такой же, как при диссоциации чистой воды, реакция раствора нейтральная, ($\text{pH}=7$). Соли данного типа гидролизу не подвергаются.

2. Соли, образованные, сильными кислотами и слабыми основаниями:

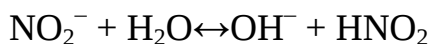
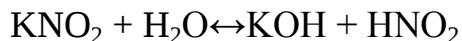


В этом случае гидролиз протекает по катиону соли, который связывает ионы OH^- в молекулы слабого электролита NH_4OH . При этом в растворе концентрация ионов H^+ превышает содержание OH^- , среда раствора кислая, $\text{pH}<7$. Если основание, образующее соль, многокислотное, гидролиз идет ступенчато:

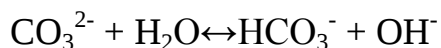
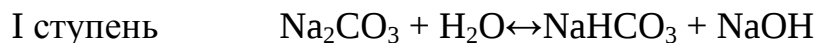


Практически гидролиз подобных солей при нормальных условиях протекает по I ступени и сопровождается образованием основных солей. Если создать соответствующие условия (например, нагрев), гидролиз пойдет до конца.

3. Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами:

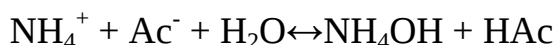
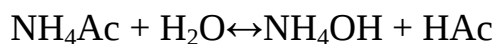


Гидролиз протекает по аниону соли, в молекулы слабого электролита связываются ионы H^+ , а в растворе содержание свободных ионов OH^- превышает содержание H^+ . Реакция раствора щелочная, $\text{pH} > 7$. Если соль образована многоосновной кислотой, гидролиз идет ступенчато:

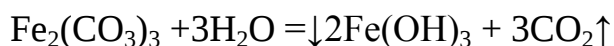


При нормальных условиях гидролиз по I ступени сопровождается образованием кислой соли. По II ступени при температуре – образованием слабой кислоты.

4. Соли, образованные слабыми кислотами и слабыми основаниями. В растворах этих солей гидролиз протекает и по катиону, и по аниону. Реакция раствора может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной в зависимости от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Так, реакция, раствора NH_4Ac близка к нейтральной среде, поскольку $K_{\text{дNH}_4\text{OH}}$ и $K_{\text{дHAc}}$ практически равны:



Соли, образованные слабыми многокислотными основаниями и слабыми летучими многоосновными кислотами, подвергаются полному гидролизу:



Гидролиз этих солей необратим, они не существуют в водных растворах и не могут быть получены реакциями обмена в водных растворах.

1.3. Константа гидролиза

Равновесие реакции гидролиза по катиону описывается согласно закону действующих масс уравнением:

$$\frac{[KtOH][H^+]}{[Kt^+][H_2O]} = K$$

Концентрация воды $[H_2O]$ является постоянной величиной. Тогда уравнение принимает вид

$$\frac{[KtOH][H^+]}{[Kt^+]} = K_{\text{гидр}}$$

Здесь $K_{\text{гидр}}$ – константа гидролиза

Равновесие гидролиза является суммарным процессом двух равновесий – равновесия диссоциации воды и диссоциации (ассоциации) слабого основания $KtOH$.

1.4. Степень гидролиза

Процесс гидролиза характеризуется степенью гидролиза. Под степенью гидролиза h понимают отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул:

$$h = \frac{\text{Число гидролизированных молекул}}{\text{Число растворенных молекул}}$$

Степень гидролиза выражается в процентах или долях и изменяется в пределах от 0 до 1 или от 0 % до 100 %.

Число гидролизированных молекул и число растворенных молекул пропорциональны концентрации вещества в растворе. Поэтому степень гидролиза можно выражать следующим образом.

В случае гидролиза по катиону:

$$h = [KtOH]/C_{KtAn^+}$$

Здесь $[KtOH]$ – концентрация слабого основания, равная концентрации гидролизованной соли $[KtAn]$; C_{KtAn} – исходная концентрация соли.

В случае гидролиза по аниону:

$$h = [HAn]/C_{KtAn}$$

Здесь $[HAn]$ – концентрация слабой кислоты, равная концентрации гидролизованной соли $[KtAn]$; C_{KtAn} – исходная концентрация соли.

1.5. Расчет pH растворов гидролизующихся солей

Растворы гидролизующихся солей характеризуются определенным значением pH.

Расчет pH растворов солей, образованных сильными одноосновными кислотами и слабыми однокислотными основаниями.

Гидролиз по катиону $Kt^+ + H_2O \leftrightarrow KtOH + H^+$

$$K_{гидр} = \frac{[KtOH][H^+]}{[Kt^+]}$$

$$pH = 1/2 (14 + pC_{KtAn} - pK_{KtOH})$$

Здесь C_{KtAn} – концентрация соли; K_{KtOH} – константа диссоциации основания.

2. Расчет pH растворов солей, образованных сильными однокислотными основаниями и слабыми одноосновными кислотами.

Гидролиз по аниону:

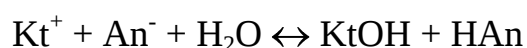


$$K_{гидр} = \frac{[HAn][OH^-]}{[An^-]}$$

$$pH = 1/2 (14 + pK_{HAn} - pC_{KtAn})$$

Здесь C_{KtAn} – концентрация соли, K_{HAn} – константа диссоциации кислоты.

3. Расчет pH растворов солей, образованных слабыми одноосновными кислотами и слабыми однокислотными основаниями.



$$K_{\text{гидр}} = \frac{[KtOH][HAn]}{[Kt^+][An^-]}$$

$$pH = \frac{1}{2}(14 + pK_{HAn} - pK_{KtOH})$$

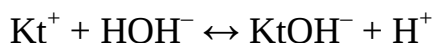
где K_{HAn} , K_{KtOH} – константы диссоциации кислоты и основания.

1.6. Подавление и усиление гидролиза солей

В некоторых случаях явление гидролиза мешает проведению анализа, поэтому необходимо знать способы усиления и подавления гидролиза. Усилить или подавить гидролиз можно тремя способами:

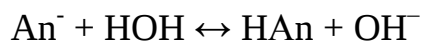
- 1) Прибавление к раствору соли другого гидролизующегося электролита, кислоты или щелочи;
- 2) Изменение концентрации раствора соли;
- 3) Повышение или понижение температуры раствора соли.

Для усиления гидролиза соли, образованной катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, необходимо добавить щелочь, связывающая получающиеся в процессе гидролиза ионы водорода:



При добавление щелочи произойдет нейтрализация кислоты и динамическое равновесие сведется вправо, т.е. гидролиз усилится. Если же к раствору гидролизующейся соли типа NH_4Cl прибавить кислоты, то гидролиз затормозится.

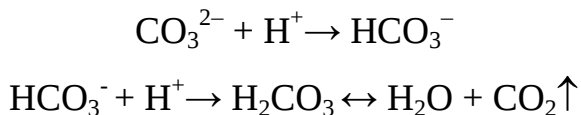
В случае гидролиза по аниону



Прибавление кислоты приводит к нейтрализации свободных гидроксильных ионов и динамическое равновесие сдвигается вправо, т.е. гидролиз усиливается. Если к раствору гидролизующейся соли рассматриваемого типа прибавить щелочь, то гидролиз замедлится.

Связать ионы водорода или гидроксила можно добавлением не только щелочей или кислот, но и других электролитов. Этими методами часто пользуются, когда нужно усилить или подавить гидролиз. Ионы водорода

можно связать в сложные анионы (HCO_3^- , HPO_4^{2-} и др.) или в нейтральные молекулы слабых кислот (H_2CO_3 , CH_3COOH и др.), действуя на растворы гидролизующихся солей, образованные слабым основанием и сильной кислотой, солями сильных оснований и слабых кислот, например, Na_2CO_3 :



Ионы гидроксила можно связывать в устойчивые комплексные ионы $[\text{Co}(\text{OH})]^+$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]^+$ и т.д.

1.7. Применение гидролиза в химическом анализе

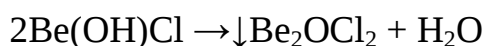
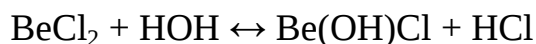
Явление гидролиза широко используется в химическом анализе для различных целей.

Такие важнейшие реагенты, как карбонат аммония, сульфид аммония, ацетат натрия, карбонат натрия, соли слабых органических кислот и т.п., легко гидролизуются, при этом образуются свободные ионы гидроксила, обуславливающие определенные значения pH водных растворов. Это явление используют также для осаждения гидроксидов и основных солей различных катионов водными растворами разных гидролизующихся солей.

При действии нитритов катионы платины, родия, иридия образуют устойчивые комплексные нитриты, нераспадающиеся при $\text{pH} = 10$, при котором соответствующие комплексные нитриты никеля и кобальта распадаются с образованием гидроксидов. Это позволяет отделять указанные группы элементов друг от друга. В тоже время некоторые катионы марганца, железа, хрома и др., нитриты которых легко гидролизуются, в условиях, при которых образуются комплексные нитриты, указанных выше элементов, выпадают в осадок в виде гидроксидов, что используются в анализе для их отделения от других элементов.

В целях анализа может служить реакция обнаружения солей аммония, гидролизующихся с образованием свободного аммиака. Реакция гидролитического расщепления солей аммония усиливается при нагревании в

присутствии щелочей. Гидролиз также применяется для обнаружения некоторых ионов, соли которых образуют при гидролизе нерастворимые соединения. Например, хлориды бериллия, висмута и сурьмы легко гидролизуются и выпадают в осадок при разбавлении водой их кислых растворов:



Разделение ионов хрома и алюминия основано на гидролитическом расщеплении хромита при кипячении. При этом NaAlO_2 остается в растворе, а Cr(OH)_3 выпадает в осадок.

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Лабораторная работа по теме «Гидролиз солей»

Опыт № 1. Определение pH растворов солей

В четыре пробирки насыпьте 2 - 3 мг веществ Na_2CO_3 , ZnCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaNO_3 , налейте по 5 мл воды и растворите вещества. Добавьте по 3-4 капли универсального индикатора.

Обратите внимание на окраску раствора с индикатором в каждой пробирке. Какие из используемых солей подверглись гидролизу? Отметьте, какой pH в каждом растворе. Составьте молекулярные, ионно-молекулярные уравнения реакции. Отметьте, какие ионы влияют на окраску раствора с индикатором.

Опыт № 2. Влияние температуры на гидролиз солей

К раствору ацетата натрия (CH_3COONa) прилейте 3-4 капли фенолфталеина. Заметьте интенсивность окраски. Нагрейте пробирку с раствором до кипения. Как меняется окраска и ее интенсивность? Объясните полученный результат. Охладите пробирку. Что происходит? Напишите уравнения реакций. Такой же опыт сделайте с раствором хлорида аммония.

Опыт № 3. Влияние различных факторов на гидролиз солей.

В пробирку налейте 10 капель раствора нитрита висмута и постепенно добавляйте по каплям воду до помутнения раствора. Составьте уравнения гидролиза с образованием основной соли висмута. Как влияет количество воды на степень гидролиза? В пробирку с осадком добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Почему осадок растворился? Составьте уравнения реакции. С помощью индикатора зафиксируйте изменения pH раствора.

2.2. Контрольные вопросы

1. Написать уравнения реакции гидролиза следующих солей: сульфата меди, карбоната аммония, фосфата натрия, хлорида железа (III).
2. Указать реакцию водных растворов следующих солей: иодида калия, бромида аммония, сульфида натрия, фосфата калия, нитрата калия, цинката натрия, хлорида хрома (III), хлорида натрия.
3. Как изменится степень гидролиза, сульфида аммония при добавлении к раствору гидроксида аммония? Написать уравнения реакции гидролиза указанных солей.
4. При добавлении каких реактивов можно подавить гидролиз сульфата железа (II)?
5. Как повлияет на гидролиз цианида натрия добавление к раствору гидроксида натрия? Хлороводородной кислоты?
6. Почему гидролиз сульфида хрома (III) идет необратимо?
7. Почему при взаимодействии растворов AlCl_3 и Na_2CO_3 , выпадает осадок гидроксида алюминия? Написать уравнение соответствующей реакции.
8. Как влияет температура и разбавление раствора на степень гидролиза?
9. При равных концентрациях степень гидролиза какой соли больше NH_4NO_2 или NH_4CN ? Почему?
10. Вычислить $K_{\text{гидр}}$ хлорида цинка по первой ступени.
11. Вычислить степень гидролиза KNO_2 в 0,5 М и 0,005 М растворах.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2010. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. 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.

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

катион анион	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 ⁻		P	P	P	—	P	M	M	H	H	—	M	H	H	H
NO ₃	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	—	—	H	H	H	H	H	H	—
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	—	—	H	M	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	—	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	H	H	M	M	—	H	H	H	—	—
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	H	H	H	H	H	—	—	H	H	—	—
PO ₄ ³⁻	P	—	P	P	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

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

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

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

— - разлагаются водой или не существуют

Таблица А.2 – Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 25 °С (ряд напряжений металлов)

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,05
K^+/K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,93
Cs^+/Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,92
Ra^{2+}/Ra	$\text{Ra}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ra}$	-2,91
Ba^{2+}/Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,90
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,87
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,71
La^{3+}/La	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	-2,52
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,36
Be^{2+}/Be	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,85
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,66
Ti^{2+}/Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,63
V^{2+}/V	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	-1,19
Mn^{2+}/Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,18
Cr^{2+}/Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,91
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,76
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,74
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,40
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,28
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
Mo^{3+}/Mo	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Mo}$	-0,20
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,14
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,13
W^{3+}/W	$\text{W}^{3+} + 3\bar{e} = \text{W}$	-0,05
Fe^{3+}/Fe	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,04
$2\text{H}^+/\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	0
Ge^{2+}/Ge	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ge}$	+0,01
Sb^{3+}/Sb	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sb}$	+0,20
Bi^{3+}/Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	+0,23
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,34
Cu^+/Cu	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,52
Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,80
Hg^{2+}/Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,85
Pd^{2+}/Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	+0,99
Pt^{2+}/Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,20
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,50
Au^+/Au	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	+1,70

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

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА												VII (H)		VIII			
I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
1	H водород 1,00794	2	He гелий 4,00260											2 (H)		2 ГЕЛИЙ	
3	Li литий 6,94	4	Be бериллий 9,01218	5	B бор 10,81	6	C углерод 12,011	7	N азот 14,0067	8	O кислород 15,999	9	F фтор 18,998403	10	Ne неон 20,17		
11	Na натрий 22,98977	12	Mg магний 24,305	13	Al алюминий 26,98154	14	Si кремний 28,085	15	P фосфор 30,97376	16	S сера 32,06	17	Cl хлор 35,453	18	Ar аргон 39,94		
19	K калий 39,098	20	Ca кальций 40,08	21	Sc скандий 44,9558	22	Ti титан 47,88	23	V ванадий 50,9415	24	Cr хром 51,996	25	Mn марганец 54,9380	26	Fe железо 55,84		
29	Cu медь 63,54	30	Zn цинк 65,38	31	Ga галлий 69,72	32	Ge германий 72,5	33	As мышьяк 74,9216	34	Se селен 78,9	35	Br бром 79,904	36	Kr криптон 83,80		
37	Rb рубидий 85,467	38	Sr стронций 87,62	39	Y иттрий 88,9058	40	Zr цирконий 91,22	41	Nb ниобий 92,9064	42	Mo молибден 95,94	43	Tc технеций 98,9062	44	Ru рутений 101,0		
47	Ag серебро 107,8682	48	Cd кадмий 112,41	49	In индий 114,82	50	Sn олово 118,6	51	Sb сурьма 121,7	52	Te теллур 127,6	53	I йод 126,9045	54	Xe ксенон 131,30		
55	Cs цезий 132,9054	56	Ba барий 137,33	57	La лантан 138,905	58	Ce церий 140,12	59	Pr протактиний 140,9077	60	Nd неодим 144,2	61	Pm прометий 144,9127	62	Sm самарий 150,4		
79	Au золото 196,9665	80	Hg ртуть 200,5	81	Tl таллий 204,3	82	Pb свинец 207,2	83	Bi висмут 208,9804	84	Po полоний [209]	85	At астат [210]	86	Rn радон [222]		
87	Fr франций [223]	88	Ra радий 226,0254	89	Ac актиний [227]	90	Th торий 232,0381	91	Pa протактиний 231,0368	92	U уран 238,0289	93	Np нептуний 237,0482	94	Pu плутоний 244		
57	La лантан 138,905	58	Ce церий 140,12	59	Pr протактиний 140,9077	60	Nd неодим 144,2	61	Pm прометий [145]	62	Sm самарий 150,4	63	Eu европий 151,96	64	Gd гадолиний 157,25		
71	Lu лютеций 174,967	72	Hf hafnium 178,4	73	Ta tantalum 180,947	74	W wolfram 183,84	75	Re rhenium 186,207	76	Os осмий 190,2	77	Ir иридий 192,2	78	Pt платина 195,08		
89	Ac актиний [227]	90	Th торий 232,0381	91	Pa протактиний 231,0368	92	U уран 238,0289	93	Np нептуний 237,0482	94	Pu плутоний 244	95	Am амерций [243]	96	Cm курий [247]		
101	Db дубний [261]	102	Sg себургий [266]	103	Bh bohrium [264]	104	Hs hassium [277]	105	Ds darmstadtium [281]	106	Lr lawrencium [260]	107	Rf rutherfordium [261]	108	Mc moscovium [288]		
111	Me meitnerium [268]	112	Dt dubnium [268]	113	Rs roentgenium [260]	114	Cn carneadesium [285]	115	Nh nihonium [284]	116	Fl flerovium [289]	117	Mc moscovium [288]	118	Lv livermorium [293]		
121	Ts tennessium [294]	122	Og oganessonium [294]	123	Uu ununium [289]	124	Uub unubium [289]	125	Uut ununium [289]	126	Uuq unquadium [289]	127	Uup unpentium [289]	128	Uuh unhexium [292]		
131	Db дубний [261]	132	Sg себургий [266]	133	Bh bohrium [264]	134	Hs hassium [277]	135	Ds darmstadtium [281]	136	Lr lawrencium [260]	137	Rf rutherfordium [261]	138	Mc moscovium [288]		
141	Me meitnerium [268]	142	Dt дубний [268]	143	Rs роентгений [260]	144	Cn карнеадесий [285]	145	Nh нигониум [284]	146	Fl флеровий [289]	147	Mc московий [288]	148	Lv ливорморий [293]		
151	Ts теннессиум [294]	152	Og оганессоний [294]	153	Uu унуний [289]	154	Uub унубий [289]	155	Uut унуний [289]	156	Uuq ункудий [289]	157	Uup унпентий [289]	158	Uuh унгексий [292]		
161	Db дубний [261]	162	Sg себургий [266]	163	Bh богрий [264]	164	Hs хассий [277]	165	Ds дармштадтий [281]	166	Lr ларенций [260]	167	Rf рутерфордий [261]	168	Mc московий [288]		
171	Me меитнерий [268]	172	Dt дубний [268]	173	Rs роентгений [260]	174	Cn карнеадесий [285]	175	Nh нигониум [284]	176	Fl флеровий [289]	177	Mc московий [288]	178	Lv ливорморий [293]		
181	Ts теннессиум [294]	182	Og оганессоний [294]	183	Uu унуний [289]	184	Uub унубий [289]	185	Uut унуний [289]	186	Uuq ункудий [289]	187	Uup унпентий [289]	188	Uuh унгексий [292]		
191	Db дубний [261]	192	Sg себургий [266]	193	Bh богрий [264]	194	Hs хассий [277]	195	Ds дармштадтий [281]	196	Lr ларенций [260]	197	Rf рутерфордий [261]	198	Mc московий [288]		
201	Me меитнерий [268]	202	Dt дубний [268]	203	Rs роентгений [260]	204	Cn карнеадесий [285]	205	Nh нигониум [284]	206	Fl флеровий [289]	207	Mc московий [288]	208	Lv ливорморий [293]		
211	Ts теннессиум [294]	212	Og оганессоний [294]	213	Uu унуний [289]	214	Uub унубий [289]	215	Uut унуний [289]	216	Uuq ункудий [289]	217	Uup унпентий [289]	218	Uuh унгексий [292]		
221	Db дубний [261]	222	Sg себургий [266]	223	Bh богрий [264]	224	Hs хассий [277]	225	Ds дармштадтий [281]	226	Lr ларенций [260]	227	Rf рутерфордий [261]	228	Mc московий [288]		
231	Me меитнерий [268]	232	Dt дубний [268]	233	Rs роентгений [260]	234	Cn карнеадесий [285]	235	Nh нигониум [284]	236	Fl флеровий [289]	237	Mc московий [288]	238	Lv ливорморий [293]		
241	Ts теннессиум [294]	242	Og оганессоний [294]	243	Uu унуний [289]	244	Uub унубий [289]	245	Uut унуний [289]	246	Uuq ункудий [289]	247	Uup унпентий [289]	248	Uuh унгексий [292]		
251	Db дубний [261]	252	Sg себургий [266]	253	Bh богрий [264]	254	Hs хассий [277]	255	Ds дармштадтий [281]	256	Lr ларенций [260]	257	Rf рутерфордий [261]	258	Mc московий [288]		
261	Me меитнерий [268]	262	Dt дубний [268]	263	Rs роентгений [260]	264	Cn карнеадесий [285]	265	Nh нигониум [284]	266	Fl флеровий [289]	267	Mc московий [288]	268	Lv ливорморий [293]		
271	Ts теннессиум [294]	272	Og оганессоний [294]	273	Uu унуний [289]	274	Uub унубий [289]	275	Uut унуний [289]	276	Uuq ункудий [289]	277	Uup унпентий [289]	278	Uuh унгексий [292]		
281	Db дубний [261]	282	Sg себургий [266]	283	Bh богрий [264]	284	Hs хассий [277]	285	Ds дармштадтий [281]	286	Lr ларенций [260]	287	Rf рутерфордий [261]	288	Mc московий [288]		
291	Me меитнерий [268]	292	Dt дубний [268]	293	Rs роентгений [260]	294	Cn карнеадесий [285]	295	Nh нигониум [284]	296	Fl флеровий [289]	297	Mc московий [288]	298	Lv ливорморий [293]		
301	Ts теннессиум [294]	302	Og оганессоний [294]	303	Uu унуний [289]	304	Uub унубий [289]	305	Uut унуний [289]	306	Uuq ункудий [289]	307	Uup унпентий [289]	308	Uuh унгексий [292]		
311	Db дубний [261]	312	Sg себургий [266]	313	Bh богрий [264]	314	Hs хассий [277]	315	Ds дармштадтий [281]	316	Lr ларенций [260]	317	Rf рутерфордий [261]	318	Mc московий [288]		
321	Me меитнерий [268]	322	Dt дубний [268]	323	Rs роентгений [260]	324	Cn карнеадесий [285]	325	Nh нигониум [284]	326	Fl флеровий [289]	327	Mc московий [288]	328	Lv ливорморий [293]		
331	Ts теннессиум [294]	332	Og оганессоний [294]	333	Uu унуний [289]	334	Uub унубий [289]	335	Uut унуний [289]	336	Uuq ункудий [289]	337	Uup унпентий [289]	338	Uuh унгексий [292]		
341	Db дубний [261]	342	Sg себургий [266]	343	Bh богрий [264]	344	Hs хассий [277]	345	Ds дармштадтий [281]	346	Lr ларенций [260]	347	Rf рутерфордий [261]	348	Mc московий [288]		
351	Me меитнерий [268]	352	Dt дубний [268]	353	Rs роентгений [260]	354	Cn карнеадесий [285]	355	Nh нигониум [284]	356	Fl флеровий [289]	357	Mc московий [288]	358	Lv ливорморий [293]		
361	Ts теннессиум [294]	362	Og оганессоний [294]	363	Uu унуний [289]	364	Uub унубий [289]	365	Uut унуний [289]	366	Uuq ункудий [289]	367	Uup унпентий [289]	368	Uuh унгексий [292]		
371	Db дубний [261]	372	Sg себургий [266]	373	Bh богрий [264]	374	Hs хассий [277]	375	Ds дармштадтий [281]	376	Lr ларенций [260]	377	Rf рутерфордий [261]	378	Mc московий [288]		
381	Me меитнерий [268]	382	Dt дубний [268]	383	Rs роентгений [260]	384	Cn карнеадесий [285]	385	Nh нигониум [284]	386	Fl флеровий [289]	387	Mc московий [288]	388	Lv ливорморий [293]		
391	Ts теннессиум [294]																