

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ЖЕЛЕЗНОДОРОЖНОГО ТРАНСПОРТА
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПУТЕЙ СООБЩЕНИЯ
(МИИТ)

СОГЛАСОВАНО:

Выпускающая кафедра _____

Зав. кафедрой _____

(подпись, Ф.И.О.)

«_____» _____ 20__ г.

УТВЕРЖДАЮ:

Проректором по учебно-методической
работе – директором РОАТ

(подпись, Ф.И.О.)

«_____» _____ 20__ г.

Кафедра: _____

Физика и химия

(название кафедры)

Автор: В.В. Ефанова, д.х.н., проф., Каштанова Н.М., к.х.н., доц., Журавлева М.А. ст. преп.

(ф.и.о., ученая степень, ученое звание)

ЗАДАНИЯ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ
С МЕТОДИЧЕСКИМИ УКАЗАНИЯМИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА

ОБЩАЯ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

(название дисциплины)

Направление/специальность: _____

280700.62 Техносферная безопасность

(наименование специальности)

Профиль/направление подготовки: _____

**Безопасность жизнедеятельности в техносфере,
Инженерная защита окружающей среды**

Квалификация (степень) выпускника: _____

БАКАЛАВР

Форма обучения: _____

ЗАОЧНАЯ

Одобрена на заседании Учебно-методической комиссии института Протокол № _____ «_____» _____ 20__ г. Председатель УМК _____ (подпись, Ф.И.О.)	Одобрена на заседании кафедры Протокол № _____ «_____» _____ 20__ г. Зав. кафедрой _____ (подпись, Ф.И.О.)
---	--

Москва, 2012 г.

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

В процессе изучения курса химии студент-заочник должен выполнить самостоятельно одну контрольную работу количеством 10-12 заданий на усмотрение преподавателя (в тетради 10-12 листов или на листах формата А4 в компьютерном оформлении). Решение задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Графики и рисунки должны быть выполнены аккуратно с использованием чертёжных инструментов или компьютерной технологии.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена, написана четко и ясно, и иметь поля для замечаний рецензента. Номера и условия задач необходимо переписывать полностью в том порядке, в каком они указаны в задании. В начале работы следует указать учебный шифр студента, номер варианта и полный список номеров задач этого варианта. В конце работы следует дать список использованной литературы с указанием года издания.

Работа должна иметь подпись студента и дату.

Каждый студент выполняет вариант контрольных заданий, обозначенный двумя последними цифрами номера студенческого билета (86594, две последние цифры 94, им соответствует вариант контрольного задания 94).

Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается как сданная.

Если контрольная работа не зачтена, ее следует выполнить повторно в соответствии с указаниями рецензента и представить вместе с не зачтенной работой. Исправления следует выполнять в конце работы, после рецензии, а не в тексте.

К защите допускаются правильно оформленные работы, с достаточно полным раскрытием темы. Студент должен во время защиты дать пояснения по всему материалу контрольной работы.

ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ НА КОНТРОЛЬНУЮ РАБОТУ

№ варианта	Номера заданий, относящиеся к данному варианту											
00 01 34 67	1	34	67	100	133	166	199	232	265	298	331	364
02 35 68	2	35	68	101	134	167	200	233	266	299	332	365
03 36 69	3	36	69	102	135	168	201	234	267	300	333	366
04 37 70	4	37	70	103	136	169	202	235	268	301	334	367
05 38 71	5	38	71	104	137	170	203	236	269	302	335	368
06 39 72	6	39	72	105	138	171	204	237	270	303	336	369
07 40 73	7	40	73	106	139	172	205	238	271	304	337	370
08 41 74	8	41	74	107	140	173	206	239	272	305	338	371
09 42 75	9	42	75	108	141	174	207	240	273	306	339	372

10 43 76	10	43	76	109	142	175	208	241	274	307	340	373
11 44 77	11	44	77	110	143	176	209	242	275	308	341	374
12 45 78	12	45	78	111	144	177	210	243	276	309	342	375
13 46 79	13	46	79	112	145	178	211	244	277	310	343	376
14 47 80	14	47	80	113	146	179	212	245	278	311	344	377
15 48 81	15	48	81	114	147	180	213	246	279	312	345	378
16 49 82	16	49	82	115	148	181	214	247	280	313	346	379
17 50 83	17	50	83	116	149	182	215	248	281	314	347	380
18 51 84	18	51	84	117	150	183	216	249	282	315	348	381
19 52 85	19	52	85	118	151	184	217	250	283	316	349	382
20 53 86	20	53	86	119	152	185	218	251	284	317	350	383
21 54 87	21	54	87	120	153	186	219	252	285	318	351	384
22 55 88	22	55	88	121	154	187	220	253	286	319	352	385
23 56 89	23	56	89	122	155	188	221	254	287	320	353	386
24 57 90	24	57	90	123	156	189	222	255	288	321	354	387
25 58 91	25	58	91	124	157	190	223	256	289	322	355	388
26 59 92	26	59	92	125	158	191	224	257	290	323	356	389
27 60 93	27	60	93	126	159	192	225	258	291	324	357	390
28 61 94	28	61	94	127	160	193	226	259	292	325	358	391
29 62 95	29	62	95	128	161	194	227	260	293	326	359	392
30 63 96	30	63	96	129	162	195	228	261	294	327	360	393
31 64 97	31	64	97	130	163	196	229	262	295	328	361	394
32 65 98	32	65	98	131	164	197	230	263	296	329	362	395
33 66 99	33	66	99	132	165	198	231	264	297	330	363	396

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

Темы работы:

- моль, эквиваленты простых и сложных веществ, закон эквивалентов, валентность,
- строение атома, химическая связь и строение молекул,
- способы выражения концентраций,
- комплексные соединения,
- произведение растворимости,
- активная концентрация ионов сильных электролитов, ионная сила растворов
- Ионное произведение воды, водородный показатель.
- жесткость воды и методы ее устранения,
- гидролиз солей,
- окислительно-восстановительные реакции,
- Химия s-, p-, в- и f-элементов

Краткое содержание: определение типа химической связи, построение атомных электронных орбиталей, определение эквивалентов различных

веществ, расчет произведения растворимости солей и растворимости различных ионов, определение уровня жесткости воды, определение водородного показателя при гидролизе, расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса. Краткое рассмотрение химии s-, p-, d-, f-элементов различных групп.

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ, ЭКВИВАЛЕНТНАЯ И АТОМНАЯ МАССА МЕТАЛЛА

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется без остатка с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Например, в соединениях HCl, H₂S и NH₃ эквивалент элементов хлора, серы и азота соответственно равен 1 моль, 1/2 моля и 1/3 моля. Масса одного эквивалента называется его эквивалентной массой или молярной массой эквивалента. Выражается в г/моль.

Так, в приведенных примерах эквивалентные массы хлора, серы и азота легко подсчитать, используя атомные массы этих элементов, они соответственно равны:

$m_{\text{э(Cl)}} = 35,5 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э(S)}} = 32:2 = 16 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э(N)}} = 14:3 = 4,7 \text{ г/моль}$. Из разобранных примеров видно, что эквивалентная масса элемента находится из соотношения:

$$\text{Эквивалентная масса} = \frac{\text{молярная масса атома}}{\text{валентность}} \text{ или } m_{\text{э}} = \frac{A}{B}$$

Понятие об эквивалентах и эквивалентных массах распространяется также на сложные вещества. Эквивалентом сложного вещества называется такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом водорода или вообще с одним эквивалентом любого другого вещества.

1. Эквивалентная масса оксида складывается из значений эквивалентных масс составляющих оксид элементов. Например:

а) ZnO, эквивалентные массы металла и кислорода, соответственно равны половине молярных масс атомов:

$$m_{\text{э(Zn)}} = \frac{65}{2} = 32,5 \text{ г/моль}, m_{\text{э(O)}} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{э(ZnO)}} = 32,5 + 8 = 40,5 \text{ г/моль}$$

б) SO₃. Валентность серы в оксиде равна 6, следовательно,
 $m_{\text{э(S)}} = \frac{16}{6} = 2,7 \text{ г/моль}$; $m_{\text{э(SO}_3\text{)}} = 2,7 + 8 = 10,7 \text{ г/моль}$

2. Эквивалентная масса кислоты равна её молярной массе, деленной на основность кислоты (число атомов водорода в молекуле кислоты).

Примеры: а) HNO₃. Молярная масса 63 г/моль. Кислота одноосновная, следовательно, эквивалентная масса равна 63 : 1 = 63 г/моль.

б) H₃PO₄. Молярная масса 98. Основность равна 3.

$$m_{\text{э}} = 98 : 3 = 32,6 \text{ г / моль}$$

3. Эквивалентная масса основания равна его молярной массе, деленной на валентность (степень окисления) металла; образующего основание.

Пример: $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Молярная масса его 58 г/моль. Эквивалентная масса равна $58 : 2 = 29$ г/моль.

4. Эквивалентная масса соли равна отношению её молярной массы к произведению валентности (степень окисления) металла на число его атомов в молекуле.

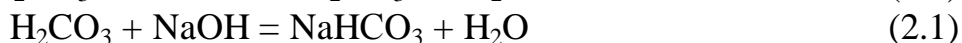
Примеры: а) Na_2CO_3 . Молярная масса соли 106 г/моль. Валентность металла I, число его атомов 2. Эквивалентная масса Na_2CO_3 : $106 : (I \times 2) = 53$ г/моль.

б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Молярная масса 342 г/моль.

$$m_{\text{э(соли)}} = 342 : (3 \times 2) = 57 \text{ г / моль}.$$

5. Эквиваленты одних и тех же сложных веществ и их эквивалентные массы могут иметь различные значения, если их рассматривать не как отдельные вещества, а составные части химических реакций, в которых они участвуют.

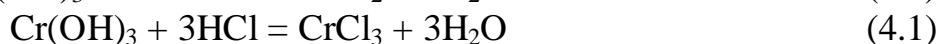
Так, в примерах:



эквивалент H_2CO_3 и его масса зависят от количества атомов водорода, участвующих в реакции и соответственно равны:

$$m_{\text{э}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{62}{2} = 31 \text{ г / моль}, \quad \mathcal{E}_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{1}{2} \text{ моль} \quad (1.2)$$

$$m_{\text{э}(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{62}{1} = 62 \text{ г / моль}, \quad \mathcal{E}_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 1 \text{ моль} \quad (2.2)$$



$$m_{\text{э}(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{M}{2} = \frac{103}{2} = 51,5 \text{ г / моль}, \quad \mathcal{E}_{(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{1}{2} \text{ моль} \quad (3.2)$$

т.к. в реакции было замещено только две гидроксидных группы на кислотный остаток.

$$m_{\text{э}(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{M}{3} = \frac{103}{3} = 34,3 \text{ г / моль}, \quad \mathcal{E}_{(\text{Cr}(\text{OH})_3)} = \frac{1}{3} \text{ моль} \quad (4.2)$$

т.к. произошло замещение всех трех гидроксогрупп.

Известно несколько способов определения эквивалента.

I. Прямое или непосредственное определение эквивалента из соединения элементов с водородом или кислородом.

Пример. Рассчитать эквивалент железа в его оксиде FeO .

Решение: Эквивалент кислорода по определению равен $\frac{1}{2}$ моля атомов, эквивалентная масса кислорода равна $16 : 2 = 8$ г/моль. В данном соединении на

$\frac{1}{2}$ моля атомов кислорода приходится столько же, т.е. $\frac{1}{2}$ моля атомов железа. Следовательно, эквивалент железа в данном оксиде равен $\frac{1}{2}$ моля, а его эквивалентная масса $56 : 2 = 28$ г/моль.

II. Определение эквивалента с помощью **закона эквивалентов**.

Закон эквивалентов (эквивалентных масс), предложенный в 1803-1814 гг. Дальтоном и Рихтером: «Элементы и вещества соединяется друг с другом, а также замещают друг друга в химических реакциях в строго определенных весовых количествах, прямо пропорциональных их эквивалентам»

Математическая запись закона такова:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{э}1}}{m_{\text{э}2}} \quad (5)$$

где m_1 и m_2 – массы взаимодействующих элементов или веществ, г; $m_{\text{э}1}$ и $m_{\text{э}2}$ – соответственно эквивалентные массы этих веществ, г/моль.

Пример. Определить эквивалентную и молярную массы 3-х валентного металла, зная, что 0,52 г его при окислении образуют 0,98 г оксида.

Решение. В соответствии с законом эквивалентов:

$$\frac{m_{(\text{Me})}}{m_{(\text{O})}} = \frac{m_{\text{э}(\text{Me})}}{m_{\text{э}(\text{O})}}$$

Массу кислорода определим по разности масс оксида и металла
 $m_{\text{O}} = 0,98 - 0,52 = 0,46$ г.

Эквивалентная масса кислорода известна, она равна 8 г/моль.

Тогда

$$m_{\text{э}(\text{Me})} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot m_{\text{э}(\text{O})}}{m_{\text{O}}} = \frac{0,52 \cdot 8}{0,46} = 9,0 \text{ г/моль}$$

Т.к. валентность металла равна 3, то его молярная масса

$$A = m_{\text{э}(\text{Me})} \cdot B = 9,0 \cdot 3 = 27 \text{ г/моль.}$$

Примеры решения задач

Пример 1. Определить эквивалентную и молярную массы 3-х валентного металла, зная, что 0,52 г его при окислении образуют 0,98 г оксида.

Решение. В соответствии с законом эквивалентов:

$$\frac{m_{(\text{Me})}}{m_{(\text{O})}} = \frac{m_{\text{э}(\text{Me})}}{m_{\text{э}(\text{O})}}$$

Массу кислорода определим по разности масс оксида и металла
 $m_{\text{O}} = 0,98 - 0,52 = 0,46$ г.

Эквивалентная масса кислорода известна, она равна 8 г/моль.

Тогда

$$m_{\text{э}(\text{Me})} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot m_{\text{э}(\text{O})}}{m_{\text{O}}} = \frac{0,52 \cdot 8}{0,46} = 9,0 \text{ г/моль}$$

Т.к. валентность металла равна 3, то его молярная масса

$$A = m_{\text{э}(\text{Me})} \cdot B = 9,0 \cdot 3 = 27 \text{ г/моль.}$$

Пример 2. Вычислите эквивалентную массу металла, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78 %, эквивалентная масса хлора 35,45 г/моль.

Решение: Массовая доля ω металла в хлориде равна $\omega = 100 - 79,78 = 20,22\%$.

Согласно закону эквивалентов отношение массы металла и массы хлора в соединении (20,22 : 79,78) должны быть равны отношению их эквивалентных масс:

$$\frac{20,22}{79,78} = \frac{m_{\text{э}}(\text{Me})}{35,45}, \quad \text{отсюда } m_{\text{э}}(\text{Me}) = \frac{20,22 \cdot 35,45}{79,78} = 8,98 \text{ г/моль.}$$

Пример 3. Элемент образует гидрид, где его массовая доля 75%. Определите эквивалентную массу элемента.

Решение: Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает его в химических реакциях. Эта задача решается на основе закона эквивалентов, согласно которому химические элементы (сложные вещества) соединяются между собой или замещают друг друга в количествах, пропорциональных их молярным массам эквивалентов. Вычислим массовую долю водорода в гидриде:

$$\omega(\text{Э}) = 100\% - 75\% = 25\%.$$

Согласно закону эквивалентов $m(\text{Э}) / m(\text{H}) = m_{\text{экв.}}(\text{Э}) / m_{\text{экв.}}(\text{H})$. При образовании 100 г гидрида 25 г водорода соединяются с 75 г элемента. Исходя из этого: $m_{\text{экв.}}(\text{Э}) = 1 \cdot 75 / 25 \text{ г} = 3 \text{ г/моль}$.

Пример 4. На восстановление 3,6 г оксида двухвалентного металла израсходовано 1,7 л водорода (н.у.). Вычислить массы эквивалента оксида и металла.

Решение. Вычислим массу эквивалента оксида металла по закону химических эквивалентов, который математически может быть выражен следующей зависимостью:

$$m_{\text{MeO}} / m_{\text{экв. MeO}} = m_{\text{H}_2} / m_{\text{экв. H}_2},$$

где m_{MeO} – масса оксида металла, m_{H_2} – масса водорода, $m_{\text{экв. MeO}}$ – масса эквивалента оксида металла, $m_{\text{экв. H}_2}$ – масса эквивалента водорода.

Так как водород находится в газообразном состоянии, то $m_{\text{H}_2} / M_{\text{экв. H}_2}$ необходимо заменить равным ему отношением $V_{\text{H}_2} / V_{\text{экв. H}_2}$, где V_{H_2} – объем водорода при н. у. Тогда получим:

$$m_{\text{MeO}} / m_{\text{экв. MeO}} = V_{\text{H}_2} / V_{\text{экв. H}_2}.$$

Из полученного уравнения следует:

$$m_{\text{экв. MeO}} = m_{\text{MeO}} \cdot V_{\text{экв. H}_2} / V_{\text{H}_2}.$$

Зная, что эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль, вычислим:

$$m_{\text{экв. MeO}} = 3,6 \cdot 11,2 / 1,7 = 23,72 \text{ г.}$$

Эквивалентная масса кислорода в оксидах равна 8 г/моль, то есть эквивалентная масса металла равна:

$$M_{\text{eq Me}} = 23,72 - 8 = 15,72 \text{ г.}$$

Пример 5. При сгорании 15 г металла образуется 28,32 г оксида металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

Решение: Эквивалентная масса кислорода $m_{\text{экв.}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль}$. Масса кислорода в оксиде $m(\text{O}) = 28,32 - 15,00 = 13,32 \text{ г}$. Тогда согласно закону эквивалентов:

$$m_{\text{экв.}}(\text{Me}) = m_{\text{экв.}}(\text{O}) \cdot m(\text{Me}) / m(\text{O}) = 8 \text{ г/моль} \cdot 15 \text{ г} / 13,32 \text{ г} = 9 \text{ г/моль}.$$

Пример 6. Рассчитайте массу эквивалента металла, если 1,168 г его вытеснили из кислоты 438 мл водорода, измеренного при 17°C и давлении 98642 Па.

Решение: Приведем объем вытесненного водорода к нормальным условиям, воспользовавшись объединенным газовым уравнением:

$$V_0 = P \cdot V \cdot T_0 / P_0 \cdot T = 98642 \cdot 438 \cdot 273 / 1,013 \cdot 10^5 \cdot 298 = 401,5 \text{ мл.}$$

Эквивалентный объем водорода $V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль}$ при н.у., поэтому:
 $m(\text{Me}) / V(\text{H}_2) = m_{\text{экв.}}(\text{Me}) / V_{\text{экв.}}(\text{H}_2);$

$$m_{\text{экв.}}(\text{Me}) = 1,168 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ г/моль} / 0,4015 \text{ л} = 32,58 \text{ г/моль}.$$

Пример 7. На нейтрализацию 0,471 г фосфористой кислоты израсходовано 0,644 КОН. Вычислите массу эквивалента кислоты.

Решение: Эквивалентная масса КОН равна ее молярной массе, так как основание содержит одну гидроксогруппу и составит $m_{\text{экв.}}(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$. Тогда согласно закону эквивалентов:

$$m(\text{кислоты}) / m(\text{KOH}) = m_{\text{экв.}}(\text{кислоты}) / m_{\text{экв.}}(\text{KOH});$$

$$(\text{кислоты}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,471 \text{ г} / 0,644 \text{ г} = 40,96 \text{ г/моль}$$

Пример 8. Рассчитать массу 3 л хлора, взятого при н.у.

Решение: Т.к. молярная масса хлора (Cl_2) равна $35,5 \cdot 2 = 71 \text{ г/моль}$ то из пропорции легко найти массу искомого объема:

$$1 \text{ моль } \text{Cl}_2 - 22,4 \text{ л} - 71 \text{ г.}$$

$$3 \text{ л} - X \text{ г.}$$

$$\text{Таким образом, } X = \frac{3 \cdot 71}{22,4} = 9,5 \text{ г.}$$

Пример 9. Сколько молей и сколько молекул содержится в 2,2 г углекислого газа? Какой объем они занимают при н.у.?

Решение: Т.к. молярная масса углекислого газа (CO_2) равна 44 г/моль, то

$$44 \text{ г} - 1 \text{ моль} - 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$2,2 \text{ г} - x \text{ моль} - y \text{ молекул.}$$

$$x = \frac{2,2 \cdot 1}{44} = 0,05 \text{ моль}$$

$$y = \frac{2,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{44} = 0,301 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Найдем объем газа при н.у.

$$44 \text{ г} - 22,4 \text{ л}$$

$$2,2 \text{ г} - V \text{ л}$$

$$V = \frac{22,4 \cdot 2,2}{44} = 1,12 \text{ л.}$$

Число молекул в 1 моль любого вещества равно постоянной Авогадро. Следовательно, масса молекул газа (m) равна:

$$m = \frac{4}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,665 \cdot 10^{-23}$$

Первое следствие из закона Авогадро позволяет рассчитать объемы эквивалентных масс различных газов.

Так, если эквивалентная масса водорода равна 1,008 г/моль, то её объем равен:

$$1 \text{ моль } H_2 - 22,4 \text{ л} - 2,016 \text{ г.}$$

$$x \text{ л} - 1,008 \text{ г.}$$

$$x = V_{э(H)} = 11,2 \text{ л/моль.}$$

Подобным образом находится объем эквивалентной массы O_2 , который оказывается равным:

$$1 \text{ моль } O_2 - 22,4 \text{ л} - 32 \text{ г.}$$

$$x \text{ л} - 8 \text{ г.}$$

$$x = V_{э(O)} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Пример10. При растворении 0,506 г металла в серной кислоте выделилось 100,8 мл водорода, измеренного при н.у. Определить эквивалентную массу металла.

Решение: Задачу можно решить двумя способами:

а) прямой, подстановкой данных в формулу (II).

$$m_{э(Me)} = \frac{m_{(Me)} \cdot V_{э(H)}}{V_{(H)}} = \frac{0,506 \cdot 11,2}{0,1008} = 56,16 \text{ г/моль}$$

б) используя формулу (I), откуда:

$$m_{э(Me)} = \frac{m_{(Me)} \cdot m_{э(H)}}{m_{(H)}}, \text{ где } m_{э(H)} = 1,008 \text{ г/моль.}$$

Для решения задачи в этом случае надо найти $m_{(H)}$. Согласно следствию из закона Авогадро:

$$1 \text{ моль } H_2 - 22,4 \text{ л (22400 мл)} - 2,016 \text{ г.}$$

$$0,1008 \text{ л (100,8)} - x \text{ г.}$$

$$x = \frac{100,8 \cdot 2,016}{22400} = 0,009 \text{ г.}$$

Теперь найденное значение $m_{(H)}$ подставим в формулу (I)

$$m_{э(Me)} = \frac{0,506 \cdot 1,008}{0,009} = 56,16 \text{ г/моль.}$$

Значения эквивалентных масс позволяют определить атомную массу металлов по формуле:

$$A = T_3 \cdot B$$

где B – валентность металла

A – его атомная масса, в г/моль.

Если же валентность металла неизвестна, то атомную массу можно определить через удельную теплоемкость. В данных расчетах используется правило Дюлонга и Пти: "Произведение удельной теплоемкости простого твердого вещества на его атомную массу для большинства элементов приблизительно одинаково". Полученная величина имеет среднее значение, равное 26,8 Дж/моль·К (6,3 кал/моль·град). Она носит название атомной теплоемкости металлов (C_A) и представляет собой количество тепла, необходимого для нагревания 1 моля атомов металла на один Кельвин. Математически это правило имеет вид:

$$C_A = A \cdot C \sim 26,8 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}, \quad (6)$$

где C – удельная теплоемкость металла, Дж/г·К;

A – атомная масса взятого металла, г/моль.

Под удельной теплоемкостью понимается то количество тепла, которое необходимо затратить для нагревания 1 г вещества на 1 Кельвин.

Пример11. При окислении 0,16 г металла образовалось 0,223 г оксида. Вычислить точную атомную массу металла, зная, что удельная теплоемкость 0,635 Дж/г·К.

Решение: По правилу Дюлонга и Пти найдем приближенное значение атомной массы данного металла:

$$A_{\text{прибл}} = \frac{C_A}{C} = \frac{26,8}{0,635} = 42,2 \text{ г/моль}.$$

По формуле (5) найдем эквивалентную массу этого металла. Масса кислорода: 0,223 г. – 0,16 г. = 0,063 г.

$$m_{\text{э(Мe)}} = \frac{m_{(\text{Me})} \cdot m_{\text{э(O)}}}{m_{(\text{O})}} = \frac{0,16 \cdot 8}{0,063} = 20,04 \text{ г/моль}.$$

Зная приближенную атомную массу металла и его эквивалентную массу, можно найти валентность этого металла.

Полученное значение " B " округляем до целого числа.

$$B = \frac{A}{m_{\text{э}}} = \frac{42,2}{20,04} = 2,1 \approx 2.$$

Точная молярная масса металла находится из соотношения:

$$A_{\text{точная}} = m_{\text{э}} \cdot B = 20,04 \cdot 2 = 40,08 \text{ г/моль}.$$

Контрольные задания

1. В какой массе NaOH содержится такое же количество вещества эквивалентов, сколько в 140 г КОН?(Ответ: 100 г).
2. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите массу эквивалентов этого металла. (Ответ: 32,5 г/моль.)
3. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите массу эквивалентов этого металла. (Ответ: 9 г/моль.)
4. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислите массу эквивалентов и молярную массу этого элемента. (Ответ: 17,3 г/моль; 52 г/моль.)

5. Чему равен при н.у. объем эквивалентов водорода? Вычислите массу эквивалентов металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.). (Ответ: 11,2 л/моль; 32,68 г/моль.)
6. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,8 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Какова молярная масса указанных веществ?
7. Вычислите массу эквивалентов H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.
8. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите массу эквивалентов металла и его оксида. Чему равна молярная масса этого металла. (Ответ: 23 г/моль; 31 г/моль; 23 г/моль.)
9. Чему равен при н.у. объем эквивалентов кислорода? На сжигание 1,5 г двухвалентного металла требуется 0,69 л кислорода (н.у.) Вычислите массу эквивалентов металла и его молярную массу. (Ответ: 5,6 л/моль; 12,17 г/моль; 24,34 г/моль.)
10. Из 3,31 г нитрата металла получается 2,78 г его хлорида. Вычислите массу эквивалентов этого металла. (Ответ: 103,6 г/моль.)
11. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (соляной) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза; б) дихлорид гидроксожелеза; в) трихлорид железа. Вычислите массы эквивалентов $Fe(OH)_3$ в каждой реакции.
12. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы: а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их массы эквивалентов.
13. В каком количестве $Cr(OH)_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96 г $Mg(OH)_2$? (Ответ: 206 г.)
14. 1,60 г кальция и 2,16 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Вычислить эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20,0 г/моль.
15. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите массы эквивалентов металла и его оксида. Чему равна молярная масса металла? (Ответ: 27,9 г/моль; 35,9 г/моль; 55,8 г/моль.)
16. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите массу эквивалентов и молярную массу металла. (Ответ: 9 г/моль; 27 г/моль.)
17. Исходя из молярной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды. (Ответ: 10 г; 310 г.)
18. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите массу эквивалентов и основность H_3PO_4 в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции. (Ответ: 49 г/моль)
19. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г KOH. Вычислите массу эквивалентов и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции. (Ответ: 41 г/моль.)
20. Сравните число молекул, содержащихся в 4 кг H_2SO_4 с числом молекул, содержащихся в 4 кг HNO_3 .

21. Вычислить массу одной молекулы газа, если масса 10^{-3} м^3 газа (н.у.) равна $0,1785 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$.

22. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 г H_2SO_4 с числом молекул, содержащихся в 1 г HNO_3 . В каком случае и во сколько раз число молекул больше?

23. Масса 2,24 л газа (н.у.) равна 2,8 г. Чему равна молярная масса газа? (Ответ: 28 г/моль.)

24. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,00 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

25. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Вычислите массы эквивалентов металла и его оксида. (Ответ: 9 г/моль; 17 г/моль.)

26. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .

27. Некоторое количество металла, масса эквивалента которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 0,35 л водорода, измеренного при н. у. Определить массу металла.

28. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2 % (масс.) As, а другой – 75,7 % (масс.) As. Определить массы эквивалента мышьяка в обоих случаях.

29. $5,35 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ металла вытесняют из кислоты $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода (н.у.). Вычислить массу эквивалента металла.

30. Определить массу металла, вытеснившего из кислоты 3,6 л водорода (н. у.), если масса эквивалента металла равна 28 г/моль.

31. На восстановление $49 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ оксида двухвалентного металла израсходовано $30,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода (н. у.). Вычислить массу эквивалента металла.

32. Вычислите эквивалентную и атомную массу двухвалентного металла, если на окисление 8,34 г этого металла пошло 0,68 л кислорода (н.у.)

33. Одно и то же количество металла соединяется с 0,6 г кислорода и 9,534 г галогена. Вычислить массу эквивалента галогена.

СТРОЕНИЕ АТОМА.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Ядро - составная часть атома. Частицы, входящие в состав ядра атома - протоны и нейтроны (нуклоны).

Протон - положительно заряженная стабильная элементарная частица с массой в $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$, являющаяся ядром лёгкого изотопа водорода (протия) и входящая в состав всех атомных ядер.

Нейтрон - нейтральная частица, заряд которой равен 0.

Энергия ионизации атома (кДж/моль) - минимальная энергия, необходимая для отрыва одного наиболее слабо связанного электрона от нейтрального атома.

Энергия, выделяющаяся при присоединении к атому одного электрона, называется *сродством к электрону*.

Электроотрицательность - способность атома в соединении притягивать к себе электроны (электронную плотность по связи).

Валентность элемента — способность атома данного элемента присоединять определённое число других атомов с образованием химических связей.

Самопроизвольный распад атомов элементов, сопровождающийся испусканием излучения, называется радиоактивностью.

Атомы одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются изотопами.

Периодический закон Д.И. Менделеева (1869 г.). *Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.*

Пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется *орбиталью*. Орбитали, имеющие форму шара -s-орбитали; форму гантели (объёмной восьмёрки) - p-орбитали; сложную форму — d- и f-орбитали.

Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются спаренными (или неподелённой электронной парой).

Каждый электрон в атоме занимает определённую орбиталь и образует электронное облако, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Квантовые числа - числа, описывающие состояние конкретного электрона в электронном облаке атома:

- *главное* n - характеризует энергию энергетического уровня и определяет размер электронного облака в зависимости от расстояния электрона от атомного ядра. Главное квантовое число принимает значения целых чисел $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... \infty$; соответствует номеру периода;

- *орбитальное* (побочное, азимутальное) ℓ - характеризует форму орбиталей. Принимает значения целых чисел от 0 до $(n - 1)$;

- *магнитное* m_ℓ - характеризует направление орбиталей (электронных облаков) в пространстве. Принимает значения целых чисел от -1 через 0 до +1;

- *спиновое* m_s - характеризует вращение электрона вокруг своей оси. Принимает только два значения: $+1/2$ и $-1/2$.

Совокупность орбиталей, имеющие одинаковое значение главного квантового числа, - энергетический уровень. Общее число электронов на энергетическом уровне $N = 2n^2$.

Энергетические уровни состоят из энергетических подуровней. Энергетический подуровень - совокупность орбиталей, находящихся на одном энергетическом уровне и имеющих одинаковую форму.

Совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне, - электронный слой.

s-элементы (элементы s-семейства) — элементы, в атомах которых электроны внешнего слоя находятся на s-орбиталях.

Элементы, в атомах которых электроны внешнего слоя находятся на p-орбиталях, называются p-элементами.

Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям определяется тремя основными положениями:

1) *принципом Паули*, который устанавливает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырёх квантовых чисел;

2) *принципом наименьшей энергии* (принципом минимума энергии). Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т. е. электрон должен обладать наименьшей энергией;

3) *правилом Хунда*, согласно которому определяется порядок заполнения орбиталей. Орбитали в пределах энергетического подуровня сначала заполняются все по одному электрону, затем их занимают вторые электроны.

Последовательность заполнения атомных электронных орбиталей в зависимости от значений главного n и орбитального ℓ квантовых чисел определяется *первым правилом Клечковского*: при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n + \ell$) к орбиталям с большим значением этой суммы.

Порядок заполнения электронами энергетических подуровней определяется *вторым правилом Клечковского*: при одинаковых значениях суммы ($n + \ell$) заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа n .

Валентные электроны - электроны (в атоме), которые могут участвовать в образовании химических связей.

Ковалентная связь - химическая связь между двумя атомами, осуществляемая за счёт общей электронной пары. Если ковалентная связь образуется между двумя атомами элементов с одинаковой электроотрицательностью, то такая связь называется неполярной (H_2); с разной электроотрицательностью - полярной (HCl).

Характерные свойства ковалентной связи - её длина, энергия, насыщенность и направленность.

Длина связи - это межъядерное расстояние. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина.

Мерой прочности связи является энергия связи. Энергия связи определяется количеством энергии, которое необходимо для разрыва связи.

Насыщенность ковалентной связи объясняется наличием у атома того или иного элемента определённого числа неспаренных электронов.

Направленность ковалентной связи обуславливает пространственную структуру молекул, т. е. их геометрию (форму).

Гибридизация атомных орбиталей - смешение атомных орбиталей (электронных облаков) различного типа, в результате которого образуются одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали.

Связь, образованная электронными облаками по линии, соединяющей ядра атомов, называется сигма-связью (σ). Одинарные связи всегда являются σ -связями.

Связь, образованная перекрыванием электронных облаков по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов, называется пи-связью (π).

Ковалентная связь, возникшая между двумя атомами за счёт неподелённой пары электронов одного атома (донора) и свободной орбиталью другого (акцептор), называется донорно-акцепторной или координационной.

Ионная связь образуется между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности (как правило, между атомами типичных металлов и типичных неметаллов).

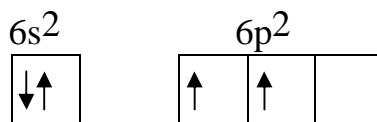
Металлическая связь характерна для металлов. В узлах металлической решётки находятся свободные атомы и положительно заряженные ионы металлов. Связь осуществляется валентными электронами атомов металлов («электронным газом»), свободно перемещающимися в объёме решётки, обеспечивая связь.

Водородная связь - вид химической связи, в основе которой лежит взаимодействие атома водорода, соединённого ковалентной связью с электроотрицательным атомом (S, O, N и др.), и неподелённой парой электронов другого атома (обычно O, N). Такая связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной

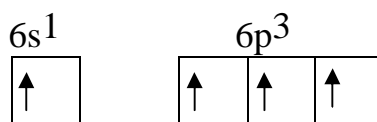
Примеры решения задач

Пример 1. Составить электронную формулу элемента с порядковым номером 82. По форме записи определить, в каком периоде и группе находится данный элемент, и какому семейству он принадлежит. Составить графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей атома этого элемента в нормальном и возбужденном состояниях.

Решение. Согласно правилу Клечковского составляем электронную формулу элемента: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$. Этот элемент – Pb, находится в 6 периоде ($n = 6$), IV группе (на последнем уровне 4 электрона), принадлежит p-семейству (последние электроны заполняют p-подуровень). Валентные орбитали в этом атоме – орбитали внешнего (шестого) уровня, $6s^2 6p^2$ – электроны, определяющие химические свойства и валентность элемента. В основном состоянии графическая схема их заполнения имеет вид:



В возбужденном состоянии один из 6s-электронов может быть переведен на вакантную 6p-орбиталь:



Пример 2. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей, вычислить их разность для связей Н–О и О–Rb в гидроксиде RbOH и определить:

- какая из связей в молекуле характеризуется большей степенью ионности;
- каков характер диссоциации этих молекул в водном растворе.

Решение. По данным табл. 1 вычисляем разность относительных электроотрицательностей для связей О–Н и О–Rb: $\Delta\chi_{\text{O-H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4$, $\Delta\chi_{\text{O-Rb}} = 3,5 - 0,8 = 2,7$. Связь О – Rb более полярна и характеризуется большей степенью ионности. Диссоциация на ионы в водных растворах будет осуществляться по наиболее ионной связи в соответствии со схемой: $\text{Rb(OH)} \leftrightarrow \text{Rb}^+ + \text{OH}^-$, то есть по типу оснований.

Пример 3. Как изменяется прочность связи в ряду $\text{CO}_2\text{--SiO}_2\text{--GeO}_2\text{--SnO}_2$? Указать причины этих изменений.

Решение. В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (C, Si, Ge, Sn) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком кислорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента. Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов к области перекрывания электронных облаков, т. е. ослабление связи. С другой стороны, возрастающее экранирование ядер рассматриваемых элементов в ряду C–Si–Ge–Sn вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев также приводит к уменьшению прочности связи.

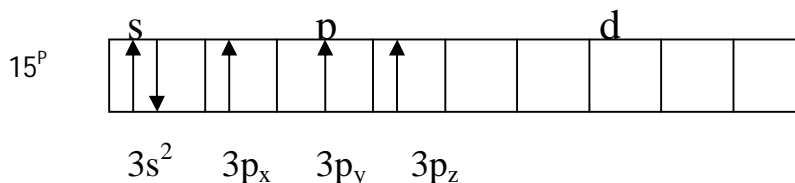
Пример 4. Описать свойства атома индия и его положение в периодической системе элементов.

Решение. Так как $Z=49$, заряд ядра атома In и общее количество электронов равны 49. Зная, что свойства атома определяет структура его валентных электронов, начнем с ее построения. Индий находится в 5 периоде III A группы, отсюда его валентные электроны имеют следующую структуру: $5s^2 5p^1$.

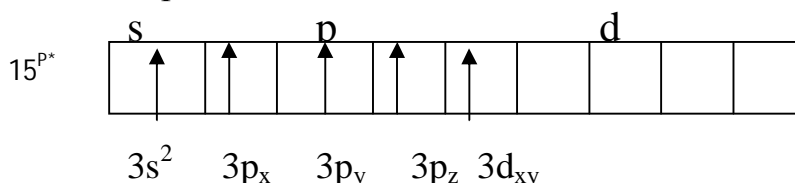
Наличие трех электронов на внешнем уровне и большой радиус атома ($n=5$) предполагают достаточную легкость отдачи электронов (небольшая энергия ионизации) и как следствие – металлические свойства и достаточно высокую химическую активность.

Пример 5. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами (спин-валентность), может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном* состояниях?

Решение. Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора $\dots 3s^2 3p^3$ (учитывая правило Хунда, $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$) по квантовым ячейкам имеет вид:



Атомы фосфора имеют свободные d – орбитали, поэтому возможен переход одного 3s – электрона в 3d – состояние:

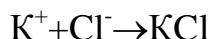
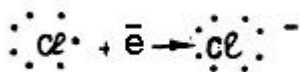


Отсюда валентность фосфора в нормальном состоянии равна трем, а в возбужденном – пяти.

Пример 6. Укажите тип связей в молекулах F_2 , KCl , HCl . Приведите электронные модели их строения.

Решение. Молекула F_2 состоит из двух одинаковых атомов фтора, поэтому ковалентная связь будет неполярной. Так как структура валентных электронов фтора $\dots 2s^2 2p^5$, строение молекулы можно представить: $F : F$

Молекула KCl состоит из двух резко отличающихся по электроотрицательности атомов металла (K) и неметалла (Cl), что определяет ионный тип связи; $K^0 - \bar{e} \rightarrow K^+$



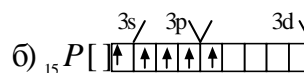
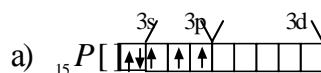
Молекула HCl тоже состоит из двух разных атомов H и Cl, поэтому в данном случае имеем ковалентную полярную связь, причем общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому хлора: $H : F$

Пример 7. Определите тип кристаллической решетки SiC и сделайте вывод о свойствах данного вещества.

Решение. Валентные электронные структуры кремния и углерода сходны ($\dots 3s^2 3p^2$ и $\dots 2s^2 2p^2$), поэтому в результате перекрывания они образуют ковалентную связь (малополярную). Так как их насыщенность в соединении высока (четыре связи), вещество является твердым и образует атомную кристаллическую решетку. А это влечет за собой высокую твердость вещества, его тугоплавкость, малую растворимость и диэлектрические свойства.

Пример 8. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами, может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном состоянии?

Решение. Распространение электронов внешнего энергетического уровня фосфора $\dots 3s^2 3p^3$ (учитывая правило Хунда, $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$) по квантам - ячейкам имеет вид (а):



Атомы фосфора имеют свободные d-орбитали, поэтому возможен переход одного 3s-электрона в 3d-состояние (б). Отсюда валентность фосфора в нормальном состоянии равна трем, а в возбужденном - пяти.

Контрольные задания

35. Какова валентность металлов второй главной подгруппы в устойчивом и возбужденном состоянии?

36. Какой тип гибридизации внешних электронов отвечает атому углерода при степени окисления +4?

37. Какова валентность углерода в нормальном и возбужденном состоянии?

38. Как изменяются валентность, окислительная активность, температуры плавления и кипения элементов главной подгруппы шестой группы?

39. Какую валентность обнаруживает железо в своих соединениях?

40. На основе электронных структур дать объяснение, почему азот и ванадий находятся в различных подгруппах одной группы?

41. У какого из элементов четвертого периода - марганца или брома сильнее выражены восстановительные свойства?

42. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

43. Пользуясь электронной структурой атома Si в возбужденном состоянии, объяснить механизм образования молекулы SiF_4 и иона SiF_6^- .

44. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 26. Объясните, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов.

45. Составьте электронную формулу химического элемента с порядковым номером 50. Объясните, к какому электронному семейству относится этот элемент. Назовите его электронные аналоги. Приведите значения квантовых чисел для валентных электронов. Определите высшую степень окисления элемента.

46. Что такое электроотрицательность? Как меняются окислительно-восстановительные свойства элемента с изменением величины электроотрицательности. Сравните свойства Be, Ba, O.

47. Какие значения квантовых чисел m_l и m_s возможны для 2p состояния электрона? Охарактеризуйте квантовыми числами электроны атома натрия (основное состояние).

48. Сколько электронов в атоме стронция имеют значение квантового числа $l=0$? Какую характеристику движения электрона определяет орбитальное квантовое число?

49. Напишите электронную формулу марганца. Определите, к какому электронному семейству относится этот элемент. Какую степень окисления имеет этот элемент в возбужденном состоянии?

50. Какая химическая связь характеризуется насыщенностью и направленностью? Почему?

51. Вещества с каким типом кристаллической решетки обладают высокими значениями прочности, твердости, температуры плавления, низкой электропроводностью?

52. В какой из указанных молекул ковалентная связь между атомами неполярная HCl , HF , NH_3 , CO_2 ?

53. Как изменяется поляризуемость молекул в ряду HF , HCl , HI ?

54. Какие молекулы являются наиболее полярными: CO_2 , H_2O , SO_3 , SO_2 ?

55. Укажите тип химической связи в молекулах: C_2H_4 , HNO_3 , KMgCl_3 , KNO_3 , SiO_2 .

56. Изобразите электронные схемы и укажите валентность и степень окисления азота в соединениях: N_2 , NH_3 , N_2H_4 , NH_4^+ .

57. Составьте электронную формулу элемента в виде энергетических ячеек. Укажите степени окисления элемента и типы химической связи в соединениях: Sn , Na_2SnO_3 , K_2SnO_2 , SnS_2 .

58. Составьте структурную формулу соединения B_2H_6 . Укажите степени окисления элементов и тип химической связи, используя значение электроотрицательности.

59. Расположите молекулы в порядке возрастания полярности связи: CO_2 ($\mu=0$ - электрический момент связи); NH_3 ($\mu=1,48$ D); H_2O ($\mu=1,84$ D); SO_2 ($\mu=1,61$ D). Объясните, почему молекула CO_2 - неполярна, а SO_2 - полярная молекула. Графически изобразите структуру молекул.

60. В какой из указанных в ответе молекул имеет место, кроме σ -связи одна локализованная π -связь? Ответ: 1) C_2H_2 ; 2) Cl_2 ; 3) N_2 ; 4) CH_4

61. В какой из указанных в ответе молекул σ -связь образуется за счет перекрывания только p-орбиталей? Ответ: 1) H_2Te ; 2) HI ; 3) I_2 ; 4) NH_3 .

62. Какую химическую связь называют водородной? Объясните механизм образования водородной связи. Приведите примеры веществ, имеющих водородные связи.

63. Определить, какая из молекул HCl , HBr , HI наиболее полярна. Почему?

64. Перекрывание каких атомных орбиталей образуются химические связи в молекулах LiF , MgF_2 , CF_4 . В каком из этих соединений и почему химическая связь более всего приближается к ионной?

65. В какой из приведенных молекул атом углерода валентно насыщен? Ответ: 1) CO_2 ; 2) CS_2 ; 3) CO ; 4) H_2CO_3 .

66. Какая связь Ca-H , C-S , I-Cl является наиболее полярной?

67. Чем объясняется неодинаковый тип связи в молекула Cl_2 , RbCl , HCl ?

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества в единице объема или веса растворителя.

Существуют следующие основные способы выражения концентрации раствора:

1. **Весовые проценты** показывают весовое количество растворенного компонента, содержащегося в 100 весовых частях раствора.

По табличным данным для веществ определенной концентрации находят плотность вещества при определенной температуре. Так, 20% раствор HCl имеет плотность $d = 1,1 \text{ г/см}^3$ при 15°C .

Массовая доля растворенного вещества $W(B)$ выражается в долях единицы или в процентах (W , ω или $C\%$):

$$W_B = \frac{m(B)}{m(A) + m(B)} \text{ (доли)}, \quad \text{или} \quad W_B = \frac{m(B)}{m(A) + m(B)} \cdot 100\%$$

$$\text{или} \quad \omega = \frac{m_{B-BA}}{m_{p-ра}} \cdot 100\%$$
$$m_{p-ра} = m_{\text{раств. в-ва}} + m_{\text{растворителя}}$$

где $m(B)$ и $m(A)$ – масса растворенного вещества B и масса растворителя A.

Например, 5% раствор борной кислоты содержит 5 весовых частей борной кислоты и 95 весовых частей воды.

2. **Молярная концентрация** (C_M , M) – определяет количество молей растворенного компонента в 1 л раствора.

$$C_M = \frac{m_{в-ва}}{M \cdot V},$$

где $m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса вещества, г/моль;

V – объем раствора, л.

Например, 1M H₂SO₄ - одномолярный раствор содержит в литре раствора 1 моль кислоты, т.е. 98 г, децимолярный 0,1 M - 9,8 г H₂SO₄; сантимольный 0,01 M - 0,98 г H₂SO₄.

3. **Нормальная концентрация** (C_N или N, или n) выражается количество эквивалентов растворенного вещества в литре раствора:

$$C_N = \frac{m_{в-ва}}{m_{\text{экв}} \cdot V}$$

где $m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{экв}}$ – эквивалентная масса вещества, г/моль;

V – объем раствора, л.

Например, 1n H₂SO₄ - однонормальный раствор H₂SO₄ содержит в 1 литре раствора 1 г-экв. кислоты, т.е. 49 г.

4. **Моляльная концентрация** или моляльность (C_m) показывает количество молей растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$C_{\mu} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot m_{\text{р-ра}}},$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса вещества, г/моль;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора ($m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{растворителя}}$), г.

5. Концентрация раствора выражается еще через **титр**. Это такое количество вещества в граммах, которое содержится в 1 см³ (мл) раствора. Титр связан с нормальностью раствора соотношением:

$$T = \frac{N \cdot m_{\text{экв.}}}{1000} \text{ г/см}^3,$$

где N – нормальность раствора в г·экв/л;

$m_{\text{экв.}}$ – эквивалентная масса вещества, г/моль.

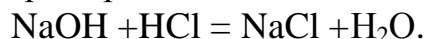
Для определения концентрации растворов применяется метод объемного анализа. Этот метод заключается в определении концентрации исследуемого раствора с помощью другого раствора известной концентрации, называемого титрованным раствором.

Раствор с известной концентрацией (титрованный раствор) наливается в бюретку. К определенному объему исследуемого раствора, помещенного в колбу, по каплям прибавляют титрованный раствор из бюретки, непрерывно взбалтывая раствор в колбе. Такой процесс взаимодействия растворов называется процессом титрования. Его ведут в присутствии индикаторов. Окончание реакции (эквивалентная точка) определяется по изменению окраски индикатора

Реагирующие вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях. Грамм-эквивалент одного вещества реагирует с грамм-эквивалентом другого вещества. Поэтому растворы одинаковой концентрации реагируют в равных объемах. Растворы различной концентрации реагируют в объемах, обратно пропорциональных их нормальностям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} \text{ (или молярностям } V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2)$$

Объем и нормальность титрованного раствора известны, объем определяемого раствора берется в известном количестве, и из этого соотношения вычисляется нормальность определяемого раствора. Одним из методов объемного анализа является метод нейтрализации. В основе его лежит реакция нейтрализации, например:



Вещества при этом реагируют в эквивалентных соотношениях. Точка эквивалентности определяется с помощью индикаторов.

Примеры решения задач

Пример 1. Массовая доля растворенного вещества.

Определите массовую долю (в %) хлорида калия в растворе, содержащем 0,072 г KCl в 0,3 л раствора, плотность которого 1,12 г/мл.

Решение: Массовая доля показывает, сколько единиц массы растворенного вещества содержится в 100 единицах массы раствора. Массовая доля безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или в процентах: $\omega(x) = 100 \cdot m(x) / m$, где $\omega(x)$ - массовая доля (в %) растворенного вещества, г; m - масса раствора, г. Масса раствора равна произведению объема раствора на его плотность: $m = V \cdot \rho$. Тогда $\omega(x) = m(x) / V \cdot \rho \cdot 100 \%$.

Массовая доля хлорида калия в растворе равна:
 $\omega(KCl) = 0,072 \cdot 100 / 1,12 \cdot 300 = 0,2 \%$.

Пример 2. Молярная концентрация раствора.

Какова масса соляной кислоты, содержащейся в 0,4 л раствора, если молярная концентрация раствора равна 0,25 моль /л.

Решение: Молярная концентрация раствора (молярность) показывает количество растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора. Молярную концентрацию (моль/ л) выражают формулой, где $m(x)$ - масса растворенного вещества, г; M - молярная масса растворенного вещества, г/ моль, V - объем раствора, л. $M(HCl) = 36,5$ г/моль. Масса HCl, содержащегося в растворе, равна:

$$m(HCl) = C_m(HCl) \cdot M(HCl) \cdot V = 0,25 \cdot 36,5 \cdot 0,4 = 3,65 \text{ (г)}.$$

Пример 3. Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация).

Определите молярную концентрацию эквивалента хлорида кальция, если в 0,5 л раствора содержится 33,3 г $CaCl_2$.

Решение: Нормальность раствора показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора: $C_N = m(x) / m_{\text{э}}(x) \cdot V$, где $m(x)$ - масса растворенного вещества, г; $m_{\text{э}}(x)$ - масса эквивалента растворенного вещества, г/моль; V - объем раствора, л. Масса эквивалента $CaCl_2$ равна $m_{\text{э}}(CaCl_2) = M(CaCl_2) / 2 = 111 / 2 = 55,5$ г/ моль.

Концентрация эквивалента раствора $CaCl_2$ равна:

$$C_N(CaCl_2) = 33,3 / 55,5 \cdot 0,5 = 1,2 \text{ моль/ л}.$$

Пример 4. Моляльность раствора.

В какой массе воды надо растворить 3,5 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$, чтобы получить раствор, моляльность которого равна 0,5 моль/ кг?

Решение: Моляльность раствора C_m (моль/ кг) показывает количество растворенного вещества, находящегося в 1 кг растворителя: $C_m = m_{\text{в-ва}} / M \cdot m_{\text{р-ра}}$, где $m_{\text{р-ра}}$ - масса раствора, (кг); M - молярная масса растворенного вещества, (г/моль); $m_{\text{в-ва}}$ - масса растворенного вещества, (г).

$M(C_6H_{12}O_6) = 180$ г/моль. Масса раствора равна:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} / M(x) \cdot C(x) = 3,5 / 180 \cdot 0,5 = 0,0097 \text{ кг}.$$

Масса растворителя равна:

$$m_{\text{р-рителя}} = 0,0097 - 0,0035 = 0,0062 \text{ г}.$$

Пример 5. Титр раствора (Т).

Определите титр 0,01 н раствора KOH.

Решение: Титр раствора показывает массу в граммах растворенного вещества, содержащегося в 1 мл раствора: $T(x) = m(x) / V$, где $m(x)$ – масса

растворенного вещества, г; V - объем раствора, мл. В 1 л 0,01н КОН содержится 0,561г гидроксида калия. Титр этого раствора равен: $T(\text{KOH}) = 0,561/1000 = 0,000561$ г / мл.

Пример 6. Молярная доля растворенного вещества и растворителя в растворе.

Рассчитайте молярные доли спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и воды в растворе с массовой долей спирта 40 %.

Решение: Молярная доля χ_i вещества в растворе равна отношению количества данного вещества к общему количеству всех веществ, содержащихся в растворе: $\chi_i = n_i / \sum n_i$, где $\sum n_i$ - количество всех веществ, содержащихся в растворе. В 100 г раствора с массовой долей спирта равной 40% содержится 40 г спирта и 60 г воды. Определяем количество спирта и воды: $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 40/46 = 0,87$ моль; $n(\text{H}_2\text{O}) = 60/18 = 3,33$ моль; $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + n(\text{H}_2\text{O}) = 0,87 + 3,33 = 4,2$ моль.

$$\chi(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,87 / 4,2 = 0,21; \chi(\text{H}_2\text{O}) = 3,33 / 4,2 = 0,79.$$

Пример 7. Вычисления, связанные с пересчетом концентраций растворов из одних единиц в другие.

Вычислите нормальную концентрацию, молярную концентрацию и моляльность раствора, в котором массовая доля CaCO_3 равна 5%. Плотность раствора равна 1,12 г / мл.

Решение: Определим молярную массу и массу эквивалента CaCO_3 . $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г / моль; $m_{\text{экв.}}(\text{CaCO}_3) = 100 / 2 = 50$ г / моль. В 100 г раствора с массовой долей CaCO_3 5 % содержится 5г CaCO_3 и 95 г воды. Следовательно, моляльность раствора CaCO_3 равна $C_m(\text{CaCO}_3) = 5/100 \cdot 0,095 = 0,526$ моль / кг. Молярная концентрация и нормальная концентрация относятся к 1л раствора, т.е. $m = 1000 \text{ мл} \cdot 1,12 \text{ г/мл} = 1120$ г. В этой массе раствора содержится $1120 \cdot 0,05 = 56$ г карбоната кальция.

Молярная концентрация и нормальная концентрация соответственно равны: $C_M(\text{CaCO}_3) = 56 / 100 \cdot 1 = 0,56$ моль/ л; $C_N(\text{CaCO}_3) = 56/50 \cdot 1 = 1,12$ моль / л.

Пример 8. Расчеты, связанные с приготовлением растворов.

Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 37,23 % и плотностью 1,19 г/мл требуется для приготовления 20 л 0,1М раствора этой кислоты?

Решение: Сначала определяем массу соляной кислоты в 20л 0,1М раствора: $C_M(\text{HCl}) = m(\text{HCl})/M(\text{HCl}) \cdot V$; $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль; $m(\text{HCl}) = 0,1 \cdot 36,5 \cdot 20 = 73$ г. Чтобы ответить на вопрос задачи, надо определить, в каком объеме раствора с массовой долей HCl 37,23 % содержится 73 г HCl : $V = \text{HCl} \cdot 100 \% / \omega \% \cdot \rho = 73 \cdot 100 / 37,23 \cdot 1,19 = 164,8$ мл. Следовательно, чтобы приготовить 20 л 0,1 М HCl , надо израсходовать всего 164,8 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 37,23 %.

Пример 9. Разбавление растворов

К 1 л 10%-го раствора КОН (пл. 1,092 г/см³) прибавили 0,5 л 5%-го раствора КОН (пл. 1,045 г/см³). Объем смеси довели до 2л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение: Масса 1 л 10%-го раствора КОН равна 1092 г. В этом растворе содержится $1092 \cdot 10/100 = 109,2$ г КОН. Масса 0,5 л 5%-го раствора равна $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. В этом растворе содержится $522,5 \cdot 5/100 = 26,125$ г КОН.

В общем объеме полученного раствора (2 л) содержание КОН составляет $109,2 + 26,125 = 135,325$ (г). Отсюда молярность этого раствора $C_M = 135,325/2 \cdot 56,1 = 1,2$ М, где 56,1 г/моль - молярная масса КОН.

Контрольные задания

67. Какие способы выражения содержания компонентов в растворе являются безразмерными? В 150 г воды растворено 14 г вещества. Вычислить процентную концентрацию раствора. (Ответ: 8.54%)

68. Вычислить процентную и молярную концентрации раствора H₂SO₄, полученного при растворении 22 г кислоты в 378 мл H₂O, если плотность его равна 1,045 г/см³. (Ответ: 5,5%, 0,6 м.)

69. Перечислите объемные концентрации растворов. Определите массу Na₃PO₄, необходимую для приготовления 500 мл раствора с молярной концентрацией $1,34 \cdot 10^{-2}$ моль/л. (Ответ: 1,1 г.)

70. Определите массу NaOH, необходимую для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией 0,15.

71. Определите массу FeCl₃, необходимую для приготовления 0,5 М раствора.

72. Определите объем воды, который необходимо добавить к 200 мл раствора HCl с молярной концентрацией 5 моль/л, чтобы получить раствор с концентрацией 3,2 моль/л. (Ответ: 112,5 мл.)

73. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора AgNO₃, потребовалось 50 см³ 0,2 н раствора HCl. Какова нормальность раствора AgNO₃? Какая масса AgCl выпала в осадок? (Ответ: 0,1 н; 1,433 г.)

74. Вычислите эквивалентную (нормальную) концентрацию 16%-го раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/см³. (Ответ: 4.14 н)

75. Определить объем раствора H₂SO₄ с молярной концентрацией 5 моль/л, необходимый для приготовления 300 мл раствора с концентрацией эквивалентов 0,2 н. (Ответ: 6 мл.)

76. Определите, какой объем 2М раствора Cu(NO₃)₂ необходим для приготовления 180 мл раствора с нормальной концентрацией 0,2 н. (Ответ: 9 мл.)

77. На нейтрализацию 50 см³ раствора кислоты израсходовано 25 см³ 0,5 н раствора щелочи. Чему равна нормальность кислоты? (Ответ: 0,25 н.)

78. Какой объем 96%-й серной кислоты плотностью 1,84 г/см³ потребуется для приготовления 3 л 0,4 н раствора? (Ответ: 33,32 см³.)

79. Какая масса HNO_3 содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см^3 $0,4 \text{ н}$ раствора NaOH ? (Ответ: $0,882 \text{ г}$)
80. Вычислите молярную и эквивалентную концентрации K_2SO_4 , в $0,02 \text{ л}$ которого содержится $2,74 \text{ г}$ растворенного вещества.
81. К $0,10 \text{ л}$ раствора хлорида бария с массовой долей BaCl_2 20% ($\rho=1203 \text{ кг/м}^3$) прибавлен раствор сульфата хрома (III). Вычислите массу образовавшегося осадка BaCl_2 .
82. Водный раствор содержит 577 г H_2SO_4 в 1 л . Плотность раствора 1335 кг/м^3 . Вычислите массовую долю (%) H_2SO_4 , а также молярную и эквивалентную концентрации раствора.
83. Для нейтрализации 20 мл $0,1 \text{ н}$ раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора NaOH . Найдите нормальность раствора NaOH . Сколько г NaOH содержится в 1 л этого раствора.
84. Вычислить массовую долю (%) HNO_3 в растворе и титр 8 н HNO_3 , плотность раствора равна 1246 кг/м^3 .
85. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего $1,4 \text{ г}$ KOH , требуется 50 мл раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты.
86. Вычислите эквивалентную массу двухосновной кислоты, в $12,5 \text{ н}$ растворе которой массовая доля этой кислоты 37% , а плотность равна 1664 кг/м^3 . Какая это кислота? Чему равны молярная концентрация и титр раствора этой кислоты.
87. Для нейтрализации 25 мл азотной кислоты потребовалось 10 мл $0,5 \text{ н}$ раствора щелочи. Определите титр и нормальность кислоты.
88. Какой объем $0,1 \text{ н}$ HNO_3 можно приготовить из $0,7 \text{ л}$ раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ($\rho=1180 \text{ кг/м}^3$)?
89. Какой объем раствора фосфорной кислоты с массовой долей H_3PO_4 36% ($\rho=1216 \text{ кг/м}^3$) требуется для приготовления 13 л $0,15 \text{ н}$ раствора H_3PO_4 .
90. Сколько мл $0,2 \text{ н}$ раствора щелочи потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всего железа, содержащегося в 100 мл $0,5 \text{ М}$ раствора FeCl_3 ?
91. Какой объем 5 н раствора NaOH можно приготовить из 4 л раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 50% ($\rho=1525 \text{ кг/м}^3$)?
92. Какой объем $0,2 \text{ М}$ раствора NaOH потребуется для нейтрализации 250 мл раствора серной кислоты, содержащего $24,5 \text{ г}$ H_2SO_4 ?
93. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 96% ($\rho=1835 \text{ кг/м}^3$) нужно взять для приготовления 5 л $0,5 \text{ н}$ раствора?
94. Какой объем $0,25 \text{ М}$ раствора H_2SO_4 можно нейтрализовать прибавлением $0,6 \text{ л}$ $0,15 \text{ н}$ раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
95. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl в растворе 30% ($\rho=1149 \text{ кг/м}^3$) следует добавить к 5 л $0,5 \text{ н}$ раствора HCl для получения 1 н раствора.
96. 2. На нейтрализацию 31 мл $0,16 \text{ н}$ раствора щелочи требуется 217 мл раствора H_2SO_4 . Чему равны молярность и титр раствора H_2SO_4 ?
97. Вычислите молярность, нормальность и титр раствора хлорида кальция с массовой долей CaCl_2 20% ($\rho=1178 \text{ кг/м}^3$).

98. Какой объём 1 н раствора H_2SO_4 требуется для нейтрализации 5мл раствора NaOH с массовой долей 30% ($\rho=1328 \text{ кг/м}^3$)?

99. Какой объём 0,3 н раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора содержащего 0,32 г NaOH в 40 мл?

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Молекулярные соединения, образование которых из более простых молекул не связано с возникновением новых электронных пар, называются комплексными.

Донорно-акцепторная связь возникает между готовыми молекулами, и акцептор заставляет НЭП пары донора взаимодействовать с ним, и такое взаимодействие приводит к образованию координационной связи и объединяет молекулы между собой, образуя комплексные соединения.

Наиболее полно свойства и строение комплексных соединений объясняет координационная теория, предложенная в 1893г. швейцарским химиком, лауреатом нобелевской премии Альфредом Вернером.

Согласно координационной теории, в молекуле любого комплексного соединения один из ионов, обычно положительно заряженный, занимает центральное место и называется комплексообразователем или центральным ионом. Вокруг него в непосредственной близости расположено или, как говорят, координировано некоторое число противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул, называемых лигандами (или аддендами) и образующих внутреннюю координационную сферу соединения. Остальные ионы находятся на более далеком расстоянии от центрального иона, составляя внешнюю координационную сферу. Число лигандов, окружающих центральный ион, называется **координационным числом**.

Координационное число не является неизменной величиной для данного комплексообразователя, и зависит от природы лиганда.

Анализируя координационные числа многих комплексных соединений Вернер пришел к выводу, что заряд центрального атома является основным фактором, влияющим на координационное число. Ниже представлены наиболее характерные координационные числа в растворах и заряд центрального иона.

Заряд центрального иона	+1	+2	+3	+4
Координационное число	2	4,6	6,4	8

Координационное число 6 встречается в комплексных соединениях: Pt^{+4} , Cr^{+3} , Co^{+3} , Fe^{+3} .

4 – Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pd^{+3} , Fe^{+2} , Ni^{+2} , Co^{+2} .

2 – Ag^{+} , Cu^{+} .

Приведенные координационные числа соответствуют максимальному насыщению координационной сферы и относятся к координационно-насыщенным соединениям.

Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов кокомплексообразователя и лигандов.

Так как в целом заряд любой молекулы (в том числе и комплексной) всегда равен нулю, то заряд внешней сферы должен быть равен по величине и противоположен по знаку заряду внутренней сферы. Заряд комплексообразователя можно определить, если известны заряды лигандов и ионов внешней сферы комплекса например, заряд комплексообразователя (Fe) в молекуле $K_3[Fe(CN)_6]$ равен трем:

$$3 + x + 6(-1) = 0; x = 3,$$

а в молекуле $[Co(NH_3)_6]Cl_2$ заряд кобальта равен двум:

$$x + 6(0) + 2(-1) = 0; x = 2.$$

Ионы внешней сферы связаны с комплексным ионом электровалентной связью. Связь же между комплексообразователем и лигандами может быть электростатической или донорно-акцепторной (координационная связь).

Согласно электростатической теории, образование комплекса есть результат электростатического взаимодействия между комплексообразователем и лигандами.

Образование многих комплексных соединений может происходить за счет электронной пары одного из соединяющихся атомов. В этом случае создается координационная или донорно-акцепторная связь.

Название комплексного аниона начинают с указания состава внутренней сферы.

Во внутренней сфере, прежде всего, называют анионы, прибавляя к их латинскому названию окончание «о» (Cl^- - хлоро, CN^- - циано, OH^- - гидроксо и т.д.). Затем называют нейтральные лиганды (NH_3 – амин, H_2O – аква). Число лигандов указывается греческими числительными: 1 – моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса и т.д. Затем называют комплексообразователя, используя корень его латинского названия и окончание «ат», после чего римской цифрой указывают (в скобках) степень окисленности комплексообразователя. После обозначения состава внутренней сферы называют катионы внешней сферы.

$K [Fe (NH_3)_2 (CN)_4]$ – тетрацианодиаминоферрат (III) калия

$(NH_4)_2 [Pt (OH)_2 Cl_4]$ – тетрахлордигидроксоплатинат (IV) аммония

$[Cr (H_2O)_3 F_3]$ – трифторотриаквахром

Если центральный атом входит в состав катиона, то используют русское название элемента и в скобках указывают его степень окисления.

$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_3$ – хлорид дихлоротетрааминоплатины (IV)

$[Ag(NH_3)_2]Cl$ – хлорид диаминосеребра (I)

Ионы или молекулы, находящиеся во внешней сфере, связаны гораздо слабее в комплексных соединениях, чем ионы или молекулы внутренней сферы.

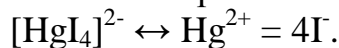
Эти различия обуславливают двоякий процесс диссоциации комплексных соединений в водных растворах.

Например, в водном растворе $K_2[HgI_4]$ существуют ионы K^+ и $[HgI_4]^{2-}$



т.е. происходит диссоциация комплексного соединения на ионы K^+ , находящиеся во внешней сфере, и комплексный ион $[HgI_4]^{2-}$. Подобная диссоциация, как правило, равна 100%, т.е. комплексное соединение ведет себя как сильный электролит и, следовательно, в водном растворе ионы внешней сферы и комплексный ион существуют в виде самостоятельных ионов.

Однако образующийся в результате этой диссоциации комплексный ион, в свою очередь, тоже распадается на более простые ионы



Разница состоит в том, что в отличие от вышеназванной диссоциации с образованием комплексного иона, степень диссоциации здесь очень мала, т.е. комплексные ионы ведут себя уже как слабые электролиты.

Учитывая столь различный характер диссоциации, различают ионогенно и неионогенно связанные ионы, входящие в состав комплексных соединений.

Ионогенно связанными являются самостоятельно существующие ионы, находящиеся во внешней сфере (ионы хлора в $[Co(NH_3)_6] Cl_3$), а неионогенно связанные ионы входят в состав комплексного иона и самостоятельно существуют в незначительном количестве, так как равновесие реакции диссоциации комплексного иона сильно смещено влево.

Этот процесс, как любой обратимый процесс, подчиняется закону действующих масс. Поэтому его можно характеризовать диссоциации (равновесия), которая, являясь в то же время показателем нестойкости комплексного иона, называется обычно константой нестойкости

$$K_{нест} = \frac{[I^-] \cdot [Hg^{2+}]}{[HgI_4]^{2-}},$$

где $[I^-]$, $[Hg^{2+}]$ и $[HgI_4]^{2-}$ - равновесные концентрации ионов иода, ртути и комплексного иона.

Если $K_{нест}$ величина большая, следовательно, велика степень диссоциации данного комплексного иона, и он в значительной степени распадается на простые ионы.

Устойчивость такого комплексного соединения невелика. Наоборот, чем меньше величина $K_{нест}$, тем меньше распад на ионы и тем устойчивей комплексный ион.

Каждое комплексное соединение характеризуется своей константой нестойкости, зависящей от ряда факторов, среди них условия образования комплексного соединения, рН среды, концентрация, температура и другие.

Контрольные задания

100. Напишите формулу комплексного иона, в котором комплексообразователем с координационным числом, равным 6, является ион Fe^{3+} , а лигандами - ионы F^- . Каков заряд этого иона?

101. Какое комплексное соединение образуется в результате реакции $CuCl_2 + 4NH_3$? Чему равны заряд комплексного иона и координационное число

комплексообразователя? Напишите выражение общей константы нестойкости комплексного иона.

102. Напишите выражение для общей константы нестойкости комплексного иона. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединении $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$?

103. Напишите выражение для общей константы нестойкости комплексного иона. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователя $(\text{NH}_4)_4[\text{I}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_4]$, здесь $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ - бидентантный лиганд.

104. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединении. Напишите уравнение диссоциации комплексного соединения в водном растворе: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

105. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединении. Напишите уравнение диссоциации комплексного соединения в водном растворе: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

106. Определите заряд и координационное число комплексообразователя $\text{K}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ в комплексном соединении. Напишите уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе.

107. Общие константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ и $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны: $4 \cdot 10^{-41}$ и $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), ионов CN^- больше? Напишите выражения для общих констант нестойкости указанных комплексных ионов.

108. Общие константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{2-}$ соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-37}$ и $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражение для общих констант нестойкости указанных комплексных ионов.

109. Напишите выражения для общих констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ и $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, зная, что они соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-21}$ и $6,8 \cdot 10^{-8}$; укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), больше ионов Ag^+ .

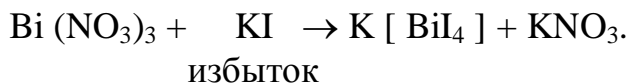
110. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций образования комплексных соединений, $\text{KЧ} = 2$; NH_3 и $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ здесь - лиганды.

111. Комбинацией $\text{Co}(\text{III})$, NH_3 , NO_2^- и K^+ можно получить семь формул координационных соединений, одна из которых $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$. Составьте координационные формулы для шести комплексных соединений ($\text{KЧ Co}(\text{III}) = 6$).

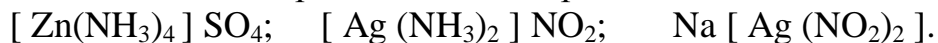
112. Определите концентрацию ионов комплексообразователя в 0,1 М раствора $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, содержащем кроме того 0,05 М NaCN в 1 л раствора. Константа неустойчивости комплексного иона равна $1 \cdot 10^{-21}$. Степень диссоциации комплексного соединения равна 1.

113. Константа неустойчивости иона $[\text{CdI}_4]^{2-}$ составляет $7,94 \cdot 10^{-7}$. Вычислите концентрацию ионов кадмия в $0,1 \text{ M}$ $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$, содержащем $0,1$ моль KI в 1 л раствора.

114. Составьте молекулярное и ионное уравнения предлагаемой реакции, назовите комплексное соединение, напишите выражение константы нестойкости комплексного иона:



115. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя и координационное число в соединениях:



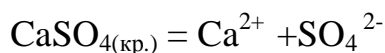
116. Составьте координационные формулы соединений серебра:
 $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$; $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$; $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$.

КЧ серебра (+1) равно 2. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах.

ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

При растворении твердого тела в воде растворение прекращается когда получается насыщенный раствор, т.е. когда между растворенным веществом и находящимися в растворе молекулами того же вещества установится равновесие. При растворении электролита, например, соли, в раствор переходят не молекул, а ионы; следовательно, и равновесие в насыщенном растворе устанавливается между твердой солью и перешедшими в раствор ионами.

Например, в насыщенном растворе сульфат кальция устанавливается равновесие:



Константа равновесия для этого процесса выражается уравнением:

$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{CaSO}_{4(\text{кр.})}]}$$

Знаменатель дроби – концентрация вещества в твердой фазе – представляет собой постоянную величину, которую можно ввести в константу. Тогда. Обозначив $K[\text{CaSO}_4] = K^1$, получим:

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = K^1$$

Таким образом, в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре. Эта величина количественно характеризует способность электролита растворяться; ее называют произведением растворимости электролита и обозначают буквами ПР.

Заменив величину K^1 на $\text{ПР}(\text{CaSO}_4)$, получим:

$$\text{ПР}(\text{CaSO}_4) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Численное значение произведения растворимости электролита нетрудно найти. Зная его растворимость. Например, растворимость сульфата кальция при

20⁰С равна $1.5 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Это значит, что в насыщенном растворе концентрация каждого из ионов одинакова и равна $1.5 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Следовательно. Произведение растворимости этой соли

$$ПР = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = (1.5 \cdot 10^{-2}) \cdot (1.5 \cdot 10^{-2})$$

Приведенный расчет, сделанный на основе классической теории электролитической диссоциации, не вполне точен. Так как не учитывает влияние на растворимость электролита электростатических сил, действующих между ионами. Если учесть это влияние, т.е. если вместо концентраций ионов перемножить их активности. То величина произведения растворимости несколько уменьшится.

В случае очень мало растворимых электролитов влияние этих сил можно не принимать во внимание.

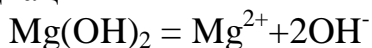
В тех случаях, когда электролит содержит два или несколько одинаковых ионов, концентрации этих ионов при вычислении произведения растворимости должны быть возведены в соответствующие степени.

Например, растворимость гидроксида магния при некоторой температуре равна 0,012 г/л. определить ПР(Mg(OH)₂)

Растворимость (моль/л)

$$0,012/58 = 2,07 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Уравнение диссоциации



$$[Mg^{2+}] = [Mg(OH)_2] = 2,07 \cdot 10^{-4} \text{ г-ион/л}$$

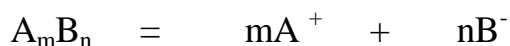
А концентрация [OH⁻] в 2 раза больше:

$$2 \cdot 2,07 \cdot 10^{-4} = 4,14 \cdot 10^{-4},$$

$$ПР(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 2,07 \cdot 10^{-4} \cdot 4,14 \cdot 10^{-4})^2 = 3,6 \cdot 10^{-11}$$

Значение произведения растворимости позволяет решать вопросы, связанные с образованием или растворением осадков при химических реакциях. Надо, однако, иметь ввиду, что произведение растворимости, вычисленное без учета коэффициентов активности, является постоянной величиной только для малорастворимых электролитов и при условии. Что концентрации других находящихся в растворе ионов невелики.

Таким образом, если малорастворимый электролит диссоциирует по уравнения



То выражение для произведения растворимости будет иметь вид

$$ПР(A_mB_n) = [A^+]^m \cdot [B^-]^n$$

И правило произведения растворимости формулируется следующим образом: для насыщенного раствора малорастворимого электролита произведение концентраций его ионов, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов, есть величина постоянная при данной температуре.

Отсюда вытекают два следствия.

1. Условие растворения осадка. Произведение концентраций ионов, возведенных в степень стехиометрических коэффициентов должно быть меньше величины произведения растворимости:

$$[A^+]^m \cdot [B^-]^n < \text{ПР}(A_mB_n)$$

2. Условие осаждения осадка. Произведение концентрации ионов, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов должно быть больше величины произведения растворимости:

$$[A^+]^m \cdot [B^-]^n > \text{ПР}(A_mB_n)$$

Примеры решения задач

Пример 1. Произведение растворимости PbSO_4 равно $2,3 \cdot 10^{-8}$. Вычислить: а) концентрацию ионов Pb^{2+} и SO_4^{2-} ; б) растворимость соли (% по массе и моль/л).

Решение. Уравнение диссоциации
 $\text{PbSO}_4 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$; $\text{ПР}_{\text{PbSO}_4} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$.

Обозначим молярную концентрацию насыщенного раствора PbSO_4 через X . Так как растворившаяся часть соли диссоциирована нацело, то $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = X$. Подставим X в последнее равенство: $2,3 \cdot 10^{-8} = X^2$, откуда $X = \sqrt{2,3 \cdot 10^{-8}} = 1,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Следовательно, $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л, растворимость соли также равна $1,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найдем процентную (по массе) концентрацию раствора, принимая плотность разбавленного раствора равной единице (молекулярная масса PbSO_4 равна 303 у.е.):

в 1000 г раствора — $1,5 \cdot 10^{-4} \cdot 303$ г

в 100 г — X г;

$$X = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \cdot 303 \cdot 100}{1000} = 4,5 \cdot 10^{-3} \% = 0,0045\%.$$

Пример 2. Растворимость фосфата серебра Ag_3PO_4 в воде при температуре 20°C равна $6,15 \cdot 10^{-3}$ г/л. Определить произведение растворимости.

Решение. Молярная масса $\text{Ag}_3\text{PO}_4 = 418,58$ г/моль. Следовательно, раствор содержит:

$$\frac{6,15 \cdot 10^{-3}}{418,58} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Эта величина называется молярной растворимостью.

При диссоциации Ag_3PO_4 образуется три иона Ag^+ и один ион PO_4^{3-} , поэтому концентрации ионов в растворе соответственно равны:

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}; \quad [\text{Ag}^+] = 4,8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

Произведение растворимости Ag_3PO_4 равно:

$$\text{Ag}_3\text{PO}_4 = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}] = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot (1,6 \cdot 10^{-5}) = 1,77 \cdot 10^{-18}.$$

Пример 3. Произведение растворимости MgS при температуре 25°C равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок сульфида магния при смешении равных объемов

0,004 н раствора нитрата магния и 0,0006 н раствора сульфида натрия? Степень диссоциации этих электролитов принять за 1.

Решение. При смешении равных объемов растворов объем смеси стал в два раза больше объема каждого из взятых растворов, следовательно, концентрация растворенных веществ уменьшилась вдвое, т.е.

$$[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2] = 0,004/2 = 0,002 \text{ н};$$

$$[\text{Na}_2\text{S}] = 0,0006/2 = 0,0003 \text{ н}.$$

Для определения концентраций ионов Mg^{2+} и S^{2-} необходимо выразить концентрации растворов в моль/л, т.е.

$$[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2] = 0,002 \text{ н} = 0,001 \text{ М}; [\text{Mg}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$[\text{Na}_2\text{S}] = 0,003 \text{ н} = 0,00015 \text{ М}; [\text{S}^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Отсюда, произведение концентраций ионов в растворе
 $[\text{Mg}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4}.$

Эта величина больше произведения растворимости, следовательно, осадок образуется.

Контрольные задания

117. Растворимость BaCO_3 равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости карбоната бария. Ответ: $7,9 \cdot 10^{-9}$.

118. Произведение растворимости PbI_2 равно $8,7 \cdot 10^{-6}$. Вычислите концентрацию ионов Pb^{2+} и ионов I^- в насыщенном растворе иодида свинца.

Ответ: $1,3 \cdot 10^{-2}$ моль/л, $2,6 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

119. Растворимость AgI равна $1,2 \cdot 10^{-8}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости AgI . Ответ: $1,44 \cdot 10^{-16}$.

120. Растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_3$ равна $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Ответ: $3,5 \cdot 10^{-13}$.

121. В 2 л воды при температуре 25°C растворяется $2,2 \cdot 10^{-4}$ г бромида серебра. Вычислите произведение растворимости AgBr . Ответ: $3,4 \cdot 10^{-13}$.

122. Растворимость сульфата бария в воде равна $2,45 \cdot 10^{-3}$ г/л. Вычислите произведение растворимости BaSO_4 . Ответ: $1,1 \cdot 10^{-10}$.

123. Растворимость CaCO_3 при 18°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости CaCO_3 . Ответ: $4,8 \cdot 10^{-9}$.

124. Растворимость PbBr_2 при 18°C равна $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости PbBr_2 . Ответ: $7,9 \cdot 10^{-5}$.

125. Растворимость BaCO_3 равна $8,9 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислите концентрации ионов Ba^{2+} и CO_3^{2-} (моль/л), а также произведение растворимости BaCO_3 .

Ответ: $8,0 \cdot 10^{-9}$.

126. Произведение растворимости PbSO_4 равно $2,3 \cdot 10^{-8}$. Сколько литров воды потребуется для растворения 1 г PbSO_4 ? Ответ: 22 л.

127. Произведение растворимости CaSO_4 равно $6,0 \cdot 10^{-5}$. Выпадет ли осадок CaSO_4 , если смешать равные объемы 0,2 н растворов CaCl_2 и Na_2SO_4 .

Ответ: да.

128. Произведение растворимости CaCO_3 равно $4,8 \cdot 10^{-9}$. Выпадет ли осадок, если смешать равные объемы 0,001 М растворов CaCl_2 и Na_2CO_3 ?

Ответ: да.

129. Произведение растворимости AgCl равно $1,6 \cdot 10^{-10}$. Выпадет ли осадок, если смешать 20 мл 0,01 н раствора KCl с 6 мл 0,01 н раствора AgNO_3 .

Ответ: да.

130. Произведение растворимости $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равно $2,0 \cdot 10^{-7}$. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов 0,01 н растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Ответ: нет.

131. В 6 литрах насыщенного раствора PbSO_4 содержится 0,186 г иона свинца (II). Вычислите произведение растворимости. Ответ: $2,25 \cdot 10^{-8}$.

132. Произведение растворимости сульфата свинца $\text{PP} = 2,3 \cdot 10^{-8}$. Образуется ли осадок, если к 0,1 М раствору Na_2SO_4 прибавить равный объем 0,1 н раствора ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$?

133. Произведение растворимости MgF_2 равно $7,0 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость этой соли в молях на литр и в граммах на литр. Ответ: $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л; 0,075 г/л.

134. Вычислите произведение растворимости карбоната стронция, если в 5 л насыщенного раствора содержится 0,05 г этой соли. Ответ: $4,58 \cdot 10^{-9}$.

135. Сколько воды потребуется для растворения 1 г BaCO_3 , произведение растворимости которого равно $1,9 \cdot 10^{-9}$? Ответ: 117 л.

136. Растворимость AgCl в воде при 25°C равна $1,3 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости хлорида серебра при этой температуре и его растворимость в граммах на литр. Ответ: $1,7 \cdot 10^{-10}$; 0,0019 г/л.

АКТИВНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ СИЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ, ИОННАЯ СИЛА РАСТВОРА

В растворах некоторых электролитов диссоциируют лишь часть молекул. Для количественной характеристики силы электролита было введено понятие степени диссоциации. Отношение числа молекул, диссоциированных на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества называется степенью диссоциации α .

$$\alpha = C/C_0,$$

где C - концентрация продиссоциированных молекул, моль/л;

C_0 - исходная концентрация раствора, моль/л.

По величине степени диссоциации все электролиты делятся на сильные и слабые.

К сильным электролитам относятся те, степень диссоциации которых больше 30% ($\alpha > 0,3$). К ним относятся:

- сильные кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI);
- растворимые гидроксиды, кроме NH_4OH ;
- растворимые соли.

Электролитическая диссоциация сильных электролитов протекает необратимо



Слабые электролиты имеют степень диссоциации меньше 2% ($\alpha < 0,02$). К ним относятся:

- слабые неорганические кислоты (H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3 и др.) и все органические, например, уксусная кислота (CH_3COOH);
- нерастворимые гидроксиды, а также растворимый гидроксид NH_4OH ;
- нерастворимые соли.

Электролиты с промежуточными значениями степени диссоциации называют электролитами средней силы.

Степень диссоциации (α) зависит от следующих факторов:

- от природы электролита, то есть от типа химических связей; диссоциация наиболее легко происходит по месту наиболее полярных связей;
- от природы растворителя - чем полярнее последний, тем легче идет в нем процесс диссоциации;
- от температуры - повышение температуры усиливает диссоциацию;
- от концентрации раствора - при разбавлении раствора диссоциация также увеличивается.

В растворах слабых электролитов процесс диссоциации протекает обратимо и, следовательно, к равновесию в растворе между молекулами и ионами применимы законы химического равновесия. Так, для диссоциации уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$.

Константа равновесия K_c будет определяться как

$$K_c = K_d = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

в квадратных скобках концентрация C (молярная) вещества или ионов

Константу равновесия (K_c) для процесса диссоциации называют константой диссоциации (K_d). Её значение зависит от природы электролита, растворителя и от температуры, но от концентрации электролита в растворе она не зависит. Константа диссоциации представляет собой важную характеристику слабых электролитов, так как она указывает на прочность их молекул в растворе. Чем меньше константа диссоциации, тем слабее диссоциирует электролит и тем устойчивее его молекулы. Учитывая, что степень диссоциации в отличие от константы диссоциации изменяются с концентрацией раствора, необходимо найти связь между K_d и α . Если исходную концентрацию раствора принять равной C , а степень диссоциации, соответствующую этой концентрации α , то число продиссоциированных молекул уксусной кислоты будет равна $\alpha \cdot C$. Так как

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = \alpha \cdot C,$$

тогда концентрация нераспавшихся молекул уксусной кислоты будет равна $(C - \alpha \cdot C)$ или $C(1 - \alpha)$. Отсюда

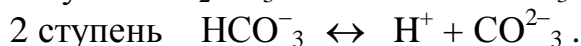
$$K_d = \alpha C \cdot \alpha C / (C - \alpha \cdot C) = \alpha^2 C / (1 - \alpha). \quad (1)$$

Уравнение (1) выражает закон разбавления Оствальда. Для очень слабых электролитов $\alpha \ll 1$, то приближенно $K \cong \alpha^2 C$ и

$$\alpha = \sqrt{K / C}. \quad (2)$$

Как видно из формулы (2), с уменьшением концентрации раствора электролита (при разбавлении) степень диссоциации увеличивается.

Слабые электролиты диссоциируют по ступеням, например:



Такие электролиты характеризуются несколькими константами - в зависимости от числа ступеней распада на ионы. Для угольной кислоты

$$K_1 = [\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-] / [\text{H}_2\text{CO}_3] = 4,45 \cdot 10^{-7};$$

$$K_2 = [\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] / [\text{HCO}_3^-] = 4,7 \cdot 10^{-11}.$$

Как видно, распад на ионы угольной кислоты определяется, главным образом, первой стадией, а вторая может проявляться только при большом разбавлении раствора.

Суммарному равновесию $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ отвечает суммарная константа диссоциации

$$K_d = [\text{H}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}] / [\text{H}_2\text{CO}_3].$$

Величины K_1 и K_2 связаны друг с другом соотношением

$$K_d = K_1 \cdot K_2.$$

Аналогично ступенчато диссоциируют основания многовалентных металлов. Например, двум ступеням диссоциации гидроксида меди



отвечают константы диссоциации

$$K_1 = [\text{CuOH}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{Cu}(\text{OH})_2] \text{ и } K_2 = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CuOH}^+].$$

Так как сильные электролиты диссоциированы в растворе нацело, то сам термин константы диссоциации для них лишен содержания.

Для растворов электролитов в законы идеальных растворов вводят поправочный коэффициент, учитывающий увеличение числа частиц при диссоциации – изотонический коэффициент (i):

$$\pi = i c R T,$$

$$\Delta T_{\text{зам.}} = i K c,$$

$$\Delta T_{\text{кип.}} = i E c.$$

Изотонический коэффициент зависит от числа ионов, образующихся при диссоциации (k) и степени диссоциации: $i = 1 + \alpha (k - 1)$.

Например, для NaCl $k = 2$, $i = 1 + \alpha$;

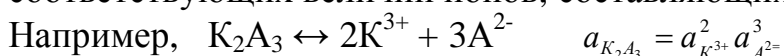
для Na_2SO_4 $k = 3$, $i = 1 + 2\alpha$.

В концентрированных растворах электролитов между частицами существует взаимодействие, которое в суммарном виде учитывают, заменяя концентрацию величиной активности. Это позволяет использовать, соотношения, выведенные для идеальных растворов, для реальных растворов. Соотношение между активностью и концентрацией дается выражением $a = c \cdot \gamma$, где γ – коэффициент активности, приводимый для электролитов и ионов в справочной литературе. Коэффициент активности зависит от ионной силы раствора (I), которая рассчитывается по формуле:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2, \text{ где } c - \text{молярная концентрация иона, } z - \text{заряд иона.}$$

При постоянной ионной силе он сохраняет постоянное значение независимо от вида остальных электролитов, присутствующих в растворе.

Активность и коэффициент активности электролита можно вычислить из соответствующих величин ионов, составляющих электролит:



Примеры решения задач

Пример 1. Рассчитайте ионную силу раствора K_2SO_4 , молярность которого равна 0,02 моль/л.

Решение: Ионной силой раствора называется полусумма произведений концентраций всех ионов, присутствующих в растворе на квадрат их заряда



$$I(K_2SO_4) = 0,5(c_{K^+} \cdot z_{K^+}^2 + c(SO_4^{2-}) \cdot z_{SO_4^{2-}}^2) = 0,5(0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 2^2) = (0,04 + 0,08)/2 = 0,06$$

Ионная сила раствора K_2SO_4 равна 0,06 моль/л.

Пример 2. Рассчитайте активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г $CaCl_2$ в 500 г воды.

Решение: Активность электролита равна произведению активности его ионов $a = a^+ \cdot a^-$, где a^+ и a^- - соответственно активные концентрации катиона и аниона электролита: активность иона $a_{\text{ион}} = f \cdot c$, где f - коэффициент активности иона. Для определения активной концентрации электролита необходимо знать его молярность. По условию задачи известно, что в 500 г H_2O содержится 0,925 г $CaCl_2$. Тогда в 1000 г воды содержится 1,85 г $CaCl_2$ (моль $CaCl_2$ равен 111). Молярность этого раствора равна $C_{CaCl_2} = 1,85 / 111 = 0,017$ моль/кг.

Определяем ионную силу раствора

$$I = 1/2 (0,017 \cdot 2^2 + 0,017 \cdot 2 \cdot 1^2) = \frac{0,068 + 0,034}{2} = \frac{0,102}{2} = 0,051.$$

По значению ионной силы раствора находим коэффициенты активности (табл. 2). $f_{Ca^{2+}} = 0,57$; $f_{Cl^-} = 0,85$. Определяем активность ионов Ca^{2+} и Cl^- .

$$a_{Ca^{2+}} = f_{Ca^{2+}} \cdot c_{Ca^{2+}} = 0,57 \cdot 0,017 = 0,0097;$$

$$a_{Cl^-} = f_{Cl^-} \cdot c_{Cl^-} = 0,85 \cdot 0,034 = 0,0289.$$

Активная концентрация хлорида кальция равна

$$a_{\text{CaCl}_2} = a_{\text{Ca}^{2+}} \cdot a_{\text{Cl}^-} = 0,0097 (0,0289)^2 = 0,000008 = 8 \cdot 10^{-6}.$$

Пример 3. Определите средний коэффициент активности ионов нитрата серебра в водном растворе, в котором в 1000 г воды растворено 0,01 моль AgNO_3 .

Решение: Находим ионную силу раствора

$$I = 1/2 (0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 1^2) = \frac{0,01 + 0,01}{2} = 0,01.$$

Если коэффициенты активности ионов не известны, то при расчетах пользуются средними значениями коэффициентов активности f_{\pm} и активности ионов a_{\pm} . Средний коэффициент активности ионов сильного электролита и ионная сила раствора связаны между собой уравнением

$$\lg f = -A z_1 z_2 \sqrt{I},$$

где A - коэффициент, зависящий от природы растворителя и температуры. Для водных растворов $A = 0,5117$ при $T = 298 \text{ K}$.

Средний коэффициент активности ионов в растворе AgNO_3 равен

$$\lg f_{\pm} = -0,5117 \cdot 1 \cdot 1 \sqrt{0,01} = -0,05117 = 1,9488;$$

$$f_{\pm} = 0,890.$$

Контрольные задания

137. Вычислите активность NaI в растворе, молярность которого 0,05, если известно, что средний коэффициент активности равен 0,84.

Ответ: $1,76 \cdot 10^{-3}$.

138. Вычислите среднюю активность NiSO_4 в 0,012 молярном растворе, если $f_{\pm} = 0,59$. Ответ: $7,1 \cdot 10^{-3}$.

139. Рассчитайте активность CoCl_2 и средний коэффициент активности его ионов в растворе, содержащем 1,1 г CoCl_2 в 500 г воды.

Ответ: $5,7 \cdot 10^{-8}$; 0,66.

140. Вычислите активность NaCl в растворе, молярность которого равна 0,02, а средний коэффициент активности $f_{\pm} = 0,89$. Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$.

141. Вычислите активность KBr в растворе, молярность которого равна 0,1, а средний коэффициент активности равен 0,79. Ответ: $6,2 \cdot 10^{-3}$.

142. Вычислите активность $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ в 0,01 молярном растворе, если $f_{\pm} = 0,69$. Ответ: $1,3 \cdot 10^{-6}$.

143. Вычислите среднюю активность $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в 0,007 молярном растворе, если $f_{\pm} = 0,74$. Ответ: $8,2 \cdot 10^{-3}$.

144. Вычислите среднюю активность MgCl_2 в 0,004 молярном растворе, если $f_{\pm} = 0,80$. Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$.

145. Вычислите ионную силу раствора MgCl_2 , молярная концентрация которого равна 0,015.

Ответ: 0,045.

146. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 3,28 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в 200 г воды. Ответ: 0,3.

147. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 0,417 г BaCl_2 в 125 г воды. Ответ: 0,048.

148. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 0,373 г KCl и 2,116 г $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ в 250 г воды. Ответ: 0,14.

149. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 0,085 г NaNO_3 и 7,98 г CuSO_4 в 200 г воды. Ответ: 0,105.

150. Вычислите активность KI в растворе, содержащем 0,664 г йодида калия в 200 г воды. Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$.

151. Вычислите активность $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ и средний коэффициент активности его ионов в растворе, содержащем 3,17 г соли в 500 г воды. Ответ: $1,9 \cdot 10^{-5}$.

152. Определите ионную силу раствора, содержащего 1,62 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ в 250 г воды. Ответ: 0,28.

153. Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего 2,08 г BaCl_2 и 5,85 г NaCl в 500 г воды. Ответ: 0,26.

154. Вычислите активную концентрацию 0,005 молярного раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Коэффициенты активности ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} соответственно равны 0,285 и 0,495. Ответ: $3,32 \cdot 10^{-12}$.

155. Средний коэффициент активности ионов йодида калия в водном растворе равен 0,872. Рассчитайте ионную силу этого раствора. Ответ: 0,014.

156. Определите средний коэффициент активности ионов NaOH в растворе, содержащем 1,0 г NaOH и 150 г H_2O . Ответ: 0,62.

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Химически чистая вода является очень слабым электролитом, но все же обладает некоторой электропроводностью, которая объясняется диссоциацией воды

$$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ при } 18^\circ\text{C},$$

где $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ и $[\text{H}_2\text{O}]$ - равновесные активности (или для разбавленных растворов концентрации ионов и молекул). Концентрацию нераспавшихся молекул можно считать равной общей концентрации молекул воды. Тогда количество молей H_2O в 1000 г. равно $1000/18=55,6$. Поэтому уравнение диссоциации воды можно переписать так $K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ и подставив значение $[\text{H}_2\text{O}] = 55,6$ и $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$, получим

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 10^{-14}.$$

Произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ называется ионным произведением воды - K_w ,

$$K_w = 10^{-14}.$$

Ионное произведение воды практически постоянно для водных растворов кислот, солей, щелочей и зависит от температуры (при температуре кипения K_w возрастает примерно в 100 раз и достигает величины 10^{-12}). Усиление электролитической диссоциации воды при нагревании существенно влияет на многие химические процессы, в том числе на процессы гидролиза.

Раствор, в котором концентрация $[H^+] = [OH^-]$, является нейтральным, отсюда $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7}$ моль/л.

Если $[H^+] > [OH^-]$, раствор является кислым, а щелочным при $[H^+] < [OH^-]$. Чтобы избавиться от отрицательной степени, для характеристики кислотности или щелочности растворов введена такая величина, как водородный показатель - рН и соответственно гидроксильный показатель - рОН.

$$pH = -\lg [H^+]; \quad pOH = -\lg [OH^-], \quad pH + pOH = 14 \text{ (при } 22^\circ\text{C)}.$$

В нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ и $pH = 7$. В кислых растворах $pH < 7$, а в щелочных - $pH > 7$.

Например, при $pH = 2,5$ $[H^+] = 10^{-2,5}$, а $[OH^-] = 10^{-11,5}$ моль/л. Концентрация ионов H^+ в таком растворе в миллиард раз больше концентрации ионов OH^- .

Определение рН имеет большое значение. Процессы, протекающие при электролизе, при травлении полупроводников, кинетика химических процессов и т.д. зависят от рН. Для качественного определения рН раствора пользуются индикаторами, то есть веществами, изменяющими свою окраску в зависимости от кислотности или щелочности среды. Для точного измерения величины рН применяют рН-метры.

Для количественной оценки изменения концентрации ионов H^+ и OH^- пользуются постоянством ионного произведения воды, то есть

$$[H^+] = K_w / [OH^-] \text{ или } [OH^-] = K_w / [H^+].$$

Примеры решения задач

Пример 1. Определить рН 0,001 н. раствора КОН.

Решение: Так как КОН - сильный электролит, то $[OH^-] = [KOH] = 10^{-3}$ моль/л. Тогда $[H^+] = K_w / [OH^-] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$ моль/л и $pH = -\lg 10^{-11} = 11$.

Зная величину водородного показателя, можно определить концентрацию водородных катионов и, следовательно, концентрацию кислоты или щелочи в растворе.

Пример 2. Определить концентрацию H_2SO_4 в растворе, рН которого равна 2,5.

Решение: Так как $pH = -\lg [H^+]$, то $[H^+] = 10^{-2,5} = 10^{-3} \cdot 10^{-0,5} = 3,8 \cdot 10^{-3}$. При полной диссоциации молекул H_2SO_4 образуется два катиона H^+ , поэтому концентрация кислоты в два раза меньше, чем концентрация H^+ , следовательно, $[H_2SO_4] = 3,8 \cdot 10^{-3} / 2 = 1,9 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Пример 3: Вычислите водородный показатель рН раствора гидроксида калия, содержащегося в растворе и имеющего концентрацию $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Решение: Концентрация гидроксильных ионов в растворе КОН равна $C_{OH^-} = 4,2 \cdot 10^{-3}$ моль /л. Исходя из ионного произведения воды K_{H_2O} , находим концентрацию ионов водорода:

$$C_{H^+} = K_{H_2O} / C_{OH^-} = 10^{-14} / 4,2 \cdot 10^{-3} = 0,24 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель раствора КОН равен:

$$pH = -\lg C_{H^+} = -\lg 0,24 \cdot 10^{-11} = 11,62.$$

Пример 4. Рассчитайте концентрацию ионов OH^- в растворе, pH которого равен 3,28.

Решение: По значению pH определяем концентрацию ионов H^+ в растворе: $pH = -\lg C_{H^+}$; $\lg C_{H^+} = -3,28$. Отсюда $C_{H^+} = 5,25 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Концентрацию ионов OH^- определяют по значению ионного произведения воды

$$C_{OH^-} = \frac{10^{-14}}{5,25 \cdot 10^{-4}} = 0,19 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

Пример 5. Найдите водородный показатель раствора HNO_3 , если его молярная концентрация равна 0,178 моль/л.

Решение: При значительной концентрации сильного электролита его активная концентрация существенно отличается от истинной. Поэтому в таких случаях нужно вводить поправку на активность электролита. Определяем ионную силу раствора HNO_3

$$I = 1/2(0,178 \cdot I^2 + 0,178 \cdot I^2) = \frac{0,356}{2} = 0,178.$$

Далее по вычисленной ионной силе находим коэффициент активности иона H^+ : $f_{H^+} = 0,838$. Тогда активность ионов H^+ $a_{H^+} = 0,83 \cdot 0,178 = 0,148$.

Водородный показатель раствора HNO_3 равен: $pH = -\lg a_{H^+} = -\lg 0,148 = -(-0,8327) = 0,83$.

Пример 6. Определите pH 0,17 н CH_3COOH , константа диссоциации которого равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Константа и степень диссоциации слабого электролита связаны между собой соотношением:

$$\alpha = \sqrt{K/C} = \sqrt{1,754 \cdot 10^{-5} / 0,17} = \sqrt{10^{-4}} = 10^{-2}.$$

Определяем концентрацию ионов H^+ : $C_{H^+} = 0,17 \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 0,17 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Отсюда находим водородный показатель раствора CH_3COOH

$$pH = -\lg 0,17 \cdot 10^{-2} = 2,77.$$

Пример 7. Вычислите изменение pH аммонийного буферного раствора, содержащего в 1л 0,1 моля NH_4OH и 0,1 моля NH_4Cl после добавления к нему 0,01 моля HCl . Константа диссоциации NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Вычисляем начальное значение буферного раствора:

$$pH = 14 - pK_{осн} + \lg ([осн] / [соли]) = 14 - 4,74 + \lg (0,1/0,1) = 9,26.$$

При добавлении 0,01 моля HCl в результате реакции нейтрализации слабого основания его концентрация станет равной $0,1 - 0,01 = 0,09$ моля. Одновременно концентрация соли увеличится на 0,01 моля и станет равной 0,11 моля. Величина pH в результате станет равной

$$pH = 14 - 4,74 + \lg(0,09/0,11) = 9,26 - 0,09 = 9,17.$$

Таким образом, изменение величины pH составило всего 0,09, т.е. практически не изменилось.

Контрольные вопросы

157. Вычислите концентрацию $[H^+]$ ионов, если концентрация $[OH^-]$ ионов (моль/л) равна:

- а) $4,8 \cdot 10^{-11}$;
- б) $1,6 \cdot 10^{-13}$;
- в) $5 \cdot 10^{-6}$;
- г) $3,2 \cdot 10^{-7}$.

(Ответ: а) $2,5 \cdot 10^{-5}$; б) $6,25 \cdot 10^{-2}$; в) $2 \cdot 10^{-9}$; г) $3,12 \cdot 10^{-8}$.)

158. Вычислите pH растворов, в которых концентрация $[H^+]$ ионов (моль/л) равна:

- а) 10^{-5} ;
- б) $2 \cdot 10^{-7}$;
- в) $4,8 \cdot 10^{-11}$;
- г) $7,7 \cdot 10^{-3}$.

(Ответ: а) 5; б) 6,7; в) 10,32; г) 2,12).

159. Вычислите pH растворов, в которых концентрация $[OH^-]$ ионов (моль/л) равна:

- а) $6,5 \cdot 10^{-6}$;
- б) $9 \cdot 10^{-9}$;
- в) $1,4 \cdot 10^{-3}$;
- г) $8,7 \cdot 10^{-8}$.

(Ответ: а) 8,81; б) 5,95; в) 11,14; г) 6,96.)

160. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого 4,8. (Ответ: $1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/л.)

161. Вычислите концентрацию ионов гидроксидов в растворе, pH которого 5,1. (Ответ: $1,26 \cdot 10^{-9}$ моль/л.)

162. Вычислите концентрацию ионов гидроксидов в растворе, pH которого 11,7. (Ответ: $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.)

163. Рассчитайте pH раствора, в 0,4 л которого содержится 0,39 моля NH_3 , если $K_{NH_4OH} = 1,77 \cdot 10^{-5}$. (Ответ: 11,6.)

164. Вычислите pH формиатного буферного раствора, в 1 л которого содержится по 0,1М $HCOOH$ ($K_{дис.} = 1,8 \cdot 10^{-4}$). (Ответ: 3,74.)

165. Вычислите pH ацетатной буферной смеси, содержащей в 1 л 0,15М CH_3COOH и 0,2М CH_3COONa ($K_{дис.} = 1,8 \cdot 10^{-5}$). (Ответ: 4,62.)

166. Рассчитайте pH аммонийного буферного раствора, содержащего 0,3 М NH_4OH и 0,15 М NH_4Cl ($K_{дис.} = 1,8 \cdot 10^{-5}$). (Ответ: 9,56.)

167. Рассчитайте pH ацетатного буферного раствора содержащего в 1 л 0,25 М CH_3COOH и 0,12 М CH_3COONa после добавления к нему 0,02 моля KOH ($K_{дис.} = 1,8 \cdot 10^{-4}$). (Ответ: 4,52.)

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И МЕТОДЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

Жесткость воды обусловлена наличием в ней растворимых солей кальция и магния (хлоридов, сульфатов и гидрокарбонатов). В жесткой воде при контакте с воздухом, содержащим углекислый газ, образуются нерастворимые

карбонаты кальция и магния CaCO_3 и MgCO_3 , которые оседают в виде накипи на твердой поверхности.

Количественно жесткость воды характеризуется числом мг-эквивалентов ионов кальция и магния в 1 литре воды.

$$Ж = \frac{m}{m_3 \cdot V} 1000,$$

где m – масса соли (г),

V – объем раствора (л).

m_3 – молярная масса эквивалента соли (г/моль), ($m_3 = \frac{M}{B \cdot n}$, где M –

молярная масса соли, B – валентность соли, n – число катионов в соли).

Различают общую, постоянную, временную (некарбонатную и карбонатную) жесткость.

Общей жесткостью называется суммарная концентрация ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} и Fe^{2+} в воде, выраженная в мг·экв/л.

Постоянной жесткостью называется часть общей жесткости, остающаяся после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени.

Временной жесткостью называется часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды при атмосферном давлении в течение определенного времени.

Карбонатной жесткостью называется часть общей жесткости, эквивалентная концентрации карбонатов и гидрокарбонатов кальция и магния.

Некарбонатная жесткость – часть общей жесткости, равная разности между общей и карбонатной жесткостью.

Жесткость измеряется в миллиграмм-эквивалентах на литр воды. 1 мг·экв жесткости соответствует содержанию 20,04 мг/л Ca^{2+} или 12,16 мг/л Mg^{2+} .

Карбонатная жесткость обусловлена растворенными гидрокарбонатами кальция и магния CaHCO_3 и MgHCO_3 ; некарбонатная жесткость – всеми остальными растворимыми солями. Именно гидрокарбонаты разрушаются при кипячении воды, образуя накипь карбонатов. Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости равна общей жесткости.

Процесс, приводящий к снижению жесткости воды, называется ее умягчением. Умягчение сводится к уменьшению концентрации кальциевых и магниевых солей в воде. Существующие способы умягчения воды делятся на три группы; реагентные методы умягчения воды, умягчение воды методом обмена ионов и термическое умягчение воды.

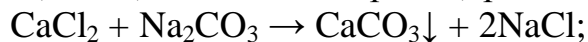
Одним из методов определения жесткости воды является титрование определенного объема воды раствором соляной кислоты известной концентрации. Применяются и весовые методы определения жесткости. Устранение жесткости сводится к удалению из воды ионов кальция и магния обычно путем перевода их в осадок в виде нерастворимых солей.

Методы умягчения:

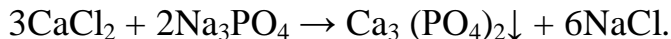
1) кипячение;

2)реагентный

а) известково-содовый метод, основанный на осаждении ионов кальция и магния карбонатом натрия (содой) в щелочной среде (при добавлении извести):



б) фосфатный метод, основанный на осаждении ионов кальция и магния фосфатом натрия:



Фосфатный метод обеспечивает более высокую степень умягчения, известково-содовый метод более дешевый. Фосфатный метод чаще всего используют для доочистки воды.

3) Наиболее современным методом умягчения воды является метод ионного обмена. Вода пропускается через слой ионообменной смолы, которая может обмениваться ионами с водой. Различают два вида ионообменных смол – катиониты и аниониты.

Катиониты обмениваются с водой катионами: Н-катиониты в обмен на катионы, находящиеся в воде (например, ионы кальция и магния) отдают ионы водорода, Na-катиониты – ионы натрия. В первом случае вода приобретает кислый характер благодаря накоплению H^+ , во втором – щелочной, благодаря протекающему гидролизу образующегося карбоната натрия. Для получения умягченной воды с нейтральной реакцией среды используют комбинированные методы Н- и Na-катионитной очистки. При насыщении катионита катионами кальция и магния происходит проскок ионов. Тогда проводят регенерацию ионита, пропуская через него раствор кислоты или хлорида натрия.

Аниониты обмениваются с водой анионами, при этом в воде накапливаются ионы гидроксильной группы OH^- . Сочетая Н-катионитную и анионитную очистку проводят обессоливание воды, т.е. освобождение ее от всех катионов и анионов.

Примеры решения задач

Пример 1. На титрование 100 мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция, израсходовано 2,5 миллилитра 0,12 н. раствора соляной кислоты. Рассчитать жесткость воды.

Решение. Исходя из данных задачи, определяем нормальность водного раствора гидрокарбоната. Обозначив нормальность раствора, т.е. число грамм-эквивалентов гидрокарбоната в литре воды, через x , составляем пропорцию:

$$100 : 2,5 = 0,12 : x \quad \text{или} \quad 100x = 2,5 \cdot 0,12$$

откуда

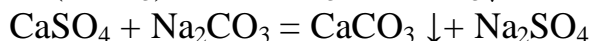
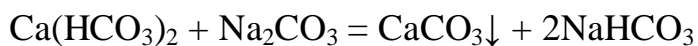
$$x = \frac{2,5 \cdot 0,12}{100} = 0,003 \text{ г-экв.}$$

Следовательно, 1 л воды содержит 3 мг-экв гидрокарбоната кальция или 3 мг-экв ионов кальция.

Жесткость воды равна 3 мг-экв.

Пример 2. Сколько граммов соды Na_2CO_3 надо прибавить к 10 л воды, чтобы устранить ее общую жесткость, равную 4,64 мг-экв?

Решение. Из уравнений реакций



следует, что одна грамм-молекула соды взаимодействует с одной грамм-молекулой гидрокарбоната кальция или с одной грамм-молекулой сернокислого кальция. Переходя отсюда к миллиграмм-эквивалентам, находим, что 1 мг-экв соды взаимодействует с 1 мг-экв $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ или CaSO_4 , т.е. с мг-экв ионов кальция.

Так как молекулярный вес соды 106, а эквивалент ее равен половине молекулярного веса, то 1 мг-экв соды равняется 53 мг. В 10 л воды содержится $4,64 \cdot 10 = 46,4$ мг-экв ионов кальция.

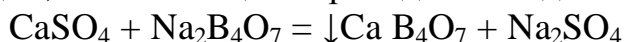
Количество соды (х), которое потребуется для устранения жесткости, находим из пропорции

$$x : 53 = 46,4 : 1 \quad \text{откуда}$$

$$x = 53 \cdot 46,4 = 2459,2 \text{ мг,} \quad \text{или} \quad 2,46 \text{ г.}$$

Пример 3. Вычислить постоянную жесткость воды, зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 50 л этой воды, потребовалось прибавить к воде 10,8 г безводной буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.

Решение. При действии буры на воду, содержащую сернокислый кальций, ионы кальция переходят в осадок вследствие реакции:



Из уравнения реакции следует, что для осаждения ионов кальция в виде $\text{Ca B}_4\text{O}_7$ на 1 г-экв сернокислого кальция, т.е. на 1 г-экв ионов кальция, надо взять 1 г-экв буры или на 1 мг-экв ионов кальция – 1 мг-экв буры.

Молекулярный вес буры 202; следовательно, 1 мг-экв ее равен 101 мг. На осаждение ионов кальция, содержащихся в 50 л воды, израсходовано 108 г, или 10 800 мг буры. Количество миллиграмм-эквивалентов ионов кальция в 50 л воды находим из пропорции

$$x : 1 = 10\,800 : 101 \quad \text{откуда}$$

$$x = \frac{10\,800}{101} = 107 \text{ мг-экв.}$$

Найденное количество миллиграмм-эквивалентов ионов кальция содержится в 50 л воды. Отсюда жесткость воды равняется

$$\frac{107}{50} = 2,14 \text{ мг-экв.}$$

Пример 4. Рассчитайте общую жесткость воды (в мг-экв/л), если в 0,25 л воды содержится 16,20 мг гидрокарбоната кальция, 2,92 мг гидрокарбоната магния, 11,10 мг хлорида кальция и 9,50 мг хлорида магния.

Решение. Жесткость воды Ж выражается в миллиграмм-эквивалентах двухзарядных катионов металлов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} и других или соответствующих им солей, содержащихся в 1 л воды:

$$Ж = m_1/(\mathcal{E}_1 V) + m_2/(\mathcal{E}_2 V) + m_3/(\mathcal{E}_3 V) + \dots,$$

где m_1 , m_2 , m_3 – содержание в воде двухзарядных катионов металлов (или соответствующих им солей), мг; \mathcal{E}_1 , \mathcal{E}_2 , \mathcal{E}_3 – эквиваленты катионов металлов (или соответствующих им солей); V – объем воды, л.

Определяем эквивалентные массы солей, обуславливающих жесткость воды:

для $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\mathcal{E} = M/2 = 162,11/2 = 81,05$ г/моль;

для $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ $\mathcal{E} = M/2 = 146,34/2 = 73,17$ г/моль;

для CaCl_2 $\mathcal{E} = M/2 = 110,99/2 = 55,49$ г/моль;

для MgCl_2 $\mathcal{E} = M/2 = 95,21/2 = 47,60$ г/моль.

Общая жесткость данного образца воды равна сумме временной и постоянной жесткости и обуславливается содержанием в ней солей, придающих ей жесткость; она равна:

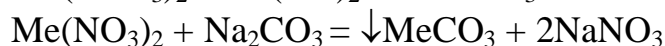
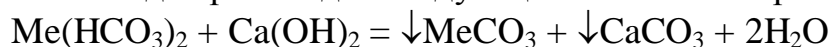
$J_{\text{общ}} = 16,20/(81,05 \cdot 0,25) + 2,92/(73,17 \cdot 0,25) + 11,10/(55,49 \cdot 0,25) + 9,50/(47,60 \cdot 0,25) = 0,80 + 0,16 + 0,80 + 0,80 = 2,56$ мг-экв/л.

Пример 5. Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м³ воды, если ее жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мг-экв/л?

Решение Молярная масса CaSO_4 136,14 г/моль; эквивалентная масса равна $136,14/2=68,07$ г/моль. В 1 м³ воды жесткостью 4 мг-экв/л содержится $4 \cdot 1000 = 4000$ мг-экв, или $4000 \cdot 68,07 = 272280$ мг = 272,280 г CaSO_4 .

Пример 6. Для устранения общей жесткости по известково-содовому методу к 50 л воды добавлено 7,4 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и 5,3 г Na_2CO_3 . Рассчитайте временную и постоянную жесткость воды.

Решение. Добавление к воде $\text{Ca}(\text{OH})_2$ может устранить временную жесткость, а добавление Na_2CO_3 – постоянную жесткость. При добавлении этих реагентов к воде происходят следующие химические реакции:



(Me^{2+} : Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} и др.)

Временная жесткость воды $J_{\text{вр}}$ измеряется числом миллиграмм-эквивалентов гидроксида кальция, участвующего в реакции, а постоянная жесткость $J_{\text{пост}}$ – числом миллиграмм-эквивалентов карбоната натрия:

$$J_{\text{вр}} = m_{\text{Ca}(\text{OH})_2}/(\mathcal{E}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} V); \quad J_{\text{пост}} = m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}/(\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} V);$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = M/2 = 74,09/2 = 37,04 \text{ г/моль};$$

$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = M/2 = 106,00/2 = 53,00 \text{ г/моль};$$

$$J_{\text{вр}} = 7400/(37,04 \cdot 50) = 4 \text{ мг-экв/л};$$

$$J_{\text{пост}} = 5300/(53,00 \cdot 50) = 2 \text{ мг-экв/л}.$$

Общая жесткость воды равна

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{вр}} + J_{\text{пост}} = 4 + 2 = 6 \text{ мг-экв/л (вода средней жесткости)}.$$

Пример 7. Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Решение В 1 л воды содержится $202,5:500=0,405$ г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, что составляет $0,405:81 = 0,005$ эквивалентных масс или 5 мг - экв/л (81 г/моль - эквивалентная масса $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$). Следовательно, жесткость воды 5 мг - экв/л.

Контрольные задания

168. На титрование 100 мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция, израсходовано 2,5 мл 0.12 н раствора соляной кислоты. Рассчитайте жесткость воды. (Ответ: 3 мг-экв.)

169. Сколько граммов соды (карбоната натрия) надо прибавить к 10 л воды, чтобы устранить ее общую жесткость, равную 4,64 мг-экв? (Ответ: 2.46г)

170. Вычислите постоянную жесткость воды, зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 50 л воды, потребовалось прибавить 10,8 г безводной буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. (Ответ: 2,14 мг-экв.)

171. Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния и 61,2 г сульфата кальция.

172. Определите жесткость воды, если для ее устранения к 100 л воды потребовалось прибавить 15.9 г соды (карбоната натрия)?

173. Вычислите временную жесткость воды, зная что, на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, израсходовано 5 мл 0,1 н раствора соляной кислоты.

174. Вычислите постоянную жесткость воды. Зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 150 л этой воды, потребовалось прибавить 16.8 г безводной буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$

175. Вычислите общую жесткость воды, содержащей в 1 литре 42 мг ионов магния и 112 мг ионов кальция.

176. какова временная жесткость воды, в литре которой содержится 0.146 г гидрокарбоната магния?

177. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,785 мг-экв. Определите количество гидрокарбоната в литре этой воды.

178. Сколько граммов гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ надо прибавить к 1000 л воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 2,86 мг-экв.?

179. Присутствие каких солей обуславливает жесткость природной воды? Как можно устранить карбонатную и некарбонатную жесткость воды? Рассчитайте сколько граммов $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ содержится в 1 м³ воды, жесткость которой равна 3 мг-экв/л. (Ответ: 243г.)

180. Определите карбонатную жесткость воды, в 1л которой содержится по 100 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. (Ответ: 3,724мг-экв/л.)

181. В каких единицах выражается жесткость воды. Чему равна жесткость воды, в 10 л которой содержится 6 г CaCl_2 . (Ответ: 10,81 мг-экв/л.)

182. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 100 л воды необходимо добавить 15,9 г соды? (Ответ: 3 мг-экв/л.)

183. Сколько гашеной извести необходимо прибавить к 1 м³ воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 7,2 мг-экв/л? (Ответ: 266,4 г.)

184. Временная жесткость воды равна 5 мг-экв/л. Вычислить, какое количество $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ содержится в 5 л этой воды? (Ответ: 2,025г.)

185. Устранение временной жесткости 100 л воды, вызванной присутствием $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, потребовало 4 г NaOH . Составить уравнение реакции и рассчитать, чему равна жесткость воды. (Ответ: 1мг-экв/л.)

186. Сколько грамм соды нужно прибавить к 5 м^3 воды, чтобы устранить ее жесткость, равную $2,5 \text{ мг-экв/л}$. (Ответ: $662,5 \text{ г}$.)

187. Определите жесткость воды, в литре которой содержится $0,324 \text{ г}$ гидрокарбоната кальция. Сколько граммов соды нужно прибавить к 2 м^3 этой воды для устранения ее жесткости? (Ответ: 4 мг-экв/л ; 424 г .)

188. В чем сущность ионитного способа устранения жесткости воды? Рассчитайте жесткость воды, содержащей в 1 л $0,005$ моля гидрокарбоната кальция. (Ответ: 10 мг-экв/л .)

189. Определите жесткость воды, в 100 л которой содержится $14,632 \text{ г}$ гидрокарбоната магния? (Ответ: 2 мг-экв/л .)

190. Какие химические реакции пройдут при кипячении жесткой воды, содержащей гидрокарбонат кальция и при прибавлении к ней: а) соды, б) гидроксида натрия? Вычислите жесткость воды, если для ее устранения необходимо было к 50 л воды прибавить $10,8 \text{ г}$ безводной буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. (Ответ: $2,14 \text{ мг-экв/л}$.)

191. Жесткая вода содержит в литре 50 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и 15 мг CaSO_4 . Сколько граммов карбоната натрия потребуется для устранения жесткости 1 м^3 этой воды? (Ответ: $445,2 \text{ г}$.)

192. Сколько граммов соды нужно добавить к 200 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную $3,8 \text{ мг-экв/л}$? (Ответ: $40,28 \text{ г}$.)

193. Некарбонатная жесткость воды равна $3,18 \text{ мг-экв/л}$. Сколько ортофосфата натрия нужно взять, чтобы устранить жесткость этой воды? (Ответ: $173,86 \text{ мг}$.)

194. Один литр воды содержит $48,6 \text{ мг}$ гидрокарбоната кальция и $29,6 \text{ мг}$ сульфата магния. Какое количество Ca^{2+} и Mg^{2+} содержится в литре воды? Чему равна общая жесткость воды? (Ответ: $0,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$; $0,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$.)

195. Какую массу гашеной извести надо прибавить к $2,5 \text{ л}$ воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную $4,43 \text{ мг-экв/л}$? (Ответ: $0,41 \text{ г}$.)

196. Для умягчения 100 л воды потребовалось $12,72 \text{ г}$ Na_2CO_3 . Чему равна жесткость воды? (Ответ: $2,4 \text{ мг-экв/л}$.)

197. Общая жесткость воды равна $6,52 \text{ мг-экв/л}$, а временная - $3,32 \text{ мг-экв/л}$. Какую массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и Na_3PO_4 нужно добавить, чтобы устранить жесткость 5 л воды? (Ответ: $0,61 \text{ г}$; $0,85 \text{ г}$.)

198. Некарбонатная жесткость воды равна $3,18 \text{ мг-экв/л}$. Какую массу Na_3PO_4 нужно добавить, чтобы умягчить 1 м^3 воды?

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабых электролитов, называют гидролизом.

Степень гидролиза - отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворённых молекул.

Степень гидролиза зависит от природы соли, концентрации раствора, температуры. При разбавлении раствора, повышении его температуры степень гидролиза увеличивается.

Константа гидролиза характеризует способность данной соли подвергаться гидролизу.

Различают две формы гидролиза: ступенчатый (частичный) и полный гидролиз.

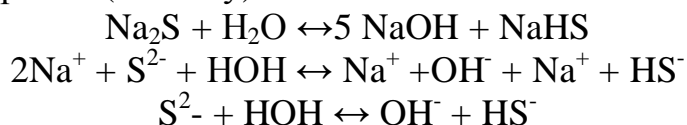
Любая соль может быть рассмотрена как продукт взаимодействия основания с кислотой. Основания и кислоты бывают сильными или слабыми. С этой точки зрения все соли можно разделить на 4 группы.

1. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой

Такие соли гидролизу не подвергаются. Растворы их нейтральны ($pH = 7,0$), так как катионы и анионы этих солей не связываются с ионами H^+ или OH^- воды, т. е. не образуют с ними молекул слабых электролитов.

2. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой. Подвергаются гидролизу по аниону, растворы имеют щелочную реакцию

($pH > 7$). Эти соли образованы катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, который связывает катион водорода H^+ молекулы воды, образуя слабый электролит (кислоту).



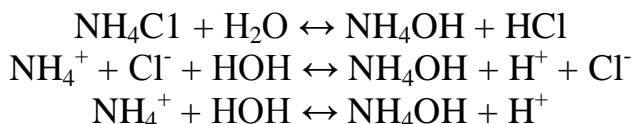
$$K_{гидр} = K_b / K_k ,$$

где $K_{гидр}$ - константа гидролиза соли; K_b – ионное произведение воды, равное 1×10^{-14} ; K_k - константа диссоциации кислоты.

$$h_{гидр} = (K_b / (K_k C_c))^{1/2} ,$$

где $h_{гидр}$ - степень гидролиза соли; C_c - концентрация соли, моль/л.

3. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой подвергаются гидролизу по катиону, растворы имеют кислую реакцию ($pH < 7$). Эти соли образованы катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Катион соли связывает гидроксид-ион OH^- воды, образуя слабый электролит (основание).



$$K_{гидр} = K_b / K_0 ,$$

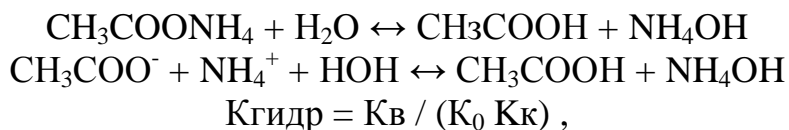
где $K_{гидр}$ - константа гидролиза; K_b - ионное произведение воды, равное 1×10^{-14} ; K_0 - константа диссоциации основания.

$$h_{гидр} = (K_b / (K_0 C_c)) ,$$

где $h_{гидр}$ - степень гидролиза соли; C_c - концентрация соли, моль/л.

4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону (подвергаются полному гидролизу). Эти соли разлагаются водой с образованием слабых электролитов (слабого основания и слабой кислоты). Реакция растворов этих солей может

быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации слабой кислоты и слабого основания, которые образуются в результате гидролиза.



где $K_{\text{гидр}}$ - константа гидролиза; $K_{\text{в}}$ – ионное произведение воды, равное 1×10^{-14} ; K_0 - константа диссоциации основания; $K_{\text{к}}$ - константа диссоциации кислоты.

$$h_{\text{гидр}} = (K_{\text{в}} / (K_0 K_{\text{к}}))^{1/2},$$

где $h_{\text{гидр}}$ - степень гидролиза соли.

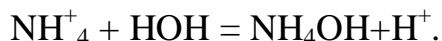
Примеры решения задач

Пример 1. Составление молекулярного и молекулярно- ионного уравнений гидролиза соли сильной кислоты и слабого основания.

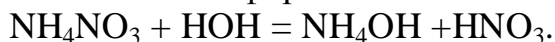
Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей: а) нитрата аммония; б) хлорида алюминия.

Решение:

а) при растворении в воде кристаллическая соль нитрата аммония диссоциирует: $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$. При составлении уравнений гидролиза в первую очередь необходимо определить ионы соли, связывающие ионы воды в малодиссоциирующее соединение, т.е. ионы, обуславливающие гидролиз. В данном случае ионы NH_4^+ связывают ионы OH^- , образуя молекулы слабого основания NH_4OH , что выражается следующим молекулярно-ионным уравнением гидролиза:



Уравнение гидролиза в ионной форме:



Избыток ионов H^+ в растворе дает кислую реакцию среды, т.е. $\text{pH} < 7$.

б) При гидролизе соли AlCl_3 ион Al^{3+} соединяется с ионами OH^- ступенчато, образуя гидроксо-ионы $(\text{AlOH})_2$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]^+$ и молекулы $\text{Al}(\text{OH})_3$. Практически гидролиз соли ограничивается первой ступенью: $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} = (\text{AlOH})^{2+} + \text{H}^+$. В данном случае продуктами гидролиза являются основная соль и кислота: $\text{AlCl}_3 + \text{HOH} = \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$. Реакция раствора кислая, $\text{pH} < 7$.

Пример 2. Составление молекулярного и молекулярно-ионного уравнений гидролиза соли сильного основания и слабой кислоты.

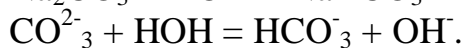
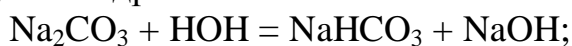
Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей: а) CH_3COOK ; б) Na_2CO_3 .

Решение: а) гидролиз соли CH_3COOK обуславливают ионы CH_3COO^- , связывая катионы H^+ в слабодиссоциирующее соединение - уксусную кислоту: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$.

В молекулярной форме: $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{HOH} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH}$.

Реакция раствора щелочная: $\text{pH} > 7$;

б) гидролиз соли Na_2CO_3 практически ограничивается первой ступенью: продукты гидролиза - кислая соль и основание:



Реакция раствора щелочная: $\text{pH} > 7$.

Пример 3. Составление молекулярного уравнения гидролиза соли слабого основания и слабой кислоты.

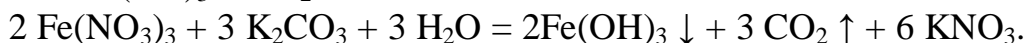
Напишите молекулярное уравнение гидролиза соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Решение: Ионы соли CH_3COO^- и NH_4^+ взаимодействуют с ионами воды, образуя малодиссоциирующие соединения CH_3COOH и NH_4OH . Соль гидролизуются полностью: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{HON} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$. Реакция среды близка к нейтральной.

Пример 4. Составление уравнений реакций взаимодействия при смешении растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз.

Составьте уравнение реакции, происходящей при смешении растворов солей $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 .

Решение: В растворе нитрата железа (III) гидролиз обуславливает катион Fe^{3+} : $\text{Fe}^{3+} + \text{HON} = \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$, а в растворе карбоната калия – анион CO_3^{2-} : $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$. Гидролиз этих солей обычно ограничивается первой ступенью. При смешении этих солей ионы H^+ и OH^- взаимодействуют, образуя молекулы слабого электролита H_2O , который уходит из сферы реакции. Это приводит к тому, что усиливается гидролиз каждой из солей до образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и CO_2 :



Контрольные задания

199. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) бромида цинка; б) ортофосфата натрия.
200. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфата меди (II); б) карбоната натрия.
201. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфата железа (III); б) хлорида меди (II).
202. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) нитрата свинца (II); б) хлорида алюминия.
203. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфата никеля; б) нитрита калия.
204. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) нитрата меди (II); б) сульфата алюминия.
205. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфида кальция; б) сульфата аммония.
206. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфита калия. б) нитрата алюминия.
207. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) карбоната лития; б) нитрата хрома (II).

208. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) нитрата никеля; б) ортофосфата калия.
209. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфата хрома (III); б) нитрита калия.
210. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) хлорида алюминия; б) сульфата никеля.
211. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) хлорида железа (III); б) нитрата марганца (II).
212. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) нитрата цинка; б) ацетата бария.
213. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей:
а) сульфида алюминия; б) силиката калия.
214. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: карбонат натрия или сульфит натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.
215. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: хлорид железа (II) или хлорид железа (III)? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.
216. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: хлорид магния или хлорид цинка? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.
217. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: цианид натрия или гипохлорит натрия? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.
218. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов хлорида хрома (III) и карбоната калия, учитывая, что гидролиз доходит до конца.
219. При добавлении к раствору силиката калия раствора сульфата аммония образуется осадок. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
220. При смешивании растворов сульфата хрома (III) и сульфида натрия образуется осадок гидроксида хрома (III). Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
221. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов нитрата железа (III) и сульфида калия, учитывая, что гидролиз доходит до конца.
222. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов сульфата алюминия и карбоната натрия, учитывая, что гидролиз доходит до конца.
223. Вычислить константу и степень гидролиза соли хлорида цинка по первой ступени в растворе концентрации 0,5 моль/л.
224. Вычислить степень гидролиза ацетата натрия в 0,2 М растворе.
225. Вычислить константу и степень гидролиза хлорида аммония в 0,01 М растворе.

226. При смешивании растворов хлорида алюминия и карбоната калия каждая из солей гидролизуеться до конца. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
227. Почему растворы кислых солей карбоната натрия и гидрокарбоната натрия имеют различные значения pH?
228. Какая из солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: гидрокарбонат натрия или карбонат натрия? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза этих солей.
229. К раствору сульфата алюминия добавили: а) соляную кислоту, б) гидроксид натрия, в) нитрат меди, г) сульфит калия. В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза этих солей.
230. Какие из солей подвергнутся гидролизу: бромид кальция, сульфит кальция, хлорид кальция, карбонат кальция? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза этих солей. Определите значения pH(>7<) имеют растворы этих солей?
231. Какая из солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: гидрофосфат калия или дигидрофосфат калия? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза этих солей.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)

Степень окисления (окислительное число, состояние окисления) – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный согласно предположению, что молекула состоит только из ионов.

Для определения степени окисления атомов в химических соединениях руководствуются следующими правилами:

1. Кислороду в химических соединениях всегда приписывают степень окисления —2 (исключение составляют фторид кислорода OF_2 и пероксиды типа H_2O_2 , где кислород имеет степень окисления соответственно +2 и -1).

2. Степень окисления водорода в соединениях считают равной +1 (исключение: в гидридах, например, в $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$).

3. Металлы во всех соединениях имеют положительные значения степени окисления.

4. Степень окисления нейтральных молекул и атомов (например, H_2 , C и др.) равна нулю, так же как и металлов в свободном состоянии.

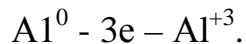
5. Для элементов, входящих в состав сложных веществ, степень окисления находят алгебраическим путём. Молекула нейтральна, следовательно, сумма всех зарядов равна нулю. Например, в случае $\text{H}^{+1}_2\text{SO}_4^{-2}$ составляем уравнение с одним неизвестным для определения степени окисления серы:

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0, \quad x - 6 = 0, \quad x = 6.$$

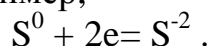
Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

Основные положения теории ОВР

1) Окислением называют процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом повышается. Например,



2) Восстановлением называют процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом понижается. Например,



3) Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются восстановителями. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями.

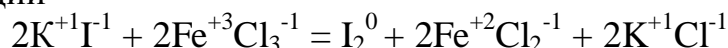
4) Окисление всегда сопровождается восстановлением и, наоборот, восстановление всегда связано с окислением, что можно выразить уравнениями:

восстановитель - $\text{e} \leftrightarrow$ окислитель;

окислитель + $\text{e} \leftrightarrow$ восстановитель.

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов - окисления и восстановления.

Процессы окисления и восстановления выражают электронными уравнениями. В них указываются изменение степени окисления атомов и число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем. Так, для реакции



электронные уравнения имеют вид



Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций).

Метод электронного баланса является универсальным. В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединённых окислителем. Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путём, либо на основании известных свойств элементов.

Ионно-электронный метод (метод полуреакций) использует представления об электролитической диссоциации. Метод применяют только при составлении уравнений ОВР, протекающих в растворе. В отличие от метода электронного баланса данный метод даёт более правильное представление о процессах окисления — восстановления в растворах, так как

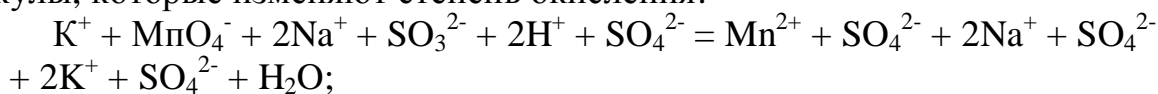
рассматривает ионы и молекулы в том виде, в котором они существуют в растворе. Слабые электролиты или малорастворимые вещества записывают в виде молекул, а сильные - в виде ионов. При этом учитывают, что в водной среде в реакции могут участвовать ионы H^+ , OH^- и молекулы H_2O . Правила нахождения коэффициентов в уравнениях ОВР, протекающих в кислой, щелочной и нейтральной средах, неодинаковы.

Подбор коэффициентов ОВР ионно-электронным методом проводится в несколько этапов:

1) записать схему реакции (реакция среды кислая) в молекулярной форме, например:

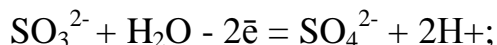


2) записать схему реакции в ионной форме и определить ионы и молекулы, которые изменяют степень окисления:

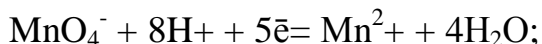


3) составить ионно-электронные уравнения с участием выделенных ионов и молекул, учитывая, что количество атомов кислорода уравнивают, используя молекулы воды или ионы водорода.

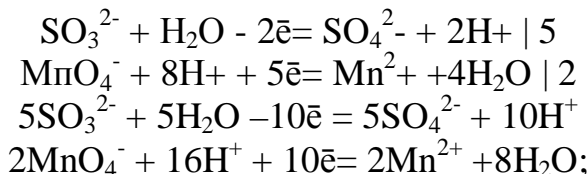
Для данной реакции: - недостаток атомов кислорода в кислой среде берётся из молекулы воды:



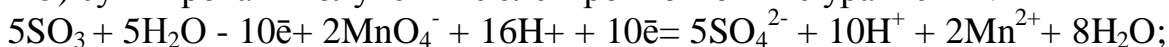
- избыток атомов кислорода в кислой среде связывается ионами водорода в молекулы воды:



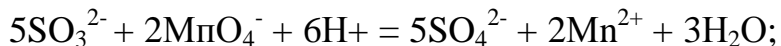
4) умножить полученные уравнения на наименьшие множители для баланса по электронам:



5) суммировать полученные электронно-ионные уравнения:



6) сократить подобные члены и получить ионно-молекулярное уравнение ОВР:

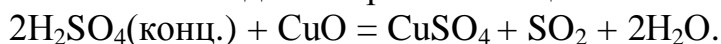


7) по полученному ионно-молекулярному уравнению составить молекулярное уравнение реакции:

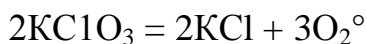


Окислительно-восстановительные реакции разделяют на три типа:

1) Межмолекулярные - это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



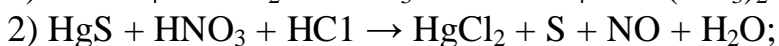
2) Внутримолекулярные — это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле (атомы разных элементов):



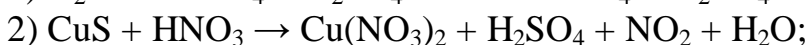
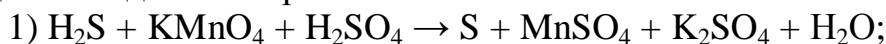
3) Диспропорционирование (реакции самоокисления-самовосстановления) - это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента:

Контрольные задания

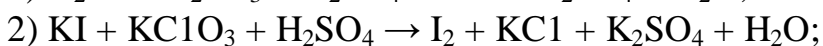
232. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



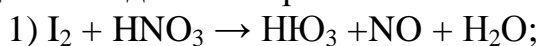
233. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



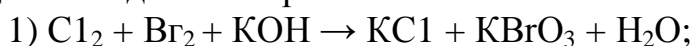
234. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



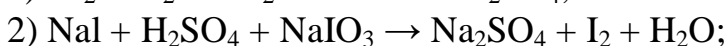
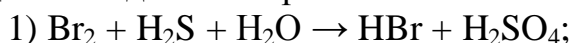
235. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



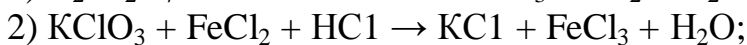
236. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



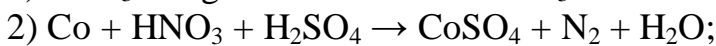
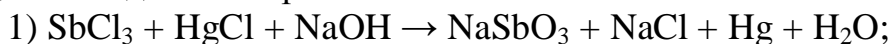
237. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



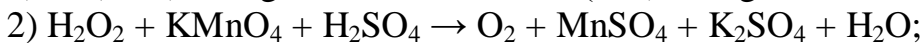
238. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



239. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



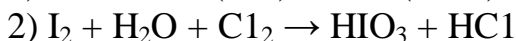
240. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



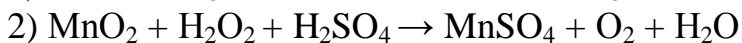
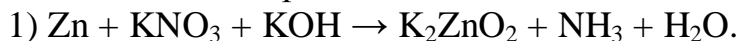
241. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaMnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{Co(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
242. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$;
 2) $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$;
243. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH}$;
 2) $\text{Cr(OH)}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
244. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 2) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
245. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{CuI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
246. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{Al} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
247. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{CrCl}_3 + \text{AgCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
248. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{NaNO}_3 + \text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HgSO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
249. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
250. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{SnSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn(SO}_4)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
251. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{PH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn(NO}_3)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{MnO}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
252. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

- 1) $\text{MnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 253. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{NaCl} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 254. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{MnO}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 255. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}$;
 256. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{Sn} + \text{H}_3\text{PO}_4$;
 257. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 258. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$.
 259. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{CrCl}_3 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{PbO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
 2) $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 260. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 2) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 261. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{KI} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuI} + \text{KNO}_3 + \text{I}_2$.
 2) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
 262. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса
 1) $\text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 2) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 263. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



264. Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса



ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

По способу заполнения энергетических уровней в атомах электронами различают четыре электронных семейства элементов: s, p, d, f. Каждое семейство характеризуется общностью свойств. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева отражает все особенности в заполнении энергетических уровней электронами.

s – Семейство составляют элементы главных подгрупп I и II групп периодической системы (IA и IIA), а также водород и гелий. Их химические свойства определяются склонностью атомов (кроме гелия) к потере одного (IA) и двух (IIA) электронов:



p – Элементами являются элементы главных подгрупп III, IV, V, VI, VII и VIII групп (за исключением гелия). В пределах одной группы с увеличением атомного номера p – элемента усиливаются его металлические свойства. В периодах с увеличением атомного номера p – элемента ослабевают его металлические свойства и усиливаются неметаллические.

d – Элементами называют элементы, в атомах которых очередной электрон (в пределах 1 – 10) поступает на d – подуровень предвнешнего энергетического уровня. Во внешнем уровне у большинства из них находится по два электрона, а у некоторых по одному. К d – элементам относятся элементы побочных подгрупп I – VIII групп периодической системы Д. И. Менделеева. Более высокая степень их окисления, чем +2 (у некоторых более чем +1) осуществляется за счет электронов (n – 1) d – подуровня.

f – Элементы (как и d – элементы) относятся к переходным элементам. Они расположены в 6-м (4f – элементы) и 7-м (5f – элементы) периодах периодической системы. 4f – Элементы объединяют в семейство лантаноидов, а 5f – элементы – семейство актиноидов. f – Элементы обычно помещают в III группу – в подгруппу скандия.

S- И P- ЭЛЕМЕНТЫ - МЕТАЛЛЫ I-IV ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

265. Пользуясь теорией валентных связей, покажите, какие гибридные состояния валентных орбиталей, координационные числа и отвечающие им пространственные конфигурации характерны для бора.

266. Постройте график зависимости энергии ионизации (E_1 , E_2 , E_3), радиусов атомов и ионов s-элементов II группы от их атомного номера. Объясните характер графиков. Какие соседние элементы ряда Be – Mg – Ca – Sr – Ba должны проявлять наибольшую близость в свойствах, какие – наименьшую?

267. Постройте график зависимости энергии ионизации (E_1 , E_2 , E_3), радиусов атомов и ионов s-элементов I группы от их атомного номера. Объясните ход кривых. Какие соседние элементы ряда Li – Na – K – Rb – Cs – Fr должны проявлять наибольшую близость в свойствах, какие – наименьшую? Чем объясняется особая устойчивость степени окисления +1 у s-элементов I группы?

268. Какому типу гибридизации отвечает молекула BeCl_2 . Изобразить пространственную конфигурацию молекулы BeCl_2 .

269. Объясните резкое различие температур плавления GaF_3 (1000°C) и GaCl_3 (78°C), InF_3 (1172°C) и InCl_3 (586°C).

270. Каковы устойчивые степени окисления у галлия, индия и таллия? Как объяснить понижение характерной степени окисления в ряду Ga, In, Tl? Доказать на примере оксидов.

271. Каков характер изменения кислотно-основных свойств в ряду $\text{Al}(\text{OH})_3$ – $\text{Ga}(\text{OH})_3$ – $\text{In}(\text{OH})_3$? Как на основании ионных радиусов Al^{3+} , Ga^{3+} и In^{3+} объяснить различие свойств гидроксидов?

272. Приведите примеры реакций, иллюстрирующих амфотерный характер Be, BeO, $\text{Be}(\text{OH})_2$.

273. Как изменяется химическая активность в ряду Li – Cs по отношению к кислороду? Привести уравнения реакций.

274. Закончить уравнения реакций: а) $\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

б) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

в) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

275. К какому типу химических соединений относятся K_2O и K_2O_2 ? Подтвердить реакциями.

276. Закончить уравнения реакций: а) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

б) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

277. Закончить уравнения реакций: а) $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

б) $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

в) $\text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

278. Какие степени окисления проявляют Ge, Sn и Pb, и какие из них наиболее характерны? Как объяснить характер изменения устойчивой степени окисления в этом ряду? Приведите примеры реакций, иллюстрирующие усиление металлических свойств простых веществ в ряду Ge – Sn – Pb.

279. Какие соединения будут иметь в водном растворе большую степень гидролиза $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, SnCl_2 или SnCl_4 ? Привести уравнения реакций гидролиза.

280. Закончить уравнения реакций: а) $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$

б) $\text{Sn}^{2+} \rightarrow [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$

281. Закончить уравнение реакции: а) $\text{SnS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 \rightarrow$

Как называется полученное соединение? Что образуется при его взаимодействии с HCl?

282. Провести химические превращения: а) $\text{Pb} \rightarrow [\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$

б) $\text{Sn} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$

283. Какая соль $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Ответ обосновать. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении раствора кислоты, щелочи?

284. Написать уравнения взаимодействия свинца с HCl, HNO_3 , H_2SO_4 .

285. Реагирует ли германий, олово и свинец со щелочами? Приведите примеры соответствующих реакций.

286. Закончить уравнения реакций: а) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

б) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{NaOH} \rightarrow$

287. Составьте и сравните уравнения гидролиза AlCl_3 и BCl_3 . Как влияет на степень гидролиза солей алюминия природа аниона? Возможно ли образование $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ по обменной реакции

287. Написать уравнения взаимодействия свинца с HCl, HNO_3 , H_2SO_4 .

288. Закончить уравнения реакций: а) $\text{BiCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

б) $\text{As} + \text{HNO}_3_{\text{(к)}} \rightarrow$

в) $\text{Sb}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$

289. Напишите структурную формулу персульфата калия. Какими свойствами в реакциях окисления-восстановления он обладает? Приведите примеры реакций.

290. Написать уравнения реакций получения сернистого газа тремя различными способами. В каком состоянии гибридизации находится атом серы в SO_2 ?

291. Как взаимодействует разбавленная и концентрированная серная кислота с металлами?

292. Как изменяется потенциал ионизации и сродство к электрону в ряду S – Se – Te – Po? Чем это объясняется?

293. Закончить уравнения реакций: а) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

б) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$

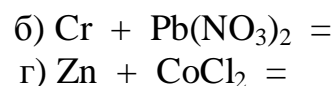
в) $\text{AgBr} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \text{ (избыток)} \rightarrow$

294. Порошок магния внесли в раствор сульфата цинка. Составьте уравнения протекающих реакций.

295. Почему атомы большинства р-элементов способны к реакциям диспропорционирования (самоокисления – самовосстановления)? На основании электронных уравнений напишите уравнение реакции растворения серы в концентрированном растворе щелочи, учитывая, что один из продуктов содержит серу в степени окисления +4.

296. Порошок алюминия внесли в раствор ортофосфата натрия. Составьте уравнения протекающих реакций.

297. Составьте уравнения реакций и укажите, у каких металлов-реагентов после окончания опыта (в растворе) масса пластинок увеличится, а у каких – уменьшится:



Р- ЭЛЕМЕНТЫ-НЕМЕТАЛЛЫ III-IV ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

298. Пользуясь теорией валентных связей, покажите, какие гибридные состояния валентных орбиталей, координационные числа и отвечающие им пространственные конфигурации характерны для бора

299. Чем объясняется необычное обилие соединений углерода? Аллотропные модификации углерода. Почему теплота сгорания карбина меньше, чем у графита (ΔH^0_{298} карбина 356,1 кДж / моль, ΔH^0_{298} графита 396,3 кДж / моль)?

300. Приведите структурные формулы кремневодородов. Чем объяснить тот факт, что предельных кремневодородов существует меньше, чем углеводородов? Почему для кремния аналоги этилена, ацетилен и бензола неустойчивы?

301. Какие восстановители можно использовать для получения кремния из его диоксида? Какими способами получают кремний для полупроводниковой техники?

302. Опишите получение α - и β -оловянных кислот. В чем отличие их химической активности?

303. Молекулы CO_2 и CS_2 неполярны. Как этот факт согласуется с пространственной конфигурацией молекул?

304. Почему в отличие от CF_4 и CCl_4 гидролиз SiF_4 и SiCl_4 протекает активно? Привести уравнения реакций и объяснить механизм гидролиза..

Охарактеризуйте отношение Si к кислотам и щелочам. Приведите примеры.

305. Чем объясняется химическая инертность молекулярного азота и значительная активность фосфора?

306. Опишите строение молекулы аммиака и объясните высокую полярность, склонность к донорно-акцепторному взаимодействию, большую растворимость в воде и щелочную среду его раствора.

307. Опишите строение молекулы гидразина, окислительно - восстановительные свойства и получение. Какие свойства обуславливают возможность применения гидразина в качестве ракетного топлива?

308. Приведите примеры основных, кислотных и амфотерных нитридов. Покажите их отношение к воде. Нитриды каких элементов отличаются особой жаростойкостью и химической стойкостью? На чем основано и для чего производится азотирование металлов и сплавов?

309. Опишите строение молекулы гидроксилamina, окислительно - восстановительные свойства и получение. Исходя из строения молекулы, объясните способность гидроксилamina к донорно-акцепторному взаимодействию.

310. Природные соединения фосфора. Получение и его аллотропные модификации. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?

311. Электронное строение мышьяка, сурьмы и висмута. В чем отличие строения и свойств этих элементов от азота и фосфора? Возможная и характерная валентность их в соединениях.

312. Как изменяется устойчивость водородных соединений в ряду $N - P - As - Sb - Bi$. Как объяснить меньшее сродство к протону молекулы PH_3 (8,0 эВ) по сравнению с NH_3 (9,0 эВ).

313. Окислительные свойства азотной кислоты. Опишите строение молекулы HNO_3 и нитрат-иона. Как влияет активность восстановителя и концентрация азотной кислоты на характер и продукты их взаимодействия?

314. Опишите строение молекулы азотистоводородной кислоты и ее получение. Приведите примеры, подтверждающие ее окислительно-восстановительные свойства.

315. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, их строение. Какая из кислот проявляет большую восстановительную активность?

316. Опишите строение молекул NO_2 и N_2O_3 . Нитраты каких металлов можно использовать для получения NO_2 . Почему в атмосфере NO_2 горят многие металлы и неметаллы?

317. . Опишите строение молекулы N_2O и NO . Приведите примеры промышленного и лабораторного получения NO .

318. Что такое олеум? Каково строение полисерных кислот?

319. Серная кислота. Получение, свойства. Соли серной кислоты. Каково значение H_2SO_4 в промышленности?

320. Сернистый ангидрид, получение, свойства. Какие ионы образуются при пропускании SO_2 : а) в чистую воду; б) в воду, содержащую Cl_2 ? Написать соответствующие уравнения.

321. Тиосерная кислота и ее соли. Написать графическую формулу тиосерной кислоты. Указать степень окисления серы в этом соединении и объяснить ее неустойчивость.

322. Как изменяются восстановительные свойства в ряду $H_2S - H_2Se - H_2Te$? Почему?

323. Серный ангидрид, его свойства. Какой тип гибридизации в молекуле SO_3 ? Какова пространственная конфигурация этой молекулы?

324. Как изменяется сила и окислительная способность кислот в ряду $H_2SO_4, H_2SeO_4, H_6TeO_6$? Почему?

325. Получение и свойства галогеноводородов. Как изменяется прочность химической связи в ряду HF, HCl, HBr, HI ? Как изменяются восстановительные свойства галогеноводородов в этом ряду (подтвердите уравнениями реакций)?

326. В какой степени окисления иод может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Написать соответствующие уравнения реакций.

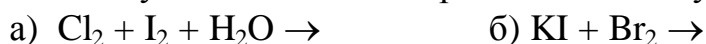
327. Написать формулы оксидов хлора в степени окисления +1, +4, +6, +7 и соответствующих им кислот. Как изменяются их электролитическая

диссоциация и окислительные свойства? Привести уравнения реакций.

328. Напишите уравнения реакций образования свободных галогенов: а) путем окисления их соединений; б) путем восстановления соединений.

329. Как изменяются кислотные и окислительные свойства в ряду: HOCl , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4

330. Как изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от фтора к иоду и восстановительные свойства их отрицательно заряженных ионов? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций



Укажите окислитель и восстановитель.

d- и f- ЭЛЕМЕНТЫ –МЕТАЛЛЫ I-III ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

331. Сравните свойства элементов подгруппы скандия и подгруппы галлия. Чем объяснить отличие в изменении свойств d - элементов III группы от других d – элементов периодической системы?

332. Напишите реакции, характеризующие отношение элементов подгруппы титана к кислотам. Как объяснить, что цирконий и гафний, имеющие невысокие значения ионизационных потенциалов и отрицательные значения стандартных электродных потенциалов, химически инертны и коррозионно устойчивы?

333. Какие формы соединений характерны для d – элементов VI группы в низших и высших степенях окисления? Как изменяется устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов в ряду: CrO_3 , MoO_3 , WO_3 .

334. Какие физические и химические свойства титана и циркония обуславливают их сравнительно широкое использование? Какой из металлов подгруппы титана растворяется в концентрированной соляной и серной кислотах? Напишите уравнения реакций.

335. Сравните окислительные свойства соединений d – элементов VI группы высшей степени окисления. Как превратить бихромат калия в соль трехвалентного хрома? Составьте уравнение реакции.

336. Какая соль ScCl_3 или LaCl_3 при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

337. Как изменяется кислотно-основной характер, устойчивость и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов титана в ряду $\text{Ti(OH)}_2 - \text{Ti(OH)}_3 - \text{TiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$?

338. Какие соли образуют элементы подгруппы ванадия? Охарактеризуйте их свойства с помощью уравнений реакций. Чем обусловлена неустойчивость водного раствора дихлорида ванадия? Что с ним происходит при хранении на воздухе?

339. Как относятся хром, молибден и вольфрам к кислотам и щелочам? Приведите примеры уравнений реакций. Объясните причину коррозионной

стойкости этих металлов.

340. Какие степени окисления характерны для d – элементов V группы? Приведите примеры соединений элементов в этих степенях окисления. В каком валентном состоянии ванадий в наибольшей мере склонен образовывать ионные связи?
341. Какие свойства проявляет бихромат калия в окислительно-восстановительных реакциях? Привести примеры реакций. Сколько граммов иода выделится при взаимодействии иодида калия с 0,25 л 0,1н. раствора бихромата калия в кислой среде?
342. Какие свойства проявляют гидроксиды элементов подгруппы скандия? Объясните, почему из всех гидроксидов d - элементов III группы только гидроксид скандия обладает амфотерными свойствами?
343. На чем основано моющее действие хромовой смеси? Почему хромовая смесь чаще используется при работе с органическими веществами, чем с неорганическими?
344. Напишите возможные координационные формулы соединения $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Почему водные растворы хлорида хрома(III) могут иметь разную окраску? Могут ли существовать длительное время в водном растворе соли хрома(II)? Каковы общие условия хранения таких соединений?
345. Объясните химизм действия смеси концентрированной азотной и плавиковой кислот на металлические цирконий и гафний. Напишите уравнения реакций.
346. Как получают хром в промышленности? Сколько чистого хрома можно получить из 2,5 т хромистого железняка $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, содержащего 15% пустой породы?
347. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения металлов подгруппы ванадия? Чем обусловлены общие трудности получения этих металлов высокой степени чистоты?
348. Как влияет pH растворов на состав хромат-, молибдат-, вольфрамат-ионов? В какой среде могут существовать ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MoO_4^{2-} , $\text{Mo}_8\text{O}_{26}^{4-}$? Приведите схему процесса обратимого превращения $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в CrO_4^{2-} в растворах?
349. Покажите изменение кислотно-основных свойств в ряду $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – $\text{Mn}(\text{OH})_3$ – $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – H_3MnO_4 – HMnO_4 , учитывая изменение степени окисления и радиусы ионов марганца.
350. Карбонилы железа, кобальта и никеля. Каково их значение для получения металлов. Химическая связь в пентакарбониле железа.
351. Напишите структурные формулы возможных оксидов марганца и соответствующих им гидроксидов. Какой из гидроксидов обладает наиболее основными свойствами? Почему?
352. Как изменяется потенциал ионизации и атомный радиус в ряду Co – Rh – Ir. Почему Rh и Ir близки по свойствам?
353. Как изменяется химическая активность в ряду Mn – Tc – Re по отношению к соляной, серной и азотной кислотам разных концентраций?

354. Напишите структурную формулу Fe_3O_4 . Какими свойствами он обладает?
355. Как изменяется химическая активность в ряду Fe - Ru - Os по отношению к кислороду, галогенам и кислотам?
356. Как изменяется химическая активность в ряду Fe - Co - Ni по отношению к кислороду, галогенам и кислотам?
357. Исходя из величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов покажите возможность окисления ионов Cl^- , Br^- , I^- до галогенов перманганатом калия в кислой среде.
358. При сплавлении со щелочами в присутствии окислителей многие металлы семейства d-элементов окисляются. Приведите пример подобной реакции с рутением.
359. Какой из платиновых металлов наилучший адсорбент водорода? Каково значение платиновых металлов в катализе?
360. Почему в ряду Fe - Co - Ni устойчивость соединений со степенью окисления +2 повышается?
361. Покажите, что превращение $\text{Э}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Э}(\text{OH})_3$ в ряду Fe - Co - Ni требует все более сильных окислителей. Как это согласуется с устойчивыми степенями окисления этих элементов?
362. Как можно получить цианидные комплексы железа? Сравните устойчивость комплексных ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.
363. Какие реакции лежат в основе обнаружения ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} ?
364. Почему для d-элементов возможна степень окисления +2? Какие другие степени окисления известны для d-элементов VIII группы? Приведите примеры соединений.
365. В какой среде KMnO_4 наиболее ярко проявляет окислительные свойства? Объясните на примере стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.
366. Постройте график зависимости потенциалов ионизации и атомных радиусов от порядковых номеров Zn, Cd и Hg. Объясните его.
367. Объясните характер изменения потенциалов ионизации и атомных радиусов в ряду Cu - Ag - Au.
368. Как называются сплавы металлов с ртутью? Почему нужно избегать контакта Ag и Au с ртутью? На чем основан ртутный метод выделения золота из руды?
369. Как изменяется химическая активность в ряду Cu - Ag - Au по отношению к серной и азотной кислотам разной концентрации? Как можно перевести золото в растворимое состояние?
370. Почему в отличие от соединений цинка и кадмия соединения ртути неустойчивы? Как называются соединения, в которые входит группировка Hg_2^{2+} . Какой тип связи между атомами ртути в этом ионе?
371. Как изменяется химическая активность в ряду Zn - Cd - Hg по отношению к соляной, серной и азотной кислотам разных концентраций?

372. Энергия диссоциации двухатомных молекул Cu_2 , Ag_2 , Au_2 равна соответственно 174,3; 157,5; 210 кДж/моль, в то время как для молекул K_2 , Rb_2 , Cs_2 она не превышает 40 кДж/моль. Объясните это различие.
373. Почему d-элементы I группы кроме степени окисления +1 проявляют более высокие степени окисления? Чем объясняется особая устойчивость соединений серебра со степенью окисления +1?
374. Какая из солей ZnCl_2 или $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ имеет большую степень гидролиза? Ответ мотивировать.
375. На чем основано применение соединений серебра в фотографии? Какие реакции относятся к фотохимическим?
376. Почему со временем серебряные предметы темнеют? Какая реакция лежит в основе этого процесса?
377. Какие свойства проявляют соединения Hg_2^{2+} в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ мотивировать.
378. Почему осадок гидроксидов цинка и кадмия исчезает в присутствии аммиака?
379. Какие процессы лежат в основе электролитического рафинирования меди? Где применяется полученная таким образом медь?
380. На воздухе медные предметы постепенно покрываются зеленым налетом. Какая реакция лежит в основе этого процесса?
381. На реакциях образования комплексных анионов $\text{Au}(\text{III})$ докажете, что кислотная функция у аморфной $\text{Au}(\text{OH})_3$ выражена сильнее, чем основная.
382. Исходя из электронного строения Zn , Cd и Hg объясните их сходство с p-элементами больших периодов. В чем оно проявляется?
383. Закончить уравнения реакций: а) $\text{Au} + \text{H}_2\text{SeO}_4$ (конц.) \rightarrow
 б) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ (изб.) \rightarrow в) $\text{HgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
384. Закончить уравнения реакций: а) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$
 б) $\text{Hg} + \text{HNO}_3$ (конц.) \rightarrow в) $\text{ZnSO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow$
385. Чем обусловлено сходство в химических свойствах лантаноидов (f – элементов) и лантана (d – элемента)? В чем причина сходства? Как изменяется сила оснований в ряду $\text{Ce}(\text{OH})_3 - \text{Lu}(\text{OH})_3$?
386. Какие степени окисления характерны для лантаноидов и актиноидов? Почему лантаноиды по свойствам различаются между собой намного меньше, чем актиноиды?
387. Чем объяснить, что для всех лантаноидов наиболее характерна степень окисления +3? Какие типичные оксиды и гидроксиды образуют лантаноиды?
388. При нагревании оксидов лантаноидов (III) с оксидами, карбонатами, нитратами лития и натрия при 400 – 1000 °С образуются соединения типа Li_2O_2 и Na_2O_2 . Составьте уравнения происходящих реакций. О каких свойствах O_2 – основных или кислотных – свидетельствуют эти реакции?
389. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов урана с повышением степени окисления? Ответ иллюстрируйте примерами реакций.

390. Составьте уравнения следующих реакций

$$\text{Ce}(\text{NO}_3)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{CeO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$$

$$\text{Au} + \text{H}_2\text{SeO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$$
391. Составьте уравнения следующих реакций

$$\text{AmO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$$

$$\text{CeO}_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow$$
392. Составьте уравнения следующих реакций:

$$\text{UO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{Np}(\text{NO}_3)_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
393. Составьте уравнения следующих реакций:

$$\text{Ce} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Ce}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$$
394. Определите массу урана, которую можно извлечь из 550 кг руды, содержащей 55% минерала настурана (U_3O_8).
395. Составьте формулы следующих веществ: арсенат иттрия (III), гидроортофосфат церия (IV). Составьте названия следующих веществ: $(\text{NH}_4)_4[\text{Lu}_2\text{F}_{11}]$, $\text{K}_2[\text{Pu}(\text{NO}_3)_6]$, $[\text{U}(\text{C}_6\text{H}_5)_3]\text{Cl}$.
396. При кипячении лантана в воде собрано (при н. у.) 14,82 л газа. Определите массу лантана, вступившего в реакцию.

ЛИТЕРАТУРА

1. Коровин Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н.В. Коровин; Мин.образов. РФ. - 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высшая школа, 2007.
2. Коровин Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н.В. Коровин ; Мин.образов. РФ. - 11-е изд., стереотипное. - М.: Высшая школа, 2009.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учебник.- М.: Высшая школа, 2009.
4. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие / Мин. образов. и науки РФ; Под ред. Н.В. Коровина. - М.: Высшая школа, 2008.
5. Зубрев Н.И. Инженерная химия на железнодорожном транспорте М.: Желдорпресс, 2002.
6. Сборник задач и упражнений по общей химии: Учебное пособие / С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова.- М.: Высш.шк., 2004.
7. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие / Мин. образов. и науки РФ; Под ред. Н.В. Коровина. - М.: Высшая школа, 2003.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1.

Энергия (потенциал) ионизации и электроотрицательность атомов элементов

Порядковый номер элемента	Периоды	Элемент	Потенциал ионизации, эВ	Электро- отрицательность, эВ
1	2	3	4	5
1	I	H	1354	2,15
2		He	24,48	-
3	II		5,37	1
4		Be	9,3	1,5
5		B	8,28	2,0
6		C	11,24	2,5
7		N	12,54	3,0
8		O	13,61	3,5
9		F	17,42	4,0
10		Ne	21,55	-
11	III	Na	5,14	0,9
12		Mg	7,64	1,2
13		Al	7,98	1,5
14		Si	8,14	1,8
15		P	10,55	2,1
16		S	10,35	2,5
17		Cl	13,01	3,0
18		Ar	15,75	-
19	IV	K	4,23	0,8
20		Ca	6,11	1,0
21		Sc	6,56	0,9
22		Ti	6,73	1,5
23		V	6,74	1,6
24		Cr	6,76	1,6
25		Mn	7,43	1,5
26		Fe	7,90	1,8
27		Co	7,89	1,7
28		Ni	7,63	1,8
29		Cu	7,72	1,9
30		Zn	9,39	1,6
31		Ga	6,00	1,6
32		Ge	7,88	2,0
33		As	9,81	2,0
34		Se	9,75	2,4

35		Br	11,84	2,9
36		Kr	13,99	2,9
37	V	Rb	4,18	0,8
38		Sr	5,69	1,0
39		Y	6,38	1,2
40		Zr	6,83	1,4
41		Nb	6,88	1,6
42		Mo	7,13	1,8
43		Tc	7,23	1,9
44		Ru	7,36	2,2
45		Rh	7,46	2,2
46		Rd	8,33	2,2
47		Ag	7,57	1,9
48		Cd	8,99	1,7
49		Zn	5,78	1,7
50		Sn	7,33	1,8
51		Sb	8,64	1,9
52		Te	9,01	2,1
53		I	10,44	2,5
54		Xe	12,12	-
55	VI	Cs	3,78	0,7
56		Ba	5,81	0,9
57		La	5,61	0,9
72		Hf	5,5	1,3
73		Ta	7,7	1,5
74		W	7,98	1,7
75		Re	7,87	1,9
76		Os	8,7	2,2
77		Ir	9,2	2,2
78		Pt	8,96	2,2
79		Au	9,22	2,4
80		Hg	10,43	1,9
81		Tl	6,1	1,8
82		Rb	7,41	1,8
83		Bi	7,27	1,9
84		Po	8,2	2,0
85		At	9,2	2,2
86		Rn	10,74	-
87	VII	Fr	3,98	0,7
88		Ra	5,27	0,9
89		Ac	6,89	1,1
104		Ku	-	-

Таблица 2

Стандартные электродные потенциалы (φ^0) некоторых металлов (ряд напряжений) при 298K.

Электродная полуреакция	φ^0 , В	Электродная полуреакция	φ^0 , В
$\text{Li}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Li} (\text{тв.})$	-3.045	$\text{Cd}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cd} (\text{тв.})$	-0.403
$\text{Rb}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Rb} (\text{тв.})$	-2.925	$\text{Co}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Co} (\text{тв.})$	-0.277
$\text{K}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{K} (\text{тв.})$	-2.924	$\text{Ni}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ni} (\text{тв.})$	-0.250
$\text{Cs}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Cs} (\text{тв.})$	-2.923	$\text{Sn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Sn} (\text{тв.})$	-0.136
$\text{Ba}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ba} (\text{тв.})$	-2.905	$\text{Pb}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pb} (\text{тв.})$	-0.126
$\text{Ca}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ca} (\text{тв.})$	-2.866	$\text{Fe}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Fe} (\text{тв.})$	-0.037
$\text{Na}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Na} (\text{тв.})$	-2.714	$2\text{H}^+ (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2 (\text{г.})$	0.000
$\text{Mg}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Mg} (\text{тв.})$	-2.363	$\text{Sb}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Sb} (\text{тв.})$	+0.200
$\text{Al}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Al} (\text{тв.})$	-1.663	$\text{Bi}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Bi} (\text{тв.})$	+0.215
$\text{Ti}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ti} (\text{тв.})$	-1.630	$\text{Cu}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cu} (\text{тв.})$	+0.337
$\text{Zr}^{4+} (\text{водн.}) + 4\text{e}^- = \text{Zr} (\text{тв.})$	-1.539	$\text{Cu}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Cu} (\text{тв.})$	+0.520
$\text{Mn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Mn} (\text{тв.})$	-1.179	$\text{Ag}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Ag} (\text{тв.})$	+0.799
$\text{V}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{V} (\text{тв.})$	-1.175	$\text{Hg}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Hg} (\text{ж.})$	+0.850
$\text{Cr}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cr} (\text{тв.})$	-0.913	$\text{Pd}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pd} (\text{тв.})$	+0,987
$\text{Zn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Zn} (\text{тв.})$	-0.763	$\text{Pt}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pt} (\text{тв.})$	+1,188
$\text{Cr}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Cr} (\text{тв.})$	-0.744	$\text{Au}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Au} (\text{тв.})$	+1,498
$\text{Fe}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Fe} (\text{тв.})$	-0.440	$\text{Au}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Au} (\text{тв.})$	+1,692

Таблица 3

Константы диссоциации (Kg) некоторых электролитов в водных растворах при 18-250 С

Название кислоты	Формула	Константа диссоциации
Азотистая кислота	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Азотная кислота	HNO_3	$4 \cdot 10$
Алюминевая (мета) кислота	HAlO_2	$7 \cdot 10^{-13}$
Борная (орто) кислота	H_3BO_3	I – $5.8 \cdot 10^{-10}$ II – $1.8 \cdot 10^{-13}$
Борная (тетра) кислота	$\text{H}_3\text{B}_4\text{O}_7$	I – $1 \cdot 10^{-4}$ II – $1 \cdot 10^{-9}$
Бромистоводородная кислота	HBr	$1 \cdot 10^9$
Пероксид водорода	H_2O_2	$2.63 \cdot 10^{-12}$
Германиевая кислота	H_2GeO_3	I – $1.7 \cdot 10^{-9}$ II – $1.9 \cdot 10^{-13}$
Иодистоводородная кислота	HI	$1 \cdot 10^{11}$
Кремневая (мета) кислота	H_2SiO_3	I – $1.22 \cdot 10^{-10}$ II – $1.6 \cdot 10^{-12}$

Марганцовая кислота	HMnO_4	$2 \cdot 10^2$
Марганцовистая кислота	H_2MnO_4	$\sim 10^{-1}$
Молибденовая кислота	H_2MoO_4	II - $1 \cdot 10^{-6}$
Мышьяковая (орто) кислота	H_2AsO_3	I - $6 \cdot 10^{-10}$ II - $1.7 \cdot 10^{-14}$
Мышьяковистая (орто) кислота	H_3AsO_3	I - $1.05 \cdot 10^{-7}$ II - $3.89 \cdot 10^{-12}$
Оловянистая кислота	H_2SnO_2	$6 \cdot 10^{-18}$
Оловянная кислота	H_2SnO_3	$4 \cdot 10^{-10}$
Роданистоводородная кислота	HCNS	$1.4 \cdot 10^{-1}$
Свинцовая кислота	H_2PbO_2	$2 \cdot 10^{-16}$
Селенистая кислота	H_2SeO_3	I - $3.5 \cdot 10^{-8}$ II - $5 \cdot 10^{-8}$
Селеновая кислота	H_2SeO_4	I - $1.0 \cdot 10^3$ II - $1.2 \cdot 10^{-2}$
Серная кислота	H_2SO_4	I - $1.0 \cdot 10^3$ II = $1.2 \cdot 10^{-2}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	I - $1.7 \cdot 10^{-2}$; II - $6.3 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	I - $6 \cdot 10^{-8}$ II - $1.0 \cdot 10^{-14}$
Синильная	HCN	$7.9 \cdot 10^{-10}$
Тиосерная кислота	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	I - $2.2 \cdot 10^{-1}$ II - $2.8 \cdot 10^{-2}$
Угольная кислота	H_2CO_3	I - $4.45 \cdot 10^{-7}$ II - $4.8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$1.75 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (орто) кислота	H_3PO_4	I - $7.5 \cdot 10^{-2}$; II - $6.3 \cdot 10^{-8}$; III - $1.3 \cdot 10^{-12}$
Фосфористая (орто) кислота	H_3PO_3	I - $1.6 \cdot 10^3$ II - $6.3 \cdot 10^{-7}$
Фтористоводородная	HF	$6.61 \cdot 10^{-4}$
Хлористоводородная кислота	HCl	$1 \cdot 10^7$;
Хлористая кислота	HClO_2	$1.1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая кислота	HClO	$5.0 \cdot 10^{-8}$
Хромовая кислота	HCrO_4	I - $1 \cdot 10$ II - $3.16 \cdot 10^{-7}$
Цианистоводородная кислота	HCN	$7.9 \cdot 10^{-10}$

Муравьиная кислота	HCOOH	$1,76 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид алюминия	Al(OH) ₃	$1,38 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид железа (II)	Fe(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа (III)	Fe(OH) ₃	I - $1,82 \cdot 10^{-11}$ II - $1,35 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид кадмия	Cd(OH) ₂	II - $5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	II - $4,3 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид кобальта	Co(OH) ₂	II - $4,0 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид лантана	La(OH) ₃	II - $5,2 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид лития	LiOH	$6,76 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид магния	Mg(OH) ₂	II - $2,5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид марганца	Mn(OH) ₂	II - $5 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид меди	Cu(OH) ₂	II - $3,4 \cdot 10^{-7}$
Гидроксид натрия	NaOH	5.9
Гидроксид никеля	Ni(OH) ₂	II - $2,5 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца	Pb(OH) ₂	$9,6 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид скандия	Sc(OH) ₃	III - $7,6 \cdot 10^{-10}$
Гидроксид хрома	Cr(OH) ₃	III - $1,02 \cdot 10^{-10}$
Гидроксид цинка	Zn(OH) ₂	II - $4 \cdot 10^{-5}$

Таблица 4

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплекс	Константа	Комплекс	Константа
[Ag(CN) ₂] ⁻	$1,4 \cdot 10^{-20}$	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	$9,3 \cdot 10^{-13}$
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	$5,9 \cdot 10^{-8}$	[Fe(NH ₃) ₄] ²⁺	$2,0 \cdot 10^{-4}$
[Ag(SiO ₂) ₂] ⁻	$1,5 \cdot 10^{-9}$	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	$3,4 \cdot 10^{-8}$
[HgI ₄] ²⁻	$1,5 \cdot 10^{-3}$	[Zn(NH ₃) ₂] ²⁺	$2,0 \cdot 10^{-9}$

Таблица 5

Равновесные потенциалы выделения водорода и кислорода

Среда	Уравнения электродных реакций	Равновесный электродный потенциал, В
Кислая среда $\text{pH} < 7$	$2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$\varphi = 0$ $\varphi = +1,226$
Нейтральная среда $\text{pH} = 7$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$\varphi = 0,413$ $\varphi = +0,814$
Щелочная $\text{pH} > 7$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $4\text{OH}^- - 4\text{e} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\varphi = -0,828$ $\varphi = +0,401$

Таблица 6

Коэффициенты активности некоторых ионов

Ионная сила раствора	Коэффициенты активности ионов		
	однозарядные	двухзарядные	трехзарядные
0.001	0.98	0.77	0.73
0.01	0.92	0.63	0.44
0.02	0.89	0.53	0.33
0.05	0.81	0.44	0.28
0.1	0.78	0.23	0.18

Таблица 7

Растворимость солей и оснований в воде

(Р - растворимое вещество, М - малорастворимое вещество, Н - практически нерастворимое вещество, черта означает, что вещества не существует или оно разлагается водой)

Анионы	К а т и о н ы								
	Li^+	$\text{Na}^+ \text{K}^+$	NH_4^+	Cu^{2+}	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р	Р
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р ¹	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н
SiO_3^{2-}	Р	Р	-	-	-	Н	Н	Н	Н
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	М	Н
PO_4^{3-}	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н
OH^-	Р	Р	Р	Н	-	Н	М	М	Р

Анионы	К а т и о н ы									
	Zn^{2+}	Hg_2^{2+}	Al^{3+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Cr^{3+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
Cl^-	Р	Р	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	М	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Н	Р	Р	Н	-	Р	Н	-	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	-	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	-	Р	-	-	Р	-	Р
S^{2-}	Н	Н	-	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Н	Н	-	-	Н	Н	-	Н	-	Н
SO_4^{2-}	Р	-	Р	Р	Н	-	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Н	-	-	-	Н	Н	-	Н	-	Н
SiO_3^{2-}	Н	-	Н	-	Н	-	-	Н	Н	Н
CrO_4^{2-}	Н	Н	-	-	Н	Н	Р	Н	-	-
PO_4^{3-}	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
OH^-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Периоды	ГРУППЫ											
	IA IB	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА								VIIA	VIIIB	
1	¹ H водород 1,008									² He гелий 4,002		
2	³ Li литий 6,94	⁴ Be бериллий 9,01	⁵ B бор 10,81	⁶ C углерод 12,01	⁷ N азот 14,006	⁸ O кислород 15,9	⁹ F фтор 18,998	¹⁰ Ne неон 20,179				
3	¹¹ Na натрий 22,989	¹² Mg магний 24,31	¹³ Al 26,98 алюминий	¹⁴ Si кремний 28,08	¹⁵ P фосфор 30,973	¹⁶ S сера 32,06	¹⁷ Cl хлор 35,453	¹⁸ Ar аргон 39,948				
4	¹⁹ K калий 39,09	²⁰ Ca кальций 40,08	²¹ Sc скандий 44,95	²² Ti титан 47,90	²³ V ванадий 50,94	²⁴ Cr хром 51,996	²⁵ Mn марганец 54,9	²⁶ Fe железо 55,84	²⁷ Co кобальт 58,93	²⁸ Ni никель 58,70		
	²⁹ Cu медь 63,546	³⁰ Zn цинк 65,38	³¹ Ga галлий 69,72	³² Ge германий 72,5	³³ As мышьяк 74,92	³⁴ Se селен 78,96	³⁵ Br бром 79,904	³⁶ Kr криптон 83,80				
5	³⁷ Rb рубидий 85,46	³⁸ Sr Стронций 87,6	³⁹ Y иттрий 88,905	⁴⁰ Zr цирконий 91,2	⁴¹ Nb ниобий 92,906	⁴² Mo молибден 95,9	⁴³ Tc технеций [97]	⁴⁴ Ru рутений 101,0	⁴⁵ Rh родий 102,90	⁴⁶ Pd палладий 106,4		
	⁴⁷ Ag серебро 107,8	⁴⁸ Cd кадмий 112,40	⁴⁹ In индий 114,82	⁵⁰ Sn олово 118,69	⁵¹ Sb сурьма 121,7	⁵² Te теллур 127,6	⁵³ I йод 126,9045	⁵⁴ Xe ксенон 131,30				
6	⁵⁵ Cs цезий 132,905	⁵⁶ Ba барий 137,34	⁵⁷ La* лантан 138,90	⁷² Hf гафний 178,49	⁷³ Ta тантал 180,94	⁷⁴ W Вольфрам 183,35	⁷⁵ Re рений 186,207	⁷⁶ Os осмий 190,2	⁷⁷ Ir иридий 192,22	⁷⁸ Pt платина 195,0		
	⁷⁹ Au золото 196,96	⁸⁰ Hg ртуть 200,59	⁸¹ Tl таллий 204,37	⁸² Pb свинец 207,2	⁸³ Bi висмут 208,98	⁸⁴ Po полоний [209]	⁸⁵ At астат [210]	⁸⁶ Rn радон [222]				
7	⁸⁷ Fr франций [223]	⁸⁸ Ra радий [226]	⁸⁹ Ac** актиний [227]	¹⁰⁴ Rf Резерфордий [261]	¹⁰⁵ Db Дубний [262]	¹⁰⁶ Sg сиборгий[263]	¹⁰⁷ Bh борий [264]	¹⁰⁸ Hs хассий [265]	¹⁰⁹ Mt мейтнерий[266]			

*ЛАНТАНОИДЫ

⁵⁸ Ce церий 140,12	⁵⁹ Pr празеодим 140,9077	⁶⁰ Nd неодим 144,24	⁶¹ Pm прометий [145]	⁶² Sm самарий 150,4	⁶³ Eu европий 151,96	⁶⁴ Gd гадолиний 157,25	⁶⁵ Tb тербий 158,9254	⁶⁶ Dy диспрозий 162,50	⁶⁷ Ho гольмий 164,9304	⁶⁸ Er эрбий 167,26	⁶⁹ Tm тулий 168,9342	⁷⁰ Yb иттербий 173,04	⁷¹ Lu лютеций 174,97
-------------------------------------	---	--------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	---	--	---	---	-------------------------------------	---------------------------------------	--	---------------------------------------

**АКТИНОИДЫ

⁹⁰ Th торий 232,038	⁹¹ Pa протактиний [231]	⁹² U уран 238,02	⁹³ Np нептуний [237]	⁹⁴ Pu плутоний [244]	⁹⁵ Am америций [243]	⁹⁶ Cm кюрий [247]	⁹⁷ Bk берклий [247]	⁹⁸ Cf калифорний [251]	⁹⁹ Es энштейний [254]	¹⁰⁰ Fm фермий [257]	¹⁰¹ Md менделеевский [258]	¹⁰² No нобеллий [259]	¹⁰³ Lr лоуренсий [260]
--------------------------------------	--	-----------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	---	--	--------------------------------------	---	--	---

