

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Неорганическая и аналитическая химия

**Методические указания по выполнению
самостоятельной работы**

НОВОСИБИРСК 2016

УДК 547 (075)
ББК 24, я 73
Н 526

Кафедра химии

Рецензент: канд. биол. наук, доц. *И.В. Васильцова*

Составители: канд. пед. наук, доц. *Е. Г. Медяков*,
канд. биол. наук, доц. *Ю. И. Коваль*

Неорганическая и аналитическая химия: метод. указания по выполнению самостоятельной работы / Новосиб. гос. аграр. ун-т; сост.: Е.Г. Медяков, Ю.И. Коваль. 2 издание, исправленное – Новосибирск: Изд-во НГАУ, 2016. – 41 с.

Методические указания включают вопросы и задания для самостоятельной работы по основным разделам дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия», изучаемыми студентами *заочного отделения*, обучающимися по направлению подготовки 35.03.04 Агрономия.

Утверждены и рекомендованы к изданию методической комиссией ИЗОП (протокол № от « » 2016 г.).

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина *неорганическая и аналитическая химия* предназначена для формирования знаний и умений по неорганической и аналитической химии.

В соответствии с назначением основной целью дисциплины является приобретение соответствующей компетенции студентов в ходе освоения учебной дисциплины.

Исходя из цели, в процессе изучения дисциплины решаются следующие задачи:

- освоение фундаментальных законов неорганической химии;
- изучение химии элементов и их соединений;
- усвоение основных закономерностей протекания и превращений химических процессов;
- изучение химической идентификации: основ качественного и количественного анализа.

Рекомендации к выполнению и оформлению работы:

1. Предварительно повторить (изучить) теоретический материал по соответствующей теме, используя конспекты лекций, учебники и другие методические пособия.

2. Контрольные работы выполнять в отдельных тетрадях, четко указывая фамилию, имя и отчество, факультет, направление подготовки, курс, номер группы и номер варианта определяемый по номеру зачетной книжки.

3. При оформлении работ необходимо соблюдать порядок выполнения заданий, полностью переписывать задания и давать четкие развернутые ответы. Записывать соответствующие схемы химических реакций с указанием условий реакции.

Номера вопросов для контрольной работы

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
0	6,18,26, 40,41, 55,65, 75,81	3,15,29 37,48, 58,67, 78,82	10,11,22 31,45, 51,70, 71,83	1,13,21 35,46 59,69, 80,84	5,17,27 39,50, 56,65, 76,85	7,19,25 34,42 54,63, 74,86	9,12,23 32,44, 52,61, 72,87	4,16,28 38,49, 57,66, 77,88	2,14,30 36,47, 60,68, 79,89	8,20,24 33,43, 53,62, 73,90
1	7,17,24 35,47, 53,65, 74,91	4,14,27 38,44, 60,68, 77,92	1,11,30 33,41, 55,61, 80,93	2,12,29 40,42, 58,70, 79,94	6,16,25 36,46, 52,66, 75,95	8,18,23 34,48, 52,64, 73,96	10,20,21 31,50, 51,62, 71,97	5,15,26 37,45, 51,67, 76,98	3,13,28 39,43, 59,69, 78,99	9,19,22 32,49 54,63, 72,100
2	8,16,25 34,50, 52,64, 73,101	5,13,28 37,47, 59,70, 76,102	2,20,21 32,44, 56,62, 79,103	3,11,30 39,45, 57,68, 78,104	7,15,26 35,49, 51,67, 74,105	9,17,24 33,44, 53,65, 72,106	1,19,22 33,43, 54,63, 80,107	6,14,27 36,48, 60,66, 75,108	4,12,29 38,46, 58,69, 77,109	10,18, 23,31, 42,55, 61,71, 110
3	9,20,28 33,46, 51,70,72, 111	6,17,23 36,42, 58,65, 75,112	3,12,27 32,50, 54,64, 78,113	4,15,22 38,44, 56,67, 77,114	8,18,29 34,45, 60,69, 73,115	10,14, 24,31, 47,55, 61,71, 116	2,11,26 40,49, 53,63, 79,117	7,18,30 35,41, 59,68, 74,118	5,16,21 37,43, 57,66, 76,119	1,13,25 39,48, 52,62, 80,120
4	10,17, 25,31, 35,60, 61,71, 121	7,14,21 35,41, 57,64, 74,122	4,20,29 40,49, 53,70, 71,123	5,18,23 37,43, 55,66, 76,124	9,16,30 33,47, 56,62, 72,125	1,12,26 32,46, 54,67, 80,126	3,11,28 39,48, 52,69, 78,127	8,15,24 34,44, 58,63, 73,128	6,13,22 36,42, 56,65, 75,129	2,19,27 38,50, 51,68, 79,130
5	1,14,21 32,48, 59,69, 80,131	8,17,30 34,43, 56,63, 73,132	5,11,25 39,48, 58,67, 76,133	6,20,28 36,42, 54,65, 75,134	10,15, 26,31, 44,58, 61,75, 135	2,13,22 40,45, 60,68, 79,136	4,12,24 38,49, 53,66, 77,137	9,18,29 33,46, 57,62, 72,138	7,16,27 35,41, 55,64, 74,139	3,19,23 37,47, 53,70, 78,140
6	2,14,27 39,49, 58,69, 79,141	9,13,22 33,50, 55,62, 72,142	6,20,28 38,47, 57,66, 75,143	7,11,24 35,41, 53,64, 74,144	1,15,21 32,48, 57,70, 80,145	3,17,25 36,44, 59,69, 78,146	5,19,29 37,46, 58,65, 76,147	10,16, 27,31, 43,56, 61,71, 148	8,12,23 34,42, 54,63, 73,149	4,18,26 40,45, 60,67, 77,150
7	3,13,23 36,42, 57,62, 78,151	10,19, 28,39, 49,54, 61,71, 152	7,11,26 31,46, 58,65, 74,153	8,14,30 34,47, 52,63, 73,154	2,12,22 37,43, 56,61, 79,155	4,16,27 35,41, 58,63, 77,156	6,18,25 32,44, 60,66 75,157	1,20,21 38,50, 55,70, 80,158	9,15,29 40,48, 53,62, 72,159	5,17,24 33,45, 59,64, 76,160
8	4,15,26 37,45, 56,67, 77,161	1,18,24 39,50, 53,66, 80,162	8,19,30 36,41, 60,68, 73,163	9,12,25 33,48, 51,62, 72,164	3,14,23 38,46, 55,63, 78,165	5,20,21 39,44, 57,70, 76,166	7,13,27 35,42, 59,64, 74,167	2,17,22 32,47, 54,64, 79,168	10,11, 29,31, 49,52, 61,71, 169	6,16,28 34,43, 58,65, 75,170
9	5,18,22 38,45, 55,66, 76,171	2,16,25 40,48, 58,69, 79,172	9,15,23 33,44, 51,62, 72,173	10,13, 30,32, 49,60, 61,71, 174	4,11,28 40,47, 56,67, 77,175	6,19,29 37,41, 54,65, 75,176	8,14,30 36,43, 52,63, 73,177	3,20,28 39,46, 57,68, 78,178	1,17,24 31,50, 59,70, 80,179	7,12,21 35,42, 53,64, 74,180

Раздел 1. ПРЕДМЕТ И ЗАДАЧИ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные классы неорганических соединений

Предмет и задачи химии. Атом. Молекула. Основные положения атомно-молекулярного учения. Стехиометрические и газовые законы. Оксиды. Кислоты. Основания. Соли.

Решение типовых задач

Пример 1. Определить процентное содержание кислорода в оксиде металла, зная, что молярная масса эквивалента металла равна 20 г/моль. Какой это металл, если его валентность равна (II)?

Решение. Зная валентность и молярную массу эквивалента элемента: $M = M_{\text{экв}}(\text{элемент}) \cdot 2$; $M = 20 \cdot 2 = 40$ г/моль $\rightarrow M(\text{Ca}) = 40$ г/моль. Формула оксида CaO. Определим процентное содержание кислорода в оксиде. $M(\text{CaO}) = 56$ г/моль, тогда

$$56 \text{ г} - 100 \%$$

$$16 \text{ г} - X \%$$

$$X = 28,5 \%$$

Пример 2. При растворении 0,0547 г металла в кислоте выделилось 50,4 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

Решение. Составим схему реакции и заполним ее согласно условию задачи:

$$0,0547 \text{ г}$$

$$50,4 \text{ мл}$$



$$X \text{ г}$$

$$\text{Эв}(\text{H}_2) = 11200 \text{ мл}$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то математическое выражение закона эквивалента имеет следующий вид:

$$m(\text{Me}) / M_{\text{экв}}(\text{Me}) = V / \text{Эв}, \text{ следовательно,}$$

$$0,0547 / M_{\text{экв}}(\text{Me}) = 50,4 / 11200.$$

$$M_{\text{экв}}(\text{Me}) = 0,0547 \cdot 11200 / 50,4 = 12,16 \text{ г/моль}$$

Задания для самостоятельного выполнения

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- а) $\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ (средняя соль, кислая соль);
- б) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ (средняя и кислая соли);
- в) $\text{SO}_3 + \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow$ (средняя соль, основная соль ↓);
- г) $\text{NiO} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow$ (основная соль ↓).

2. Осуществите следующие превращения:

- а) $\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaO}$;
- б) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$;
- в) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlCl}_2(\text{OH}) \rightarrow \text{AlCl}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
- г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

3. Рассчитайте число атомов, молекул и ионов, которое содержится соответственно в 1 моле алюминия, 2 молях воды, 0,1 моля ионов Zn^{2+} .

4. Рассчитайте массовую долю (%) каждого элемента, входящего в состав KClO_4 , KMnO_4 , Na_3PO_4 .

5. Определите массовую долю кислорода в гидроксиде кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и карбонате кальция CaCO_3 .

6. Определите объём оксида серы (IV), который выделится при сгорании 1 кг серы (н. у.).

7. Какова плотность оксида углерода (IV) по водороду и воздуху?

8. Вычислите количество вещества молекулярного азота, которое находится в данном объеме, если он содержит: а) $2,4 \cdot 10^{22}$; б) $12,04 \cdot 10^{18}$ молекул.

9. Вычислите количество вещества меди в 0,32 г сульфата меди (II); в 0,64 г нитрата меди (II).

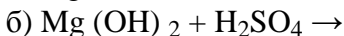
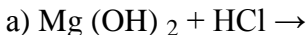
10. Рассчитайте эквивалент и молярную массу эквивалентов азота в соединениях NO_2 , N_2O , NH_3 , HNO_2 , HNO_3 .

11. Рассчитайте эквивалент и молярную массу эквивалентов серы в соединениях SO_2 , SO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, K_2S , Na_2SO_3 .

12. При анализе одного образца руды в нем было найдено 2,8 г железа. Какому количеству оксида железа (III) это соответствует?

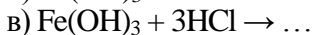
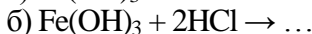
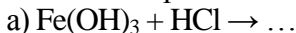
13. Какой объём (при н.у.) займут: 0,1 моль кислорода, 4 моль атомарного кислорода, 0,5 моль углекислого газа, 0,05 моль воды (в виде пара)?

14. Рассчитайте эквивалент и молярную массу эквивалентов гидроксида магния в реакциях:



15. Вычислите процентное содержание кислорода в оксиде четырехвалентного металла, если молярная масса его эквивалентов равна 29,4 г/моль. Назовите металл, составьте формулу его высшего оксида.

16. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента гидроксида железа(III) в следующих реакциях:



17. При сгорании 5 г алюминия образуется 9,44 г оксида алюминия. Определите молярную массу эквивалента алюминия.

18. Определите молярную массу эквивалента металла, 6 г которого вытесняют из кислоты 0,5 г водорода.

19. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента каждого из предложенных соединений: Al_2S_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2CO_3 .

20. Какова молекулярная масса газа, если плотность его паров по водороду равна 13?

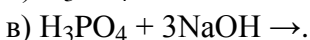
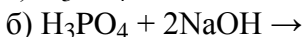
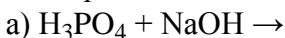
21. Вычислите объем $6 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

22. Какие объемы будут занимать при н.у. следующие массы газов: 80 г кислорода, 3 г оксида азота (II), 16 кг метана?

23. Известно, что при разложении карбоната кальция CaCO_3 образуются оксид кальция и углекислый газ. Сколько молей оксида кальция получится, если одновременно образуется 10 моль углекислого газа?

24. При разложении гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ получается оксид меди (II) и вода. Чему равна масса получившегося оксида меди (II), если разложить 5 моль гидроксида меди?

25. Рассчитайте эквивалент и молярную массу эквивалентов фосфорной кислоты в реакциях при указанном соотношении реагентов:



Раздел 2. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА. КИНЕТИКА

Тема 1. Энергетика химических процессов.

Скорость реакции и методы ее регулирования. Катализ. Химическое равновесие

Основные понятия химической термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Энтропия. Энергия Гиббса. Термодинамические расчеты по реакции.

Определение скорости химической реакции. Закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Катализ и катализаторы.

Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Решение типовых задач

Пример 1. Сколько кубических метров двуокиси углерода при 22⁰С и давлении 99280 Н/м² можно получить при обжиге 1000 кг известняка с содержанием 90% СаСО₃?

Решение. В 1000 кг известняка содержится СаСО₃ 900 кг (остальное приходится на долю различных примесей). По уравнению химической реакции $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

100 г/моль 56 г/моль 44 г/моль

рассчитываем массу полученной двуокиси углерода:

$$m(\text{CO}_2) = 44 \cdot 900 / 100 = 396 \text{ кг.}$$

Для нахождения объема этой массы двуокиси углерода при заданных условиях воспользуемся уравнением состояния Клайпейрона – Менделеева:

$$V = m(\text{CO}_2)RT / M(\text{CO}_2)P = 396 \cdot (8,313 \cdot 10^3) \cdot 295 / 44 \cdot 99280 = 222,3 \text{ м}^3.$$

Пример 2. Найти изменение внутренней энергии при испарении 100 г воды при 20⁰С, допуская, что пары воды подчиняются законам идеальных газов и что объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Удельная теплота парообразования воды равна 2451 Дж/г.

Решение. Используем уравнение состояния идеального газа

$$P\Delta V = nRT, \text{ но } P\Delta V = W,$$

где W – работа.

$$W = nRT = 100/18 \cdot 8,313 \cdot 293;$$

$\Delta U = 100 (2451 - 8,313 \cdot 293 / 18) = 231,57 \text{ кДж.}$
Происходит увеличение внутренней энергии на 231,57 кДж.

Пример 3. Как изменится скорость прямой реакции
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3,$$
если увеличить давление в 3 раза?

Решение. Если увеличить давление в 3 раза, то объем газовой смеси уменьшится в 3 раза, а молярные концентрации веществ возрастут во столько же раз.

Обозначим первоначальные концентрации через $C(\text{N}_2)$ и $C(\text{H}_2)$. При увеличении давления в 3 раза они станут равными $3C(\text{N}_2)$ и $3C(\text{H}_2)$. Используем формулу закона действующих масс $V = k C_A^n C_B^m$, для подсчета V_1 и V_2 :

$$V_1 = k C(\text{N}_2) C^3(\text{H}_2),$$
$$V_2 = k 3C(\text{N}_2) (3C(\text{H}_2))^3 = 81kC(\text{N}_2) C^3(\text{H}_2).$$

Находим отношение V_2 / V_1 . Оно равно 81. Следовательно, при повышении давления в 3 раза скорость прямой реакции увеличится в 81 раз.

Пример 4. При нагревании водорода и иода в замкнутом сосуде до 444 °С протекает реакция $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$. Равновесная смесь при этой температуре состояла из 5,64 моль иодистого водорода, 0,12 моль иода и 5,28 моль водорода. Вычислить константу равновесия указанной реакции при 444 °С и определить исходные концентрации водорода и иода.

Решение. В соответствии с соотношением

$$K_C = C^2(\text{HI}) / C(\text{H}_2) C(\text{I}_2).$$

Так как данная реакция идет без изменения объема, то значение K будет одинаково при всех способах выражения концентраций. Вместо $C(\text{HI})$, $C(\text{H}_2)$, $C(\text{I}_2)$ можно подставить соответственно числа молей этих веществ:

$$K_C = 5,64^2 / 0,12 \cdot 5,28 = 50,19.$$

Находим исходные концентрации иода и водорода. Из уравнения реакции видно, что для образования двух молей HI расходуется один моль водорода и один моль иода.

К моменту достижения равновесия в смеси образовалось 5,64 моль HI, следовательно, прореагировало 5,64/2 моль водорода и столько же молей иода. Учитывая равновесные концентрации иода и водорода, находим исходные концентрации этих веществ:

$$C'(\text{I}_2) = (5,64/2) + 0,12 = 2,94 \text{ моль;}$$
$$C'(\text{H}_2) = (5,64/2) + 5,28 = 8,1 \text{ моль.}$$

Задания для самостоятельного выполнения

26. Что такое термодинамическая система? Как классифицируются термодинамические системы по характеру массо- и энергообмена с окружающей средой (примеры)?

27. Можно ли изучать изолированную систему экспериментально и почему?

28. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, приведите математическое выражение, определите, как изменится скорость химической реакции в системе при повышении температуры на 30°C , если $\gamma = 3$.

29. Определите, как изменится скорость прямой и обратной реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ при увеличении объема газовой смеси в 3 раза.

30. При температуре 150°C реакция заканчивается за 16 мин. Рассчитайте, за какое время закончится эта реакция при 200°C , если температурный коэффициент $\gamma = 2$.

31. Экзотермическая реакция при температуре 190°C заканчивается за 10 мин. Определите время протекания реакции при 220°C , если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

32. Определите, как изменится скорость прямой и обратной реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ при уменьшении давления газовой смеси в 3 раза.

33. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при увеличении концентрации NO в 2 раза; при одновременном увеличении в 3 раза концентраций NO и O_2 .

34. Можно ли точно определить внутреннюю энергию системы? Ответ обоснуйте.

35. Чем различаются полная и внутренняя энергии системы? Чем различаются внутренняя энергия и энтальпия?

36. Какая из функций состояния ΔU или ΔH более применима для изучения химических реакций и почему? Дайте обоснованный ответ, приведите примеры.

37. Найдите изменение внутренней энергии при испарении 50 г толуола при 30°C , допустив, что пары толуола подчиняются законам идеальных газов и объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Скрытая теплота испарения толуола $347,8$ Дж/г.

38. Какая работа (Дж) будет совершена, если 51 г аммиака, занимавшего при 27 °С объем 25 л, расширяется при постоянной температуре до объема 75 л?

39. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} + 2\text{Cl}_2$ при увеличении давления в 2 раза и неизменной температуре?

40. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 5 раз без изменения температуры?

41. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$, протекающих в закрытом сосуде при высокой температуре, если увеличить давление в 3 раза?

42. Определите константу равновесия реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ и исходные концентрации CO_2 и H_2 , если при температуре 930 °С равновесная смесь содержит 4% CO , 64% H_2O и по 16% водорода и двуокиси углерода.

43. При смешении уксусной кислоты и спирта протекает реакция $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$. Определите константу равновесия данной реакции и исходные концентрации кислоты и спирта, если в момент равновесия в реакционной смеси содержится по 1/3 моль кислоты и спирта и по 2/3 моль эфира и воды.

44. Напишите выражение кинетического закона действующих масс для следующих реакций:

а) $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$; б) $\text{C}_\text{т} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO}$.

45. Для следующих реакций: а) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; б) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ напишите выражение закона действующих масс для химического равновесия.

46. Определите, как повлияет повышение температуры на состояние равновесия в следующих реакциях:

а) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2 + \text{Q}$; б) $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2 - \text{Q}$.

47. Определите, в каком направлении сдвинется состояние равновесия в следующих реакциях при понижении давления:

а) $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$;

б) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \leftrightarrow 2\text{HBr}$;

в) $\text{C}_\text{т} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}$.

48. Для реакции $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} - \text{Q}$ определите, в каком направлении сдвинется состояние равновесия, если произойдет: а) понижение температуры; б) понижение давления; в) увеличение концентрации N_2 .

49. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру на 30°C , а температурный коэффициент скорости равен 2?

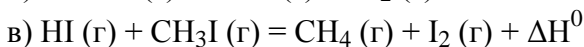
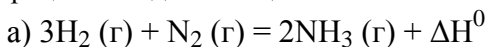
50. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если увеличить концентрацию NO_2 в 2 раза и одновременно увеличить в 3 раза концентрации NO и O_2 ?

51. Действием каких факторов (температура, давление, концентрация) можно сдвинуть состояние равновесия вправо (\rightarrow) для следующей реакции: $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 - Q$?

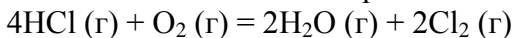
52. Определите, в какую сторону сдвинется состояние равновесия в реакции $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \leftrightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$, если произойдет: а) увеличение концентрации H_2S ; б) уменьшение концентрации H_2O ; в) увеличение концентрации S .

53. Какому правилу подчиняется зависимость скорости реакции от температуры? Сформулируйте его и запишите математическое выражение данного правила.

54. Определите, куда сместится равновесие в обратимых равновесных системах при повышении температуры, давления и концентрации исходных веществ:



55. Равновесие гомогенной реакции



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ моль/л: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$; $[\text{Cl}_2] = 0,20$; $[\text{O}_2] = 0,32$. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

56. Исходные концентрации $C_0 (\text{NO})$ и $C_0 (\text{Cl}_2)$ в гомогенной реакции $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ составляют 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO .

57. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по реакции $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и её скорость, когда разложится 50% N_2O .

58. Вычислите, во сколько раз изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру понизить от 120 до 80⁰С. Температурный коэффициент реакции $\gamma = 2$.

59. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной реакции $\text{CO}_2 (\text{г}) + \text{C} (\text{к}) = 2\text{CO} (\text{г})$. Рассчитайте, как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию CO_2 уменьшить в 4 раза. Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO ?

60. Определите, какое влияние на равновесную систему $\text{C} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г}) = 2\text{CO} (\text{г})$ $H^0 = 119,8 \text{ кДж}$ окажет: а) добавление CO_2 ; б) добавление $\text{C} (\text{к})$; в) удаление CO ; г) повышение температуры.

Раздел 3. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Тема 1. Растворы

Классификация растворов по агрегатному состоянию и содержанию растворенного вещества. Растворы концентрированные и разбавленные. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов. Закон Рауля. Осмотическое давление.

Существует несколько способов выражения концентрации растворов:

1. Процентная концентрация (массовая) (ω) – это растворенное вещество, выраженное в граммах, содержащееся в 100 г раствора:

$$\omega = X_{\text{г}} / (X + Y)_{\text{г}} \cdot 100\%,$$

где $X_{\text{г}}$ – масса растворенного вещества;

$Y_{\text{г}}$ – масса растворителя;

$(X + Y)_{\text{г}}$ – масса раствора.

Масса раствора может быть выражена произведением плотности раствора на его объем:

$$(X + Y)_{\text{г}} = \rho_{\text{г/см}^3} \cdot V_{\text{см}^3},$$

отсюда

$$\omega = X_{\text{г}} / (\rho_{\text{г/см}^3} \cdot V_{\text{см}^3}).$$

Например, 5%-й раствор означает:

5 г (X) содержится в 100 г (X + Y)

или

5 г (X) содержится в 95 г (Y).

2. Молярная концентрация (C_M) – это количество молей растворенного вещества в 1 дм³ раствора:

$$C_M = 1 \text{ моль} / V_{\text{дм}^3} = X_{\text{г}} / M_{\text{г/моль}} \cdot V_{\text{дм}^3} (\text{моль/дм}^3).$$

Например, запись 0,2М HCl означает, что 0,2 моль HCl растворено в 1 дм³ раствора.

3. Эквивалентная (нормальная) концентрация (C_E или C_N) – это количество моль-эквивалентов растворенного вещества в 1 дм³ раствора:

$$C_N = 1 \text{ моль} / V_{\text{дм}^3} = X_{\text{г}} / M_{\text{экв}} \cdot V_{\text{дм}^3} (\text{моль/экв. дм}^3).$$

Например, запись: 0,5Н. H₂SO₄ означает, что 0,5 моль-эквивалента серной кислоты содержится в 1 дм³ раствора.

Под *эквивалентом элемента* понимают также его количество, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Например, в соединениях HCl, H₂S, NH₃ эквивалент хлора, серы и азота равен соответственно 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль.

Молярная масса эквивалента кислоты – это частное деление молярной массы кислоты на количество ионов водорода, участвующих в реакции:

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 \text{ (г/моль)}.$$

Молярная масса гидроксида – это частное деление молярной массы гидроксида на количество гидроксид-ионов, участвующих в реакции:

$$M_{\text{экв}}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M(\text{Ba}(\text{OH})_2) / 2 \text{ (г/моль)}.$$

Молярная масса эквивалента соли – это частное деление молярной массы соли на произведение валентности металла соли на количество его частиц в формуле соли:

$$M_{\text{экв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) / 3 \cdot 2 \text{ (г/моль)}.$$

4. Моляльная концентрация (C_m) – это количество молей растворенного вещества в 1 кг растворителя:

$$C_m = 1 \text{ моль} / Y_{\text{кг}} (\text{моль/кг}) = X_{\text{г}} \cdot 1000 / M_{\text{г/моль}} \cdot Y_{\text{г}} (\text{моль/кг}).$$

5. Титр раствора (T) – это растворенное вещество, выраженное в граммах, в 1 см³ раствора:

$$T = X_{\text{г}} / V_{\text{см}^3}; \quad T = C_N \cdot M_{\text{экв}} / 1000 \text{ (г/см}^3\text{)}.$$

Решение типовых задач

Пример 1. Определить нормальность раствора H_2SO_4 , 15 мл которого реагирует без остатка с 30 мл 0,5 н. раствора BaCl_2 .

Решение. Обозначим нормальность серной кислоты через N , тогда $15 \cdot N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \cdot 0,5$, откуда $N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \cdot 0,5/15 = 1,0$. Следовательно, раствор серной кислоты однонормальный.

Пример 2. Сколько граммов NaOH необходимо для приготовления 3 л 10%-го раствора?

Решение. По данным таблицы плотности растворов определяем плотность 10%-го раствора NaOH – ($\rho = 1,115$ г/мл). Вычисляем массу 3 л раствора щелочи:

$$m = \rho V = 1,115 \text{ г/мл} \cdot 3000 \text{ мл} = 3345 \text{ г.}$$

$$100 \text{ г раствора} \quad - \quad 10 \text{ г NaOH}$$

$$3345 \text{ г раствора} \quad - \quad X \text{ г NaOH}$$

Следовательно, для приготовления 3 л 10%-го раствора щелочи необходимо 334,5 г NaOH .

Задания для самостоятельного выполнения

61. Путем выпаривания воды из 222,2 г насыщенного раствора сульфата калия получено 22,2 г безводной соли. Найдите растворимость K_2SO_4 в воде.

62. Рассчитайте массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 1 кг 8%-го раствора, считая на безводную соль.

63. Раствор KOH с концентрацией 15% имеет плотность 1,12 г/мл. Сколько граммов щелочи содержится в 200 мл этого раствора?

64. Определите молярность, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора, 2 л которого содержат 9,8 г H_3PO_4 .

65. Для борьбы со свекловичным долгоносиком применяют раствор хлорида бария из расчета 500 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ на 10 л воды. Вычислите массовую долю BaCl_2 в растворе.

66. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константа.

67. В концентрированном растворе хлорида натрия красные кровяные шарики сморщиваются (плазмолиз), а в воде или сильно разбавленном растворе NaCl набухают (гемолиз). Как объяснить эти явления?

68. Определите молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты, на нейтрализацию 18 мл которого потребовалось 24 мл 0,1 н. раствора щелочи.

69. Определите массу NaOH, содержащегося в 200 мл 0,2 н. раствора?

70. Один литр азотной кислоты с плотностью $\rho = 1,31$ г/мл, содержащей 50% HNO_3 , разбавлен 690 мл H_2O . Рассчитайте массовую долю полученного раствора.

71. Рассчитайте сколько 1%-го раствора серной кислоты можно получить из 1 л 96%-го раствора H_2SO_4 с $\rho = 1,84$ г/мл для кислования содовых солонцов.

72. Для обработки силоса аммиачной водой используется раствор, содержащий 189,2 г аммиака в 1 л раствора ($\rho = 0,924$ г/мл). Вычислите его массовую долю, молярную и моляльную концентрации.

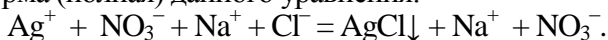
Тема 2. Реакции ионного обмена. Водородный показатель. Гидролиз солей

Свойства растворов электролитов. Кислоты, основания, соли. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Водородный показатель. Гидролиз солей. Реакции осаждения и растворения.

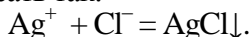
Согласно теории электролитической диссоциации, реакции между кислотами, основаниями и солями в водных растворах протекают между ионами, на которые распадаются молекулы этих веществ. Ионные реакции становятся практически осуществимы, когда в результате реакции образуются: а) слабодиссоциирующее вещество; б) осадок; в) газообразное вещество.

Пример. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$.

При сливании растворов хлорида натрия и нитрата серебра ионы серебра с ионами хлора образуют фазу хлорида серебра. Это вещество почти не растворяется в воде и выпадает в осадок, поэтому ионы серебра и хлора удаляются из раствора и реакция идет до конца. Ионная форма (полная) данного уравнения:



Так как реакция протекала только между ионами хлора и серебра, а с остальными ионами никаких изменений не произошло, ионное уравнение следует записать так:

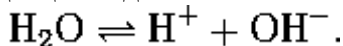


Это ионное уравнение и выражает сущность данной реакции. Оно показывает, что любая растворимая соль серебра с любым хлоридом дает осадок.

Диссоциация воды. Водородный показатель.

Вода является слабым электролитом, диссоциирующим согласно уравнению $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Константа диссоциации воды очень мала:



Константа диссоциации воды при 25°C составляет

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,86 \cdot 10^{-16}.$$

Принимая концентрацию воды $[\text{H}_2\text{O}]$ величиной практически постоянной, можно записать так:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,86 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрация воды равна $1000 / 18 = 55,56$ моль/л (1 л содержит 1000 г воды, т.е. $1000:18 = 55,56$ молей).

Отсюда $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,86 \cdot 10^{-16}) \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14} = K_w$.

Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов называется *ионным произведением воды*. В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, в кислой – $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, а в щелочной – $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

При этом в любых средах произведение концентрации водородных и гидроксильных ионов при данной температуре (25°C) остается постоянным и равным $1 \cdot 10^{-14}$ моль/л.

Для количественной характеристики среды (кислой, щелочной) обычно приводят не концентрацию водородных ионов, а применяют условный показатель, обозначаемый через pH и называемый водородным показателем.

Водородный показатель представляет собой отрицательный логарифм концентрации водородных ионов $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Тогда pH различных растворов будет иметь следующие значения:

кислый $\text{pH} < 7$, щелочной $\text{pH} > 7$, нейтральный $\text{pH} = 7$.

Решение типовых задач

Пример. а) $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ моль/л. Вычислить $[\text{OH}^-]$.

Решение. $[\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-4} = 10^{-10}$ моль/л.

б) вычислить pH 0,01 н. раствора KOH (степень диссоциации принять за 100%).

$$\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-; [\text{OH}^-] = 0,01 = 10^{-2} \text{ моль/л};$$
$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ моль/л}; \text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg [10^{-12}] = 12,$$

среда щелочная.

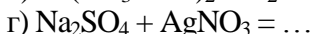
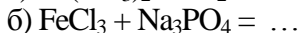
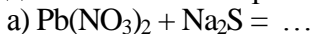
Задания для самостоятельного выполнения

73. Вычислите pH раствора, в 100 мл которого содержится 0,0365 г HCl, и pH раствора, в 2 мл которого содержится 0,0004 г NaOH.

74. Определите молярную концентрацию азотной кислоты в растворе: а) с концентрацией катионов водорода 0,294 моль/л; б) с pH = 3.

75. Рассчитайте водородный показатель pH: а) 0,01М раствора хлороводорода; б) 0,01М раствора гидроксида лития.

76. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций двойного обмена в растворе:



77. Вычислите $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворах, pH которых равны 5 и, соответственно, 8.

78. Вычислите кислотность почв $[\text{H}^+]$ по значению pH, при котором могут наиболее интенсивно развиваться следующие сельскохозяйственные культуры: картофель (pH 5); горох (pH 6); свекла (pH 7).

79. Пшеница хорошо развивается при pH почвы от 6 до 7. Вычислите концентрацию катионов водорода (моль/л) и гидроксид-ионов при нижнем значении pH.

80. Вычислите кислотность $[\text{H}^+]$ соков по значениям их pH: морковный (pH 6,67); картофельный (pH 5,92); яблочный (pH 2,5).

Гидролизом солей называется взаимодействие ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающееся изменением pH раствора.

При гидролизе соли смещается ионное равновесие диссоциации воды. В результате растворы большинства солей имеют кислую или щелочную реакцию.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- а) сильным основанием и слабой кислотой (Na_2CO_3 , K_2SO_3 и др.);*
- б) слабым основанием и сильной кислотой (NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и др.);*
- в) слабым основанием и слабой кислотой ($\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и др.).*

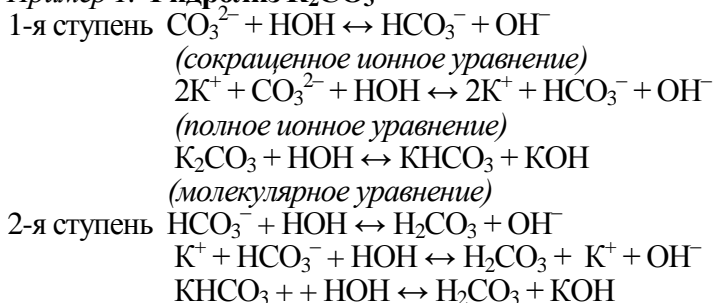
Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются (K_2SO_4 , NaNO_3 , NaCl и др.).

Уравнения гидролиза солей пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциирующие (в том числе и вода), мало-растворимые, а также газообразные вещества записываются в виде молекул, сильные электролиты – в виде ионов.

Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням аналогично ступенчатой диссоциации.

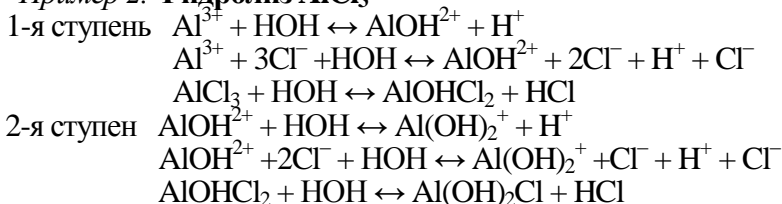
Решение типовых задач

Пример 1. Гидролиз K_2CO_3



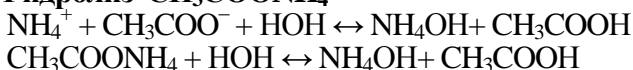
Гидролиз данной соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона CO_3^{2-} слабой кислоты, а накопление ионов OH^- приводит к тому, что pH раствора становится больше 7.

Пример 2. Гидролиз AlCl_3



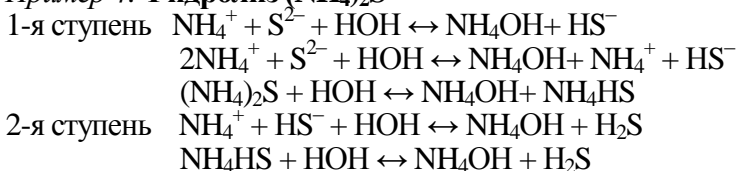
По 3-й ступени с образованием $\text{Al}(\text{OH})_3$ гидролиз этой соли не идет вследствие накопления ионов H^+ , способствующих протеканию процесса справа налево (идет растворение $\text{Al}(\text{OH})_3$ в кислой среде). В данном случае гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона Al^{3+} слабого основания. При этом образуется основная соль и накапливаются ионы H^+ , pH раствора становится меньше 7.

Пример 3. Гидролиз $\text{CH}_3\text{COONH}_4$



В данном случае в результате гидролиза соли образуется слабая кислота CH_3COOH и слабое основание NH_4OH . Накопление ионов H^+ или OH^- не происходит. Константы диссоциаций образующихся кислоты и основания очень близки по величине к 7. Соли образованные очень слабой кислотой и слабым основанием, почти полностью гидролизуются.

Пример 4. Гидролиз $(\text{NH}_4)_2\text{S}$



Задания для самостоятельного выполнения

81. Объясните, почему насыщенный раствор гидроксида магния не окрашивается фенолфталеином в малиновый цвет, но после кипячения раствора окраска появляется.

82. Составьте уравнения обратимого гидролиза солей CH_3COONa , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 .

83. Готовят водный раствор ацетата алюминия и измеряют pH. Получают значение, близкое к 7. Кипятят раствор. Появляется осадок дигидроксида-ацетата алюминия. Объясните результат опыта.

84. Раствор аммиака при 25°C имеет $\text{pH} > 7$. При добавлении мелкими порциями в этот раствор хлорида аммония среда становится менее щелочной, затем нейтральной и, наконец, кислой. Как объяснить результаты данного опыта?

85. Какая из перечисленных солей понизит pH почвенно-

го раствора: KNO_3 , K_2SO_4 , MnSO_4 ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

86. Раствор Na_3PO_4 имеет сильно щелочную среду, а раствор NaH_2PO_4 – слабокислую. Дайте этому объяснение.

87. Какие вещества можно использовать в качестве мелиорантов для нейтрализации почвы, если pH почвенного раствора равен 9: H_2SO_4 , CaO , FeSO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

88. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: Na_2S , CrCl_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

89. Какие из солей подвергаются гидролизу: K_2SiO_3 , FeCl_3 , K_2SO_4 , NaNO_3 , ZnSO_4 ?

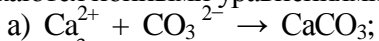
90. pH почвы на садовом участке равен 5. Какое из указанных веществ необходимо внести в почву для увеличения и уменьшения кислотности: K_2CO_3 , NH_4NO_3 , FeCl_3 ? Дайте пояснения, написав уравнения реакций их гидролиза.

91. Укажите значения pH растворов: поваренной соли, пищевой соды, столового уксуса. Поясните ответ, написав соответствующие уравнения реакций гидролиза и диссоциации, предложите метод измерения pH.

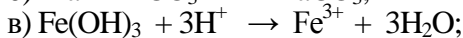
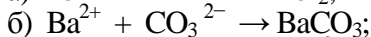
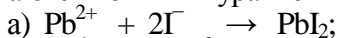
92. Повышенная кислотность дерново-подзолистых почв обусловлена содержанием в них ионов подвижного алюминия, которые производят на растения угнетающее действие. Объясните, почему это происходит.

93. Значение pH раствора NaHCO_3 растёт при нагревании. Почему?

94. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



95. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



96. рН желудочного сока равен 1,5; рН кишечного – 8,83; крови – 7,4; слюны – 6,9; слез – 7. Вычислите $[H^+]$ в этих системах.

Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).

Классификация ОВР. Степень окисления. Процесс окисления и восстановления. Метод электронного баланса.

Последовательность уравнивания ОВР

1. Определить степени окисления всех элементов в схеме реакции.

2. Для элементов, изменивших степень окисления, составить электронные уравнения, определить число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе.

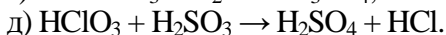
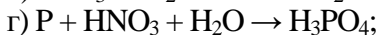
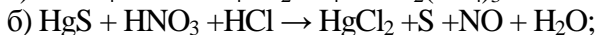
3. Вычислить электронный баланс и коэффициенты для элементов, изменивших степени окисления.

4. Поставить коэффициенты в обе части равенства в схеме реакции и уравнивать остальные ионы: а) катионы металлов; б) кислотные остатки; в) водород.

5. Правильность уравнивания проверить по кислороду. При составлении схемы электронного баланса необходимо учитывать число атомов (ионов), которые изменяют степень окисления в ходе реакции.

Задания для самостоятельного выполнения

97. Пользуясь электронными уравнениями, подберите коэффициенты в следующих уравнениях реакций:



98. Определите, какие из перечисленных ионов могут играть роль окислителей: Cu^{2+} , S^{2-} , Br^- , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cl^- , $(ClO_4)^-$,

$(\text{MnO}_4)^-$, $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, $(\text{CrO}_4)^{2-}$, $(\text{NO}_3)^-$.

99. Определите, какие из перечисленных ионов могут играть роль восстановителей: Ag^+ , $(\text{SO}_4)^{2-}$, Fe^{2+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , $(\text{MnO}_4)^-$, $(\text{MnO}_4)^{2-}$, $(\text{NO}_2)^-$, $(\text{SO}_3)^{2-}$, S^{2-} .

100. Запишите уравнения следующих реакций в водном растворе и подберите коэффициенты:

а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots$;

б) $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \dots$;

в) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl}(\text{конц.}) = \dots$.

101. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях реакций:

а) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.

102. Какой элемент и в какой степени окисления определяет возможность для указанных ниже веществ проявлять окислительные и восстановительные свойства: PbO_2 , BaO_2 , KH , H_2O_2 , N_2H_4 , Na_2SO_3 .

103. Какие из перечисленных ионов могут играть роль окислителей и почему: Cu^{2+} , S^{2-} , Fe^{3+} , Cl^- , ClO_4^- , MnO_4^- .

104. Какие из перечисленных ионов могут играть роль восстановителей и почему: Ag^+ , SO_4^{2-} , Fe^{2+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , MnO_4^- , MnO_4^{2-} , S^{2-} .

Раздел 4. ХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Тема 1. Периодическая система химических элементов и строение атомов.

Периодический закон и периодическая система. Изменение металлических и неметаллических свойств элементов. Современное строение атомов. Основные положения и понятия квантовой механики. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Электронные формулы.

Задания для самостоятельного выполнения

105. Са, S и С входят в состав сульфата и карбоната кальция, которые вносят в почву с целью уменьшения щелочности и кислотности пахотного слоя. Приведите электронные формулы их атомов, укажите валентные электроны, принадлежность к семейству элементов.

106. На основании электронной формулы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ важнейшего элемента питания растений назо-

вите: а) порядковый номер элемента; б) номер периода; в) номер группы, подгруппы; г) формулу высшего оксида.

107. Для элементов Be, C, F, Cl приведите электронные и электронно-графические формулы в нормальном и возбужденном состояниях, укажите ковалентность и возможные степени окисления.

108. Три химических элемента: калий, фосфор и азот – необходимы для роста и развития растений. Составьте электронные формулы для каждого из них, укажите валентные электроны, укажите принадлежность к семействам элементов.

109. Напишите электронные формулы атомов с порядковыми номерами 7, 16, 24, 25. С точки зрения строения атома объясните понятия «полные» и «неполные» аналоги.

110. Недостаток силикатов в почве замедляет рост кукурузы, бобов, ячменя. Составьте электронную и электронно-графическую формулу атома кремния в нормальном и возбужденном состоянии, укажите ковалентность и возможные степени окисления. Напишите формулы оксидов, укажите их характер.

111. Квантовые числа. Как с их помощью характеризуется положение электронов в атоме?

112. С помощью квантовых чисел охарактеризуйте положение электронов в следующих атомах: Na, S, Ne.

113. Электронная конфигурация атома неона совпадает с электронной конфигурацией ионов нескольких элементов. Приведите примеры таких ионов.

114. Марганец входит в состав ферментов зеленых листьев, а хлор применяют в борьбе с вредителями зерна, плодов, овощей. Объясните, на каком основании эти элементы помещены в одну группу Периодической системы элементов. Напишите формулы их высших оксидов и кислот, которые им соответствуют.

Тема 2. Химическая связь и строение молекул

Природа химической связи. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Ковалентная связь и ее виды. Ионная связь. Водородная связь.

Решение типовых задач

Пример. Какая из связей: $\text{H} - \text{N}$, $\text{H} - \text{S}$, $\text{H} - \text{Te}$, $\text{H} - \text{Li}$ – является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако в каждом из приведенных примеров?

Решение. Чтобы определить характер связи, необходимо найти разность относительных значений электроотрицательностей ($\Delta\text{ОЭО}$) в приведенных парах, используя табличные данные:

- а) $\Delta\text{ОЭО } \text{H} - \text{N} = 3,0 - 2,1 = 0,9$;
- б) $\Delta\text{ОЭО } \text{H} - \text{S} = 2,5 - 2,1 = 0,4$;
- в) $\Delta\text{ОЭО } \text{H} - \text{Te} = 2,1 - 2,1 = 0,0$;
- г) $\Delta\text{ОЭО } \text{H} - \text{Li} = 2,1 - 1,0 = 1,1$.

Чем больше разность значений электроотрицательностей, тем более полярна связь. Наиболее полярна связь $\text{H} - \text{Li}$. Молекулярное электронное облако смещается в сторону с большей электроотрицательностью, т.е. к азоту в первом случае, к сере во втором и к литию в четвертом случае. В третьем примере молекулярное электронное облако находится на одинаковом расстоянии от H и Te .

Задания для самостоятельного выполнения

115. Пропитка древесины жидким аммиаком вдвое увеличивает её пластичность и срок хранения. Составьте схему образования молекулы аммиака, укажите механизм образования связи.

116. Для отбеливания тканей и соломы используют хлор, пероксид водорода, воду, оксид серы (IV). Приведите схему образования связей в названных веществах, укажите тип связи.

117. Воздух животноводческих помещений обогащен нежелательными примесями сероводорода H_2S , углекислого газа CO_2 , аммиака NH_3 . Определите тип химической связи в соединениях, укажите наиболее электроотрицательный элемент.

118. Напишите формулы водородных соединений кремния, серы и хлора, составьте схемы связей между элементами и водородом, сравните их полярность и поляризуемость. Объясните закономерность, наблюдаемую в периодах.

119. На основании образования металлической связи объясните ковкость и пластичность металлов, их электро- и теплопроводность, металлический блеск.

120. Определите тип химической связи между атомами в молекуле CH_4 , H_2S . Какова структура этих молекул? В какой из них наблюдается гибридизация атомных орбиталей?

121. Что называется электрическим моментом диполя молекулы? Какая из молекул: H_2O , H_2S , H_2Se – имеет наибольший дипольный момент?

122. Что называется электроотрицательностью? Как с помощью этой величины объяснить последовательность в изменении дипольных моментов молекул HF , HCl , HBr , HI ?

123. Изобразите образование:

- а) молекулы Cl_2 из двух атомов Cl^0 ;
- б) молекулы I_2 из катиона I^+ и аниона I^- ;
- в) катиона H_3O^+ из катиона H^+ и молекулы H_2O .

Какова валентность и степень окисления каждого атома в полученных частицах? Для случаев (б) и (в) укажите донор и акцептор электронной пары.

Раздел 5. ХИМИЧЕСКАЯ ИДЕНТИФИКАЦИЯ. ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема 1. Основные принципы качественного и количественного анализа

Аналитическая химия и ее задачи. Классификация методов качественного анализа. Системы качественного анализа. Систематический и дробный ход анализа. Аналитические классификации катионов. Чувствительность аналитических реакций.

Предмет и задачи количественного анализа. Классификация методов количественного анализа. Сущность гравиметрического и титриметрического методов анализа. Расчеты в количественном анализе.

Задания для самостоятельного выполнения

124. При титровании навески NaOH массой 0,1102 г (растворенной в произвольном объеме воды) израсходовано 24 мл раствора соляной кислоты. Рассчитайте $S_{\text{эк}}$ (HCl) и титр раствора.

125. Рассчитайте объем воды, который нужно добавить к 0,5 л 8,8 н раствора CuSO_4 , чтобы получить 0,2 н рас-

твор.

126. Вычислите молярную и моляльную концентрацию эквивалентов 12%-го раствора серной кислоты, плотность которой $\rho = 1,08$ г/мл.

127. Рассчитайте объем 38,3%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), необходимый для приготовления 10 л 0,1 н раствора.

128. Определите массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$, необходимую для нейтрализации 0,5 моль эквивалентов кислоты.

129. На нейтрализацию 12 мл раствора HNO_3 с титром 0,008505 г/мл израсходовано 36 мл раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Рассчитайте $S_{\text{эк}}$ раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

130. Для нейтрализации 1 т сточных вод требуется 158,7 мл 30%-го раствора соляной кислоты, плотность которой 1,15 г/мл. Определите молярную и моляльную концентрацию гидроксида натрия в растворе.

131. Упарили вдвое (по объему) 4 л 10%-го раствора хлорида натрия, плотность которого 1,07 г/см³. Определите молярную и моляльную концентрации нового раствора.

132. Определите объем 1 м раствора щелочи, которая пойдёт на нейтрализацию 10 мл 10%-го раствора азотной кислоты, плотность которой 1,056 г/см³.

133. К раствору, содержащему 1 г H_2SO_4 , прибавлено 10 мл 2 м раствора NaOH . Определите, какую среду имеет полученный раствор, что и в каком количестве находится в избытке.

134. Определите, сколько граммов H_2SO_4 содержится в 1 л раствора, если на титрование 15 мл этого раствора расходуется 18,6 мл гидроксида калия, содержащего 0,0102 г/мл KOH .

135. Определите, в каком из перечисленных титрований точка эквивалентности соответствует $\text{pH} = 7$, $\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$:

- а) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH}$; б) $\text{HCOOH} + \text{NaOH}$; в) $\text{KOH} + \text{HCl}$;
г) $\text{KCN} + \text{HCl}$; д) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$.

136. Определите, какой из индикаторов (метиловый оранжевый, фенолфталеин или лакмус) пригоден для титро-

вания: а) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH}$; б) $\text{KCN} + \text{HCl}$; в) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}$;
г) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 2\text{HCl}$; д) $\text{HCOOH} + \text{NaOH}$.

137. Навеску щелочи массой 0,531 г, содержащей 92% NaOH , растворили в мерной колбе на 100 мл. Определите молярную концентрацию и титр HCl , если на титрование 15 мл NaOH израсходовано 19,5 мл HCl .

138. Навеску $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,6 г растворили в мерной колбе на 100 мл. На титрование 20 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл NaOH . Определите молярную концентрацию раствора NaOH и его титр.

139. Сущность элементного, функционального и молекулярного анализа.

140. Сущность качественного химического анализа.

141. Каким будет цвет пламени газовой горелки при использовании соединений металлов: натрия, калия, кальция, меди?

142. Ион меди в водных растворах существует в форме аквакомплексов $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_n]$, при взаимодействии с аммиаком NH_3 образует растворимый комплекс ярко-сине-голубого цвета. Запишите схему реакции.

143. При добавлении какого иона происходит осаждение иона бария в растворе?

144. Если к раствору какой-либо соли аммония прибавить щелочь, то выделяется газообразное вещество с характерным запахом. Определите, какой газ выделяется, и запишите соответствующую химическую реакцию.

145. Какие реагенты называются специфическими, селективными и групповыми?

146. Сущность дробного и систематического анализа.

147. Сущность гравиметрического метода анализа.

148. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе, если 3 л сероводорода растворили в 1 л воды?

149. В воде массой 250 г растворили 32 мл метанола (плотность 0,8 г/мл). Чему равна массовая доля метанола в растворе?

150. К раствору серной кислоты объемом 400 мл, плотность которого равна 1,1 г/мл, а массовая доля серной кислоты 0,15, добавили воду массой 60 г. Определите массовую долю H_2SO_4 в полученном растворе.

151. Сколько граммов потребуется добавить к 50 мл 40%-го раствора гидроксида калия (плотность 1,411 г/мл), чтобы получить 50%-й раствор?

152. С какой целью строят и применяют кривые титрования?

153. Какие индикаторы используют в методе нейтрализации и каково их значение?

154. Каким основным требованиям должна отвечать реакция титрования?

155. Сущность количественного метода анализа.

156. Дайте определение понятию «чувствительность метода».

157. Классификация титриметрических методов.

158. Смешали растворы массой 150 и 50 г с массовой долей уксусной кислоты 20 и 32%. Вычислите массовую долю уксусной кислоты в полученном растворе.

159. Вычислите массы растворов (массовая доля уксусной кислоты в которых 8 и 75%), необходимые для приготовления раствора массой 400 г с массовой долей кислоты 42%.

160. В каком отношении надо смешать 35%-й раствор с 10%-м, чтобы получить 20%-й раствор?

161. Какое количество вещества нитрата натрия содержится в растворе объемом 1 л с массовой долей нитрата натрия 40%, плотность которого 1,32 г/мл.

162. Сущность метода перманганатометрии.

163. Существует ли необходимость применять индикаторы в методе перманганатометрии? Ответ обоснуйте.

164. Что такое титранты и с какой целью их используют в аналитической химии?

165. Что понимают под прямым и обратным титрованием?

166. Какой раствор в аналитической химии называют стандартным? Как приготовить стандартный раствор?

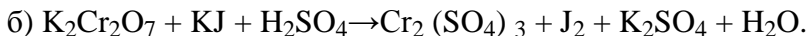
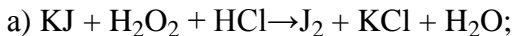
167. Определите молярную концентрацию раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2, плотность которого равна 1,22 г/мл.

168. Смешаны 25 мл 3М раствора с 500 мл 0,1М раствора того же вещества. Какова молярная концентрация полученного раствора?

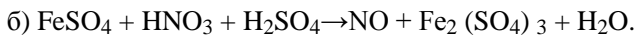
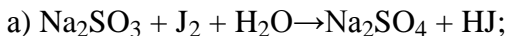
169. До какого объема надо разбавить водой раствор объемом 1,25 л, чтобы уменьшить его концентрацию с 0,8 до 0,25 моль/л?

170. Уравняйте следующие реакции, рассчитайте мо-

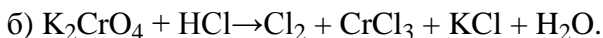
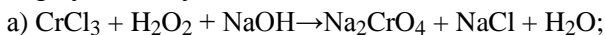
лярную массу эквивалентов окислителей и восстановителей:



171. Уравняйте следующие реакции, рассчитайте молярную массу эквивалентов окислителей и восстановителей:



172. Уравняйте следующие реакции, рассчитайте молярную массу эквивалентов окислителей и восстановителей:



173. Определите массу перманганата калия, необходимую для приготовления 1 л раствора, титр которого $T = 0,008348$ г/мл.

174. Навеску KMnO_4 $m = 1,875$ г растворили в 500 мл. Вычислите Сэк (KMnO_4) для проведения реакции: а) в кислой среде; б) в щелочной среде.

175. На окисление 25 мл 0,02 н раствора соли Мора требуется 40 мл раствора KMnO_4 . Определите Сэк и титр раствора KMnO_4 .

176. Определите массу KMnO_4 , необходимую для окисления 0,3 моль-экв щавелевой кислоты в кислой среде.

177. Дайте характеристику сероводородной (сульфидной) системе качественного анализа. Укажите ее преимущества и недостатки.

178. Дайте характеристику кислотно-щелочной системе качественного анализа. Укажите ее преимущества и недостатки.

179. Приведите три примера качественных реакций по определению ионов металлов в растворе солей.

180. Приведите примеры качественных реакций по определению анионов CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , Cl^- в растворе солей.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Кати- оны	Анионы											
	OH^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	NO_3^-	CH_3COO^-
H^+		р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
NH_4^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р
Ba^{2+}	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	р	р
Ca^{2+}	м	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р	р
Mg^{2+}	н	р	р	р	м	н	р	н	н	-	р	р
Al^{3+}	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	м
Mn^{2+}	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Zn^{2+}	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Cr^{2+}	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	р
Fe^{2+}	н	р	р	р	н	н	р	и	н	-	р	р
Fe^{3+}	н	р	р	р	н	-	р	н	-	-	р	р
Co^{2+}	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Ni^{2+}	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Sn^{2+}	н	р	р	н	н	-	р	н	-	-	р	р
Pb^{2+}	н	м	м	н	н	н	н	н	н	-	р	р
Cu^{2+}	н	р	р	-	н	н	р	н	-	-	р	р
Ag^+	-	н	н	н	н	н	м	н	н	-	р	р
Hg^+	.	н	н	н	н	-	м	н	н	-	р	м
Hg^{2+}	-	р	н	н	н	-	р	н	-	-	р	р

Обозначения: [р]–растворимое вещество;
 [н]–нерастворимое; [м]–малорастворимое; [-] не существует
 в растворе вследствие гидролиза или не получено

Приложение 2

Степень диссоциации кислот, оснований и солей в водных растворах при 18°C

Электролит	Формула	Степень диссоциации	
		в 1 н. растворах	в 0,1 н. растворах
Кислоты			
Азотная	HNO ₃	82	92
Соляная	HCl	78	91
Бромоводородная	HBr	-	90
Иодоводородная	HI	-	90
Серная	H ₂ SO ₄	51	58
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	-	31
Фосфорная (орто-)	H ₃ PO ₄	-	26
Фтороводородная	HF	-	15
Уксусная	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Угльная	H ₂ CO ₃	-	0,17
Сероводородная	H ₂ S	-	0,07
Борная	H ₃ BO ₃	-	0,01
Синильная	HCN	-	0,007
Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	89
Гидроксид натрия	NaOH	73	84
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0,4	1,3
Соли			
Типа Me ⁺ An ⁻	KCl, KNO ₃		86
Типа Me ₂ An ²⁻	K ₂ CO ₃ , Na ₂ S		74
Типа Me ²⁺ A	BaCl ₂		73
Типа Me ₃ An ³⁻	K ₃ PO ₄		65
Типа Me ³⁺ An ³⁻	Cr(NO ₃) ₃ , AlCl ₃		60
Типа Me ²⁺ An ²⁺	CuSO ₄ , ZnSO ₄		40

Примечание. Для сильных электролитов приведены значения кажущейся степени диссоциации.

Приложение 3

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Формула	Константа диссоциации, k
Кислоты		
Азотистая	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Борная, 1-я ступень	H_3BO_3	$5,7 \cdot 10^{-10}$
2-я ступень		$4,0 \cdot 10^{-13}$
3-я ступень		$4,0 \cdot 10^{-14}$
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Йодноватая	HIO_3	$1,67 \cdot 10^{-1}$
Мышьяковая, 1-я ступень	H_3AsO_4	$3,62 \cdot 10^{-3}$
Мышьяковистая 1-я ступень	H_3AsO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Ортофосфорная 1-я ступень	H_3PO_4	$7,51 \cdot 10^{-3}$
2-я ступень		$6,23 \cdot 10^{-8}$
3-я ступень		$2,2 \cdot 10^{-13}$
Плавиковая	HF	$7,4 \cdot 10^{-3}$
Сернистая, 1-я ступень	H_2SO_3	$1,3 \cdot 10^{-2}$
2-я ступень		$5 \cdot 10^{-6}$
Синильная	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Угольная, 1-я ступень	H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$
2-я ступень		$5,6 \cdot 10^{-11}$
Хромовая, 1-я ступень	H_2CrO_4	$1,8 \cdot 10^{-1}$
2-я ступень		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Муравьиная	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$
Щавелевая, 1-я ступень	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
2-я ступень		$6,4 \cdot 10^{-5}$
Основания		
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария, 2-я ступень	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид калия, 2-я ступень	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид свинца, 1-я ступень	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-2}$
2-я ступень		$3 \cdot 10^{-8}$

Приложение 4

Концентрации катионов водорода, гидроксид-ионов, рН и рОН для разбавленных водных растворов кислот, оснований, солей

Среда	$[H^+]$	рН	$[OH^-]$	рОН
Сильнокислая	10^0	0	10^{-14}	14
	10^{-1}	1	10^{-13}	13
	10^{-2}	2	10^{-12}	12
Кислая	10^{-3}	3	10^{-11}	11
	10^{-4}	4	10^{-10}	10
Слабокислая	10^{-5}	5	10^{-9}	9
	10^{-6}	6	10^{-8}	8
Нейтральная	10^{-7}	7	10^{-7}	7
Слабощелочная	10^{-8}	8	10^{-6}	6
	10^{-9}	9	10^{-5}	5
Щелочная	10^{-10}	10	10^{-4}	4
	10^{-11}	11	10^{-3}	3
Сильнощелочная	10^{-12}	12	10^{-2}	2
	10^{-13}	13	10^{-1}	1
	10^{-14}	14	10^0	0

Приложение 5

Степень гидролиза 0,1 М растворов некоторых солей при 25°C

Формула соли	Степень гидролиза, %	Формула соли	Степень гидролиза, %
$NaHSO_3$	0,0002	CH_3COONH_4	0,5
NaH_2PO_4	0,0004	KCN	1,2
$NaHCO_3$	0,005	$Al_2(SO_4)_3$	3,5
NH_4Cl	0,007	Na_2CO_3	5,0
CH_3COONa	0,007	NH_4HS	7,0
$NaHS$	0,1	$Fe(CH_3COO)_3$	32,0
Na_2CO_3	0,13	Na_3PO_4	34,0
Na_2HCO_3	0,13	$Al(CH_3COO)_3$	40,0
$NaClO$	0,18	Na_2S	99,0
$Na_2B_4O_7$	0,5	$(NH_4)_2S$	99,0

Приложение 6

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	Значение кон- станты нестойко- сти, K_H	Комплексный ион	Значение кон- станты нестойко- сти, K_H
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-41}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$4 \cdot 10^{-9}$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$	$[\text{NgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$

Приложение 7

Относительная электроотрицательность элементов (по Полингу)

Группа							
1	2	3	4	5	6	7	8
H 2,1							
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,6	Cl 3,0	
K 0,9	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,7	Fe 1,9 Co 1,9 Ni 1,9
Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,6	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2 Rh 2,2 Pd 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Li 1,0–1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2 Ir 2,2 Pt 2,2
Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,9	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Md 1,1–1,2					

Приложение 8

Номенклатура кислот и средних солей

Название кислоты	Формула	Название солей	
		русская номенклатура	международная номенклатура
Азотистая	HNO_2	Азотисто-кислые	Нитриты
Азотная	HNO_3	Азотно-кислые	Нитраты
Борная (орто)	H_3BO_3	Борно-кислые	Бораты
Бромисто-водородная	HBr	Бромистые	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовокислые	Дихроматы
Иодоводородная	HI	Йодистые	Иодиды
Кремневая	H_2SiO_3	Кремнекислые	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Марганцово-кислые	Перманганаты
Серная	H_2SO_4	Серно-кислые	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сернисто-кислые	Сульфиты
Сероводородная	H_2S	Сернистые	Сульфиды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлористые	Хлориды
Угольная	H_2CO_3	Углекислые	Карбонаты
Уксусная	CH_3COOH	Уксусно-кислые	Ацетаты
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Фосфорно-кислые (орто)	Фосфаты (орто)
Фосфорная (мета)	HPO_3	Фосфорно-кислые (мета)	Фосфаты (мета)
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фтористые	Фториды
Хлорноватистая	HClO	Хлорноватисто-кислые	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	Хлористо-кислые	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	Хлорновато-кислые	Хлораты
Хлорная	HClO_4	Хлорно-кислые	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	Хромово-кислые	Хроматы
Цианисто-водородная (синильная)	HCN	Цианистые	Цианиды
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелево-кислые	Оксалаты

Кислоты — сложные вещества, содержащие катион водорода и анион кислородного остатка.

Соли — сложные вещества, содержащие катион металла или аммония NH_4^+ и анион кислотного остатка.

Приложение 9

Некоторые окислители и продукты их восстановления

Формула, название	Продукты восстановления окислителя
Галогены: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2	Галогенид-ионы: F^- , Cl^- , Br^- , I^-
Концентрированная серная кислота H_2SO_4	SO_2 – малоактивные металлы: Cu , Pb ; более активные металлы: Zn , Fe , Al ; H_2S – активные металлы: Ca , Mg
Концентрированная азотная кислота HNO_3	NO_2 – (металлы); NO – (неметаллы)
Разбавленная азотная кислота HNO_3	NH_3 , NH_4NO_3 – со щелочно-земельными металлами; NO – с тяжелыми металлами
Перманганат калия $KMnO_4$	Mn^{2+} – кислая среда; MnO_2^{2+} – нейтральная, слабощелочная среда; K_2MnO_4 – сильнощелочная среда
Бихромат калия $K_2Cr_2O_7$	Cr^{3+} – кислая среда
Хромат калия K_2CrO_4	$[Cr(OH)_6]^{3-}$ – щелочная среда
Оксид свинца(IV)	Оксид свинца (II)
Соли Fe (III)	Соли Fe (II)
Соли Bi (III)	Bi^0
Йодат калия KJO_3	I_2
Хлорноватистая кислота $HClO$, гипохлориты ($KClO$)	Cl_2 , Cl^-
Бертолетова соль ($KClO_3$)	Cl_2 , Cl^-
Перекись водорода (H_2O_2)	H_2O

**Некоторые восстановители
и продукты их окисления**

Формула, название	Продукт окисления восстановителя
Водород H_2	Ион водорода H^+
Металлы Me^0	Ионы металлов Me^{n+}
Галогенид –ионы F^- , Cl^- , Br^- , I^-	Галогены: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2
Сероводород H_2S , сульфиды	Сера S
Сернистая кислота, сульфиты (H_2SO_3 , K_2SO_3)	Серная кислота, сульфаты (H_2SO_4 , K_2SO_4)
Азотистая кислота, нитриты (HNO_2 , $NaNO_2$)	Азотная кислота, нитраты (HNO_3 , $NaNO_3$)
Соли Fe^{2+}	Соли Fe^{3+}
Соли Sn^{2+}	Соли Sn^{4+}
Соли Mn^{2+}	MnO_2 — нейтральная, слабощелочная среда; $(MnO_4)^{2-}$ — кислая среда;
Соли Cr^{3+}	CrO_4^{2-} — щелочная среда

Список литературы

Основной

1. Основы общей химии: Учебное пособие/В.И. Елфимов, 2-е изд.- М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015.- 256 с.: 60×90 1/16.- (Высшее образование: Бакалавриат) (Переплет) ISBN 978-5-16-010066-1

2. Аналитическая химия. Химические методы анализа: Учеб. пос. / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек и др.- 2-е изд., стер.- М.: НИЦ ИНФРА-М; Мн.: Нов. Знание, 2014.- 542 с.: ил.: 60×90 1/16.- (Выш. обр.: Бакалавр.). (п) ISBN 978-5-16-004685-3

Дополнительный

1. Князев, Д.А. Неорганическая химия./ Д.А. Князев, С.Н. Смартыгин. – М.: Юрайт 2012. – 592 с.

2. Иванов, В.Г. Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. – М.: КУРС. Инфра-М, 2014. – 256 с. (ЭБС Инфра-М)

3. Цитович, И.К. Курс аналитической химии / И.К. Цитович. – СПб.: Лань, 2004. – 495 с.

Интернет-ресурсы

www.xumuk.ru, www.chem.msu.ru, www.himhelp.ru.

Основная и дополнительная литература, рекомендованная рабочей программой, имеется в библиотеке НГАУ.

Содержание

	Стр.
Раздел 1. Предмет и задачи химии. Основные понятия и законы	4
Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные классы неорганических соединений	4
Раздел 2. Химическая термодинамика. Кинетика	7
Тема 1. Энергетика химических процессов. Скорость реакции и методы ее регулирования. Катализ. Химическое равновесие	7
Раздел 3. Основы общей химии	13
Тема 1. Растворы	13
Тема 2. Реакции ионного обмена. Водородный показатель. Гидролиз солей	16
Тема 3. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	22
Раздел 4. Химические системы	23
Тема 1. Периодическая система химических элементов и строение атомов	23
Тема 2. Химическая связь и строение молекул	24
Раздел 5. Химическая идентификация. Основы аналитической химии	26
Тема 1. Основные принципы качественного и количественного анализа	26
Приложения	31
Библиографический список	39

Медяков Евгений Геннадьевич
Коваль Юлия Ивановна

Неорганическая и аналитическая химия

Методические указания по выполнению
самостоятельной работы

Печатается в авторской редакции

Отпечатано на агрономическом факультете
Новосибирского государственного аграрного университета
630039, Новосибирск, ул. Добролюбова, 160, каб. 333.
Тел. /факс (383)267-36-10. E-mail: agro_dek@ngs.ru