

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева»**

**Кафедра химии, технологии неорганических веществ
и наноматериалов**

**Составитель
Т. В. Буланова**

ХИМИЯ

Методические указания к самостоятельной работе

**Рекомендовано учебно-методической комиссией специальности
15.05.01 Проектирование технологических машин и комплексов
в качестве электронного издания
для использования в образовательном процессе**

Кемерово 2019

Рецензенты

Черкасова Елизавета Викторовна – кандидат химических наук, доцент кафедры химии, технологии неорганических веществ и наноматериалов.

Коротков Александр Николаевич – доктор технических наук, председатель учебно-методической комиссии специальности 15.05.01 Проектирование технологических машин и комплексов.

Буланова Татьяна Владимировна.

Химия: методические указания к самостоятельной работе [Электронный ресурс] для обучающихся специальности специальности 15.05.01 Проектирование технологических машин и комплексов очной формы обучения / сост. Т. В. Буланова. – Электрон. издан. – Кемерово, 2018

Включает рекомендации по самостоятельному изучению теоретического материала, вопросы и задачи для самостоятельного промежуточного контроля, список основной и дополнительной литературы, график самостоятельной работы студентов.

Самостоятельная работа студентов

<p>Лзп1</p> <p>Подготовка к лабораторным работам на тему: Классификация и номенклатура неорганических веществ.</p> <p>Дз1</p> <p>Проработка лекций на тему: Классы неорганических соединений.</p>
<p>Лзп2</p> <p>Подготовка к лабораторным работам на тему: Измерение термодинамических характеристик химических процессов</p> <p>Дз2</p> <p>Проработка лекций на тему: Химическая термодинамика.</p>
<p>Лзп3</p> <p>Подготовка к лабораторным работам на тему: Кинетика химических реакций. Химическое равновесие .</p> <p>Дз3</p> <p>Проработка лекций на тему: Химическая кинетика и равновесие</p>
<p>Лзп4</p> <p>Подготовка к лабораторным работам на тему: Приготовление растворов заданной концентрации</p> <p>Дз4</p> <p>Проработка лекций на тему: Растворы.</p>
<p>Лзп5</p> <p>Подготовка к лабораторным работам на тему: Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация.</p> <p>Дз5</p> <p>Проработка лекций на тему: Свойства водных растворов электролитов.</p>
<p>Лзп6</p> <p>Подготовка к лабораторным работам на тему: Направление ионных реакций. Гидролиз солей</p> <p>Дз6</p> <p>Проработка лекций на тему: Гидролиз солей</p>

Лзп7

Подготовка к лабораторным работам на тему: Гальванические элементы. Направление окислительно-восстановительных процессов. Коррозия металлов

Дз7

Проработка лекций на тему: Электрохимические процессы.
Коррозия металлов

Лзп 8

Подготовка к лабораторным работам на тему: Электролиз водных растворов.

Дз8

Проработка лекций на тему: Электрохимические процессы.
Электролиз

**Контрольные вопросы к защите лабораторной работы
«Классификация и номенклатура неорганических веществ.»
(Лзп₁)**

1. Напишите уравнения превращений:
 - а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$
 - б) $Ca \rightarrow CaC_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$
 - в) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow FeOHSO_4$
2. Напишите формулы средней, кислой и основной солей, которые могут образовываться при взаимодействии:
 - а) $Mg(OH)_2$ и H_2SO_4 ;
 - б) $Fe(OH)_3$ и H_2SO_4 .
3. Составьте в молекулярной и ионной формах уравнения следующих реакций:
 - а) $Cr(OH)_3 + H_2SO_4 = \text{средняя соль} +$
 - б) $NaOH + H_3PO_4 = \text{кислая (моногидро) соль} +$
 - в) $Ni(OH)_2 + H_2SO_4 = \text{основная соль} +$
5. Приведите пример амфотерного вещества и докажете это соответствующими уравнениями реакций.
6. Как кислую и основную соли можно превратить в средние? Для доказательства воспользуйтесь результатами задания.

**Индивидуальные домашние задания на тему
«Классы неорганических соединений. (Дз₁)**

Варианты заданий по [2]:

1. № 64, 84, 102, 112, 125, 142, 143
2. № 65, 83, 101, 113, 126, 144, 145
3. № 62, 86, 99, 114, 127, 147, 148
4. № 60, 87, 105, 115, 128, 149, 150
5. № 57, 80, 108, 116, 129, 159, 162

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Измерение термодинамических характеристик химических процессов» (ЛЗп₂)

1. Дайте определения понятиям: термодинамическая система, термодинамические параметры, термодинамический процесс, функция состояния системы.

2. Сформулируйте первый закон термодинамики, приведите его математическое выражение.

3. Как изменяется внутренняя энергия системы в процессе теплообмена с окружающей средой и совершения работы?

4. Что представляет собой тепловой эффект реакции, проведённой при постоянном объёме? При постоянном давлении?

5. Какие условия состояния системы называют стандартными?

6. Сформулируйте закон Гесса и следствие из него.

7. Как определяют тепловой эффект нейтрализации сильной (слабой) кислоты сильным (слабым) основанием?

8. В чём состоит смысл понятия «энтропия»? Как изменяется энтропия в изолированной системе при химических и фазовых превращениях?

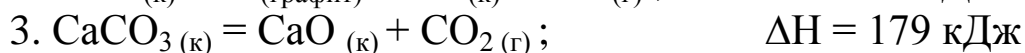
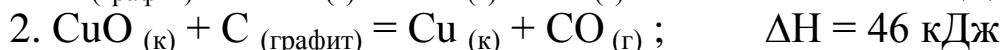
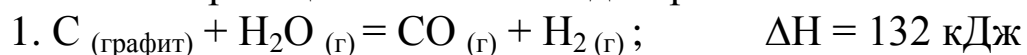
9. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса? Какую тенденцию выражает энтальпийный фактор? Энтропийный фактор?

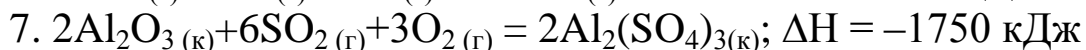
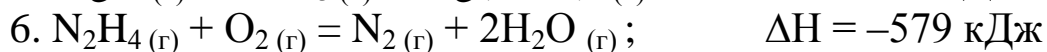
10. Назовите критерии термодинамической возможности самопроизвольного протекания процесса в изолированной и не-изолированной системах.

11. Какое условие определяет состояние термодинамического равновесия системы? Как вычисляют равновесную температуру?

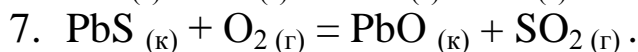
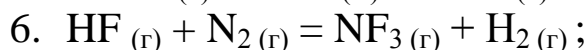
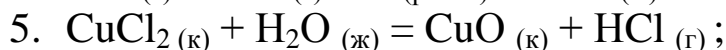
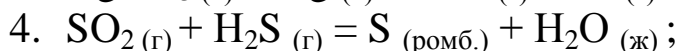
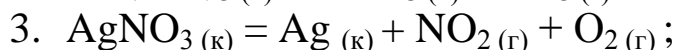
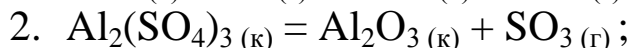
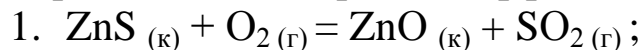
12. Приведите математическое выражение уравнения изотермы химической реакции и проведите его анализ при $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} > 0$, $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} < 0$ и $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = 0$.

13. По следующим термохимическим уравнениям установите, являются ли реакции экзо- или эндотермическими:

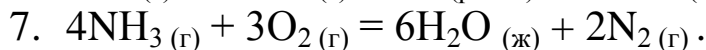
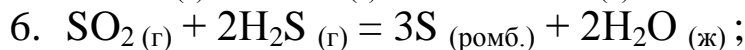
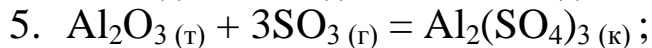
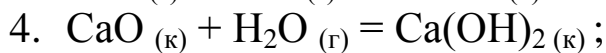
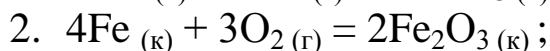
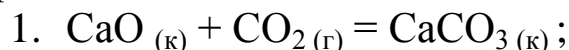




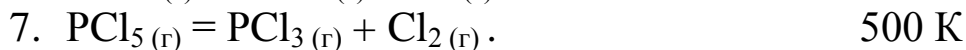
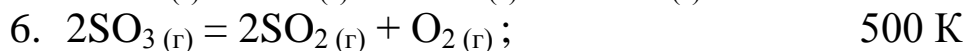
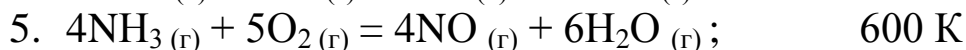
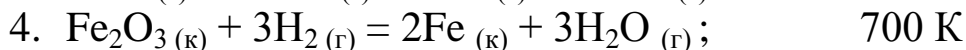
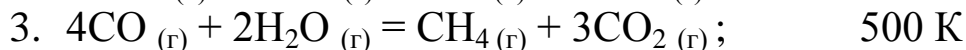
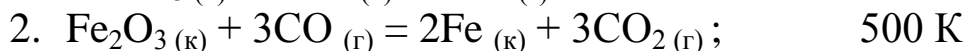
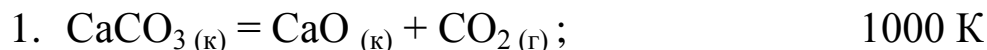
14. Рассчитайте изменение стандартной энтальпии реакций (предварительно подберите коэффициенты):



15. Предскажите знак изменения энтропии в следующих реакциях. Проверьте предположения расчётами стандартной энтропии реакций:



16. Вычислите изменение энергии Гиббса реакций при указанной температуре, считая, что реагенты находятся в стандартном состоянии, а значения ΔH° и ΔS° реакции не зависят от температуры. Возможны ли реакции термодинамически в этих условиях?



**Индивидуальные домашние задания на тему
«Химическая термодинамика» (Дз₂)**

Варианты заданий по [2]:

1. № 283, 288, 293, 298, 303
2. № 284, 289, 294, 299, 304
3. № 285, 290, 295, 300, 305
4. № 286, 291, 296, 301, 306
5. № 287, 292, 297, 302, 307

**Контрольные вопросы к защите лабораторной работы
«Кинетика химических реакций. Химическое равновесие» (Лзп₃)**

1. Напишите кинетические уравнения для реакций:

- а) $2A (г.) + B (г.) = A_2B (г.)$;
- б) $CO_2 (г.) + C (т.) = 2CO (г.)$;
- в) $N_2 (г.) + O_2 (г.) = 2NO (г.)$.

Как изменится скорость реакций а) и в) при увеличении концентрации исходных веществ в два раза?

2. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры от 10 до 50 °С скорость реакции увеличилась в 16 раз.

3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 1,5. Во сколько раз увеличится скорость данной реакции при повышении температуры на 30 °С?

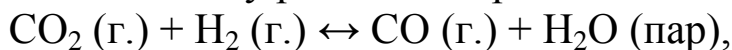
4. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

5. В каком направлении сместиться равновесие следующих обратимых реакций:

- а) $C (т.) + H_2O (пар) \leftrightarrow CO (г.) + H_2 (г.)$; $\Delta H = 131,3 \text{ кДж}$
- б) $N_2 (г.) + 3H_2 (г.) \leftrightarrow 2NH_3 (г.)$; $\Delta H = -92,4 \text{ кДж}$

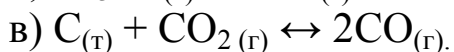
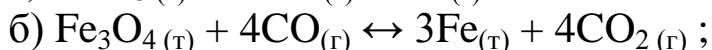
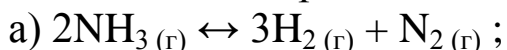
при понижении температуры; при повышении давления?

6. Определите константу равновесия реакции:



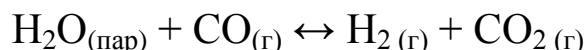
если при температуре порядка 500 °С равновесная смесь содержит (% об.): $CO_2 - 4 \%$; $H_2 - 64 \%$; $H_2O - 16 \%$; $CO - 16 \%$.

7. Напишите выражения констант равновесия для реакций:

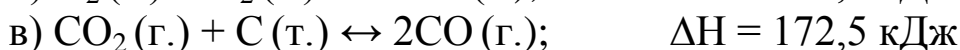
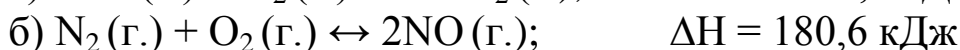
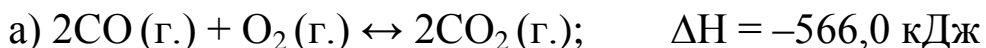


Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо?

8. Определите значение ΔG°_{298} и константу химического равновесия K_p при 25 °С для системы:

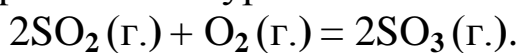


9. В каком направлении сместится равновесие, если повысить температуру, давление и увеличить концентрацию одного из исходных веществ в системах:



Запишите выражения констант равновесия для приведённых систем.

10. Реакция протекает по уравнению



Как следует изменить давление в системе, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз?

Индивидуальные домашние задания на тему «Химическая кинетика и равновесие» (Дз3)

Варианты заданий по [2]:

1. № 326, 336, 352, 363, 374
2. № 327, 337, 353, 364, 382
3. № 329, 339, 354, 365, 384
4. № 332, 344, 336, 366, 371
5. № 335, 336, 362, 369, 372

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Приготовление растворов заданной концентрации» (Лзп₄)

1. Дайте определения понятиям: раствор, растворитель, растворённое вещество, электролит, количество вещества, плотность, концентрация, интерполяция.

2. Охарактеризуйте концентрированные, разбавленные, насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Как изменяется состояние раствора при изменении температуры? При изменении давления?

3. Назовите способы выражения состава растворов, приведите их обозначения и укажите размерность величин. В каких случаях используют дольные единицы? В каких – размерные?

4. Опишите порядок измерения плотности раствора и расчёта содержания вещества. Каковы пределы измерения плотности ареометрами? Как изменяется плотность растворов при разбавлении? При изменении температуры?

5. Опишите порядок приготовления растворов разбавлением концентрированного раствора, смешением двух растворов, растворением кристаллического вещества. Какое значение имеет порядок смешивания реактивов?

6. Какие методы используют для расчёта содержания веществ в процессе приготовления растворов?

7. Растворимость хлорида натрия при 25 °С составляет 36 г в 100 г воды. Вычислите массовую и мольную доли соли в насыщенном растворе.

8. Определите массы кристаллического гидроксида натрия и воды, необходимые для приготовления 2 л 20%-го раствора.

9. Вычислите массовую долю сульфата натрия в растворе, полученном при растворении 100 г кристаллического мирабилита $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 400 г воды.

10. Какую массу 10%-го раствора гидроксида натрия необходимо прибавить к 1 кг 50%-го раствора, чтобы получить 20%-й раствор?

11. Какой объём воды потребуется для разбавления 1 л концентрированной 96%-й серной кислоты ($\rho = 1,840 \text{ г/см}^3$) с получением электролита с концентрацией 30 % масс?

12. В 1 кг воды растворено 111 г гидроксида натрия. Вычислите массовую долю гидроксида натрия, мольные доли компонентов, молярную и моляльную концентрации, титр раствора.

13. Для нейтрализации 100 см^3 1М раствора серной кислоты потребовалось 250 см^3 раствора гидроксида натрия. Определите молярность и нормальность раствора щёлочи.

14. Вычислите молярность и моляльность 10%-го раствора серной кислоты.

Индивидуальные домашние задания на тему «Растворы» (Дз4)

Варианты заданий по [2]:

1. № 391, 396, 401, 406, 411
2. № 392, 397, 402, 407, 412
3. № 393, 398, 403, 408, 413
4. № 394, 399, 404, 409, 414
5. № 395, 400, 405, 410, 415

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация» (Лзп5)

Проводят ли электрический ток следующие системы:

- а) сжиженный хлороводород;
- б) водопроводная вода;
- в) дождевая вода;
- г) расплавленный гидроксид натрия?

2. Увеличится или уменьшится концентрация ионов водорода в растворах кислот при введении в них одноименных анионов:

- а) CH_3COOH ;
- б) HCN ;
- в) HNO_3 ;
- г) H_2SO_4 ?

3. Могут ли концентрации ионов H^+ и OH^- в водных растворах электролитов и неэлектролитов равняться нулю?

4. Присутствие каких анионов наиболее вероятно в растворе ортофосфорной кислоты и чем это объясняется?

5. Покажите как взаимосвязаны pH , pOH , pK .
6. Вычислите концентрацию H^+ и pH среды, если концентрация OH^- -ионов равна: 1) 10^{-8} моль/л; 2) 10^{-2} моль/л.
7. Какова концентрация (моль/л) H^+ и OH^- -ионов в растворе, если его $pH = 4,3$?
8. Вычислите концентрацию OH^- -ионов в растворе с $pH = 9,4$?
9. Как изменяется сила кислот в ряду $HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4$ и чем это объясняется? Сравните константы ионизации кислот.
10. Определите значения pH и pOH 0,023M раствора соляной кислоты.
11. Определите значения pH и pOH 0,002M раствора хлорноватистой кислоты.

**Индивидуальные домашние задания на тему
«Свойства водных растворов электролитов» (Дз₅)**

Варианты заданий по [2]:

1. № 502, 507, 536, 541, 546
2. № 503, 508, 537, 542, 547
3. № 504, 509, 538, 543, 548
4. № 505, 510, 539, 544, 549
5. № 506, 511, 540, 545, 550

**Контрольные вопросы к защите лабораторной работы
«Гидролиз солей» (Лзп₆)**

1. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

- 1) $Na_2S + FeSO_4 \rightarrow$
- 2) $Na_2S + HCl \rightarrow$
- 3) $CH_3COONa + HNO_3 \rightarrow$
- 4) $H_2SO_4 + KOH \rightarrow$
- 5) $Pb(NO_3)_2 + NaI \rightarrow$
- 6) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$
- 7) $CH_3COOH + NaOH \rightarrow$
- 8) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$

- 9) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 10) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 11) $\text{K}_2[\text{HgCl}_4] + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{HgS} + \dots$
- 12) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$
- 13) $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
- 14) $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$

2. Смешивают попарно растворы:

- 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 ;
- 2) BaCl_2 и K_2SO_4 ;
- 3) KNO_3 и NaCl ;
- 4) AgNO_3 и KCl ;
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HCl ;
- 6) K_2SO_3 и HCl ;
- 7) HCOONa и H_2SO_4 ;
- 8) CH_3COOH и NaOH .

В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

3. Составьте молекулярные уравнения к каждому из ионно-молекулярных уравнений реакций:

- 1) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$;
- 2) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{Au}(\text{OH})_3\downarrow + \text{OH}^- = [\text{Au}(\text{OH})_4]^-$;
- 6) $\text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$;
- 7) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 8) $\text{HClO} + \text{OH}^- = \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$.

4. Определите реакцию среды растворов, полученных смешиванием 1М растворов следующих реагентов:

- 1) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 2) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 3) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow$
- 4) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
- 5) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN} \rightarrow$

5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: FeSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , Na_2S , FeCl_3 ,

HCOONH_4 , NaNO_2 , KCN , CH_3COOK , NH_4CN , Na_2SiO_3 , NaHSO_3 , KHS . Какое значение pH (> 7 , < 7) имеют растворы этих солей?

6. Напишите выражения для константы гидролиза с участием ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .

а) Какая зависимость существует между зарядом и размерами катиона и его способностью к гидролизу?

б) Какая существует связь между склонностью катиона к гидролизу и способностью его гидроксида к основной ионизации (сила основания)?

7. Напишите выражения для константы гидролиза по аниону PO_4^{3-} и SiO_4^{4-} .

а) Какая зависимость существует между зарядом и размерами аниона и его склонностью к гидролизу?

б) Какая существует взаимосвязь между склонностью аниона к гидролизу и способностью образованной им кислоты к кислотной ионизации (сила кислоты)?

8. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей Na_2CO_3 и CuCl_2 .

а) В какую сторону будет смещаться равновесие этих реакций, если к первому раствору прибавить кислоту, а ко второму щелочь?

б) Как влияет на степень гидролиза солей разбавление растворов?

9. Почему при растворении ряда солей в воде, например $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и SnCl_2 , раствор подкисляют?

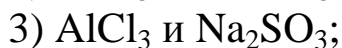
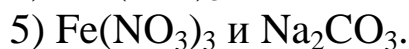
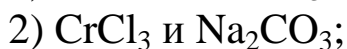
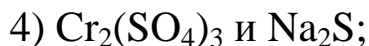
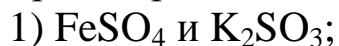
10. Не прибегая к расчету, укажите ту соль, в растворе которой (при T , $C_B = \text{const}$) pH будет больше:



11. Не прибегая к расчету, укажите в растворе какой соли (при T , $C_B = \text{const}$) степень гидролиза больше:



12. Составьте уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов солей:



Индивидуальные домашние задания на тему «Гидролиз солей» (Дз₆)

Варианты заданий по [2]:

1. № 666, 671, 676, 681, 686
2. № 667, 672, 677, 682, 687
3. № 668, 673, 678, 683, 688
4. № 669, 674, 679, 684, 689
5. № 670, 675, 680, 685, 690

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Гальванические элементы. Направление окислительно- восстановительных процессов. Коррозия металлов» (Лзп₇)

1. Вычислите потенциалы металлов, находящихся в контакте с растворами их солей с заданной активностью, (моль/л) катиона:

- а) Fe/FeSO₄, [Fe²⁺] = 0,01;
- б) Pb/Pb(NO₃)₂, [Pb²⁺] = 0,1;
- в) Cr/Cr₂(SO₄)₃, [Cr³⁺] = 0,001;
- г) Ag/AgNO₃, [Ag⁺] = 0,00001;
- д) Zn/ZnSO₄, [Zn²⁺] = 0,0001;
- е) Cu/CuSO₄, [Cu²⁺] = 0,001;
- ж) Cd/CdCl₂, [Cd²⁺] = 0,01.

2. Вычислите ЭДС гальванических элементов, представленных ниже схемами в ионной форме:

- а) $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$;
- б) $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$;
- в) $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^{+} \mid \text{Ag}$;
- г) $\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+} \parallel \text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$;
- д) $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$;
- е) $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$;
- ж) $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Pd}^{2+} \mid \text{Pd}$,

если все растворы электролитов одномолярные. Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев?

3. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в раствор ZnSO_4 с активностью катиона Zn^{2+} (моль/л):

- | | |
|-----------------|----------------|
| а) 0,01 и 0,02; | д) 0,8 и 0,09; |
| б) 0,3 и 0,4; | е) 0,01 и 0,7; |
| в) 0,4 и 0,05; | ж) 0,02 и 0,4. |
| г) 0,6 и 0,07; | |

4. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов.

5. Определите, в каком направлении могут самопроизвольно протекать при стандартных условиях приведенные ниже окислительно-восстановительные реакции:

- а) $\text{NaI} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH}$;
 б) $\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow \text{HCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$;
 д) $\text{SnCl}_4 + \text{KI} \leftrightarrow \text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$;
 е) $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} \leftrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 ж) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

6. В чем отличие электрохимической коррозии от химической? Какие существуют методы защиты металлов от коррозии?

7. Почему химически чистое железо является более стойким против коррозии, чем техническое железо?

8. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее?

9. Какой металл будет первым разрушаться в процессе коррозии в следующих парах: алюминий – медь, медь – никель, железо – никель?

10. В каком случае коррозия железа при повреждении покрытия будет происходить быстрее: в случае хромированного железа или никелированного?

11. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из

этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Каков состав продуктов коррозии железа?

12. Возможна ли коррозия олова в водном растворе с рН 6 при контакте с воздухом. При каких значениях рН возможна коррозия с выделением водорода?

13. Приведите примеры металлов, которые могут корродировать с выделением водорода в водном растворе, имеющем рН: а) 2,0; б) 7,0; в) 10,0.

14. Приведите пример катодного покрытия для никеля. Напишите уравнения анодного, катодного и суммарного процессов коррозии, протекающих в аэрируемом водном растворе и в солянокислой среде при частичном нарушении такого покрытия.

15. Приведите пример анодного покрытия для кадмия. Напишите уравнения анодного, катодного и суммарного процессов коррозии, протекающих в сернокислом растворе и во влажном воздухе при частичном нарушении такого покрытия.

16. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

17. Какой металл может служить протектором при защите железа от коррозии в водном растворе с рН 10 в контакте с воздухом. Напишите уравнения реакций протекающих процессов.

Индивидуальные домашние задания на тему «Электрохимические процессы. Коррозия металлов» (Дз₇)

Варианты заданий по [2]:

1. № 584, 589, 594, 599, 604
2. № 585, 590, 595, 600, 605
3. № 586, 591, 596, 601, 606
4. № 587, 592, 597, 602, 607
5. № 588, 593, 598, 603, 607

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Электролиз водных растворов» (ЛЗп₈)

1. Напишите уравнения полуреакций, которые могут протекать на графитовых электродах при электролизе водных растворов указанных ниже веществ, а также суммарное уравнение реально происходящего процесса электролиза:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Вещество	NiCl ₂	NaBr	KOH	FeSO ₄	CaI ₂	H ₂ SO ₄	CoBr ₂

2. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации катионы?

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Вещество	Fe ²⁺ Pb ²⁺ Ag ⁺	Sn ²⁺ Hg ²⁺ Ni ²⁺	Bi ³⁺ Zn ²⁺ Fe ²⁺	Pt ²⁺ Pb ²⁺ Ni ²⁺	Sn ²⁺ Cu ²⁺ Co ²⁺	Pd ²⁺ Cd ²⁺ Cu ²⁺	Cr ³⁺ Zn ²⁺ Ag ⁺

Запишите полуреакции катодных процессов.

3. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих на электродах при электролизе раствора:

Вариант	Задание
1	NiSO ₄ , анод из никеля
2	AgNO ₃ , анод из серебра
3	CrCl ₃ , анод из хрома
4	ZnSO ₄ , анод из цинка
5	CoCl ₂ , анод из кобальта
6	Cd(NO ₃) ₂ , анод из кадмия
7	SnCl ₂ , анод из олова
8	Pb(NO ₃) ₂ , анод из свинца
9	In ₂ (SO ₄) ₃ , анод из индия
10	MnSO ₄ , анод из марганца
11	Bi(NO ₃) ₃ , анод из висмута
12	PdCl ₂ , анод из палладия
13	VSO ₄ , анод из ванадия
14	FeCl ₂ , анод из железа

Индивидуальные домашние задания на тему «Электрохимические процессы. Электролиз» (Дз₈)

Варианты заданий по [2]:

1. № 686, 691, 696, 701, 706
2. № 687, 692, 697, 702, 707
3. № 688, 693, 698, 703, 708
4. № 689, 694, 699, 704, 709
5. № 690, 695, 700, 705, 710

Примерный перечень вопросов к экзамену

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы вещества и энергии. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов. Закон кратных отношений. Типы химических реакций.
2. Классы неорганических соединений. Простые и сложные вещества. Оксиды. Основные, амфотерные и кислотные гидроксиды. Соли. Получение и свойства неорганических веществ.
3. Понятие об энтальпии. Стандартная энтальпия образования веществ. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
4. Энтропия. Направление реакций в изолированных системах. Стандартная энтропия образования.
5. Энергия Гиббса. Энергия Гиббса образования веществ. Направление химических реакций неизолированных системах.
6. Скорость гомогенных реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры. Закон действия масс.
7. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия. Основные факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.
8. Катализ гомогенный и гетерогенный. Механизм действия катализаторов.
9. Растворы. Способы выражения состава растворов. Растворимость. Образование растворов.
10. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

11. Гидролиз солей как частный случай протолитических реакций.

12. Слабые электролиты. Кисотно-основные свойства слабых протолитов. Константа кислотности и основности.

13. Водородный и гидроксильный показатели. Нейтральная, кислая и щелочная среда.

14. Произведение растворимости. Условие выпадения осадка из растворов.

15. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительные и восстановительные свойства простых и сложных веществ. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

16. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Ионно-электронный метод.

17. Электродный потенциал. Двойной электрический слой на границе раздела фаз и причины его возникновения. Электродвижущая сила. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Потенциалы металлических и окислительно-восстановительных электродов. Уравнение Нернста.

18. Направление окислительно-восстановительных процессов. Равновесие в электрохимических системах. Химические источники тока. Принцип работы элемента Даниэля-Якоби. Анодный и катодный процессы. Электродвижущая сила. Концентрационный элемент. Сернокислотные и щелочные аккумуляторы.

19. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая. Защита металлов от коррозии.

20. Электролиз расплавов и водных растворов с инертными и растворимыми электродами. Последовательность электродных процессов. Перенапряжение электрода. Законы Фарадея.

21. Высокомолекулярные полимеры. Органические, элементарноорганические и неорганические полимеры. Степень полимеризации. Структура и состояния полимеров.

22. Общие свойства металлов и сплавов. Методы получения металлов и основные стадии металлургического производства. Сплавы железа, меди, алюминия и области их применения.

23. Химические свойства металлов и сплавов. Потенциал ионизации. Взаимодействие металлов с водой, водными растворами кислот и щелочей

Список рекомендованной литературы

Основная:

1 Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия. – Москва : Высш. шк., 2005. – 743 с.

2. Лидин, Р. А. Задачи по общей и неорганической химии / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р. А. Лидина. – Москва: Гуманитар. издат. центр ВЛАДОС, 2004. – 383 с.

Дополнительная:

3. Гельфман, М. И. Химия / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – Санкт-Петербург : Лань, 2003. – 480 с.

4. Коровин, Н. В. Общая химия. – Москва : Высш. шк., 2010. – 557 с.

5. Степин Б. Д. Неорганическая химия / Б. Д. Степин, А. А. Цветков. – Москва : Высш. шк., 1994. – 608 с.

6. Пресс И. А. Основы общей химии. – Москва : Лань, 2012. – 352 с.

7. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Москва : Интеграл-Пресс, 2010. – 240 с.