**Раздел 1. Классы неорганических соединений**

1.1 Укажите характер оксидов (безразличный, основный, амфотерный, кислотный). Напишите формулы соответствующих гидроксидов. Уравнениями реакций докажите характер оксидов. Дайте названия исходных веществ и продуктов реакции.

1.2 Напишите уравнения реакций получения всех возможных солей при взаимодействии кислоты и основания, указанных в таблице 1 (столбец 3), с указанием соотношений реагентов.

1.3 Напишите реакции перевода кислых и основных солей в средние. Дайте названия всем веществам, участвующим в реакции.

Таблица 1

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Формулы оксидов | Реагенты |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | Na2O, ZnO, P2O3, SO | Ca(OH)2 и H2SO4 |
| 2 | Al2O3, SiO, CaO, SO2 | Ba(OH)2 иH2SO3 |
| 3 | N2O, SiO2, BeO, K2O | Fe(OH)2 и H2ZnO2 |
| 4 | SnO, SO3, NO, MgO | Cr(OH)2 и H2SO4 |
| 5 | FeO, P2O5, PbO, CO | Mn(OH)2 и H2BeO2 |
| 6 | BaO, SiO, N2O3, Ga2O3 | Mg(OH)2 и H2SO3 |
| 7 | N2O5, Fe2O3, CO, CrO | V(OH)2 и H2CO3 |
| 8 | Cr2O3, VO, As2O5, SO | Ni(OH)2 и H2SiO3 |
| 9 | TiO, Sb2O5, N2O, VO2 | Co(OH)2 и H2CrO4 |
| 10 | Tc2O7, MnO, TiO2, NO | Ti(OH)2 и H2MoO4 |
| 11 | MoO, V2O5, SiO, Mn2O3 | Cu(OH)2 и H2SO4 |
| 12 | CO, Ni2O3, CoO, WO3 | Zn(OH)2 и H2CrO4 |
| 13 | CuO, CO2, SnO2, N2O | Be(OH)2 и H2SO3 |
| 14 | Sb2O3, SO, NiO, PbO2 | Mo(OH)2 и H2SiO3 |
| 15 | WO, MnO2, FeO3, NO | Nb(OH)2 и H2SO4 |
| 16 | MnO3, NbO, SO, CoO2 | Zr(OH)2 и H2SeO4 |
| 17 | Li2O, SiO, Nb2O3, Mn2O7 | Tc(OH)2 и H2SO3 |
| 18 | N2O, TcO, Mn2O5, In2O3 | Sc(OH)2 и H2S |
| 19 | ScO, Nb2O5, Tc2O3, CO | Ru(OH)2 и H2WO4 |
| 20 | CrO3, N2O, Nb2O3, YO | Sn(OH)2 и H2SiO3 |
| 21 | ZrO, V2O3, ScO, SO | Pb(OH)2 и H2TeO4 |
| 22 | WO2, SiO, Cl2O7, Fr2O, | Ge(OH)2 и H2SeO3 |
| 23 | RuO, Y2O3, SeO3, N2O | Sr(OH)2 и H2GeO2 |
| 24 | Cl2O5, Sc2O3, NO, Cs2O | W(OH)2 и H2CrO4 |
| 25 | ZrO2, SrO, Br2O3, CO | Ra(OH)2 и H2CO3 |
| Продолжение таблицы 1 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 26 | Cu2O, SO, TcO2, TeO2 | Co(OH)2 и H2SO4 |
| 27 | SiO, Br2O7, Co2O3, Rb2O | Hg(OH)2 и H2SeO4 |
| 28 | RhO, W2O3, Tc2O7, N2O | Zn(OH)2 и H2SO4 |
| 29 | Ti2O3, NO, PdO, Br2O5 | Ca(OH)2 и H2SO3 |
| 30 | Ag2O, NbO2, TlO3, SO | Cr(OH)2 и H2SiO3 |
| 31 | CO, I2O7, HgO, Ru2O3 | Ge(OH)2 и H2SO4 |
| 32 | Bi2O3, SiO, Bi2O3, Re2O7 | Fe(OH)2 и H2SO4 |
| 33 | HfO, GeO, Cl2O3, N2O | Ti(OH)2 и H2SO4 |
| 34 | GeO2, I2O5, NO, TaO | Ca(OH)2 и H2S |
| 35 | Bi2O5, SO, ReO, RuO2 | Ni(OH)2 и H2SO3 |

**Раздел 2. Строение атома**

2.1 Изобразите электронную структуру, электронную формулу и электронно-графическую схему для элементов, указанных в таблице в нормальном и возбужденном состоянии.

2.2 Для элементов, указанных в задании, определите валентные возможности и степени окисления в нормальном и возбужденном состоянии атомов. Укажите характерные степени окисления.

Таблица 2

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Элементы | Вариант | Элементы |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| 1 | Si, Ru | 19 | Tc, Al |
| 2 | Tc, H | 20 | Fe, In |
| 3 | Mo, S | 21 | Ga, Tc |
| 4 | Nb, Cl | 22 | Se, Nb |
| 5 | As, Zr | 23 | Sn, Sc |
| 6 | Ni, Se | 24 | Mn, As |
| 7 | Fe, Sb | 25 | Cr, In |
| 8 | Ge, Mn | 26 | Co, Cl |
| 9 | Cr, Te | 27 | Sn, Ni |
| 10 | V, I | 28 | Ca, Zr |
| 11 | Ga, Nb | 29 | Cu, P |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| 12 | Al, Co | 30 | Rh, Al |
| 13 | C, Rh | 31 | Sr, Mn |
| Продолжение таблицы 2 | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| 14 | N, Cu | 32 | F, Pd |
| 15 | Y, S | 33 | Zn, Sb |
| 16 | Pd, Si | 34 | Cd, S |
| 17 | Sc, Sb | 35 | Ag, As |
| 18 | Ni, Te |  |  |

**Раздел 3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева**

3.1 Определите, как по положению элемента в периодической таблице Д.И. Менделеева изменяются атомный (ионный) радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, металлические, неметаллические свойства, характер высших оксидов и гидроксидов.

3.2 Укажите, в какой последовательности изменяются свойства или параметры атомов элементов в указанном в таблице 3 ряду слева направо. Обоснуйте свой ответ.

Таблица 3

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Элементы | Задание |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | Ca, Se, Br | Радиус атомов |
| 2 | Br, Cl, F | Окислительные свойства |
| 3 | Li, B, F | Радиус атомов |
| 4 | F, Cl, I | Электроотрицательность |
| 5 | As, Sb, Bi | Энергия сродства к электрону |
| 6 | S, Te, Po | Неметаллические свойства |
| 7 | Mg, Ca, Sr | Радиус атомов |
| 8 | N, P, Sb | Окислительные свойства |
| 9 | Cs, Rb, Li | Энергия ионизации |
| 10 | S, Se, Po | Энергия сродства к электрону |
| 11 | Te, Se, O | Радиус атомов |
| 12 | O, S, Te | Электроотрицательность |
| 13 | K, Ca, Ge | Энергия ионизации |
| 14 | Na, Al, Si | Восстановительные свойства |
| 15 | Sc, Cr, Ni | Металлические свойства |
| 16 | Li, Na, Cs | Энергия ионизации |
| 17 | Be, Ba, Ra | Металлические свойства |
| Продолжение таблицы 3 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 18 | Po, Pb, Tl | Окислительные свойства |
| 19 | I, Sb, In | Электроотрицательность |
| 20 | In, Sb, Te | Металлические свойства |
| 21 | N, As, Bi | Электроотрицательность |
| 22 | In, Al, B | Радиус атомов |
| 23 | Cl, P, Al | Восстановительные свойства |
| 24 | Tc, Nb, Zr | Радиус атомов |
| 25 | Al, P, Cl | Энергия сродства к электрону |
| 26 | Fe, Cu, Zn | Восстановительные свойства |
| 27 | Al, In, Tl | Металлические свойства |
| 28 | V, Mn, Ni | Энергия ионизации |
| 29 | O, S, Po | Восстановительные свойства |
| 30 | B, In, Tl | Энергия ионизации |
| 31 | Bi, P, B | Неметаллические свойства |
| 32 | K, Ca, Ge | Металлические свойства |
| 33 | N, As, Bi | Восстановительные свойства |
| 34 | Po, Pb, Tl | Металлические свойства |
| 35 | Cl, Br, I | Восстановительные свойства |

**Раздел 4. Химическая связь и строение молекул**

4.1 Для молекул, приведенных в таблице 4 (столбец 2), изобразите электронные формулы и определите тип химической связи.

4.2 Для вещества, приведенного в таблице 4 (столбец 3), изобразите схемы перекрывания электронных облаков, укажите вид гибридизации, геометрическую форму молекулы, полярность связи и полярность молекулы.

Таблица 4

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Формулы веществ | Соединение |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | Cl2, CaO, NH3 | NH3 |
| 2 | N2, KCl, CCl4 | PbCl4 |
| 3 | CHCl3, CaCl2, Br2 | CaCl2 |
| 4 | HCl, Cl2, BaCl2 | SnCl4 |
| 5 | Na2O, O2, H2O | GaCl3 |
| Продолжение таблицы 4 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 6 | H2, BeH2, KI | SiCl4 |
| 7 | RbF, I2, PbCl4 | BaI2 |
| 8 | Na2S, F2, AlBr3 | SbCl3 |
| 9 | CsI, BH3, Cl2 | MgBr2 |
| 10 | O2, BaF2, PCl3 | GaBr3 |
| 11 | NaF, PBr3, I2 | SnI4 |
| 12 | H2, KI, CCl4 | BeCl2 |
| 13 | O2, RbBr, CHCl3 | AlCl3 |
| 14 | Br2, BaCl2, MgF2 | CCl4 |
| 15 | N2, Cs2O, SbCl3 | H2S |
| 16 | I2, SiO,SiI4 | PCl3 |
| 17 | Cl2, TiO2, BeH2 | InI3 |
| 18 | H2O, MgF2, I2 | CHCl3 |
| 19 | O2, Ag2O, PbCl4 | NH3 |
| 20 | Br2, CsCl2, SiCl4 | BaCl2 |
| 21 | HF, ZnO, N2 | CH3Cl |
| 22 | F2, KH, SiI4 | BH3 |
| 23 | PCl5, H2, BeF2 | CH2Cl2 |
| 24 | N2O3, I2, RbCl | AlI3 |
| 25 | OF2, NaI, Br2 | PBr3 |
| 26 | NF3, MgF2, Cl2 | BeH2 |
| 27 | NCl3, Rb2O, N2 | AsI3 |
| 28 | CaCl2, Br2, CsCl | H2O |
| 29 | NaF, N2, GaBr3 | AlBr3 |
| 30 | H2Po, RCl, O2 | CH4 |
| 31 | SiO, F2, K2O | MgCl2 |
| 32 | SCl2, RbCl, Cl2 | TlI3 |
| 33 | I2, CsI, SiI4 | SiI4 |
| 34 | H2, BaF2, H2S | BI3 |
| 35 | I2, KCl, PI3 | H2S |

**Раздел 5. Основы термодинамики**

5.1 Для приведенных в таблице 5 реакций рассчитайте изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса на основании стандартных термодинамических величин (см. приложение: табл. П.1, П.2, П.3)

5.2 На основании полученных значений термодинамических функций сделайте вывод о возможности протекания данной реакции при стандартных условиях, а также при температуре, указанной в таблице 5. Рассчитайте температуру, при которой установится химическое равновесие.

Таблица 5

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Уравнение реакции | Температура, 0К |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | 4HCl (г) + O2 (г) = 2H2O (г) + 2Cl2 (г) | 500 |
| 2 | CO2 (г) + 4H2 (г) = CH4 (г) + 2H2O (г) | 300 |
| 3 | H2 (г)+ CO2 (г) = CO (г) + H2O (г) | 1000 |
| 4 | 2C2H6 (г) + 5O2 (г) = 4CO2 (г)+ 2H2O(г) | 700 |
| 5 | CH4 (г) + CO2 (г) = 2CO (г) + 2H2 (г) | 800 |
| 6 | Fe2O3 (т) + 3H2 (г)= 2Fe (т) + 3H2O (ж) | 500 |
| 7 | 2P2O3 (т) + 6H2O (ж) = PH3 (г) +3H3PO4 (ж) | 600 |
| 8 | Fe3 O4 (т) + CO(г) = FeO (т) + CO2 (г) | 1200 |
| 9 | C2H2 (г)+ 5O2 (г)= 4CO2 (г)+ 2H2O(ж) | 1000 |
| 10 | 2NO2 (г) + H2O(ж) = HNO3 (ж) + HNO2 (ж) | 850 |
| 11 | CH4 (г)+ Cl2 (г) = CH3Cl (ж) + HCl (ж) | 400 |
| 12 | NH4Cl(р) +NaNO2(р) = N2(г) +NaCl(р) +2H2O(ж) | 600 |
| 13 | FeO(т) + CO (г) = Fe (т)+ CO2 (г) | 500 |
| 14 | C2H4 (г)+ 3O2 (г) = 2CO(г) + 2H2O(ж) | 1000 |
| 15 | 4NH3 (г)+ 5O2 (г)= 4NO(г) + 6H2O(ж) | 750 |
| 16 | Fe3O4 (т) + 4H2 (г)= 3Fe(т)+ 4H2O(ж) | 900 |
| 17 | C5H12 (ж) + 8O2 (г)= 5CO2 (г) + 6H20 (ж) | 1100 |
| 18 | 2NO2 (г)+2NaOH (Р)=NaNO3 (р) + NaNO2 (р) + H2O(ж) | 550 |
| 19 | 2SO2 (г) + O2 (г)= 2SO3 (г) | 380 |
| 20 | HNO2(р)+NaOH(р) = NaNO2(р) + H2O(ж) | 640 |
| 21 | CO + O2 = 2CO2 | 1000 |
| 22 | Fe2O3 (т) + 3H2 (г)= 2FeO (т) + H2O (ж) | 700 |
| 23 | H2 (г)+ Cl2 (г)= 2HCl (г) | 950 |
| 24 | 2H2О(г) + С(т) = 2H2(г) + CO2(г) | 450 |
| 25 | СО(г) + NO2(г) =СO2(г) + NO(г) | 1500 |
| 26 | N2 (г) + 3H2 (г) = 2NH3 (г) | 850 |
| 27 | Fe3O4 (т) + H2 (г) = 3FeO (т) + H2O (г) | 1300 |
| 28 | Na2CO3(р) + H2O(ж)=NaHCO3 (р) + NaOH (р) | 500 |
| 29 | C2H4 (г)+ 3O2 (г)= 2CO2 (г) + 2H2O (ж) | 900 |
| Продолжение таблицы 5 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 30 | 3CO (г) + Fe2O3 (тв) = 2Fe (тв) + 3СO2 (г) | 1400 |
| 31 | 8NH3 (г) + 3Cl2 (г) = N2 (г) + NH4Cl (т) | 600 |
| 32 | 2C6H6 (ж)+ 9O2 (г) = 12CO2 (г)+ 6H20(ж) | 1000 |
| 33 | Al2O3 (к) + H2 (г) = Al (к) + H2O (г) | 800 |
| 34 | CH4 (г) = C2H2 (г) + 3H2 (г) | 1500 |
| 35 | Fe (тв)+ 2HCl (р-р) = FeCl2 (р-р) + H2 (г) | 350 |

**Раздел 6. Скорость химической реакции**

6.1 Для реакций, приведенных в таблице 6 (столбец 2), напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции на основе закона действующих масс.

6.2 Рассчитайте, как изменится скорость реакции при изменении следующих факторов (столбцы 3, 4). Температурный коэффициент во всех случаях равен 2. От каких факторов зависит константа скорости. Укажите ее физический смысл.

Таблица 6

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Реакция | Фактор | |
| Увеличение концентрации, (давления) | Увеличение температуры |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| 1 | CO2 (г) + 4H2 (г) = CH4 (г) + 2H2O (г) | В два раза | На 100 °С |
| 2 | 2CO (г) + O2 (г)= CO2 (г) | В три раза | На 10 °С |
| 3 | N2 (г) + 3H2 (г) = 2NH3 (г) | В четыре раза | На 50 °С |
| 4 | H2 (г)+ CO2 (г) = CO (г) + H2O (г) | В три раза | На 80 °С |
| 5 | N2 (г) + 2O2 (г) = 2NO2 (г) | В два раза | На 40 °С |
| 6 | 2C2H6 (г) + 5O2 (г) = 4CO2 (г)+ 2H2O(г) | В два раза | На 120 °С |
| 7 | CH4 (г) + CO2 (г) = 2CO (г) + 2H2 (г) | В пять раз | На 70 °С |
| 8 | 4HCl (г) + O2 (г) = 2H2O (г) + 2Cl2 (г) | В два раза | На 90 °С |
| 9 | CH4 (г) = C2H2 (г) + 3H2 (г) | В четыре раза | На 140 °С |
| 10 | Fe3O4 (т) + H2 (г) = 3FeO (т) + H2O (г) | В три раза | На 20 °С |
| 11 | CO (г) + 3H2 (г) = CH4 (г) + H2O (г) | В три раза | На 100 °С |
| 12 | Fe2O3 (т) + 3H2 (г)= 2Fe (т) + 3H2O (ж) | В два раза | На 60 °С |
| 13 | C2H4 (г)+ 3O2 (г)= 2CO2 (г) + 2H2O (ж) | В три раза | На 200 °С |
| Продолжение таблицы 6 | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| 14 | 2P2O3 (т) + 6H2O (ж) = PH3 (г) +3H3PO4 (ж) | В два раза | На 30 °С |
| 15 | Al2O3 (к) + H2 (г) = Al (к) + H2O (г) | В пять раз | На 90 °С |
| 16 | Fe (тв)+ 2HCl (р-р) = FeCl2 (р-р) + H2 (г) | В три раза | На 50 °С |
| 17 | 3CO (г) + Fe2O3 (тв) = 2Fe (тв) + 3СO2 (г) | В два раза | На 100 °С |
| 18 | 2SO2 (г) + O2 (г)= 2SO3 (г) | В три раза | На 80 °С |
| 19 | Fe3 O4 (т) + CO(г) = FeO (т) + CO2 (г) | В четыре раза | На 10 °С |
| 20 | FeO(т) + CO (г) = Fe (т)+ CO2 (г) | В пять раз | На 20 °С |
| 21 | C2H4 (г)+ 3O2 (г) = 2CO(г) + 2H2O(ж) | В два раза | На 120 °С |
| 22 | HNO2(р)+NaOH(р) = NaNO2(р) + H2O(ж) | В четыре раза | На 50 °С |
| 23 | Fe3O4 (т) + 4H2 (г)= 3Fe(т)+ 4H2O(ж) | В два раза | На 100 °С |
| 24 | 4NH3 (г)+ 5O2 (г)= 4NO(г) + 6H2O(ж) | В два раза | На 60°С |
| 25 | 2H2 (г) + O2 (г) = 2H2O(ж) | В три раза | На 40 °С |
| 26 | C2H2 (г)+ 5O2 (г)= 4CO2 (г)+ 2H2O(ж) | В два раза | На 100 °С |
| 27 | 2NO2 (г) + H2O(ж) = HNO3 (ж) + HNO2 (ж) | В четыре раза | На 100 °С |
| 28 | 8NH3 (г) + 3Cl2 (г) = N2 (г) + NH4Cl (т) | В два раза | На 100 °С |
| 29 | 2C6H6 (ж)+ 9O2 (г) = 12CO2 (г)+ 6H20(ж) | В два раза | На 100 °С |
| 30 | SO2 (г) + H2O (ж) = H2SO3 (ж) | В пять раз | На 100 °С |
| 31 | CH4 (г)+ Cl2 (г) = CH3Cl (ж) + HCl (ж) | В четыре раза | На 100 °С |
| 32 | C5H12 (ж) + 8O2 (г)= 5CO2 (г) + 6H20 (ж) | В два раза | На 100 °С |
| 33 | H2 (г)+ Cl2 (г)= 2HCl (г) | В три раза | На 100 °С |
| 34 | NH4Cl(р) +NaNO2(р) = N2(г) +NaCl(р) +2H2O(ж) | В четыре раза | На 100 °С |
| 35 | 2NO2 (г)+2NaOH (Р)=NaNO3 (р) + NaNO2 (р) + H2O(ж) | В два раза | На 100 °С |

**Раздел 7. Химическое равновесие**

7.1 Для реакций, указанных в таблице 7, напишите выражение константы равновесия.

7.2 На основании принципа Ле-Шателье определите, в какую сторону сместится химическое равновесие при изменении внешних факторов, указанных в таблице 7. От каких факторов зависит константа равновесия и каков ее физический смысл?

Таблица 7

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вари-ант | Уравнение обратимой реакции | Концентрация исходных веществ | Концентрация продуктов реакции | Температура | Давление |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| 1 | 2H2 (г) + O2 (г) ⇄2H2O(г), ∆Н<0 | увеличение | уменьшение | понижение | повышение |
| 2 | N2 (г) + 3H2 (г) ⇄ 2NH3 (г), ∆Н<0 | уменьшение | уменьшение | повышение | понижение |
| 3 | N2 (г) + 2O2 (г) ⇄2NO (г), ∆Н>0 | увеличение | увеличение | повышение | понижение |
| 4 | NH3(г) + HCl(г)⇄NH4Cl(к), ∆Н<0 | увеличение | увеличение | понижение | понижение |
| 5 | 2H2 (г) + I2 (г) ⇄2HI (г), ∆Н<0 | увеличение | уменьшение | понижение | понижение |
| 6 | 2NО(г) + Сl2(г) ⇄ 2NОСl(г), ∆Н<0 | уменьшение | уменьшение | повышение | понижение |
| 7 | СО2(г) + С(к) ⇄ 2СO (г), ∆Н>0 | увеличение | увеличение | понижение | повышение |
| 8 | H3AsO3 (р) + 3HCl (р)⇄ AsCl3 (р) + 3H2O (ж), ∆Н<0 | уменьшение | увеличение | повышение | повышение |
| 9 | NaHS(р) + H2O(ж)⇄ NaOH(р) + H2S(р), ∆Н>0 | увеличение | уменьшение | повышение | повышение |
| 10 | SbCl3(р)+2H2O(ж)⇄ Sb(OH)2Cl (р) + 2HCl(р), ∆Н>0 | уменьшение | уменьшение | понижение | понижение |
| 11 | Cl2(г)+H2O(ж)⇄HCl(ж)+ HClO(ж), ∆Н>0 | увеличение | увеличение | повышение | повышение |
| 12 | 4HCl(г)+ O2(г)⇄ 2H2O(г)+ 2Cl2(г),  ∆Н<0 | увеличение | увеличение | понижение | повышение |
| 13 | 2SО2(г) + O2(г) ⇄ 2SО3(г), ∆Н<0 | уменьшение | уменьшение | понижение | понижение |
| 14 | CaCO3(к) + H2O(ж) + СО2(г)⇄ Ca(HCO3)2(р), ∆Н<0 | увеличение | уменьшение | понижение | повышение |
|  | | | | | |
| Продолжение таблицы 7 | | | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| 15 | Cl2(г) + SO2 (г) ⇄ SO2Cl2(г), ∆Н<0 | уменьшение | уменьшение | повышение | понижение |
| 16 | СО(г) + 2Н2(г) ⇄ СН3ОН(ж), ∆Н<0 | увеличение | увеличение | понижение | понижение |
| 17 | 2NО(г)+ О2(г) ⇄ 2NО2 (г), ∆Н>0 | уменьшение | уменьшение | понижение | понижение |
| 18 | 2H2О(г) + С(т) ⇄ 2H2(г) + CO2(г),  ∆Н>0 | увеличение | увеличение | повышение | повышение |
| 19 | H2(г) + S(т) ⇄ H2S(г), ∆Н>0 | увеличение | увеличение | понижение | повышение |
| 20 | Fe3O4(т)+4CO(г)⇄3Fe(к)+4CO2(г),  ∆Н>0 | уменьшение | увеличение | повышение | повышение |
| 21 | CO(г) + H2О(г) ⇄ CО2(г) + H2(г),  ∆Н<0 | увеличение | уменьшение | понижение | повышение |
| 22 | СО(г) + NO2(г) ⇄ СO2(г) + NO(г),  ∆Н<0 | уменьшение | уменьшение | понижение | понижение |
| 23 | С2H4(г) + НCl(г) ⇄ С2H5Cl (г),  ∆Н<0 | увеличение | увеличение | понижение | понижение |
| 24 | SO2 (г) + H2O (ж) ⇄ H2SO3 (ж),  ∆Н<0 | увеличение | увеличение | повышение | повышение |
| 25 | Na2S(р) + H2O(ж)⇄ NaHS(р) + NaOH (р), ∆Н>0 | увеличение | увеличение | понижение | повышение |
| 26 | SO3 (ж) + H2SO4 (ж)⇄ H2S2O7 (ж),  ∆Н<0 | уменьшение | увеличение | повышение | повышение |
| 27 | Br2(ж) + H2O(ж)⇄ HBrO(р) + HBr(р), ∆Н>0 | увеличение | уменьшение | понижение | повышение |
| 28 | CaCO3(т)⇄ CO2(г) + CaO(т), ∆Н>0 | уменьшение | уменьшение | понижение | понижение |
| 29 | Na2CO3(р) + H2O(ж)⇄ NaHCO3 (р) + NaOH (р), ∆Н>0 | увеличение | увеличение | понижение | повышение |
| 30 | I2 (т) + H2O (ж)⇄HIO (р) + HI (р),  ∆Н>0 | увеличение | увеличение | понижение | понижение |
| Продолжение таблицы 7 | | | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| 31 | CO2 (г)+H2O(ж)⇄ H2CO3(р), ∆Н<0 | увеличение | увеличение | повышение | повышение |
| 32 | H2SnO3 (т) + 4HCl (р)⇄ SnCl4 (р) + 3H2O (ж), ∆Н<0 | увеличение | уменьшение | понижение | повышение |
| 33 | NO (г) + NO2 (г)⇄ N2O3 (ж), ∆Н<0 | увеличение | увеличение | понижение | понижение |
| 34 | Cu(OH)2 (т) + 2NaOH (р)⇄ 2Na2[Cu(OH)4] (р), ∆Н<0 | уменьшение | уменьшение | понижение | понижение |
| 35 | 3K2MnО4 (р) + 2H2O (ж) ⇄  2KMnO4(р) + MnO2(т) + 4KOH (р),  ∆Н<0 | увеличение | уменьшение | понижение | повышение |

**Раздел 8. Способы выражения концентрации растворов**

8.1 Для веществ, указанных в таблице 8, рассчитайте:

а) массовую долю;

б) молярную концентрацию;

в) нормальную (эквивалентную) концентрацию;

г) моляльную концентрацию раствора, полученного при растворении вещества (таблица 8, столбец 2) в воде (таблица 8, столбец 4), если известна плотность раствора (таблица 8, столбец 3).

Таблица 8

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Ва-риант | Вещество, масса, г | Плотность раствора, г/см3 | Объём растворителя (H2O), см3 | |  | | Вариант | | Вещество, масса, г | | Плотность раствора, г/см3 | | Объём раствора, см3 | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 | |  | | 1 | | 2 | | 3 | | 4 | | |
| 1 | CaCl2, 22 г | 1,197 | 100 | |  | | 19 | | NaCl, 50 г | | 1,245 | | 200 | | |
| 2 | H2SO4, 90 г | 1,219 | 300 | |  | | 20 | | MgSO4, 16 г | | 1,039 | | 400 | | |
| 3 | NaOH, 16,8г | 1,045 | 400 | |  | | 21 | | NaNO3, 42 г | | 1,208 | | 150 | | |
| 4 | H3PO4, 60г | 1,181 | 200 | |  | | 22 | | MnCl2, 30 г | | 1,086 | | 170 | | |
| 5 | Al2(SO4)3, 15г | 1,109 | 150 | |  | | 23 | | Na3PO4, 50 г | | 1,067 | | 450 | | |
| 6 | HCl, 150 г | 1,149 | 500 | |  | | 24 | | KCl, 60 г | | 1,162 | | 250 | | |
| Продолжение таблицы 8 | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 |  | | 1 | | 2 | | 3 | | 4 | | |
| 7 | AlCl3, 32 г | 1,149 | 200 |  | | 25 | | H3PO4, 104 г | | 1,153 | | 400 | | |
| 8 | FeCl2, 36 г | 1,113 | 300 |  | | 26 | | Na2CO3, 40 г | | 1,170 | | 260 | | |
| 9 | KOH, 33 г | 1,200 | 150 |  | | 26 | | NaCl, 20 г | | 1,020 | | 680 | | |
| 10 | HNO3, 80 г | 1,246 | 200 |  | | 28 | | C2H5OH, 40 г | | 0,9512 | | 60 | | |
| 11 | FeSO4, 36 г | 1,122 | 300 |  | | 29 | | Na2 HPO4, 12 г | | 1,043 | | 288 | | |
| 12 | FeCl3, 30 г | 1,049 | 500 |  | | 30 | | H2SO4, 50 г | | 1,260 | | 150 | | |
| 13 | NH4NO3, 56 г | 1,057 | 400 |  | | 31 | | NaHCO3, 24 г | | 1,058 | | 276 | | |
| 14 | H2SO4, 36 г | 1,038 | 600 |  | | 32 | | NH4Cl, 124 г | | 1,073 | | 276 | | |
| 15 | MgCl2, 24 г | 1,134 | 150 |  | | 33 | | CH3COOH, 20 г | | 1,026 | | 80 | | |
| 16 | Fe2(SO4)3, 60 г | 1,307 | 200 |  | | 34 | | KNO3, 10 г | | 1,063 | | 90 | | |
| 17 | MnSO4, 7 г | 1,019 | 350 |  | | 35 | | (NH4)2 SO4, 28 г | | 1,161 | | 72 | | |
| 18 | Na2SO3, 45 г | 1,095 | 450 |  | |  | |  | |  | |  | | |

**Раздел 9. Электролитическая диссоциация и ионные реакции**

9.1 Для веществ, представленных в таблице 9, напишите уравнение электролитической диссоциации. Приведите выражение константы диссоциации по первой ступени.

9.2 Составьте молекулярное, полное и краткое ионно-молекулярное уравнения реакций взаимодействия между веществами, представленными в таблице 9. Все вещества назовите.

Таблица 9

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Формулы веществ | Уравнения реакций |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | H2SO4, Ca(OH)2, Al2(SO4)3 | CaCl2 + Na3 PO4 = |
| 2 | NaOH, H3PO4, KHSO4 | Pb(NO3)2 + KI = |
| 3 | CuOHNO3, H2S, Ra(OH)2 | Na2S + HCl = |
| 4 | H3AsO4, Cu(NO3)2 , KOH | ZnCl2 + NaOH = |
| 5 | Ba(OH)2 H2SO3, Ca(HSO4)2 | BaCl2 + Na2SO4 = |
| 6 | H2CrO4, LiOH, CaOHNO3 | Ca(NO3)2 + Na2CO3 = |
| 7 | CaCl2, H2CO3, Sr(OH)2 | CuS + HCl = |
| 8 | Ca(OH)2, HBr, Cr2(SO4)3 | Zn(OH)2 + NaOH = |
| Продолжение таблицы 9 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 9 | H2FeO4,RbOH, CrOH(NO3)2 | Ca(OH)2 + HCl = |
| 10 | Ra(OH)2, Ca(HSO3)2, H2WO4, | Zn(OH)2 + H2SO4 = |
| 11 | H3BO3, Ca(HCO3)2, NaOH | AlCl3 + NaOH = |
| 12 | Sr(OH)2, HNO3, Mn(NO3)2 | Ba(OH)2 + HNO3 = |
| 13 | CrCl3, HBr, Ca(OH)2 | ZnS + H2SO4 = |
| 14 | H2SeO3, KOH, Mg(HCO3)2 | NH4Cl + NaOH = |
| 15 | LiOH, K2CO3, H3PO4 | Na3PO4 + ZnSO4 = |
| 16 | H2SeO4, RbOH, NaHCO3 | Al(OH)3 + H2SO4 = |
| 17 | Sr(OH)2, Na3PO4, HClO4 | FeCl3 + NaOH = |
| 18 | H2TeO4, NaOH, Mg3(PO4)2 | Al(OH)3 + KOH = |
| 19 | FrOH, H2MnO4, Ni(HSO4)2 | AgNO3 + NaCl = |
| 20 | Na2CrO4, Ca(OH)2, H2MoO4 | MnS + HBr = |
| 21 | HMnO4, Al(NO3)3, Ra(OH)2 | H3PO4 + NaOH = |
| 22 | Ba(OH)2, AlOH(NO3)2, HClO3 | Na2SiO3 + HCl = |
| 23 | H2CO3, NaOH, Ba(HCO3)2 | Be(OH)2 + HCl = |
| 24 | Pb(NO3)2, Sr(OH)2, HI | FeS + HI = |
| 25 | KOH, (NH4)2S, H2SO3 | Be(OH)2 + HCl = |
| 26 | Ca(OH)2, HF, KHSO3 | H2SO3 + NaOH = |
| 27 | H3PO4, LiOH, MgOHNO3 | Fe2S3 + H2SO4 = |
| 28 | Bi2(SO4)3, H2TeO4, Ra(OH)2 | Cr(NO3)3 + LiOH = |
| 29 | FrOH, H3BO3, Al(OH)2NO3 | (NH4)2CO3 + HCl = |
| 30 | H2MnO4, Sr(OH)2, Fe2(SO4)3 | Sn(OH)2 + NaOH = |
| 31 | (NH4)2CO3, H2S, NaOH | Li2S + H2SO4 = |
| 32 | KOH, Sr(HSO4)2, H3PO4 | Pb(OH)2 + NaOH = |
| 33 | H2SO4, CsOH, Al(CH3COO)3 | H2CO3 + KOH = |
| 34 | Ni(NO3)2, H3AsO4, LiOH | Sn(OH)2 + HCl = |
| 35 | Ba(OH)2, Na2CO3, H2SO3 | CuSO4 + NaOH = |

**Раздел 10. Гидролиз растворов солей**

10.1 Объясните, какие из ионов, приведенных в таблице 10, могут реагировать с водой? Составьте ионное уравнение гидролиза.

10.2 Составьте краткое ионное и молекулярное уравнения гидролиза солей, приведенных в таблице 10. Укажите значение рН водного раствора данных солей. Назовите все вещества.

10.. Для соли, гидролизующейся по катиону, напишите выражение константы гидролиза.

Таблица 10

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Ионы | Формулы солей |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | Na+; Be2+; SO42–; SiO32– | MgCl2; (NH4)2CO3; K2CO3; |
| 2 | Cu2+; K+; SO32– ; Br– | Na2SiO3; CuSO4; Pb(CH3COO)2 |
| 3 | NO3–; Cr3+; S2– ; Na+ | NH4CH3COO; K3PO4; AlCl3 |
| 4 | CO32–; Li+; Al3+; Cl– | Cr2(SO4)3; Mg(CH3COO)2; K2SiO3 |
| 5 | I–; Mg2+; Ca2+; CH3COO– | CaS; (NH4)3PO4; CuCl2; |
| 6 | Cr2+; Sr2+; NO3–; CO32– | Al(CH3COO)3; Na2CO3; FeSO4; |
| 7 | Li+; Fe2+; SiO32–; Br–; | Pb(NO3)2; MgS; K2S |
| 8 | SO42–; NO2–; Ba2+; Fe3+; | Na3PO4; FeCl3; (NH4)2SO3 |
| 9 | Ni2+; Rb+; Cl–; SO32– | Cu(NO3)2; (NH4)2S; Ca(CH3COO)2; |
| 10 | Ra2+; Mn2+; I–; S2– | Fe(CH3COO)2; Na2S; ZnSO4 |
| 11 | Na+;Zn2+; NO3–; CO32– | KNO2; CrBr3; NH4NO2 |
| 12 | Ca2+; Co2+; CN–; SO42– | BaS; Ni(CH3COO)2; ZnCl2 |
| 13 | Ba2+; Pb2+; NO2–; Br– | (NH4)2CO3; Fe(NO3)3; Sr(CH3COO)2 |
| 14 | K+; Mg2+; NO3–; SiO32– | K3PO4; FeBr3; Co(CH3COO)2 |
| 15 | Li+; Cu2+; CO32–; SO42– | NH4CN; NaNO2; MnSO4; |
| 16 | Sr2+; Be2+; Cl–; S2– | CoCl2; Mn(CH3COO)2; KCN |
| 17 | Li+; Hg2+; I–; SO32– | K2SiO3; Zn(NO3)2; (NH4)2S |
| 18 | Ca2+; Zn2+; NO3–; NO2– | Hg(NO3)2; Cu(CH3COO)2; BaS |
| 19 | Li+; Sn2+; SO42–; SiO32– | Li2SO3; Cr2(SO4)3; NH4NO2 |
| 20 | Rb+; Ni2+; PO43–; ClO4– | NH4CN; KCN; CrCl2 |
| 21 | Cs+; Cu2+; Br–; CH3COO– | Mn(NO3)2; Na3PO4; NH4CH3COO |
| 22 | Na+; Al3+; AsO43–; NO3– | (NH4)3PO4; Li2CO3; Fe2(SO4)3; |
| 23 | Ba2+; Mn2+; ClO4–; CO32– | CoSO4; K2SiO3;Mg(CH3COO)2 |
| 24 | K+; Mg2+; SO42–; SO32– | (NH4)2SO3; CuSO4; Na3PO4 |
| 25 | Ni2+; Br–; SO32–; Ca2+ | K2CO3; MgCl2; Ni(CH3COO)2 |
| 26 | SiO32–; NO3–; Na+; Zn2+ | NH4CH3COO; CdSO4; NaNO2; |
| 27 | CH3COO–; Sr2+; ClO4–; Fe3+ | ZnBr2;Na2S; Co(CH3COO)2 |
| 28 | Ca2+; NO2–; Cl–; Cr2+ | NH4CN; Co(NO3)2; KCN |
| 29 | Fe2+; Cs+; F–; SO42– | K3PO4; Cr2(SO4)3; (NH4)2CO3 |
| 30 | S2– ; MnO4–; Zn2+; Ra2+ | ZnSO4; CaS; Pb(CH3COO)2 |
| 31 | Li+; I–; NO2–;Cr3+ | Na2SiO3; MgBr2; (NH4)3PO4 |
| 32 | NO3–; Fe2+; CH3COO–; Rb+ | MgS; FeSO4; Na2SiO3 |
| Продолжение таблицы 10 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 33 | Al3+; AsO43–; K+; ClO4–; | K2S; Al2(SO4)3; (NH4)2S |
| 34 | F–; Cu2+; Br–; Ba2+ | (NH4)2CO3; NaCN; Cu(NO3)2 |
| 35 | SO32– ; Cs+; Na+; SO42– | Cd(NO3)2; BaS; Mg(CH3COO)2 |

**Раздел 11. Окислительно-восстановительные реакции**

11.1 Определите, какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях могут проявлять следующие частицы (табл. 11, строка 1 в задании вашего варианта):

а) только восстановительные;

б) только окислительные;

в) окислительные и восстановительные.

11.2 Какие процессы - окисление или восстановление происходят при следующих превращениях (табл. 11, строка 2 в задании вашего варианта)?

11.3 Для приведенной в таблице 11 (строка 3 в задании вашего варианта) реакции допишите недостающий продукт вместо многоточия. Составьте уравнения электронного баланса, уравняйте приведённую реакцию, дайте названия процессам и реагентам (укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель).

Таблица 11

|  |  |
| --- | --- |
| Вариант | Задания |
| 1 | 2 |
| 1 | 1) S+4, S+6, S-2  2) Mn+7 → Mn0 → Mn+3 → Mn+6  3) KMnO4 + HCl → MnCl2 + Cl2 + KCl + … |
| 2 | 1) C-4, C+2, C+4  2) V+2→ V+3→ V0→ V+5  3) NaNO2 + KI + H2SO4 → NO + I2 + Na2SO4 + K2SO4 +… |
| 3 | 1) Fe+6, Fe+3, Fe0 Fe+6, Fe+3, Fe0  2) Cl+7→ Cl+5→ Cl-1→Cl+3  3) PbO2 + HCl → PbCl2 + Cl2 + … |
| 4 | 1) N+3, N-3, N+5  2) Cr0→ Cr +6→ Cr+2→Cr+3  3) FeSO4 + KMnO4 + H2SO4 → Fе2(SO4)3 + MnSO4 + K2SO4 + … |
| 5 | 1) O+2, O0, O-2  2) Br-1→ Br0→ Br+1→Br+7  3) KMnO4 + NaNO2 + H2SO4 → MnSO4 + Na NO3 + K2SO4 + … |
| Продолжение таблицы 11 | |
| 1 | 2 |
| 6 | 1) Ti0, Ti+4, Ti+2  2) I-1→ I+7→ I+5→I0  3) KMnO4 + Na2SO3 + H2SO4 → MnSO4 + Na2SO4 + K2SO4 + … |
| 7 | 1) Si-4, Si+2, Si+4  2) Fe+6→ Fe+3→ Fe0→ Fe+2  3) K2Cr2O7 + HCl → CrCl3 + Cl2 + KCl + … |
| 8 | 1) V+5, V+3, V0  2) Te+4→ Te+6→ Te-2→Te+2  3) KMnO4 + KI+ H2SO4 → MnSO4 + J2 + K2SO4 +… |
| 9 | 1) P+3, P-3, P+5  2) Mo+6→ Mo+2→ Mo0→Mo+3  3) K2Cr2O7 + KI + H2SO4 → Cr 2(SO4)3 + I2 + K2SO4 + … |
| 10 | 1) Cr0, Cr +6, Cr+2  2) Se-2→ Se0→ Se+2→Se+6  3) HNO2 + KI + H2SO4 → NO + J2 + K2SO4 + … |
| 11 | 1) Cl+7, Cl+5, Cl-1  2) Ge0→ Ge+4→ Ge+2→Ge0  3) PbO2 + KI + H2SO4 → Pb SO4 + I2 + K2SO4  +… |
| 12 | 1)Mn+4, Mn+7, Mn0  2) S+4→ S+6→ S-2→S0  3) N2H4 + KMnO4 + H2SO4 → MnSO4 + N2 + K2SO4 +… |
| 13 | 1) Co+2, Co+3, Co0  2) C+4→ C-2→ C-4→ C0  3) Cl2 + NaOH →NaCl + NaOCl + … |
| 14 | 1) Br-1, Br0, Br+7  2) Cr+3→ Cr+6→ Cr0→Cr+2  3) FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Fе2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + … |
| 15 | 1) Ge0, Ge+4, Ge+2  2) I+7→ I+5→ I+3→I-1  3) KNO2 + KMnO4 + H2SO4 → MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + … |
| 16 | 1) Se+4, Se+6, Se-2  2) Os0→ Os+8→ Os+6→Os+2  3) CrCl3 + Br2 + KOH → K2CrO4 + KBr + KCl + … |
| 17 | 1) Ni+4, Ni0, Ni+2  2) P+3→ P-3→ P+5→P0  3) NaOCl + KI + H2SO4 → I2 + NaCl + K2SO4 + … |
| Продолжение таблицы 11 | |
| 1 | 2 |
| 18 | 1) As-3, As+3, As+5  2) Mn0 → Mn+2 → Mn+5 → Mn+4  3) Mg + HNO3(разб.) → Mg(NO3)2 + NH4NO3 + … |
| 19 | 1) Mo+6, Mo+3, Mo0  2) S-2→ S+4→ S0→S+6  3) H2O2 + KMnO4 + H2SO4 → O2 + MnSO4 + K2SO4 + … |
| 20 | 1) Nb+3, Nb0, Nb+5  2) Si-4→ Si0→ Si+4→Si+2  3) Ca(NO2)2 + KMnO4 + H2SO4 → MnSO4 + Ca(NO3)2 + K2SO4 + … |
| 21 | 1) Te+4, Te+6, Te-2  2) Nb+3→ Nb0→ Nb+5→Nb+2  3) KI + H2SO4 () → I2 + S + K2SO4 + … |
| 22 | 1) Pd+4, Pd0, Pd+2  2) C-1→ C+2→ C0→ C+3  3) Cu + H2SO4 () → CuSO4 + SO2 + … |
| 23 | 1) Re+7, Re+2, Re0  2) N+3→ N-3→ N+5→N0  3) K2Cr2O7 + H2S + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + S + K2SO4 + … |
| 24 | 1) I-1, I+7, I+3  2) Pb0→ Pb+4→ Pb+2→ Pb0  3) KMnO4 + NaNO2 + KOH → K2MnO4 + NaNO3 + … |
| 25 | 1) W0, W+3, W+6  2) Cl0→ Cl-1→ Cl+7→Cl+5  3) KI + KIO3 + H2SO4 → K2SO4 + I2 + … |
| 26 | 1) Sn+2, Sn+4, Sn0  2) Mo0→ Mo+3→ Mo+6→Mo+2  3) KNO2 + KI + H2SO4 → NO + J2 + K2SO4 + … |
| 27 | 1) Hf+2, Hf+4, Hf0  2) O+2→ O0→ O-2 → O-1  3) MnO2 + KOH +KNO3 → K2MnO4 + KNO2 + …. |
| 28 | 1) C+4, C-2, C-4  2) Sb+5→ Sb+3→ Sb0→Sb+5  3) Fe(OH)2 + NO2 → Fe(OH)3 + NO + … |
| 29 | 1) Os0, Os+8, Os+6  2) As-3→ As+3→ As+5→As0  3) Cr2O3 + KNO3 + KOH → K2CrO4 + KNO2 + … |
| Продолжение таблицы 11 | |
| 1 | 2 |
| 30 | 1) N-3, N+4, N+5  2) Sn+2→ Sn+4→ Sn0→Sn+2  3) H2S + HNO3 → H2SO4 + NO + … |
| 31 | 1) Sb+5, Sb+3, Sb0  2) Co+2→ Co+3→ Co0→Co+4  3) KMnO4 + PH3 + H2SO4 → H3PO4 + MnSO4 + … |
| 32 | 1) Zr+2, Zr0, Zr+4  2) C-3→ C+2→ C0 →C+4  3) K2Cr2O7 + Na2S + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + S + K2SO4 + Na2SO4 + … |
| 33 | 1) Pb0, Pb+4, Pb+2  2) Ni+4→ Ni0→ Ni+3→Ni+4  3) CrCl3 + H2O2 + KOH → K2CrO4 + KCl + … |
| 34 | 1) Bi+3 Bi0, Bi+5  2) Ti0→ Ti+4→ Ti+2 →Ti+3  3) Cu + HNO3 (конц.) → Cu(NO3)2 + NO2 + … |
| 35 | 1) Te+7, Te+5, Te0  2) W0→ W+3→ W+6→W+2  3) CuCl + K2Cr2O7 +HCl → CuCl2 + CrCl3 + KCl + … |

**Раздел 12. Химические свойства металлов**

12.1 Какие из перечисленных металлов будут растворяться в растворах реагентов, отмеченных в таблице знаком «+»?

12.2 Напишите уравнения соответствующих реакций, составьте уравнения электронного баланса, уравняйте приведённую реакцию, дайте названия процессам и реагентам (укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель).

Таблица 12

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Металлы | NaOH (раствор) | H2SO4 (разб.) | H2SO4 (конц.) | HNO3  (конц.) | HNO3  (разб.) | HNO3 (очень разб.) |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| 1 | Mg, Sn, Cu | + | + | + | + |  |  |
| 2 | Zn, Fe, Ag | + |  | + |  | + |  |
| 3 | Al, Cd, Hg | + | + |  | + |  |  |
| 4 | Cu, Mn, Co |  |  | + |  |  | + |
| Продолжение таблицы 12 | | | | | | | |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| 5 | Ti, Cd, Bi |  |  | + |  | + |  |
| 6 | Mn, Hg, Ni |  |  | + |  |  | + |
| 7 | Be, Fe, Pb | + | + |  | + |  |  |
| 8 | Cr, Ag, Sn |  |  | + |  |  | + |
| 9 | Zn, Mo, Hg | + | + |  |  | + |  |
| 10 | Pb, Cd, Ba | + | + |  | + |  |  |
| 11 | Cu, Be, Pb | + | + |  |  | + |  |
| 12 | Fe, Mn, Ag |  |  | + |  |  | + |
| 13 | Pb, Ni, Sr | + | + |  | + |  |  |
| 14 | Co, Hg, Ca |  |  |  |  | + | + |
| 15 | Cu, Zn, Mo | + | + | + |  |  |  |
| 16 | Cd, Ni, Ba |  |  |  | + | + |  |
| 17 | Pb, Al, Ti | + | + |  |  |  | + |
| 18 | Cu, Mg, Sn | + | + |  |  | + |  |
| 19 | Ag, Mn, Fe |  |  |  | + |  | + |
| 20 | Be, Bi, Cr | + | + |  |  | + |  |
| 21 | Ti, Fe, Hg |  |  |  | + | + |  |
| 22 | Mn, Cu, Pb |  |  | + |  |  | + |
| 23 | Sr, Co, Ag |  |  |  | + | + |  |
| 24 | Zn, Cd, Bi | + | + | + |  |  |  |
| 25 | Cr, Cu, Al | + | + |  |  | + |  |
| 26 | Ca, Ni, Fe |  |  |  |  | + | + |
| 26 | Ti, Hg, Cd |  |  | + |  | + |  |
| 28 | Bi, Sn, Mg | + | + | + |  |  |  |
| 29 | Co, Ag, Sr |  |  |  | + |  | + |
| 30 | Fe, Be, Cu | + | + |  |  | + |  |
| 31 | Mn, Cr, Bi |  |  | + |  | + |  |
| 32 | Ni, Hg, Zn | + | + |  |  |  | + |
| 33 | Mg, Cu, Cd |  |  | + | + |  |  |
| 34 | Pb, Fe, Ca | + | + |  |  | + |  |
| 35 | Ba, Ni, Ag |  |  | + |  |  | + |

**Раздел 13. Гальванический элемент**

13.1 Для металлов, указанных в таблице, составьте схему работы гальванического элемента, напишите электронные уравнения реакций для анодного и катодного процессов, а также уравнения токообразующей реакции в кратком ионно-молекулярном и молекулярном виде.

13.2 Рассчитайте значения электродных потенциалов металлов для указанных в таблице концентраций по формуле Нернста, определите ЭДС гальванического элемента в данных условиях.

Таблица 13

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Концентрация ионов металлов |  | Вариант | Концентрация ионов металлов |
| 1 | 2 |  | 1 | 2 |
| 1 | Mg / Fe [10-2 / 10-4] |  | 19 | Mg / Ni [10-2 / 10-4] |
| 2 | Mg / Ag [10-2 / 10-3] |  | 20 | Al / Ag [10-2 / 10-3] |
| 3 | Al / Cd [102 / 10-4] |  | 21 | Al / Cr [102 / 10-4] |
| 4 | Al / Cu [10-2 / 10-3] |  | 22 | Ti / Fe [10-2 / 10-3] |
| 5 | Ti / Co [102 / 10-3] |  | 23 | Mn / Cu [10-2 / 10-4] |
| 6 | Mn / Ni [10-1 / 10-2] |  | 24 | Mn / Zn [10-2 / 10-4] |
| 7 | Mn / Bi [102 / 10-1] |  | 25 | Cr / Cu [10-2 / 10-4] |
| 8 | Cr / Ag [102 / 10-2] |  | 26 | Cr / Pb [10-2 / 10-4] |
| 9 | Cr / Sn [10-2 / 10-4] |  | 27 | Zn / Fe [10-2 / 10-4] |
| 10 | Zn / Pb [102 / 10-4] |  | 28 | Zn / Bi [10-2 / 10-4] |
| 11 | Zn / Cu [10-2 / 102] |  | 29 | Fe / Co [10-4 / 102] |
| 12 | Fe / Cu [10-4 / 102] |  | 30 | Fe / Sn [10-4 / 10-2] |
| 13 | Fe / Ni [10-6 / 10-4] |  | 31 | Ni / Co [10-2 / 104] |
| 14 | Ni / Sn [10-2 / 10-4] |  | 32 | Ni / Ag [10-4 / 104] |
| 15 | Ni / Cu [10-2 / 10-4] |  | 33 | Mg / Pb [10-4 / 10-2] |
| 16 | Pb / Cu [10-2 / 10-4] |  | 34 | Pb / Bi [10-2 / 102] |
| 17 | Pb / Fe [10-2 / 10-4] |  | 35 | Ti / Cu [10-6 / 104] |
| 18 | Mg / Cu [10-2 / 10-4] |  |  |  |

**Раздел 14. Коррозия металлов**

14.1 Для указанных в задании сплавов составьте схему электрохимической коррозии и напишите электронные уравнения катодных и анодных процессов в кислой среде. Укажите вторичный процесс и продукт коррозии.

14.2 Первый металл в данном сплаве рассмотрите в виде возможного металлического покрытия для защиты от коррозии второго металла. Определите тип покрытия, составьте схему коррозии и напишите электронные уравнения катодных и анодных процессов в нейтральной среде. Укажите вторичный процесс и продукт коррозии.

Таблица 14

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Вариант | Сплав металлов |  | Вариант | Сплав металлов |
| 1 | 2 |  | 1 | 2 |
| 1 | Mg / Fe |  | 19 | Mg / Ni |
| 2 | Mg / Ag |  | 20 | Al / Ag |
| 3 | Al / Cd |  | 21 | Al / Cr |
| 4 | Al / Cu |  | 22 | Ti / Fe |
| 5 | Ti / Co |  | 23 | Mn / Cu |
| 6 | Mn / Ni |  | 24 | Mn / Zn |
| 7 | Mn / Bi |  | 25 | Cr / Cu |
| 8 | Cr / Ag |  | 26 | Cr / Pb |
| 9 | Cr / Sn |  | 27 | Zn / Fe |
| 10 | Zn / Pb |  | 28 | Zn / Bi |
| 11 | Zn / Cu |  | 29 | Fe / Co |
| 12 | Fe / Cu |  | 30 | Fe / Sn |
| 13 | Fe / Ni |  | 31 | Ni / Co |
| 14 | Ni / Sn |  | 32 | Ni / Ag |
| 15 | Ni / Cu |  | 33 | Mg / Pb |
| 16 | Pb / Cu |  | 34 | Pb / Bi |
| 17 | Pb / Fe |  | 35 | Ti / Cu |
| 18 | Mg / Cu |  |  |  |

**Раздел 15. Органическая химия**

15.1 Для заданного в таблице соединения определите принадлежность к гомологическому ряду, тип гибридизации всех атомов углерода, дайте ему название по систематической номенклатуре. Укажите типы всех связей, отметьте первичные, вторичные, третичные, четвертичные атомы углерода.

15.2 Изобразите формулы всех структурных и пространственных изомеров.

15.3 Напишите реакцию данного вещества с приведенным реагентом. Рассмотрите его в качестве мономера в реакциях полимеризации и поликонденсации.

Таблица 15

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вариант | Формула соединения | Реагент |
| 1 | 2 | 3 |
| 1 | CH3-CH2-CH2-Cl | NaOH / H+ |
| 2 | CH3-CH2-CH2-OH | HCl / H+ |
| 3 | CH3-CH2-CH2-COOH | CH3-OH / H+ |
| 4 | CH3-CH2-CH2-NH2 | HCl |
| 5 | CH3-CH2-CH2-COH | K2Cr2O7/H+ |
| 6 | CH3-CO-CH2-CH3 | CH3OH |
| 7 | CH3-CH(CH3)-CH2-OH | Na |
| 8 | CH3-CH2-CH(C2H5)-COOH | NaOH |
| 9 | CH(CH3)=C(C2H5)-CH3 | HBr |
| 10 | CH2=C(CH3)-CH3 | H2O / H+ |
| 11 | CH3-CH=CH-CH2-CH3 | Br2 / н.у. |
| 12 | CH3-CH(CH3)-CH2-CH(CH3)-CH3 | Br2 / hν |
| 13 | CH3-CH(CH3)-CH2-CH3 | HNO3 (разб.) / t, p |
| 14 | HC≡C-CH(CH3)-CH2-CH3 | 2Br2 / н.у. |
| 15 | HC≡C-CH2-CH2-CH3 | [Ag(NH3)2]OH |
| 16 | CH2=CH-CH2-CH2-CH3 | KMnO4 / Na2CO3 |
| 17 |  | Br2 / hν |
| 18 |  | Br2 / н.у. |
| 19 |  | KMnO4 / H2SO4 |
| 20 |  | Cl2 / AlCl3 |
| 21 |  | NaOH |
| 22 |  | O2 |
| 23 | HCHO | [Ag(NH3)2]OH |
| 24 | CH3-CH2-CH3 | Cl2 / hν |
| 25 | CH3-CH2-OH | СH3COOH/ H+ |
|  |  |  |
| Продолжение таблицы 15 | | |
| 1 | 2 | 3 |
| 26 |  | СН3I / AlCl3 |
| 27 |  | H2SO4/SO2 |
| 28 |  | Br2 / н.у. |
| 29 | HC≡C-CH3 | H2O / H+,Hg2+ |
| 30 | HC2=CH-CH=CH2 | 2Br2 / н.у. |
| 31 | HC≡CH | [Ag(NH3)2]OH |
| 32 | (это анилин) | Br2 / н.у. |
| 33 | CH3-CH2-CH(C2H5)-COOH | C3H7OH/H+ |
| 34 |  | [Ag(NH3)2]OH |
| 35 |  | Br2 / FeCl3 |

**Вопросы для подготовки к зачету**

**Общие закономерности протекания химических процессов**

1. Термодинамические функции состояния, их физический смысл, размерность.

2. Классификация реакций в зависимости от тепловых эффектов.

3. Закон Гесса и его использование для термохимических расчетов. Следствия из закона Гесса.

4. Энтальпийный и энтропийный факторы. Энергия Гиббса и её использование для определения возможности и направленности протекания химических процессов.

5. Термодинамический критерий химического равновесия.

6. Скорость химической реакции и факторы, на неё влияющие: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, присутствие катализатора.

7. Чем инициаторы отличаются от положительных катализаторов? Какие вещества называются катализаторами? Положительные и отрицательные катализаторы. Инициаторы и ингибиторы.

8. Какие значения может принимать температурный коэффициент и каков его физический смысл?

9. Гомогенные и гетерогенные реакции. По какому признаку все системы и химические реакции делятся на гомогенные и гетерогенные?

10. Обратимые и практически необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Математическое выражение константы равновесия. От чего она зависит?

11. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

12. Как влияет изменение концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия в обратимой реакции?

**Реакции в растворах электролитов. Гидролиз растворов солей.**

**Жесткость воды**

1. Электролитическая диссоциация веществ различных классов, ее механизм. Степень и константа диссоциации, факторы, на них влияющие.

2. Водородный показатель и способы его определения. Понятие об индикаторах кислотно-основного взаимодействия.

3. Дайте полное определение реакции гидролиза солей.

4. Правила написания уравнений гидролиза.

5. Почему большинство реакций гидролиза солей являются обратимыми?

6. Какие типы солей подвергаются обратимому гидролизу.

7. Почему гидролиз некоторых солей протекает необратимо? Ответ проиллюстрируйте соответствующим уравнением реакции.

8. Каковы должны быть особенности состава солей, чтобы они могли подвергаться гидролизу?

9. Изменением каких факторов можно сместить равновесие в реакции гидролиза солей вправо?

10. Жесткость воды, ее виды и отрицательная роль. Соли постоянной жесткости и методы их устранения.

11. Соли временной жесткости, их образование в природе и методы устранения.

**Окислительно-восстановительные реакции**

1. Дайте определение окислительно-восстановительной реакции, окислителя и восстановителя, процессов окисления и восстановления.

2. Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций.

3. Приведите формулы важнейших веществ-окислителей и восстановителей.

4. Роль металлов в ОВР.

5. Взаимодействие металлов с кислотами-неокислителями, кислотами-окислителями, с водными растворами щелочей, с водными растворами солей.

6. На какие группы делятся металлы по активности в электрохимическом ряду напряжений металлов?

7. Сколько электронов имеют металлы на внешнем электронном уровне?

8. Что называется металлической связью?

9. Какую роль в ОВР выполняют катионы металлов?

**Коррозия металлов. Гальванические элементы**

1. Возникновение двойного электрического слоя на границе металл-электролит. Понятие об электролитической упругости растворения, ионном осмосе и возникновении равновесных электродных потенциалов.

2. Понятие о гальванических элементах и их значении. Объяснить принцип действия, устройство, электродные реакции и определение ЭДС на примере элемента Якоби – Даниэля.

3. Какой тип реакций лежит в основе коррозии металлов?

4. Химическая коррозия металлов, ее разновидности и отрицательная роль. Привести примеры различных реакций газовой и жидкостной коррозии, приводящих, в том числе, к образованию оксидных пленок при этом виде коррозии.

5**.** Возникновение двойного электрического слоя на границе металл-электролит. Понятие об электролитической упругости растворения, ионном осмосе и возникновении равновесных электродных потенциалов.

6. Электрохимические системы и процессы. Понятие о гальванических элементах и их значении. Объяснить принцип действия, устройство, электродные реакции и определение ЭДС на примере элемента Якоби – Даниэля.

7**.** Электрохимическая коррозия, ее сущность и отрицательная роль. Привести пример электрохимической коррозии с указанием схемы, электродных процессов и продуктов коррозии в кислой и нейтральной средах.

8. Общая характеристика способов защиты металлов от коррозии. Анодные и катодные металлические покрытия. Схемы и реакции, протекающие при нарушении целостности таких покрытий в кислой среде.

**Элементы органической химии**

1. Что представляют органические соединения?

2. Что понимают под термином «**химическое строение»,** что этот термин отражает?

3. По какому признаку углеводороды делят на классы?

44. Приведите пример непредельного углеводорода в виде брутто- и структурной формулы.

5. Какие органические соединения относятся к функциональным производным углеводородов?

6 Приведите примеры двух функциональных групп и назовите классы соответствующих органических соединений.

7. Какие вещества называют изомерами? Приведите примеры.

8. Каковы основные положения теории химического строения органических соединений А.М. Бутлерова?

9. Что представляет собой явление **изомерии** органических соединений, в чем сходство и различие изомеров?

**Гетерогенные химические системы**

1. Явление смачивания и адгезии, их причинность, сущность и факторы, на них влияющие. Роль и практическое значение использования явлений смачивания и адгезии в строительстве при очистке поверхностей, покраске, побелке.

2. Понятие о гетерогенных химических системах. Состояние вещества на поверхности. Поверхностная избыточная свободная энергия Гиббса на границе раздела фаз и факторы, на нее влияющие. Привести примеры.

3. Гетерогенные дисперсные системы. Их классификация по различным признакам. Явление агрегации и седиментации (ответ подтвердите конкретными схемами). Использование ПАВ для стабилизации дисперсных систем и регулирования сроков схватывания вяжущих материалов.

4. Важнейшие соединения кальция (оксид, гидроксид, соли): строение, свойства, распространенность в природе, реакции, определяющие практическое использование в строительстве в качестве неорганических вяжущих веществ.

5. Адсорбция. Ее причинность, разновидности и факторы, на нее влияющие (привести примеры и схемы адсорбции на адсорбентах различной природы). Роль адсорбции в строительных процессах.

6. Возникновение двойного электрического слоя на границе металл-электролит. Понятие об электролитической упругости растворения, ионном осмосе и возникновении равновесных электродных потенциалов.

7. Понятие о гальванических элементах и их значении. Объяснить принцип действия, устройство, электродные реакции и определение ЭДС на примере элемента Якоби – Даниэля.

**Только для специальнотей**, **270102, 270105, 270106, 270115**

1. Важнейшие соединения кальция (оксид, гидроксид, соли): строение, свойства, распространенность в природе, реакции, определяющие практическое использование в строительстве в качестве неорганических вяжущих веществ

**Список литературы**

**Основная**

1. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов/Под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл – Пресс, 2005. – 727 с. (И др. годы издания).
2. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2007. – 557 с. (И др. годы издания).
3. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Химия С-Пб.: Изд-во «Лань», 2003. – 480 с. (И др. годы издания).
4. Химия: учеб. пособие для вузов/Под ред. проф. В.В. Денисова. – М.: ИКЦ «Март»; Ростов н/Д: Изд. центр «Март», 2008. – 464 с.

**Дополнительная**

5. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для нехим. спец. вузов. – М.: Интеграл – Пресс, 2007. – 240 с. (И др. годы издания).

6. Закономерности процессов в химических системах: кинетика, энергетика, поверхностные явления и их практическое использование: лабораторный практикум с элементами НИР и УИРС по дисциплине «Химия». Ч. I. /Под ред. Л.А. Бадовской. – Краснодар, 2001. – 85 с.

7. Классы, свойства, электрохимические реакции и основы идентификации химических соединений: лабораторный практикум с элементами УИРС по дисциплине «Химия». Ч. II. / Под ред. Л.А. Бадовской. – Краснодар, 2001. – 132 с.

8. Свойства и идентификация органических соединений: лабораторный практикум с элементами УИРС и методуказания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для студентов инженерно-технических (нехимических) специальностей очной и заочной форм обучения. Ч. III. / Л.А. Бадовская, Л.А. Солоненко, Т.Г. Дедикова и др. – Краснодар, 2000. – 108 с.

9. Методические указания по курсу «Химия» для самостоятельной работы студентов при подготовке к экзаменам и другим формам контроля знаний. / Под ред. Л.А. Бадовской, В.К. Юношева; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2000 - 63 с.

10. Методические указания и контрольные билеты по курсу «Химия» для рейтинговой оценки результатов самостоятельной работы студентов 1-го курса всех инженерно-технических специальностей очной и заочной форм обучения. / Под ред. В.К. Юношева, С.Г. Рудаковой; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2002. – 66 с.

11. Химия водорода, воды и неметаллов V, VI, VII групп периодической системы: методические указания к практическим занятиям и тестовые вопросы для самостоятельной работы по дисциплине «Химия» Ч. I. / Сост. Л.А. Бадовская, Е.П. Грунская; Кубан. гос. технол. ун - т. Каф. общей химии. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2002. – 38 с.

12. Химия металлов IV группы периодической системы, органические соединения и химия нефти и газа (для инженерно-технических и технологических специальностей): методические указания к практическим занятиям и тестовые вопросы для самостоятельной работы студентов очной и заочной форм обучения. Ч. 2 / Сост. Л.А. Бадовская, Т.Г. Дедикова, В.В. Посконин, Е.П. Грунская; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. - Краснодар: Изд. КубГТУ, 2002. - 36 с.

13. Химия и химическая идентификация металлов и их соединений: методические указания к практическим занятиям и тестовые вопросы для самостоятельной работы по дисциплине «Химия». Ч. 3. / Сост.: Л.А: Бадовская, Е.П. Грунская, В.В. Посконин, Т.Г. Дедикова; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. - Краснодар: Изд. КубГТУ, 2003. - 21 с.

14. Химия: методические указания к практическим занятиям по курсу «Химия» для студентов 1-го курса инженерно-технических (нехимических) специальностей КубГТУ очной и заочной форм обучения / Сост.: З.И. Тюхтенева, М.А. Тлехусеж; Л.В. Поварова, Л.Н. Сороцкая. Под ред. канд. хим.наук, доц. М.А. Тлехусеж; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. - Краснодар: Изд. КубГТУ, 2003. – 49 с.

15. Тюхтенева З.И. Химия. Органические и неорганические соединения, применяемые в технике низких температур и технической эксплуатации машин и оборудования: учеб. пособие/ Кубан. гос. технол. ун-т. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2002.– 194 с.

16. Лабораторный практикум с элементами УИРС по дисциплине «Химия нефти и газа» для студентов очной и заочной форм обучения и по дисциплине «Химия» да студентов очной формы обучения / Сост.: В.В. Посконин, Л.В. Поварова; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2004. – 51 с.

17. Химия (строение и реакционная способность органических соединений): методические указания и контрольные задания для студентов заочной формы обучения и МИППС, домашние задания для студентов очной формы обучения по дисциплинам «Химия» и «Органическая химия». Ч. 2. / Сост.: Л.А. Бадовская, В.В. Посконин, Е.П. Грунская, Т.Г. Дедикова; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. - Краснодар: Изд. КубГТУ, 2004. – 35 с.

18. Методическое пособие и тестовые задания по химии для самостоятельной работы студентов и дистанционного обучения (тестово-обучающий вариант) /Под ред. д-ра хим. наук, проф. Л.А. Бадовской; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2005. – 41 с.

19. Артеменко А.И., Пикунова И.В., Малеванный В.А.. Справочное руководство по химии: справ. пособие/. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая. школа.,2002. – 367 с.

20. Артеменко А.И. Органическая химия: учебник для строительных специальностей вузов. – М.: Высшая школа, 2002. - 560 с. (и др. годы издания).

22. Химия. Общая и неорганическая химия. Задания и тестовые вопросы: учеб.-метод. пособие для практических занятий и самостоятельной работы студентов инженерно-технических направлений всех форм обучения / Сост.: Л.А. Бадовская, В.В. Посконин, Л.В. Поварова; Кубан. гос. технол. ун-т. Каф. общей химии. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2007. – 120 с.

23. Химия: учеб.-метод. пособие по изучению дисциплины, подготовке к занятиям и прохождению контроля знаний для иностранных граждан, обучающихся на подготовительном факультете, и иностранных студентов инженерно-технических специальностей вузов. Ч. 1 / Сост.: Л.В. Поварова, Л.А. Солоненко; под. общ. ред Н.А. Кудряшова; Кубан. гос. технол. ун-т. – Краснодар: Изд. КубГТУ, 2007. – 63 с.