Варианты контрольных заданий.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **№ вар.** | **№** **к.р.** |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| **3** | **1** | **3** | **11** | **19** | **27** | **35** | **43** | **51** | **59** | **-** |
|  | **2** | **67** | **75** | **83** | **91** | **99** | **107** | **115** | **123** | **131** |

Контрольная работа №1.

**I.Основные законы химии.**

**Закон эквивалентов.** Все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных отношениях: m 1/m 2=Э1/Э2

 где m1, m2- массы веществ 1 и 2,

 Э1,Э2 - эквивалент (химический) веществ 1 и 2

**Ээлемента** равен отношению части массы элемента, которая присоединяет или замещает в химическом соединении одну атомную массу водорода или 1/2 атомной массы кислорода, к 1/12 массы атома 12С

 В реакциях ионного обмена :

 **Экислоты** = М кислоты/основность(число ионов водорода, участвующих в

 реакции обмена)

 **Эоснования =** М основания/кислотность(число гидроксильных групп,

 участвующих в реакциях обмена)

 **Эсоли** = М соли/сумма зарядов анионов (или катионов), участвующих в

 реакции обмена

В окислительно-восстановительных реакциях **:**

 **Э окислителя ( восстановителя) =** М/число принятых (отданных) электронов,

 где М - молекулярная масса вещества

**Закон Авогадро.** В равных объемах идеальных газов при одинаковых температурах и давлении содержится одинаковое число молекул. При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем, равный при н.у. (1,01х105 Па, 00 С) 22,4 л

**Закон Бойля-Мариотта**. При постоянной температуре давление ( Р), производимое данной массой газа, обратно пропорционально объему газа (V): Р2/Р1 = V1/ V2

**Закон Гей-Люссака.** При постоянном давлении объем газа (V) изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре (T):V1/ V2= T1/ T2

При постоянном объеме давление (Р) газа изменяется прямо пропорционально абсолютной температуре (Т): Р1/ P2 = T1 / Т2

**Задача 3.** Для растворения 8,40 г металла потребовалось 7,35 г серной кислоты. Определите эквивалент металла и объем выделившегося водорода (н.у.).

**Задача 11.** Определите сколько граммов разрыхлителя - карбоната аммония добавили к тесту, если при 2000С выделилось 1,12л СО2 по реакции

 (NH4)2СО3 -> 2NH3+ СО2+ H2O

**2. Строение атомов элементов.**

**Задача 19.** Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: хлора, кремния.

**3.Химическая связь**.

В задачах 27- 31, исходя из значений электроотрицательности по Полингу, ответьте на вопрос:

**Задача 27.** Какая из связей Сa-H, C-S, I-Cl является наиболее полярной?

 К какому из атомов смещено молекулярное электронное

 облако?

**Некоторые значения электроотрицательности элементов (по Полингу)**

 H

 2.1

 Li Be B C N O F

 1.0 1.5 2.0 2.5 3.0 3.5 4.0

 Na Mg P S Cl

 0.9 1.2 2.1 2.5 3.0

 K Ca Br

 0.8 1.0 2.8

 I

 1.2

**4. ПСЭ и изменение некоторых свойств элементов и их**

**химических соединений.**

 Для решения задач на эту тему вспомните теорию электролитической диссоциации, понятия "окислитель", "восстановитель", обратите внимание на изменение заряда и радиуса рассматриваемых частиц (атомов, ионов) в зависимости от расположения элементов в ПСЭ.

**Задача 35.** Как и почему изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца с изменением его степени окисления в ряду: Mn(II) - Mn(IV) - Mn(VI) - Mn(VII) ?

**5. Ионные реакции обмена**.

 В задачах 41-48 составьте молекулярные, ионные и сокращенно-ионные уравнения реакций, протекающих между следующими соединениями:

**Задача 43.** **а)** сульфатом никеля (II) и фторидом калия

 **б)** оксидом хрома (III) и гидроксидом натрия

 **в)** гидрокарбонатом магния и соляной кислотой

**6. Комплексные соединения (КС).**

 Для решения задач этой темы необходимо разобраться в номенклатуре КС и уметь составлять выражение константы нестойкости его комплексного иона (Кн).

 Напишите реакции образования КС и выражение его Кн.

**Задача 51.** Образование гексоцианоферрата (III) железа (II) за счет взаимодействия хлорида железа(II) с гексоцианоферратом (III) калия – качественная реакция на Fe(II) .

**7. Концентрация растворов и способы ее выражения.**

 **Процентная С% -** количество граммов растворенного вещества в

100 г раствора

 **Молярная См -** количество молей растворенного вещества в 1л

 раствора

 **Нормальная Сн**, **N -** количество грамм-эквивалентов вещества в 1л

 раствора

При расчете концентрации раствора и переходе от одной концентрации к другой удобно пользоваться следующими формулами:

**С%=(m100)/(Vd), %; Cм=(m1000)/(MV),** моль/ л (м)**;**

 **Cн= N = (m1000)/(ЭV) ,** г-экв/л (н)

где m - масса растворенного вещества, г

 d - плотность раствора, г/мл

 М - молекулярная масса растворенного вещества, г/моль

 Э - эквивалент химический , г-экв/моль

 V - объем раствора , мл

 Если растворы двух веществ непосредственно взаимодействуют друг с другом, неизвестную (нормальную) концентрацию одного из них можно рассчитать , используя формулу **N1** ⋅**V1 = N2** ⋅**V2**

 Если из раствора определенного процентного содержания нужно приготовить более разбавленные , то нужные (приблизительные) объемы исходных жидкостей быстро находятся по правилу "креста" .

 Пример : Сколько мл 65% раствора и воды (0%) необходимо для получения 130 мл 25% раствора.

 раствор вода

 65% 0%

 25%

 25 40

 частей: р–ра воды

 Для приготовления раствора 25 % концентрации нужно взять

 25 (25 - 0 ) частей 65 % раствора и 40 (65 –25) частей воды.

 Суммарное кол-во частей: 25 + 40 = 65

 Количество мл приходящихся на 1 часть: 130/65=2 мл.

 Для приготовления 130 мл 25% раствора нужно взять :

 Количество мл 65% раствора: 25 ⋅ 2 = 50 мл

 Количество мл воды : 40 ⋅ 2 = 80 мл

**Задача 59.** Сколько мл 20% раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) необходимо для растворения 10г карбоната кальция ?

**Контрольная работа №2.**

**8. Растворы электролитов.**

 **Электролитическая диссоциация (э.д.) -** полный или частичный распад молекул на ионы под действием растворителя.

 **Электролиты -** вещества, подвергающиеся э.д. и обладающие ионной

проводимостью.

**Степень диссоциации -** доля молекул, подвергшихся э.д., мера э.д.:

сильные электролиты - ****cлабые электролиты ****

**Константа диссоциации (ионизации) Кд -** константа равновесияпроцесса э.д.

 Для кислоты: HA Кд=[H+] ⋅ [A-] / [HA]

 для основания: MeOHM+ + OH- Кд =[Me+] ⋅ [OH-] / MeOH

для слабых электролитов:Кд=См или = 

 По значениям Кд, приведенных в справочнике, можно судить о силе электролитов, в том числе кислот и оснований. Для сильных электролитов Кд ≥10 -1- 10-2 , для слабых Кд < 10-4. Чем больше значение Кд, тем сильнее электролит.

**для слабых кислот** [H+]= или [H+] = См

 **и оснований** [OH-]= или [OH-] = См

**Вода - слабый электролит H2O H+ + OH-;**

Kд = ([H+][OH-]) / [H2O] = 1,8х10-16, т.к. [H2O]=1000/18 = 55,5 моль/л, то

Кд ⋅ [H2O]=10-16⋅ 55,5 = 10-14 =[H+] ⋅ [OH-]

**Ионное произведение воды Кв :** Кв =[H+] ⋅ [OH-] = 10-14 моль/л

**Нейтральная среда** [H+]=[OH-]=10-7 моль/л

**Кислая среда** [H+]>10-7 моль/л, pH<7

**Щелочная среда** [OH-]<10-7 моль/л, pH>7

**Водородный, гидроксильный показатели:** pH = -lg[H+]; pOH = -lg[OH-]

 **pH+pOH=14** [H+]=-antlg pH , моль/л [OH-]=-antlg pOH , моль/л

**Задача 67.** Вычислите [OH-], pOH и pH 0,02 м раствора аммиака, Кд 1 =1,8⋅10-5

**9. Гидролиз.**

 Для правильного ответа на вопросы этой темы необходимо помнить, что:

1. Гидролизу подвергаются соли образованные:

 а) слабым основанием, сильной кислотой (pH<7)

 б) слабой кислотой, сильным основанием (pH>7)

 в) слабым основанием, слабой кислотой (pH~7)

2. К сильным основаниям относятся основания, образованные

 щелочными, щелочноземельными (Ca,Sr,Ba) металлами, Ra и Tl(I).

 К сильным кислотам относятся кислоты с Кд 10-1 - 10-2 (например:

 H2SO4, HNO3, HCl, HI, HIO3 и др. ).

3. Гидролизу подвергаются только растворимые в воде соли.

4. Гидролиз следует рассматривать как реакцию ионного обмена между

 ионами соли и полярным растворителем – водой, представляющей собой

 диполь H+-OH-.

5. В результате гидролиза образуются малодиссоциирующие продукты.

6. Гидролиз большинства солей - процесс обратимый. Необратимому

 гидролизу с образованием осадков и выделением газа подвергаются

 карбонаты и сульфиды некоторых металлов (Al3+, Cr3+ и др.) –

 см. таблицу.

 7. Процесс обратимого гидролиза многозарядных ионов протекает в большинстве случаев только по первой ступени из-за накопления в растворе H+ или OH-, приводящих к сдвигу равновесия влево.

 8. В реакциях обратимого гидролиза с одним гидролизующимся ионом –

 слабым составляющим соли, взаимодействует только одна молекула

 воды.

**Задача 75.** В какой цвет будет окрашена лакмусовая бумажка в водных растворах цианида калия, хлорида аммония, сульфита лития, нитрата натрия ?

 Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнение

 происходящих реакций.

Соли, подвергающиеся необратимому гидролизу, и продукты реакции гидролиза.

 Соли Продукты реакции

 Осадок газ

---------------------------------------------------------------------------------------------------------

 Сульфиды

 Cr3+ , Al3+ Э(OH)3 H2S

----------------------------------------------------------------------------------------------------------

 Карбонаты

 Cr3+, Al3+, Fe3+, Bi3+ Э(OH)3 CO2

Cd2+,Co2+, Cu2+, Mn2+,Pb2+, Zn2+, Ni2+ (ЭOH)2CO3  CO2

# Константы диссоциации некоторых кислот

-------------------------------------------------------------------------------------------------------

 Название Кд Название Кд

----------------------------------------------------------------------------------------------------------

 Азотистая 6,9 ⋅10-4 Угольная К1 4,5 ⋅10-7

Серная К2 1,15 ⋅10-2 Уксусная 1,74⋅10-5

Сернистая К1 1,4 ⋅10-2 Фосфорная К1 7,1⋅10-3

 К2 6,2 ⋅10-8 (орто-) К2 6,2 ⋅10-8

Сероводородная К1 1,0 ⋅10-7 К3 5,0 10-13

 К2 5 ⋅10-13 Цианистоводородная 5,0 ⋅10-10

**10. Растворимость. Произведение растворимости.**

 **Растворимость, (S)** - способность вещества образовывать с другими веществами растворы. Количественно характеризуется максимальным количеством данного вещества, способным растворится в данном растворителе при определенной температуре и давлении, т.е. концентрацией насыщенного раствора данного вещества в данном растворителе. Она определяется в г/л, моль/л, г/100г раствора.

 **Произведение растворимости** **(ПР)** - произведение концентраций катионов и анионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита. ПР - константа диссоциации малорастворимого соединения

Пример 1 Напишите выражение для ПР а) хлорида серебра, б) сульфата серебра, в) гидроксида хрома (III)

а) AgCl Ag+ + Cl- ПР=[Ag+] ⋅ [Cl-]=S⋅S=S2

 1моль 1моль 1моль

в ед-цах S(моль/л) S S S= , моль/л

б) Ag2SO4  2Ag+ + SO42- ПР=[Ag +]2⋅ [SO4 2-]=(2S)2⋅ (S)=4S3

 1моль 2моля 1моль

в ед-цах S(моль/л) 2S S S= , моль/л

в) Cr(OH)3  Cr3++ 3OH- ПР=[Cr3+] ⋅ [OH-]3=S(3S)3=27S4

 1моль 1моль 3моля

в ед-цах S(моль/л) S 3S S= , моль/л

**Растворимость** малодиссоциирующего соединения **уменьшится,** если в его раствор ввести хорошо растворимый электролит, имеющий общий ион с малодиссоциирующим соединением.

Пример 2 Вычислить растворимость сульфата бария (ПР = 1,1⋅10-10) в воде и растворе 0,01м хлорида бария (без учета ионной силы раствора)

а) растворимость BaSO4 в воде S= = 1.05⋅10-5моль/л

б) растворимость BaSO4 в р-ре BaCl2

 ПР=[Ba2+] ⋅ [SO42-]=(S + 0.01) ⋅S 0.01S (т.к. S2 мала и ей пренебрегают)

 ПР=0.01S S=ПР/0.01= 1.1х10-8, моль/л

**Осадок из раствора выпадает** тогда, когда произведение концентраций соответствующих малорастворимому соединению ионов превышает

значение ПР (см. пр. 3)

Пример 3 Образуется ли осадок Ag2SO4 (ПР = 2⋅10-5), если слить равные объемы нитрата серебра и сульфата натрия с концентрацией каждого равной 0,2н?

1) ПР Ag2SO4= [Ag+]2 ⋅ [SO42-]

2) до сливания [AgNO3] = [Ag+] = [NO3-] = 0.2н = 0.2м ;

 [Nа2SO4] = [2Na+] = [SO42-] = 0.2н = 0.1м

3) после сливания происходит разбавление в 2 раза:

 [Ag+] = 0.1М; [SO42-] = 0.05м

4) произведение концентраций ионов, из которых может образоваться

 осадок: Ag2SO4 : [Ag+]2⋅ [SO42-] =(0,1)2⋅ (0,05)=5⋅10-4 > ПР ,

 т.е. осадок Ag2SO4 выпадает

 В задачах 81-88 произвести расчет без учета ионной силы раствора.

**Задача 83.** Во сколько раз растворимость (моль/л) гидроксида железа (II) (ПР = 1⋅10-15) в воде больше растворимости гидроксида железа(III) (ПР = 3,8⋅10-38) в воде?

**11. Жесткость воды и методы ее устранения.**

 **Жесткость, Ж -** совокупность свойств воды, обусловленная наличием Ca2+, Mg2+, измеряемая кол-вом их ммоль эквивалентов в 1 литре.

 **Жесткость временная, Жвр** - обусловлена наличием гидрокарбонатов Ca2+, Mg2+. Может быть устранена кипячением.

 **Жесткость постоянная, Жпост** - обусловлена наличием сульфатов, нитратов, хлоридов, силикатов, фосфатов Ca2+, Mg2+

 **Жесткость общая, Жобщ** - сумма постоянной и временной жесткости.

 Жобщ= m1/ Э1V + m2 / Э2V + ..., Жобщ = Жвр + Жпост

где m1 ,m2 - масса Ca2+, Mg2+ (или соотв. их солей), мг

 Э1,Э2 - эквивалент химический Ca2+, Mg2+ (или соотв. их солей)

 V - объем анализируемой воды, л

 При расчете следует учитывать, что эквивалент

 Э(Са2+) = ½ М(Са2+) = 20, Э(Мg2+) = ½ М(Мg2+) = 12.

 Например: 0,12г - это масса 0,01моля или 10 ммоль эквивалентов

 магния.

 Различают воду мягкую (общая жесткость до 2 ммоль/л).средней

жесткости (2-10 ммоль/л) и жесткую (более 10 ммоль/л).

Для приготовления большинства **пищевых продуктов** Жобщ 7ммоль/л

**Расчет жесткости**.

 При **химическом способе устранения** жесткости:

временной – добавление Са (ОН)2 Жвр = m(Ca(OH)2) / Э(Ca(OH)2)V ;

постоянной – добавление Na2CO3 Жпост = m(Na2CO3) / Э(Na2CO3)V,

где m(Ca(OH)2),m(Na2CO3) - массы гашеной извести и соды

(соответственно), используемых для устранения Ж., мг; Э(Ca(OH)2),Э(Na2CO3) - эквивалент химический соответствуюших

 веществ.

 **При определениии Ж путем титрования:**

## временная Ж – соляной кислотой Жвр. = (N1V1)НСl1000 / V ;

постоянная Ж – раствором трилона Б Жпост. = (N2V2)трилона1000 / V,

где (N1V1)НСl , (N2V2)трилона - соотв. нормальность и объем растворов HCl и

 трилона, пошедших на титрование V л воды

**Задача 91.** Какую массу соды надо добавить к 5л воды для устранения постоянной жесткости равной 10 ммоль/л ?

**12. Химическая кинетика и термодинамика.**

 **Закон действующих масс -** при постоянной т-ре скорость (V) элементарной гомогенной реакции, для которой молекулярность совпадает с порядком (n), прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам этих веществ в уравнении реакции.

Для реакции

 naA + nbBncC + ndD Vпр. = k1 [A]n (А) [B]n(В) Vобр. = k1[C]n(С) [D]n(D) ,

где Vпр., Vобр. – скорости соответственно прямой и обратной реакции ,

 k1,k2 - константы скорости соответственно прямой и обратной реакций,

 [A],[B],[C],[D] - концентрации веществ, моль/л,

 na,nb,nc,nd - порядки реакций по соответствующим реагентам.

.

  **Химическое равновесие** - равенство скоростей прямой (Vпр.) и обратной

 (Vобр.) реакций.

**Константа равновесия** обратимойхимической реакции:

**Кр**=**к1/к2**= ([C]n(C) [D] n(D) / [A]n(A)  [B]n(B)

**Правило Вант-Гоффа -** зависимость скорости химической реакции от температуры: V Т2=V Т1 γ Т2 – Т1 / 10,

где VТ2,VТ1 - скорость реакции при температурах Т2 и Т1,

  - температурный коэффициент,  = 24

**Принцип Ле Шателье:** Если на систему, находящуюся в химическом равновесии, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в том направлении, в котором оказанное воздействие будет ослабевать.

**Следствия :** 1) при увеличении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молей, при уменьшения давления - наоборот.

2) при увеличении температуры равновесии системы смещается в сторону реакции , идущей с поглощением тепла Q (эндотермической реакции,

 Qр < 0, Hр0 > 0), при уменьшении температуры - в сторону реакции, идущей с выделением тепла (экзотермической реакции, Qр > 0 , Hр0 < 0).

 Примечание: Hр 0 – энтальпия химической реакции, идущей при постоянном

 давлении р0 298 = H пр0298 - Hисх0298 ,

**Определение возможности самопроизвольного протекания реакции по величине энергии Гиббса (G):** в закрытом сосуде при постоянной т-ре и давлении процесс протекает самопроизвольно в направлении убывания энергии Гиббса, т.е.

 G0 < 0 - реакция протекает самопроизвольно

 G0 > 0 - самопроизвольное протекание невозможно,

 где G0 - энергия Гиббса при стандартных условиях

 (298К, 1,01х105 Па)

**Изменение энергии Гиббса в химической реакции**  Gр0, равно разности между суммой Gпр.0 продуктов реакции и суммой Gисх0 реагирующих (исходных) веществ с учетом стехиометрических коэффициентов, т.е

 Gр0 298 = Gпр0298 - Gисх0298 ,

G0298 - значения изменения энергии Гиббса при образовании вещества из соответствующих простых веществ в стандартных условиях, которые приведены в таблицах термодинамических величин

**Задача 99.** Один из вредных компонентов двигателя внутреннего сгорания - оксид углерода. Его можно нейтрализовать окислением

СО + ½ O2 = СО2

 Рассчитайте р0 298 . Если в системе установится равновесие,то какие внешние воздействия будут способствовать нейтрализации СО?

**Термодинамические характеристики некоторых веществ.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Вещество | 0 298, кДж/моль | G0 298, кДж/ моль |
|  Al2O3 (к) |  -1676,0 |  - 1580,0 |
|  СО(г) |  -110,5 |  - 137,14 |
|  СО2(г) |  - 393,51 |  - 394,38 |
|  СаО(к) |  - 635,5 |  - 604,2 |
|  СаСО3(к) |  - 1207,1 |  1128,76 |
|  NO (г) |  90,37 |  86,71 |
|  NO2(г) |  33,50 |  51,8 |

**13. Окислительно-восстановительные (о/в) реакции.**

 При решении задач этого раздела необходимо помнить, что

1. Только окислительные свойства проявляют вещества, в которых элемент находится в высшей степени окисления.

2. Только восстановительные свойства проявляют вещества, в которых элемент находится в низшей степени окисления.

3. Двойственные свойства проявляют вещества, в которых элемент находится в промежуточной степени окисления.

4. Для правильного подбора коэффициентов в о/в реакции необходимо составлять баланс, в котором сумма отданных электронов должна быть равна сумме принятых электронов.

5. **Для реакций, протекающих в водном растворе,** необходимо

 составлять электронно - ионный баланс.

6. **При составлении электронно - ионного баланса в виде ионов** записывают молекулы сильных электролитов (большинство растворимых в воде неорганических солей, сильных кислот и оснований, комплексные соли - электролиты); **в виде молекул** записывают молекулы слабых электролитов (нерастворимые в воде соли, слабые кислоты и основания), неэлектролиты (молекулы большинства органических соединений, оксиды, комплексные соли - неэлектролиты, газы).

7. Самопроизвольно протекает такая о/в реакция, для которой разность стандартных электродных потенциалов Е0298 между окислительной и восстановительной системой положительна, т.е. окислитель должен иметь наиболее положительный Е0298.

 В задачах 105 - 118 расставьте коэффициенты в о/в реакциях на основании составления электронно - ионного баланса.

**Задача 107.** В реакции между растворами этилового спирта C2H5OH и дихромата

 калия в сернокислой среде ( с образованием уксусного альдегида

 СН3СОН), используемой для определения содержания спирта в вине.

**Задача 115.** В реакции между растворами дихромата и иодида калия в

 сернокислой среде, используемой при определении общего

 количества ароматических веществ в пищевых продуктах.

Используя значения Е0298 взаимодействующих электрохимических систем , ответьте на вопрсы задач 121 –12

**Задача 123.** Можно ли восстановить олово (IV) в олово (II) с помощью следующих реакций:

 **а)** SnCl4 + 2KI = SnCl2 + I2 + 2КСl;

 **б)** SnCl4 +H2S = SnCl4 + S + 2HCl

**Cтандартные окислительно- восстановительные потенциалы** Е0298

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Элемент** | Электродный процесс | Е0298 |
| **Sn** | **Sn4+ + 2e = Sn2+** | **0,15** |
| **S** | **S + 2H+ + 2e = H2S** | **0,17** |
| **Cu** | **Cu2+ + e = Cu+** | **0,52** |
| **I2** | **I2 + 2e = 2I-** | **0,54** |
| **Mn** | **MnO4- + 2H2O = MnO2 + 4OH-** | **0,60** |
| **Fe** | **Fe3+ + e = Fe2+** | **O,77** |
| **Ag** | **Ag+ + e = Ag** | **O,79** |
| **Br** | **Br2 + 2e = 2Br -** | **1,09** |
| **Cl** | **Cl2 + 2e = 2Cl-** | **1,36** |
| **Mn** | **MnO4- + 8H+ = Mn2+ + 4H2o-** | **1,51** |

**14. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами.**

 В задачах 129-136, исходя из положения металлов в ряду напряжения и растворимости продуктов их взаимодействия с указанными ниже реагентами, определите в каком из приведенных реагентов - воде; уксусной, азотной, серной кислотах (различных концентраций); гидроксиде калия - происходит **растворение металлов** ( при стандартных условиях). Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций

**Задача 131**. Алюминий

**Ряд напряжения металлов (выборка)**

#### Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, (H), Cu, Ag