**ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ №4**

**«ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ»**

**ВАРИНТ 12**

**1. ПОНЯТИЕ ОБ ОВР, СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОВР**

**1.1. Определите степени окисления указанных элементов и их роли в окислительно-восстановительных реакциях (только окислитель, только восстановитель, и окислитель и восстановитель):**

**VO3-**

**NO2**

**NH4+**

*Решение*

VO3-: степень окисления кислорода равна –2. Тогда степень окисления ванадия: –1 + 2∙3 = +5. Это его максимальная степень окисления, поэтому он может быть только окислителем.

NO2: степень окисления кислорода равна –2. Тогда степень окисления азота: 0 + 2∙2 = +4. Это его промежуточная степень окисления, поэтому он может быть и окислителем и восстановителем.

NH4+: степень окисления водорода равна +1. Тогда степень окисления азота: +1 – 1∙4 = –3. Это его минимальная степень окисления, поэтому он может быть только восстановителем.

**1.2. Напишите уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения реакций, соответствующих превращениям:**

**NaIO3 + NaI + H2SO4 → I2 …**

**MnO2 + KClO3 + KOH → MnO42- + Cl- …**

**Укажите окислитель, восстановитель и полуреакции окисления и восстановления.**

*Решение*

а) NaIO3 + NaI + H2SO4 → I2 …

NaIO3 – окислитель; NaI – восстановитель.

Уравнения полуреакций и составленное на их основе ионное уравнение реакции:

****

Молекулярное уравнение реакции:

NaIO3 + 5NaI + 3H2SO4 → 3I2 + 3Na2SO4 + 3H2O

б) MnO2 + KClO3 + KOH → MnO42- + Cl- …

KClO3 – окислитель; MnO2 – восстановитель.

Уравнения полуреакций и составленное на их основе ионное уравнение реакции:

****

Молекулярное уравнение реакции:

3MnO2 + KClO3 + 6KOH → 3К2MnO4 + КCl + 3Н2О

**1.3. Напишите уравнения полуреакций, ионные и молекулярные уравнения реакций в заданной системе:**

**Cu + H2SO4(конц)**

*Решение*

а) Если серная кислота холодная:

Cu + H2SO4(конц) → СuO + SO2 + H2O

Уравнения полуреакций и составленное на их основе ионное уравнение реакции:

****

Молекулярное уравнение реакции:

Cu + H2SO4(конц) → СuO + SO2 + H2O

а) Если серная кислота горячая:

Cu + H2SO4(конц) → СuSO4 + SO2 + H2O

Уравнения полуреакций и составленное на их основе ионное уравнение реакции:

****

Молекулярное уравнение реакции:

Cu + 2H2SO4(конц) → СuSO4 + SO2 + 2H2O

**2. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ**

**2.1. Рассмотрите коррозию гальванопары Cr/Pb в щелочной среде с добавлением кислорода (NaOH + H2O + O2). Используя значения электродных потенциалов, определите анод, катод и деполяризатор. Напишите уравнения анодной и катодной полуреакций, ионные и молекулярные уравнения коррозии.**

*Решение*

Потенциалы: = –1,32 В В; = –0,54 В; = 0,40 В.

Номинально свинец имеет по сравнению с хромом больший потенциал (–0,54 В > –1,32 В), следовательно, в гальванопаре с хромом номинально свинец должен быть катодом, а хром – анодом.

Схема гальванопары:

(-) Cr|NaOH, H2O, O2|Pb (+)

Вид деполяризации определяют по наличию в коррозионной системе деполяризатора – катионов водорода (воды) или кислорода. В данном случае деполяризатором выступает кислород.

Восстановитель – хром, окислитель – кислород.

Уравнения катодного и анодного процессов, а также составленное на их основе ионное уравнение реакции коррозии:



Молекулярное уравнение коррозии:

4Cr + 3O2 + 4NaOH → 4NaCrO2­ + 2H2O

**2.2. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водного раствора SnSO4 (электроды инертные).**

*Решение*

Электролиз водного раствора SnSO4.

Возможные процессы на катоде: = –0,14 В, = –1 В. Так как >, то на катоде происходит восстановление олова:

К(-): Sn + 2е = Sn

Сульфат-ионы не разряжаются, поэтому на аноде возможно только окисление воды:

А(+): 2Н2О – 4е = О2↑ + 4Н+

Общее уравнение электролиза:

2SnSO4 + 2H2O → 2Sn + 2H2SO4 + O2

**ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ №3**

**«РАСТВОРЫ»**

**ВАРИАНТ 9**

**1. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ**

**1.1. Рассчитайте объем 72%-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,42 г/мл), необходимый для приготовления 200 мл 20%-ного раствора (плотность 1,16 г/мл) .**

*Решение*

Рассчитаем массу целевого раствора:

*m*p-pa = *ρ*p-pa∙*V*p-pa = 1,16∙200 = 232 г

Рассчитаем массу растворенной кислоты в целевом растворе:

*m*(HNO3) = *ω*∙*m*p-pa = 0,2∙232 = 46,4 г

Рассчитаем массу исходного раствора:

*m*p-pa0 = *m*(HNO3)/*ω*0 = 46,4/0,72 = 64,4 г

Рассчитаем объем исходного раствора:

*V*p-pa0 = *m*p-pa0/*ρ*p-pa0 = 64,4/1,42 = 45,4 мл

**1.2. Рассчитайте молярную концентрацию 36%-ного раствора КОН (плотность 1,36 г/мл).**

*Решение*

Рассмотрим раствор массой 100 г. Его объем:

*V* = *m*/*ρ* = 100/1,36 = 73,5 мл = 0,0735 л

Масса растворенного КОН в растворе:

*m*(KOH) = ω∙m = 0,36∙100 = 36 г

Его количество вещества:

*ν*(КОН) = *m*(KOH)/*М*(КОН) = 36/56 = 0,643 моль

Молярная концентрация раствора:

*СМ* = *ν*(КОН)/*V* = 0,643/0,0735 = 8,75 моль/л

**2. РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

**2.1. Для предложенных соединений ­– MnO2, Cd(OH)2, Na3PO4, KHSO3, P2O3 – укажите их класс; для электролитов напишите уравнения диссоциации, для слабых электролитов составьте выражения констант диссоциации; напишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций взаимодействия с H2SO4 и NaOH.**

*Решение*

MnO2 относится к классу оксидов. Является неэлектролитом. Возможные реакции с указанными реагентами:

MnO2 + H2SO4 = MnOSO4 + H2O

MnO2 + 2H+ = MnO2+ + H2O

MnO2 + 2NaOH = Na2MnO3 + H2O

MnO2 + 2OH- = MnO32- + H2O

Cd(OH)2 относится к классу оснований. Является слабым электролитом. Уравнения диссоциации:

Cd(OH)2 ↔ CdOH+ + ОН-

CdOH+ ↔ Cd2+ + OH-

Выражения констант диссоциации:





Возможные реакции с указанными реагентами:

Сd(OH)2 + H2SO4 = CdSO4 + 2H2O

Сd(OH)2 + 2H+ = Cd2+ + 2H2O

Сd(OH)2 + 2NaOH = Na2[Сd(OH)4]

Сd(OH)2 + 2OH- = [Сd(OH)4]2-

Na3PO4 относится к классу солей. Является сильным электролитом. Уравнение диссоциации:

Na3PO4 → 3Na+ + PO43-

Возможные реакции с указанными реагентами:

3Na3PO4 + 3H2SO4 = 3Na2SO4 + 3NaH2PO4

PO43- + 2H+ = H2PO4-

2Na3PO4 + H2SO4 = Na2SO4 + 2Na2HPO4

PO43- + H+ = HPO42-

2Na3PO4 + 3H2SO4 = 3Na2SO4 + 2H3PO4

PO43- + 3H+ = H3PO4

P2O3 относится к классу оксидов. Является неэлектролитом. Возможные реакции с указанными реагентами:

P2O3 + 6NaOH = 2Na3PO3 + 3H2O

P2O3 + 6OH- = 2PO33- + 3H2O

**2.2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций для превращений:**

**SnCl2­ → Sn(OH)2 → SnSO4 → SnCl2**

**Al(OH)3 → NaAlO2 → Al(OH)3**

*Решение*

Первая цепочка реакций:

SnCl2 + 2NaOH → Sn(OH)2↓ + 2NaCl

Sn2+ + 2OH- → Sn(OH)2↓

Sn(OH)2 + H2SO4 → SnSO4 + 2H2O

Sn(OH)2 + 2H+ → Sn2+ + 2H2O

SnSO4 + BaCl2 → SnCl2 + BaSO4↓

SO42- + Ba2+ → BaSO4↓

Вторая цепочка реакций:

Al(OH)3 + NaOH → NaAlO2 + 2H2O (сплавление при 900 0С)

NaAlO2 + 2H2O → Al(OH)3↓ + NaOH (реакция протекает в горячей воде)

AlO2- + 2H2O → Al(OH)3↓ + OH-

**2.3. Для взаимодействия HSe- + OH- допишите правую часть краткого ионного уравнения; составьте соответствующее молекулярное и ионное уравнения реакций.**

*Решение*

Краткое ионное уравнение:

HSe- + OH- → Se2- + H2O

Соответствующее молекулярное и ионное уравнения реакций:

NaHSe + NaOH → Na2Se + H2O

2Na+ + HSe- + OH- → 2Na+ + Se2- + H2O

**3. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

**3.1. Рассчитайте молярную концентрацию ионов Н+, ОН- и рН в 0,01 М растворе HClO4 (α = 100%).**

*Решение*

Уравнение диссоциации HClO4:

HClO4 → H+ + ClO4-

Согласно этому уравнению равновесная концентрация ионов Н+ равна исходной концентрации кислоты (α = 100%) и составляет 0,01 моль/л. Тогда концентрация ионов ОН-:

моль/л

рН раствора:

рН = –lg[H+] = –lg0,01 = 2

**3.2. Рассчитайте возможность протекания гидролиза солей: Na2S, SnSO4, CaCl2. Укажите область значений рН растворов (>, =, < 7), ответ подтвердите молекулярными и ионными уравнениями гидролиза.**

*Решение*

Гидролиз всех солей, в состав которых входят катион или анион слабого основания или слабой кислоты соответственно всегда протекает по первой стадии.

Na2S – соль сильного основания и слабой кислоты. Гидролиз по первой стадии:

Na2S + H2O ↔ NaOH + NaHS

S2- + H2O ↔ HS- + OH-

Константа гидролиза по первой стадии:



Судя по величине константы гидролиза, он протекает в значительной степени.

Гидролиз по второй стадии:

NaНS + H2O ↔ NaOH + H2S

НS- + H2O ↔ H2S + OH-

С ним конкурирует процесс:

HS- ↔ H+ + S2- *Ka*,2 = 2,5∙10-13

Константа гидролиза по второй стадии:



Поскольку *Кh*,2 > *Ка*,2, то гидролиз по второй стадии протекает, но судя по значению константы гидролиза, в незначительной степени.

В результате гидролиза Na2S образуются ионы ОН-, поэтому рН > 7.

SnSO4 – соль слабого основания и сильной кислоты. Гидролиз по первой стадии:

2SnSO4 + 2H2O ↔ (SnOH)2SO4 + H2SO4

Sn2+ + H2O ↔ SnOH+ + H+

Константа гидролиза по первой стадии:



Судя по величине константы гидролиза, его протекание заметно.

Гидролиз по второй стадии:

(SnOH)2SO4 + 2H2O ↔ 2Sn(OH)2 + Н2SO4

SnOH+ + H2O ↔ Sn(OH)2 + H+

С ним конкурирует процесс:

SnOH+ ↔ Sn2+ + OH- *Kb*,2 = 1,2∙10-12

Константа гидролиза по второй стадии:



Поскольку *Кh*,2 > *Кb*,2, то гидролиз по второй стадии протекает, но судя по значению константы гидролиза, в незначительной степени.

В результате гидролиза SnSO4 образуются ионы Н+, поэтому рН < 7.

CaCl2 – соль сильного основания и сильной кислоты, поэтому гидролизу не подвергается. рН = 7.

**3.3. Напишите молекулярное и ионное уравнения совместного гидролиза солей NH4Cl и Na2S.**

*Решение*

Молекулярное уравнение:

2NH4Cl + Na2S + 2Н2О → 2NH3∙H2O + H2S↑ + 2NaCl

Ионное уравнение:

2NH4+ + S2- + 2H2O → 2NH3∙H2O + H2S↑