# Бланк выполнения задания № 4

1. Записываются условия задач полностью, без искажений и сокращений.

2. Оформляются подробные решения задач, которые при необходимости подкрепляются формулами, уравнениями реакций, схемами.

 3. Записываются ответы к задачам.

**Задача 7. Рассчитать молярность раствора НNО3, полученного при смешении 100 мл 12%-го раствора (плотность 1,068 г/мл) и 500 мл 0,05 М раствора азотной кислоты**

**Решение.**

Масса 100 мл 12%-ного раствора НNО3 равна

100\*1,068 = 106,8 г.

Масса азотной кислоты в этом растворе равна

106,8\*12/100 = 12,816 г

Молярная масса НNО3 равна 63 г/моль.

Тогда число молей НNО3 в 12%-ном растворе равно

12,816/63 = 0,203 моль.

 Число молей НNО3 в 500 мл 0,05 М раствора равно

0,05\*0,5 = 0,025 моль

Тогда молярная концентрация НNО3  в смешанном растворе равна

0,387 моль/л

**Ответ:** 0,387 моль/л

**Задача 8. Рассчитать процентную концентрацию метилового спирта (СН3ОН) в водном растворе, замерзающем при –170С.**

**Решение.**

По закону Рауля Δt = KCm находим моляльную концентрацию:

Cm = Δt/K = 17/1.86 = 9,140 моль/кг

Определяем массу метилового спирта, содержащуюся в 1000 г воды:

Молярная масса метилового спирта равна 32 г/моль. Отсюда масса спирта равна 9,140\*32 = 301,62 г

Тогда масса раствора равна 301,62 + 1000 = 1301,62 г, а процентная концентрация составит:

W = 301,62\*100/1301,62 = 5,37%

**Ответ:** 5,37%

**Задача 9. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции с использованием метода электронного баланса; рассчитать массу восстановителя, необходимую для взаимодействия с окислителем, объемом V и концентрацией С.**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **№ вар.** | **Восстановитель** | **Окислитель** | **Среда** | **V, мл** | **С, моль/л** |
| **3** | **KI** | **KIO3** | **H2SO4** | **75** | **0,90** |

**Решение.**

Запишем уравнение окислительно-восстановительной реакции, определим степени окисления иода:

KI-1 + KI+5O3 + H2SO4 → I20 + K2SO4 + H2O

В этой реакции KIO3 является окислителем, он восстанавливается до молекулярного иода. KI является восстановителем, он окисляется до I20.

Для расстановки коэффициентов в уравнении воспользуемся методом электронного баланса:

2 I-1 – 2е- → I20 5

2 I+5+ 10е– → I20 1

Расставим коэффициенты при окислителе и восстановителе, а остальные определим методом подбора.

10KI + 2KIO3 + 6H2SO4 = 7I2 + 6K2SO4 + 6H2O

Из уравнения реакции видно, что окислитель и восстановитель реагируют в молярном отношении 1:5. Число молей окислителя равно 0,075\*0,90 = 0,0675. Тогда число молей восстановителя равно 5\*0,0675 = 0,3375.

Молярная масса KI равна 166,0 г/моль. Тогда масса восстановителя, необходимая для взаимодействия с окислителем, равна 0,3375\*166,0 = 56,0 г.

**Ответ:** 56,0 г.

**Задача 10. Вычислить потенциал свинцового электрода, погруженного в насыщенный раствор РbSО4**

**Решение.**

Растворимость РbSО4 в воде равна, по справочным данным, ‎

0,0045 г/100 мл = 0,045 г/л.

Молярная масса РbSО4 равна 303,26 г/моль. Тогда молярная концентрация насыщенного раствора равна 0,045/303,26 = 1,48\*10-4 моль/л.

Стандартный электродный потенциал свинцового электрода равен

φо(Рb2+/Рbо) = –0,13 В

Тогда по уравнению Нернста, потенциал свинцового электрода равен

 φ(Рb2+/Рbо) = φо(Рb2+/Рbо) + = φо(Рb2+/Рbо) +

φ(Рb2+/Рbо) = –0,13 + = -0,243 B

 **Задача 11. Через растворы FеСl2 и СuСl2 последовательно пропускали ток силой 2 А в течение 20 минут. Какие вещества и в каком количестве выделились на катодах в каждом случае? Написать уравнения электродных процессов**

**Решение.**

Медь в ряду напряжений расположена после водорода (φ0 = 0,34 В), поэтому у катода будет происходить разряд ионов Сu2+ и выделение металлической меди.: Сu2+ + 2e– → Cu0

Количество выделившейся меди вычислим по закону Фарадея:

 ,

где М – молярная масса металла;

 I – сила тока, А;

t - время электролиза, с;

z – число электронов, участвующих в процессе;

F – число Фарадея, F = 96485 А\*с/моль

Масса выделившейся меди равна

Железо в ряду напряжений расположено до водорода, поэтому возможно одновременное протекание процессов осаждения железа и выделения водорода из воды:

Fe2+ + 2e– → Fe0 (φ0 = –0,44 B)

2H2O + 2e– → H2 + 2OH– (φ0 = –0,41 B)

Максимальное теоретически возможное количество выделившегося железа равно

**Ответ:** медь – 0,796 г; железо – не более 0,696 г.

**Задача 12. Написать уравнения электродных процессов, указать состав продуктов коррозии при атмосферной коррозии железа, покрытого никелем, если покрытие а) не нарушено; б) нарушено.**

**Решение.**

Атмосферная коррозия обусловлена воздействием атмосферного кислорода и воды (в виде паров или плёнки). Один из способов защиты железа от атмосферной коррозии – покрытие его слоем менее активного металла, в данном случае никеля: его стандартный электродный потенциал (–0,25 В)выше, чем у железа (–0,44 В).

а) Никелевое покрытие не нарушено. Тогда с атмосферой (кислородом и влагой) взаимодействует только никель, он является анодом. На аноде происходит окисление металла до ионов, на аноде – восстановление кислорода:

А: Ni0 – 2e– → Ni2+

К: ½ О2 + Н2О + 2е– → 2ОН– (в нейтральной среде)

Так как никель 2+ образует нерастворимый гидроксид, он является продуктом коррозии.

б) Никелевое покрытие нарушено. Тогда с атмосферой (кислородом и влагой) взаимодействует наиболее активный металл - железо, оно является анодом. На аноде происходит окисление железа до ионов, на аноде – восстановление кислорода:

А: Fe0 – 2e– → Fe 2+

К: ½ О2 + Н2О + 2е– → 2ОН– (в нейтральной среде)

Так как железо 2+ образует нерастворимый гидроксид, оно является продуктом коррозии.