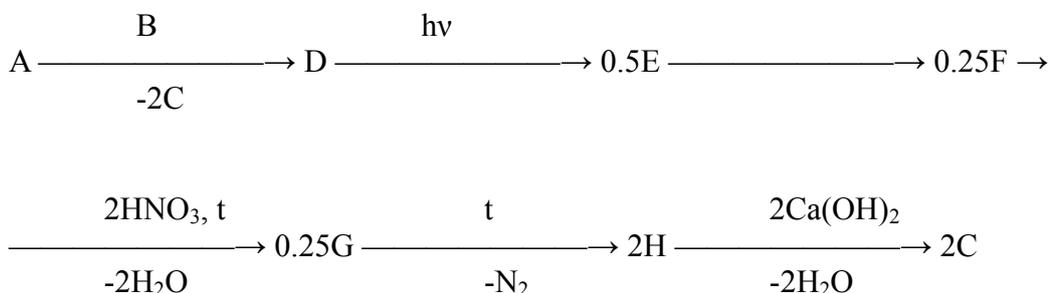




Химия. Финал
10 класс

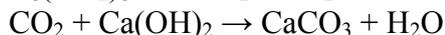
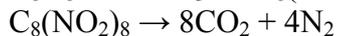
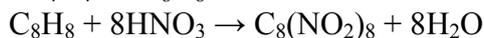
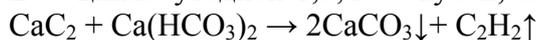
Задача 10-1

Вещество **A** является металлоорганическим соединением, содержащим 37.5% углерода и 62.5% металла. Растворение его в водном растворе кислой соли **B** сопровождается выделением газообразного **D**. Углеводороды **D** и **E** содержат 7.7% водорода. Они обесцвечивают раствор перманганата калия при комнатной температуре. Вещество **F** имеет тривиальное название «кубан», не обесцвечивает раствор перманганата калия. **G** представляет самое мощное взрывчатое вещество, детонирующее с разложением на продукт **H** и азот. Назовите зашифрованные в схеме углеродсодержащие соединения и составьте уравнения всех указанных реакций. Числа в схеме обозначают количества веществ на 1 моль исходного **A**.



Решение:

A — карбид кальция, **B** — гидрокарбонат кальция, **C** — карбонат кальция, **D** — ацетилен, **E** — циклобутadiен-1,3; **F** — кубан, **G** — октанитрокубан, **H** — углекислый газ.



Задача 10-2

Автомобили оснащены свинцовыми аккумуляторными батареями, которые питают бортовую электрическую сеть электроприборов, включая стартер, системы зажигания, отопления, освещения, навигации, охраны и т.д. Процессы, проходящие в аккумуляторе, можно выразить одним термохимическим уравнением обратимой реакции:



-В каком направлении протекает реакция при разрядке аккумулятора, при зарядке? Поясните.

-Определите значение стандартной энтальпии образования диоксида свинца, если известны энтальпии образования $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}) = -285.8 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{SO}_{4\text{ж}}) = -814.2 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^\circ(\text{PbSO}_{4\text{т}}) = -918.1 \text{ кДж/моль}$.

-При работе аккумулятора плотность электролита то увеличивается, то уменьшается, по плотности судят о степени его зарядки. Поясните, плотность выше у разряженной или заряженной батареи?

-Поскольку батарея закрыта не герметично, во время движения автомобиля вода частично испаряется. Пусть до испарения воды масса электролита была 4 кг, массовая доля серной кислоты 33.82%, а после испарения массовая доля кислоты возросла до 36.00%. Сколько мл воды придется добавить взамен испарившейся?

Решение

1. Самопроизвольный процесс разрядки аккумулятора — экзотермический, реакция протекает слева направо. При зарядке — справа налево.

2. $\Delta H^\circ_{\text{реакции}} = -502.8 \text{ кДж} = 2\Delta H^\circ(\text{обр. H}_2\text{O}_{\text{ж}}) + 2\Delta H^\circ(\text{обр. PbSO}_{4\text{т}}) - 2\Delta H^\circ(\text{обр. H}_2\text{SO}_{4\text{ж}}) - \Delta H^\circ(\text{обр. PbO}_{2\text{т}})$. Отсюда $\Delta H^\circ(\text{обр. PbO}_{2\text{т}}) = +502.8 - 2*285.8 - 2*918.1 + 2*814.2 = -276.6 \text{ кДж/моль}$.

3. Плотность электролита у заряженной батареи выше, а у разряженной ниже, так как при работе кислота расходуется, а вода выделяется.

4. Найдем массу серной кислоты в 4 кг электролита: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4000*0.3382 = 1352.8\text{г}$. Масса 36%-го раствора равна $1352.8/0.36 = 3757.8\text{г}$. Масса испарившейся воды равна $4000 - 3757.8 = 242.2\text{г}$. Следует добавить 242.2 мл воды.

Задача 10-3

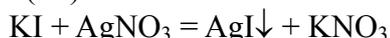
Навеску неорганической соли калия X массой 0.996г перенесли в мерную колбу и приготовили раствор объемом 100 мл. К 10 мл полученного раствора добавили избыток раствора нитрата серебра. Выпал ярко-желтый осадок массой 0.141г. Такую же порцию раствора соли X обработали раствором нитрата меди, при этом образовался коричневый осадок. Осадок отделили, промыли раствором тиосульфата натрия, в результате чего он стал белым. Третью порцию раствора соли X обработали раствором хлорида железа(III), выпавший осадок растворили в избытке раствора соли X.

Определите соль X, напишите для нее реакцию с раствором ацетата свинца и все реакции, описанные в условии задачи.

Решение.

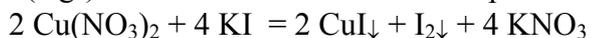
По совокупности свойств можно сделать вывод, что X – йодид калия KI.

$n(\text{KI}) = 0.996/166 = 0.006 \text{ моль}$.



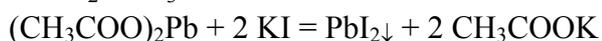
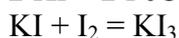
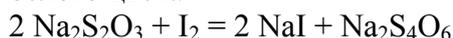
Из KI должно получиться в 10 раз меньше йодида серебра (ярко-желтый осадок).

$n(\text{AgI}) = 0.141/235 = 0.0006 \text{ моль}$. Предположение верное.



Коричневый осадок – смесь CuI и I₂

После промывки коричневого осадка тиосульфатом натрия йод удаляется и остается CuI белого цвета



Задача 10-4

К 100 г 13.8%-ного раствора нитрита натрия добавлено 10.7 г хлорида аммония. При нагревании выделился газ объемом 4.48 л (н.у.), а из раствора было получено 11.7 г белого кристаллического вещества, образующего осадок при действии нитрата серебра.

Выделившийся газ смешали с газом, полученным при действии избытка соляной кислоты на 39 г цинка. Эта газовая смесь была последовательно пропущена над платиновым катализатором при 350°C и затем, после охлаждения, через 100 мл 2М раствора серной кислоты. Объем газа при этом уменьшился, а для нейтрализации оставшегося раствора потребовалось 41.67мл 22.4%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1.2 г/мл). Напишите уравнения проведенных реакций. Определите состав газовой смеси (в % по объему) после пропускания над платиновым катализатором.

Решение.

При добавлении хлорида аммония к раствору нитрита натрия протекает реакция:



Выясним какое из исходных веществ находится в недостатке и найдем количества образовавшихся веществ.

$$n(\text{NaNO}_2) = m(p-p_2) \cdot \omega / (100\% \cdot M(\text{NaNO}_2)) = 100\text{г} \cdot 13.8\% / (100\% \cdot 69\text{г/моль}) = 0.2 \text{ моль}$$

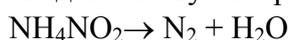
$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = m/M = 10.7\text{г} / 53.5\text{г} = 0.2 \text{ моль}.$$

Следовательно, нитрит натрия и хлорид аммония взяты в эквивалентном соотношении и реагируют полностью. В растворе после реакции находятся NaCl и NH₄NO₂.

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 0.2 \text{ моль}$$

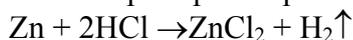
$$m(\text{NaCl}) = 0.2 \text{ моль} \cdot 58.5 \text{ г/моль} = 11.7 \text{ г}; \quad m(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 0.2 \text{ моль} \cdot 64\text{г/моль} = 12.8\text{г}.$$

При нагревании полученного раствора выделяется газ в количестве 4.48 л / (22.4 л/моль) = 0.2 моль, а из оставшегося раствора получается 11.7г белого кристаллического вещества, образующего осадок с нитратом серебра. Эти факты свидетельствуют о разложении нитрита натрия по реакции:



$$n(\text{N}_2) = 0.2 \text{ моль}.$$

При растворении цинка в избытке соляной кислоты выделяется водород:

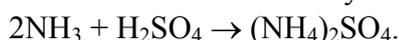


$$n(\text{Zn}) = 39\text{г} / (65\text{г/моль}) = 0.6 \text{ моль}.$$

В соответствии с уравнением реакции: $n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = 0.6 \text{ моль}.$

Смесь N₂ и H₂ пропускают над платиновым катализатором. В результате образуется равновесная смесь трех газов: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат, t}} 2\text{NH}_3.$

Эту смесь пропускают через 100 мл 2 М раствора серной кислоты. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль/л} \cdot 0.1 \text{ л} = 0.2 \text{ моль}.$ Объем газов уменьшается за счет поглощения аммиака:



Для нейтрализации непрореагировавшей H₂SO₄ требуется 41.67мл · 1.2г/мл · 22.4% / (100% · 56г/моль) = 0.2 моль KOH:



В соответствии с уравнением реакции в растворе после растворения аммиака остается: $n(\text{KOH})/2 = 0.2 \text{ моль} / 2 = 0.1 \text{ моль} \text{ H}_2\text{SO}_4.$ В реакцию с аммиаком вступает $0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ моль} \text{ H}_2\text{SO}_4.$

Следовательно, в равновесной смеси газов находится

$$n(\text{NH}_3) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0.1 \text{ моль} = 0.2 \text{ моль} \text{ аммиака}.$$

На образование 0.2 моль NH₃ расходуется 0.1 моль N₂ и 0.3 моль H₂. В равновесной газовой смеси находится 0.2 моль NH₃, $0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ моль} \text{ N}_2$ и $0.6 - 0.3 = 0.3 \text{ моль} \text{ H}_2.$

$$\varphi(\text{NH}_3) = 0.2 / 0.6 = 0.33 \text{ (33\%)}$$

$$\varphi(\text{N}_2) = 0.1 / 0.6 = 0.17 \text{ (17\%)}$$

$$\varphi(\text{H}_2) = 0.3 / 0.6 = 0.5 \text{ (50\%)}$$