

Готовим учащихся к экзаменам в вузы

И. А. Тюльков

МГУ им. М.В.Ломоносова

Трудная задача?

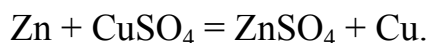
Начнем по порядку...

Задачи, для решения которых абитуриенту необходимо понимать сущность окислительно-восстановительных реакций, могут быть весьма разнообразны. Ранее мы рассмотрели экзаменационные задачи на составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и электролиз. В этой статье приведем несколько задач на электрохимический ряд напряжения металлов (ряд окислительно-восстановительных потенциалов).

Задача 1. *Цинковая пластинка массой 10,0 г опущена в раствор сульфата меди(II). После окончания реакции¹ промытая и высушенная пластинка имеет массу 9,90 г. Объясните изменение массы пластинки и определите массу сульфата меди(II), находившегося в растворе ($M(\text{Cu}) = 63,54$ г/моль, $M(\text{Zn}) = 65,38$ г/моль). (Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы.)*

Решение

Запишем уравнение реакции:



Масса пластинки уменьшается за счет растворения цинка и увеличивается за счет осаждения на ее поверхности меди, причем 1 моль цинка вытесняет 1 моль меди, т.е. изменение массы пластинки пропорционально разности молярных масс цинка и меди:

$$M(\text{Zn}) - M(\text{Cu}) = 65,38 - 63,54 = 1,84 \text{ (г/моль)}.$$

Определим изменение массы пластинки по условию задачи:

$$\Delta m = 10,0 - 9,90 = 0,1 \text{ (г)}.$$

¹ Имеется в виду, что одно из исходных веществ прореагировало полностью.

Если 1 моль цинка вытеснит 1 моль меди, то масса пластинки уменьшается на 1,84 г; тогда при растворении x моль цинка масса пластинки уменьшается на 0,1 г. Составим пропорцию:

1 моль — 1,84 г;

x моль — 0,1 г.

Отсюда $x = 0,054$ моль.

Согласно уравнению реакции цинк реагирует с сульфатом меди(II) в мольном отношении 1:1. По условию задачи сульфат меди(II) прореагировал полностью, следовательно, в растворе было 0,054 моль сульфата меди(II). Определим его массу:

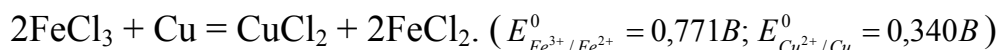
$$m(\text{CuSO}_4) = M(\text{CuSO}_4) \cdot n(\text{CuSO}_4) = 0,054 \cdot 159,60 = 8,62 \text{ (г)}.$$

Ответ: $m(\text{CuSO}_4) = 8,62$ г.

Задача 2. Кобальтовую пластинку массой 15,9 г опустили в 333,5 г 20 %-ного раствора нитрата железа(III). После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля нитрата железа(III) стала равной массовой доле соли кобальта(II). Определите массу пластинки после того, как ее вынули из раствора. (МГУ, биологический факультет, 1998.)

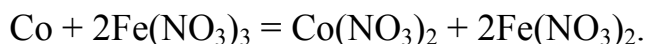
Решение

Кобальт стоит до водорода, но после железа в электрохимическом ряду напряжений металлов. Следовательно, кобальт менее активен, чем железо ($E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}^0 > E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0; -0,277\text{В} > -0,440\text{В}$). Поэтому кобальт не будет реагировать с раствором соли железа (II). Ионы Fe^{3+} проявляют окислительные свойства. Любители радиоэлектроники знают, что стравить излишки меди с электронной платы можно, опустив ее в раствор хлорида железа (III):



С серебром, стоящим после меди подобная реакция невозможна ($E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,800\text{В}$). Следовательно, все металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов после железа, но до серебра, будут восстанавливать Fe^{3+} до Fe^{2+} , сами при этом будут окисляться.

Запишем уравнение реакции:



Рассчитаем количество вещества нитрата железа(III) в исходном растворе:

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3);$$

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 333,5 \cdot 0,2 = 66,7 \text{ (г)}.$$

$$n(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = \frac{m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)}{M(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3)} = \frac{66,7}{242} = 0,28 \text{ (моль)}.$$

Известна масса пластинки. Определим количество вещества кобальта:

$$n(\text{Co}) = \frac{m(\text{Co})}{M(\text{Co})} = \frac{15,9}{59} = 0,27;$$

$$n(\text{Co}) = 0,27 \text{ моль}.$$

Пусть в реакцию вступило x моль кобальта, тогда прореагировало $2x$ моль нитрата железа(III), осталось $(0,28 - x)$ моль нитрата железа(III) и образовалось x моль нитрата кобальта(II). Запишем эти данные схематично:

	$\text{Co} +$	$2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 =$	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 +$	$2\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
Было	0,27	0,28		
Прореагировало	x	$2x$		
Осталось	$0,27 - x$	$0,28 - 2x$	x	

По условию задачи в полученном растворе массовая доля нитрата железа(III) равна массовой доле нитрата кобальта(II), следовательно, равны массы этих веществ. Составим уравнение:

$$M(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) \cdot n_{\text{ост}}(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = M(\text{Co}(\text{NO}_3)_2) \cdot n(\text{Co}(\text{NO}_3)_2);$$

$$242(0,28 - 2x) = 183x,$$

$$\text{откуда } x = 0,10 \text{ моль}.$$

Итак, прореагировало 0,10 моль кобальта. Определим массу пластинки после того, как ее вынули из раствора:

$$m_{\text{ост}}(\text{Co}) = n_{\text{ост}}(\text{Co}) \cdot M(\text{Co});$$

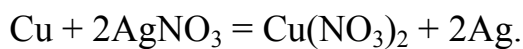
$$m_{\text{ост}}(\text{Co}) = (0,27 - 0,10) \cdot 59 = 10,03 \text{ (г)}.$$

Ответ: масса кобальтовой пластинки после реакции равна 10,03 г.

Задача 3. Чтобы посеребрить медную пластинку массой 10 г, ее опустили в стакан, содержащий 250 г 20 %-ного раствора нитрата серебра. Когда пластинку вынули, оказалось, что масса нитрата серебра в растворе уменьшилась на 20 %. Какой стала масса посеребренной пластинки, и какова концентрация оставшегося раствора нитрата серебра? (Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. Т.1, 2. М.: 1 Федеративная Книготорговая Компания, 1998.)

Решение

Уравнение реакции:



Определим массу нитрата серебра в исходном растворе:

$$m(\text{AgNO}_3) = m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{AgNO}_3);$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 250 \cdot 0,2 = 50 \text{ (г)}.$$

После того как вынули пластинку, масса нитрата серебра уменьшилась на 20 %, что составляет 10 г, следовательно, в растворе осталось 40 г соли. Определим количество вещества нитрата серебра, вступившего в реакцию:

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)} = \frac{10}{170} = 0,06 \text{ (моль)}.$$

Согласно уравнению реакции, $n(\text{Cu}) : n(\text{AgNO}_3) = 1 : 2$, значит,

$$n(\text{Cu}) = 0,06/2 = 0,03 \text{ (моль)};$$

$$n(\text{Ag}) = 0,06 \text{ моль}.$$

Найдем изменение массы пластинки:

$$\Delta m(\text{пл.}) = 0,06 \cdot 108 - 0,03 \cdot 64 = 4,56 \text{ (г)};$$

$$m(\text{пл.}) = 10 + 4,56 = 14,56 \text{ (г)}.$$

Раствор после реакции состоит из 200 г воды (250 – 50), 40 г нитрата серебра и нитрата меди(II), масса которого равна 5,64 г (0,03 · 188). Требуется определить массовую долю нитрата серебра в этом растворе:

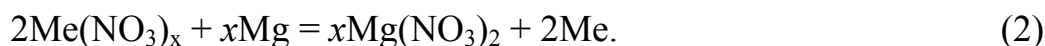
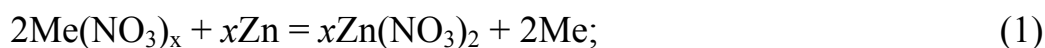
$$\omega(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{m(\text{р-ра})} 100\% = \frac{40}{245,64} 100\% = 16,28\% .$$

Ответ: $m(\text{пл.}) = 14,56 \text{ г}$, $w(\text{AgNO}_3) = 16,28 \%$.

Задача 4. В двух стаканах находится по 50 г раствора нитрата неизвестного металла. В первый стакан добавили порошок металлического цинка, во второй — такую же массу порошка магния. По окончании реакции осадки отделили и установили, что их массы отличаются на 0,164 г. При нагревании осадков с соляной кислотой выделился водород, причем в обоих случаях осталось по 0,864 г металла, который не реагирует с избытком кислоты. Определите формулу нитрата и массовую долю соли в исходном растворе. (МГУ, химический факультет, 1987.)

Решение

Запишем уравнения реакций:



Из условия следует, что соль прореагировала полностью. Пусть в каждом стакане было по y моль $\text{Me}(\text{NO}_3)_x$. В первом случае $0,5xy$ моль цинка вступило в реакцию и образовалось y моль неизвестного металла Me . Во втором случае прореагировало $0,5xy$ моль магния и образовалось y моль Me .

В первом случае осадок (его массу обозначим как m') состоит из получившегося металла и непрореагировавшего цинка:

$$m' = yM(\text{Me}) + m_0(\text{Zn}) - 0,5xyM(\text{Zn}).$$

Во втором случае осадок (его массу обозначим m'') состоит из получившегося металла и оставшегося магния:

$$m'' = yM(\text{Me}) + m_0(\text{Mg}) - 0,5xyM(\text{Mg}).$$

По условию задачи исходные массы цинка ($m_0(\text{Zn})$) и магния ($m_0(\text{Mg})$) равны. В ходе реакций (1) и (2) получается одинаковое количество металла Me . Так как молярная масса цинка (65 г/моль) больше молярной массы магния (24 г/моль), масса первого осадка меньше массы второго. Следовательно,

$$m'' - m' = 0,5xyM(\text{Zn}) - 0,5xyM(\text{Mg});$$

$$0,5xy(M(\text{Zn}) - M(\text{Mg})) = 0,164 \text{ (г)}.$$

По условию задачи, масса металла, не прореагировавшего с соляной кислотой (понятно, что это неизвестный металл Me), равна 0,864 г:

$$\begin{aligned}
 m(\text{Me}) &= yM(\text{Me}); \\
 yM(\text{Me}) &= 0,864 \text{ (г)}. \tag{3}
 \end{aligned}$$

Составим систему параметрических уравнений:

$$\begin{cases}
 0,5xy(M(\text{Zn}) - M(\text{Mg})) = 0,164 \\
 yM(\text{Me}) = 0,864
 \end{cases}$$

В результате преобразований получаем:

$$\frac{M(\text{Me})}{x} = 108.$$

Если $x = 1$, то $M(\text{Me}) = 108$ г/моль. При других x получаются значения, не соответствующие молярным массам реальных элементов. Следовательно, в исходном растворе содержался нитрат серебра.

Из выражения (3) следует, что $y = \frac{0,864}{108} = 0,008$ (моль) — такое количество нитрата серебра было в каждом стакане. Определим массовую долю соли в исходном растворе:

$$m(\text{AgNO}_3) = M(\text{AgNO}_3) \cdot n(\text{AgNO}_3);$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 170 \cdot 0,008 = 1,36 \text{ (г)}.$$

$$\omega(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{m(p - pa)} 100\% = \frac{1,36}{50} 100\% = 2,72\%$$

Ответ: $w(\text{AgNO}_3) = 2,72\%$.