

Министерство науки и высшего образования РФ
ФГБОУ ВО «Удмуртский государственный университет»
Институт естественных наук
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

Сборник задач и упражнений
с решениями по курсу «Неорганическая
химия. Физико-химия металлов
и их бинарных соединений»

Учебно-методическое пособие



Ижевск
2021

УДК 546.3(077.8)
ББК 24.115.1 Я 73
П691

*Рекомендовано к изданию
Учебно-методическим Советом УдГУ*

Рецензент: доктор физико-математических наук, профессор
М.Д. Кривилев

Составитель: кандидат химических наук, профессор
Л.Л. Макарова.

П691 Сборник задач и упражнений с решениями по курсу
“Неорганическая химия. Физико-химия металлов и их
бинарных соединений”: учебно-методическое пособие /
составитель Л.Л. Макарова. – Ижевск: Издательский центр
«Удмуртский университет», 2021. – 52 с.

В учебно-методическом пособии представлены задачи, вопросы и упражнения с решениями по курсу “Неорганическая химия. Физико-химия металлов и их бинарных соединений” для самостоятельной работы бакалавров 1 курса направления “Химия, физика и механика материалов” на практических работах курса.

УДК 546.3(077.8)
ББК 24.115.1 Я 73

© Л.Л. Макарова, сост., 2021
© ФГБОУ ВО «Удмуртский
государственный университет», 2021

Содержание

Предисловие.....	4
Общие свойства металлов.....	5
Основы физической химии.....	15
Расчётные задачи.....	20
Список использованной литературы.....	51

Предисловие

Основой учебно-методического пособия “Сборник задач и упражнений с решениями по курсу “Неорганическая химия. Физико-химия металлов и их бинарных соединений”. Служит курс лекций по этой дисциплине. Практические занятия проводятся в виде семинарских занятий, где решаются задачи, обсуждаются практические вопросы курса. Данное учебно-методическое пособие разработано в соответствии с утвержденными рабочими программами курса “Неорганическая химия. Физико-химия металлов и их бинарных соединений” для бакалавров 1 курса направления подготовки “Химия, физика и механика материалов” 04.03.02.01 ИМИТиФ.

Сборник задач и упражнений содержит более 40 задач, вопросов и упражнений с решениями со сквозной нумерацией. Решение или подробный ответ дается сразу после условия задачи. Задачи помещены главным образом расчетного характера по формулам веществ и химическим уравнениями. Целесообразно студенту сначала попробовать самому решить задачу и только при возникновении затруднений обратиться к решению задачи. Предназначено для студентов физических специальностей, будет полезно студентам и других специальностей, изучающих химию.

P.S. Выражаю искреннюю благодарность студенту ИМИТиФ Салтыкову Илье за помощь в подборе задач для пособия и за подготовку книги к изданию.

Макарова Л.Л.

Задачи и упражнения с решениями по дисциплине
”Неорганическая химия. Физико-химия металлов
и их бинарных соединений”

Общие свойства металлов

№1. Назовите основные отличия строения атомов металлов от атомов неметаллов.

Ответ:

а) У атомов металлов небольшое число электронов на внешнем уровне - от 1 до 3. (исключения: германий, олово, свинец - 4 электрона; сурьма, висмут - 5 электронов; полоний - 6 электронов);

б) атомы стремятся к образованию устойчивой конфигурации(8 электронов). Поэтому атомы металлов стремятся отдать валентные электроны, а атомы неметаллов - дополнить внешний энергетический уровень электронами;

в) заполнение внутренних оболочек атомов, электронами.

В начале каждого периода идет заполнение низшего s - подуровня. Первые два элемента в каждом периоде s - элементы. Далее идет заполнение p - орбиталей(1-3 период). В четвертом периоде $4p$ - орбиталь менее выгодна, поэтому сначала идет заполнение $3d$ - орбитали (d - элементы). В шестом и седьмом периодах идет заполнение d - подуровня предвнешнего слоя и f - подуровня пред-

предвнешнего. Каждый из этих периодов содержит 14 f - элементов (лантаноиды и актиноиды) Все s - элементы (кроме H и He), d - элементы (все элементы побочных подгрупп) и f - элементы являются металлами. Среди p - элементов есть и металлы, и неметаллы.)

№2. Назовите самые твердые металлы и объясните, от чего зависит твердость или мягкость металла.

Ответ:

Самые твердые металлы: Os, Ir, Re, Ru, V, Rh, Ta.

Твердость - это сопротивление поверхностных слоев нагрузкам.

Твердость - сложное свойство, зависящее как от прочности и пластичности, так и от метода измерения. Наиболее часто для измерения твердости металлов пользуются методом вдавливания. Также твердость определяется с помощью шкалы Мооса т.е. определяется твердость по тому, какой из десяти стандартных минералов царапает тестируемый материал, и какой минерал из десяти стандартных царапается тестируемым материалом.

№3. Что такое полиморфизм? Приведите примеры.

Ответ:

Полиморфизм - способность какого-либо вещества существовать в двух или нескольких кристаллических формах в зависимости от температуры:

Пример 1:

α -Sn низкотемпературная неметаллическая модификация (серое олово). Имеет алмазоподобную тетрагональную кристаллическую решетку. ($t < 13.2^\circ C$),

β -Sn металлическая модификация (белое олово). Имеет тетрагональную объемно-центрированную решетку. ($13.2 < t < 161^\circ C$),

γ -Sn имеет ромбическую структуру, отличается высокой плотностью и хрупкостью. ($161 < t < 232^\circ C$).

Пример 2:

α -Fe - имеет объемно-центрированную кубическую решетку ($t < 910^\circ C$),

γ -Fe - плотная гранецентрированная кубическая решетка ($t = 910 - 1400^\circ C$).

№4. Как электропроводность металлов зависит от температуры? Объясните причины. Дайте определение электропроводности.

Ответ:

Электропроводность - это способность металлов проводить электрический ток под воздействием внешнего электрического поля, когда металл входит в состав электрической цепи.

При увеличении температуры увеличивается размах колебаний атомов в кристаллической решетке металлов. Из-за этого электронам сложнее двигаться внутри металла при высокой температуре, электроны начинают чаще сталкиваться с атомами кристаллической решетки метал-

ла и друг с другом. Поэтому с увеличением температуры электропроводность уменьшается, а электрическое сопротивление увеличивается.

№5. Как подразделяются металлы по магнитным свойствам? Приведите примеры.

Ответ:

а) Ферромагнетики(Fe,Co,Ni,Ga) - способны сильно намагничиваться; сильно притягиваются магнитным полем, долго сохраняют состояние намагничивания, т.е. сами становятся магнитами;

б) диамагнетики(Cu,Ag,Au,Bi) - металлы, которые выталкиваются магнитным полем, их магнитная проницаемость отрицательна;

в) парамагнетики(щелочные, щелочноземельные и большинство переходных металлов) - слабо притягиваются магнитным полем, магнитная проницаемость мала, при выведении из магнитного поля состояние намагниченности не сохраняется.

№6. Укажите в чем различия химической и электрохимической коррозии.

Ответ:

Химической коррозией называется процесс разрушения металлов без электрического тока, происходящий в среде сухих газов или жидкостях, не проводящих электрический ток.

Электрохимическая коррозия - разрушение металла, который находится в контакте с другим металлом или раствором электролита. В основе электрохимической коррозии лежат процессы, аналогичные тем, которые протекают в гальванических элементах.

Основное отличие электрохимической коррозии от химической состоит в том, что при электрохимической можно выделить два самостоятельных процесса - анодный и катодный. В случае химической коррозии окислительно-восстановительный процесс происходит в одном месте поверхности, нет пространственного разделения мест отдачи и приема электронов.

№7. Какие свойства лития отличают его от других щелочных металлов?

Ответ:

а) Физические свойства Li: наибольшая температура плавления и кипения, наименьшая плотность среди всех щелочных металлов;

б) Li - единственный металл, при сгорании которого образуется стехиометрический оксид: $Li + O_2 = Li_2O$;

в) Li спокойнее (без взрыва), чем другие щелочные металлы, реагирует с H_2O : $2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2$;

г) Li легко (непосредственно) соединяется с N_2 , образуя нитрид лития: $6Li + N_2 = 2Li_3N$;

д) соли щелочных металлов в большей степени растворимы в H_2O , а соли Li: LiF , Li_3PO_4 , Li_2SiO_3 нерастворимы.

римы в H_2O ;

ж) Li способен образовывать более устойчивые комплексные соединения;

з) соединения лития ковалентны (например, галогениды). Они растворяются в органических растворителях;

к) $LiOH$, Li_2CO_3 , $LiNO_3$ термически разлагаются с образованием оксидов, гидроксиды и карбонаты щелочных металлов термически устойчивы, нитраты щелочных металлов разлагаются с образованием нитрита.

№8. Чем можно объяснить уменьшение температуры плавления щелочных металлов в ряду литий-цезий?

Ответ:

Температура плавления зависит от прочности металлической связи. Эта связь образована делокализованными s-электронами, которые "склеивают" ионы металлов. При увеличении атомного радиуса в группе от Li к Cs , слой делокализованных s-электронов становится более тонким, связь становится менее прочной, температура плавления уменьшается.

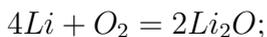
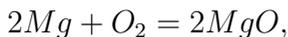
№9. В чем проявляется сходство лития с магнием?

Ответ:

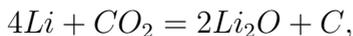
а) Сходство в размере атомного радиуса (небольшая величина);

б) сходство в значении электроотрицательности;

в) магний, как и литий, образует при сгорании стехиометрический оксид:



г) литий и магний могут гореть в углекислом газе;



д) соли магния и лития (фосфаты, карбонаты) нерастворимы в воде;

е) галогениды магния имеют ковалентный характер связи, легко растворяются в органических растворителях, как и галогениды лития.

№10. По химической активности литий уступает другим щелочным металлам. Почему в ряду напряжений литий стоит впереди натрия?

Ответ:

Активность металлов в ряду напряжений определяется работой, затраченной на переход твердого Me в гидратированный ион. Эта работа складывается из 3-х составляющих:

а) энергия атомизации,

б) энергия ионизации,

в) энергия гидратации.

Чем меньше будет затрата энергии, тем левее металл будет стоять в ряду напряжений металлов.

Литий имеет суммарную энергию меньше, чем натрий (в основном благодаря энергии гидратации), поэтому литий стоит левее (впереди) натрия, т.е. растворение лития в воде энергетически более выгодно.

№11. Определите возможные валентности атома кобальта.

Решение:

Отсутствие неспаренных электронов у атома кобальта на внешнем 4-м энергетическом уровне определяет его валентность в основном состоянии, равную нулю, несмотря на то, что на предвнешнем $3d$ -подуровне имеются неспаренные электроны. Последние не могут образовывать электронные пары с электронами других атомов, так как закрыты электронами внешней оболочки:

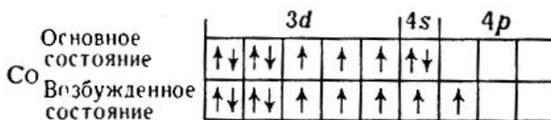


Рис. 1: Основное и возбужденное состояния атома кобальта

В возбужденном состоянии происходит расщепление $4s$ -пары электронов, и валентность может быть 2, 3, 4.

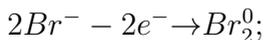
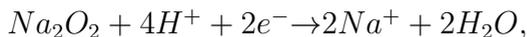
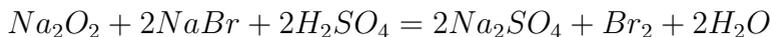
Ответ: Возможные валентности атома кобальта 2, 3, 4.

№12. Закончите уравнения и подберите коэффициенты ионно-электронным методом.

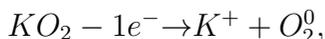
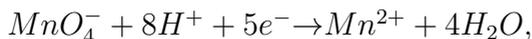
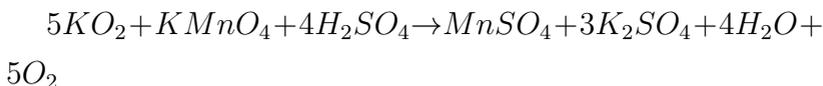


Решение:

а)



б)



№13. Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

Название:

А) хромат калия

Б) дихромат калия

В) гексагидроксохромит(III) калия

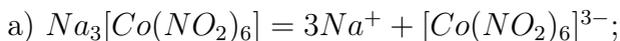
Формула:

- 1) $KCrO_2$
- 2) $K_2Cr_2O_7$
- 3) K_2CrO_4
- 4) $K_3[Cr(OH)_6]$

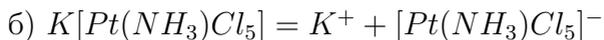
Ответ: А - 3, Б - 2, В - 4.

№14. Напишите уравнения диссоциации комплексных солей ($Na_3[Co(NO_2)_6]$, $K[Pt(NH_3)Cl_5]$). Запишите комплекссообразователь, знак его заряда и координационное число.

Решение:



Комплексообразователь Co^{3+} ; Координационное число = 6, так как 6 лигандов;



Комплексообразователь Pt^{4+} ; Координационное число = 6, так как 6 лигандов.

№15. Приведите 5 примеров пероксидов некоторых S - металлов. **Ответ:**

- 1) Na_2O_2 - пероксид натрия,
- 2) SrO_2 - пероксид стронция,
- 3) MgO_2 - пероксид магния,
- 4) CaO_2 - пероксид кальция,
- 5) Li_2O_2 - пероксид лития.

Основы физической химии

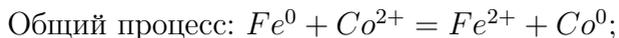
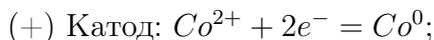
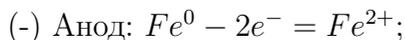
№16. Составить схему гальванического элемента, состоящего из кобальтовой и железной пластинок, опущенных в 1 М растворы их сульфитов. Написать уравнения катодного и анодного процессов, вычислить его ЭДС.

Справочные данные:

$$\varphi^0(Co^{2+}/Co) = -0,277 \text{ В. } \varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ В.}$$

Ответ:

Схема гальванического элемента:



$$E^0 = \varphi_+^0 - \varphi_-^0 = \varphi^0(Co^{2+}/Co) - \varphi^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,277 + 0,44 = 0,163 \text{ В.}$$

№17. Можно ли ставить:

- а) Алюминевые заклепки на железные листы;
- б) Серебряные заклепки на медные листы?

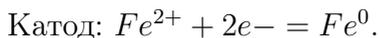
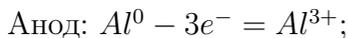
Ответ а:

Запишем стандартные электродные потенциалы из справочника:

$$\varphi^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,662 \text{ В.}$$

$$\varphi^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В.}$$

Al - является анодом, Fe - катодом. Будут идти следующие процессы:



Т.к. Al - более активный металл, имеющий более низкий стандартный потенциал, он является анодом. Поэтому алюминиевые заклепки ставить нельзя (они быстро разрушатся).

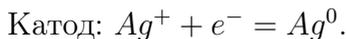
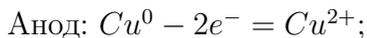
Ответ б:

Запишем стандартные электродные потенциалы из справочника:

$$\varphi^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,334 \text{ В;}$$

$$\varphi^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 \text{ В.}$$

Cu является анодом(имеет более низкий стандартный электродный потенциал), Ag - катодом.



Через некоторое время медь вокруг заклепки разрушится, и заклепка выпадет, т.е. серебряные заклепки на медные листы ставить нельзя.

№18. Что такое а) анодная защита металла от коррозии; б) катодная; в) протекторная?

Ответ:

а) При анодной защите защищаемый металл подсоединяют к положительному полюсу внешнего источника тока, и потенциал защищаемого металла смещается в положительную сторону для достижения пассивного устойчивого состояния системы. Достоинствами анодной электрохимической защиты является не только очень значительное замедление скорости коррозии, но и тот факт, что в производный продукт и среду не попадают продукты коррозии.

б) Катодная защита применяется тогда, когда защищаемый металл не склонен к пассивации. Суть катодной защиты состоит в приложении к изделию внешнего тока от отрицательного полюса, который поляризует катодные участки коррозионных элементов, приближая значение потенциала к анодным. Положительный полюс источника тока присоединяется к аноду. При этом коррозия защищаемой конструкции почти сводится к нулю. Анод постепенно разрушается, его необходимо периодически менять.

в) При использовании протекторной защиты к защищаемому объекту подсоединяется металл с более электроотрицательным потенциалом - протектор. При этом идет разрушение не конструкции, а протектора (например, в качестве протектора на Fe, стали и т.д. используются Al и Mg).

№19. Что такое фотоэлемент? Какие металлы применяют для изготовления фотоэлементов и почему? Какие фотоэлементы вы знаете?

Ответ:

Фотоэлемент - электронный прибор, преобразующий энергию фотонов в электрическую энергию.

Различают электровакуумные и полупроводниковые диоды:

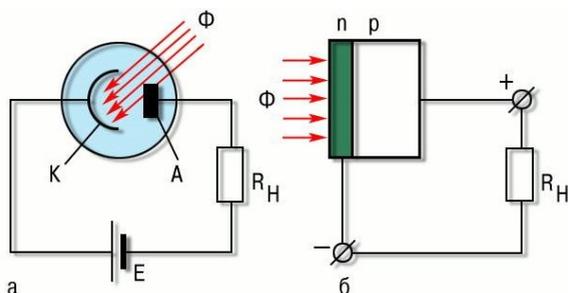


Рис. 2: Схема электровакуумного (а) и полупроводникового (б) фотоэлемента: К — фотокатод; А — анод; Φ — световой поток; n и p — области полупроводника с донорной и акцепторной примесями; E — источник постоянного тока; R_H — нагрузочный резистор

Принцип работы:

При попадании света в приборе возникает электродвижущая сила или электрический ток.

Фотоэлемент, работа которого основана на внешнем фотоэффекте, называется электровакуумным. Реагирует на видимое излучение и даже на инфракрасные лучи. При попадании света на катод фотоэлемента в цепи возникает электрический ток, который включает или вы-

ключает то или иное реле.

Фотоэлемент, работа которого основана на внутреннем фотоэффекте (фоторезистор), называется полупроводниковым. Обладает большей чувствительностью, чем вакуумные. Недостаток - заметная инерционность, поэтому они непригодны для регистрации быстропеременных световых потоков.

В фотоэлементах используются Cs и Rb.

Наиболее применяемы - цезиевые фотоэлементы. Благодаря малой энергии ионизации, они легко "выбрасывают" электроны.

№20. Какие из металлов (Au, Sn, и Mn) могут быть окислены кислородом при 298 К, рН 7 и стандартных состояниях всех веществ?

Решение:

Как известно, окисление металла возможно при условии $E_{Ox/Red} > E_{M^{n+}/M}$. Потенциал кислородного электрода при 298 К, относительном парциальном давлении кислорода, равном 1, и рН 7 равен 0,8 В. Стандартные потенциалы металлов равны $E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,136$ В, $E_{Mn^{2+}/Mn}^0 = -1,18$ В и $E_{Au^{3+}/Au}^0 = 1,498$ В. Отсюда следует, что указанное выше условие соблюдается для олова и марганца, которые могут быть окислены кислородом при рН 7.

Ответ: Олово и марганец могут быть окислены кислородом при 298 К, рН 7 и стандартных состояниях всех

веществ.

Расчётные задачи

№21. Какое количество вещества содержится в оксиде серы(VI) массой 12 г?

Решение:

а) Запишем формулу для поиска количества вещества:

$$n(SO_3) = \frac{m}{M};$$

б) найдем молярную массу (M) оксида серы (VI)

$$M(SO_3) = 32 \text{ г/моль} + 3 \cdot 16 \text{ г/моль} = 80 \text{ г/моль};$$

в) подставим полученное значение в формулу из пункта "а)":

$$n(SO_3) = \frac{12}{80} = 0.15 \text{ моль.}$$

Ответ: $n(SO_3) = 0.15$ моль.

№22. Определите массу карбоната натрия количеством вещества 0,25 моль.

Решение:

а) Запишем формулу для поиска массы:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n \cdot M;$$

б) найдем молярную массу карбоната натрия:

$$\begin{aligned} M(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 2 \cdot 23 \text{ г/моль} + 12 \text{ г/моль} + 3 \cdot 16 \text{ г/моль} \\ &= 106 \text{ г/моль}; \end{aligned}$$

в) подставим полученное значение в формулу из пункта "а.)":

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 26,5 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 26,5 \text{ г.}$

№23. В каком количестве вещества оксида серы(IV) содержится такое же число атомов серы, что и в пирите FeS_2 массой 24 г?

Решение:

а) Найдем количество вещества пирита массой 24 г:

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{m}{M} = \frac{24}{119,8} = 0,2 \text{ моль};$$

б) т.к. в молекуле оксида серы (IV) содержится в два раза меньше атомов серы чем в молекуле пирита, найденное нами количество вещества нужно увеличить в два раза:

$$n(SO_2) = 2 \cdot 0,2 \text{ моль} = 0,4 \text{ моль}.$$

Ответ: $n(SO_2) = 0,4$ моль.

№24. Определите массовую долю кристаллизационной воды в дигидрате хлорида бария $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.

Решение:

а) Найдем молярную массу дигидрата хлорида бария:

$$M(BaCl_2 \cdot 2H_2O) = 137,3 \text{ г/моль} + 2 \cdot 35,5 \text{ г/моль} + 2 \cdot 18 \text{ г/моль} = 244,3 \text{ г/моль};$$

б) составим пропорцию:

За x возьмем массовую долю кристаллизационной воды.

$$M(BaCl_2 \cdot 2H_2O) \text{ — } 100\%$$

$$2M(H_2O) \text{ — } x\%.$$

Выражая x и подставляя численные значения, получим:

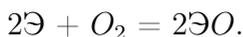
$$x = \frac{36 \cdot 100}{244,3} = 14,75\%.$$

Ответ: $\omega_{H_2O(\text{крист})} = 14,75\%$.

№25. Элемент массой 16 г, взаимодействуя с молекулярным кислородом массой 6,4 г, образует оксид состава ЭО. Определите, что это за элемент.

Решение:

а) Составим схему предполагаемого уравнения реакции:



б) Найдем количество вещества кислорода:

$$n(O_2) = \frac{m}{M} = \frac{6,4}{32} = 0,2 \text{ моль};$$

в) основываясь на схеме уравнения реакции, составим пропорцию. За x возьмем количество вещества неизвестного элемента (Э):

$$\frac{x}{2} = \frac{0,2}{1}$$

$$x = 0,4 \text{ моль};$$

г) найдем молярную массу неизвестного элемента:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{16}{0,4} = 40 \text{ г/моль}.$$

Исходя из найденной молярной массы и формулы оксида(ЭО) делаем вывод, что искомым элементом является

ся кальций(Ca).

Ответ: Кальций (Ca).

№26. Определите простейшую формулу соединения алюминия с углеродом, если известно, что массовая доля алюминия в нем составляет 75%.

Решение:

Запишем формулу вещества, которое нужно найти с индексами x и y для алюминия и углерода, соответственно:



$$(\omega(Al)/M(Al))/(\omega(C)/M(C)) = x/y$$

$$x/y = (75/27)/(25/12) = 2.778/2.083$$

$$x/y = 4/3.$$

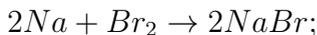
Формула искомого вещества: Al_4C_3 .

Ответ: Al_4C_3 .

№27. Какие массы брома и металлического натрия потребуются для получения бромида натрия $NaBr$ массой 5,15 г?

Решение:

а) Составим уравнение реакции брома и металлического натрия:



б) найдем количество вещества бромида натрия:

$$n(NaBr) = \frac{m}{M} = \frac{5,15}{102,9} = 0,05 \text{ моль};$$

в) исходя из уравнения реакции,

$$n(Na) = n(NaBr) = 0,05 \text{ моль},$$

$$n(Br_2) = \frac{1}{2}n(NaBr) = 0,025 \text{ моль};$$

г) найдем массы натрия и брома:

$$m(Na) = M \cdot n = 23 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ моль} = 1,15 \text{ г},$$

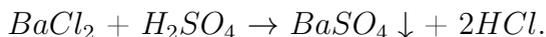
$$m(Br_2) = M \cdot n = 159,8 \text{ г/моль} \cdot 0,025 \text{ моль} = 4 \text{ г}.$$

Ответ: $m(Br) = 4 \text{ г}$, $m(Na) = 1,15 \text{ г}$.

№28. Какая масса сульфата бария образуется при взаимодействии раствора, содержащего хлорид бария массой 62,4 г, с избытком серной кислоты?

Решение:

Составим уравнение реакции хлорида бария с избытком серной кислоты:



Найдем количество вещества хлорида бария:

$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{m}{M} = \frac{62,4}{208,3} = 0,3 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции найдем, что:

$$n(\text{BaCl}_2) = n(\text{BaSO}_4) = 0,3 \text{ моль.}$$

Рассчитаем массу сульфата бария:

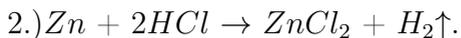
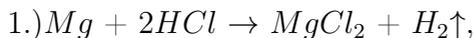
$$m(\text{BaSO}_4) = M \cdot n = 233,8 \cdot 0,3 = 70 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{BaSO}_4) = 70 \text{ г.}$

№29. В избытке соляной кислоты растворили магний массой 6 г и цинк массой 6,5 г. Какой объем водорода, измеренный при нормальных условиях, выделится при этом?

Решение:

Запишем уравнения реакций:



Найдем количества веществ магния и цинка:

$$n(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{6}{24.3} = 0.25 \text{ моль},$$

$$n(\text{Zn}) = \frac{m}{M} = \frac{6.5}{65.4} = 0.1 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции (1) количество вещества водорода равно:

$$n_1(\text{H}_2) = n(\text{Mg}) = 0.25 \text{ моль}.$$

Согласно уравнению реакции (2) количество вещества водорода равно:

$$n_2(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = 0.1 \text{ моль}.$$

Найдем объем водорода, выделившегося в первой и второй реакциях:

$$V_1(\text{H}_2) = V_M \cdot n_1 = 22.4 \cdot 0.25 = 5.6 \text{ л}.$$

$$V_2(\text{H}_2) = V_M \cdot n_2 = 22.4 \cdot 0.1 = 2.24 \text{ л}.$$

Найдем суммарный объем водорода, выделившегося в двух реакциях:

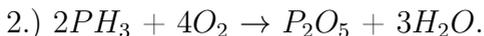
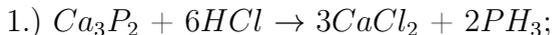
$$V(\text{H}_2) = V_1(\text{H}_2) + V_2(\text{H}_2) = 5.6 + 2.24 = 7.84 \text{ л}.$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 7.84 \text{ л}.$

№30. Какая масса оксида фосфора (V) образуется при полном сгорании фосфина PH_3 , полученного из фосфида кальция Ca_3P_2 массой 18,2 г?

Решение:

Запишем уравнения реакций:



Найдем количество вещества фосфида кальция:

$$n(Ca_3P_2) = \frac{m}{M} = \frac{18,2}{182} = 0,1 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции (1) количество вещества фосфина равно:

$$n(PH_3) = 2 \cdot n(Ca_3P_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции (2) количество вещества оксида фосфора (V) равно:

$$n(P_2O_5) = 0,5 \cdot n(PH_3) = 0,1 \text{ моль.}$$

Найдем массу оксида фосфора (V):

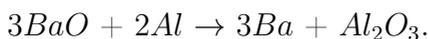
$$m(P_2O_5) = M \cdot n = 142 \cdot 0,1 = 14,2 \text{ г.}$$

Ответ: $m(P_2O_5) = 14.2$ г.

№31. Барий получают алюмотермическим восстановлением оксида бария. Какая масса бария будет получена при взаимодействии оксидного концентрата массой 600 г (массовая доля BaO 91,8%) с техническим алюминием массой 100 г (массовая доля алюминия 98,55%)?

Решение:

Записываем уравнение реакции взаимодействия оксида бария с алюминием:



Определяем массу и количество вещества оксида бария, взятого для реакции:

$$m(BaO) = m(\text{концентрата}) \cdot \omega(BaO); m(BaO) = 600 \cdot 0,918 = 550,8 \text{ г};$$

$$n(BaO) = \frac{m(BaO)}{M(BaO)}; n(BaO) = \frac{550,8}{153} = 3,6 \text{ моль.}$$

Находим массу алюминия, который взят для реакции, и его количество вещества:

$$m(Al) = m(\text{техн.мет.}) \cdot \omega(Al); m(Al) = 100 \cdot 0,9855 = 98,55 \text{ г};$$

$$n(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)}; n(Al) = \frac{98,55}{27} = 3,65 \text{ моль.}$$

Вычисляем, какое количество вещества алюминия $n'(Al)$ потребуется для реакции с оксидом бария количеством вещества 3,6 моль. Из уравнения реакции следует:

$$\frac{n(BaO)}{n'(Al)} = \frac{3}{2}; n'(Al) = \frac{2}{3}n(BaO); n'(Al) = \frac{2 \cdot 3,6}{3} = 2,4 \text{ моль.}$$

Следовательно, алюминий взят для реакции в избытке.

Определяем количество вещества и массу полученного бария. На основании уравнения реакции записываем:

$$\begin{aligned}n(Ba) &= n(BaO); n(Ba) = 3,6 \text{ моль}; \\m(Ba) &= n(Ba) \cdot M(Ba); m(Ba) = 3,6 \cdot 137 \text{ г} = 493,2 \text{ г.}\end{aligned}$$

Ответ: 493,2 г.

№32. Для легирования стали требуется внести в расплав титан, чтобы его массовая доля составила 0,12%. Какую массу сплава ферротитана надо добавить к расплаву стали массой 500 кг, если массовые доли металлов в ферротитане составляют: титана - 30%, железа - 70%?

Решение:

Вводим обозначение: x - масса требуемого ферротитана, т.е. $m(\text{ферротитана}) = x$ кг. Тогда масса титана составляет:

$$m(Ti) = m(\text{ферротитана}) \cdot \omega(Ti); m(Ti) = 0,3x \text{ кг.}$$

Находим массу стали после добавления ферротитана в расплав: $m'(\text{стали}) = m(\text{стали}) + m(\text{ферротитана})$; $m'(\text{стали}) = (500 + x)\text{кг}$, где $m(\text{стали})$ - масса исходного расплава стали.

Массовая доля титана в полученном сплаве составляет:

$$\omega(Ti) = \frac{m(Ti)}{m'(\text{стали})}.$$

Учитывая, что $\omega(Ti) = 0,0012$, получаем:

$$0,0012 = \frac{0,3x}{500+x}.$$

Решая полученное уравнение, находим, что $x = 2,01$, т.е. масса ферротитана, который надо внести в расплав, составляет 2,01 кг.

Ответ: 2,01 кг.

№33. Из образца горной породы массой 25 г, содержащей минерал аргентит Ag_2S , выделено серебро массой 5,4 г. Определите массовую долю аргентита в образце.

Решение:

Определяем количество вещества серебра, находящегося в аргентите:

$$n(\text{Ag}) = m(\text{Ag})/M(\text{Ag}) = 5,4/108 = 0,05 \text{ моль.}$$

Из формулы Ag_2S следует, что количество вещества арсенида в два раза меньше количества вещества серебра. Определяем количество вещества арсенида:

$$n(\text{Ag}_2\text{S}) = 0,5 \cdot n(\text{Ag}) = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025 \text{ моль.}$$

Рассчитываем массу арсенида:

$$m(\text{Ag}_2\text{S}) = n(\text{Ag}_2\text{S}) \cdot M(\text{Ag}_2\text{S}) = 0,025 \cdot 248 = 6,2 \text{ г.}$$

Теперь определяем массовую долю арсенида в образце горной породы:

$$\omega(\text{Ag}_2\text{S}) = m(\text{Ag}_2\text{S}) / m(\text{обр}) = 0,248 = 24,8\%.$$

Ответ: 24,8%.

№34. В лаборатории имеются растворы с массовой долей хлорида натрия 10 и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять для получения раствора с массовой долей соли 12% массой 300 г?

Решение:

Вводим обозначения: $\omega_1(\text{NaCl}) = 0,1(10\%)$; $\omega_2(\text{NaCl}) = 0,2(20\%)$; $\omega(\text{NaCl}) = 0,12(12\%)$. Из определения массовой доли следует:

$$\omega_1(NaCl) = \frac{m_1(NaCl)}{m_1};$$

$$0,1 = \frac{m_1(NaCl)}{m_1}; m_1(NaCl) = 0,1m_1, \text{ (а)}.$$

Аналогично получаем:

$$\omega_2(NaCl) = \frac{m_2(NaCl)}{m_2}; m_2(NaCl) = 0,2m_2, \text{ (б)}$$

Масса $NaCl$ в растворе, который надо приготовить, составляет:

$$m(NaCl) = m_1(NaCl) + m_2(NaCl)$$

Учитывая равенства (а) и (б), получаем:

$$m(NaCl) = 0,1m_1 + 0,2m_2$$

Для раствора с $\omega(NaCl) = 0,12$ записываем:

$$\omega(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m}; 0,12 = \frac{0,1m_1 + 0,2m_2}{300}.$$

Отсюда следует:

$$m_1 + 2m_2 = 360, \text{ (в)},$$

где m_1 и m_2 - массы растворов с $\omega_1(NaCl)$ и $\omega_2(NaCl)$, соответственно, которые необходимо взять.

Находим массу раствора, который надо приготовить:

$$m = m_1 + m_2$$

или

$$m_1 + m_2 = 300, (\text{г}).$$

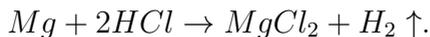
Решая систему уравнений (в) и (г), получаем: $m_1 = 240$ г, $m_2 = 60$ г.

Ответ: $m_1 = 240$ г, $m_2 = 60$ г.

№35. Смесь из металлических опилок меди и магния массой $m = 1,5$ г обработали избытком соляной кислоты, при этом выделился водород объемом $V = 560$ мл. Рассчитать массовую долю меди в смеси.

Решение:

Из двух металлов с раствором соляной кислоты взаимодействует только магний:



Определим количество вещества выделившегося водорода:

$$n(\text{H}_2) = V_M(\text{H}_2)/V_m = 0.56/22.4 = 0.025 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции следует:

$$n(Mg) = n(H_2) = 0.025 \text{ моль.}$$

Найдем массу магния:

$$m(Mg) = n(Mg) \cdot M(Mg) = 0.025 \cdot 24 = 0.6 \text{ г.}$$

Отсюда масса меди будет равна:

$$m(Cu) = m(\text{смеси}) - m(Mg) = 1.5 - 0.6 = 0.9 \text{ г.}$$

Рассчитаем массовую долю меди в смеси:

$$\omega(Cu) = (m(Cu) \cdot 100\%) / m(\text{смеси}) = (0.9 \cdot 100\%) / 1.6 = 60\%.$$

Ответ: $\omega(Cu) = 60\%$.

№36. Для полного растворения навески сплава серебра с медью потребовалось 43,5 мл 63%-й азотной кислоты (плотность 1,38 г/мл). При добавлении к полученному раствору избытка щёлочи выпал осадок, который высушили и прокалили при высокой температуре. Масса полученного твёрдого вещества составила 25,6 г. Рассчитайте массовые доли металлов (в %) в сплаве. Запишите уравнения всех реакций и приведите вычисления.

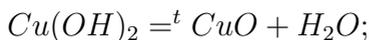
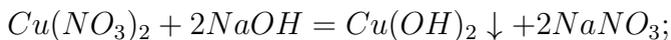
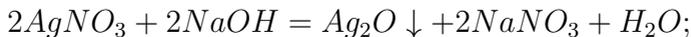
Решение:

а) Составим уравнения реакций растворения металлов в концентрированной азотной кислоте и рассчитаем количество вещества азотной кислоты:



$n(HNO_3) = (43,5 \text{ мл} \cdot 1,38 \text{ г/мл} \cdot 0,63) / 63 \text{ г/моль} = 0,6$
моль.

б) составим уравнения реакций солей со щелочью и прокаливанию полученного осадка:



в) составим систему уравнений и рассчитаем количества вещества металлов в сплаве:

$$n(Ag) = x \text{ моль}, n(CuO) = y \text{ моль}$$

$$n(HNO_3) = 2x + 4y = 0,6 \text{ моль}$$

В твердом остатке содержатся:

$$n(Ag) = x \text{ моль}, n(CuO) = y \text{ моль},$$

$$m(\text{Ag}) + m(\text{CuO}) = x \cdot 108 + y \cdot 80 = 25,6 \text{ г}, \quad x = 0,2, \quad y = 0,05;$$

г) определим массы и рассчитаем массовые доли металлов в сплаве:

$$m(\text{Ag}) = 0,2 \cdot 108 = 21,6 \text{ г}$$

$$m(\text{Cu}) = 0,05 \cdot 64 = 3,2 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Ag}) = 21,6 / (21,6 + 3,2) \cdot 100\% = 87,1\%$$

$$\omega(\text{Cu}) = 100\% - 87,1\% = 12,9\%.$$

Ответ: $\omega(\text{Ag}) = 87,1\%$, $\omega(\text{Cu}) = 12,9\%$.

№37. Имеется раствор $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с массовой долей $\omega = 10\%$ и плотностью $\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$. Каковы молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, моляльность, и молярная доля вещества этого раствора?

Решение:

1. Масса 1 л раствора равна $m_{p-pa} = \rho_{p-pa} \cdot V_{p-pa} = 1,105 \cdot 1000 = 1105 \text{ г}$. По определению массовой доли, в 100 г раствора содержится 10 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, следовательно, в 1105 г (т.е в 1 л) соответственно $(1105 \cdot 10) / 100 = 110,5 \text{ г}$. Молярная масса $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}$. Таким образом, в 1 л раствора содержится $110,5 / 342 = 0,32 \text{ моль}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и молярная концентрация раствора C_M равна $0,32 \text{ моль/л}$.

2. Эквивалент молекулы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равен $1/6 M$ моляр-

ной массы молекулы: $\Theta(Al_2(SO_4)_3) = 1/6M(Al_2(SO_4)_3)$. Соответственно 1 моль-эквивалент составляет $1/6$ часть моля $Al_2(SO_4)_3$. Следовательно, в одном моле $Al_2(SO_4)_3$ содержится шесть моль-эквивалентов, а в 1 л данного раствора $0,32 \cdot 6 = 1,92$ моль-экв $Al_2(SO_4)_3$. Молярная концентрация эквивалента C_H (или нормальная концентрация) равна $1,92$ моль-экв/л или $1,92$ н.

3. Поскольку выше было найдено, что в 1000 мл раствора содержится 110,5 г растворенного вещества, то в 1 мл находится $110,5/1000 = 0,1105$ г $Al_2(SO_4)_3$ и титр раствора $T = 0,1105$ г/мл.

4. По условию в 100 г раствора содержится 10 г $Al_2(SO_4)_3$ и 90 г H_2O . Тогда на 1000 г H_2O приходится $(1000 \cdot 10)/90 = 111,11$ г $Al_2(SO_4)_3$. Это составляет $111,11/342 = 0,325$ моль. Следовательно, в 1000 г растворителя H_2O содержится 0,325 моль растворенного вещества $Al_2(SO_4)_3$ и молярность раствора C_m , по определению, равна $0,325$ моль/1000 г H_2O .

5. Из данных п. 1 следует, что в 1 л раствора содержится $1105 - 110,5 = 994,5$ г H_2O . Это составляет $994,5/18 = 55,25$ моль. Откуда молярная доля $Al_2(SO_4)_3$ в растворе $x = 0,32/(0,32 + 55,25) = 0,0058$.

№38. Имеется смесь порошков железа, алюминия и меди массой 16 г. На половину смеси действовали избытком концентрированного раствора гидроксида калия, получив газ объемом 3,36 л. К другой половине смеси до-

бавили избыток раствора соляной кислоты. При этом выделился газ объемом 4,48 л. Определите массовые доли металлов в смеси. Объемы газов приведены к нормальным условиям.

Решение:

С раствором гидроксида калия взаимодействует только один компонент смеси - алюминий:



Определяем количество вещества водорода, который выделился в данной реакции:

$$n_a(H_2) = \frac{V_a(H_2)}{V_m}; n_a(H_2) = \frac{3,36}{22,4} \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции (а) следует:

$$\frac{n(Al)}{n_a(H_2)} = \frac{2}{3}; n(Al) = \frac{2}{3}n_a(H_2); n(Al) = \frac{2 \cdot 0,15}{3} \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

Масса алюминия в половине исходного образца массой 8 г составляет

$$m(Al) = n(Al) \cdot M(Al); m(Al) = 0,1 \cdot 27 \text{ г} = 2,7 \text{ г}.$$

С раствором соляной кислоты взаимодействуют алюминий и железо:



Из уравнения (б) следует:

$$\frac{n(Al)}{n_6(H_2)} = \frac{2}{3}; n_6(H_2) = \frac{3}{2}n(Al); n_6(H_2) = \frac{3}{2} \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,15 \text{ моль.}$$

Объем этого водорода равен:

$$V_6(H_2) = n_6(H_2) \cdot V_m; V_6(H_2) = 0,15 \cdot 22,4 \text{ л} = 3,36 \text{ л.}$$

Объем водорода, выделившийся в реакции (в), составляет:

$$V_B(H_2) = V(H_2) - V_6(H_2); V_B(H_2) = (4,48 - 3,36) \text{ л} = 1,12 \text{ л,}$$

где $V(H_2)$ - объем водорода, выделившийся при действии соляной кислоты на смесь металлов массой 8 г, т.е. объем водорода, выделившийся в реакциях (б) и (в).

Рассчитываем количество вещества водорода, образовавшегося при взаимодействии железа с соляной кислотой:

$$n_B(H_2) = \frac{V_B(H_2)}{V_m}; n_B(H_2) = \frac{1,12}{22,4} \text{ моль} = 0,05 \text{ моль.}$$

На основании уравнения (в) запишем:

$$n(Fe) = n_{\text{в}}(H_2); n(Fe) = 0,05 \text{ моль.}$$

Масса железа в половине исходного образца смеси составляет:

$$m(Fe) = n(Fe) \cdot M(Fe); m(Fe) = 0,05 \cdot 56 \text{ г} = 2,8 \text{ г.}$$

Определяем массу меди в половине исходного образца смеси металлов:

$$m(Cu) = m(\text{смеси}) - m(Al) - m(Fe);$$

$$m(Cu) = 8 - 2,7 - 2,8 = 2,5 \text{ г.}$$

Определяем массовые доли металлов в смеси:

$$\omega(Al) = \frac{m(Al)}{m(\text{смеси})}; \omega(Al) = \frac{2,7}{8} = 0,3375, \text{ или } 33,75\%;$$

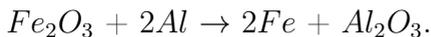
$$\omega(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(\text{смеси})}; \omega(Fe) = \frac{2,8}{8} = 0,35, \text{ или } 35\%;$$

$$\omega(Cu) = \frac{m(Cu)}{m(\text{смеси})}; \omega(Cu) = \frac{2,5}{8} = 0,3125, \text{ или } 31,25\%.$$

Ответ: $\omega(Al) = 33,75\%$, $\omega(Fe) = 35\%$, $\omega(Cu) = 31,25\%$.

№39. При полном восстановлении 48 г оксида железа

(III) избытком алюминия выделилось 256,2 кДж теплоты. Вычислите теплоту реакции:



Решение:

Теплота реакции будет относиться к случаю, когда восстановился 1 моль оксида железа (III). В задаче количество вещества оксида железа равно:

$$n(Fe_2O_3) = \frac{48}{159.6} = 0,3 \text{ моль.}$$

Таким образом, составим пропорцию:

При восстановлении 0,3 моль оксида железа(III) — выделилось 256,2 кДж,

При восстановлении 1 моль оксида железа(III) — выделилось x кДж.

Откуда:

$$x = 854 \text{ кДж}$$

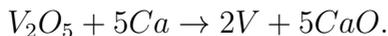
Ответ: 854 кДж.

№40. Ванадий получают восстановлением оксида ванадия (V) металлическим кальцием. Какую массу металла можно получить при восстановлении концентрата массой 400 г, массовая доля V_2O_5 в котором равна 85%? Ка-

кую массу технического кальция надо взять для восстановления, если технический кальций содержит примесь оксида кальция? Массовая доля CaO в техническом металле составляет 5%.

Решение:

Записываем уравнение реакции получения ванадия методом металлотермии:



Определяем массу V_2O_5 в концентрате:

$$m(V_2O_5) = m \cdot \omega(V_2O_5) = 400 \cdot 0,85 = 340 \text{ г.}$$

Рассчитываем количество вещества оксида ванадия (V):

$$n(V_2O_5) = \frac{m(V_2O_5)}{M(V_2O_5)}; n(V_2O_5) = \frac{340}{182} \text{ моль} = 1,87 \text{ моль.}$$

На основании уравнения реакции записываем:

$$\frac{n(V_2O_5)}{n(V)} = \frac{1}{2}; n(V) = 2n(V_2O_5); n(V) = 2 \cdot 1,87 \text{ моль} = 3,74 \text{ моль.}$$

Определяем массу металла, который можно получить:

$$m(V) = n(V) \cdot M(V); m(V) = 3,74 \cdot 51 \text{ г} = 190,7 \text{ г.}$$

Из уравнения реакции следует, что

$$\frac{n(V_2O_5)}{n(Ca)} = \frac{1}{5}; n(Ca) = 5n(V_2O_5); n(Ca) = 5 \cdot 1,87 = 9,35$$

моль.

Масса кальция, который надо взять для восстановления, составляет:

$$m(Ca) = n(Ca) \cdot M(Ca); m(Ca) = 9,35 \cdot 40 \text{ г} = 374 \text{ г}.$$

Технический кальций содержит примесь - оксид кальция. Определяем массовую долю кальция в техническом металле:

$$\omega(Ca) = 1 - \omega(CaO); \omega(Ca) = 1 - 0,05 = 0,95.$$

Находим массу технического кальция, необходимого для осуществления процесса:

$$m(\text{техн.кальция}) = \frac{m(Ca)}{\omega(Ca)}; m(\text{техн.кальция}) = \frac{374}{0,95} \text{ г} = 393 \text{ г}.$$

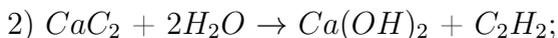
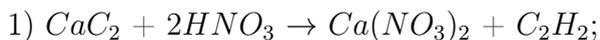
Ответ: $m(V) = 190,7 \text{ г}$, $m(\text{техн.кальция}) = 393 \text{ г}$.

№41. В 120 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 7% (плотностью 1,03 г/мл) внесли 12,8 г карбида кальция. Сколько миллилитров 20%-ной соляной кисло-

ты (плотностью 1,10 г/мл) следует добавить к полученной смеси для её полной нейтрализации?

Решение:

Запишем уравнения реакций: 1) карбида кальция с азотной кислотой; 2) карбида кальция с водой (т.к. азотная кислота находится в растворе); 3) полученного в результате второй реакции гидроксида кальция с соляной кислотой



Рассчитаем количество веществ реагентов и сделаем вывод об избытке карбида кальция:

$$n(HNO_3) = \frac{m}{M}.$$

Массу m азотной кислоты найдем как:

$m(HNO_3) = \rho \cdot V \cdot 0,07$, а количество всех реагентов как $\frac{m}{M}$ каждого :

$$n(HNO_3) = \frac{\rho \cdot V \cdot 0,07}{M} = \frac{1,03 \cdot 120 \cdot 0,07}{63} = 0,14 \text{ моль};$$

$n(CaC_2) = \frac{12,8}{64} = 0,20$ моль. Видно, что CaC_2 - в избытке.

Рассчитаем количества веществ гидроксида кальция и соляной кислоты,

вступивших в реакцию друг с другом:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,20 - 0,14/2 = 0,13 \text{ моль};$$

$$n(\text{HCl}) = 0,26 \text{ моль}.$$

Вычислим объём раствора соляной кислоты:

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{HCl})}{\omega} = \frac{0,26 \cdot 36,50}{0,20} = 47,45 \text{ г};$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{47,45}{1,10} = 43,14 \text{ мл}.$$

Ответ: $V(\text{HCl}) = 43,14 \text{ мл}$.

№42. Имеется образец интерметаллического соединения Na_4Pb массой 29,9 г. Какую массу свинца надо добавить к нему для получения соединения Na_4Pb_9 ?

Решение:

Процесс перехода от соединения Na_4Pb к Na_4Pb_9 можно выразить уравнением:



Определяем количество вещества Na_4Pb , заключающегося в исходном образце:

$$n(\text{Na}_4\text{Pb}) = \frac{m(\text{Na}_4\text{Pb})}{M(\text{Na}_4\text{Pb})}; n(\text{Na}_4\text{Pb}) = \frac{29,9}{299} \text{ моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции следует:

$$\frac{n(\text{Na}_4\text{Pb})}{n(\text{Pb})} = \frac{1}{8}; n(\text{Pb}) = 8n(\text{Na}_4\text{Pb}); n(\text{Pb}) = 8 \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,8 \text{ моль}.$$

Определяем массу свинца, которую нужно взять для получения указанного соединения:

$$m(\text{Pb}) = n(\text{Pb}) \cdot M(\text{Pb}); m(\text{Pb}) = 0,8 \cdot 207 \text{ г} = 165,6 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{Pb}) = 165,6 \text{ г}$.

№43. Сплав железа с хромом - феррохром - получают восстановлением хромистого железняка $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$. Определите массовые доли металлов в полученном сплаве, учитывая, что соединения железа и хрома, входящие в состав руды, восстанавливаются полностью, а сплав содержит углерод и другие примеси, массовая доля которых равна 5%.

Решение:

Выбираем для расчетов образец хромистого железняка $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ массой 100 г, т.е. $m(\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2) = 100 \text{ г}$. Определяем количество вещества хромистого железняка:

$$n(\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2) = \frac{m(\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2)}{M(\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2)}; n(\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2) = \frac{100}{224} = 0,4464 \text{ моль}.$$

Из формулы хромистого железняка следует:

$$n(Fe) = n(Fe(CrO_2)_2); n(Fe) = 0,4464 \text{ моль};$$

$$n(Cr) = 2n(Fe(CrO_2)_2); n(Cr) = 2 \cdot 0,4464 = 0,8928$$

моль.

Массы железа и хрома, которые могут быть получены, составляют:

$$m(Fe) = n(Fe) \cdot M(Fe); m(Fe) = 0,4464 \cdot 56 = 25,00 \text{ г};$$

$$m(Cr) = n(Cr) \cdot M(Cr); m(Cr) = 0,8928 \cdot 52 = 46,43 \text{ г}.$$

Массовая доля железа и хрома в сплаве составляет:

$$\omega(Cr) + \omega(Fe) = 1 - \omega(\text{примесей}); \omega(Cr) + \omega(Fe) = 1 - 0,05 = 0,95.$$

Находим массу сплава, который будет получен:

$$m(\text{сплава}) = \frac{m(Fe) + m(Cr)}{\omega(Fe) + \omega(Cr)}; m(\text{сплава}) = \frac{25,00 + 46,43}{0,95} = 75,19$$

г.

Определяем массовые доли железа и хрома в полученном феррохроме:

$$\omega(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(\text{сплава})}; \omega(Fe) = \frac{25,00}{75,19} = 0,3325, \text{ или } 33,25\%;$$

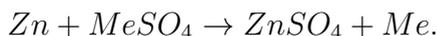
$$\omega(Cr) = \frac{m(Cr)}{m(\text{сплава})}; \omega(Cr) = \frac{46,43}{75,19} = 0,6175, \text{ или } 61,75\%;$$

Ответ: $\omega(Fe) = 33,25\%$, $\omega(Cr) = 61,75\%$.

№44. Цинковую пластинку поместили в раствор сульфата некоторого металла. Масса раствора равна 50 г. Металл в сульфате находится в степени окисления +2. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 1,08 г. Массовая доля сульфата цинка при этом в растворе стала равна 6,58%. Какой металл выделился на пластинке?

Решение:

Уравнение реакции можно представить в следующем виде:



Если масса пластинки увеличилась на 1,08 г, то на столько же уменьшилась масса раствора. Находим массу раствора m' после реакции:

$$m' = m - \Delta m; m' = (50 - 1,08) = 48,92 \text{ г},$$

где m - масса раствора до реакции; Δm - изменение массы раствора в ходе реакции.

Находим массу образовавшегося сульфата цинка:

$$m(ZnSO_4) = m\omega(ZnSO_4); m(ZnSO_4) = 48,92 \cdot 0,0658 \text{ г} \\ = 3,22 \text{ г}.$$

Количество вещества сульфата цинка равно:

$$n(\text{ZnSO}_4) = \frac{m(\text{ZnSO}_4)}{M(\text{ZnSO}_4)}; n(\text{ZnSO}_4) = \frac{3,22}{161} \text{ моль} = 0,02 \text{ моль}$$

Из уравнения реакции следует, что

$$\begin{aligned} n(\text{Zn}) &= n(\text{ZnSO}_4); n(\text{Zn}) = 0,02 \text{ моль}; \\ n(\text{Me}) &= n(\text{ZnSO}_4); n(\text{Me}) = 0,02 \text{ моль}; \end{aligned}$$

Следовательно, в раствор перешел цинк количеством вещества 0,02 моль, а на электроде осадился металл *Me* таким же количеством вещества.

Определяем массу цинка, перешедшего в раствор:

$$m(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}); m(\text{Zn}) = 0,02 \cdot 65 = 1,3 \text{ г.}$$

Определяем массу металла, выделившегося на электроде:

$$m(\text{Me}) = m(\text{Zn}) + \Delta m; m(\text{Me}) = (1,3 + 1,08) = 2,38 \text{ г.}$$

Вычисляем молярную массу металла:

$$M(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{n(\text{Me})}; M(\text{Me}) = \frac{2,38}{0,02} = 119 \text{ г/моль.}$$

Ответ: Металл, выделившийся на электроде, - олово.

Список использованной литературы

1. Хомченко Г.П. Сборник задач по химии для поступающих в ВУЗы. - Москва,; Новая волна, 2002. - 288 с.
2. Макарова Л.Л. Физико-химия металлов и их бинарных соединений. - Ижевск,; УдГУ, 2014. - 118 с.
3. Адамсон Б.И., Гончарук О.Н. Задачи и упражнения по общей химии. Под ред. Н.В. Коровина - Москва,; Высшая школа, 2004. - 254 с.
4. Воробьев О.И., Лавут Е.А. Вопросы, упражнения и задачи по неорганической химии. Под ред. А.В. Новоселовой - Москва,; Издательство московского университета, 1985. - 174 с.

Учебное издание

Составитель
Людмила Леонидовна Макарова

**Сборник задач и упражнений
с решениями по курсу «Неорганическая
химия. Физико-химия металлов
и их бинарных соединений»**

Учебно-методическое пособие

Компьютерная верстка
оригинал-макет И. Салтыков

Подписано в печать 30.12.2021. Формат 60x84 ¹/₁₆.
Усл. печ. л. 3,02. Уч.-изд. л. 1,83.
Тираж 50 экз. Заказ № 2462.

Типография Издательского центра
«Удмуртский университет»
426034, Ижевск, ул. Университетская, 1, корп. 2.
Тел. 68-57-18, 91-73-05