

Министерство образования и науки Российской Федерации
Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Методические указания к контрольным работам

Составители В. А. Андропова, И. А. Куликова



© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Волгоградский государственный
архитектурно-строительный университет», 2015

Волгоград

ВолгГАСУ

2015

УДК 54(076.5)

ББК 24я73

О-28

О-28 **Общая химия** [Электронный ресурс] : методические указания к контрольным работам / М-во образования и науки Рос. Федерации, Волгогр. гос. архит.-строит. ун-т ; сост. В. А. Андропова, И. А. Куликова. — Электронные текстовые данные (669 Кбайт). — Волгоград : ВолгГАСУ, 2015. — Учебное электронное издание сетевого распространения. — Систем. требования: PC 486 DX-33; Microsoft Windows XP; Internet Explorer 6.0; Adobe Reader 6.0. — Официальный сайт Волгоградского государственного архитектурно-строительного университета. Режим доступа: <http://www.vgasu.ru/publishing/on-line/> — Загл. с титул. экрана.

Изложены краткие теоретические сведения по общей химии. Приведены примеры решения задач для самостоятельного выполнения контрольных работ.

Для студентов заочной и заочно-сокращенной форм обучения всех профилей.

УДК 54(076.5)

ББК 24я73

Содержание

Тема № 1 «Основные законы и понятия химии».....	5
Тема № 2 «Способы выражения концентрации растворов».....	9
Тема № 3 «Строение атома. Периодическая система Д.И. Менделеева».....	15
Тема № 4 «Химическая связь».....	22
Тема № 5 «Энергетика химических процессов».....	31
Тема № 6 «Химическое равновесие».....	37
Тема № 7 «Водородный показатель среды. Гидролиз солей».....	43
Тема № 8 «Окислительно-восстановительные реакции».....	48
Тема № 9 «Гальванический элемент».....	49
Тема № 10 «Электролиз».....	51
Тема № 11 «Электрохимическая коррозия».....	54
Тема № 12 «Химические свойства металлов».....	57
Таблицы вариантов контрольных заданий.....	59
Контрольные задания для самостоятельной работы.....	63
Список литературы.....	77

Тема № 1 «Основные законы и понятия химии»

Моль равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в углероде – 12 массой 0,012 кг (12г). В моле вещества содержится число Авогадро структурных элементов $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$. В 1 моле молекулы H_2 содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2 , в 1 моле атомов H содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов H .

Молярная масса - величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества.

$$M = \frac{m}{n}, \text{ г/моль}$$

Где M – молярная масса вещества;
 n – количество вещества (моль)

Молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной атомной (молекулярной) массе этого вещества. Например, относительные атомные и молекулярные массы C , F , H_2O соответственно равны 12, 56 и 18, а их молярные массы составляют 12 г/моль, 56 г/моль и 18 г/моль.

Изучение свойств газов позволило А.Авогадро высказать гипотезу, которая впоследствии стала **законом Авогадро**:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Важнейшее **следствие из закона Авогадро**:

При нормальных условиях (температуре 273 К (0°C) и давлении 101325 Па) 1 моль любого газа занимает объем $V_M = 22,4$ л/моль – этот объем называется молярным объемом газа.

Молярный объем газа – это отношение объема вещества к количеству этого вещества

$$V_M = \frac{V}{n}, \text{ л/моль}$$

На основании закона Авогадро определяют молярные массы газообразных веществ. Чем больше масса молекул газа, тем больше масса одного и того же объема газа. В равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул, а, следовательно, и молей газов. Отношение масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

где m_1 – масса определенного объема I газа;
 m_2 – масса такого же объема II газа;
 M_1 и M_2 – молярные массы I и II газов

Отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа (взятого при тех же условиях) называется плотностью первого газа по второму (обозначается D):

$$\frac{M_1}{M_2} = D$$

$$M_1 = M_2 * D$$

Обычно плотность газа определяют по отношению к водороду или воздуху:

$$M = 2 * D_{H_2}$$

Где D_{H_2} – плотность газа по водороду

$$M = 29 * D_{\text{возд}}$$

Где $D_{\text{возд}}$ – плотность газа по воздуху

$$M_{H_2} = 2 \text{ г/моль}, M_{\text{возд}} = 29 \text{ г/моль}$$

Объединенный газовый закон Бойля - Мариотта и Гей - Люссака

$$\frac{pV}{T} = \text{const}$$

Этой формулой обычно пользуются для вычисления объема газа при данных условиях, если известен его объем при других условиях. Если осуществляется переход от нормальных условий или к нормальным условиям:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0}$$

Где p_0 , V_0 , T_0 – давление, объем, температура при нормальных условиях ($p_0 = 101325 \text{ Па}$, $T_0 = 273 \text{ К}$)

Если известны масса или количество молей газа, а надо вычислить его объем или наоборот, используют **уравнение Менделеева - Клапейрона**:

$$pV = nRT$$

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

Где n – количество молей газа (моль);

m – масса газа (г);

M – молярная масса газа (г/моль);

R – универсальная газовая постоянная, $R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

Закон эквивалентов

Эквивалент элемента (\mathcal{E}) – это такое количество вещества, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Масса 1 эквивалента элемента называется его эквивалентной массой ($m_{\mathcal{E}}$). Эквиваленты выражаются в молях, а эквивалентные массы в г/моль.

Согласно закону эквивалентов: массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$$

Химический эквивалент простого вещества определяется по формуле:

$$\text{Э} = \frac{A}{B}$$

Где A – атомная масса вещества;

B – валентность вещества.

Эквивалент кислорода:

$$\text{Э}_O = \frac{A_O}{B_O} = \frac{16}{2} = 8 \text{ моль}$$

Вычислим объём эквивалента кислорода $V_{\text{Э}O_2}$:

$$M_{O_2} = 32 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}} \text{ займет } V_M = 22,4 \frac{\text{Л}}{\text{МОЛЬ}}$$

$$M_{\text{Э}O_2} = 8 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}} \text{ займет } V_{\text{Э}O_2}$$

$$\frac{M_{O_2}}{M_{\text{Э}O_2}} = \frac{V_M}{V_{\text{Э}O_2}}; \quad V_{\text{Э}O_2} = \frac{M_{\text{Э}O_2} * V_M}{M_{O_2}} = \frac{8 * 22,4}{32} = 5,6 \frac{\text{Л}}{\text{МОЛЬ}}$$

Примеры решения задач

Пример №1

Какой объём займет при нормальных условиях аммиак массой 51г?

1) Определим количество вещества NH_3 :

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}}; \quad n_{\text{NH}_3} = \frac{51\text{Г}}{17\text{Г/МОЛЬ}} = 3 \text{ моль}$$

$$M_{\text{NH}_3} = 14 + 3 = 17 \text{ Г/МОЛЬ}$$

2) Объём NH_3 при нормальных условиях:

$$V = n * V_M = 3 * 22,4 = 67,2 \text{ л}$$

Где $V_M = 22,4 \frac{\text{Л}}{\text{МОЛЬ}}$ – молярный объём газа при нормальных условиях;

n – количество вещества NH_3

Пример №2

Определите значение эквивалента и эквивалентную массу металла в соединениях: MgCl_2 , FeO .

Эквивалент элемента определяется по формуле: $\mathcal{E} = \frac{A}{B}$

$$\mathcal{E}_{\text{Mg}} = \frac{A_{\text{Mg}}}{B_{\text{Mg}}} = \frac{24}{2} = 12 \text{ моль}$$

$$M_{\mathcal{E}\text{Mg}} = 12 \text{ г/моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Fe}} = \frac{A_{\text{Fe}}}{B_{\text{Fe}}} = \frac{56}{2} = 28 \text{ моль}$$

$$M_{\mathcal{E}\text{Fe}} = 28 \text{ г/моль}$$

Пример №3

Вычислите эквивалентную массу металла, если его навеска массой m вытесняет из кислоты водород объемом V при t° и давлении p .

$$m = 2,19 \text{ г}$$

$$V_{\text{л}} = 0,8 \text{ л}$$

$$t^\circ = 20^\circ\text{C}$$

$$p = 101,9 \text{ кПа}$$

1) Используя объединенный газовый закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака, приведем объем H_2 к нормальным условиям:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0}$$

$$pVT_0 = p_0 V_0 T$$

$$V_0 = \frac{pVT_0}{p_0 T} = \frac{101,9 * 0,8 * 273}{101,325 * 293} = 0,7496$$

2) По закону эквивалентов массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам)

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\mathcal{E}\text{Me}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\mathcal{E}\text{H}_2}}$$

Вычислим объем эквивалента водорода:

$$M_{\text{H}_2} = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \text{ займет } V_{\text{M}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

$$M_{\mathcal{E}\text{H}_2} = 1 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \text{ займет } V_{\mathcal{E}\text{H}_2}$$

$$\frac{M_{\text{H}_2}}{M_{\mathcal{E}\text{H}_2}} = \frac{V_{\text{M}}}{V_{\mathcal{E}\text{H}_2}}; \quad V_{\mathcal{E}\text{H}_2} = \frac{M_{\mathcal{E}\text{H}_2} * V_{\text{M}}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{1 * 22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль}$$

$$m_{\mathcal{E}\text{Me}} = \frac{m_{\text{Me}} * V_{\mathcal{E}\text{H}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{2,19 * 11,2}{0,7496} = 32,72 \text{ г/моль}$$

Пример №4

В оксиде некоторого металла Me_xO_y содержится ω_1 кислорода по массе. Определите эквивалентную массу металла. Найдите простейшую формулу оксида металла Me .

Металл – Mg.

$\omega_1\% = 40\%$

В 100г оксида содержится 40 г кислорода и $100 - 40 = 60$ г металла

1) По закону эквивалентов массы реагирующих между собой веществ пропорциональны их химическим эквивалентам

$$\frac{m_{Me}}{m_{O_2}} = \frac{m_{\text{Э}Me}}{m_{\text{Э}O_2}}$$

$$m_{\text{Э}O_2} = \frac{A_{O_2}}{B_O} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{Э}Me} = \frac{m_{Me} * M_{\text{Э}O_2}}{m_{O_2}} = \frac{60 * 8}{40} = 12 \text{ г/моль}$$

2) Для определения простейшей формулы оксида вычислим соотношения между количеством веществ магния и кислорода в молекуле оксида:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$x : y = \frac{60}{24} = \frac{40}{16} = 2,5 : 2,5 = 1 : 1$$

MgO – простейшая формула вещества

Пример №5

Определите, какой объём займет газ массой m при температуре t и давлении p , если известна плотность газа по воздуху.

$D_{\text{возд}} = 1,259$

$m_{\text{г}} = 10 \text{ г}$

$t^{\circ}\text{C} = 30^{\circ}$

$p = 745 \text{ мм рт.ст.}$

Используем для решения задачи уравнение Менделеева–Клайперона :

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

Переведем несистемные единицы мм рт.ст. в Па:

$1 \text{ мм.рт.ст.} = 133,32 \text{ Па}$

$R = 8,31 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$ - универсальная газовая постоянная.

$p = 745 * 133,32 = 99325,16 \text{ Па}$.

Вычислим $M_{\text{газа}} = 29 * D_{\text{возд}} = 29 * 1,259 = 36,5 \text{ г/моль}$,

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

$$V = \frac{m \cdot RT}{M \cdot p} = \frac{10 \cdot 8,31 \cdot 303}{36,5 \cdot 99325,16} = 0,00695 \text{ м}^3 = 6,05 \text{ л}$$

Пример №6

В какой массе NaCl содержится столько же эквивалентов сколько в 20г H₂SO₄.

Запишем выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m_{в1}}{M_{э1}} = \frac{m_{в2}}{M_{э2}}$$

Где $\frac{m_{в1}}{M_{э1}}$ - количество молей эквивалентов вещества I,

$\frac{m_{в2}}{M_{э2}}$ - количество молей эквивалентов вещества II

$$M_{эNaCl} = M_{NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ моль}$$

$$M_{эH_2SO_4} = M_{H_2SO_4} / 2 = 2 + 32 + 16 \cdot 4 / 2 = 49 \text{ моль}$$

$$M_{эNaCl} = 58,54 \text{ г/моль}$$

$$M_{эH_2SO_4} = 49 \text{ г/моль}$$

$$m_{в1} = \frac{M_{э1} \cdot m_{в2}}{M_{э2}} = \frac{58,5 \cdot 20}{49} = 23,88 \text{ г}$$

Пример №7

Одно и то же количество некоторого вещества соединяется с кислородом массой m_1 и одним из галогенов массой m_2 . Определите эквивалентную массу галогена.

$$m_1 = 0,2 \text{ г}$$

$$m_2 = 3,175 \text{ г}$$

Запишем закон эквивалентов в форме выражения:

$$\frac{m_{O_2}}{M_{эO_2}} = \frac{m_{гал}}{M_{эв.гал}}$$

$$M_{эв.гал} = \frac{M_{эO_2} \cdot m_{гал}}{m_{O_2}} = \frac{8 \cdot 3,175}{0,2} = 127 \text{ г/моль}$$

$$M_{эO_2} = \frac{A_{O_2}}{B} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}$$

Тема № 2 «Способы выражения концентрации растворов»

Растворы - это однофазные системы, состоящие из 2-х или более компонентов. Раствор содержит растворенное вещество и растворитель. Существуют следующие способы выражения концентрации растворов:

1) Массовая доля раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в}} * 100\%}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в}} * 100\%}{\rho V}$$

Где ω – массовая доля раствора;

$m_{\text{в}}$ – масса растворенного вещества (г);

$m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора (г);

ρ – плотность вещества (г/мл);

V – раствора (мл)

Например, 5% раствор NaCl содержит 5 г NaCl и 95 г H₂O

3) Молярная концентрация раствора:

$$C_{\text{М}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в}} * V_{\text{р-ра}}}, \quad \text{МОЛЬ / Л}$$

Где $m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества (г);

$M_{\text{в}}$ – молярная масса вещества (г/моль);

$V_{\text{р-ра}}$ – объем раствора (л)

4) Эквивалентная (нормальная) концентрация:

$$C_{\text{Н}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{эКВ}} * V_{\text{р-ра}}}, \quad \text{МОЛЬ / Л}$$

Где $m_{\text{в-ва}}$ – масса вещества (г);

$M_{\text{эКВ}}$ – молярная масса эквивалента вещества (г/моль);

$V_{\text{р-ра}}$ – объем раствора (л)

Молярная масса эквивалента вещества

$$\text{Для кислот: } M_{\text{эКВ}} = \frac{M}{n},$$

Где n – основность кислоты, (количество атомов водорода, которые замещены на атомы металла).

$$\text{Для оснований: } M_{\text{эКВ}} = \frac{M}{n},$$

Где n – кислотность основания (количество гидроксильных групп, замещенных на кислотный остаток).

$$\text{Для солей: } M_{\text{эКВ}} = \frac{M}{n * \text{В}},$$

Где n – количество атомов металла в составе соли, В – валентность металла.

В соответствии с законом эквивалентов, массы реагирующих веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов.

Вещества реагируют между собой в растворенном виде. Чем больше концентрация данного реагента, тем меньше требуется его объем для химической реакции, а чем ниже концентрация реагента - тем больше объем вещества пойдет на реакцию.

$$\frac{C_{H1}}{C_{H2}} = \frac{V_2}{V_1}$$

Нормальные концентрации реагирующих веществ обратно пропорциональны их объемам.

4) Молярная концентрация:

$$C_m = \frac{m_{в-ва}}{M_v * m_{р-ля}}, \text{ моль / кг}$$

Где $m_{в-ва}$ – масса растворенного вещества (г);

M_v – молярная масса вещества (г/моль);

$m_{р-ля}$ – масса растворителя (кг)

5) Титр показывает количество граммов вещества в 1 мл раствора:

$$T = \frac{C_H * M_{эkv}}{V_{р-ра}}, \text{ г / мл}$$

Где C_H – нормальная (эквивалентная) концентрация (моль/л);

$M_{эkv}$ – молярная масса эквивалента вещества (г/моль);

$V_{р-ра}$ – объем раствора (мл)

Примеры решения задач

Пример 1

Определите массовую долю растворенного вещества в растворе, содержащем:

$$m_{в-ва} = 15 \text{ г}$$

$$V_{H_2O} = 250 \text{ мл}$$

Используем формулу для расчета массовой доли раствора:

$$\omega = \frac{m_v * 100\%}{m_{р-ра}}$$

$$\text{Где } m_{р-ра} = m_v + m_{H_2O} = m_v + \rho * V = 15 + 1 * 250 = 265 \text{ г}$$

$$\rho_{H_2O} = 1 \text{ г / мл}$$

$$\omega = \frac{15 * 100\%}{265} = 5,66\%$$

Пример 2

Рассчитайте объем в литрах (н.у) газа X, который полностью поглощается 1 л воды с образованием раствора с массовой долей ω .

Газ – HBr,

$\omega=5\%$,

$$m_{H_2O} = \rho * V = 1 \text{ г/мл} * 1000 \text{ мл} = 1000 \text{ г}$$

1) Пусть m_B – масса поглощенного HBr

По формуле массовая доля определяется по формуле:

$$\omega = \frac{m_B * 100\%}{m_B + m_{H_2O}}$$

$$\omega(m_B + m_{H_2O}) = m_B * 100\%$$

$$\omega * m_B + \omega * m_{H_2O} = m_B * 100\%$$

$$\omega * m_{H_2O} = m_B * 100\% - \omega * m_B$$

$$m_B(100\% - \omega) = \omega * m_{H_2O}$$

$$95 * m_B = 5 * 100$$

$$m_B = \frac{500}{95} = 52,6 \text{ г}$$

2) Определим количество вещества HBr:

$$n = \frac{m_B}{M_B} = \frac{52,6 \text{ г}}{81 \text{ г/моль}} = 0,65 \text{ моль}$$

$$M_{HBr} = 1 + 80 = 81 \text{ г/моль}$$

3) Вычислим V_{HBr} при нормальных условиях:

$$V_{HBr} = n_{HBr} * V_M = 0,65 \text{ моль} * 22,4 \text{ л/моль} = 14,55 \text{ л}$$

Пример 3

Определите массовую долю растворенного вещества в растворе с молярной концентрацией C_M и плотностью ρ .

$$C_M (\text{моль/л}) = 0,56$$

Вещество $CuCl_2$

$$\rho = 1,065 \text{ г/мл}$$

1) Вычислим, используя формулу молярной концентрации, массу $CuCl_2$ в 1 л (1000 мл) раствора:

$$C_M = \frac{m_{B-ва}}{M_B * V_{p-ра}}$$

$$m_B = C_M * M_B * V_{p-ра} = 0,56 * 135 * 1 = 75,6 \text{ г}$$

$$M_{CuCl_2} = 64 + 35,5 * 2 = 135 \text{ г/моль}$$

2) Вычислим массовую долю $CuCl_2$ в 1000 мл раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в}} * 100\%}{\rho V} = \frac{75,6 * 100\%}{1,065 * 1000} = 7,1\%$$

Пример 4

Рассчитайте объем воды, необходимый для приготовления 100 мл раствора с молярной концентрацией C_M и плотностью ρ .

$$C_M \text{ (моль/л)} = 1,38$$

Вещество AlCl_3

$$\rho = 1,149 \text{ г/мл}$$

1) По формуле для молярной концентрации вычислим массу растворимого AlCl_3 в 100 мл (0,1 л) раствора:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в}} * V_{\text{р-ра}}}$$

$$M_{\text{AlCl}_3} = 27 + 35,5 * 3 = 133,5 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{в}} = C_M * M_{\text{в}} * V_{\text{р-ра}} = 1,38 * 133,5 * 0,1 = 18,423 \text{ г}$$

2) Вычислим массу раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = \rho * V = 1,149 \text{ г/мл} * 100 \text{ мл} = 114,9 \text{ г}$$

3) Вычислим массу воды в растворе:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{вещ-ва}} = 114,9 - 18,423 = 96,477 \text{ г}$$

Объем H_2O составит:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{96,477 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 96,477 \text{ мл}$$

Пример 5

Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрации раствора, если известны его:

$$\omega = 10\%,$$

$$\rho = 1,105 \text{ г/мл}$$

Вещество Na_2CO_3

1) Вычислим массу вещества в 1 л (1000 мл) раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в}} * 100\%}{\rho V}$$

$$m_{\text{в}} = \frac{\omega * \rho * V}{100\%} = \frac{10\% * 1,105 * 1000}{100\%} = 110,5 \text{ г}$$

2) Молярная и нормальная концентрации раствора определяются по формулам:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в}} * V_{\text{р-ра}}}$$

$$C_H = \frac{m_{B-ва}}{M_{эв} * V_{p-ра}}$$

Молярность и молярная масса эквивалента Na_2CO_3 :

$$M_{Na_2CO_3} = 2 * 23 + 12 + 16 * 3 = 106 \text{ г/моль}$$

$$M_{эвNa_2CO_3} = \frac{M}{n * B} = \frac{106}{2 * 1} = 53 \text{ г/моль}$$

Где n-число молекул металла, B-валентность металла

$$C_M = \frac{110,5}{106 * 1} = 1,04 \text{ моль / л}$$

$$C_H = \frac{110,5}{53 * 1} = 2,08 \text{ моль / л}$$

Пример 6

На нейтрализацию раствора объемом V_1 с нормальной концентрацией C_{H1} требуется серная кислота, объемом V_2 . Рассчитайте молярную концентрацию и титр раствора серной кислоты.

$$V_1 = 35 \text{ м}^3$$

$$C_{H1} = 0,15 \text{ моль/л}$$

$$V_2 = 8 \text{ м}^3$$

1) Используем для расчета формулу:

$$\frac{C_{H1}}{C_{H2}} = \frac{V_2}{V_1}$$

Вычислим нормальную концентрацию H_2SO_4 :

$$C_{H2} = \frac{C_{H1} * V_1}{V_2} = \frac{0,15 * 35}{8} = 0,656 \text{ моль / л}$$

2) Вычислим титр раствора H_2SO_4 :

$$T = \frac{C_H * M_{эв}}{1000}$$

Молярная масса эквивалента H_2SO_4 :

$$M_{эв} = \frac{M}{n}$$

Где n – основность H_2SO_4

$$M_{эв} = \frac{2 + 32 + 16 * 2}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

$$T = \frac{0,656 * 49}{1000} = 0,03216 \text{ г/моль}$$

3) Вычислим молярную концентрацию:

$$C_M = \frac{T * 1000}{M}$$

Где Т – титр;

1000 мл – объем раствора H_2SO_4 ;

М – молярная масса H_2SO_4

$M_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$ г/моль

$$C_M = \frac{0,03216 \cdot 1000}{98} = 0,328 \text{ моль / л}$$

Пример 7

Рассчитайте массовую долю и моляльность раствора NaOH с молярной концентрацией C_M и плотностью ρ .

C_M (моль/л) = 9,96

Вещество NaOH

$\rho = 1,328$ г/мл

1) Вычислим массу NaOH в 1 л (1000 мл) раствора

$$C_M = \frac{m_{в-ва}}{M_B \cdot V_{р-ра}}$$

$$m_B = C_M \cdot M_B \cdot V_{р-ра} = 9,96 \cdot 40 \cdot 1 = 398,4 \text{ г}$$

$$M_{NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г / моль}$$

2) Вычислим массовую долю NaOH:

$$\omega = \frac{m_B \cdot 100\%}{m_{р-ра}} = \frac{m_B \cdot 100\%}{\rho V} = \frac{398,4 \cdot 100\%}{1,328 \cdot 1000} = 30\%$$

3) Вычислим моляльность раствора по формуле:

$$C_m = \frac{m_{в-ва}}{M_B \cdot m_{р-ля}}$$

30% раствор означает, что 30 г NaOH растворено в $(100-30) = 70$ г или 0,07 кг воды

$$C_m = \frac{m_{в-ва}}{M_B \cdot m_{р-ля}} = \frac{30 \text{ г}}{40 \text{ г / моль} \cdot 0,07 \text{ кг}} = 10,7 \text{ моль / кг}$$

Тема №3 «Строение атома. Периодическая система Д.И.Менделеева»

Атом каждого элемента состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него по различным орбитам отрицательно заряженных электронов. Положительный заряд ядра равен сумме отрицательных зарядов окружающих его электронов, поэтому атом в целом электронейтрален. В процессе химических реакций ядро атома не претерпевает изменений.

Электроны наружного слоя атома могут отрываться от атома и присоединяться к другому атому. Поэтому состоянию электрона в атоме и структуре электронной оболочки уделяется большое внимание в химии. Состояние электрона описывается квантовой механикой. По ее представлениям электрон обладает свойствами и волны и частицы, т.е. корпускулярно-волновой двойственностью свойств. Для описания поведения электрона в атоме в квантовой механике используется уравнение стоячей электромагнитной волны (уравнение Шредингера).

Это уравнение связывает энергию электрона с пространственными координатами и волновой функцией. Решая уравнение, находят волновую функцию как функцию координат. Физический смысл волновой функции – чем больше значение квадрата волновой функции, тем выше вероятность того, что электрон проявит свое действие в данной области пространства.

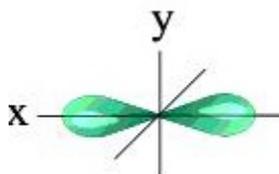
Решение уравнения Шредингера возможно лишь при определенных значениях полной энергии E электрона, т.е. энергия электрона в атоме квантована (может принимать только определенные значения). Возможные энергетические состояния электрона в атоме определяются величиной главного квантового числа n , которое может принимать положительные целочисленные значения $n=1, 2, 3$ и т.д. Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенным значением главного квантового числа, называют энергетическим уровнем электрона в атоме. Энергетические уровни обозначаются большими буквами латинского алфавита K, L, M, N... При $n=1$ электрон находится на первом энергетическом уровне, его энергия наименьшая. Главное квантовое число определяет и размеры электронного облака. Электроны, характеризующиеся одним и тем же значением главного квантового числа образуют в атоме электронные облака примерно одинаковых размеров. Поэтому говорят о существовании в атоме электронных слоев или оболочек, отвечающих определенным значениям главного квантового числа n .

Не только энергия и размер электронного облака не может быть произвольным, в атоме не может быть произвольной форма электронного облака, она характеризуется **орбитальным (побочным) квантовым числом l** . Орбитальное квантовое число принимает целочисленные значения от 0 до $(n-1)$, где n – главное квантовое число. Различная форма электронного облака обуславливает изменение электрона в пределах одного энергетического уровня, т.е. расщепление на энергетические подуровни.

Орбитальное квантовое число	0	1	2	3	4	5
Обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f	g	h

При $n=1, l=0$, это s-облако шарообразной формы.

При $n=2, l=0, l=1$ это p-облако, имеющее форму объемной восьмерки.



На II-м энергетическом уровне могут находиться s- и p-электроны, это будут 2s- и 2p-подуровни.

При $n=3$, $l=0$, $l=1$, $l=2$ это d-облако, имеющее форму «четырёхлепестковой фигуры».



При $n=4$, $l=0$, $l=1$, $l=2$, $l=3$ это f-облако, имеющее форму «шестилепестковой фигуры».

Из решения уравнения Шредингера следует, что электронные облака ориентированы в пространстве определенным образом. Пространственная ориентация электронных облаков характеризуется магнитным квантовым числом. Оно принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, где l – орбитальное квантовое число. Число возможных значений магнитного квантового числа $(2l+1)$.

При $l=0$ $m=0$

$l=1$ $m= -1,0,1$.

Для p-электрона возможны три положения облака в пространстве (вдоль осей X, Y и Z).

$l=2$, d-облако: $m= -2, -1,0,1,2$. Для d-электрона возможны пять положений d-облака в пространстве.

$l=3$, f-облако: $m= -3,-2,-1,0,1,2,3$. Для f-электрона возможны семь положений облака в пространстве.

Совокупность состояний электрона в атоме, характеризуемых определенными значениями квантовых чисел n , l , m называется **атомной орбиталью**. Условно ее обозначают квадратиком \square – в виде энергетической ячейки.

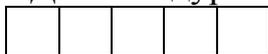
Для s-подуровня количество орбиталей равно одной



Для p-подуровня трем



Для d-подуровня пяти



Для f-подуровня семи



Изучение спектров атомов показало, что три квантовых числа n , l , m не полностью характеризуют поведение электрона в атоме. У электрона был обнаружен собственный момент количества движения, обусловленный его вращением вокруг собственной оси, который называется *spin* (кручение, вращение) $s=\pm 1/2$. Состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами n , l , m , s .

Многоэлектронные атомы

В многоэлектронном атоме внутренние электронные уровни заслоняют (экранируют) от заряда ядра внешние электроны. Электроны в атоме занимают наиболее низкое энергетическое состояние, отвечающее максимальной устойчивости атома. Поэтому энергетические уровни заполняются от первого к седьмому, а подуровни от s- к p-, а затем к d- и f- подуровню.

Поведение электрона в атоме подчиняется **принципу Паули**: в атоме не может быть двух электронов, у которых были бы одинаковы все четыре квантовых числа. Поэтому на одной атомной орбитали, характеризуемой определенными значениями n , l , m может находиться не более двух электронов, спины которых имеют противоположные знаки, такие электроны называются спаренные. Пользуясь принципом Паули, определим максимальное число электронов, находящихся на энергетических уровнях и подуровнях в атоме.

Таблица 1

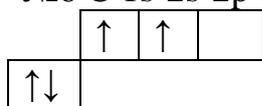
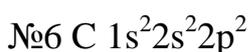
Максимальное число электронов на энергетических уровнях и подуровнях

Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Возможные значения магнитного квантового числа	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне	на подуровне	на уровне
K (n=1)	s (l=0)	0	1	1	2	2
L (n=2)	s (l=0)	0	1	4	2	8
	p (l=1)	-1,0,+1	3		6	
M (n=3)	s (l=0)	0	1	9	2	18
	p (l=1)	-1,0,+1	3		6	
	d (l=2)	-2,-1,0,+1,+2	5		10	
N (n=4)	s (l=0)	0	1	16	2	32
	p (l=1)	-1,0,+1	3		6	
	d (l=2)	-2,-1,0,+1,+2	5		10	
	f (l=3)	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7		14	

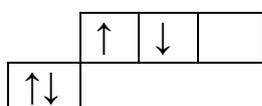
Из принципа Паули вытекает следствие: Максимально возможное число электронов на каждом энергетическом уровне равно удвоенному значению квадрата главного квантового числа: $X = 2n^2$.

При $n=1$ $x=2$; при $n=2$ $x=8$ и т.д.

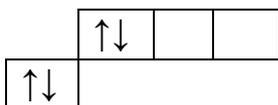
Рассмотрим электронную структуру атома углерода.



№1: разное m и одинаковое s



№2: разное m и разное s



№3: одинаковое m и разное s

Электронной формуле атома углерода могут отвечать три возможные схемы, соответствующие принципу Паули. Анализ атомного спектра углерода показал, что невозбужденному состоянию углерода соответствует схема №1.

При заполнении электронами энергетических подуровней соблюдается **правило Гунда**: устойчивому состоянию атома отвечает такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально. Такое распределение электронов соответствует невозбужденному состоянию атома, при котором атом обладает наименьшей возможной энергией.

Зависимость энергии электрона от значений главного и орбитального квантовых чисел была исследована советским ученым В.М.Клечковским, который установил, что энергия электрона возрастает с ростом суммы $(n+l)$.

I правило Клечковского:

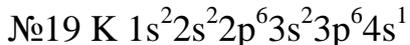
При увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы $(n+l)$ к орбиталям с большим значением этой суммы.

Например, какой подуровень заполняется раньше 4s или 3d?

$$4s (n+l)=4+0=4$$

$$3d (n+l)=3+2=5$$

Сначала заполняется 4s-подуровень. Например, в атоме калия.



После кальция в периодической системе расположен элемент скандий №21.

Какой энергетический уровень будет заполняться у скандия 3d или 4p?

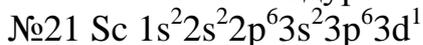
II правило Клечковского:

При одинаковом значении суммы $(n+l)$ заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа.

$$3d (n+l)=3+2=5$$

$$4p (n+l)=4+1=5$$

Заполняется 3d-подуровень.



скандий

Периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Периодический закон: Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

Периодическая система – это графическое отражение периодического закона. Она состоит из 7 периодов и 8 групп. **Период** – это горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом. Номер периода совпадает с главным квантовым числом n внешнего энергетического уровня. I период – самый короткий, в нем два элемента (водород и гелий), II и III – типические (так их называл Менделеев),

в них по 8 элементов. IV, V, VI и VII периоды большие, состоят из двух рядов: четного, где находятся d-элементы и нечетного, где находятся s- и p-элементы.

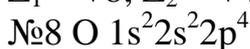
Группы делятся на главную и побочную подгруппу. К главной подгруппе относятся элементы, для атомов которых главное квантовое число n валентного уровня равно номеру периода, а побочное l равно 0 или 1, т.е. это s- и p-элементы. К побочным подгруппам относятся элементы, для которых главное квантовое число заполняемого уровня меньше номера периода, а побочное равно 2 или 3 (это d- и f-элементы). Номер группы равен максимальной степени окисления элемента. По мере роста заряда ядра атома происходит закономерная периодическая повторяемость электронных структур атомов и, следовательно, повторяемость их химических свойств.

Примеры решения задач

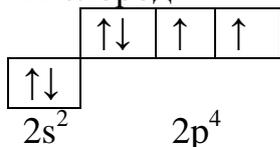
Пример 1

Напишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра $+Z$. К какому семейству элементов они относятся?

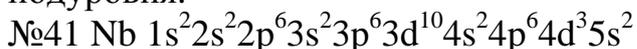
$$Z_1 = +8; Z_2 = +41.$$



кислород



Кислород – это p-элемент, т.к. у него происходит заполнение электронами 2p-подуровня.

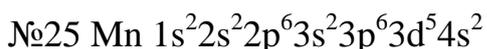


ниобий

Ниобий – это d-элемент, т.к. у него происходит заполнение электронами 4d-подуровня.

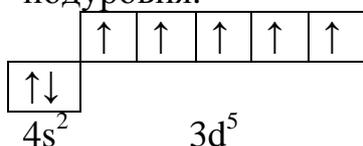
Пример 2

Напишите полную электронную формулу элемента, укажите период и группу периодической системы, где он расположен, к какому семейству элементов относится, какие степени окисления может проявлять, если его сокращенная электронная формула: $3d^5 4s^2$



марганец

Марганец – это элемент IV периода, VII группы, побочной подгруппы. Он относится к d-элементам, т.к. у него происходит заполнение электронами 3d-подуровня.

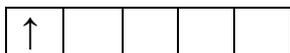


Может проявлять в соединениях степени окисления +2, +3, +4, +6, высшая степень окисления равна номеру группы +7.

Пример 3

Укажите на какой орбитали расположен электрон, имеющий следующий набор четырех квантовых чисел (n, l, m, s): 5, 2, -2, +1/2.

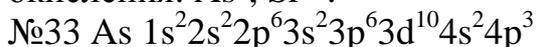
Т.к. $n=5, l=2$, то речь идет о 5d-электроне, $m = -2, s=1/2$:



5d

Пример 4

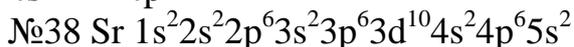
Напишите электронные формулы атомов и ионов с указанными степенями окисления: As⁰; Sr²⁺.



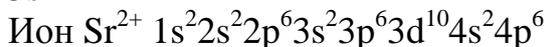
мышьяк



4s² 4p³



5s²



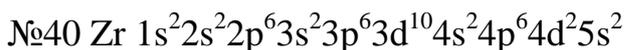
5s⁰

Пример 5

Определите элемент со следующими координатами в периодической системе. Укажите его электронную формулу. К какому семейству элементов он относится?

5, IV В.

Это элемент пятого периода, IV группы, побочной подгруппы, порядковый номер 40, цирконий.



5s² 4d²

Цирконий – это d-элемент, т.к. у него происходит заполнение электронами 4d-подуровня.

Пример 6

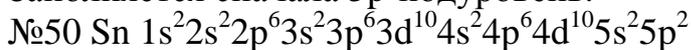
Какие орбитали атома заполняются электронами раньше? Почему? Напишите электронные формулы атомов элементов: 6s или 5p; Sn.

В соответствии со II правилом Клечковского при одинаковом значении суммы $(n + l)$ заполнение орбиталей происходит последовательно, в направлении возрастания значения главного квантового числа.

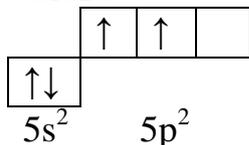
$$6s: (n + l) = (6 + 0) = 6$$

$$5p: (n + l) = (5 + 1) = 6$$

Заполняется сначала 5p-подуровень.

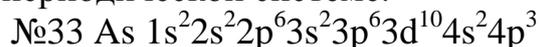


олово



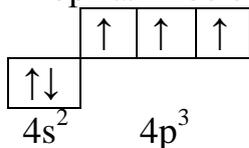
Пример 7

Составьте электронные формулы атома элемента с указанным порядковым номером, находящегося в нормальном и возбужденном состояниях. К какому семейству принадлежит данный элемент? Укажите его координаты в периодической системе.

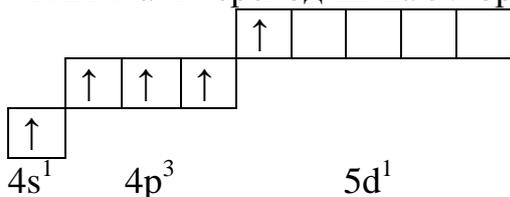


мышьяк

Нормальное состояние атома:



Мышьяк – это p-элемент, т.к. у него происходит заполнение электронами 4p-подуровня, он расположен в IV периоде, в V A группе (V группа, главная подгруппа). При возбуждении атома происходит распаривание 4s-электронов мышьяка и переход их на 5d-орбиталь.



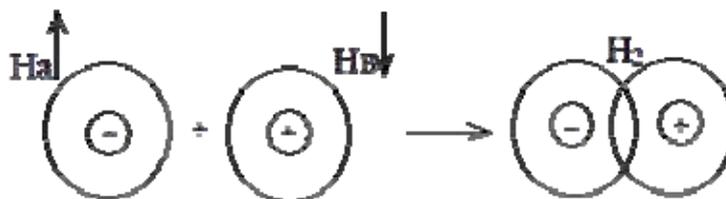
В нормальном состоянии валентность мышьяка равна 3, в возбужденном – 5.

Тема №4 «Химическая связь»

Химическая связь возникает при взаимодействии атомов, обуславливающим образование химически устойчивой двух- или многоатомной системы (молекулы, кристалла).

Рассмотрим образование химической связи на примере молекулы H_2 . При сближении двух атомов водорода, имеющих электронные облака с противоположно направленными спинами, происходит перекрывание электронных облаков. Вследствие такого перекрывания плотность

отрицательного заряда в межъядерном пространстве возрастает. Положительно заряженные ядра притягиваются к области перекрывания электронных облаков. Взаимодействие двух ядер с двумя электронами приводит к выделению энергии, поэтому общая энергия системы понижается, и система становится более устойчивой.



Химическая связь между атомами, осуществляемая обобществленными электронами, называется **ковалентной связью**. Если двухатомная молекула состоит из атомов одного химического элемента, например, H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , то электронное облако образованное общей парой электронов распределено в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов. Такая ковалентная связь называется **неполярной**.

Если двухатомная молекула состоит из атомов различных химических элементов, например, HCl , HF , то общее электронное облако связи смещено в сторону более электроотрицательного атома и возникает асимметрия в распределении заряда. Такая ковалентная связь называется **полярной**.

Электроотрицательность характеризует способность атома оттягивать на себя общую электронную плотность. Она выражается в относительных единицах. За единицу электроотрицательности принимают электроотрицательность лития.

Таблица 2

Относительные электроотрицательности атомов

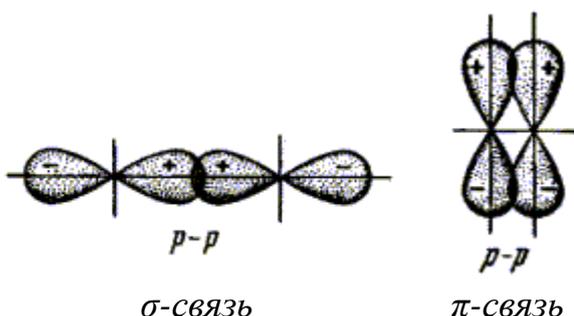
H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,50	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Например, в молекуле HCl общее электронное облако смещено к хлору (электроотрицательность хлора равна 3, электроотрицательность водорода равна 2,1). Это приводит к появлению у хлора эффективного отрицательного заряда, равного 0,17 заряда электрона, а у водорода такого же по величине эффективного положительного заряда $H^{+0,17}-Cl^{-0,17}$.

Следовательно, молекула HCl – это система двух равных по величине и противоположных по знаку зарядов, расположенных на определенном расстоянии друг от друга, такие системы называются диполями.

Направленность и насыщенность ковалентной связи

Наиболее прочные химические связи возникают в направлении максимального перекрывания атомных орбиталей. Т.к. атомные орбитали имеют определенную форму, то их максимальное перекрывание возможно при определенной пространственной ориентации. Поэтому ковалентная связь характеризуется **направленностью**. В зависимости от направления перекрывания атомных орбиталей различают σ - и π -связь. σ -связь возникает при перекрывании атомных орбиталей вдоль оси, соединяющей ядра взаимодействующих атомов.

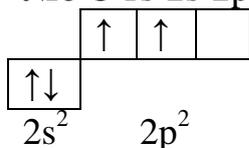


π -связь осуществляется при перекрывании атомных орбиталей по обе стороны оси, соединяющей ядра атомов, она характеризуется двумя зонами перекрывания, расположенными по обе стороны от оси, соединяющей ядра атомов.

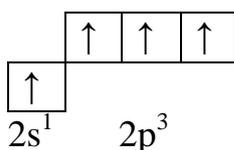
Гибридизация атомных орбиталей

Часто в образовании нескольких химических связей в молекуле участвуют разные атомные орбитали одного атома. Рассмотрим образование химической связи в молекуле метана CH_4 .

№6 C $1s^2 2s^2 2p^2$

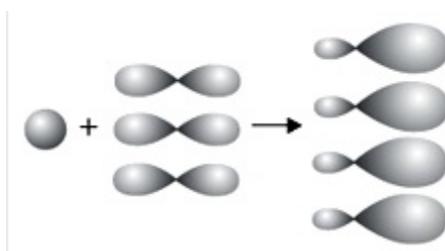


При возбуждении атома углерода происходит распаривание s-электрона и переход его на p-орбиталь.



При образовании молекулы CH_4 одна s- и 3 p-орбитали должны были перекрываться с s-орбиталями водорода. Однако, эксперименты показали, что все четыре связи в молекуле метана совершенно равноценны по энергии и длине. Этот и другие факты удалось объяснить с помощью теории **гибридизации атомных орбиталей**. Согласно этой теории, при образовании молекул происходит изменение формы и энергии атомных орбиталей. Вместо неравноценных s- и p-орбиталей образуются равноценные, гибридные

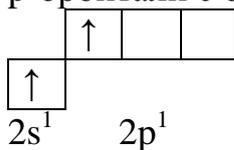
орбитали, имеющие одинаковую энергию и форму, т.е. смешанные орбитали. В молекуле CH_4 , три p- и одна s-орбиталь углерода смешиваются, образуя четыре гибридные орбитали, которые направлены под углом $109^\circ 28'$, т.е. к вершине тетраэдра, молекула CH_4 имеет тетраэдрическую форму.



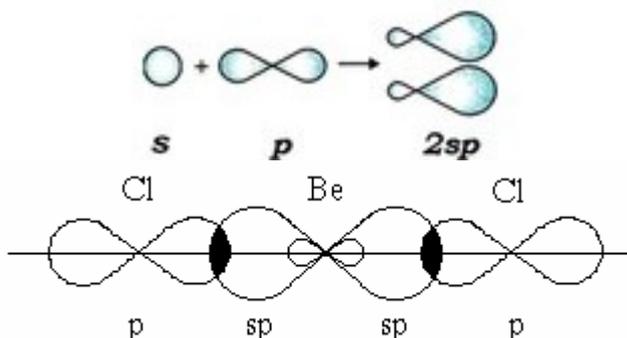
Рассмотрим другие типы гибридизации:

1) sp-гибридизация: на примере BeCl_2
 №4 Be $1s^2 2s^2$
 бериллий

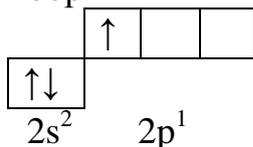
При возбуждении атома бериллия происходит распаривание s-электрона и переход его на p-орбиталь, а также смешение (гибридизация) одной s- и одной p-орбитали с образованием двух гибридных орбиталей.



Две гибридные sp-орбитали бериллия расположены под углом 180° , молекула BeCl_2 или BeF_2 линейна, валентный угол 180° .



2) sp^2 -гибридизация: на примере BF_3
 №5 B $1s^2 2s^2 2p^1$
 бор



При возбуждении атома бора происходит распаривание s-электрона и переход его на p-орбиталь, а также смешение (гибридизация) одной s-и двух p-орбиталей с образованием двух гибридных орбиталей. Три гибридные орбитали бора расположены под углом 120° , молекула BF_3 плоская, треугольная, валентный угол 120° (рис 1).

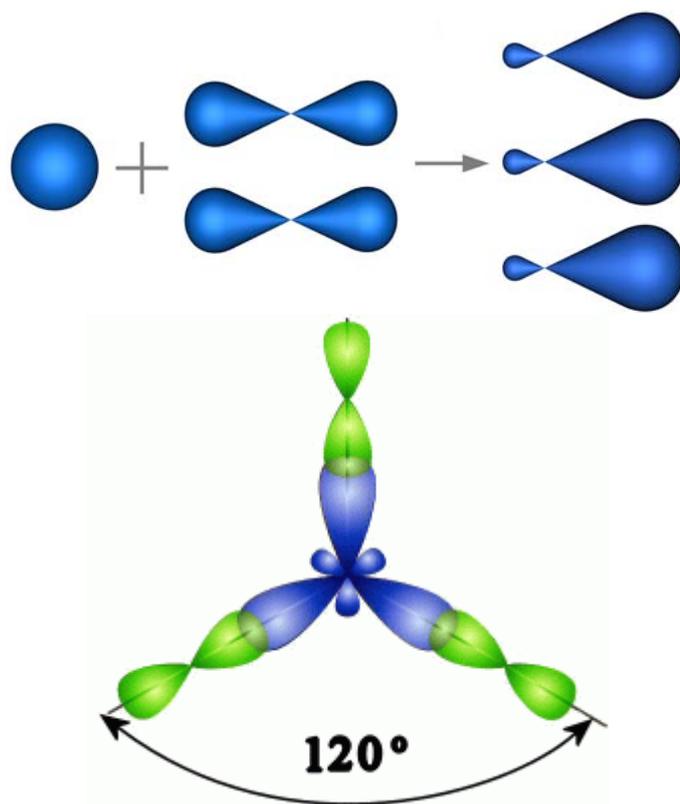
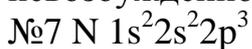


Рис.1 Гибридизация атомных орбиталей BF_3

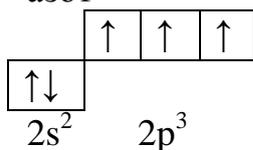
Насыщаемость ковалентной связи

Способность атома к образованию химических связей называют **валентностью элемента**.

а) В образовании ковалентной связи участвуют неспаренные электроны невозбужденного атома. Например,

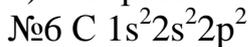


азот



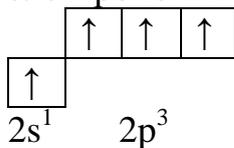
Образуется молекула N_2 $\text{N}\equiv\text{N}$ с тройной связью: две π -связи и одна σ -связь.

б) В образовании ковалентной связи участвуют спаренные электроны.



углерод

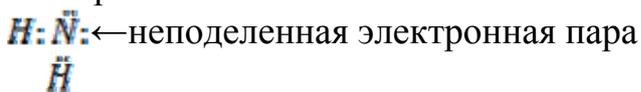
При возбуждении атома углерода происходит распаривание s-электронов и переход одного на p-орбиталь, а также sp^3 -гибридизация.



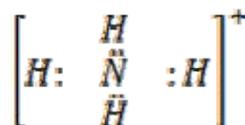
возбужденный атом C

В молекуле CH_4 углерод четырехвалентен.

В некоторых случаях ковалентная связь возникает за счет спаренных электронов.



Например, в молекуле NH_3 неподеленная электронная пара азота участвует в образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму. У иона водорода H^+ есть вакантная $1s$ -орбиталь. Поэтому при взаимодействии молекулы NH_3 с ионом H^+ возникает ковалентная связь. Азот – донор электронной пары, протон водорода – акцептор, при этом образуется ион аммония

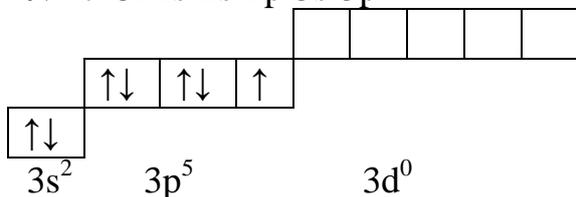
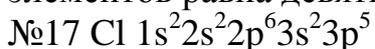


Опытом установлено, что все четыре связи в ионе аммония равноценны. В ионе аммония атом азота проявляет высшую ковалентность, равную четырем.

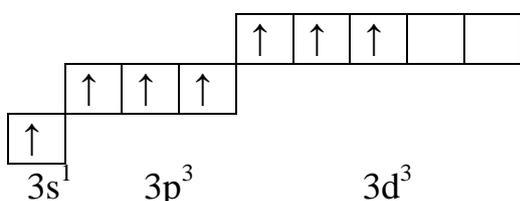
Рассмотренные примеры показывают, что атомы обладают разными возможностями для образования ковалентной связи. Однако, общее число ковалентных связей, которые способен образовывать данный атом ограничено. Оно определяется общим числом валентных орбиталей, т.е. тех орбиталей, использование которых для образования ковалентных связей является энергетически выгодным. К таким орбиталям относятся s - и p -орбитали внешнего энергетического уровня, d -орбитали предшествующего слоя, а в некоторых случаях d -орбитали внешнего слоя.

Например, элементы II энергетического уровня имеют одну s -орбиталь и три p -орбитали, не имеют d -орбиталей. Максимальная ковалентность элементов II периода равна четырем (количество орбиталей внешнего уровня). Такая ковалентность реализуется у азота в ионе аммония, у углерода в метане.

Атомы III и последующих периодов могут использовать для ковалентной связи s -, p - и d -орбитали. Максимальная ковалентность для элементов равна девяти.



При возбуждении атома хлора происходит распаривание электронов и переход их на $3d$ -орбиталь, максимальная ковалентность хлора равна семи.



Способность атомов участвовать в образовании ограниченного числа ковалентных связей называется **насыщаемостью ковалентной связи**.

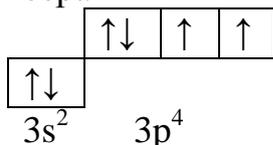
Примеры решения задач

Пример 1

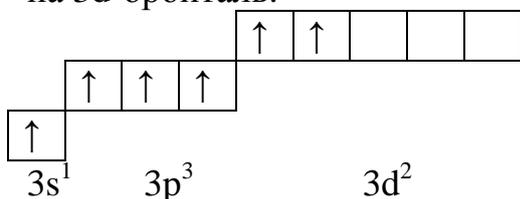
В каком состоянии (основном или возбужденном) находятся атомы, образующие молекулу SO_3 ? Изобразите ее структурную формулу.

№16 S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

сера



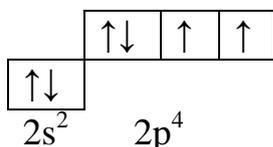
При возбуждении атома серы происходит распаривание и переход электронов на 3d-орбиталь.



Валентность серы равна 6 (возбужденное состояние серы).

№80 $1s^2 2s^2 2p^4$

кислород



Валентность кислорода равна 2 (основное состояние кислорода).

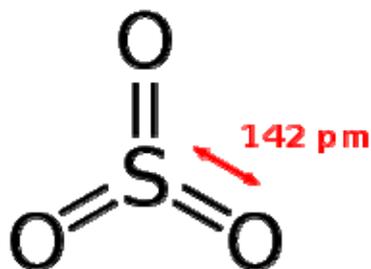


Рис.2 Структурная формула SO_3

Пример 2

Пользуясь табличными значениями относительных электроотрицательностей, укажите, какой характер имеют связи в приведенных молекулах. Укажите для каждой из них направление смещения общей электронной пары: CS_2 , NO .

Значения электроотрицательностей:

ЭО (C) = 2,5; ЭО (S) = 2,6

В молекуле CS_2 связь полярная ковалентная. Общая электронная плотность смещена к более электроотрицательному атому сере: $\text{C}^{+4}\text{S}^{-2}_2$.

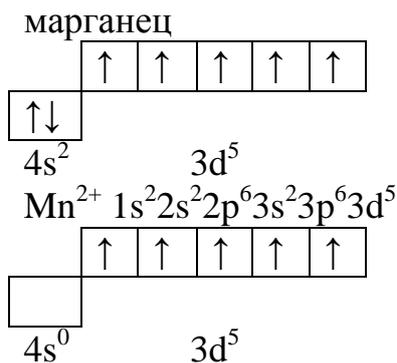
ЭО (N) = 3,07; ЭО (O) = 3,5.

В молекуле NO связь полярная ковалентная. Общая электронная плотность смещена к более электроотрицательному атому кислорода: $\text{N}^{+2}\text{O}^{-2}$.

Пример 3

Составьте электронную формулу иона металла в соединении MnSO_4 .

№25 Mn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$



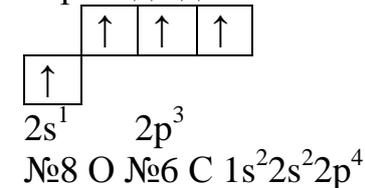
Пример 4

Опишите с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы CO_2 .

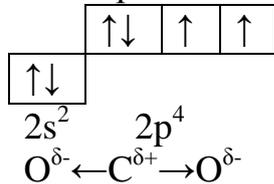
№6 C $1s^2 2s^2 2p^2$

углерод

При возбуждении атома углерода происходит распаривание 2s-электронов и переход одного из них на 2p-орбиталь.



кислород



В молекуле CO_2 имеет место sp-гибридизация атомных орбиталей углерода, валентный угол равен 180° , молекула линейна.

Электроотрицательность ЭО (C) = 2,5; ЭО (O) = 3,5.

Связи C=O полярны, общая электронная плотность связи смещена к более электроотрицательному атому кислорода

$\mu_{\text{св}} = 2,7 \cdot 10^{-29}$ Кл·м

Дипольный момент молекулы равен векторной сумме дипольных моментов, образующих ее связей. Вследствие взаимной компенсации дипольных

моментов связей в молекуле CO_2 , дипольный момент молекулы равен нулю: $\mu=0$.

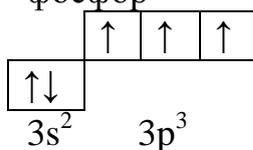
Пример 5

Укажите тип связи в молекуле PH_3 . Чему равна валентность и степень окисления фосфора?

$\text{H} - \text{P} - \text{H}$ Связь в молекуле PH_3 полярная ковалентная.
 | Электроотрицательности $\text{ЭО}(\text{P}) = 2,2$; $\text{ЭО}(\text{H}) = 2,1$. Общая
 Н электронная плотность смещена к фосфору.

№15 P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

фосфор



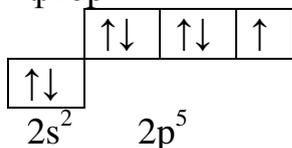
Валентность фосфора равна трем, степень окисления фосфора (-3), водорода (+1).

Пример 6

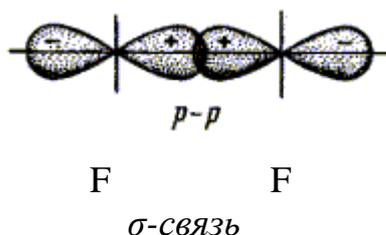
Какие орбитали участвуют в образовании молекулы F_2 ? Сколько электронных пар участвуют в образовании связей между атомами? Укажите типы связей между атомами в этих молекулах.

№9 F $1s^2 2s^2 2p^5$

фтор



В образовании молекулы F_2 участвует одна электронная пара. По одной p-орбитали каждого атома перекрываются вдоль оси, соединяющей ядра взаимодействующих атомов. Образуется σ -связь.

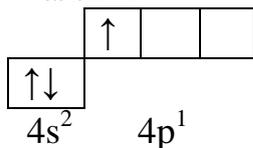


Пример 7

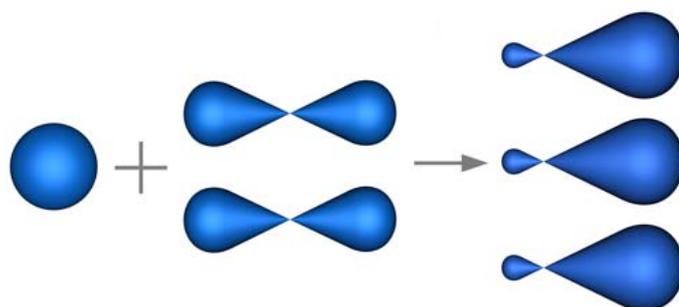
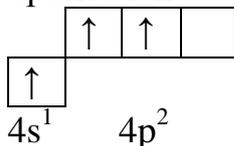
Определите тип гибридизации орбиталей атома металла в указанной молекуле. Изобразите геометрическую форму этой молекулы: GaBr_3 .

№34 Ga $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$

галлий



При возбуждении атома галлия происходит распаривание $4s$ -электрона и переход его на $4p$ -орбиталь и одновременно sp^2 -гибридизация атомных орбиталей:



Образуется три гибридные орбитали, расположенные под углом 120° , молекула $GaBr_3$ плоская, треугольная.

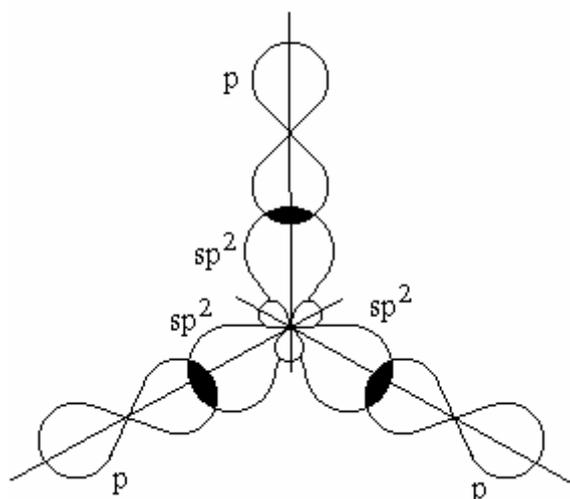


Рис.3. Гибридизация атомных орбиталей $GaBr_3$

Тема 5 «Энергетика химических процессов»

Наука о взаимных превращениях различных видов энергии называется **термодинамикой**. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях. При химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе, рвутся связи в исходных веществах и возникают новые связи в конечных продуктах. Эти изменения

сопровождаются поглощением или выделением энергии. В большинстве случаев этой энергией является теплота. Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называется *термохимией*. Реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, называются *экзотермическими*, а те которые сопровождаются поглощением теплоты, – *эндотермическими*. Теплоты реакций являются, таким образом, мерой изменения свойств системы, и знание их может иметь большое значение при определении условий протекания тех или иных реакций.

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление более общего закона природы – закона сохранения материи. Теплота (Q), поглощенная системой идет на изменение ее внутренней энергии (ΔU) и на совершение работы (A):

$$Q = \Delta U + A.$$

Внутренняя энергия системы U – это общий ее запас, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомных групп, энергию движения электронов и т.д. Внутренняя энергия – это полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение U веществ неизвестно, так как нельзя привести систему в состояние, лишенное энергии. Внутренняя энергия, как и любой вид энергии, является *функцией состояния*, т.е. ее изменение однозначно определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода, по которому протекает процесс $\Delta U = U_2 - U_1$, где ΔU – изменение внутренней энергии системы при переходе от начального состояния (U_1) в конечное (U_2).

Если $U_2 > U_1$, то $\Delta U > 0$.

Если $U_2 < U_1$, то $\Delta U < 0$.

Теплота и работа функциями состояния не являются, ибо они служат формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях A – это работа против внешнего давления, т.е. в первом приближении $A = p\Delta V$, где ΔV – изменение объема системы ($V_2 - V_1$). Так как большинство химических реакций проводят при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) теплота Q_p будет равна:

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V;$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Сумму $U + pV$ обозначим через H , тогда

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Величину H называют *энтальпией*. Таким образом, теплота при $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$ приобретает свойство функции состояния и не зависит от пути, по которому протекает процесс. Отсюда теплота реакции в изобарно-изотермическом процессе Q_p равна изменению энтальпии системы ΔH (если единственным видом работы является работа расширения).

$$Q_p = \Delta H.$$

Энтальпия (H), как внутренняя энергия (U), является функцией состояния, ее изменение (ΔH) определяется только начальными и конечными состояниями системы и не зависит от пути перехода. Нетрудно видеть, что теплота реакции в изохорно-изотермическом процессе (Q_V) ($V=\text{const}$; $T=\text{const}$), при котором $\Delta V=0$, равна изменению внутренней энергии системы ΔU , $Q_V = \Delta U$. Теплоты химических процессов, протекающих при p , $T=\text{const}$ и V , $T=\text{const}$, называют **тепловыми эффектами**.

При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и $\Delta H < 0$ ($H_2 < H_1$), а при эндотермических энтальпия системы увеличивается и $\Delta H > 0$ ($H_2 > H_1$). В дальнейшем тепловые эффекты всюду выражаются через ΔH . В основе термохимических расчетов лежит закон Гесса (1840): «Тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода». Часто в термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса: «Тепловой эффект реакции ($\Delta H_{\text{х.р.}}$) равен сумме теплот образования ($\Delta H_{\text{обр}}$) продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ, с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции»:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{исх}}.$$

Энтропия. Энергия Гиббса

Самопроизвольно могут протекать реакции, сопровождающиеся не только выделением, но и поглощением теплоты.

Реакция, идущая при данной температуре с выделением теплоты, при другой температуре идет в обратном направлении, т.е. с поглощением теплоты. Здесь проявляется диалектический закон единства и борьбы противоположностей. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации), уменьшению H, с другой стороны, система стремится к беспорядку (дезагрегации). Первая тенденция растет с понижением температуры, а вторая растет с повышением температуры. Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которую называют **энтропией**.

Энтропия (S), так же как внутренняя энергия (U), энтальпия (H), объем (V) и др., является свойством вещества, пропорциональным его количеству. S, U, H, V обладают аддитивными свойствами, т.е. при соприкосновении систем суммируются. *Энтропия отражает движение частиц вещества и является мерой неупорядоченности системы*. Она возрастает с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Процессы, связанные с упорядоченностью системы: конденсация, кристаллизация, полимеризация и т.п. – ведут к уменьшению энтропии. Энтропия является функцией состояния, т.е. ее изменение (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса $\Delta S = S_2 - S_1$.

Если $S_2 > S_1$, то $\Delta S > 0$.

Если $S_2 < S_1$, то $\Delta S < 0$.

Так как энтропия растет с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка $\approx T\Delta S$. Энтропия выражается в Дж/моль·град. Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремление к упорядочению (H) и стремление к беспорядку(TS). При $p=\text{const}$ и $T=\text{const}$ общую движущую силу процесса, которую обозначают ΔG , можно найти из соотношения

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1) = \Delta H - T\Delta S;$$

$$\boxed{\Delta G = \Delta H - T\Delta S}$$

Величина G называется изобарно-изотермическим потенциалом или энергией Гиббса. В соответствии со следствием из закона Гесса:

$$G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{исх}}$$

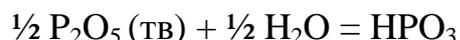
Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения любого потенциала и, в частности, в сторону уменьшения ΔG . Если $\Delta G < 0$, процесс принципиально осуществим, если $\Delta G > 0$ – процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше ΔG , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором $\Delta G = 0$ и $\Delta H = T\Delta S$.

Из соотношения $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ видно, что самопроизвольно могут протекать и процессы, для которых $\Delta H > 0$ (эндотермические). Это возможно, когда $\Delta S > 0$, но $|T\Delta S| > |\Delta H|$, и тогда $\Delta G < 0$. С другой стороны, экзотермические реакции ($\Delta H < 0$) самопроизвольно не протекают, если при $\Delta S < 0$ окажется, что $\Delta G > 0$.

Примеры решения задач

Пример 1

Рассчитайте количество теплоты, выделяющееся при растворении в воде P_2O_5 массой $m=28,4$ г.



Из таблицы термодинамических функций выпишем значения энтальпий веществ:

Вещество	ΔH^0 , кДж/моль
P_2O_5 (тв)	-1507,2
H_2O (ж)	-286
HPO_3 (тв)	-982,4

Используя следствие из закона Гесса, определим выделение тепла в химической реакции:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^0_{\text{продуктов реакции}} - \sum \Delta H^0_{\text{исходных веществ}} = -982,4 - 0,5 \cdot (-1507,2) - 0,5 \cdot (-286) = -982,4 + 753,6 + 143 = -85,8 \text{ (кДж)}.$$

При растворении в воде 0,5 молей P_2O_5 выделилось 85,8 кДж тепла. Вычислим количество молей P_2O_5 в 28,4 г вещества:

$$n(P_2O_5) = \frac{m(P_2O_5)}{M(P_2O_5)} = \frac{28,4 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142 \text{ г/моль}$$

Количество тепла равно:

$$Q = -\Delta H = \frac{85,8 \cdot 0,2}{0,5} = 34,32 \text{ кДж}$$

Пример 2

При сгорании серы массой $m=8$ г выделится теплоты $\Delta H=-74,2$ кДж. Рассчитайте теплоту образования ΔH^0 (SO_2).

Уравнение реакции горения серы: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

1. Вычислим количество молей серы в 8 г:

$$n = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{8}{32} = 0,25 \text{ моль}$$

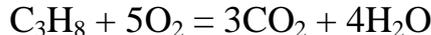
2. Вычислим теплоту образования SO_2 :

$$\Delta H^0(\text{SO}_2) = \frac{-74,2}{0,25} = -296,8 \text{ кДж/моль}$$

Пример 3

Напишите уравнение реакции горения пропана C_3H_8 . Сколько теплоты выделится при горении V (м^3) пропана (условия нормальные)?

$$V=3 \text{ м}^3.$$



1) Вычислим ΔH^0 химической реакции, используя следствие из закона Гесса.

Из таблицы термодинамических функций выпишем энтальпии образования веществ:

Вещество	ΔH^0 , кДж/моль
H_2O (г)	-241,84
CO_2 (г)	-393,51
C_3H_8 (г)	-103,85

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^0_{\text{продуктов реакции}} - \sum \Delta H^0_{\text{исходных веществ}} = 4\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) + 3\Delta H^0(\text{CO}_2) - \Delta H^0(\text{C}_3\text{H}_8(\text{г})) = 4 \cdot (-241,84) + 3 \cdot (-393,51) - 103,84 = -2044,04 \text{ (кДж)}$$

2) Вычислим количество вещества пропана в 3 м^3 :

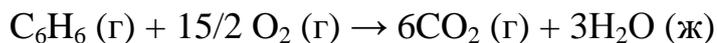
$$n = \frac{V}{V_M} = \frac{3000 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 133,93 \text{ моль}$$

3) Количество теплоты при сгорании 3 м^3 :

$$Q = -\Delta H = 2044,04 \cdot 133,93 = 273755,4 \text{ кДж}$$

Пример 4

Расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций, и, не производя расчетов, предскажите изменение энтропии системы в результате их протекания.



Энтропия – это мера неупорядоченности состояния системы. Т.к. количество молей газообразных веществ в левой части 8,5 молей, а в правой 6 молей, то энтропия системы в процессе химической реакции уменьшается $\Delta S^0_{\text{хр}} < 0$.

Пример 5

Определите расчетом, какие из реакций могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях (предварительно расставьте коэффициенты в уравнении реакций).



Вычислим изменение изобарно-изотермического потенциала ΔG^0 химической реакции, используя следствие из закона Гесса. Выпишем значения ΔG^0 из таблиц термодинамических функций:

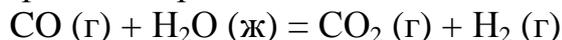
Вещество	ΔG^0 , кДж/моль
$\text{CH}_4 (\text{г})$	-50,79
$\text{CO}_2 (\text{г})$	-394,38
$\text{CO} (\text{г})$	-137,27
$\text{H}_2 (\text{г})$	0

$$\Delta G_{\text{хр}}^0 = \sum \Delta G^0_{\text{продуктов реакции}} - \sum \Delta G^0_{\text{исходных веществ}} = 2 \cdot (-137,27) - (-394,38) - (-50,79) = 170,63 \text{ (кДж)}$$

Т.к. $\Delta G_{\text{хр}}^0 > 0$, то реакция самопроизвольно в прямом направлении не может протекать при стандартных условиях. Может протекать обратная реакция.

Пример 6

По приведенным данным рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции:



$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = 2,85 \text{ кДж}; \Delta S^0_{\text{х.р.}} = 76,39 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Состояние химического равновесия системы возникает при равенстве нулю изобарно-изотермического потенциала $\Delta G_{\text{хр}} = 0$.

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = 0$$

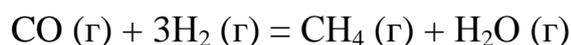
$$E = \frac{V}{V_M} = \frac{3000 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 133,93 \text{ моль}$$

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{2,85}{0,07639} = 37,3 \text{ К}$$

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{2,85 \text{ кДж}}{0,07639 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}} = 37,3 \text{ К}$$

Пример 7

Пользуясь справочными данными, определите возможность самопроизвольного протекания реакции при $T=298$.



Выпишем значения изобарно-изотермических потенциалов реагирующих веществ из таблиц термодинамических функций:

Вещество	ΔG^0 , кДж/моль
CO (г)	-132,27
H ₂ (г)	0
CH ₄ (г)	-50,79
H ₂ O (г)	-228,59

Используя следствие из закона Гесса, вычислим изменение изобарно-изотермического потенциала химической реакции:

$$\Delta G_{\text{хр}}^0 = \sum \Delta G^0_{\text{продуктов реакции}} - \sum \Delta G^0_{\text{исходных веществ}} = -50,79 + (-228,59) - (-132,27) = -147,11 \text{ (кДж)}$$

Т.к. $\Delta G_{\text{хр}}^0 < 0$, то реакция может самопроизвольно протекать при стандартных условиях.

Тема 6 «Химическое равновесие»

Химическая кинетика – учение о скорости химических процессов и ее зависимости от различных факторов. Критерием принципиальной осуществимости реакции является неравенство $\Delta G^0_{\text{р,т}} < 0$. Но это неравенство не является полной гарантией фактического течения процесса в данных условиях, не является достаточным для оценки кинетической возможности реакции. Например,



ΔG^0_{298} для первой реакции – 228,59 кДж/моль, для второй – 313,8 кДж/моль. Следовательно, обе реакции возможны при стандартных условиях $T=298 \text{ К}$ и $p=101,3 \text{ кПа}$. Однако, эти реакции при стандартных условиях идут только в присутствии катализатора (платины для первой, воды для второй). Катализатор как бы снимает кинетический барьер и тогда проявляется термодинамическая природа вещества. Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализатора.

Влияние концентрации на скорость химической реакции (закон действия масс)

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, взятых в степени, равной стехиометрическому коэффициенту перед формулой вещества в уравнении реакции.

Например, для уравнения



$$v = K[N_2] \cdot [H_2]^3,$$

где $[N_2]$ и $[H_2]$ – молярные концентрации азота и водорода, K – константа скорости реакции.

Физический смысл константы скорости: константа показывает какова будет скорость химической реакции при концентрациях реагирующих веществ равных единице: $[N_2] = [H_2] = 1$ моль/л.

Пример расчета:

Внешнее давление путем сжатия системы увеличилось в 10 раз, как изменится скорость реакции синтеза аммиака?

При увеличении внешнего давления в 10 раз объем системы уменьшился в 10 раз, а концентрации реагентов увеличились в 10 раз.

$$v_{\text{конечн}} = K[10N_2] \cdot [10H_2]^3 = 10000K[N_2] \cdot [H_2]^3$$

Скорость реакции возросла в 10000 раз.

Влияние температуры на скорость химической реакции (правило Вант-Гоффа)

Голландский ученый Якоб Хендрик Вант-Гофф экспериментально показал, что с повышением температуры на 10°C скорость большинства реакций возрастает в 2–4 раза.

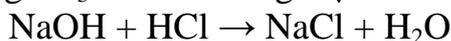
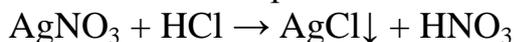
$$v_{t_2} = v_{t_1} * \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

где γ – температурный коэффициент скорости.

Физический смысл температурного коэффициента: температурный коэффициент показывает, во сколько раз увеличится скорость химической реакции, если повысить температуру на 10° .

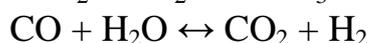
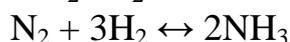
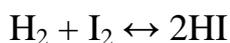
Химическое равновесие

Существуют необратимые и обратимые химические реакции. К необратимым относят реакции в растворах электролитов, в процессе которых образуется осадок, газ или слабый электролит:



Многие химические реакции относятся к обратимым, их особенность состоит в том, что они не идут до конца и в системе всегда остаются в больших или меньших количествах каждое из исходных веществ.

Примеры обратимых реакций:



Реакция протекающая вправо (\rightarrow) – прямая, влево (\leftarrow) – обратная реакция. Если в системе скорости прямой и обратной реакции равны, такое состояние системы называется *химическим равновесием*.

$v_{\text{пр}}=v_{\text{обр}}$ – это кинетическое условие химического равновесия;
 $\Delta G_{p,T}=0$ – это термодинамическое условие химического равновесия.

Химическое равновесие характеризуется постоянным и вполне определенным соотношением равновесных концентраций всех веществ, участвующих во взаимодействии. Например, при температуре около 720 К в гомогенной системе $2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ содержится 22% HI, независимо от того, сколько молей HI было в системе в начале реакции.

Согласно закону действия масс

$$v_{\text{пр}}=K_1*[\text{HI}]^2;$$

$$v_{\text{обр}}=K_2*[\text{H}_2]*[\text{I}_2]$$

В состоянии химического равновесия скорости прямой и обратной реакции равны:

$$K_1*[\text{HI}]^2=K_2*[\text{H}_2]*[\text{I}_2]$$

$$\frac{K_1}{K_2} = K_{\text{равн}} = \frac{[\text{H}_2]*[\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

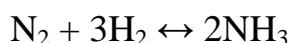
Отношение констант скоростей прямой и обратной реакции – это тоже константа, называемая **константой химического равновесия**, показывающая соотношение между концентрациями продуктов реакции (числитель дроби) и исходных веществ (знаменатель).

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Химическое равновесие, отвечающее равенству скоростей прямой и обратной реакции и минимальному значению изобарно-изотермического потенциала системы, является наиболее устойчивым состоянием системы при заданных условиях и остается неизменным до тех пор, пока сохраняются постоянными параметры, при которых оно установилось. Если параметры изменятся, то система выйдет из состояния равновесия, т.к. скорость прямого и обратного процесса изменится неодинаково. На состояние химического равновесия влияют три параметра:

- 1) концентрация реагирующих веществ;
- 2) температура;
- 3) давление (для газов).

1. Влияние концентрации реагирующих веществ



Увеличим концентрацию водорода в 2 раза. Определим по закону действия масс скорость прямой реакции:

$$v_{\text{пр конечн}}=K_1[\text{N}_2]_{\text{р}}*[\text{2H}_2]_{\text{р}}^3=8K_1[\text{N}_2]_{\text{р}}*[\text{2H}_2]_{\text{р}}^3$$

Скорость прямой реакции возрастет в 8 раз, следовательно, равновесие сместится в сторону прямой реакции.

При увеличении концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, равновесие сместится в сторону расхода этого вещества. При уменьшении концентрации какого-либо из веществ равновесие смещается в сторону образования этого вещества.

2. Влияние температуры

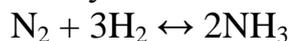
При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры в сторону экзотермической реакции. Например, в случае реакции:



При повышении температуры равновесие сместится влево, при понижении температуры вправо.

3. Влияние давления

Повысим внешнее давление путем сжатия системы в 10 раз.



Вычислим, используя закон действия масс, изменение скоростей прямой и обратной реакций.

$$v_{\text{пр конечн}} = K_1 [10\text{N}_2]_{\text{p}} * [10\text{H}_2]_{\text{p}}^3 = 10000 K_1 [\text{N}_2]_{\text{p}} * [\text{H}_2]_{\text{p}}^3$$

$$v_{\text{обр конечн}} = K_2 [10\text{NH}_3]_{\text{p}}^2 = 100 K_2 [\text{NH}_3]_{\text{p}}^2$$

Скорость прямой реакции повысилась в 10000 раз, а обратной в 100 раз. Следовательно, равновесие сместится в сторону прямой реакции.

При увеличении давления путем сжатия системы равновесие сдвигается в сторону меньшего числа молей газа (т.е. в сторону понижения давления). При понижении давления путем расширения системы равновесие сдвигается в сторону большего числа молей газа (т.е. в сторону повышения давления).

Если количество молей газа неизменно, например, $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$, давление не влияет на смещение химического равновесия.

Рассмотренные примеры – это частные случаи **принципа Ле Шателье**:

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить температуру, концентрацию, давление), то в результате протекающих в системе процессов равновесие сместится в таком направлении, что оказанное воздействие уменьшится.

Примеры решения задач

Пример 1

Напишите выражение для скорости предлагаемой химической реакции. Рассчитайте, как изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в системе в 2 раза.



По закону действия масс:

$$v_{\text{пр нач}} = K_1 [\text{SO}_2]^2 * [\text{O}_2]$$

$$v_{\text{обр нач}} = K_2 [\text{SO}_3]^2$$

При увеличении давления в системе в 2 раза, объем системы уменьшится в 2 раза, а концентрации всех веществ увеличатся в 2 раза.

$$v_{\text{пр конечн}} = K_1 [2\text{SO}_2]^2 * [2\text{O}_2] = 8K_1 [2\text{SO}_2]^2 * [2\text{O}_2]$$

$$v_{\text{обр конечн}} = K_2 [2\text{SO}_3]^2 = 4K_2 [\text{SO}_3]^2$$

Скорость прямой реакции возрастет в 8 раз, а обратной в 4 раза.

Пример 2

В каком направлении и почему сместится равновесие в системе:

- 1) при одновременном увеличении концентраций исходных веществ и продуктов реакции в 3 раза;
- 2) при повышении температуры? Приведите расчеты и рассуждения, подтверждающие Ваши ответы.



- 1) По закону действия масс вычислим, как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если концентрации веществ возросли в 3 раза:

$$v_{\text{пр нач}} = K_1 [\text{N}_2\text{O}_4]$$

$$v_{\text{пр конечн}} = K_1 [3\text{N}_2\text{O}_4] = 3K_1 [\text{N}_2\text{O}_4]$$

$$v_{\text{обр нач}} = K_2 [\text{NO}_2]^2$$

$$v_{\text{обр конечн}} = K_2 [3\text{NO}_2]^2 = 9K_2 [\text{NO}_2]^2$$

Скорость прямой реакции увеличится в 3 раза, а обратной – в 9 раз. Равновесие сместится в сторону обратной реакции, влево.

- 2) При повышении температуры равновесие сместится в сторону эндотермической реакции, вправо (в сторону прямой реакции).

Пример 3

На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в n раз?

$$n = 796$$

$$\gamma = 2,4$$

По правилу Вант-Гоффа:

$$v_{t_2} = v_{t_1} * \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = n = 796$$

$$n = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

$$n = \gamma^x$$

$$\text{Обозначим } \frac{\Delta t}{10} = x$$

Прологарифмируем уравнение:

$$\lg n = x * \lg \gamma$$

$$x = \frac{\lg n}{\lg \gamma} = \frac{\lg 796}{\lg 2,4} = \frac{2,9}{0,38} = 7,6$$

$$\frac{\Delta t}{10} = 7,6$$

$$\Delta t = 7,6$$

Пример 4

Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от t_1 до t_2 , если известен температурный коэффициент скорости реакции γ :

$$t_1 = 20$$

$$t_2 = 70$$

$$\gamma = 3,2$$

По правилу Вант-Гоффа: $\frac{\vartheta_{t_2}}{\vartheta_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$

$$\frac{\vartheta_{t_2}}{\vartheta_{t_1}} = 3,2^{\frac{70 - 20}{10}} = 3,2^5 = 335,5$$

Пример 5

Некоторая реакция заканчивается через 90 минут, если проводить ее при 130° . Рассчитайте, какое время займет проведение процесса, если осуществлять его при температуре $T_2 = 200^\circ$, принимая температурный коэффициент $\gamma = 4$.

Между скоростью протекания химической реакции и ее продолжительностью существует обратно пропорциональная зависимость:

$$\frac{\vartheta_{t_2}}{\vartheta_{t_1}} = \frac{t_1}{t_2}$$

Где t_1 и t_2 – время протекания реакции при температуре T_1 и T_2 .

Правило Вант-Гоффа в этом случае можно записать:

$$\frac{\vartheta_{t_2}}{\vartheta_{t_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

$$t_2 = \frac{t_1}{\gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}} = \frac{90 * 60}{4^{\frac{200 - 130}{10}}} = \frac{90 * 60}{4^7} = 0,33 \text{ с}$$

Пример 6

Реакция протекает по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$. Исходные концентрации $[\text{NO}] = 0,5$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,9$ моль/л. Во сколько раз изменилась скорость

прямой реакции по сравнению с первоначальной, когда концентрация NO_2 составила 0,4 моль/л?

- 1) По уравнению реакции на образование 0,4 моль/л NO_2 потребовалось 0,4 моль/л NO и 0,2 моль/л O_2 . Тогда концентрация NO и O_2 в конечный момент составила:

$$[\text{NO}]_{\text{кон}} = [\text{NO}]_{\text{нач}} - [\text{NO}]_{\text{расход}} = 0,5 - 0,4 = 0,1 \text{ (моль/л)}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{кон}} = [\text{O}_2]_{\text{нач}} - [\text{O}_2]_{\text{расход}} = 0,9 - 0,2 = 0,7 \text{ (моль/л)}$$

- 2) Вычислим скорости реакции в начальный и конечный момент времени, используя закон действия масс:

$$v_{\text{нач}} = K[\text{NO}]_{\text{нач}}^2 * [\text{O}_2]_{\text{нач}} = K * 0,5^2 * 0,9 = 0,225K$$
$$v_{\text{конеч}} = K[\text{NO}]_{\text{конеч}}^2 * [\text{O}_2]_{\text{конеч}} = K * 0,1^2 * 0,7 = 0,007K$$

Скорость понизилась в 32 раза:

$$\frac{v_{\text{нач}}}{v_{\text{конеч}}} = \frac{0,225K}{0,007K} = 32 \text{ раза}$$

Пример 7

Вычислите равновесные концентрации CO и O_2 и константу равновесия для реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$, если известны их начальные концентрации и равновесная концентрация:

$$[\text{CO}]_{\text{нач}} = 0,8 \text{ моль/л}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{нач}} = 0,3 \text{ моль/л}$$

$$[\text{CO}_2]_{\text{равн}} = 0,4 \text{ моль/л}$$

- 1) На образование 0,4 моль/л CO_2 потребовалось (по уравнению реакции) 0,4 моль/л CO и 0,2 моль/л O_2 .

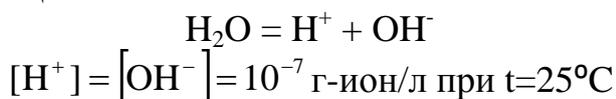
$$[\text{CO}]_{\text{равн}} = [\text{CO}]_{\text{нач}} - [\text{CO}]_{\text{расход}} = 0,8 - 0,4 = 0,4 \text{ (моль/л)}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{равн}} = [\text{O}_2]_{\text{нач}} - [\text{O}_2]_{\text{расход}} = 0,3 - 0,2 = 0,1 \text{ (моль/л)}$$

$$2) \quad K_{\text{равн}} = \frac{[\text{CO}_2]_{\text{р}}^2}{[\text{CO}]_{\text{р}}^2 * [\text{O}_2]_{\text{р}}} = \frac{0,4^2}{0,4^2 * 0,1} = 10$$

Тема 7 «Водородный показатель среды. Гидролиз солей»

Чистая вода очень плохо проводит электрический ток, но все же обладает измеряемой электропроводностью. По электропроводности вычислили концентрации ионов:



Напишем выражение **константы диссоциации воды**:

$$K_{\text{дисс}} = \frac{[\text{H}^+] * [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 * 10^{-16} \text{ при } t=25^\circ\text{C}$$

Т.к. степень диссоциации воды очень мала, концентрацию недиссоциированных молекул $[H_2O]$ можно приравнять к количеству молей воды в 1 л:

$$[H_2O] = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль / л}$$

Поэтому: $[H^+] * [OH^-] = 1,8 * 10^{-16} * 55,56 = 10^{-14}$

$$K_{H_2O} = [H^+] * [OH^-] = 10^{-14} \quad (7.1)$$

Где K_{H_2O} – ионное произведение воды.

Для нейтральных растворов: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ г-ион / л}$

В кислых средах: $[H^+] > [OH^-]$

В щелочных средах: $[H^+] < [OH^-]$

Например, если концентрация ионов $[H^+] = 10^{-3} \text{ г-ион/л}$, то среда кислая. Зная ионное произведение воды, можно вычислить концентрацию ионов гидроксила в этом растворе:

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ г-ион / л}$$

Для количественной характеристики реакции среды (кислая, нейтральная, щелочная) обычно приводят не концентрации ионов H^+ , а применяют водородный показатель.

Водородный показатель рН – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+]$$

В нейтральной среде $pH = -\lg 10^{-7} = 7$

В кислой среде, например, если $[H^+] = 10^{-3} \text{ г-ион/л}$; $pH = -\lg 10^{-3} = 3$

В кислой среде $pH < 7$.

В щелочной среде, например, если $[OH^-] = 10^{-2} \text{ г-ион/л}$;

$$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ г-ион / л}$$

$$pH = -\lg 10^{-12} = 12$$

В щелочной среде $pH > 7$.

Прологарифмируем правую часть уравнения (7.1) и получим:

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14$$

Поменяем знак на противоположный и получим:

$$-\lg[H^+] - \lg[OH^-] = 14,$$

Где $pH = -\lg[H^+]$, $pOH = -\lg[OH^-]$

pOH – это гидроксильный показатель.

$$pH + pOH = 14$$

Гидролиз солей

Гидролиз – это процесс взаимодействия ионов соли с ионами воды, когда компоненты соли соединяются с компонентами воды. Причина гидролиза заключается в том, что ионы соли образуют с ионами воды малодиссоциирующие ионы или молекулы. Если продукты гидролиза растворимы, реакция имеет обратимый характер. Если в результате гидролиза образуются малорастворимые или летучие вещества, то реакция протекает необратимо, до конца.

Гидролизу подвергаются соли, образованные:

1. слабым основанием и сильной кислотой;
2. сильным основанием и слабой кислотой;
3. слабым основанием и слабой кислотой.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются.

Сильные основания:

LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂.
Остальные основания слабые.

Сильные кислоты:

HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HClO₃.
Остальные кислоты слабые.

1) Соль образована слабым основанием и сильной кислотой: CdSO₄.

I ступень: $2\text{CdSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{CdOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

$2\text{Cd}^{2+} + 2\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} = 2(\text{CdOH})^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

$\text{Cd}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = (\text{CdOH})^+ + \text{H}^+$

pH < 7, среда кислая

II ступень: $(\text{CdOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cd}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

$2(\text{CdOH})^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

$(\text{CdOH})^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{Cd}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$

pH < 7, среда кислая

2) Соль образована сильным основанием и слабой кислотой:

I ступень: $\text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{KHS}$

$2\text{K}^+ + \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{K}^+ + \text{HS}^-$

$\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{HS}^-$

pH > 7, среда щелочная

II ступень: $\text{KHS} + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2\text{S}$

$\text{K}^+ + \text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{S}$

$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{H}_2\text{S}$

pH > 7, среда щелочная

3) Соль образована слабым основанием и слабой кислотой:

I ступень: $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{PbOHCH}_3\text{COO} + \text{CH}_3\text{COOH}$

$\text{Pb}^{2+} + 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} = (\text{PbOH})^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$

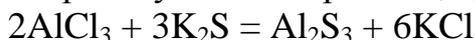
$\text{Pb}^{2+} + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} = (\text{PbOH})^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

pH ≈ 7, среда нейтральная

II ступень: $\text{PbOHCH}_3\text{COO} + \text{H}_2\text{O} = (\text{PbOH})_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$

$\text{pH} \approx 7$, среда нейтральная

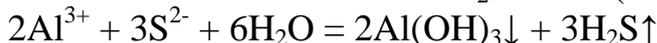
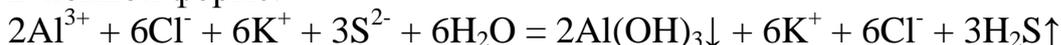
Соль, образованная слабым основанием и слабой летучей кислотой, гидролизуеться необратимо, до конца.



Сложим эти два уравнения:



В ионной форме:



Примеры решения задач

Пример 1

Рассчитайте молярную концентрацию раствора щелочи, если известно значение pH раствора: $\text{pH}=10,5$.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

$$\lg[\text{H}^+] = -10,5$$

$$[\text{H}^+] = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{3,6 \cdot 10^{-11}} = 0,316 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,316 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Пример 2

Вычислите pH и pOH раствора, в котором концентрация ионов $[\text{H}^+]$ моль/л равна: $2,5 \cdot 10^{-10}$.

1) Вычислим концентрацию ионов гидроксила:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-10}} = 0,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2,5 \cdot 10^{-10}) = -\lg 2,5 - \lg 10^{-10} = -0,398 + 10 = 9,6$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(0,4 \cdot 10^{-4}) = -\lg 0,4 - \lg 10^{-4} = 0,398 + 4 = 4,4$$

Пример 3

Вычислите pH и pOH раствора HCl с концентрацией $C_{\text{M}}=0,02$ моль/л.

$[\text{HCl}]=[\text{H}^+]=0,02$ моль/л

$$\text{pH} = -\lg 0,02 = 1,7$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

Пример 4

Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза предлагаемых солей: FeCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$. Укажите реакцию следы в растворах солей.

I ступень: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$

$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = (\text{FeOH})^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = (\text{FeOH})^{2+} + \text{H}^+$

$\text{pH} < 7$, среда кислая

II ступень: $\text{FeOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$

$(\text{FeOH})^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{OH})_2]^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

$(\text{FeOH})^{2+} + \text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{OH})_2]^+ + \text{H}^+$

$\text{pH} < 7$, среда кислая

III ступень: $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$

$[\text{Fe}(\text{OH})_2]^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

$[\text{Fe}(\text{OH})_2]^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$

$\text{pH} < 7$, среда кислая

$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_2$

$\text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{HNO}_2$

$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{OH}^- + \text{HNO}_2$

$\text{pH} > 7$, среда щелочная

Пример 5

Какая из солей подвергается гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этой соли. Укажите окраску фенолфталеина в ее растворе.

BaCl_2 и $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

BaCl_2 – соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается, $\text{pH}=7$, фенолфталеин бесцветный.

I ступень: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{ZnOHNO}_3 + \text{HNO}_3$

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = (\text{ZnOH})^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

$\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = (\text{ZnOH})^+ + \text{H}^+$

$\text{pH} < 7$, среда кислая, фенолфталеин бесцветный.

II ступень: $\text{ZnOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{ZnOH})_2 + \text{HNO}_3$

$(\text{ZnOH})^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = (\text{ZnOH})_2 + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

$(\text{ZnOH})^+ + \text{H}_2\text{O} = (\text{ZnOH})_2 + \text{H}^+$

$\text{pH} < 7$, среда кислая, фенолфталеин бесцветный.

Пример 6

При смешивании растворов Na_2S и NiSO_4 выпадает осадок (какой?). составьте ионное и молекулярное уравнения реакции.

$\text{Na}_2\text{S} + \text{NiSO}_4 = \text{NiS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

$\text{NiS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$

Суммируем два уравнения:

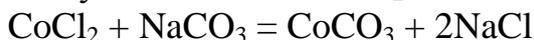
$\text{Na}_2\text{S} + \text{NiSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$

$2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$

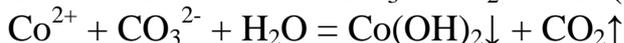
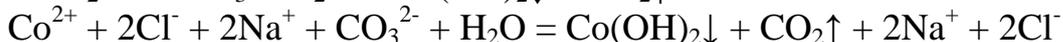
$\text{S}^{2-} + \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$

Пример 7

Составьте уравнения процессов, протекающих при смешении растворов следующих солей: CoCl_2 и NaCO_3 .



Суммируем два уравнения:



Тема 8 «Окислительно-восстановительные реакции»

Окислительно-восстановительными называются реакции, в которых меняются степени окисления элементов, участвующих в реакции. **Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

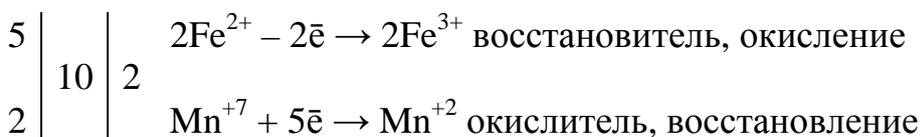
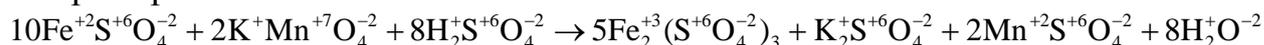
Например: $\text{K}_2^+\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2}$, $\text{K}_2^+\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$.

Восстановитель – вещество, отдающее электроны, **окислитель** – вещество, присоединяющее электроны в процессе окислительно-восстановительной реакции. **Окисление** – процесс отдачи электронов веществом, **восстановление** – процесс присоединения электронов веществом. Количество электронов, отданных восстановителем равно количеству электронов, принятых окислителем. На этом основан **метод электронного баланса**.

Последовательность в выполнении окислительно-восстановительных уравнений реакций:

- 1) Определяем степени окисления элементов.
- 2) Выписываем элементы, меняющие степень окисления.
- 3) Находим восстановитель и окислитель, определяем, сколько они отдали или приняли электронов.
- 4) Вычисляем наименьшее общее кратное между отданными и принятыми электронами. Определяем коэффициенты и ставим их в уравнение.
- 5) Уравниваем все элементы: в последнюю очередь водород, проверяем правильность уравнения по кислороду.

Например:



Кислорода $80=80$.

Тема 9 «Гальванический элемент»

Электродный потенциал

Если металлическую пластинку опустить в воду, то расположенные на ее поверхности катионы металла будут взаимодействовать с полярными молекулами воды и в гидратированном виде, т.е. окруженные молекулами воды, перейдут в жидкость. При этом электроны, в избытке оставшиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое притяжение между перешедшими в жидкость гидратированными катионами и поверхностью металла. В результате этого в системе устанавливается подвижное равновесие:



где n – число электронов, принимающих участие в процессе. На границе металл-жидкость возникает *двойной электрический слой*, характеризующийся определенным скачком потенциала – *электродным потенциалом*. Абсолютные значения электродных потенциалов измерить не удастся. Электродные потенциалы зависят от ряда факторов (природы металла, концентрации, температуры и др.). Поэтому обычно определяют относительные электродные потенциалы в определенных условиях, называемых стандартными электродными потенциалами (E^0).

Стандартным электродным потенциалом металла называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственного иона с концентрацией или активностью, равной 1г-ион/л, измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 25°C условно принимается равным нулю ($E^0=0$; $\Delta G^0=0$).

Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов (E^0), получаем так называемый «ряд напряжений».

Положение того или иного металла в ряду напряжений характеризует его восстановительную способность, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение E^0 , тем большими восстановительными способностями обладает данный металл в виде простого вещества и тем меньшие окислительные способности проявляют его ионы, и наоборот. Электродные потенциалы измеряют в приборах, которые получили название гальванических элементов. Окислительно-восстановительная реакция, которая характеризует работу гальванического элемента, протекает в направлении, в котором Э.Д.С. элемента имеет положительное значение. В этом случае $\Delta G^0 = -nFE^0$.

Если концентрация ионов в растворе отличается от стандартной, которая равна 1 г-ион/л, то для вычисления электродного потенциала металла пользуются формулой Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} * \ln[Me^{n+}]$$

Где E – электродный потенциал металла;
 E^0 – стандартный электродный потенциал металла;
 R – газовая постоянная;
 $R=8,31434$ Дж/К·моль;
 F – число Фарадея;
 $F=96487$ Кл/г-экв;
 T – абсолютная температура.

Подставляя значения постоянных величин: R , F , температуру $T=298$ К ($t=25^\circ\text{C}$), переходя от натурального логарифма к десятичному (переводной коэффициент 2,303), получим упрощенную формулу Нернста для температуры $T=298$ К:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} * \lg[Me^{n+}]$$

n -валентность металла, $[Me^{n+}]$ – концентрация ионов металла в г-ион/л.

Примеры решения задач

Пример 1

Гальванический элемент состоит из электрода 1, погруженного в раствор 1 с молярной концентрацией C_1 и электрода 2, погруженного в раствор 2 с молярной концентрацией C_2 . Составьте схему данного гальванического элемента, вычислите его ЭДС, напишите уравнения электродных процессов:
 Электрод 1 – Mn погружен в раствор $MnSO_4$ $C_1=0,2$ моль/л, электрод 2 – Co погружен в раствор $CoSO_4$ $C_2=0,01$ моль/л.

1) Найдем в таблице стандартных электродных потенциалов E^0 металлов:
 $E^0(Mn^{2+}/Mn^0) = -1,18$ В; $E^0(Co^{2+}/Co^0) = -0,27$ В.

Металл с более низким (отрицательным) стандартным электродным потенциалом будет анодом, с более высоким (положительным) стандартным потенциалом – катодом гальванического элемента. В схеме гальванического элемента анод записывают слева, катод – справа.

$\xrightarrow{2\bar{e}}$
 (–) Анод $Mn|MnSO_4||CoSO_4|Co$ Катод (+)

На аноде происходит окисление металла, на катоде – восстановление ионов металла за счет электронов, приходящих на катод по внешней цепи гальванического элемента. Анод постепенно растворяется, а масса катода увеличивается.

(–) Анод $Mn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$ окисление

(+) Катод $Co^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Co^0$ восстановление

2) Вычислим концентрацию ионов в растворе в г-ион/л, т.е. найдем нормальную концентрацию раствора.

По формуле:

$$C_M = \frac{m_{в-ва}}{M_B * V_{р-ра}}, \text{ моль / л ; } C_H = \frac{m_{в-ва}}{M_{экв} * V_{р-ра}}, \text{ моль / л}$$

Для растворов $MnSO_4$ и $CoSO_4$:

$M_3 = M/2$ где 2 – это количество электронов, которое отдает или принимает металл в процессе окислительно-восстановительной реакции. Поэтому $C_H = 2C_M$.

$$C_1(\text{MnSO}_4) = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ г-экв/л};$$

$$C_2(\text{CoSO}_4) = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ г-экв/л}$$

3) Вычислим, используя формулу Нернста, электродные потенциалы металлов при $T = 298 \text{ К}$.

$$E(\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}^0) = E^0(\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}^0) + \frac{0,059}{n} * \lg[\text{Mg}^{2+}] = -1,18 + \frac{0,059}{2} \lg 0,4 = -1,192 \text{ В}$$

$$E(\text{Co}^{2+} / \text{Co}^0) = E^0(\text{Co}^{2+} / \text{Co}^0) + \frac{0,059}{n} * \lg[\text{Co}^{2+}] = -0,27 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,32 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = -0,32 - (-1,192) = 0,872 \text{ В}$$

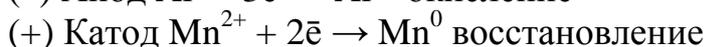
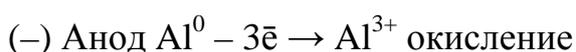
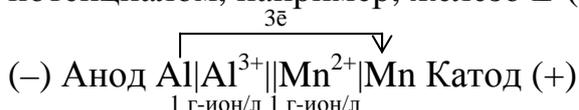
Пример 2

Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых металл X является отрицательным электродом, в другом – положительным. Вычислите ЭДС каждого гальванического элемента, напишите уравнения процессов, происходящих на электродах.

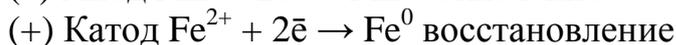
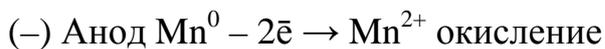
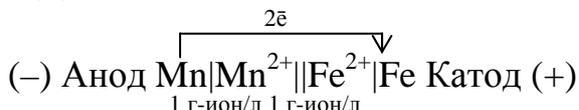
Металл X: Mn.

Стандартный электродный потенциал $E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^0) = -1,18 \text{ В}$.

Анодом для него будет металл с более низким (отрицательным) стандартным электродным потенциалом, например, алюминий $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0) = -1,67 \text{ В}$. А катодом металл с более положительным стандартным электродным потенциалом, например, железо $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44 \text{ В}$.



$$\text{ЭДС} = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}} = -1,18 - (-1,67) = 0,49 \text{ В}$$



$$\text{ЭДС} = E^0_{\text{катода}} - E^0_{\text{анода}} = -0,44 - (-1,18) = 0,74 \text{ В}$$

Тема 10 «Электролиз»

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах (аноде и катоде) при прохождении постоянного тока через раствор или расплав электролита. К минусу внешнего источника тока присоединяется электрод – **катод**, на нем происходит восстановление

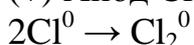
вещества. К плюсу внешнего источника присоединяется электрод – **анод**, на нем происходит окисление вещества.

Пример: электролиз расплава NaCl.



(–) Катод $\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$ восстановление

(+) Анод $\text{Cl}^- - \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0$ окисление



В рассмотренном примере электролиза расплава находились лишь два вида ионов. При электролизе раствора присутствует вода, которая может как восстанавливаться на катоде, так и окисляться на аноде. На катоде происходит реакция восстановления окислителя. В первую очередь должны восстанавливаться наиболее сильные окислители. Поэтому на катоде прежде всего протекает восстановление катионов с наиболее положительным стандартным электродным потенциалом (E^0). Все окислители можно разделить на три группы:

1 группа: ионы металлов, потенциал которых существенно ниже, чем потенциал водородного электрода в нейтральной среде: $\text{pH}=7$

$$E_{\text{H}^+/\text{H}^0}^0 = 0,059\text{pH} = -0,41 \text{ В}$$

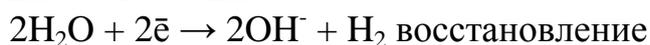
Это металлы от начала ряда напряжений до марганца. В водных растворах восстановление ионов этих металлов не происходит, на катоде происходит восстановление воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$. $E_{\text{H}^+/\text{H}^0}^0 = 0,41$

2 группа: ионы металлов, потенциал которых мало отличается от потенциала водородного электрода ($-0,41 \text{ В}$): Mn, Zn, Cr, Ni, Co, Cd и т.д. Это металлы, находящиеся в ряду напряжений между марганцем и водородом

($E_{\text{H}^+/\text{H}^0}^0 = 0,41 \text{ В}$). В водных растворах восстанавливается ион металла и вода.

Например, электролиз раствора ZnSO_4 :

(–) Катод $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$

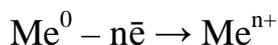


3 группа: ионы металлов сильных окислителей, имеющих положительный стандартный электродный потенциал: Cu, Hg, Ag, Au, Pt. При электролизе водных растворов их солей восстанавливается только ион металла. Например, электролиз раствора CuSO_4 :

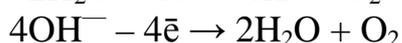
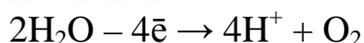
(–) Катод $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$ восстановление

На аноде происходит окисление (отдача электронов) восстановителем. Поэтому в первую очередь на аноде должны окисляться наиболее сильные восстановители – вещества, имеющие низкий стандартный электродный потенциал (E^0). На аноде при электролизе водных растворов могут протекать следующие процессы:

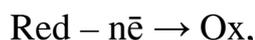
1) растворение металла



2) окисление воды или OH^- -ионов

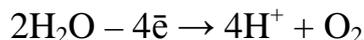


3) окисление других веществ, находящихся в растворе



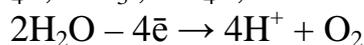
где Red – восстановленная форма вещества, Ox – окисленная.

Если потенциал металлического электрода имеет более низкое значение, чем потенциал окисления воды:



$E^0 = 1,23 \text{ В}$ при $\text{pH}=0$, то происходит растворение металла. При этом электролиз происходит с растворимым активным анодом.

Если потенциал металла, например, платины ($E_{\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}^0}^0 = 1,188 \text{ В}$) имеет более высокое значение, чем потенциал окисления воды или других веществ, то происходит электролиз с нерастворимым (инертным) анодом. В качестве нерастворимых анодов используются платина, графит, диоксид свинца. При электролизе с нерастворимым анодом окисляться может вода, если в водном растворе находятся ионы SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , F^- .

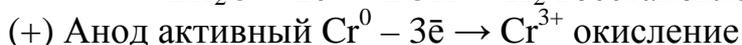
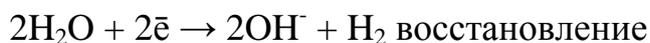
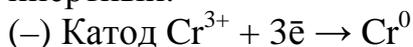


Если в водном растворе находятся ионы I^- , Br^- , Cl^- , то окисляются эти ионы.

Примеры решения задач

Пример 1

Напишите схему электролиза раствора CrCl_3 , если анод активный и анод инертный.



I закон Фарадея:

Масса выделившегося на электродах вещества прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через электролит.

$$m = \frac{\mathcal{E}}{F} * I * \tau$$

Где \mathcal{E} – химический эквивалент вещества,

F – число Фарадея, (F=96484 Кл)

II закон Фарадея:

Массы выделяющихся на электродах веществ при постоянном количестве электричества относятся друг к другу как их химические эквиваленты.

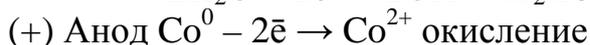
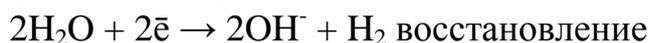
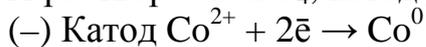
При превращении на электроде 1 г-эquiv вещества через электролит проходит один Фарадей электричества, т.е. 96484 Кл.

Примеры решения задач

Пример 1

Составьте схему процессов, происходящих при электролизе водного раствора X. Рассчитайте массу вещества, выделившегося на катоде за время τ при пропускании через раствор тока силой I (процесс восстановления воды на катоде не учитывать).

X раствор – CoSO_4 , катод угольный, анод кобальтовый, $\tau = 20$ мин, $I = 10$ А.



По I закону Фарадея:

$$m = \frac{\mathcal{E}_{\text{Co}} * I * \tau}{F} = \frac{29,5 * 10 * 20 * 60}{96484} = 3,67 \text{ г}$$

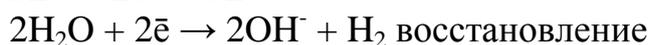
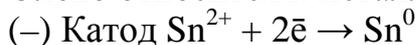
$$\mathcal{E}_{\text{Co}} = \frac{M_{\text{Co}}}{B} = \frac{59}{2} = 29,5 \text{ г}$$

Пример 2

Составьте схему процессов, происходящих на электродах при электролизе водного раствора X. Вычислите время, в течение которого должен быть пропущен ток силой I (А) через раствор, чтобы на катоде выделилось m (г) металла (восстановление воды не учитывать).

X раствор – SnSO_4 , катод платиновый, анод платиновый, $I=2$ А, $m=3,5$ г.

Олово относится к металлам II группы:



По I закону Фарадея:

$$m = \frac{\mathcal{E}}{F} * I * \tau$$

$$\tau = \frac{m * F}{\mathcal{E} * I} = \frac{3,5 * 96484}{59,35 * 2} = 2845 \text{ с}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Sn}} = \frac{M_{\text{Sn}}}{B} = \frac{118,7}{2} = 59,35 \text{ г}$$

Тема 11 «Электрохимическая коррозия»

Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. Она может протекать в **электролитах** – водных растворах кислот, щелочей, солей, в морской среде, в атмосфере любого влажного газа, в почве.

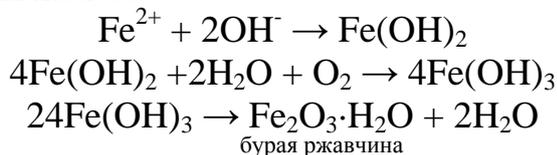
Коррозия металлов в среде электролитов протекает через три стадии:

1) анодное окисление металла. Например, для двухвалентного металла:
 $Me^0 - 2\bar{e} \rightarrow Me^{2+}$

2) катодное восстановление O_2 :
 $2H_2O + O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$

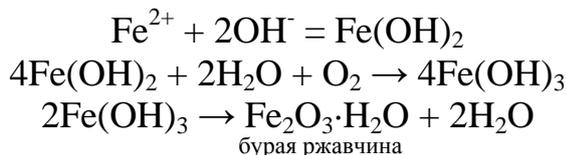
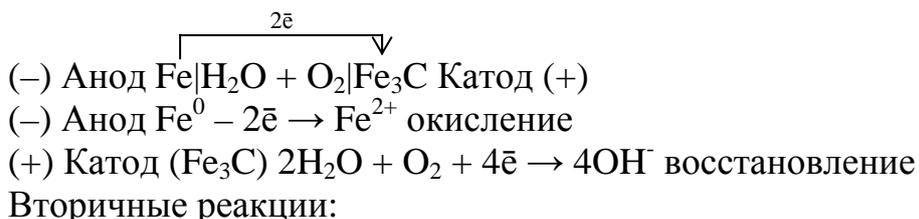
3) движение ионов в растворе и электронов в металле (коррозионный ток).

Кроме первичных реакции в растворе протекают еще и вторичные реакции, например, для железа:



Рассмотрим два наиболее часто встречающихся вида электрохимической коррозии:

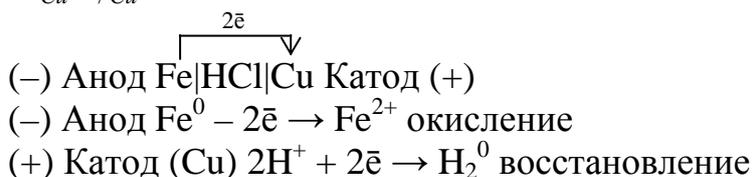
1) **Микрогальванокоррозия.** Углеродистая сталь – металл технический, неоднородный по фазовому и химическому составу. Кроме основного компонента – железа, сталь содержит углерод в виде зерен графита или зерен карбида железа Fe_3C , которые являются катодными участками. В стальной конструкции образуется огромное количество микрогальванических пар, в которых анодные участки – «чистое» железо, катодные – примеси в составе стали.



2) **Макрогальванокоррозия.** При контакте двух разных по химической природе металлов в среде электролита образуется гальваническая пара, в которой металл с более низким (отрицательным) стандартным электродным потенциалом E^0 будет анодом, а металл с более положительным стандартным электродным потенциалом будет катодом:

$$E_{Fe^{2+} / Fe^0}^0 = -0,44 \text{ В};$$

$$E_{Cu^{2+} / Cu^0}^0 = 0,34 \text{ В}$$



Корродирует (разрушается) металл более активный – с более низким стандартным электродным потенциалом – железо (сталь).

Примеры решения задач

Пример 1

Металл X склепан с металлом Y. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислую среду? Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом, опишите процессы, протекающие на его электродах.

Металл X – Cr; металл Y – Co.

Коррозии подвергается металл с более низким стандартным электродным потенциалом, он будет анодом образующейся гальванической пары.

$$E_{Cr^{3+}/Cr^0}^0 = -0,71 \text{ В};$$

$$E_{Co^{2+}/Co^0}^0 = -0,27 \text{ В}$$

(-) Анод $\overset{3\bar{e}}{\text{Cr}^0} | \text{H}^+ | \text{Co}^0$ Катод (+)

(-) Анод $\text{Cr}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ окисление

(+) Катод (Co) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0$ восстановление

Пример 2

Металл X покрыт металлом Y. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхностного слоя покрытия? Напишите уравнения протекающих электрохимических процессов. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.

Металл X – Ni; металл Y – Pb, среда – $\text{OH}^- + \text{O}_2$.

$$E_{Ni^{2+}/Ni^0}^0 = -0,25 \text{ В};$$

$$E_{Pb^{2+}/Pb^0}^0 = -0,126 \text{ В}$$

В образующейся гальванической паре анод – никель, катод – свинец.

(-) Анод $\overset{2\bar{e}}{\text{Ni}^0} | \text{OH}^- + \text{O}_2 | \text{Pb}^0$ Катод (+)

(-) Анод $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$ окисление

(+) Катод (Pb) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$ восстановление

Коррозии подвергается никель.

Пример 3

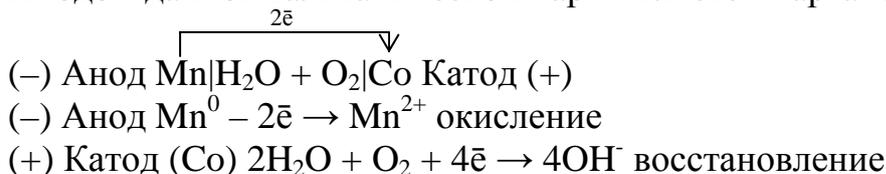
При контакте двух металлов в коррозионной среде образуется гальваническая пара $\text{Mn} | \text{H}_2\text{O} | \text{Co}$. Какой из металлов подвергается коррозии? Напишите уравнения протекающих электрохимических процессов. Определите, на сколько уменьшилась масса разрушающегося металла, если при этом поглотилось V л газа (н.у.).

V = 0,02 л.

$$E_{Mn^{2+}/Mn^0}^0 = -1,18 \text{ В};$$

$$E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}^0}^0 = -0,27 \text{ В}$$

Анодом данной гальванической пары является марганец.



Корродирует марганец.

В соответствии со II законом Фарадея на электродах (катоде и аноде) восстанавливаются и окисляются эквивалентные количества веществ:

$$n_{\text{катод(экв)}} = n_{\text{анод(экв)}}$$

Вычислим объём эквивалента кислорода $V_{\text{ЭO}_2}$:

$$M_{\text{O}_2} = 32 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}} \text{ займет } V_{\text{M}} = 22,4 \frac{\text{Л}}{\text{МОЛЬ}}$$

$$M_{\text{ЭO}_2} = 8 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}} \text{ займет } V_{\text{ЭO}_2}$$

$$\frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{ЭO}_2}} = \frac{V_{\text{M}}}{V_{\text{ЭO}_2}}; \quad V_{\text{ЭO}_2} = \frac{M_{\text{ЭO}_2} * V_{\text{M}}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{8 * 22,4}{32} = 5,6 \frac{\text{Л}}{\text{МОЛЬ}}$$

Определим количество эквивалентов O_2 , поглощенных на катоде:

$$n_{\text{эквO}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{ЭO}_2}} = \frac{0,002 \text{ Л}}{5,6 \text{ Л}} = 0,00357$$

Вычислим массу растворившегося марганца:

$$m_{\text{Mn}} = M_{\text{ЭMn}} * n_{\text{экв}} = \frac{M_{\text{Mn}}}{\text{В}} * n_{\text{экв}} = \frac{55}{2} * 0,00357 = 0,0982 \text{ Г}$$

Тема 12 «Химические свойства металлов»

Металл с более низким (отрицательным) стандартным электродным потенциалом E^0 вытесняет металл, имеющий более высокий (положительный) стандартный электродный потенциал E^0 из растворов его солей.

Примеры решения задач

Пример 1

Используя значения стандартных электродных потенциалов, ответьте на следующие вопросы:

1) что произойдет, если пластинку, изготовленную из металла Me_1 , опустить в раствор соли Me_2 ? Напишите уравнения возможных реакций в ионной форме.

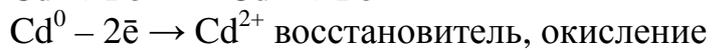
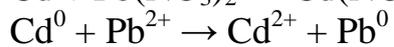
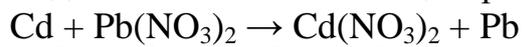
2) напишите уравнения химических реакций, которые произойдут, если в те же растворы опустить медные пластинки.

$\text{Me}_1 - \text{Cd}$, соль $\text{Me}_2 - \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

1) $E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0}^0 = -0,402 \text{ В};$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0}^0 = -0,126 \text{ В}$$

Кадмий вытесняет свинец из растворов его солей:



$$2) \quad E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0}^0 = 0,34 \text{ В};$$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0}^0 = -0,126 \text{ В}$$

Медь не вытесняет свинец из растворов его солей, т.к. $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0}^0 > E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0}^0$.

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

№ варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
01	1а, 8б, 15а, 22а, 29а, 36а, 43б, 50, 71, 86, 100, 120
02	2а, 9а, 16б, 23а, 30а, 37а, 44а, 51, 72, 87, 101, 121
03	3а, 11а, 20а, 28а, 29б, 38а, 43а, 52, 73, 88, 102, 122
04	4а, 12а, 21а, 27а, 29в, 39а, 45а, 53, 74, 89, 103, 123
05	5а, 13а, 15б, 22а, 31а, 42а, 46а, 54, 75, 89, 104, 124
06	6а, 14а, 16а, 23а, 30а, 40а, 47а, 55, 76, 90, 105, 125
07	7а, 8а, 17а, 24а, 29а, 41а, 43б, 56, 77, 91, 106, 126
08	1а, 9а, 18а, 25а, 32а, 42а, 44б, 57, 78, 92, 107, 127а
09	1б, 10а, 19а, 26а, 33а, 39а, 45б, 58, 79, 93, 108, 128а
10	2б, 9б, 18б, 27а, 34а, 40а, 46б, 59, 80, 94, 109, 129а
11	3б, 10б, 19б, 27б, 35а, 41а, 47б, 60, 81, 95, 110, 130а
12	4б, 11б, 20б, 28б, 29б, 36б, 48б, 61, 82, 96, 111, 131а
13	5б, 12б, 21б, 22б, 30б, 37б, 49б, 62, 83, 97, 112, 132а
14	6б, 13б, 15б, 23б, 31б, 38б, 43в, 63, 84, 98, 113, 133а
15	7б, 14б, 16б, 24б, 32б, 39б, 44в, 64, 85, 99, 114, 127б
16	1б, 8б, 17б, 25б, 33б, 40б, 45в, 65, 71, 86, 115, 128б
17	1в, 9б, 18б, 26б, 34б, 41б, 46в, 66, 72, 87, 116, 129б
18	2в, 8в, 19б, 27б, 35б, 42б, 47в, 67, 73, 88, 117, 130б
19	3в, 9в, 18в, 28б, 29б, 36б, 48г, 68, 74, 89, 118, 131б
20	4в, 10в, 19в, 23б, 30б, 37б, 49г, 69, 75, 90, 119, 132б
21	5в, 11в, 20в, 27в, 31б, 38б, 43г, 70, 76, 91, 100, 133б
22	6в, 12в, 21в, 28в, 32б, 39б, 44г, 50, 77, 92, 101, 127в
23	7в, 13в, 15в, 22в, 33в, 40в, 45г, 51, 78, 93, 102, 128в
24	1в, 14в, 16в, 23в, 34в, 41в, 46г, 52, 79, 94, 103, 129в

№ варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
25	1Г, 8В, 17В, 24В, 35В, 42В, 47Г, 53, 80, 95, 104, 130В
26	2Г, 9В, 18В, 25В, 29В, 36В, 48Г, 54, 81, 96, 105, 131В
27	3Г, 8Г, 19В, 26В, 30В, 37В, 49Г, 55, 82, 97, 106, 132В
28	4Г, 9Г, 18Г, 27В, 31В, 38В, 43а, 56, 83, 98, 107, 133В
29	5Г, 10Г, 19Г, 28В, 32В, 39В, 44а, 57, 84, 99, 108, 127Г
30	6Г, 11Г, 20Г, 24В, 33В, 40В, 45а, 58, 85, 86, 109, 128Г
31	7Г, 12Г, 21Г, 27Г, 34В, 41В, 46а, 59, 71, 87, 110, 129Г
32	1Г, 13Г, 15Г, 28Г, 35В, 42В, 47а, 60, 72, 88, 111, 130Г
33	1а, 14Г, 16Г, 22Г, 29В, 38В, 48а, 61, 73, 89, 112, 131Г
34	2а, 8Г, 17Г, 23Г, 30Г, 36Г, 49а, 62, 74, 90, 113, 132Г
35	3а, 9Г, 18Г, 24Г, 31Г, 37Г, 43б, 63, 75, 91, 114, 133Г
36	4а, 10Г, 19Г, 25Г, 32Г, 38Г, 44б, 64, 76, 92, 115, 120
37	5а, 11Г, 20Г, 26Г, 33Г, 39Г, 45б, 65, 77, 93, 116, 121
38	6а, 12Г, 21Г, 27Г, 34Г, 40Г, 46б, 66, 78, 94, 117, 122
39	7а, 13Г, 15а, 28Г, 35Г, 41Г, 47б, 67, 79, 95, 118, 123
40	1б, 14Г, 16а, 26Г, 29Г, 42Г, 48б, 68, 80, 96, 119, 124
41	1а, 13а, 17а, 22а, 30Г, 36Г, 49б, 69, 81, 97, 100, 125
42	2а, 14а, 18а, 23а, 31Г, 36аг, 46б, 70, 82, 98, 101, 126
43	3а, 8а, 19а, 24а, 32Г, 37а, 46В, 50, 83, 99, 102, 127а
44	4а, 9а, 20а, 25а, 33Г, 38а, 47В, 51, 84, 86, 103, 127б
45	5а, 10а, 21а, 26а, 29а, 38а, 48В, 52, 85, 87, 104, 127В
46	6а, 11а, 18а, 27а, 30а, 40а, 49В, 53, 71, 88, 105, 127Г
47	7а, 12а, 19а, 28а, 31а, 41а, 43В, 54, 72, 89, 106, 128а
48	2а, 13а, 20а, 22б, 32а, 42а, 44В, 55, 73, 90, 107, 128б
49	1б, 14а, 21а, 23б, 33а, 36б, 43Г, 56, 74, 91, 108, 128В

№ варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
50	2б, 13а, 15а, 24б, 34а, 37б, 44г, 57, 75, 92, 109, 128г
51	3б, 14а, 16а, 25б, 35а, 38б, 45г, 58, 76, 93, 110, 129а
52	4б, 10а, 17а, 28а, 29б, 39б, 46г, 59, 85, 94, 111, 129б
53	5б, 11а, 18а, 27а, 30б, 40б, 47г, 60, 77, 95, 112, 129в
54	6б, 12а, 21а, 26а, 31б, 41б, 48г, 61, 78, 96, 113, 129г
55	7б, 9б, 18б, 25а, 32б, 42б, 49г, 62, 79, 97, 114, 130а
56	3б, 10б, 19б, 24а, 35а, 36в, 43г, 63, 80, 98, 115, 130б
57	1в, 11б, 20б, 23а, 34а, 37в, 43а, 64, 81, 99, 116, 130в
58	2в, 12б, 21б, 22а, 33а, 38в, 44а, 65, 82, 92, 117, 130г
59	3в, 13б, 15б, 22б, 32а, 39в, 45а, 66, 83, 93, 118, 131а
60	4в, 14б, 16б, 23б, 31а, 40в, 46а, 67, 84, 94, 119, 131б
61	5в, 8б, 17б, 27б, 30а, 41в, 47а, 68, 85, 95, 100, 131в
62	6в, 9б, 18б, 28б, 29а, 42в, 48а, 69, 71, 96, 101, 131г
63	7в, 8в, 19бв, 24б, 30а, 36г, 49а, 70, 72, 97, 102, 132а
64	4в, 9в, 18в, 25б, 31а, 37г, 43б, 50, 73, 98, 103, 132б
65	1г, 10в, 19в, 26б, 32а, 38г, 44б, 51, 74, 99, 104, 132в
66	2г, 11в, 20в, 27б, 33а, 39г, 45б, 52, 75, 86, 105, 132г
67	3г, 12в, 21в, 28б, 35б, 40г, 46б, 53, 76, 87, 106, 133а
68	4г, 13в, 15в, 22б, 34б, 41г, 47б, 54, 77, 88, 107, 133б
69	5г, 14в, 16в, 23б, 33б, 42г, 48б, 55, 78, 89, 108, 133в
70	6г, 8в, 17в, 24б, 32б, 36б, 49б, 56, 79, 90, 109, 133г
71	7г, 9в, 18в, 27в, 31б, 37б, 43в, 57, 80, 91, 110, 120
72	5г, 8г, 20в, 28в, 30б, 38б, 44в, 58, 81, 92, 111, 121
73	1б, 9г, 18г, 22в, 29б, 39б, 45в, 59, 82, 93, 112, 122
74	2б, 10г, 19г, 23в, 35б, 40б, 46в, 60, 83, 94, 113, 123

№ варианта	Номера задач, относящихся к данному варианту
75	3б, 11г, 20г, 24в, 29б, 41б, 47в, 61, 84, 95, 114, 124
76	4б, 12г, 21г, 25в, 30б, 42б, 48в, 62, 85, 96, 115, 125
77	5б, 13г, 15г, 26в, 31б, 36в, 49в, 63, 71, 97, 116, 126
78	6б, 14г, 16г, 27в, 29в, 37в, 43в, 64, 72, 98, 117, 127а
79	7б, 8г, 17г, 28в, 30в, 38в, 43г, 65, 73, 99, 118, 128б
80	5б, 9г, 18г, 22в, 31в, 39в, 44г, 66, 74, 86, 119, 129в
81	1а, 10г, 21б, 23г, 32в, 40в, 45г, 67, 75, 87, 100, 130г
82	2а, 11г, 18б, 28г, 33в, 41в, 46г, 68, 76, 88, 101, 131а
83	3а, 12г, 19б, 24г, 34в, 42в, 47г, 69, 77, 89, 102, 132б
84	4а, 13г, 20б, 25г, 35в, 36г, 48г, 70, 78, 90, 103, 133в
85	5а, 14г, 21б, 26г, 29в, 37г, 49г, 50, 79, 91, 104, 127г
86	6а, 13а, 15б, 27г, 30в, 38г, 43а, 51, 80, 92, 105, 128а
87	7а, 14а, 16б, 28г, 31в, 39г, 44а, 52, 81, 93, 106, 129б
88	6а, 10а, 17б, 22г, 32в, 40г, 45а, 53, 82, 94, 107, 130в
89	1б, 10б, 18б, 23г, 35г, 41г, 46а, 54, 83, 95, 108, 131г
90	2б, 11б, 19б, 24г, 34г, 42г, 47а, 55, 84, 96, 109, 132а
91	3б, 9а, 20в, 27г, 33г, 36а, 48а, 56, 85, 97, 110, 133б
92	4б, 10а, 21в, 28а, 32г, 37б, 49а, 57, 71, 98, 111, 127в
93	5б, 11а, 15г, 27а, 31г, 38в, 43а, 58, 72, 99, 112, 128г
94	6б, 12а, 21а, 26а, 30г, 39г, 44а, 59, 73, 86, 113, 129а
95	7б, 13а, 15а, 25в, 29г, 40г, 45а, 60, 74, 87, 114, 130б
96	4б, 14а, 16а, 24г, 35г, 41г, 46а, 61, 75, 88, 115, 131в
97	1в, 8б, 17а, 23б, 34г, 42г, 43б, 62, 76, 89, 116, 132г
98	2в, 9б, 18а, 24в, 33г, 36б, 44б, 63, 77, 90, 117, 133а
99	3в, 10б, 20в, 25г, 32г, 37г, 45б, 64, 78, 91, 118, 127б
00	4в, 11б, 18б, 26б, 31г, 38в, 46б, 65, 79, 92, 119, 128в

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Задача № 1. Тема «Основные законы и понятия химии»

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
1	Вычислите, какой объем при нормальных условиях займут:	70г CO ₂	9,03•10 ²¹ молекул озона	128 мг иодида водорода	6,02•10 ²⁵ атомов водорода
2	Определите значение эквивалента и эквивалентной массы металла в соединениях:	MgO, CaH ₂	Mn ₂ O ₇ , FeCl ₃	Pb(OH) ₂ , NaHSO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃ , CaC ₂
3	Вычислите эквивалентную массу металла, если его навеска массой m вытесняет из кислоты водород объемом V при температуре t и давлении p : m , г V , л t , °C p , кПа	2,2 0,81 22 101,9	1200 442 20 101,1	13,7 0,5 18 1013,0	1,96 0,67 0 101,3
4	В оксиде некоторого металла Me_xO_y содержится ω₁ кислорода по массе. Определите эквивалентную массу металла. Найдите простейшую формулу оксида металла: Me ω₁ , %	Pb 7,17	Mn 36,8	Cr 31,6	Cu 20,1
5	Определите, какой объем займет газ массой m при температуре t и давлении p , если известна плотность газа по воздуху D_{возд.} : m , г t , °C p , мм рт.ст..... D_{возд.}	20 33 774 1,52	64 17 769 2,2	102 22 780 1,17	51 7 740 0,59

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
6	В какой массе (г) $MgCl_2$ содержится столько же эквивалентов, сколько в:	34 г $AgNO_3$	78 кг $Al(OH)_3$	245 г H_2SO_4	136 г K_3PO_4
7	Одно и то же количество некоторого вещества соединяется с кислородом массой m_1 и одним из галогенов массой m_2 : m_1 , г..... m_2 , г..... Определите эквивалентную массу галогена, назовите его	0,400 3,995	2,630 41,78	0,80 3,55	0,170 0,403

Задача № 2. Тема «Способы выражения состава растворов»

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
8	Определите массовую долю растворенного вещества в растворе, содержащем: m (в-ва), г..... V (H_2O), мл.....	27,2 270	3,02 150	14,5 280	53,5 480
9	Рассчитайте объем (л, н.у.) газа X , который полностью поглощается 1л воды с образованием раствора с массовой долей ω : газ X ω (%).....	HCl 36	Cl_2 25	H_2S 3	HBr 8
10	Определите массовую долю растворенного вещества в растворе с молярной концентрацией C_M и плотностью ρ : C_M , моль/л ρ , г/мл	$AgNO_3$ 0,64 1,088	$CaCl_2$ 0,37 1,032	$BaCl_2$ 0,89 1,156	KBr 1,3 1,108

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
11	Рассчитайте объем воды, необходимый для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией C_M и плотностью ρ : C_M , моль/л ρ , г/мл	HCl 2,00 1,07	HNO ₃ 0,95 1,030	KOH 1,06 1,050	AlCl ₃ 0,31 1,029
12	Вычислите молярную и эквивалентную концентрации раствора, если известны его: ω , % ρ , г/мл	AlCl ₃ 16 1,149	NaOH 12 1,131	HCl 8 1,038	K ₂ CO ₃ 6 1,051
13	На нейтрализацию раствора объемом V_1 с нормальной концентрацией C_H требуется серная кислота объемом V_2 . Рассчитайте молярную концентрацию и титр раствора серной кислоты: V_1 , м ³ C_H , моль/л V_2 , м ³	20 0,2 10	10 0,1 5	15 0,3 12	18 0,25 9
14	Рассчитайте массовую долю и моляльность раствора NaI с молярной концентрацией C_M и плотностью ρ : C_M , моль/л ρ , г/мл	0,72 1,079	0,50 1,050	0,81 1,090	0,45 1,038

Задача № 3. Тема «Строение атома. Периодическая система Д.И.Менделеева»

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
15	Напишите электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра $+Z$: К какому семейству элементов они относятся?	+7, +27	+21, +43	+14, +33	+23, +45

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
16	Напишите полную электронную формулу элемента, укажите период и группу периодической системы, где он расположен, к какому семейству элементов относится, какие степени окисления может проявлять, если его сокращенная электронная формула	$5d^6 6s^2$	$5d^{10} 6s^1$	$6s^2 6p^3$	$6d^2 7s^2$
17	Укажите на какой орбитали расположен электрон, имеющий следующий набор четырех квантовых чисел (n, l, m, s):	4,0,0, +1/2	2,1,0, -1/2	3,0,0, +1/2	3,1,1, +1/2
18	Напишите электронные формулы атомов и ионов с указанными степенями окисления:	Mg^0 Mg^{+2}	Ni^{+2} Ni^{+3}	Mn^{+7} Mn^{+2}	Na^0 Ca^{+2}
19	Определите элемент со следующими координатами в Периодической системе: Укажите его электронную формулу. К какому семейству элементов он относится?	5, IIB	4, VIA	3, IIIA	5, IVB
20	Какие орбитали атома заполняются электронами раньше? Почему? Напишите электронные формулы атомов элементов	4s или 3d Sc	5s или 4d Zr	6s или 5d W	5s или 4p As
21	Составьте электронные формулы атома элемента с указанным порядковым №, находящегося в нормальном и возбужденном состояниях. К какому семейству элементов принадлежит данный элемент? Укажите его координаты в периодической системе	38	21	31	25

Задача № 4. Тема «Химическая связь»

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
22	В каком состоянии (основном или возбужденном) находятся атомы, образующие указанную молекулу? Изобразите ее структурную формулу	PCl_3	PCl_5	H_3AsO_4	H_2SO_3
23	Пользуясь табличными данными значений относительных электроотрицательностей, укажите, какой характер имеют связи в приведенных молекулах. Укажите для каждой из них направление смещения общей электронной пары	NCl_3 , CaO	OF_2 , HBr	ClF , FeCl_2	NO , H_2S
24	Составьте электронную формулу иона металла, содержащегося в соединении	FeCl_2	CrF_3	NiSO_4	FeCl_3
25	Опишите с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы	CF_4	C_2H_2	BeO	SiO_2
26	Укажите тип связи в молекуле	N_2	NH_3	N_2O	NO_2
27	Какие орбитали участвуют в образовании приведенных молекул? Сколько электронных пар участвуют в образовании связей между атомами? Укажите типы связей между атомами в этих молекулах	Cl_2	H_2	O_2	N_2
28	Определите тип гибридизации орбиталей атома металла в указанной молекуле. Изобразите геометрическую форму этой молекулы.	MgBr_2	AlF_3	SrCl_2	GeI_4

Задача № 5. Тема «Энергетика химических процессов»

Тепловой эффект реакции. Энтальпия

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
29	Рассчитайте количество теплоты, выделяющееся при взаимодействии с водой оксида кальция массой m (г):	100	50	20	42
30	При сгорании фосфора массой m выделяется теплота ΔH . Рассчитайте теплоту образования ΔH^0 оксида фосфора (V):				
	m , г.....	9,3	5,0	10,3	4,5
	ΔH , кДж.....	-229,5	-120,3	-247,9	-108,3
31	Напишите уравнение реакции горения бутана (C_4H_{10}). Сколько теплоты выделится при сгорании V (m^3) бутана (условия нормальные)?				
	V , m^3	2,0	2,5	3,2	1,5

Энтропия. Энергия Гиббса

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
32	Расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций и, не производя расчетов, предскажите изменение энтропии системы в результате их протекания	а) $CH_4(г) \rightarrow C_2H_2(г) + H_2(г)$			
		б) $CaO(к) + CO_2(г) \rightarrow CaCO_3(к)$			
		в) $NO_2(г) + H_2O(ж) \rightarrow HNO_3(ж) + NO(г)$			
		г) $HJ(г) + O_2(г) \rightarrow J_2(к) + H_2O(ж)$			
33	Определите расчетом, какие из реакций могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях (предварительно уравняйте реакции)	а) $ZnS(к) + O_2(г) \rightarrow ZnO(к) + SO_2(г)$			
		б) $Al_2(SO_4)_3(к) \rightarrow Al_2O_3(к) + SO_3(г)$			
		в) $SO_2(г) + H_2S(г) \rightarrow S(к) + H_2O(ж)$			
		г) $Fe_2O_3(к) + CO(г) \rightarrow Fe_3O_4(к) + CO_2(г)$			

№ пп	Условие задачи	Вариант
34	По приведенным данным рассчитайте температуру, при которой равновесны оба направления реакций	а) $2\text{NO}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$, $H^0_{298} = -57 \text{ кДж}$, $S^0_{298} = -176 \text{ Дж/К}$
		б) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т}) = 2\text{CO}(\text{г})$, $H^0_{298} = +173 \text{ кДж}$, $S^0_{298} = +176 \text{ Дж/К}$
		в) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$, $H^0_{298} = -92 \text{ кДж}$, $S^0_{298} = -201 \text{ Дж/К}$
		г) $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{C}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $H^0_{298} = -132 \text{ кДж}$, $S^0_{298} = -134 \text{ Дж/К}$
35	Пользуясь справочными данными, определите возможность самопроизвольного протекания реакции при 298 К	а) $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}(\text{ж})$
		б) $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
		в) $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{HCl}(\text{г}) + \text{HOCl}(\text{ж})$
		г) $4\text{HNO}_3(\text{ж}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{г})$

Задача № 6. Тема «Химическая кинетика. Химическое равновесие»

Скорость реакций. Принцип Ле Шателье

№ пп	Условие задачи	Вариант
36	Напишите выражение для скорости предлагаемой химической реакции. Рассчитайте, как изменятся скорости прямой и обратной реакций при увеличении давления в системе в три раза	а) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$
		б) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{г})$
		в) $4\text{NH}_3(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
		г) $4\text{H}_2(\text{г}) + 2\text{NO}(\text{г}) \rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{N}_2(\text{г})$
37	В каком направлении и почему сместится равновесие в системе: 1) при одновременном увеличении концентраций исходных веществ и продуктов реакции в 2 раза; 2) при повышении температуры. Приведите расчеты и рассуждения, подтверждающие Ваши ответы	а) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$, $H^0 = -92 \text{ кДж}$
		б) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{г})$, $H^0 = -566 \text{ кДж}$
		в) $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{г})$, $H^0 = 180 \text{ кДж}$
		г) $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $H^0 = -483,6 \text{ кДж}$

Зависимость скорости реакции от температуры

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
38	На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в n раз: n γ	39	172	1024	150
		2,5	2,8	2	3,5
39	Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от t_1 до t_2 , если известен температурный коэффициент скорости реакции γ : $t_1, ^\circ\text{C}$ $t_2, ^\circ\text{C}$ γ	20	80	40	20
		80	140	90	100
		2,8	2,5	2,3	2
40	Некоторая реакция заканчивается через 90 минут, если проводить ее при 130°C . Рассчитайте, какое время займет проведение процесса, если осуществлять его при температуре T_1 , принимая температурный коэффициент скорости реакции γ равным: $T_1, ^\circ\text{C}$	2	3	2,5	3,5
		150	100	80	160

Химическое равновесие

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
41	Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$. Исходные концентрации равны: $[\text{NO}]_0 = 0,9$ моль/л, $[\text{Cl}_2]_0 = 0,7$ моль/л. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции по сравнению с первоначальной в тот момент, когда концентрация NOCl составит: $[\text{NOCl}]$, моль/л	0,1	0,2	0,15	0,3

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
42	Вычислите равновесные концентрации $[H_2]_p$ и $[J_2]_p$ и константу равновесия для реакции $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ$, если известны их начальные концентрации $[H_2]_0$, $[J_2]_0$ и равновесная концентрация $[HJ]_p$:				
	$[H_2]_0$, моль/л.....	0,7	0,08	1,2	0,02
	$[J_2]_0$, моль/л	1,6	0,08	0,8	0,02
	$[HJ]_p$, моль/л.....	0,8	0,04	1,2	0,03

Задача №7. Тема «Водородный показатель среды». «Гидролиз солей»

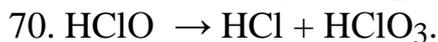
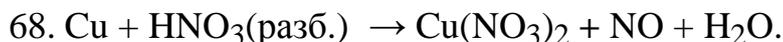
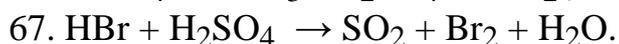
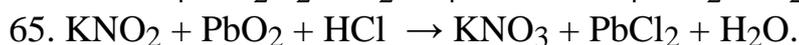
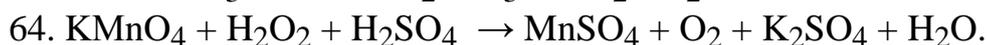
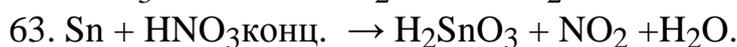
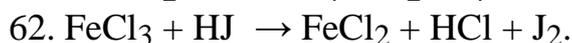
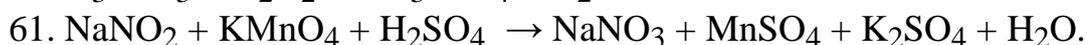
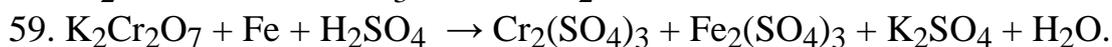
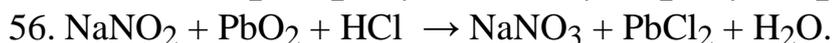
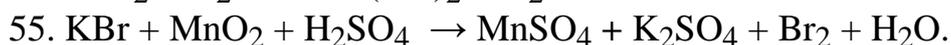
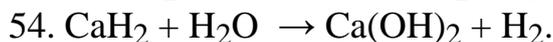
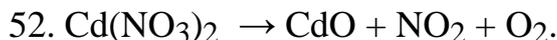
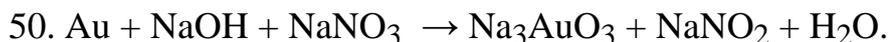
№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
43	Рассчитайте молярную концентрацию раствора щелочи, если известно значение pH раствора:	11,87	12,0	10,82	9,13
44	Вычислите pH и pOH раствора, в котором концентрация ионов H^+ (моль/л) равна	10^{-5}	$2 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-11}$	$7,7 \cdot 10^{-5}$
45	Вычислите pH и pOH раствора иодоводородной кислоты HJ с концентрацией C_M :				
	C_M , моль/л	0,01	0,001	0,1	0,02
46	Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза предлагаемых солей. Укажите реакцию среды в каждом из растворов	NaCN, CrCl ₃	FeSO ₄ , K ₂ CO ₃	K ₂ S, SnSO ₄	CrBr ₃ , AgNO ₃
47	Какая из солей подвергается гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза этой соли. Укажите окраску фенолфталеина в ее растворе	BaCl ₂ , MnSO ₄	NaNO ₂ , FeCl ₂	NaJ, CaCl ₂	KBr, CrCl ₃

№ пп	Условие задачи	Вариант			
		а	б	в	г
48	При смешивании растворов K_2S и предлагаемой соли выпадает осадок (какой?). Составьте ионное и молекулярное уравнения реакции	$AlCl_3$	$CrCl_3$	$SnCl_2$	$CuSO_4$
49	Составьте уравнения процессов, протекающих при смешении растворов следующих солей	Na_2S $AlCl_3$	$CoSO_4$ K_2S	Na_2CO_3 $FeCl_3$	$CuCl_2$ K_2CO_3

Задача № 8. Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

Задания 85–134.

Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса; укажите вещества, выполняющие функции окислителей и восстановителей:



Задача № 9. Тема «Гальванический элемент»

Задания 71-77. Гальванический элемент состоит из электрода 1, погруженного в раствор 1 с молярной концентрацией C_1 , и электрода 2, погруженного в раствор 2 с молярной концентрацией C_2 . Составьте схему данного гальванического элемента, вычислите его ЭДС, напишите уравнения электродных процессов.

№ задания	Электрод 1	Раствор 1	C_1 моль/л	Электрод 2	Раствор 2	C_2 , моль/л
71	Zn	Zn(NO ₃) ₂	0,1	Pb	Pb(NO ₃) ₂	0,01
72	Fe	FeSO ₄	0,001	Cd	CdSO ₄	0,01
73	Cu	Cu(NO ₃) ₂	0,02	Ag	AgNO ₃	1,00
74	Ag	AgNO ₃	0,1	Ag	AgNO ₃	0,001
75	Ni	NiSO ₄	$5 \cdot 10^{-3}$	Fe	FeCl ₂	$1 \cdot 10^{-3}$
76	Au	Au ³⁺	0,03	Co	Co ²⁺	0,3
77	Bi	Bi(NO ₃) ₃	0,1	Cu	Cu(NO ₃) ₂	0,5

Задачи 78-85. Составьте схемы двух стандартных гальванических элементов, в одном из которых металл X является отрицательным электродом, а в другом – положительным. Вычислите ЭДС каждого гальванического элемента, напишите уравнения процессов, происходящих на электродах.

№ задания	Металл X	№ задания	Металл X
78	Al	82	Ag
79	Fe	83	Cu
80	Sn	84	Ni
81	Cr	85	Co

Задача № 10. Тема «Электролиз»

Задания 86-92. Составьте схему процессов, происходящих на электродах, при электролизе водного раствора X. Рассчитайте массу вещества, выделившегося на катоде за время τ при пропускании через раствор тока силой I (процесс восстановления воды на катоде не учитывать).

№ задания	Раствор X	Электроды		τ	I, A
		катод	анод		
86	CuCl ₂	угольный	угольный	600 с	3
87	AgNO ₃	угольный	серебряный	30 мин.	6
88	MnSO ₄	платиновый	платиновый	1 час	12
89	ZnCl ₂	угольный	цинковый	10 мин.	6
90	CuSO ₄	медный	медный	300 с	3
91	NiSO ₄	никелевый	никелевый	1 час	6
92	CrCl ₃	угольный	хромовый	100 мин.	6

Задания 93-99. Составьте схему процессов, происходящих на электродах, при электролизе водного раствора X. Вычислите время, в течение которого должен быть пропущен ток силой I А через раствор, чтобы на катоде выделилось m (г) металла (восстановление воды не учитывать).

№ задания	Раствор X	Электрод		I, А	m, г
		катод	анод		
93	NiSO ₄	платиновый	платиновый	1,5	5,9
94	CrCl ₃	угольный	хромовый	3,0	2,5
95	FeCl ₃	угольный	угольный	6,0	0,5
96	Pb(CH ₃ COO) ₂	угольный	угольный	12,0	2,0
97	AgNO ₃	угольный	серебряный	6,0	10,8
98	Cu(NO ₃) ₂	угольный	угольный	6,0	3,2
99	FeCl ₂	угольный	угольный	4,0	2,9

Задача № 11. Тема «Электрохимическая коррозия»

Задания 100 - 106. Металл X склепан с металлом Y. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислую среду? Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом, и опишите процессы, происходящие на его электродах.

№ задания	Металл X	Металл Y
100	Al	Cu
101	Fe	Ni
102	Sn	Ag
103	Cr	Pb
104	Ag	Au
105	Fe	Mn
106	Co	Ag

Задания 107-112. Металл X покрыт металлом Y. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхностного слоя покрытия? Напишите уравнения протекающих электрохимических процессов. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.

№ задания	Металл X	Металл Y	Среда
107	Cu	Ag	OH ⁻ + O ₂
108	Ni	Au	OH ⁻ + O ₂
109	Cr	Al	OH ⁻ + O ₂
110	Fe	Au	OH ⁻ + O ₂
111	Cr	Ni	OH ⁻
112	Sn	Al	OH ⁻

Задания 113-119. При контакте двух металлов в коррозионной среде образуется гальваническая пара (см. табл.). Какой из металлов подвергается коррозии? Напишите уравнения протекающих электрохимических процессов. Определите, на сколько уменьшилась масса разрушающегося металла, если при этом выделилось V л газа (н.у.).

№ задания	Коррозионная пара	V газа, л
113	Fe H^+ Cr	0,400
114	Cu OH^- Pd	0,056
115	V H^+ Cu	0,954
116	Zn OH^- Ni	0,047
117	Co H^+ Fe	0,056
118	Fe H_2O Cu	0,020
119	Mg H^+ Fe	0,100

Задача № 12. Тема «Химические свойства металлов»

Задания 120-126. Используя значения стандартных электродных потенциалов, ответьте на следующие вопросы:

1) что произойдет, если пластинку, изготовленную из металла Me_1 , опустить в раствор соли металла Me_2 ? Напишите уравнения возможных реакций в ионной форме;

в напишите уравнения химических реакций, которые произойдут, если в те же растворы опустить медные пластинки.

№ задания	Металл Me_1	Соль металла Me_2
120	Al	FeSO ₄
121	Mg	CdSO ₄
122	Fe	CrCl ₃
123	Ni	Bi(NO ₃) ₃
124	Sn	Zn(NO ₃) ₂
125	Co	AlCl ₃
126	Cr	AgNO ₃

Задания 127-133

№ задания	Условие задания	Вариант			
		а	б	в	г
127	Какие из перечисленных металлов могут быть вытеснены из растворов их солей хромом?	Ba, Cd, Hg	Bi, Mn, Zn	Fe, Al, Au	Co, Cu, Mg
128	Напишите реакции взаимодействия металлов с азотной, соляной и серной кислотами (концентрированными и разбавленными)	Fe, Bi	Al, Cu	Cr, Ti	Mn, Co
129	В растворе содержатся следующие ионы Каким образом их можно разделить?	Zn ²⁺ Fe ³⁺	Al ³⁺ Cu ²⁺	Ba ²⁺ Cu ²⁺	Ni ²⁺ Zn ²⁺
130	Какие из перечисленных металлов будут растворяться в концентрированном растворе щелочи? Напишите соответствующие уравнения	Al, Cu	Cr, Zn	Ag, Sn	Pb, Bi
131	С какими из перечисленных соединений: H ₂ O, O ₂ , N ₂ , KOH, H ₂ SO ₄ (разб. и конц.), S будет реагировать металл При необходимости укажите условия реакции	Mg	Ag	Fe	Cu
132	Какие из приведенных металлов могут вытеснить железо из растворов солей FeSO ₄ , Fe ₂ (SO ₄) ₃ ?	Mg, Sn, Cu	Mn, Hg, Pb	Al, Cd, Ag	Cr, Co, Au
133	При каких условиях указанный металл будет реагировать или пассивироваться при взаимодействии с концентрированными серной и азотной кислотами?	Fe	Al	Co	Ni

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

- 1) Коровин Н. В. Общая химия : Учеб. для технич. направ. и спец. вузов. — М. : Высш. шк., 2007. — 556 с. (также предыдущие издания)
- 2) Глинка Н. Л. Общая химия : Учеб. пособие для вузов. — М. : Интеграл-ПРЕСС, 2008. — 728 с. (также предыдущие издания)
- 3) Дробашева Т. И. Общая химия : Учеб. для втузов. — Ростов н/Д : Феникс, 2007. — 448 с.
- 4) Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : Учеб. пособие для нехим. специальностей вузов. — М. : Интеграл-ПРЕСС, 2006. — 240 с. (также предыдущие издания)
- 5) Лидин Р. А. Задачи по неорганической химии : Учебн. пособие для хим.-технол. вузов / Р. А. Лидин, В.А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. — М. : Высш. шк., 1990. — 319 с.
- 6) Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений. М.: Высшая школа, 1979.
- 7) Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие/ Б.И.Адамсон, О.Н.Гончарук, В.Н.Камышова и др.; Под ред. Н.В.Коровина. – М.: Высшая школа, 2004 г. 255 с.
- 8) Задачи и упражнения по общей химии : метод. рекомендации для самост. подготовки к отчетным занятиям и экзамену по курсу химии / В. Т. Фомичев, А. В. Савченко, В. А. Андропова и др. — Волгоград : ВолгГАСУ, 2007. — 91 с.
- 9) Химия : лабораторный практикум : в 2 ч. / Сост. В. Т. Фомичев, О. А. Кузнечиков, В. А. Андропова и др. — Волгоград : ВолгГАСУ, 2010. — Ч. 1. — 92 с.
- 10) Химия : лабораторный практикум : в 2 ч. / Сост. В. Т. Фомичев, О. А. Кузнечиков, В. А. Андропова и др. — Волгоград : ВолгГАСУ, 2010. — Ч. 2. — 102 с.

Публикуется в авторской редакции

Подписано в свет 27.05.2015.

Гарнитура «Таймс». Уч.-изд. л. 2,6. Объем данных 669 Кбайт.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет»
400074, Волгоград, ул. Академическая, 1
<http://www.vgasu.ru>, info@vgasu.ru