

# ХИМИЯ

Методические указания  
к самостоятельной работе студентов

Омск - 2015

**Шубенкова Е.Г., Холоденко В.А.** Химия: Методические указания к самостоятельной работе студентов. – Омск: Изд-во ОмГТУ, 2015. – 69 с.

**Рецензент:** Земцов Александр Евгеньевич, к.х.н., доцент кафедры «Химическая технология и биотехнология»

Методические указания предназначены для самостоятельной работы студентов по дисциплине «Химия» по всем направлениям очной и заочной форм обучения. Материал, представленный в методических указаниях, может быть использован студентами для выполнения домашних заданий и при подготовке к практическим занятиям в соответствии с рабочими программами дисциплины.

## СОДЕРЖАНИЕ

Модуль 1. Строение атома.....	4
Модуль 2. Химическая термодинамика и химическая кинетика.....	7
Химическая термодинамика.....	7
Химическая кинетика и химическое равновесие.....	13
Модуль 4. Основные классы неорганических соединений.....	18
Модуль 5. Растворы.....	21
Способы выражения концентраций растворов.....	21
Гидролиз солей.....	24
Модуль 6. Окислительно-восстановительные реакции.....	26
Модуль 7. Электрохимические реакции.....	28
Электрохимические реакции. Гальванический элемент.....	28
Электрохимические реакции. Электролиз.....	32
Электрохимические реакции. Коррозия металлов.....	34
Варианты домашнего задания.....	38
Библиографический список.....	69

## МОДУЛЬ № 1. «СТРОЕНИЕ АТОМА».

### *Теоретическая часть:*

Для описания положения и энергии электрона в атоме используются четыре квантовых числа.

Главное квантовое число  $n$  определяет общую энергию электрона на данной орбитали и его удаленность от ядра. Оно может принимать любые целые значения, начиная с единицы: 1,2,3,4...  $\infty$ . Под главным квантовым числом, равным  $\infty$ , подразумевают, что атому сообщена энергия, достаточная для полного отделения электрона от ядра (ионизация атома).  $N = 2n^2$  – максимальное число электронов, которое находится на каждом энергетическом уровне.

Энергетические уровни представляют собой совокупность некоторых энергетических подуровней. Существование различий в энергетическом состоянии электронов отражается побочным (орбитальным) квантовым числом  $\ell$ . Это квантовое число может принимать целочисленное значение от 0 до  $n-1$  ( $\ell = 0, 1, 2 \dots n - 1$ ). Численные значения  $\ell$  принято обозначать буквенными символами:

Значение $\ell$	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение	s	p	d	f	g

В этом случае говорят о  $s, p, d, f, g$  – состояниях электронов, или  $s, p, d, f, g$  – орбиталях. Орбиталь – совокупность положений электрона в атоме, т.е. область пространства, где энергетически выгоднее всего находиться электрону.

$\ell$  – определяет форму электронного облака, а также орбитальный момент – момент количества движения электрона при его вращении вокруг ядра (отсюда и второе название этого квантового числа – орбитальное). Если  $\ell = 0$  (s -орбиталь), то электронное облако имеет сферическую форму и не обладает направленностью в пространстве. При  $\ell = 1$  (p -орбиталь)

электронное облако имеет форму вытянутой восьмерки, т.е. форму тела вращения, полученного из "восьмерки". При  $\ell = 2$  ( $d$ - орбиталь) электронное облако имеет четырехлепестковую фигуру. Формы  $f$  и  $g$  электронных облаков намного сложнее. Максимальное число электронов на подуровне рассчитывается по формуле  $2(2\ell + 1)$ .

Ориентация электронного облака в пространстве не может быть произвольной. Она определяется значением третьего, так называемого магнитного квантового числа  $m_\ell$ .

$m_\ell$  может принимать значения любых целых чисел, как положительных так и отрицательных от  $-\ell$  до  $+\ell$ , включая 0, т.е. всего  $(2\ell + 1)$  значений. Например, при  $\ell = 0$   $m_\ell = 0$ ; при  $\ell = 1$   $m_\ell$  равно  $-1, 0, +1$ ; при  $\ell$ , равном 3,  $m_\ell$  имеет семь значений ( $2\ell + 1 = 2 \cdot 3 + 1 = 7$ ):  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  – семь различных ориентаций  $f$  электронных облаков в пространстве.

$m_s$  – спиновое квантовое число определяет собственное состояние электрона, результат вращения электрона вокруг своей оси. Спиновое квантовое число может иметь два значения:  $+1/2$  или  $-1/2$ . Итак, состояние электронов можно описать набором четырех квантовых чисел, но для объяснения строения электронных оболочек атомов нужно знать еще три основных положения: принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии.

**Принцип Паули.** В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.

**Правило Хунда.** При данном значении  $\ell$  (то есть в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

**Принцип наименьшей энергии – правило Клечковского:** в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальна (что отвечает наибольшей его связи с ядром). Энергия электрона в основном определяется главным квантовым числом  $n$  и побочным числом  $\ell$ , поэтому сначала заполняются те подуровни, для которых сумма значений  $n + \ell$

*является меньшей* (энергия электрона на подуровне  $4s$  меньше, чем на подуровне  $3d$ , так как  $n + \ell = 4 + 0 = 4$  для  $4s$  и  $n + \ell = 3 + 2 = 5$  для  $3d$ . Когда для двух подуровней суммы  $n + \ell$  равны, сначала идет заполнение с меньшим значением  $n$  (на подуровнях  $3d, 4p, 5s$   $n + \ell = 5$  – в этом случае происходит заполнение подуровней сначала с меньшим значением  $n$ , т.е.  $3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s$ ).

Таким образом последовательность в которой происходит заполнение электронами энергетических подуровней в атоме имеет вид:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p.$$

**Подготовить следующие ответы на вопросы:**

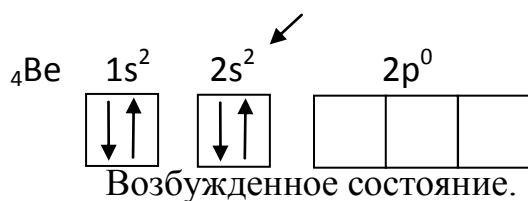
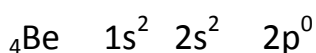
Строение атома. Квантовые числа. Электронное строение атомов и ионов. Принцип заполнения орбиталей.

II. Составить электронную формулу атомов Be в стабильном и возбужденном состояниях.

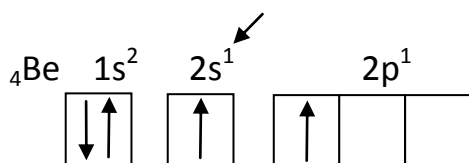
**Задания с решениями:**

*Пример №1. Составьте электронную формулу атома бериллия.*

Атом бериллия Be. Стабильное состояние. Электронная формула:



Электронная формула:



*Пример №2. Напишите электронные формулы частиц: He, Li<sup>+</sup>, Be<sup>2+</sup>, N<sup>3-</sup>. Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.*

*Решение:*

He 1S<sup>2</sup> - электронная формула нейтрального атома

Li 1S<sup>2</sup> 2S<sup>1</sup> - электронная формула нейтрального атома

Li<sup>+</sup> 1S<sup>2</sup> 2S<sup>0</sup>

Be 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> - электронная формула нейтрального атома

Be<sup>2+</sup> 1S<sup>2</sup> 2S<sup>0</sup>

N 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> - электронная формула нейтрального атома

N<sup>3-</sup> 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>

He, Li<sup>+</sup>, Be<sup>2+</sup> - изоэлектронные частицы

## **МОДУЛЬ № 2. «ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА И ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА»**

### **«ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ».**

#### ***Теоретическая часть***

*Энергия* — общее количественная мера движения взаимодействия всех видов материи.

*Теплота* — количественная мера хаотического движения частиц данной системы или тела.

***Первый закон термодинамики.*** В любом процессе соблюдается закон сохранения энергии, выражаемый равенством  $q = \Delta U + A$ , которое означает, что теплота  $q$ , подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии  $\Delta U$  и на совершение системой работы  $A$  над внешней средой. Это уравнение математическое выражение первого закона термодинамики. Из первого закона термодинамики следует, что приращение внутренней энергии системы  $\Delta U$  в любом процессе равно количеству

вещества сообщенной системе теплоты  $q$  за вычетом количества совершенной системой работы  $A$ .

*Внутренняя энергия* — полная энергия системы за вычетом ее движения как целого и энергии взаимодействия с окружающим миром. Во внутреннюю энергию входят кинетическая энергия движения ядер, электронов, молекул и потенциальная энергия взаимодействия этих частиц. В.Э. — это все виды энергии системы.

*Энтальпия* ( $H = U + pV$ ) — термодинамическая функция, которая учитывает возможность совершения системой механической работы ( $p\Delta V$ ). Энтальпия характеризует теплосодержание системы.

Если реакция происходит при постоянном давлении (изобарный процесс), то тепловой эффект связан с изменением энтальпии системы:

$Q = -\Delta H = H_1 - H_2$ , где  $H_1$  — общая энтальпия исходных веществ, а  $H_2$  — энтальпия продуктов реакции.

Так как большинство химических реакций происходят при постоянном давлении (внешнее атмосферное давление), то под тепловым эффектом обычно понимают изменение энтальпии в химической реакции,  $\Delta H$ .

#### ***Тепловой эффект химической реакции.***

*Изменение энергии системы при протекании в ней химической реакции при условии, что система не совершает никакой другой работы, кроме работы расширения, называется тепловым эффектом химической реакции.* При постоянном давлении — это  $\Delta H$  — энтальпия реакции. В стандартных условиях  $\Delta H^0$ .

***Экзотермическими реакциями*** называют такие реакции, при которых происходит выделение теплоты ( $\Delta H < 0$ ).

***Эндотермическими реакциями*** называют такие реакции, при которых происходит поглощение теплоты ( $\Delta H > 0$ ).

***Закон Гесса:*** тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении или постоянном объеме, не зависит от пути реакции, а определяется только состоянием реагентов и продуктов реакции.



*Пример.*  $C_{(ТВ)} + \frac{1}{2} O_{2(г)} = CO_{(г)}, \Delta H_1 = -110 \text{ кДж},$

$CO_{(г)} + \frac{1}{2} O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \Delta H_2 = -283 \text{ кДж},$

$C_{(ТВ)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}, \Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393 \text{ кДж}.$

Для расчета тепловых эффектов химических реакций используют следствия из основного закона термохимии — закона Гесса.

**Следствие 1.** Тепловой эффект химической реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных веществ (суммирование проводится с учетом стехиометрических коэффициентов). Для реакции вида  $aA + bB = cC + dD$  тепловой эффект равен  $\Delta H = (c * \Delta H_{обр}(C) + d * \Delta H_{обр}(D)) - (a * \Delta H_{обр}(A) + b * \Delta H_{обр}(B)).$

Теплота образования  $\Delta H_{обр}$  — это тепловой эффект образования одного моля соединения из простых веществ при заданных условиях (это стандартное табличное значение). Теплота образования любого *простого вещества* равна нулю

**Следствие 2.** Тепловой эффект химической реакции

$aA + bB = cC + dD$  равен разности теплот сгорания исходных веществ и продуктов реакции (с учетом стехиометрических коэффициентов):

$\Delta H = (a * \Delta H_{обр}(A) + b * \Delta H_{обр}(B)) - (c * \Delta H_{обр}(C) + d * \Delta H_{обр}(D)).$

Теплота сгорания — это теплота реакции полного окисления одного моля вещества. Это следствие обычно используют для расчетов органических реакций.

**Следствие 3.** изменение энтальпии в химической реакции равно разности энергий разрываемых и образующихся химических связей.

Энергия связи А-В — это энергия, необходимая для разрыва связи и разведения образующихся частиц на бесконечное расстояние:

$AB_{(г)} \rightarrow A_{(г)} + B_{(г)}.$

Энергия связи всегда положительна.

**Энтропия (S)** — мера неупорядоченности состояния системы.  $W$  — число микросостояний системы, термодинамическая вероятность.  $S = R \ln W$ . В отличие от других термодинамических функций, можно определить не

только изменение, но и абсолютное значение. При абсолютном нуле энтропия идеального кристалла равна нулю. Энтропия растёт по мере повышения температуры.

***Второй закон термодинамики:** самопроизвольно в изолированных системах протекают только те реакции, которые сопровождаются увеличением энтропии.*

Второй закон термодинамики имеет несколько формулировок. Для систем, которые не обмениваются с окружающей средой ни энергией, ни веществом (изолированные системы), второй закон термодинамики имеет следующую формулировку: в изолированных системах самопроизвольно идут только такие процессы, которые сопровождаются возрастанием энтропии:  $dS > 0$ .

Второй закон термодинамики имеет статистический характер, т.е. справедлив лишь для систем, состоящих из очень большого числа частиц.

Системы, в которых протекают химические реакции, не бывают изолированными, так как они сопровождаются изменением внутренней энергии системы (тепловым эффектом реакции), т.е. система обменивается энергией с окружающей средой. Химические реакции могут протекать самопроизвольно и без возрастания энтропии, но при этом увеличивается энтропия окружающей среды. Например, химические реакции в организме любого существа сопровождаются уменьшением энтропии (происходит упорядочение системы). Однако организм получает энергию из окружающей среды (пища, воздух). Получение пищевых продуктов сопровождается возрастанием энтропии окружающей среды, т.е. жизнь каждого существа связана с возрастанием энтропии.

Однако, если в системе протекает химическая реакция, то система обменивается энергией с окружающей средой, т.е. не является изолированной. Химические реакции обычно сопровождаются изменением как энтропии, так и энтальпии. В таких системах критерием

самопроизвольности протекания процессов является изменение свободной энергии Гиббса.

**Энергия Гиббса (G)** — термодинамическая функция состояния системы (кДж/моль).

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = \Delta G_{\text{кон}} - \Delta G_{\text{нач}}$$

$$\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K_{\text{равн}}; (T = \Delta H / \Delta S) \text{ — равновесная температура.}$$

$$\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$$

Если  $\Delta G < 0$ , то реакция может протекать самопроизвольно.

### **Третий закон термодинамики (постулат Планка).**

В отличие от других термодинамических функций, можно определить не только изменение, но и абсолютное значение энтропии. Это вытекает из высказанного в 1911г. М. Планком постулата, согласно которому "при абсолютном нуле энтропия идеального кристалла равна нулю". Этот постулат получил название *третьего закона термодинамики*. По мере повышения температуры растет скорость различных видов движений частиц, т.е. число микросостояний и соответственно термодинамическая вероятность и энтропия вещества.

### **Задания с решениями:**

*Пример № 1.* Используя термодинамические величины веществ, вычислить для реакции:  $\text{Mg}_3\text{N}_2 (\text{к}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) \leftrightarrow 3 \text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{к}) + 2 \text{NH}_3 (\text{г})$  изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определить, в каком направлении возможно протекание реакции?

*Решение:* Для расчета  $\Delta G^{\circ}_{298}$  воспользуемся уравнением

$$\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = \Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} - T \Delta S^{\circ}_{\text{х.р.}}. \text{ Находим } \Delta H^{\circ} \text{ реакции:}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} = (2\Delta H^{\circ}_{298} \text{NH}_{3(\text{г})} + 3\Delta H^{\circ}_{298} \text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{к})}) - (\Delta H^{\circ}_{298} \text{Mg}_3\text{N}_{2(\text{к})} + 6\Delta H^{\circ}_{298} \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})})$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} = [2(-46,19) + 3(-924,66)] - [461,1 + 6(-285,840)] = -690,22 \text{ кДж/моль.}$$

Аналогично вычисляем:

$$\Delta S_{\text{x.p.}}^{\circ} = (2S_{298}^{\circ} \text{NH}_{3(\text{г})} + 3S_{298}^{\circ} \text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{г})}) - (S_{298}^{\circ} \text{Mg}_3\text{N}_{2(\text{к})} + 6S_{298}^{\circ} \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) ;$$

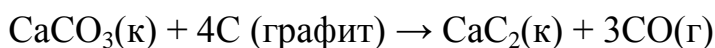
$$\Delta S_{\text{x.p.}}^{\circ} = (2 \cdot 192,5 + 3 \cdot 63,14) - (87,9 + 6 \cdot 69,96) = 66,76 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Теперь находим  $\Delta G^{\circ}$  химической реакции, используя в качестве единой энергетической единицы килоджоуль:

$$\Delta G_{\text{x.p.}}^{\circ} = \Delta H_{\text{x.p.}}^{\circ} - T \Delta S_{\text{x.p.}}^{\circ} = -690,22 - 298 \frac{66,76}{1000} = -670,32 \text{ кДж/моль}.$$

Таким образом,  $\Delta G_{\text{x.p.}}^{\circ} < 0$ , так что данная реакция термодинамически возможна (протекает слева направо).

*Пример №2. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции:*



Вещество	$\Delta H_{298}^{\circ}$ , кДж/моль	$\Delta S_{298}^{\circ}$ , Дж/моль·К
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1207,7	92,9
C(гр)	0	5,7
CaC <sub>2</sub> (к)	-59,9	70,0
CO(г)	-110,6	197,6

*Решение:*

$$\Delta H_{\text{x.p.}} = \sum \Delta H_{\text{прод.}} - \sum \Delta H_{\text{исх.в-в}} - \text{следствие из закона Гесса.}$$

$$\Delta H_{\text{x.p.}} = 3\Delta H_{\text{CO}(\text{г})} + \Delta H_{\text{CaC}_2(\text{к})} - \Delta H_{\text{CaCO}_3(\text{к})} + 4\Delta H_{\text{C}(\text{гр})} = 3 \cdot (-110,6) + (-59,9) - (-207,7) + 4 \cdot 0 = 816 \text{ кДж/моль}.$$

$$\Delta S_{\text{x.p.}} = \sum \Delta S_{\text{прод.}} - \sum \Delta S_{\text{исх.в-в}} = 3 \cdot \Delta S_{\text{CO}_2(\text{г})} + \Delta S_{\text{CaC}_2(\text{к})} - \Delta S_{\text{CaCO}_3(\text{к})} - 4 \cdot \Delta S_{\text{C}(\text{гр})} = 3 \cdot 197,6 + 70,0 - 92,9 + 4 \cdot 5,7 = 547,1 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 816 - 547,1 \cdot 298 \cdot 10^{-3} = 653 \text{ кДж/моль}$$

Т.к  $\Delta G > 0$ , то процесс неосуществим в прямом направлении при данных условиях.

## «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ».

### Теоретическая часть

Химическая кинетика изучает скорость и молекулярный механизм химических реакций. Различают среднюю и истинную (или мгновенную) скорость реакции.

Скорость гомогенной химической реакции измеряется изменением концентрации одного из веществ, участвующих в процессе, за единицу времени. Реакция в гетерогенной системе осуществляется на поверхности раздела между фазами. Скорость гетерогенной реакции не зависит от площади поверхности раздела между фазами, как и скорость гомогенной реакции не зависит от объема системы.

Для реакции  $aA + bB \rightarrow mM + nN$  математическое выражение закона действующих масс (1867 г. К.М. Гульдберг, И. П. Вааге) имеет вид

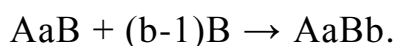
$$V = k C_A^a \cdot C_B^b,$$

где  $V$  – скорость реакции;  $k$  – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости химической реакции (при  $C_A = C_B = 1$  моль/л  $k$  численно равна  $V$ );  $C_A$  и  $C_B$  - концентрации реагентов А и В;  $a, b$  - стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Так как скорость химической реакции зависит от температуры, то  $k$  – величина постоянная только при данной температуре.

Закон действующих масс справедлив только для наиболее простых по своему механизму взаимодействий, протекающих в газах или в разбавленных растворах. Сложные реакции могут быть совокупностью параллельно или последовательно протекающих процессов. Закон действующих масс справедлив для каждой отдельной стадии реакции, но ни для всего взаимодействия в целом. Та стадия процесса, скорость которой минимальная, лимитирует скорость реакции в общем. Поэтому математическое выражение закона действующих масс, записанное для самой медленной (лимитирующей) стадии процесса, приложимо одновременно и ко всей реакции в целом.

Например, запись  $aA + bB \rightarrow AaBb$  может быть суммарным уравнением сложного взаимодействия, протекающего по стадиям:



Закон действующих масс запишется так:

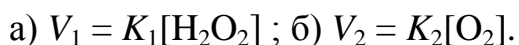
$V = k C_A \cdot C_B$ . Это соотношение представит зависимость от концентрации реагентов А и В не только скорости первой стадии реакции, но и всего процесса.

*Молекулярность и порядок реакции.*

Все реакции можно подразделить на простые и сложные. Простые реакции протекают в одну стадию и называется одностадийными. Сложные реакции идут либо последовательно (многостадийные реакции), либо параллельно, либо последовательно-параллельно. В свою очередь, в каждой стадии реакции может участвовать одна молекула (мономолекулярные реакции), две молекулы (бимолекулярные) и три молекулы (тримолекулярные). Число молекул реагента, принимающих участие в простейшей (элементарной) стадии, называется её *молекулярностью*.

*Порядок реакции* - это сумма порядков реакции по реагентам.

Порядок реакции определяется суммой величин показателей степени при значениях концентраций исходных веществ в кинетическом уравнении:



Поэтому обе реакции первого порядка.

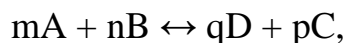
Молекулярность реакции определяется числом молекул, одновременным взаимодействием которых осуществляется акт химического взаимодействия.

Реакция а) одномолекулярная.

*Химическая реакция* не всегда «доходит до конца», другими словами, исходные вещества не всегда полностью превращаются в продукты реакции. Это происходит потому, что по мере накопления продуктов реакций могут создаться условия для протекания реакции в противоположном направлении.

Химические реакции, которые при одних и тех же условиях могут идти в противоположных направлениях, называются *обратимыми*.

Состояние, в котором скорость обратной реакции становится равной скорости прямой реакции, называется *химическим равновесием*. Для обратимой химической реакции, записанной в общем виде



константа равновесия выразится уравнением

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}.$$

Уравнение представляет собой математическое выражение закона действующих масс при химическом равновесии.

Равновесие обратной реакции может быть нарушено воздействием внешних условий, например изменением концентрации, давления или температуры. Все разнообразные эффекты внешних воздействий на изменение равновесия могут быть обобщены в виде следующего правила, впервые сформулированного в 1884 г. французским химиком Ле-Шателье:

*Внешнее воздействие (изменение концентрации, давления или температуры) на систему, находящуюся в состоянии равновесия, вызывает сдвиг равновесия в том направлении (прямом или обратном), при котором частично компенсируется влияние этого воздействия.*

1. увеличивается концентрация исходных веществ — равновесие смещается вправо (в сторону прямой реакции); увеличивается концентрация продуктов реакции — равновесие смещается влево (в сторону обратной реакции).
2. при повышении давления равновесие смещается в сторону той реакции, где образуется меньше число молей газообразных веществ.
3. повышение температуры смещает равновесие химической реакции в сторону эндотермической реакции, и наоборот.

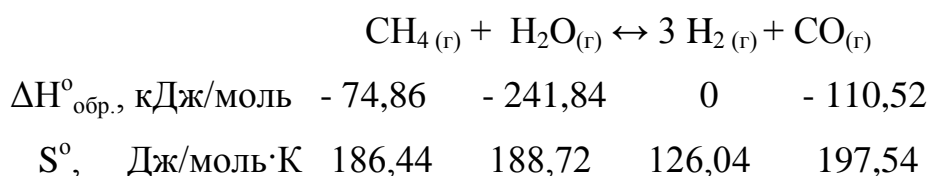
Это правило называется принципом Ле-Шателье, или принципом подвижного равновесия.

***Задания с решениями:***

*Пример № 1.* Определить константу равновесия обратимой химической реакции  $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 3 \text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г})$ , при температуре 1000 К. Как будет смещаться равновесие при повышении температуры и давления?

*Решение:* Константа равновесия химической реакции связана со стандартной энергией Гиббса уравнением  $\Delta G^\circ = -RT \ln K_p = -2,3 RT \lg K_p$ .

Откуда:  $\lg K_p = -\Delta G^\circ / 2,3 RT$ ;  $\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} - T \Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$



Находим  $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ :

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = -110,52 - [-74,86 + (-241,84)] = 206,18 \text{ кДж/моль} = 206180 \text{ Дж/моль},$$

Вычисляем  $\Delta S^\circ$  реакции:

$$\Delta S^\circ = (3 \cdot 126,04 + 197,54) - (186,44 + 188,72) = 200,5 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К},$$

Находим  $\Delta G^\circ$  реакции:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 206180 - 298 \cdot 200,5 = 146431 \text{ Дж/моль},$$

$$\lg K = -\frac{146431 \text{ Дж/моль}}{2,3 \cdot 8,31 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К} \cdot 1000 \text{ К}} = -7,66 = \bar{8},34,$$

откуда  $K = 2,19 \cdot 10^{-8}$ . Большой положительной величине  $\Delta G^\circ$  соответствует малая константа равновесия.

Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле-Шателье:

1) так как реакция эндотермическая ( $\Delta H > 0$ ), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

2) при повышении давления равновесие будет смещаться в сторону образования меньшего числа молей газообразных веществ, т.е. в сторону обратной реакции ( $\overset{\leftarrow}{V}$ ).

*Пример № 2.* В системе  $\text{A}(\text{г}) + 2 \text{B}(\text{г}) = \text{C}(\text{г})$  равновесные концентрации равны:  $[\text{A}] = 0,06 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{B}] = 0,12 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{C}] = 0,216 \text{ моль/л}$ . Найти константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.



*Решение:* Константа равновесия данной реакции выражается уравнением

$$K = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]^2}.$$

Подставляя в него данные задачи, получаем  $K = \frac{0,216}{0,06 \cdot (0,12)^2} = 2,5$ .

Для нахождения исходных концентраций веществ А и В учтем, что согласно уравнению реакции из 1 моля А и 2 молей В образуется 1 моль С. Поскольку по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,216 моля вещества С, то при этом было израсходовано 0,216 моля А и  $0,216 \cdot 2 = 0,432$  моля В. Таким образом, исходные концентрации равны:

$$[A_0] = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л,}$$

$$[B_0] = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

*Пример № 3.* Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 283 до 383 °С?

*Решение:* Простейшая зависимость скорости реакции от температуры выражается эмпирическим правилом Вант-Гоффа:  $V_{t+10} / V_t = k_{t+10} / k_t = \gamma$ .

Здесь  $V_t$  и  $k_t$  - скорость и константа скорости реакции при температуре  $t$  °С;  $V_{t+10}$  и  $k_{t+10}$  - те же величины при температуре  $(t + 10)$  °С;  $\gamma$  - температурный коэффициент скорости реакции, значение которого для большинства реакций лежит в пределах 2-4. В общем случае, если температура изменилась на  $\Delta t$  °С, последнее уравнение преобразуется к виду:

$$V_{t+\Delta t} / V_t = k_{t+\Delta t} / k_t = \gamma^{\Delta t/10}.$$

$$V_{383^\circ} = V_{283^\circ} \cdot 3^{\frac{383-283}{10}} = V_{283^\circ} \cdot 3^{10}; \quad \lg \frac{V_{383}}{V_{283}} = 10 \lg 3 = 10 \cdot 0,4771 = 4,771.$$

Отсюда:  $\frac{V_{383^\circ}}{V_{283^\circ}} = 59020$ .

При повышении температуры на 100 °С скорость реакции увеличится в 59 020 раз.

## МОДУЛЬ № 4. «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ».

### *Теоретическая часть*

Важнейшими классами сложных неорганических веществ являются оксиды, гидроксиды, кислоты и соли.

**Оксиды** – это соединения двух элементов, один из которых кислород. Оксиды бывают несолеобразующие ( $\text{SiO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ) и солеобразующие. Последние делятся на основные, кислотные, амфотерные.

Основными называются оксиды, которым соответствуют основные гидроксиды (основания). Например,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MnO}$  являются основными оксидами, так как им соответствуют основания  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Mn(OH)}_2$ . Основные оксиды образуют металлы со степенью окисления +1, +2 (кроме  $\text{Be}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Sn}$ ).

Кислотными называются оксиды, которым соответствуют кислоты. К таким оксидам относятся оксиды неметаллов, а также оксиды металлов в которых степень окисления катиона металла выше +4. Например,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

– кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ . Такие оксиды образуют все неметаллы и металлы, имеющие степень окисления +5, +6, +7. Например, оксиды  $\text{CO}_2$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$  образованы неметаллами – углеродом и фосфором, а оксид  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  – металлом марганцем, проявляющим степень окисления +7.

Амфотерными называются оксиды, которые в зависимости от условий проявляют как основные так и кислотные свойства, то есть обладают двойственным характером. К ним относятся оксиды металлов со степенью окисления +3, +4 –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  и др., а также  $\text{BeO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SnO}$ .

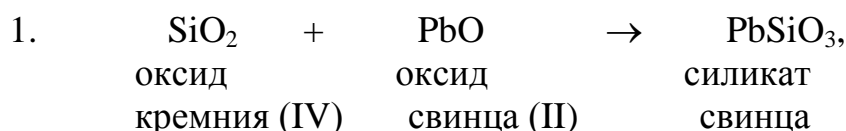
**Основания** – сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп  $-\text{OH}$ .

Например: NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>. Если в состав молекулы основания входит одна группа –OH, то оно называется однокислотным, если две группы – двухкислотным и т.д.

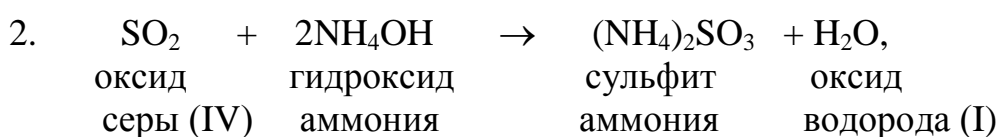
**Кислоты** – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка. Валентность кислотного остатка определяется числом замещенных атомов водорода в молекуле кислоты на основной остаток. Если в состав молекулы кислоты входит один атом водорода, она называется одноосновной (HCl, HNO<sub>3</sub>, HBr), если два и более – многоосновной (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и др.).

**Соли** – сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

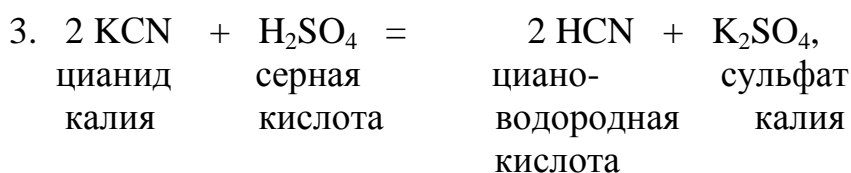
***Примеры с решениями:*** Определить, какие реакции будут протекать. Написать их уравнения и назвать все вещества по международной номенклатуре:



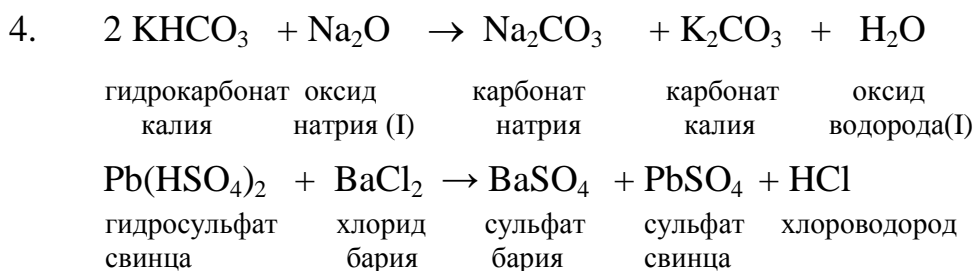
Кислотные оксиды взаимодействуют с основными с образованием соли.



Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.



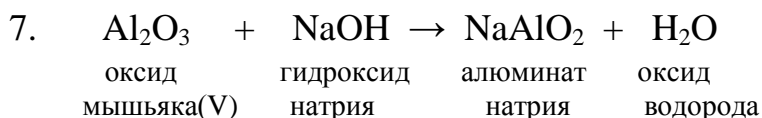
При взаимодействии соли с кислотой образуется новая соль и новая кислота при условии, если взятая кислота сильнее образующейся или менее летучая.



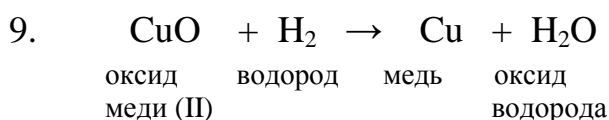
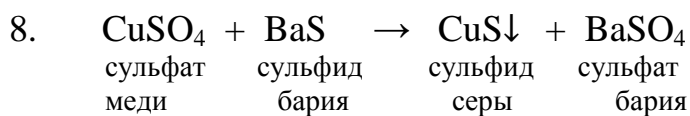
Кислые соли взаимодействуют с металлами, основными и амфотерными оксидами, гидроксидами, солями, кислотами с образованием средних солей.



Основные соли взаимодействуют с кислотными оксидами, кислотами с образованием средних солей.



Амфотерные оксиды взаимодействуют и с кислотами и со щелочами.



## МОДУЛЬ № 5. «РАСТВОРЫ»

### «СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ».

#### *Теоретические часть*

Концентрацией раствора называется величина, выражающая относительное содержание растворенного вещества в растворе.

Концентрация раствора имеет разные формы выражения: либо безразмерными единицами – долями или процентами, либо величинами размерными.

Важнейшие из них следующие.

Массовая доля растворенного вещества ( $\omega$ ) показывает, сколько единиц массы растворенного вещества содержится в 100 единицах массы раствора. Массовая доля – безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или процентах:

$$\omega_{\%} = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100,$$

где  $\omega$  – массовая доля (%) растворенного вещества;  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $m$  – масса раствора, г.

Масса раствора равна произведению объема раствора  $V$  на его плотность  $\rho$ :

$$m = \rho \cdot V, \text{ тогда } \omega_{\%} = \frac{m_1}{\rho \cdot V} \cdot 100.$$

Молярная концентрация (молярность) раствора – показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1л раствора.

Молярную концентрацию (моль на литр) выражают формулой

$$C_M = \frac{m_1}{M \cdot V},$$

где  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $M$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;  $V$  – объем раствора, л.

Нормальная концентрация (нормальность раствора) показывает, сколько грамм-эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 л раствора

(моль на литр): 
$$C_n = \frac{m_1}{\mathcal{E} \cdot V},$$

где  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $\mathcal{E}$  – молярная масса эквивалента растворенного вещества, г/моль;  $V$  – объем раствора, л.

Моляльность раствора  $C_m$  показывает количество растворенного вещества, находящееся в 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{n}{m_2},$$

где  $m_2$  – масса растворителя, кг;  $n$  – количество растворенного вещества, моль.

*Титр раствора* ( $T$ ) показывает массу (г) растворенного вещества, содержащегося в 1 мл раствора:

$$T = \frac{m_1}{V} \text{ или } T = \frac{C_n \cdot \mathcal{E}}{1\,000},$$

где  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $V$  – объем раствора, мл;  $C_n$  – нормальность раствора, моль/л;  $\mathcal{E}$  – молярная масса эквивалента, г/моль.

### ***Задания с решениями:***

*Пример № 1.* Вычислить молярность и нормальность 40 %-го раствора фосфорной кислоты, плотность которого 1,25 г/см<sup>3</sup>. Объем раствора 1 л.

*Решение:* Для расчета молярности и нормальности раствора найдем массу фосфорной кислоты в 1 л (1000 мл) 40 %-го раствора:

$$\omega = m_1 \cdot 100 / V \cdot \rho; \quad m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \omega_{\%} \cdot V \cdot \rho / 100 = 40 \cdot 1000 \cdot 1,25 / 100 = 500 \text{ г}.$$

Молярная масса  $\text{H}_3\text{PO}_4$  равна 98 г/моль, следовательно,

$$C_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 500 / 98 = 5,1 \text{ моль/л}.$$

Молярная масса эквивалента  $\text{H}_3\text{PO}_4$  равна  $98/3 = 32,7$  г/моль.

Тогда  $C_n = 500 / 32,7 = 1,53$  моль/л.

*Пример № 2.* Вычислить эквивалентную массу металла, зная, что его хлорид содержит 79,78 % хлора и 20,22 % металла.

*Решение:* Согласно закону эквивалентов отношение количества металла и хлора в соединении должно быть равно отношению их эквивалентных масс:

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Me}}}{\mathcal{E}_{\text{Cl}}}; \quad \mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{m_{\text{Me}} \cdot \mathcal{E}_{\text{Cl}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{20,22 \cdot 35,5}{79,78} = 8,98 \text{ г/моль.}$$

*Пример № 3.* Рассчитайте молярные массы эквивалентов ( $M_3$ ) следующих веществ:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

*Решение.*  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гидроксид кальция, основание. Рассчитаем молекулярную массу гидроксида кальция

$$M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 40 + 2 \cdot (16 + 2) = 76 \text{ г/моль.}$$

Так как в молекуле  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  имеются две гидроксидные группы (ОН), то в случае замещения в реакции одной из них  $n = 1$ ,  $M_{\mathcal{E}(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = 76/1 = 76 \text{ г/моль}$ , а двух  $n = 2$ ,  $M_{\mathcal{E}(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = 76/2 = 38 \text{ г/моль}$ .

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – серная кислота. Рассчитаем молекулярную массу  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$ ,

Так как в кислоте два атома водорода, то в случае замещения одного  $n = 1$ ,  $M_{\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 98/1 = 98 \text{ г/моль}$ ,

а двух  $n = 2$ ,  $M_{\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 98/2 = 49 \text{ г/моль}$ .

$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  – нитрат магния, соль. Рассчитаем молекулярную массу

$$M_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2} = 24 + 2 \cdot (14 + 16 \cdot 3) = 148 \text{ г/моль; } n = 1$$

(количество атомов металла),  $Z = 2$  (валентность металла)

$$M_{\mathcal{E}(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2)} = 148/2 = 74 \text{ г/моль.}$$

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – оксид алюминия. Расчет ведем по формуле (10):

$M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102 \text{ г/моль}$ ;  $n = 2$  (количество металла),  $Z = 3$   
(валентность металла)

$$M_{\text{э}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 / 6 = 17 \text{ г/моль.}$$

## «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ».

### *Теоретическая часть*

Гидролиз солей относится к обменным реакциям, поскольку процесс идет без изменения степени окисления реагирующих веществ. Сущность реакций гидролиза состоит во взаимодействии ионов соли с ионами воды с образованием слабых электролитов.

*Гидролиз* – это обменная реакция между ионами соли и молекулами воды, приводящая к образованию слабого электролита и изменению рН среды. В процессе гидролиза один из ионов воды связывается в слабый электролит, а другой, как правило, накапливается в растворе. Тот ион, который накапливается в растворе, определяет реакцию среды. Если накапливаются ионы  $\text{H}^+$ , то среда будет кислой, если группы  $\text{OH}^-$  – щелочной. При образовании одинаковых по силе электролитов среда может быть и нейтральной. Последний случай встречается редко.

Уравнения гидролиза пишутся аналогично другим ионным уравнениям: малодиссоциированные (в том числе и вода) и малорастворимые, а также газообразные вещества пишутся в виде молекул, сильные электролиты записываются в виде ионов. Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням, аналогично ступенчатой диссоциации.

Гидролиз солей, или их обменное взаимодействие с водой, происходит лишь в тех случаях, когда ионы, образующиеся в результате электролитической диссоциации соли–катион, анион или оба вместе, способны образовывать с ионами воды  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  – малодиссоциированные



сочетания. Гидролизу подвергаются соли, образованные: слабыми кислотами и сильными основаниями; слабыми основаниями и сильными кислотами; слабыми кислотами и слабыми основаниями.

Если процесс гидролиза необходимо усилить, то следует разбавить раствор или повысить температуру.

Если необходимо уменьшить гидролиз солей, то к раствору добавляют кислоту или щелочь в зависимости от типа гидролизующей соли.

### ***Задания с решениями:***

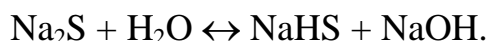
*Пример № 1.* Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу:  $\text{NH}_4\text{I}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ ,  $\text{CaCl}_2$

*Решение:* Иодид аммония - соль, образованная сильной кислотой и слабым основанием. Гидролиз соли: гидролизу подвергается катион соли. Реакция раствора кислая:  $\text{pH} < 7$ .

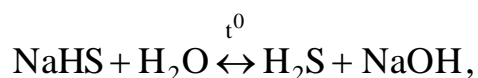


*Сульфид натрия* – соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой.

При растворении солей многоосновных кислот гидролиз протекает ступенчато:



Гидролизу подвергается анион соли. Процесс отражает гидролиз по первой стадии. Чтобы гидролиз соли многоосновной кислоты прошел полностью, как правило, увеличивают температуру процесса:

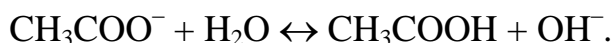
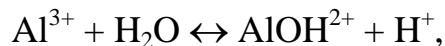


Раствор такой соли проявляет щелочную реакцию  $\text{pH} > 7$ .

*Ацетат алюминия* – соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой. Гидролизу подвергается как катион, так и анион соли:

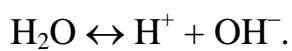
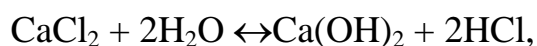


Параллельно идут два процесса:



В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Для гидролиза  $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  реакция полученного раствора будет слабокислотной, поскольку константа диссоциации  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ( $K=1,38 \cdot 10^{-9}$ ) меньше константы диссоциации уксусной кислоты ( $K=1,75 \cdot 10^{-5}$ ).

*Хлорид кальция* - соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой. Взаимодействие с водой можно представить таким образом:



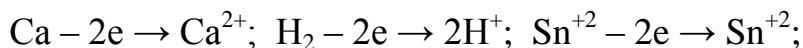
Соли образованные сильным основанием и сильной кислотой не гидролизуются.

## МОДУЛЬ № 6. «ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ».

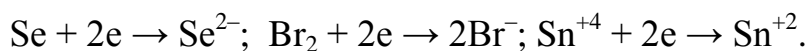
### *Теоретическая часть*

Окислительно-восстановительными реакциями называются реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов или ионов к другим. Теория окислительно-восстановительных процессов основана на следующих понятиях:

- окисление (o-e) – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления увеличивается. Например:



- восстановление (в-е) – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При восстановлении степень окисления уменьшается.

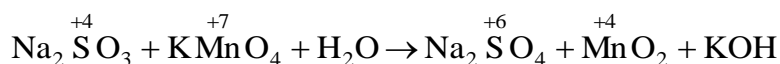
Вещества, отдающие электроны, называются восстановителями.

Вещества, присоединяющие электроны называются окислителями.

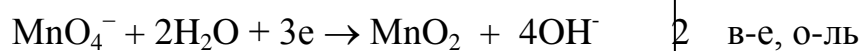
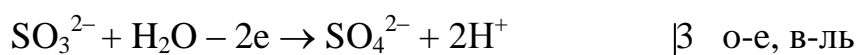
Окислительно-восстановительные реакции являются сопряженными. Окисление невозможно без одновременно протекающего с ним восстановления и наоборот. Известно, что правильно составленное уравнение химической реакции является выражением законов сохранения массы и энергии. Чтобы законы сохранения соблюдались, химические реакции необходимо уравнивать. Существует несколько способов достижения искомой цели.

### ***Задания с решениями:***

*Пример № 1.* Определить восстановитель и окислитель, расставить коэффициенты, пользуясь методом электронно-ионных полуреакций в следующих окислительно-восстановительных реакциях:

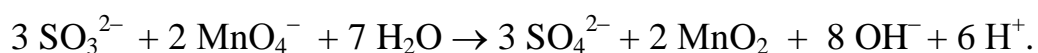


в-ль            о-ль            среда

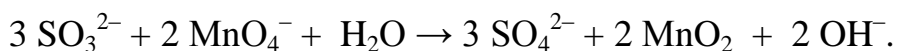


Для того, чтобы уравнивать количество отданных и принятых электронов (электронный баланс) подбираем соответствующие коэффициенты (множители) к уравнениям полуреакций.

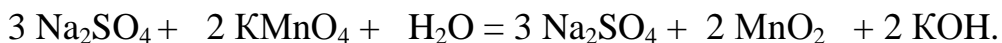
Умножаем на полученные множители обе полуреакции и суммируем их:



После преобразования ионное уравнение реакции будет иметь следующий вид:



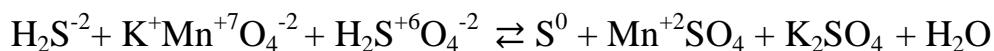
В молекулярной форме это уравнение запишется следующим образом:



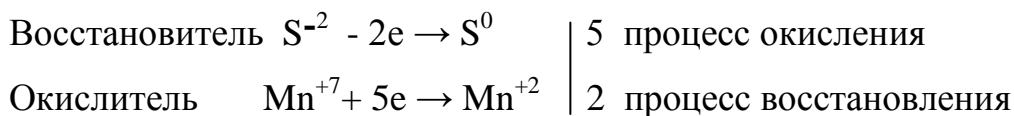
*Пример №2. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.*



*Решение:* Определяем изменение степени окисления атомов до и после реакции схеме.

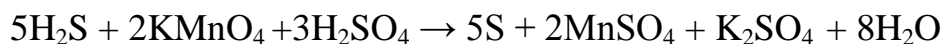


Далее составляем электронные уравнения



Находим коэффициенты при окислителе и восстановителе.

Окончательное уравнение реакции будет иметь вид:



## МОДУЛЬ №7. «ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ»

### «ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ».

#### *Теоретическая часть*

Гальваническими элементами называются устройства, с помощью которых химическая энергия окислительно-восстановительных процессов может быть преобразована в электрическую. В основе работы гальванических элементов лежат явления, происходящие на границе между металлом и раствором электролита и сопровождающиеся возникновением на ней разности или скачка потенциалов.

Разности или скачки потенциалов на границе металл-раствор зависят от активности катионов металла в растворе или, другими словами, каждой данной активности катионов металла в растворе соответствует определенное значение равновесного скачка потенциалов. Они называются *электродными потенциалами*, а их значения определяются относительно стандартного водородного электрода, принятого в качестве эталона, потенциал которого, называемый стандартным или нормальным, условно принимается равным нулю.

Всякий гальванический элемент состоит из двух электродов – металлов, погруженных в растворы электролитов; последние сообщаются друг с другом – обычно через пористую перегородку. Электрод, на котором в ходе реакции происходит процесс окисления, называется *анодом*; электрод, на котором осуществляется восстановление, – *катодом*.

При схематическом изображении гальванического элемента граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой:  $Zn|Zn(NO_3)_2 || AgNO_3|Ag$ . Схему гальванического элемента начинают записывать *с анода*.

Максимальное напряжение гальванического элемента, отвечающее обратимому протеканию происходящей в нем реакции, называется электродвижущей силой  $E$  (э.д.с.) элемента.

Если реакция осуществляется в стандартных условиях, т.е., если все вещества, участвующие в реакции, находятся в своих стандартных состояниях, то наблюдаемая при этом э.д.с. называется *стандартной электродвижущей силой  $E^0$  данного элемента*.

Э.д.с. гальванического элемента может быть представлена как разность двух электродных потенциалов  $\varphi$ , каждый из которых отвечает полуреакции, протекающей на одном из электродов:  $E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}$ .

Здесь  $\varphi_{\text{катода}}$  и  $\varphi_{\text{анода}}$  – потенциалы, отвечающие электродным процессам, происходящим соответственно на серебряном и цинковом электродах.

Электродные потенциалы  $\varphi_{\text{катода}}$  и  $\varphi_{\text{анода}}$  необходимо вычислить по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg c, \text{ где } c - \text{концентрация}$$

раствора электролита (моль/л).

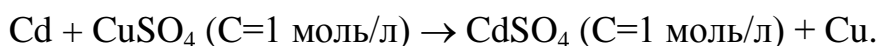
Или расчет ЭДС гальванического элемента можно произвести по формуле:

$$E = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_2}{C_1}, \text{ где } C_1 - \text{концентрация электролита в прикатодном}$$

пространстве,  $C_2$  – концентрация электролита в прианодном пространстве.

### ***Задания с решениями:***

*Пример № 1. Составить схему гальванического элемента, в котором протекает токообразующая реакция:*



Вычислить э.д.с. элемента и энергию Гиббса  $\Delta G$ .

*Решение:* По ряду напряжений находим:

$$\varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^{\circ} = -0,40 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = 0,34 \text{ В}.$$

Реакция окисления должна протекать на аноде, а реакция восстановления – на катоде, элемент запишем в виде



$$E = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - \varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^{\circ} = 0,34 - (-0,40) = 0,74 \text{ В}.$$

Изменение энергии Гиббса вычислим по уравнению  $\Delta G = -nFE^{\circ}$ , где  $n$  – число электронов, принимающих участие в электрохимической реакции,  $F$  – число Фарадея (96 500 Кл или 96 500 Дж/В·моль).

$$\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,74 = -142,820 \text{ кДж/моль}.$$

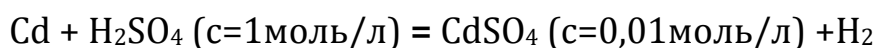
Таким образом, для любого электрохимического элемента, работающего самопроизвольно,  $E$  должна быть положительной, а  $\Delta G$ , соответственно, отрицательной.

*Пример № 2. Вычислить электродвижущую силу концентрационного элемента:  $\text{Cu} | \text{CuCrO}_4 (C_1=0,01 \text{ моль/л}) || \text{CuCrO}_4 (C_2=0,1 \text{ моль/л}) | \text{Cu}$ .*

Рассчитаем э.д.с. по уравнению

$$E = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_2}{C_1} = \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,1}{0,01} = 0,0295 \text{ В.}$$

*Пример №3. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?*



*Решение:* Вычислим значение электродных потенциалов по уравнению Нернста:

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = \varphi^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} + 0,059 \cdot \lg C_{\text{H}^+} / n = 0 + 0,059 \cdot \lg 1/1 = 0 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + 0,059 \cdot \lg C_{\text{Cu}^{2+}} / n = -0,34 + 0,059 \cdot \lg 0,01/2 = -0,399 \text{ В}$$

Схема гальванического элемента:  $(+)\text{H} | \text{H}_2^+ || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}(-)$

Анод:  $\text{Cu}^0 + 2e - \text{Cu}^{2+}$  - окисление

Катод:  $2 \text{H}^+ - 2e - \text{H}_2^0$  - восстановление

Суммарное уравнение:  $\text{Cu}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2^0$

$$\text{ЭДС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} = 0 - (-0,399) = 0,399 \text{ В}$$

Изменение энергии Гиббса вычислим по уравнению  $\Delta G = -E \cdot n \cdot F$ , где  $n$  - число электронов, принимающих участие в электрохимической реакции,  $F$  - число Фарадея (96 500 Кл или 96 500 Дж/В·моль).

$$\Delta G = -0,399 \cdot 2 \cdot 96500 = -76,2888 \text{ кДж/моль}$$

Таким образом, для любого электрохимического элемента, работающего самопроизвольно,  $E$  должна быть положительной, а  $\Delta G$ , соответственно, отрицательной.

## «ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИЗ»

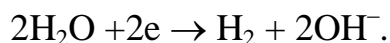
### *Теоретическая часть*

Электролизом называют совокупность процессов, происходящих на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита ( $\Delta G$  электролиза  $> 0$ ).

Электролиз представляет собой процесс, в котором окислительно-восстановительные реакции происходят под действием постоянного электрического тока. Химические реакции при электролизе обратны реакциям в гальванических элементах.

При электролизе растворов солей необходимо помнить *правила*:

1. Катионы активных металлов, имеющих малую величину стандартного электродного потенциала (от  $\text{Li}^+$  до  $\text{Al}^{3+}$  включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды:



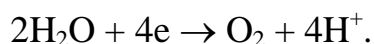
2. Катионы металлов средней активности, имеющих стандартный электродный потенциал меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (от  $\text{Al}$  до  $\text{H}_2$ ) при электролизе восстанавливаются одновременно с молекулами воды. Причиной этого явления служит более высокая концентрация катионов металла в растворах по сравнению с ионами водорода ( $C_{\text{H}^+} = 10^{-7}$  моль/л), а также явление перенапряжения.

3. Катионы малоактивных металлов, имеющих стандартный электродный потенциал больший, чем у водорода (от  $\text{Sb}^{3+}$  до  $\text{Au}^+$ ), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде.

4. На нерастворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды. При этом анионы бескислородных кислот ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ) при их достаточной концентрации легко окисляются до простых веществ ( $\text{S}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ). Если же раствор содержит анионы



кислородных кислот (например,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ), то на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды:



5. Растворимый анод сам подвергается окислению (растворению), т.е. посылает электроны во внешнюю цепь. При отдаче электронов смещается равновесие между электродом и раствором:



**Подготовить следующие ответы на вопросы:**

Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов. Катодные и анодные процессы.

**Задания с решениями:**

*Пример № 1.* Вычислить массу серебра, выделившуюся на катоде при пропускании тока силой 6А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин.

*Решение:* Для выделения или превращения с помощью тока 1г-экв любого вещества необходимо всегда *одно и то же количество электричества*, называемое числом Фарадея.

Выразим законы Фарадея общим уравнением:  $m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}$ ,

где  $m$  – масса продукта электролиза, г;  $I$  – сила тока, А;  $t$  – время, с;  $F$  – число Фарадея – 96500 к/г-экв;  $\mathcal{E}$  – химический эквивалент, г/г-экв.

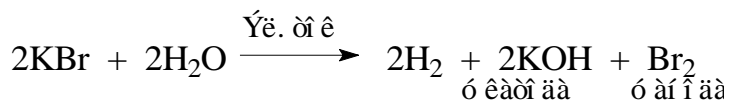
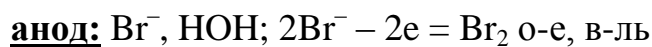
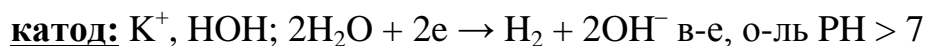
Вычисляем массу, выделившуюся на катоде, серебра:

$$m_{\text{Ag}} = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{107,9\text{г/г-экв} \cdot 6\text{А} \cdot 1800\text{с}}{96500\text{к/г-экв}} = 12,07\text{г}.$$

*Пример № 2.* Электролиз водного раствора KBr.

*Решение:* Ионы калия обладают меньшей окислительной способностью (т.к. калий активный металл и в ряду напряжения находится до алюминия), чем вода. Поэтому на катоде происходит восстановление воды, а на аноде – окисление ионов брома (т.к. бромид-ионы являются бескислородными

кислотными остатками и обладают большей восстановительной способностью, чем вода).



*Пример №3. Вычислите объем водорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $Na_2SO_4$ , если сила тока 3А, время электролиза 20 минут.*

*Решение:* При вычислении объемов выделившихся газов представим

уравнение Фарадея в следующей форме:  $V = \frac{V_э \cdot I \cdot t}{F}$ , где  $V$  – объем

выделившегося газа, л;  $V_э$  – его эквивалентный объем, л/моль.

Поскольку при нормальных условиях эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль (11,2 = 22,4 л / 2, где 2 – это количество электронов молекулы водорода, участвующих в окислительно-восстановительной реакции), то получим

$$V_{O_2} = \frac{11,2 \cdot 3 \cdot 1200}{96500} = 0,42 \text{ л}$$

## «ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ».

### *Теоретическая часть*

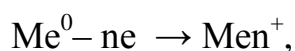
Коррозией называется самопроизвольное разрушение металлов и сплавов в результате взаимодействия их с агрессивной окружающей средой. Данный процесс протекает самопроизвольно ( $\Delta G \text{ коррозии} < 0$ ), причиной чего является термодинамическая неустойчивость металлов. В результате коррозии металл окисляется, окислитель в окружающей среде восстанавливается.

По механизму протекания процесса различают химическую и электрохимическую коррозию. Сущность химической коррозии сводится

к непосредственному взаимодействию металла с окислителем окружающей среды, в результате электроны от металла переходят к окислителю. Процесс окисления и восстановления происходит на одних и тех же участках поверхности металла. Коррозия по химическому механизму протекает в неэлектропроводящих средах: атмосфере сухих газов, растворах неэлектролитов.

Коррозия по электрохимическому механизму протекает в средах, проводящих электрический ток: влажной атмосфере, почве, растворах электролитов.

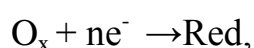
Сущность электрохимической коррозии сводится к возникновению и работе коррозионных (короткозамкнутых гальванических) элементов. При этом процессы окисления и восстановления идут на различных участках поверхности металла, что сопровождается движением электронов внутри металла. На анодных участках поверхности металла (**анодный процесс**) идет его окисление:



где  $Me^0$  – металл в виде простого вещества;

$Men^+$  – металл в окисленном состоянии;

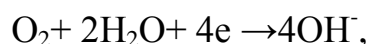
на катодных – восстановление окислителя



Где  $O_x$  – молекула (например  $O_2$ ) или ион (например  $H^+$ ) окислителя;

$Red$  – частица окислителя в восстановленной форме.

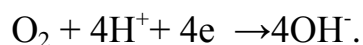
**Катодный процесс** чаще всего сводится в нейтральной и щелочной среде к восстановлению кислорода, растворенного в воде



и в кислой среде к восстановлению ионов водорода



или кислорода



На скорость коррозии влияют как внутренние факторы (неоднородность сплава по химическому и фазовому составам, дефекты кристаллической решетки, наличие примесей и др.), так и внешние (реакция среды, наличие ионов– активаторов коррозии, агрессивных газов и др.).

Многообразные методы защиты от коррозии, делятся на четыре группы:

- легирование металлов;
- защитные покрытия;
- электрохимическая защита;
- изменение свойств коррозионной среды.

### **Задания с решениями:**

*Пример № 1. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?*

*Решение:*

Цинк по данным ряда напряжения металлов имеет более отрицательный потенциал ( $-0,763$  В), чем кадмий ( $-0,403$  В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом.

Анодный процесс:  $Zn^0 - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$

катодный процесс:

в кислой среде  $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

в нейтральной среде  $O_2 + H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

Так как ионы  $Zn^{2+}$  с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии будет  $Zn(OH)_2$ .

*Пример №2. Техническое олово подвергается коррозии в растворе хлорида натрия при контакте раствора с воздухом. Напишите уравнение реакции анодного и катодного процесса. Составьте схему образующихся микрогальванопар.*

*Решение:* Техническое олово содержит примеси. В процессе коррозии на аноде протекает окисление олова, а на катоде в качестве которого выступают примеси восстанавливаются компоненты окружающей среды. Следовательно электродные процессы имеют вид:

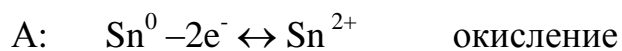
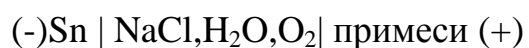


Схема образующихся микрогальванопар:



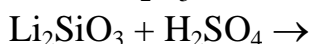
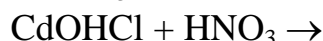
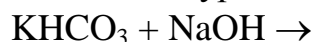
## ВАРИАНТЫ ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ

**Внимание! Прежде, чем приступить к решению домашнего задания обратите внимание на следующие моменты:**

1. Варианты домашних заданий индивидуальны и номер варианта соответствует порядковому номеру студента в списке группы для студентов очной формы обучения, номеру зачетки – для студентов заочной формы обучения.
2. Каждому из описанных модулей соответствует одно или два задания в варианте:
  - Модуль 1. – задача №10
  - Модуль 2. Химическая термодинамика - задача №3
  - Модуль 2. Химическая кинетика – задачи №4 и №5
  - Модуль 4 - задача №1
  - Модуль 5. Способы выражения концентраций растворов - задача №2
  - Модуль 6 - задача №6
  - Модуль 7. Гальванический элемент - задача №7
  - Модуль 7. Электролиз - задача №8
  - Модуль 7. Коррозия металлов - задача №9

## ВАРИАНТ 1

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



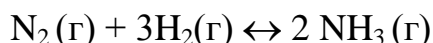
2. Вычислите молярность 20% раствора соляной кислоты, плотность которого раствора 1,1 г/см<sup>3</sup>.

3. На основании величин  $\Delta H_{298}^0$  и  $\Delta S_{298}^0$  реагирующих веществ вычислите  $\Delta G_{298}^0$  для реакции  $\text{SO}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_3(\text{г})$

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль·К
SO <sub>2</sub> (г)	- 296,9	248,1
SO <sub>3</sub> (г)	- 395,2	256,23
O <sub>2</sub> (г)	0	205,03

Укажите, в каком направлении эта реакция будет протекать.

4. Как изменится скорость реакции, если концентрацию исходных веществ увеличить в 2 раза?

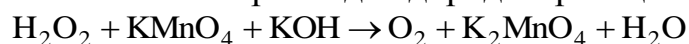


5. В какую сторону сместится равновесие реакции



при увеличении давления ?

6. Какую функцию выполняет пероксид водорода в реакции



Составьте электронно-ионные полуреакции и подберите коэффициенты.

7. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из Cd, опущенного в раствор 10<sup>-2</sup> М CdSO<sub>4</sub>, и Fe, погруженного в 10<sup>-3</sup> М раствор Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Определите ЭДС и напишите уравнения реакций, за счет которых возникает разность потенциалов.

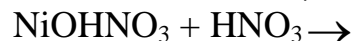
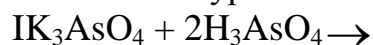
8. Электролизу подвергаются следующие водные растворы солей CuCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, ZnSO<sub>4</sub>, AgI. При электролизе какой соли на катоде будет выделяться газообразный водород? Объясните почему. Напишите уравнения реакций.

9. Какой силы ток необходимо пропускать через раствор NiSO<sub>4</sub>, чтобы в течение 30 минут масса катода увеличилась на 53,2 г ? Выход по току 100 %. Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при атмосферной коррозии луженого (покрытого оловом) железа. Приведите схему, образующихся микрогальванопар.

10. Напишите электронные формулы данных частиц Se, As

## ВАРИАНТ 2

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. 0,6 л раствора гидроксида калия содержит 16,8 г KOH. Чему равна молярность и нормальность этого раствора? Какова процентная концентрация его, если плотность раствора составляет 1,022 г/см<sup>3</sup>?

3. Возможно ли разложение NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> (к) по уравнению:



Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль·К
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (к)	-317,5	98,6
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,3
H <sub>2</sub> O (п)	-241,98	188,85

4. Как изменится скорость прямой реакции  

$$4\text{NH}_3 (\text{г}) + 5\text{O}_2 (\text{г}) \leftrightarrow 4\text{NO} (\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{г}),$$
 если увеличить давление в 2 раза?
5. В какую сторону сместится равновесие реакции  

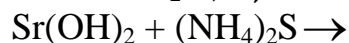
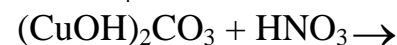
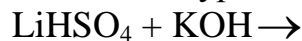
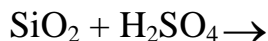
$$3\text{Fe} (\text{к}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{к}) + 4\text{H}_2 (\text{г})$$
 при увеличении давления?
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты, пользуясь методом составления электронно - ионных полуреакций:  

$$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ag}^0 + \text{HNO}_3.$$
7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются Ni и Fe. Концентрация NiSO<sub>4</sub> составляет 0,1 моль/л, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> – 0,001 моль/л. Вычислите ЭДС элемента, напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.
8. Напишите уравнения реакций для процессов, происходящих при электролизе водного раствора CuSO<sub>4</sub>. Сколько минут необходимо пропускать ток силой 2,5 А через раствор CuSO<sub>4</sub>, чтобы на катоде выделилось 0,72 г меди? Выход по току составляет 90 %.
9. Подберите протектор, защищающий железную конструкцию, эксплуатируемую под землей (среда нейтральная). Составьте схему образующихся микрогальванопар и уравнение анодного и катодного процессов.
10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{4}\text{Be}$ ,  ${}_{33}\text{As}$



### ВАРИАНТ 3

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Определите молярную, нормальную и процентную концентрации азотной кислоты, если 1 л раствора содержит 224 г  $\text{HNO}_3$ . Плотность раствора 1,12 г/см<sup>3</sup>.

3. Возможно ли разложение  $\text{NH}_4\text{Cl}$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль·К
$\text{NH}_4\text{Cl}$ (тв)	-314,4	95,9
$\text{NH}_3$ (г)	-46,2	192,6
$\text{HCl}$ (г)	-92,36	186,92

4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 20<sup>0</sup>С, если температурный коэффициент ( $\gamma$ ) равен 3?

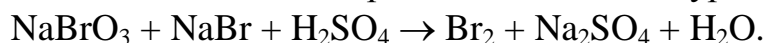
5. В какую сторону сместится равновесие реакции



при: а) повышении давления;

б) повышении температуры

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются Ni и Cu. Концентрация  $\text{NiCl}_2$  составляет 10<sup>-2</sup> моль/л,  $\text{CuCl}_2$  – 1 моль/л. Вычислите ЭДС элемента и напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

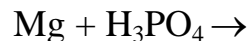
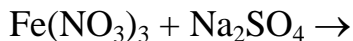
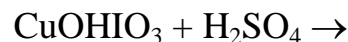
8. Вычислите выход по току при осаждении Zn из раствора  $\text{ZnSO}_4$ , если электролиз вели при силе тока 3А 10 минут и при этом на катоде выделилось 0,46 г цинка? Напишите химические реакции процессов, происходящих на катоде и аноде.

9. Подберите протектор, защищающий стальную конструкцию, эксплуатируемую под землей (среда нейтральная). Составьте схему образующихся микрогальванопар и уравнение входного и катодного процессов.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{11}\text{Na}$ ,  ${}_{41}\text{Nb}$ .

## ВАРИАНТ 4

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



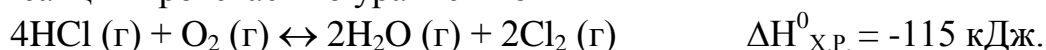
2. Плотность 40 % раствора  $\text{HNO}_3$  равна  $1,25 \text{ г/см}^3$ . Рассчитайте полярность и нормальность этого раствора.

3. Возможно ли разложение  $\text{NO}_2$  по уравнению:  $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
$\text{NO}_2(\text{г})$	33,5	240,32
$\text{NO}(\text{г})$	90,31	210,72
$\text{O}_2(\text{г})$	0	205

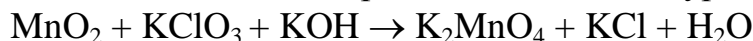
4. На сколько градусов необходимо поднять температуру, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз? Температурный коэффициент ( $\gamma$ ) равен 2.

5. Реакция протекает по уравнению



В какую сторону сместится равновесие этой реакции:

- а) при понижении температуры  
 б) при удалении паров воды?
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются  $\text{Pb}$  и  $\text{Cr}$ . Концентрация  $\text{Pb}^{+2}$  составляет 1 моль/л,  $\text{Cr}^{+3}$  - 0,001 моль/л. Вычислите ЭДС элемента и напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

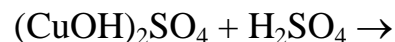
8. Какой силы ток необходимо пропускать через раствор  $\text{NiSO}_4$ , чтобы в течении 300 минут масса катода увеличилась на 50 г? Выход по току 90 %. Напишите химические реакции процессов, происходящих на аноде и катоде.

9. Подберите протектор, защищающий свинцовую конструкцию, эксплуатируемую под землей (среда нейтральная). Составьте схему образующихся микрогальванопар и уравнение анодного и катодного процессов.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}_{32}\text{Ge}$

## ВАРИАНТ 5

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

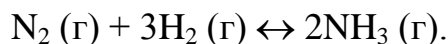


2. Плотность 26 % раствора KOH равна 1,24 г/см<sup>3</sup>. Сколько молей KOH находится в 5 л раствора?

3. Возможно ли разложение N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> по уравнению: N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>(г) = 2NO<sub>2</sub>(г)

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	304,0
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,32

4. Как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию исходных веществ увеличить в 2 раза?



5. В какую сторону сместится равновесие реакции 2H<sub>2</sub>O (ж) ↔ 2H<sub>2</sub> (г) + O<sub>2</sub> (г) при увеличении давления? Напишите выражение для константы равновесия данной реакции.

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются Pb и Zn. Концентрация ZnSO<sub>4</sub> составляет 0,1 моль/л, PbSO<sub>4</sub> – 1 моль/л. Вычислите ЭДС элемента и напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

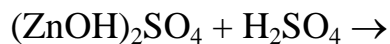
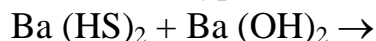
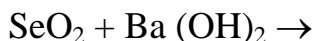
8. Сколько минут надо пропускать ток силой 0,5А через раствор AgNO<sub>3</sub>, чтобы получить на площади 150 см<sup>2</sup> покрытие из серебра толщиной 0,02 мм? Плотность серебра 10,5 г/см<sup>3</sup>. Выход по току 95 %. Напишите реакции, которые протекают на катоде и аноде.

9. Подберите протектор, защищающий медную конструкцию, эксплуатируемую под землей (среда нейтральная). Составьте схему образующихся микрогальванопар и уравнение анодного и катодного процессов.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня: <sup>19</sup>K, <sup>30</sup>Zn

## ВАРИАНТ 6

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Определите молярность и нормальность 8 % раствора  $\text{CuSO}_4$ , плотность которого  $1,084 \text{ г/см}^3$ .

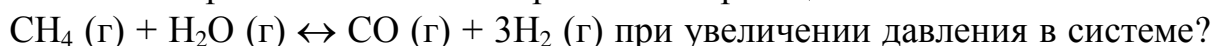
3. Возможно ли разложение  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
$\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{к})$	-925,28	63,22
$\text{MgO}(\text{к})$	-602,1	26,96
$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	-241,98	188,85

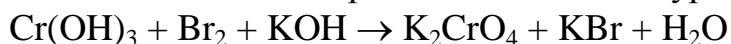
4. Температурный коэффициент реакции равен 2. Во сколько раз уменьшится скорость при понижении температуры с  $50$  до  $20^\circ\text{C}$ ?

5. В каком направлении сместится равновесие реакции



при увеличении давления в системе? Почему?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются  $\text{Mg}$  и  $\text{Fe}$ . Концентрация  $\text{MgSO}_4$  составляет  $0,01$  моль/л,  $\text{FeSO}_4$  –  $0,1$  моль/л. Вычислите ЭДС элемента и напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

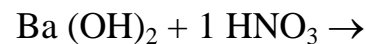
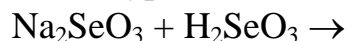
8. Вычислить выход по току при электролизе раствора  $\text{AgNO}_3$ , если при протекании тока силой  $5\text{А}$  в течение  $10$  минут масса катода увеличится на  $0,9\text{г}$ . Напишите реакции, которые протекают на катоде и аноде.

9. Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к медной пластине, опущенной в кислоту, прикоснутся цинковой, то на меди начинается интенсивное выделение водорода. Объясните это явление, составив схему образующихся микрогальванопар и уравнение анодного и катодного процессов.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{20}\text{Ca}$ ,  ${}_{13}\text{Al}$ .

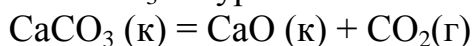
## ВАРИАНТ 7

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Водный раствор содержит 577 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 1 л. Плотность раствора 1,335 г/см<sup>3</sup>. Вычислите молярную, нормальную и процентную концентрации этого раствора.

3. Возможно ли разложение  $\text{CaCO}_3$  по уравнению:

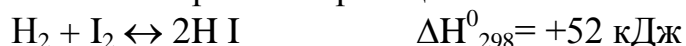


Вещество	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ Дж/моль · К
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1207,72	92,9
CaO (к)	-635,5	39,8
CO <sub>2</sub> (г)	-393,8	213,8

4. Не производя вычислений определить, будет ли  $\Delta S > 0$ ;  $\Delta S < 0$ ;



5. Сместится ли равновесие обратимой реакции



При повышении температуры, и в какую сторону?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются Pb и Zn. Концентрация  $\text{ZnSO}_4$  составляет 0,1 моль/л,  $\text{PbSO}_4$  – 1 моль/л. Вычислите ЭДС элемента и напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

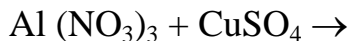
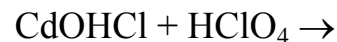
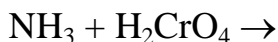
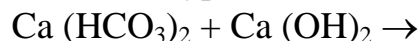
8. Какой силы ток необходимо пропускать в течение 1 ч для осаждения никеля из раствора  $\text{NiSO}_4$ , чтобы масса электрода увеличилась на 60 г. Выход по току 96 %. Напишите реакции, которые протекают на катоде и аноде.

9. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на алюминиевой и медной пластинах.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{37}\text{Rb}$   ${}_{14}\text{Sr}$   ${}_{21}\text{Sc}$

## ВАРИАНТ 8

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Сколько граммов HCl содержится в 0,250 л 10,52 % раствора HCl ( $\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$ ). Чему равна молярность и нормальность этого раствора?

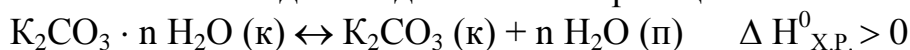
3. Возможно ли разложение  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
Ca(OH) (к)	-986,8	83,4
CaO (к)	-635,5	39,8
H <sub>2</sub> O (ж)	286,0	70,0

4. Будет ли реакция  $\text{N}_2 (\text{г}) + 2\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO}_2 (\text{г})$   $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 > 0$  протекать самопроизвольно? Ответ поясните, не производя вычислений.

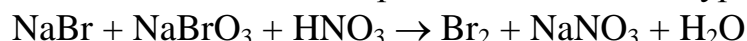
5. Как можно повысить выход безводной соли по реакции:



а) повысить температуру? б) понизить давление? в) повысить давление?

г) понизить давление и повысить температуру? д) повысить давление и понизить температуру? Ответ поясните.

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются Fe и Zn. Концентрация  $\text{FeSO}_4$  составляет  $10^{-1}$  моль/л,  $\text{ZnSO}_4$  – 1 моль/л. Вычислите ЭДС элемента и напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

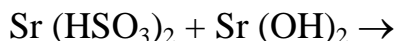
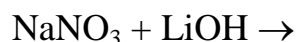
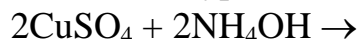
8. Вычислите выход по току при электролизе раствора  $\text{CuSO}_4$ , если при протекании тока силой 2А в течение 15 минут масса катода увеличилась на 0,54 г. Напишите реакции, которые протекают на аноде и катоде.

9. Никель склепан с железом. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на никелевой и железной пластинах.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{15}\text{P}$      ${}_{22}\text{Tl}$

## ВАРИАНТ 9

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. В каком количестве воды следует растворить 30 г KBr для получения 6 % раствора? Чему равна молярность и нормальность этого раствора, если его плотность равна 1,042 г/см<sup>3</sup>?

3. Возможно ли разложение CO<sub>2</sub> (г) по уравнению:  
 $2\text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$

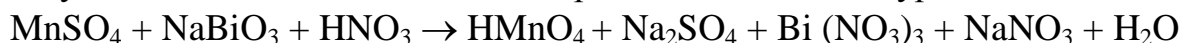
Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
CO <sub>2</sub> (г)	-393,8	213,8
CO (г)	-110,0	197,7
O <sub>2</sub> (г)	0	205

4. Реакция идет по уравнению  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ . Как изменится скорость прямой реакции, если объем уменьшить в 3 раза?

5. Объясните, как повлияет понижение температуры и давления на равновесие:



6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций



7. Составить схему гальванического элемента, состоящего из двух железных электродов, опущенных в растворы FeSO<sub>4</sub>: c<sub>1</sub> = 0,1 моль/л; c<sub>2</sub> = 10 моль/л. Какие процессы протекают на электродах? Как называется такой гальванический элемент? Чему равна ЭДС этого элемента?

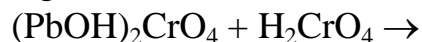
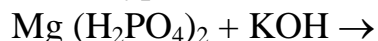
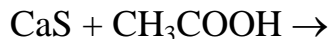
8. Определите толщину слоя металлического покрытия, полученного при электролизе раствора NiSO<sub>4</sub>, если время электролиза составляет 60 минут, площадь покрытия 200 см<sup>2</sup>, сила тока 2А, выход по току 98 %, а плотность Ni равна 8,9 г/см<sup>3</sup>.

9. Цинк склепан с железом. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и железной пластинах.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{55}\text{Cs}$ ,  ${}_{16}\text{S}$ .

## ВАРИАНТ 10

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре



2. Определите процентную и молярную концентрации 9,28 Н раствора NaOH ( $\rho = 1,310 \text{ г/см}^3$ ).
3. Возможно ли разложение  $\text{C}_2\text{H}_6$  по уравнению:  
 $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$

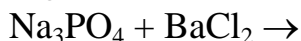
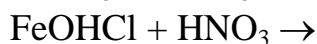
Вещество	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ Дж/моль · К
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$	-84,8	229,7
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$	+52,5	219,4
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,6

4. Вычислите константу равновесия прямой реакции  $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ , если равновесная концентрация  $\text{NO}_2$  равна 0,28 моль/л, а равновесная концентрация  $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,30$  моль/л.
5. Не производя вычислений определить будет ли  $\Delta S_{\text{х.р.}} < 0$ ,  $\Delta S_{\text{х.р.}} > 0$  или  $\Delta S_{\text{х.р.}} \approx 0$  для процесса  $\text{MgO}(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Mg}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ . Ответ поясните.
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций  
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из двух кадмиевых электродов, погруженных в раствор с концентрацией:  $c_1 = 0,01$  моль/л и  $c_2 = 0,1$  моль/л  $\text{CdSO}_4$ . Какие процессы протекают на электродах? Как называется такой гальванический элемент? Чему равна ЭДС этого элемента?
8. Напишите процессы, протекающие у электродов при электролизе водных растворов веществ:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{NiSO}_4$ ;  $\text{KBr}$ ;  $\text{CuI}_2$ .
9. Цинк склепан с кадмием. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и кадмиевой пластинах.
10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{56}\text{Ba}$ ,  ${}_{6}\text{C}$



## ВАРИАНТ 11

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре



2. Сколько мл 96 % раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 1 л 0,25 Н раствора?

3. Возможно ли разложение  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ Дж/моль · К
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{ж})$	-277,1	161,1
$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г})$	52,5	219,4
$\text{H}_2\text{O} (\text{ж})$	-286,0	70,0

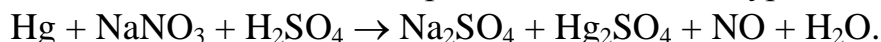
4. Не производя вычислений определить, будет ли  $\Delta S > 0$ ,  $\Delta S < 0$  или  $\Delta S \approx 0$  для процесса  $\text{MgO} (\text{к}) + \text{H}_2 (\text{г}) = \text{Mg} (\text{к}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$ .

5. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для гетерогенной реакции:  $\text{SnO} (\text{к}) + \text{NO}_2 (\text{г}) = \text{SnNO}_2 (\text{к}) + \text{NO} (\text{г})$   $\Delta H^0_{\text{х.р.}} = -298 \text{ кДж}$ . Дайте ответы на следующие вопросы:

- 1) Как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию  $\text{NO}_2$  увеличить в 2 раза?

- 2) Как повлияют: понижение температуры, повышение давления на равновесие?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций:



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и железный, опущенный в раствор  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  с концентрацией 0,1 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции протекают на электродах?

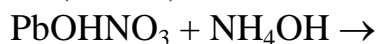
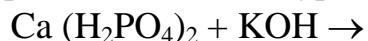
8. Напишите процессы, протекающие у электродов при электролизе водного раствора  $\text{Ni} (\text{NO}_3)_2$ , если анод: а) угольный; б) никелевый.

9. Цинк склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и медной пластинах.

10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня:  ${}_{87}\text{Fr}$ ,  ${}_{7}\text{N}$

## ВАРИАНТ 12

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



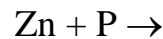
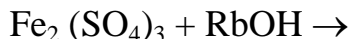
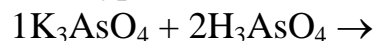
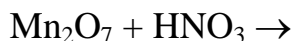
2. В каком объеме 0,1 Н раствора содержится 8 г  $\text{CuSO}_4$ .
3. Возможно ли получить  $\text{CH}_3\text{OH}$  по уравнению:  $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ ?

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,6
$\text{CO}(\text{г})$	-110,6	197,7
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$	-239,61	126,7

4. Как изменится скорость прямой реакции  $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ , если увеличить давление в 2 раза?
5. Увеличится или уменьшится энтропия в процессе  
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}$ . Почему?
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и цинковый, опущенный в раствор  $\text{ZnSO}_4$  с концентрацией 0,01 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции будут протекать на электродах?
8. Электролизу подвергаются водные растворы сульфата натрия, хлорида никеля, нитрата серебра. При электролизе какой соли на катоде будет выделяться газообразный водород? Напишите реакции, которые протекают на катоде и аноде.
9. Олово склепано с железом. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на оловянной и железной пластинах.
10. Составьте электронные формулы атомов элементов в стабильном и возбужденном состояниях и изобразите орбитали внешнего энергетического уровня: P, Fe

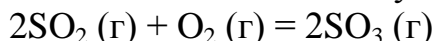
## ВАРИАНТ 13

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре



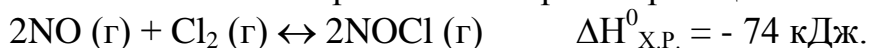
2. Определите процентную и нормальную концентрации 0,8 М раствора  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , если плотность раствора равна  $1,01 \text{ г/см}^3$ .

3. Возможно ли получить  $\text{SO}_3$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ Дж/моль · К
$\text{SO}_2(\text{г})$	- 297,1	248,2
$\text{O}_2(\text{г})$	0	205
$\text{SO}_3(\text{г})$	- 396,1	256,9

4. Написать кинетическое равновесие прямой реакции



Как влияет увеличение: а) температуры; б) давления на сдвиг равновесия в данной обратимой реакции.

5. Будет ли  $\Delta S > 0$ ,  $\Delta S < 0$  или  $\Delta S \approx 0$  для процесса  $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ . Почему?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и кадмиевый, опущенный в раствор  $\text{CdSO}_4$  с концентрацией 0,1 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции протекают на электродах?

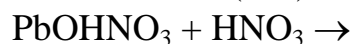
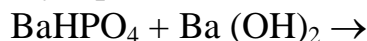
8. При электролизе водного раствора сульфата никеля с никелевым анодом в течении 10 минут при силе тока в 5А масса анода уменьшилась на 0,9 г. Вычислить выход по току, приведите электронные уравнения процессов, протекающих на электродах при электролизе сульфата никеля с никелевым анодом.

9. Цинк склепан с никелем. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и никелевой пластинах.

10. Напишите электронные формулы атомов: Se,  $\text{As}^{-3}$ .

## ВАРИАНТ 14

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Найдите молярность 36,2 % раствора HCl, плотность которого 1,18 г/см<sup>3</sup>.
3. Возможно ли получить SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> по уравнению:  

$$\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{SO}_2\text{Cl}(\text{г})$$

Вещество	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ Дж/моль · К
SO <sub>2</sub> (г)	- 297,1	248,2
Cl <sub>2</sub> (г)	0	- 222,9
SO <sub>2</sub> Cl (г)	- 363,4	311,5

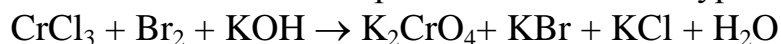
4. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для гомогенной реакции



Как изменится скорость прямой реакции, если объем, занимаемый газами, уменьшится в 3 раза? Как повлияют повышение температуры и повышение давления на равновесие?

5. Чему равен общий порядок реакции  $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$ , если кинетическое уравнение имеет вид:  $V = kC_A \cdot C_B$

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и никелевый, опущенный в раствор NiSO<sub>4</sub> с концентрацией 0,001 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции протекают на электродах?

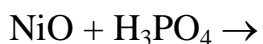
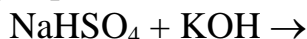
8. Напишите процессы, протекающие при электролизе водных растворов: Ba(OH)<sub>2</sub>; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; SnCl<sub>2</sub>; KI.

9. Железо склепано с кадмием. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на железной и кадмиевой пластинах.

10. Напишите электронные формулы атомов: Kr, Sr<sup>+2</sup>.

## ВАРИАНТ 15

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Сколько грамм  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  содержится в 500 мл 0,50 Н раствора? Какова молярность этого раствора?
3. Возможно ли получить  $\text{CoCl}_2$  по уравнению  $\text{Co}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CoCl}_2(\text{г})$

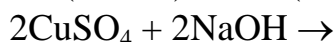
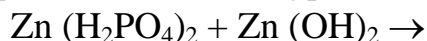
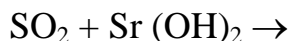
Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
Co (г)	- 110,6	197,7
Cl <sub>2</sub> (г)	0	- 222,9
CoCl <sub>2</sub> (г)	- 220,3	283,9

4. Вычислите константу равновесия реакции:  $\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$   $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 193,3$  кДж, если равновесные концентрации  $C_{\text{CO}} = 0,3$  моль/л;  $C_{\text{H}_2} = 1,1$  моль/л. Как можно повысить выход  $\text{CH}_3\text{OH}$ , изменяя температуру и давление.
5. Чему равен порядок реакции  $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$ , если кинетическое уравнение имеет вид:  $V = kC_{\text{A}}^2 \cdot C_{\text{B}}$
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.  

$$\text{KNO}_2 + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и медный, опущенный в раствор  $\text{CuSO}_4$  с концентрацией 0,01 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции протекают на электродах?
8. При электролизе водного раствора сульфата меди с медным анодом в течении 45 минут. При силе тока 2А масса анода изменилась на 16 г. Вычислите выход по току. Напишите реакции, которые протекают на аноде и катоде.
9. Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при атмосферной коррозии луженого (покрытие оловом) железа и луженой меди в случае нарушения целостности покрытия. Приведите схему образующихся микрогальванопар.
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

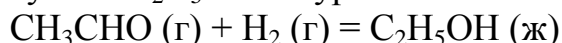
## ВАРИАНТ 16

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Рассчитайте массу гидроксида калия, необходимую для приготовления 5 л 0,1М раствора. Какова нормальность этого раствора?

3. Возможно ли получить  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ Дж/моль · К
$\text{CH}_3\text{CHO}(\text{г})$	- 166,6	263,8
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,6
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$	- 277,1	161,1

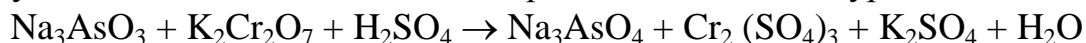
4. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для гомогенной реакции:



Как повлияют на равновесие: повышение температуры; повышение давления?

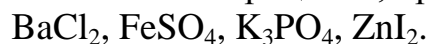
5. Чему равен порядок реакции  $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$ , если кинетическое уравнение имеет вид:  $V = k \cdot C_{\text{B}}$ .

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и палладиевый, опущенный в раствор  $\text{PdSO}_4$  с концентрацией 0,1 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции протекают на электродах?

8. Напишите процессы, протекающие при электролизе водных растворов:

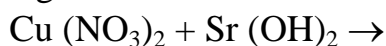
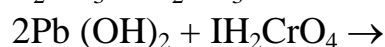
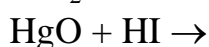


9. Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при коррозии луженого (покрытие оловом) железа и луженой меди в случае нарушения целостности покрытия. Приведите схему, образующихся в кислой среде микрогальванопар.

10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

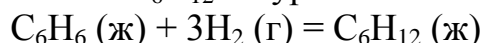
## ВАРИАНТ 17

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Рассчитайте нормальность 36,5 % раствора HCl ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ ).

3. Возможно ли разложение  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  по уравнению:



Вещество	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ Дж/моль · К
$\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$	49,07	173,4
$\text{H}_2(\text{г})$	0	130,6
$\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{ж})$	- 156,3	204,5

4. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для гомогенной реакции:



Как изменится скорость прямой реакции, если объем, занимаемой системой увеличится в 2 раза?

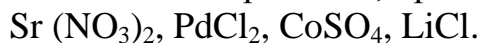
5. Как повлияют повышение температуры, понижение давления на равновесие химической реакции:  $\text{I}_2 + \text{крахмал} \leftrightarrow \text{окрашенное вещество}$ ,  $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 < 0$

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого является стандартный водородный электрод и серебряный, опущенный в раствор  $\text{AgNO}_3$  с концентрацией 0,0001 моль/л. Чему равна ЭДС этого элемента? Какие реакции протекают на электродах?

8. Напишите процессы, протекающие при электролизе водных растворов:

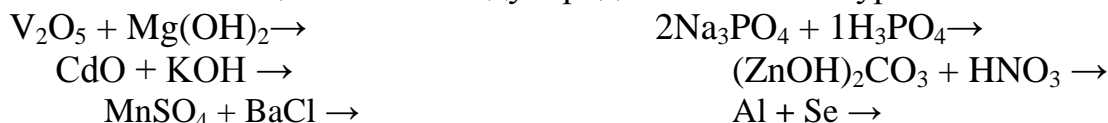


9. Почему технический цинк взаимодействует с разбавленными кислотами более эффективно, чем чистый цинк? Составьте электронные уравнения процессов, протекающих при коррозии технического цинка в соляной кислоте. Приведите схему, образующихся микрогальванопар.

10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Ti}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 18

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Определите нормальность и молярность 10% раствора серной кислоты, плотность которого 1,07 г/см<sup>3</sup>.
3. Определите стандартную энтальпию образования MgO, если  $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = 101,7 \text{ кДж}$ :  $\text{MgCO}_3(\text{k}) \rightarrow \text{MgO}(\text{k}) + \text{CO}_2(\text{r})$

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль
MgCO <sub>3</sub> (к)	-1112,4
CO <sub>2</sub> (г)	-393,8

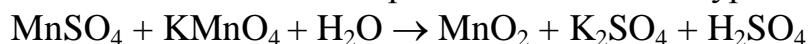
4. Как изменится концентрация SO<sub>2</sub>, если в ходе реакции концентрация кислорода снизилась на 0,05 моль/л?
- $$2\text{SO}_2(\text{r}) + 3\text{O}_2(\text{r}) = 2\text{SO}_3(\text{r})$$

5. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для реакции:

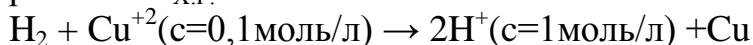


Как повлияют повышение температуры и понижение давления на равновесие химической реакции?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G_{\text{х.р.}}^0$ ?



8. Напишите процессы протекающие при электролизе водных растворов: K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, NiSO<sub>4</sub>, CuI<sub>2</sub>, MgCl<sub>2</sub>.

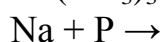
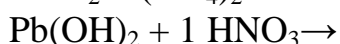
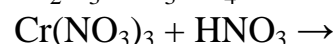
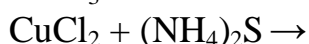
9. Приведите схему образовавшихся микрогальванопар и электронные процессы, протекающие при коррозии стальной конструкции в морской воде.

10. Напишите электронные формулы частиц: Sn<sup>2+</sup>, Cd, Sn<sup>4+</sup>. Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.



## ВАРИАНТ 19

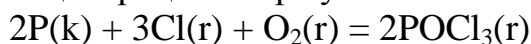
1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Сколько надо взять хлорида калия и воды, чтобы приготовить 500 г 10% раствора?
3. Определите стандартную энтальпию образования  $\text{CS}_2$ , если  $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -1075,0$  кДж:  $\text{CS}_2(\text{ж}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$

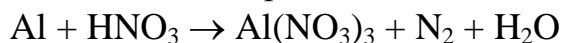
Вещество	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль
$\text{O}_2(\text{г})$	0
$\text{CO}_2(\text{г})$	-393,8
$\text{SO}_2(\text{г})$	-297,1

4. Как изменится скорость прямой реакции, если концентрация кислорода увеличится в 2 раза, а концентрация хлора уменьшится в 2 раза?

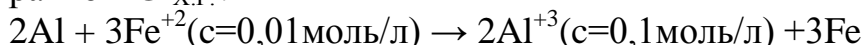


5. Каково будет значение энтропии:  $\Delta S_{298}^0 > 0$ ,  $\Delta S_{298}^0 < 0$ ,  $\Delta S_{298}^0 = 0$  при а) плавлении льда; б) кипении воды; в) синтезе аммиака из простых веществ?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G_{\text{х.р.}}^0$ ?



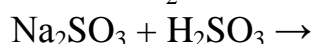
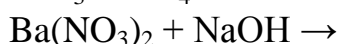
8. Напишите процессы протекающие при электролизе водных растворов:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

9. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на алюминиевой и медной пластинах.

10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Ni}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^+$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 20

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

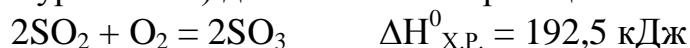


2. В 1 л воды растворили 50 г гидроксида натрия. Вычислите процентную концентрацию этого раствора.
3. Определите стандартную энтальпию образования  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , если  $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -739,0$  кДж:  $3\text{CaO}(\text{k}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{k}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{k})$

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль
$\text{CaO}(\text{k})$	-635,5
$\text{P}_2\text{O}_5(\text{k})$	-2986

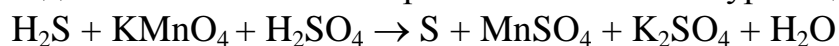
4. Какие значения имеет температурный коэффициент для большинства химических реакций? Используя одно из его значений, рассчитайте во сколько раз уменьшится скорость реакции при снижении температуры от 30 до 10°C.

5. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для гомогенной реакции:

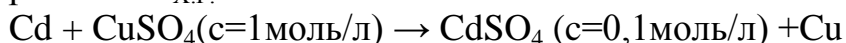


Как повлияют: а) повышение температуры, б) понижение давления на равновесие химической реакции?

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G_{\text{х.р.}}^0$ ?



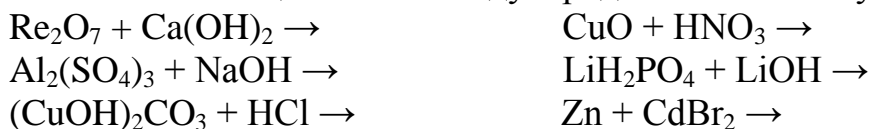
8. Вычислите объем кислорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе KOH, если сила тока 6А, время электролиза 30 минут.

9. Никель склепан с железом. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на никелевой и железной пластинах.

10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 21

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



2. Сколько миллилитров 30% раствора KOH ( $\rho=1,288 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,1 л 0,5N раствора?

3. Определите стандартную энтальпию образования  $\text{PH}_3$ , если  $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -2360,0 \text{ кДж}$ :  $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

Вещество	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль
$\text{O}_2(\text{г})$	0
$\text{P}_2\text{O}_5(\text{к})$	-2986
$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-286,0

4. Напишите математическое выражение закона действия масс (кинетическое уравнение) для гомогенной реакции:



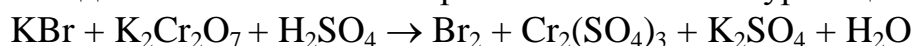
Как изменится скорость прямой реакции, если объем, занимаемый газами, уменьшится в 2 раза?

5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?

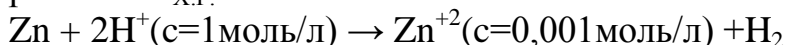


Вещество	CO <sub>2</sub> (г)	H <sub>2</sub> (г)	CO(г)	H <sub>2</sub> O(г)
$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль	-393,8	0	-110,6	-241,9

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G_{\text{х.р.}}^0$ ?



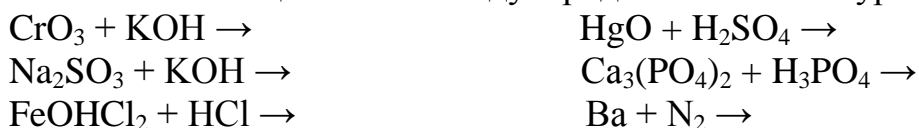
8. Вычислите объем водорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе KOH, если сила тока 5А, время электролиза 40 минут.

9. Цинк склепан с кадмием. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и кадмиевой пластинах.

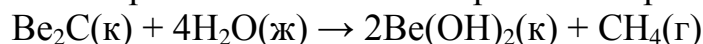
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Ne}$ ,  $\text{O}^{2-}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 22

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

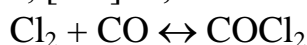


2. Сколько миллилитров 30% раствора  $\text{HNO}_3$  ( $\rho=1,180 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,5 л 1,0N раствора?
3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
$\text{Be}_2\text{C}(\text{к})$	-90,8	16,3
$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-286,0	70,0
$\text{Be}(\text{OH})_2(\text{к})$	-907	55,6
$\text{CH}_4(\text{г})$	-74,8	186,4

4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{Cl}_2]=2,5 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{CO}]=1,8 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{COCl}_2]=3,2 \text{ моль/л}$ .



5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?  $\text{V}_2\text{O}_5(\text{к}) + 5\text{Fe}(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{V}(\text{к}) + 5\text{FeO}(\text{к})$

Вещество	$\text{V}_2\text{O}_5(\text{к})$	$\text{FeO}(\text{к})$
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	-1553,3	-265

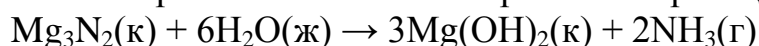
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.
- $$\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?
- $$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (c=1 \text{ моль/л}) \rightarrow \text{MgSO}_4 (c=0,1 \text{ моль/л}) + \text{H}_2$$
8. Вычислите объем водорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если сила тока 3А, время электролиза 10 минут.
9. Цинк склепан с железом. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и железной пластинах.
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Kr}$ ,  $\text{Se}^{2-}$ ,  $\text{Rb}^+$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 23

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

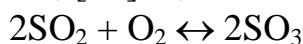


2. Сколько миллилитров 40% раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho=1,254 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,1 л 0,1 Н раствора?
3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
$\text{Mg}_3\text{N}_2(\text{к})$	-461,1	87,9
$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-286,0	70,0
$\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{к})$	-925,3	63,2
$\text{NH}_3(\text{г})$	-46,2	192,6

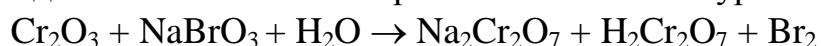
4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{SO}_2]=0,02 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2]=0,4 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{SO}_3]=0,3 \text{ моль/л}$ .



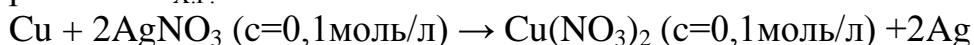
5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?  $\text{TiI}_4(\text{к}) \leftrightarrow \text{Ti}(\text{к}) + 2\text{I}_2(\text{г})$

Вещество	$\text{TiI}_4(\text{к})$
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	-69,0

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



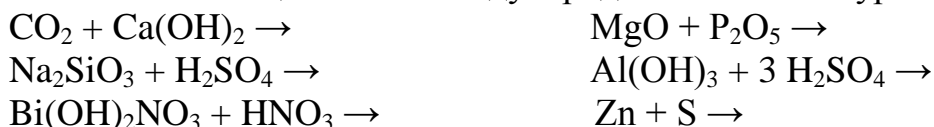
7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?



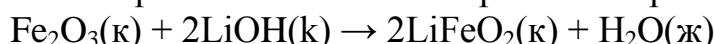
8. Вычислите объем  $\text{Cl}_2$  при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $\text{NaCl}$ , если сила тока 10 А, время электролиза 30 минут.
9. Цинк склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и медной пластинах.
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{Cd}$ ,  $\text{In}^{3+}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 24

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

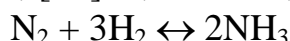


2. Сколько миллилитров 10% раствора HCl ( $\rho=1,047 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 2,0л 0,2М раствора?
3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$	-822,7	87,5
$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-286,0	70,0
$\text{LiOH}(\text{к})$	-487,8	42,8
$\text{LiFeO}_2(\text{к})$	-174	18,0

4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{N}_2]=2,5 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{H}_2]=1,8 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{NH}_3]=3,6 \text{ моль/л}$ .



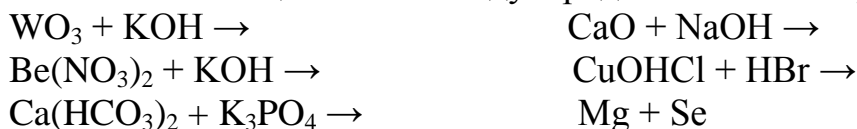
5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?  $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$

Вещество	$\text{CH}_4(\text{г})$	$\text{H}_2(\text{г})$	$\text{CO}(\text{г})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	-74,9	0	-110,6	-241,9

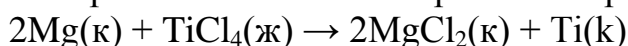
6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.
- $$\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?
- $$\text{Mg} + \text{Fe}^{+2}(\text{с}=0,01 \text{ моль/л}) \rightarrow \text{Mg}^{+2}(\text{с}=0,1 \text{ моль/л}) + \text{Fe}$$
8. Вычислите объем кислорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе NaOH, если сила тока 5А, время электролиза 15 минут.
9. Олово склепано с железом. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на оловянной и железной пластинах.
10. Напишите электронные формулы частиц: К,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 25

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

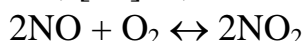


2. Сколько миллилитров 70% раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1,611 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,25л 0,5N раствора?
3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.

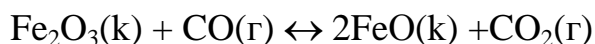


Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
Mg(к)	0	32,7
TiCl <sub>4</sub> (ж)	-804,7	252,6
Ti(к)	0	30,6
MgCl <sub>2</sub> (к)	-641,7	89,7

4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{NO}]=0,06$  моль/л;  $[\text{O}_2]=0,03$  моль/л;  $[\text{NO}_2]=0,02$  моль/л.

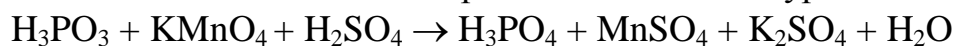


5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?

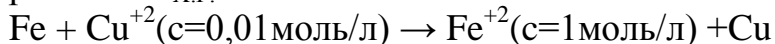


Вещество	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$	$\text{FeO}(\text{к})$	$\text{CO}(\text{г})$	$\text{CO}_2(\text{г})$
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	-822,7	-265	-110,6	-393,8

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



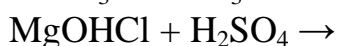
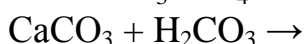
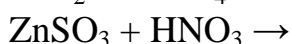
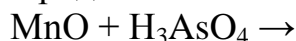
7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?



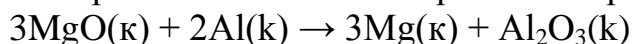
8. Вычислите объем  $\text{H}_2$  при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $\text{HNO}_3$ , если сила тока 3А, время электролиза 20 минут.
9. Цинк склепан с никелем. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на цинковой и никелевой пластинах.
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{I}$ ,  $\text{Xe}$ ,  $\text{Cs}^+$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## ВАРИАНТ 26

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

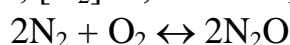


2. Сколько миллилитров 96% раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1,840 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,5л 0,5М раствора?
3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
MgO(к)	-602,1	27,0
Al(к)	0	28,4
Mg(к)	0	32,7
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1676,8	50,6

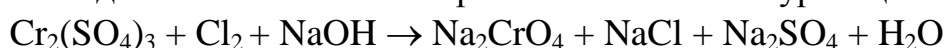
4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{N}_2]=0,7 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2]=1,4 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{N}_2\text{O}]=0,7 \text{ моль/л}$ .



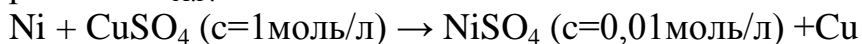
5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?



6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?

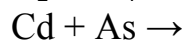
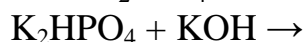


8. Вычислите объем  $\text{Cl}_2$  при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $\text{CuCl}_2$ , если сила тока 4А, время электролиза 5 минут.
9. Кадмий склепан с железом. Какой из металлов будет подвергаться атмосферной коррозии? Составьте схему образующихся микрогальванопар и напишите процессы, протекающие на кадмиевой и железной пластинах.
10. Напишите электронные формулы частиц: V,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

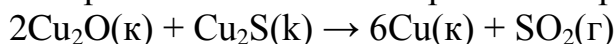


## ВАРИАНТ 27

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.

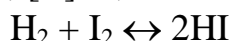


2. Сколько миллилитров 15% раствора NaOH ( $\rho=1,164 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,3л 0,1N раствора?
3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.

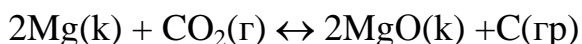


Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
$\text{Cu}_2\text{O(к)}$	-173,3	93,0
$\text{Cu}_2\text{S(к)}$	-79,5	121,0
$\text{Cu(к)}$	0	33,14
$\text{SO}_2\text{(г)}$	-297,1	248,2

4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{H}_2]=0,02 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{I}_2]=0,04 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{HI}]=0,09 \text{ моль/л}$ .

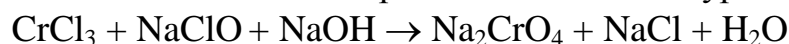


5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?

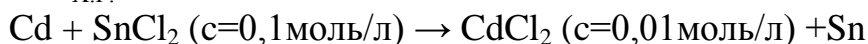


Вещество	$\text{MgO(к)}$	$\text{CO}_2\text{(г)}$
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	-602,1	-393,8

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



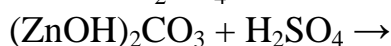
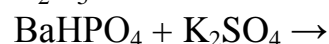
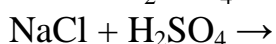
7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?



8. Вычислите объем  $\text{H}_2$  при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе KCl, если сила тока 5А, время электролиза 20 минут.
9. Технический магний подвергается коррозии в растворе хлорида натрия при контакте раствора с воздухом. Напишите уравнение реакции анодного и катодного процесса. Составьте схему образующихся микрогальванопар.
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{O}^{2-}$ , Ne, F. Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

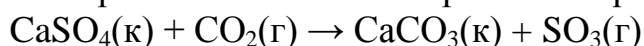
## ВАРИАНТ 28

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



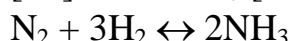
2. Сколько миллилитров 18% раствора  $\text{AgNO}_3$  ( $\rho=1,171 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,1 л 2,0Н раствора?

3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.



Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
$\text{CaSO}_4(\text{к})$	-1435,1	106,8
$\text{CO}_2(\text{г})$	-393,8	213,8
$\text{CaCO}_3(\text{к})$	-1207,7	92,9
$\text{SO}_3(\text{г})$	-396,1	256,8

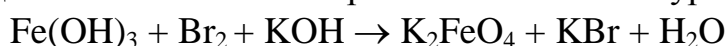
4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{N}_2]=3$  моль/л;  $[\text{H}_2]=2$  моль/л;  $[\text{NH}_3]=4$  моль/л.



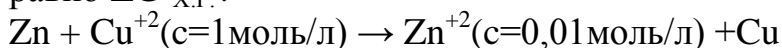
5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?  $\text{S}(\text{ромб.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$

Вещество	$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	$\text{SO}_2(\text{г})$
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	-286,0	-297,1

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?



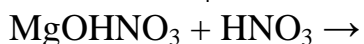
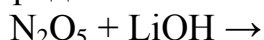
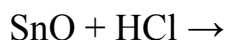
8. Вычислите объем кислорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе КОН, если сила тока 10А, время электролиза 30 минут.

9. Техническая медь подвергается коррозии в растворе хлорида натрия при контакте раствора с воздухом. Напишите уравнение реакции анодного и катодного процесса. Составьте схему образующихся микрогальванопар.

10. Напишите электронные формулы частиц: Ge,  $\text{Se}^{2-}$ , Kr. Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

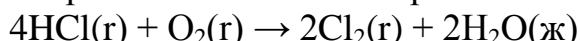
## ВАРИАНТ 29

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



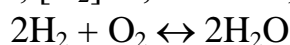
2. Сколько миллилитров 10% раствора  $\text{AlCl}_3$  ( $\rho=1,090 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,2л 0,1М раствора?

3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.

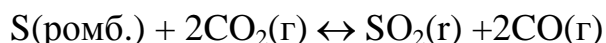


Вещество	$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	$\Delta S^0_{298}$ , Дж/моль·К
HCl(г)	-92,36	186,92
O <sub>2</sub> (г)	0	205
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9
H <sub>2</sub> O(ж)	-286,0	70,0

4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{H}_2]=0,4 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2]=0,1 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{H}_2\text{O}]=0,5 \text{ моль/л}$ .

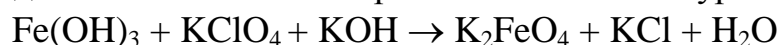


5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?

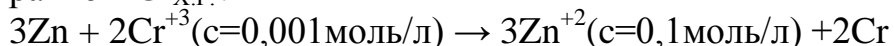


Вещество	S(ромб.)	SO <sub>2</sub> (г)	CO(г)	CO <sub>2</sub> (г)
$\Delta H^0_{298}$ , кДж/моль	0	-297,1	-110,6	-393,8

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G^0_{\text{х.р.}}$ ?



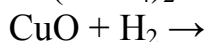
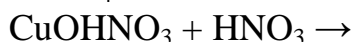
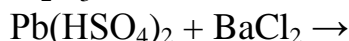
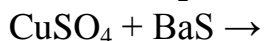
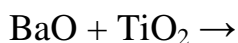
8. Вычислите хлора при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $\text{SnCl}_2$ , если сила тока 5А, время электролиза 5 минут.

9. Технический никель подвергается коррозии в растворе хлорида натрия при контакте раствора с воздухом. Напишите уравнение реакции анодного и катодного процесса. Составьте схему образующихся микрогальванопар.

10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{S}^{2-}$ , Ar,  $\text{P}^{3-}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

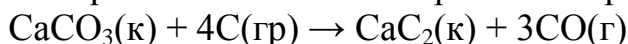
## ВАРИАНТ 30

1. Определите, какие реакции будут протекать. Напишите их уравнения и назовите все вещества по международной номенклатуре.



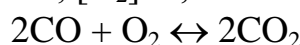
2. Сколько миллилитров 16% раствора  $\text{BaCl}_2$  ( $\rho=1,156 \text{ г/см}^3$ ) нужно взять, чтобы приготовить 0,25л 0,01Н раствора?

3. Используя термодинамические величины веществ, вычислить для химической реакции изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса. Определите, в каком направлении возможно протекание реакции.



Вещество	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль	$\Delta S_{298}^0$ , Дж/моль·К
$\text{CaCO}_3(\text{к})$	-1207,7	92,9
$\text{C}(\text{гр})$	0	5,7
$\text{CaC}_2(\text{к})$	-59,9	70,0
$\text{CO}(\text{г})$	-110,6	197,6

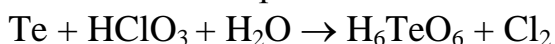
4. Вычислите константу равновесия химической реакции и определите начальные концентрации вступивших в реакцию веществ, если равновесные концентрации:  $[\text{CO}]=0,05 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2]=0,05 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{CO}_2]=0,4 \text{ моль/л}$ .



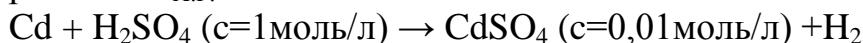
5. Куда сместится равновесие химической реакции при увеличении температуры и уменьшении давления?  $2\text{CO}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{S}(\text{ромб.}) + 2\text{CO}_2(\text{г})$

Вещество	$\text{SO}_2(\text{г})$	$\text{CO}(\text{г})$	$\text{CO}_2(\text{г})$
$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль	-297,1	-110,6	-393,8

6. Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты пользуясь методом составления электронно – ионных полуреакций.



7. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает приведенная ниже токообразующая реакция. Вычислите ЭДС элемента. Чему равно  $\Delta G_{\text{х.р.}}^0$ ?



8. Вычислите объем водорода при нормальных условиях (н.у.), который выделяется при электролизе  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , если сила тока 3А, время электролиза 20 минут.
9. Техническое олово подвергается коррозии в растворе хлорида натрия при контакте раствора с воздухом. Напишите уравнение реакции анодного и катодного процесса. Составьте схему образующихся микрогальванопар.
10. Напишите электронные формулы частиц:  $\text{He}$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{N}^{3-}$ . Определите, какие частицы являются изоэлектронными, т.е. содержащими одинаковое число электронов.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. для нехим. специальностей вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011. - 886 стр. (гриф)
2. Коровин, Н.В. Общая химия: Учебник для технических направ. и специальностей вузов / Н.В. Коровин. – 4-е изд., испр. и доп. – М.: Высш. шк., 2003. – 557 с.
3. Скрипко, Т.В. Общая и неорганическая химия: практикум: учеб. пособие для вузов/Т.В. Скрипко. – Омск: Изд-во ОмГТУ, 2011. 222 с.
4. Физическая и коллоидная химия: метод. указания к самостоят. работе / сост.: О.П. Азарова, Е.Г. Шубенкова. – Омск: Изд-во ОмГТУ, 2009. - 42 с.
5. Общая и неорганическая химия: лаб. практикум / сост.: А.Е. Земцов– Омск: Изд-во ОмГТУ – 2010. - 56с.