

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
КУРГАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра физической и прикладной химии

Тестовый контроль по химии

Методические материалы и контрольные задания для студентов специальностей
050501, 140211, 150202, 151001, 151002, 190201, 190202, 190601, 190603,
190702, 200503, 220301, 280101, 220601, 080502

Курган 2010

Кафедра: «Физическая и прикладная химия»

Дисциплина: «Химия»

Составили: доцент, канд. хим. наук Л.В. Мосталыгина

доцент, канд. биол. наук С.Н. Елизарова

доцент, канд. хим. наук О.Н. Кирова

старший преподаватель А.В. Костин

Утверждены на заседании кафедры «28» июня 2010г.

Рекомендованы методическим советом

университета «30» июня 2010г.

СОДЕРЖАНИЕ

| | |
|--|----|
| Введение | 4 |
| 1.Тест 1: Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Строение атомов и систематика химических элементов. Химическая связь и строение молекул..... | 5 |
| 2.Тест 2: Энергетика химических процессов. Химическая кинетика и равновесие..... | 10 |
| 3.Тест 3: Растворы | 15 |
| 4.Тест 4: Электрохимические процессы..... | 23 |
| 5.Тест 5: Элементы аналитической химии. Химия высокомолекулярных соединений. Дисперсные системы..... | 29 |
| Список литературы..... | 35 |

Введение

Контролирующие тесты охватывают 20 основных тем курса «Химия». Первые четыре теста включают 18 вопросов 1 уровня и 2 вопроса повышенной сложности (2 уровень). За каждый правильный ответ первого уровня дается один балл. Задание второго уровня оценивается в 5 баллов. Максимальное число может составлять 28 баллов. Для того, чтобы получить зачет по теме, необходимо набрать 9 баллов. Время на выполнение каждого теста составляет 45 минут. Пятая контрольная точка (домашняя) состоит из одного теоретического вопроса (оценивается в пять баллов), девяти вопросов 1 уровня и одного вопроса 2 уровня. Максимальное число баллов составляет 19 (на зачет по теме нужно набрать 9 баллов).

В методических указаниях представлен демонстрационный вариант для каждого раздела дисциплины «Химия», где подробно разбирается каждое задание.

Тест 1

Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. Структура атомов и систематика химических элементов. Химическая связь и строение молекул

1. Объем, занимаемый при нормальных условиях $27 \cdot 10^{21}$ молекулами газа, составляет:

- а) 1 л; б) 22,4 л; в) 498 л; г) 11,2 л.

Решение. Известно, что 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л/моль ($V_M = 22,4$ л/моль (н.у.) и содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль). Найдем число молей для $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа: $n = 27 \cdot 10^{21} / 6,02 \cdot 10^{23} = 4,48 \cdot 10^{-2}$ моль. Тогда искомый объем равен: $V = n \cdot V_M$; $M = 4,48 \cdot 10^{-2} \cdot 22,4 = 1$ л (вариант ответа: **а**).

2. Эквивалент химического соединения зависит от:

- а) валентности элемента;
б) всегда является постоянной величиной;
в) характера связи в соединении;
г) условий протекания реакции (температура, давление).

Решение. Известно, что эквивалент элемента определяется числом атомов водорода, которые может присоединить или заместить в химической реакции атом данного элемента, а значит эквивалент зависит от валентности. Поэтому и эквивалент соединения, в состав которого входят атомы данного элемента, также зависит от валентности (вариант ответа: **а**).

3. Степень окисления хлора в соединении $KClO$ равна:

- а) -2; б) +7; в) +1; г) +2.

Решение. Для того, чтобы рассчитать степень окисления хлора (обозначим ее через «х») необходимо знать устойчивые степени окисления атомов других элементов, входящих в состав данного соединения. Известно, что натрий имеет степень окисления «+1», кислород - «2», в целом молекула должна быть нейтральна.

Тогда $1 + x - 2 = 0$, значит $x = 1$, степень окисления хлора в данном соединении «+1» (вариант ответа: **в**).

4. Масса 2,24 л газа (н.у.) равна 2,8 г. Относительная молекулярная масса газа равна:

- а) 14 г; б) 28 г; в) 42 г; г) 7 г.

Решение. Найдем количество вещества газа $n = V/V_M = 2,24/22,4 = 0,1$ моль. Используя понятие моль запишем: $n = m/M$, где m – масса вещества, г; M – молярная масса, г/моль. Найдем M : $M = m/n$. $M = 2,8/0,1 = 28$ г/моль (вариант ответа: **б**).

5. Относительная молекулярная масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна:

а) 160; б) 14400; в) $4,15 \cdot 10^{-22}$ г; г) 250.

Решение. Относительная молекулярная масса данного кристаллогидрата рассчитывается на основании относительных атомных масс элементов, взятых из Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, с учетом числа атомов элементов, входящих в состав молекулы:

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) + 5 \cdot \{2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})\} = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot \{2 \cdot 1 + 16\} = 250$$

(вариант ответа: г).

6. Какой из оксидов является основным:

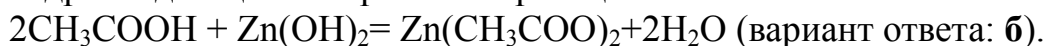
а) ZnO ; б) SiO_2 ; в) SiO ; г) Na_2O ?

Решение. Основными являются оксиды, образованные типичными металлами и переходными металлами в низших степенях окисления. ZnO - амфотерный оксид, SiO_2 — кислотный, SiO - несолеобразующий (безразличный), Na_2O - основной (вариант ответа: г).

7. С каким из перечисленных веществ взаимодействует CH_3COOH :

а) N_2O_5 ; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; в) HCl ; г) Ag ?

Решение. CH_3COOH - это уксусная кислота. Как известно, кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами, амфотерными гидроксидами, основаниями, солями, металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода. Из предложенных веществ - N_2O_5 - кислотный оксид; $\text{Zn}(\text{OH})_2$ - амфотерный гидроксид; HCl - соляная кислота; Ag - металл, стоящий в ряду напряжений после водорода. Значит уксусная кислота взаимодействует с гидроксидом цинка. Уравнение реакции:



8. Гидрокарбонат меди относится к классу:

а) оксидов;

б) кислот;

в) оснований;

г) солей.

Решение. Гидрокарбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ относится к солям. Поскольку эту соль можно рассматривать как продукт неполного замещения гидроксогрупп в основании $\text{Cu}(\text{OH})_2$ на кислотные остатки, то такая соль является основной (вариант ответа: г).

9. Какое из перечисленных веществ относится к простым:

а) мрамор; б) мел; в) негашеная известь; г) озон.

Решение. Простое вещество состоит из атомов одинаковых элементов, значит а) мрамор - CaCO_3 - сложное вещество; б) мел - CaCO_3 - сложное вещество; в) негашеная известь - CaO - сложное вещество; г) озон - O_3 - простое вещество (вариант ответа: г).

10. Заряд ядра равен _____.

Решение. Заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

11. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможную:
а) $3p^4$; б) $2d^7$; в) $5f^{10}$; г) $2p^1$.

Решение. Невозможна конфигурация $2d^7$, так как на втором энергетическом уровне всего два подуровня (s- и p-), номер уровня равен числу подуровней на данном уровне (вариант ответа: б).

12. Структура валентного электронного слоя атома выражается формулой $5s^25p^5$. Этот элемент:
а) I; б) Cd; в) Sr; г) Br.

Решение. В Периодической системе химических элементов данный элемент находится в VIIA группе (7 электронов на внешнем слое) и в пятом периоде — заполняется пятый уровень. Это p-элемент — иод I (вариант ответа: а).

13. Электронная конфигурация иона Cl^- имеет вид _____.

Решение. Атом хлора имеет электронную конфигурацию $1s^22s^22p^63s^23p^5$. При образовании иона хлора Cl^- атом принимает один электрон, значит электронная конфигурация иона $1s^22s^22p^63s^23p^6$.

14. Самую низкую электроотрицательность имеет:

а) F; б) Fr в) I; г) Li.

Решение. В периоде электроотрицательность увеличивается слева направо. В группе — снизу вверх, значит, исходя из положения элементов в Периодической таблице химических элементов, самый электроотрицательный — фтор (F), самый электроположительный — франций Fr (вариант ответа: б).

15. В какой молекуле связь ковалентная полярная:

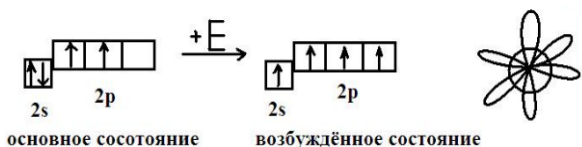
а) Br_2 ; б) SO_2 ; в) Na_2O ; г) N_2 ?

Решение. Ковалентная полярная связь возникает между атомами двух неметаллов с различной электроотрицательностью. Из предложенных соединений это SO_2 (вариант ответа: б).

16. В молекуле C_2H_4 тип гибридизации электронных облаков:

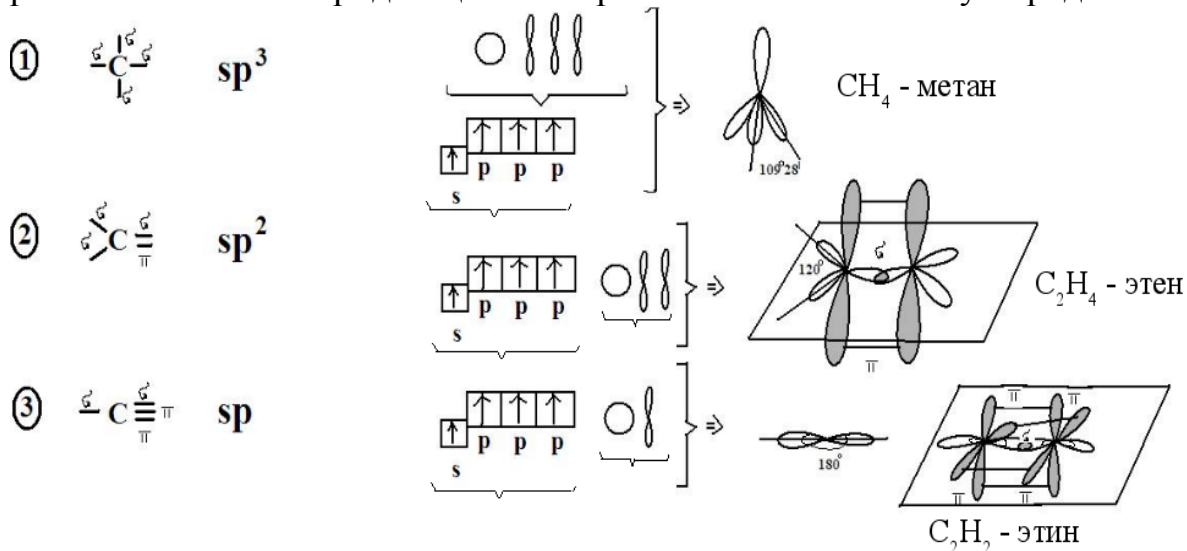
а) sp^2 б) sp; в) sp^3 ; г) sp^2d .

Решение. Валентные возможности углерода:



Валентность углерода в этих соединениях равна четырем ($V = 4$), т.к. во всех соединениях атом углерода находится в возбуждённом состоянии.

Атом углерода в органических соединениях может находиться в трех валентных состояниях. И этим валентным состояниям соответствуют различные типы гибридизации электронных облаков атома углерода:



Таким образом, в молекуле этилена углерод находится в состоянии sp^2 -гибридизации (вариант ответа: **а**).

17. Атомную кристаллическую решетку имеет:

- а) С (алмаз); б) SO_2 ; в) LiCl; г) Au.

Решение. Атомную кристаллическую решетку имеют неметаллы где связь между атомами ковалентная неполярная. К таким системам относится С (алмаз).

Атомная кристаллическая решетка:

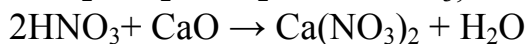


в узлах - атомы неметаллов (С, В, Si) (вариант ответа: **а**).

18. В цепочке превращений назовите вещества А, Б, В, Г:



Решение. $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$;



А = NO; **Б** = O_2 ; **В** = H_2O ; **Г** = CaO.

19*. Мышьак образует оксид, содержащий 65,2% (масс.) As. Определите

эквивалентную массу мышьяка в оксиде.

Решение. Формула оксида As_2O_x . $\omega(As)\% = \{2Ar(As)/(2Ar(As)+xAr(O))\} \cdot 100\%$;

Подставим значения:

$$0,652 = 2 \cdot 75 / (2 \cdot 75 + 16 \cdot x)$$

$$97,8 + 10,432x = 150$$

$$10,432x = 52,2$$

$$x = 5$$

Формула оксида As_2O_5 .

Тогда определим эквивалент мышьяка и эквивалентную массу:

$$Э(As) = 1/5; M_{\text{экв}} = M(As)/5 = 75/5 = 15 \text{ г/моль.}$$

20*. Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).

Решение. $\omega(H_2) = 50\%$;

$$\omega(CO_2) = 50\%$$

Найдем объем водорода и углекислого газа:

$$V(H_2) = 50\% \cdot 10^{-3} / 100 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3 = 0,5 \text{ л};$$

$$V(CO_2) = 50\% \cdot 10^{-3} / 100 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3 = 0,5 \text{ л.}$$

Молярный объем водорода и углекислого газа равен 22,4 (н.у.) ($V_M = 22,4 \text{ л/моль}$);

Молярная масса H_2 равна 2 г/моль ($M(H_2) = 2 \text{ г/моль}$).

Молярная масса CO_2 равна 44 г/моль ($M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}$).

Число молей водорода и углекислого газа равно:

$$n(H_2) = 0,5 / 22,4 = 0,0223 \text{ моль};$$

$$n(CO_2) = 0,5 / 22,4 = 0,223 \text{ моль.}$$

Найдем массу водорода и углекислого газа в смеси:

$$m(H_2) = M(H_2) \cdot n(H_2) = 2 \cdot 0,0223 = 0,0446 \text{ г};$$

$$m(CO_2) = M(CO_2) \cdot n(CO_2) = 44 \cdot 0,223 = 0,9821 \text{ г}$$

Общая масса газовой смеси:

$$m(\text{газовая смесь}) = 0,0446 + 0,9821 = 1,0267 \text{ г.}$$

Тест 2

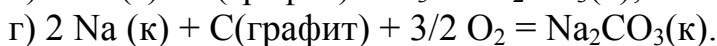
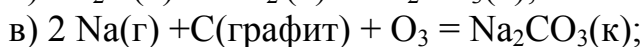
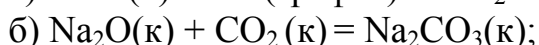
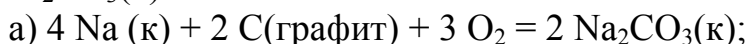
Энергетика химических процессов. Химическая кинетика и равновесие

1. Тепловой эффект изотермического процесса равен изменению

а) внутренней энергии; б) механической работы в) энтальпии г) энтропии.

Решение. Согласно I закону термодинамики $Q = \Delta U + A$. Изменение внутренней энергии ΔU пропорционально температуре T , а в изотермном процессе $T = \text{const}$, следовательно, $\Delta U = 0$. Работа A совершается, значит $Q = A$ (вариант ответа: б).

2. Номер реакции, тепловой эффект которой равен энтальпии образования $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к})$



Решение. Согласно определению, энтальпией образования называется тепловой эффект реакции образования одного моля сложного вещества из простых веществ, устойчивых в данных условиях. Анализируем реакции: а) образовалось 2 моля сложного вещества; б) образование $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к})$ идет из сложных веществ; в) исходные вещества $\text{Na}(\text{г})$ и O_3 неустойчивы; г) полностью удовлетворяет определению (вариант ответа: г).

3. Изменение энтальпии химической реакции равно

а) $\sum H_f(\text{прод}) - \sum H_f(\text{исх});$ б) $\sum H_f(\text{исх}) - \sum H_f(\text{прод});$ в) $\sum H_f(\text{прод}) / \sum H_f(\text{исх});$

г) $\sum H_f(\text{прод}) \cdot \sum H_f(\text{исх}).$

Решение. Согласно следствию из закона Гесса, изменение энтальпии химической реакции равно сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ (вариант ответа: а)

4. Изменение энтальпии реакции $2 \text{CdO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит}) = 2 \text{Cd}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при стандартных условиях равно _____ кДж.

Решение. Согласно следствию из закона Гесса (см. задание 3), для заданной реакции $\Delta H = \sum H_f(\text{прод}) - \sum H_f(\text{исх}) = \Delta H_f(\text{CO}_2) - 2\Delta H_f(\text{CdO})$. Энтальпии образования графита и твердого кадмия нет в уравнении, так как энтальпии образования простых веществ равны нулю. Энтальпия образования оксида кадмия умножена на 2, так как в уравнении реакции перед CdO коэффициент 2. В справочных таблицах (табл.2) находим энтальпии образования и проводим расчеты:

$$\Delta H = \Delta H_f(\text{CO}_2) - 2\Delta H_f(\text{CdO}) = -393,51 - 2(-260,0) = 126,49 \text{ кДж.}$$

5. Энтропия максимальна в

а) растворах; б) твердых телах; в) кристаллах; г) газах.

Решение. Энтропия – мера хаотичности системы, она увеличивается с ростом хаотичности. Наибольшая неупорядоченность из перечисленных систем в газах (вариант ответа: г).

6. Изменение энтропии реакции $2 \text{CdO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит}) = 2 \text{Cd}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при стандартных условиях равно _____ Дж/К.

Решение. Изменение энтропии реакции рассчитывается по уравнению $\Delta S = \Sigma S(\text{прод}) - \Sigma S(\text{исх})$, где $\Sigma S(\text{прод})$ – сумма абсолютных стандартных энтропий продуктов реакции, $\Sigma S(\text{исх})$ – сумма абсолютных стандартных энтропий исходных веществ. Для данной реакции $\Delta S = 2S(\text{Cd}) + S(\text{CO}_2) - 2S(\text{CdO}) - S(\text{Сгр})$. В справочных таблицах (табл.2) находим абсолютные стандартные энтропии и проводим расчеты:

$\Delta S = 2 \cdot 51,76 + 213,65 - 2 \cdot 54,80 - 5,69 = 201,88 \text{ Дж/К}$
(вариант ответа 201,88 Дж/К).

7. Изменение энергии Гиббса реакции $2 \text{CdO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит}) = 2 \text{Cd}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при стандартных условиях равно _____ кДж.

Решение. Изобарно-изотермический потенциал, или энергия Гиббса G , является функцией состояния системы (как энтальпия H и энтропия S). Рассчитать ΔG можно по уравнению:

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Значения ΔH и ΔS для заданной реакции рассчитаны ранее (смотри решения заданий 4 и 6), значение ΔS надо не забыть перевести в кДж/К, для стандартных условий $T = 298 \text{ К}$. Тогда $\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 126,49 - 298 \cdot 0,20188 = 66,33 \text{ кДж}$. Кроме этого, подобно энтальпии (смотри решение заданий 3, 4), изменение энергии Гиббса ΔG можно рассчитать через энергии Гиббса образования ΔG_f (табл.2): $\Delta G = \Sigma \Delta G_f(\text{прод}) - \Sigma \Delta G_f(\text{исх}) = \Delta G_f(\text{CO}_2) - 2\Delta G_f(\text{CdO}) = -392,37 - 2(-229,35) = 66,33 \text{ кДж}$. Расчеты проводят обычно по наименее трудоемкому варианту (вариант ответа: 66,33).

8. По результатам расчетов заданий 4,6,7 данная реакция является

- а) экзотермической, самопроизвольной;
- б) эндотермической, самопроизвольной;
- в) экзотермической, несамопроизвольной;
- г) эндотермической, несамопроизвольной.

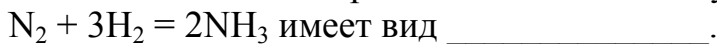
Решение. Знак изменения энтальпии ΔH показывает, выделяется или поглощается тепло в ходе химической реакции. $\Delta H < 0$, тепло выделяется, реакция называется экзотермической.

$\Delta H > 0$, тепло поглощается, реакция эндотермическая. В рассмотренной реакции $\Delta H > 0$ (смотри решение задания 4), значит, реакция эндотермическая.

Критерием самопроизвольности процесса является изменение энергии Гиббса ΔG . Если $\Delta G < 0$, то процесс протекает самопроизвольно, если $\Delta G > 0$, то процесс не протекает, если $\Delta G = 0$, то система находится в состоянии равновесия. По результатам расчета задания 7, $\Delta G > 0$, следовательно, реакция

самопроизвольно не пойдет (вариант ответа: г).

9. Математическое выражение закона действующих масс для реакции



Решение. Закон действующих масс позволяет рассчитать скорость реакции W . Согласно этому закону скорость реакции пропорциональна концентрациям реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. При записи уравнения появляется коэффициент k , называемый константой скорости реакции. Следовательно, уравнение имеет вид $W = k \cdot C(\text{N}_2) \cdot C(\text{H}_2)^3$.

10. Если для реакции $\text{H}_2 + \text{J}_2 = 2\text{HJ}$ $C(\text{H}_2) = 4$ моль/л, $C(\text{J}_2) = 5$ моль/л, скорость реакции равна 2,0, то константа скорости реакции равна _____.

Решение. Согласно закону действующих масс (смотри решение задания 9)

$$W = k \cdot C(\text{J}_2) \cdot C(\text{H}_2).$$

$$\text{Отсюда } k = k = \frac{W}{C(\text{J}_2)C(\text{H}_2)} = \frac{2,0}{4 \cdot 5} = 0,1 \text{ (вариант ответа: 0,1)}.$$

11. Скорость реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ при увеличении давления в системе в 2 раза возрастет в _____ раз.

Решение. Скорость реакции с участием газообразных веществ часто выражают через парциальные давления P , а не через концентрации. При этом в уравнение не входят никакие члены, относящиеся к твердым веществам (их условно принимают равными единице). С учетом этого выражение для скорости примет вид $W = k \cdot P(\text{CO})^3$. Парциальные давления пропорциональны общему давлению, поэтому при увеличении давления в 2 раза, скорость реакции W возрастет в $2^3 = 8$ раз (вариант ответа: 8).

12. Формальный порядок реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ равен

а) 1; б) 2; в) 3; г) 0.

Решение. Порядком реакции по реагенту называется степень, в которую возводится концентрация реагента в уравнении закона действующих масс. Сумма порядков реакции по реагентам называется порядком реакции. В приведенной реакции порядок по реагенту А равен 1, порядок по реагенту В равен 2, порядок реакции $1 + 2 = 3$. Надо помнить, что это формальный порядок реакции. Он будет совпадать с реальным порядком, если реакция простая, то есть протекает в одну стадию. Наиболее часто встречаются реакции первого и второго порядка. В задании требуют найти формальный порядок реакции (вариант ответа: в).

13. Энергия активации реакции 1 меньше энергии активации реакции 2 и больше энергии активации реакции 3. Какая реакция протекает с большей скоростью при температуре 25°C ?

а) 1; б) 2; в) 3; г) скорость реакции не зависит от энергии активации.

Решение. Энергия активации – это минимальная энергия, достаточная для того, чтобы столкнувшиеся частицы прореагировали. Зависимость константы скорости реакции от энергии активации определяется уравнением Аррениуса: $k = k_0 \exp(-E_a/RT)$, где E_a - энергия активации, T – абсолютная температура. Из уравнения следует, что при постоянной температуре константа (а значит и скорость реакции) тем больше, чем меньше энергия активации. По условию наименьшая энергия активации у реакции 3 (вариант ответа: **в**)

14. Константа химического равновесия выражается через константы скорости прямой $k_{пр}$ и обратной $k_{об}$ реакций:

а) $k_{пр} \cdot k_{об}$ б) $k_{пр} / k_{об}$ в) $k_{об} / k_{пр}$ г) $k_{об} + k_{пр}$.

Решение. Химическим равновесием называется такое состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны. Количественной характеристикой равновесия является константа химического равновесия, которая равна отношению константы скорости прямой реакции к константе скорости обратной реакции (вариант ответа: **б**).

15. Константа равновесия реакции $H_2S(г) \leftrightarrow H_2(г) + S(тв)$ имеет вид:

а) $[H_2S]/[H_2][S]$; б) $[H_2][S]/[H_2S]$; в) $[H_2]/[H_2S]$; г) $[H_2S]/[H_2]$.

Решение. Концентрации твердых веществ не входят в выражение константы химического равновесия, так как они учитываются в константе скорости гетерогенной реакции. В соответствии с решением задания 13 в числителе дроби стоит произведение равновесных концентраций продуктов реакции, в знаменателе – исходных веществ (вариант ответа: **в**).

16. Равновесие системы $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г)$ при уменьшении концентрации CO_2 сместится

а) вправо б) влево в) не сместится г) возможно и а), и в).

Решение. Согласно принципу Ле Шателье увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону образования продуктов, а увеличение концентрации продуктов реакции смещает равновесие в сторону образования исходных веществ. CO_2 - продукт реакции, следовательно, уменьшение его концентрации сместит равновесие вправо (вариант ответа: **а**).

17. Выберите процесс, равновесие в котором смещается влево как при увеличении температуры, так и при увеличении давления:

а) $NH_4Cl(тв) \leftrightarrow NH_3(г) + HCl(г) + \Delta H$;

б) $2CO_2(г) \leftrightarrow 2CO(г) + O_2(г) + \Delta H$;

в) $CO(г) + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г) - \Delta H$;

г) $2NOCl(г) \leftrightarrow 2NO(г) + Cl_2(г) - \Delta H$.

Решение. Согласно принципу Ле Шателье при повышении температуры равновесие всегда смещается в сторону реакции, протекающей с поглощением

тепла (эндотермической, $\Delta H > 0$). Для эндотермических реакций а) и б) смещение равновесия произойдет вправо, для экзотермических реакций в) и г) — влево. Давление влияет на равновесие только тех процессов, которые протекают с изменением давления, т.е. с изменением числа молекул газообразных веществ. При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газообразных веществ. В реакции в) число газовых молекул не изменилось, равновесие таких реакций давлением не смещается. В реакциях а), б), г) число молекул газообразных веществ увеличилось, значит, при увеличении давления равновесие сместится влево. Оба фактора смещают равновесие влево для реакции г) (вариант ответа: г).

18. Если для процесса $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$ при $300^\circ C$ константа равновесия $K_p = 0,01$, то изменение энергии Гиббса ΔG равно _____ кДж.

Решение. Связь ΔG и константы равновесия K_p выражается уравнением изотермы химической реакции: $\Delta G = -RT \cdot \ln K_p$, где R – газовая постоянная $R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, T – абсолютная температура, К. В данной задаче удобно перейти к десятичным логарифмам: $\Delta G = -2,3RT \cdot \lg K_p$. Абсолютная температура $T = 300 + 273 = 573 \text{ К}$. Проводим расчеты $\Delta G = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 573 \cdot \lg 0,01 = 21903 \text{ Дж} = 21,9 \text{ кДж}$ (вариант ответа: **21,9**).

19*. Если реакция с температурным коэффициентом равным 2 при $0^\circ C$ заканчивается за 32 с, то за 1 с она закончится при температуре _____ $^\circ C$.

Решение. Согласно правилу Вант-Гоффа скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза при повышении температуры на каждые 10 градусов. Математическое выражение правила выглядит как $W_2/W_1 = \gamma^{t_2 - t_1 / 10}$, где W_1 и W_2 – скорости реакции при температурах t_1 и t_2 соответственно, γ – температурный коэффициент реакции. Скорость реакции равна изменению концентрации в единицу времени, то есть, $W_2/W_1 = \tau_1 / \tau_2$, где τ – время реакции.

Тогда $\tau_1 / \tau_2 = \gamma^{t_2 - t_1 / 10}$. Подставляем численные значения условия задачи:

$$32 / 1 = 2^{t_2 - 0 / 10}. \text{ Преобразуем: } 2^5 = 2^{t_2 / 10}; 5 = t_2 / 10; t_2 = \mathbf{50}$$

20*. Вычислите равновесные концентрации исходных веществ в системе

$CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) = CO_2(g)$, если начальные концентрации CO и O_2 составляли по 0,32 моль/л, а равновесная концентрация CO_2 равна 0,12 моль/л.

Решение. Для образования 0,12 моль CO_2 в соответствии со стехиометрией реакции должны прореагировать 0,12 моль CO и 0,06 моль O_2 . Следовательно, равновесные концентрации этих газов $[CO] = 0,32 - 0,12 = 0,20$ моль/л, $[O_2] = 0,32 - 0,06 = 0,26$ моль/л.

Тест 3 Растворы

Демонстрационный вариант

1. Содержание растворенного вещества в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя называют _____.

Решение. Как известно, важной характеристикой любого раствора является его состав, который выражается концентрацией (вариант ответа: концентрация).

2. 50 г сахарозы растворили в 450 г воды. Массовая доля растворенного вещества в растворе равна:

а) 20%; б) 11%; в) 10%; г) 22%.

Решение. Массовая доля растворенного вещества ($\omega_{\text{в-ва}}$) – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора (в долях ед. или в %), т.е.

$$\omega_{\text{(в-ва)}} = \frac{m_{\text{(р.в-ва)}} \cdot 100}{m_{\text{(р-ра)}}},$$

где $m_{\text{р.в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора, г.

В нашем случае: 1) находим массу раствора: $m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р.в-ва}} + m_{\text{воды}}$;

$$m_{\text{р-ра}} = 50 \text{ г} + 450 \text{ г} = 500 \text{ г}$$

2) рассчитаем $\omega_{\text{в-ва}}$ по приведенной выше формуле: $\omega_{\text{(в-ва)}} = \frac{50 \text{ г} \cdot 100\%}{500 \text{ г}} = 10\%$

(вариант ответа: в).

3. Масса гидроксида натрия (NaOH), необходимая для приготовления 230 мл 0,6 М раствора равна

а) 5,52 г; б) 3,45 г; в) 55,2 г; г) 0,552 г.

Решение. 0,6 М – это молярная концентрация (C_M) – физическая величина, равная отношению количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \text{ (обозначают также } C_M), \text{ моль/л,}$$

где n – количество вещества, моль;

V – объем раствора, л;

m – масса растворенного вещества, г;

M – молярная масса вещества, г/моль.

1) из приведенной формулы для расчета молярной концентрации, выразим массу вещества:

$$m_{\text{(NaOH)}} = M_{\text{(NaOH)}} \cdot V \cdot C_M.$$

2) найдем молярную массу гидроксида натрия по таблице: $M_{\text{(NaOH)}} = 40 \text{ г/моль}$.

3) подставим все значения в формулу для расчета массы:

$$m_{\text{(NaOH)}} = 40 \text{ г/моль} \cdot 0,23 \text{ л} \cdot 0,6 \text{ моль/л} = 5,52 \text{ г}$$

(вариант ответа: **а**).

4. Нормальная концентрация раствора, в 250 мл которого содержится 12,25 г H_2SO_4 , составляет ____ моль/л.

Решение. Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалентов) равна отношению числа молей эквивалентов растворенного вещества к объему раствора

$$C_N = \frac{n_{\text{эkv}}}{V} = \frac{m}{M_{\text{эkv}} \cdot V} \text{ моль/л, где}$$

$n_{\text{эkv}}$ - число молей эквивалентов растворенного вещества, моль;

$M_{\text{эkv}}$ - молярная масса эквивалента вещества (эквивалентная масса), моль/л;

m – масса растворенного вещества А, г;

V – объем раствора, л.

1) найдем эквивалентную массу серной кислоты:

$$M_{\text{эkv}}(H_2SO_4) = M(H_2SO_4)/2 = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

2) рассчитаем нормальную концентрацию H_2SO_4 по формуле: $C_N = \frac{m(H_2SO_4)}{M_{\text{эkv}}(H_2SO_4) \cdot V}$

$$C_N = 12,25 \frac{\text{г}}{(49 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ л})} = 1 \text{ моль/л (вариант ответа: } \mathbf{1 \text{ моль/л}}).$$

5. С увеличением концентрации раствора степень диссоциации (α)

а) уменьшается б) не изменяется в) увеличивается г) меняется неоднозначно

Решение. Поскольку электролитическая диссоциация – процесс обратимый, следовательно, в растворах электролитов наряду с ионами содержатся и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации (α), которая представляет отношение числа распавшихся на ионы молекул (n) к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = n/N,$$

α определяется опытным путем и выражается в долях единицы либо в %.

Если диссоциация отсутствует, то $\alpha=0$ (0%). Если вещество полностью распадается на ионы $\alpha=1$ (100%). На степень электролитической диссоциации оказывают влияние ряд факторов: природа растворителя, природа растворенного вещества, температура, концентрация раствора.

Как следует из принципа Ле Шателье, с увеличением концентрации раствора степень диссоциации уменьшается (вариант ответа: **а**).

6. Вещества, которые в растворах или расплавах не распадаются на ионы и не проводят электрический ток, называют _____.

Решение. Такие вещества называют неэлектролитами. К ним относят большинство органических соединений. (вариант ответа: **неэлектролитами**)

7. Раствор, содержащий 3,6 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) в 500 г воды, кипит при температуре _____ °С.

Решение. Исходя из II закона Рауля, который формулируется так: Как понижение температуры кристаллизации, так и повышение температуры кипения раствора пропорционально концентрации растворенного вещества.

$\Delta T_{крисст} = K \cdot m$ (1), где $\Delta T_{крисст}$ – изменение температуры кристаллизации;

K – криоскопическая постоянная (в справочных таблицах); m – моляльная концентрация раствора, моль/кг; $K_{H_2O} = 1,86^\circ C \cdot кг \cdot моль^{-1}$.

$\Delta T_{кип} = E \cdot m$ (2), где $\Delta T_{кип}$ – изменение температуры кипения;

E – эбуллиоскопическая постоянная (в справочных таблицах); m – моляльная концентрация раствора, моль/кг; $E_{H_2O} = 0,52^\circ C \cdot кг \cdot моль^{-1}$.

Зная, что моляльная концентрация – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя, можно преобразовать формулу (2).

$\Delta T_{кип} = E \cdot (m_{в-ва} \cdot 1000 / M \cdot m_{р-ля})$.

1) рассчитаем молярную массу глюкозы, пользуясь таблицей Менделеева $M(C_6H_{12}O_6) = 180$ г/моль.

2) найдем по формуле $\Delta m_{кип}$: $\Delta T_{кип} = 0,52 \cdot (3,6 \cdot 1000 / 180 \cdot 500) = 0,0208^\circ C$.

3) $T_{кип(р-ра)} = T_{кип(р-ля)} + \Delta T_{кип} \cdot T_{кип(р-ра)} = 100^\circ C + 0,0208^\circ C = 100,0208^\circ C$

(вариант ответа: **100,0208°С**).

8. Электролиты, которые при диссоциации образуют как ионы водорода, так и гидроксид-ионы, называют _____ электролитами.

Решение. Такие электролиты называют амфотерными электролитами. К ним относится и вода. В их водных растворах существует следующее равновесие:



В кислых растворах связываются ионы OH^- , следовательно, равновесие смещается вправо, в щелочных – влево (вариант ответа: **амфотерными**).

9. Выражение константы диссоциации H_2SO_3 по 2-й ступени имеет вид _____.

Решение. С точки зрения ТЭД (теории электролитической диссоциации) кислоты – электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода.

Таким образом кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков. Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

H_2SO_3 - двухосновная кислота. Диссоциация будет протекать в 2 ступени:

$H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^-$ (первая ступень);

$HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-}$ (вторая ступень).

Применяя закон действующих масс, можно написать выражение константы диссоциации для каждой ступени:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$$

(вариант ответа: $K_2 = \frac{[H^+] \cdot [SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$).

10. рН раствора HBr с молярной концентрацией 0,01 моль/л равен:

а)2; б)4; в)0,01; г)12.

Решение. рН – это десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком:

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

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$[H^+]$ - это молярная концентрация, измеряется в моль/л.

Поскольку диссоциация HBr протекает следующим образом: $HBr \leftrightarrow H^+ + Br^-$, то можно считать $[H^+] = 0,01$ моль/л, или 10^{-2} моль/л. Исходя из приведенных формул, рН раствора будет равен 2. (вариант ответа: **а**)

11. Концентрация ионов OH^- в растворе, рН которого равен 4, составляет _____ моль/л.

а) 10^{-4} ; б) 10^{-10} ; в) 10^{-14} ; г) 10^4 .

Решение. Вода – это слабый и амфотерный электролит (амфолит). У нее в равной степени выражены кислотные и основные свойства. Являясь слабым электролитом, она в малой степени диссоциирует на ионы:



Используем ЗДМ:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

K – константа диссоциации воды. Эту величину можно вычислить, например, используя значения электрической проводимости: при $25^\circ C$ $K=1,8 \cdot 10^{-16}$.

Вследствие очень малой диссоциации воды можно считать концентрацию воды - $[H_2O]$ постоянной, тогда: $K[H_2O] = K_w$ (или K_{H_2O}) – это постоянная величина, называется ионным произведением воды.

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

1 моль воды – $M(H_2O)=18$ г/моль;

Отсюда $[H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$;

$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$.

рН – это десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком:

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

$$[H^+] = 10^{-pH};$$

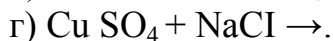
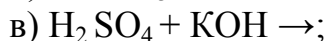
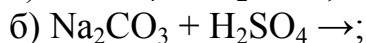
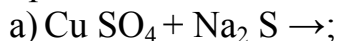
$[H^+]$ - это молярная концентрация, измеряется в моль/л.

1)исходя из условия задачи при рН равном 4, $[H^+] = 10^{-4}$

2)из ионного произведения воды находим $[OH^-]$. $[OH^-] = 10^{-14}/[H^+]$;

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-4} = 10^{-10} \text{ моль/л (вариант ответа: б)}.$$

12. Смешаны растворы солей. В каком случае реакция обмена в растворе не протекает до конца?



Решение. Все ионообменные реакции в водных растворах могут быть обратимыми (не протекать до конца) и необратимыми (протекать до конца).

Многочисленные ионообменные реакции в растворах электролитов, которые протекают необратимо, можно разбить на четыре типа.

1) реакции с образованием осадков;

2) реакции с образованием газообразных малорастворимых веществ;

3) реакции с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов);

4) реакции с образованием комплексных соединений (ионов).

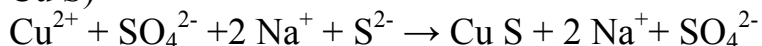
Существуют правила практической обратимости и необратимости реакций в водных растворах. Условие практической необратимости - это правило Бертолле.

1. Реакция необратима, если в прямой или обратной реакции участвует неэлектролит (или слабый электролит), плохо растворимое соединение, газ, комплексное соединение.

2. Реакция обратима, если в обеих частях уравнения есть только сильные электролиты.

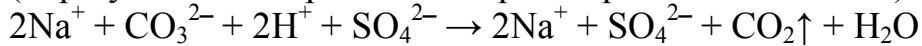
3. Если условия необратимости (слабый электролит, газ и т. п.) есть в обеих частях уравнения, то реакция обратима.

В уравнении под буквой а) $\text{Cu SO}_4 + \text{Na}_2 \text{S} \rightarrow \text{Cu S} + \text{Na}_2 \text{SO}_4$ (образуется осадок Cu S)



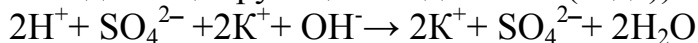
В уравнении под буквой б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

(образуется газообразное малорастворимое соединение)



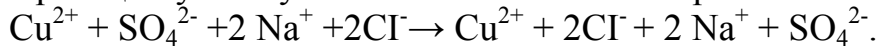
Вывод: реакция необратима.

В уравнении под буквой в): $\text{H}_2 \text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (образуется малодиссоциирующее соединение (вода))



В уравнении под буквой г) $\text{Cu SO}_4 + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

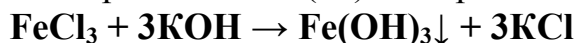
в реакции участвуют только сильные электролиты:



Нельзя написать сокращенное уравнение (все рассуждения относим к разбавленным растворам, а иначе надо рассматривать растворимость соединений). Вывод: реакция обратима (вариант ответа: г).

13. Напишите уравнения реакции взаимодействия хлорида железа (III) с гидроксидом калия в ионной и молекулярной форме.

Решение. Реакции, протекающие в растворах между электролитами, при которых не происходит изменение зарядов ионов (не изменяется степень окисления), называются ионообменными 1. Запишем молекулярное уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с гидроксидом калия:

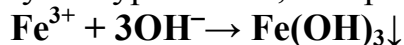


2. Перепишем это уравнение, изобразив сильные электролиты в виде ионов, а уходящие из сферы реакции вещества в виде молекул:



Такое уравнение называется ионным (или молекулярно-ионным).

3. Исключив из обеих частей уравнения одинаковые ионы, т.е. ионы, не участвующие в реакции, получим уравнение, которое называется сокращенным:



В сокращенном уравнении видна суть реакции – она сводится к взаимодействию ионов Fe^{3+} и OH^- и в результате образуется Fe(OH)_3 (осадок).

14. Исходя из значений ПР, указать наименее растворимый в воде сульфид:

а) MnS ; б) FeS ; в) CuS ; г) AgS ;

Решение. Произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита есть величина постоянная при данной температуре. Эта величина количественно характеризует способность электролита растворяться и называется произведением растворимости. Обозначается ПР.

Если малорастворимый электролит диссоциирует по уравнению

$A_mB_n \leftrightarrow mA^+ + nB^-$, то выражение для произведения растворимости будет иметь вид

$$\text{ПР}_{A_mB_n} = [A^+]^m[B^-]^n.$$

Произведения растворимости малорастворимых веществ приводятся в справочных таблицах.

Так, для нашего задания находим табличные значения: а) $\text{ПР}_{\text{MnS}} = 1,4 \cdot 10^{-15}$; б) $\text{ПР}_{\text{FeS}} = 3,7 \cdot 10^{-19}$; в) $\text{ПР}_{\text{CuS}} = 8,5 \cdot 10^{-45}$; г) $\text{ПР}_{\text{AgS}} = 1,6 \cdot 10^{-49}$.

Известно, что чем меньше величина ПР, тем вещество менее растворимо в воде и тем быстрее и полнее оно выпадает в осадок (вариант ответа: г) **AgS**)

15. При повышении температуры степень гидролиза

а) увеличивается; б) уменьшается; в) не изменяется; г) меняется неоднозначно.

Решение. Известно, что степень гидролиза (h) можно рассчитать по формуле:

$h \approx \sqrt{K_B / (c \cdot K_K)}$, так как K_w возрастает с температурой, то и степень гидролиза с повышением температуры будет увеличиваться (вариант ответа: а).

16. Гидролизу по аниону подвергается соль:

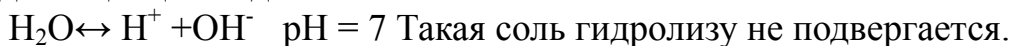
а) сульфат меди (II); б) нитрат натрия; в) хлорид бария; г) силикат калия.

Решение. Гидролиз – взаимодействие составных частей соли с составными частями воды, в результате, которого меняется pH среды. Причиной гидролиза является электролитическая диссоциация соответствующих солей и воды. Вода незначительно диссоциирует на ионы H^+ и OH^- , но в процессе гидролиза один или оба из этих ионов могут «связываться» ионами подвергающейся гидролизу соли в малодиссоциированные, летучие или труднорастворимые вещества.

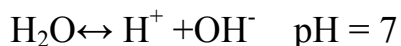
а) сульфат меди (II) $CuSO_4$. Соль образована катионом слабого основания $Cu(OH)_2$ и анионом сильной кислоты H_2SO_4 (гидролиз по катиону). Сокращенное ионное уравнение гидролиза:



б) нитрат натрия $NaNO_3$. Соль образована катионом сильного основания $NaOH$ и анионом сильной кислоты HNO_3 . В данном случае, весь процесс сводится к диссоциации воды:



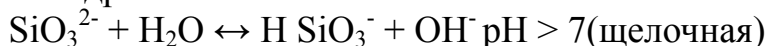
в) хлорид бария $BaCl_2$. Соль образована катионом сильного основания $Ba(OH)_2$ и анионом сильной кислоты HCl . В данном случае весь процесс также сводится к диссоциации воды:



Соль гидролизу не подвергается.

г) Силикат калия K_2SiO_3 . Соль образована катионом сильного основания KOH и анионом слабой кислоты H_2SiO_3 (гидролиз по аниону)

Ионное уравнение гидролиза:



(вариант ответа: г).

17. Назовите комплексное соединение: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Решение. В названии комплексного соединения называют сначала анион, затем катион. В нашем случае комплексным является катион. В его составе первыми называют лиганды, а если их несколько, то на греческом языке указывают их число (2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента и т.д.). После называют комплексообразователь (русское название элемента в родительном падеже). В скобках показывают его степень окисления. Получаем следующее название: сульфат тетраамминмеди (II) (вариант ответа: **сульфат тетраамминмеди (II)**)

18. Степень окисления комплексообразователя в соединении $K_3[Fe(CN)_6]$ равна _____, а его координационное число соответствует _____.

Решение. Известно, что комплексная молекула электронейтральна. В приведенной формуле внешняя сфера представлена 3 ионами K^+ и, соответственно, имеет суммарный заряд +3, тогда заряд комплексного иона равен -3. В составе комплексного иона присутствует комплексообразователь (Fe) и имеется 6 лигандов CN^- . Число лигандов, связанных с

комплексобразователем, называют координационным. Таким образом, заряд комплексобразователя можно определить из уравнения: $x + 6(-1) = -3$, $x=3$. Отсюда степень окисления Fe равна +3 (вариант ответа: +3, 6).

19*. Объем раствора соляной кислоты ($\rho=1,176$ г/мл), содержащий 36,5% хлороводорода, необходимый для приготовления 4 л 0,5 н. раствора, равен

Решение. В соответствии с формулой $C_{H(HCl)} = n_{\text{экв}(HCl)}/V = m/M_{\text{экв}} \cdot V$;

$$m_{(HCl)} = C_{H(HCl)} \cdot M_{\text{экв}} \cdot V = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 36,5 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ л} = 73 \text{ г}.$$

Из формулы: $(\omega_{\text{в-ва}}) = m_{\text{р.в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \cdot 100$, выражаем массу 1 раствора

$$m_{\text{р-ра}}^1 = m_{\text{р.в-ва}} \cdot 100 / (\omega_{\text{в-ва}}) = 100 \cdot 73 \text{ г} / 36,5 = 200 \text{ г}$$

$$V_{\text{р-ра}}^1 = m_{\text{р-ра}}^1 / \rho = 200 \text{ г} / 1,176 \text{ г/мл} = 170 \text{ мл}$$

20*. Образуется ли осадок CaCO_3 при смешении равных объемов 0,02 м растворов хлорида кальция и карбоната натрия?

Решение. Из справочной таблицы $\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-5}$. После смешения объем смеси станет в 2 раза больше, а концентрация каждого иона – в 2 раза меньше, чем в исходных растворах. Из этого следует:

$$[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{2+}] = 0,02 \cdot 0,5 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л};$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = [\text{CO}_3^{2-}] = 0,02 \cdot 0,5 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Малорастворимый электролит выпадает в осадок, когда произведение концентраций ионов станет больше величины ПР электролита.

$$\text{В нашем случае } [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1 \cdot 10^{-4}$$

$1 \cdot 10^{-4} > \text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-5}$. Отсюда следует, что **осадок образуется.**

Тест 4
Электрохимические процессы

Демонстрационный вариант

1. Вычислите степень окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 .

Ответ запишите в виде числового ряда _____.

Решение. Степенью окисления называется условный заряд атома в молекуле в предположении, что все связи в молекуле ионные. Степень окисления водорода в этих соединениях равна +1, кислорода –2. Так как молекула заряда не имеет, легко рассчитать степень окисления фосфора. В соединении PH_3 она равна –3. Если соединение более сложное, то можно составить уравнение, обозначив степень окисления фосфора через «х». Для H_3PO_4 получится уравнение: $3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$, откуда $x = +5$. Аналогично, для H_3PO_3 $3 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = 0$; $x = +3$ (вариант ответа: **-3; +5; +3**).

2. Установите соответствие между веществами А) PH_3 ; Б) H_3PO_4 ; В) H_3PO_3 и их химическими свойствами:

- 1) только восстановитель; 2) только окислитель;
3) может быть и тем, и другим.

| А | Б | В |
|---|---|---|
| | | |

В бланк перенесите ответ в виде числового ряда.

Решение. Вещество, содержащее элемент в высшей степени окисления (совпадающей с номером группы в периодической системе), может быть только окислителем, в низшей степени – только восстановителем, в промежуточной – может быть и тем, и другим. Тогда PH_3 – только восстановитель, H_3PO_4 – только окислитель. Таблица будет иметь вид:

| А | Б | В |
|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 |

(вариант ответа: **123**).

3. Окислительно-восстановительной является реакция:

- а) $\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$;
в) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{CH}_3\text{OH}$;
г) $3\text{C} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Решение. Реакция является окислительно-восстановительной, если элементы в ходе реакции меняют степень окисления. В предложенных реакциях она изменяется только в реакции г). Углерод меняет степень окисления с 0 (С – простое вещество) до +4 в CO_2 , азот – с +5 в HNO_3 до +2 в NO . Заметьте, что у одного элемента степень окисления увеличивается, а у другого – уменьшается (вариант ответа: г).

4. Число электронов, участвующих в полуреакции $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$:

а) принять 3; б) отдать 6; в) отдать 5; г) принять 5.

Решение. Определяют степень окисления элемента в исходном и конечном состояниях. Степень окисления марганца в MnO_4^- равна +7, в конечном состоянии +2. Чтобы понизить степень окисления с +7 до +2, элемент должен принять 5 электронов (заряд электрона -1) (вариант ответа: г).

5. Установить вещества А, Б и сумму коэффициентов в уравнении реакции



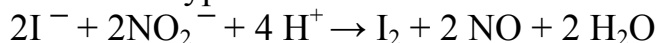
Решение. Применяют метод электронно-ионного баланса. При расстановке коэффициентов в уравнении рекомендуется соблюдать следующую последовательность:

1) определить изменяющиеся степени окисления элементов. Так, йод в NaI имеет степень окисления -1 , а в I_2 - 0 . Азот имеет степень окисления $+3$ в NaNO_2 , $+2$ в NO .

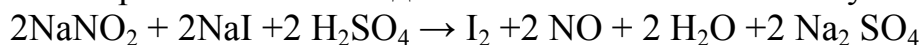
2) записать ионные уравнения полуреакций. Отдавать электроны (окисляться) будет йод, принимать электроны (восстанавливаться) будет азот: $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}$. Чтобы уравнивать кислород, в левую часть реакции с азотом добавляют H^+ (если среда нейтральная, то H_2O). Окончательно полуреакции имеют вид:



3) уравнивать число отданных и принятых электронов путем введения коэффициентов – 2 к реакции восстановления. Складывая уравнения (левую часть – с левой, правую – с правой) с учетом коэффициентов, получают суммарное ионное уравнение:



4) получившиеся коэффициенты переносят в молекулярное уравнение, дописывают молекулы продуктов так, чтобы число всех элементов слева и справа от знака равенства было одинаково. Окончательно получится:



Таким образом, вещество А - H_2O , вещество Б - Na_2SO_4 , сумма коэффициентов 13 (вариант ответа: H_2O , Na_2SO_4 , 13).

6. Наиболее сильно восстановительные свойства свинца выражены в реакции

а) $\text{Pb} + \text{S}^{2-} - 2\text{e} \leftrightarrow \text{PbS}$ б) $\text{Pb} - 2\text{e} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+}$;

в) $\text{Pb} + 2\text{Br}^- - 2\text{e} \leftrightarrow \text{PbBr}_2$ г) $\text{Pb} + 2\text{Cl}^- - 2\text{e} \leftrightarrow \text{PbCl}_2$.

Решение. Восстановительные свойства оценивают по стандартным электродным потенциалам (таблица б). Значения потенциалов приведены рядом с уравнением реакции:

а) $\text{Pb} + \text{S}^{2-} - 2\text{e} \leftrightarrow \text{PbS}$; $E = -0,980 \text{ В}$; б) $\text{Pb} - 2\text{e} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+}$; $E = -0,126 \text{ В}$;

в) $\text{Pb} + 2\text{Br}^- - 2\text{e} \leftrightarrow \text{PbBr}_2$; $E = -0,280 \text{ В}$; г) $\text{Pb} + 2\text{Cl}^- - 2\text{e} \leftrightarrow \text{PbCl}_2$; $E = -0,268 \text{ В}$.

Чем меньше потенциал, тем сильнее восстановительные свойства. Наиболее отрицательный потенциал $-0,980$ В (вариант ответа: **а**).

7. Электродный потенциал никеля, опущенного в $0,001$ М раствор NiSO_4 , при $t^0 = 25^\circ\text{C}$ равен _____ В.

Решение. Равновесный электродный потенциал рассчитывается по уравнению Нернста. Металл, погруженный в раствор его соли, является электродом I рода, для которого уравнение Нернста имеет вид: $E_p = E_0 + (0,059/n)\lg C(\text{Me}^{z+})$, где E_0 - стандартный электродный потенциал; n - число электронов, участвующих в реакции; $C(\text{Me}^{z+})$ - концентрация ионов металла. На электроде устанавливается равновесие $\text{Ni} - 2e \leftrightarrow \text{Ni}^{2+}$, значит $n = 2$; - число электронов $C(\text{Ni}^{2+}) = 0,001$ моль/л ; $E_0 = -0,250$ В. Подставляем значения $E_p = -0,250 + (0,059/2) \lg 0,001 = -0,3385$ В (вариант ответа: **-0,3385**).

8. При заряде аккумулятор работает как _____ и на отрицательном электроде свинцового аккумулятора идет реакция _____

Решение. При разряде аккумулятор работает как гальванический элемент, то есть выдает постоянный электрический ток; при заряде он работает как электролизер, то есть потребляет ток. В результате работы свинцового аккумулятора его пластины покрываются солью PbSO_4 . При заряде отрицательный электрод будет катодом, на нем будет протекать реакция восстановления, образуется свинец: $\text{PbSO}_4 + 2e \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$ (вариант ответа: электролизер; $\text{PbSO}_4 + 2e \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$).

9. Если при электролизе раствора CuSO_4 силу тока $I = 0,5$ А поддерживали в течение $t = 2,5$ час, то на _____ при выходе по току $\eta = 90\%$ выделится _____ г меди.

Решение. Медь имеет положительное значение стандартного потенциала, следовательно, она будет осаждаться на катоде при электролизе водных растворов. Масса осажденного металла рассчитывается по закону Фарадея:

$m = k_3 I t \eta$, где k_3 - электрохимический эквивалент, который рассчитывается как $k_3 = M / zF$, где M - молярная масса осаждаемого вещества, г/моль; n - число электронов, участвующих в реакции; $F = 96\,500$ Кл - число Фарадея.

Медь осаждается из Cu^{2+} , значит, $n = 2$, время надо перевести в секунды, а выход по току - в доли от единицы.

Тогда $m(\text{Cu}) = (63,55/2 \cdot 96\,500) \cdot 0,5 \cdot 2,5 \cdot 3600 \cdot 0,9 = 1,33$ г (вариант ответа: **катоде; 1,33**)

10. Согласно таблице стандартных электродных потенциалов на катоде первым разряжается

а) Na^+ ; б) Fe^{2+} ; в) Ca^{2+} ; г) Sn^{2+} .

Решение. На катоде в первую очередь будет протекать реакция, потенциал которой наиболее положителен. В таблице стандартных электродных

потенциалов находим значения стандартных электродных потенциалов для реакции $Me^{z+} + ze \leftrightarrow Me$;

а) Na^+ ; $E=-2,714$ В; б) Fe^{2+} ; $E=-0,440$ В; в) Ca^{2+} ; $E=-2,866$ В; г) Sn^{2+} ; $E=-0,136$ В.

Сравнивая значения, находим, что наибольший потенциал имеет олово (вариант ответа: г).

11. Свойство, не являющееся свойством металлов:

а) металлический блеск; б) пластичность; в) яркость; г) тепло- и электропроводность.

Решение. Не является свойством металлов в), остальные свойства металлов используются в технике (вариант ответа: в).

12. Обладает наибольшими восстановительными свойствами:

а) Al; б) Cu; в) Mg; г) Ag.

Решение. Чем более отрицательный стандартный потенциал, тем активнее металл, тем больше восстановительная способность его атомов. В таблице стандартных электродных потенциалов находим значения стандартных электродных потенциалов для реакции

$Me - ze \leftrightarrow Me^{z+}$

а) Al -1,663 В; б) Mg -2,363 В; в) Cu 0,337 В; г) Ag 0,799 В.

Наименьшее значение потенциала -2,363 В (вариант ответа: б).

13. Способ защиты от коррозии, при котором создают контакт с более активным металлом, называют:

а) лужением; б) легированием;
в) протекторной защитой; г) ингибированием.

Решение. Лужение - это покрытие оловом, легирование - это введение в сталь элементов, создающих плотную оксидную пленку, ингибирование- добавление веществ, замедляющих реакции. Протектором называется более активный металл, приводимый в контакт с защищаемым металлом. В гальванопаре он становится анодом, следовательно, растворяется, защищая основной металл от коррозии (вариант ответа: в).

14. Выберите 2 вида коррозии, наиболее опасные для технических металлов

1) язвенная; 2) питтинговая; 3) сплошная; 4) межкристаллитная; 5) газовая:
а) 2 и 3; б) 1 и 4; в) 3 и 5; г) 2 и 4.

Решение. Наиболее опасными являются питтинговая и межкристаллитная коррозия, потому что разрушение металла происходит внезапно, без видимых причин. При питтинговой коррозии на поверхности заметны только небольшие точки, а тонкие, но глубокие каналы уходят внутрь металла, ослабляя его сечение и резко ухудшая прочностные характеристики. При межкристаллитной коррозии разрушение идет по границам зерен металла. Внешний вид детали при этом не меняется, может, чуть потускнеет. Но даже от простого

прикосновения деталь может рассыпаться в пыль. Наименее опасный вид – сплошная коррозия. Разрушение металла происходит по всей поверхности равномерно, скорость такого процесса для технических металлов невелика. (вариант ответа: г).

15. Анодным по отношению к железу в нейтральной среде будет покрытие:

а) Pb; б) Cr; в) Co; г) Sb.

Решение. Покрытие называется анодным, если при образовании гальванопары основной металл – металл покрытия в среде электролита покрытие будет анодом, т.е. будет растворяться. Предварительную оценку можно сделать по стандартным потенциалам, но в таблице 7 приведены значения равновесных потенциалов. Выписываем значения потенциалов для $pH = 7$ (нейтральная среда) рядом с символом металла.

Fe -0,617 В; а) Pb -0,303 В; б) Cr -1,068 В; в) Co -0,454 В; г) Sb -0,262 В

Только у Cr потенциал меньше (более отрицательный), чем у Fe (вариант ответа: б).

16. Гальваническому элементу, возникающему при коррозии кадмированного железа в нейтральной среде, соответствует схема:

а) Fe /H₂O/ Cd; б) Cd /H₂O/ Fe; в) Cd / Cd²⁺//Fe²⁺ /Fe; г) Cd /OH⁻/Fe.

Решение. Гальванический элемент будет работать, если его ЭДС (электродвижущая сила) > 0 ЭДС элемента равна разности равновесных потенциалов катода и анода $ЭДС = E_k - E_a$. Из таблицы 7 выпишем равновесные потенциалы для железа $E_{Fe} = -0,617$ В и кадмия $E_{Cd} = -0,580$ В при $pH = 7$. Тогда Cd будет катодом, Fe – анодом, $ЭДС = -0,580 - (-0,617) = 0,037$ В. Запись схемы гальванического элемента начинается с анода (в гальваническом элементе это отрицательный электрод), затем идет электролит (нейтральная среда – вода), затем катод (положительный электрод). Следует заметить, что значение ЭДС мало, значит и скорость коррозии кадмированного железа в нейтральной среде невысока (вариант ответа: а).

17. Потенциал катодного процесса при коррозии кадмированного железа в щелочной среде с кислородной деполяризацией равен:

1) 0,390 В; 2) -0,680 В; 3) -1,330 В; 4) -0,940 В.

Решение. При коррозии на аноде всегда идет реакция растворения металла анода, на катоде возможны две реакции: восстановление ионов водорода (или молекул воды) до H₂(г) – водородная деполяризация или восстановление растворенного в воде кислорода – кислородная деполяризация. В обоих случаях на катоде реакция протекает с участием газов, при этом потенциал катода значительно отличается от равновесного на величину, называемую перенапряжением, то есть $E - E_p = \eta_k$. Тогда $E = E_p + \eta_k$. В таблице значений равновесных потенциалов металлов, водорода и кислорода от pH среды находим равновесный потенциал кислорода при $pH = 14$ (щелочная среда)

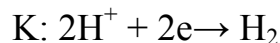
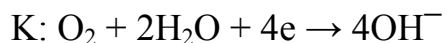
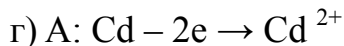
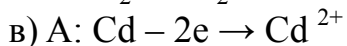
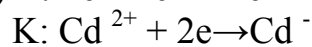
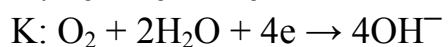
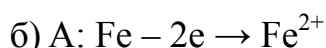
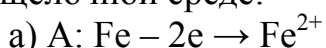
$E_{O_2} = 0,390$ В, в таблице 9 перенапряжение кислорода на кадмии (материале катода) $\eta_k = -1,33$ В. Тогда искомый потенциал $E = 0,390 - 1,33 = -0,940$ В (вариант ответа: г).

18. Потенциал катодного процесса при коррозии кадмированного железа в щелочной среде с водородной деполяризацией равен :

а) 0,715В; б) -0,095В; в) -0,661В; г) -1,525В.

Решение. Аналогично предыдущему заданию в таблице 7 находим равновесный потенциал водорода при $pH = 14$ $E_{H_2} = -0,715$ В, в таблице 9 — перенапряжение водорода на кадмии (материале катода) $\eta_k = -0,81$ В, тогда $E = -0,715 - 0,81 = -1,525$ В (вариант ответа: г).

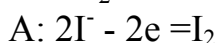
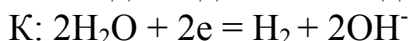
19*. Наиболее вероятные процессы при коррозии кадмированного железа в щелочной среде:



Решение. В решении заданий 16 и 17 мы определили, что анодом в этой паре является железо, оно растворяется по реакции $Fe - 2e \rightarrow Fe^{2+}$. На катоде из нескольких возможных реакций в первую очередь будет протекать та, потенциал которой больше (смотри решение задания 10). Сравнивая потенциалы водорода и кислорода (решения заданий 17 и 18), устанавливаем, что больше потенциал катода с кислородной деполяризацией, значит реакция на катоде $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$ (вариант ответа: а).

20*. При электролизе водного раствора иодида щелочного металла, содержащего 33,2 г этой соли, на катоде выделилось 2,24 л газа (н.у.). Определите, иодид какого металла был взят.

Решение. При электролизе водных растворов галогенидов щелочных металлов на катоде выделяется водород, на аноде галоген. Ионные реакции имеют вид:



Суммарное уравнение в молекулярном виде:

$2H_2O + 2XI = H_2 + I_2 + 2XOH$, где X-неизвестный щелочной металл. Из уравнения видно, что при получении одного моля водорода расходуется два моля иодида. По условию задачи газа, то есть водорода, выделилось 2,24 л. Зная, что 1 моль любого газа занимает при нормальных условиях объем 22,4 л, найдем число молей водорода

$n = 2,24/22,4 = 0,1$ моль. Значит, XI прореагировало $n_1 = 0,2$ моль. Число молей n_1 можно найти, разделив массу вещества на молярную массу. Тогда $M = m/n_1 = 33,2/0,2 = 166$ г/моль. Поскольку молярная масса иодида складывается из атомных масс металла и йода, то $A_{Me} = M - A_I = 166 - 127 = 39$. А это атомная масса калия (вариант ответа: **иодид калия KI**).

Тест 5

Элементы аналитической химии. Химия высокомолекулярных соединений. Дисперсные системы

Демонстрационный вариант

Теоретический вопрос

Как классифицируют дисперсные системы?

Ответ.. Наиболее общая классификация дисперсных систем основана на различии в агрегатном состоянии дисперсионной среды и дисперсной фазы. Сочетания трех видов агрегатного состояния позволяют выделить девять видов дисперсных систем.

| Дисперсионная среда | Дисперсная фаза | Название и пример |
|---------------------|-----------------|--|
| Газообразная | Газообразная | Дисперсная система не образуется |
| Газообразная | Жидкая | Аэрозоли: туманы, облака |
| Газообразная | Твёрдая | Аэрозоли (пыли, дымы), порошки |
| Жидкая | Газообразная | Газовые эмульсии и пены |
| Жидкая | Жидкая | Эмульсии: нефть, крем, молоко |
| Жидкая | Твёрдая | Суспензии и золи: пульпа, ил, взвесь, паста |
| Твёрдая | Газообразная | Пористые тела |
| Твёрдая | Жидкая | Капиллярные системы: жидкость в пористых телах, грунт, почва |
| Твёрдая | Твёрдая | Твёрдые гетерогенные системы: сплавы, бетон, ситаллы, композиционные материалы |

По кинетическим свойствам дисперсной фазы дисперсные системы можно разделить на два класса:

- Свободнодисперсные системы, у которых дисперсная фаза подвижна;
- Связнодисперсные системы, дисперсионная среда которых твердая, а частицы их дисперсной фазы связаны между собой и не могут свободно перемещаться.

В свою очередь эти системы классифицируются по степени дисперсности.

Системы с одинаковыми по размерам частицами дисперсной фазы называются монодисперсными, а с неодинаковыми по размеру частицами - полидисперсными. Как правило, окружающие нас реальные системы полидисперсны.

По размерам частиц свобододисперсные системы подразделяют на:

| Название | Размер частиц, м |
|-------------------------|-----------------------|
| Ультрамикроретерогенные | 10^{-9} - 10^{-7} |
| Микроретерогенные | 10^{-7} - 10^{-5} |
| Грубодисперсные | более 10^{-5} |

Ультрамикроретерогенные системы также называют коллоидными или золями. В зависимости от природы дисперсионной среды золи подразделяют на твёрдые золи, аэрозоли (золи с газообразной дисперсионной средой) и лиозоли (золи с жидкой дисперсионной средой). К микроретерогенным системам относят суспензии, эмульсии, пены и порошки. Наиболее распространёнными грубодисперсными системами являются системы «твёрдое - газ», например, песок.

Тестовые задания

1. Метод анализа, основанный на зависимости силы тока от налагаемого на систему напряжения называется:

а) кулонометрия; б) кондуктометрия; в) вольтамперометрия; г) потенциометрия.

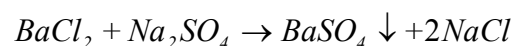
Решение.

| Измеряемый параметр | Условия измерения | Метод |
|---------------------------------|--|---|
| Потенциал, Е, В | $I = 0$ | Потенциометрия |
| Ток, I, мкА, mA | $I = f(E)$ | Вольтамперометрия (частный случай полярографии) |
| Количество электричества, Q, Кd | $I = \text{const}$ $E = \text{const}$ | Кулонометрия |
| Удельная электропроводность, X | $I = 1000 \text{ Гц}$ | Кондуктометрия |
| Масса, m, г | $I = \text{const}$ $E = \text{const}$ | Электрогравиметрия |

Исходя из обзора методов приведенных в таблице выше, правильным ответом является вольтамперометрия. (вариант ответа: **в**)

2. Масса осадка, образующегося при сливании 25 мл 0,2 н раствора хлорида бария и 50 мл 0,1 н раствора сульфата натрия, равна _____

Решение.



$$C_H = \frac{n_{\text{экв}}}{V}; n_{\text{экв}} = \frac{m}{M_{\text{экв}}},$$

где m - масса вещества, $M_{\text{экв}}$ - молярная масса эквивалента вещества, V - объем раствора

$$n_{\text{экв}}(\text{BaCl}_2) = 25 \cdot 0,2 = 5 \text{ ммоль}; n_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 50 \cdot 0,1 = 5 \text{ ммоль};$$

Так как количества BaCl_2 и Na_2SO_4 равны, то (по уравнению реакции)

$$n(\text{BaSO}_4) = 5 \text{ ммоль}, \text{ отсюда } m(\text{BaSO}_4) = n_{\text{экв}} \cdot M_{\text{экв}} = \frac{5 \cdot 116,5}{1000} = 0,5825 \text{ г}$$

3. В основе потенциометрического метода анализа лежит уравнение

а) Гиббса; б) Бугера-Ламберта-Бера; в) Фарадея; г) Нернста.

Решение. В потенциометрическом методе анализа зависимость равновесного потенциала электрода от активности определяемого иона описывается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}},$$

где E^0 - стандартный электродный потенциал;

R - универсальная газовая постоянная, равная 8.31 Дж/(моль·К);

T - абсолютная температура, К;

F - число Фарадея, равное 96485,35 Кл/моль;

n - число моль электронов, участвующих в процессе;

a_{Ox} и a_{Red} - активности соответственно окисленной и восстановленной форм вещества, участвующего в полуреакции, моль/л (вариант ответа: г).

4. В мицелле образующейся в результате взаимодействия хлорида бария и

избытка сульфата натрия: $[\text{m}(\text{BaSO}_4) \cdot n \text{SO}_4^{2-} \cdot 2(\text{n-x})\text{Na}^+]^{2x-} \cdot 2x\text{Na}^+$ в диффузионный слой представлен ионами: а) Na^+ ; б) Ba^{2+} ; в) SO_4^{2-} ; г) отсутствует.

Решение. Реакция проводится в избытке сульфата натрия, поэтому кристалл BaSO_4 будет адсорбировать сульфат-ионы. В результате этого микрокристалл приобретает отрицательный заряд; ионы, сообщаемые ему этот заряд (SO_4^{2-}), называются *потенциалопределяющими*, а сам заряженный кристалл ($\text{m}(\text{BaSO}_4) \cdot n\text{SO}_4^{2-}$) – *ядром мицеллы*. Заряженное ядро притягивает из раствора ионы с противоположным зарядом – *противоионы*; на поверхности раздела фаз образуется двойной электрический слой. Некоторая часть противоионов адсорбируется на поверхности ядра, образуя так называемый *адсорбционный слой противоионов* ($2(\text{n-x})\text{Na}^+$); ядро вместе с адсорбированными на нем противоионами называют *коллоидной частицей* или *гранулой*. Остальные противоионы, число которых определяется исходя из правила электронейтральности мицеллы, составляют *диффузный слой противоионов* ($2x\text{Na}^+$). Вся частица - мицелла - электронейтральна (вариант ответа: а).

5. Характерным признаком дисперсных систем является:

а) устойчивость; б) гетерогенность; в) гомогенность; г) постоянство состава.

Решение. Дисперсные системы - это смесь из двух или более веществ, которые совершенно или практически не смешиваются и не реагируют друг с другом химически. Первое из веществ (дисперсная фаза) мелко распределено во втором (дисперсионная среда). Для дисперсных систем характерными признаками являются: гетерогенность и дисперсность. Дисперсность - величина обратная размеру частиц. Гетерогенная система состоит из двух или нескольких фаз, т.е. частей, отличающихся по свойствам и соприкасающихся по поверхностям раздела. Таким образом, гетерогенность — это наличие разделяющей границы между фазами (вариант ответа: б).

6. Согласно теории строения коллоидных растворов мицелла является _____ частицей

а) электронейтральной; б) положительно заряженной; в) отрицательно заряженной; г) радикальной.

Решение.

Мицеллы - частицы в коллоидных системах, которые состоят из нерастворимого в данной среде ядра очень малого размера, окруженного стабилизирующей оболочкой из адсорбированных противоионов, диффузного слоя противоионов и молекул растворителя (См. задание 4), (вариант ответа: а).

7. Белки – это биополимеры, молекулы которых построены из остатков

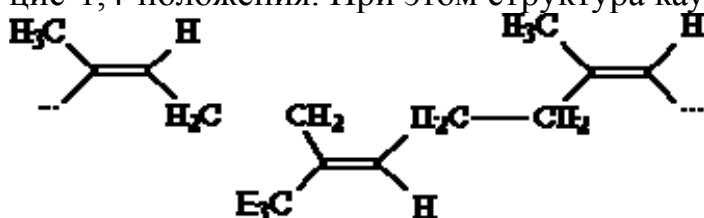
а) α -глюкозы; б) β -глюкозы; в) α -аминокислот; г) β -аминокислот.

Решение. Белки - высокомолекулярные органические вещества, состоящие из соединённых в цепочку пептидной связью α -аминокислот. (вариант ответа: в).

8. Макромолекулы природного каучука имеют _____ структуру:

а) беспорядочную; б) линейную; в) сетчатую; г) разветвленную.

Решение. В натуральном каучуке содержится 91–96% углеводорода полиизопрена $(C_5H_8)_n$, а также белки и аминокислоты, жирные кислоты, каротин, небольшие количества солей меди, марганца, железа и др. примеси. Полиизопрен натурального каучука является стереорегулярным полимером. Практически все звенья изопрена 98–100% в макромолекуле присоединены в цис-1,4-положения. При этом структура каучука линейна:



(вариант ответа: б).

9. Вещества, вызывающие протекание реакции полимеризации, называются:

а) индикаторы; б) инициаторы; в) активаторы; г) пластификаторы.

Решение. Полимеризация - процесс образования высокомолекулярного вещества (полимера) путём многократного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера, олигомера) к активным центрам в растущей молекуле полимера. Молекула мономера, входящая в состав полимера, образует мономерное звено. Элементный состав (молекулярные формулы) мономера и полимера приблизительно одинаков. Обычно мономерами являются соединения, содержащие кратные связи, которые способны, раскрываясь, образовывать новые связи с другими молекулами, обеспечивая рост цепей.

Механизм полимеризации обычно включает в себя ряд связанных стадий:

- инициирование — зарождение активных центров полимеризации;
- рост (продолжение) цепи — процесс последовательного присоединения молекул мономеров к центрам;
- передача цепи — переход активного центра на другую молекулу;
- разветвление цепи — образование нескольких активных центров из одного;
- обрыв цепи — гибель активных центров.

Инициаторы реакции - вещества, способные зарождать (инициировать) цепные радикальные процессы в результате распада или других химических реакций образования свободных радикалов (вариант ответа: **б**).

10*. Определите содержание Fe (в %) в пробе стали массой 5,000 г если пробу растворили в соляной кислоте и разбавили в мерной колбе до 100 мл. Затем аликвоту 25 мл поместили в мерную колбу на 50 мл и добавили сульфосалициловую кислоту для получения окрашенного комплекса ($\epsilon_{510} = 1,80 \cdot 10^3$). Длина кюветы $l = 5$ см, а оптическая плотность получилась $A = 0,225$.

Решение.

1) запишем закон Бугера-Ламберта-Бера:

$$A = \epsilon \cdot C \cdot l, \text{ где}$$

A - оптическая плотность раствора;

ϵ - молярный коэффициент поглощения, л/моль·см;

C - молярная концентрация раствора, моль/л;

l — толщина светопоглощающего слоя, см;

$$C_{Fe^{3+}} = \frac{A}{\epsilon \cdot l} = \frac{0,225}{1,80 \cdot 10^3 \cdot 5} = 2,5 \cdot 10^{-5}.$$

2) найдем массу железа в получившемся растворе исходя из концентрации:

$$C = \frac{m}{M \cdot V_{(л)}}; m = C \cdot M \cdot V_{(л)};$$

$$m_{Fe^{3+}} = 2,5 \cdot 10^{-5} \cdot 55,847 \cdot 0,05 = 6,981 \cdot 10^{-5} \text{ г.}$$

3) после растворения пробы была взята только четвертая ее часть (из 100 мл взяли 25 мл), отсюда: $m_{Fe^{3+}} = 6,981 \cdot 10^{-5} \cdot 4 = 2,792 \cdot 10^{-4} \text{ г}$

4) Находим массовую долю железа в пробе:

$$\omega_{Fe^{3+}} = \frac{m_{Fe^{3+}}}{m_{пробы}} = \frac{2,792 \cdot 10^{-4}}{5,000} \cdot 100\% = 5,584 \cdot 10^{-3}$$

Список литературы

1. Гельфман М.И., Юстратов В.П. Химия: Учебник для вузов технических специальностей. - СПб., М., Краснодар, 2003. – 385 с.
2. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие для вузов. – М.: «Высшая школа», 1997. – 384 с.
3. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Химия, 1994. – 592 с.
4. Курдюмов Г.М. 1234 вопроса по химии: Пособие для абитуриентов и студентов-первокурсников. – М.: Мир, 2004. – 192 с.
5. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия Учебник для вузов. – СПб.: Химиздат, 2000. – 656 с.
6. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебник для вузов. – 4-е изд.– СПб.: Химиздат, 2000. – 624 с.
7. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Высшая школа, 2000. – 527 с.

Дополнительная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – М.: Высш.шк., 2003. – 743с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для втузов. – М.: Высш.шк., 2001-2003.- 557с.
3. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. – М.: Высш.шк., 1994. - 608с.
4. Лучинский Г.П. Курс химии. – М.: Высш.шк., 1985. - 416 с.
5. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высш.шк., 1991. - 288с.
6. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии: Учеб. пособие для техн. направ. и спец. вузов.- М.: Высш.шк., 2001. – 256 с

Мосталыгина Лидия Витальевна
Елизарова Светлана Николаевна
Кирова Ольга Николаевна
Костин Александр Вадимович

Тестовый контроль по химии

Методические материалы и контрольные задания для студентов специальностей
050501, 140211, 150202, 151001, 151002, 190201, 190202, 190601, 190603,
190702, 200503, 220301, 280101, 220601, 080502

Редактор Н.М. Быкова

| | | |
|--------------------|-------------------|-----------------|
| Подписано к печати | Формат 60x84 1/16 | Бумага тип. № 1 |
| Печать трафаретная | Усл. печ.л. 2,25 | Уч.- изд.л.2,25 |
| Заказ | Тираж 100 | Цена свободная |

РИЦ Курганского государственного университета.

640669, г.Курган, ул.Гоголя, 25.

Курганский государственный университет