

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АРХИТЕКТУРНО-СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (СИБСТРИН)

Кафедра химии

ХИМИЯ

Методические указания
по выполнению контрольной работы № 2
для студентов направления 271101.65
«Строительство уникальных зданий и сооружений»
заочной формы обучения

НОВОСИБИРСК 2013

Методические указания составлены канд. хим. наук, доцентом
М.Л. Косиновой, канд. хим. наук, доцентом А.М. Даниленко,
канд. хим. наук, доцентом С.В. Сыроевым

Утверждены методической комиссией
факультета вечернего и заочного обучения
1 октября 2013 года

Рецензент:

– Н.И. Файнер, канд. хим. наук, ст. науч. сотрудник
ИНХ СО РАН

© Новосибирский государственный
архитектурно-строительный
университет (Сибстрин), 2013

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ

В процессе изучения курса «Химии» студенты должны выполнить два контрольных задания. Варианты задания № 2 приведены в таблице на с. 2.

Ответы на контрольные вопросы должны быть краткими, ясными, но не односложными, четко аргументированными. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена в тетради. Необходимо указать номер и записать условие задачи. Для замечаний нужно оставить поля. Задачи необходимо размещать в том порядке, который указан в задании. На обложке тетради поставьте дату сдачи задания. Работа должна быть подписана студентом.

Контрольная работа отсылается в университет на рецензию.

Если контрольная работа не зачтена, нужно выполнить ее еще раз с учетом замечаний рецензента и выслать на повторное рецензирование вместе с незачтенной работой.

Студент выполняет тот вариант задания, который соответствует двум последним цифрам номера его студенческого билета.

Номер варианта	Номера задач						
	1	101	106	112	121	130	141
2	102	107	113	122	131	142	151
3	103	108	114	123	132	143	152
4	104	109	115	124	133	144	153
5	105	110	116	125	134	145	154
6	101	111	117	126	135	146	155
7	102	106	119	127	136	147	156
8	103	107	120	128	137	148	157
9	104	108	112	129	138	149	158
10	105	109	113	121	139	141	159
11	101	110	114	122	140	142	160
12	102	111	115	123	130	143	150
13	103	106	116	124	131	144	151
14	104	107	117	125	132	145	152
15	105	108	119	126	133	146	153
16	101	109	120	127	134	147	154
17	102	110	112	128	135	148	155
18	103	111	113	129	136	149	156
19	104	106	114	121	137	141	157
20	105	107	115	122	138	142	158
21	101	107	116	123	135	144	155
22	102	108	117	124	136	145	156
23	103	109	118	125	137	146	157
24	104	110	119	126	138	147	158
25	105	111	120	127	139	148	159

1. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1.1. Скорость химических реакций

При расчете скоростей химических реакций необходимо учитывать, что **реакции бывают гомогенными – протекающими в одной фазе: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$, или гетерогенными – протекающими в системах, состоящих из нескольких фаз: $\text{C}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)}$.**

Скорость химических реакций зависит от: 1) природы реагирующих веществ; 2) концентраций реагирующих веществ; 3) давления (для газов); 4) температуры; 5) наличия катализатора.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс (з.д.м.):

а) для гомогенных реакций

$$v_A \cdot A_{(г)} + v_B \cdot B_{(г)} = v_C \cdot C_{(г)} + v_D \cdot D_{(г)}; \quad (1)$$

$$\bar{v} = \bar{k} \cdot C(A)^{v_A} \cdot C(B)^{v_B}, \quad \bar{v} = \bar{k} \cdot C(C)^{v_C} \cdot C(D)^{v_D}, \quad (2)$$

где \bar{v} , \bar{v} – скорости прямой и обратной реакций;

$C(A)$, $C(B)$ – молярные концентрации реагентов, моль/л;

$C(C)$, $C(D)$ – молярные концентрации продуктов реакций, моль/л;

v_A , v_B , v_C , v_D – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

б) для гетерогенных реакций:

$$v_A \cdot A_{(г)} + v_B \cdot B_{(к)} = v_C \cdot C_{(г)} + v_D \cdot D_{(к)}; \quad (3)$$

$$\bar{v} = \bar{k} \cdot C(A)^{v_A}, \quad \bar{v} = \bar{k} \cdot C(C)^{v_C}. \quad (4)$$

Концентрации веществ, находящихся в конденсированных состояниях, в выражения скоростей не включают ввиду их постоянства.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (5)$$

где v_{T_1} и v_{T_2} – скорости реакции при температурах T_1 и T_2 ;
 γ – температурный коэффициент скорости реакции.

В начальный момент реакции концентрации реагентов имеют некоторые (любые заданные) значения $C_0(A)$ и $C_0(B)$, а концентрации продуктов, как правило, равны нулю $C_0(C) = C_0(D) = 0$. В ходе реакции происходит уменьшение концентрации реагентов и увеличение концентрации продуктов. К моменту времени τ концентрации рассчитываются по уравнениям:

$$\left. \begin{array}{l} \text{для реагентов: } C\tau(A) = C_0(A) - \Delta C(A); \\ \text{для продуктов: } C\tau(D) = C_0(D) + \Delta C(D). \end{array} \right\} \quad (6)$$

При этом:

$$\frac{\Delta C(A)}{v(A)} = \frac{\Delta C(B)}{v(B)} = \frac{\Delta C(A)}{v(A)} = \frac{\Delta C(D)}{v(D)}. \quad (7)$$

1.2. Химическое равновесие

Состояние системы, когда $\bar{v} = \bar{v}$, называется химическим равновесием и характеризуется константой равновесия K :

а) для гомогенных реакций типа (1):

$$K_c = \frac{[C]^{v_c} \cdot [D]^{v_d}}{[A]^{v_a} \cdot [B]^{v_b}}; \quad (8)$$

б) для гетерогенных реакций типа (3):

$$K_c = \frac{[C]^{v_c}}{[A]^{v_a}}, \quad (9)$$

где [A], [B], [C], [D] – равновесные концентрации соответствующих веществ, моль/л, расчет которых аналогичен расчету C_τ .

Константа равновесия зависит от температуры, но не зависит от концентраций веществ, образующих систему.

Пример 1. В реакции: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{r})}$ исходные концентрации реагентов равны (моль/л): $C_0(\text{H}_2) = 0,8$; $C_0(\text{I}_2) = 0,7$. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции к моменту времени, когда концентрация H_2 станет равной 0,3 моль/л?

Решение. Изменение скорости реакции:

$$\frac{\bar{v}_0}{\bar{v}_\tau} = \frac{\bar{k} \cdot C_0(\text{H}_2) \cdot C_0(\text{I}_2)}{\bar{k} \cdot C_\tau(\text{H}_2) \cdot C_\tau(\text{I}_2)},$$

где \bar{v}_0 – скорость реакции в начальный момент; \bar{v}_τ – скорость реакции в момент времени τ .

По условию $C_\tau(\text{H}_2) = 0,3$ моль/л. Следовательно, задача сводится к определению $C_\tau(\text{I}_2) = C_0(\text{I}_2) - \Delta C_\tau(\text{I}_2)$ по (6).

Учитывая, что $v(\text{H}_2) = v(\text{I}_2) = 1$ и используя (7):

$$\frac{\Delta C(\text{H}_2)}{v(\text{H}_2)} = \frac{\Delta C(\text{I}_2)}{v(\text{I}_2)}, \text{ получаем } \Delta C(\text{H}_2) = \Delta C(\text{I}_2).$$

Из (6): $\Delta C(\text{H}_2) = C_0(\text{H}_2) - C_\tau(\text{H}_2) = 0,8 - 0,3 = 0,5$ моль/л.

Отсюда $\Delta C(\text{I}_2) = 0,5$ моль/л и $C_\tau(\text{I}_2) = 0,7 - 0,5 = 0,2$ моль/л.

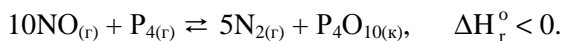
Изменение скорости:

$$\frac{\bar{v}_0}{\bar{v}_\tau} = \frac{0,8 \cdot 0,7}{0,3 \cdot 0,2} = 9,33.$$

Таким образом, скорость прямой реакции уменьшилась в 9,33 раза.

Пример 2.

а) Напишите выражение константы равновесия реакции:



Решение. Данная реакция гетерогенная и по (9)

$$K = \frac{[N_2]^5}{[NO]^{10} \cdot [P_4]}$$

б) В каком направлении смещается равновесие данной реакции при повышении температуры?

Решение. При повышении температуры, согласно принципу Ле Шателье, равновесие смещается в сторону эндотермической реакции ($\Delta H_r^0 > 0$). Так как прямая реакция – экзотермическая ($\Delta H_r^0 < 0$), то при повышении температуры равновесие сместится в сторону обратной реакции, т.е. влево;

в) В каком направлении смещается равновесие данной реакции при повышении давления?

Решение. Увеличение общего давления в реакциях с участием газообразных веществ смещает равновесие по принципу Ле-Шателье в сторону уменьшения числа молей газообразных веществ, т.е. уменьшения давления.

В данной реакции при увеличении давления равновесие сместится вправо, так как

$$v(NO) + v(P_4) = 11 \text{ моль} > v(N_2) = 5 \text{ моль}.$$

Пример 3. В системе $2NO_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{(r)} + O_{2(r)}$ $K = 12,6$ равновесная концентрация O_2 составила 0,2 моль/л. Определите начальную концентрацию реагента.

Решение. $C_o(NO_2) = [NO_2] + \Delta C(NO_2)$.

$[NO_2]$ – находим, используя константу равновесия

$$K = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}, \text{ откуда } [NO_2] = \sqrt{\frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{K}}.$$

В соответствии с (6) запишем:

$$[NO] = C_o(NO) + \Delta C(NO); \quad [O_2] = C_o(O_2) + \Delta C(O_2).$$

Поскольку для продуктов $C_o(O_2) = 0$; $C_o(NO) = 0$, то:

$$[\text{O}_2] = \Delta C(\text{O}_2) = 0,2 \text{ моль/л}; \quad [\text{NO}] = \Delta C(\text{NO}).$$

$\Delta C(\text{NO}_2)$, $\Delta C(\text{NO})$ рассчитываем, используя соотношения (7) и коэффициенты из уравнения реакции (моль):

$$v(\text{NO}_2) = v(\text{NO}) = 2, \quad v(\text{O}_2) = 1:$$

$$\frac{\Delta C(\text{NO}_2)}{v(\text{NO}_2)} = \frac{\Delta C(\text{O}_2)}{v(\text{O}_2)};$$

$$\Delta C(\text{NO}_2) = \frac{\Delta C(\text{O}_2) \cdot v(\text{NO})}{v(\text{O}_2)} = \frac{0,2 \cdot 2}{1} = 0,4 \text{ моль/л}.$$

Так как

$$v(\text{NO}_2) = v(\text{NO}), \text{ то и } \Delta C(\text{NO}) = \Delta C(\text{NO}_2) = 0,4 \text{ моль/л}.$$

Итак, $[\text{NO}] = 0,4$ моль/л, $\Delta C(\text{NO}_2) = 0,4$ моль/л и соответственно:

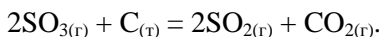
$$[\text{NO}_2] = \sqrt{\frac{0,4^2 \cdot 0,2}{12,8}} = 0,05 \text{ моль/л};$$

$$C_0(\text{NO}_2) = 0,05 + 0,4 = 0,45 \text{ моль/л}.$$

ЗАДАЧИ

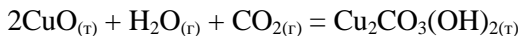
101. Для реакции: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{Br}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(\text{r})}$, запишите з.д.м. для прямой и обратной реакции. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции: а) при изменении температуры от 20 до 80 °C ($\gamma = 2,4$); б) при увеличении концентрации H_2 в 5 раз, а Br_2 в 2 раза.
102. Для реакции: $\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{CH}_4_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})}$, запишите з.д.м. для прямой и обратной реакции. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции: а) при изменении температуры от 283 до 298 К ($\gamma = 2,5$); б) при увеличении концентрации CH_3CHO в 2 раза.

103. Для реакции: $2\text{NO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{N}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$, запишите з.д.м. для прямой и обратной реакции. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции: а) при изменении температуры от 293 до 318 К ($\gamma = 3,5$); б) при увеличении концентрации $\text{NO}_{(г)}$ в 3 раза, а H_2 в 4 раза.
104. Для реакции: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, запишите з.д.м. для прямой и обратной реакции. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции: а) при изменении температуры от 303 до 338 К ($\gamma = 2,2$); б) при увеличении концентрации NO в 4 раза, а O_2 в 5 раз.
105. Для реакции: $\text{C}_2\text{Cl}_{4(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{C}_2\text{Cl}_{6(г)}$, запишите з.д.м. для прямой и обратной реакции. Определите, во сколько раз изменится скорость реакции: а) при изменении температуры от 313 до 358 К ($\gamma = 3,2$); б) при увеличении концентрации C_2Cl_4 в 5 раз, а Cl_2 в 2 раза.
106. В начальный момент протекания реакции $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = 2\text{NH}_{3(г)}$ концентрации были равны (моль/л): $C_0(\text{N}_2) = 1,2$, $C_0(\text{H}_2) = 2,2$ и $C_0(\text{NH}_3) = 0$. Чему равны концентрации азота и водорода в момент достижения концентрации аммиака 0,4 моль/л? Во сколько раз изменилась скорость прямой реакции?
107. Реакция протекает по уравнению:



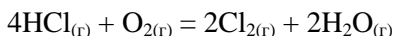
Начальная концентрация оксида серы (VI) составляла 0,8 моль/л. Константа скорости прямой реакции равна 0,03, определите скорость прямой реакции в тот момент, когда в системе останется 50 % оксида серы (VI).

108. Константа скорости прямой реакции:



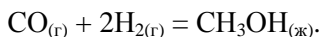
равна 0,06. Начальные концентрации реагентов (моль/л): $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,4$, $C_0(\text{CO}_2) = 0,6$. В результате реакции концентрация воды уменьшилась в 8 раз. Во сколько раз изменилась при этом скорость прямой реакции?

109. В гомогенной реакции окисления хлороводорода:



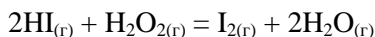
начальные концентрации веществ составляли (моль/л):
 $C_0(\text{HCl}) = 0,4$, $C_0(\text{O}_2) = 1,2$. Определите скорость прямой реакции в момент времени, когда осталось 0,2 моль/л кислорода.

110. Образование метилового спирта протекает по уравнению:



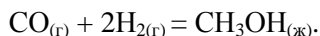
Начальные концентрации реагентов составляли (моль/л):
 $C_0(\text{CO}) = 0,4$, $C_0(\text{H}_2) = 0,7$. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции к моменту времени, когда прореагирует 0,4 моль/л водорода?

111. Константа скорости гомогенной реакции:



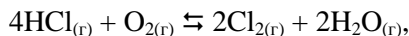
равна 2×10^{-3} . Во сколько раз изменится скорость прямой реакции к тому моменту, когда в реакционной смеси останется 20 % йодоводорода, если начальные концентрации реагентов были равны: $C_0(\text{HI}) = 0,7 \text{ M}$, $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ M}$? Рассчитайте концентрации продуктов в этот момент.

112. Реакция протекает по уравнению:



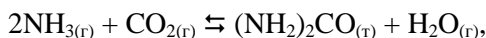
Начальная концентрация оксида углерода равна 1,0 моль/л, водорода – 1,2 моль/л. Константа скорости прямой реакции равна 0,5. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент времени и в тот момент, когда в системе останется 40 % водорода.

113. Рассчитайте K_c реакции:



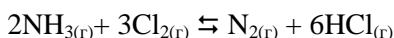
если $C_0(\text{HCl}) = 0,6$ моль/л, $C_0(\text{O}_2) = 0,3$ моль/л, а к моменту равновесия в реакционной смеси осталось 0,2 моль/л HCl .

114. Рассчитайте K_c реакции:



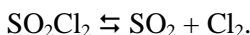
если равновесие установилось, когда прореагировало 60 % CO_2 , а $C_0(\text{CO}_2) = 6$ моль/л, $C_0(\text{NH}_3) = 4$ моль/л.

115. Равновесие в реакции:



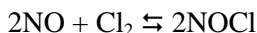
установилось в момент, когда в реакционной смеси образовалось 6 моль/л HCl . Рассчитайте K_c , если $C_0(\text{NH}_3) = 3$ моль/л, $C_0(\text{Cl}_2) = 5$ моль/л.

116. При некоторой температуре из 2 молей SO_2Cl_2 , находящегося в закрытом сосуде емкостью 10 л, разлагается 1 моль по реакции:



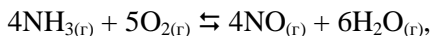
Определите константу равновесия K_c при этой температуре.

117. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе



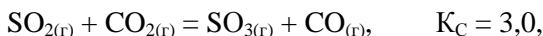
равны соответственно 0,5 моль/л и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия K_c , если к моменту наступления равновесия прореагировало 40 % хлора.

118. Рассчитайте K_c реакции:



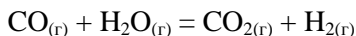
если равновесие установилось, когда концентрация NH_3 в реакторе уменьшилась на 2 моль/л; $C_0(\text{NH}_3) = 6$ моль/л, $C_0(\text{O}_2) = 8$ моль/л.

119. Рассчитайте равновесные концентрации участвующих в реакции веществ:



если начальные концентрации реагентов равны 0,5 моль/л.

120. Для обратимой гомогенной реакции



по ее константе равновесия ($K_C = 2,0$) и одинаковым начальным концентрациям исходных веществ (1 моль/л) рассчитайте равновесные концентрации всех компонентов газовой смеси.

2. КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

2.1. Способы выражения концентрации растворов

Растворы – это гомогенные (однофазные) системы переменного состава. **Концентрация** – это величина, выражающая содержание растворенного вещества в растворе. Существует несколько способов выражения концентрации растворов:

массовая доля вещества

$$\omega(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{p-ра})} \cdot 100 \%, \text{ в } \%;$$

молярная концентрация

$$C(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{V(\text{p-ра})}, \text{ моль/л};$$

молярная концентрация эквивалентов

$$C_{\text{эк}}(\text{B}) = \frac{n_{\text{эк}}(\text{B})}{V(\text{p-ра})}, \text{ моль-эк/л};$$

моляльная концентрация

$$C_m(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/кг};$$

молярная доля компонента

$$X(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{n(\text{B}) + n(\text{H}_2\text{O})}.$$

Пример 4. В 190 г воды растворили 10 г CaSO_4 . Определите: а) массовую долю растворенного вещества $\omega(\text{CaSO}_4)$; б) молярную концентрацию раствора $C_m(\text{CaSO}_4)$.

Решение.

а) расчет массовой доли растворенного вещества

$$\omega(\text{CaSO}_4) = \frac{m(\text{CaSO}_4)}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%; \quad (10)$$

$$m_{(\text{р-ра})} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CaSO}_4); \quad (11)$$

$$\omega(\text{CaSO}_4) = \frac{10}{(190 + 10)} \cdot 100 \% = 5 \%$$

б) расчет молярной концентрации раствора

$$C_m(\text{CaSO}_4) = \frac{n(\text{CaSO}_4)}{m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/кг}; \quad (12)$$

$$n(\text{CaSO}_4) = \frac{m(\text{CaSO}_4)}{M(\text{CaSO}_4)} \text{ моль}; \quad M(\text{CaSO}_4) = 136 \text{ г/моль}.$$

Масса растворителя (воды) должна быть выражена в кг:

$$C_m(\text{CaSO}_4) = \frac{m(\text{CaSO}_4)}{M(\text{CaSO}_4) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10}{136 \cdot 0,190} = 0,39 \text{ моль/кг}.$$

Пример 5. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов MnCl_2 , если в 200 см³ раствора содержится 2,52 г MnCl_2 .

Решение.

а) расчет молярной концентрации раствора MnCl_2 :

$$C(\text{MnCl}_2) = \frac{n(\text{MnCl}_2)}{V(\text{р-ра})}, \text{ моль/л}; \quad (13)$$

$$C(\text{MnCl}_2) = \frac{m(\text{MnCl}_2)}{M(\text{MnCl}_2) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{2,52}{126 \cdot 0,2} = 0,1, \text{ моль/л}.$$

б) расчет молярной концентрации эквивалентов раствора MnCl_2 :

Способ I

$$C_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2) = \frac{n_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2)}{V(\text{p-ра})}, \text{ моль-эк/л}; \quad (14)$$

$$n_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2) = \frac{m(\text{MnCl}_2)}{M_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2)}, \text{ моль-эк.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2) = \frac{M(\text{MnCl}_2)}{Z(\text{MnCl}_2)}, \text{ г/моль } Z(\text{MnCl}_2) = 2;$$

$$C_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2) = \frac{m(\text{MnCl}_2) \cdot Z(\text{MnCl}_2)}{M(\text{MnCl}_2) \cdot V(\text{p-ра})} = \frac{2,52 \cdot 2}{126 \cdot 0,2} = 0,2 \text{ моль-эк/л.}$$

Способ II

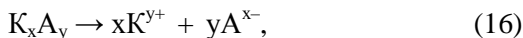
Если известна $C(\text{MnCl}_2)$, то

$$C_{\text{эк}}(\text{MnCl}_2) = C(\text{MnCl}_2) \cdot Z(\text{MnCl}_2) = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ моль-эк/л.} \quad (15)$$

2.2. Водные растворы электролитов

Кислоты, основания и соли называют электролитами, так как при растворении они частично (слабые электролиты) или полностью (сильные электролиты) диссоциируют, вследствие чего растворы электролитов проводят электрический ток.

Схема диссоциации сильного электролита:



где $K_x A_y$ – формула электролита; K^{y+} – катион; A^{x-} – анион.

Процесс диссоциации слабых электролитов характеризуется константой электролитической диссоциации – K_d . Например, для диссоциации слабой кислоты: $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$.

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}, \quad (17)$$

где $[H^+]$, $[CN^-]$ и $[HCN]$ – равновесные концентрации катионов, анионов и молекул электролита в растворе, моль/л.

Состояние электролита в растворе характеризует также **степень электролитической диссоциации**:

$$\alpha = \frac{C_d}{C_o}, \quad (18)$$

где C_d – концентрация распавшегося (продиссоциировавшего) на ионы электролита, моль/л;

C_o – исходная концентрация растворенного электролита, моль/л.

Между K_d и α для разбавленных растворов электролитов существует зависимость, названная законом разбавления Оствальда:

$$K_d = C(B) \cdot \alpha^2, \quad (19)$$

где $C(B)$ – молярная концентрация раствора электролита, моль/л.

Вода является слабым электролитом. В чистой воде помимо молекул H_2O содержатся гидроксид-ионы OH^- и катионы водорода H^+ вследствие протекающей реакции диссоциации, схему которой выражают уравнением:



В воде, а также водных растворах разбавленных электролитов **произведение концентраций ионов H^+ и OH^- есть величина постоянная и при 25 °С равная 10^{-14} и называется ионным произведением воды K_w** :

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}, \quad (21)$$

где $[H^+]$, $[OH^-]$ – равновесные концентрации ионов H^+ и OH^- , моль/л.

В зависимости от соотношения концентраций ионов H^+ и OH^- водные растворы электролитов могут быть:

- нейтральными, если $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л;
- кислыми, если $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л;
- щелочными, если $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л.

Содержание H^+ и OH^- , т.е. кислотность среды, выражают также через водородный (рН) и гидроксильный (рОН) показатели:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \quad \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]. \quad (22)$$

В чистой воде: $\text{pH} = \text{pOH} = 7$. Для водных растворов электролитов выполняется соотношение:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14. \quad (23)$$

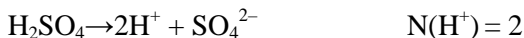
Так как концентрации ионов H^+ и OH^- связаны между собой уравнением (21), то, зная концентрацию одного из ионов, можно вычислить концентрацию другого, а также рН и рОН растворов.

Концентрацию любого иона C_i в растворе можно вычислить, если известна молярная концентрация раствора $\text{C}(\text{B})$ и степень диссоциации электролита α :

$$\text{C}_i = \text{C}(\text{B}) \cdot \alpha \cdot \text{N}_i, \text{ моль/л}, \quad (24)$$

где N_i – число ионов данного сорта, образующихся при диссоциации одной молекулы электролита.

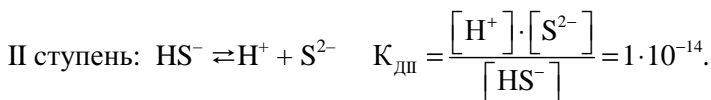
Так для сильных электролитов:



При решении задач следует иметь в виду, что слабые электролиты диссоциируют обратимо:



Кроме того, слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Так как $K_{\text{дI}} > K_{\text{дII}}$, то при расчете $[\text{H}^+]$ или pH учитывают только первую ступень диссоциации.

Пример 6. Вычислите $[\text{H}^+]$, pH и pOH 0,2M раствора HNO_2 .

$$K_{\text{д}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$$

Решение. Диссоциация азотистой кислоты протекает по уравнению:



Концентрация ионов водорода в растворе равна:

$[\text{H}^+] = C \cdot \alpha \cdot N_{\text{H}^+}$, моль/л, по условию $C = 0,2$ моль/л.

Зная $K_{\text{д}}(\text{HNO}_2)$, рассчитаем α :

$$K_{\text{д}} = C \cdot \alpha^2 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,2}} = 0,14.$$

Отсюда: $[\text{H}^+] = 0,2 \cdot 0,14 \cdot 1 = 0,028 = 2,8 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Рассчитаем pH и pOH раствора:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 2,8 \cdot 10^{-2} = 1,55;$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1,55 = 12,45.$$

Пример 7. В 800 мл раствора содержится 0,3 г $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Определите pH этого раствора.

Решение. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ сильный электролит. Его диссоциация протекает по уравнению: $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$, $N(\text{OH}^-) = 2$.

Рассчитаем молярную концентрацию раствора:

$$C(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{n(\text{Ba}(\text{OH})_2)}{V} = \frac{m(\text{Ba}(\text{OH})_2)}{M(\text{Ba}(\text{OH})_2) \cdot V} = \frac{0,3}{308 \cdot 0,8} = 0,0012 \text{ моль/л.}$$

Зная $C(\text{Ba}(\text{OH})_2)$, рассчитаем концентрацию OH^- и pOH :

$$[\text{OH}^-] = C \cdot \alpha \cdot N_{\text{OH}^-} = 0,0012 \cdot 1 \cdot 2 = 0,0024 = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 2,4 \cdot 10^{-3} = 2,62.$$

Отсюда $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,62 = 11,38$.

ЗАДАЧИ

121. 50 г гидроксида натрия растворили в 450 г воды. Определите $\omega(\text{B})$, $C(\text{B})$, $C_{\text{эк}}(\text{B})$, $C_{\text{м}}(\text{B})$, $X(\text{B})$ в полученном растворе NaOH ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,02 \text{ г/см}^3$).
122. В 2000 г воды растворили 0,5 моль NaCl . Рассчитайте $\omega(\text{B})$, $C(\text{B})$, $C_{\text{эк}}(\text{B})$, $X(\text{B})$ в полученном в растворе ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/см}^3$).
123. В 500 г воды растворили 2,24 л газообразного HCl (н.у.). Определите $\omega(\text{B})$, $C(\text{B})$, $C_{\text{м}}(\text{B})$, $X(\text{B})$ в растворе ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,0 \text{ г/см}^3$).
124. Смешали 250 мл воды и 100 г H_2SO_4 . Определите $\omega(\text{B})$, $C(\text{B})$, $C_{\text{эк}}(\text{B})$, $C_{\text{м}}(\text{B})$ в полученном растворе ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,3 \text{ г/см}^3$).
125. В 1000 г воды растворили 5 моль AlCl_3 . Рассчитайте $\omega(\text{B})$, $C(\text{B})$, $C_{\text{эк}}(\text{B})$, $C_{\text{м}}(\text{B})$ в растворе ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,2 \text{ г/см}^3$).
126. В 2 л раствора содержится 100 моль воды и 5 моль NaCl ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/см}^3$). Определите $C(\text{B})$, $C_{\text{эк}}(\text{B})$, $C_{\text{м}}(\text{B})$, $X(\text{B})$ в полученном растворе.
127. Для приготовления 500 мл раствора было использовано 100 г гидроксида калия и 450 мл воды. Рассчитайте $\omega(\text{B})$, $C(\text{B})$, $C_{\text{м}}(\text{B})$, $X(\text{B})$ в полученном растворе ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,05 \text{ г/см}^3$).
128. В 100 г воды растворили 25 г ZnSO_4 и получили раствор с плотностью $1,2 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте $C(\text{ZnSO}_4)$, $C_{\text{эк}}(\text{ZnSO}_4)$, $C_{\text{м}}(\text{ZnSO}_4)$, $\omega(\text{ZnSO}_4)$, $X(\text{ZnSO}_4)$.
129. Определите $C(\text{FeSO}_4)$, $C_{\text{эк}}(\text{FeSO}_4)$, $C_{\text{м}}(\text{FeSO}_4)$ раствора FeSO_4 с массовой долей 10 %, если его плотность $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$.

130. В трех литрах раствора содержится 5,64 г HNO_2 , плотность раствора $\rho_{\text{р-ра}} = 1,0 \text{ г/см}^3$, $\alpha(\text{HNO}_2) = 10 \%$. Определите pH раствора.
131. 2 л раствора содержат 49 г H_2SO_4 . Определите pH этого раствора, если степень диссоциации $\alpha = 80 \%$.
132. Вычислите pH раствора NH_4OH с молярной концентрацией 0,1 моль/л, если $K_{\text{д}} = 2,10^{-5}$.
133. Вычислите pH раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ с молярной концентрацией 0,1 моль/л, если степень диссоциации $\alpha = 100 \%$.
134. В 2 л воды растворили 20 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Рассчитайте pH раствора, если степень диссоциации $\alpha = 90 \%$.
135. Вычислите pH раствора серной кислоты с массовой долей 10 %, если $\rho_{\text{р-ра}} = 1,06 \text{ г/см}^3$, $\alpha = 90 \%$.
136. Рассчитайте α и pH в растворе уксусной кислоты CH_3COOH с молярной концентрацией 0,1 моль/л, если $\rho_{\text{р-ра}} = 1,0 \text{ г/см}^3$, $K_{\text{д}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$.
137. 1 л раствора содержит 0,002 г NaOH . Определите pH этого раствора, если степень диссоциации $\alpha = 100 \%$.
138. В 2 л воды растворено 2,24 л (н.у.) газообразного сероводорода H_2S . Вычислите pH раствора, если константа диссоциации по первой ступени $K_{\text{д1}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$, $\rho_{\text{р-ра}} = 1,0 \text{ г/см}^3$.
139. 2 л раствора содержат 10 г H_2SO_4 . Определите pH этого раствора, считая $\alpha = 1$.
140. Вычислите pH раствора гидроксида натрия с массовой долей $\omega = 1 \%$. Диссоциацию считать полной, $\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/см}^3$.

3. ЭЛЕКТРОДЫ И ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Электрод – это гетерогенная система из двух находящихся в контакте проводников – электронного (металлы, графит – проводники I рода) и ионного (раствор или расплав электролита – проводники II рода).

3.1. Ионно-металлический электрод

Ионно-металлический электрод – это металл (Me), погруженный в раствор, содержащий катионы этого металла (Me^{z+}).

Схема ионно-металлического электрода:



где вертикальная черта обозначает поверхность раздела фаз металл-раствор; $\text{C}(\text{Me}^{z+})$, $\text{C}(\text{MeX})$ – молярная концентрация катионов или соли данного металла в растворе, соответственно, моль/л.

При погружении металлической пластинки в раствор ее соли (электролита) между ними начинается взаимодействие, зависящее от свойств металла.

Активные металлы. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений от Li до H_2 , переходят в раствор:



Избыток электронов заряжает поверхность металлической пластинки отрицательно, а выходящие в раствор катионы металла гидратируются полярными молекулами воды и заряжают граничащий с пластинкой слой раствора положительно.

Неактивные металлы. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений после водорода, подходят к поверхности металла и восстанавливаются:



В результате этого пластина металла заряжается положительно и притягивает к себе отрицательно заряженные анионы раствора. Поэтому прилегающий к пластине слой раствора заряжается отрицательно.

В результате взаимодействия на границе раздела фаз возникает *двойной электрический слой* (ДЭС) – электрод-электролит пространственное распределение положительных и отрицательных зарядов на металле и в растворе, и соответствующий ему *скачок потенциала или потенциал*. Он препятствует протеканию прямых процессов (26), (27), но делает возможным протекание соответствующих обратных процессов и на границе раздела фаз независимо от активности металла устанавливается *динамическое равновесие*:



и соответствующий ему равновесный потенциал ионно-металлического электрода $\varphi_p(\text{Me}^{z+}/\text{Me})$, который можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\varphi(\text{Me}^{z+}/\text{Me}) = \varphi^0(\text{Me}^{z+}/\text{Me}) + \frac{0,059}{z} \lg C(\text{Me}^{z+}), \text{ при } T = 298 \text{ К}, \quad (29)$$

где z – число электронов, принимающих участие в динамическом равновесии, определяемое зарядом катиона; $\varphi^0(\text{Me}^{z+}/\text{Me})$ – стандартный потенциал ионно-металлического электрода в растворе с $C(\text{Me}^{z+}) = 1$ моль/л при $T = 298 \text{ К}$ (значения приводятся в справочниках).

Абсолютное значение электродного потенциала экспериментально определить невозможно. Его измеряют относительно потенциала другого электрода, потенциал которого условно принят за нуль, например, относительно потенциала стандартного водородного электрода.

Рассчитать потенциал электрода можно, если известна концентрация катионов в растворе. Концентрацию любого иона C_i в растворе вычисляют по уравнению (24).

Пример 8. Электрод образован погружением серебряной пластины в раствор нитрата серебра, в 5 л которого содержится 54,4 г AgNO_3 . Рассчитайте потенциал серебряного электрода, составьте его схему и напишите уравнение равновесия на нем.

Решение. По уравнению Нернста равновесный потенциал серебряного электрода при 298 К равен:

$$\varphi(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = \varphi^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{0,059}{z} \lg C(\text{Ag}^+), \quad \varphi^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 \text{ В.}$$

Рассчитываем молярную концентрацию нитрата серебра

$$C(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3) \cdot V}, \text{ моль/л;}$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,8 \text{ г/моль}, \quad C(\text{AgNO}_3) = \frac{54,4}{169,8 \cdot 5} = 0,064 \text{ моль.}$$

Из уравнения диссоциации нитрата серебра



находим: $N(\text{Ag}^+) = 1$, $Z(\text{Ag}^+) = 1$. Учитывая, что AgNO_3 – сильный электролит и $\alpha(\text{AgNO}_3) = 1$, получаем:

$$\begin{aligned} C(\text{Ag}^+) &= C(\text{AgNO}_3) \cdot \alpha(\text{AgNO}_3) \cdot N(\text{Ag}^+) = C(\text{AgNO}_3) \cdot 1 \cdot 1 = \\ &= C(\text{AgNO}_3). \end{aligned}$$

$$\varphi(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,799 + \frac{0,059}{1} \lg 0,064 = 0,723 \text{ В.}$$

Схема электрода: $\text{Ag} \mid \text{Ag}^+ (0,064 \text{ М})$.

Равновесие на границе раздела фаз: $\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag}$.

3.2. Газовые электроды

Газовые электроды состоят из металлического проводника (чаще всего платины), контактирующего одновременно с газом и электролитом.

Металлический проводник не принимает участия в электродной реакции, а служит для передачи электронов от газа к ионам в растворе и наоборот.

Водородный электрод – это платиновая пластина, покрытая слоем мелкозернистой платины – платиновой чернью, погруженная в раствор с определенным значением рН, и газообразный водород (H₂), омывающий пластину в виде пузырьков.

На границе раздела фаз Pt, H₂ | раствор в зависимости от рН раствора устанавливается равновесие:

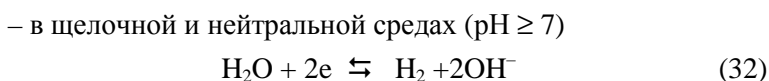
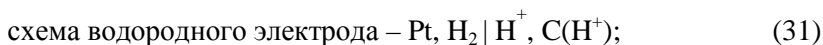
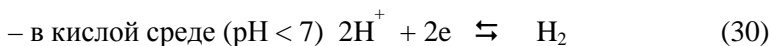


схема водородного электрода – Pt, H₂ | OH⁻, C(OH⁻).

Величина потенциала водородного электрода φ(H₂) зависит от рН раствора и при T = 298 К определяется:

$$\varphi(\text{H}_2) = - 0,059 \text{ рН}. \quad (33)$$

Кислородный электрод – это металл, соприкасающийся с ним электролит с определенным значением рН и газообразный кислород, омывающий металл в виде пузырьков.

На границе раздела фаз Pt, O₂ | раствор в зависимости от рН раствора устанавливается равновесие:

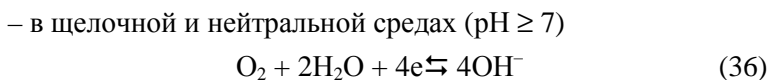
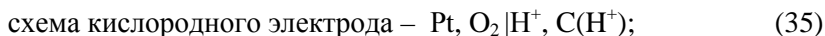
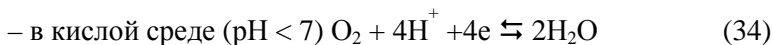


схема кислородного электрода – Pt, O₂ | OH⁻, C(OH⁻). (37)

Величина потенциала кислородного электрода φ(O₂) при максимальной растворимости кислорода в воде равной C(O₂)= 2,6·10⁻⁴ моль/л при T = 298 К, и рассчитывается по уравнению:

$$\varphi(\text{O}_2) = 1,23 - 0,059 \text{ рН}. \quad (38)$$

Пример 9. Рассчитайте потенциалы кислородного и водородного электродов в 0,1 М растворе угольной кислоты при $T = 298 \text{ K}$, если $K_{д1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,45 \cdot 10^{-7}$. Напишите уравнения равновесия на электродах в этом растворе.

Решение. $\varphi(\text{H}_2) = -0,059 \text{ pH}$; $\varphi(\text{O}_2) = 1,23 - 0,059 \text{ pH}$.

Решение сводится к определению $C(\text{H}^+)$ в растворе.

Угольная кислота слабая и диссоциирует в основном по первой ступени, поэтому учитываем $K_{д1}$ кислоты по первой ступени:



$$\begin{aligned} C(\text{H}^+) &= \sqrt{K_{д1}(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot C(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \sqrt{4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 0,1} = \\ &= 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Тогда $\text{pH} = -\lg 2,1 \cdot 10^{-4} = -[\lg 2,1 + \lg 10^{-4}] = -[0,32 - 4] = 3,68$,

$\varphi(\text{H}_2) = -0,059 \cdot 3,68 = -0,217 \text{ В}$,

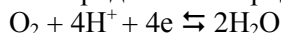
$\varphi(\text{O}_2) = 1,23 - 0,059 \cdot 3,68 = 1,013 \text{ В}$.

Равновесия на границах раздела фаз:

Водородный электрод



Кислородный электрод



3.3. Гальванический элемент

Гальванический элемент – химический источник тока, представляет собой устройство, состоящее из двух электродов, в котором электрическая энергия вырабатывается за счет изменения свободной энергии химической реакции, протекающей в нем.

Два металла, погруженные в растворы их солей, соединенные между собой электролитическим ключом, образуют гальванический элемент. Схематически такой элемент изображается:



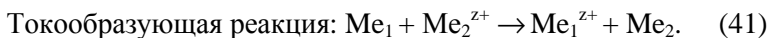
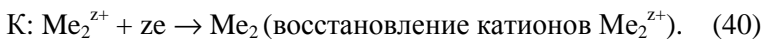
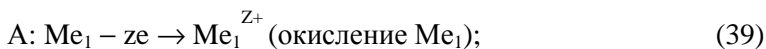
где две вертикальные черты означают границу раздела между электродами, одна – границу раздела фаз в электродах.

Если $\varphi(\text{Me}_1^{z+}/\text{Me}_1) < \varphi(\text{Me}_2^{z+}/\text{Me}_2)$, то при соединении пластин Me_1 и Me_2 между собой металлическим проводником элект-

троны по этому проводнику самопроизвольно перейдут от электрода с меньшим потенциалом (Me_1) к электроду с большим потенциалом (Me_2). За счет этого перехода произойдет процесс окисления Me_1 с переходом в раствор катионов Me_1^{z+} и процесс восстановления катионов Me_2^{z+} из раствора на Me_2 . *Процесс окисления называется **анодным**, а электрод, на котором он происходит, **анодом (А)**; процесс восстановления называется **катодным**, а электрод, на котором он происходит, **катодом (К)**.*

В схеме гальванического элемента анод принято записывать слева, катод – справа.

Процессы, протекающие в гальваническом элементе, записываются:



Токообразующая реакция получается суммированием катодного (39) и анодного (40) процессов с учетом того, что число электронов в этих процессах должно быть одинаково.

Итак, причина возникновения электрического тока в гальваническом элементе – это разность потенциалов электродов, за счет которой совершается электрическая работа (W_3):

$$W_3 = zFE_{гэ}, \quad (42)$$

где $E_{гэ}$ – электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента, В; z – число электронов суммарного процесса, протекающего в ГЭ; $F = 96500$ Кл/моль-эк – постоянная Фарадея.

ЭДС элемента – максимальная разность потенциалов, которая может быть получена при работе гальванического элемента.

$$E_{гэ} = \varphi_K - \varphi_A, \quad (43)$$

где φ_K , φ_A – равновесные потенциалы катода и анода элемента, В.

С другой стороны, максимальная полезная работа (W_r), которую совершает система при постоянном давлении, равна изменению энергии Гиббса токообразующей реакции (44):

$$W_r = -\Delta G_r. \quad (45)$$

Так как $W_3 = W_r$, то, сравнивая (42) и (45), получаем:

$$E_{г3} = -\frac{\Delta G_r^0}{zF}. \quad (46)$$

Условие самопроизвольного протекания процесса $\Delta G_r < 0$. Отсюда *термодинамическое условие работы гальванического элемента*:

$$E_{г3} > 0 \text{ или } \varphi_k > \varphi_a. \quad (47)$$

При стандартных условиях (с.у.)

$$E_{г3}^0 = \varphi_k^0 - \varphi_a^0, \quad (48)$$

$$W_r^0 = -\Delta G_r^0,$$

$$\Delta G_r^0 = \Delta G_f^0(\text{Me}_1^{z+}) - \Delta G_f^0(\text{Me}_2^{z+}), \text{ Дж,}$$

где $\Delta G_f^0(\text{Me}_1^{z+})$, $\Delta G_f^0(\text{Me}_2^{z+})$ – стандартная энергия Гиббса образования соответствующих ионов, Дж/моль (значения ΔG_f^0 приводятся в термодинамических справочниках).

Пример 10. К аноду Ni |Ni²⁺ (0,001 М), Т = 298 К подберите катод. Составьте схему гальванического элемента из этих электродов. Напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции, рассчитайте $E_{г3}$.

Решение. Рассчитаем $\varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})$:

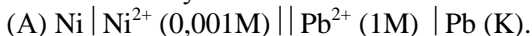
$$\varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = \varphi^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) + \frac{0,059}{z} \lg C(\text{Ni}^{2+}),$$

$$\varphi^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ В, } z = 2,$$

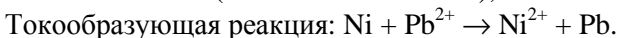
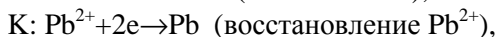
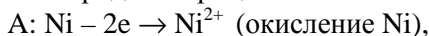
$$\varphi(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg 0,001 = -0,338 \text{ В.}$$

Поскольку $\varphi_k > \varphi_a$, т.е. $\varphi_k > -0,338$ В, пользуясь рядом напряжений металлов, выбираем металл, удовлетворяющий данным условиям, например свинец: $\varphi_k^0 (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126$ В.

Составляем схему ГЭ:



Электродные процессы:



$$E_{\text{ГЭ}} = \varphi_k - \varphi_a = \varphi^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) - \varphi^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,126 + 0,338 = 0,212 \text{ В}.$$

ЗАДАЧИ

141. При какой концентрации ионов Zn^{2+} (в моль/л) потенциал цинкового электрода будет на 0,02 В меньше его стандартного электродного потенциала.
142. Потенциал серебряного электрода в растворе AgNO_3 оставил 20 % от величины его стандартного электродного потенциала. Чему равна молярная концентрация ионов Ag^+ ?
143. Рассчитайте равновесный потенциал железного электрода при 25 °С в растворе, в 500 см³ которого содержится 70 г FeCl_3 , $\alpha(\text{FeCl}_3) = 80$ %. Напишите уравнение равновесия на границе раздела фаз.
144. Цинковый электрод помещен в раствор ZnSO_4 , $C(\text{ZnSO}_4) = 0,1$ моль/л, $\alpha(\text{ZnSO}_4) = 80$ %, $t = 25$ °С. Рассчитайте равновесный потенциал электрода. Напишите схему электрода.
145. Вычислите потенциал электрода $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{NaOH}$, ($C = 0,1$ М) при 25 °С. Напишите уравнение равновесия на границе раздела фаз.
146. Вычислите потенциал кислородного электрода при 25 °С в растворе, в двух литрах которого содержится 0,365 г HCl . Напишите уравнение равновесия на границе раздела фаз и схему электрода.

147. Рассчитайте потенциал кислородного электрода в растворе азотной кислоты, $C(\text{HNO}_3) = 0,01 \text{ M}$ при $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$. Напишите уравнение равновесия на границе раздела фаз и схему электрода.
148. В раствор, содержащий 50 г AlCl_3 в 300 г воды ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$), погружен алюминий. Рассчитайте потенциал алюминиевого электрода в растворе ($T = 298 \text{ K}$). Составьте схему двойного электрического слоя и напишите уравнение динамического равновесия на электроде.
149. Рассчитайте потенциал водородного электрода при 298 K в 0,01 M растворе серной кислоты, $\alpha(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \%$. Напишите уравнение равновесия на границе раздела фаз и схему электрода.
150. Вычислите ЭДС гальванического элемента при $T = 298 \text{ K}$:
 (A) $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 (0,01 \text{ M}) || \text{AgNO}_3 (0,001 \text{ M}) | \text{Ag} (\text{K})$.
 Напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции.
151. Гальванический элемент состоит из двух водородных электродов в растворах соляной кислоты: $C_1(\text{HCl}) = 0,5 \text{ M}$, $\alpha_1 = 90 \%$, $C_2(\text{HCl}) = 0,001 \text{ M}$, $\alpha_2 = 100 \%$. Рассчитайте ЭДС этого элемента при $T = 298 \text{ K}$, напишите уравнения электродных процессов. Составьте схему Г.Э.
152. Анод в гальваническом элементе образован погружением Co -пластины в раствор с $C(\text{Co}^{2+}) = 0,01 \text{ M}$, $T = 298 \text{ K}$. Подберите к этому аноду катод, составьте схему Г.Э. из этих электродов; напишите уравнения электродных и токообразующего процессов. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента.
153. К катоду $\text{Al} | \text{Al}^{3+}(10^{-2} \text{ M})$, $T = 298 \text{ K}$ подберите анод, составьте схему Г.Э. из этих электродов и рассчитайте ЭДС элемента; напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции.

154. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из двух электродов: $\text{Co}|\text{Co}^{2+}(0,01\text{M})$ и $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}(0,01\text{M})$ при $T = 298\text{ K}$. Составьте схему Г.Э. из этих электродов. Напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции.
155. Концентрационный Г.Э. составлен из двух никелевых электродов, погруженных в растворы NiSO_4 с концентрациями: $C_1(\text{NiSO}_4) = 0,1\text{ M}$, $C_2(\text{NiSO}_4) = 0,0005\text{ M}$. Рассчитайте $E_{\text{ГЭ}}$ при $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$, напишите уравнения электродных процессов; составьте схему Г.Э.
156. К аноду $\text{In}|\text{In}^{3+}(0,02\text{ M})$ подберите катод. Составьте схему Г.Э. из этих электродов. Напишите уравнения катодного, анодного и токообразующих процессов в Г.Э. Рассчитайте $E_{\text{ГЭ}}$ при $T = 298\text{ K}$. $\varphi^0(\text{In}^{3+}/\text{In}) = 0,343\text{ V}$.
157. К катоду $\text{Co}|\text{Co}^{2+}(0,05\text{ M})$ подберите анод; составьте схему Г.Э. из этих электродов. Напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции в полученном Г.Э. Рассчитайте $E_{\text{ГЭ}}$ при $T = 298\text{ K}$.
158. При $T = 298\text{ K}$ вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из хромового электрода, погруженного в раствор CrCl_3 с $C(\text{CrCl}_3) = 0,01\text{ M}$ и никелевого электрода в 1 M растворе NiCl_2 , $\alpha(\text{NiCl}_2) = 90\%$. Составьте схему Г.Э., напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции.
159. Рассчитайте ЭДС концентрационного гальванического элемента, составленного из двух кислородных электродов в растворах серной кислоты с концентрациями $C_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1\text{ M}$, $\alpha(\text{H}_2\text{SO}_4) = 80\%$ и $C_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,001\text{ M}$. $T = 298\text{ K}$. Составьте схему Г.Э., напишите уравнения электродных процессов.
160. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, составленного из двух железных электродов, погруженных в растворы солей двухвалентного сульфата железа, причем концентрация ионов железа в первом растворе $0,1$ и во втором $0,01$ моль/л.

СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Электроды	Реакция	$\varphi^\circ(\text{В})$
$\text{Li}^+ \text{Li}$	$\text{Li} + e \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,04
$\text{K}^+ \text{K}$	$\text{K}^+ + e \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
$\text{Rb}^+ \text{Rb}$	$\text{Rb}^+ + e \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,925
$\text{Cs}^+ \text{Cs}$	$\text{Cs}^+ + e \rightleftharpoons \text{Cs}$	-2,922
$\text{Ca}^{2+} \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na}^{1+} \text{Na}$	$\text{Na}^{1+} + e \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,713
$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,38
$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,18
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,7
$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,402
$\text{Co}^{2+} \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,27
$\text{Ni}^{2+} \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,23
$\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{H}^+ \text{H}$	$\text{H}^+ + 1e \rightleftharpoons \text{H}$	0,000
$\text{Sb}^{3+} \text{Sb}$	$\text{Sb}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Sb}$	+0,20
$\text{Bi}^{3+} \text{Bi}$	$\text{Bi}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Bi}$	+0,23
$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$	+2,337
$\text{Cu}^+ \text{Cu}$	$\text{Cu}^+ + e \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,52
$\text{Hg}^{2+} \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,799
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons \text{Ag}$	+1,2
$\text{Pt}^{2+} \text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,2
$\text{Au}^+ \text{Au}$	$\text{Au}^+ + e \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,68

Составители

Марина Леонидовна Косинова
Андрей Михайлович Даниленко
Сергей Викторович Сысоев

ХИМИЯ

Методические указания
по выполнению контрольной работы № 2
для студентов направления 271101.65
«Строительство уникальных зданий и сооружений»
заочной формы обучения

Редактор Н.Б. Литвинова

Санитарно-эпидемиологическое заключение
№ 54.НС.05.953.П.006252.06.06 от 26.06.2006 г.
Подписано к печати 25.10.2013. Формат 60x84 1/16 д.л.
Гарнитура Таймс. Бумага офсетная. Ризография.
Объем 2,0 п.л. Тираж 100 экз. Заказ №

Новосибирский государственный архитектурно-строительный
университет (Сибстрин)

630008, Новосибирск, ул. Ленинградская, 113

Отпечатано мастерской оперативной полиграфии
НГАСУ (Сибстрин)