

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АРХИТЕКТУРНО-СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (СИБСТРИН)

Кафедра химии

ХИМИЯ

Методические указания
по выполнению контрольной работы № 1
для студентов направления 271101.65
«Строительство уникальных зданий и сооружений»
заочной формы обучения

НОВОСИБИРСК 2013

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

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

Рецензент:

– Л.В. Яковкина, канд. хим. наук,
ст. науч. сотрудник ИНХ СО РАН

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

1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

В процессе изучения курса общей химии студент должен выполнить два контрольных задания. Варианты заданий приведены в таблице на с. 2.

Ответы на контрольные вопросы должны быть краткими, ясными, но не односложными, кратко мотивированными. Исключение составляют случаи, для которых по самому существу вопроса не требуется мотивировки, например, когда требуется написать формулу, составить уравнение реакции и т.п. При решении задач нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Контрольные работы должны быть аккуратно оформлены. Для замечаний надо оставить поля. Условия задач следует писать в том порядке, в каком они указаны в задании. Работа должна быть датирована и подписана студентом.

Контрольная работа отсылается в университет на рецензию.

Если контрольная работа не зачтена, нужно выполнить ее второй раз в соответствии с указаниями рецензента и выслать на повторное рецензирование вместе с незачтенной работой.

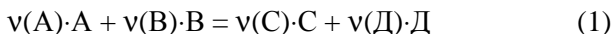
Студент выполняет вариант контрольного задания, обозначенный двумя последними цифрами студенческого билета (шифра). Например, номер студенческого билета 403015, две последние цифры 15, им соответствует вариант контрольного задания 15.

Варианты контрольных заданий

Номер варианта	Номер задач							
	00	1	27	45	47	63	68	84
01	2	21	46	48	64	69	85	88
02	3	22	41	49	65	70	86	89
03	4	23	42	50	66	71	81	90
04	5	24	43	51	61	72	82	91
05	6	25	44	52	62	73	83	92
06	7	26	45	53	63	74	84	93
07	8	27	46	54	64	75	85	94
08	9	28	47	55	65	76	86	95
09	10	29	48	56	66	77	87	96
10	11	30	49	57	67	78	88	97
11	12	31	50	58	68	79	89	98
12	13	33	51	59	69	80	90	99
13	14	34	52	60	70	61	91	100
14	15	35	53	41	71	62	92	81
15	16	36	54	42	72	63	93	82
16	17	37	55	43	73	64	94	83
17	18	38	56	44	74	65	95	84
18	19	39	57	45	75	66	96	85
19	20	40	58	46	76	67	97	86
20	1	21	59	47	77	68	98	87
21	2	22	60	48	78	69	99	88
22	3	23	41	50	79	70	100	89
23	4	24	42	51	80	71	81	91
24	5	25	43	52	61	72	82	92
25	6	26	44	53	62	73	83	93

2. ОБЩИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

При протекании химической реакции



соблюдается **закон сохранения массы веществ**:

$$m(A) + m(B) = m(C) + m(D) \quad (2)$$

и **закон эквивалентов**:

$$\frac{m(A)}{M_{\text{эк}}(A)} = \frac{m(B)}{M_{\text{эк}}(B)} = \frac{m(C)}{M_{\text{эк}}(C)} = \frac{m(D)}{M_{\text{эк}}(D)}. \quad (3)$$

При участии в реакции газообразных веществ (например, А и Д) закон может быть также записан:

$$\frac{V^0(A)}{V_{\text{эк}}^0(A)} = \frac{m(B)}{M_{\text{эк}}(B)} = \frac{m(C)}{M_{\text{эк}}(C)} = \frac{V^0(D)}{V_{\text{эк}}^0(D)}, \quad (4)$$

где $m(A)$, $m(B)$, $m(C)$, $m(D)$ – массы веществ, принимающих участие в реакции, г;

$M_{\text{эк}}(A)$, $M_{\text{эк}}(B)$, $M_{\text{эк}}(C)$, $M_{\text{эк}}(D)$ – молярные массы эквивалентов этих веществ, г/моль;

$V^0(A)$, $V^0(D)$ – объемы газообразных веществ, принимающих участие в реакции, приведенные к нормальным условиям (н.у.: $p = 101$ кПа, $T = 273$ К (0 °С));

$V_{\text{эк}}^0(A)$, $V_{\text{эк}}^0(D)$ – молярные объемы эквивалентов газообразных веществ при н.у., л/моль.

Для любого вещества В:

$$M_{\text{эк}}(B) = \frac{M(B)}{z(B)}; \quad (5)$$

для газов при н.у.:

$$V_{\text{эк}}^0(B) = \frac{V_{\text{м}}^0(B)}{z(B)}, \quad (6)$$

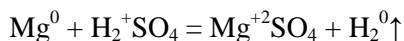
где $M(B)$ – молярная масса вещества B , г/моль;

$V_m^0(B)$ – молярный объем газообразного вещества при н.у.,
равный 22,4 г/моль;

$z(B)$ – число эквивалентности вещества B ($z(B) \geq 1$ и определяется из уравнения химической реакции).

В окислительно-восстановительных процессах $z(B)$ равно числу электронов, которое принимает одна формульная единица (ФЕ) (молекула, атом, ион, радикал) окислителя или отдает 1 ФЕ восстановителя.

Пример 1. Определите $z(Mg)$ и $z(H_2SO_4)$ в реакции взаимодействия магния с серной кислотой:



Решение. Составим электронные уравнения

$Mg - 2e = Mg^{2+}$ $z(Mg) = 2$, так как 1ФЕ(Mg) отдает 2e;

$2H^+ + 2e = H_2$ $z(H_2SO_4) = 2$, так как 1ФЕ(H_2SO_4) через $2H^+$ принимает 2e.

В реакциях обмена $Z(B)$ кислот и оснований равно числу замещенных функциональных групп (H^+ -ионов у кислоты и OH^- -ионов у основания) в 1 ФЕ вещества. Для определения $Z(B)$ в более сложных реакциях учитывается, что для **обменной химической реакции соблюдается условие:**

$$v(A) \cdot z(A) = v(B) \cdot z(B) = v(C) \cdot z(C) = v(D) \cdot z(D). \quad (7)$$

Пример 2. Определите $Z(B)$ и рассчитайте $M_{эк}(Al_2(SO_4)_3)$ в реакции:



Решение. Запишем для реакции условие (7):

$$v(Al_2(SO_4)_3) \cdot Z(Al_2(SO_4)_3) = v(NaOH) \cdot Z(NaOH).$$

Из уравнения реакции: $v(Al_2(SO_4)_3) = 1$, $v(NaOH) = 4$.

Поскольку $Z(NaOH) = 1$, то:

$$Z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{v(\text{NaOH}) \cdot Z(\text{NaOH})}{v(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{4 \cdot 1}{1} = 4;$$

$$M_{\text{эк.}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2\text{SO}_4)_3}{Z(\text{Al}_2\text{SO}_4)_3} = \frac{342}{4} = 85,5 \text{ г/моль.}$$

Если соединения не принимают участие в реакциях, то числа эквивалентности принимают равными максимальным значениям, которые рассчитываются следующим образом:

$$\left. \begin{array}{l} Z(\text{кислоты}) = N(\text{H}^+) \quad Z(\text{основания}) = N(\text{OH}^-) \\ Z(\text{соли}) = N(\text{Me}) \cdot |\text{CO}(\text{Me})| \quad Z(\text{оксида}) = N(\text{O}) \cdot 2 \end{array} \right\}, \quad (8)$$

где $N(\text{H}^+)$ – число H^+ -ионов в 1 ФЭ кислоты;

$N(\text{OH}^-)$ – число OH^- -ионов в 1 ФЭ основания;

$N(\text{Me})$ – число ионов металла в 1 ФЭ соли;

$|\text{CO}(\text{Me})|$ – абсолютное значение степени окисления металла в соли,

$N(\text{O})$ – число атомов кислорода в оксиде.

Например: $Z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3$; $Z(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 3$;

$$Z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = N(\text{Al}) \cdot |\text{CO}(\text{Al})| = 2 \cdot 3 = 6;$$

$$Z(\text{P}_2\text{O}_5) = N(\text{O}) \cdot 2 = 5 \cdot 2 = 10.$$

Для бинарных соединений – $\text{Э}_x\text{B}_y$ (**B = O, S, Cl, Br**) справедливо выражение:

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) + M_{\text{эк}}(\text{B}) = M_{\text{эк}}(\text{Э}_x\text{B}_y). \quad (9)$$

Молярная масса эквивалентов элемента связана с абсолютной величиной степени окисления элемента $|\text{CO}(\text{Э})|$ в соединении соотношением:

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{M(\text{Э})}{|\text{CO}(\text{Э})|}, \quad (10)$$

где $M(\text{Э})$ – молярная масса элемента, численно равная относительной массе элемента, указанной в таблице элементов Д.И. Менделеева, г/моль;

$\text{CO}(\text{Э})$ рассчитывается из условия электронейтральности соединения, которое для вещества типа $\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z$ запишется:

$$x \cdot \text{CO(A)} + y \cdot \text{CO(B)} + z \cdot \text{CO(C)} = 0. \quad (11)$$

В большинстве соединений $\text{CO}(\text{O}_2) = -2$, $\text{CO}(\text{H}) = +1$.

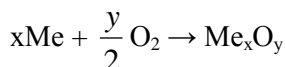
Следует запомнить:

$$M_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 8 \text{ г/моль}; V_{\text{эк}}^0(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2) = 1 \text{ г/моль}; V_{\text{эк}}^0(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль}.$$

Пример 3. При окислении 8,43 г металла образовалось 9,63 г оксида металла. Вычислите $M_{\text{эк}}(\text{Me})$ и $M_{\text{эк}}(\text{Me}_x\text{O}_y)$.

Решение. Запишем схему процесса:



и закон сохранения массы:

$$m(\text{Me}) + m(\text{O}_2) = m(\text{Me}_x\text{O}_y),$$

откуда:

$$m(\text{O}_2) = 9,63 - 8,43 = 1,20 \text{ г}.$$

Из закона эквивалентов,

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{эк}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{O}_2)}{M_{\text{эк}}(\text{O}_2)},$$

учитывая, что $M_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 8 \text{ г/моль-эк}$, находим:

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{эк}}(\text{O}_2)}{m(\text{O}_2)} = \frac{8,43 \cdot 8}{1,20} = 56,20 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}_x\text{O}_y) = M_{\text{эк}}(\text{Me}) + M_{\text{эк}}(\text{O}_2) = 56,2 + 8 = 64,2 \text{ г/моль-эк}.$$

Молярную массу эквивалентов элемента можно определить по массовой доле элемента ($\omega(\text{Э})\%$) в химическом соединении, исходя из того, что для химического соединения A_xB_y законы эквивалентов и сохранения массы запишутся соответственно:

$$\frac{\omega(A)\%}{M_{\text{эк}}(A)} = \frac{\omega(B)\%}{M_{\text{эк}}(B)} \quad (12)$$

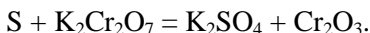
и

$$\omega(A)\% + \omega(B)\% = 100. \quad (13)$$

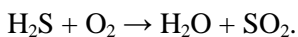
ЗАДАЧИ

1. Неизвестный металл растворили в избытке соляной кислоты, в результате чего образовалась соль массой 2,72 г и выделился газ, объем которого составил 4,48 л (н.у.). Вычислить $M_{\text{эк}}(\text{Me})$ и определить металл.
2. При сгорании металла массой 10 г образовался оксид этого металла массой 18,88 г. Определить степень окисления металла в полученном оксиде.
3. Для осаждения всего хлора, содержавшегося в хлориде металла массой 0,666 г, израсходован нитрат серебра массой 1,088 г. Вычислить значение $M_{\text{эк}}(\text{Me})$ и определить металл.
4. Неизвестный металл массой 12 г соединяется с кислородом массой 4,8 г. Тот же металл массой 5 г соединяется с одним из галогенов массой 20 г. Определить химические формулы образующихся при этом оксида и галогенида.
5. В какой массе $\text{Ca}(\text{OH})_2$ содержится такое же количество вещества эквивалентов, в $\text{Al}(\text{OH})_3$ массой 312 г?
6. В результате взаимодействия оксида металла с серной кислотой образовались соль массой 3,92 г и вода массой 0,54 г. Определить массу нитрата металла, который можно получить из исходного оксида массой 5,00 г. $M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = 9$ г/моль.
7. Вычислите молярную массу эквивалентов гидроксида железа (III) в реакциях: с соляной кислотой, при которых образуются: а) хлорид дигидроксожелеза; б) дихлорид гидроксожелеза; в) трихлорид железа.

8. Из хлорида неизвестного металла массой 18,34 г получен нитрат этого же металла массой 23,64 г. Определите металл.
9. Определите молярные массы эквивалентов олова в его оксидах, массовая доля кислорода в которых составляет 21,2 и 11,9 %.
10. Определите $M_{\text{эк}}(\text{S})$ и $M_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$ в реакции:



11. При реакции металла с водой образовалось 41 г гидроксида металла и выделилось 4,48 л водорода (н.у). Вычислите $M_{\text{эк}}(\text{Me})$. Какой это металл?
12. Из оксида металла массой 1,68 г получается гидроксид этого металла массой 2,22 г. Вычислите $M_{\text{эк}}(\text{Me})$.
13. Неизвестный металл массой 11,2 г образует хлорид массой 24,75 г. Вычислить массу данного металла, необходимого для получения водорода объемом 22,4 л (н.у.)
14. Для нейтрализации 11,1 г гидроксида металла требуется 10,95 г соляной кислоты или 18,9 г неизвестной кислоты. Рассчитайте молярные массы эквивалентов гидроксида металла и неизвестной кислоты.
15. Определите $M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S})$ и $V_{\text{эк}}^0(\text{H}_2\text{S})$ в реакции:

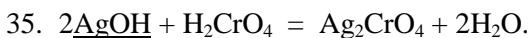
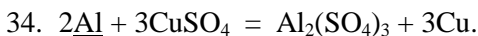
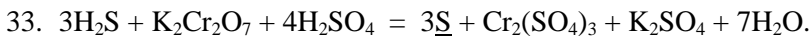
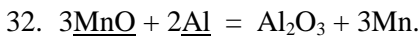
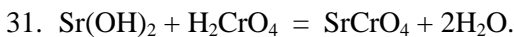
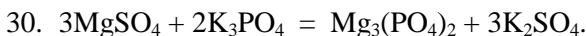
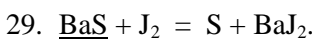
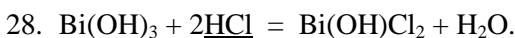
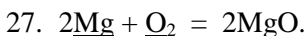
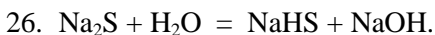
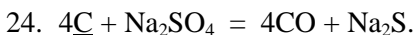
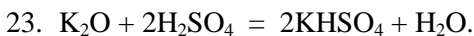
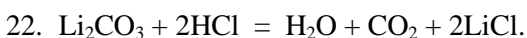
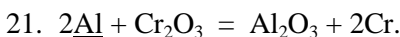


16. Из иодида металла массой 1,50 г получается нитрат этого металла массой 0,85 г. Вычислите $M_{\text{эк}}(\text{Me})$.
17. При восстановлении водородом 6,78 г оксида металла образовалось 1,50 г воды. Рассчитайте молярные массы эквивалентов металла и его оксида. $M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = 9$ г/моль.
18. В бромиде металла на атом металла приходится 3 атома брома, $M_{\text{эк}}(\text{Me}) = 18,62$ г/моль. Вычислите молярную массу эквивалентов бромида металла и молярную массу металла.

19. На восстановление оксида металла массой 7,09 г требуется водород объемом 2,24 л (н.у.). Вычислите молярные массы эквивалентов металла и оксида металла.

20. Металл, молярная масса эквивалента которого равна 27,9 г/моль, вытеснил из раствора соляной кислоты водород объемом 700 мл (н.у.). Вычислить массу металла, вступившего в реакцию, и массу образовавшейся соли.

Определите молярные массы эквивалентов $M_{\text{эк}}(\text{B})$ и эквивалентное число $Z(\text{B})$ подчеркнутых веществ в реакциях:



36. $2\underline{\text{ZnS}} + 3\underline{\text{O}_2} = 2\underline{\text{ZnO}} + 2\underline{\text{SO}_2}$.
37. $2\underline{\text{CrCl}_3} + 3\underline{\text{H}_2\text{S}} = \underline{\text{Cr}_2\text{S}_3} + 6\underline{\text{HCl}}$.
38. $2\underline{\text{Au}} + 3\underline{\text{Cl}_2} = 2\underline{\text{AuCl}_3}$.
39. $\underline{\text{HCl}} + \underline{\text{Cr(OH)}_3} = \underline{\text{Cr(OH)}_2\text{Cl}} + \underline{\text{H}_2\text{O}}$.
40. $3\underline{\text{CO}} + \underline{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 3\underline{\text{CO}_2} + 2\underline{\text{Fe}}$.

3. ЭНТАЛЬПИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

В основе термохимических расчетов лежит **следствие закона Гесса**: энтальпия (тепловой эффект) реакции (ΔH_r^0) равна сумме энтальпий образования (ΔH_f^0) продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ.

Для термохимического уравнения реакции, в котором указаны фазовые состояния участвующих в реакции веществ (г – газообразное, к – кристаллическое, ж – жидкое):

$$v(\text{A}) \cdot \text{A}_{(\text{г})} + v(\text{B}) \cdot \text{B}_{(\text{к})} = v(\text{C}) \cdot \text{C}_{(\text{г})} + v(\text{D}) \cdot \text{D}_{(\text{ж})}, \quad \Delta H_r^0 \quad (14)$$

$$\Delta H_r^0 = [v(\text{C}) \cdot \Delta H_f^0(\text{C}) + v(\text{D}) \cdot \Delta H_f^0(\text{D})] - [v(\text{A}) \cdot \Delta H_f^0(\text{A}) + v(\text{B}) \cdot \Delta H_f^0(\text{B})], \quad (15)$$

где $\Delta H_f^0(\text{A})$, $\Delta H_f^0(\text{B})$, $\Delta H_f^0(\text{C})$, $\Delta H_f^0(\text{D})$ – стандартные энтальпии образования соответствующих веществ, кДж/моль (приводятся в справочниках термодинамических величин).

Стандартные энтальпии образования простых веществ (O_2 , N_2 , C и т.п.) приняты равными нулю.

Экзотермическая реакция идет с выделением тепла, $\Delta H_r^0 < 0$; **эндотермическая** – с поглощением, $\Delta H_r^0 > 0$.

Тепловой эффект реакции (ΔH_r^0) привязан к тем количествам веществ ($\nu(B)$, моль), которые указаны в уравнении реакции. Если изменяется количество хотя бы одного из реагирующих веществ, то в соответствии с законом эквивалентов меняются количества остальных веществ и, следовательно, изменится количество теплоты. Оно рассчитывается по уравнению:

$$\Delta H_x^0 = \frac{n(B)}{\nu(B)} \cdot \Delta H_r^0, \quad (16)$$

где ΔH_x^0 – тепловой эффект процесса, кДж, при участии в процессе $n(B)$ моль вещества В, отличных от указанных в реакции $\nu(B)$ моль.

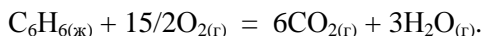
Если известна масса ($m(B)$, г) или объем газообразного вещества ($V^0(B)$, л), то количество вещества рассчитывается:

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}, \text{ моль} \quad n(B) = \frac{V^0(B)}{V_x^0(B)} = \frac{V^0(B)}{22,4}, \text{ моль}. \quad (17)$$

Пример 4. Какое количества теплоты выделится при сгорании 19,5 г бензола ($C_6H_{6(ж)}$), если известны ΔH_f^0 (кДж/моль):

$$\begin{aligned} \Delta H_f^0 (C_6H_{6(ж)}) &= 49,0; \Delta H_f^0 (H_2O_{(г)}) = \\ &= -241,88; \Delta H_f^0 (CO_{2(г)}) = -393,62. \end{aligned}$$

Решение. Составляем уравнение реакции:



Вычисляем:

$$\begin{aligned}\Delta H_r^0 &= 3 \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) + 6 \Delta H_f^0(\text{CO}_2) - \Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_6) = \\ &= 3(-241,88) + 6(-393,62) - 49 = -3136,3 \text{ кДж.}\end{aligned}$$

Определяем количество сгоревшего бензола:

$$n(\text{C}_6\text{H}_6) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_6)}{M(\text{C}_6\text{H}_6)} = \frac{19,5}{78} = 0,25 \text{ моль.}$$

Определяем количество теплоты – ΔH_x^0 по (16):

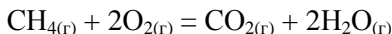
$$\Delta H_x^0 = \frac{n(\text{C}_6\text{H}_6)}{\nu(\text{C}_6\text{H}_6)} \cdot \Delta H_r^0 = \frac{0,25 \cdot (-3136,36)}{1} = -784,09 \text{ кДж.}$$

При сгорании 19,5 г бензола выделилось 784,09 кДж теплоты.

Пример 5. При сгорании 112 л (н.у.) метана выделилось 4012,55 кДж теплоты. Вычислите $\Delta H_f^0(\text{CH}_4)$, если (кДж/моль):

$$\Delta H_f^0(\text{CO}_{2(r)}) = -393,5; \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(r)}) = -241,83.$$

Решение. Уравнение реакции:



По условию задачи $\Delta H_x = -4012,55$ кДж.

Рассчитаем $n(\text{CH}_4)$:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V^0(\text{CH}_4)}{22,4} = \frac{112}{22,4} = 5 \text{ моль.}$$

Используя уравнение (16), с учетом ($\nu(\text{CH}_4) = 1$ моль), получаем:

$$\Delta H_r^0 = \frac{n(\text{CH}_4)}{\nu(\text{CH}_4)} \cdot \Delta H_x^0 = \frac{1 \cdot (-4012,55)}{5} = -802,51 \text{ кДж.}$$

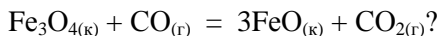
Из $\Delta H_r^0 = [\Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0(\text{CH}_4)]$ находим:

$$\begin{aligned}\Delta H_f^0(\text{CH}_4) &= [\Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})] - \Delta H_r^0 = \\ &= -39365 + 2 \cdot (-241,83) - (-802,51) = 74,65 \text{ кДж/моль.}\end{aligned}$$

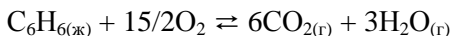
Необходимые при решении задач значения термодинамических величин приведены в приложении.

ЗАДАЧИ

41. Какой объем газообразного HCl в расчете на нормальные условия получится при его синтезе из элементов, если при этом выделилось 5400 кДж тепла?
42. Какое количество теплоты будет затрачено, если 300 г Fe₃O₄ прореагирует по реакции

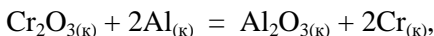


43. При сгорании бензола по реакции



было получено 4600 кДж тепла. Какая масса бензола была сожжена? Какой объем кислорода (н.у.) при этом был затрачен?

44. Какая масса хрома была получена по реакции

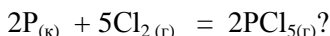


если при этом выделилось 7400 кДж теплоты?

45. Определите стандартную энтальпию образования оксида серы (VI), если при сгорании 2 молей серы выделяется 790,4 кДж теплоты.

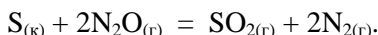
46. При восстановлении 0,5 моля диоксида кремния магнием выделяется 145,5 кДж теплоты. Определите стандартную энтальпию образования оксида магния, если известна $\Delta H_f^0(\text{SiO}_{2,т})$.

47. Какое количество теплоты выделится при взаимодействии 11,2 л хлора (н.у.) с фосфором по уравнению:



48. При сгорании газообразного аммиака NH_3 образуются пары воды и газообразный NO . Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при сгорании 22 литров аммиака.

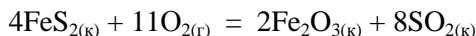
49. Рассчитайте количество теплоты, которое выделяется (или поглощается) в процессе окисления 44 молей серы по уравнению:



Какой объем N_2O (н.у.) при этом израсходуется?

50. При взаимодействии 21,0 г железа с серой выделилось 37,7 кДж теплоты. Рассчитайте $\Delta H_f^0(\text{FeS}_{(к)})$.

51. Рассчитайте массу образовавшегося оксида железа (III), если в процессе его получения по реакции:

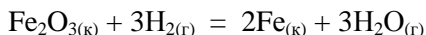


выделилось 560 кДж теплоты? Какой объем оксида серы (н.у.) при этом образовался?

52. Сколько литров CO_2 (н.у.) образовалось при сжигании CO , если при этом выделилось 13 кДж теплоты?

53. Какое количество энергии в форме теплоты надо затратить для разложения 100 г жидкой воды на водород и кислород? Какой объем (н.у.) водорода при этом будет израсходован?

54. На восстановление оксида железа водородом:

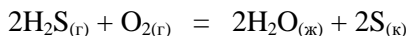


затрачено 3400 кДж теплоты. Какова масса полученного железа?

55. Вычислите количество теплоты, которое выделяется при сгорании 4 м³ этана C₂H₆. Сколько молей воды при этом образуется?

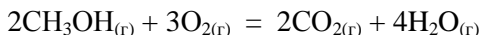
56. При сгорании 5 л (н.у.) газообразного ацетилена (C₂H₂) с образованием газообразных воды и CO₂ выделяется 281 кДж теплоты. Рассчитайте ΔH_f⁰(C₂H₂).

57. При сгорании 27,2г сероводорода по реакции:



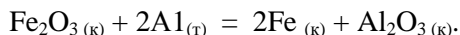
выделяется 212 кДж теплоты. Вычислите стандартную энтальпию образования сероводорода, считая ΔH_f⁰(H₂O_ж) известной.

58. При сгорании 40 г метанола по реакции:



выделяется 840 кДж теплоты. Вычислите ΔH_f⁰(CH₃OH_(г)), если известны ΔH_f⁰(CO_{2,г}) и ΔH_f⁰(H₂O_г).

59. Железо образуется по реакции:



Рассчитайте количество теплоты, выделяющейся при образовании 66 кг Fe.

60. При полном сгорании этилена C₂H_{4(г)} до CO_{2(г)} и H₂O_(г) выделилось 669 кДж теплоты. Рассчитайте объем вступившего в реакцию кислорода (н.у.).

4. ЭНТРОПИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Изменение энтропии реакции – ΔS_r^0 рассчитывается также на основе **следствия закона Гесса**. Для уравнения реакции (14)

$$\Delta S_r^0 = [v(C) \cdot S^0(C) + v(D) \cdot S^0(D)] - [v(A) \cdot S^0(A) + v(B) \cdot S^0(B)], \quad (18)$$

где $S^0(A)$, $S^0(B)$, $S^0(C)$, $S^0(D)$ – стандартные энтропии соответствующих веществ, Дж/моль·К.

Для фазовых переходов (плавления, испарения) расчет ведется по формуле

$$\Delta S_{\text{ф.п}}^0 = \frac{\Delta H_{\text{ф.п}}^0}{T_{\text{ф.п}}}, \quad (19)$$

где $\Delta H_{\text{ф.п}}^0$ – стандартная энтальпия фазового перехода, кДж/моль;

$T_{\text{ф.п}}$ – температура фазового перехода, К.

Пример 6. Стандартная энтальпия плавления олова равна 7,07 кДж/моль. Температура плавления – 231,9 °С. Рассчитайте изменение энтропии – ΔS_x^0 при плавлении 400 г олова.

Решение. $T_{\text{пл}}(\text{Sn}) = t_{\text{пл}}(\text{Sn}) + 273,15 \text{ К} = 231,9 + 273,15 = 505,05 \text{ К}$.

Рассчитаем

$$\Delta S^0 = \frac{\Delta H_{\text{пл}}^0(\text{Sn})}{T_{\text{пл}}(\text{Sn})} = \frac{7,07 \text{ кДж/моль}}{505,05 \text{ К}} = 13,99 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Количество олова

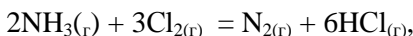
$$n(\text{Sn}) = m(\text{Sn})/M(\text{Sn}) = 400/118,7 = 3,37 \text{ моль.}$$

Изменение энтропии

$$\Delta S_x^0 = \Delta S^0 \cdot n(\text{Sn}) = 13,99 \cdot 3,37 = 47,15 \text{ Дж/К}$$

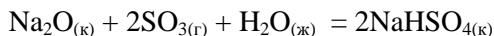
ЗАДАЧИ

61. Рассчитайте изменение энтропии в процессе взаимодействия аммиака с хлором:



если в реакцию вступит 30 г аммиака.

62. Рассчитайте стандартную энтропию NaHSO_4 , если известно, что при взаимодействии 2,4 кг Na_2O по реакции:

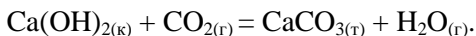


изменение энтропии составляет -15604 Дж/К .

63. Рассчитайте, какую массу льда можно расплавить, если подвести к ней 10^4 кДж теплоты при $0 \text{ }^\circ\text{C}$. Как при этом изменится энтропия системы, если энтальпия плавления

$$\Delta H_{\text{пл}}^0(\text{H}_2\text{O}) = 5760 \text{ Дж/моль?}$$

64. Процесс карбонатного твердения гашеной извести протекает по реакции:

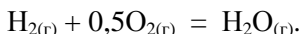


Рассчитайте изменение энтропии при твердении 1 кг $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

65. Вычислите изменение энтропии при испарении 3 моль воды при 100 °С, если энтальпия испарения воды при этой температуре равна 2,25 кДж/г. Какое количество теплоты необходимо для этого?

66. Определите изменение энтропии при плавлении 1 моля меди, если изменение энтальпии при плавлении 1 г меди составляет 204 Дж, температура плавления меди равна 1084 °С.

67. Определите изменение энтропии при 298 К в процессе образования 10 кг водяного пара по реакции:



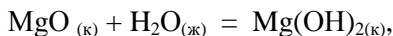
68. Рассчитайте изменение энтропии при плавлении 3 молей уксусной кислоты, если температура плавления CH_3COOH равна

$$16,6 \text{ °С}, \text{ а } \Delta H_{\text{пл}}^0 = 11,6 \text{ кДж/моль}.$$

69. Изменение стандартной энтальпии в процессе плавления воды при 0 °С равно 6 кДж/моль. Определите изменение энтропии системы при плавлении 10 кг льда. Какое количество теплоты необходимо затратить при этом?

70. Гексан (C_6H_{14}) кипит при 68,7 °С. Рассчитайте изменение энтропии при кипении 100 г гексана, если ΔH^0 испарения гексана равна 28,85 кДж/моль.

71. Определите массу оксида магния, вступившего в реакцию

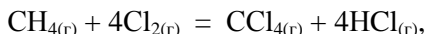


если в результате изменение энтропии составляет 100 Дж/К.

72. Определите изменение энтропии при 298 К, если образовалось 50 л (н.у.) аммиака по реакции:

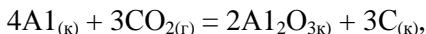


73. Какой объем (н.у.) HCl образуется по реакции:



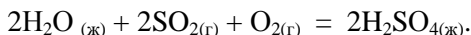
если изменение энтропии при этом составляет 200 Дж/К?

74. Каким будет изменение энтропии в реакции:



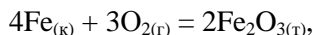
если в нее вступает 5 моль-эквивалентов алюминия?

75. Образование серной кислоты осуществляется по реакции:



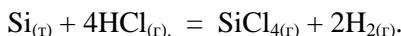
Как изменится энтропия в процессе образования 1 кг H_2SO_4 ?

76. Какой объем кислорода (н.у.) вступит в реакцию:

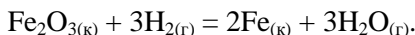


если известно, что изменение энтропии в результате протекания процесса равно -1500 Дж/К?

77. Определите изменение энтропии при 298 К в процессе взаимодействия 10 кг кремния по реакции:



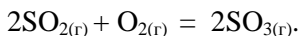
78. Протекает реакция:



Рассчитайте стандартную энтропию Fe_2O_3 , если при получении 112 г железа изменение энтропии составило

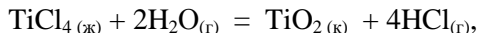
$$\Delta S^0 = 138,7 \text{ Дж/К}.$$

79. Протекает реакция:



Рассчитайте изменение энтропии системы, если прореагировало 100 л кислорода (н.у.).

80. Рассчитайте массу хлорида титана, вступившего при стандартных условиях в реакцию:



если в результате изменение энтропии составляет 100 Дж/К.

5. НАПРАВЛЕННОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

В химическом процессе одновременно действуют две тенденции: стремление частиц объединяться за счет образования прочных связей в более сложные и стремление частиц к разьединению, дроблению, беспорядку. Количественной мерой первой тенденции является изменение энтальпии процесса ΔH_r^0 , второй – произведение термодинамической температуры на изменение энтропии процесса ($T \cdot \Delta S_r^0$).

Суммарный эффект двух противоположных тенденций в химических процессах (при $P = \text{const}$, $T = \text{const}$) отражает изменение энергии Гиббса реакции (ΔG_r^0 , кДж):

$$\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T \cdot \Delta S_r^0, \quad (20)$$

где ΔS_r^0 – изменение энтропии химической реакции, Дж/К.

По изменению энергии Гиббса реакции судят о возможности и направлении самопроизвольно протекающего химического процесса:

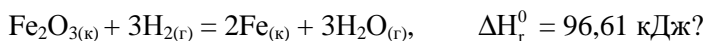
1. Если $\Delta G_r^0 < 0$, то процесс самопроизвольно может протекать в прямом направлении; чем меньше значение ΔG_r^0 , тем более вероятно протекание процесса.

2. Если $\Delta G_r^0 > 0$, то прямой процесс в данных условиях протекать не может, а вероятно протекание обратного процесса, так как ΔG_r^0 (прямой реакции) = $-\Delta G_r^0$ (обратной реакции).

3. Если $\Delta G_r^0 = 0$, то система находится в состоянии термодинамического равновесия и $\Delta H_r^0 = T \cdot \Delta S_r^0$.

Пример 7.

а) Возможно ли восстановление Fe_2O_3 при с.у.:



б) При какой температуре начнется восстановление?

Решение:

а) Рассчитаем ΔG_r^0 при $T = 298 \text{ К}$ (с.у.):

$$\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T \cdot \Delta S_r^0.$$

$$\begin{aligned} \Delta S_r^0 &= [v(\text{Fe}_{(\text{к})}) \cdot S^0(\text{Fe}_{(\text{к})}) + v(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) \cdot S^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})] - \\ &\quad - [v(\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}) \cdot S^0(\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}) + v(\text{H}_{2(\text{г})}) \cdot S^0(\text{H}_{2(\text{г})})] = \\ &= [2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 188,7] - [1 \cdot 90 + 3 \cdot 130,6] = 138,7 \text{ Дж/К} = \\ &= 0,1387 \text{ кДж/К}. \end{aligned}$$

$$\Delta G_r^0 = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = 55,28 \text{ кДж}.$$

Так как $\Delta G_r^0 > 0$, то прямая реакция невозможна, а может идти при этих условиях обратная реакция – окисление (коррозия) железа.

б) Чтобы реакция протекала, необходимо соблюдение условия:

$$\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T \cdot \Delta S_r^0 < 0.$$

$$\text{Откуда } T > \frac{\Delta H_r^0}{\Delta S_r^0} > \frac{96,61}{0,1387} > 696,5 \text{ К.}$$

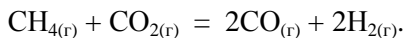
Следовательно, восстановление оксида железа водородом возможно при температуре выше 696,5 К.

Изменение энергии Гиббса реакции не зависит от пути реакции, а только от начального и конечного состояний системы, и для реакции (14) при с.у. запишется:

$$\begin{aligned} \Delta G_r^0 = & [v(\text{C}) \cdot \Delta G_f^0(\text{C}) + v(\text{D}) \cdot \Delta G_f^0(\text{D})] - \\ & - [v(\text{A}) \cdot \Delta G_f^0(\text{A}) + v(\text{B}) \cdot \Delta G_f^0(\text{B})], \end{aligned} \quad (21)$$

где $\Delta G_f^0(\text{A})$, $\Delta G_f^0(\text{B})$, $\Delta G_f^0(\text{C})$, $\Delta G_f^0(\text{D})$ – стандартные энергии Гиббса образования соответствующих веществ, кДж/моль, приводятся в справочниках (ΔG_f^0 (простых веществ) = 0).

Пример 8. Прямая или обратная реакция будет протекать самопроизвольно при с.у.



$$\begin{aligned} \text{Решение. } \Delta G_r^0 = & 2 \cdot \Delta G_f^0(\text{CO}) - [\Delta G_f^0(\text{CH}_4) + \Delta G_f^0(\text{CO}_2)] = \\ = & 2 \cdot (-137,27) - [-50,79 - 394,38] = +170,63 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

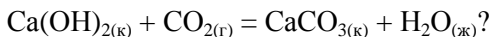
Так как $\Delta G_r^0 > 0$, то прямая реакция при с.у. не протекает, при этих условиях возможно протекание обратной реакции.

ЗАДАЧИ

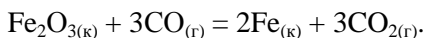
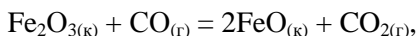
81. Определите, при каких температурах возможно получение негашеной извести обжигом известняка:



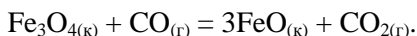
82. Можно ли длительное время хранить при 25 °С гашеную известь на воздухе, в котором всегда присутствует CO₂:



83. Сравнением величин ΔG_r^0 определите, какая из реакций более вероятна при 1000 °С:



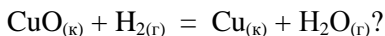
84. Возможно ли восстановление Fe₃O₄ оксидом углерода при температуре 600 °С по реакции:



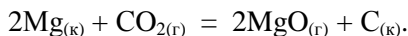
85. Рассчитайте температуру разложения хлорида аммония:



86. Определите направление реакции при 298 и 1000 К:

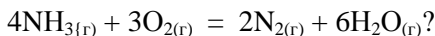


87. Определите направление самопроизвольного процесса при 25° С:

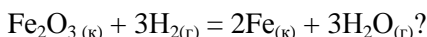


Изменится ли направление процесса при повышении температуры до 900 °С?

88. При какой температуре становится возможным процесс окисления аммиака по уравнению:

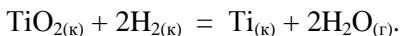
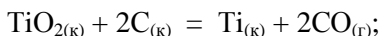


89. Будет ли образовываться CaCO_3 по реакции взаимодействия оксида кальция с CO_2 при 30°C ? Напишите уравнение реакции и рассчитайте изменение энергии Гиббса реакции.
90. При какой из температур 400 К или 1000 К будет протекать реакция:



Ответ подтвердите термодинамическими расчетами.

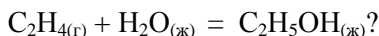
91. Используя табличные значения $\Delta H_f^0(\text{В})$, $S^0(\text{В})$, определите, при каких температурах возможны реакции восстановления диоксида титана углеродом и водородом:



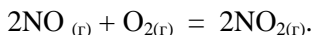
92. Рассчитав величину ΔG_r^0 определите устойчив ли PCl_5 при 25 и 500°C к разложению по реакции:



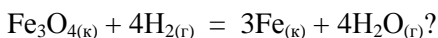
93. Возможна ли реакция гидратации этилена при 25°C с целью получения этилового спирта:



94. Рассчитайте ΔG_r^0 и определите, возможна ли при 25°C реакция:

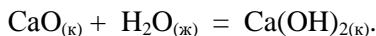


95. При какой из температур – 300 К или 1300 К – будет протекать реакция:



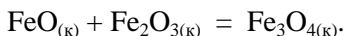
96. Можно ли получить карбонат бария взаимодействием оксида с CO_2 при 25 °С? Напишите уравнение реакции и рассчитайте изменение энергии Гиббса реакции.

97. Гашение извести осуществляется по реакции:

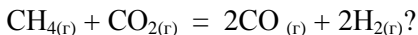


Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях.

98. Используя табличные значения $\Delta G_{\text{f},298}^0$, определите направление самопроизвольного процесса:

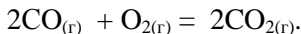


99. Возможна ли при температуре 25 °С реакция:



При какой температуре наступит равновесие в системе?

100. Определите направление самопроизвольного процесса при температуре 1000 К для реакции:



При какой температуре наступит равновесие в системе?

ПРИЛОЖЕНИЕ

Стандартные значения термодинамических величин

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К	$\Delta G_{f,298}^0$, кДж/моль
1	2	3	4
Al _(к)	0	28,3	0
Al ₂ O _{3(к)}	-1675,0	50,9	-1576,0
Al ₂ (SO ₄) _{3(к)}	-3434,0	239,2	-
BaO _(к)	-556,6	70,3	-528,4
BaCO _{3(к)}	-1202,0	112,1	-1138,0
C _(алмаз)	1,9	2,4	2,9
C _(графит)	0	5,7	0
CO _(г)	-110,5	197,4	-137,3
CO _{2(г)}	-393,5	213,6	-394,4
C ₂ H _{2(г)}	226,3	200,8	209,2
C ₂ H _{4(г)}	52,3	219,4	68,1
C ₃ H _{8(г)}	-103,1	269,3	23,5
CH _{4(г)}	-74,8	186,2	-50,8
CCl _{4(г)}	-102,8	309,9	-
C ₂ H _{6(г)}	-84,7	229,5	-32,9
C ₆ H _{6(г)}	83,2	296,2	129,7
C ₆ H _{6(ж)}	49,0	173,2	124,5
C ₁₀ H _{8(к)}	78,0	166,9	-
CH ₃ OH _(ж)	-238,7	126,7	-166,3
C ₂ H ₅ OH _(ж)	-227,6	160,7	-174,8
Ca _(к)	0	41,6	0
CaO _(к)	-635,1	39,7	-604,2
Ca(OH) _{2(к)}	-986,2	83,4	-896,8
CaC _{2(к)}	-62,7	70,3	-67,8
CaCO _{3(к)}	-1206,0	92,9	-1128,0

Продолжение приложения

1	2	3	4
$\text{Cl}_{2(\text{r})}$	0	223,0	0
$\text{Cr}_{(\text{к})}$	0	23,8	0
$\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-1141,0	81,1	-1046,0
$\text{Cu}_{(\text{к})}$	0	33,3	0
$\text{CuO}_{(\text{к})}$	-165,3	42,6	-127,2
$\text{Fe}_{(\text{к})}$	0	27,2	0
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-821,3	90,0	-741,0
$\text{FeO}_{(\text{к})}$	-263,7	58,8	-244,4
$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})}$	-1117,1	151,4	-1014,0
$\text{FeS}_{2(\text{к})}$	-177,4	53,1	-
$\text{H}_{2(\text{r})}$	0	130,6	0
$\text{HCl}_{(\text{r})}$	-92,3	186,7	-95,3
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$	-241,8	188,7	-228,0
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-285,8	70,0	-237,5
$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$	-20,2	205,6	-33,0
$\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{ж})}$	-811,3	156,9	-
$\text{K}_{(\text{к})}$	0	64,4	0
$\text{KOH}_{(\text{к})}$	-426,0	59,4	-374,5
$\text{Mg}_{(\text{к})}$	0	32,6	0
$\text{MgO}_{(\text{к})}$	-601,2	26,9	-569,6
$\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{к})}$	-924,7	63,2	-
$\text{MnO}_{2(\text{к})}$	-521,5	53,1	-466,7
$\text{N}_{2(\text{r})}$	0	191,5	0
$\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})}$	81,5	220,0	103,6
$\text{NO}_{(\text{r})}$	90,4	210,6	86,7
$\text{NO}_{2(\text{r})}$	33,9	240,5	51,8
$\text{NaHSO}_4_{(\text{к})}$	-1132,0	125,0	-
$\text{Na}_2\text{O}_{(\text{к})}$	-430,6	71,1	-
$\text{NH}_3_{(\text{r})}$	-46,2	192,5	-16,6
$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}$	-315,4	94,6	-343,0

Окончание приложения

1	2	3	4
$\text{Na}_2\text{O}_{(к)}$	-430,6	71,1	-376,0
$\text{NaOH}_{(к)}$	-426,6	64,2	-377,0
$\text{O}_{2(г)}$	0	205,0	0
$\text{PCl}_{3(г)}$	-277,0	311,7	-286,3
$\text{PCl}_{5(г)}$	-369,3	362,9	-324,6
$\text{Pb}_{(к)}$	0	64,9	0
$\text{PbO}_{2(к)}$	-276,6	76,4	-219,0
$\text{S}_{(к)}$	0	31,9	0
$\text{SO}_{2(г)}$	-296,9	248,1	-300,4
$\text{SO}_{3(г)}$	-395,2	256,2	-
$\text{Si}_{(к)}$	0	19,0	0
$\text{SiCl}_{4(г)}$	-656,0	331,4	-
$\text{SiO}_{2(к)}$	-910,9	41,8	-856,7
$\text{Ti}_{(к)}$	0	30,7	0
$\text{TiCl}_{4(ж)}$	-804,2	252,4	-
$\text{TiO}_{2(к)}$	-943,9	50,3	-888,6
$\text{Zn}_{(к)}$	0	41,6	0
$\text{ZnO}_{(к)}$	-349,0	43,5	-318,2

Составители

Андрей Михайлович Даниленко
Марина Леонидовна Косинова
Сергей Викторович Сысоев

ХИМИЯ

Методические указания
по выполнению контрольной работы № 1
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)