

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

УНИВЕРСИТЕТ ИТМО

О.В. Волкова, Н.И. Никишова

**ТЕРМОДИНАМИКА
ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Учебно-методическое пособие

 **УНИВЕРСИТЕТ ИТМО**

Санкт-Петербург

2015

УДК 541.1(075.8)

Волкова О.В., Никишова Н.И. Термодинамика химических реакций: Учеб.-метод. пособие. – СПб.: Университет ИТМО, 2015. – 44 с.

Представлены основные теоретические положения, варианты расчетных заданий и примеры их выполнения, тестовые задания для самостоятельного изучения материала. В конце приведен список литературы.

Предназначено для самостоятельной работы бакалавров и магистрантов направлений 19.03.01 Биотехнология, 19.03.02 Продукты питания из растительного сырья, 19.03.03 Продукты питания животного происхождения по дисциплине «Физическая химия» очной формы обучения.

Рецензент: доктор техн. наук, проф. С.В. Мурашев

Рекомендовано к печати Советом факультета пищевых биотехнологий и инженерии, протокол № 2 от 03.04.2015 г.



Университет ИТМО – ведущий вуз России в области информационных и фотонных технологий, один из немногих российских вузов, получивших в 2009 году статус национального исследовательского университета. С 2013 года Университет ИТМО – участник программы повышения конкурентоспособности российских университетов среди ведущих мировых научно-образовательных центров, известной как проект «5 – 100». Цель Университета ИТМО – становление исследовательского университета мирового уровня, предпринимательского по типу, ориентированного на интернационализацию всех направлений деятельности.

© Санкт-Петербургский национальный исследовательский университет информационных технологий, механики и оптики, 2015

© Волкова О.В., Никишова Н.И., 2015

ВВЕДЕНИЕ

Термодинамика химических реакций является одним из важнейших разделов курса «Физической химии».

Знание термодинамических закономерностей позволяет инженеру-технологу провести расчеты основных физико-химических параметров технологических процессов и обеспечить тем самым оптимальные условия их проведения.

Целью самостоятельной работы является закрепление, систематизация знаний и формирование умений при выполнении термодинамических расчетов химических реакций.

В результате выполнения самостоятельной работы студент должен знать:

– применение I, II начал термодинамики, законов Гесса, Кирхгофа и зависимости теплоемкости от температуры в термодинамических расчетах;

уметь:

– пользоваться таблицами физико-химических величин;
– рассчитывать величины тепловых эффектов, изменение энтропии и энергии Гиббса химических реакций при различных температурах.

ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ ПО ТЕРМОДИНАМИКЕ

I. Основные теоретические положения

1. Первый закон термодинамики

Применение первого закона термодинамики к различным процессам

Первое начало термодинамики утверждает, что теплота Q , переданная системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии ΔU и на совершение системой работы W :

$$Q = \Delta U + W . \quad (1)$$

Для бесконечно малых элементарных процессов:

$$\delta Q = dU + pdV + \delta W' , \quad (2)$$

где pdV – элементарная работа, совершаемая системой против внешнего давления; $\delta W'$ – сумма всех остальных видов элементарных работ.

Для изохорных процессов, протекающих при постоянном объеме ($V = \text{const}$),

$$\delta Q_V = dU ; Q_V = \Delta U , \quad (3)$$

т.е. при $V = \text{const}$ вся теплота, подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии.

Для изобарных процессов, протекающих при постоянном давлении ($p = \text{const}$),

$$\delta Q_p = dU + pdV = d(U + pV) . \quad (4)$$

Обозначив $U + pV = H$, где H – функция состояния, называемая энтальпией, получаем

$$\delta Q_p = dH , \quad Q_p = \Delta H , \quad (5)$$

т.е. когда теплота передается системе при $p = \text{const}$, она расходуется на увеличение внутренней энергии и на совершение работы расширения.

По известному значению теплового эффекта реакции при постоянном давлении (ΔH) можно рассчитать тепловой эффект реакции при постоянном объеме (ΔU):

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT, \quad (6)$$

где Δn – изменение числа молей газообразных продуктов реакции и исходных веществ ($\Delta n = \sum n_{\text{прод}} - \sum n_{\text{исх. вещ.}}$).

Одним из следствий первого начала термодинамики является открытый в 1836 г. русским химиком Г.И. Гессом закон, который является основой всех термохимических расчетов: тепловой эффект реакции не зависит от пути процесса, а определяется конечным и начальным состоянием системы.

На основании закона Гесса можно рассчитать тепловой эффект любой химической реакции при стандартных условиях. Для изобарного процесса тепловой эффект реакции равен разности между теплотой образования продуктов реакции и теплотой образования исходных веществ:

$$\Delta_r H_{298}^0 = \left(\sum_1^j n_j \cdot \Delta_f H_{298}^0 \right)^{\text{прод}} - \left(\sum_1^i m_i \cdot \Delta_f H_{298}^0 \right)^{\text{исх. реак}}, \quad (7)$$

где $\Delta_f H_{298}^0$ – стандартная теплота образования, под которой понимают количество теплоты, выделяемое или поглощаемое при образовании 1 моль вещества. Стандартная теплота образования простых веществ равны нулю; m_i, n_j – стехиометрические коэффициенты.

Абсолютные значения стандартной теплоты образования многих простых и сложных веществ приводятся в справочных термодинамических таблицах [3, доп. лит.].

Закон Гесса справедлив при любых температурах, но в справочниках отсутствуют значения теплоты образования всех реагентов при $T \neq 298$ К. Поэтому при исследовании температурной зависимости тепловых эффектов химических реакций используют уравнение Кирхгофа.

Если реакция протекает при $p = \text{const}$, дифференциальная форма уравнения Кирхгофа имеет вид

$$d(\Delta_r H^0) = \Delta C_p dT ; \quad (8)$$

при $V = \text{const}$

$$d(\Delta rU^0) = \Delta C_V dT, \quad (9)$$

где C_p – изобарная теплоемкость, C_V – изохорная теплоемкость.

Интегрируя уравнения (8) в пределах от $T_1 = 298$ К до T , получим

$$\Delta H_T^0 = \Delta H_{298}^0 + \int_{298}^T \Delta C_p^0 dT. \quad (10)$$

В случае реакции, протекающей при постоянном объеме, зависимость теплового эффекта от температуры выражается уравнением

$$\Delta U_T = \Delta U_{298} + \int_{298}^T \Delta C_V dT. \quad (11)$$

При вычислении интегралов в уравнениях (10) и (11) следует учитывать, что теплоемкость зависит от температуры.

Зависимость $\Delta C_p = f(T)$ выражается в виде степенных рядов.

Для органических веществ

$$C_p = a + bT + cT^2, \quad (12)$$

для неорганических веществ

$$C_p = a + bT + \frac{c'}{T^2}.$$

Коэффициенты a , b , c , c' представлены в таблицах физико-химических величин.

2. Второй закон термодинамики

Второй закон термодинамики устанавливает критерии, позволяющие определить направление самопроизвольного протекания процессов.

Закон имеет несколько формулировок, был впервые сформулирован Клаузиусом: невозможен самопроизвольный переход теплоты от холодного тела к горячему.

Самопроизвольными называют процессы, которые протекают в системе без затраты энергии извне.

Различают необратимые и обратимые процессы. Необратимые процессы идут самопроизвольно лишь в одном направлении. После протекания этих процессов, сопровождающихся изменениями в системе и окружающей среде, невозможно вернуть одновременно и систему и окружающую среду в исходное состояние.

Обратимыми являются процессы, после которых систему и окружающую среду можно вернуть в исходное состояние.

Смысл второго закона термодинамики состоит в том, что любой самопроизвольный процесс протекает в направлении, при котором система из менее вероятного состояния переходит в более вероятное.

Иначе говоря, самопроизвольному протеканию процесса способствует увеличение неупорядоченности в системе.

Для характеристики меры неупорядоченности используется термодинамическая функция, называемая энтропией.

Нагревание вещества приводит к увеличению энтропии, а охлаждение – к уменьшению. При приближении к абсолютному нулю ($-273\text{ }^{\circ}\text{C}$) энтропия стремится к нулю, что позволяет определять абсолютные значения энтропии различных веществ. Абсолютные значения энтропии простых и сложных веществ при стандартных условиях S^0_{298} приводятся в таблицах физико-химических величин.

Увеличение энтропии ΔS при протекании процесса должно превышать или быть равным отношению количества теплоты Q , переданного системе, к температуре T , при которой теплота передается:

$$\Delta S \geq \frac{Q}{T}; \quad dS \geq \frac{\delta Q}{T}. \quad (13)$$

Уравнение (13) представляет собой математическое выражение второго начала термодинамики. В этом уравнении знак неравенства относится к необратимым самопроизвольным процессам, а знак равенства – к обратимым процессам.

3. Изменение энтропии при различных процессах

В соответствии с уравнением (13) изменение энтропии при обратимом переходе системы из состояния 1 в состояние 2

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \frac{Q}{T}. \quad (14)$$

Изменение температуры.

При изменении температуры от T_1 до T_2 при постоянном давлении изменение энтропии определяется по формуле

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p dT}{T}; \quad (15)$$

если принять $C_p = \text{const}$, то

$$\Delta S = C_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}. \quad (16)$$

Для изохорных процессов

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_V dT}{T}. \quad (17)$$

при $C_V = \text{const}$

$$\Delta S = C_V \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}; \quad (18)$$

Химические реакции

Изменение стандартной энтропии ΔS_{298}^0 при протекании химической реакции можно рассчитать по уравнению

$$\Delta S_{298}^0 = \sum (n_j \cdot S_{i,298}^0)_{\text{прод}} - \sum (m_i \cdot S_{i,298}^0)_{\text{исх}}. \quad (19)$$

Стандартной энтропией ΔS_{298}^0 называется энтропия 1 моль вещества в его стандартном состоянии. Абсолютные значения стан-

дартной энтропии многих простых и сложных веществ приведены в справочных термодинамических таблицах [4, доп. лит.].

Энтропия химической реакции при любой температуре и постоянном давлении, если во всем интервале температур нет фазовых переходов, определяется по формуле

$$\Delta S_T^0 = \Delta S_{298}^0 + \int_{298}^T \frac{\Delta C_p dT}{T} . \quad (20)$$

4. Условия самопроизвольного протекания процессов

Процессы, протекающие при постоянном объеме и температуре

Для таких процессов критерием направленности процесса является изменение термодинамической функции A , называемой изохорно-изотермическим потенциалом, или свободной энергией Гельмгольца:

$$A = U - TS . \quad (21)$$

Продифференцируем уравнение (21):

$$dA = dU - d(TS) = dU - TdS - SdT . \quad (22)$$

Найдем из (22) величину dU и подставим в объединенное уравнение I и II начал термодинамики:

$$TdS \geq dA + TdS + SdT + pdV . \quad (23)$$

При постоянных объеме и температуре $dV = 0$, $dT = 0$, тогда

$$dA \leq 0 . \quad (24)$$

При постоянных объеме и температуре самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся уменьшением изохорно-изотермического потенциала. При достижении минимального при данных условиях значения A в системе устанавливается равновесие. Таким образом, по знаку ΔA в системе можно определить направление процесса.

Процессы, протекающие при постоянном давлении и температуре

Для выяснения возможности протекания изобарно-изотермических процессов применяется термодинамическая функция G , называемая свободной энергией Гиббса, или изобарно-изотермическим потенциалом:

$$G = H - TS . \quad (25)$$

Продифференцируем это выражение, учитывая уравнение (4):

$$dG = dU + pdV + VdP - TdS - SdT . \quad (26)$$

Найдем из уравнения (26) величину dU и подставим в объединенное уравнение I и II начал термодинамики:

$$dG \leq Vdp - SdT . \quad (27)$$

При постоянных давлении и температуре: $dp = dT = 0$:

$$dG \leq 0 . \quad (28)$$

При постоянных давлении и температуре самопроизвольно могут протекать процессы, сопровождающиеся уменьшением изобарно-изотермического потенциала. Когда G достигнет минимального при данных условиях значения, в системе установится равновесие $dG = 0$.

Таким образом, рассчитав ΔG химической реакции, не проводя эксперимента, можно дать ответ о принципиальной возможности ее протекания:

$\Delta G < 0$ – в системе самопроизвольно протекает реакция в прямом направлении;

$\Delta G = 0$ – в системе установилось равновесие;

$\Delta G > 0$ – в системе самопроизвольно протекает реакция в обратном направлении.

Изменение свободной энергии Гиббса можно вычислить по формуле

$$\Delta G_T^0 = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0 , \quad (29)$$

предварительно определив тепловой эффект реакции ΔH_T^0 и изменение энтропии ΔS_T^0 .

5. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой равновесия

Для реакций, протекающих при постоянных давлении и температуре, связь между ΔG^0 и константой равновесия K_p выражается уравнением изотермы химической реакции.

Предположим, что реакция протекает в смеси идеальных газов A , B , C и D , взятых в произвольных неравновесных количествах, которым соответствуют парциальные давления P'_A , P'_B , P'_C и P'_D :



Уравнение изотермы для данного случая имеет вид

$$\Delta G_T = \Delta G_T^0 + RT \ln \frac{(P'_D)^{n_D} (P'_C)^{n_C}}{(P'_A)^{m_A} (P'_B)^{m_B}}. \quad (30)$$

При протекании химической реакции через некоторое время наступит момент, когда скорости прямой и обратной реакций станут равными. Это означает, что система достигла равновесного состояния. При наступлении химического равновесия количество всех веществ A , B , C и D не будет изменяться во времени.

Поскольку в момент равновесия $\Delta G_T = 0$, получим уравнение изотермы для условий равновесия:

$$\Delta G_T^0 = -RT \ln \frac{P_{D,\text{равн}}^{n_D} P_{C,\text{равн}}^{n_C}}{P_{A,\text{равн}}^{m_A} P_{B,\text{равн}}^{m_B}}. \quad (31)$$

Обозначим:

$$\frac{P_{D,\text{равн}}^{n_D} P_{C,\text{равн}}^{n_C}}{P_{A,\text{равн}}^{m_A} P_{B,\text{равн}}^{m_B}} = K_p; \quad (32)$$

$$\Delta G_T^0 = -RT \ln K_p. \quad (33)$$

Величина K_p , постоянная для данной реакции при данной температуре, называется константой равновесия химической реакции.

Выражение (32) связывает равновесные парциальные давления ($P_{i, \text{равн}}$) веществ, участвующих в реакции, и носит название закона действия масс.

II. Пример выполнения термодинамических расчетов

Для химической реакции, являющейся частью технологического процесса и протекающей в соответствии с уравнением,



1. Рассчитать тепловой эффект реакции при $t = 520$ °С, $p = 1$ атм.
2. Определить термодинамическую вероятность реакции при заданных условиях.

Дано*:

Вещество	$\Delta H_{f,298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(К·моль)	$C_p^0, \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$			
			Коэффициенты уравнения $C_p^0 = f(T)$			
			a	$b \cdot 10^3$	$c \cdot 10^6$	$c' \cdot 10^{-5}$
$\text{CH}_{4(g)}$	-74,85	186,19	17,45	60,46	-1,117	—
$\text{O}_{2(g)}$	0,00	205,03	31,46	3,39	—	-3,77
$\text{НСНО}_{(g)}$	-115,9	218,80	18,82	58,38	-15,61	—
H_2O	-241,84	188,74	30,00	10,71	—	0,33

* Значения физико-химических величин – см. «Краткий справочник физико-химических величин»/Под ред. К.П. Мищенко, А.Д. Равделя. – Л.: Химия, 1983. – 232 с.

Решение

1. Тепловой эффект реакции при $p = 1$ атм и $T = 298$ К ($\Delta_r H^0_{298}$):

$$\begin{aligned}\Delta_r H^0_{298} &= \left(\sum_{j=1}^i n_j \cdot \Delta H^0_{f,298} \right)_{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot \Delta H^0_{f,298} \right)_{\text{исходных}} = \\ &= [\Delta H^0_{f,298} \text{HCHO}(r) + \Delta H^0_{f,298} \text{H}_2\text{O}(r)] - [\Delta H^0_{f,298} \text{CH}_4(r) + \Delta H^0_{f,298} \text{O}_2(r)] = \\ &= (-115,9) + (-241,84) - (-74,85) + 0 = -357 + 74,85 = \\ &= -282,89 \text{ кДж/моль} = -282,89 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль}.\end{aligned}$$

2. Тепловой эффект реакции при $p = 1$ атм и температуре 520 °С равен 793 К ($\Delta_r H^0_{793}$):

$$\Delta_r H^0_{793} = \Delta_r H^0_{298} + \int_{298}^{793} \Delta C_p^o dT;$$

$$\Delta C_p^o = \Delta a + \Delta bT + \Delta cT^2 + \frac{\Delta c'}{T^2}$$

(a, b, c, c' зависят только от природы вещества);

$$\begin{aligned}\Delta_r H^0_T &= \Delta_r H^0_{298} + \int_{298}^T (\Delta a + \Delta bT + \Delta cT^2 + \frac{\Delta c'}{T^2}) dT = \\ &= \Delta_r H^0_{298} + \Delta a(T - 298) + \left(\frac{\Delta b}{2}\right)(T^2 - 298^2) + \\ &+ (\Delta c/3)(T^3 - 298^3) - \Delta c' \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{298}\right);\end{aligned}$$

$$\Delta a = \left(\sum_{j=1}^j n_j \cdot a_j \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot a_i \right)^{\text{реагентов}} =$$

$$= (18,82 + 30,00) - (17,45 + 31,46) = 48,82 - 48,91 = -0,09;$$

$$\Delta b = \left(\sum_{j=1}^j n_j \cdot b \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot b \right)^{\text{реагентов}} =$$

$$= 10^{-3} [(58,38 + 10,71) - (60,46 + 3,39)] = 5,24 \cdot 10^{-3};$$

$$\Delta c = \left(\sum_{j=1}^j n_j \cdot c \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot c \right)^{\text{реагентов}} =$$

$$= 10^{-6} [(-15,61 + 0) - (-1,117 + 0)] = -14,493 \cdot 10^{-6};$$

$$\Delta c' = \left(\sum_{j=1}^j n_j \cdot c' \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot c' \right)^{\text{реагентов}} =$$

$$= 10^5 [(0 + 0,33) - (0 + 3,77)] = 4,10 \cdot 10^5;$$

$$\Delta_r H_{793}^0 = -282,89 \cdot 10^3 + (-0,09)(793 - 298) + \left(\frac{-5,24 \cdot 10^{-3}}{2} \right) \times$$

$$\times (793^2 - 298^2) + \left(\frac{-14,493 \cdot 10^{-6}}{3} \right) (793^3 - 298^3) - (4,10 \cdot 10^5) \times$$

$$\times \left(\frac{1}{793} - \frac{1}{298} \right) = -282,94 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} = -282,94 \text{ кДж/моль}.$$

3. Изменение энтропии при $p = 1$ атм и $T = 298$ К ($\Delta_r S_{298}^0$):

$$\Delta_r S_{298}^0 = \left(\sum_{j=1}^j n_j \cdot S_{298}^0 \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot S_{298}^0 \right)^{\text{реагентов}} =$$

$$\begin{aligned}
&= [S^0_{298 \text{ HCHO}(r)} + S^0_{298 \text{ H}_2\text{O}(r)}] - [S^0_{298 \text{ CH}_4(r)} + S^0_{298 \text{ O}_2(r)}] = \\
&= (218,8 + 188,74) - (186,19 + 205,03) = \\
&= 407,54 - 391,22 = 16,32 \text{ Дж}/(\text{К}\cdot\text{моль}).
\end{aligned}$$

4. Изменение энтропии при $p = 1$ атм и температуре 793 К ($\Delta_r S^0_{793}$):

$$\begin{aligned}
\Delta_r S^0_T &= \Delta_r S^0_{298} + \int_{298}^T \frac{\Delta C_p^0 dT}{T} = \\
&= \Delta_r S^0_{298} + \int_{298}^T \frac{(\Delta a + \Delta bT + \Delta cT^2 + \frac{\Delta c'}{T^2})}{T} dT = \\
&= \Delta S^0_{298} + \Delta a \ln \frac{T}{298} + \Delta b (T - 298) + \frac{\Delta c}{2} (T^2 - 298^2) - \frac{\Delta c'}{2} \left(\frac{1}{T^2} - \frac{1}{298^2} \right); \\
\Delta_r S^0_{793} &= 16,32 + (-0,09) \ln \frac{793}{298} + 10^{-3} \cdot 5,24(793 - 298) + \\
&+ (10^{-6} \left(-\frac{14,493}{2} \right))(793^2 - 298^2) - \frac{4,1}{2} \cdot 10^5 \left(\frac{1}{793^2} - \frac{1}{298^2} \right) = \\
&= 16,9 \text{ Дж}/(\text{К}\cdot\text{моль}).
\end{aligned}$$

5. Изменение изобарно-изотермического потенциала при $p = 1$ атм и температуре 298 К ($\Delta_r G^0_{298}$):

$$\Delta_r G^0_T = \Delta_r H^0_T - T \Delta_r S^0_T.$$

При $T = 298$ К

$$\begin{aligned}
\Delta_r G^0_{298} &= \Delta_r H^0_{298} - 298(\Delta_r S^0_{298}) = -282,89 \cdot 10^3 - 298 \cdot 16,32 = \\
&= -287,76 \cdot 10^3 \text{ Дж}/\text{моль} = -287,76 \text{ кДж}/\text{моль}.
\end{aligned}$$

6. Изменение изобарно-изотермического потенциала при $p = 1$ атм и температуре 793 К ($\Delta_r G^0_{793}$):

$$\Delta_r G^0_T = \Delta_r H^0_T - T\Delta_r S^0_T.$$

При $T = 793$ К

$$\begin{aligned}\Delta_r G^0_{793} &= \Delta_r H^0_{793} - 793\Delta_r S^0_{793} = -282,94 \cdot 10^3 - 793 \cdot 16,9 = \\ &= -296,34 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} = -296,34 \text{ кДж/моль}.\end{aligned}$$

7. Тепловой эффект реакции ($V = \text{const}$) при температуре 298 К ($\Delta_r U^0_{298}$):

$$\Delta_r U^0_T = \Delta_r H^0_T - \Delta nRT;$$

$$\Delta n = \left(\sum_{j=1}^i n_j \cdot A \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot A \right)^{\text{реагентов}} = (1 + 1) - (1 + 1) = 0,$$

где A – обозначение вещества; $R = 8,314$ Дж/(К·моль).

(При расчете Δn учитывают стехиометрические коэффициенты только газообразных веществ.)

При $T = 298$ К

$$\Delta nRT = 0 \cdot 8,314 \cdot 298 = 0,$$

$$\Delta_r U^0_{298} = \Delta_r H^0_{298} - 0 = -282,89 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} = -282,89 \text{ кДж/моль}.$$

8. Тепловой эффект реакции ($V = \text{const}$) при данной температуре 793 К ($\Delta_r U^0_{793}$):

$$\Delta_r U^0_T = \Delta_r H^0_T - \Delta nRT;$$

$$\Delta n = \left(\sum_{j=1}^j n_j \cdot A \right)^{\text{продуктов}} - \left(\sum_{i=1}^i m_i \cdot A \right)^{\text{реагентов}} = (1 + 1) - (1 + 1) = 0.$$

При $T = 793$ К

$$\Delta nRT = 0;$$

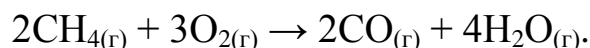
$$\Delta_r U^0_{793} = \Delta_r H^0_{793} - 0 = -282,94 \cdot 10^3 \text{ Дж/моль} = -282,94 \text{ кДж/моль}.$$

ВЫВОД. Изменение изобарно-изотермического потенциала ΔG^0_T при $T = 793$ К равно $-296,34$ кДж/моль (< 0), следовательно, реакция протекает в сторону образования продуктов.

ВАРИАНТЫ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАНИЙ

Вариант № 1

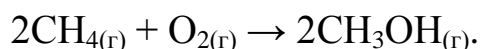
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1500$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 2

1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 520$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант №3

1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 520$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 4

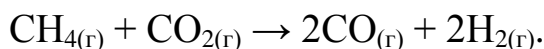
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 520$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 5

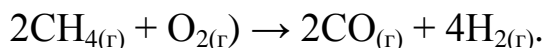
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 850$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 6

1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1400$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 7

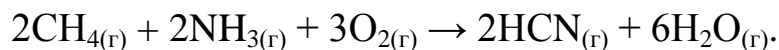
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1500$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 8

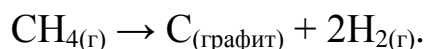
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1000$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 9

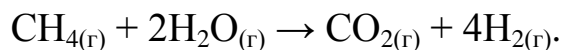
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1450$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 10

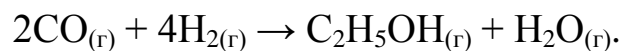
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 825$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 11

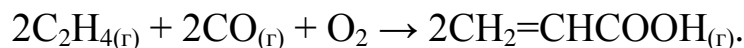
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 400$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 12

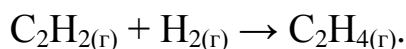
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 425$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 13

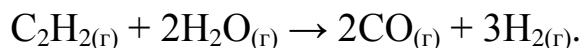
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 300$ °С



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант №14

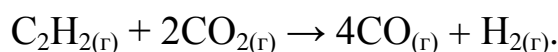
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1450$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 15

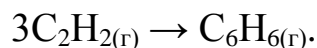
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 600$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 16

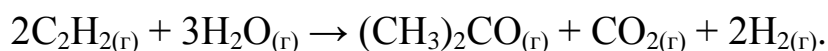
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 600$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 17

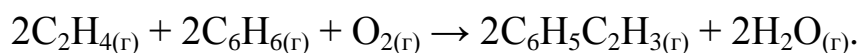
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 460$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 18

1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 600$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 19

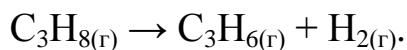
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 825$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 20

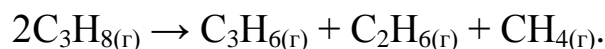
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 825$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 21

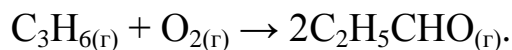
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 825$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 22

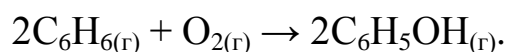
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 300$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 23

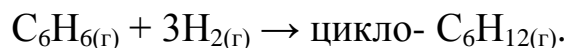
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 650$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 24

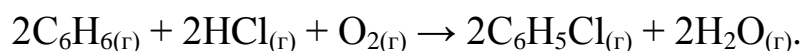
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 500$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 25

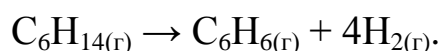
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 240$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 26

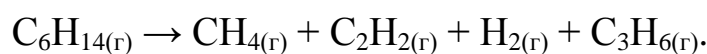
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 480$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 27

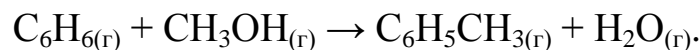
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 1500$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 28

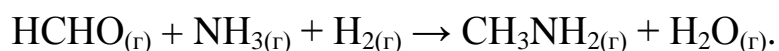
1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 370$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 29

1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 250$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

Вариант № 30

1. Рассчитать тепловой эффект химической реакции при $p = 1$ атм, $t = 450$ °С:



2. Определить термодинамическую вероятность данной реакции при заданных условиях.

ТЕСТОВЫЕ МАТЕРИАЛЫ

Тема 1. Элементы теории строения молекулы и химической связи

Вопрос № 1

Мерой прочности химической связи служит:

- 1) энергия химической связи;
- 2) энергия диссоциации;
- 3) энергия электронов;
- 4) энергия молекулы.

Вопрос № 2

Стационарное уравнение Шредингера для молекулярного иона водорода имеет вид:

- 1) $\Delta\Psi + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - U)\Psi = 0;$
- 2) $\Delta\Psi + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E + U)\Psi = 0;$
- 3) $\Delta\Psi - \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - U)\Psi = 0;$
- 4) $\Delta\Psi - \frac{8\pi^2m}{h^2}(E + U)\Psi = 0.$

Вопрос № 3

Изменение энергии в процессе отрыва электрона от свободно-го атома при ОК: $A \rightarrow A^+ + e$ есть:

- 1) сродство атома к электрону;
- 2) энергия ионизации;
- 3) энергия диссоциации;
- 4) энергия нулевых колебаний.

Вопрос № 4

Мерой энергии ... служит разность между теплотой испарения и работой расширения 1 моль газа при атмосферном давлении:

- 1) ван-дер-ваальсова взаимодействия;
- 2) водородной связи;
- 3) донорно-акцепторной связи;
- 4) ионной связи.

Тема 2. Основы химической термодинамики

Вопрос № 5

Первое начало термодинамики устанавливает связь между количеством теплоты, полученной или выделенной в процессе, количеством произведенной или полученной работы и изменением:

- 1) энтальпии;
- 2) внутренней энергии;
- 3) объема;
- 4) давления.

Вопрос № 6

При изохорном процессе вся теплота, подведенная к системе, расходуется на увеличение ее:

- 1) энтальпии;
- 2) внутренней энергии;
- 3) энтропии;
- 4) объема.

Вопрос № 7

При исследовании зависимости теплового эффекта химической реакции от температуры используют уравнение:

- 1) $Q_p = Q_v + \Delta nRT$;
- 2) $d(\Delta rH^0) = \Delta C_p dT$;
- 3) $\Delta rH_{298}^0 = \Delta fH_{298}^0 A(г) - \Delta fH_{298}^0 A(ж)$;
- 4) $\Delta rH_T^0 = \Delta rH_{298}^0 - \int_{298}^T \Delta C_p dT$.

Вопрос № 8

Аналитическое выражение второго начала термодинамики:

- 1) $dS \geq \frac{\delta Q}{T}$;
- 2) $dS \leq \frac{\delta Q}{T}$;
- 3) $dS = \frac{\delta Q}{T}$;
- 4) $S_{(0)} = 0$.

Вопрос № 9

Изменение энтропии является критерием направленности и равновесия:

- 1) в изолированной системе;
- 2) в закрытой системе;
- 3) в открытой системе;
- 4) в гетерогенной системе.

Вопрос № 10

О направленности самопроизвольного процесса и равновесии в закрытых системах судят по величине:

- 1) полной работы;
- 2) полезной работы;
- 3) работы сил внешнего давления;
- 4) увеличения внутренней энергии.

Вопрос № 11

Внутренняя энергия является термодинамической функцией при независимых переменных:

- 1) энтропии и давлении;
- 2) энтропии и объеме;
- 3) объеме и температуре;
- 4) давлении и температуре.

Вопрос № 12

Энтальпия является термодинамической функцией при независимых переменных:

- 1) энтропии и давлению;
- 2) давлению и температуре;
- 3) энтропии и объеме;
- 4) объеме и температуре.

Вопрос № 13

Изохорно-изотермический потенциал является термодинамической функцией при независимых переменных:

- 1) энтропии и объеме;
- 2) давлению и температуре;
- 3) объеме и температуре;
- 4) энтропии и давлению.

Вопрос № 14

Изобарно-изотермический потенциал является термодинамической функцией при независимых переменных:

- 1) давлению и температуре;
- 2) объеме и температуре;
- 3) энтропии и давлению;
- 4) энтропии и объеме.

Вопрос № 15

Химический потенциал чистого компонента (индивидуального вещества) всегда больше, чем химический потенциал этого вещества в смеси с другими на величину:

- 1) $\ln \frac{P_{i,0}}{P_i}$;
- 2) $RT \ln \frac{P_{i,0}}{P_i}$;
- 3) RT ;
- 4) $\frac{P_{i,0}}{P_i}$.

Вопрос № 16

При достижении равновесия в закрытых однокомпонентных системах термодинамические потенциалы становятся:

- 1) максимальными;
- 2) минимальными;
- 3) равными 0;
- 4) переменными.

Вопрос № 17

В многокомпонентных системах критерием направленности процесса и состояния равновесия служит:

- 1) изобарно-изотермический потенциал;
- 2) сумма химических потенциалов;
- 3) изохорно-изотермический потенциал;
- 4) изобарно-изоэнтروпийный потенциал.

Вопрос № 18

Уравнение... позволяет вычислить изменение энергии Гиббса, а также предсказать направление протекания реакции при заданных условиях, если известны относительные парциальные давления реагирующих веществ в момент их смешивания и стандартная константа равновесия:

- 1) изотермы реакции;
- 2) изобары реакции;
- 3) изохоры реакции;
- 4) стандартного сродства.

Вопрос № 19

$\frac{d \ln K^0}{dT} = \frac{\Delta_r H_T^0}{RT^2}$ – это уравнение:

- 1) изобары реакции;
- 2) изохоры реакции;
- 3) изотермы реакции;
- 4) стандартного сродства.

Вопрос № 20

Для правильных кристаллов теплоемкость каждого из компонентов системы при 0 Кельвина стремится к 0:

- 1) первый постулат Планка;
- 2) второй постулат Планка;
- 3) третий закон термодинамики;
- 4) постулат Нернста.

Вопрос № 21

Энтропия любого индивидуального бездефектного кристаллического вещества при абсолютном 0 равна 0:

- 1) первый постулат Планка;
- 2) второй постулат Планка;
- 3) третий закон термодинамики;
- 4) постулат Нернста.

Вопрос № 22

Термодинамические свойства идеальных газов и газовых смесей...от сил межмолекулярного взаимодействия:

- 1) зависят;
- 2) не зависят;
- 3) являются производными;
- 4) являются функцией.

Тема 3. Термодинамические свойства растворов

Вопрос № 23

Изменение энтальпии при растворении 1 моль вещества в некотором количестве чистого растворителя есть:

- 1) дифференциальная теплота растворения;
- 2) интегральная теплота растворения;
- 3) интегральная теплота разведения;
- 4) дифференциальная теплота разведения.

Вопрос № 24

Если к бесконечно большому количеству раствора добавить 1 моль чистого растворителя, то тепловой эффект:

- 1) интегральная теплота разведения;
- 2) дифференциальная теплота разведения;
- 3) интегральная теплота растворения;
- 4) дифференциальная теплота растворения.

Вопрос № 25

Закон Рауля для растворов электролитов выражается формулой:

- 1) $\frac{p_A^0 - p_A}{p_A^0} = N_B$;
- 2) $\frac{p_A^0 - p_A}{p_A^0} = iN_B$;
- 3) $\frac{p_A^0 + p_A}{p_A^0} = iN_B$;
- 4) $\frac{p_A^0 + p_A}{p_A^0} = N_B$.

Вопрос № 26

Положительное отклонение от закона Рауля у реальных растворов вызвано:

- 1) уменьшением размера частиц;
- 2) увеличением размера частиц;
- 3) увеличением температуры;
- 4) уменьшением температуры.

Вопрос № 27

Температура замерзания раствора ... температуры замерзания чистого растворителя:

- 1) выше;
- 2) ниже;
- 3) не зависит от;
- 4) равна.

Вопрос № 28

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot \dots:$$

- 1) m ;
- 2) R ;
- 3) T ;
- 4) M .

Вопрос № 29

Эбуллиоскопическая постоянная E и криоскопическая постоянная K зависят:

- 1) от природы растворителя;
- 2) от природы растворенного;
- 3) от природы раствора;
- 4) от степени диссоциации.

Тема 4. Фазовые равновесия

Вопрос № 30

В гетерогенных системах при $T = \text{const}$, $P = \text{const}$ фазовое равновесие характеризуется равенством... каждого компонента во всех фазах:

- 1) внутренней энергии;
- 2) химических потенциалов;
- 3) энтальпии;
- 4) энтропии.

Вопрос № 31

Переход какого-либо компонента из одной фазы в другую будет осуществляться при условии:

- 1) $\mu_i^I > \mu_i^II$;
- 2) $\mu_i^I < \mu_i^II$;
- 3) $\mu_i^I = \mu_i^II$;
- 4) $\mu_i^I \geq \mu_i^II$.

Вопрос № 32

Закон равновесия фаз выражается уравнением:

- 1) $C = K - \Phi - 2$;
- 2) $C = K + \Phi - 2$;
- 3) $C = K - \Phi + 2$;
- 4) $C = K + \Phi + 2$.

Вопрос № 33

В инвариантных системах число степеней свободы s равно:

- 1) 1;
- 2) 2;
- 3) 0;
- 4) 3.

Вопрос № 34

Для однокомпонентной системы, на равновесие которой из внешних факторов оказывают влияние только p и T , правило фаз Гиббса выражается уравнением:

- 1) $C = 2 - \Phi$;
- 2) $C = 3 - \Phi$;
- 3) $C = 4 - \Phi$;
- 4) $C = 1 - \Phi$.

Вопрос № 35

Зависимость температуры фазового перехода кристалл \leftrightarrow пар от внешнего давления в однокомпонентной системе характеризует

уравнение $\frac{dT}{dp} = \frac{T_s \Delta V}{\dots}$:

- 1) ΔmH ;
- 2) ΔvH ;
- 3) ΔsH ;
- 4) ΔrH .

Вопрос № 36

Для двухкомпонентной системы, на равновесие которой из внешних факторов оказывают влияние только p и T , правило фаз Гиббса выражается уравнением $C = \dots - \Phi$:

- 1) 3;
- 2) 4;
- 3) 2;
- 4) 1.

Вопрос № 37

Эвтектическая точка характеризует ... расплава, который находится в равновесии одновременно с кристаллами компонентов A и B :

- 1) температуру;
- 2) состав;
- 3) концентрацию;
- 4) давление.

Вопрос № 38

Твердый раствор по сравнению с жидким расплавом, находящимся с ним в равновесии, богаче тем компонентом, прибавление которого к расплаву приводит к ... начала кристаллизации твердого раствора:

- 1) повышению температуры;
- 2) понижению температуры;
- 3) увеличению концентрации;
- 4) уменьшению концентрации.

Вопрос № 39

Под критической температурой растворения понимают температуру, при которой ... двух равновесных жидких фаз одинаковы:

- 1) концентрации;
- 2) составы;
- 3) энтальпии;
- 4) давления.

Вопрос № 40

Пар по сравнению с жидким раствором, из которого он получен, при равновесии богаче тем компонентом, прибавление которого к раствору приводит к ...:

- 1) повышению температуры кипения;
- 2) понижению температуры кипения;
- 3) повышению давления пара над раствором;
- 4) 2 и 3 вместе.

Вопрос № 41

Процесс извлечения растворенного вещества из раствора с помощью второго растворителя, практически не смешивающегося с первым, называется:

- 1) ректификацией;
- 2) экстракцией;
- 3) перегонкой;
- 4) возгонкой.

Вопрос № 42

Состав водного раствора, насыщенного при данной температуре по отношению к двум солям называется:

- 1) эвтектикой;
- 2) эвтоникой;
- 3) изоморфная смесью;
- 4) нодой.

Вопрос № 43

При изменении внешнего давления у азеотропных растворов изменяется:

- 1) состав раствора;
- 2) температура кипения;
- 3) состав и температура кипения;
- 4) температура плавления.

Тема 5. Растворы электролитов. Термодинамическая теория химического равновесия в растворах электролитов
Термодинамическая теория ЭДС

Вопрос № 44

В концентрированных растворах электролитов термодинамическая константа диссоциации определяется по уравнению:

$$1) K_{\partial} = \frac{C_{B^+}^2 \cdot C_{A^{-2}}}{C_{B_2A}};$$

$$2) K_{\partial} = \frac{a_{B^+}^2 \cdot a_{A^{-2}}}{a_{B_2A}};$$

$$3) K_{\partial} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha};$$

$$4) K_{\partial} = \frac{x_{B^+}^2 \cdot x_{A^{-2}}}{x_{B_2A}}.$$

Вопрос № 45

Изменение энергии Гиббса в реакции диссоциации определяется уравнением ... химической реакции:

- 1) изотермы;
- 2) изобары;
- 3) изохоры;
- 4) 2 и 3 вместе.

Вопрос № 46

Коэффициент активности характеризует ..., которую нужно затратить для переноса 1 моль вещества из идеального в реальный раствор той же концентрации:

- 1) энергию;
- 2) работу;
- 3) теплоту;
- 4) энтальпию.

Вопрос № 47

Значение ЭДС дает возможность определить:

- 1) ΔG^0 ;
- 2) K ;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) а.

Вопрос № 48

При работе в ... условиях электродный потенциал связывается с изменением изобарно-изотермического потенциала соотношением $\Delta G = -n_e FE$:

- 1) обратимых;
- 2) необратимых;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) изолированных.

Вопрос № 49

Потенциометрическими методами можно определить:

- 1) термодинамические параметры химических реакций;
- 2) pH;
- 3) растворимость малорастворимых элементов;
- 4) 1, 2, 3 вместе.

Вопрос № 50

Зависимость электродного потенциала E данного электрода от активности соответствующих катионов в растворе выражается уравнением:

- 1) $E = E^0 + \frac{RT}{n_e F} \ln a_+$;
- 2) $E = E^0 - \frac{RT}{n_e F} \ln a_+$;
- 3) $E = \frac{RT}{n_e F} \ln a_+$.
- 4) $E = -\frac{RT}{n_e F} \ln a_+$.

Тема 6. Химическая кинетика и катализ химических реакций

Вопрос № 51

В открытых системах изменение количества вещества происходит за счет:

- 1) обмена веществом;
- 2) химической реакции;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) обмена энергией.

Вопрос № 52

В закрытых системах изменение количества вещества происходит за счет:

- 1) обмена веществом;
- 2) химической реакции;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) обмена энергией.

Вопрос № 53

$r = v_i^{-1} \frac{dn_i}{Vdt}$ – это уравнение химической кинетики для:

- 1) открытых систем;
- 2) закрытых систем;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) изолированных систем.

Вопрос № 54

Химические реакции в ... системах проводят в реакторах непрерывного действия:

- 1) открытых;
- 2) закрытых;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) изолированных.

Вопрос № 55

Уравнение $r = \frac{r_A}{\nu_A}$ описывает кинетику химической реакции

в...:

- 1) реакторе идеального смешения;
- 2) реакторе идеального вытеснения;
- 3) 1 и 2 вместе;
- 4) закрытых системах.

Вопрос № 56

Математическое выражение закона действующих масс $r = kc_1^{\nu_1}c_2^{\nu_2}$ для... :

- 1) двусторонних реакций;
- 2) односторонних реакций;
- 3) сложных реакций;
- 4) стационарного режима.

Вопрос № 57

Вещества, повышающие активность катализаторов, называются:

- 1) ингибиторами;
- 2) промоторами;
- 3) каталитическими ядами;
- 4) нуклеофилами.

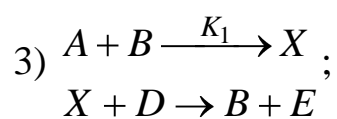
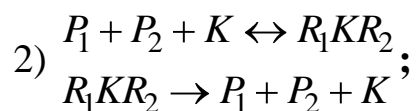
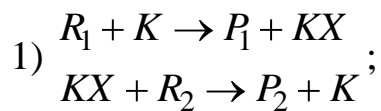
Вопрос № 58

Число циклов, совершающихся за единицу времени на одном активном центре, называется ... катализатора:

- 1) активностью;
- 2) числом оборотов;
- 3) специфичностью;
- 4) селективностью.

Вопрос № 59

Ферментативный катализ протекает по схеме:



4) 1 и 2 вместе.

Вопрос № 60

Гомогенно-каталитические реакции бывают:

а) кислотно-основного типа;

б) окислительно-восстановительного типа.

Ферменты ускоряют реакции:

1) а;

2) б;

3) а и б;

4) не ускоряют.

ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ МАТЕРИАЛАМ

№ вопроса	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
№ ответа	2	1	2	1	2	2	2	1	1	2	2	1	3	1	2
№ вопроса	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
№ ответа	3	2	1	1	1	3	2	2	2	2	1	2	1	1	2
№ вопроса	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45
№ ответа	1	3	3	2	3	2	2	1	2	4	2	2	3	2	1
№ вопроса	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60
№ ответа	2	3	1	4	1	3	2	2	1	1	2	2	2	2	3

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Основной

1. **Бондарева Л.Г., Кудряшева Н.С.** Физическая химия. – М.: Юрайт, 2014. – 350 с.
2. Физическая и коллоидная химия: Задачник / А.П. Беляев, А.С. Чухно, Л.А. Бахолдина, В.В. Гришин. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 288 с.
3. Физическая и коллоидная химия: Практикум / П.М. Кругляков, А.В. Нуштаева, Н.Г. Вилкова, Н.В. Кошева. – М.: Лань, 2013. – 208 с.
4. Физическая химия: Сб. вопросов и задач / Н.И. Савиткин, Я.Г. Авдеев, В.В. Батраков, И.Г. Горичев. – М.: Феникс, 2014. – 320 с.

Дополнительный

1. **Стромберг А.Г., Семченко Д.Г.** Физическая химия. – М.: Высш. шк., 2006. – 557 с.
2. **Киреев В.А.** Курс физической химии. – М.: Химия, 1975. – 776 с.
3. **Киселева Е.В., Каретникова Г.С., Кудряшов И.В.** Сборник примеров и задач по физической химии. – М.: Высш. шк., 1983. – 321 с.
4. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя. – Л.: Химия, 1983. – 232 с.
5. **Николаев Л.А.** Физическая химия. – М.: Высш. шк., 1979. – 371 с.
6. Сборник вопросов и задач по физической химии для самоконтроля / Под ред. С.Ф. Белевского. – М.: Высш. шк., 1979. – 119 с.
7. **Фридрихсберг Д.А.** Курс коллоидной химии. – СПб.: Химия, 1995. – 368 с.
8. Физическая химия: В 2 кн. / К.С. Краснов, М.К. Воробьев, Н.Н. Годнев и др. – М.: Высш. шк., 1995.
9. Практические работы по физической химии / Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – СПб.: Профессия, 2002. – 384 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ ПО ТЕРМОДИНАМИКЕ.....	4
I. Основные теоретические положения.....	4
1. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к различным процессам.....	4
2. Второй закон термодинамики.....	6
3. Изменение энтропии при различных процессах.....	8
4. Условия самопроизвольного протекания процессов.....	9
5. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой равновесия.....	11
II. Пример выполнения термодинамических расчетов.....	12
ВАРИАНТЫ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАНИЙ.....	17
ТЕСТОВЫЕ МАТЕРИАЛЫ.....	25
ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ МАТЕРИАЛАМ.....	41
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....	42

**Волкова Ольга Владимировна
Никишова Наталья Ивановна**

ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Учебно-методическое пособие

Ответственный редактор
Т.Г. Смирнова

Титульный редактор
Е.О. Трусова

Компьютерная верстка
И.В. Гришко

Дизайн обложки
Н.А. Потехина

Подписано в печать 21.12.2015. Формат 60×84 1/16
Усл. печ. л. 2,56. Печ. л. 2,75. Уч.-изд. л. 2,5
Тираж 100 экз. Заказ № С 87

Университет ИТМО. 197101, Санкт-Петербург, Кронверкский пр., 49

Издательско-информационный комплекс
191002, Санкт-Петербург, ул. Ломоносова, 9