



**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**Рубцовский индустриальный институт (филиал)
ФГБОУ ВПО «Алтайский государственный технический
университет им. И.И. Ползунова»**

Н.Н. АВЕТИСЯН

**ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ
ПО ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКЕ**

Учебное пособие для студентов направлений
ЭиЭ, ЭТМ, КТМ и ТМОиС очной формы обучения

*Рекомендовано Рубцовским индустриальным институтом (филиалом)
ФГБОУ ВПО «Алтайский государственный технический университет им. И.И.
Ползунова» в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся
по направлению подготовки ЭиЭ, ЭТМ, КТМ и ТМОиС*

Рубцовск 2015

УДК 541

Аветисян Н.Н. Индивидуальные задания по химической термодинамике: Учебное пособие для студентов направлений ЭиЭ, ЭТМ, КТМ и ТМОиС очной формы обучения / Рубцовский индустриальный институт. – Рубцовск, 2015. - 51 с.

Предлагаемое пособие содержит теоретический материал, необходимый для самостоятельной работы студентов по теме «Основные закономерности протекания химических реакций».

Разобраны примеры решения задач, приведены варианты для программированного контроля знаний студентов, индивидуальных заданий, тестовые материалы.

Рассмотрено и одобрено на заседании
научно-методического совета
Рубцовского индустриального
института.
Протокол №5 от 25.06.15.

Рецензент: д.х.н., профессор АГУ

В.К. Чеботарёв

© Рубцовский индустриальный институт, 2015

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ	5
2. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ	6
3. ЗАКОНЫ ТЕРМОХИМИИ. ЗАКОН ГЕССА. ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ	7
4. ЭНТРОПИЯ	10
5. ЭНЕРГИЯ ГИББСА (Изобарно-изотермический потенциал)	12
5.1. Методы расчета изобарно-изотермического потенциала для химической реакции	13
6. ЭНТАЛЬПИЙНЫЙ И ЭНТРОПИЙНЫЙ ФАКТОРЫ И НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО ПРОЦЕССА	13
7. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА НАПРАВЛЕНИЕ РЕАКЦИИ	14
8. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ	15
8.1. Характеристика прочности соединений	15
8.2. Расчет энтальпии образования соединения	15
8.3. Расчет калорийности топлива	16
8.4. Расчет направленности химических процессов	16
8.5. Фазовые переходы	17
9. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ	18
10. ВАРИАНТЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ	22
11. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ	35
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	42
Приложение	43

ВВЕДЕНИЕ

Неорганические, органические соединения и материалы на их основе становятся все более разнообразными и находят широкое применение. Разрабатываются новые методы синтеза веществ, совершенствуются уже известные, открываются новые виды химических реакций с участием неорганических веществ и соединений. В практику вовлекаются все новые и новые элементы и классы неорганических и органических веществ. Все это требует глубокого знания свойств химических элементов и соединений, закономерностей их изменения.

Условия протекания химических реакций очень разнообразны: одни реакции идут медленно, другие – быстро. Одни протекают самопроизвольно, другие – нет. Одни реакции идут с выделением тепла, для протекания других необходимо затратить энергию. Поэтому важно знать, что же лежит в основе протекания химических реакций и на основе этих знаний уметь влиять на результат процессов. Одним из самых важных понятий в химии является энергия химических реакций. Именно энергетические факторы и лежат в основе всех химических процессов.

Раздел химии, изучающий энергетические эффекты реакций, называется термохимией. Часто термохимию рассматривают как раздел термодинамики. Это очень важный раздел химии, т.к. сведения об энергетических эффектах реакций широко используют для расчета тепловых балансов, для выяснения реакционной способности и строения соединений, для установления направления протекания химических процессов, на какой стадии может остановиться данная химическая реакция, возможно ли вообще протекание химических реакций при смещении двух и более компонентов.

Данное пособие помогает студенту уверенно объяснить закономерность протекания химических процессов, применять полученные знания в практической работе.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Наука о взаимных превращениях различных видов энергии называется термодинамикой.

Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного протекания различных процессов в данных условиях, изучает энергетические изменения в физических и химических процессах, но не механизмы процессов и их скорости. Совокупность всех свойств системы характеризует ее состояние, определяемое параметрами состояния: T , P и V .

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление общего закона природы – закона сохранения материи. В соответствии с **первым законом термодинамики** *теплота (Q), поглощенная системой, идет на изменение ее внутренней энергии (ΔU) и на совершение работы (A):* $Q = \Delta U + A$.

Внутренняя энергия системы U – это общий ее запас, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомных групп и т.д. Внутренняя энергия – это полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение U веществ определить невозможно, так как нельзя учесть все виды энергии, заключенные в веществе. Внутренняя энергия, как и любой вид энергии, является *функцией состояния*, т.е. ее изменение однозначно определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути, по которому протекает процесс $\Delta U = U_2 - U_1$, где ΔU – изменение внутренней энергии системы при переходе из начального состояния (U_1) в конечное (U_2). Если $U_2 > U_1$, то $\Delta U > 0$; если $U_2 < U_1$, то $\Delta U < 0$.

Теплота и работа функциями состояния не являются, так как они служат формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях A – это работа против внешнего давления (P), в первом приближении $A = P\Delta V$, где ΔV – изменение объема системы ($\Delta V = (V_2 - V_1)$). Так как большинство химических реакций проводят при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ($P = const$, $T = const$) теплота Q_p будет равна:

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V;$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) - P(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1).$$

Сумму $(U + PV)$ обозначим через H , тогда $Q_p = (H_2 - H_1) = \Delta H$. Величину H называют **энтальпией**. Таким образом, теплота при $P = const$ и $T = const$ приобретает свойство функции состояния и не зависит от пути, по которому протекает процесс. Отсюда теплота реакции в изобарно-изотермическом процессе Q_p равна изменению энтальпии системы ΔH (если единственным видом работы является работа расширения): $Q_p = \Delta H$.

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния. Ее изменение (ΔH) определяется только начальным и конечным состоянием си-

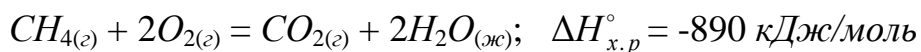
стемы и не зависит от пути перехода из одного состояния в другое. Теплота реакции в изохорно-изотермическом процессе Q_V (при $V = const$ и $T = const$) равна изменению внутренней энергии системы: $Q_V = \Delta U$. Теплоты химических процессов, протекающих при $P, T = const$ и $V, T = const$, называют *тепловыми эффектами*.

2. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ

Химическое превращение – это качественный скачок, при котором исчезают одни вещества и образуются другие, разрываются химические связи в исходных веществах и образуются химические связи в продуктах. Это сопровождается изменением взаимного порядка расположения частиц (атомов, ионов, молекул), выделением или поглощением энергии. В большинстве случаев этой энергией является теплота.

*Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называется **термохимией**.*

Реакции, протекающие с выделением тепла $\Delta H < 0, Q_p > 0$, называются экзотермическими; а реакции, протекающие с поглощением тепла $\Delta H > 0, Q_p < 0$, называются эндотермическими. Например, горение метана, протекающее с выделением тепла:



экзотермическая реакция $Q_{p.x.p} = +890 \text{ кДж/моль}$

*Уравнение химической реакции, содержащей указания теплового эффекта и агрегатного состояния веществ (г – газ; ж – жидкость; кр. – кристаллическое состояние), называется **термохимическим уравнением**.*

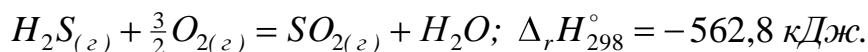
При экзотермических реакциях $Q > 0$ энтальпия системы уменьшается и $\Delta H < 0$ ($H_2 < H_1$), а при эндотермических энтальпия системы увеличивается и $\Delta H > 0$ ($H_2 > H_1$). В дальнейшем тепловые эффекты всюду выражаются через ΔH . Изменение внутренней энергии или энтальпии принято относить к случаю, когда все исходные вещества и все продукты реакции находятся в стандартных состояниях. *Стандартным состоянием* вещества называется его состояние в виде чистого вещества при давлении, равном 101,325 кПа (или 760 мм рт.ст.) и температуре 298,15 К (25 °С). Изменения внутренней энергии или энтальпии, отнесенные к стандартным условиям, при обозначении снабжаются верхним индексом “°”: $\Delta U^{\circ}, \Delta H^{\circ}$. *Теплота образования 1 моль вещества из простых веществ при стандартных условиях называется **стандартной теплотой образования** ($\Delta_f H^{\circ}$).*

Различают два вида энтальпий:

Стандартная энтальпия образования вещества	Стандартная энтальпия сгорания вещества
$\Delta H_{f,298}^{\circ}$, кДж/моль (<i>f</i> – образование)	$\Delta H_{C,298}^{\circ}$, кДж/моль (<i>C</i> – горение)
Тепловой эффект образования 1 моля сложного вещества из простых при стандартных условиях (с.у.) с.у.: $T = 298 \text{ K}$; $P = 1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{H}}{\text{м}^2}$ [Па]	Тепловой эффект сгорания 1 моля простых и сложных веществ до продуктов полного окисления при стандартных условиях

3. ЗАКОНЫ ТЕРМОХИМИИ. ЗАКОН ГЕССА. ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

В термохимических расчетах используют термохимические уравнения. В них указывают тепловой эффект реакции, а также фазовое состояние и полиморфную модификацию реагирующих и образующих веществ: *г* – газовое, *ж* – жидкое, *кр.* – кристаллическое, *р* – растворенное, *тв.* – твердое и др. Термохимическое уравнение окисления сероводорода в стандартных условиях имеет вид:



Термохимические расчеты проводят, используя энтальпии (теплоты) образования веществ. Под энтальпией образования понимают тепловой эффект реакции образования 1 моля вещества из простых. Обычно используют стандартные энтальпии образования и обозначают $\Delta H_{обр,298}^{\circ}$ или $\Delta H_{f,298}^{\circ}$ (индекс *f* происходит от англ. *formation* - образование).

Стандартные энтальпии образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (газообразные O_2 , H_2 , жидкий Br_2 , кристаллические S , C), приняты равными нулю. Тепловой эффект реакции $S_{(ромб)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$; $\Delta H_{298}^{\circ} = -296,9 \text{ кДж/моль}$ является энтальпией образования SO_2 ;

$$\Delta H_{f,SO_2}^{\circ} = -296,9 \text{ кДж/моль.}$$

В основе термохимических расчетов лежат законы Лавуазье-Лапласа и Г.И. Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа: **если при образовании какого-либо химического соединения наблюдается положительный тепловой эффект, то при разложении этого соединения на исходные вещества поглощается такое же количество теплоты.** (Теплота образования химического соединения равна теплоте его разложения, взятой с (обратным) противоположным знаком).

Примеры термодимических уравнений:

а) Образование:

Пример 1: $\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}I_{2(g)} = HI_{(g)}$; $\Delta_f H_{298}^\circ = 25,9 \text{ кДж/моль}$.

Пример 2: $Ca_{(тв)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = CaO_{(тв)}$; $\Delta_f H_{298}^\circ = -634,7 \text{ кДж/моль}$.

б) Разложение:

Пример 1: $HI_{(g)} = \frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}I_{2(g)}$; $\Delta_f H_{298}^\circ = -25,9 \text{ кДж/моль}$.

Пример 2: $CaO \rightarrow \frac{1}{2}O_2 + Ca$; $\Delta_f H^\circ = 634,7$.

Закон Г.И. Гесса: **тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении не зависит от пути реакции и определяется только начальным и конечным состоянием веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции**. Оба закона являются частными случаями закона сохранения энергии.

Так, образование оксида углерода (IV) из графита и кислорода можно представить термодимическим уравнением:

$C_{(графит)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$; $\Delta H_1^\circ = -393,5 \text{ кДж/моль}$.

Допустим, что эта реакция протекает в две стадии. Сначала при горении графита образуется оксид углерода (II):

$C_{(графит)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = CO_{(g)}$; $\Delta H_2^\circ = -110,5 \text{ кДж/моль}$.

Затем при сгорании CO образуется оксид углерода (IV) CO₂:

$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = CO_{2(g)}$; $\Delta H_3^\circ = -283,0 \text{ кДж/моль}$.

Суммируем эти два уравнения:

$C_{(графит)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = CO_{(g)}$; $\Delta H_2^\circ = -110,5 \text{ кДж/моль} +$

$+ CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} = CO_{2(g)}$; $\Delta H_3^\circ = -283,0 \text{ кДж/моль} =$

$= C_{(графит)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$; $\Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ = -393,5 \text{ кДж/моль}$.

Согласно закону Гесса тепловые эффекты образования CO₂ как непосредственно из простых веществ, так и через промежуточную стадию образования и сгорания CO равны:

$\Delta H_1^\circ = \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ = -393,5 \text{ кДж/моль}$.

Иначе нарушался бы закон сохранения энергии.

1-е следствие из закона Гесса: **тепловой эффект реакции представляет собой разность между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ**.

Для реакции $aA + bB + \dots = dD + eE + \dots$ тепловой эффект H определяется равенством:

$\Delta H^\circ = (d\Delta H_{f,D}^\circ + e\Delta H_{f,E}^\circ \dots) - (a\Delta H_{f,A}^\circ + b\Delta H_{f,B}^\circ + \dots)$.

Расчет тепловых эффектов химических реакций по стандартным энтальпиям образования веществ (следствие из закона Гесса, 1840 г):

$$\Delta H_{x,p,298}^\circ = \sum (n \cdot \Delta H_{f,298}^\circ)_{\text{кон}} - \sum (n \cdot \Delta H_{f,298}^\circ)_{\text{нач}},$$

где $\Delta H_{f,298}^\circ$ - стандартные энтальпии образования исходных веществ (нач.) и конечных продуктов реакции (кон.);

n – стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции.

Так, при взаимодействии кристаллического оксида фосфора (V) и воды: $P_2O_{5(к)} + 3H_2O_{(ж)} = 2H_3PO_{4(к)}$ энтальпия реакции в стандартных условиях ΔH° определяется уравнением:

$$\Delta H^\circ = 2\Delta H_{f,H_3PO_4}^\circ - (\Delta H_{f,P_2O_5}^\circ + 3\Delta H_{f,H_2O(ж)}^\circ).$$

Энтальпии образования известны примерно для 4 тысяч веществ в разных состояниях.

2-е следствие из закона Гесса: *для любой реакции при постоянном давлении изменение энтальпии ΔH равно разности между суммой энтальпий горения исходных веществ и суммой энтальпий горения продуктов реакции.*

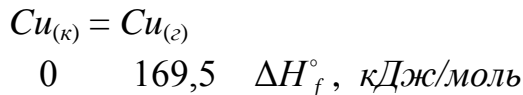
Расчет тепловых эффектов химических реакций по стандартным энтальпиям сгорания веществ ($\Delta H_{C,298}^\circ$), взятых из приложения:

$$\Delta H_{x.p,298}^\circ = \sum(n \cdot \Delta H_{C,298}^\circ)_{нач} - \sum(n \cdot \Delta H_{C,298}^\circ)_{кон},$$

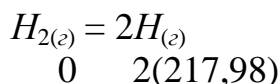
где $\Delta H_{C,298}^\circ$ - стандартные энтальпии сгорания исходных веществ (нач.) и конечных продуктов реакции (кон.).

Рассмотрим некоторые примеры.

1) энтальпия атомизации:

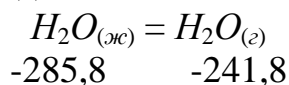


$$\Delta H_{атома}^\circ = 169,5 \text{ кДж/моль};$$



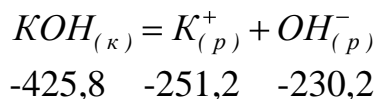
$$\Delta H_{дисс}^\circ = 2 \cdot 217,98 - 0 = 435,96 \text{ кДж/моль};$$

2) энтальпия фазового перехода:



$$\Delta H_{исп}^\circ = -241,8 - (-285,8) = 44,0 \text{ кДж/моль};$$

3) энтальпия (теплота) растворения:



$$\Delta H_{раств}^\circ = (-251,2 + (-230,2)) - (-425,8) = -55,6 \text{ кДж/моль}.$$

Растворение KOH – процесс экзотермический, идущий с выделением тепла ($\Delta H < 0$). Эндотермический – с поглощением тепла (например, растворение KNO_3 , $\Delta H > 0$).

Таким образом, с помощью термохимических расчетов можно определить энергию химических связей, энергию кристаллической решетки, энергию меж-

молекулярного взаимодействия, энтальпию растворения и сольватации (гидратации), энергетические эффекты фазовых превращений и т.д.

Типы фазовых превращений приведены на рисунке 3.1.



Рис. 3.1. Типы фазовых превращений:

1 – сублимация; 2 – испарение; 3 – плавление;
4 – конденсация; 5 – затвердевание; 6 – осаждение

4. ЭНТРОПИЯ

Одни процессы происходят самопроизвольно, другие – нет. Газ расширяется самопроизвольно, но самопроизвольно не сжимается. Железо самопроизвольно корродирует, но само по себе из ржавчины не восстанавливается.

Как оценить возможности того или иного процесса? Большинство процессов представляет собой два одновременно происходящих явления: передачу энергии и изменение упорядоченности расположения частиц относительно друг друга.

Передачу энергии характеризует изменение энтальпии ΔH . Изменение порядка в расположении упорядоченности частиц оценивается изменением энтропии ΔS .

Самопроизвольно протекающие процессы (испарение, горение, самовозгорание, термическое разложение) определяются двумя факторами: энтальпийный фактор (ΔH) – стремление системы перейти в состояние с минимальным запасом энергии ($\Delta H < 0$) и энтропийный фактор (S) – стремление системы перейти в состояние с наибольшим беспорядком ($\Delta S > 0$).

Энтропия – это мера беспорядка, мера термодинамической вероятности состояния системы. При переходе системы из более упорядоченного в менее упорядоченное состояние энтропия возрастает ($\Delta S > 0$). В случае перехода системы из менее упорядоченного состояния в более упорядоченное энтропия системы уменьшается ($\Delta S < 0$).

Вероятность различных состояний вещества (газ, кристаллическое, жидкое) можно описать как некоторое его свойство и количественно выразить значением S [в Дж/(К · моль)]. В этом случае можно привести следующую формулу:

$$S = k \ln W,$$

где W - термодинамическая вероятность, под которой понимается число микросостояний, с помощью которых осуществляется данное макросостояние, выражается целым положительным числом.

k – константа Больцмана, $k = R/N_A$ (R – универсальная газовая постоянная; N_A – число Авогадро). $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частиц; $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$.

Если процесс протекает обратимо (т.е. бесконечно медленно, когда работа принимает максимально возможные значения) и изотермически, то изменение энтропии связано с поглощаемой теплотой уравнением:

$$\Delta S = Q_{\text{обр}} / T,$$

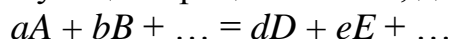
где $Q_{\text{обр}}$ – количество теплоты, поглощенное системой в изотермическом обратимом процессе;

T – абсолютная температура.

С помощью этого уравнения можно определить, например, изменение энтропии при плавлении и кипении веществ.

Подобно внутренней энергии и энтальпии, энтропия зависит от состояния системы. Но в отличие от этих двух функций связь изменения энтропии с теплотой зависит от способа проведения процесса – от его скорости. Энтропию веществ принято относить к стандартным условиям (ΔS_f°).

Значениями энтропии веществ пользуются для установления энтропии системы в результате соответствующих процессов. Так, для химической реакции



изменение энтропии системы будет

$$\Delta S^\circ = (dS_D^\circ + eS_E^\circ + \dots) - (aS_A^\circ + bS_B^\circ + \dots).$$

Энтропия, взятая при стандартных условиях, называется **стандартной энтропией вещества** (ΔS_{298}°), значение которой приведено в приложении.

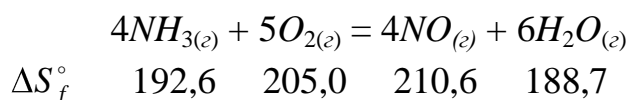
Для химической реакции энтропия рассчитывается по следующему соотношению:

$$\Delta S_{x.p.298}^\circ = \sum (n \cdot \Delta S_{298}^\circ)_{\text{кон}} - \sum (n \cdot \Delta S_{298}^\circ)_{\text{нач}},$$

где ΔS_{298}° – стандартная энтропия исходных веществ (нач.) и продуктов реакции (кон.)!

Второй закон термодинамики: в изолированных системах самопроизвольно идут только такие процессы, которые сопровождаются возрастанием энтропии: $\Delta S > 0$.

Определим изменение энтропии в реакции окисления аммиака кислородом:



$$\Delta S_{298}^\circ = (6 \cdot 188,7 + 4 \cdot 210,6) - (4 \cdot 192,6 + 5 \cdot 205,0) = 179,2 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Согласно уравнению реакции, число молей продуктов больше, чем число молей исходных веществ, поэтому объем системы в результате реакции увеличивается, что и отражается в росте энтропии.

5. ЭНЕРГИЯ ГИББСА (Изобарно-изотермический потенциал)

Если величина ΔH отражает в основном взаимное влияние атомов в молекуле, стремление к объединению частиц в более крупные сочетания, т.е. способность их к агрегации, то величина ΔS отражает противоположную тенденцию – стремление к беспорядочному расположению частиц, к их дезагрегации. Система переходит в состояние с минимальной энергией лишь тогда, когда $\Delta S = 0$; если же $\Delta H = 0$, то система переходит в наиболее неупорядоченное состояние.

С одной стороны, частицы вещества на пути к минимальной энергии стремятся сблизиться, взаимодействуя друг с другом, дать прочные агрегаты, заняв при этом минимальный объем: с другой – тепловое движение разбрасывает частицы, распространяя их на возможно больший объем. На каждую из этих противоположных тенденций, выражаемых величинами ΔH и ΔS , влияют природа вещества и условия протекания процесса (температура, давление, соотношение между реагентами и т.д.).

Для количественного сопоставления этих противоположных факторов необходимо выразить олицетворяющие их величины в одинаковых единицах измерения (*Дж/моль*): энтальпийный ΔH (*Дж/моль*) и энтропийный $T\Delta S$ (*Дж/моль*) факторы. Суммарный эффект двух противоположных тенденций в процессах, протекающих при постоянных T и p , отражает изменение энергии Гиббса G : $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Эта величина названа в честь американского ученого Дж. Уилларда Гиббса (1839-1903) – одного из основоположников химической термодинамики.

Согласно $\Delta H = \Delta G + T\Delta S$, часть теплоты $T\Delta S$ идет на создание беспорядка (бесполезно рассеивается в окружающую среду) и поэтому не может быть использована для совершения работы; ее называют связанной энергией. Часть теплоты ΔG может быть использована для совершения работы, и поэтому энергию Гиббса называют также *свободной энергией*.

Характер изменения энергии Гиббса позволяет судить о принципиальной возможности или невозможности осуществления процесса. Условием принципиальной термодинамической возможности процесса является неравенство $\Delta G < 0$.

Иными словами, реакции протекают самопроизвольно, если энергия Гиббса в исходном состоянии системы больше, чем в конечном.

Увеличение энергии Гиббса $\Delta G > 0$ свидетельствует о невозможности самопроизвольного осуществления процесса в данных условиях.

Если же $\Delta G = 0$, то система находится в состоянии неустойчивого химического равновесия.

Для практической оценки возможности протекания реакции в качестве порогового значения используют величину $\Delta G < -41,8$ *кДж/моль*, то есть следует ожидать самопроизвольного процесса, если снижение свободной энергии составит величину меньшую, чем $-41,8$ *кДж/моль*.

Под *стандартной энергией Гиббса* образования ΔG_f° понимают изменение энергии Гиббса при реакции образования 1 моль вещества из простых веществ в стандартном состоянии. Это определение подразумевает, что стандартная энергия Гиббса образования простого вещества, устойчивого в стандартных условиях, равна нулю.

Изменение энергии Гиббса, как и изменение энтальпии и энтропии системы, не зависит от пути процесса (т.е. все расчеты можно проводить с использованием закона Гесса).

5.1. Методы расчета изобарно-изотермического потенциала для химической реакции

Энергия Гиббса $\Delta G_{x.p.298}^\circ$ рассчитывается двумя способами. *Первый метод* базируется на основе данных энтальпийного и энтропийного факторов, по соотношению

$$\Delta G_{x.p.298}^\circ = \Delta H_{x.p.298}^\circ - T \cdot \Delta S_{x.p.298}^\circ,$$

где

$$\Delta H_{x.p.298}^\circ = \sum (n \cdot \Delta H_{f,298}^\circ)_{\text{кон}} - \sum (n \cdot \Delta H_{f,298}^\circ)_{\text{нач}};$$

$$\Delta S_{x.p.298}^\circ = \sum (n \cdot \Delta S_{298}^\circ)_{\text{кон}} - \sum (n \cdot \Delta S_{298}^\circ)_{\text{нач}}$$

Второй метод расчета основан на значениях стандартных энергий Гиббса образования веществ ($\Delta G_{f,298}^\circ$), приведенных в приложении. Расчет осуществляется по соотношению

$$\Delta G_{x.p.298}^\circ = \sum (n \cdot \Delta G_{f,298}^\circ)_{\text{кон}} - \sum (n \cdot \Delta G_{f,298}^\circ)_{\text{нач}},$$

где n – стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции;

$\Delta G_{f,298}^\circ$ - стандартные энергии Гиббса образования исходных и конечных веществ в уравнении реакции.

Все самопроизвольные физические и химические превращения идут в направлении уменьшения энергии Гиббса.

6. ЭНТАЛЬПИЙНЫЙ И ЭНТРОПИЙНЫЙ ФАКТОРЫ И НАПРАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО ПРОЦЕССА

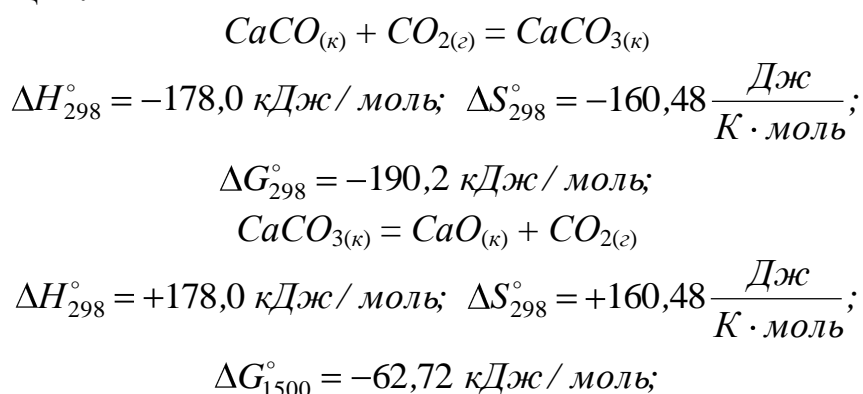
Энтальпийный и энтропийный факторы определяют движущую силу химической реакции (при $P = const$, $T = const$), называемую *изобарно-изотермическим потенциалом* или *энергией Гиббса*. Схематически составляющие изобарно-изотермического потенциала можно представить так:

Движущая сила химической реакции, ΔG	=	Энтальпийный фактор, $\Delta H < 0$	+	Энтропийный фактор, $\Delta S > 0$
Изобарно-изотермический потенциал или энергия Гиббса. Движущая сила при $P = const, T = const$.		Стремление системы к состоянию с минимальным запасом энергии, т.е. к более упорядоченному состоянию.		Противоположно направленная тенденция, стремление к беспорядку или хаосу, зависящая в значительной степени от температуры $T\Delta S$.

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

В соответствии с уравнением $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ самопроизвольному протеканию процесса способствует уменьшение энтальпии и увеличение энтропии системы, т.е. когда $\Delta H < 0$ и $\Delta S > 0$.

При других сочетаниях характера изменений H и S возможность процесса определяет либо энтальпийный, либо энтропийный фактор. Рассмотрим две следующие реакции:



Первая реакция экзотермическая, протекает с уменьшением объема. Возможность этой реакции ($\Delta G < 0$) определяется действием энтальпийного фактора, которое перекрывает противодействие энтропийного фактора (по абсолютному значению $|\Delta H| > |T\Delta S|$). Вторая реакция эндотермическая, протекает с увеличением объема. Возможность этой реакции ($\Delta G < 0$), наоборот, определяется энтропийным фактором. При высокой температуре (1500 K) энтропийный фактор перекрывает энтальпийный фактор (т.е. $|\Delta H| < |T\Delta S|$ и реакция протекает самопроизвольно).

7. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА НАПРАВЛЕНИЕ РЕАКЦИИ

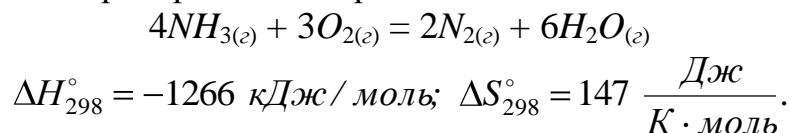
Согласно уравнению $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ влияние температуры на ΔG определяется знаком и величиной ΔS .

Для реакции $2C_{(графит)} + O_{2(г)} = 2CO_{(г)}$; $\Delta S > 0$, протекающей с увеличением энтропии, повышение температуры приводит к увеличению отрицательного значения ΔG . Высокотемпературный режим благоприятствует протеканию процесса.

Для реакции $2Hg_{(ж)} + O_{2(г)} = 2HgO_{(к)}$; $\Delta S < 0$, протекающей с уменьшением энтропии, с повышением температуры отрицательное значение ΔG уменьшается. Следовательно, в этом случае высокотемпературный режим препятствует протеканию процесса. При соответствующей температуре ΔG приобретает положительное значение, и тогда реакция должна протекать в обратном направлении.

Процессы, протекающие с уменьшением энтальпии ($\Delta H < 0$) и увеличением энтропии ($\Delta S > 0$), имеют $\Delta G < 0$ при любой температуре.

Например, рассмотрим реакцию горения аммиака:



В этой реакции $\Delta H < 0$ и $\Delta S > 0$, т.е. как энтальпийный, так и энтропийный факторы способствуют протеканию реакции.

8. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

8.1. Характеристика прочности соединений

Прочность соединений можно определить по значению стандартных величин ΔH_f° , ΔG_f° . Чем меньше энтальпия образования и убыль энергии Гиббса, тем прочнее вещество.

Пример. Сравните прочность оксидов Al_2O_3 , TiO_2 .

$$\Delta H_f^{\circ} Al_2O_3 = -1676,8 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta G_f^{\circ} Al_2O_3 = -1583,3 \text{ кДж/моль},$$

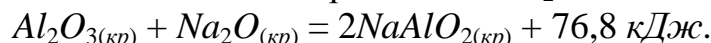
$$\Delta H_f^{\circ} TiO_2 = -943,5 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta G_f^{\circ} TiO_2 = -888,2 \text{ кДж/моль}.$$

По сравнению с оксидом титана (IV), оксид алюминия является более прочным соединением, т.к. имеет меньшие значения ΔH_f° и ΔG_f° , следовательно, при образовании данного оксида энергия выделяется, а на его разложение требуется большее количество энергии.

8.2. Расчет энтальпии образования соединения

Пример. Рассчитайте энтальпию образования Na_2O на основании реакции:



Решение. Так как $Q_p = -\Delta H$, то $\Delta H_{x.p} = -76,8 \text{ кДж/моль}$. Согласно закону Гесса записываем уравнение расчета:

$$\Delta H_{x.p} = \left[\Delta H_f^{\circ} NaAlO_2 \right] - \left[\Delta H_f^{\circ} Na_2O + \Delta H_f^{\circ} Al_2O_3 \right].$$

Затем в уравнение подставляем данные ΔH_f° , взятые из таблицы приложения.

$$\Delta H_f^\circ \text{Na}_2\text{O} = -1132,2 \cdot 2 + 1676,8 + 76,8 = -510,8 \text{ кДж/моль}$$

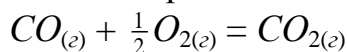
Ответ: $\Delta H_f^\circ \text{Na}_2\text{O} = -510,8 \text{ кДж/моль}$.

8.3. Расчет калорийности топлива

Калорийность топлива определяется по изменению энтальпии ΔH химической реакции горения топлива.

Пример. Вычислите калорийность 1 м^3 газа, состоящего из 50% CO и 50% SO_2 при $p = \text{const}$. Условия опыта нормальные.

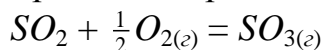
Решение. Записываем термохимическое уравнение горения CO и определяем $\Delta H_{x,p}$:



$$\Delta H_{x,p} = \left[\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 \right] - \left[\Delta H_f^\circ \text{CO} + \frac{1}{2} \Delta H_f^\circ \text{O}_2 \right] = -393,8 + 110,5 = -283,3 \text{ кДж/моль}.$$

$$Q_p = -\Delta H, Q_p = 283,3 \text{ кДж/моль}.$$

Затем записываем уравнение реакции горения SO_2 и определяем ΔH :



$$\Delta H_{x,p} = \left[\Delta H_f^\circ \text{SO}_3 \right] - \left[\Delta H_f^\circ \text{SO}_2 + \frac{1}{2} \Delta H_f^\circ \text{O}_2 \right] = -395,2 + 296,9 = 98,3 \text{ кДж/моль}.$$

$$Q_p = 98,3 \text{ кДж/моль}.$$

Полученные данные относятся к одному молу вещества, поэтому необходимо произвести перерасчет на 1 м^3 газа при нормальных условиях, учитывая процентное содержание каждого вещества.

При н.у. 1 моль газа занимает объем $22,4 \text{ л}$. Нужно найти число молей CO и SO_2 в 1 м^3 .

$$1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$$

50% CO составят 500 л , и 50% SO_2 составят 500 л .

$$v - \text{число молей равно: } v = \frac{V}{22,4} = \frac{500}{22,4} = 22,32 \text{ моль}.$$

Следовательно, 1 моль CO дает $283,3 \text{ кДж}$ тепла

$$22,32 \text{ моль} - x \text{ кДж}$$

$$x = 283,3 \cdot 22,32 = 6323 \text{ кДж}$$

1 моль SO_2 дает $98,3 \text{ кДж}$ тепла

$$22,32 \text{ моль} - x \text{ кДж}$$

$$x = 98,3 \cdot 22,32 = 2194 \text{ кДж}$$

Суммарно: $Q_p = 6323 + 2194 = 8517 \text{ кДж}$.

Ответ: $Q_p = 8517 \text{ кДж/м}^3$.

8.4. Расчет направленности химических процессов

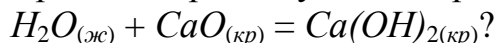
Условия самопроизвольного протекания процессов:

$$\Delta H < 0; \Delta S > 0; \Delta G < 0.$$

Условие химического равновесия: $\Delta G = 0; \Delta H = T\Delta S$.

Смещение равновесия может происходить в сторону продуктов реакции (вправо) и в сторону начальных веществ (влево). В последнем случае самопроизвольная реакция невозможна.

Пример. Возможна ли при стандартных условиях реакция



Для решения данного вопроса нужно рассчитать $\Delta H_{x.p}$ и $\Delta G_{x.p}$ без учета температуры T .

Расчет $\Delta H_{x.p}$

$$\Delta H_{x.p} = \left[\Delta H_f^\circ Ca(OH)_2 \right] - \left[\Delta H_f^\circ CaO + \Delta H_f^\circ H_2O \right] = -986,8 + 635 + 286 = -65,8 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

ВЫВОД: Реакция возможна, равновесие смещено вправо, так как $\Delta H < 0$.

Расчет $\Delta G_{x.p}$

$$\Delta G_{x.p} = \left[\Delta G_f^\circ Ca(OH)_2 \right] - \left[\Delta G_f^\circ CaO + \Delta G_f^\circ H_2O \right] = -899,2 + 603,6 + 237,4 = -58,2 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

ВЫВОД: Реакция возможна, равновесие смещено вправо, так как $\Delta G < 0$.

Пример. Экзотермическая реакция протекает по уравнению:



Пойдет ли реакция при $500^\circ C$? При какой температуре T начнется процесс?

Расчет ΔG с учетом T : $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta H_{x.p} = \left[\Delta H_f^\circ CO \right] - \left[\Delta H_f^\circ CO_2 + \Delta H_f^\circ CH_4 \right] = -110,5 \cdot 2 + 393,8 + 74,85 = 247,65 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

$$\Delta S_{x.p} = \left[S_f^\circ CO + 2S_f^\circ H_2 \right] - \left[S_f^\circ CO_2 + S_f^\circ CH_4 \right] = -197,7 \cdot 2 + 130,6 \cdot 2 - (213,8 + 186,2) = 256,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$1 \text{ кДж} = 1000 \text{ Дж}, \text{ поэтому ответ для } \Delta S_{x.p} = 0,2566 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

При $T = 273 + 500 = 773 \text{ К}$.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 247,65 - 773 \cdot 0,2566 = 247,65 - 198,35 = 49,3 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

ВЫВОД: При $500^\circ C$ реакция не пойдет, т.к. $\Delta G > 0$.

Расчет $T_{равн}$ или T начала реакции

$$T_{равн} = \frac{\Delta H}{\Delta S} \text{ при } \Delta G = 0; \quad T_{равн} = \frac{247,65}{0,2566} = 965 \text{ К}$$

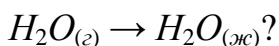
Ответ: $T_{равн} = 965 \text{ К}$.

8.5. Фазовые переходы

Фазовый переход – изменение агрегатного состояния вещества.

Вычисляя изменение ΔH , ΔS , ΔG , можно предсказать возможность фазового перехода.

Пример. Возможен ли самопроизвольный процесс:



Расчет ΔH , ΔS , ΔG .

$$\Delta S_{ф.н} = 70 - 188,7 = -118,7 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

$$\Delta H_{ф.н} = -286 + 241,8 = -44,2 \text{ кДж/моль}.$$

$$\Delta G_{ф.н} = -237,4 - (-228,6) = -8,8 \text{ кДж/моль}.$$

ВЫВОД: Учитывая изменение ΔH , делаем вывод: процесс возможен, $\Delta H < 0$.

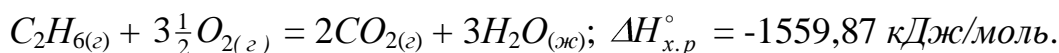
Энтропия системы уменьшается, так как растет упорядоченность частиц, и с этой точки зрения конденсация невозможна.

Учитывая изменение ΔG и $T = 298 \text{ K}$ (стандартные условия), расчет производим по уравнению $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -44,2 + 0,1187 \cdot 298 = -44,2 + 35,3 = -8,9 \text{ кДж/моль}$.

Процесс возможен.

9. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 9.1. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением



Вычислите стандартную теплоту образования этана, если известны стандартные теплоты образования $CO_{2(г)}$ и $H_2O_{(ж)}$.

Решение

1) Запишем выражение для расчета теплового эффекта этой реакции, воспользовавшись следствием из закона Гесса:

$$\Delta H_{x.p}^\circ = 2\Delta H_{CO_2}^\circ + 3\Delta H_{H_2O}^\circ - \Delta H_{C_2H_6}^\circ - 3\frac{1}{2}\Delta H_{O_2}^\circ.$$

2) Из приложения выпишем значение теплот образования $CO_{2(г)}$ и $H_2O_{(ж)}$:

$$\Delta H_{fCO_2(г)}^\circ = -393,51 \text{ кДж/моль}; \Delta H_{fH_2O(ж)}^\circ = -285,84 \text{ кДж/моль}.$$

Учитывая, что теплоты образования простых веществ условно приняты равными нулю, подставим найденные значения в исходное уравнение:

$$\Delta H_{C_2H_6}^\circ = 2\Delta H_{CO_2}^\circ + 3\Delta H_{H_2O}^\circ - \Delta H_{x.p}^\circ;$$

$$\Delta H_{C_2H_6}^\circ = 2 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

$$\Delta H_{fC_2H_6}^\circ = -84,67 \text{ кДж/моль}.$$

Пример 9.2. Прямая или обратная реакция будет протекать в стандартных условиях и при $T = 1000 \text{ K}$ в системе $CH_{4(г)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(г)} + 2H_{2(г)}$? Определите температуру, соответствующую состоянию равновесия в этой системе.

Решение

1) Для ответа на вопрос о направлении протекания реакции в стандартных условиях достаточно вычислить ΔG_{298}° прямой реакции

$$\Delta G_{298}^\circ = (2 \cdot \Delta G_{fCO(г)}^\circ + 2 \cdot \Delta G_{fH_2(г)}^\circ) - (\Delta G_{fCH_4(г)}^\circ + \Delta G_{fCO_2(г)}^\circ).$$

Значения энергии Гиббса образования сложных веществ представлены в приложении, $\Delta G_{f, H_2(g)}^\circ = 0$ (простое вещество). Поэтому:

$$\Delta G_{298}^\circ = 2 \cdot (-137,27) - (-50,79 - 394,38) = 170,63 \text{ кДж/моль.}$$

Так как $\Delta G < 0$, то при стандартных условиях ($T = 298 \text{ K}$ и равенстве давлений взятых газов $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ ($760 \text{ мм рт.ст.} = 1 \text{ атм.}$)) самопроизвольное протекание данной реакции в прямом направлении невозможно.

2) Выясним, возможна ли данная реакция при $T = 1000 \text{ K}$. Для этого воспользуемся соотношением:

$$\Delta G_T = \Delta H_{298}^\circ - T \Delta S_{298(g)}^\circ,$$

где

$$\Delta H_{298}^\circ = (2 \cdot \Delta H_{f, CO_2(g)}^\circ + 2 \Delta H_{f, H_2(g)}^\circ) - (\Delta H_{f, CH_4(g)}^\circ + \Delta H_{f, CO_2(g)}^\circ);$$

$$\Delta S_{298}^\circ = (2 \cdot \Delta S_{f, CO_2(g)}^\circ + 2 \Delta S_{f, H_2(g)}^\circ) - (\Delta S_{f, CH_4(g)}^\circ + \Delta S_{f, CO_2(g)}^\circ).$$

Для расчета используем данные, приведенные в приложении 1:

$$\Delta H_{298}^\circ = 2 \cdot (-110) - (-75 - 393) = 248 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{298}^\circ = (2 \cdot 198 + 2 \cdot 131) - (186 + 214) = 258 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль};$$

$$\Delta S_{298}^\circ = \frac{258}{1000} \text{ кДж/К} \cdot \text{моль.}$$

Определим ΔG_T при 1000 K .

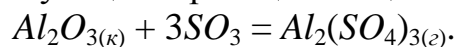
$$\Delta G_{1000} = 248 - \frac{1000 \cdot 258}{1000} = -10 \text{ кДж},$$

$\Delta G < 0$, поэтому при 1000 K реакция протекает самопроизвольно.

3) Для нахождения температуры равновесия (T^*) примем во внимание, что в состоянии равновесия $\Delta G_T = 0$, тогда:

$$\Delta H_{298}^\circ = T^* \cdot \Delta S_{298}^\circ \text{ и } T^* = \frac{248}{258 \cdot 10^{-3}} = 962 \text{ K.}$$

Пример 9.3. Определите тепловой эффект реакции, используя стандартные энтальпии образования участвующих в реакции веществ:



Решение.

Согласно следствию из закона Гесса:

$$\Delta H_{x.p., 298}^\circ = \sum (n \cdot \Delta H_{f, 298}^\circ)_{кон} - \sum (n \cdot \Delta H_{f, 298}^\circ)_{нач},$$

где n_k, n_n – числа молей каждого из конечных и начальных продуктов;

$\Delta H_{f, 298}^\circ$ – соответственно энтальпии образования.

Находим по приложению 1 значения стандартных энтальпий образования веществ:

$$\Delta H_{f, Al_2O_3}^\circ = -1669,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{f, Al_2(SO_4)_3}^\circ = -3434,9 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{f, SO_3}^\circ = -395,2 \text{ кДж/моль.}$$

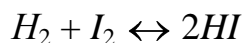
Тепловой эффект реакции:

$$\Delta H_{x.p}^{\circ} = \Delta H_{f Al_2(SO_4)_3}^{\circ} - (\Delta H_{f Al_2O_3}^{\circ} + 3 \cdot \Delta H_{f SO_3}^{\circ});$$

$$\Delta H_{x.p}^{\circ} = -3434,9 + 1669,8 + 3 \cdot 395,2 = -579,6 \text{ кДж}.$$

Следовательно, реакция экзотермическая, идет с выделением теплоты.

Пример 9.4. Определите изменение энтропии $\Delta S_{x.p}^{\circ}$ реакции:



Решение

Изменение энтропии реакции $\Delta S_{x.p}^{\circ}$ определяется разностью сумм молярных энтропий продуктов реакции и сумм молярных энтропий исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов, то есть:

$$\Delta S_{x.p}^{\circ} = \sum (n \cdot \Delta S_{f,298}^{\circ})_{\text{кон}} - \sum (n \cdot \Delta S_{f,298}^{\circ})_{\text{нач}}.$$

Воспользуемся данными (см. приложение 1) стандартных значений энтропий участвующих в реакции веществ:

$$\Delta S_{HI}^{\circ} = 200 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K});$$

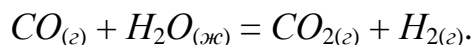
$$\Delta S_{H_2}^{\circ} = 130,6 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K});$$

$$\Delta S_{I_2}^{\circ} = 120 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K}).$$

Определяем $\Delta S_{x.p}^{\circ}$ реакции $\Delta S_{x.p}^{\circ} = 2S_{HI}^{\circ} - (S_{H_2}^{\circ} + S_{I_2}^{\circ})$:

$$\Delta S_{x.p}^{\circ} = 2 \cdot 200 - (130,6 + 120) = 149,4 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K}).$$

Пример 9.5. На основании стандартных теплот образования и абсолютных энтропий веществ вычислите ΔG_{298}° реакции, протекающей по уравнению



Решение

$$\Delta G_{x.p}^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}; \Delta H \text{ и } \Delta S - \text{функции состояния, поэтому}$$

$$\Delta H_{x.p}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{прод}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{исх}}^{\circ}; \quad \Delta S_{x.p}^{\circ} = \sum \Delta S_{\text{прод}}^{\circ} - \sum \Delta S_{\text{исх}}^{\circ}.$$

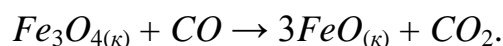
$$\Delta H_{x.p}^{\circ} = (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = 2,85 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta S_{x.p}^{\circ} = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = 76,39 = 0,07639 \text{ Дж}/\text{K} \cdot \text{моль};$$

$$\Delta G_{x.p}^{\circ} = 2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж/моль}.$$

Итак, $\Delta G_{x.p}^{\circ} < 0$, что свидетельствует о возможности протекания реакции при стандартных условиях.

Пример 9.6. Пользуясь стандартными значениями ΔG° веществ, вычислите $\Delta G_{x.p}^{\circ}$ реакции



И определите возможность ее осуществления в стандартных условиях.

Решение

Стандартные значения ΔG° реагирующих веществ находим в приложении 1:

$$\Delta G_{CO_2}^\circ = -394,9 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{CO}^\circ = -137,4 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{FeO}^\circ = -246,0 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{Fe_3O_4}^\circ = -1010 \text{ кДж/моль}.$$

Определяем ΔG° реакции по формуле:

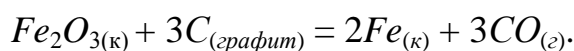
$$\Delta G_{x.p}^\circ = \sum n \cdot \Delta G_{\text{продуктов}}^\circ - \sum n \cdot \Delta G_{\text{исходных}}^\circ$$

$$\Delta G_{x.p}^\circ = (3 \cdot \Delta G_{FeO}^\circ + \Delta G_{CO_2}^\circ) - (\Delta G_{Fe_3O_4}^\circ + \Delta G_{CO}^\circ);$$

$$\Delta G_{x.p}^\circ = (3 \cdot (-246,0) - 394,9) + 1010 + 137,4 = 14,5 \text{ кДж/моль}.$$

$\Delta G_{x.p}^\circ > 0$, следовательно, при стандартных условиях самопроизвольный процесс восстановления Fe_3O_4 оксидом углерода (II) невозможен.

Пример 9.7. Вычислите ΔH° , ΔS° , ΔG_T° реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температурах 500 и 1000 K?

Решение

$\Delta H_{x.p}^\circ$ и $\Delta S_{x.p}^\circ$ находим так же, как и в примере 5:

$$\Delta H_{x.p}^\circ = (3 \cdot (-110,52) + 2 \cdot 0) - (-822,10 + 3 \cdot 0) = -331,56 + 822,10 = 490,54 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta S_{x.p}^\circ = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 197,91) - (89,96 + 3 \cdot 5,69) = 541,1 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}.$$

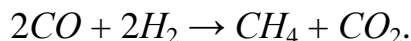
Энергию Гиббса при соответствующих температурах находим из соотношения $\Delta G_T^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$:

$$\Delta G_{500} = 490,54 - 500 \frac{541,1}{1000} = 219,99 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{1000} = 490,54 - 1000 \frac{541,1}{1000} = -50,56 \text{ кДж/моль}.$$

Так как $\Delta G_{500} > 0$, а $\Delta G_{1000} < 0$, то восстановление Fe_2O_3 углеродом возможно при 1000 K и невозможно при 500 K.

Пример 9.8. Вычислите ΔH_{298}° (кДж/моль), ΔS_{298}° (э.с.), ΔG_{298}° для реакции:



Возможна ли реакция при $P = 1 \text{ атм}$ и $T = 298 \text{ K}$? Определите температуру начала реакции и константу равновесия при 1000 K. О чем свидетельствуют значения температуры начала реакции и $K_{\text{равн}}^{1000}$?

Решение

По следствию из закона Гесса определяем ΔH_{298}° и ΔS_{298}° (термодинамические параметры – из приложения 1).

$$\Delta H_{298}^\circ = \Delta H_{CH_4}^\circ + \Delta H_{CO_2}^\circ - 2\Delta H_{CO}^\circ = -248 \text{ кДж}.$$

$$\Delta S_{298}^\circ = \Delta S_{CH_4}^\circ + \Delta S_{CO_2}^\circ - 2\Delta S_{CO}^\circ - 2\Delta S_{H_2}^\circ = -258 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}.$$

$\Delta G_{298}^{\circ} = \Delta H_{298}^{\circ} - 298 \cdot \Delta S_{298}^{\circ} = -247,35 - 298 \cdot (-258) \cdot 10^{-3} = -171 \text{ кДж}$,
то есть реакция при 298 K термодинамически вероятна.

Температура начала реакции – это $T_{равн}$, когда $\Delta G_T^{\circ} = 0$.

$$T_{равн} = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-248}{-258 \cdot 10^{-3}} = 962 \text{ K},$$

выше 962 K реакция термодинамически невероятна.

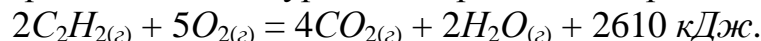
$K_{равн}^{298} = e^{-\frac{\Delta G^{\circ}}{RT}} = 10^{-\frac{\Delta G^{\circ}}{2,3RT}} = 10^{30}$. Большое значение $K_{равн}^{298}$ свидетельствует о том, что в стандартных условиях идет практически только прямая реакция.

$K_{равн}^{298}$ при 1000 K определяем по формуле:

$$K_{равн}^{1000} = e^{-\frac{\Delta H^{\circ} - T\Delta S}{RT}} = e^{-\frac{-248 - 1000(-258 \cdot 10^{-3})}{8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3}} = 0,34.$$

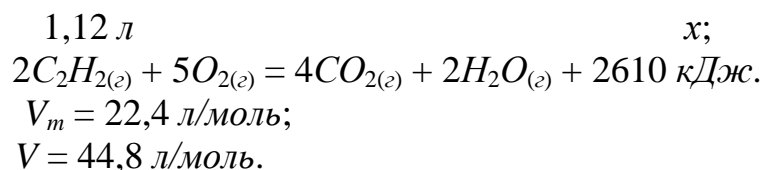
Следовательно, при $T = 1000 \text{ K}$ реакция идет с большей скоростью в обратном направлении.

Пример 9.9. Термохимическое уравнение реакции сгорания ацетилен:



Сколько теплоты выделится при сгорании ацетилена объемом 1,12 л?

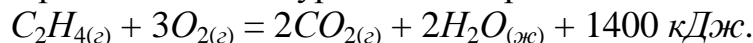
Решение



$$x = \frac{2610 \cdot 1,12}{44,8} = 65,25 \text{ кДж}.$$

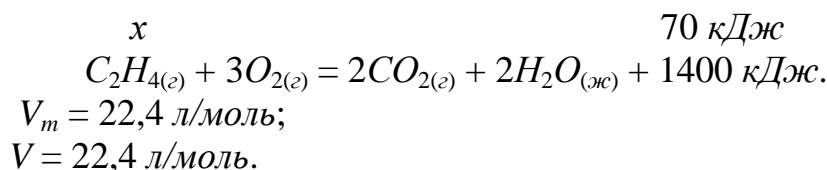
При сгорании ацетилена объемом 1,12 л выделится 65,25 кДж теплоты.

Пример 9.10. Термохимическое уравнение горения этилена



Какой объем этилена нужно сжечь, чтобы получить 70 кДж теплоты?

Решение



$$1400 : 22,4 = 70 : x \quad x = \frac{22,4 \cdot 70}{1400} = 1,12 \text{ л}.$$

1,12 л этилена нужно сжечь, чтобы получить 70 кДж теплоты.

10. ВАРИАНТЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

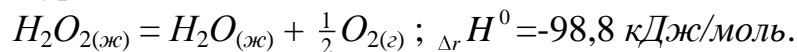
Вариант 1

1. Вычислите теплоту фазового перехода графита в алмаз, если известно, что стандартная энтальпия образования CO_2 из графита равна: $\Delta H_f^{\circ} = -393,5$

кДж/моль, стандартная энтальпия образования CO_2 из алмаза равна:
 $\Delta H_f^\circ = -395,4$ кДж/моль.

Ответ: $\Delta H_{ф.н} = -1,9$ кДж/моль.

2. Вычислите стандартную энтальпию образования перекиси водорода. Реакция протекает по уравнению:



Ответ: $\Delta H_f^\circ = -187,2$ кДж/моль.

3. При какой температуре наступит термодинамическое равновесие в системе:



Ответ: $T_{равн} = 1712$ К.

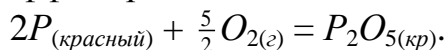
4. Рассчитайте возможность фазового перехода $Pb_{(к)}$ в $Pb_{(г)}$ при стандартных условиях и $2000^\circ C$.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 162,2$ кДж/моль,

$\Delta G_{2000^\circ C} = -55,57$ кДж/моль.

Вариант 2

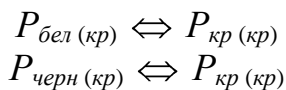
1. Вычислите тепловой эффект реакции:



Ответ дайте в кДж/кг.

Ответ: $\Delta_r H^0 = -10656,6$ кДж/кг.

2. Возможно ли самопроизвольное превращение белого фосфора в красный и черного в красный?



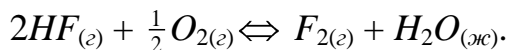
Ответ: $\Delta H_1 = -17,7$ кДж/моль,
 $\Delta H_2 = 21,2$ кДж/моль.

3. Пойдет ли реакция при $100^\circ C$:



Ответ: $\Delta G_{100^\circ C} = -14,2$ кДж.

4. Вычислите ΔG реакции:



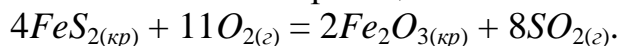
Определите принципиальную ее возможность при стандартных условиях и при $500^\circ C$.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 308,55$ кДж/моль,

$\Delta G_{500} = 392,62$ кДж/моль.

Вариант 3

1. Вычислите изменение энтальпии в реакции:



Ответ дайте в кДж/моль и в кДж/кг.

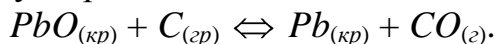
Ответ: $\Delta H_{х.р} = -841,6$ кДж/моль,

$$\Delta H_{x.p} = -7013,17 \text{ кДж/кг.}$$

2. Рассчитайте теплоту сгорания топлива, состоящего из 20% H_2 и 80% SO_2 в кДж/м^3 при н.у. Вода образуется в газообразном состоянии.

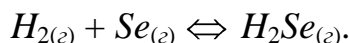
Ответ: $Q_p = 5690 \text{ кДж/м}^3$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие реакции восстановления PbO углеродом?



Ответ: $T_{равн} = 571 \text{ К.}$

4. Вычислите ΔG реакции:



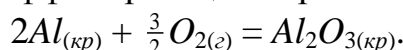
Определите принципиальную ее возможность протекания при стандартных условиях и при 1500°C .

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -154,3 \text{ кДж/моль,}$

$\Delta G_{1500} = -291 \text{ кДж/моль.}$

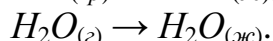
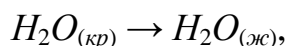
Вариант 4

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции горения в кДж/кг :



Ответ: $Q_p = 31051 \text{ кДж/кг.}$

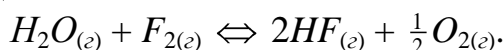
2. Рассчитайте в кДж/моль изменение энтальпии фазового перехода.



Ответ: $\Delta H_{ф.п}^1 = 5,83 \text{ кДж/моль,}$

$\Delta H_{ф.п}^2 = -44,2 \text{ кДж/моль.}$

3. Вычислите ΔG_{298}° реакции при стандартных условиях и при 800°C . Укажите направленность процесса.



Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -315,58 \text{ кДж/моль,}$

$\Delta G_{800} = -362,6 \text{ кДж/моль.}$

4. Уменьшится или увеличится энтропия перехода воды в пар, графита – в алмаз? Почему? Вычислите изменение энтропии для каждого превращения. Сделайте вывод о возможности каждого превращения.

Ответ: $\Delta S_{298}^\circ = 118,7 \text{ кДж/К} \cdot \text{моль,}$

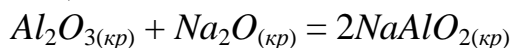
$\Delta S_{298}^\circ = -3,36 \text{ кДж/К} \cdot \text{моль.}$

Вариант 5

1. Рассчитайте теплоту сгорания топлива, состоящего из 40% серы и 60% графита, в кДж/кг .

Ответ: $Q_p = 23401 \text{ кДж/кг.}$

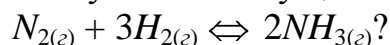
2. Тепловой эффект реакции:



равен $\Delta H_{x.p} = -76,8 \text{ кДж}$. Рассчитайте энтальпию образования Na_2O .

Ответ: $\Delta H_f^\circ = -510,8 \text{ кДж/моль}$.

3. Можно ли при стандартных условиях осуществить синтез аммиака:

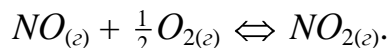


При какой температуре наступит термодинамическое равновесие?

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -33,96 \text{ кДж/моль}$.

$$T_{\text{равн}} = 464 \text{ К}.$$

4. Вычислите ΔG реакции:



Укажите, возможен ли процесс при стандартных условиях и при 1000°C .

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -29,1 \text{ кДж/моль}$,

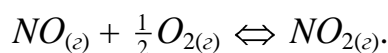
$$\Delta G_{1000^\circ \text{C}} = 35,9 \text{ кДж/моль}.$$

Вариант 6

1. Вычислите теплоту сгорания серы в кДж/кг . Примеси составляют 15%.

Ответ: $\Delta H_{x.p} = -7886,4 \text{ кДж/кг}$.

2. Рассчитайте теплоту превращения NO в NO_2 . Каков тепловой эффект реакции в кДж/моль и в кДж/м^3 ?



Ответ: $Q_p = 57,31 \text{ кДж/моль}$,

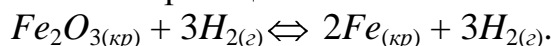
$$Q_p = 2558,4 \text{ кДж/м}^3.$$

3. При какой температуре установится равновесие термохимического разложения NH_4Cl ?



Ответ: $T_{\text{равн}} = 621 \text{ К}$.

4. Вычислите изменение ΔG в реакции:



Пойдет ли реакция при стандартных условиях и при 700°C ?

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 56,44 \text{ кДж/моль}$,

$$\Delta G_{700^\circ \text{C}} = -37,5 \text{ кДж/моль}.$$

Вариант 7

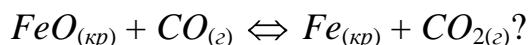
1. Рассчитайте теплоту сгорания этилена в кДж/м^3 . Вода образуется в газообразном состоянии.

Ответ: $Q_p = 59084 \text{ кДж/м}^3$.

2. Обоснуйте устойчивость оксидов CO и CO_2 , вычислив тепловой эффект реакции превращения CO в CO_2 при стандартных условиях.

Ответ: $\Delta_r H^0 = -12646 \text{ кДж/м}^3$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие реакции:



Ответ: $T_{\text{равн}} = 1044 \text{ К}$.

4. Можно ли получить алюминий из Al_2O_3 металлотермическим способом, используя в качестве восстановителя Mg ? Ответ подтвердите расчетом при стандартных условиях и при $1000^\circ C$.

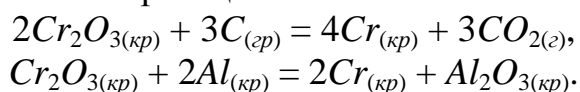
Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -125,5 \text{ кДж/моль}$,
 $\Delta G_{1000^\circ C} = -114,3 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 8

1. Рассчитайте в кДж/м^3 теплоту сгорания топлива пропана C_3H_8 , содержащего 10% примесей при н.у. Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $Q_p = 82153 \text{ кДж/м}^3$.

2. Какой восстановитель, $C_{(zp)}$ или Al , можно использовать для получения Cr из оксида Cr_2O_3 пирометаллургическим способом при стандартных условиях? Ответ подтвердите расчетом реакций:



Ответ: $\Delta H_C^\circ = 1101,2 \text{ кДж/моль}$,

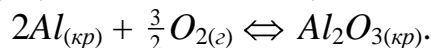
$\Delta H_{Al}^\circ = -535,5 \text{ кДж/моль}$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие реакции:



Ответ: $T_{равн} = 1113 \text{ К}$.

4. При какой температуре устойчив на воздухе алюминий?

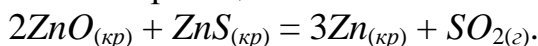


Возможно ли окисление при $100^\circ C$?

Ответ: $T_{равн} = 5344 \text{ К}$,
 $\Delta G_{100^\circ C} = -1560,5 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 9

1. Вычислите в кДж/моль ΔH реакции:



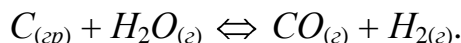
Реакция лежит в основе промышленного получения цинка.

Ответ: $\Delta_r H^0 = 610,3 \text{ кДж/моль}$.

2. Вычислить теплоту сгорания алюминия в кДж/кг :

Ответ: $Q_p = 32878 \text{ кДж/кг}$,

3. Вычислить ΔG реакции:



Укажите принципиальную возможность ее протекания при стандартных условиях и при $1100^\circ C$.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 91,4 \text{ кДж/моль}$.

$\Delta G_{1100^\circ C} = -60,4 \text{ кДж}$.

4. Хлорирование титановой руды проводят в присутствии углерода:



При какой температуре начнется процесс?

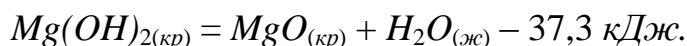
Ответ: $T_{\text{равн}} = -163 \text{ K}$.

Вариант 10

1. Вычислите теплоту сгорания газа в кДж/м^3 , состоящего из 40% CO и 60% H_2 при нормальных условиях. Вода образуется в газообразном состоянии.

Ответ: 11551 кДж/м^3 .

2. Рассчитать $\Delta H_f^\circ \text{MgO}$ на основе уравнения реакции:

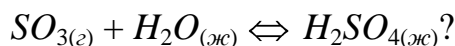


Ответ: $\Delta H_f^\circ \text{MgO} = -601,4 \text{ кДж/моль}$.

3. Можно ли пользоваться кристаллическим натрием при получении металлического алюминия из хлорида? Расчет произвести для 1000°C .

Ответ: $\Delta G_{1000^\circ \text{C}} = -504,4 \text{ кДж}$.

4. При какой температуре установится в системе термодинамическое равновесие:



Ответ: $T_{\text{равн}} = 780 \text{ K}$.

Вариант 11

1. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии этилена C_2H_4 и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

Ответ: $\Delta_r H^0 = -45,27 \text{ кДж/моль}$.

2. Рассчитайте теплоту сгорания топлива, состоящего из 20% C и 80% S , в кДж/кг :

Ответ: $\Delta_r H^0 = -13980 \text{ кДж/кг}$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие в реакции синтеза метана из углерода (графита) и водорода?

Ответ: $T_{\text{равн}} = 928 \text{ K}$.

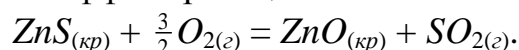
4. Устойчива ли при стандартных условиях и при 100°C смесь из H_2S и O_2 ? В реакции образуется $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ и $\text{SO}_{2(\text{г})}$.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -496 \text{ кДж/моль}$,

$$\Delta G_{100^\circ \text{C}} = -494 \text{ кДж}.$$

Вариант 12

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции обжига ZnS в кДж/кг :



Ответ: $\Delta_r H^0 = -4557,7 \text{ кДж/кг}$.

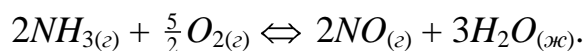
2. Рассчитайте при н.у. теплоту сгорания газа, состоящего из 30% CO и 70% SO_2 , в кДж/м^3 .

Ответ: $\Delta_r H^0 = -6865 \text{ кДж/м}^3$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие реакции: $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{гр})} \Leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$?

Ответ: $T_{\text{равн}} = 983 \text{ K}$.

4. Вычислите энергию Гиббса в реакции:



Определите принципиальную возможность ее протекания при стандартных условиях и при $500^\circ C$.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -518,04 \text{ кДж/моль}$,

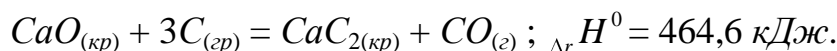
$\Delta G_{500} = -651 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 13

1. Вычислите теплоту сгорания CO в кДж/м^3 . Газ содержит 10% негорючих примесей.

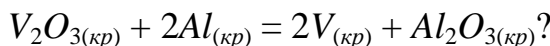
Ответ: $Q_p = 11382,6 \text{ кДж/м}^3$.

2. Вычислите ΔH_f° на основе термохимического уравнения:



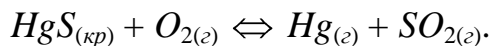
Ответ: $\Delta H_f^\circ = -59,96 \text{ кДж/моль}$.

3. При какой температуре начнется процесс промышленного получения ванадия по реакции:



Ответ: $T_{равн} = 9403 \text{ К}$.

4. Из киновари металлическую ртуть получают обжигом руды. Ртуть выделяется в виде паров:

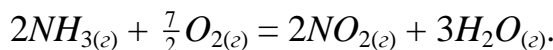


Пойдет ли процесс при $500^\circ C$?

Ответ: $\Delta G_{500^\circ C} = -262,6 \text{ кДж}$.

Вариант 14

1. Рассчитайте в кДж/м^3 теплоту сгорания аммиака. Реакция идет по схеме:

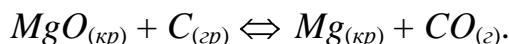


Ответ: $Q_p = 12656,0 \text{ кДж/м}^3$.

2. Теплота сгорания этана равна: $\Delta H_{x.p} = -1428,34 \text{ кДж/моль}$. Вычислите стандартную энтальпию образования этана ΔH_f° . Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $\Delta H_f^\circ C_2H_6 = -84,66 \text{ кДж/моль}$.

3. Получение магния карботермическим способом осуществляется по уравнению:



При какой температуре начнется процесс?

Ответ: $T_{равн} = 2484 \text{ К}$.

4. Пойдет ли процесс превращения графита в алмаз при $1000^\circ C$? Ответ мотивируйте расчетом ΔG .

Ответ: $\Delta G_{ф.н} = 6,1 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 15

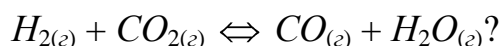
1. Рассчитайте в кДж/м^3 калорийность топлива, состоящего из ацетилена C_2H_2 , содержащего 20% негорючих примесей. Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $Q_p = 44861 \text{ кДж/м}^3$.

2. При получении гидроксида кальция из CaO и H_2O выделяется 65,8 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение и вычислите ΔH_f° , $\Delta H_{x,p} = -65,8 \text{ кДж}$.

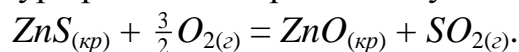
Ответ: $\Delta H_f^\circ = -635 \text{ кДж/моль}$.

3. Чем объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция:



Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 28,8 \text{ кДж/моль}$.

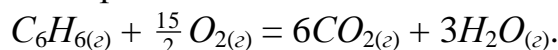
4. При какой температуре равновесие реакции будет смещено вправо?



Ответ: $T_{\text{равн}} = 6009 \text{ К}$.

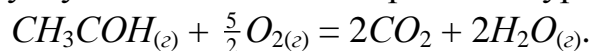
Вариант 16

1. Рассчитайте теплоту сгорания бензола в кДж/кг . Примеси составляют 25%. Вода выделяется в газообразном состоянии. Реакция идет по схеме:



Ответ: $Q_p = 30492 \text{ кДж/кг}$.

2. Реакция горения уксусного альдегида выражается уравнением:



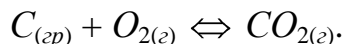
Вычислите тепловой эффект реакции в кДж/моль . Напишите термохимическое уравнение реакции.

Ответ: $\Delta H_{x,p} = -1105,2 \text{ кДж/моль}$.

3. Возможен ли фазовый переход при 4°C $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$?

Ответ: $\Delta G_{4^\circ\text{C}} = 11,5 \text{ кДж}$.

4. Пользуясь значениями ΔH_f° и ΔS_f° , вычислите ΔG реакции:



Пойдет ли реакция при стандартных условиях и при 1000°C ?

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -394,6 \text{ кДж/моль}$,

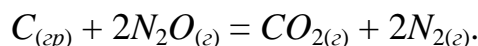
$\Delta G_{1000^\circ\text{C}} = -397,6 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 17

1. Вычислите калорийность в кДж/кг топлива, содержащего 80% паров бензола C_6H_6 . Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $Q_p = 32525,6 \text{ кДж/кг}$.

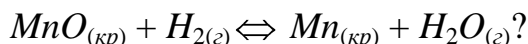
2. Вычислите ΔH_f° N_2O на основе уравнения реакции:



$\Delta H_{x,p} = -558 \text{ кДж/моль}$.

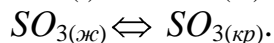
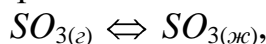
Ответ: $\Delta H_f^\circ = 82,1$ кДж/моль.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие реакции:



Ответ: $T_{равн} = 5005$ К.

4. Рассчитайте ΔG фазовых переходов:



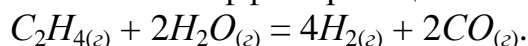
Какой процесс самопроизволен?

Ответ: $\Delta G_1^\circ = 3,88$ кДж/моль,

$$\Delta G_2^\circ = -2,4 \text{ кДж/моль.}$$

Вариант 18

1. Вычислите в кДж/м³ тепловой эффект реакции:

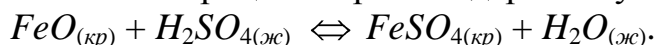


Ответ: $\Delta_r H^0 = 9386,3$ кДж/м³.

2. Вычислите стандартную энтальпию образования этилового спирта, если теплота сгорания 1 моль его равна 1277,86 кДж. Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $\Delta H_f^\circ = -235,14$ кДж/моль.

3. Определите возможность процесса при стандартных условиях:



Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -127,7$ кДж/моль.

4. Эндотермическая реакция протекает по уравнению:

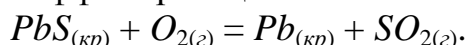


При какой температуре начнется эта реакция?

Ответ: $T_{равн} = 965$ К.

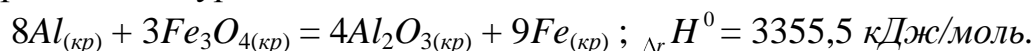
Вариант 19

1. Рассчитайте тепловой эффект реакции обжига PbS в кДж/кг.



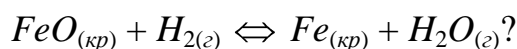
Ответ: $Q_p = 822,1$ кДж/кг.

2. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида железа (III). Реакция протекает по уравнению:



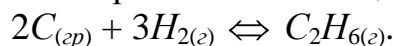
Ответ: $\Delta H_f^\circ = -1117,9$ кДж/моль.

3. При какой температуре возможно термодинамическое равновесие реакции:



Ответ: $T_{равн} = 947$ К.

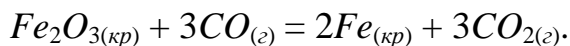
4. Пойдет ли самопроизвольно процесс образования этана из простых веществ при стандартных условиях и при 800° С? Реакция идет по схеме:



Ответ: $\Delta G_{298}^{\circ} = -32,98 \text{ кДж/моль}$,
 $\Delta G_{800} = 102,042 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 20

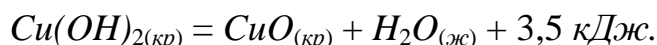
1. Основной процесс, протекающий в доменной печи, выражается суммарным уравнением:



Определите тепловой эффект реакции.

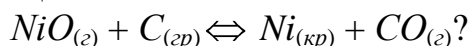
Ответ: $\Delta_r H^0 = -27,71 \text{ кДж/моль}$.

2. Вычислите ΔH_f° $Cu(OH)_2$ на основе уравнения реакции:



Ответ: $\Delta H_f^{\circ} = -447,6 \text{ кДж/моль}$.

3. При какой температуре начнется получение никеля карботермическим способом по уравнению реакции:



Ответ: $T_{равн} = 704 \text{ К}$.

4. Рассчитайте возможность фазового перехода $Pb_{(кр)}$ и $Pb_{(г)}$ при стандартных условиях и $2000^{\circ}C$?

Ответ: $\Delta G_{298}^{\circ} = 162,2 \text{ кДж/моль}$,

$\Delta G_{2000^{\circ}C} = -55,57 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 21

1. Рассчитайте калорийность водяного газа, содержащего 86% CO и 10% H_2 в кДж/м^3 . Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $Q_p = 119551 \text{ кДж/м}^3$.

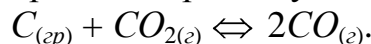
2. Тепловой эффект реакции $3N_2O + 2NH_{3(г)} = 4N_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$ равен $Q_p = 879,32 \text{ кДж}$. Вычислите ΔH_f° N_2O .

Ответ: $\Delta H_f^{\circ} = 81,92 \text{ кДж/моль}$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие в системе: $Fe_2O_{3(кр)} + 2Al_{(кр)} \Leftrightarrow Al_2O_{3(кр)} + 2Fe_{(кр)}$?

Ответ: $T_{равн} = 21947 \text{ К}$.

4. Вычислите ΔG реакции при стандартных условиях и при $1000^{\circ}C$:



Ответ: $\Delta G_{298}^{\circ} = 120,34 \text{ кДж/моль}$,

$\Delta G_{1000^{\circ}C} = -51,06 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 22

1. Окисление сероводорода протекает по уравнению:



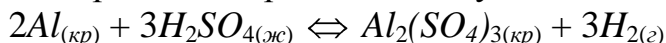
Вычислите стандартную энтальпию образования H_2S .

Ответ: $\Delta H_f^{\circ} = -20,35 \text{ кДж/моль}$.

2. Рассчитайте в кДж/кг теплоту сгорания серы, содержащей 10% примесей.

Ответ: $Q_p = 8350,3$ кДж/кг.

3. Определите принципиальную возможность реакции

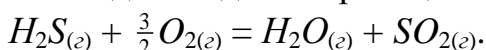


при стандартных условиях и при $500^\circ C$.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -1030,8$ кДж,

$$\Delta G_{500^\circ C} = -1079,4 \text{ кДж.}$$

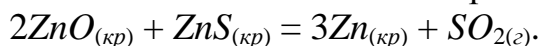
4. Пойдет ли данная реакция при стандартных условиях?



Ответ: $\Delta G^\circ = -496$ кДж/моль.

Вариант 23

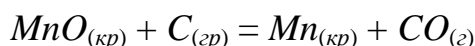
1. Вычислите в кДж/моль изменение энтальпии в реакции:



Реакция лежит в основе промышленного получения цинка.

Ответ: $\Delta_r H^0 = 610,3$ кДж/моль.

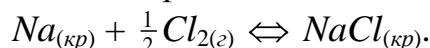
2. Исходя из реакции



вычислите стандартную энтальпию образования MnO , если при восстановлении 7,1 г MnO поглощается 27,44 кДж тепла.

Ответ: $\Delta H_f^\circ = -384,9$ кДж/моль.

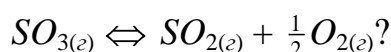
3. Пользуясь значениями ΔH° и ΔS° , вычислите ΔG реакции. Пойдет ли реакция при стандартных условиях и при $500^\circ C$?



Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -383,9$ кДж/моль,

$$\Delta G_{500} = -340,9 \text{ кДж/моль.}$$

4. При какой температуре установится термодинамическое равновесие в системе:



Ответ: $T_{равн} = 1041$ К.

Вариант 24

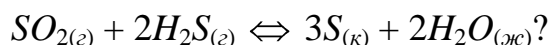
1. Вычислите в кДж/кг теплоту сгорания этилового спирта. Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $Q_p = 27787,6$ кДж/кг.

2. Возможна ли при стандартных условиях реакция: $4H_2O_{(г)} + 3Fe = Fe_3O_4 + 4H_2$? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

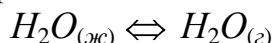
Ответ: -99 кДж/моль.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие в системе:

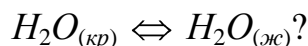


Ответ: $T_{равн} = 586$ К.

4. Какой процесс идет самопроизвольно:



или



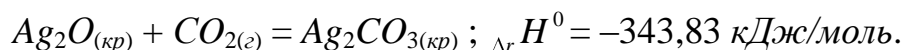
Ответ подтвердите, рассчитав ΔG_{298}° этих фазовых переходов.

Ответ: $\Delta G_{ф.п}^\circ = 8,8$ кДж/моль,

$\Delta G_{ф.п} = -203,5$ кДж/моль.

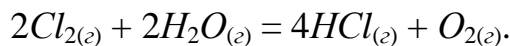
Вариант 25

1. Вычислите стандартную энтальпию образования Ag_2CO_3 . Реакция протекает по уравнению:



Ответ: $\Delta H_f = -96,71$ кДж/моль.

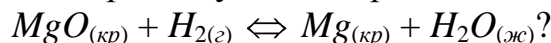
2. Вычислите ΔH реакции:



Укажите направленность процесса.

Ответ: $\Delta_r H^0 = -114,38$ кДж/моль.

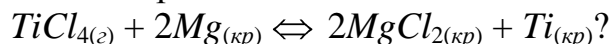
3. Возможна ли при стандартных условиях реакция:



Ответ мотивируйте расчетом ΔG_{298}° .

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 332,2$ кДж.

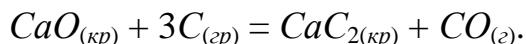
4. При какой температуре начнется процесс промышленного получения титана, в основе которого лежит реакция:



Ответ: $T_{равн} = 2472$ К.

Вариант 26

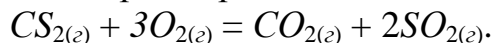
1. Вычислите стандартную энтальпию образования CaC_2 , исходя из реакции:



При взаимодействии 112 г CaO поглощается 929,28 кДж.

Ответ: $\Delta H_f^\circ = -59,83$ кДж/моль.

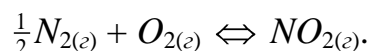
2. Сколько тепла выделится при сгорании 38 г CS_2 ?



Ответ: $\Delta_r H^0 = -1104$ кДж/моль,

$Q_p = 551,33$ кДж/моль.

3. Вычислите направленность процесса при стандартных условиях и при 7500°C :



Ответ мотивируйте расчетом ΔG_{298}° .

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 52,2$ кДж/моль,

$$\Delta G_{7500^\circ C} = 506,2 \text{ кДж}.$$

4. Какой оксид, SO_2 или SO_3 , более устойчив при стандартных условиях?

Ответ подтвердите расчетом ΔG_{298}° реакции.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -70 \text{ кДж/моль}.$

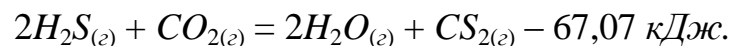
Вариант 27

1. Рассчитайте в кДж/м^3 теплоту сгорания этилена. Вода выделяется в газообразном состоянии.

Ответ: $\Delta_r H^0 = -59083 \text{ кДж/м}^3,$

$$Q_p = 59083 \text{ кДж/м}^3.$$

2. Вычислите ΔH_f° CS_2 на основе термохимического уравнения:



Укажите направленность процесса.

Ответ: $\Delta H_f^\circ = 115,09 \text{ кДж}.$

3. Вычислите в кДж/м^3 теплоту сгорания газа, состоящего из 40% CO и 60% H_2 при нормальных условиях. Вода образуется в газообразном состоянии.

Ответ: $23074 \text{ кДж/м}^3.$

4. Можно ли осуществить синтез ацетилена из углерода (графита) и водорода при стандартных условиях? При какой температуре установится в системе термодинамическое равновесие?

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 208,35 \text{ кДж/моль},$

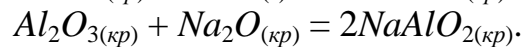
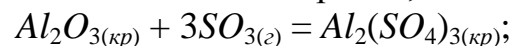
$$T_{равн} = 3862 \text{ К}.$$

Вариант 28

1. Рассчитайте в кДж/м^3 калорийность топлива, состоящего из 60% CO и 40% SO_2 .

Ответ: $Q_p = 9343 \text{ кДж/м}^3.$

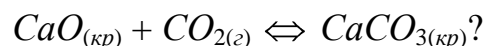
2. Какими свойствами, кислотными или основными, обладает амфотерный оксид Al_2O_3 в большей степени? Ответ подтвердите, вычислив ΔH реакций.



Ответ: $\Delta H_1 = -581,7 \text{ кДж/моль},$

$$\Delta H_2 = -76,8 \text{ кДж/моль}.$$

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие в системе:



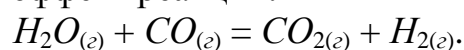
Ответ: $T_{равн} = 1104,4 \text{ К}.$

4. Докажите, что конденсация водяного пара является самопроизвольным процессом при стандартных условиях, рассчитав $\Delta G_{ф.н}^\circ$.

Ответ: $\Delta G_{ф.н}^\circ = -8,8 \text{ кДж/моль}.$

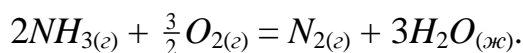
Вариант 29

1. Вычислите тепловой эффект реакции:



Ответ: $\Delta_r H^0 = -41,16 \text{ кДж/моль}$.

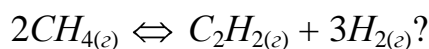
2. Вычислите ΔH_f° NH_3 на основе уравнения реакции:



Известно, что при сгорании 3,4 г NH_3 выделяется 76,56 кДж тепла.

Ответ: $\Delta H_f^\circ = -45,95 \text{ кДж/моль}$.

3. При какой температуре наступит термодинамическое равновесие в реакции:



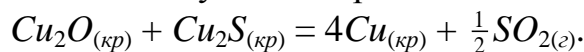
Ответ: $T_{\text{равн}} = 1710 \text{ К}$.

4. Устойчива ли при стандартных условиях смесь азота и кислорода? В реакции образуется NO_2 . Ответ дайте в кДж/моль.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = 51,5 \text{ кДж/моль}$.

Вариант 30

1. В промышленности медь получают по реакции:



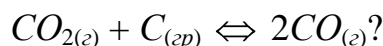
Рассчитайте ΔH реакции.

Ответ: $\Delta_r H^0 = 108,17 \text{ кДж/моль}$.

2. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж тепла. Рассчитайте ΔH_f° FeS .

Ответ: $\Delta H_f^\circ = -100,5 \text{ кДж/моль}$.

3. При какой температуре установится термодинамическое равновесие в системе:



Ответ: $T_{\text{равн}} = 982 \text{ К}$.

4. Какой оксид, SO_2 или SO_3 , более устойчив при стандартных условиях? Ответ подтвердите расчетом ΔG_{298}° реакции.

Ответ: $\Delta G_{298}^\circ = -70 \text{ кДж/моль}$.

11. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Тепловой эффект реакции получения водорода из природного газа $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} = \text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_{2(g)}$ равен:

Ответы: 1) $-164,96 \text{ кДж/моль}$; 2) $-329,96 \text{ кДж/моль}$;
3) $329,96 \text{ кДж/моль}$; 4) $164,96 \text{ кДж/моль}$.

2. Стандартная теплота образования пропана C_3H_8 , по реакции $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5\text{O}_{2(g)} = 3\text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)}$; $\Delta_r H^\circ = -2043,86 \text{ кДж}$, равна:

Ответы: 1) $103,85 \text{ кДж/моль}$; 2) $-207,7 \text{ кДж/моль}$;
3) $207,7 \text{ кДж/моль}$; 4) $-103,85 \text{ кДж/моль}$.

3. Может ли реакция $2C_{(граф)} + 3H_{2(г)} = C_2H_{6(г)}$ протекать самопроизвольно при постоянной температуре, если энтропии веществ равны $\Delta S_{граф}^\circ = 5,74$; $\Delta S_{H_2}^\circ = 130,6$; $\Delta S_{C_2H_6}^\circ = 229,5$ (Дж/К · моль) или э.е.?

Ответы: 1) да, 173,78 э.е.; 2) да, 260,67 э.е.;
3) нет, -260,67 э.е.; 4) нет, -173,78 э.е.

4. Возможна ли реакция $SiO_{2(кр)} + 2NaOH_{(р)} = Na_2SiO_{3(кр)} + H_2O_{(ж)}$, исходя из значений стандартных энергий Гиббса $\Delta_f G^\circ$?

Ответы: 1) нет, 87,48 кДж/моль; 2) нет, -87,48 кДж/моль;
3) да, 87,48 кДж/моль; 4) да, -87,48 кДж/моль.

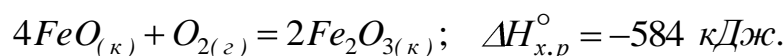
5. Возможно ли протекание реакции при стандартных условиях:
 $CaO + CO_2 = CaCO_3$?

Ответы: 1) да, 129,6 кДж/моль; 2) нет, -129,6 кДж/моль;
3) нет, 129,6 кДж/моль; 4) да, -129,6 кДж/моль.

6. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Стандартная энтальпия образования CO_2 из элементов, если тепловой эффект реакции при этом составил -79,2 кДж, равна:

Ответы: 1) 393,32 кДж/моль; 2) -110,5 кДж/моль;
3) 110,5 кДж/моль; 4) -393,32 кДж/моль.

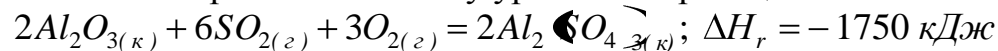
7. По термохимическому уравнению:



Стандартная энтальпия образования продукта реакции равна:

Ответы: 1) 821,6 кДж/моль; 2) -1643,2 кДж/моль;
3) 1643,2 кДж/моль; 4) -821,6 кДж/моль.

8. По термохимическому уравнению реакции



стандартная энтальпия образования продукта реакции равна:

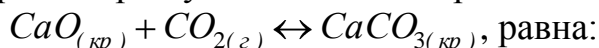
Ответы: 1) 3441,4 кДж/моль; 2) -6882,8 кДж/моль;
3) 6882,8 кДж/моль; 4) -3441,4 кДж/моль.

9. Температура, при которой устанавливается равновесие в системе:



Ответы: 1) 1046 К; 2) 250 К; 3) 173,7 К; 4) 433,7 К.

10. Температура, при которой устанавливается равновесие в системе:

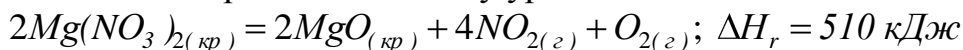


Ответы: 1) 555,45 К; 2) 1005,6 К; 3) 780,76 К; 4) 1113,8 К.

11. При восстановлении оксида меди (II) массой 12,7 г углем с образованием оксида углерода (II) поглощается тепла 8,24 кДж. Стандартная энтальпия образования оксида меди (II) равна:

Ответы: 1) 51,9 кДж/моль; 2) 162,4 кДж/моль;
3) -51,9 кДж/моль; 4) -162,4 кДж/моль.

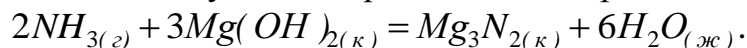
12. По термохимическому уравнению



стандартная энтальпия образования нитрата магния равна:

Ответы: 1) $-1581,6 \text{ кДж/моль}$; 2) $790,8 \text{ кДж/моль}$;
3) $1581,6 \text{ кДж/моль}$; 4) $-788,11 \text{ кДж/моль}$.

13. Укажите, можно ли получить нитрид магния по реакции:



Ответ подтвердите расчетами энергии Гиббса.

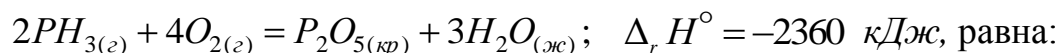
Ответы: 1) да, $\Delta\sigma_{x.p}^\circ = -1824,34 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$; 2) да, $\Delta\sigma_{x.p}^\circ = -710,18 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$;
3) нет, $\Delta\sigma_{x.p}^\circ = 2534,52 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$; 4) нет, $\Delta\sigma_{x.p}^\circ = 710,18 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

14. При взаимодействии цинка с сероводородом выделилось $22,38 \text{ кДж}$ тепла $\Delta_f H_{H_2S}^\circ = -21 \text{ кДж/моль}$; $\Delta_f H_{ZnS}^\circ = -205,4 \text{ кДж/моль}$.

Объём выделившегося водорода равен:

Ответы: 1) $2,4 \text{ л}$; 2) $5,4 \text{ л}$; 3) $2,2 \text{ л}$; 4) $2,7 \text{ л}$.

15. Стандартная энтальпия образования PH_3 (фосфина), исходя из уравнения:



Ответы: 1) $-5,4 \text{ кДж/моль}$; 2) $-10,6 \text{ кДж/моль}$;
3) $10,6 \text{ кДж/моль}$; 4) $-2,35 \text{ кДж/моль}$.

16. Может ли реакция $NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(кр)}$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчетом энергии Гиббса.

Ответы: 1) да; $92,08 \text{ кДж/моль}$; 2) да; $-92,08 \text{ кДж/моль}$;
3) нет; $92,08 \text{ кДж/моль}$.

17. Может ли реакция $C_2H_{2(г)} + \frac{5}{2}O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + H_2O_{(ж)}$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчетом энергии Гиббса.

Ответы: 1) да; $1235,18 \text{ кДж/моль}$; 2) да; $-1235,18 \text{ кДж/моль}$;
3) нет; $1235,18 \text{ кДж/моль}$.

18. Может ли реакция $2NH_{3(г)} + \frac{3}{2}O_{2(г)} = N_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчетом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; 652 кДж/моль ; 2) да; -652 кДж/моль ;
3) да; 652 кДж/моль .

19. Может ли реакция $CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_2$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчетом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; $130,52 \text{ кДж/моль}$; 2) да; $-130,52 \text{ кДж/моль}$;
3) да; $130,52 \text{ кДж/моль}$.

20. Может ли реакция $C_6H_6 + \frac{15}{2}O_2 = 6CO_2 + 3H_2O_{(г)}$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчетом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; $3181,73 \text{ кДж/моль}$; 2) да; $-3181,73 \text{ кДж/моль}$;

3) да; 3181,73 кДж/моль.

21. Может ли реакция $Fe_2O_{3(кр)} + 2Al = Al_2O_{3(кр)} + 2Fe$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; 841,93 кДж/моль; 2) да; -841,93 кДж/моль;
3) да; 841,93 кДж/моль.

22. Может ли реакция $CuO + C = Cu + CO$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) да; 2,89 кДж/моль; 2) да; -2,89 кДж/моль;
3) нет; -2,89 кДж/моль.

23. Может ли реакция $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; 817,98 кДж/моль; 2) да; -817,98 кДж/моль;
3) да; 817,98 кДж/моль.

24. Может ли реакция $MgO + CO = Mg + CO_2$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) да; 312,5 кДж/моль; 2) нет; 312,5 кДж/моль;
3) да; -312,5 кДж/моль.

25. Может ли реакция $2H_2S + O_2 = 2H_2O_{(г)} + 2S$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; 380,22 кДж/моль; 2) да; -380,22 кДж/моль;
3) да; 380,22 кДж/моль.

26. Может ли реакция $2H_2S_{(г)} + 3O_2 = 2H_2O_{(г)} + 2SO_2$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; 990,64 кДж/моль; 2) да; -990,64 кДж/моль;
3) да; 990,64 кДж/моль.

27. Может ли реакция $3N_2O + 2NH_3 = 4N_2 + 3H_2O_{(г)}$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) нет; 965 кДж/моль; 2) да; -965 кДж/моль;
3) да; 965 кДж/моль.

28. Может ли реакция $C_2H_2 + 2H_2 = C_2H_6$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) да; 242 кДж/моль; 2) да; -242 кДж/моль;
3) нет; 242 кДж/моль.

29. Может ли реакция $H_2O_{(г)} + Fe = FeO + H_2$ при стандартных условиях идти самопроизвольно? Ответ подтвердите расчётом энергии Гиббса.

Ответы: 1) да; 15,69 кДж/моль; 2) да; -15,69 кДж/моль;
3) нет; 15,69 кДж/моль.

30. Тепловой эффект получения водорода по реакции $Zn_{тв.} + H_2S_{г} = H_{2г} + ZnS_{кр.}$ равен:

Ответы: 1) 184,4 кДж/моль; 2) -92,2 кДж/моль;
3) 92,2 кДж/моль; 4) -184,4 кДж/моль.

31. Если в системе не происходит ни энергетических изменений ..., ни изменений в степени беспорядка ..., то $\Delta G = 0$ и система находится в состоянии ...

- Ответы:** 1) $\Delta H = 0$, $\Delta S = 0$, равновесия;
2) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$, равновесия;
3) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$, равновесия;
4) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$, равновесия.

32. Знак ΔG определяет направление процесса. При $\Delta G < 0$ процесс может протекать в ... направлении. При $\Delta G > 0$ возможна только ... реакция.

- Ответы:** 1) обратном, обратная; 2) обратном, прямая;
3) прямом, прямая; 4) прямом, обратная.

33. Термохимическое уравнение реакции горения углерода: $C_{мс} + O_{2г} = CO_{2г}$; $\Delta_r H^0 = -402,24$ кДж/моль. Какова масса (г) сгоревшего углерода, если при реакции выделилось 167 600 кДж теплоты?

- Ответы:** 1) 500 г; 2) 4000 г; 3) 1000 г; 4) 5000 г.

34. Пусть окисление серы до оксида серы (VI) можно выразить уравнениями: $S_{(m)} + O_{2(m)} \leftrightarrow SO_{2(г)}$; $\Delta_r H^0 = -296,9$ кДж/моль,

$SO_{2(г)} + \frac{1}{2} O_{2(г)} \leftrightarrow SO_{3(г)}$; $\Delta_r H^0 = -101,3$ кДж, тогда тепловой эффект образования $SO_{3(г)}$ по уравнению: $S_{(m)} + \frac{3}{2} O_{2(г)} = SO_{3(г)}$ равен:

- Ответы:** 1) -195,6 кДж; 2) -398,2 кДж; 3) -796,4 кДж; 4) -499,5 кДж.

35. **Отметьте правильный ответ.**

Термохимия – это раздел химии, изучающий...

- 1) тепловые эффекты химических реакций; 3) химическое равновесие;
2) скорость химических реакций; 4) катализ.

36. **Отметьте правильный ответ.**

Тепловой эффект химической реакции зависит от состояния продуктов реакции:

- 1) конечных; 2) исходных;
3) исходных и конечных.

37. **Отметьте правильный ответ.**

Тепловой эффект химической реакции равен:

- 1) разности между алгебраическими суммами энтальпий образования конечных и исходных веществ;
2) разности между алгебраическими суммами энтальпий образования исходных и конечных веществ;
3) сумме энтальпий образования исходных и конечных веществ;
4) отношению алгебраической суммы энтальпий образования конечных продуктов реакции к алгебраической сумме энтальпий образования исходных веществ.

38. **Отметьте правильный ответ.**

Беспорядочность движения частиц в системе определяется:

- 1) энтальпией; 2) энергией Гиббса;
3) внутренней энергией; 4) энтропией.

39. Отметьте правильный ответ.

Энтропия зависит от ...

- 1) агрегатного состояния веществ и температуры; 2) температуры;
3) агрегатного состояния веществ; 4) пути протекания реакции.

40. Отметьте правильный ответ.

Самопроизвольное протекание химических процессов возможно при одном из следующих значений энергии Гиббса (ΔG):

- 1) $\Delta G = 0$; 2) $\Delta G > 0$; 3) $\Delta G < 0$.

41. Отметьте правильный ответ.

Эндотермической реакцией является:

- 1) $8Al + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe$; $\Delta H < 0$; 2) $CaO + 3C = CaC_2 + CO$; $\Delta H > 0$;
3) $SiO_2 + 2Mg = 2MgO + Si$; $\Delta H < 0$; 4) $H_2O_2 = H_2O + \frac{1}{2}O_2$; $\Delta H < 0$.

42. Дополните.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются

43. Дополните.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются

44. Дополните.

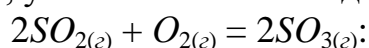
Из трех термодинамических величин H (энтальпия), U (внутренняя энергия), S (энтропия) абсолютное значение имеет только

45. Дополните.

Энтальпия образования $H_2O_{(ж)}$ составляет - 286,8 кДж/моль. При образовании 36 граммов жидкой воды выделится теплота, равная _____ Дж (запишите число с точностью до десятых).

46. Отметьте правильный ответ.

Не производя вычислений, установите знак ΔS для следующего процесса



- 1) $\Delta S > 0$; 2) $\Delta S < 0$; 3) $\Delta S = const$.

47. Отметьте правильный ответ.

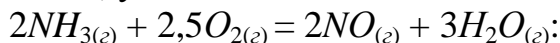
Не производя вычислений, установите знак ΔS для следующего процесса



- 1) $\Delta S = const$; 2) $\Delta S > 0$; 3) $\Delta S < 0$.

48. Отметьте правильный ответ.

Не производя вычислений, установите знак ΔS для следующего процесса



- 1) $\Delta S > 0$; 2) $\Delta S < 0$; 3) $\Delta S = const$.

49. Отметьте правильный ответ.

Тепловой эффект химической реакции $2Mg_{(к)} + CO_{2(g)} = 2MgO_{(к)} + C_{(sp)}$

при стандартных условиях ($\Delta H_{CO_2}^\circ = -393,5$ кДж/моль, $\Delta H_{MgO}^\circ = -611$

$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$) равен (кДж):

- 1) -654,4; 2) -750,4;

- 3) -828,5; 4) 828,5.

50. Соответствие между алгебраической величиной свободной энергии Гиббса и возможностью осуществления химического процесса:

- | | |
|---|-----------------|
| 1) невозможен | $\Delta G < 0;$ |
| 2) возможен | $\Delta G > 0;$ |
| 3) находится в состоянии химического равновесия | $\Delta G = 0.$ |

51. Соответствие между уравнением химической реакции и изменением энтропии в ходе этой реакции:

- | | |
|---|---------------------|
| 1) $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} = 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ | $\Delta S = const;$ |
| 2) $2NH_{3(g)} + H_2SO_{4(ж)} = (NH_4)_2SO_{4(к)}$ | $\Delta S > 0;$ |
| 3) $C_{(sp)} + CO_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{(g)}$ | $\Delta S < 0$ |

52. Соответствие между изменением температуры и изменением энтропии:

- | | |
|-------------------------------|--|
| 1) при понижении температуры | энтропия увеличивается ($\Delta S > 0$); |
| 2) при повышении температуры | энтропия уменьшается ($\Delta S < 0$); |
| 3) при постоянной температуре | энтропия не изменяется ($\Delta S = const$). |

53. Соответствие между агрегатным состоянием одного и того же вещества и значением его энтропии:

- | агрегатное состояние | значение энтропии |
|----------------------|-------------------|
| 1) жидкое | максимальное; |
| 2) газообразное | промежуточное; |
| 3) кристаллическое | минимальное. |

54. Исходя из алгебраической величины энергии Гиббса, установите следующий порядок химической реакции: реакция

возможна - невозможна - находится в состоянии равновесия:

- 1) $\Delta G < 0;$ 2) $\Delta G > 0;$ 3) $\Delta G = 0.$

55. Последовательность следующих химических реакций в порядке увеличения их экзотермичности ($\Delta_r H^0$ кДж/моль):

- 1) $H_2S + 1,5O_2 = H_2O + SO_2; \Delta_r H^0 = -563;$
- 2) $KClO_3 = KCl + 1,5O_2; \Delta_r H^0 = -49,4;$
- 3) $CaO + 3C = CaC_2 + CO_2; \Delta_r H^0 = 460;$
- 4) $8Al + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe; \Delta_r H^0 = -3326.$

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебник для бакалавров. М., 2014.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учебно-практическое пособие. М., 2014.
3. Коровин и др. Общая химия: Учебник. – 3-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2002. – 558 с.
4. Коровин Н.В., Камышова В.К., Удрис Е.Я. Общая химия. Лабораторный практикум. Учебное пособие для бакалавров, 2014.

**Термодинамические свойства простых веществ,
соединений в водных растворах
Простые вещества**

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
Ag (кр)	0	42,55	0
Al (кр)	0	28,33	0
As (серый)	0	35,61	0
Au (кр)	0	47,40	0
B (кр)	0	5,86	0
Ba	0	60,67	0
Be (кр)	0	9,54	0
Bi (кр)	0	56,90	0
Br₂ (ж)	0	152,21	0
Br₂ (г)	30,91	245,37	3,14
C (алмаз)	1,83	2,37	2,83
C (графит)	0	5,73	0
Ca (кр)	0	41,45	0
Ca (г)	177,3	154,8	143,6
Cd	0	51,76	0
Cl₂ (г)	0	223	0
Co	0	30,04	0
Cr (кр)	0	23,64	0
Cs (кр)	0	84,35	0
Cu (кр)	0	33,15	0
Cu (г)	0	166,28	0
F₂ (г)	0	202,9	0
Fe (кр)	0	27,2	0
Ga (кр)	0	41,09	0
Ge (кр)	0	31,09	0
H₂ (г)	0	130,6	0
Hg (ж)	0	75,90	0
Hg (г)	61,5	174,9	31,9
I₂ (кр)	0	116,14	0
I₂ (г)	62,43	260,60	19,39
In (кр)	0	57,82	0
K (кр)	0	64,18	0
La (кр)	0	56,90	0
Li (кр)	0	28,24	0
Mg (кр)	0	32,7	0

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
Mn (кр)	0	32,01	0
Mo (кр)	0	28,62	0
N ₂ (г)	0	191,50	0
Na (кр)	0	51,4	0
Ni (кр)	0	29,9	0
O ₂ (г)	0	205,04	0
O ₃ (г)	142,26	238,82	162,76
P белый (кр)	0	41,1	0
P красный (кр)	-17,7	22,80	-12,13
P черный (кр)	-38,9		
Pb (кр)	0	64,81	0
Pb (г)	195,6	175,3	162,2
Pt (кр)	0	41,55	0
Rb (кр)	0	76,23	0
S (кр)	0	31,88	0
Sb (кр)	0	45,69	0
Se (кр)	0	42,44	0
Si (кр)	0	18,83	0
Sn (бел)	0	51,55	0
Sr (кр)	0	55,69	0
Te (кр)	0	49,50	0
Ti (кр)	0	30,6	0
Ti (г)	471,1	180,2	426,5
Tl	0	64,18	0
V (кр)	0	28,9	0
W (кр)	0	32,64	0
Zn (кр)	0	41,63	0

Неорганические соединения

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
AgBr (кр)	-100,42	107,11	-97,02
AgCl (кр)	-126,78	96,23	-109,54
Ag ₂ CO ₃ (кр)	-81,17	167,36	-
AgI	-61,92	115,48	-66,35

Вещество	ΔH_f° , 298, кДж/моль	S_{298}° , $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	ΔG_f° 298, кДж/моль
AgNO ₃	-124,52	140,92	-33,60
Ag ₂ O (кр)	-31,2	121,75	11,3
Ag ₂ S	-31,80	143,51	-39,70
Ag ₂ SO ₄ (кр)	-715,88	200,00	-618,36
AlBr ₃ (кр)	-513,38	180,25	-490,60
AlCl ₃ (кр)	-704,17	109,4	-629
AlF ₃	-1510,42	66,48	-1431,15
Al ₂ O ₃ (кр)	-1676,8	50,495	-1583,3
Al ₂ (SO ₄) ₃ (кр)	-3441,1	239,4	-3102,9
AsCl ₃ (ж)	-305,01	216,31	-259,16
AsCl ₃ (г)	-270,34	328,82	-258,04
As ₂ O ₃ (клаудетит)	-653,37	122,72	-577,03
As ₂ O ₃ (арсенолит)	-656,89	108,32	-576,16
As ₂ O ₅ (кр)	-921,32	105,44	-478,69
BCl ₃ (г)	-402,96	290,08	-387,98
BF ₃ (г)	-1136,58	254,01	-1119,93
B ₂ O ₃ (кр)	-1270,43	53,84	-1191,29
BaCO ₃ (кр)	-1217,1	113	-1137,2
BaCl ₂ (кр)	-859,39	123,64	-811,71
Ba(NO ₃) ₂ (кр)	-992,07	213,80	-797,23
BaO (кр)	-553,9	70,5	-525,4
Ba(OH) ₂ (кр)	-943,49	100,83	-855,42
BaSO ₄ (кр)	-1458,88	132,21	-1348,43
BeO (кр)	-598,73	14,14	-569,54
BeSO ₄ (кр)	-1200,81	77,97	-1089,45
Bi ₂ O ₃ (кр)	-570,70	151,46	-490,23
CO (г)	-110,53	197,7	-137,2
CO ₂ (г)	-393,8	213,8	-394,6
COCl ₂ (г)	-223	289,2	-210,4
CS ₂ (г)	115,06	246,14	65,898
CS ₂ (ж)	88,8	151,1	64,5
CaC ₂	-59,9	69,96	-64,9
CaCO ₃ (кальцит)	-1207,7	91,6	-1129,6
CaCl ₂ (кр)	-795,92	108,37	-749,34
CaF ₂	-1220,89	68,45	-1168,46
CaHPO ₄ (кр)	-1808,56	111,38	-1675,38
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ (кр)	3114,57	189,54	-2811,81
Ca(NO ₃) ₂ (кр)	-938,76	193,30	-743,49

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
CaO (кр)	-635,09	39,7	-603,6
Ca(OH) ₂ (кр)	-986,8	83,39	-899,2
CaS (кр)	-476,98	56,61	-471,93
CaSO ₄ (ангидрит)	-1436,28	106,69	-1323,90
Ca ₃ (PO ₄) ₂	-4120,82	235,98	-3884,9
CdCl ₂ (кр)	-390,79	115,27	-343,24
CdO (кр)	-258,99	54,81	-229,33
CdS (кр)	-156,90	71,13	-153,16
CdSO ₄ (кр)	-934,41	123,05	-823,88
CoCl ₂ (кр)	-312,54	109,29	-269,69
CoSO ₄ (кр)	-867,76	113,39	-760,83
CrCl ₂ (кр)	-556,47	123,01	-486,37
CrO ₃ (кр)	-590,36	73,22	-513,44
Cr ₂ O ₃ (кр)	-1141,3	81,17	-1059,7
CsCl (кр)	-442,83	101,18	-414,61
CsI (кр)	-336,81	125,52	-331,77
CsOH (кр)	-406,68	77,82	-354,71
CuCl (кр)	-137,24	87,02	-120,06
CuCl ₂ (кр)	-205,85	108,07	-161,71
CuO (кр)	-162,1	42,73	-129,5
CuS (кр)	-53,14	66,53	-53,58
CuSO ₄ (кр)	-770,90	109,20	-661,79
Cu ₂ O (кр)	-173,3	92,99	-150,6
Cu(OH) ₂ (кр)	-444,6	84	-359,6
Cu ₂ S (кр)	-79,50	121	-86,27
FeCO ₃ (кр)	-738,15	95,40	-665,09
FeO (кр)	-265	60,8	-244,5
FeS (кр)	-100,5	60,29	-100,78
FeSO ₄ (кр)	-929,5	121	-825,50
FeS ₂ (кр)	-163,3	52,96	-151,9
Fe ₂ O ₃ (кр)	-822,15	89,95	-742,24
Fe ₃ O ₄ (кр)	-1117,9	146,3	-1014,8
Ga ₂ O ₃ (кр)	-1089,10	84,98	-998,24
GeO ₂ (гексаг.)	-554,71	55,27	-500,79
GeO ₂ (тетраг.)	-580,15	39,71	-521,59
HBr (г)	-36,38	198,58	-53,43
HCN (г)	132,00	201,71	121,58
HCl (г)	-92,4	186,9	-94,5

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
HF (г)	-270,9	173,8	-272,09
HI (г)	26,36	206,48	1,58
HNCS (г)	127,61	248,03	112,89
HNO ₃ (ж)	-173,00	156,16	-79,90
HNO ₃ (г)	-133,91	266,78	-73,78
H ₂ O (кр)	-291,83	40,33	-33,89
H ₂ O (ж)	-286	70	-237,4
H ₂ O (г)	-241,81	188,72	-228,61
H ₂ O ₂ (ж)	-187,86	109,60	-120,52
H ₂ O ₂ (г)	-135,88	234,41	-105,74
H ₂ S (г)	-20,9	193,2	-33
H ₂ Se (г)	-126,9	265	-132,13
H ₂ SO ₄ (ж)	-813,99	156,90	-690,7
H ₃ PO ₄ (кр)	-1279,05	110,50	-1119,20
H ₃ PO ₄ (ж)	-1266,90	200,83	-1134,00
HgBr ₂ (кр)	-169,45	170,31	-152,22
HgCl ₂ (кр)	-228,24	140,02	-180,90
HgI ₂	-105,44	184,05	-130,05
HgO (красный)	-90,88	70,29	-58,66
HgS (красный)	-58,99	106,4	-56,9
In ₂ O ₃ (кр)	-925,92	107,95	-831,98
In ₂ (SO ₄) ₃ (кр)	-2725,50	302,08	-2385,87
KBr (кр)	-393,80	95,94	-380,60
KCl (кр)	-436,68	82,55	-408,93
KClO ₃ (кр)	-391,20	142,97	-298,80
KClO ₄ (кр)	-430,12	151,04	-300,58
KI (кр)	-327,90	106,40	-323,18
KmnO ₄ (кр)	-828,89	171,54	-729,14
KNO ₃	-492,46	132,88	-392,75
KOH (кр)	-424,72	79,28	-379,22
K ₂ CO ₃ (кр)	-1150,18	155,52	-1064,87
K ₂ CrO ₄ (кр)	-1385,74	200,00	-1277,84
K ₂ Cr ₂ O ₇	-2067,27	291,21	-1887,85
K ₂ SO ₄ (кр)	-1433,69	175,56	-1316,04
LaCl ₃ (кр)	-1070,68	144,35	-997,07
LiCl (кр)	-408,27	59,30	-384,30
LiNO ₃ (кр)	-482,33	71,13	-374,92
LiOH (кр)	-484,67	42,78	-439,00

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
Li₂CO₃ (кр)	-1216,00	90,16	-1132,67
Li₂SO₄ (кр)	-1435,86	114,00	-1321,28
MgCO₃ (кр)	-1095,85	65,10	-1012,15
MgCl₂ (кр)	-641,1	89,8	-591,6
MgO (кр)	-601,8	26,9	-569,6
Mg₃N₂ (кр)			-400,65
Mg(OH)₂ (кр)	-924,7	63,14	-833,75
MgSO₄ (кр)	-1287,42	91,55	-1173,25
MnCO₃ (кр)	-881,66	109,54	-811,40
MnCl₂ (кр)	-481,16	118,24	-440,41
MnO (кр)	-385,10	61,50	-363,34
MnO₂ (кр)	-521,49	53,14	-466,68
MnS (кр)	-214,35	80,75	-219,36
NH₃ (ж)	-69,87	-	-
NH₃ (г)	-45,94	192,66	-16,48
NH₄Cl	-314,22	95,81	-203,22
NH₄NO₃ (кр)	-365,43	151,04	-183,93
(NH₄)₂SO₄ (кр)	-1180,31	220,08	-901,53
NO (г)	91,26	210,64	80,6
NO₂ (г)	34,19	240,06	52,29
N₂O (г)	82,01	219,83	104,12
N₂O₄ (г)	11,11	304,35	99,68
N₂O₅ (г)	13,30	355,65	117,14
NaAlO₂ (кр)	-1132,2	70,4	-1066,27
NaBr (кр)	-361,41	86,82	-349,34
NaCl (кр)	-410,9	72,36	-383,9
NaF (кр)	-573,63	51,30	-543,46
NaHCO₃ (кр)	-947,30	102,10	-849,65
NaI (кр)	-287,86	98,32	-284,59
NaNO₃	-466,70	116,50	-365,97
NaOH (кр)	-425,6	64,43	-380,71
NaOH (ж)	$\Delta H_{595}^{\text{плавл}} = 6,36$	-	-
Na₂CO₃	-1130,80	138,80	-1048,20
Na₂CO₃ (ж)	$\Delta H_{1127}^{\text{плавл}} = 33,00$	-	-
NaH₂PO₄ (кр)	-1544,90	127,57	-1394,24
Na₂HPO₄ (кр)	-1754,86	150,60	-1615,25
Na₂O (кр)	-510,8	72,4	-376,1
Na₂S (кр)	-374,47	79,50	-358,13

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
Na ₂ SO ₃ (кр)	-1089,43	146,02	-1001,21
Na ₂ SO ₄	-1387,21	149,62	-1269,50
Na ₂ SO ₄ (ж)	$\Delta H_{1157}^{\text{плавт}} = 23,01$	-	-
Na ₂ S ₂ O ₃ (кр)	-1117,13	(225)	(-1043)
Na ₂ SiO ₃ (кр)	-1561,43	113,76	-1467,50
Na ₂ SiO ₃ (стекл)	-1541,64	-	-
Na ₃ PO ₄ (кр)	-1924,64	224,68	-1811,31
NiCl ₂ (кр)	-304,18	98,07	-258,03
NiO (кр)	-239,74	37,99	-211,60
NiS (кр)	-79,50	52,97	-76,87
NiSO ₄ (кр)	-873,49	103,85	-763,76
PCl ₃ (ж)	-320,91	218,49	-274,08
PCl ₃ (г)	-287,02	311,71	-267,98
PCl ₅ (кр)	-445,89	170,80	-318,36
PCl ₅ (г)	-374,89	364,47	-305,10
P ₂ O ₃ (ж)	(-1097)	(142)	(-1023)
P ₂ O ₅ (кр)	-1548	135,98	-1371,7
P ₄ O ₁₀ (кр)	-2984,03	228,86	-2697,60
P ₄ O ₁₀ (г)	-2894,49	394,55	-2657,46
PbBr ₂ (кр)	-282,42	161,75	-265,94
PbCO ₃ (кр)	-699,56	130,96	-625,87
PbCl ₂ (кр)	-359,82	135,98	-314,56
PbCl ₂ (г)	-173,64	315,89	-182,02
PbI ₂ (кр)	-175,23	175,35	-173,56
PbO (желт)	-217,61	68,70	-188,20
PbO (красн)	-219,28	66,11	-189,10
PbO ₂ (кр)	-276,56	71,92	-217,55
PbS (кр)	-100,42	91,21	-98,77
PbS (г)	122,34	251,33	76,25
PbSO ₄ (кр)	-920,48	148,57	-813,67
PtCl ₂ (кр)	-106,69	219,79	-93,35
PtCl ₄ (кр)	-229,28	267,88	-163,80
SO ₂ (г)	-296,90	248,1	-300,4
SO ₃ (г)	-395,2	256,2	-370,4
SO ₃ (кр)	-454,5	52,3	-368,6
SO ₃ (ж)	-439,2	95,5	-362
SbCl ₃ (кр)	-381,16	183,26	-322,45
SbCl ₃ (г)	-311,96	338,49	-299,54

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
Sb₂O₃ (кр)	-715,46	132,63	-636,06
Sb₂O₅ (кр)	-1007,51	125,10	-864,74
Sb₂S₃ (черн)	-157,74	181,59	-156,08
SiCl₄ (ж)	-687,85	239,74	-620,75
SiCl₄ (г)	-657,52	330,95	-617,62
SiF₄ (г)	-1614,94	282,38	-1572,66
SiH₄ (г)	34,73	204,56	57,18
SiO₂ (кварц)	-910,94	41,84	-856,67
SiO₂ (стекл)	-903,49	46,86	-850,71
SnCl₂ (кр)	-330,95	131,80	-288,40
SnCl₄ (ж)	-528,86	258,99	-457,74
SnCl₄ (г)	-489,11	364,84	-449,55
SnO (кр)	-285,98	56,48	-256,88
SnO (г)	20,85	232,01	-2,39
SnO₂ (кр)	-580,74	52,30	-519,83
SnS	-110,17	76,99	-108,24
SrO (кр)	-592,04	54,39	-562,10
SrSO₄ (кр)	-1444,74	117,57	-1332,42
TeCl₄ (кр)	-323,84	200,83	-236,00
TeF₆ (г)	-1369,00	335,89	-1273,11
TiCl₄ (ж)	-804,16	252,40	-737,32
TiCl₄ (г)	-763,16	354,80	-726,85
TiO₂ (рутил)	-944,75	50,33	-889,49
V₂O₃ (кр)	-1238	98,3	-1159
WO₃ (кр)	-842,91	75,90	-764,11
ZnCO₃ (кр)	-812,53	80,33	-730,66
ZnCl₂ (кр)	-415,05	111,46	-369,39
ZnCl₂ (г)	-265,68	276,56	-269,24
ZnO (кр)	-350,8	43,67	-320,88
ZnS (кр)	-205,6	57,78	-200,85
ZnSO₄ (кр)	-981,36	110,54	-870,12
Zn(OH)₂ (кр)	-645,43	76,99	-555,92

Продолжение приложения 1

Органические соединения

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
CH₄ (г) метан	-74,85	186,27	-50,75
C₂H₂ (г) ацетилен	226,73	200,82	208,35
C₂H₄ (г) этилен	52,28	219,45	68,11
C₂H₆ (г) этан	-84,66	229,49	-32,98
C₃H₈ (г) пропан	-103,846	271,33	-23,53
C₅H₁₂ (г) пентан	-173,33	262,85	-9,66
C₆H₆ (ж) бензол	49,03	173,26	124,38
C₆H₆ (г) бензол	83,05	265,01	129,68
C₆H₁₄ (ж) гексан	-198,82	296,02	-4,41
C₆H₁₄ (г) гексан	-167,19	388,40	-0,32
C₇H₈ (ж) толуол	12,01	220,96	113,77
CH₄O (ж) метанол	-238,57	126,78	-166,27
C₂H₄O (г)	-165,98	263,59	-132,95
C₂H₄O₂ (ж) уксусная кислота	-484,09	159,83	-389,36
C₂H₄O₂ (г) уксусная кислота	-434,84	282,50	-376,68
C₂H₆O (ж) этанол	-276,98	160,67	-174,15
C₂H₆O (г) этанол	-234,80	281,38	-167,96
CCl₄ (ж)	-135,4	214,4	-64,6
C₆H₁₂O₆ (глюкоза)	-1273,0	-	-919,5

Аветисян Надежда Николаевна

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ
ПО ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКЕ

Учебное пособие для студентов направлений
ЭиЭ, ЭТМ, КТМ и ТМОиС очной формы обучения

Редактор Е.Ф. Изотова

Подписано к печати 29.06.15. Формат 60x84/ 16.
Усл. печ. л. 3,19. Тираж 100 экз. Зак. 151459. Рег. №90.

Отпечатано в ИТО Рубцовского индустриального института
658207, Рубцовск, ул. Тракторная, 2/б.