

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Актуализация и целеполагание: Эксперимент.

«Как сварить яйцо без огня»

Оборудование: химический стакан, спиртовой термометр, куриное яйцо

Реактивы: оксид кальция CaO, вода

Техника безопасности:

1. Будьте внимательны: при реакции выделяется большое количество теплоты – бойтесь ожога!

2. Оксид кальция – едкое вещество! Опасайтесь попадания на кожу!

Ход опыта:

1. Поместите в химический стакан 1-2 столовые ложки оксида кальция CaO
2. Положите яйцо
3. Прилейте 50 мл воды, предварительно измерив ее температуру
4. Опустите термометр в стакан, в котором протекает химическая реакция.
Что наблюдаете?
5. Через 5 минут проверьте, сварилось ли яйцо.

Вопрос: почему повышается температура в реакционном сосуде?

Ответ: Потому что реакция взаимодействия оксида кальция с водой экзотермическая, т.е. идет с выделением тепла.

Вопрос: можно ли найти еще такую же реакцию с другими веществами, что бы сварить яйцо.

Ответ: можно. Но для этого не обязательно проделывать опыты практически. Сначала необходимо провести расчет тепловых эффектов, получить значения энергетических характеристик и выбрать наиболее технологически выгодную реакцию.

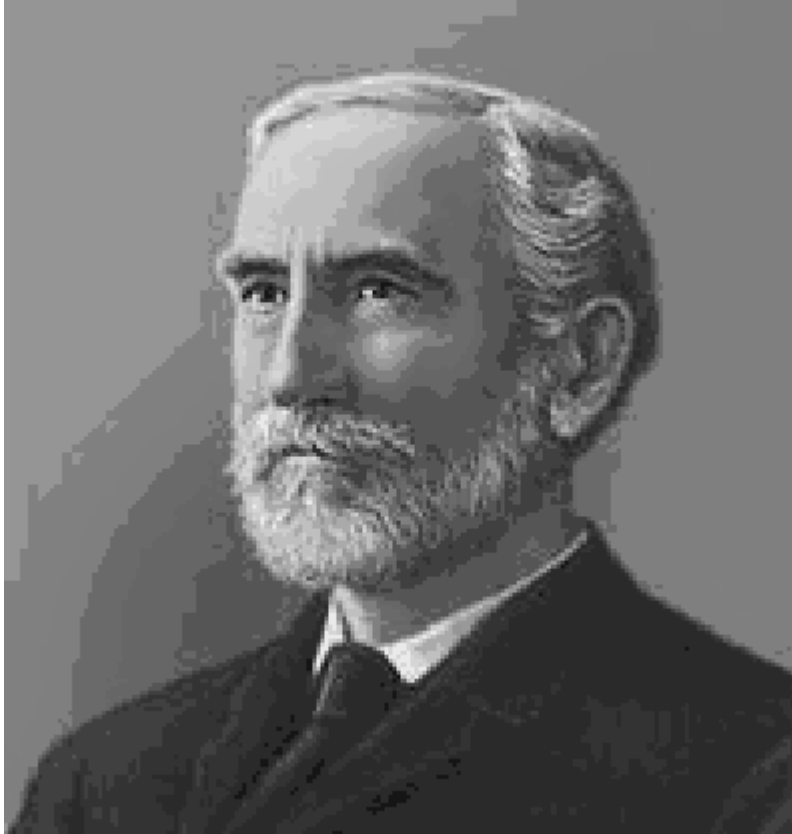
Сегодня мы научимся вести расчет трех энергетических характеристик:

Энтальпия – тепловой эффект;

Энтропия – мера хаоса и беспорядка;

Энергия Гиббса – критерий возможности протекания реакции при тех или иных условиях.

Все вопросы по данной проблеме рассматривает раздел науки химии - химическая термодинамика.



Гиббс Джозайя Уиллард (1839-1903), американский физик-теоретик, один из создателей термодинамики и статистической механики. Разработал теорию термодинамических потенциалов, открыл общее условие равновесия гетерогенных систем — правило фаз, вывел уравнения Гиббса — Гельмгольца, Гиббса — Дюгема, адсорбционное уравнение Гиббса. Установил фундаментальный закон статистической физики — распределение Гиббса. Предложил графическое изображение состояния трехкомпонентной системы (треугольник Гиббса). Заложил основы термодинамики поверхностных явлений и электрохимических процессов. Ввел понятие адсорбции.

Например, взрыв пороха (селитры, серы и угля) не возможен сам по себе. При обычных условиях реакция не идёт. Для её начала необходимо повысить температуру, либо нанести удар.

Химическая термодинамика рассматривает переход системы из одного состояния в другое, полностью игнорируя механизм перехода. О том, как совершается переход исходных веществ в продукты реакции и, как зависит скорость от условий реакции рассматривает химическая кинетика. Если термодинамически реакция запрещена, то бессмысленно рассматривать её скорость, эта реакция самопроизвольно не протекает.

Если же реакция термодинамически возможна, то скорость можно изменить, например, введя катализатор. Теории, законы, численные характеристики, необходимы для того, чтобы управлять реакциями: замедлить процессы коррозии металлов или составить композицию ракетного топлива и т.д.

Термодинамика – наука о превращениях одних видов энергии и работы в другие.

Задачи термодинамики:

1. предсказать возможность протекания того или иного процесса;
2. определить пределы его протекания.

При протекании химических реакций всегда выделяется или поглощается энергия (т.е. происходит перераспределение сил химической связи).

Термодинамический метод основан на ряде строгих понятий:

1. «система»;
2. «состояние системы»;
3. «внутренняя энергия системы»;
4. «функция состояния системы».

Система - любая избранная совокупность веществ, отделенная от внешней среды поверхностью раздела (реальной или воображаемой).
Например, реальная – стенки сосуда, где идет процесс. Фиктивная –

наделённая заранее заданными свойствами (полная непроницаемость для вещества и энергии или абсолютная неподверженность испарению).

а) По характеру взаимодействия с внешней средой системы бывают:

- открытые – обмен энергией (теплом) и веществом с окружающей средой (живая клетка – открытая система);

- закрытые – обмен только теплом (энергией) с окружающей средой;

- изолированные – нет обмена ни энергией (теплом), ни веществом с внешней средой (система вода-пар в сосуде Дьюара (термосе));

б) По числу компонентов:

- однокомпонентные;

- многокомпонентные.

в) По агрегатному состоянию веществ:

- гомогенные (однородные) – отсутствие поверхности раздела между частями системы, отличающимися по физикохимическим свойствам (плазма крови – раствор различных биогенных веществ, состоит из 1 фазы);

- гетерогенные – состоят из отдельных частей (фаз), отличающихся по свойствам и имеющих поверхность раздела; состоят из двух и более гомогенных частей (цельная кровь, т.е. плазма с лейкоцитами и эритроцитами).

Фаза – часть системы, содержащая индивидуальное вещество, имеющая границу раздела с другими компонентами системы.

г) По характеристике параметров (V , p , t , c и др.):

- равновесная – все параметры системы постоянны во времени;

- неравновесная – все параметры меняются во времени.

Состояние системы – совокупность физико-химических свойств системы, которыми она обладает в данный момент времени.

Состояние системы характеризуется термодинамическими параметрами (V , p , t , c и др.). При изменении параметров меняется и состояние системы. Переход системы из одного состояния в другое называется процессом. При

этом могут изменяться все параметры состояния системы либо некоторые параметры остаются без изменения.

Если процессы перехода системы происходят при постоянстве каких-то параметров системы, то они называются :

- изобарическими ($p = \text{const}$);
- изохорическими ($V = \text{const}$);
- изотермическими ($T = \text{const}$);
- изохорно-изотермическими ($V = \text{const}$, $T = \text{const}$);
- изобарно-изотермическими ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) и т.д.

Термодинамические свойства системы можно выразить с помощью нескольких функций состояния системы, называемых характеристическими функциями:

- внутренняя энергия U ,
- энтальпия H ,
- энтропия S ,
- энергия Гиббса G
- и энергия Гельмгольца F .

Функция состояния системы – такая термодинамическая функция, которая зависит лишь от термодинамических переменных, характеризующих состояние (V , p , t , c), но не зависит от способа достижения данного состояния. Особенность характеристических функций также в зависимости их величин от количества или массы вещества, поэтому принято относить их к одному моллю вещества.

Вывод: состояние и свойства системы можно охарактеризовать термодинамическими параметрами и характеристическими функциями.

Внутренняя энергия, теплота и работа. При проведении химических реакций изменяется внутренняя энергия системы U .

Внутренняя энергия системы – это общий запас энергии, обусловленный всеми видами движения и взаимодействиями составляющих систему молекул, атомов, ионов и элементарных частиц.

Сюда включается энергия поступательного, колебательного и вращательного движений молекул, атомов, ядер, ионов, электронов, протонов, нейтронов (кинетическая энергия), кроме кинетической энергии движения системы как целого; энергия силового взаимодействия этих частиц (потенциальная энергия) (электромагнитное, гравитационное взаимодействие), кроме потенциальной энергии системы в целом (взаимодействие системы с внешними силовыми полями).

Внутренняя энергия – функция состояния системы. Внутреннюю энергию нельзя измерить (именно, её абсолютное значение). Она представляет способность системы к совершению работы или передаче теплоты. Можно определить только изменение ΔU при переходе из одного состояния в другое.

$\Delta U = U_2 - U_1$, где U_2 и U_1 – внутренняя энергия системы в конечном и начальном состояниях.

$\Delta U > 0$, если внутренняя энергия системы возрастает. ΔU – функция состояния, зависит от начального и конечного состояния системы, но не зависит от пути протекания процесса.

Большинство химических реакций проходит в изобарных условиях, т.е. необходимо определить Q_p и работу расширения (сжатия).

Для упрощения ситуации в термодинамике принята новая функция – **энтальпия** H .

$$H = U + PV$$

Изменение энтальпии в реакции будет равно:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = \Delta U + V\Delta P + P\Delta V$$

Учитывая уравнение (1), получим

$$\Delta H = Q_p - P\Delta V + V\Delta P + P\Delta V$$

$$\Delta H = Q_p + V\Delta P$$

а поскольку реакция идет в изобарных условиях, то $P = \text{const}$

$$\Delta P = 0; V \Delta P = 0.$$

$\Delta H = Q_P$, но мы знаем, что $\Delta U = Q_P - P_{\text{вн}} \Delta V$, подставим:

$$Q_V = Q_P - P_{\text{вн}} \Delta V$$

$$Q_V - Q_P = -P_{\text{вн}} \Delta V$$

$$Q_P - Q_V = P_{\text{вн}} \Delta V$$

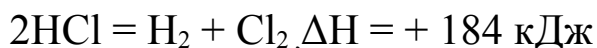
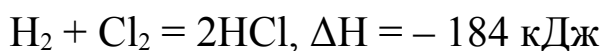
$$P_{\text{вн}} \Delta V = A, \text{ тогда}$$

$A = Q_P - Q_V$, т.е. разность между тепловыми эффектами одной и той же реакции, измеренными при постоянном давлении и постоянном объеме, равна работе расширения. Таким образом, изменение энтальпии однозначно связано с количеством теплоты, полученной или отданной системой при изобарном переходе, а изменение энтальпии ΔH обычно принимают за меру теплового эффекта химической реакции.

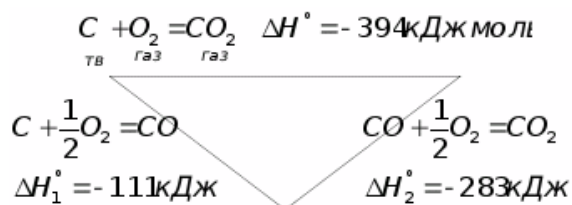
Тепло костра, прокаливание известняка, фотосинтез растений, электролиз – это примеры обмена различными формами энергии.

Тепловым эффектом химической реакции называется изменение энергии при изобарном переходе определенного числа молей исходных веществ в соответствующее число молей продуктов реакции (в Дж или кДж).

Измеряется изменением энтальпии при переходе системы из состояния исходных веществ в продукты реакции. При этом сохраняется термин экзо и эндотермической реакции. Измеряется калориметром. Тепловые эффекты реакций, протекающих в прямом и обратном направлении, равны по величине и противоположны по знаку.



Фундаментальный закон термохимии был сформулирован Гессом в 1840г.



Тепловой эффект реакции зависит только от состояния исходных и конечных веществ и не зависит от числа промежуточных стадий.

Для получения 1 моля CO_2 необходимо 1 моль C (ТВ) и 1 моль O_2 (Г).

Суммируя стадии и энтальпии всех стадий находим, что:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = (-111) + (-283) = -394 \text{ кДж}$$

Этот процесс называется циклом. Для того, чтобы рассчитать тепловой эффект реакции необходимо знать энтальпии разложения исходных веществ и энтальпии образования продуктов реакции из простых веществ. Но они равны по величине и различны по знаку, поэтому достаточно знать одну энтальпию. Т.к. энтальпия зависит от его состояния и от условий, то все состояния и условия отнесены к одинаковым, которые называются стандартными.

$$t^\circ = 25^\circ\text{C}, P = 101,3 \text{ кПа}$$

Тепловой эффект химической реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных веществ.

$$\Delta H = \sum n \Delta H_{\text{обр}} - \sum n \Delta H_{\text{исхв-в}}$$

Переход из стандартного состояния в любое другое сопровождается увеличением энтальпии, т.е. эндотермическим тепловым эффектом.

ΔH_{f298}° простых веществ равны нулю.

ΔH_{f298}° - называется стандартной энтальпией (теплотой образования).

($^\circ$) – означает, что все вещества находятся в стандартных состояниях.



Энтальпией образования сложного вещества из простых веществ называется тепловой эффект реакции образования данного вещества из

простых веществ в стандартных состояниях, отнесенный к 1 молю получающегося вещества. ΔH_{f298}° . (*f* – formation – образование).

Энтропия

Энтропия – есть мера неупорядоченности системы. Энтропия вводится как функция состояния, изменение которой определяется отношением количества теплоты, полученное или отданное системой при $t - T$.

$$S = \frac{Q}{T}$$

Если система получает некоторое количество теплоты при постоянной t° , то вся теплота идёт на увеличение беспорядочного, хаотического движения частиц, т.е. увеличения энтропии.

Второе начало термодинамики

Второе начало термодинамики утверждает, что в изолированной системе самопроизвольно могут протекать только такие процессы, которые ведут к увеличению энтропии (неупорядоченная система).

Испарение эфира с руки протекает самопроизвольно с увеличением энтропии, но теплота для такого перехода отнимается от руки, т.е. процесс идёт эндотермически.

Третье начало термодинамики

Энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле равна нулю. Это третье начало термодинамики.

S_{298}° – стандартная энтропия, Дж/(к·моль).

Если ΔH велико, то ΔS мало. Но это не всегда так.

Гиббс ввел в термодинамику новую функцию состояния – энергию Гиббса – G.

$$G = H - TS \text{ или } \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

В любой закрытой системе при постоянных P и T возможен такой самопроизвольный процесс, который ведет к уменьшению энергии Гиббса $\Delta G < 0$.

Если $T \rightarrow 0$, то $\Delta G \rightarrow \Delta H$

Таким образом, при низких t° величина и знак ΔG определяется величиной и знаком ΔH . При низких t° самопроизвольно протекают экзотермические реакции, при высоких определяется величиной ΔS , т.е. самопроизвольно идут реакции с увеличением энтропии.

РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ “Энергетика химических реакций”

1. Рассчитайте ΔH°_{298} химической реакции $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$ по значениям стандартных теплот образования веществ (ΔH°_f , см. [таблицу 1 приложения](#)). Укажите тип реакции (экзо- или эндотермическая).

Решение

По данным [таблицы 1 приложения](#), стандартные энтальпии образования $\text{Na}_2\text{O}(\text{т})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ и $\text{NaOH}(\text{т})$ при 298К равны соответственно -416 , -286 и $-427,8$ кДж/моль. Используя следствие из закона Гесса, рассчитываем ΔH°_{298} химической реакции:

$$\Delta H^\circ_{298} = 2 \Delta H^\circ_f(\text{NaOH}, \text{т}) - [\Delta H^\circ_f(\text{Na}_2\text{O}, \text{т}) + \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}, \text{ж})] = 2 \cdot (-427,8) - [-416 + (-286)] = -153,6 \text{ кДж.}$$

Ответ: $-153,6$ кДж.

2. Определите, как изменяется энтропия при протекании химического процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$.

Решение.

В данном процессе при взаимодействии 1 моль кристаллического и 1 моль жидкого вещества образуется 2 моль кристаллического вещества. Следовательно, система переходит в состояние с меньшим беспорядком, и энтропия уменьшается ($\Delta S < 0$).

Ответ: уменьшается.

3. Рассчитайте величину ΔS°_{298} для процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$, используя значения стандартных энтропий веществ (см. [таблицу 1 приложения](#)).

Решение.

Используя справочные данные: $S^\circ(\text{NaOH}, \text{т}) = 64,16$ Дж/(моль·К),
 $S^\circ(\text{Na}_2\text{O}, \text{т}) = 75,5$ Дж/(моль·К), $S^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{ж}) = 70$ Дж/(моль·К), рассчитываем ΔS°_{298} :

$$\Delta S^\circ_{298} = 2 \cdot S^\circ(\text{NaOH}, \text{т}) - [S^\circ(\text{Na}_2\text{O}, \text{т}) + S^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{ж})] = 2 \cdot 64,16 - (75,5 + 70) = -17,18 \text{ Дж/К.}$$

Ответ: $-17,18$ Дж/К.

4. Рассчитайте изменение энергии Гиббса (ΔG°_{298}) для процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$ по значениям стандартных энергий Гиббса образования веществ (см. таблицу 1 приложения). Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях и 298К ?

Решение:

При стандартных условиях и $T=298\text{К}$ ΔG°_{298} можно рассчитать как разность суммарной энергии Гиббса образования продуктов реакции и суммарной энергии Гиббса образования исходных веществ.

Необходимые справочные данные: ΔG°_f ($\text{NaOH}, \text{т}$) = $-381,1$ кДж/моль, ΔG°_f (Na_2O) = -378 кДж/моль, ΔG°_f ($\text{H}_2\text{O}, \text{ж}$) = -237 кДж/моль.

$$\Delta G^\circ_{298} = 2 \cdot \Delta G^\circ_f (\text{NaOH}, \text{т}) - [\Delta G^\circ_f (\text{Na}_2\text{O}, \text{т}) + \Delta G^\circ_f (\text{H}_2\text{O}, \text{ж})] = 2 \cdot (-381,1) - [-378 + (-237)] = -147,2 \text{ кДж.}$$

Значение ΔG°_{298} отрицательно, поэтому самопроизвольное протекание реакции возможно.

Ответ: $-147,2$ кДж; возможно.

5. Определите, возможно ли при 95°C самопроизвольное протекание процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$. Ответ обоснуйте, рассчитав величину изменения энергии Гиббса при данной температуре.

Решение:

Переведем температуру в шкалу Кельвина: $T=273+95=368\text{К}$. Для расчета ΔG°_{368} воспользуемся уравнением:

$$\Delta G^\circ_{368} = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

Воспользуемся изменениями энтальпии и энтропии, рассчитанными для данного процесса в предыдущих задачах. При этом величину изменения энтропии необходимо перевести из Дж/К в кДж/К, поскольку значения ΔH и ΔG обычно измеряют в кДж.

$$-17,18 \text{ Дж/К} = -0,01718 \text{ кДж/К}$$

$$\Delta G^\circ_{368} = -153,6 - 368 \cdot (-0,01718) = -147,3 \text{ кДж.}$$

Таким образом, $\Delta G^\circ_{368} < 0$, поэтому самопроизвольное протекание данного процесса при 95°C возможно.

Ответ: $-147,3$ кДж; возможно.

6. Составьте термохимическое уравнение реакции взаимодействия $\text{Na}_2\text{O}(\text{т})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, если при этом образуется 1 моль $\text{NaOH}(\text{т})$. В ответе приведите количество теплоты, указанное в термохимическом уравнении.

Решение:

Коэффициенты в термохимическом уравнении имеют смысл молей. Поэтому допустимы дробные значения коэффициентов. 1 моль гидроксида натрия может образоваться из $1/2$ моля оксида натрия и $1/2$ моля воды. В задании 1 (см. выше) рассчитано, что при образовании 2 моль NaOH в данной реакции выделяется 153,6 кДж теплоты ($\Delta H^\circ_{298} = -153,6$ кДж). Поэтому при образовании 1 моль NaOH количество выделившейся теплоты будет в 2 раза меньше, т.е. 76,8 кДж. В термохимическом уравнении количество выделяющейся теплоты указывают со знаком “плюс”: $1/2 \text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + 1/2 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{NaOH}(\text{т}) + 76,8 \text{ кДж}$.

Ответ: +76,8 кДж.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

СВЕДЕНИЯ ОБ ЭЛЕМЕНТАХ И ИХ СОЕДИНЕНИЯХ, НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Таблица 1 – Стандартные термодинамические характеристики некоторых веществ

Вещество	$\Delta H_f^{\circ},_{298}$ кДж/моль	$\Delta G_f^{\circ},_{298}$ кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)
Al ₂ (SO ₄) ₃ (т)	-3444	-3103	239
Al ₂ O ₃ (т)	-1676	-1580	50,9
BaCO ₃ (т)	-1235	-1134	103
BaO (т)	-548	-518	70,4
C (т)	0	0	5,74
C ₂ H ₄ (г)	52	68	219,4
C ₂ H ₅ OH (ж)	-277	-175	160,7
CaCO ₃ (т)	-1207	-1128	89
CaO (к)	-636	-603	40
CaSiO ₃ (к)	-1562	-1550	82
CH ₃ OH (ж)	-239	-166,2	126,8
CH ₄ (г)	-74,85	-50,79	186,19
Cl ₂ (г)	0	0	222,96
CO (г)	-110,5	-137,14	197,54
CO ₂ (г)	-394	-394,4	214
Fe (т)	0	0	27,3
Fe ₂ O ₃ (т)	-823	-740	87,9
H ₂ (г)	0	0	130
H ₂ O (г)	-242	-229	189
H ₂ O (ж)	-286	-237	70
H ₂ S (г)	-21	-33,8	206
HCl (г)	-93	-95,3	187
N ₂ O (г)	82	104	220
Na ₂ CO ₃ (т)	-1138	-1048	136
Na ₂ O (т)	-416	-378	75,5
NaOH (т)	-427,8	-381,1	64,16
NH ₃ (г)	-46	-16,7	193
NH ₄ Cl (т)	-314	-203	96
NH ₄ NO ₃ (т)	-365	-184	151
NO (г)	90,37	86,71	210,62
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
O ₂ (г)	0	0	205
P ₂ O ₅ (т)	-1492	-1348,8	114,5
SiO ₂ (т)	-908,3	-854,2	42,7
SO ₂ (г)	-297	-300	248
SO ₃ (г)	-395,2	-370,4	256,23
Zn (т)	0	0	41,59
ZnO (т)	-349	-318,2	43,5

Домашнее задание:

Задача 1. В организме человека реакция окисления этилового спирта протекает в две стадии. Первая - окисление этилового спирта до уксусного альдегида с участием фермента алкогольдегидрогеназы протекает по уравнению: $C_2H_5OH + \frac{1}{2} O_2 = CH_3COH + H_2O$.

Рассчитайте ΔH^0 реакции, используя первое следствие закона Гесса, если

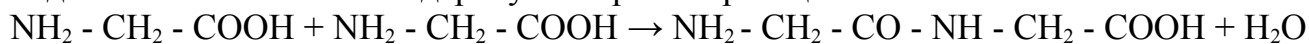
$$\Delta H^0_{обр.}(C_2H_5OH) = -278 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{обр.}(CH_3COH) = -166 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^0_{обр.}(H_2O) = -286 \text{ кДж/моль}.$$

Задача 2. Теплота сгорания глюкозы равна -2810 кДж/моль, теплота сгорания этилового спирта равна -1366 кДж/моль. На основании этих данных, применяя второе следствие из закона Гесса, вычислите тепловой эффект биохимического процесса брожения глюкозы: $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_5OH + 2CO_2$

Задача 3. Рассчитайте стандартную энтропию реакции:



глицин глицин

глицилглицин

$$\text{Если } S^0_{(глицилглицина)} = 231 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; S^0_{(глицина)} = 159 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; S^0(H_2O) = 70 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К};$$

Задача 4. Теплота сгорания углеводов, белков и жиров составляет 17, 17 и 39 кДж соответственно. Среднесуточная потребность в белках, жирах и углеводах для студентов - мужчин составляет 113, 106 и 451 г. Какова суточная потребность студентов - мужчин в энергии?

Задача 5. Почему процесс денатурации (разрушение) белка при 40°C является самопроизвольным, если реакция эндотермическая и тепловой эффект составляет 2830 Дж/моль? Значение ΔS для данной реакции равно 288 Дж/моль·К

Задача 6. Вычислите энергию Гиббса, являющуюся критерием самопроизвольности процессов, для реакции гликолиза при стандартных условиях: $C_6H_{12}O_6 (p-p) \rightarrow 2C_3H_6O_3 (p-p)$ (молочная кислота).

$$\Delta G^0(C_6H_{12}O_6) = -917 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G^0(C_3H_6O_3) = -539 \text{ кДж/моль}.$$

Задача 7. Вычислить изменение энергии Гиббса при 25°C по стандартным значениям энтальпий образования и абсолютных энтропий для данной реакции: $CO + 2H_2 = CH_3OH$

$$\Delta H^0_{обр.} CH_3OH = -293 \text{ кДж/моль} \quad S^0(CH_3OH) = 127 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

$$\Delta H^0_{обр.} CO = -110 \text{ кДж/моль}. \quad S^0(CO) = 198 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

$$S^0(H_2) = 131 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

Задание 8. Составить собственную задачу с использованием новых понятий.

