

ТЕРМОХИМИЯ

ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ

Химические реакции протекают с выделением или с поглощением энергии (обычно в виде теплоты). Выделение теплоты при взаимодействии различных веществ показывает, что эти вещества еще до реакции в скрытой форме обладали определенной энергией. Такая форма энергии, скрытая в веществах и частично освобождающаяся при химических и некоторых физических процессах (конденсация пара, кристаллизация жидкости), называется внутренней энергией вещества. Внутренняя энергия U вещества (или системы) — это кинетическая и потенциальная энергия частиц.

Изменение внутренней энергии системы ΔU при том или ином процессе можно определять. Пусть к системе подводится теплота, в результате чего она переходит из начального состояния 1 в конечное состояние 2, совершая при этом работу W_{1-2} . Значит, подведенная теплота израсходована на изменение внутренней энергии системы и работу против внешних сил:

$\Delta Q_{1-2} = \Delta U_{1-2} + W_{1-2}$ где ΔQ_{1-2} — количество теплоты; ΔU_{1-2} — изменение внутренней энергии; W_{1-2} — работа против внешних сил.

Это уравнение выражает закон сохранения энергии (I начало термодинамики), согласно которому **изменение внутренней энергии не зависит от способа проведения процесса, а определяется только начальными и конечными состояниями системы**. Какая часть энергии пойдет на совершение работы, а какая превратится в теплоту — зависит от способа проведения процесса: соотношение между работой и теплотой может быть различным.

Будем учитывать только работу газа против внешнего давления (расширения газа) как наиболее часто встречающуюся при протекании термодинамических процессов. При постоянном давлении ее значение определяется равенством $p(V_2 - V_1)$

Если **объем** системы остается постоянным (герметично закрытый сосуд), то процесс называется **изохорным**. В ходе процесса не производится работа расширения против внешнего давления, тогда

$\Delta Q_V = \Delta U$, где ΔQ_V — теплота, поглощенная системой в изохорном процессе.

Вся подводимая (или отводимая) теплота идет на изменение внутренней энергии системы.

При **изотермическом** процессе температура системы остается постоянной, значит, изменения внутренней энергии не происходит. Тогда вся подводимая теплота в изотермическом процессе идет на совершение работы расширения газа.

ЭНТАЛЬПИЯ

В химии обычно приходится иметь дело с процессами, протекающими при постоянном давлении, т. е. **изобарными** процессами.

При постоянном давлении и при условии, что в ходе процесса совершается только работа расширения, получаем: $\Delta Q_P = \Delta U + W = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$

Если ввести обозначение: $H = U + pV$, то $\Delta Q_P = H_2 - H_1$

Величина H называется **энтальпией** (*теплосодержанием*) системы. Итак, теплота в изобарном процессе расходуется на изменение энтальпии системы.

Расчеты аналогичны расчетам внутренней энергии с той разницей, что все измерения должны проводиться в условиях постоянного давления.

Энтальпия, как и внутренняя энергия, характеризует энергетическое состояние вещества, но включает энергию, затрачиваемую на преодоление внешнего давления, т. е. на работу расширения. В случае газов различие между ΔU и ΔH может быть значительным. В системах, не содержащих газов, изменения внутренней энергии и энтальпии близки.

По *тепловому эффекту* реакции, мы можем судить об изменении этого запаса.

Реакции, протекающие с выделением энергии, называют **экзотермическими**, а реакции, при которых энергия поглощается, — **эндотермическими**.

Поскольку в экзотермической реакции теплота выделяется, то это происходит за счет уменьшения теплосодержания системы. Значит, энтальпия системы в конечном состоянии становится меньше энтальпии системы в исходном состоянии, тогда $\Delta H = H_2 - H_1 < 0$.

Для эндотермической реакции $\Delta H > 0$.

Тепловым эффектом химического процесса называется изменение энтальпии, произошедшее при осуществлении этого процесса, отнесенное к одному моль вещества.

Первый закон термодинамики утверждает, что если при образовании какого-либо соединения выделяется (или поглощается) некоторое количество теплоты, то при разложении этого соединения в тех же условиях такое же количество теплоты поглощается (или выделяется):

$$\Delta H_{(\text{образования})} = \Delta H_{(\text{разложения})}$$

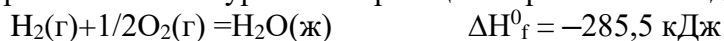
Энтальпии образования простых веществ принимаются равными нулю (наиболее устойчивая аллотропная разновидность для каждого элемента). Например, при обычных условиях наиболее устойчивой формой кислорода является молекулярный кислород O_2 , энтальпия образования которого считается равной нулю. Энтальпия же образования озона O_3 равна $+142$ кДж/моль, $\Delta H_f(O_3) = 142$ кДж/моль (от англ. formation), поскольку при образовании из молекулярного кислорода одного моля озона поглощается 142 кДж. (см. Справочник, с. 18-19). Для ионов в растворах за нуль принята стандартная энтальпия образования иона водорода H^+ .

Изменение энтальпии при образовании одного моля сложного вещества из простых называется энтальпией образования соединения. Например, выражение «энтальпия образования жидкой воды равна $-285,5$ кДж/моль» означает, что при образовании 18 г жидкой воды из 2 г водорода и 16 г кислорода выделяется $285,5$ кДж теплоты.

Тепловые эффекты можно включать в уравнения реакций - термодинамические уравнения.

Примеры:

Термодинамическое уравнение реакции образования жидкой воды имеет вид:



В термодинамическом уравнении в качестве теплового эффекта могут указываться не изменения энтальпии, а количество выделившейся или поглощенной теплоты Q .

Выделяющаяся теплота записывается положительной, а поглощающаяся — отрицательной, т. е. противоположным по знаку изменением энтальпии: $H_2(g) + 1/2 O_2(g) = H_2O(l) + 285,5 \text{ кДж}$

ЗАКОН ГЕССА

Все термодинамические расчеты проводятся на основании закона Гесса (*Герман Иванович Гесс, 1841 г.*), являющимся частным случаем закона сохранения энергии:

Энтальпия реакции зависит только от начального и конечного состояния системы и не зависит от пути перехода её из одного состояния в другое.

Из закона Гесса вытекают важные следствия, позволяющие рассчитывать энтальпию (тепловой эффект) любой реакции или процесса по энтальпиям образования, сгорания, связей или растворения веществ, участвующих в этих процессах. Ниже представлены энтальпийные диаграммы, более наглядно иллюстрирующие следствия из закона Гесса.

СЛЕДСТВИЯ ИЗ ЗАКОНА ГЕССА

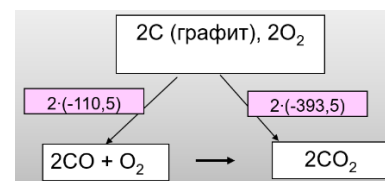
1) Энтальпия реакции по энтальпиям образования веществ.

Определим энтальпию реакции $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$ по известным энтальпиям образования веществ.

В данном случае нам даны энтальпии образования одного моля CO и CO_2 из простых, а $\Delta H_f^0(O_2) = 0$.

Суммируем значения с учётом коэффициентов и направлений процессов:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{реакции}}^0 &= -2\Delta H_f^0(CO) + 2\Delta H_f^0(CO_2) = 2\Delta H_f^0(CO_2) - 2\Delta H_f^0(CO) = \\ &= 2(-393,5) - 2(-110,5) = -566 \text{ (кДж)} \end{aligned}$$



Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий образования продуктов и исходных веществ реакции с учётом их стехиометрических коэффициентов.

2) Энтальпия реакции по энтальпиям сгорания веществ.

Стандартной энтальпией сгорания вещества называют энтальпию реакции полного окисления (до конечных продуктов окисления) одного моля вещества.

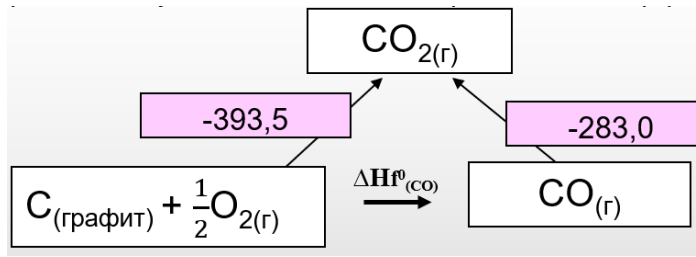
Закон Гесса дает возможность вычислять тепловые эффекты реакции в тех случаях, когда их непосредственное измерение почему-либо неосуществимо. Например, очень трудно измерить

тепловой эффект реакции образования CO: $C(\text{графит}) + \frac{1}{2} O_{2(g)} = CO_{(г)}$, потому что при сгорании графита в ограниченном количестве кислорода получается не оксид углерода (II), а его смесь с диоксидом углерода.

Энтальпию данной реакции (в данном случае это энтальпия образования CO) можно вычислить, определив энтальпии сгорания (окисления до CO₂) и графита (-393,5 кДж), и CO (-283,0 кДж). Таким образом, приводим и исходные вещества, и продукты реакции к одному состоянию (CO₂)

Суммируем полученные значения с учётом направлений переходов:

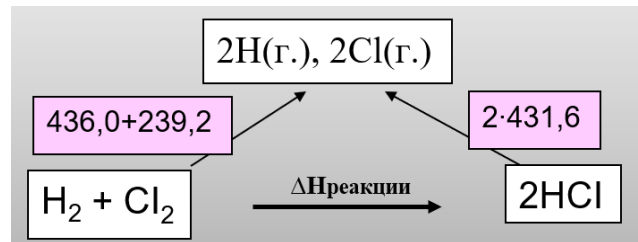
$$\Delta H_f^0(\text{CO}) = -393,5 - (-283,0) = -110,5 \text{ кДж/моль}$$



Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий сгорания исходных веществ и продуктов реакции с учётом их стехиометрических коэффициентов.

3) Энтальпия реакции по энергиям связи веществ.

Энергией разрыва химической связи -это изменение энтальпии при разрыве одного моль данной связи. При этом происходит разрушение молекул и кристаллических решёток веществ до состояния одноатомных газов. Разрыв связей всегда эндотермичен, т.е. $\Delta H > 0$.



Энтальпия реакции равна разности сумм энергий связи исходных веществ и продуктов реакции с учётом их стехиометрических коэффициентов.

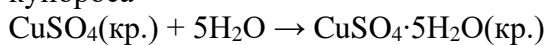
4) Энтальпия гидратации по энтальпиям растворения веществ.

Энтальпия растворения -это изменение энтальпии, происходящее при растворении одного моля вещества в растворителе с образованием бесконечно разбавленного раствора (когда добавление очередной порции растворителя уже не приводит к заметному тепловому эффекту).

В зависимости от соотношения между E решётки и E гидратации суммарный тепловой эффект растворения может быть как положительным (экзо), так и отрицательным (эндо).

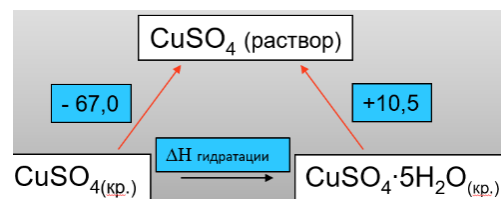
	разрушение кристаллической решётки		образование гидратированных ионов (гидратов)	
	E решётки		E гидратации	
Разрыв связей. Энергия затрачивается.			Образование связей. Энергия выделяется.	

Получить кристаллы CuSO₄·5H₂O можно только из его насыщенных растворов. Определить энтальпию гидратации сульфата меди до медного купороса



можно только косвенно, измеряя энтальпии растворения каждого из них.

Если при растворении 1 моль CuSO₄(кр.) выделяется 67 кДж, а при растворении 1 моль CuSO₄·5H₂O(кр.) поглощается 10,5 кДж тепла, то $\Delta H_{\text{гидратации}}^0 = -67 - 10,5 = -77,5 \text{ кДж/моль}$

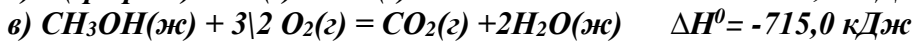


Энтальпия гидратации равна разности сумм энтальпий растворения безводной соли и кристаллогидрата.

Пример решения задач:

Вычислите стандартную энтальпию образования жидкого метилового спирта

$\Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{OH})$ по следующим данным:



Решение:

Энтальпия образования $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ входит в выражение энтальпии реакции в):

$$-715,0 = (2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H_f^0(\text{CO}_2)) - (\Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{OH}) + \Delta H_f^0(\text{O}_2))$$

Энтальпии реакций а) = $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})$ и б) = $\Delta H_f^0(\text{CO}_2)$; $\Delta H_f^0(\text{O}_2) = 0$ (простое вещество)

Тогда: $-715,0 = 2 \cdot (-285,8) - 393,58 - \Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{OH}) + 0$; $\Delta H_f^0(\text{CH}_3\text{OH}) = 250,18 \text{ кДж/моль}$

- Энтальпия растворения КОН составляет $-58,6 \text{ кДж/моль}$. На сколько градусов повысится температура при растворении 10 г КОН в 240 г воды? Удельную теплоёмкость раствора принять равной $(4,18 \text{ кДж/(кг}\cdot\text{К)})$.

Решение:

$$V_{(\text{KOH})} = m/M = 10/56 = 0,18 \text{ моль} \quad \Delta H_{\text{растворения } 10 \text{ г}}^0 = -58,6 \cdot 0,18 = -10,6 \text{ кДж}$$

$$Q = m \cdot c_p \cdot \Delta t \quad Q = 10,6 \text{ кДж} \quad \Delta t = \frac{Q}{m \cdot c_p} = \frac{10,6}{0,250 \cdot 4,18} = 10$$

повысится на 10 градусов

ЗАДАЧИ

1. Вычислить тепловой эффект химической реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$ при 298 К и постоянном давлении. ($-853,8 \text{ кДж}$)

2. Определите теплоту гидратации $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ до $\text{LiCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, если при растворении первого кристаллогидрата выделяется 23 кДж/моль, а при растворении второго поглощается

8,4 кДж/моль тепла. (См. СЛЕДСТВИЯ ИЗ ЗАКОНА ГЕССА - 4)

3. Стандартная энтальпия образования сульфата меди равна $-771,1 \text{ кДж/моль}$. Какому процессу соответствует данная численная величина? Запишите соответствующую реакцию. Поглощается или выделяется в нем энергия?

4. Определите тепловой эффект реакции образования $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ через энергии связей соотв. веществ.

ЭНТРОПИЯ - S

Физический смысл энтропии: мера беспорядка в системе.

Формула Больцмана: $S = k \cdot \ln W$, где k - постоянная Больцмана (физическая постоянная, определяющая связь между температурой и энергией),

W - число микросостояний, которыми реализуется данное макросостояние. Чтобы задать микросостояние системы нужно точно охарактеризовать мгновенное состояние каждой из частиц, входящих в систему (импульсы, координаты каждой частицы). Одному макросостоянию может соответствовать множество микросостояний.

Если макросостоянию отвечает одно микросостояние ($W = 1$), его энтропия по этой формуле равна нулю. Энтропия идеального кристалла равна 0 при 0 К (третий закон термодинамики).

Стандартные энтропии простых веществ, в отличие от энтальпии, не равны нулю (см. Справочник, С.20).

Возможность протекания эндотермических процессов обусловлена изменением энтропии. В изолированных системах энтропия самопроизвольно протекающего процесса увеличивается $\Delta S > 0$ (второй закон термодинамики). Размерность энтропии - Дж/(моль·К).

Для химической реакции изменение энтропии равно разности сумм энтальпий продуктов реакции и исходных веществ:

$$\Delta S_{\text{реакции}} = \Delta S_{\text{прод}} - \Delta S_{\text{исх.}}$$



Людвиг Больцман
1844-1906

Энтропия зависит от:

агрегатного состояния вещества (увеличивается при переходе твердое → жидкое → газ);
изотопного состава; строения молекулы; кристаллической структуры (аллотропии).

Энтропия системы тем больше, чем выше температура. Произведение изменения энтропии системы на температуру $T\Delta S$ называется энтропийным фактором.

ЭНТАЛЬПИЙНЫЙ И ЭНТРОПИЙНЫЙ ФАКТОРЫ

Закрытая система стремится **отдать избыток энергии** (энтальпия должна уменьшаться) и стремиться к **увеличению беспорядка** (энтропия – увеличиваться).

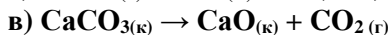
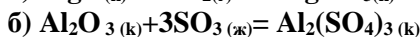
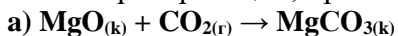
Способность к самопроизвольному протеканию процессов определяется двумя факторами - **энтальпийным и энтропийным**.

Энтальпийный фактор - стремление к **понижению энергии системы**, в энергетически более устойчивое состояние. Т.о. выгодны экзотермические реакции ($\Delta H < 0$).

Однако, известно, что многие эндотермические процессы также протекают самопроизвольно. Значит не только энтальпийный фактор является критерием самопроизвольного протекания реакции. Например, растворение некоторых солей (NH_4NO_3) в воде - самопроизвольный процесс, сопровождается заметным охлаждением раствора ($\Delta H > 0$).

Энтропийный фактор - **стремление системы к беспорядку**. Выгоден переход из более упорядоченного к менее упорядоченному (более хаотичному) состоянию.

Рассмотрим реакции, протекающих в прямом направлении, и определим знак ΔH и ΔS .



Реакции а) и б) идут в сторону уменьшения энтропии (беспорядок → порядок), поскольку слева присутствуют газ или жидкость, а справа все вещества кристаллические. Более беспорядочные состояния переходят в более упорядоченные. Энтропийный фактор **против** протекания процессов а) и б): $\Delta S < 0$. А поскольку эти реакции идут, то значит благодаря другому фактору - энтальпийному: $\Delta H < 0$, т.е. они экзотермические.

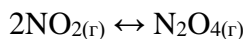
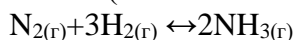
Тепловой эффект реакции в) не столь однозначен, поскольку в продуктах $\text{CO}_{2(г)}$, энтропия увеличивается $\Delta S > 0$. Энтропийный фактор **за** процесс. Изменение энтропии может быть любым. Посчитав её изменение по справочным данным получим:

$$\Delta H_{\text{р-ии}}^0 = \Delta H_{\text{f}}^0(\text{CO}_{2(г)}) + \Delta H_{\text{f}}(\text{CaO}_{(к)}) - \Delta H_{\text{f}}(\text{CaCO}_{3(к)}) = -393,5 + (-635,5) - (-1206,0) > 0, \text{ т.е.}$$

энтальпийный фактор ($\Delta H > 0$) - **против** процесса. Реакция в) идёт за счёт энтропийного фактора.

реакция	ΔS	ΔH , тип реакции
$\text{MgO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{MgCO}_{3(к)}$	0 против	< 0 экзотермическая за
$\text{Al}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{SO}_{3(ж)} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(к)$	< 0 против	< 0 экзотермическая за
$\text{CaCO}_{3(к)} \rightarrow \text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$	> 0 за	> 0 эндотермическая против (реакция разложения- разрушение связей)

Из таких же соображений очевидно, что реакции прямого синтеза аммиака и димеризации бурого газа, например, однозначно экзотермические ($\Delta H < 0$), поскольку наблюдается уменьшение числа моль газов (газы - носители энтропии):



в каждом из них происходит переход беспорядок → порядок, а значит $\Delta S < 0$ (**против**)

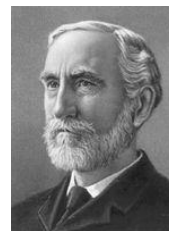
ЭНЕРГИЯ ГИББСА

(ИЗОБАРНО-ИЗОТЕРМИЧЕСКИЙ ПОТЕНЦИАЛ) - ΔG

В примерах **а-в** рассматривалась роль энтальпийного и энтропийного факторов для известных реакций, протекающих в прямом направлении, причём один из факторов способствовал протеканию процесса, другой ему препятствовал.

Очевидно, что должна существовать функция состояния реакционной системы, позволяющая сопоставить эти факторы и сделать вывод о принципиальной возможности (невозможности) процесса в определённых условиях (при данной температуре).

Мерой самопроизвольности протекания процесса является **энергия Гиббса** или **изобарно-изотермический потенциал** – ΔG .



Джозайя Уиллард Гиббс, 1878 г.

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

ΔG можно рассчитать по справочным данным.

(все значения термодинамических величин указаны для стандартных условий: концентрации = 1 моль/л, парциальное давление газов = 101,3 кПа, T=298,15 К).

$\Delta H < 0$ (экзо) и $T\Delta S > 0$ (оба фактора за) $\Delta G < 0$	<i>Реакция идет при любых температурах.</i>
$\Delta H > 0$ (эндо) и $T\Delta S < 0$ (оба фактора против) $\Delta G > 0$	<i>Реакция не идет при любых температурах.</i>
$\Delta H < 0$ (экзо) и $T\Delta S < 0$	<i>Реакция идет при низких температурах.</i>
$\Delta H > 0$ (эндо) и $T\Delta S > 0$	<i>Реакция идет при высоких температурах.</i>

При высоких температурах роль энтропийного фактора становится больше. Например, если расчёт показывает, что $\Delta G^0 > 0$, т.е. при стандартных условиях реакция не идёт, но энтропия при этом увеличивается ($\Delta S > 0$), то можно рассчитать, при какой температуре процесс станет возможным:

$$\Delta G < 0; \Delta H - T\Delta S < 0; \rightarrow T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Рассмотрим процесс фазового перехода $H_2O(ж) \rightarrow H_2O(г)$

$$\Delta H^0_{\text{процесса}} = \Delta H_f^0(H_2O(г)) - \Delta H_f^0(H_2O(ж)) = -241,84 - (-285,84) = 44 \text{ (кДж)}$$

$$\Delta S^0_{\text{процесса}} = \Delta S^0(H_2O(г)) - \Delta S^0(H_2O(ж)) = 188,74 - 69,96 = 118,78 \approx 119 \text{ (Дж)}$$

$$\Delta H^0 - T\Delta S^0 = 44 - 298 \cdot 0,119 = 8,538 \text{ кДж}$$

$\Delta G^0 > 0$ - самопроизвольный процесс при стандартных условиях невозможен

При какой температуре он может проходить?

$$T > \frac{\Delta H}{\Delta S} \quad T > \frac{44}{0,119} \quad T > 370 \text{ К} \rightarrow t > 97 \text{ }^\circ\text{C}$$

Итак:

- Если ΔG отрицательно ($\Delta G < 0$), то реакция протекает самопроизвольно в прямом направлении.
- Если ΔG положительно ($\Delta G > 0$), то реакция не может протекать самопроизвольно в прямом направлении, но самопроизвольно идет обратная реакция.
- Если ΔG равно нулю ($\Delta G = 0$), то система находится в равновесном состоянии.

Примеры решения задач по теме (со справочником)

1.	<p>Определите стандартную энтальпию образования газообразного циклопентана C_5H_{10} через энтальпии сгорания веществ.</p> <p>Решение: Энтальпия образования соединения = энтальпии образования 1 моль его из простых веществ: $5C_{(графит)} + 5H_{2(г.)} = C_5H_{10}$</p> <p><i>Следствие из закона Гесса 2: Энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий сгорания исходных веществ и продуктов реакции с учётом их стехиометрических коэффициентов.</i></p> $\Delta H^0_{p-ни} = 5 \cdot \Delta H^0_{сгор. C(графит)} + 5 \cdot \Delta H^0_{сгор. H_{2(г.)}} - \Delta H^0_{сгор. C_5H_{10}}$ $\Delta H^0_{p-ни} = 5 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,83) - (-3319,5) = \text{считаем}$ <p style="text-align: right;">из справочника, С.22</p>
2.	<p>При какой температуре начнётся реакция: $Fe(OH)_{3(к)} \rightarrow Fe_2O_{3(к)} + H_2O_{(ж)}$?</p>
3.	<p>Рассчитайте значения стандартного изобарно-изотермического потенциала (ΔG) для реакций:</p> $Na_2O_{(к)} + H_2O_{(ж)} = 2NaOH_{(к)} \qquad Fe_2O_{3(к)} + 3H_2O_{(ж)} = 2Fe(OH)_{3(к)}$ <p>и оцените возможность получения гидроксидов по данным реакциям.</p> <p>Решение: Вычисляем ΔH^0 и ΔS^0 для каждой реакции, а затем:</p> $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = \Delta H^0 - 298 \cdot \Delta S^0$
4.	<p>Определите тепловой эффект прямой реакции (Q): $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow 2HCl_{(г)}$ через энергии связей соответствующих веществ.</p> <p>Решение: <i>Следствие из закона Гесса 3</i></p>
5.	<p>Определите энтальпию гидратации $MgSO_4 \cdot 2H_2O$ до $MgSO_4 \cdot 4H_2O$, если при растворении первого кристаллогидрата выделяется 46,5 кДж/моль, а при растворении второго поглощается 17,5 кДж/моль тепла.</p> <p>Решение: <i>Следствие из закона Гесса 4</i></p>
6.	<p>При растворении 10 г $CuSO_4$ в 240 мл воды температура раствора повышается на 3,69 градуса. Вычислите энтальпию растворения $CuSO_4$ (кДж/моль).</p> <p>Решение: $\nu(CuSO_4) = \frac{m}{M} = \frac{10}{160} = 0,0625 \text{ моль}$</p> $Q = m \cdot c_p \cdot \Delta t = 250 \cdot 4,18 \cdot 3,69 = 3856 \text{ Дж}$ <p>где c_p - удельная теплоёмкость воды (\approx и для разбавленных растворов) = 4,18 Дж/(г K)</p> <p>Пропорция:</p> $\text{При растворении } 0,0625 \text{ моль } CuSO_4 \text{ выделяется } 3856 \text{ Дж}$ $1 \text{ моль } CuSO_4 \qquad \text{---} \qquad X \text{ Дж}$ $X = 3856 / 0,0625 = 61700 \text{ Дж} \rightarrow \Delta H^0_{\text{растворения}}(CuSO_4) = -61,7 \text{ кДж/моль}$
7.	<p>При взаимодействии 12,15 г металлического магния с избытком ромбической серы выделилось 173,6 кДж тепла. Определите энтальпию образования сульфида магния $\Delta H^0_f(MgS)$.</p> <p>Решение: Энтальпия образования соединения = энтальпии образования 1 моль его из простых веществ: $Mg_{(кр.)} + S_{(ромбич.)} = MgS_{(кр.)}$</p> $\nu(MgS) = \nu(Mg) = \frac{m}{M} = \frac{12,15}{24,3} = 0,5 \text{ моль}$ <p>Пропорция:</p> <p>если в реакцию вступает 0,5 моль Mg – выделяется 173,6 кДж</p> $1 \text{ моль Mg} \qquad \text{---} \qquad X \text{ кДж}$ $X = 173,6 \cdot 2 = 247,2 \text{ кДж} \rightarrow \Delta H^0_f(MgS) = -247,2 \text{ кДж/моль}$