

# ТЕРМОХИМИЯ. ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

- *Химическая термодинамика* – это область физической химии, изучающая химические реакции, фазовые переходы, а также превращения энергии в различных химических процессах, направление и пределы их самопроизвольного протекания.

# ***Термодинамическая система***

- Основным объектом изучения термодинамики является, термодинамическая система.  
***Термодинамическая система*** – это совокупность материальных объектов, выделенных нами для изучения и отделенных от окружающей среды реальной или воображаемой поверхностью раздела.

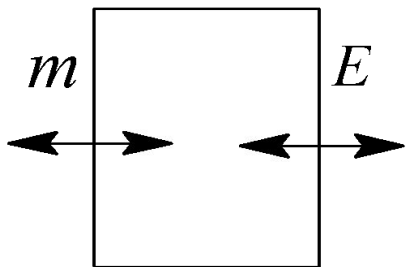
# Система бывает:

**открытой**, если через границу, разделяющую систему и внешнюю среду, может происходить обмен веществом и энергией (жидкость и ее пар).

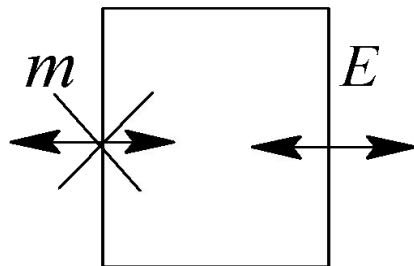
**закрытой**, если она может обмениваться с внешней средой энергией и не может обмениваться веществом (герметически закрытый сосуд с теплопроводящими стенками).

**изолированной**, если система не в состоянии обмениваться с внешней средой ни веществом, ни энергией. Изолированная система – это физическая модель, не существующая в природе. Понятие изолированной системы используется при теоретических построениях.

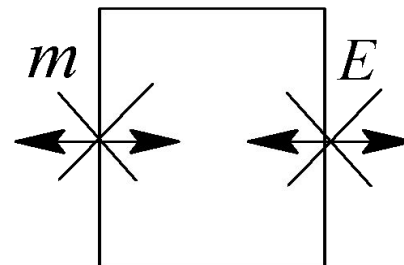
- Примеры открытой (а), закрытой (б) и изолированной (в) систем:



à)



á)



â)

# термодинамические параметры системы

- Состояние системы определяется термодинамическими параметрами системы. Термодинамический параметр состояния – это свойство, численное значение которого не зависит от способа достижения данного состояния. В качестве параметров состояния обычно выбирают свойства, которые легко определяются экспериментально: давление ( $P$ ), температура ( $T$ ), объем ( $V$ ), химическое количество вещества ( $n$ ), концентрация ( $C$ ) и др.

- Знать состояние системы – это значит знать численные значения ее термодинамических параметров. Многие **параметры** зависят друг от друга и связаны между собой, *например* уравнением состояния идеального газа ( $PV = nRT$ ). Для описания системы достаточно знать только некоторые параметры, остальные можно определить из уравнения.

- Параметры могут зависеть или нет от количества вещества в системе. **Экстенсивные** параметры зависят от количества вещества в системе и при объединении систем складываются, т.е. обладают свойством аддитивности (масса, объем, энергия). **Интенсивные** параметры не зависят от количества вещества, находящегося в системе, и при объединении систем выравниваются (температура, плотность, давление, концентрация).

# Термодинамический процесс

- Термодинамический процесс – это переход системы из одного состояния в другое или это изменение численного значения хотя бы одного из параметров системы. Термодинамические процессы бывают **самопроизвольные** – протекающие без вмешательства извне (без подвода энергии), и **несамопроизвольные** – требующие затрат энергии извне для своего протекания



- В ходе термодинамических **процессов** система из одного состояния переходит в другое, характеризующееся иным набором параметров. 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**.

- а) изобарическими ( $P = \text{const}$ );
- б) изохорическими ( $V = \text{const}$ );
- в) изотермическими ( $T = \text{const}$ );
- г) изобарно-изотермическими ( $P = \text{const}$ ,  $T = \text{const}$ ).
- д) адиабатическими (отсутствует теплообмен с окружающей средой,  $Q = 0$ ).

- Если термодинамические параметры состояния системы не изменяются во времени, то такая система находится в состоянии **термодинамического равновесия**. В зависимости от характера протекания процесса различают два типа термодинамических процессов:

# 1. Термодинамически обратимые процессы

- Это такие процессы, которые можно провести как в прямом, так и в обратном направлении через одни и те же стадии без каких-либо изменений в окружающей среде. Эти процессы протекают бесконечно медленно через ряд стадий бесконечно близких к равновесным.

## 2. Необратимые термодинамические процессы

- Необратимые термодинамические процессы в прямом направлении протекают не так, как в обратном. Необратимые термодинамические процессы оставляют в окружающей среде следы своего протекания. Например, двигатель внутреннего сгорания, процессы жизнедеятельности. Все реальные процессы – необратимые, они могут только в той или иной степени приближаться к обратимым.

# Функции состояния

- Состояние системы и происходящие в ней изменения характеризуются функциями состояния. **Функцией состояния** называется такая переменная характеристика системы, которая не зависит от предыстории системы и изменение которой в термодинамическом процессе зависит только от начального и конечного состояний системы и не зависит от пути перехода. К функциям состояния относятся внутренняя энергия ( $U$ ), энтальпия ( $H$ ), энтропия ( $S$ ), энергия Гиббса ( $G$ ).

# Внутренняя энергия

- Под *внутренней энергией системы* ( $U$ ) в термодинамике понимают ее полную энергию, которая складывается из энергии поступательного, колебательного и вращательного движения, энергии притяжения и отталкивания всех частиц системы, исключая потенциальную и кинетическую энергию системы как целого.

- Поскольку не определен условный нуль для внутренней энергии, то установить можно лишь ее изменение как разность значений внутренней энергии системы в конечном  $U_2$  и начальном  $U_1$  состоянии, т.е.:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$



- Теплота ( $Q$ ) и работа ( $A$ ) – две формы обмена внутренней энергией между системой и окружающей средой при условии, что переход вещества через границы системы отсутствует (закрытая система).
- Количественное соотношение между изменением внутренней энергии, теплотой и работой для закрытой системы устанавливает **первый закон термодинамики**:

$$\Delta U = Q - A \quad (1)$$

- **Теплота  $Q$**  – *неупорядоченная* форма обмена энергией между системой и средой, является результатом хаотического движения микрочастиц вещества (атомов, молекул), но не самого тела как целого. Мерой интенсивности теплового движения микрочастиц служит температура. При соприкосновении тел с разными температурами происходит выравнивание температур и изменение внутренней энергии системы. Энергия более нагретого тела в форме теплоты передается менее нагретому телу. При этом не происходит переноса вещества от одной системы к другой.

- **Работа  $A$**  – это упорядоченная форма передачи энергии от системы среде или наоборот. В процессе совершения работы имеет место либо направленное перемещение в пространстве некоторого макроскопического объекта как целого (*например, движение поршня*), либо такое изменение его свойства, которое равноценно изменению пространственного положения объекта (*например, уменьшение объема газа под действием внешнего давления*).

Если теплота **получена системой**, она считается положительной величиной ( $Q > 0$ ), а **отданная системой** во внешнюю среду – отрицательной ( $Q < 0$ ). Работа, совершаемая системой **над внешней средой**, считается положительной ( $A > 0$ ), а **совершаемая над системой** – отрицательной. Теплота и работа измеряются в джоулях (Дж).

Теплота, подведенная к системе, расходуется на приращение внутренней энергии системы и на работу системы над окружающей средой.

# Первый закон термодинамики

- Первый закон термодинамики является формой выражения **закона сохранения энергии**: *энергия не может ни создаваться, ни исчезать, но может превращаться из одной формы в другую.*

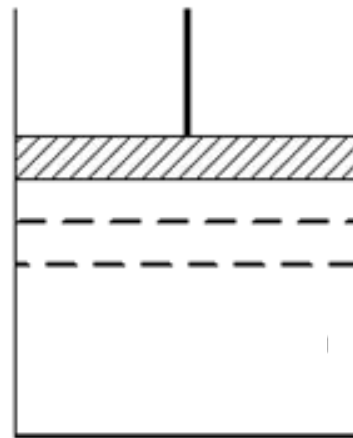
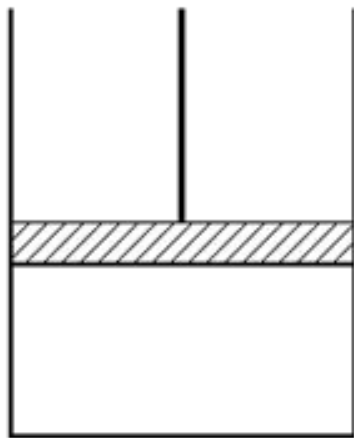
# Применение первого закона термодинамики к различным процессам

**Изобарический процесс. Энтальпия системы и ее изменение.** Работу  $A$  можно разделить на два слагаемых: объёмную работу (работу расширения либо сжатия)  $P \cdot \Delta V$  ( $P = \text{const}$ ) и другие виды работ (полезную работу)  $A'$ :

$$A = A' + P\Delta V \quad (2),$$

где  $P$  – внешнее давление;  $\Delta V$  – изменение объема ( $\Delta V = V_2 - V_1$ );  $V_2$  – объем продуктов реакции;  $V_1$  – объем исходных веществ.

- Движение поршня при выполнении работы расширения:



- Соответственно уравнение (1) при постоянном давлении запишется в виде:

$$Q_p = \Delta U + A' + P\Delta V \quad (3)$$

- Если на систему не действуют никакие другие силы, кроме постоянного давления, т.е. при протекании химического процесса единственным видом работы является объёмная работа, то  $A' = 0$ . В этом случае уравнение (3) запишется:

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V \quad (4)$$



- Подставив  $\Delta U = U_2 - U_1$ , получим:

$$Q_p = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1 = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) \quad (5)$$

- Функция

$$H = U + PV \quad (6)$$

называется **энтальпией** системы.

Энтальпия – одна из термодинамических функций, характеризующих систему, находящуюся при постоянном давлении.

- Абсолютная энтальпия, как и абсолютная внутренняя энергия системы, не может быть определена. Характеристикой химического процесса является не абсолютное значение  $H$ , а ее изменение  $\Delta H$ , которое может быть измерено экспериментально. Подставив уравнение (6) в (5), получим:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (7)$$

- В случае изобарического процесса ( $P = \text{const}$ ), теплота, подведенная к системе, равна изменению энтальпии системы.
- *Изменение энтальпии системы при протекании в ней химической реакции при условии, что система не совершает никакой другой работы, кроме работы расширения либо сжатия, называется **тепловым эффектом химической реакции** (энтальпией реакции) и имеет размерность кДж.*

# Изохорический процесс.

Если система находится в изохорических условиях ( $V = \text{const}$ ,  $\Delta V = 0$ ), то из уравнения (4) следует:

$$Q_v = \Delta U, \quad (8)$$

В этом случае тепловой эффект химической реакции равен изменению внутренней энергии системы. Из уравнения (8) следует, что энергия, сообщенная системе в форме теплоты, идет только на приращение внутренней энергии системы.

# Изотермический процесс

$$T = \text{const} \text{ и } \Delta U = 0$$

Для такого процесса  $Q = A$ .

Таким образом, вся сообщенная системе энергия в форме теплоты превращается в работу.

# Адиабатический процесс

В адиабатическом процессе система не обменивается с окружающей средой энергией ( $Q = 0$ ), работа совершается за счет уменьшения внутренней энергии системы:

$$A = -\Delta U$$

Поскольку в большинстве случаев химические реакции протекают при постоянном давлении, то в дальнейшем, кроме особо оговоренных исключений, будут рассмотрены **изобарические условия**.

- Тепловой эффект реакции обозначается  $\Delta H$ . Если исходные вещества и продукты реакции находятся в стандартном состоянии, то тепловой эффект реакции называется **стандартной энтальпией реакции** обозначается  $\Delta H^0$ .
- За **стандартное состояние вещества** принимают такое его физическое состояние, в котором чистое вещество наиболее устойчиво при давлении 1 атм (101325 Па) и определенной температуре. Температура может быть любой постоянной, но чаще всего это 298 К.

# Условия стандартного состояния веществ

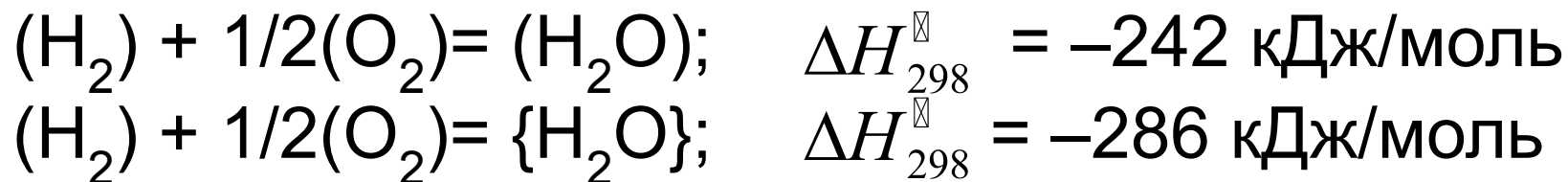
Состояние вещества	Стандартное состояние вещества
Простое твердое вещество	Кристаллическое твердое вещество
Простое жидкое вещество	Чистая жидкость
Газообразное	Парциальное давление 101325 Па (1 атм)
Растворенное	Концентрация · 1 моль/л (активность = 1)



- Если в результате реакции теплота выделяется, т.е. энтальпия системы понижается ( $\Delta H < 0$ ), то реакция называется **экзотермической**.
- Реакция, протекающая с поглощением теплоты, т.е. с повышением энтальпии системы ( $\Delta H > 0$ ), называется **эндотермической**

# Термохимическое уравнение

**Термохимическое уравнение** – это уравнение реакции со значением теплового эффекта. Тепловой эффект реакции – это количество энергии, которое выделяется или поглощается в результате реакции. Величина теплового эффекта зависит от агрегатного состояния исходных и конечных веществ, например:



# Примеры эндотермических и экзотермических процессов

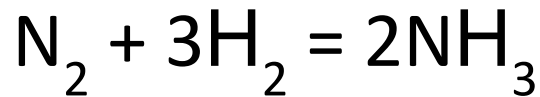
процесс	Эндо-	Экзо-
Плавление	х	
Испарение	х	
Возгонка	х	
Образование кристаллической решетки		х
Разрушение кристаллической решетки	х	
Диссоциация	х	
Атомизация	х	
Дегидратация	х	
Разложение	х	х
Горение		х

- Тепловой эффект реакции зависит **от температуры**; поэтому в индексе обычно указывается температура  $\Delta H^{\circ}_T$  или  $\Delta H^{\circ}_{298}$  ( $P = 1$  атм).
- Учет зависимости изменения энтальпии реакции от температуры актуален для точных термодинамических вычислений. В ряде случаев зависимостью изменения энтальпии химической реакции от температуры можно пренебречь. Для большинства реакций изменение теплового эффекта в пределах температур, имеющих практическое значение, относительно невелико.

- *Например,* тепловой эффект реакции окисления графита:  $(C + CO_2 = 2CO)$  при увеличении температуры с 500 до 1500 К изменяется на 5%, а реакции окисления азота  $(N_2 + O_2 = 2NO)$  при повышении температуры с 298 до 4000 К – лишь на 2,2%. Поэтому в дальнейшем будут использоваться значения  $\Delta H^\circ_{298}$  вместо  $\Delta H^\circ_T$  :

$$\Delta H^\circ_T \approx \Delta H^\circ_{298}$$

**Влияние давления** на тепловой эффект можно не учитывать, так как в пределах давлений, используемых в практике, эффект давления для большинства реакций относительно невелик. *Например*, при увеличении давления с  $10^5$  до  $5 \cdot 10^7$  Па тепловой эффект реакции синтеза аммиака:



изменяется на 5%. Поэтому в дальнейшем в расчетах влияние давления на энтальпию реакции не будет учитываться, а будут использоваться стандартные значения энтальпий реакций ( $\Delta H^0$ ).

- **Стандартная энтальпия (теплота) образования.** Тепловой эффект образования 1 моля вещества из простых веществ, устойчивых при 298 К и давлении 101,325 кПа, называют **стандартной энтальпией (теплотой) образования.** Стандартную энтальпию образования вещества обозначают  $\Delta H^0_{f,298}$ . Знак (°) означает, что вещество находится в стандартном состоянии. Буква *f* от английского **formation** (образование) означает, что это энтальпия образования данного вещества из простых веществ, а не из каких-нибудь других. Индекс 298 означает, что энтальпия образования определена или рассчитана при 298 К.

- Стандартную энтальпию образования **простых веществ**, устойчивых при 298 К и давлении 101,325 кПа, принимают **равной нулю**.
- Нулевое значение энтальпии образования имеет фаза или модификация вещества, наиболее устойчивая при 298 К и давлении 101,325 кПа: газообразный кислород, жидкий бром, белое олово, ромбическая сера. *Например:*

$$\Delta H_{f,298}^0 (\text{O}_2) = 0 \text{ кДж/моль,}$$

но

$$\Delta H_{f,298}^0 (\text{O}_3) = 142,3 \text{ кДж/моль.}$$

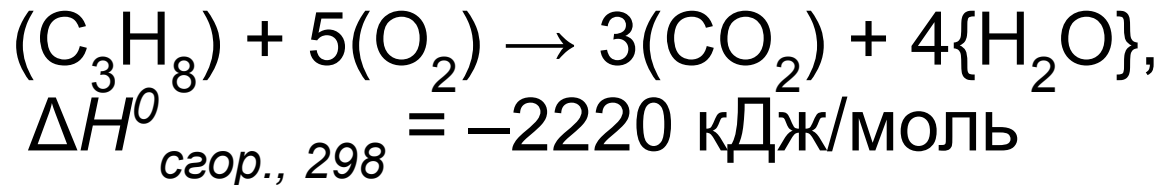


- Величины стандартных энтальпий образования  $\Delta H_{f,298}^0$  определены с той или иной степенью точности для большого числа веществ и приведены в **справочниках**. Если стандартная энтальпия образования отрицательна, соединение более устойчиво, чем простые вещества, из которых оно образовалось. Если она положительна, соединение менее устойчиво, чем простые вещества, образовавшие его.
- Эндотермические соединения ( $\Delta H_{f,298}^0 > 0$ ) неустойчивы и склонны к распаду. Получают их, как правило, косвенным путем.

- Если  $\Delta H_{f,298}^0 < 0$ , то в ряду однотипных соединений, чем меньше  $\Delta H_{f,298}^0$ , тем больше его термическая устойчивость относительно разложения на простые вещества. Так в приведенном ряду термическая устойчивость соединений уменьшается:

	ZnO	CdO	HgO
$\Delta H_{f,298}^0$ , кДж/моль	-350,6	-260	-90,9

- **Стандартная молярная энтальпия сгорания вещества** ( $\Delta H^0_{\text{сгор.}, 298}$ ) соответствует изменению энтальпий при сгорании в кислороде 1 моля вещества при температуре 298 К и давлении 1 атм с образованием углекислого газа, жидкой воды,  $\text{N}_2$ ,  $\text{SO}_2$ , стандартные теплоты сгорания которых приняты равными нулю, *например*:



- Стандартные молярные энтальпии сгорания многих соединений приведены в **справочной** литературе.

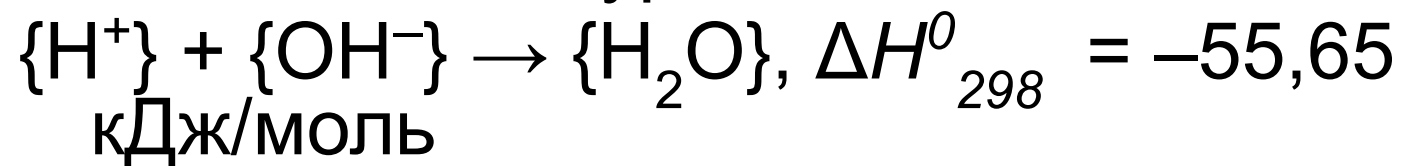
- **Стандартная энтальпия растворения** – это изменение энтальпии при растворении 1 моля вещества с образованием бесконечно разбавленного раствора. При этом предполагается, что энтальпия не зависит от концентрации раствора. Складывается из теплоты разрушения кристаллической решетки и теплоты гидратации (или теплоты сольватации для неводных растворов), выделяющейся в результате взаимодействия молекул растворителя с молекулами или ионами растворяемого вещества с образованием гидратов (сольватов).

Разрушение кристаллической решетки – эндотермический процесс ( $\Delta H^{\circ}_{\text{реш}} > 0$ ), а гидратация ионов – экзотермический ( $\Delta H^{\circ}_{\text{гидр}} < 0$ ). В зависимости от соотношения значений  $\Delta H^{\circ}_{\text{реш}}$  и  $\Delta H^{\circ}_{\text{гидр}}$  энтальпия растворения может иметь как положительное (*например*, растворение нитрата аммония), так и отрицательное значение (растворение гидроксида калия).

- При расчете изменения энтальпий химических реакций, протекающих в растворах, используют значения стандартных энтальпий образования ионов для диссоциирующих в воде соединений и стандартные энтальпии образования соединений для тех веществ, которые не подвергаются диссоциации. За **нуль** принята энтальпия образования 1 моля иона водорода в 1 дм<sup>3</sup> водного раствора в стандартных условиях (давление 1 атм (101,325 кПа) и температура 298 К). Стандартные энтальпии образования других ионов определены относительно стандартной энтальпии образования иона водорода в растворе и приведены в справочной литературе.

**Стандартная молярная энтальпия нейтрализации** – изменение энтальпии при образовании 1 моля воды в результате нейтрализации каких-либо кислоты и щелочи при температуре 298 К и давлении 1 атм.

В случае нейтрализации сильной щелочи сильной кислотой стандартная молярная энтальпия нейтрализации равна **-55,65** кДж/моль. Это объясняется тем, что любые реакции нейтрализации сильных кислот и щелочей можно описать одним и тем же ионным уравнением:



# Калориметрия

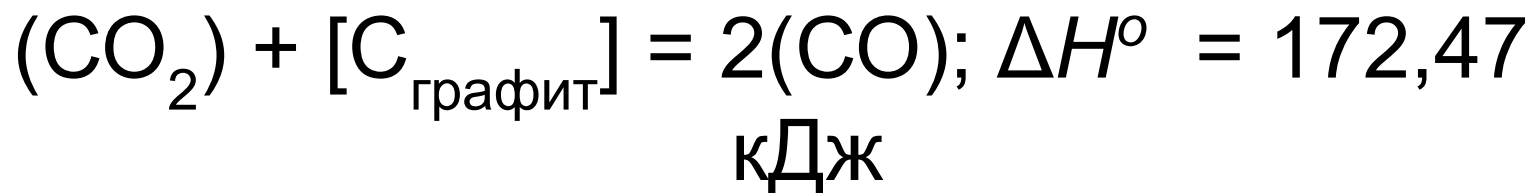
- Для измерения количества энергии, высвобождаемой или поглощаемой в результате химической реакции или физического превращения используют специальные приборы – **калориметры**.



# ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

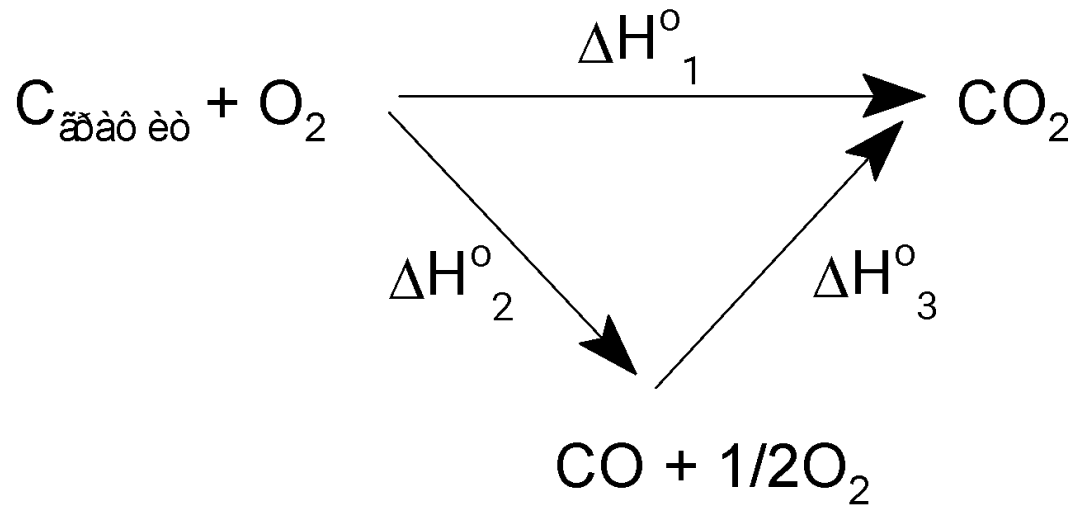
- Раздел химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций и фазовых превращений, называется *термохимией*.
- Термохимические уравнения иногда имеют дробные коэффициенты:  
$$2[\text{Al}] + (\text{O}_2) = [\text{Al}_2\text{O}_3]; \Delta H^\circ = -1675,8 \text{ кДж}$$

- В термохимических уравнениях указываются агрегатные состояния и модификации исходных веществ и продуктов реакции:



# Закон Гесса

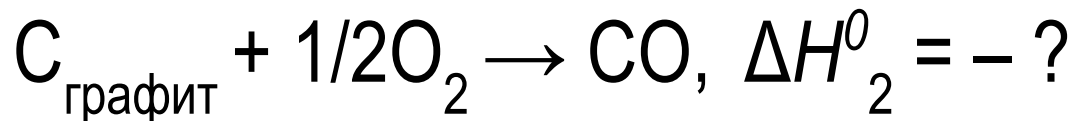
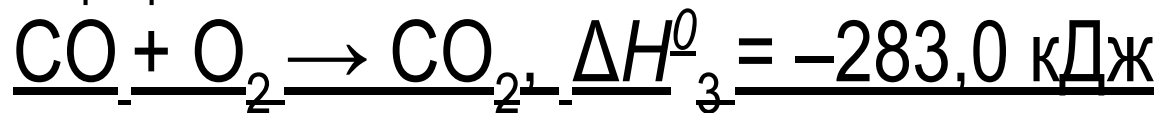
- Термохимические расчеты основаны на **законе Гесса**: *тепловой эффект реакции при постоянных температуре и давлении зависит только от природы и состояния исходных и конечных веществ и не зависит от числа и характера промежуточных стадий.*



$$\Delta H^{\circ}_1 = \Delta H^{\circ}_2 + \Delta H^{\circ}_3$$

Термохимические уравнения можно складывать, вычитать, умножать на численные множители.

- **Пример 1.** Вычислить теплоту образования CO, если известны тепловые эффекты реакций:



Последнее уравнение получается, если из первого вычесть второе. Следовательно,

$$\Delta H^0_2 = \Delta H^0_1 - \Delta H^0_3 = -110,5 \text{ кДж/моль}$$

# 1-е следствие из закона Гесса

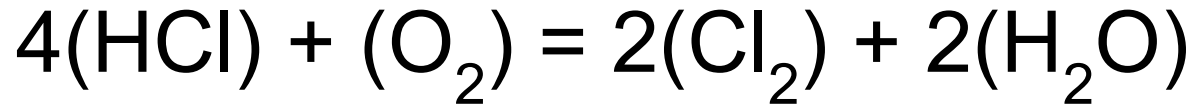
- Применяют в термохимических расчетах : *тепловой эффект реакции ( $\Delta H_{298}^0$ ) равен сумме стандартных теплот образования ( $\Delta H_{f,298}^0$ ) продуктов реакции за вычетом суммы стандартных теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов:*

$$\Delta H_{298}^0 = \sum_i n_i \Delta H_{if,298}^0 - \sum_j n_j \Delta H_{fj,298}^0$$

## При вычислении тепловых эффектов различных процессов необходимо:

- 1) записать соответствующий процесс, указав агрегатные состояния веществ, участвующих в реакции;
- 2) расставить стехиометрические коэффициенты;
- 3) выписать из справочника значения стандартных энтальпий образования  $\Delta H_{f,298}^0$  всех участвующих в реакции веществ в соответствующих агрегатных состояниях;
- 4) используя 1-ое следствие из закона Гесса, рассчитать тепловой эффект процесса ( $\Delta H_{298}^0$ ). Стехиометрические коэффициенты необходимо учитывать, так как энтальпия является экстенсивной величиной.

- **Пример 2.** Рассчитать тепловой эффект (изменение энтальпии) реакции

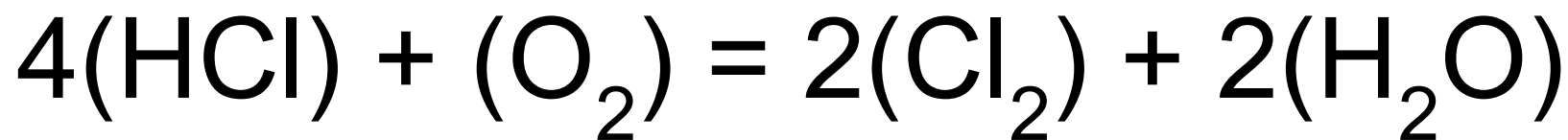


в стандартных условиях.

- **Решение.** Записываем уравнение реакции со стехиометрическими коэффициентами, обозначив агрегатные состояния веществ. Под формулой каждого из веществ выписываем из справочника значения стандартных энтальпий образования:



	4(HCl) +	(O <sub>2</sub> ) =	2(Cl <sub>2</sub> ) +	2(H <sub>2</sub> O)	
$\Delta H^0_{f,298}$	-92,4	0	0	-241,98	кДж/моль



- Используя следствие из закона Гесса, рассчитываем тепловой эффект реакции:

$$\begin{aligned}\Delta H_{298}^0 &= 2\Delta H_{f,298}^0(\text{H}_2\text{O}) + 2\Delta H_{f,298}^0(\text{Cl}_2) - \\ &4\Delta H_{f,298}^0(\text{HCl}) - \Delta H_{f,298}^0(\text{O}_2) = \\ &= 2 \cdot (-241,98) + 2 \cdot 0 - 4(-92,4) - 0 = \\ &= -114,36 \text{ кДж}\end{aligned}$$

- **Пример 3.** Рассчитать тепловой эффект процесса испарения воды.

**Решение.**  $\{\text{H}_2\text{O}\} = (\text{H}_2\text{O})$

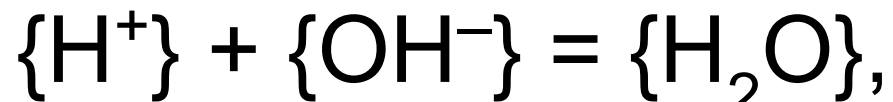
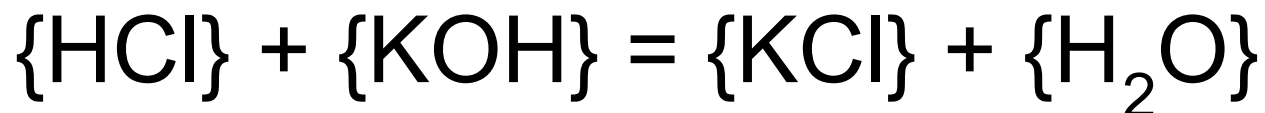
$$\Delta H_{f,298}^0 \quad -285,84 \quad -241,98 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^0 = (-241,98) - (-285,84) = 43,86 \text{ кДж.}$$

Процесс является эндотермическим

**Пример 4.** Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации 1 моля соляной кислоты 1 молем гидроксида калия в стандартных условиях.

- **Решение.** Расчет изменения энтальпии процессов, протекающих в растворах, проводят, используя сокращенные ионно-молекулярные уравнения соответствующих процессов:



$$\begin{array}{cccc} \Delta H_{f,298}^0 & & & \\ \text{кДж/моль;} & 0 & -230,19 & -285,84 \end{array}$$

$$\Delta H_{298}^0 = -285,84 + 230,19 = -55,65 \text{ кДж}$$

- **Пример 5.** Рассчитать тепловой эффект растворения 1 моля нитрата калия.
- **Решение.** При растворении нитрат калия диссоциирует на ионы:

	[KNO <sub>3</sub> ]	+ aq =	{K <sup>+</sup> } <sub>aq</sub>	+	{NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> } <sub>aq</sub>		
$\Delta H^0_{f,298}$	-493,2		-251,2		-207,5	кДж/моль	

$$\Delta H^0_{298} \text{ растворения} = -251,2 - 207,5 + 493,2 = 34,5 \text{ кДж/моль}$$

Растворение нитрата калия – эндотермический процесс

Рассчитать тепловой эффект **ионизации** 1 моль атомов хлора.

- Запишем процесс ионизации хлора:



$$\Delta H_{f,298}^{\circ}, \text{ кДж/моль} \quad 121,31 \quad \quad \quad -233,62$$

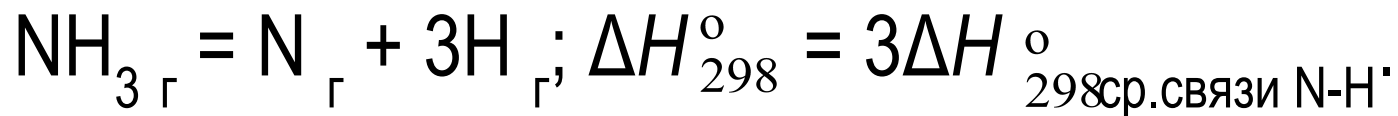
$$\Delta H_{298}^{\circ} = -233,62 - 121,31 = -354,93 \text{ кДж/моль}$$

# Расчет энергии связи

- Под энергией (энтальпией) *связи* A–B в молекуле AB понимают энергию (энтальпию) разрыва 1 моль связей A–B, при этом атомы разводятся на бесконечно большое расстояние. Разорвать связи на атомы возможно только в газовой фазе.

- Под **средней энергией связи** А–В в молекуле АВ<sub>n</sub>, понимают 1/n часть энтальпии разрыва всех связей в 1 моль молекул АВ<sub>n</sub> до состояния атомов. Атомы разводятся на бесконечно большое расстояние.

Например:





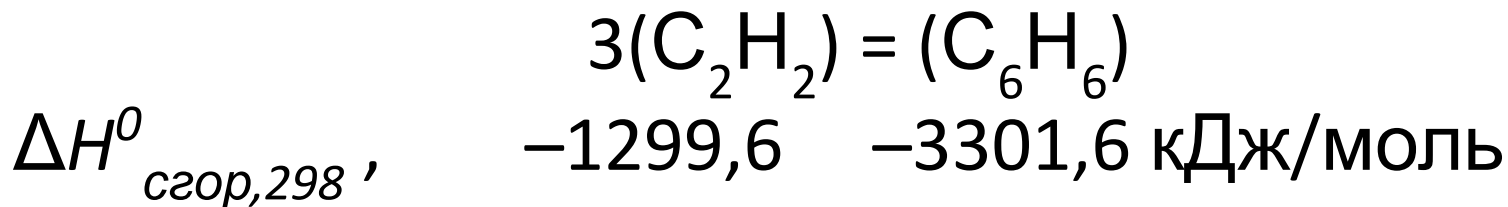
## 2-е следствие из закона

### Гесса

- применимо к процессам с участием органических веществ: *тепловой эффект реакции равен сумме стандартных теплот сгорания исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов за вычетом суммы стандартных теплот сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов:*

$$\Delta H_{298}^0 = \sum_j n_j \Delta H_{298}^0 \text{ сгор. исх. в} - \sum_i n_i \Delta H_{298}^0 \text{ сгор. прод.}$$

- **Пример 5.** Рассчитать  $\Delta H^0_{298}$  процесса образования бензола ( $C_6H_6$ ) из ацетилена ( $C_2H_2$ ).
- **Решение.**



Используя 2-е следствие из закона Гесса, имеем:

$$\Delta H^0_{298} = 3 \cdot (-1299,6) - (-3301,6) = -597,2 \text{ кДж}$$