



Лекция 5  
ХИМИЧЕСКАЯ  
ТЕРМОДИНАМИКА

# Предмет химической термодинамики

**Термодинамика** (ТД) – наука о  
взаимопревращениях различных видов  
энергии в химических и физико-химических  
процессах и законах этих превращений.

**ТД** рассматривает только макроскопические  
(состоящие из большого числа частиц)  
объекты, т.е. изучает свойства большого  
числа молекул.

# Химическая ТД изучает:

- **превращения энергии** при химических реакциях;
- **энергетические эффекты**, сопровождающие различные физические и химические процессы;
- их **зависимость от условий** протекания.




В классической термодинамике отсутствует понятие «**время**».

# Основные понятия и определения ТД

Объект исследования ТД - **термодинамическая система** – тело или совокупность тел, находящихся во взаимодействии и выделенных для рассмотрения из окружающей среды (отделенные от нее реальной или условной границей).

# Классификация систем

## По взаимодействию с окружающей средой:

- **Изолированные** – не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией ( $m=\text{const}$ ;  $U=\text{const}$ ).  
Например, реакционный сосуд в термостате. 
- **Закрытые** – обмениваются с окружающей средой только энергией и не обмениваются веществом ( $m=\text{const}$ ;  $U \neq \text{const}$ ).  
Например, холодильник. 
- **Открытые** - обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией ( $m \neq \text{const}$ ;  $U \neq \text{const}$ ).  
Например, открытая пробирка, бассейн, наша планета. 

# Классификация систем

## По агрегатному состоянию:

- **Гомогенные** – состоящие из одной фазы.  
Например, смесь идеальных газов, водный раствор соли, сплав серебра и золота.
  - **Гетерогенные** состоящие из двух и более фаз, отделенных одна от другой поверхностями раздела.  
Например, смесь двух кристаллических веществ, насыщенный раствор соли с ее осадком, смесь ограниченно растворимых друг в друге жидкостей.
- Фаза** – однородная часть системы, ограниченная поверхностью раздела и характеризующаяся в отсутствие внешних сил постоянством физических и химических свойств во всех точках

Совокупность всех физических и химических свойств системы характеризует ее **состояние**.

**Состояние** системы характеризуется термодинамическими **параметрами** и **функциями**.

**Параметры состояния** – переменные величины, которые могут быть непосредственно заданы и измерены: температура  $T$ , объем  $V$ , давление  $p$ .

**Экстенсивные параметры** – пропорциональны количеству вещества системы (**объем, масса, заряд**).

**Интенсивные параметры** – не зависящие от количества вещества (**температура, давление, электрический потенциал**).

**Уравнение**, описывающее взаимосвязь параметров состояния, называется уравнением **состояния**:

$$pV = n \cdot RT$$

**Термодинамические функции** – переменные величины, которые не могут быть непосредственно измерены и зависят от параметров состояния.

Их делят на:

- **Функции процесса** – их изменение зависит от того, при каких условиях и каким путем протекал процесс (теплота  $Q$ , работа  $A$ ).
- **Функции состояния** – их изменение не зависит от пути и способа проведения процесса, а зависят только от начального и конечного состояния системы (внутренняя энергия  $U$ , энтальпия  $H$ , энтропия  $S$ , энергия Гиббса  $G$ , энергия Гельмгольца  $F$ ).

Термодинамические функции определяются параметрами.

Меняются параметры  $\leftrightarrow$  изменяются функции

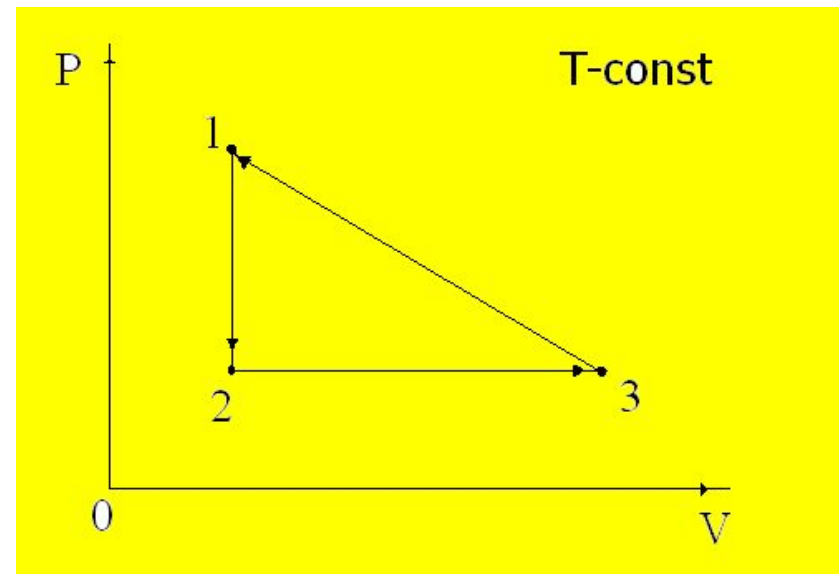


# Термодинамическим процессом называется любое изменение параметров системы.

В зависимости от условий протекания различают следующие виды процессов:

- Изотермический ( $T=\text{const}$  3 → 1);
- Изобарный ( $p=\text{const}$  2 → 3);
- Изохорный ( $V=\text{const}$  1 → 2);
- Изохорно-изотермический ( $V=\text{const}$ ,  $T=\text{const}$ );
- Изобарно-изотермический ( $p=\text{const}$ ,  $T=\text{const}$ );
- Адиабатный ( $Q=\text{const}$ ).

В качестве идеализированного химического процесса в ТД, как правило, рассматривают реакцию, протекающую в **изобарно-изотермических** условиях.



В зависимости от способа проведения термодинамические процессы могут быть:

- **Самопроизвольные** (естественные) – происходят сами по себе, не требуют затрат энергии извне.
- **Несамостоятельные** - требуют затрат энергии для своего протекания.
- **Циклические** – замкнутый процесс, параметры которого изменяются, но в конце возвращаются к исходным значениям.

# Первый закон термодинамики

Это закон сохранения энергии в изолированной системе.

*Энергия изолированной системы есть величина постоянная.*

*Теплота  $Q$ , переданная системе, идет на увеличение ее внутренней энергии  $\Delta U$  и на совершение работы  $A$  системой против внешних сил:  $Q = \Delta U + A$ .*

# Внутренняя энергия $U$

Характеризует общий запас энергии в системе, включает в себя все виды энергии движения и взаимодействия составляющих систему структурных единиц (молекул, атомов, ядер, электронов), за исключением кинетической энергии системы как целого и ее потенциальной энергии в поле внешних сил.

**Внутренняя энергия  $U$**  – функция состояния.

Абсолютное значение внутренней энергии нельзя измерить или вычислить, можно лишь определить ее изменение при переходе системы из состояния **1** в состояние **2**:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

$\Delta U > 0$ , если в ходе процесса внутренняя энергия возрастает **↑**.

Энергия может передаваться от одной системы к другой двумя путями:

- В виде **теплоты**  $Q$ :

$\Delta Q < 0$  теплота поглощается системой из окружающей среды, **реакция эндотермическая**;

$\Delta Q > 0$  теплота отдается системой в окружающую среду, **реакция экзотермическая**.

- При совершении **работы**  $A$  против внешних сил:
  - $A > 0$  система совершает работу расширения;
  - $A < 0$  окружающая среда совершает над системой работу сжатия.

При постоянном внешнем давлении:

$$A = p(V_2 - V_1) = p \cdot \Delta V,$$

где  $\Delta V$  – изменение объема системы

# Приложение первого закона ТД к различным процессам

- **Изохорный процесс** ( $V=\text{const}$ ,  $dV=0$ ,  $p\Delta V=0$ ):

$$Q_V = \Delta U$$

В изохорном процессе теплота, сообщенная системе, полностью расходуется на увеличение ее внутренней энергии.

- **Изотермический процесс** ( $T=\text{const}$ ,  $U=\text{const}$ ,  $dU=0$ ):

$$Q_T = A$$

В изотермическом процессе теплота, сообщенная системе, полностью расходуется на совершение работы расширения.

- **Адиабатный процесс** ( $Q=0$ ):  $A = -\Delta U$

В адиабатном процессе механическая работа может совершаться только за счет убыли внутренней энергии системы.

- **Изобарный процесс** ( $p=\text{const}$ ,  $dp=0$ ):

$$H = U + pV - \text{энтальпия}$$

$$- Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

В изобарном процессе теплота, сообщенная системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии и совершение работы, т.е. на изменение **энтальпии**.

**Энтальпия** - функция состояния (теплосодержание).

При  $\Delta H < 0$  реакция экзотермическая

При  $\Delta H > 0$  реакция эндотермическая



# Термохимия

Это применение первого начала термодинамики к химическим процессам.

**Термохимия** – раздел физической химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций.

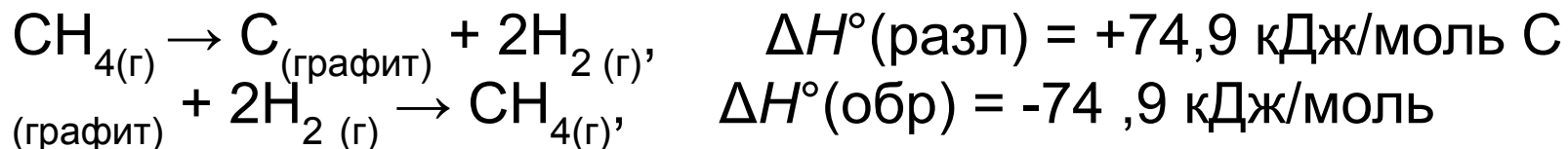
**Тепловой эффект химической реакции** – это количество теплоты, выделяемое или поглощаемое в результате осуществления химического процесса в термохимической системе при постоянном давлении или объеме и равенстве температур исходных веществ и конечных продуктов.

$\Delta H$  – тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении.

$\Delta U$  – тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном объеме.

# Основные термохимические законы

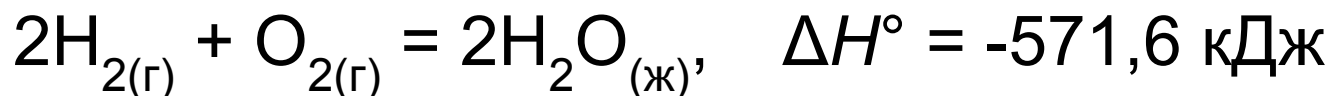
**Закон Лавуазье–Лапласа:** Теплота разложения обратно пропорциональна теплоте образования



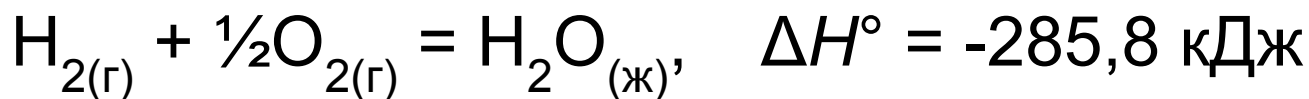
- **Теплотой образования** (*formation*)  $\Delta_f H^\circ$  сложного вещества называют тепловой эффект образования 1 моль этого вещества из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях.
- Обычно теплоты образования относят к **стандартным условиям**: **T=298K (25°C); p=1,013·10<sup>5</sup> Па (1 атм.)** и обозначают  **$\Delta_f H^\circ_{298}$** . Эти величины приводятся в термодинамических справочниках.

# Термохимические уравнения

- Химические уравнения, в которых указаны тепловые эффекты реакций и агрегатные состояния веществ, называют **термохимическими**.



- Чтобы показать тепловой эффект при образовании 1 моль вещества в термохимических уравнениях применяют дробные коэффициенты:



- По термохимическим уравнениям реакций можно проводить различные расчеты.

# Герман Иванович Гесс

(1802-1850)

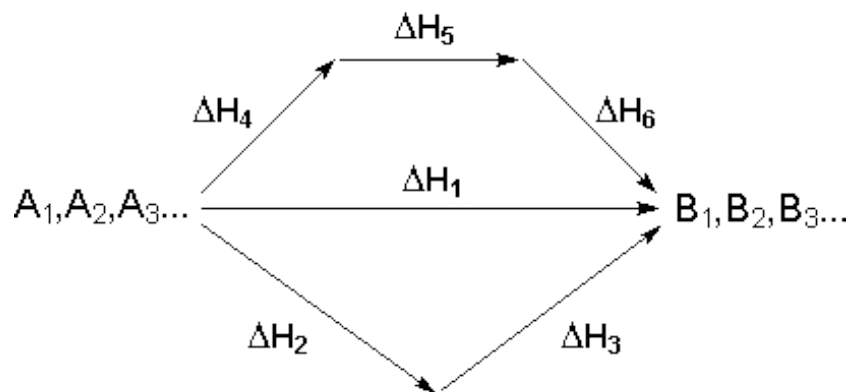
Открыл основной закон термохимии, выразивший принцип сохранения энергии применительно к химическим процессам.



Автор неизвестен

# Закон Гесса (1840 г)

- Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении или постоянном объеме **зависит** только от **природы и физического состояния** исходных веществ и продуктов реакции, но **не зависит от пути перехода** из начального состояния в конечное.

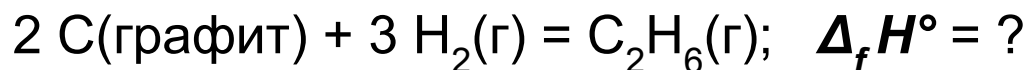


Согласно закону Гесса, тепловые эффекты всех этих реакций связаны следующим соотношением:

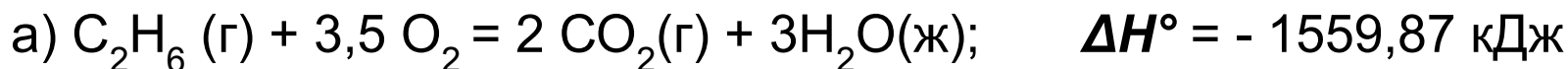
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6$$

На основании закона Гесса с термохимическими уравнениями можно оперировать так же, как и с алгебраическими.

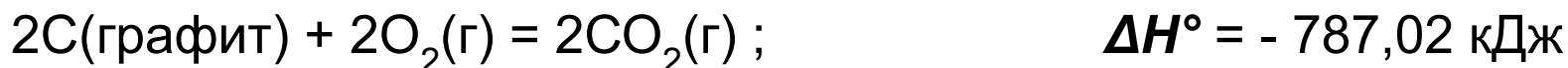
Пример. Вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которой имеет вид



исходя из следующих данных:



Для получения искомого результата следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) - на 3, а затем из суммы этих уравнений вычесть уравнение (а): **(2 б + 3 в) - а**



$$\Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) = -1644,54 - (-1559,87) = -84,57 \text{ кДж/моль}$$

# Первое следствие закона Гесса:

- Энтальпия реакции равна сумме энтальпий образования продуктов за вычетом суммы энтальпий образования реагентов с учетом стехиометрических коэффициентов ( $\nu$ ).

$$\Delta_r H^0 = \sum \nu_i \Delta_f H^0_{\text{продукты}} - \sum \nu_j \Delta_f H^0_{\text{исход.в-ва}}$$

Теплота образования простого вещества равна нулю.

Чем меньше значение теплоты образования, тем выше устойчивость соединения в стандартных условиях.

**Задача 1.** При взаимодействии кристаллического оксида алюминия и газообразного оксида серы(VI) получен кристаллический сульфат алюминия. Составьте термохимическое уравнение реакции, вычислите тепловой эффект, укажите тип реакции: экзо- или эндотермическая.

1. Составляем уравнение реакции:  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2. Из справочника выписываем значения  $\Delta_f H^\circ_{298}$  для веществ, входящих в уравнение реакции:

$$\Delta_f H(\text{Al}_2\text{O}_3, \text{к}) = -1669,8 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta_f H(\text{SO}_3, \text{г}) = -396,1 \text{ кДж/моль};$$
$$\Delta_f H(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{к}) = -3442,0 \text{ кДж/моль}.$$

3. Вычисляем тепловой эффект реакции:

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{к}) - [\Delta_f H(\text{Al}_2\text{O}_3, \text{к}) + 3\Delta_f H(\text{SO}_3, \text{г})] = \quad =$$
$$-3442,0 - (-1669,8 + 3 \cdot (-396,1)) = -583,9 \text{ (кДж)}$$

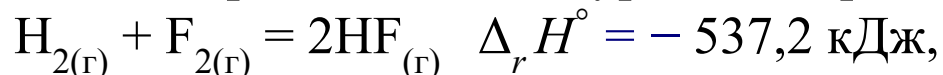
3. Записываем термохимическое уравнение реакции:



1.  $\Delta_r H < 0$ , следовательно реакция экзотермическая, протекает с выделением тепла.



Задача 2. Учитывая термохимическое уравнение реакции:



найдите массу фтора, вступившего в реакцию, если количество выделившейся теплоты составило 429,76 кДж.

1. Находим количество вещества фтора, которое вступило в реакцию:

по ур-нию р-ции: 1 моль  $\text{F}_2$  – 537,2 кДж

фактически:  $x$  моль  $\text{F}_2$  – 429,76 кДж, откуда

$$x = 429,76/537,2 = 0,8 \text{ моль } (\text{F}_2)$$

2. Находим массу фтора, вступившего в реакцию:

$$m = M \cdot n;$$

$$m (\text{F}_2) = 38 \text{ г/моль} \cdot 0,8 \text{ моль} = 30,4 \text{ г}$$

Ответ:  $m(\text{F}_2) = 30,4 \text{ г}$

# Второе следствие закона Гесса:

- Энтальпия реакции равна сумме энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta_r H^0 = \sum v_i \cdot \Delta H_c^0 \text{ исход.в-ва} - \sum v_j \cdot \Delta H_c^0 \text{ продукты}$$

**Теплотой сгорания**  $\Delta H_c^0$  называют тепловой эффект окисления 1 моль данного вещества кислородом с образованием соответствующих продуктов ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  и др.).

Эти значения также приводятся в справочниках.

*Через теплоты сгорания обычно рассчитывают:*

- энтальпии реакций с участием органических веществ;
- Эффективность топлива;
- Калорийность пищевых продуктов в диетологии.

# Понятие об энтропии

**Состояние вещества можно охарактеризовать двояко:**

1. Указать конкретные значения измеряемых свойств, например, температуру и давление.  
Это характеристики **макросостояния**.
  2. Указать мгновенные характеристики каждой частицы вещества – ее положение в пространстве, скорость и направление перемещения.  
Это характеристики **микросостояния**.
- Поскольку тела состоят из огромного количества частиц, то **данному макросостоянию соответствует колоссальное число различных микросостояний**.

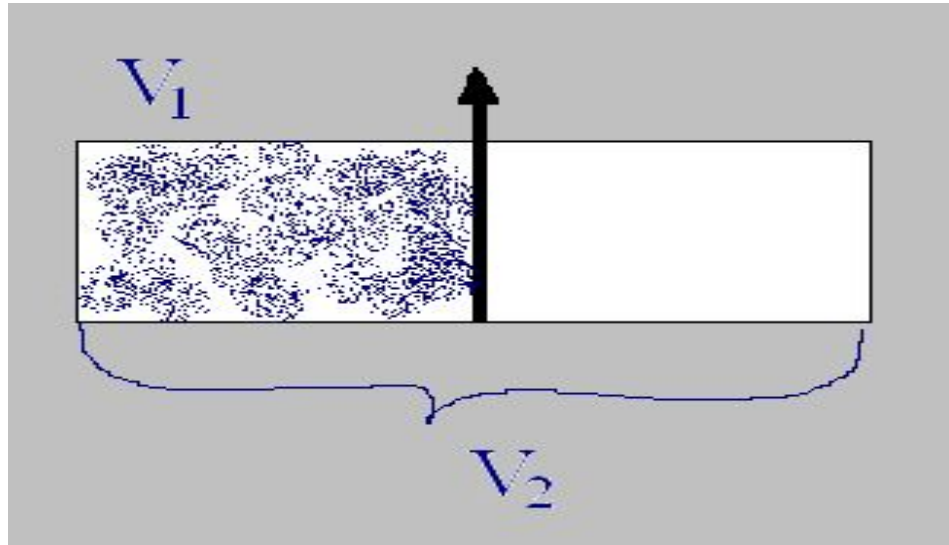
Число микросостояний, с помощью которых можно осуществить данное макросостояние, - термодинамическая вероятность,  $W_T$ .

Она связана с одним из фундаментальных свойств вещества – **энтропией**,  $S$ :

$S = k \cdot \ln W_T$  уравнение Больцмана,

где  $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К – постоянная –  
постоянная Больцмана

$S$  – термодинамическая **функция состояния**, количественная мера беспорядка в системе (мера неупорядоченности системы).



$$S_1 = k \times \ln W_1$$

$$S_2 = k \times \ln W_2$$

$$\Delta S = S_2 - S_1 =$$

$$= k \times \ln \frac{W_2}{W_1} > 0$$

$$\Delta S > 0$$

# Правило

**В изолированной системе самопроизвольные процессы происходят в направлении увеличения энтропии.**

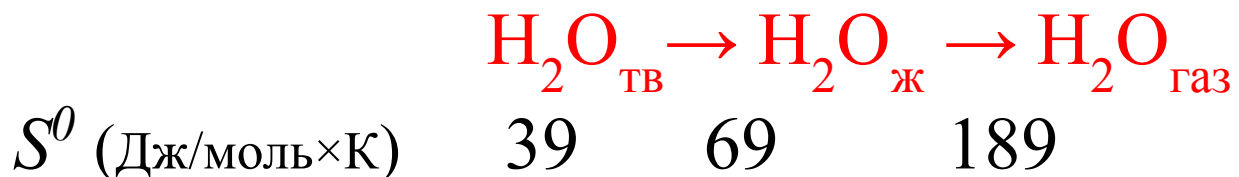
$$\Delta S \geq 0$$

- *любая изолированная система, предоставленная самой себе, изменяется в направлении состояния, обладающего максимальной вероятностью.*

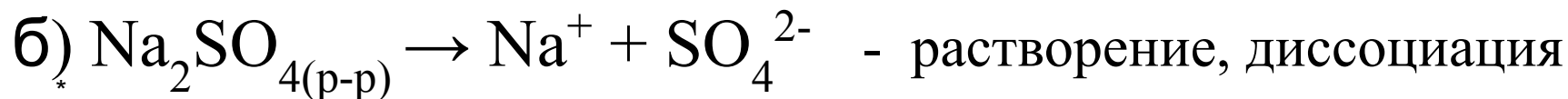
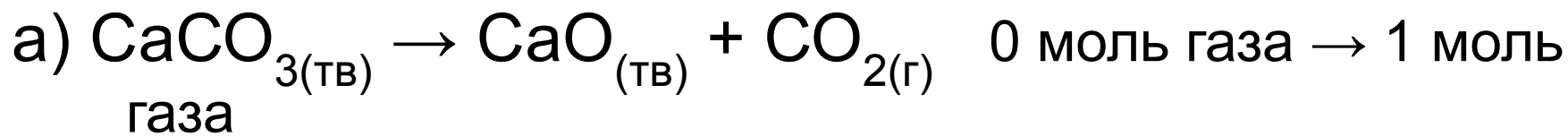
# Изменение энтропии при различных процессах

1. Нагревание вещества:  $\Delta S > 0$ ;  
Охлаждение:  $\Delta S < 0$ .  
При  $T \rightarrow$  абсолютный ноль ( $-273^0\text{C}$ ):  $S \rightarrow 0$ .

2. Агрегатное состояние вещества:



3. Энтропия возрастает при увеличении объема системы и числа частиц в ней:



#### 4. Сложность строения молекул:

а) аллотропия – чем вещество тверже, тем меньше энтропия:

$$S^0(\text{алмаз}) = 2.37 \text{ Дж/моль}\times\text{К} \quad S^0(\text{графит}) = 5.74 \text{ Дж/моль}\times\text{К}$$

б) в ряду аналогов с увеличением числа атомов в молекуле (молярной массы) энтропия увеличивается:

$$\square S^0(\text{O}_2) = 205 \text{ Дж/моль}\times\text{К} \quad S^0(\text{O}_3) = 238.8 \text{ Дж/моль}\times\text{К}$$

$$\square S^0(\text{F}_2) < S^0(\text{Cl}_2) < S^0(\text{Br}_2) < S^0(\text{I}_2)$$

$$\square \begin{array}{ccc} \text{CH}_4 & \text{C}_2\text{H}_6 & \text{C}_3\text{H}_8 \\ S^0 & 44.5 & 54.8 & 64 \text{ (Дж/моль}\times\text{К)} \end{array}$$

$$\square \begin{array}{ccc} \text{CH}_3\text{-CH}_3 & \text{CH}_2=\text{CH}_2 & \text{CH}\equiv\text{CH} \\ S^0 & 54.8 & 52.45 & 48 \text{ (Дж/моль}\times\text{К)} \end{array}$$

■ Чем полярнее связь, тем меньше энтропия:

$$S_{\text{H}_2\text{O}} > S_{\text{HCl}} > S_{\text{NaCl}}$$



Стандартная энтропия любого вещества всегда положительная величина ( $S^0_{298} > 0$ ).

Стандартной энтропией  $S^0_{298}$  называется энтропия 1 моль вещества в его стандартном состоянии.

# Расчет энтропии

$S$  – термодинамическая *функция состояния*.

Единицы измерения: [Дж/моль×К].

Изменение энтропии  $\Delta S$  в каком –либо процессе зависит только от начальной величины  $S_1$  и конечной  $S_2$ :  $\Delta S = S_2 - S_1$  и не зависит от пути проведения процесса.

$$\Delta S^0_{\text{реакции}} = \sum n_i \cdot S^0_{\text{обр.}}(\text{продуктов}) - \sum n_j \cdot S^0_{\text{обр.}}(\text{исх. в-в})$$

Абсолютные значения энтропии приводятся в справочниках.

# Критерии направленности самопроизвольного процесса

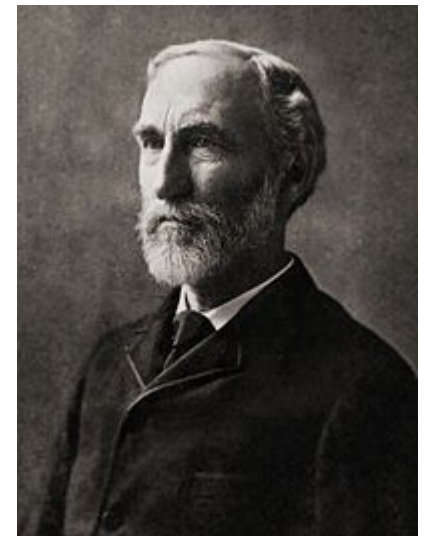
- $\Delta S > 0$  – в системе самопроизвольно протекает прямая реакция;
- $\Delta S = 0$  – система находится в состоянии равновесия;
- $\Delta S < 0$  – в системе протекает обратная реакция.

# Энергия Гиббса

Для выяснения возможности протекания процессов в изобарно-изотермических условиях применяется термодинамическая функция **энергия Гиббса**  $G$  (изобарно-изотермический потенциал).

По рекомендации ИЮПАК:  $G = H - TS$

$$G_{p,T} \leq 0;$$
$$G \rightarrow G_{min}$$



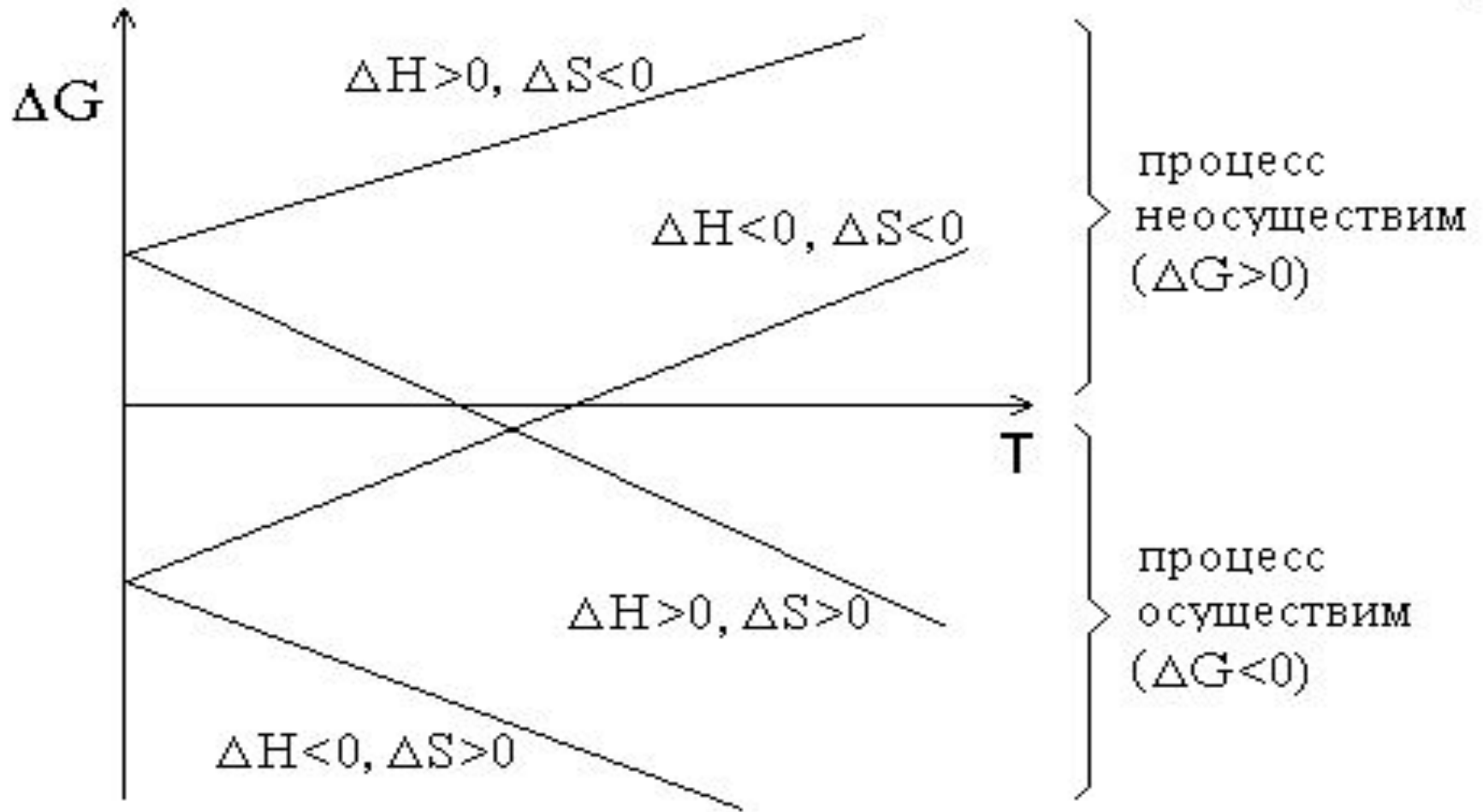
В **закрытой системе** в изобарно-изотермических условиях знак изменения  $G$  - критерий направленности самопроизвольного процесса:

- $\Delta G = 0$  ( $G = G_{min}$ , энергия Гиббса имеет минимальное значение) система находится **в состоянии термодинамического равновесия**;
- $\Delta G < 0$  ( $G \rightarrow G_{min}$ , энергия Гиббса убывает) **процесс** самопроизвольно протекает в прямом направлении, т.е. термодинамически **возможен**;
- $\Delta G > 0$  ( $G \rightarrow G_{max}$ , энергия Гиббса возрастает) самопроизвольно протекает только обратный процесс, прямой **процесс** термодинамически **невозможен**.

# Зависимость $\Delta G$ от температуры

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	Возможность процесса
$< 0$ ЭКСО-	$> 0$	$< 0$	при любых $T$ Процесс самопроизвольный
$> 0$ ЭНДО-	$> 0$	$< 0$ $> 0$	Процесс самопроизвольный при $\uparrow T$ $ \Delta H^0  <  T \cdot \Delta S^0 $
$< 0$ ЭКСО-	$< 0$	$< 0$ $> 0$	Процесс самопроизвольный при $\downarrow T$ $ \Delta H^0  >  T \cdot \Delta S^0 $
$> 0$ ЭНДО-	$< 0$	$> 0$	при любых $T$ Процесс несамопроизвольный

# Зависимость $\Delta G$ от температуры



# Расчет энергии Гиббса

- Изменение энергии Гиббса можно вычислить по формуле:

$$\Delta G^0_T = \Delta H^0_{298} - T \cdot \Delta S^0_{298},$$

предварительно определить тепловой эффект реакции  $\Delta H^0_{298}$  и изменение энтропии  $\Delta S^0_{298}$  и пренебречь их зависимостью от  $T$ .

- $\Delta G^0$  – функция состояния:

$$\Delta G^0_{\text{реакции}} = \sum n_i \cdot G^0_{\text{обр}}(\text{продуктов}) - \sum n_j \cdot G^0_{\text{обр}}(\text{реагентов})$$

- $\Delta G^0_{\text{обр}}(\text{простых веществ}) = 0$

- Единицы измерения: **кДж/моль**

- $T_p = \Delta H^0 / \Delta S^0$  – температура равновероятности прямой и обратной реакции



# *Химическое равновесие*

- Большинство химических реакций обратимо, т.е. протекает одновременно в противоположных направлениях.



Протекание реакции в прямом направлении сопровождается:

- выделением теплоты ( $\Delta\text{H} < 0$ ); уменьшением энтропии ( $\Delta\text{S} < 0$ ), (из 3 моль газов образуются 2 моль газов).
- Движущая сила прямого процесса – энергетический (энтальпийный) фактор.

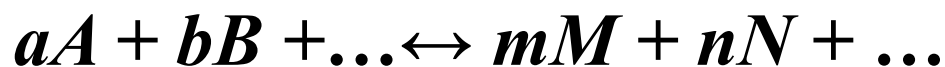
Протекание реакции в обратном направлении сопровождается:

- поглощением теплоты ( $\Delta\text{H} > 0$ ); энтропия системы возрастает ( $\Delta\text{S} > 0$ ).
- Движущей силой обратного процесса является энтропийный фактор.

**$\Delta\text{H} = T\Delta\text{S} ; \Delta\text{G} = 0$  – условие химического равновесия**

- ***Термодинамическим равновесием*** называется такое термодинамическое состояние системы, которое при постоянстве внешних условий не изменяется во времени, причем эта неизменяемость не обусловлена каким-либо внешним процессом.
- К равновесию можно подойти с противоположных сторон — как за счет взаимодействия исходных веществ, так и за счет взаимодействия конечных продуктов.
- Достижение системой состояния равновесия не означает прекращения процесса.
- После наступления равновесия концентрации веществ (исходных и продуктов) при данных условиях остаются неизменными. Эти концентрации называют равновесными.

- Количественной характеристикой химического равновесия является константа равновесия, которая может быть выражена через равновесные концентрации  $C$ , парциальные давления  $p$  или мольные доли  $X$  реагирующих веществ.



$$K_C = \frac{C_M^m C_N^n}{C_A^a C_B^b} \quad K_p = \frac{P_M^m P_N^n}{P_A^a P_B^b} \quad K_X = \frac{X_M^m X_N^n}{X_A^a X_B^b}$$

- Величина константы равновесия зависит только от природы реагирующих веществ и температуры.
- физический смысл константы равновесия: она показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной при данной температуре и концентрациях всех реагирующих веществ, равных 1 моль/л.

# Уравнение изотермы химической реакции

- Устанавливает связь между  $\Delta G^0$  и константой равновесия  $K_p$

В момент равновесия:

$$\Delta_r G_T = 0;$$

$K_p$  – константа равновесия, *const* при данной T.

$\Delta_r G_T^0 = -RT \cdot \ln K_p$  – изотерма Вант-Гоффа

$$\Delta_r G_T^0 = -2,3 \cdot RT \cdot \lg K_p$$

$$\Delta_r G_{298}^0 = -5,69 \cdot RT \cdot \lg K_{298}$$

# Зависимость $K_p$ от температуры

- По уравнению изотермы можно рассчитать  $K_p$ :

$$K_p = \exp(-\Delta G^0 / RT)$$

- $K_p > 1$ ; равновесие сдвинуто в сторону образования продуктов реакции.
- $K_p < 1$ ; равновесие сдвинуто в сторону исходных веществ; прямая реакция протекает незначительно.
- Повышение либо понижение температуры означает приобретение либо потерю системой энергии - должно изменять величину константы равновесия.

$$RT \ln K_p = -\Delta G^0 = -\Delta H^0 + T\Delta S^0$$

$$\ln K_p = -\frac{\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

- Дифференцируем и получаем *изобару Вант-Гоффа*:

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2}$$

- *Экзотермические реакции*:  $\Delta H^\circ < 0$ .

*В этом случае температурный коэффициент логарифма константы равновесия отрицателен. Повышение температуры уменьшает величину константы равновесия, т.е. смещает равновесие влево.*

- *Эндотермические реакции*:  $\Delta H^\circ > 0$ .

*В этом случае температурный коэффициент логарифма константы равновесия положителен; повышение температуры увеличивает величину константы равновесия, т.е. смещает равновесие вправо.*

