

# ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

При изучении любых химических систем используют *термодинамический и кинетический подход*. В *термодинамическом подходе* рассматривают *конечное и начальное состояние системы*, а не способы перехода из начального состояния в конечное и определяют изменение термодинамических функций в этом переходе.

Расчет изменения значений некоторых функций в заданных условиях позволяет сделать вывод о теоретической возможности самопроизвольного протекания какого-либо процесса в данной системе или указать условия, при которых этот процесс возможен.

В *кинетическом подходе* главное внимание уделяется *описанию пути процесса из исходного в конечное состояние* (например, стадии реакции, промежуточные вещества, скорость процесса или отдельных его стадий и т.д.).

Исторически термодинамика, как раздел физики, возникла при изучении теплоты, работы и температуры. В термодинамике стали использовать определенные приемы для описания различных процессов, которые используются и для описания химических реакций, так появилась химическая термодинамика.

Таким образом, *химическая термодинамика* изучает условия устойчивости химических систем и закономерности их перехода из одного состояния в другое и оперирует следующими основными понятиями:

**Термодинамическая система** – тело или группа тел, которые нас интересуют, все остальное – окружающая среда. По особенностям взаимодействия с окружающей средой, системы можно разделить на:

**изолированные системы** – которые не обмениваются ни веществом (массой), ни энергией с окружающей средой;

**закрытые (замкнутые) системы** - с окружающей средой веществом не обмениваются, но могут обмениваться энергией (обычно, в виде теплоты);

**открытые системы** – системы, которые обмениваются с окружающей средой и энергией, и веществом. Это реальные, наиболее часто встречающиеся и наиболее сложные системы. Очень часто, теоретически описывая процессы, считают, что они протекают в изолированных или закрытых системах, как в наиболее простых.

Для описания состояния системы пользуются параметрами состояния:  $T$  - температура,  $P$  - давление,  $V$  – объем,  $n$  – количество моль, иногда концентрации  $C_i$ . Параметры состояния взаимосвязаны, их взаимосвязь – уравнение состояния.

Например, уравнение состояния идеального газа:  $pV = nRT$ .

# ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

**Первое Начало** утверждает, что теплота, переданная системе, идет на увеличение ее внутренней энергии и на работу против внешних сил.

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta A = \Delta U + p\Delta V \quad (\Delta A = p\Delta V)$$

$\Delta U$  имеет размерность [Дж]

$V = const \rightarrow Q_V = \Delta U \Rightarrow$  в случае изохорного процесса теплота, переданная системе идет на увеличение ее внутренней энергии

$$p = const \rightarrow \Delta Q_p = \Delta U + p\Delta V = \Delta(U + pV)$$

$$U + pV \equiv H \rightarrow U = H - pV$$

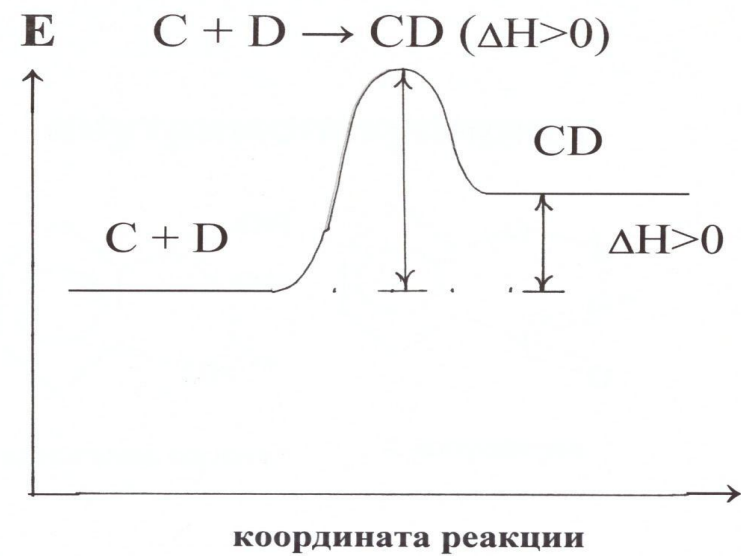
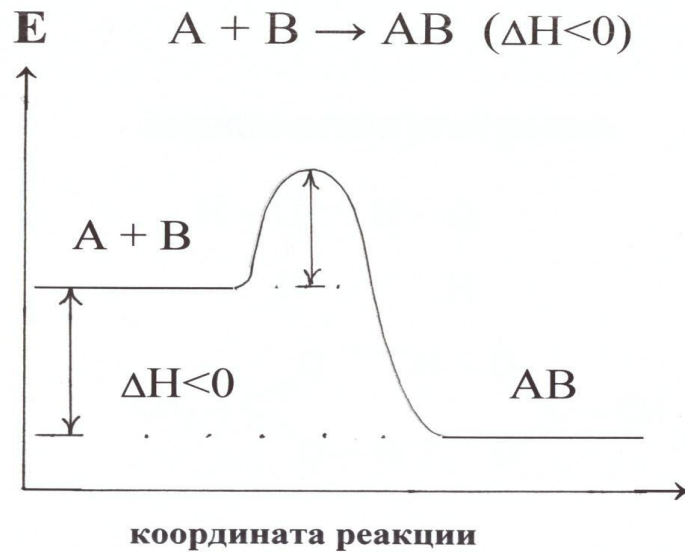
$\Delta H$  – энтальпия (теплосодержание, от греч. *enthalpein* - нагревать), размерность [кДж/моль], функция состояния, функция экстенсивная – зависит от количества вещества.

$\Delta Q_p = \Delta U + p\Delta V = \Delta H \Rightarrow$  при изобарном процессе теплота, переданная системе, идет на увеличение ее энтальпии.

$\Delta H > 0$  эндотермический процесс, тепло поглощается;

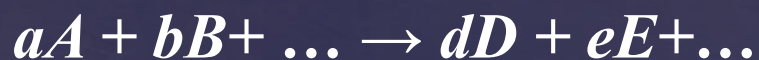
$\Delta H < 0$  экзотермический процесс, тепло выделяется.

# ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ СИСТЕМЫ В ХОДЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ



## ЗАКОН КИРХГОФА

Закон Кирхгофа гласит, что температурный коэффициент теплового эффекта химической реакции равен изменению теплоемкости системы в ходе реакции.



$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta C_p (T_2 - T_1),$$

где  $\Delta H_2$  и  $\Delta H_1$  - энтальпии процессов при  $T_1$  и  $T_2$  соответственно ( $\Delta T$  невелико).

$$\Delta C_p = [dC_p(D) + eC_p(E) + \dots] - [aC_p(A) + bC_p(B) + \dots],$$

$\Delta C_p(X)$  – молярная теплоемкость веществ, участвующих в реакции при постоянном давлении ( $p = \text{const}$ ), размерность  $\Delta C_p(X)$  - [Дж/моль·К].

$Q_V = \Delta U = nC_V \Delta T$ , где  $C_V$  - молярная теплоемкость веществ, участвующих в реакции при постоянном объеме ( $V = \text{const}$ ).

# ЭНТАЛЬПИЯ

Поскольку многие химические процессы являются обратимыми, т.е. протекают в прямом и обратном направлении, необходимо помнить, что *тепловые эффекты прямого и обратного процесса равны по абсолютной величине, но противоположны по знаку:*

$$\Delta H_{пр} = - \Delta H_{обр},$$

где  $\Delta H_{пр}$  и  $\Delta H_{обр}$  – тепловые эффекты (энтальпии) прямой и обратной реакции.

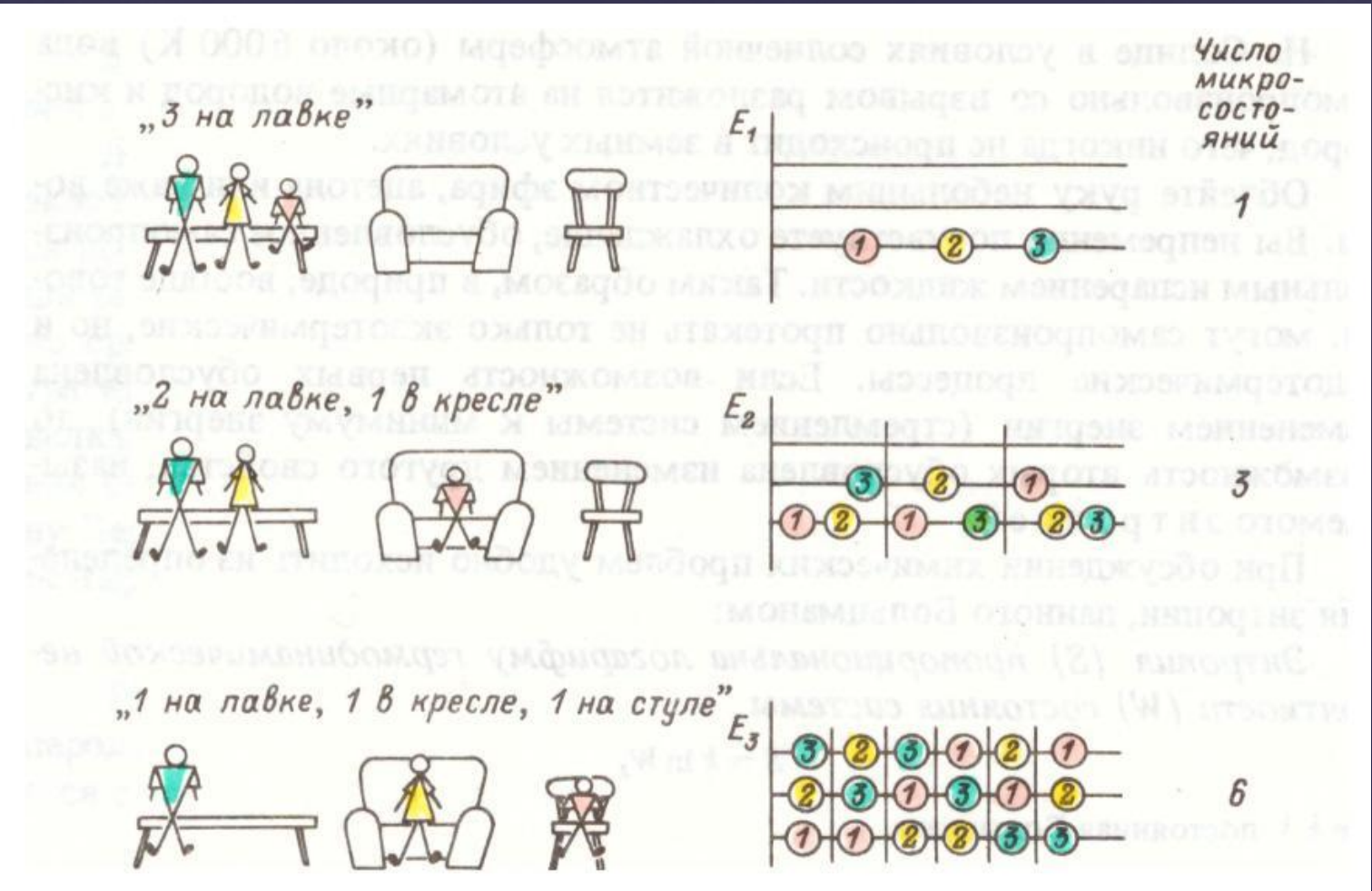
*Почему наблюдаются тепловые эффекты при протекании реакций?*

*Существование тепловых эффектов реакций обусловлено неравенством внутренних энергий реагентов ( $U_p$ ) и продуктов реакций ( $U_{пр}$ ), как следует из определения энтальпии:  $\Delta H = (U_{пр} - U_p) + p(V_{пр} - V_p)$ . Чем больше различие ( $U_{пр} - U_p$ ), тем значительнее величина теплового эффекта  $\Delta H$ , работа расширения может отсутствовать. Неравенство внутренних энергий реагентов и продуктов реакции *обусловлено различием энергий их химических связей, именно это различие является главной причиной теплового эффекта.* Этот вывод подтверждается расчетами величин  $\Delta H$  с использованием значений энергий связей продуктов и реагентов.*

Максимализация энергии – самопроизвольного протекания процесса

Стремление системы к **минимуму энергии** – не единственная причина возможности самопроизвольного протекания процесса.

Вторая причина – стремление системы к наиболее **вероятному состоянию**. Т.е., данное **макростояние** системы тем более вероятно, чем **большим числом микростояний** оно реализуется.





# ЭНТРОПИЯ

$$S = k \ln W$$

$S$  – энтропия (функция состояния), от греч. *trope* – обращение, изменение.  
Размерность [Дж/К].

С ростом температуры энтропия всегда возрастает. Возрастает она и при переходе твердое состояние → жидкое → газообразное. В ходе химических реакций энтропия может как возрастать, так и убывать.  $\Delta S$  функция экстенсивная, зависит от количества вещества.



М.Планк (1911 г.) «Энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле равна нулю».

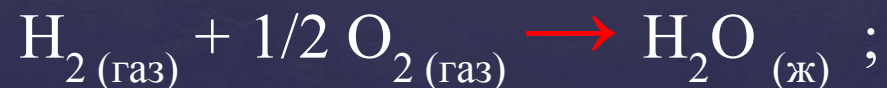
## ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ЭНЕРГИЯ ГИББСА

В ИЗОЛИРОВАННОЙ СИСТЕМЕ ВОЗМОЖНЫ ТОЛЬКО ТАКИЕ ПРОЦЕССЫ, КОТОРЫЕ СОПРОВОЖДАЮТСЯ РОСТОМ ЭНТРОПИИ.

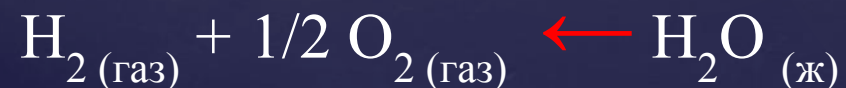
$\Delta H = \Delta G + T\Delta S$  ( $T, p = \text{const}$ ).  $\Delta G = -A_{\text{max}}$       Если  $\Delta G < 0$  процесс возможен;  
если  $\Delta G > 0$  процесс не возможен.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (T, p = \text{const}).$$

$\text{H}_2(\text{газ}) + 1/2 \text{O}_2(\text{газ}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$   $\Delta H = -16,3 \text{ кДж}$  При низких температурах  $T\Delta S$  мало и  $|\Delta H| \gg |T\Delta S|$ , а  $\Delta G \approx -\Delta H$ ;



При высоких температурах  $T$  – велика, следовательно,  $|\Delta H| \ll |T\Delta S|$  и  $\Delta G \approx -T\Delta S$



## ЭНЕРГИЯ ГИББСА



$$K_p = \frac{C_D^d C_E^e}{C_A^a C_B^b}$$

$$\Delta G^o = -RT \ln K_p$$

1.  $K_p \rightarrow \infty \quad |\Delta G^o| \rightarrow \infty \quad \Delta G^o < 0 \quad aA + bB \rightarrow dD + eE$

2.  $K_p \rightarrow 0 \quad \Delta G^o > 0 \quad aA + bB \leftarrow dD + eE$

3.  $K_p \approx 1 \quad \Delta G^o \approx 0 \quad aA + bB \leftrightarrow dD + eE$

$$\Delta G = \Delta G^o + RT \ln \frac{C_D^d C_E^e}{C_A^a C_B^b}$$

$$\left(\frac{\partial G}{\partial n}\right)_{p,T} = \mu \text{ - химический потенциал}$$

## СТАНДАРТНОЕ СОСТОЯНИЕ

Можно резюмировать, что *изменение энтальпии  $\Delta H$  при протекании химической реакции отражает стремление атомов, входящих в состав реагентов, к объединению в соединения с меньшим запасом внутренней энергии. Изменение энтропии  $\Delta S$  отражает стремление к реализации наиболее термодинамически вероятного состояния.*

**«Стандартные термодинамические величины»** - значения энергии Гиббса ( $\Delta G^\circ$ ), энтальпии ( $\Delta H^\circ$ ), энтропии ( $\Delta S^\circ$ ) и химического потенциала ( $\Delta \mu^\circ$ ) в стандартных состояниях.

**Для газов** – это (предполагаемое) состояние химически чистого вещества в газовой фазе под стандартным давлением 100 кПа.

**Для растворов** – это (предполагаемое) состояние растворенного вещества со стандартной моляльностью 1 моль/кг; для водных растворов 1 моль/л под стандартным давлением.

**Для химически чистого вещества** – это вещество в четко определенном агрегатном состоянии под четко определенным, но произвольным, стандартным давлением.

В определение стандартного состояния ИЮПАК не входит стандартная температура, но часто говорят о стандартной температуре в 25°C (298.15 К).

(ИЮПАК – IUPAC- Международный союз теоретической и прикладной химии, Цюрих, Швейцария)