

**АО «МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ АСТАНА»  
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ**

# **ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА. Термодинамические потенциалы.**

Выполнили: Ерназар Б.  
Базарбай А.  
Кадыр М.  
Группа: 203 фарм  
Приняла: Исмагулова Н.М.

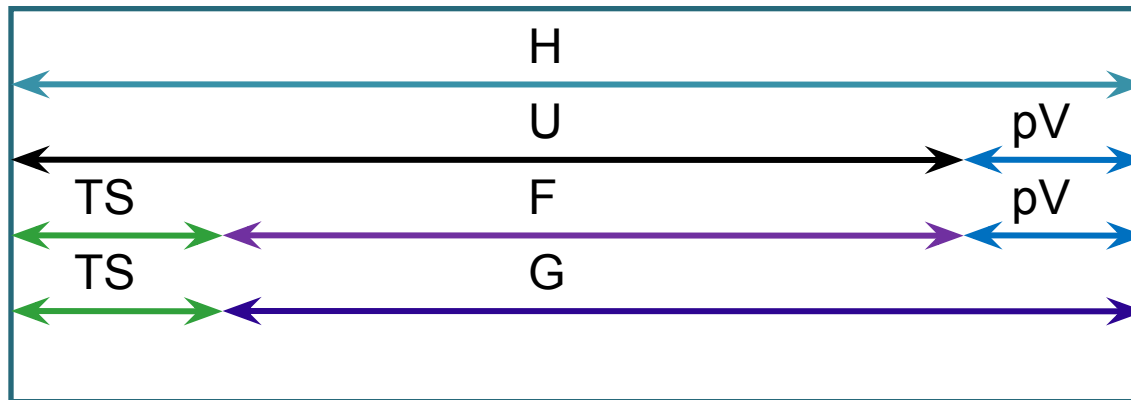
Астана, 2016 год

# Химическая термодинамика.

## Термодинамические потенциалы.

- **Термодинамические потенциалы или характеристические функции** – термодинамические функции, посредством которых и их производных по соответствующим независимым переменным могут быть выражены в явном виде все термодинамические свойства системы.
- Характеристические функции содержат в себе всю термодинамическую информацию о системе.
- **Внутренняя энергия**  $U(S, V)$  [Дж]
- **Энтальпия**  $H(S, p) = U + pV$  [Дж]
- **Энергия Гельмгольца**  $F(T, V) = U - TS$  [Дж]
- **Энергия Гиббса**  $G(T, p) = H - TS = F + pV$  [Дж]
- Все термодинамические потенциалы не имеют абсолютного значения, т.к. определены с точностью до постоянной, которая равна внутренней энергии при абсолютном нуле

- Соотношение между  $U$ ,  $H$ ,  $F$  и  $G$ :



- **Свободная энергия** – это часть внутренней энергии системы, которая способна при постоянной температуре превращаться в полезную работу

- **Теплосодержание системы**

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

**$\Delta G$**  – свободная энергия Гиббса, часть теплоты, которая может быть использована для совершения полезной работы в *изобарно-изотермическом процессе*

**$T\Delta S$**  – «несвободная» энергия, часть энергии, которая не может быть использована для совершения полезной работы, она используется для увеличения энтропии, рассеивается в окружающей среде в виде тепла

$$\Delta G = G_2 - G_1$$

Если  $\Delta G < 0$ , т.е.  $G_1 > G_2$ , то процесс может протекать самопроизвольно

Если  $\Delta G > 0$ , т.е.  $G_1 < G_2$ , то процесс не может протекать самопроизвольно

Если  $\Delta G = 0$ , т.е.  $G_1 = G_2$ , то система находится в состоянии равновесия

- Самопроизвольное протекание *изохорно-изотермического процесса* определяется энергией Гельмгольца (часть внутренней энергии, которую можно перевести в работу)

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$$

- Если  $\Delta F < 0$ , то процесс идет самопроизвольно в заданном направлении
- Если  $\Delta F > 0$ , то самопроизвольный процесс невозможен,
- Если  $\Delta F = 0$ , то имеет место термодинамическое равновесие.

# ***Основное уравнение термодинамики***

- Описывает зависимость термодинамических потенциалов от их естественных переменных
- Объединяет первое и второе начала термодинамики
- Четыре эквивалентные формы уравнения:

$$dU = TdS - pdV$$

$$dH = TdS + Vdp$$

$$dF = -pdV - SdT$$

$$dG = Vdp - SdT$$

- Эти уравнения применимы только для закрытых систем, в которых совершается только механическая работа.

- Если в системе происходит химическая реакция или система открыта (т.е. обменивается с окружающей средой веществом и энергией), то надо учесть зависимость термодинамических потенциалов от количества вещества  $n_i$

$$dU = TdS - pdV + \sum_i \mu_i dn_i$$

$$dH = TdS + Vdp + \sum_i \mu_i dn_i$$

$$dF = -pdV - SdT + \sum_i \mu_i dn_i$$

$$dG = Vdp - SdT + \sum_i \mu_i dn_i$$

где  $\mu$  – химический потенциал (работа, которую необходимо затратить, чтобы добавить в систему ещё одну частицу)

- Химический потенциал характеризует приращение соответствующего термодинамического потенциала при изменении количества данного вещества при фиксированных естественных переменных и неизменных количествах остальных веществ

$$\mu_i = \left( \frac{\partial U}{\partial n_i} \right)_{S,V} = \left( \frac{\partial H}{\partial n_i} \right)_{S,p} = \left( \frac{\partial F}{\partial n_i} \right)_{T,V} = \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T,p}$$

- Химический потенциал является движущей силой при массопереносе.
- По мере протекания процесса химический потенциал вещества выравнивается и в момент достижения равновесия становится одинаковым во всех сосуществующих фазах.



## ***Смысл термодинамических потенциалов:***

- зная любой из четырех потенциалов как функцию естественных переменных, можно с помощью основного уравнения термодинамики найти все другие термодинамические функции и параметры системы
- термодинамические потенциалы позволяют предсказывать направление термодинамических процессов

Любой термодинамический потенциал в необратимых самопроизвольных процессах, протекающих при постоянстве естественных переменных, уменьшается и достигает минимума при равновесии.

Потенциал	Естественные переменные	Условия самопроизвольности	Условия равновесия
U	$S=\text{const}, V=\text{const}$	$dU < 0$	$dU = 0$
H	$S=\text{const}, p=\text{const}$	$dH < 0$	$dH = 0$
F	$T=\text{const}, V=\text{const}$	$dF < 0$	$dF = 0$
G	$T=\text{const}, p=\text{const}$	$dG < 0$	$dG = 0$

- В химических процессах одновременно изменяются энтальпия (энергетический запас системы) и энтропия (не совершающая работу энергия).

- Анализ уравнения

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

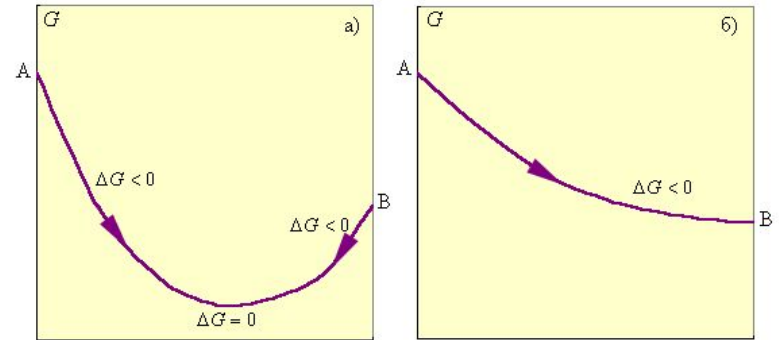
позволяет установить, какой из факторов, составляющих энергию Гиббса, ответственен за направление химической реакции.

- По определению энергия Гиббса  $G = H - TS$
- Если продукты реакции и исходные вещества находятся при одинаковой температуре, то стандартное изменение энергии Гиббса в химической реакции равно:

$$\Delta G_T^0 = \sum G(\text{продукты}) - \sum G(\text{реагенты}) = \Delta H_T^0 - T\Delta S_T^0$$

- Самопроизвольное протекание изобарно-изотермического процесса определяется двумя факторами: энтальпийным, связанным с уменьшением энтальпии системы ( $\Delta H$ ), и энтропийным  $T\Delta S$ , обусловленным увеличением беспорядка в системе вследствие роста ее энтропии.
- Если  $\Delta G < 0$ , то процесс идет самопроизвольно в заданном направлении; чем больше  $|\Delta G|$ , тем полнее вещества реагируют между собой; реакции, сопровождающиеся большой потерей энергии Гиббса, протекают до конца и бурно, иногда со взрывом;
- Если  $\Delta G > 0$ , то процесс невозможен, самопроизвольно идет обратный процесс, а прямая реакция не идет совсем;
- Если  $\Delta G = 0$ , то имеет место термодинамическое равновесие.
- Т.о., величина  $\Delta G$  показывает меру реакционной способности взаимодействующих веществ, а ее знак – направленность данного процесса

- Изотермический равновесный процесс без затраты внешних сил может протекать самопроизвольно только в направлении убывания энергии Гиббса до достижения ее минимума, которому отвечает термодинамическое равновесное состояние системы.
- Состояние термодинамического равновесия чрезвычайно устойчиво, так как при постоянстве давления и температуры система выйти из равновесного состояния не может, потому, что выход равен возрастанию энергии Гиббса.
- Чтобы система вышла из состояния равновесия, необходимо изменить какие-либо внешние факторы (давление, температуру, концентрации веществ).



Изменение энергии Гиббса в обратимом и необратимом процессе

- Стандартная энергия Гиббса (при  $p=1$  бар и  $T=298\text{K}$ )

$$\Delta G^0 = \sum (n_i \Delta G^0)_{\text{продукты}} - \sum (n_i \Delta G^0)_{\text{исх.вещества}}$$

- Большинство процессов протекает при температурах более высоких, чем стандартная ( $298\text{K}$ ).
- Для пересчета энергии Гиббса на более высокие температуры необходимы справочные данные по зависимости теплоемкостей от температуры.

1.	$\Delta H < 0$ (экзотермичная реакция) $\Delta S > 0$ $\Delta G < 0$	Реакция с выделением теплоты и увеличением энтропии <b>возможна при любой температуре</b> $\Delta G < 0$
2.	$\Delta H > 0$ (эндотермичная реакция) $\Delta S < 0$ $\Delta G > 0$	Реакция с поглощением теплоты и уменьшением энтропии <b>невозможна ни при каких условиях</b> $\Delta G > 0$
3.	$\Delta H < 0$ (экзотермичная реакция) $\Delta S < 0$ $\Delta G > 0, \Delta G < 0$ (знак $\Delta G$ зависит от соотношения $\Delta H$ и $T\Delta S$ )	Реакция с выделением теплоты и уменьшением энтропии Возможна, если $ T\Delta S  <  \Delta H $ <b>возможна при низкой температуре</b>
4.	$\Delta H > 0$ (эндотермичная реакция) $\Delta S > 0$ $\Delta G > 0, \Delta G < 0$ (знак $\Delta G$ зависит от соотношения $\Delta H$ и $T\Delta S$ )	Реакция с поглощением теплоты и увеличением энтропии Возможна, если $ T\Delta S  >  \Delta H $ <b>возможна при высокой температуре</b>