

Лекция №2

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Раздел химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций - *термохимия*.

Эндотермические реакции протекают с поглощением тепла ($Q < 0$; кДж).

Экзотермические реакции протекают с выделением тепла ($Q > 0$; кДж).

Химическая термодинамика рассматривает приложение термодинамических законов и принципов к химическим процессам:

- *исследует энергетические ресурсы системы;*
- *позволяет рассчитать тепловые балансы реакций и тепловые эффекты образования различных веществ;*
- *позволяет определить направление протекания процессов;*
- *позволяет учесть влияние различных факторов на т/д вероятность протекания реакции.*

Основные понятия химической термодинамики

Термодинамическая система -

изолированная часть пространства,
содержащая совокупность тел или тело с
большим числом частиц.

Объекты природы, не входящие в систему,
называются *средой*.

Наиболее общими характеристиками системы являются m (масса вещества в системе) и внутренняя энергия системы E .

По характеру массо- и теплообмена со средой системы делятся на:

- *изолированные;*
- *закрытые;*
- *открытые.*

Изолированная - система, у которой отсутствует массо- и теплообмен со средой ($\Delta m = 0, \Delta E = 0$).

Закрытая - система, которая обменивается со средой энергией, но не обменивается веществом ($\Delta m = 0, \Delta E \neq 0$).

Открытая - система, которая может обмениваться со средой и веществом и энергией ($\Delta m \neq 0, \Delta E \neq 0$).

По однородности различают *гомо-* и *гетерогенные* системы.

Гомогенная система состоит из одной фазы

Гетерогенная - из нескольких фаз.

Фаза – часть системы, отделённая от других её частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком.

Под *состоянием* понимают совокупность свойств системы, позволяющих определить систему с точки зрения термодинамики.

Состояние системы называется *равновесным*, если все свойства остаются постоянными и в системе отсутствуют потоки вещества и энергии.

Если свойства остаются постоянными во времени, но имеются потоки вещества и энергии, состояние называется *стационарным*.

Если свойства системы меняются со временем, состояние называется *переходным*.

Количественно *состояния* различают с помощью *термодинамических параметров*, которые характеризуют систему в целом – T , P , V системы, общая масса системы, масса хим.компонентов m_k , концентрация этих компонентов C_k .

Переход системы из одного состояния в другое называется *процессом*.

Самопроизвольные процессы протекают без подвода энергии из вне.

Не самопроизвольные процессы протекают ТОЛЬКО ПОД ВНЕШНИМ ВОЗДЕЙСТВИЕМ.

Самопроизвольные процессы могут быть *обратимыми* и *необратимыми*.

Процесс, при котором т/д система, претерпев ряд изменений, возвращается в исходное состояние, называется *круговым процессом* или *циклом*.

Процессы, протекающие в природе, могут быть *самопроизвольными* и *не самопроизвольными* (вынужденными).

Самопроизвольные процессы протекают без подвода энергии из вне.

Не самопроизвольные процессы протекают только под внешним воздействием.

Самопроизвольные процессы могут быть *обратимыми* и *необратимыми*.

Обратимые – процессы, допускающие возможность возвращения системы в первоначальное состояние без изменений в самой системе и среде.

Необратимые – процессы, протекание которых обязательно вызывает изменения в системе или среде.

Все т/д параметры системы делятся на:

1) *зависящие от пути перехода системы из начального состояния в конечное (A).*

2) *не зависящие от пути процесса (T)* – такие параметры называются ***функциями состояния системы.***

Характеристическими – называются такие функции состояния, при помощи которых (или их производных) в явной форме могут быть выражены т/д свойства системы.

Наиболее широко в термодинамике используют 4 характеристические функции:

- *Внутренняя энергия U ;*
- *Энтальпия H ;*
- *Энтропия S ;*
- *Энергия Гиббса G .*

Внутренняя энергия

Любая система, независимо от её состояния, обладает запасом внутренней энергии.

Внутренняя энергия включает в себя все виды энергии системы (энергию движения и взаимодействия молекул, атомов, ядер и др. частиц), кроме кинетической энергии движения системы, как целого, и потенциальной энергии её положения.

Абсолютные значения внутренней энергии не известны, измеряемой величиной является её изменение в процессе:

$$\Delta U = U_2 - U_1, \text{ где}$$

U_2 и U_1 – внутренняя энергия системы в конечном и начальном состоянии;

ΔU – изменение внутренней энергии.

Для изолированной системы $\Delta U = 0$, для неизолированной $\Delta U \neq 0$.

Если в результате процесса система поглотила количество теплоты Q и совершила работу A , то изменение внутренней энергии определяется уравнением :

$$\Delta U = Q - A - \text{I закон термодинамики}$$

В любом процессе приращение внутренней энергии равно количеству сообщенной ей тепловой энергии за вычетом количества работы, совершенной системой.

Если в процессе не совершается никакой работы, в том числе работы расширения против внешнего давления, т.е. *если объём системы не изменяется ($V=const$)*, то:

$$\Delta U = Q_V$$

Внутренняя энергия - функция состояния, приращение которой равно теплоте, полученной системой в *изохорном процессе*.

Внутренняя энергия зависит от природы вещества, его количества, от условий его существования.

При одинаковых условиях — энергия прямопропорциональна количеству вещества.