

Химические системы.

Химическая

термодинамика.

Химическое

равновесие.

Лекция
доцент кафедры «Химия»
Комарова В.И.

Классификация систем и их характеристики.

- В зависимости от **однородности** различают *гомогенные и гетерогенные системы*.
- **Гомогенная система** - это **однородная** система, в которой нет частей, различающихся по свойствам и разделенных поверхностями раздела. Гомогенными системами являются, например, воздух, вода, истинные растворы.
- **Гетерогенная система** - это **разнородная** система, состоящая из двух или более частей, отличающихся по свойствам, между которыми есть поверхность раздела, где свойства системы резко меняются.
- Гетерогенными системами являются, например, молоко, цельная кровь, смеси воды и льда. Для гетерогенных систем часто используют понятие "фаза". Например, в молоке имеются три фазы: водная фаза, представляющая собой водный раствор солей, углеводов, белков и других веществ, в которой распределены две другие фазы: мелкие капельки жидких жиров и маленькие частички твердых жиров.

Классификация систем и их характеристики.

- В зависимости от характера взаимодействия с окружающей средой различают системы *изолированные, закрытые и открытые.*
- **Изолированная система** характеризуется отсутствием обмена энергией и веществом с окружающей средой.
- **Закрытая система** обменивается с окружающей средой энергией, а обмен веществом исключен.
- **Открытая система** обменивается с окружающей средой энергией и веществом, а следовательно, и информацией.

Параметры

- Состояние системы характеризуется определенной совокупностью физических и химических величин, которые называются параметрами системы. Параметрами являются: масса (m), количество вещества (число молей n), объем (V), температура (T), давление (p), концентрация (c). Значение параметра можно измерять непосредственно.
- Параметры системы разделяют на *экстенсивные* и *интенсивные*.

Параметры

- **Экстенсивные** параметры - параметры, значения которых пропорциональны числу частиц в системе (масса, объем, количество вещества).
- **Интенсивные** параметры - параметры, значения которых не зависят от числа частиц в системе (температура, давление, концентрация).
- Различие экстенсивных и интенсивных параметров четко проявляется при взаимодействии систем, когда значения экстенсивных параметров суммируются, а интенсивных - усредняются.

ФУНКЦИИ СОСТОЯНИЯ

- Наряду с параметрами для характеристики состояния системы используют *функции состояния*. Их значения рассчитывают по соответствующим формулам исходя из значений параметров, описывающих данное состояние системы. Такой величиной является, например, **энергия**. Функции состояния системы - всегда **экстенсивные** величины.
- Значения параметров и функций состояния системы определяются **только состоянием системы**. Поэтому при переходе системы из одного состояния в другое изменение этих величин, не зависит от пути перехода, а определяется лишь начальным и конечным состоянием системы, т. е. их значениями в этих двух состояниях.

Процесс

- Переход системы из одного состояния в другое является **процессом**. Процесс - это переход системы из одного состояния в другое, сопровождающийся необратимым или обратимым изменением хотя бы одного параметра, характеризующего данную систему.
- Процессы разделяют в зависимости от изменения параметров системы на изотермические, изобарические, изохорические:
 - *изотермический процесс* $T = \text{const}, \Delta T = 0$
 - *изобарический процесс* $p = \text{const}, \Delta p = 0$
 - *изохорический процесс* $V = \text{const}, \Delta V = 0$

Энергия

- **Энергия (E)** - количественная мера интенсивности различных форм перемещения и взаимодействия частиц в системе, включая перемещение системы в целом и ее взаимодействие с окружающей средой. Энергия имеет размерность кДж/моль.
- В зависимости от формы движения различают тепловую, электрическую, химическую, ядерную и другие виды энергии. Термодинамика рассматривает превращение тепловой энергии в другие виды - механическую, химическую, электрическую и т. д. Движение материи включает *перемещение* частиц, которое характеризуется *кинетической* энергией и взаимодействием частиц, которое характеризуется потенциальной энергией .

- Для описания энергетического состояния системы используется ее функция состояния - **внутренняя энергия** (U , кДж/моль).
- Внутренняя энергия представляет собой полную энергию системы, которая равна сумме потенциальной и кинетической энергии всех частиц этой системы, в том числе на молекулярном, атомном и субатомном уровнях:
- $U = E_{\text{кин}} + E_{\text{пот}}$

- Абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно, так как любая термодинамическая система материальна, а материя - с точки зрения ее строения - неисчерпаема.
Экспериментально можно определить изменение внутренней энергии ΔU при взаимодействии системы с окружающей средой. При этом взаимодействии обмен энергией может осуществляться в виде *работы* и *теплоты*.

Обмен энергией может осуществляться в
виде **работы** и **теплоты**

- **Работа** - энергетическая мера *направленных* форм движения частиц в процессе взаимодействия системы с окружающей средой.
- **Теплота** - энергетическая мера *хаотических* форм движения частиц в процессе взаимодействия системы с окружающей средой.

- Наряду с энергией для характеристики движения частиц в термодинамике используется еще одна функция состояния - энтропия.
- **Энтропия (S)** - термодинамическая функция, характеризующая меру неупорядоченности системы, т. е. неоднородности расположения и движения ее частиц.

Первый закон (первое начало) термодинамики

- - это всеобщий закон природы, *закон сохранения и превращения энергии*, соответствующий основному положению диалектического материализма о вечности и неуничтожимости движения. Впервые этот закон в 1842 г. сформулировал выдающийся немецкий физик Ю. Мейер.

Энергия не исчезает и не возникает из ничего, а только превращается из одного вида в другой в строго эквивалентных соотношениях.

- В зависимости от вида системы первый закон термодинамики имеет различные формулировки.

Второй закон (второе начало) термодинамики

- определяет направленность и пределы протекания самопроизвольных процессов.

В изолированных системах самопроизвольно могут совершаться только такие необратимые процессы, при которых энтропия системы возрастает, т. е. $\Delta S > 0$.

- Для неизолированных систем нужно учитывать не только изменение энтропии, но и изменение энергии. Поэтому необходимо рассматривать две тенденции, определяющие направление самопроизвольно протекающих процессов:
 - стремление системы к достижению минимума энергии;
 - стремление системы к максимуму энтропии, т. е. к неупорядоченности.
- Все процессы, при которых энергия в системе уменьшается, а энтропия возрастает, протекают самопроизвольно. Самопроизвольность других процессов зависит от того, какая из этих двух

Система самопроизвольно стремится к
минимуму энергии и максимуму энтропии

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = G_{\text{кон}} - G_{\text{нач}}$$

Термодинамический критерий самопроизвольности
протекания процесса:

$\Delta G < 0$ – экзэргонические (самопроизвольные) процессы

$\Delta G > 0$ – эндэргонические процессы

$\Delta G = 0$ – химическое равновесие

Второй закон термодинамики для любых систем
формулируется следующим образом:

**В системе при постоянной температуре и давлении
самопроизвольно могут совершаться только такие
процессы, в результате которых энергия Гиббса
уменьшается, $\Delta G < 0$.**

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Кинетический критерий:

$$\vec{v} = \vec{v}$$

Термодинамический критерий:

$$\Delta \vec{G} = 0$$

