

Химия лекции

Павел Зиновьев

9 сентября 2015 г.

Аннотация

Математик – это тот, кто умеет находить аналогии между утверждениями. Лучший математик – кто устанавливает аналогии доказательств. Более сильный может заметить аналогии теорий. Но есть и такие, кто между аналогиями видит аналогии.

Стефан Банах ©

Содержание

1	Информация	3
1.1	Основы химической термодинамики	3
1.2	Самопроизвольный и несамопроизвольный процессы	5
	Содержание	

1 Информация

Преподаватель: Комарин Станислав Сергеевич).

1.1 Основы химической термодинамики

Химическая термодинамика изучает энергетические явления химических процессов и устанавливает направление и пределы протекания процессов при заданных условиях. Система - это вещество или смесь веществ мысленно или фактически выделенное из окружающей среды. Может быть как изолированный раствор в стакане

Типы систем:

- Открытые системы обмениваются с окружающей средой веществом и энергией
- Закрытые системы способны обмениваться с окружающей средой только энергией, но не веществом (чай Nestea)
- Изолированные системы не обмениваются с окружающей средой ни энергией, ни веществом (термос с чаем)

Системы по фазовому состоянию:

- Гомогенные системы состоят из одной фазы (твердые сплавы, воздух)
- Гетерогенные системы состоят из двух и более фаз

Фаза — это гомогенная часть системы (однородная) с одинаковыми во всех точках свойствами и отделенная от других частей системы поверхностями раздела.

Системы могут находиться в различных состояниях, которые определяются параметрами системы.

Параметр — любое свойство системы (масса, температура).

Функция состояния системы — энергетические характеристики системы, которые зависят только от параметров состояния системы и не зависят от того, каким способом это состояние было достигнуто.

Внутренняя энергия системы (U) — кинетическая энергия движения и потенциальная энергия взаимодействия всех частиц, образующих систему.

Внутренняя энергия — функция состояния системы. Абсолютное значение внутренней энергии не поддается определению.

ΔU — изменение внутренней энергии.

Теплота — микроскопическая форма передачи энергии путем хаотического движения частиц. Теплота не имеет направления передачи энергии (передается по всем направлениям).

Работа — макроскопическая форма передачи энергии. Происходит путем перемещения масс под действием сил. Работа имеет направление.

Измеряется в джоулях (Дж).

Теплота и работа — функции пути.

Первый закон термодинамики — поглощенная системой теплота расходуется на увеличение внутренней энергии системы и совершение системой работы:

$$Q = \Delta U + A$$

$$A = A' + p\Delta N$$

$$A' = 0$$

$$Q = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + p(V_0 - V_1) = \Delta U$$

$P = \text{const}$ — изобарный процесс

$V = \text{const}$ — изохорный процесс

$T = \text{const}$ — изотермический процесс

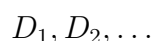
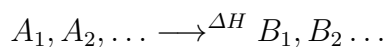
$$Q = (U_1 - U_0) + p(V_1 - V_0)$$

$$Q = (U_1 + pV_1) - (U_0 + pV_0) = H_1 - H_0 = \Delta H$$

$U + pV = H$ — энтальпия реакции

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V (\text{Дж})$$

Закон Гесса — тепловой эффект химической реакции, протекающий при постоянном объеме и температуре, не зависит от пути процесса, определяется только начальным и конечным состоянием реагирующих веществ (какие были реагенты — какие получились продукты)



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Тепловой эффект процесса равен сумме эффектов его стадий

Второе следствие закона Гесса — тепловой эффект химической реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и исходных веществ реакции с учетом их стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H = (a \times \Delta H(c) + d \times \Delta H(0)) - (a\Delta H(A) + b \times \Delta H(B))$$

Закон Гесса:

$$p = 101.325(\text{кПа})$$

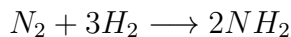
$$T = 238(K)$$

$$c = 1(\text{моль/л})$$

Энтальпия образования простых веществ равна нулю $\Delta H > 0$ — эндотермический

$\Delta H < 0$ — экзотермический

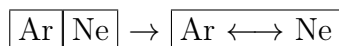
$$\Delta H = H_2 - H_1$$



1.2 Самопроизвольный и несамопроизвольный процессы

Самопроизвольные процессы — это те процессы, протекание которых происходит без затрат энергии

Несамостоятельный процесс — это те процесс, для протекания которых нужно затратить энергию, либо совершить работу



Термодинамическая вероятность - число микросостояний, с помощью которых может быть реализовано данное макросостояние системы

$$S = R \ln W$$

$$R = 8.314 (\text{Дж}/(\text{моль} \times \text{K}))$$

Энтропия — мера хаоса

Свойства энтропии:

Изменение энтропии процесса равно сумме энтропий каждой из ее стадий. Энтропия подчиняется закону Гесса и его следствиям

Энтропия идеального кристалла при 0K равняется 0

Управление протеканием процесса определяется двумя противоположными тенденциями.

Система стремится перейти в состояние с наименьшей энергией и в состояние с наибольшей энтропией

Энергия Гиббса (G)

$$G = H - TS$$

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

$$\Delta G = -A_{max}$$

$\Delta G < 0$ - самопроизвольный

$\Delta G > 0$ - несамопроизвольный

$\Delta G = 0$ - равновесие