

Задание:

1. Составить конспект.
2. Отчеты отправить на эл. почту **bandreeva68@mail.ru** не позже 15.00 09.04.2020

II закон термодинамики.

Задачей второго закона термодинамики является определение условий, в которых возможно протекание самопроизвольных процессов, и условий, при которых наступает равновесие. Реакции с суммарным уменьшением энтальпии (экзотермические) могут идти самопроизвольно. Но самопроизвольно идут также некоторые реакции, сопровождающиеся увеличением энтальпии и охлаждением реактора (эндотермические).

Вводится новая функция состояния **S** – **энтропия**, которая характеризует направление процесса. Изменение энтропии равно минимальной теплоте, подводимой к системе в обратимом изотермическом процессе, деленной на абсолютную температуру процесса: $\Delta S = Q_{\text{мин}}/T$.

Изменение энтропии не зависит от пути агрегатного перехода и определяется только начальным и конечным состоянием системы:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \sum (n_i \cdot S_i)_{\text{прод}} - \sum (n_i \cdot S_i)_{\text{исх}}$$

Энтропия - экстенсивное свойство, зависящее от массы вещества. Чаще всего ее относят к 1 моль вещества и выражают в Дж/(моль*К). По знаку изменения энтропии процессы делят на положительные (самопроизвольные) и отрицательные (несамопроизвольные).

Для изолированной системы, где $dQ = 0$, получим:

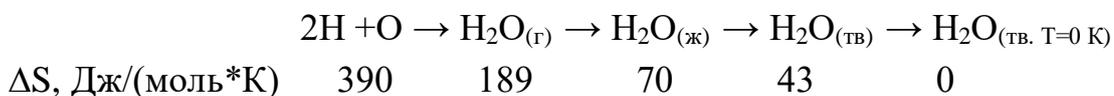
В самопроизвольном процессе $\Delta S > 0$

В равновесном процессе $\Delta S = 0$

В несопроизвольном процессе $\Delta S < 0$.

Самопроизвольные процессы происходят без затрат энергии извне, например, расширение газа, смешивание газов, уменьшение давления.

Энтропию можно представить как меру неупорядоченности системы. Рассмотрим ряд превращений:



то изменение энтропии отражает изменение количества движущихся частиц, изменение количества движения. Чем меньше частиц, чем более ограничено их движение, тем меньше энтропия системы, и наконец, при 0 К энтропия равна 0.

Формулировка II закона термодинамики:

- Тепло самопроизвольно может передаваться только от более нагретого тела более холодному.

Энергия Гиббса

Наиболее полно химическое равновесие системы определяется по изменению энергии Гиббса или изобарно-изотермического потенциала.

Энергия Гиббса является функцией состояния системы и имеет размерность энергии (кДж). При постоянном давлении и температуре энергия Гиббса может служить признаком самопроизвольного процесса или наличия равновесия. Самопроизвольно происходят только процессы, ведущие к ее уменьшению, при равновесии она постоянна и минимальна по величине.

Изменение энергии Гиббса определяют как: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$,

$$\Delta H_{x.p.} = \sum n_{\text{кон}}(\Delta_f H^0_{298})_{\text{кон}} - \sum n_{\text{нач}}(\Delta_f H^0_{298})_{\text{нач}};$$

$$\Delta S_{x.p.} = \sum (nS^0_{298})_{\text{кон}} - \sum (nS^0_{298})_{\text{нач}}.$$

Если значение $\Delta G > 0$, то процесс термодинамически мало вероятен, причем, чем более положительно значение ΔG , тем менее вероятен этот процесс.

Если значение $\Delta G = 0$, то система находится в равновесии.

Если $\Delta G < 0$, то процесс термодинамически вероятен, причем, чем более отрицательно значение ΔG , тем более вероятен этот процесс.

Энергия Гельмгольца

Величина $F = U - TS$ является функцией состояния системы и носит название изохорно-изотермического потенциала или **энергии Гельмгольца** (размерность энергии (Дж)). При постоянном объеме и температуре энергия Гельмгольца может служить признаком наличия равновесия или самопроизвольности процессов. При равновесии она постоянна и минимальна по величине. Самопроизвольно могут протекать только процессы, которые приводят к ее убыли.