## Занятие 1.2 Второе начало термодинамики. Энтропия. Теплоемкость. Закон Кирхгоффа

**Цели занятия**

1. Научиться производить термохимические расчеты, используя термодинамические свойства химических веществ, применять их для вычисления энергетического баланса биохимических процессов и прогнозирования их направленности.

2. Научиться определять экспериментальным путем энтальпии реакций нейтрализации, растворения, гидратации.

**Основные понятия, необходимые для изучения темы**

1. Энтальпия.
2. Закон Гесса и следствия из него.

**Структура занятия**

I. Входной контроль (оценка исходного уровня знаний – письменный опрос)

II. Основная часть (изучение нового материала)

III. Решение задач (закрепление изученного материала)

**Вопросы для самоподготовки к занятию**

1. Обратимые и необратимые процессы. Самопроизвольные процессы. Значение 2–го начала термодинамики. Необратимость самопроизвольных процессов.
2. Второе начало термодинамики: формулировки Клаузиуса и Томсона.
3. Свободная и связанная энергия.
4. Энтропия. Энтропия с точки зрения классической термодинамики (энтропия, как мера связанной энергии).
5. Стандартная энтропия. Расчет изменения энтропии в процессе химической реакции.
6. Энтропия с точки зрения статистической термодинамики (энтропия, как мера вероятности, неупорядоченности системы).
7. Свойства энтропии. Предсказание знака энтропии в химической реакции по изменению объема.
8. Энтропия как критерий самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах.
9. Третий закон термодинамики. Абсолютная и стандартная энтропия.
10. Энтальпийный и энтропийный факторы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса; связь между ними.
11. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Химический потенциал.

 **Задачи для самоконтроля к занятию**

1. Вычислите стандартную энтропию реакции

C2H4 г. + H2O ж. ↔ C2H5OH ж.

1. Вычислите стандартную энтропию реакции

2NH2CH2COOH тв. ↔ NH2CONHCH2COOH тв. + H2O ж.

1. Определите, возможно, ли при стандартных условиях окисление оксида углерода (II) кислородом до оксида углерода (IV). Какой фактор энтальпийный или энтропийный – определяет знак ∆G реакции при 298К?

**При решении проблемно-ситуационной задачи воспользуйтесь предложенным алгоритмом решения:**

Рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции

2СО(г) + SО2 (г) →S (ромб) + 2СО2 (г), используя справочные данные стандартных величин веществ [(Приложение 2)](#приложение). Определить идет ли реакция самопроизвольно в стандартных условиях.

**Дано:**

ΔH0(S)= 0 кДж/моль

ΔH0(CO)=-110,52 кДж/моль

ΔH0(SO2)=-296,9 кДж/моль

*ΔH0(*CO2)=-393,51кДж/моль

*ΔS0*(CO)=-137,14 Дж/мольК

*ΔS0*(SO2)=-300,21Дж/мольК

*ΔS0*(S)=31,88 Дж/мольК

*ΔS0(*CO2)=-394,38Дж/мольК

**Найти:** *ΔG=?*

**Решение:**

2СО(г) + SО2(г) →S ( ромб) + 2СО2(г)

*ΔHр-ции=ΣHкон–ΣHисх* кДж/моль

*ΔHр-ции*=2·*ΔH0*(CO2)+*ΔH0*(S)—(*ΔH0*(SO2)+2·*ΔH0*(CO)=

= 2·(-393,51) + 0 – ((-296,9) + 2·(-110,52) = -269,08 кДж/моль

*ΔSр-ции=ΣS0кон– ΣS0исх*Дж/(моль·K)

*ΔSр-ции*= 2·*ΔS0*(CO2)+*ΔS0*(S)—*ΔS0*(SO2)— 2·*ΔS0*(CO)= 2·(-394,38Дж) + 31,88 – (-300,21 +2·(-137,14)) =

=-182,39 Дж/(моль·K)=- 0,18239 кДж/(моль·K)

*ΔG= ΔH–TΔS*=-269,08–298\*(-0,18239)=

=-214,73 кДж/моль

При Т=298°К, *ΔG*< 0 – реакция идет самопроизвольно

**Ответ:** *ΔG=-214,73*кДж/моль

При Т=298°К, *ΔG*< 0 – реакция не идет самопроизвольно.