

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T). Энергия Гиббса как мера химического сродства. Изменение энергии Гиббса в различных процессах, энтропийный и энтальпийный факторы. Вычисление ΔG°_{298} и ΔS°_{298} процессов по справочным данным.

Основные понятия

Самопроизвольными называются процессы, протекающие самопроизвольно, т.е. без привлечения работы извне (переход теплоты от горячего тела к холодному, реакция нейтрализации, взрыв смеси водорода и кислорода).

Основные понятия

Несамостоятельными называются процессы, для протекания которых необходима затрата работы извне (переход теплоты от холодного тела к горячему, распад воды на водород и кислород при комнатной температуре).

Основные понятия

Под химически обратимыми
понимают реакции, которые могут
идти в прямом и обратном
направлениях.

Основные понятия

Термодинамически обратимыми называют равновесные процессы, протекающие в прямом, а затем — обратном направлениях так, что не только система, но и окружающая среда возвращается в исходное состояние.

Основные понятия

Равновесные процессы – процессы, проходящие через одни и те же состояния, бесконечно близкие к равновесию (являются идеальными, гипотетическими). Примеры:
плавление и кипение.

Реальные, т.е. самопроизвольные процессы, в той или иной степени не являются равновесным.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Энтропия S – термодинамическая функция, характеризует меру неупорядоченности (хаотичности) состояния системы.

Единицы измерения энтропии – $[\text{Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})]$.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Энтропия (как и энтальпия и внутренняя энергия) является *функцией состояния*.

Она **зависит от природы вещества, его агрегатного состояния**, а также от параметров состояния: *температуры и давления*.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

$S = k \ln W$, где

k — константа Больцмана

$$k = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} / \text{К}$$

S — энтропия 1 моль вещества

W — термодинамическая
вероятность

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Наблюдаемое (макроскопическое) состояние системы может существовать при различных распределениях молекул (частиц) по скоростям и координатам, т.е. реализуется различными микросостояниями.

W – число таких микросостояний, которыми реализуется данное макросостояние.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

При уменьшении температуры, уменьшается число распределений частиц системы по координатам и скоростям, т.е. W уменьшается.

При $T \rightarrow 0 \text{ К}$, $W \rightarrow 1$, $S \rightarrow 0$

$W \rightarrow 1$, т.е. данное макросостояние реализуется *одним единственным* распределением частиц по координатам и скоростям.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Из этого соотношения следует третий закон термодинамики:

При 0 К энтропия правильно образованного (идеального) кристалла любого простого вещества или соединения в чистом состоянии равна нулю.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Равенство нулю энтропии при 0 К позволяет определить **абсолютные величины энтропий** веществ, в частности на основе экспериментальных данных о температурной зависимости **теплоемкости**

$$S_T = \int_0^T \frac{c_p}{T} dT,$$

где c_p — теплоемкость при $p=\text{const}$.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Если вещество находится в стандартном состоянии, то оно характеризуется стандартной энтропией.

В таблице приведены величины стандартных энтропий некоторых веществ и ионов при 298,15 К (S°_{298}).

Стандартные энтропии некоторых веществ при 298,15 К

Вещество	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{к})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	
$S^{\circ}_{298},$ Дж/(моль*К)	39,3	70,0	188,7	...
Вещество	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$	$\text{SO}_{2(\text{г})}$	$\text{SO}_{3(\text{г})}$	$\text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{г})}$
$S^{\circ}_{298},$ Дж/(моль*К)	205,7	248,1	256,7	312,0
Вещество	$\text{Na}_2\text{S}_{(\text{к})}$	$\text{Na}_2\text{SO}_{3(\text{к})}$	$\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{к})}$	$\text{Na}_2\text{SO}_{3(\text{к})}10\text{H}_2\text{O}$
$S^{\circ}_{298},$ Дж/(моль*К)	79,5	146,0	149,5	591,9

При одинаковой температуре энтропия увеличивается с ростом молярной массы

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Таким образом, энтропия *характеризует* **степень упорядоченности в системе**, в данном конкретном веществе.

Чем ниже S , тем меньше W , тем более компактно вещество, имеет большую твердость, плотность.

Кристаллические вещества характеризуются меньшей энтропией, чем аморфные вещества, энтропия растет с увеличением атомной и молярной массы.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

$$S_{\text{газа}} > S_{\text{жид.}} > S_{\text{крист.}}$$

Это позволяет проводить оценку знака величины ΔS процесса, которая рассчитывается согласно соотношению:

$$\Delta S_{\text{реак}} = \sum_i n_i S_i(\text{прод}) - \sum_j n_j S_j(\text{исх. в-в})$$

n_i, n_j – коэффициенты в уравнении

Стандартные энтропии **простых веществ** при $T > 0 \text{ К}$ **не равны нулю.**

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).



ΔS определяем по знаку

ΔV (изменение объема системы в результате процесса).

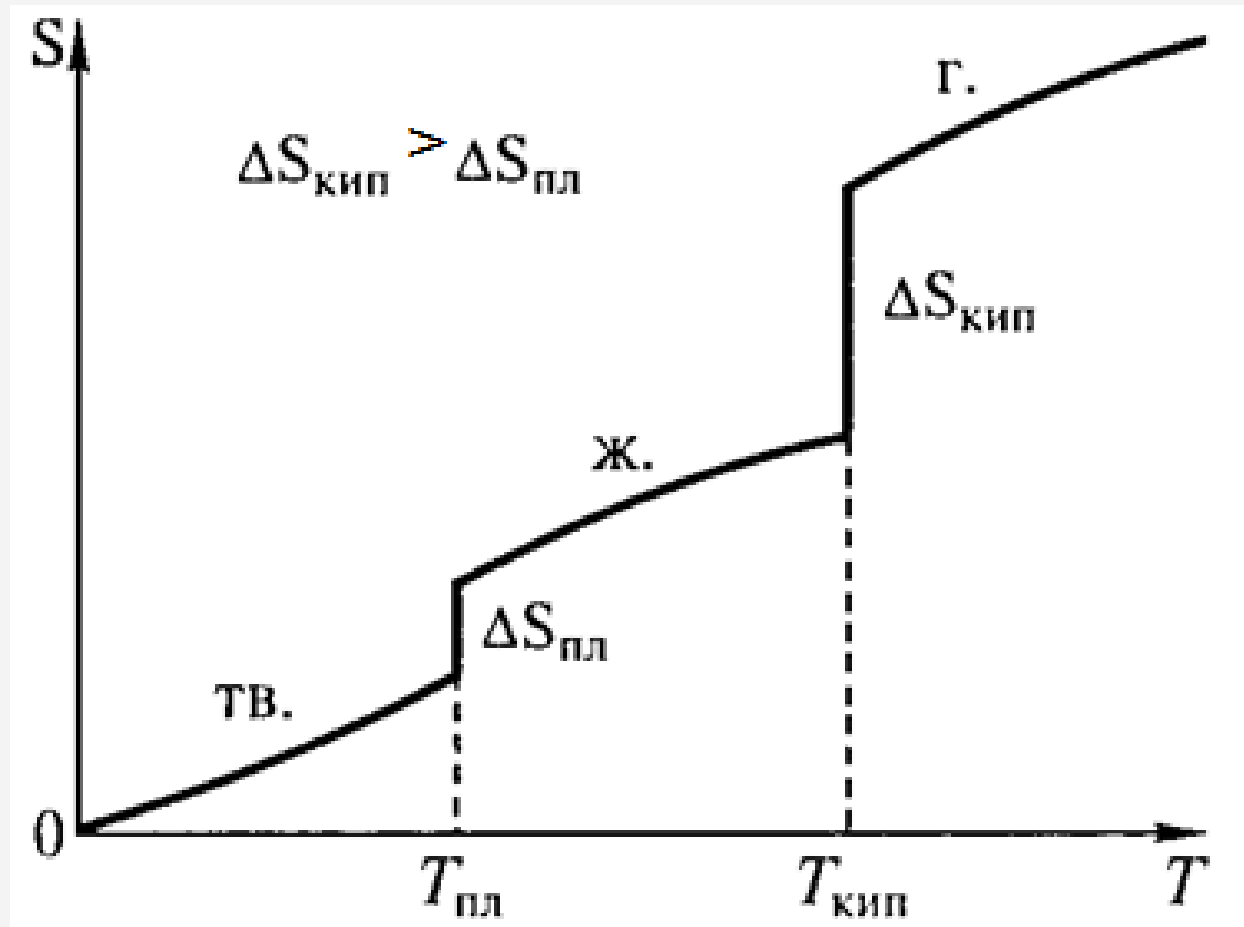
Знак ΔV определяем по изменению количества газообразного вещества ($\Delta n_{\text{г}}$).

$$\Delta n_{\text{г}} = 1; \Delta V > 0, \Delta S > 0.$$



$$\Delta n_{\text{г}} = 1 - 2 = -1; \Delta V < 0, \Delta S < 0.$$

Температурная зависимость энтропии (энтропия увеличивается с ростом температуры):



Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Стандартная энтропия образования $\Delta S^\circ_{\text{обр.}, 298}$ ($\Delta S^\circ_{\text{f}, 298}$) – это изменение энтропии в процессе образования 1 моль данного вещества, находящегося в стандартном состоянии, из простых веществ, также находящихся в стандартном состоянии.

Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Для изолированной системы, в которой протекают обратимые процессы, энтропия постоянна ($\Delta S=0$) и возрастает ($\Delta S>0$) в необратимом (реальном, самопроизвольном) процессе.

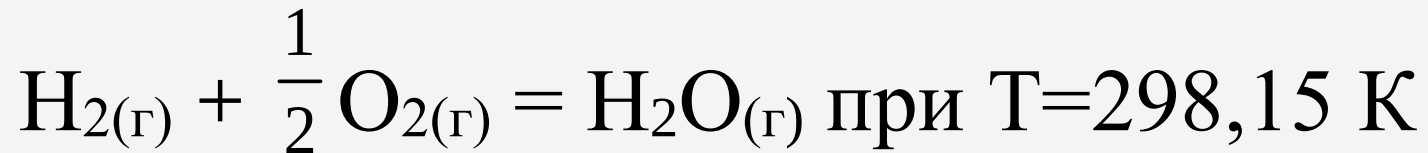
Понятие об энтропии, абсолютная энтропия веществ (S°_T) и энтропия процессов (ΔS°_T).

Критерий самопроизвольного протекания процессов: *в изолированной системе самопроизвольно идут процессы, приводящие к росту энтропии.*

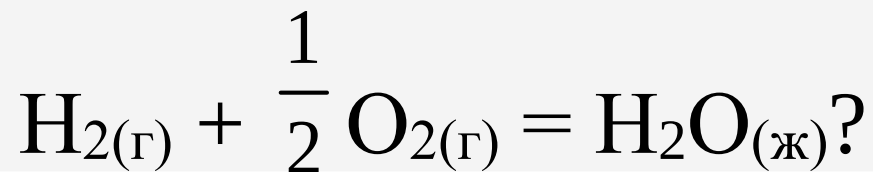
Т.е. самопроизвольное течение процесса будет возможно до тех пор, пока энтропия не достигнет максимального значения. Данный критерий весьма ограниченный, т.к. изолированные системы крайне редки.

Задача 1

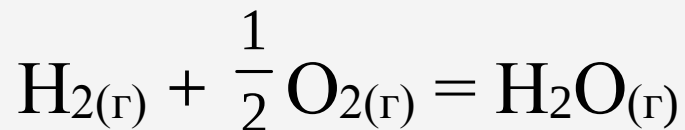
Найдите изменение энтропии в процессе:



Будет ли отличаться от найденной величины изменение энтропии в реакции:



Задача 1. Решение

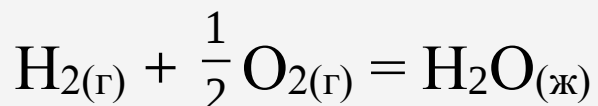


Вещество	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{O}_{2(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
S° , Дж/моль·К	130,52	205,04	188,72	70,08

$$\begin{aligned}\Delta S^\circ_{298} &= S^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - S^\circ(\text{H}_{2(\text{г})}) - \frac{1}{2} S^\circ(\text{O}_{2(\text{г})}) = \\ &= 188,72 - 130,52 - \frac{1}{2} \cdot 205,04 = -44,32 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}\end{aligned}$$

Задача 1. Решение

$S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) < S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})})$, следовательно ΔS°_{298} , проц. будут отличаться.

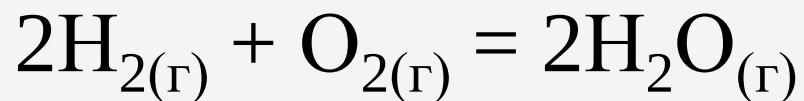


Вещество	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{O}_{2(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
S° , Дж/моль·К	130,52	205,04	188,72	70,08

$$\begin{aligned}\Delta S^{\circ}_{298} &= S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - S^{\circ}(\text{H}_{2(\text{г})}) - \frac{1}{2} S^{\circ}(\text{O}_{2(\text{г})}) = \\ &= 70,08 - 130,52 - \frac{1}{2} \cdot 205,04 = -162,96 \text{ Дж/моль·К}\end{aligned}$$

Задача 1. Решение

Будет ли отличаться от величины, найденной в первом примере, изменение энтропии в процессе:

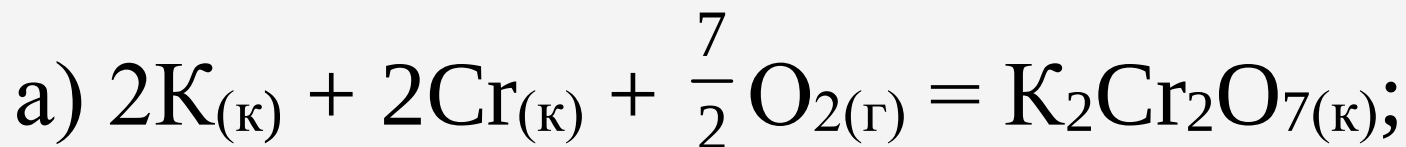


Да, в 2 раза, т.к. энтропия вещества пропорциональна числу молей.

Задача 2.

Рассчитайте стандартную энтропию образования бихромата калия и H_2S . Отличаются ли эти величины от стандартной энтропии этих соединений.

Задача 2. Решение

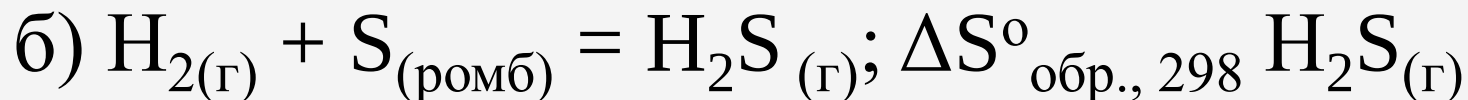


$\Delta S^{\circ}_{\text{обр., 298}} (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{к})}) ?$

Вещество	$\text{K}_{(\text{к})}$	$\text{Cr}_{(\text{к})}$	$\text{O}_{2(\text{г})}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{к})}$
$S^{\circ}_{298}, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$	64,68	23,6	205,04	291,0

$$\begin{aligned}\Delta S^{\circ}_{\text{обр., 298}} (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{к})}) &= S^{\circ}_{298}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(\text{к})}) - 2S^{\circ}_{298}(\text{K}_{(\text{к})}) - \\ &- 2S^{\circ}_{298}(\text{Cr}_{(\text{к})}) - \frac{7}{2} S^{\circ}_{298}(\text{O}_{2(\text{г})}) = 291,0 - 2 \cdot 64,68 - 2 \cdot 23,6 - \\ &- \frac{7}{2} \cdot 205,04 = - 603,2 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}\end{aligned}$$

Задача 2. Решение



Вещество	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{S}_{(\text{ромб})}$	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$
$S^{\circ}_{298}, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$	130,52	31,9	205,69

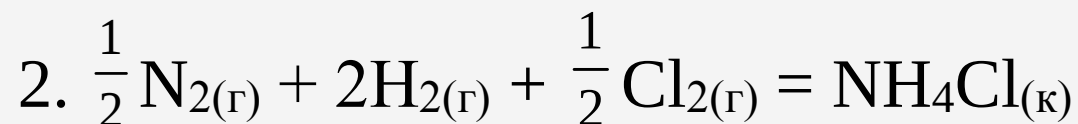
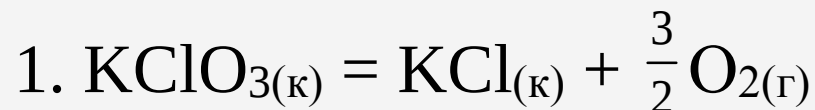
$$\begin{aligned} \Delta S^{\circ}_{\text{обр., 298}} (\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}) &= S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}) - S^{\circ}_{298}(\text{H}_{2(\text{г})}) - S^{\circ}_{298}(\text{S}_{(\text{ромб})}) = \\ &= 205,69 - 130,52 - 31,9 = 43,27 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К} \end{aligned}$$

Видно, что стандартные энтропии образования соединений отличаются от стандартных энтропий и по величине и по знаку.

$\Delta S^{\circ}_{\text{обр.}}$ может быть >0 , <0 и $=0$, а $S^{\circ}_{\text{T}} > 0$.

Задача 3

Пользуясь справочными данными, определите возможность самопроизвольного протекания при 298,15 К следующих процессов в **изолированной системе**:



Задача 3. Решение

Вещество	$\text{KClO}_{3(\text{к})}$	$\text{KCl}_{(\text{к})}$	$\text{O}_{2(\text{г})}$	$\text{N}_{2(\text{г})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{Cl}_{2(\text{г})}$	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}$
S° , Дж/моль·К	143,0	82,6	205,04	191,5	130,5	223,0	95,8

Для изолированной системы самопроизвольно протекают процессы, если $\Delta S > 0$.

$$\Delta S^\circ_1 = S^\circ(\text{KCl}_{(\text{к})}) + \frac{3}{2} S^\circ(\text{O}_{2(\text{г})}) - S^\circ(\text{KClO}_{3(\text{к})}) = 82,6 + \frac{3}{2} \cdot 205,04 - 143,0 =$$

$= 247,1 \text{ Дж/К} > 0$ – протекает самопроизвольно в изолированной системе

$$\Delta S^\circ_2 = S^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}) - \frac{1}{2} S^\circ(\text{N}_{2(\text{г})}) - 2S^\circ(\text{H}_{2(\text{г})}) - \frac{1}{2} S^\circ(\text{Cl}_{2(\text{г})}) = 95,8 - \frac{1}{2} \cdot 191,5 -$$

$2 \cdot 130,5 - \frac{1}{2} 223,0 = -372,5 \text{ Дж/К} < 0$ – Не протекает самопроизвольно в изолированной системе

Энергия Гиббса

G – функция состояния системы,
называемая энергией Гиббса.

$$G = H - TS$$

Единицы измерения **G** – [кДж/моль].

Полная энергия системы (**H**) складывается
из свободной (**G**) и связанной (**TS**)
энергий: $H = G + TS$

Смысл энтропии – определяет величину
связанной энергии (**TS**) системы

Энергия Гиббса

Абсолютное значение энергии Гиббса определить невозможно, но можно вычислить изменений ΔG в результате протекания процесса:

$$\Delta G_{\text{реак}} = \sum_i n_i \Delta G_{\text{обр } i}(\text{прод}) - \sum_j n_j \Delta G_{\text{обр } j}(\text{исх. в-в})$$

n_i, n_j — коэффициенты в уравнении

Энергия Гиббса

Стандартная энергия Гиббса образования

$\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}, 298}$ ($\Delta G^{\circ}_{\text{f}, 298}$) – это изменение энергии Гиббса в процессе образования 1 моль данного вещества, находящегося в стандартном состоянии, из простых веществ, также находящихся в стандартном состоянии, причем простые вещества присутствуют в наиболее термодинамически устойчивых состояниях при данной температуре.

Энергия Гиббса

Стандартная энергия Гиббса образования простых веществ **равна нулю по определению (для наиболее устойчивых их модификаций при данной температуре).**

Энергия Гиббса

Критерий самопроизвольного протекания процесса: при $p=\text{const}$ и $T=\text{const}$ самопроизвольно протекают только процессы, сопровождающиеся уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G < 0$).

При достижении *равновесия* в системе $\Delta G = 0$.

При протекании *обратимых химических реакций* энергия Гиббса неизменна $\Delta G = 0$.

Энтальпийный и энтропийный факторы и направление процесса

Проанализируем уравнение:

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}_T$$

ΔH°_T – энтальпийный фактор

$T\Delta S^{\circ}_T$ – энтропийный фактор

Энтальпийный и энтропийный факторы и направление процесса

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}_T$$

1. Если $\Delta H^{\circ}_T < 0$, $\Delta S^{\circ}_T > 0$, то $\Delta G^{\circ}_T < 0$ всегда

(процесс протекает самопроизвольно при любой температуре).

2. Если $\Delta H^{\circ}_T > 0$, $\Delta S^{\circ}_T < 0$, то $\Delta G^{\circ}_T > 0$ всегда

(процесс **не протекает** самопроизвольно ни при какой температуре).

3. Если $\Delta H^{\circ}_T < 0$, $\Delta S^{\circ}_T < 0$, то $\Delta G^{\circ}_T < 0$ при $|\Delta H^{\circ}_T| > |T\Delta S^{\circ}_T|$

(процесс идет при низкой температуре за счет **энтальпийного фактора**).

4. Если $\Delta H^{\circ}_T > 0$, $\Delta S^{\circ}_T > 0$, то $\Delta G^{\circ}_T < 0$ при $|T\Delta S^{\circ}_T| > |\Delta H^{\circ}_T|$

(процесс идет при высокой температуре за счет **энтропийного фактора**).

Энергия Гиббса

Отметим, что

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}_T,$$

но

$$\Delta G^{\circ}_T \neq \Delta H^{\circ}_T - TS^{\circ}_T$$

Энергия Гиббса

В интервале температур порядка сотен Кельвинов температурная зависимость ΔH и ΔS невелика и ею можно пренебречь.

Т.е. соотношение $\Delta G^\circ_T = \Delta H^\circ_T - T\Delta S^\circ_T$ заменяется приближенным:

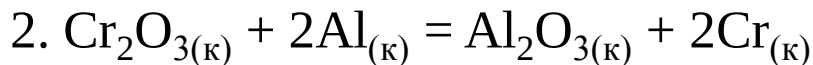
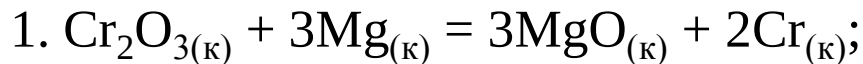
$$\Delta G^\circ_T \approx \Delta H^\circ_{298} - T\Delta S^\circ_{298}$$

Это выражение позволяет оценивать значение энергии Гиббса при температурах, отличных от 298,15 К.

Задача 4

На основе расчетов с использованием термодинамических величин покажите, чем эффективнее восстанавливать при 298,15 К $\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}$ до металла – алюминием или магнием?

Задача 4. Решение



Вещество	$\text{MgO}_{(\text{к})}$	$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	$\text{Cr}_{(\text{к})}$	$\text{Mg}_{(\text{к})}$	$\text{Al}_{(\text{к})}$	$\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}$
$\Delta G^\circ_{\text{обр, 298}},$ кДж/моль	-569,3	-1582,3	0	0	0	-1059,0

$$\Delta G^\circ_1 = 2\Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Cr}_{(\text{к})}) + 3\Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{MgO}_{(\text{к})}) - 3\Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Mg}_{(\text{к})}) - \Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}) = 3 \cdot (-569,3) - (-1059,0) = -648,9 \text{ кДж}$$

$$\Delta G^\circ_2 = 2\Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Cr}_{(\text{к})}) + \Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}) - 2\Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Al}_{(\text{к})}) - \Delta G^\circ_{\text{обр, 298}}(\text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}) = -1582,3 - (-1059,0) = -523,3 \text{ кДж}$$

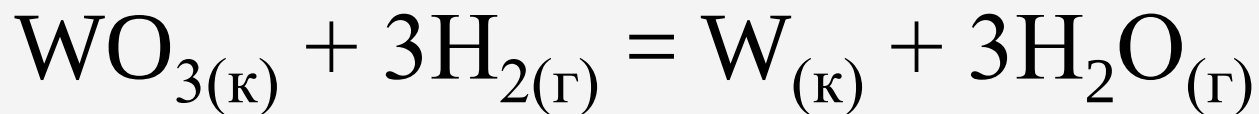
Самопроизвольно протекают два процесса, т.к. $\Delta G^\circ < 0$.

Учитывая, что ΔG° процесса с **Mg** более **отрицательно**, можно сделать вывод, что восстановление магнием более эффективно.

Задача 5.

На основе справочных данных
оцените температуру
восстановления $\text{WO}_{3(\text{к})}$ водородом.

Решение:



Проверим, идет ли самопроизвольно
реакция при 298,15 К.

Задача 5. Решение

Для этого определим по справочным данным $\Delta G^{\circ}_{298, \text{х.р.}}$

Вещество	$W_{(к)}$	$H_2O_{(г)}$	$H_{2(г)}$	$WO_{3(к)}$
$\Delta G^{\circ}_{\text{обр}, 298, \text{кДж/моль}}$	0	-228,6	0	-736,8

$$\begin{aligned}\Delta G^{\circ}_{298, \text{х.р.}} &= \Delta G^{\circ}_{\text{обр}, 298} (W_{(к)}) + 3\Delta G^{\circ}_{\text{обр}, 298} (H_2O_{(г)}) - \\ &\quad - 3\Delta G^{\circ}_{\text{обр}, 298} (H_{2(г)}) - \Delta G^{\circ}_{\text{обр}, 298} (WO_{3(к)}) = \\ &= 3 \cdot (-228,6) - (-736,8) = 78,0 \text{ кДж}\end{aligned}$$

$\Delta G^{\circ}_{298, \text{х.р.}} > 0$, реакция **не идет** самопроизвольно при 298,15 К.

С ростом температуры отрицательный энтропийный вклад увеличивается и энергия Гиббса станет < 0 .

Задача 5. Решение

Учитывая, что

$\Delta H^\circ_T \approx \Delta H^\circ_{298}$ и $\Delta S^\circ_T \approx \Delta S^\circ_{298}$, получаем

$$\Delta G^\circ_T \approx \Delta H^\circ_{298} - T\Delta S^\circ_{298}$$

Граница начала самопроизвольного протекания процесса $\Delta G^\circ_T = 0$.

$$\Delta H^\circ_{298} - T\Delta S^\circ_{298} = 0$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ_{298}}{\Delta S^\circ_{298}}$$

Задача 5. Решение

Для нахождения температуры, по справочным данным определим $\Delta H^{\circ}_{298, \text{х.р.}}$ и $\Delta S^{\circ}_{298, \text{х.р.}}$.

Вещество	$W_{(\text{к})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{WO}_{3(\text{к})}$
$\Delta H^{\circ}_{\text{обр}, 298, \text{кДж/моль}}$	0	-241,8	0	-842,7
$S^{\circ}_{298, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}}$	32,7	188,7	130,5	76,0

$$\begin{aligned}\Delta H^{\circ}_{298, \text{х.р.}} &= \Delta H^{\circ}_{\text{обр}, 298} (W_{(\text{к})}) + 3\Delta H^{\circ}_{\text{обр}, 298} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - \\ &\quad - 3\Delta H^{\circ}_{\text{обр}, 298} (\text{H}_{2(\text{г})}) - \Delta H^{\circ}_{\text{обр}, 298} (\text{WO}_{3(\text{к})}) = \\ &= 3 \cdot (-241,8) - (-842,7) = 117,3 \text{ кДж}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta S^{\circ}_{298, \text{х.р.}} &= S^{\circ}_{298} (W_{(\text{к})}) + 3S^{\circ}_{298} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) - 3S^{\circ}_{298} (\text{H}_{2(\text{г})}) - \\ &\quad - S^{\circ}_{298} (\text{WO}_{3(\text{к})}) = 32,7 + 3 \cdot 188,7 - 3 \cdot 130,5 - 76,0 = 131,3 \\ &\text{Дж/К}\end{aligned}$$

Задача 5. Решение

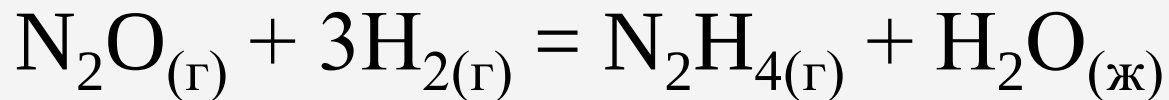
Учитывая перевод кДж в Дж (!!!),
получаем:

$$T = \frac{117300}{131,3} = 893 \text{ K}$$

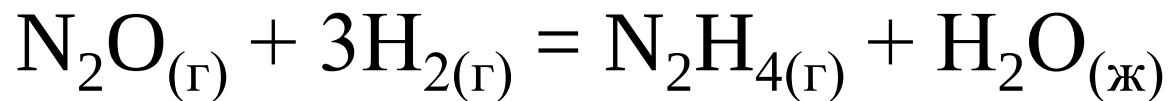
При температуре $T=893 \text{ K}$ ($620 \text{ }^{\circ}\text{C}$) и выше
возможно самопроизвольное протекание
процесса.

Задача 6.

Пользуясь справочными данными по $\Delta G^\circ_{\text{обр}, 298}$ и S°_{298} определите ΔH°_{298} химической реакции:



Задача 6. Решение



Вещество	$\text{N}_2\text{H}_{4(\text{г})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$	$\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$
$\Delta G^\circ_{\text{обр}, 298, \text{ кДж/моль}}$	159,10	-237,23	0	104,12
$S^\circ_{298, \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}}$	238,50	69,95	130,52	219,83

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ_{298, \text{х.р.}} &= \Delta G^\circ_{\text{обр}, 298} (\text{N}_2\text{H}_{4(\text{г})}) + \Delta G^\circ_{\text{обр}, 298} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - \\ &\quad 3\Delta G^\circ_{\text{обр}, 298} (\text{H}_{2(\text{г})}) - \Delta G^\circ_{\text{обр}, 298} (\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}) = \\ &= 159,10 + (-237,23) - 104,12 = -182,25 \text{ кДж}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta S^\circ_{298, \text{х.р.}} &= S^\circ_{298} (\text{N}_2\text{H}_{4(\text{г})}) + S^\circ_{298} (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - 3S^\circ_{298} (\text{H}_{2(\text{г})}) - \\ &\quad S^\circ_{298} (\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}) = 238,50 + 69,95 - 3 \cdot 130,52 - 219,83 = \\ &= -302,94 \text{ Дж/К}\end{aligned}$$

Задача 6. Решение

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T\Delta S^{\circ}_{298}$$

$$\Delta H^{\circ}_{298} = \Delta G^{\circ}_{298} + T\Delta S^{\circ}_{298}$$

Учитывая перевод кДж в Дж (!!!),
получаем:

$$\begin{aligned}\Delta H^{\circ}_{298} &= -182,25 \cdot 10^3 + 298,15 \cdot (-302,94) = \\ &= -272530 \text{ Дж} = -272,53 \text{ кДж}\end{aligned}$$

yulyart@muctr.ru