

ГОУ ВПО «Донбасская Национальная академия строительства и архитектуры»,

кафедра «Прикладная химия»

Курс лекций по дисциплине «Химия»

для студентов 1 курса

Направление подготовки – 08.03.01 Строительство



Лекция №2 «Химическая термодинамика. Термохимия»



Составил:
Ташкинов Ю.А.

Макеевка, 2021



Химическая Термодинамика

раздел химии, изучающий взаимные превращения энергии, теплоты и работы в термодинамических системах разных типов, переходы энергии из одной формы в другие и от одной совокупности тел к другим, а также возможность, направление и глубину осуществления химических и фазовых процессов в данных условиях.

Изучением тепловых эффектов реакций занимается **термохимия**. В термохимии тепловой эффект реакции обозначается Q и выражается в **кДж**.



Состояние системы определяется **термодинамическими параметрами состояния** – температурой, давлением, концентрацией, объемом и т. д. Система характеризуется, кроме того, такими свойствами как внутренняя энергия U , энтальпия H , энтропия S , энергия Гиббса G .





В химии чаще всего рассматривают **изобарические процессы** ($P = \text{const}$), и тепловой эффект в этом случае называют изменением энтальпии системы или *энтальпией процесса*:

$$Q_p = \Delta H$$

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$



- **Энтальпия** имеет размерность энергии (кДж). Ее величина пропорциональна количеству вещества; энтальпия единицы количества вещества (моль) измеряется в кДж·моль⁻¹.
- В термодинамической системе выделяющуюся теплоту химического процесса условились считать отрицательной (**экзотермический процесс, $\Delta H < 0$**), а поглощение системой теплоты соответствует **эндотермическому процессу, $\Delta H > 0$** .





Вещество	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль·К)
$Al_{(к)}$	0	28,31
$Al_2O_{3(к)}$	-1676,0	50,9
$C_{(графит)}$	0	5,74
$CaO_{(к)}$	-635,1	39,7
$CaCO_{3(к)}$	-1207,0	88,7
$Ca_3(PO_4)_2(к)$	-4125,0	240,9
$CO_{2(г)}$	-393,5	213,6
$CO_{(г)}$	-110,5	197,5
$CH_{4(г)}$	-74,85	186,16
$C_2H_{2(г)}$	226,8	200,8
$C_2H_{4(г)}$	52,28	219,4
$Cl_{2(г)}$	0	222,9
$CuCl_{2(к)}$	-205,9	113,0
$CuO_{(к)}$	-162,0	42,6
$F_{2(г)}$	0	202,9
$Fe_{(к)}$	0	27,15
$FeO_{(к)}$	-264,8	60,8





Закон Гесса:

«Тепловой эффект (энтальпия) процесса зависит только от начального и конечного состояния и не зависит от пути перехода его из одного состояния в другое».

Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования всех продуктов реакции минус сумма теплот образования всех реагентов:

$$Q_p = Q_{\text{обр.}}(\text{продуктов}) - Q_{\text{обр.}}(\text{реагенты})$$



ледствия закона

Гесса



- 1) Тепловой эффект реакции равняется разности сумм теплот образования конечных продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов этих веществ в уравнении реакции:

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum(n_i \Delta H)^{\text{обр}}_{\text{продукт}} - \sum(n_i \Delta H)^{\text{обр}}_{\text{исх}}$$

- 2) Тепловой эффект реакции сгорания равняется разности сумм теплот сгорания конечных продуктов реакции и исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов этих веществ в уравнении реакции сгорания:

$$\Delta H_{\text{реак}} = \sum(n_i \Delta H)^{\text{сгор}}_{\text{прод}} - \sum(n_i \Delta H)^{\text{сгор}}_{\text{исх}}$$

$$\Delta G_{\text{реакц}} = \sum n_i \Delta G_{298, \text{прод}}^{\text{обр}} - \sum n_i \Delta G_{298, \text{исх}}^{\text{обр}}$$



- **Энтропия (мольная) - S'** - это количественная мера беспорядка (неупорядоченности) системы. Она измеряется в Дж/моль·К; чем это величина больше тем беспорядок в системе больше. Расчет изменения энтропии в системе производится по формуле (4.8):

$$\Delta S = \sum nS_{\text{прод}} - \sum nS_{\text{исх}}$$

- При $T = \text{const}$ $P = \text{const}$ эта энергия называется **энергией Гиббса, или изобарно-изотермическим потенциалом**, который является функцией состояния

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

- В случаях, если V и T постоянные - эта энергия носит название **энергии Гельмгольца, или изохорно-изотермического потенциала**, который тоже является функцией состояния при определенных условиях

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S$$

Не беспорядок, а **ЭНТРОПИЯ**





Химические процессы самопроизвольно идут только в таких направлениях, где энергия Гиббса уменьшается ($\Delta G < 0$)

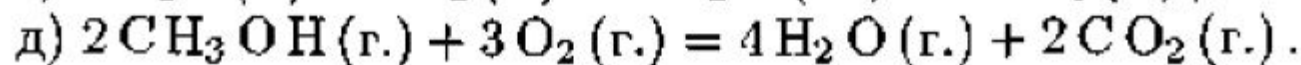
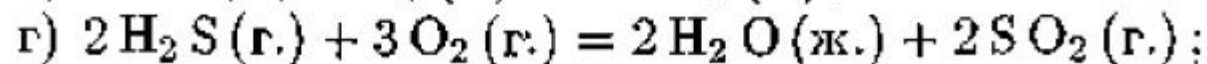
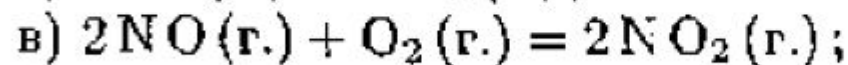
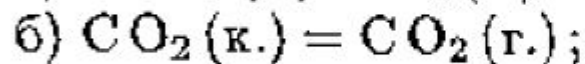
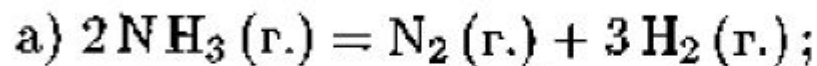
$T \geq \Delta H / \Delta S$ Для любой из этих формул $\Delta H > 0$		$T \leq \Delta H / \Delta S$ Имеем также два случая или $\Delta H < 0$	
$\Delta H > 0$	$\Delta H < 0$	$\Delta H > 0$	$\Delta H < 0$
Видим, что если $\Delta H > 0$ и $\Delta S > 0$, то реакция протекает при больших температурах, при низких - нет, температура начала реакции равняется $T \geq \Delta H / \Delta S$	Если $\Delta S > 0$ и $\Delta H < 0$. Поскольку T не может быть отрицательной, то из (4.14.) вытекает, что в этом случае реакция может протекать при любой температуре	Если $\Delta S < 0$ и $\Delta H > 0$, а поскольку температура не может быть отрицательной, то в этом случае реакция не может протекать ни при каких условиях (при любых условиях) никогда.	Если $\Delta S < 0$ и $\Delta H < 0$. Из этого явствует, что реакция может протекать только при маленьких T , при больших - нет. Интервал T при которых идет реакция $0 < T \leq \Delta H / \Delta S$





Пример

303. Не производя вычислений, установить знак ΔS° следующих процессов:





ВЫСОТА	H	ЭНТАЛЬПИЯ
ГРАВ.ПОСТОЯННАЯ	G	ЭНЕРГИЯ ГИББСА
ПЛОЩАДЬ	S	ЭНТРОПИЯ
КОЭФ.ЖЕСТКОСТИ	K	КОНСТАНТА РАВНОВЕСИЯ
МОДУЛЬ ЮНГА	E	ЭЛ. ПОТЕНЦИАЛ
ИНДУКЦИЯ	V	ОСНОВАНИЕ
УД.ТЕПЛОЕМКОСТЬ	C	МОЛ.ТЕПЛОЕМКОСТЬ
МОМЕНТ ИНЕРЦИИ	I	ЙОД
СИЛА!!!	F	ЭНЕРГИЯ ГЕЛЬМГОЛЬЦА
СИЛА РЕАКЦИИ ОПОРЫ	N	АЗОТ!
МЕХ.РАБОТА	W	ТЕРМ.ВЕРОЯТНОСТЬ
КОЭФ.ТРЕНИЯ	μ	МОЛЯРНАЯ МАССА



K ЛЮБИМАЯ КОНСТАНТА **R**

Нормальный
человек

Физхимик





Спасибо за
внимание

