

ЗАНЯТИЕ №3

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Вопросы к занятию

1. Предмет химической термодинамики. Основные термодинамические понятия (система, состояния, параметры и функции состояния).
2. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия.
3. Закон Гесса и его следствия.
4. Второе начало термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса.
5. Критерии и направления самопроизвольных процессов. Термодинамические условия равновесия.
6. Константа химического равновесия и способы её выражения.
7. Термодинамика процесса растворения.
8. Применение основных законов термодинамики к живым организмам и биосистемам.

§1. Основные понятия термодинамики

Термодинамика изучает законы, которые описывают энергетические превращения, сопровождающие физические, химические и биологические процессы.

Процесс – это переход системы из одного состояния в другое, сопровождающийся необратимым или обратимым изменением хотя бы одного параметра, характеризующего данную систему.

Термодинамика изучает все объекты, рассматривая их особой структурой, называемой системой.

Системой называют тело или группу взаимодействующих тел, фактически или мысленно выделяемых из окружающей среды. Исходя из характера взаимодействия различных систем с окружающей средой, их подразделяют на открытые, закрытые и изолированные системы.

Открытая система обменивается с окружающей средой энергией и веществом.

Закрытой называют систему, в которой отсутствует обмен вещества с окружающей средой, но она может обмениваться с ней энергией.

Изолированная система характеризуется отсутствием обмена энергией и веществом с окружающей средой.

Понятие изолированная система является идеальным (абстрактным), так как на практике не существует материала, который абсолютно не проводил бы теплоту. Таким образом, абсолютно изолированных систем в природе нет.

Система может быть **гомогенной** (однородной) или **гетерогенной** (неоднородной). Система является гомогенной, если все ее составные части находятся в одном агрегатном состоянии, т.е. между ними отсутствует поверхность раздела. Примером такой системы является плазма крови. В гетерогенной системе можно выделить поверхность раздела между различными составляющими этой системы, таким системам характерна неоднородность, они содержат несколько фаз. **Фаза** – однородная часть системы с одинаковыми химическими и термодинамическими свойствами, отделенная от других частей видимой поверхностью раздела, при переходе через которую физические и химические свойства резко изменяются. Различные биологические объекты, такие как, человек или клетки живых организмов являются примерами гетерогенных систем.

Реакции, протекающие в гомогенной системе, развиваются во всем ее объеме, и называются гомогенными. Реакции, происходящие на границе раздела фаз, называются гетерогенными.

Совокупность всех физических и химических свойств системы называется **состоянием системы**. Состояние системы характеризуется **параметрами**, которые подразделяются на **экстенсивные** и **интенсивные**.

Экстенсивные параметры – параметры, значения которых пропорциональны числу частиц в системе (масса, объем, количество вещества). **Интенсивные параметры** – параметры, значения которых не зависят от количества частиц в системе (температура, давление).

Параметры, описывающие состояние системы, называются **функциями**. Одним из свойств любой функции состояния является независимость ее изменения от способа, или, как говорят, от пути реализации процесса. Функции состояния могут быть использованы для создания уравнения, описывающего термодинамический процесс (закон Бойля–Мариотта, уравнение Клайперона–Менделеева). Эти уравнения позволяют описать конкретный термодинамический процесс, что и является конечной целью термодинамики.

§2. Первый закон термодинамики. Энтальпия

В 1840г. немецкий врач Юлиус Роберт Майер (1814 – 1878) работал на острове Ява. В те годы обычной медицинской процедурой было кровопускание. Майер обратил внимание на то, что венозная кровь матросов, которых он лечил, светлее, чем была в северных широтах, и близка по цвету артериальной. Майер знал: изменение окраски крови связано с поглощением кислорода (насыщенная кислородом артериальная кровь светлее лишенной кислорода венозной). Ученый смог дать правильное объяснение обнаруженному им явлению. В жарком климате для поддержания постоянной температуры тела организм должен вырабатывать меньше теплоты, поэтому на окисление пищи расходуется меньше кислорода и кровь почти не темнеет. В 1842г. Майер сформулировал важнейший для термодинамики вывод о том, что теплота и работа могут превращаться друг в друга. Кроме того, он впервые установил количественное соотношение между теплотой и работой, вычислив так называемый **механический эквивалент теплоты**.

Формулирование первого закона термодинамики завершил в 1850 г. немецкий физик Рудольф Юлиус Эмануэль Клаузиус (1822–1888). Из принципа эквивалентности теплоты и работы, заключил он, следует, что система обладает особым свойством, изменение которого равно алгебраической сумме теплоты и работы. Позднее это свойство получило название **внутренней энергии (U)**.

Одна из основных функций состояния системы – полная энергия системы E , которая представляет собой сумму трех составляющих: кинетической энергии $E_{\text{кин}}$ движущейся системы, потенциальной энергии $E_{\text{пот.}}$, обусловленной воздействием на систему внешних силовых полей, и внутренней энергии системы U :

$$E = E_{\text{кин}} + E_{\text{потен}} + U$$

При термодинамическом описании предполагают, что система находится в состоянии относительного покоя ($E_{\text{кин.}}=0$) и воздействие внешних полей пренебрежимо мало ($E_{\text{пот.}}=0$). Тогда полная энергия системы определяется запасом ее внутренней энергии ($E=U$). Для термодинамического анализа характеристической величиной является изменение внутренней энергии при переходе системы из одного состояния в другое. Внутренняя энергия, как и любое термодинамическое свойство системы, является функцией состояния, т.е. изменение ее не будет зависеть от того, через какие промежуточные стадии идет процесс, а будет определяться только исходным и конечным состоянием системы. Это положение вытекает из закона сохранения энергии, согласно которому **энергия не исчезает и не возникает вновь, а лишь переходит из одной формы в другую в строго эквивалентных соотношениях**. В соответствии с этим

законом, выражающим первое начало термодинамики, общий запас внутренней энергии остается постоянным, если отсутствует тепловой обмен с окружающей средой, т.е. в изолированных системах, в ходе процессов возможно лишь перераспределение внутренней энергии между отдельными составляющими системы.

Первый закон термодинамики является частным случаем закона сохранения энергии применительно к макроскопическим системам. Согласно первому закону термодинамики

Сообщенная системе теплота расходуется на приращение внутренней энергии и на совершение работы против внешних сил:

$$Q = \Delta U + A$$

Уравнение представляет собой математическое выражение первого начала термодинамики.

Выражение работы против внешних сил, в частности, против внешнего давления, в изобарно-изотермических условиях, в которых функционируют живые организмы, может быть записано:

$$A = p\Delta V \text{ тогда } Q = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1)$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Через U_1, U_2 обозначен запас внутренней энергии в исходном и конечном состояниях, V_1, V_2 – значения объема в исходном и конечном состояниях системы. Вводя функцию состояния системы $H = U + pV$, называемую **энтальпией (теплосодержанием)** системы получаем:

$$\Delta H = H_2 - H_1 = Q$$

Название энтальпия (от греч. «энтальпо» – «нагреваю») ввел нидерландский физик Хейке Камерлинг – Оннес (1853 – 1926).

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при проведении химических реакций в изобарно-изотермических условиях, характеризуется изменением энтальпии системы и называется **энтальпией реакции ΔH_p** .

Химические реакции, сопровождающиеся поглощением или выделением теплоты, подразделяются на **экзотермические** и **эндотермические**.

Экзотермические процессы сопровождаются выделением энергии из системы в окружающую среду. В результате таких процессов энтальпия системы уменьшается ($\Delta H < 0$).

Эндотермические процессы сопровождаются поглощением энергии системой из окружающей среды, следовательно, энтальпия системы повышается ($\Delta H > 0$).

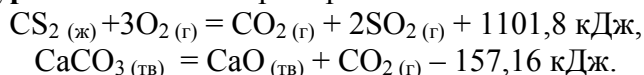
Энтальпия системы является экстенсивным параметром и зависит от количества вещества, температуры и давления, поэтому изменение энтальпии в результате химической реакции определяют при стандартных условиях.

Стандартные условия: давление – 760 мм рт. ст. = 101325 Па

Температура – 298 К \approx 25°C

Значения ΔH зависят от природы веществ, и от условий их существования, и от характера рассматриваемого процесса. Поэтому их принято унифицировать, относя к так называемому стандартному состоянию. Под последним подразумевают стандартные значения давления и температуры, для кристаллических и жидких веществ их устойчивое состояние при $p = 1$ атм., а для газов их состояние под атмосферным давлением и при условии, что они обладают свойствами, присущими им при очень низких давлениях, т.е. являются идеальными газами. Для веществ в растворе принимают их концентрацию $C(X) = 1$ моль/л, причем предполагается, что раствор ведет себя, как и при весьма небольших (точнее при бесконечно малых) концентрациях, т.е. является идеальным раствором.

Стандартная энтальпия реакции (ΔH°_p) представляет собой энергетическую характеристику химической реакции, проводимой в стандартных условиях. Химические уравнения реакции, для которых указано значение энтальпии реакции, называют **термохимическими уравнениями**. Например:



В термодинамических расчетах для оценки энергетического состояния веществ используют понятие **стандартных энтальпий** образования этих веществ.

Стандартная энтальпия образования простых веществ (ΔH°_{298}) в их наиболее термодинамически устойчивом агрегатном и аллотропном состоянии при стандартных условиях принимается равной нулю.

Стандартная энтальпия образования сложного вещества (ΔH°_{298}) равна энтальпии реакции получения 1 моль данного вещества из простых веществ при стандартных условиях (таблица 1).

Таблица 1

Значение стандартных теплот образования ΔH°_{298} , кДж/моль для некоторых веществ в газовом состоянии.

Молекулярная формула	$\Delta H^\circ_{f,298}$, кДж/моль	Молекулярная формула	$\Delta H^\circ_{f,298}$, кДж/моль
HI	26,04	H ₂ O	-242,76
CH ₄	-74,85	C ₆ H ₆	83,76
CO ₂	-393,51	Cl ₂	0
CO	-110,5	CHCl ₃	100,4
H ₂	0	HCl	92,3

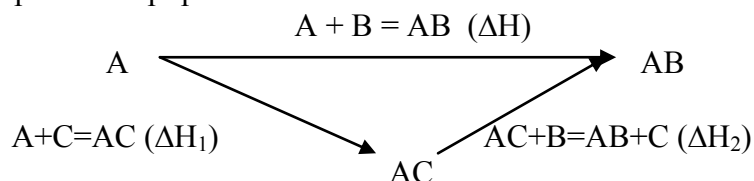
Значение стандартной энтальпии образования сложного вещества зависит от природы вещества и его агрегатного состояния. Числовые значения стандартных энтальпий образования являются справочными величинами.

§3. Закон Гесса

Важнейшим постулатом термохимии является **закон Гесса**, или закон постоянства сумм тепловых эффектов реакций, установленный в 1840 г. русским химиком Германом Ивановичем Гессом

Тепловой эффект химической реакции зависит только от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов реакции и не зависит от пути реализации процесса, т.е. от пути перехода от начального состояния к конечному.

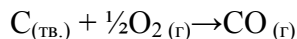
Закон Гесса можно проиллюстрировать схемой:



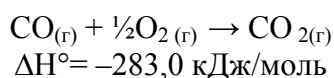
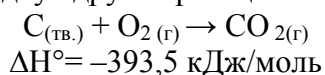
Образование соединения АВ представлено двумя путями: непосредственным синтезом из компонентов (ΔH) или через стадию образования промежуточного соединения АС (ΔH_1), которое, реагируя с В (ΔH_2) дает тот же конечный продукт. В соответствии с законом Гесса тепловой эффект прямого синтеза АВ равен сумме тепловых эффектов реакций с участием промежуточного продукта АС, т.е.

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

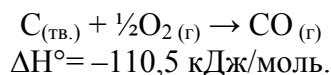
Закон Гесса, хотя и был сформулирован раньше первого закона термодинамики, по сути, является его следствием и отражает тот факт, что тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии или энтальпии, которые есть функции состояния, не зависящие от пути перехода из одного состояния в другое. Закон Гесса позволяет вычислять тепловые эффекты реакций, если по какой-либо причине это невозможно сделать экспериментально. Для этого «неизмеряемую» реакцию нужно скомбинировать из нескольких «измеряемых». Например, непосредственно измерить тепловой эффект реакции



при сжигании твердого углерода в эквивалентном количестве кислорода не удастся, поскольку наряду с CO всегда образуется и CO₂. Однако тепловой эффект данной реакции можно рассчитать, измерив его у двух других реакций:



Вычитая из первого уравнения второе, получим искомое уравнение и искомый тепловой эффект:



§4. Следствия из закона Гесса.

Энтальпия реакции образования равна разности алгебраической суммы энтальпий образования всех продуктов реакции и алгебраической суммы энтальпий образования всех исходных веществ:

$$\Delta H^{\circ} = \sum (\nu_i \Delta H_{f,i}^{\circ})_{products} - \sum (\nu_i \Delta H_{f,i}^{\circ})_{reactants}$$

где ΔH°_j , ΔH°_i – энтальпии образования продуктов реакции и исходных веществ, ν_j , ν_i – соответствующие стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции.

Причем следует учесть, что ΔH° образования простых веществ равна нулю.

Энтальпия реакции сгорания равна разности алгебраической суммы теплот сгорания исходных веществ и алгебраической суммы теплот сгорания конечных продуктов реакции:

$$\Delta H^{\circ} = \sum (\nu_i \Delta H_{c,i}^{\circ})_{reactants} - \sum (\nu_i \Delta H_{c,i}^{\circ})_{products}$$

где ΔH°_i , ΔH°_j – теплоты сгорания исходных веществ и продуктов реакции,

ν_i , ν_j – соответствующие стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции.

Причем следует учесть, что теплота сгорания высших оксидов (например, H₂O, CO₂) принимается равной нулю.

Это следствие позволяет вычислять энтальпии различных реакций (в том числе и биохимических, осуществление которых *in vitro* невозможно), используя табличные данные стандартных энтальпий образования продуктов реакции и исходных веществ (таблица 2).

Таблица 2

Значение стандартных теплот сгорания для некоторых веществ в газовом состоянии.

Молекулярная формула	$\Delta H^{\circ}_{сг. 298}$, кДж/моль	Молекулярная формула	$\Delta H^{\circ}_{сг. 298}$, кДж/моль
CH ₄	802,32	H ₂	241,84

CO ₂	0	H ₂ O	0
CO	283,00	C ₆ H ₆	3298,4

Энтальпия прямой реакции численно равна энтальпии обратной реакции, но противоположна по знаку.

$$\Delta H^{\circ}_{\text{пр. реакции}} = -\Delta H^{\circ}_{\text{обр. реакции}}$$

Например, рассчитаем стандартную энтальпию реакции фотосинтеза глюкозы, которая является обратной реакцией горения глюкозы:



Закон Гесса и следствия, вытекающие из него, широко используется для ведения термодинамических расчетов различных химических реакций.

Располагая значениями тепловых эффектов образования, сгорания, растворения, парообразования и т.д., можно с помощью закона Гесса рассчитать теплоты самых разнообразных процессов, в частности таких, экспериментальное изучение которых затруднительно или вообще невозможно.

§5. Второй закон термодинамики. Энтропия

Первый закон термодинамики не позволяет судить о способности физических и химических процессов к самопроизвольному протеканию.

Самопроизвольным, или спонтанным, является процесс, который совершается в системе без затраты работы извне и который уменьшает работоспособность системы после своего завершения. На основании первого закона термодинамики можно сформулировать один из принципов самопроизвольности протекания процессов в системе, заключающийся в стремлении системы к минимуму энергии за счет выделения энергии в окружающую среду. Этот энергетический принцип особенно важен для простых систем, которые можно рассматривать как единую частицу. Наиболее характерной чертой для макросистем является то, что пространственное расположение и движения образующих ее микрочастиц в большей или меньшей степени являются беспорядочными.

Представление о степени беспорядка можно получить, если мысленно выделить в решетке твердого тела объем, занимаемый атомом, колеблющимся около своего равновесного положения (узла кристаллической решетки) и фиксировать амплитуды его колебания от самых низких температур до температуры плавления. Чем ниже температура, тем эта амплитуда меньше. При температуре абсолютного нуля (0°K) атом займет положение узла кристаллической решетки и, как говорят, «замерзнет» в этом положении. Остальные атомы также примут подобное состояние. Число таких микросостояний системы, которые осуществляют данное макросостояние, называется его вероятностью W. При 0°K число микросостояний системы минимально, т.е. атомы занимают единственное, точно определенное положение – узел кристаллической решетки, и вероятность данного макросостояния W=1. Такое состояние системы называют упорядоченным. Нагревание сопровождается увеличением колебательного движения атомов около равновесных положений, система осуществляется большим набором микросостояний (большим беспорядком), тем самым W>1. Для описания степени беспорядка используется особая термодинамическая функция, называемая **энтропией**, и обозначаемая буквой S. Это понятие (от греч. «эн» – «в», «внутри» и «тропе» – «поворот», «превращение») ввел немецкий физик Рудольф Клаузиус в 1865 г.

Молекулярную природу энтропии раскрыл австрийский физик Людвиг Больцман (1844–1906). Связь энтропии с молекулярным хаосом он описал уравнением:

$$S = k \cdot \ln W, \text{ где}$$

k – постоянная величина, названная константой Больцмана, которая связана с газовой постоянной соотношением: $k = R/N_A = 1.38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

При температуре абсолютного нуля $W = 1$, $S = 0$. Планк (1912г.), Льюис и Рендал (1923г.) выдвинули постулат о том, что при абсолютном нуле (0°K) энтропия S_0 чистого кристаллического вещества без дефектов в кристаллической решетке равна 0. Этот **постулат Планка** настолько важный, что получил название **третьего закона термодинамики**. С повышением температуры и увеличением объема системы энтропия возрастает.

Энтропия системы скачкообразно изменяется при фазовых переходах вещества. Она повышается при плавлении, так как разрушается упорядоченная кристаллическая решетка, и, особенно, при испарении, поскольку резко возрастает объем, доступный для хаотического движения молекул. Сопровождаются ростом энтропии и процессы расширения (например, газа) и растворения кристаллов, и химическое взаимодействие, протекающее с увеличением объема (например, диссоциация соединения), когда вследствие роста числа частиц неупорядоченность возрастает. Процессы же конденсации и кристаллизации вещества, химическая реакция, протекающая с уменьшением объема (например, полимеризация) наоборот, приводят к снижению энтропии системы.

Изменение энтропии для изотермических процессов определяется уравнением:

$$\Delta S \geq \frac{Q}{T}, \text{ где}$$

Q – теплота изотермического процесса, отнесенная к абсолютной температуре T процесса.

Знак неравенства относится к необратимым процессам, а знак равенства – к обратимым процессам.

Чтобы энтропии веществ были сравнимы (для сопоставления и определения энтропии в различных процессах, в том числе и химических реакциях), их, как и тепловые эффекты принято относить к определенным условиям. Чаще всего значения S определяют при $t = 25^\circ\text{C}$ и $p = 1 \text{ атм}$ (что соответствует стандартным условиям); при этом газы считают идеальными, а для растворов (и ионов в растворах) принимают их состояние при концентрации, равной единице, предполагая, что раствор обладает свойствами бесконечно разбавленного раствора. Энтропия при этих условиях обозначается S°_{298} и называется **стандартной энтропией** S°_{298} (Дж/моль·К). Часто пользуются и условным названием энтропийная единица (э.е.): 1 э.е. = 1 кал/моль·К (1 кал = 4,18 Дж). Значение энтропии для стандартных состояний веществ приведены в справочниках термодинамических величин и сравнимы по значению с $S^\circ_{298}(\text{H}^+_{\text{р}})$, принятой равной нулю (что объясняет отрицательные значения S°_{298} для некоторых ионов).

Наряду со значениями S°_{298} пользуются и величинами S°_T . Их тоже называют стандартными, однако высокотемпературные значения известны для сравнительно небольшого числа веществ (таблица 3).

Таблица 3.

Относительные значения S°_{298} для некоторых соединений.

Молекулярная формула	S°_{298} , Дж/моль·К	Молекулярная формула	S°_{298} , Дж/моль·К
$\text{O}_{2(\text{г})}$	205,04	$\text{HF}(\text{г})$	173,67
$\text{HCl}(\text{г})$	186,79	$\text{HI}(\text{г})$	206,48
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	69,95	$\text{CH}_4(\text{г})$	186,27
$\text{CO}_{2(\text{г})}$	213,66	$\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$	173,26
$\text{CO}(\text{г})$	197,55	$\text{NO}_2(\text{г})$	240,06
$\text{NO}(\text{г})$	210,64	$\text{NH}_3(\text{г})$	192,66
$\text{HCN}(\text{г})$	201,71	$\text{H}^+_{(\text{р})}$	0

Значение энтропии реакции может быть найдено с использованием следствия из закона Гесса, по формуле:

$$\Delta S = \sum \nu_j S_{\text{кон}} - \sum \nu_i S_{\text{нач}}$$

где $S_{\text{кон}}^{\circ}$, $S_{\text{нач}}^{\circ}$ – значения энтропии образования продуктов реакции и исходных веществ, ν_j , ν_i – соответствующие стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции.

Критерий самопроизвольности процесса устанавливается вторым законом термодинамики, который был сформулирован Клаузиусом в 1850г. Второй закон (начало) термодинамики определяет направленность и пределы протекания самопроизвольных процессов, в том числе и биохимических:

В изолированных системах самопроизвольно могут совершаться процессы, при которых энтропия системы возрастает, т.е. $\Delta S > 0$.

Для неизолированных систем нужно учитывать не только изменение энтропии, но и изменение энергии. Поэтому необходимо рассматривать две тенденции, определяющие направление самопроизвольно протекающих процессов:

- **стремление системы к достижению минимума энергии;**
- **стремление системы к максимуму энтропии, т.е. к неупорядоченности.**

Таким образом, изменение энтропии является однозначным критерием самопроизвольности реакции, протекающей в изолированной системе:

$\Delta S > 0$ – реакция протекает самопроизвольно;

$\Delta S = 0$ – реакция находится в состоянии равновесия;

$\Delta S < 0$ – реакция самопроизвольно не протекает.

§6. Энергия Гиббса и направление химических реакций.

Биохимические реакции обычно происходят при изобарно – изотермических условиях. В этих условиях энергетическое состояние системы характеризуется энтальпией, а мерой неупорядоченности системы будет произведение температуры и энтропии. Функцией, учитывающей обе эти характеристики и противоположность в тенденции их изменения при самопроизвольных процессах, является **свободная энергия Гиббса и неупорядоченность системы при изобарно – изотермических условиях.**

Энергия Гиббса (или изобарно – изотермический потенциал) является обобщенной функцией состояния системы, учитывающей энергетику

Названа она в честь одного из основателей химической термодинамики, американского ученого Джозайи Уилларда Гиббса (1839 – 1903).

Изменение энергии Гиббса для биохимических процессов в условиях, отличных от стандартных, можно рассчитать на основе экспериментальных значений ΔH и ΔS для этих процессов по уравнению:

$$\Delta G_{p,T} = \Delta H - T\Delta S$$

где ΔH – характеризует полное изменение энергии системы при $p, T = \text{const}$ и отражает стремление системы к минимуму энергии (энтальпийный фактор);

$T\Delta S$ – характеризует ту часть энергии, которую нельзя превратить в работу, и отражает стремление системы к максимуму неупорядоченности (энтропийный фактор);

ΔG – характеризует ту часть энергии, которую можно перевести в работу, и является термодинамическим критерием самопроизвольного протекания любых процессов при $p, T = \text{const}$.

Если в уравнение для расчета свободной энергии Гиббса ввести значение $\Delta H_{\text{р}}^{\circ}$ и $\Delta S_{\text{р}}^{\circ}$, найденные с использованием следствия из закона Гесса, то мы получаем формулу для расчета ΔG реакции, протекающей в стандартных условиях:

$$\Delta G = \sum \nu_j G_{\text{кон}}^{\circ} - \sum \nu_i G_{\text{нач}}^{\circ}$$

где $\Delta G^{\circ}_{\text{кон}}$, $\Delta G^{\circ}_{\text{нач}}$ – значения энергии Гиббса продуктов реакции и исходных веществ, ν_j , ν_i – соответствующие стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции.

В термодинамических расчетах используют значения энергии Гиббса, измеренные при стандартных условиях (ΔG° , кДж/моль). Данные величины приведены в справочниках термодинамических величин. Для простых веществ в термодинамически устойчивой форме стандартная энергия Гиббса их образования принята равной нулю (таблица 4).

Таблица 4.

Значение $\Delta G^\circ_{f, 298}$ некоторых соединений.

Молекулярная формула	ΔG°_f кДж/моль	Молекулярная формула	$\Delta G^\circ_{f, 298}$, кДж/моль
$O_{2(g)}$	0	$HF(g)$	-275,41
$HCl(g)$	-95,3	$HI(g)$	1,58
$H_2O_{(ж)}$	-228,61	$CH_{4(g)}$	-50,85
$CO_{2(g)}$	-394,37	$C_6H_{6(ж)}$	124,38
$CO(g)$	-137,15	$NO_{2(g)}$	52,29
$NO(g)$	87,58	$NH_{3(g)}$	-16,48
$HCN(g)$	121,58	$NaCl_{(кр)}$	-384,13

Рассчитав ΔG химической реакции, можно не производя экспериментов, дать ответ о принципиальной (термодинамической) возможности (или невозможности) ее протекания:

$\Delta G < 0$ – реакция протекает самопроизвольно;

$\Delta G = 0$ – реакция находится в состоянии равновесия;

$\Delta G > 0$ – несамопроизвольная реакция (самопроизвольна обратная реакция).

Знак ΔG , а значит, и самопроизвольность реакции зависит от величины соотношения ΔH и $T\Delta S$. Самопроизвольное осуществление реакции ($\Delta G < 0$) возможно в следующих случаях:

$\Delta H < 0$ (экзотермический процесс) и в то же время $|\Delta H| > |T\Delta S|$, т.е. при экзотермических процессах знаки ΔH и ΔG совпадают, что означает возможность протекания процесса независимо от знака ΔS ;

$\Delta H > 0$ (эндотермический процесс) и $|\Delta H| < |T\Delta S|$, тогда возрастание энтальпии компенсируется значительно большим ростом энтропийного фактора, что осуществимо при высоких температурах или при реакциях с участием газовой фазы, когда наблюдается значительное увеличение энтропии. Этим и объясняется возможность протекания эндотермических реакций, что не согласуется с принципом Бертелло о самопроизвольности только экзотермических реакций. Судить о направлении процесса по знаку изменения энтальпии в соответствии с этим признаком можно лишь: а) при низких температурах (при $T \rightarrow 0$, $T\Delta S \rightarrow 0$, и $T\Delta S \ll \Delta H$), когда знаки изменения свободной энергии и энтальпии совпадают; б) в конденсированных системах, в которых в процессе взаимодействия энтропия меняется незначительно (беспорядок не может существенно возрасти, если, например, одно кристаллическое вещество превращается в другое кристаллическое вещество). Поэтому при низких температурах и в конденсированных системах возможно лишь протекание экзотермических реакций ($\Delta G < 0$, когда $\Delta H < 0$).

Возможность протекания реакции в зависимости от знака ΔH и ΔS и температуры суммарно можно выразить в таблице 5:

Таблица 5

Возможность протекания реакции в зависимости от знака ΔH и ΔS и температуры

Знак ΔH	Знак ΔS	Знак ΔG	Самопроизвольность реакции	Пример
–	+	Всегда «–»	Самопроизвольна при любых температурах	$2O_{3(g)} \rightarrow 3O_{2(g)}$
+	–	Всегда «+»	Несамопроизвольна при любых температурах	$O_{2(g)} \rightarrow 2O_{3(g)}$
–	–	«–» при низких температурах «+» при высоких температурах	Самопроизвольна при низких температурах, несамопроизвольна при высоких температурах	$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(г)}$

+	+	«+» при низких температурах, «-» при высоких температурах	Несамопроизвольна при низких температурах, самопроизвольна при высоких температурах	$2\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightarrow 2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)}$
---	---	--	--	--

Для закрытых термодинамических систем наряду со свободной энергией Гиббса ΔG (изобарно-изотермический потенциал) в изохорных условиях ($V = \text{const}$) применяют функцию состояния системы **энергию Гельмгольца (F) (изохорно-изотермический потенциал)**. В химии энергия Гиббса имеет более широкое применение, чем энергия Гельмгольца, так как химические процессы чаще протекают при постоянном давлении, а не при постоянном объеме.

Энергия Гельмгольца находится по формуле:

$$F = U - T \cdot S,$$

где U – внутренняя энергия системы

Энергия Гельмгольца характеризует работоспособность системы, т.е. определяет ту часть энергии, которая в изохорно-изотермическом процессе превращается в работу.

Энергию Гиббса можно выразить через энергию Гельмгольца следующим образом:

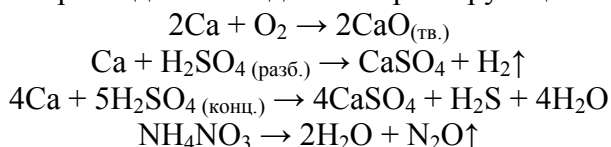
$$G = U + p \cdot V - T \cdot S = F + p \cdot V$$

Оба рассмотренных термодинамических потенциала являются функциями состояния, зависят от природы веществ – участников реакции, их массы и температуры. Кроме того, энергия Гиббса зависит от давления, а энергия Гельмгольца – от объема системы. Абсолютные значения термодинамических потенциалов неизвестны, а для расчетов пользуются обычно изменениями потенциалов (ΔG и ΔF).

§7. Химическое равновесие

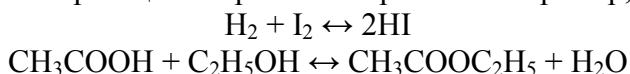
Химические реакции бывают обратимыми и необратимыми.

Необратимыми называются реакции, которые протекают только в одном направлении до полного израсходования одного из реагирующих веществ.



Критериями необратимости процесса можно считать выделение газа в процессе реакции, образование твердых и малодиссоциирующих соединений. Однако в природе необратимых реакций меньше, чем обратимых.

Обратимыми называются процессы, в которых одновременно протекают две взаимно противоположные реакции – прямая и обратная. Например,



Главная особенность протекания обратимых реакций заключается в стремлении достичь динамического равновесия, так как это состояние возникает и поддерживается вследствие протекания реакций в двух противоположных направлениях с одинаковыми скоростями.

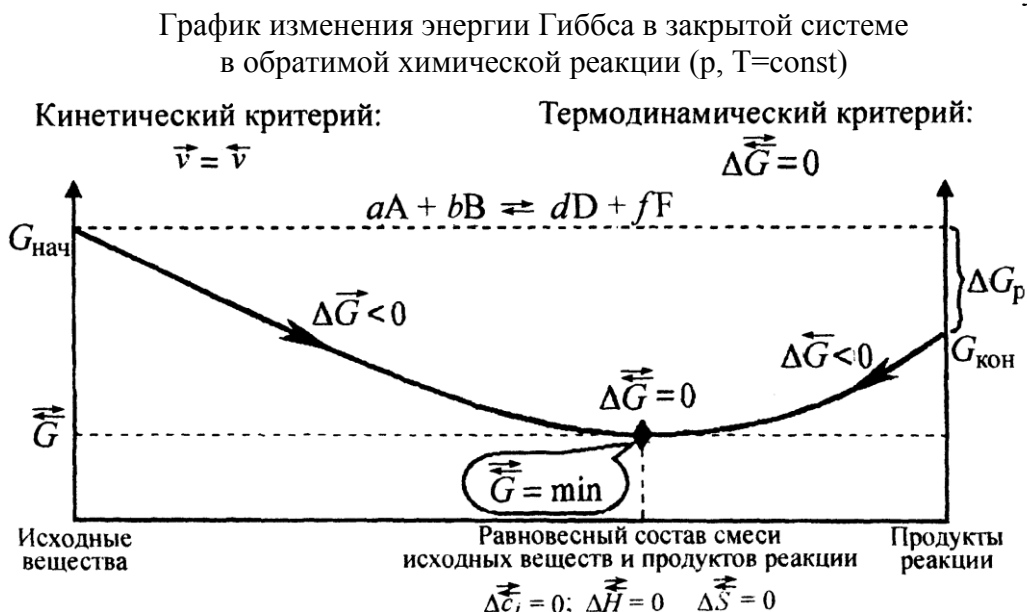
Химическое равновесное состояние системы характеризуется:

- равенством скоростей прямой и обратной реакции;
- отсутствием изменений величин параметров и функций состояния системы: концентрации реагентов, энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для прямой и обратной реакций.

Поскольку в состоянии химического равновесия система достигает минимально возможного значения энергии Гиббса, то реакция, которая приводит в данных условиях к состоянию равновесия, всегда самопроизвольна. Рассмотрим на графике изменение

энергии Гиббса в закрытой системе в обратимой химической реакции ($p, T = \text{const}$) (рисунок 3.1):

Рисунок 3.1



В этом случае изменение энергии Гиббса в системе характеризуется минимальным значением, к которому возможен подход, как со стороны исходных веществ, так и со стороны продуктов реакции.

Так как в состоянии равновесия скорости прямой и обратной реакции равны, то, используя закон действующих масс, выразим значение скорости прямой (V_1) и обратной реакций (V_2):

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

$$V_{\text{прям. р.}} = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b, \quad V_{\text{обрат. р.}} = k \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

Где $[A], [B], [C], [D]$ – равновесные концентрации реагентов и продуктов обратимой реакции, a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Равновесными концентрациями называются концентрации всех веществ системы, которые устанавливаются в ней при наступлении состояния химического равновесия.

Соотнеся скорости обратной и прямой реакции, получаем:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k \cdot [C]^c \cdot [D]^d}{k \cdot [A]^a \cdot [B]^b}$$

Так как рассматриваемые реакции являются противоположными друг другу, то и значение отношения констант их скоростей и равновесных концентраций реагентов и продуктов реакции есть величина постоянная.

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

(для реакции $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$)

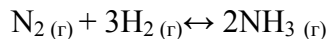
Величина K_c , равная отношению произведений равновесных концентраций к произведению равновесных концентраций реагентов, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов, называется **константой равновесия** обратимой реакции.

Константа химического равновесия (K_c) обратимого процесса равна отношению произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению

равновесных концентраций исходных веществ в степени, равной стехиометрическим коэффициентам соответствующих химических веществ в химической реакции.

Константа равновесия (K_p) для обратимых реакций, проходящих в газовой фазе, может быть также выражена отношением произведений парциального давления продуктов реакции к произведению парциального давления реагентов, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов.

Например, для реакции:



Константы равновесия могут быть записаны следующим образом:

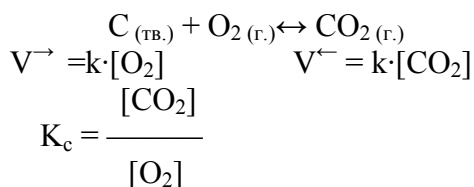
$$K_p = \frac{P^2(\text{NH}_3)}{P(\text{N}_2) \cdot P^3(\text{H}_2)} \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

Связь между константами равновесия, выраженными через величины парциального давления и равновесных концентраций реагентов и продуктов реакции, отражена в формуле:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta v}$$

где $\Delta v = \sum v_j - \sum v_i$

В случае гетерогенных реакций в выражение константы химического равновесия входят парциальные давления (или концентрации) только газообразных участников реакции. Парциальные давления и концентрации веществ в твердом и жидком состояниях принимаются за единицу, так как их химические потенциалы равны. Например, для реакции



Для выражения **константы равновесия** (K_a) обратимых реакций растворов электролитов, значения равновесных концентраций заменяют на равновесные активности:

$$K_a = \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}, \text{ где } a = C(x) \cdot \gamma$$

γ – коэффициент активности (для реакции $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$)

Значение константы равновесия определяет положение равновесия, т.е. относительное содержание исходных веществ и конечных продуктов реакции, находящейся в состоянии равновесия.

Если $K_c > 1$, то в системе выше содержание конечных продуктов реакции, т.е. положение равновесия смещено в сторону прямой реакции.

Если $K_c < 1$, то в системе выше содержание исходных веществ, т.е. положение равновесия смещено в сторону обратной реакции.

Величина изменения свободной энергии Гиббса (ΔG°) связана с константой равновесия обратимой реакции уравнением, выведенным Вант Гоффом в 1885г. Он доказал, что между константой равновесия и энергией Гиббса обратимой реакции существует логарифмическая зависимость:

$$\Delta G = -RT \ln K$$

где R – универсальная газовая постоянная, T – температура (К).

Для упрощения математических расчетов зависимость константы равновесия и энергии Гиббса записать следующим образом:

$$\Delta G = -2,303RT \lg K$$

Это уравнение дает возможность, зная ΔG , вычислить константу равновесия, и, наоборот, по экспериментально найденному значению константы равновесия рассчитать ΔG реакции.

Пользуясь уравнением изотермы химической реакции:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

(для реакции $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$)

можно определить, в каком направлении и до какого предела может протекать реакция в конкретных условиях при заданном составе исходных реагентов и продуктов реакции. Это же уравнение позволяет определить, какими должны быть условия реакции и состав исходной смеси, чтобы реакция протекала в нужном направлении и до рассчитанного предела.

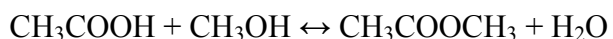
Константы равновесия обратимых реакций зависят от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависят от концентрации (K_c), активности (K_a), давления (K_p) реагирующих веществ.

Таким образом, в случае протекания обратимых реакций система самопроизвольно приходит к состоянию химического равновесия, из которого она без внешнего воздействия не может выйти, поскольку это требует увеличения энергии Гиббса.

Влияние изменения условий на химическое равновесие определяется **принципом Ле Шателье**:

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие путем изменения концентрации реагентов, давления и температуры в системе, то равновесие всегда смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Влияние изменения концентрации реагентов. В соответствии с принципом Ле Шателье введение в равновесную систему дополнительных количеств какого-либо реагента вызывает сдвиг равновесия в том направлении, при котором его концентрация уменьшается. Поэтому избыток исходного вещества (исходных веществ) вызывает смещение равновесия вправо, увеличивая степень превращения других реагентов; добавление продукта (продуктов) реакции вызывает смещение равновесия влево, т.е. уменьшение степени полноты ее протекания. Так, избыток кислорода увеличивает степень превращения SO_2 в SO_3 при контактном получении триоксида серы – возрастание концентрации молекул веществ ускоряет ту реакцию, которая их израсходует. В целях повышения выхода продуктов реакции, во многих случаях смещение равновесия в сторону продуктов взаимодействия можно осуществить и их удалением из реакционной зоны, связывая их в малодиссоциирующие, труднорастворимые или нелетучие вещества. Так, введение в равновесную систему:



водоотнимающих веществ (например, H_2SO_4) позволяет сместить равновесие этой реакции вправо, т.е. в сторону образования продуктов реакции.

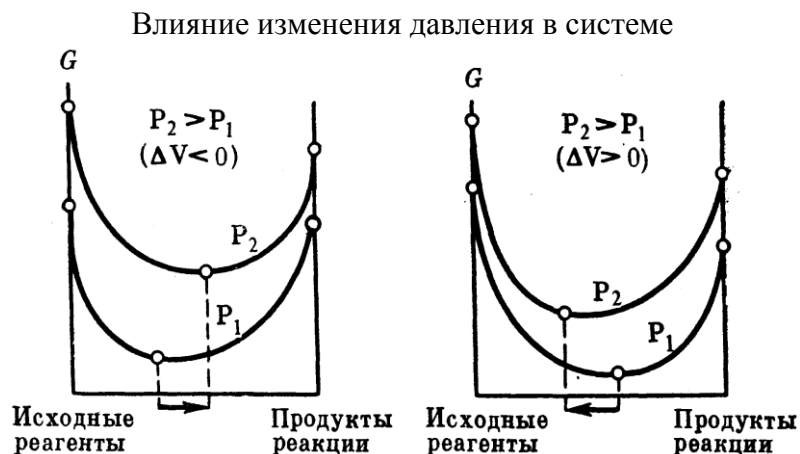
Таким образом, при изменении в равновесной системе концентрации любого из реагентов, исходное соотношение концентраций реагентов и величина константы равновесия в состоянии последующего равновесия не изменятся, хотя положение равновесия сместится в ту или иную сторону.

Влияние изменения давления в системе. Давление не изменяет величины константы равновесия обратимой реакции, так как она зависит только от температуры и природы реагирующих веществ, следовательно, с давлением меняется ΔG реакции.

Повышение давления в системе смещает химическое равновесие в направлении реакции, идущей с образованием меньшего числа молей газообразных веществ, т.е. в

сторону уменьшения объема, а понижение давления в системе вызывает сдвиг равновесия в противоположную сторону. При равном числе молей газообразных исходных веществ и продуктов реакции изменение давления не смещает химическое равновесие. Влияние давления на химическое равновесие при $T = \text{const}$ показано схемой, где в первом случае рассмотрена реакция, сопровождающаяся уменьшением объема; а во втором – реакция, сопровождающаяся увеличением объема (рисунок 3.2).

Рисунок 3.2

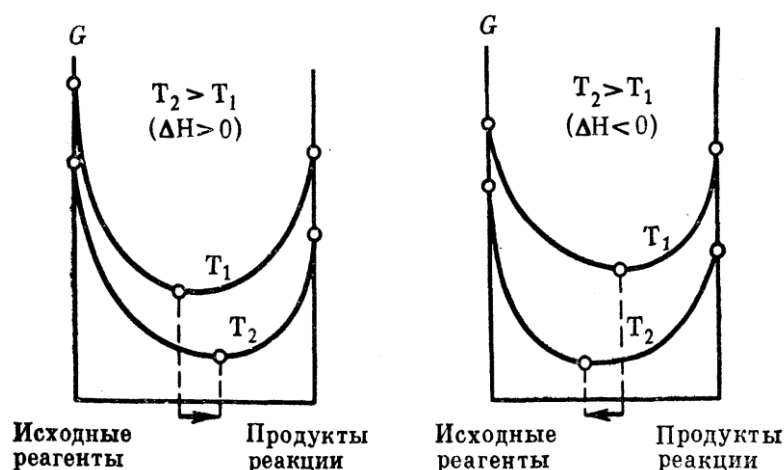


Чем меньше абсолютное значение изменения объема в системе, тем меньше влияние давления на равновесие. Поэтому при небольших значениях давления оно не влияет на равновесие системы. В гетерогенных процессах объемом конденсированной фазы можно пренебречь, однако, при сверхвысоких давлениях объем газов становится соизмеримым с объемом твердых тел и жидкостей. Если рассматривать реакции, в которых среди реагентов нет газообразных продуктов, например, процесс модификационного превращения $C_{(\text{графит})} \rightarrow C_{(\text{алмаз})}$, так как в данном случае изменение объема ничтожно мало, то даже для незначительного сдвига равновесия вправо требуется весьма значительное изменение (повышение) давления.

Для точного учета влияния давления на равновесие реакций, особенно при высоких давлениях, следует принимать во внимание изменение величины объема с давлением; так, если по мере повышения давления абсолютное значение изменения объема уменьшается, то будет уменьшаться и эффект действия давления в системе.

Влияние изменения температуры в системе. В соответствии с принципом Ле Шателье нагревание вызывает смещение равновесия в сторону того из двух встречных процессов, протекание которого сопровождается поглощением теплоты, т.е. в сторону эндотермической реакции. Понижение температуры приводит к противоположному эффекту: равновесие смещается в сторону того процесса, протекание которого сопровождается выделением тепла, в сторону экзотермической реакции. Из этого следует, что для суждения о влиянии температуры необходимо знать тепловой эффект изучаемого процесса. Как уже говорилось ранее, тепловой эффект реакции может быть определен опытным путем или по закону Гесса. Направление смещения и его степень определяются знаком и величиной теплового эффекта; чем больше ΔH , тем значительнее влияние температуры; наоборот, если ΔH близко к нулю, то и температура практически не влияет на равновесие. На схеме отражено влияние температуры на химическое равновесие при $p = \text{const}$, где первая зависимость приведена для эндотермической реакции, вторая – для экзотермической реакции (рисунок 3.3.).

Влияние изменения температуры в системе



Законы наступления, сохранения и смещения динамического равновесия справедливы не только для химических и физико-химических процессов, но и имеют аналоги в живой природе. Соблюдение этого принципа в живых системах позволяет им поддерживать состояние гомеостаза. Основу гомеостаза составляет стационарное состояние системы, причем далекое от равновесия, из-за чего живые системы способны к эволюции.

§8. Основы биоэнергетики

Протекание жизненных процессов требует затрат энергии. Источником энергии для живых организмов служит пища. Главными компонентами пищи являются жиры, белки и углеводы, окисление которых сопровождается выделением энергии. В медицине энергетическую характеристику продуктов питания принято считать в калориях. Поскольку пища – разнородная смесь, ее калорийность, как правило, приводят в виде средних значений на 100 г.

Калорийностью питательных веществ – называется энергия, выделяемая при полном окислении (сгорании) 1 г. питательных веществ.

Взаимосвязь между единицами энергии выражается соответствием:

$$1 \text{ калория} = 4,18 \text{ Дж}$$

Хорошо известная всем калорийность пищевых продуктов – не что иное, как теплота их сгорания, которую можно измерить экспериментально.

Начало таким измерениям положили Антуан Лавуазье и Пьер Симон в 1780г. Определяя при помощи калориметра количество теплоты, выделенное морской свинкой, они установили, что окисление пищи в организме и вне его, дает близкие тепловые эффекты. На основании этих опытов был сделан важный вывод: живой организм выделяет теплоту за счет окисления в нем пищи кислородом воздуха. Это позволило объяснить различие в цвете артериальной и венозной крови, а в дальнейшем послужило исходным пунктом к открытию первого закона термодинамики.

Конечно, окисление питательных веществ в организме протекает совсем не так, как в калориметре. Это сложные многостадийные процессы с участием биологических катализаторов (ферментов). Однако, согласно закону Гесса, теплота, выделяемая при окислении питательных веществ, не зависит от того, окисляется она в организме или в калориметре, если продукты ее окисления одинаковы. Наибольшую энергетическую ценность имеют жиры, при окислении которых выделяется 37,7–39,8 кДж/г (9,3 ккал/г). В процессе усвоения углеводов в организме человека выделяется 16,5–17,2 кДж/г (4,1 ккал/г). На этом же уровне находится и калорийность белков.

Информация о выделении теплоты очень важна для понимания путей преобразования различных веществ в энергию в живых организмах.

В основе научной диетологии лежит соответствие калорийности пищевого рациона энергозатратам человека. Биоэнергетику организма можно регулировать не только с помощью выбора отдельных продуктов, но, главным образом, их сочетанием.

Зная основные термодинамические закономерности, химический состав продуктов питания и энергетические характеристики питательных веществ, врач должен уметь с учетом суточной потребности человека в энергии и на основе энергетического баланса его жизнедеятельности составить оптимальный рацион питания (энергоменю).