

Лекция

№2

Термодинами ка

Вопросы

1. Основные определения
2. 1 закон термодинамики
3. 2 закон термодинамики
4. Термодинамические потенциалы
5. Методы определения термодинамических потенциалов
6. Изменение энтропии в открытых системах
7. Стационарное состояние открытой системы
8. Информация и энтропия

1. Основные определения

Важнейшим свойством живых организмов является их способность улавливать, преобразовывать и запасать энергию в различных формах. Все организмы для поддержания жизни требуют поступления энергии, все биологические процессы связаны с передачей энергии.

Термодинамика – раздел физики, изучающий энергию, ее передачу и преобразование из одной формы в другую.

Термодинамика использует понятие системы.

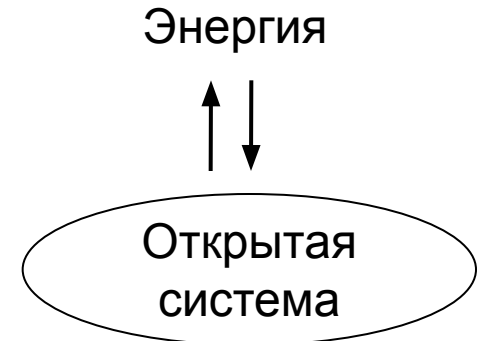
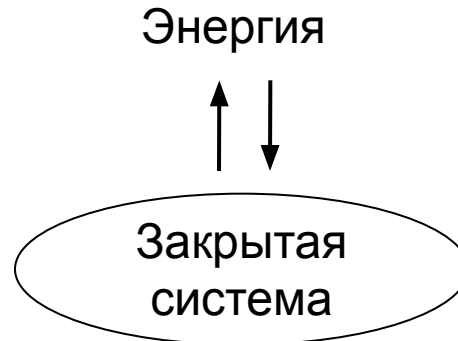
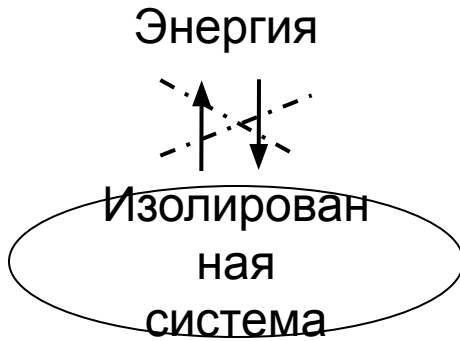
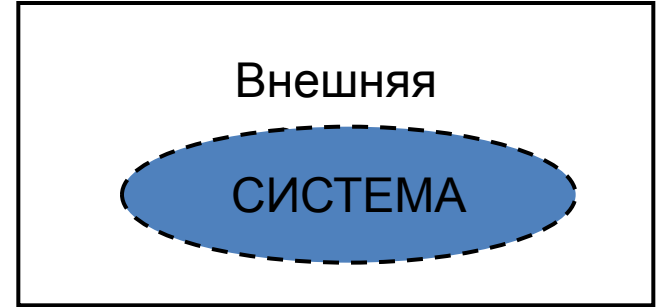
Системой называют любую часть окружающего мира, которую хотят описать.

Примеры систем: клетка, орган, организм, экосистема и т.п.

Методы термодинамики приложимы только к системам, состоящим из большого числа частиц (компонентов), т.е. к **макроскопическим** системам.

1. Основные определения

Типы систем



1. Основные определения

Термодинамика стремится описать состояние системы с помощью макроскопических параметров состояния.

Параметры состояния – физические величины, с помощью которых можно описать состояние конкретной системы в данный момент времени. Такими параметрами являются температура, объем, давление, химический состав и т.д.

Состояние системы, в котором параметры состояния не меняются во времени, является **термодинамическим равновесием**. Это стабильное состояние, в котором система может находиться в течение неограниченного периода времени.

Если изолированная система выведена из равновесия, она стремится вернуться к этому состоянию самопроизвольно.

Примеры: равновесие температур, равновесие концентраций в системе.

1. Основные определения

Энергия ($U, E, F, G, \Delta U, dU, \Delta E, dE, \Delta F, dF, \Delta G, dG$) – количественная мера определенного вида движения материи при ее превращениях. Энергия всегда определяет способность системы совершать работу.

Работа ($A, \Delta A, dA$) – макрофизическая форма передачи энергии; мера превращения энергии из одной формы в другую.

<u>Виды энергии</u>	<u>Виды работы</u>
Тепловая	Механическая
Механическая	Осмотическая
Химическая	Химическая
Электрическая	Электрическая
Излучение	Высвечивание

Единицы измерения энергии:

Джоуль – равен работе, совершаемой при перемещении точки приложения силы в 1 ньютон на 1 метр.

Калория – количество тепла, необходимое для нагревания 1 г воды на 1 °С

1 кал=4,18 Дж

1. Основные определения

Тепловая энергия – сумма кинетической энергии теплового, хаотического движения атомов и молекул вещества.

Показатель теплового движения частиц – температура.

Средняя кинетическая энергия $E = 3/2 kT$, k – постоянная Больцмана
 $k = 3,31 \cdot 10^{-24}$ кал/град.

Механическая энергия – форма энергии, характеризующая движения макротел и способность совершать механическую работу по перемещению макротел.

Химическая энергия – энергия взаимодействия атомов в молекулах. Всякая химическая энергия – это суммарная энергия движения электронов по атомным или молекулярным орбитам.

Электрическая энергия – энергия взаимодействия электрически заряженных частиц, вызывающая движение этих частиц в электрическом поле.

1. Основные определения

Внутренняя энергия системы (U , ΔU , dU) – сумма кинетических и потенциальных энергий всех молекул, составляющих систему. Она зависит от параметров состояния системы.

Кинетическая энергия – это энергия движения молекул (поступательного, вращательного, колебательного).

Потенциальная энергия – энергия взаимодействия молекул (притяжение, отталкивание).

ΔU есть разность двух значений внутренней энергии, соответствующих конечному и начальному состояниям системы:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Общая энергия системы складывается из ее внутренней энергии, и кинетической и потенциальной энергии системы, взятой в целом.

1. Основные определения

Энергия может накапливаться системой и передаваться от одной системы к другой.

Есть 2 формы передачи энергии: теплота и работа. Это не параметры состояния системы, так как их величина зависит от пути процесса, в ходе которого изменяется энергия системы.

Теплота – энергия, переданная от одной системы другой из-за разницы температур.

Пути передачи теплоты:

Теплопроводность – процесс передачи теплоты между объектами при их непосредственном контакте. Происходит вследствие столкновения молекул.

Конвекция – процесс передачи теплоты между объектами движением жидкости или газа.

Излучение – передача теплоты электромагнитными волнами разной длины (даже через вакуум).

2. 1 закон

термодинамики

Первый закон термодинамики является количественным выражением **закона сохранения энергии**

Закон сохранения энергии:

Энергия не исчезает и не возникает, а только переходит из одной формы в другую в эквивалентных количествах.

Первый закон термодинамики

Общая сумма энергии материальной системы остается постоянной величиной независимо от изменений, происходящих в системе.

Изменение в системе возможно только в результате обмена энергией с окружающей (внешней) средой.

2. 1 закон

термодинамики

Первый закон термодинамики:

Изменение внутренней энергии системы ΔU равно алгебраической сумме тепла ΔQ , переданного в ходе процесса, и совершенной работе ΔA

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta A$$

или

Теплота ΔQ , поглощенная системой из внешней среды, идет на увеличение внутренней энергии системы ΔU и совершение работы ΔA

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta A$$

В общем случае ΔA включает работу против сил внешнего давления $p\Delta V$ и работу ΔA , сопровождающую химические превращения

ΔQ и ΔA – функции процессов

2. 1 закон

термодинамики

Формулировка

первого закона термодинамики для живых систем

Первый закон термодинамики

полностью применим к живым организмам.

Для живых систем

он формулируется следующим образом:

Все виды работ в организме совершаются за счет эквивалентного количества энергии, выделяющейся при окислении питательных веществ

2. 1 закон термодинамики

Опытная проверка применимости первого закона для живых систем проводилась в специальных биокалориметрах, где измерялась теплота, выделенная организмом в процессах метаболизма, при испарениях, а также вместе с продуктами выделения.

Оказалось, что выделенная организмом теплота полностью соответствует энергии, поглощенной вместе с питательными веществами.

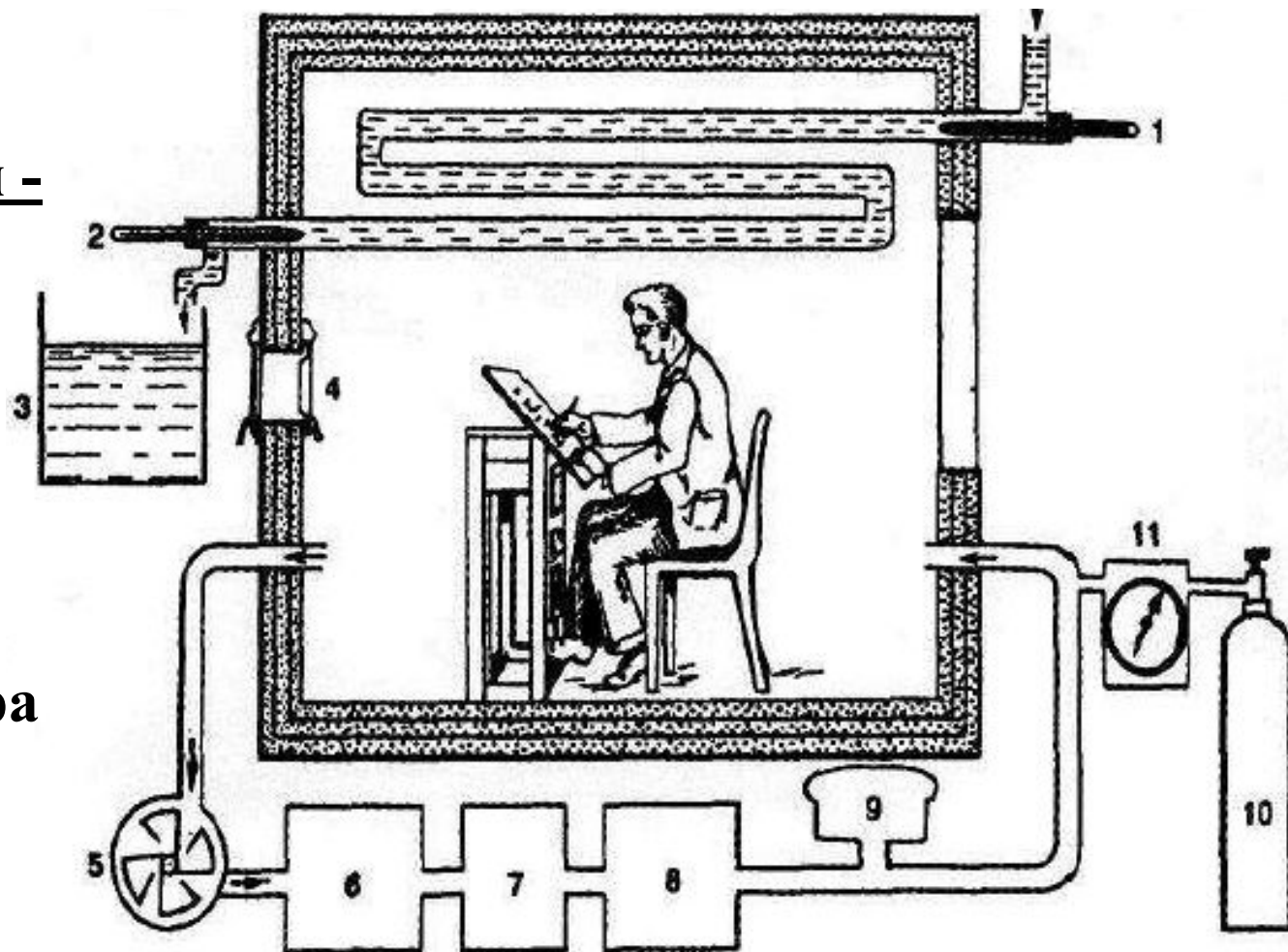
Справедливость первого закона термодинамики для живых систем означает, что сам по себе организм не является независимым источником какой-либо новой энергии.

2. 1 закон термодинамики Прямая

калориметрия -

непосредственное
измерение
количества тепла,
выделенного
организмом

Схема биокалориметра

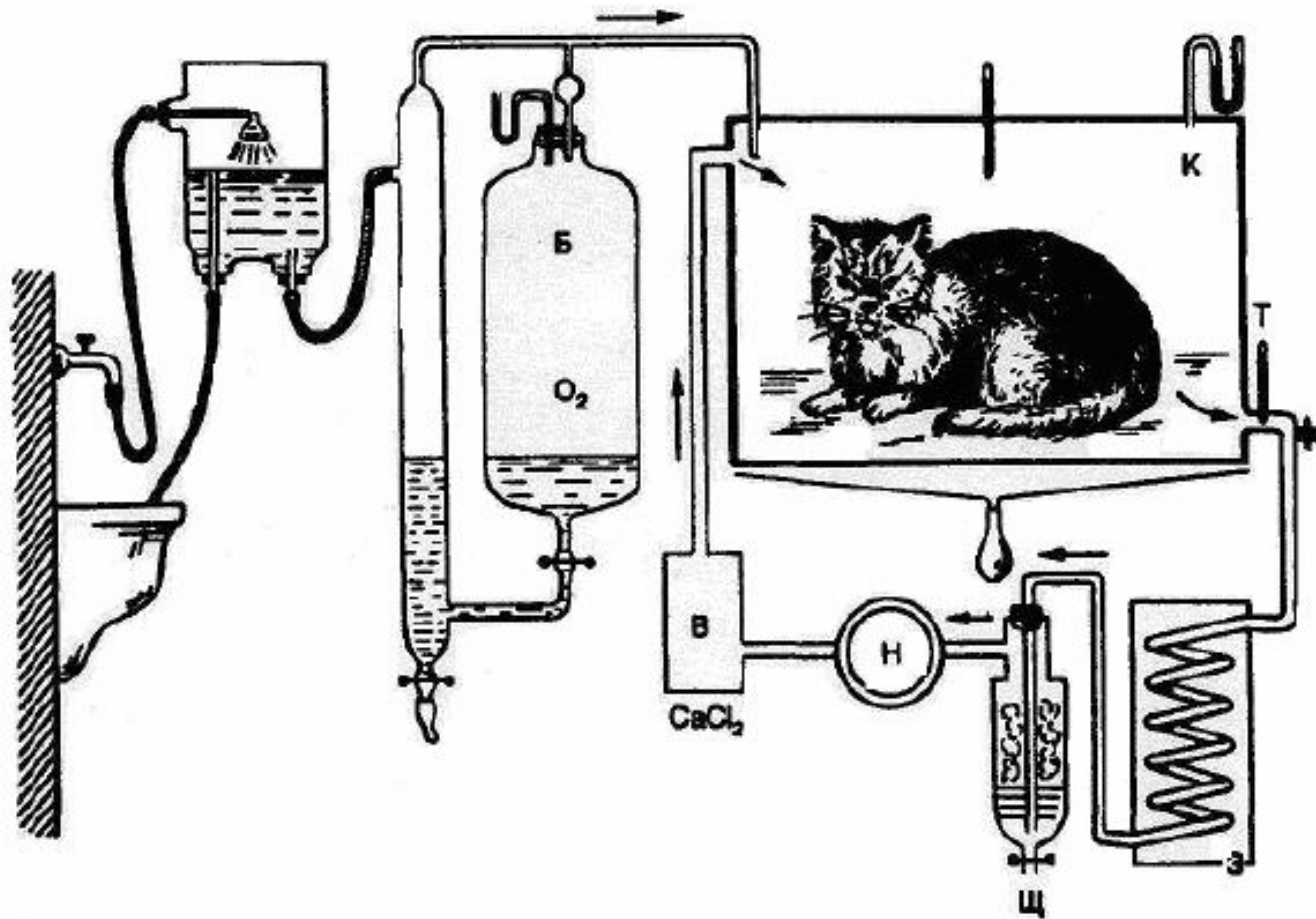


(1,2) - термометры для измерения температуры H_2O , протекающей по трубкам в камере; (3) – бак для воды; (4) – окно для подачи пищи; (5) - насос для удаления воздуха из камеры; (6,8) баки с серной кислотой для поглощения воды; (7) баки с известью для поглощения CO_2 ; (9) - сосуд для поддержания постоянного давления в камере; (10) - баллон для подачи O_2 в камеру через газовые часы (11).

Непрямая калориметрия -

непрямое определение
теплообразования в
организме по его
газообмену

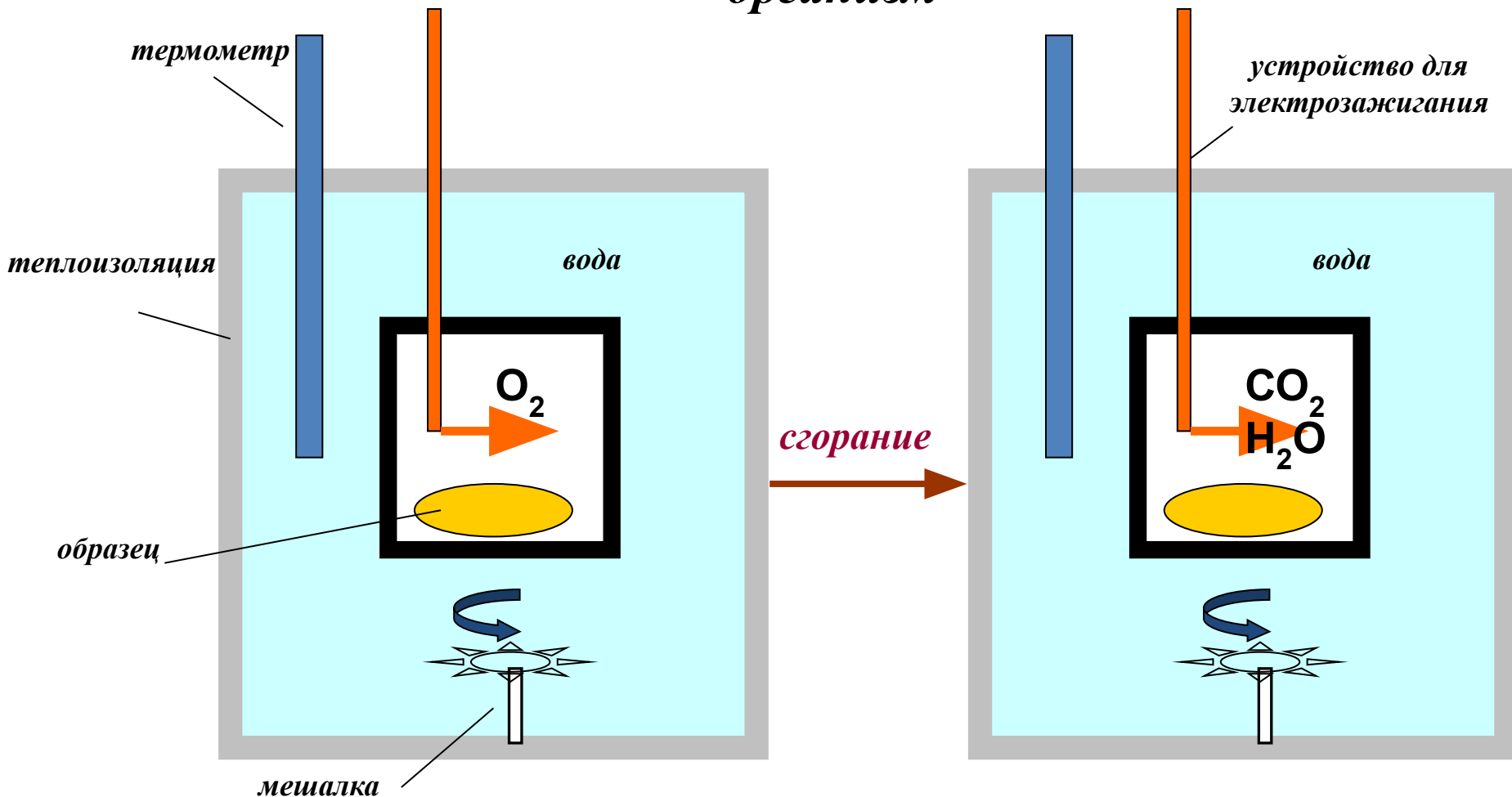
Схема респираторного аппарата



К – камера; Б – баллон с кислородом; Н – мотор, выкачивающий воздух из камеры; З – змеевик для охлаждения воздуха; Щ – сосуд, наполненный раствором щелочи для поглощения углекислого газа; В – баллон для поглощения водяных паров хлоридом кальция; Т – термометры. Слева устройство для автоматической подачи O₂ в камеру и поддержания постоянства давления в ней.

2. 1 закон термодинамики

Определение энергоемкости питательных веществ, поступающих в организм



2. 1 закон

термодинамики

Энергетический баланс человека в сутки

Приход	(ккал)	Расход	(ккал)
Питательные вещества		Выделенная через кожу	
56,8 г белков -	237	теплота -	1374
140 г жиров -	1307	Выдыхаемые газы -	43
79,9 г углеводов -	335	Кал и моча -	23
		Испарение через дыхание -	181
		Испарение через кожу -	227
		Поправки -	11
Всего	1879	Всего.....	1859

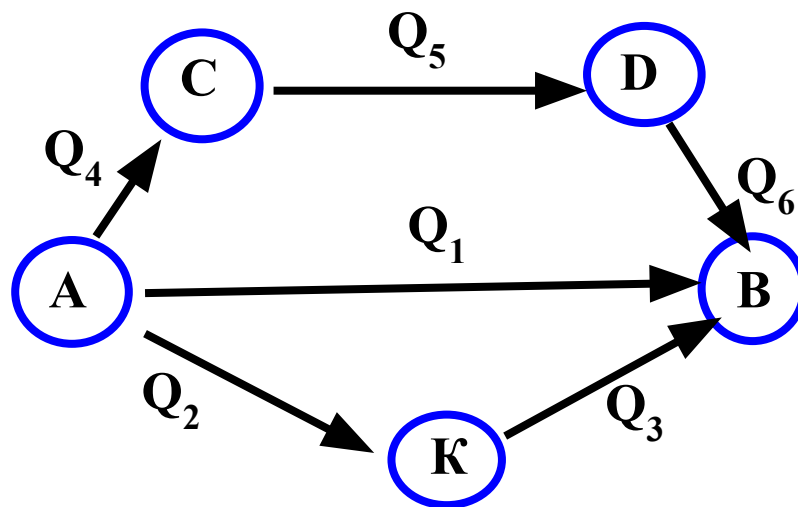
Таким образом, живой организм не является источником новой энергии и первый закон термодинамики полностью применим к живым организмам

2. 1 закон

термодинамики

При химических превращениях следствием первого закона термодинамики является закон Гесса:

Тепловой эффект химического процесса, проходящего ряд промежуточных стадий, не зависит от пути превращения, а определяется лишь начальным и конечным состояниями химической системы



$$Q_1 = Q_2 + Q_3 = Q_4 + Q_5 + Q_6$$

A – исходные продукты, B – конечные продукты,
K, C, D – промежуточные продукты;
 $Q_1, Q_2, Q_3, Q_4, Q_5, Q_6$ – тепловые эффекты отдельных стадий

2. 1 закон термодинамики

Выво

Первый закон термодинамики

Общая сумма энергии материальной системы остается постоянной величиной независимо от изменений, происходящих в системе.
Изменение в системе возможно только в результате обмена энергией с окружающей (внешней) средой.

или:

Изменение внутренней энергии системы равно алгебраической сумме тепла, переданного в ходе процесса, и совершенной работе

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta A$$

Первый закон термодинамики для живых систем:

Все виды работ в организме совершаются за счет эквивалентного количества энергии, выделяющейся при окислении питательных веществ

3. 2 закон

термодинамики

Первый закон термодинамики определяет количественные соотношения между различными формами энергии, которые принимают участие в определенном процессе.

Первый закон термодинамики показывает, что различные виды энергии могут превращаться друг в друга в эквивалентных количествах.

Но **первый закон термодинамики** ничего не говорит о направлении, в котором происходит превращение энергии в системе - в каком направлении будет развиваться тот или иной процесс.

Второй закон термодинамики устанавливает критерий, отражающий одностороннюю направленность **необратимых** (неравновесных) процессов не зависимо от их конкретной природы.

Второй закон термодинамики заключается в том, что все процессы превращения энергии протекают с рассеиванием части энергии в виде тепла.

3. 2 закон

термодинамики

Термодинамическое равновесие - такое состояние системы, когда изменения различных видов энергии выровнены, и способность системы совершать работу равна нулю. Обращение обратимого процесса не вызывает остаточных изменений в окружающей среде.

Обратимый процесс - это процесс, при котором система в каждый данный момент времени находится в состоянии, бесконечно близком к термодинамическому равновесию, и достаточно лишь незначительно изменить условия, чтобы процесс был обращен.

Необратимый процесс - это процесс, при котором система изменяется по направлению к конечному состоянию (при самопроизвольном протекании процесса - к состоянию равновесия) с определенной скоростью. При этом часть свободной энергии системы (то есть той энергии системы, за счет которой может совершаться работа при постоянной температуре) теряется в виде тепла.

3. 2 закон

Согласно второму закону термодинамики, состояние системы может быть описано особой функцией – **энтропией S** .

Энтропия определяет какие процессы возможны в данных условиях и до какого предела они могут идти.

Энтропия характеризует потери энергии при необратимых процессах, которые происходят обычно в виде тепла.

Таким образом, энтропия отражает ту часть энергии системы, которая рассеялась в тепловой форме и не может уже быть использована для совершения работы при постоянной температуре.

Изменение энтропии ΔS определяется как отношение суммарного значения поглощенных системой теплоты к температуре системы

$$Q/T: \Delta S \geq \Delta Q/T$$

где Q – поглощенная системой теплота, T – температура.

Для изолированной системы, т.е. системы, не обменивающейся теплом с внешней средой $\Delta Q = 0$

и уравнение принимает вид:

$$\Delta S \geq 0$$

3. 2 закон термодинамики

То есть,
при обратимых процессах
изменение энтропии равно нулю

$$\Delta S = 0,$$

а при необратимых оно положительно:

$$\Delta S > 0$$

В изолированной системе энтропия ΔS остается неизменной в равновесных (обратимых) и возрастает в неравновесных (необратимых) процессах. Это и является критерием направленности превращений в изолированной системе.

Таким образом,

протекающий в изолированной системе самопроизвольный неравновесный (необратимый) процесс всегда вызывает увеличение энтропии до ее максимальных значений при окончании процесса и установлении термодинамического равновесия.

Роль энтропии

1. Энтропия как мера рассеяния энергии при необратимых процессах

Чем больше возрастание энтропии при каком-либо процессе, тем больше рассеяние энергии и тем более необратим данный процесс.

В изолированной системе энтропия остается неизменной в равновесных (обратимых) и возрастает в неравновесных (необратимых) процессах.

2. Энтропия как мера возможности процесса

Самопроизвольно могут протекать только процессы, при которых энтропия возрастает (необратимые процессы) или остается постоянной (обратимые).

Процессы, при которых энтропия уменьшается, самопроизвольно протекать не могут, то есть термодинамически невозможны.

Таким образом,

термодинамический энтропийный критерий однозначно определяет возможность протекания того или иного процесса.

3. 2 закон

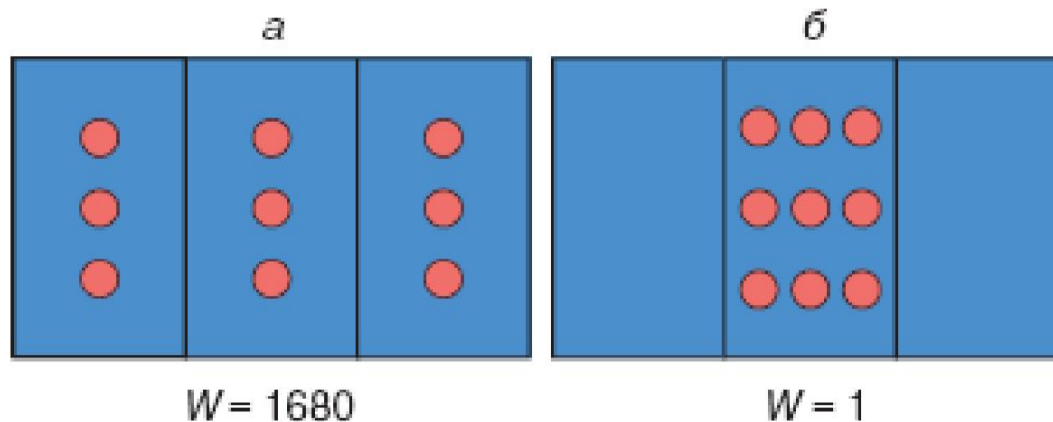
термодинамики Энтропия - мера упорядоченности системы

$$S = k \ln W$$
 - уравнение Планка-Больцмана

где S - энтропия, k - постоянная Больцмана, равная $3,8 \cdot 10^{-24}$ Дж \cdot К $^{-1}$ или $3,311 \cdot 10^{-24}$ энтропийных единиц

Лед: $S = 9,8$ э.е.; вода: $S = 16,7$ э.е.; пар: $S = 45,1$ э.е.

(энтропийная единица равна 1 кал/град), W - термодинамическая вероятность, то есть число способов, которыми достигается данное состояние



При переходе системы от полного беспорядка (а) к полному порядку (б) меняется термодинамическая вероятность W , а, следовательно, и энтропия S , которая, в соответствии с уравнением Планка-Больцмана равна $S = k \ln W$. Чем больше упорядоченность системы, тем меньше ее энтропия.

3. 2 закон

термодинамики

Термодинамическая вероятность W – это количество микросостояний, возможных в пределах данного макросостояния.

Величина W непосредственно связана с энтропией.
По формуле Планка-Больцмана

$$S = k \ln W$$

где k - постоянная Больцмана,

$$k = 1,38 \cdot 10^{-16} \text{ эрг/град или } 3,31 \cdot 10^{-24} \text{ кал/град}$$

Т.е. энтропия определяется как логарифм числа микросостояний, возможных в данной макроскопической системе

4. Термодинамические потенциалы

- Для описания биохимических систем используют ряд термодинамических потенциалов.
- Протекание химических реакций в жидкой фазе не изменяет давления, но может вызывать изменение объема. Поэтому для таких систем вместо изменения внутренней энергии системы используется изменение ее **энтальпии (ΔH)**, которое равно:
- **$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$** , где p — давление, ΔV — изменение объема.
- Для изотермических реакций, протекающих при постоянном давлении, функцией отражающей влияние на направление протекания процесса, как тенденции к уменьшению внутренней энергии, так и тенденции к достижению наиболее вероятного состояния системы служит **энергия (потенциал) Гиббса**. Энергия Гиббса связана с энтальпией, энтропией и температурой соотношением:
- **$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$**
- *В условиях постоянства температуры и давления реакции протекают самопроизвольно в сторону уменьшения энергии Гиббса.*

4. Термодинамические потенциалы

Полное теплосодержание системы – энтальпия (H , ΔH , dH) – мера изменения теплоты системы, соответствует теплообмену при постоянном давлении p :

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

В биохимических процессах при постоянных p и V (объем)

$$\Delta H = \Delta U,$$

H и U – функции состояния системы.

Энтальпия измеряется в калориях:

1 кал нагревает 1 г воды на 1 °C

или

1 кДж нагревает 1 г воды на 0,24 °C

4. Термодинамические потенциалы

Свободная энергия G – это способность системы совершать работу.

Свободная энергия определяется как

$$G = U + pV - TS$$

где U – внутренняя энергия системы,

p – давление, V – объем, T – температура, S – энтропия.

$U + pV = H$ - энтальпия системы

Максимальная полезная работа $\Delta A'_{max}$, совершаемая системой при постоянном давлении и температуре, связана со свободной энергией системы:

$$\Delta A'_{max} \leq -\Delta(U + pV - TS) = T\Delta S - \Delta U - p\Delta V = -(\Delta G),$$

где знак “<” соответствует необратимым процессам

4. Термодинамические потенциалы

Общая формулировка второго закона термодинамики:

Любой самопроизвольный процесс в изолированной системе приводит к уменьшению свободной энергии, если процесс необратим (неравновесен); если процесс обратим (равновесен), то свободная энергия системы постоянна и минимальна:

$$\Delta G \leq 0.$$

5. Методы определения термодинамических потенциалов

- Константа равновесия химической реакции K непосредственно связана с изменением потенциала Гиббса:
- $\Delta G = -RT \ln K$, где $R=8,314$ Дж/моль
- Для р-ции $A + B \leftrightarrow C + D$
- $\Delta G = \Delta G_0 + RT \ln [C][D]/[A][B]$

5. Методы определения термодинамических потенциалов

- Пример: $\text{АДФ} + \text{Ф} \leftrightarrow \text{АТФ}$
- $K_r = 4,2 \cdot 10^{-7} \text{ м}^{-1}$ при этом $\Delta G_0 = 36 \text{ кДж/моль}$
- В случае, когда $[\text{АДФ}]$ и $[\text{Ф}]$ – 10 мМ, а $[\text{АТФ}]$ – 1 мМ (хлоропласты в темноте)
- $\Delta G_T = 36 + 8,314 \cdot 300 \cdot \ln (10^{-3} / 10^{-2} \cdot 10^{-2}) = 42 \text{ кДж/моль}$
- В случае, когда $[\text{АДФ}]$ и $[\text{Ф}]$ – 1 мМ, а $[\text{АТФ}]$ – 10 мМ (хлоропласты на свету)
- $\Delta G_C = 36 + 8,314 \cdot 300 \cdot \ln (10^{-2} / 10^{-3} \cdot 10^{-3}) = 59 \text{ кДж/моль}$

5. Методы определения термодинамических потенциалов

- Пример: $A + B \leftrightarrow C$
- пусть $\Delta G_0 = -17,2$ кДж/моль
- Куда направлена реакция при концентрациях реагентов
- 1м; 10^{-3} м; 10^{-6} м ?
- 1м
- $\Delta G = -17,2 + 8,314 \cdot 300 \cdot \ln(1/1 \cdot 1) = -17,2$ кДж/моль
- (прямая р-ция)

- 10^{-3} м
- $\Delta G = -17,2 + 8,314 \cdot 300 \cdot \ln(10^{-3}/10^{-3} \cdot 10^{-3}) = 0$ кДж/моль
(равновесие)

- 10^{-6} м
- $\Delta G = -17,2 + 8,314 \cdot 300 \cdot \ln(10^{-6}/10^{-6} \cdot 10^{-6}) = 17,2$ кДж/моль
(обратная р-ция)

Второй закон термодинамики для живых систем

Организм, являясь открытой системой, получает энергию извне и запасает ее в виде богатых энергией соединений (АТФ).

При этом энтропия системы понижается.

Запасенная энергия используется для совершения полезной работы. Так как все процессы, протекающие в живых телах, носят необратимый характер, то в ходе этих процессов энтропия увеличивается. При этом часть энергии выделяется в окружающую среду в форме бедных энергией конечных продуктов метаболизма.



5. Методы определения термодинамических потенциалов

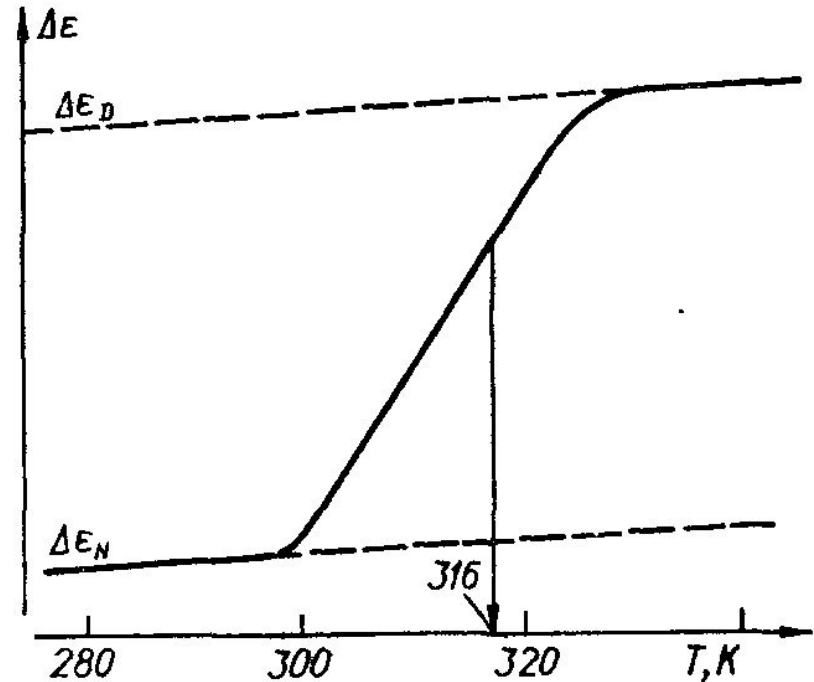
Рис. 4. Зависимость дифференциальной экстинкции химотрипсина от температуры:

$\Delta \epsilon$ — дифференциальный молярный коэффициент экстинкции, измеренный на 293 нм

Отношение равновесных концентраций веществ $\left(\frac{[B]_{\text{равн}}}{[A]_{\text{равн}}} = K_p \right)$ называется *константой равновесия*. Тогда

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p. \quad (1.45)$$

Это — *уравнение Вант-Гоффа*. Оно представляется чрезвычайно важным, поскольку позволяет, находя величину ΔG° .



измеряя экспериментально K_p ,

$$K_p = \frac{[D]}{[N]}.$$

6. Изменение энтропии в открытых системах

Постулат И.П. Пригожина:

Общее изменение энтропии dS открытой системы может происходить независимо либо за счет процессов обмена с внешней средой ($d_e S$), либо вследствие внутренних необратимых процессов ($d_i S$):

$$dS = d_e S + d_i S$$

Энергетическую характеристику открытой, или условно изолированной, биологической системы в соответствии со вторым принципом термодинамики можно дать на основе баланса (обмена) энтропии.

Пусть

dS/dt - скорость изменения энтропии открытой системы,

$d_i S/dt$ - скорость образования энтропии в системе за счет внутренних необратимых процессов,

$d_e S/dt$ – скорость обмена энтропией с внешней средой

Уравнение Пригожина:

$d_i S/dt$ по определению всегда положительно,

$d_e S/dt$ может быть как положительным, так и отрицательным.

$$\frac{dS}{dt} = \frac{d_i S}{dt} + \frac{d_e S}{dt}$$

Это уравнение выражает суть энергетических процессов, происходящих в открытой биологической системе.

7. Стационарное состояние открытой системы

Стационарное состояние биосистем

Особенностью биосистем является то, что они не просто открытые системы, но системы, находящиеся в *стационарном состоянии*.

При *стационарном состоянии* приток и отток энтропии происходят с постоянной скоростью, поэтому общая энтропия системы не меняется во времени ($dS/dt=0$).

Классической моделью стационарного состояния является система баков (модель Бэртона)

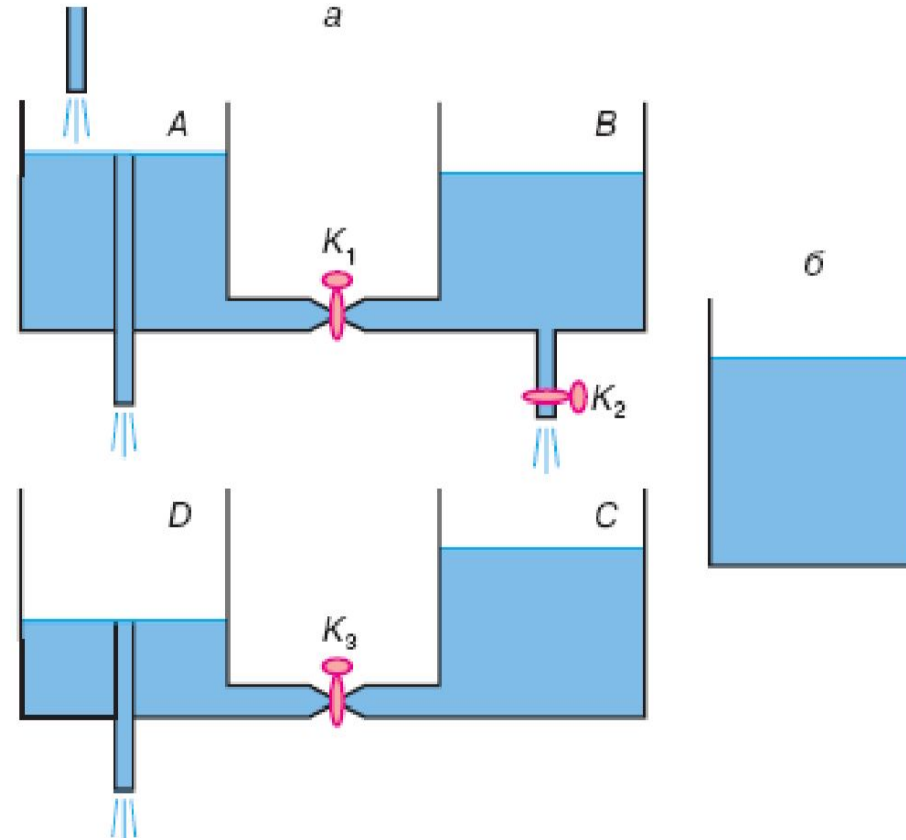


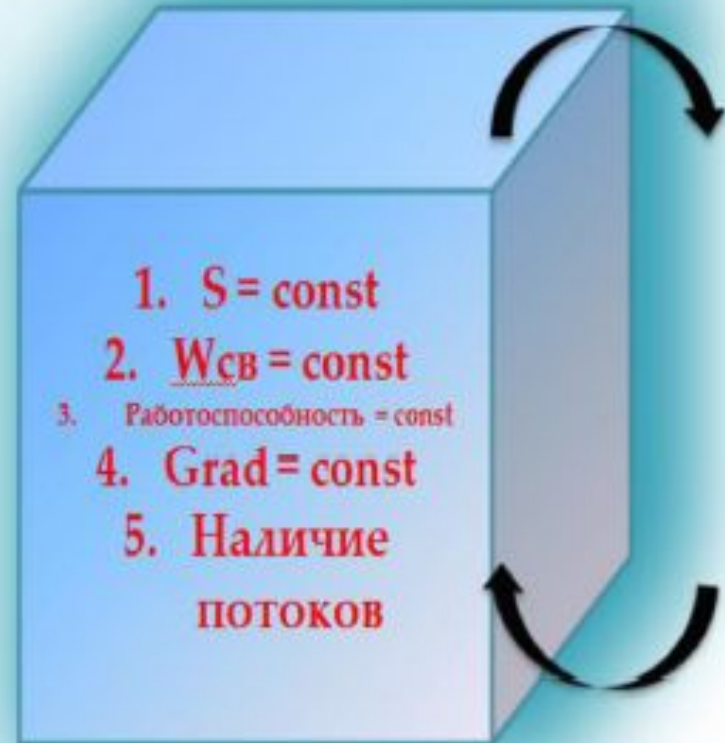
Рис. 2. Стационарное состояние. а – модель стационарного состояния (модель Бэртона). При определенной степени открытости кранов K_1 , K_2 и K_3 в баках B и C устанавливаются постоянные уровни, поскольку отток воды компенсируется ее притоком; б – постоянство уровня в непроточной емкости не является стационарным, так как не поддерживается динамически. Оно соответствует термодинамическому равновесию

7. Стационарное состояние открытой системы

Равновесное состояние



Стационарное состояние



7. Стационарное состояние открытой системы

- Состояние термодинамической системы, при котором ее параметры со временем не изменяются, но происходит обмен веществом и энергией, называется стационарным состоянием. Стационарное состояние характерно для большинства биосистем.
- **Термодинамическим критерием стационарного состояния** является равенство между продукцией энтропии организмом и потоком отрицательной энтропии из окружающей среды
- $(diS/dt) = -(deS/dt)$,
- вследствие чего полное изменение энтропии в организме равно нулю:
- $dS/dt = 0$ (*гомеостаз*).

- Постулат Пригожина состоит в том, что общее изменение энтропии dS открытой системы может происходить независимо либо за счет процессов обмена с внешней средой (deS), либо вследствие внутренних необратимых процессов (diS):
- $dS = deS + diS$.

- **Теорема Пригожина: в стационарном состоянии при фиксированных внешних параметрах продукция энтропии в системе постоянна во времени и минимальна по величине.**
- $diS/dt = \text{const}$; $diS/dt \rightarrow \text{min}$

7. Стационарное состояние открытой системы

Теорема Пригожина

В стационарном состоянии скорость возрастания энтропии, обусловленного протеканием необратимых процессов, имеет положительное и минимальное из возможных значение

$$d_i S/dt > 0 \rightarrow \min$$

В этом состоит критерий направленности необратимых процессов в открытых системах, находящихся вблизи равновесия.

Нахождение системы в состоянии, соответствующем минимуму производства энтропии, обеспечивает ей наиболее устойчивое состояние.

Выво

Д

Второй закон термодинамики для живых систем

Скорость изменения энтропии ΔS в организме равна алгебраической сумме скоростей производства энтропии внутри организма и скорости поступления отрицательной энтропии из среды в организм.

**Математическая запись второго закона термодинамики
для живых систем.**

$$dS/dt = dS_i/dt + dS_e/dt$$

Здесь dS , dS_i , dS_e – общее изменение энтропии системы, изменение энтропии за счет процессов, происходящих в организме и изменение энтропии, обусловленное взаимодействием с внешней средой, соответственно.

Биологическое значение сопряжения потоков. Коэффициент сопряжения

Энергетический обмен у живых организмов организован таким образом, что они могут обходить энтропийный термодинамический критерий и в них протекают не только возможные, но и невозможные с термодинамической точки зрения реакции.

Два условия необходимы для осуществления энергетического сопряжения:

1) Свободная энергия, даваемая термодинамически возможной реакцией, должна превышать энергию, потребляемую реакцией термодинамически невозможной, то есть должен быть некоторый избыток энергии с учетом вероятных потерь при ее передаче

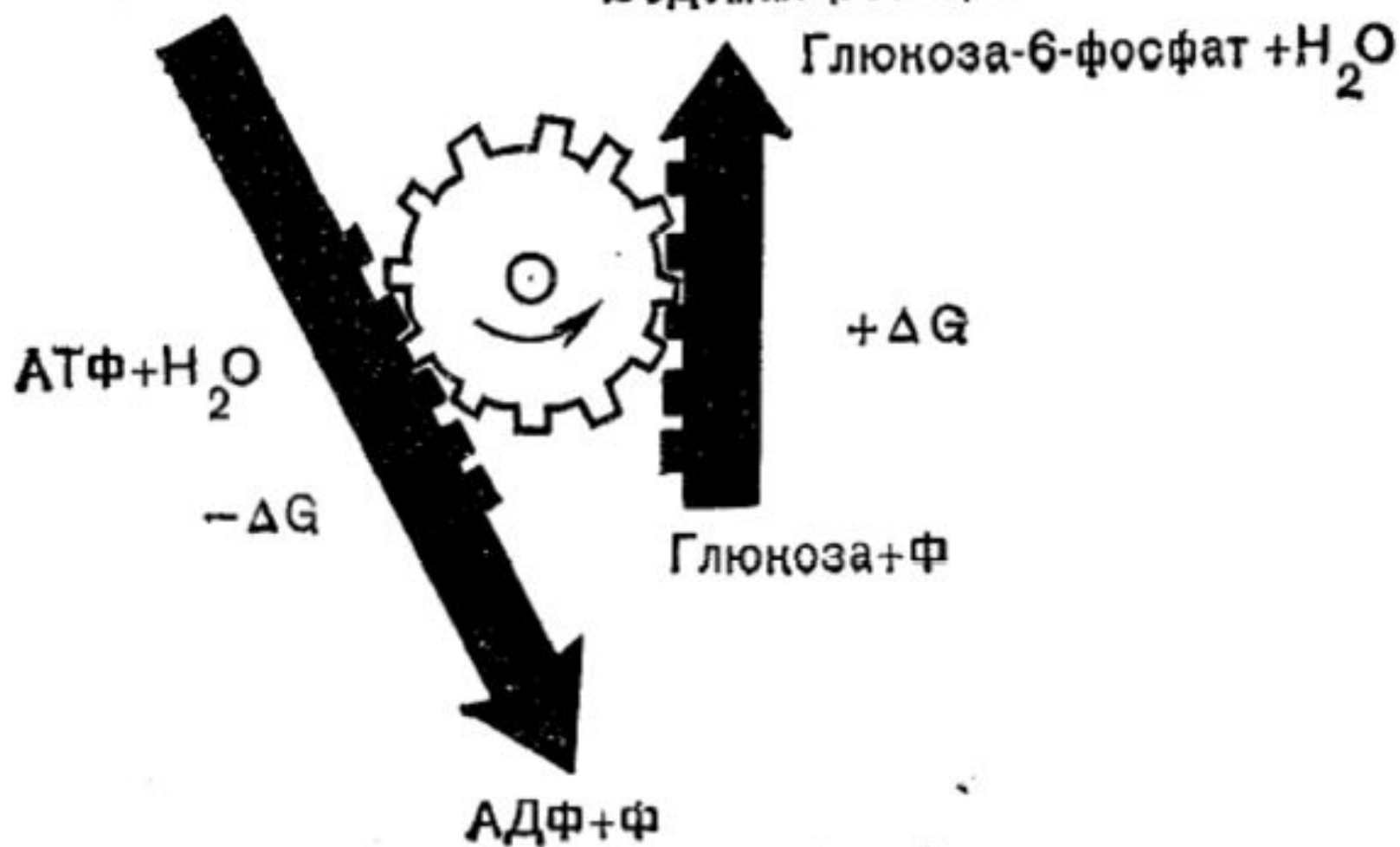
2) Обе сопрягаемые реакции должны иметь общий компонент. Такими компонентами в биологических системах могут быть, например, электрохимический градиент протонов.

В биологических системах сопряжены множество процессов: перенос растворимых веществ и воды, сопряжены многие биохимические процессы. Примером сопряженных биохимических реакций может служить фосфорилирование глюкозы на первой стадии гликолиза.

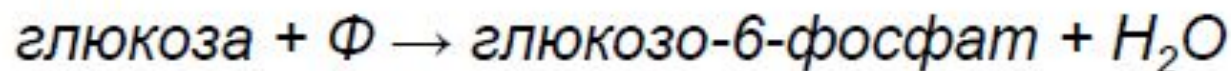
Схема сопряжения химических реакций.

Ведущая реакция

Ведомая реакция



Пример фосфорилирование глюкозы при гликолизе по схеме:

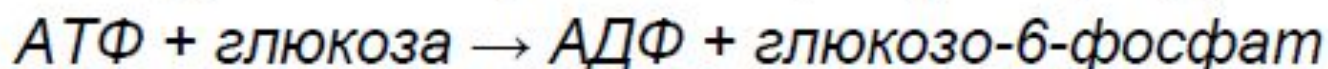


$$\Delta G = 13 \text{ кДж/моль}$$

Этот процесс не может идти самопроизвольно, он протекает за счет сопряжения с другой химической реакцией, изменение свободной энергии которой отрицательно, например с реакцией гидролиза АТФ по уравнению:



Объединение первой и второй реакции дает:



Складывая изменения свободной энергии реакций при их совместном протекании, получаем для фосфорилирования глюкозы с участием АТФ:

$$\Delta G = -36 \text{ кДж/моль} + 13 \text{ кДж/моль} = -23 \text{ кДж/моль.}$$

8. Информация и

энтропия

- Информация $I = -\log_2 P$
- В качестве единицы информации I принимают количество информации в достоверном событии, априорная вероятность которого равна $\frac{1}{2}$.
- Энтропия $S = k \ln W$,
где k - постоянная Больцмана, $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К или $8,617 \cdot 10^{-5}$ эВ/К
- Информацию нельзя получить бесплатно.
- Связь между информацией I и микросостоянием системы W выражается формулой
$$I = \log_2 W$$
- Энтропия системы в данном макросостоянии есть количество информации, недостающее до ее полного описания.
$$S (\text{э.е.}) = 2,3 \cdot 10^{-24} \cdot I \text{ бит}$$

8. Информация и

энтропия

Упорядоченность построения многоклеточного организма

- Тело человека содержит примерно 10^{13} клеток. Допустим, что среди них нет ни одной пары одинаковых и что ни одну пару нельзя поменять местами без нарушения функционирования организма. Это значит, что относительное расположение клеток в теле человека однозначно.
 - $I = \log_2(10^{13}) = 10^{13} \log_2 10^{13} = 4 \cdot 10^{14}$ бит
 - понижение энтропии строения организма человека из клеток
- $\delta S = 2,3 \cdot 10^{-24} \cdot 4 \cdot 10^{14} = 10^{-9}$ эе (соответствуют энергии испарения 10^{-9} г воды)
- Для создания единственной аминокислотной последовательности белков организма человека необходимо 10^{26} бит.
 - Для ДНК необходимо $4,3 \cdot 10^{23}$ бит.
 - Упорядоченность этих веществ изменяют энтропию на 300 эе, что соответствует испарению 170 г воды.
 - ***Ценность биологической информации определяется возможностью ее запоминания, хранения, переработки и дальнейшей передачи для***