

Волгоградский государственный медицинский университет
Кафедра химии

Занятие лекционного типа 1

Химическая термодинамика

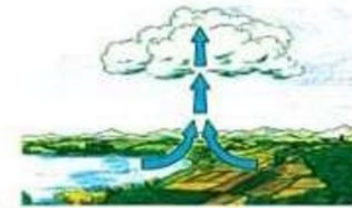
Основные понятия и законы. Биоэнергетика.

Направление химических процессов.

Химическое равновесие.

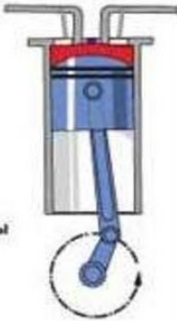
Химической термодинамикой

- раздел химии,
который изучает
энергетические
эффекты химических
реакций, возможность
и направление
самопроизвольного
протекания процессов,
а также состояние
химического равновесия



Изменение внутренней энергии совершением работы

$$\Delta U = A$$



Изменение внутренней энергии теплопередачей

$$\Delta U = Q$$



Предмет и значимость изучаемой темы

Термодинамика — наука, изучающая связи между превращениями вещества и превращениями энергии.

Термодинамика изучает возможность или невозможность самопроизвольного перехода системы из одного состояния в другое и энергетические эффекты этих переходов.

Знание химической термодинамики позволяет:

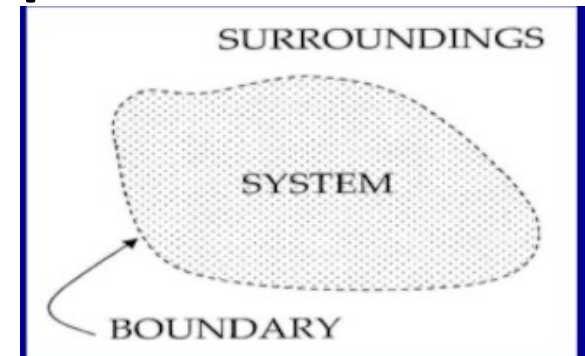
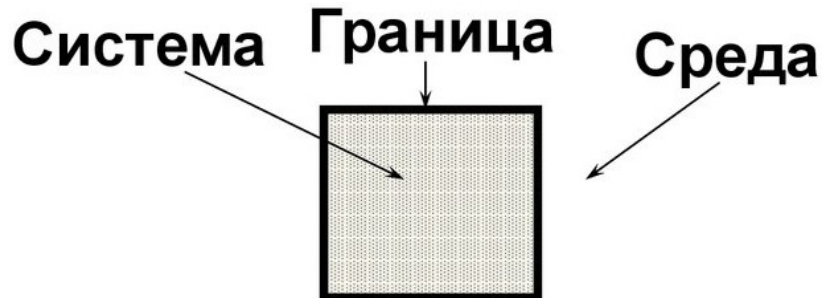
- предсказать условия устойчивости веществ в заданных условиях и возможность их взаимодействия;*
- рассчитать тепловые балансы при протекании химических и физико-химических процессов;*
- раскрыть закономерности, наблюдаемые при равновесии;*
- выбрать оптимальные режимы процесса по температуре, давлению, концентрации и другим характеристикам;*
- определить пути подавления или полного прекращения нежелательных побочных реакций.*

Термодинамическая система

Система – часть материального мира, являющаяся предметом наблюдения или исследования и мысленно отделенная от внешней среды **границей раздела**.

Взаимодействие:

- обмен энергией (E)
- обмен веществом (m)

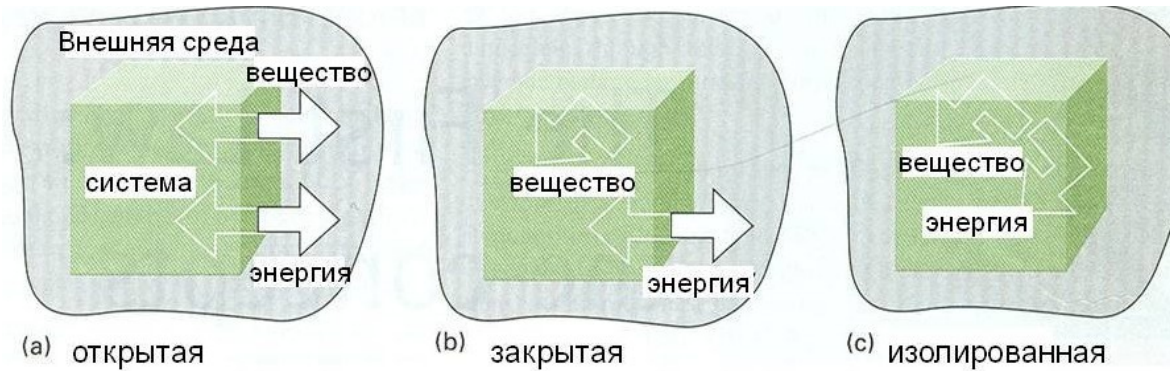


Примеры систем :

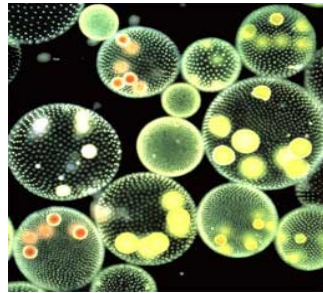
'микроорганизмы'

"планеты"

Термодинамическая система



- Открытая обмен E и m
- Закрытая обмен E
- Изолированная нет обмена



Термодинамическая система

Хим. вещества, входящие в состав системы, являются её составными частями или **компонентами**. Системы м.б. одно-, двух- и многокомпонентными.

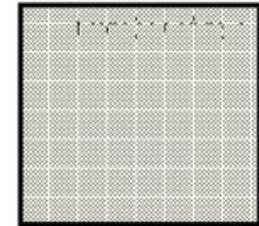
- Т.д. системы делятся на
- **гомогенные** (однородные) и
 - **гетерогенные** (неоднородные). Гомогенные системы, в отличие от гетерогенных, не имеют **поверхности раздела** между отд. участками, т.е. являются однофазными.

Фаза – совокупность однородных частей системы, имеющих одинаковый состав, строение, св-ва и отделенных от др. частей системы пов-стью раздела или граничной поверхностью.

Гомогенные



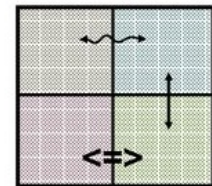
Интенсивные свойства одинаковы во всех частях



Гетерогенные



Хотя бы некоторые интенсивные свойства в пределах системы изменяются скачкообразно



Состояние системы

- **Параметры состояния** – это величины, позволяющие определить состояние системы, непосредственно их измерив.

Основными параметрами системы являются:

объем, давление, температура и концентрация.

В зависимости от постоянства параметров процессы делятся на:

- *изохорные* ($V = \text{const}$),
- *изобарные* ($p = \text{const}$)
- *изотермические* ($T = \text{const}$).

Виды параметров системы:

- Экстенсивные (\sim количеству вещества)
 - Интенсивные (не зависят от кол-ва в-ва)
-
- **Термодинамические процессы** – процессы, в которых меняется хотя бы 1 параметр состояния.

Состояние системы

- **Функция состояния** – функция независимых параметров, изменение которой не зависит от пути перехода системы из начального состояния в конечное, а зависит только от состояния системы в этих точках.
- **внутренняя энергия U** и её изменение ΔU при $V = \text{const}$;
- **энтальпия** (теплосодержание) H и её изменение ΔH при $p = \text{const}$;
- **энтропия S** и её изменение ΔS ;
- **энергия Гиббса G** и её изменение ΔG при $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$.

Для ф-ций состояния хар-но, что их изм-ние в хим. р-ции опр-ся **только начальным и конечным состоянием системы** и **не зависит от пути или способа** протекания процесса.

Энергетические характеристики процессов

Внутренняя энергия (U) – это полная энергия системы, включающая **кинетическую** энергию всех видов движения молекул, атомов, ядер, электронов и других структурных единиц, а также **потенциальную** энергию взаимодействия и др., кроме кинетической и потенциальной энергии всей системы как целого по отношению к другим системам.

- **Абсолютное значение внутренней энергии определить невозможно**, т.к. нельзя привести систему в состояние, полностью лишенное энергии.

Можно судить лишь об изменении внутренней энергии системы ΔU при её переходе из начального состояния U_1 в конечное U_2 :

- $\Delta U = U_2 - U_1$

Теплота. Работа.

- Изменение внутренней энергии может происходить за счет обмена энергией между системами или системой и средой в 2-х формах: теплоты и работы.
- **Теплота** — мера переданной энергии за счет хаотического столкновения молекул соприкасающихся тел.
Теплота стимулирует беспорядочное движение.
- **Работа** — мера переданной энергии путем упорядоченного перемещения вещества от одной системы к другой, под действием каких-либо сил.
Работа стимулирует организованное движение.
- Теплота и работа относятся не к состоянию системы, а к какому-то процессу, т.е. являются **функциями процесса**.

Первый закон термодинамики

- Вечный двигатель первого рода не существует;
- Энергия не исчезает бесследно и не возникает ни из чего, а лишь переходит из одной формы в другую в эквивалентных количествах;
- Количество энергии, которое выделяется или поглощается в форме теплоты и работы, равно изменению внутренней энергии:

$$Q_p = \Delta U + A$$

Первый закон термодинамики

$$Q = \Delta U + A, \quad \text{где } A = p\Delta V + A_{\max},$$

отсюда:

$$Q = \Delta U + P\Delta V + A_{\max} \quad (1)$$

$P\Delta V$ – работа расширения

A_{\max} - максимально полезная работа

Для химических реакций наиболее характерна работа расширения, т.е. $A_{\max} = 0$

$$\longrightarrow \quad Q = \Delta U + P\Delta V \quad (2)$$

Применение I закона т/д к различным процессам

1. Изохорные процессы: $V = \text{const}$, $P\Delta V = 0$

$$Q_v = \Delta U \quad (3)$$

- В изохорном процессе вся поглощаемая теплота расходуется на увеличение внутренней энергии системы.

2. Изобарные процессы: $P = \text{const}$

$$Q_p = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1 = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Функция $U + PV$, обозначенная H – энтальпия

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (4)$$

- В изобарном процессе количество теплоты измеряется изменением энтальпии.

Примечание: из выражений (3) и (4) следует – для изохорных и изобарных процессов количество теплоты не зависит от пути процесса.

* Стандартная энтальпия образования соединения ($\Delta H_{f,298}^{\circ}$) — энтальпия реакции образования 1 моля этого соединения в *стандартных условиях* из простых веществ, находящихся в *стандартном состоянии*.

Размерность величины: **кДж / моль**.

Значения приводятся в справочных таблицах.

Стандартные условия: $P = 1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$;
 $T = 298 \text{ К}$.

Стандартное состояние вещества — физическое состояние, в котором чистое вещество наиболее стабильно при стандартных условиях.

Энтальпия образования простых веществ в стандартном состоянии принята равной 0.

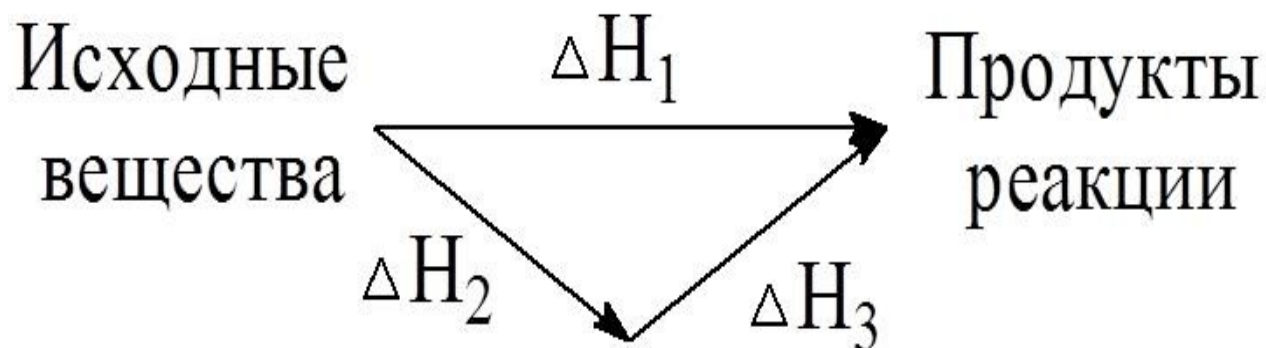
ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ТЕРМОХИМИИ

Для расчета ΔH химической реакции используются основные законы термохимии:

Закон Лавуазье – Лапласа: *теплота образования сложного вещества равна по абсолютной величине и обратна по знаку теплоте его разложения.*

Закон Гесса

Изменение E (ΔU , ΔH) в процессе зависит только от начального и конечного состояний системы и не зависит от пути перехода из начального состояния в конечное (1840).



Следствие из закона Гесса:

- 1) Изменение теплового эффекта реакции образования равно сумме энтальпий образования продуктов за вычетом суммы энтальпий образования реагентов, с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H^\circ = \sum(\Delta H_f^\circ \text{ прод}) \cdot n - \sum(\Delta H_f^\circ \text{ реаг}) \cdot n$$

Стандартные энтальпии образования простых в-в (O₂ (г), H₂ (г), С (графит) и др.) условно приняты равными нулю.

$$\Delta H_{298}^\circ \text{обр (простое в-во)} = 0$$

Следствие из закона Гесса:

2) Изменение теплового эффекта реакции сгорания равно сумме энтальпий сгорания реагентов за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов, с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H^{\circ} = \sum(\Delta H_{\text{сг}}^{\circ}_{\text{реаг}}) \cdot n - \sum(\Delta H_{\text{сг}}^{\circ}_{\text{прод}}) \cdot n$$

Следствие из закона Гесса:

3) Энтальпия прямой реакции численно равна энтальпии обратной реакции, но противоположна по знаку:

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

ЭНТРОПИЯ

По закону сохранения энергии система может **самопроизвольно** совершать работу только за счёт **собственной энергии**, т.е. $\Delta U < 0$.

У химических реакций это выражается в виде **экзотермического** эффекта $\Delta H < 0$. Этот фактор является **одной** из движущих сил химической реакции и называется **энергетическим (энтальпийным)**.

Другой движущей силой является структурный (энтропийный) фактор. Для поиска **критерия направления** процессов в природе был сформулирован второй закон ТД.

II закон T/Δ —

определяет направленность превращения энергии:

- *Теплота не может самопроизвольно переходить от менее нагретого тела к более нагретому (Клаузиус).*
- *Невозможно всю теплоту превратить в полную работу, часть её непременно теряется (Кельвин - Планк)*

$$Q = T\Delta S$$

– II закон т/д

(8)

где Q – связанная (рассеянная) энергия – та часть теплоты, которая не может быть превращена в работу и определяет меру беспорядка в системе (S); ΔS – изменение энтропии.

Термодинамический смысл энтропии: $\Delta S = Q / T$ — мера связанной энергии, отнесенная к 1К, т.е. мера перехода энергии в такую форму, из которой она не может самопроизвольно переходить в другие формы.

- **Естественные процессы развиваются необратимо в направлении увеличения беспорядка (Больцман)**

$$S = k \cdot \ln W$$

– **уравнение Больцмана (9)**

k – постоянная Больцмана, $R / N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

W – **термодинамическая вероятность состояния системы** – число микросостояний системы, которыми можно реализовать данное макросостояние.

Статистический смысл энтропии — мера неупорядоченности системы, количественная мера хаотического движения и взаимного расположения частиц системы.

Энтропия

Действующая сила процесса связана со стремлением ТД систем к самопроизвольному **увеличению степени хаотичности** или увеличению энтропии.

Это – структурный (энтропийный) фактор.

$$\Delta S = S_2 - S_1 > 0$$

В отличие от других ТД функций абсолютные значения энтропии **S** можно определить.

III закон т/д

Энтропия как характеристика индивидуальных веществ абсолютна.

Для определения энтропии есть начало отсчета – гипотетическое состояние, при котором она равна нулю: при $T=0$ конкретное макросостояние системы может быть реализовано только одним способом, только одним распределением молекул, обмен местами молекул невозможен ($W=1$).

III закон т/д (постулат Планка): *любое вещество имеет некоторую положительную энтропию, но при температуре абсолютного нуля энтропия чистого вещества в виде идеального кристалла равна нулю.*

- **Стандартная энтропия вещества (S°_{298})**
– это энтропия 1 моля вещества в его стандартном состоянии при стандартных условиях, [Дж/моль·К].

Значения приводятся в справочных таблицах.

- **Энтропия зависит:**

- а) природы вещества, его агрегатного состояния: $S_{\text{газ}} > S_{\text{жидк.}} > S_{\text{тверд.}}$
- б) числа частиц (экстенсивная величина);
- в) температуры.

- S°_{298} простых веществ и соединений всегда > 0 .
- $\Delta H^{\circ}_{f,298}$ для простых веществ $= 0$, для сложных может быть и положительной и отрицательной.

Факторы, определяющие направленность процесса

- Направление, в котором самопроизвольно протекает химическая реакция, определяется совместным действием *2-х факторов*:
 - **1)** тенденцией системы к переходу в более устойчивое состояние с наименьшей энергией, для которого характерна **большая упорядоченность** и **компактность**;
 - **2)** тенденцией к достижению наиболее вероятного, максимально **разупорядоченного состояния**.

Функцией состояния, одновременно отражающей влияние обеих тенденций на направление протекания химических реакций, служит **энергия Гиббса**.

■ **Вывод основного уравнения т/д:**

$$\left. \begin{array}{l} \text{I 3-Н: } Q = \Delta U + p\Delta V + A_{\max} \\ \text{II 3-Н: } Q = T\Delta S \end{array} \right\} \underline{T\Delta S = \Delta U + P\Delta V + A_{\max} = \Delta H + A_{\max}}$$

$$A_{\max} = T\Delta S - \Delta H = (TS_2 - TS_1) - (H_2 - H_1) = \underbrace{(H_1 - TS_1)}_{G_1} - \underbrace{(H_2 - TS_2)}_{G_2}$$

Функция (**H - TS**) — *энергия Гиббса*

$$A_{\max} = G_1 - G_2 = - (G_2 - G_1) = - \Delta G \quad (12)$$

где $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ — *основное уравнение т/д* (13)

Физический смысл ΔG — это та часть энергетического эффекта реакции, который можно превратить в работу в обратимом процессе при **P, T = const**.

Критерий самопроизвольного протекания любого процесса

$$\underline{\Delta G < 0} \quad (14)$$

ИЛИ

$$\underline{\Delta H - T\Delta S < 0}$$

Любая химическая реакция протекает самопроизвольно в направлении, которому соответствует значение $\Delta G < 0$

Направленность самопроизвольных процессов

Неравенства $\Delta G < 0$ и $\Delta H - T\Delta S < 0$ определяют *принципиальную* возможность реакции при $P, T = \text{const}$.

Для реального осуществления необходимо выполнение не только т/д условий, но и учет *кинетических* факторов:
из двух т/д возможных процессов протекает тот, который идет с большей скоростью.

В зависимости от температуры влияние энтальпийного (ΔH) и энтропийного ($T\Delta S$) факторов на значение и знак ΔG может быть определяющим, что позволяет классифицировать реакции по возможности и условиям их протекания.

Например: если $\Delta H < 0$ и $\Delta S > 0$, неравенства выполняются при любых значениях T ; процесс возможен при любой температуре.

РАСЧЕТ ΔG В ХОДЕ РЕАКЦИИ

1. Стандартные условия:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - 298 \cdot \Delta S^{\circ}_{298} \quad (15)$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \sum n' \Delta G^{\circ}_{f,298} (\text{прод}) - \sum n'' \Delta G^{\circ}_{f,298} (\text{исх}) \quad (16)$$

$\Delta G^{\circ}_{f,298}$ – стандартная энергия Гиббса образования соединения, [кДж/моль]. Для простых веществ $\Delta G^{\circ}_{f,298} = 0$.

2. При любой заданной температуре:

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T \Delta S^{\circ}_T \quad (17)$$

ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЕ УСЛОВИЕ РАВНОВЕСИЯ

- Пределом убыли свободной энергии Гиббса при самопроизвольном протекании процесса является её минимальное значение, отвечающее состоянию равновесия. Такое состояние системы наиболее устойчиво, всякое отклонение от него требует затраты энергии.

Термодинамическое условие равновесия:

$$\Delta G = 0 \quad \text{или} \quad \Delta H - T\Delta S = 0 \quad (18)$$

- *В состоянии термодинамического равновесия оба процесса в системе равновероятны.*

- Пренебрегая зависимостью ΔH и ΔS от температуры можно приблизительно определить температуру наступления равновесия :

$$T_{\text{равн}} = \frac{\Delta H_{298}^0}{\Delta S_{298}^0} \quad (19)$$

**Стандартные термодинамические потенциалы образования
некоторых химических веществ**

Вещество	Состояние	$\Delta H^0_{298},$ <i>кДж</i> <i>моль</i>	$S^0_{298},$ <i>Дж</i> <i>моль · К</i>	$\Delta G^0_{298},$ <i>кДж</i> <i>моль</i>
CaO	к (крист)	-558,6	70,6	-528,4
CaCO₃	к	-1218,0	112,6	-1138,8
CH₄	г (газ)	-74,9	186,2	-50,8
C₆H₆	ж (жидк)	82,9	269,2	129,7
C	Графит	0	5,4	0
C	Алмаз	1,8	2,4	2,55

Определить направление протекания реакции $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{кр})} + 3\text{SO}_{3(\text{г})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{кр})}$ при стандартном давлении ($P = 101$ кПа) и $T = 798$ К.

Решение. Направление протекания реакции определяется изменением свободной энергии Гиббса (ΔG). Используем основное уравнение термодинамики:

$$\Delta G^0_{798} = \Delta H^0_{798} - 798 \Delta S^0_{798}$$

Согласно уравнению Кирхгофа:

$$\Delta H^0_{798} = \Delta H^0_{298} + \Delta C^0_{p298} (798-298); \quad \Delta S^0_{798} = \Delta S^0_{298} + \Delta C^0_{p298} \cdot \ln (798/298).$$

Используя табличные значения величин и следствие из закона Гесса, вычислим *тепловой эффект процесса в стандартных условиях, стандартное изменение энтропии* данной реакции и изменение теплоемкости в станд. условиях:

$$\Delta H^0_{298} = \Delta H^0_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - \Delta H^0_{\text{Al}_2\text{O}_3} - 3 \Delta H^0_{\text{SO}_3} = -3441,8 - (-1675,7) - 3(-395,8) = -578,8 \text{ кДж};$$

$$\Delta C^0_{p298} = C^0_{p \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3} - C^0_{p \text{ Al}_2\text{O}_3} - 3C^0_{p \text{ SO}_3} = 259,41 - 79,04 - 3 \cdot 50,09 = 30,09 \text{ Дж/К};$$

$$\Delta S^0_{298} = S^0_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - S^0_{\text{Al}_2\text{O}_3} - 3S^0_{\text{SO}_3} = 239,2 - 50,92 - 3 \cdot 256,69 = -581,8 \text{ Дж/К}.$$

Вычислим ΔH^0_{798} и ΔS^0_{798} :

$$\Delta H^0_{798} = -578,8 + 30,09 \cdot 10^{-3} \cdot 500 = -563,4 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^0_{798} = -581,8 + 30,09 \cdot \ln(798/298) = -552,2 \text{ Дж/К};$$

$$\text{Тогда } \Delta G^0_{798} = -563400 - 798 \cdot (-552,2) = -122,74 \text{ кДж}.$$

Вывод. Так как $\Delta G < 0$, то при $T = 798$ К и стандартном давлении реакция протекает самопроизвольно в сторону образования сульфата алюминия.

Продукты питания содержат:



Источником энергии в пище являются основные пищевые вещества – белки, жиры и углеводы. Белки дают примерно 12% энергии, жиры – 33%, и углеводы – 55% всей суточной энергии.



На что расходуется энергия:



Энергетическая ценность пищи выражается в килокалориях и называется калорийностью пищи. Калорийность пищи рассчитывается на основе процентного содержания в ней белков, жиров и углеводов. Сложив энергетическую ценность каждого продукта употребляемого человеком за день, можно получить калорийность всего рациона.

Расчет дневной нормы калорий DCI (AMR)

$$DCI = \left(\begin{array}{c} \text{ВЕС} \\ \text{в кг} \\ \times 10 \end{array} + \begin{array}{c} \text{РОСТ} \\ \text{в см} \\ \times 6,25 \end{array} - \begin{array}{c} \text{ВОЗРАСТ} \\ \text{в годах} \\ \times 5 \end{array} + \begin{array}{c} - 161 \text{ } \text{♀} \\ + 5 \text{ } \text{♂} \end{array} \right) \times \text{Коэффициент} \\ \text{активности А}$$

Коэффициент А:	Физическая активность
1.2	Физическая нагрузка отсутствует или минимальная
1.38	Тренировки средней тяжести 3 раза в неделю
1.46	Тренировки средней тяжести 5 раз в неделю
1.55	Интенсивные тренировки 5 раз в неделю
1.64	Тренировки каждый день
1.73	Интенсивные тренировки каждый день или по 2 раза в день
1.9	Ежедневная физическая нагрузка + физическая работа

Чтобы получить 200 ккал можно съесть разное количество пищи. Чем меньше пищи нужно для получения 200 ккал, тем более калорийна эта пища, тем больше энергии содержит одна порция пищи.

200

килокалорий =



КАЛОРИЙ В 100 ГРАММАХ

Хот-дог



462

Жареная курица



463

Сыр



466

Темный шоколад



501

Молочный шоколад



560

Арахисовое масло



588

Приправа для салата



631

Орехи и семечки



719

Растительное масло



884

Животный жир

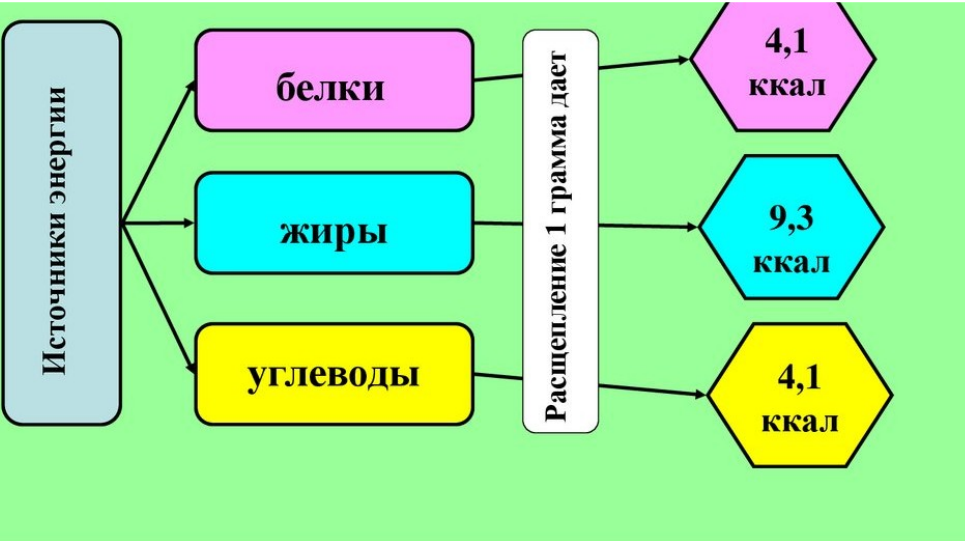


902

Энергия, которую мы извлекаем из пищи, поступает в большей степени от углеводов, нежели белков или жиров. Именно они являются основным «горючим» для человека. Углеводы с большей легкостью превращаются в глюкозу и являются благодаря этому наиболее удобным источником энергии для организма.

В нашем рационе источником углевода служит, прежде всего, картофель, а также продукты переработки зерна и сахар. В чистом виде глюкоза содержится в сладких ягодах и фруктах.





Средняя потребность взрослого человека в день около 3000 ккал. Для получения этого количества калорий требуется 120 г белков (из них не менее половины - животных белков), 80 г жиров (не менее половины - животных) и 500 г углеводов (желательно, по большей части не крахмала и не сахара).

Потребность организма в энергии, а следовательно, и калорийность питания в значительной степени зависит от таких факторов, как вес тела, возраст, физическая активность. Каждый человек должен уметь рассчитывать калорийность и состав своего ежедневного питания.

Группы населения по интенсивности труда	Возраст	Мужчины				Женщины			
		Большие города	Небольшие города и села	Дополнительная физическая нагрузка		Большие города	Небольшие города и села	Дополнительная физическая нагрузка	
				большие города	небольшие города			большие города	небольшие города
Лица, работа которых не связана с затратами физического труда (работники умственного труда, служащие)	18-40	2800	3000	3100	3300	2400	2600	2650	2850
	40-60	2600	2800	2800	3000	2200	2400	2350	2550
Работники механизированного труда и сферы обслуживания (телефонисты, продавцы и т. п.)	18-40	3000	3200	3300	3500	2550	2750	2800	3000
	40-60	2800	3000	3000	3200	2350	2550	2500	2700
Работники механизированного труда, труд которых связан со значительными физическими усилиями (станочники, текстильщики и т. п.)	18-40	3200	3400	3500	3700	2700	2900	2950	3150
	40-60	2900	3100	3100	3300	2500	2700	2650	2850
Работники частично механизированного труда (шахтеры, механизаторы, металлурги и т. п.)	18-40	3700	3900	4000	4200	3150	3350	3400	3600
	40-60	3400	3600	3600	3800	2900	3100	3050	3250
Люди пожилого возраста	60-70	2350	2500	2500	2650	2100	2200	2200	2500
	старше 70	2200				2000			

Расчет калорийности на примере каши манной молочной

Состав блюда		Белки	Жиры	Углеводы	Белки	Жиры	Углеводы
Каша манная молочная		Пищевая ценность в 100гр. продукта (Смотрим пищевую ценность продуктов в кулинарных книгах или в Интернете)			Рассчитываем пищевую ценность в данном весе блюда (Делим на 100 гр. и умножаем на вес продукта)		
1. Крупа манная	30 г	10,3	1	67,6	$10,3:100 \times 30 = 3,09$	$1:100 \times 30 = 0,3$	$67,6:100 \times 30 = 20,28$
2. Молоко	200 г	2,8	3,2	4,7	$2,8 \times 200 : 100 = 5,6$	$3,2 \times 200 : 100 = 6,4$	$4,7 \times 200 : 100 = 9,4$
3. Сахар	5 г	-	-	99,8	-	-	$99,8 \times 5 : 100 = 4,99$
4. Масло сливочное	5 г	0,8	72,5	1,3	$0,8 \times 5 : 100 = 0,04$	$72,5 \times 5 : 100 = 3,63$	$1,3 \times 5 : 100 = 0,07$
				Сумма	Белков - 8,73	Жиров - 10,33	Углеводов - 34,74
					$8,73 \times 4,1 = 35,79$	$10,33 \times 9,3 = 96,1$	$34,73 \times 4,1 = 142,43$
				Итого (сумма калорий)	274,32 ккал		

- > 1 г белков — 4,1 ккал
- > 1 г углеводов - 4,1 ккал
- > 1 г жиров — 9,3 ккал

При расчете воспользуйтесь таблицей

Название блюда		Белки	Жиры	Углеводы	Белки	Жиры	Углеводы
Состав блюда	Кол- во грамм	Пищевая ценность в 100 гр. продукта <i>(Смотрим пищевую ценность продуктов в кулинарных книгах или в Интернете)</i>			Рассчитываем пищевую ценность в данном весе блюда <i>(Делим на 100 гр. и умножаем на вес продукта)</i>		
<ul style="list-style-type: none"> ➤ 1 г белков — 4,1 ккал ➤ 1 г углеводов - 4,1 ккал ➤ 1 г жиров — 9,3 ккал 					$\times 4,1 =$	$\times 9,3 =$	$\times 4,1 =$
Итого:					_____ ккал		