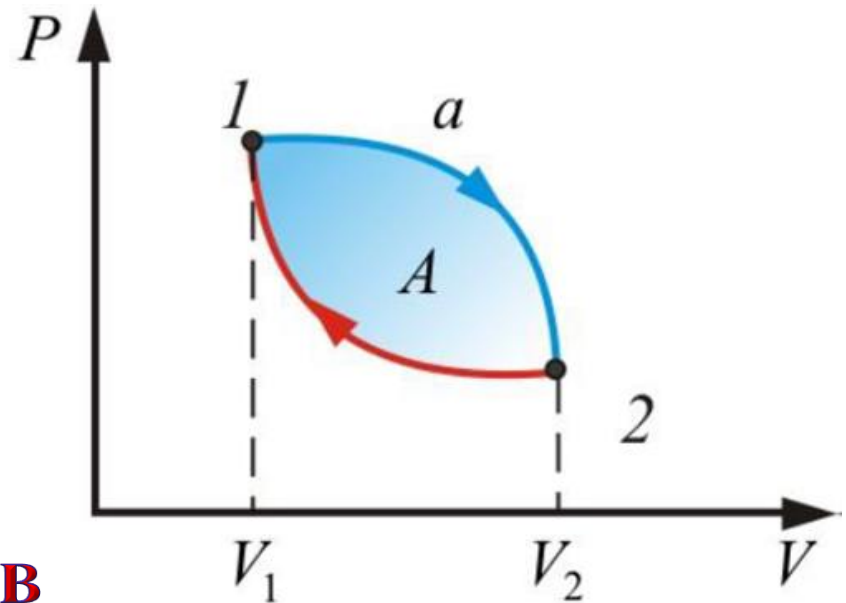


ПРИКЛАДНАЯ ТЕПЛОФИЗИКА

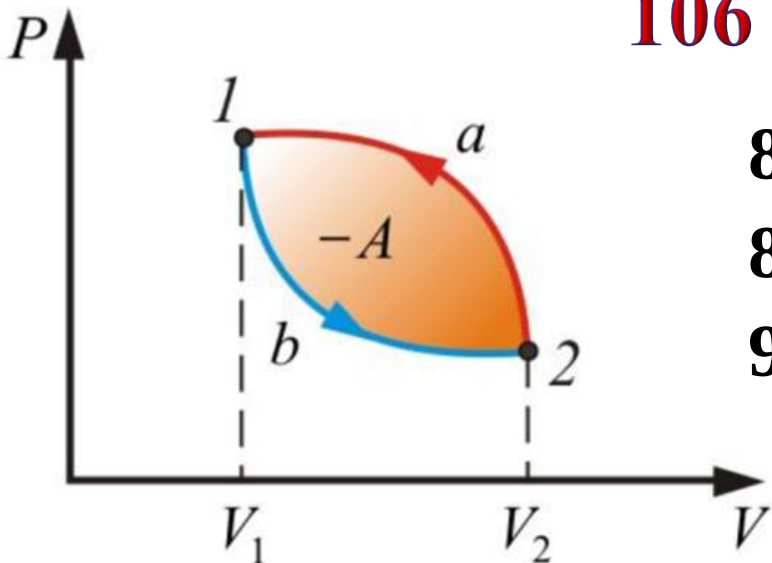


106 часов

8 часов лекций

8 часов лабораторных

90 часов СРС



Осипова Елизавета Николаевна

ТЕПЛОФИЗИКА — совокупность дисциплин, представляющих теоретические основы энергетики.

Прикладной аспект теплофизики для

ГЕОЛОГИЧЕСКОЙ СРЕДЫ

- термодинамика природных процессов;
- тепломассообмен;
- методы экспериментальных и теоретических исследований *равновесных* и *неравновесных* состояний систем;
- тепловые процессы природных систем.

О СТРОЕНИИ ГАЗООБРАЗНЫХ, ЖИДКИХ И ТВЕРДЫХ ТЕЛ

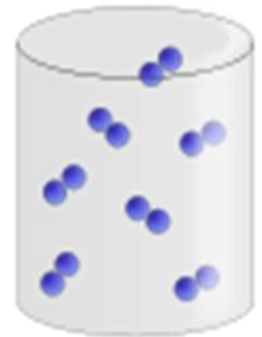
Вследствие отсутствия сил молекулярного притяжения, газы могут легко сжиматься и неограниченно расширяться.

Нормальные условия для газа:

$p = 0,1013 \text{ МПа} = 760 \text{ мм рт.ст.};$

$t = 273,15 \quad K = 0 \text{ }^{\circ}\text{C};$

молярный объём газа $V_0 = 2,2414 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3/\text{моль}$



При уменьшении расстояния между молекулами возникают силы отталкивания, поэтому жидкости практически несжимаемы.

Нормальные условия для нефти:

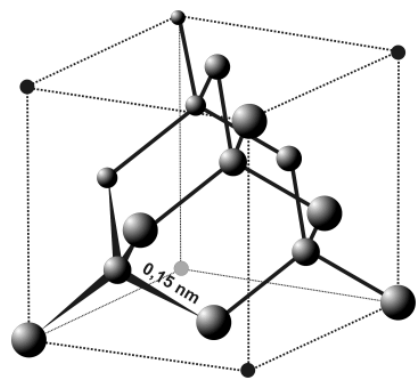
$p = 0,1013 \text{ МПа} = 760 \text{ мм рт.ст.}; \quad t = 20 \text{ }^{\circ}\text{C};$



Атомы или молекулы в твёрдых телах жестко связаны друг с другом, образуя пространственные кристаллические решетки, узлы которой - точки, соответствующие наиболее устойчивому положению твёрдых частиц.

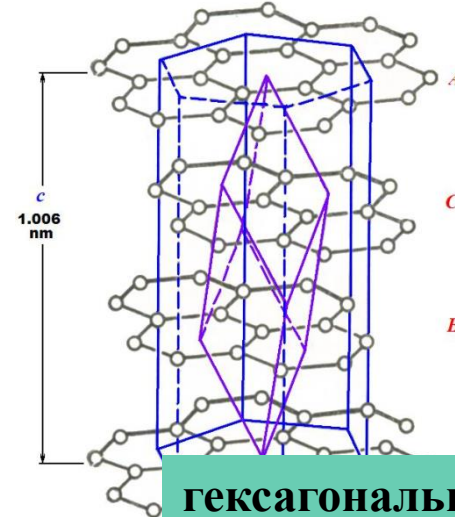


АЛМАЗ ГРАФИТ



кубическая

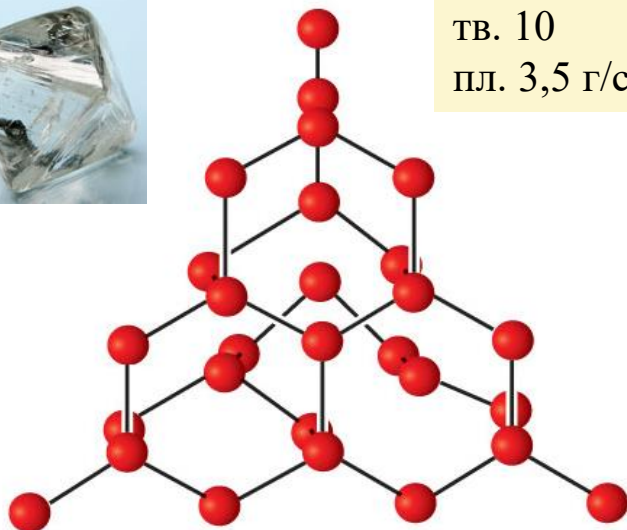
Расположение частиц в кристаллических решётках обуславливает форму и свойства кристаллов.



гексагональная

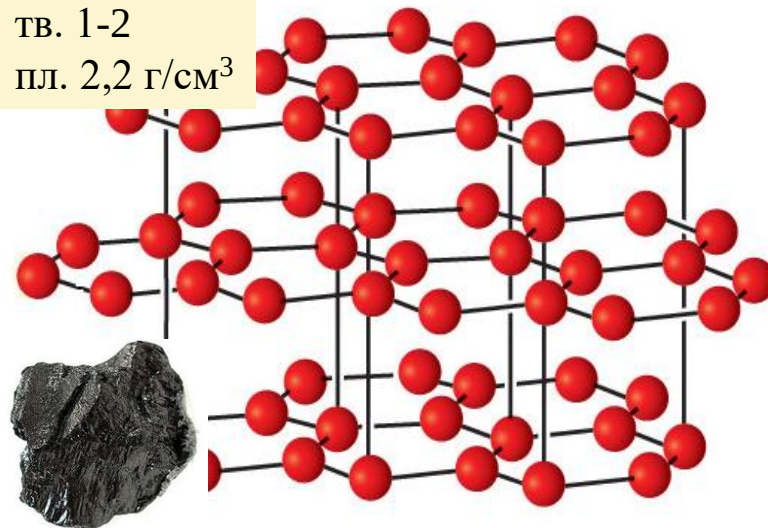


ТВ. 10
пл. 3,5 г/см³

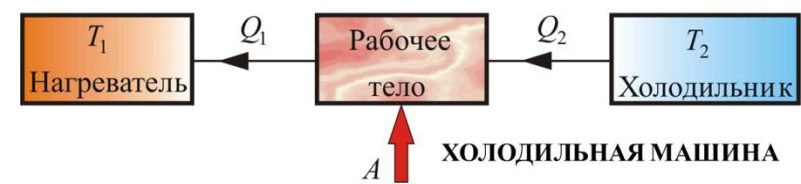
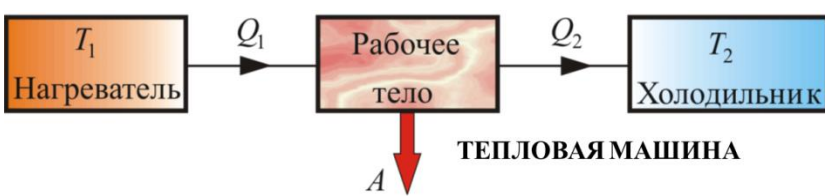


В решетке **алмаза** электроны зафиксированы в одинаковых прочных связях. Поэтому алмаз - твердый прозрачный диэлектрик.

ТВ. 1-2
пл. 2,2 г/см³



Свободные электроны слабо связывают слои **графита**, делая его непрочным непрозрачным проводником



Термодинамика

- это наука об общих законах и движущих силах тепловых, механических и химических явлений.

ИЗУЧАЕТ

Переходы энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой;

Энергетические эффекты, сопровождающие различные физико-химические процессы и зависимости их от условий протекания этих процессов;

Возможность, направление и пределы самопроизвольных процессов в конкретных условиях

Термодинамический метод позволяет описывать явление в целом, основываясь на сопоставлении начального и конечного состояния

Термодинамика

Термодинамическая система – интересующая нас совокупность тел, которую мы противопоставляем внешней среде

Термодинамическое состояние – совокупность значений некоторых физических величин, характеризующих физические свойства тела.

Термодинамические параметры – физические величины, при помощи которых может быть описано состояние системы.

фундаментальные параметры:

энтропия (S)

объем (V)

температура (T)

давление (p)

массы компонентов
($m_a...m_k$)

и их

химические
потенциалы ($\mu_a...\mu_k$)

Термодинамические параметры

Экстенсивными называются параметры, обладающие свойством аддитивности (слагаемости). Эти параметры зависят от массы или числа частиц системы. К экстенсивным параметрам относятся **объем, энтропия и массы компонентов**. Иногда их называют параметрами ёмкости.

Интенсивными параметрами называются такие, которые не зависят от массы или числа частиц системы. К ним относятся **температура, давление и химические потенциалы компонентов**. Параметры напряженности.

Изолированная система не обменивается с внешней средой ни веществом, ни энергией.

Закрытая (замкнутая) система не обменивается с внешней средой веществом, но может обмениваться энергией в виде теплоты или работы.

Открытая система обменивается с внешней средой и веществом, и энергией. Строго говоря, все природные системы открытые, однако часто их можно рассматривать как закрытые и даже как изолированные.

Адиабатическая система не обменивается с внешней средой ни веществом, ни теплотой, однако может совершать работу или подвергаться внешнему воздействию.

СТАНДАРТНЫЕ УСЛОВИЯ

$$\mathbf{T} = 25\text{ }^{\circ}\text{C} = 298,15\text{ }^{\circ}\text{K}, \mathbf{P} = 1\text{ атм} = 1,013 \cdot 10^5\text{ Па}, \mathbf{m} = 1\text{ моль}$$

Термодинамика

Состояние системы тел называется **стационарным**, если ни один из термодинамических параметров, определяющих состояние, не изменяется с течением времени.

Стационарное состояние системы называется **равновесным**, если оно не обусловлено какими-либо явлениями, происходящими с телами, внешними по отношению к данной системе, т.е. отсутствием в системе потоков энергии и отсутствием влияния внешних полей – градиентов температур, давления и др.

Это состояние, в которое с течением времени приходит система.

Равенство только **давления** во всех точках обуславливает **механическое равновесие**;
равенство **температур** - **термическое равновесие**.

В системе, находящейся в **неравновесном** состоянии происходят **необратимые процессы**, которые стремятся вернуть систему в состояние термодинамического равновесия.

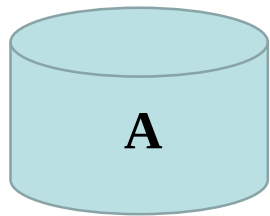


Вопрос. Один конец металлического стержня помещен в тающий лёд, а другой – в кипящую воду так, чтобы температура обоих концов стержня не изменялась с течением времени. Можно ли назвать такое состояние равновесным?

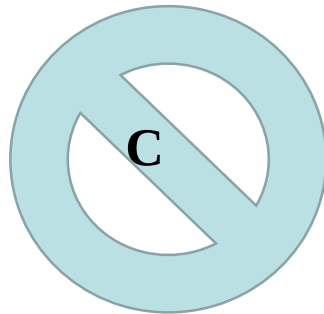
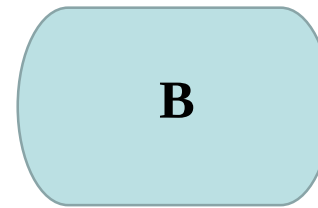
НУЛЕВОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

Температура как функция состояния

если системы А и В и В и С находятся в тепловом равновесии, то системы А и С также находятся в тепловом равновесии между собой
(закон транзитивности теплового равновесия)



$$\begin{aligned}F_1(p_A, V_A, p_B, V_B) &= 0, \\F_2(p_A, V_A, p_C, V_C) &= 0, \\F_3(p_C, V_C, p_B, V_B) &= 0.\end{aligned}$$



$$\begin{aligned}F_1 &= f_A(p_A, V_A) - f_B(p_B, V_B), \\F_2 &= f_A(p_A, V_A) - f_C(p_C, V_C), \\F_3 &= f_B(p_B, V_B) - f_C(p_C, V_C)\end{aligned}$$

Если одну из систем, например А использовать как термометр, то значение функции $f_A(p_A, V_A) = \Theta$ называют **уравнениями состояния**. В случае идеального газа это уравнение Клайперона–Менделеева. Эта температура соответствует абсолютной термодинамической шкале температур, или шкале Кельвина.

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Формулировки первого начала термодинамики

1. Энергия не исчезает бесследно и не возникает из ничего, различные виды энергии переходят одна в другую в эквивалентных количествах.
2. Невозможен вечный двигатель первого рода – двигатель, совершающий работу без затраты энергии.
3. В любой изолированной системе общий запас энергии остается постоянным.

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Изменение внутренней энергии системы (ΔU) равно сумме между количеством теплоты (ΔQ) и количеством работы (A).

$$\Delta U = Q + A, \text{ [Дж]}$$

U – функция состояния системы;

изменение энергии

dU – её полный дифференциал,

δQ и δA – функции процесса.

В дифференциальном виде первое начало термодинамики принимает вид:

$$dU = \delta Q + \delta A$$

Изменение внутренней энергии термодинамической системы при переходе её из одного состояния в другое равно сумме работы внешних сил над системой и количества теплоты, переданного системе, и не зависит от способа, которым осуществляется этот переход

Если в заданном процессе энергия уменьшилась **$dU < 0$**

Если работа совершена извне над системой, то **$\delta A < 0$**

Если система отдала некоторое количество теплоты, то **$\delta Q < 0$**

Количество теплоты, полученное системой, идёт на изменение её внутренней энергии и совершение работы против внешних сил

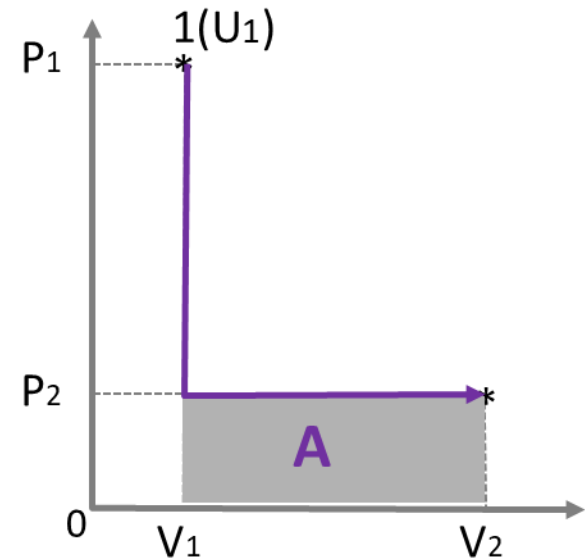
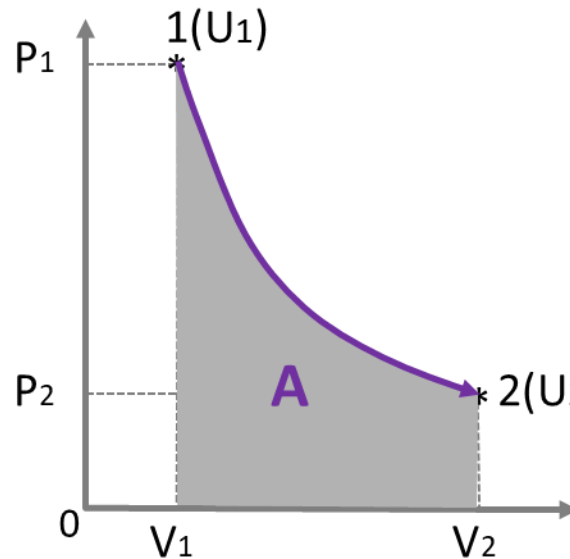
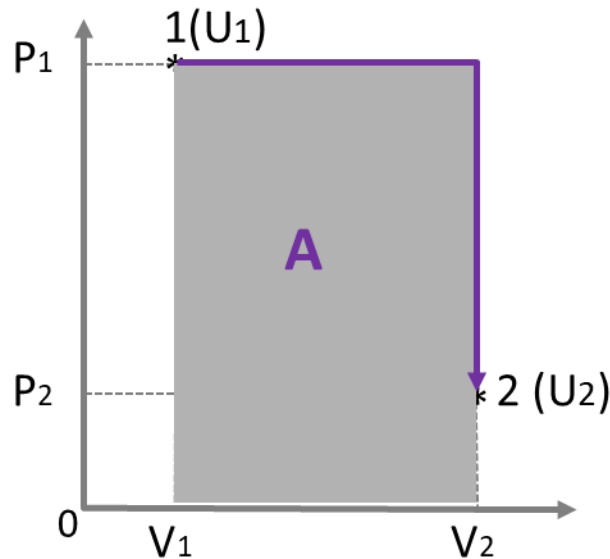
$$Q = dU + A$$

Изменение внутренней энергии ΔU системы в термодинамическом процессе не зависит от хода процесса, а зависит только от начального и конечного состояния системы

$$U = U(T, V, p)$$

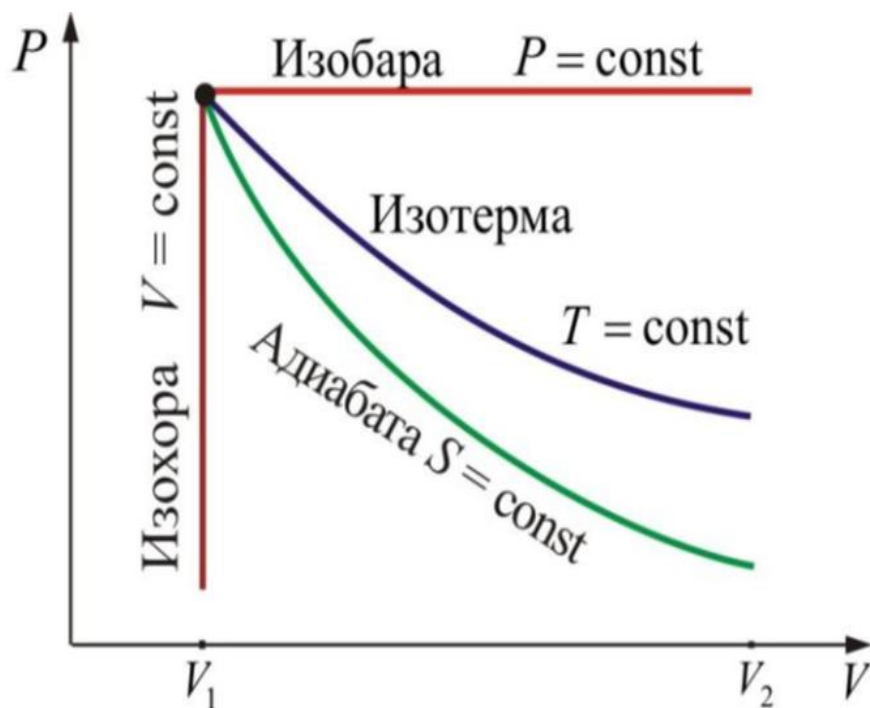
$$U = \int_1^2 dU = U_2 - U_1$$

$$\Delta U = U_2 - U_1$$



Важно: *теплота Q и работа A зависят* от того, каким образом совершен переход из состояния 1 в состояние 2.

При этом нельзя сказать, что система обладает определенным для данного состояния значением теплоты и работы.



Квазистатический процесс - идеальные процессы, в течение которых система и окружающая среда остаются в термически равновесном состоянии или когда изменения происходят достаточно медленно.

Изотермический	$T = \text{const}$	$\Delta U = 0$	$Q_T = A$
Изохорный	$V = \text{const}$	$A = 0$	$\Delta U = Q$
Изобарный	$p = \text{const}$		$Q_p = \Delta U + p\Delta V$
Адиабатный	$Q = 0$		$A = -\Delta U$

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Внутренняя энергия U представляет собой сумму всех видов энергии в системе

Практически изменение внутренней энергии может осуществляться двумя принципиально разными способами:

совершением работы $dU_1 = -\delta A$ и теплообменом $dU_2 = \delta Q$

$$dU = dU_1 + dU_2 = \delta Q - \delta A$$

КОЛИЧЕСТВО ТЕПЛОТЫ, ПЕРЕДАННОЕ СИСТЕМЕ, УВЕЛИЧИВАЕТ ЕЕ ВНУТРЕННЮЮ ЭНЕРГИЮ И ПРЕВРАЩАЕТСЯ В РАБОТУ, СОВЕРШАЕМУЮ СИСТЕМОЙ ПРОТИВ ВНЕШНИХ СИЛ

$$\delta Q = dU + \delta A$$

Теплота Q – это форма передачи энергии от одной системы другой, происходящей вследствие разницы температур тел и не связанной с переносом вещества.

Работа A – это форма передачи энергии, не связанная с температурой и переносом вещества, а обусловленная преодолением системой внешних сил.

Энтальпия. Закон Гесса

H – ЭНТАЛЬПИЯ (теплосодержание), функция состояния системы

$$U_2 - U_1 = p(V_2 - V_1) + Q$$

$$H = U + pV$$

$$p = \text{const} \quad \Delta H = Q_p$$

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

Закон Гесса: Тепловой эффект реакции, идущей **при постоянном давлении** (объеме), **равен разнице энтальпий** (внутренних энергий) конечного и начального состояний системы:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Энтальпия имеет размерность энергии (кДж).

Ее величина пропорциональна количеству вещества;

энтальпия единицы количества вещества (моль) измеряется в кДж·моль⁻¹.

Изменение H, U	Тепловой эффект	Процесс
$\Delta U < 0 \quad \Delta H < 0$	выделение тепла	экзотермический
$\Delta U > 0 \quad \Delta H > 0$	поглощение тепла	эндотермический

Энтальпия

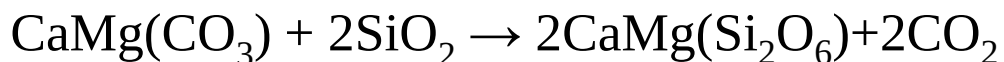
Из однотипных минералов наиболее устойчивыми (распространенными) являются те, при **образовании которых выделяется наибольшее количество энергии (понижается энтальпия).**

Расчеты тепловых эффектов процессов минералообразования

Тепловой эффект реакции:

$$\Delta H = \sum (\Delta H)_{\text{продукт}} - \sum (\Delta H)_{\text{исходное}}$$

Образование диопсида
из доломита и кварца:



$$\Delta H = [(-3203,3) + 2(-393,5)] - [(-2332,9) + 2(-910,7)] = +164,3 \text{ кДж/моль.}$$

Доломит $\text{CaMg}(\text{CO}_3)$	-2332,9
Кварц SiO_2	-910,70
Диопсид $\text{CaMg}(\text{Si}_2\text{O}_6)$	-3203,3
CO_2 (газ)	-393,5.

Теплоёмкость

Пусть δQ – количество теплоты, необходимое для изменения температуры тела от T до $T + dT$.

$$C = \frac{\delta Q}{dT}$$

Теплоёмкость единицы массы называется *удельной теплоёмкостью* данного вещества:

$$c = \frac{C}{m} = \frac{\delta Q}{mdT}$$

Теплоёмкость одного моля вещества называется *молярной теплоёмкостью* данного вещества:

$$c_{\mu} = \frac{C}{\mu} = \frac{m}{\mu} c = \frac{\delta Q}{\mu dT}$$

Удельная и молярная теплоёмкости вещества зависят от характера процесса передачи энергии (в частности, для газа различают теплоёмкости при постоянном давлении C_p , c_p , $c_{p\mu}$ и при постоянном объеме C_v , c_v , $c_{v\mu}$)

Энтальпия определяет теплоту реакции, необходимую для создания минерала из различных видов частиц (молекул, атомов, ионов). С теплоемкостью она связана уравнением **$dH = Cp dT$**

ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

ЭНТРОПИЯ

Теплота не может самопроизвольно переходить от менее нагретого тела к более нагретому.

Любая энергия может полностью перейти в теплоту, но теплота преобразуется в другие формы энергии лишь частично

$$\begin{array}{lcl} \text{Внутренняя энергия системы} & = & \begin{array}{l} \text{свободная (полезная)} \\ + \\ \text{связанная (бесполезная)} \end{array} \end{array}$$

Энтропия – «Одно из наиболее абстрактных научных понятий, имеющее фундаментальное значение»

Геологический словарь

**Второй закон
термодинамики**

$$\begin{array}{ll} dS = \frac{\delta Q}{T} & \rightarrow \text{для равновесных обратимых процессов} \\ dS > \frac{\delta Q}{T} & \rightarrow \text{для неравновесных (необратимых) процессов} \end{array}$$

Свойство симметричности и сопряженности термодинамических параметров

ПАРАМЕТР →	Интенсивный	Экстенсивный	Уравнение связи (работы)
ТЕПЛОВОЙ	T, температура	S, энтропия	$\delta Q = T\delta S$
МЕХАНИЧЕСКИЙ	P, давление	V, объем	$\delta A = P\delta V$
ХИМИЧЕСКИЙ	μ , химический потенциал	m, масса	$\delta W = \mu\delta m$
ПРОЦЕСС ↑			

Любой термодинамический процесс в системе характеризуется парой параметров, один из которых интенсивный, другой – экстенсивный

Опыт показывает, что во всех случаях, *превращение механической энергии в тепловую и обратно совершается всегда в строго эквивалентных количествах.*

Стандартные термодинамические параметры образования:

энтропия S Дж/моль*К, энтальпия ΔH , свободная энергия ΔG кДж/моль,
молярный объем V см³/ моль

Вещество	$-\Delta H^\circ$	S°	$-\Delta G^\circ$	V°
Кальцит CaCO_3	1207,37	91,71	1128,85	36,934
Сидерит FeCO_3	736,98	105,0	666,64	29,379
Акантит Ag_2S	32,35	142,84	40,01	34,19
Халькозин Cu_2S	80,115	116,15	85,43	27,475
Каолинит $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$	4119,78	204,97	3799,60	99,52
Диксит $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$	4118,47	197,06	3795,94	99,3
Галлуазит $\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$	4101,03	203,33	3780,36	99,4
Сфалерит ZnS	206,90	58,66	202,42	23,81
Вюрцит ZnS	194,57	58,84	190,14	23,846

ВТОРОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Теплота не может самопроизвольно переходить от менее нагретого тела к более нагретому.

Самопроизвольный – процесс, который может протекать без затраты работы (энергии) извне, причем в результате может быть получена работа в количестве, пропорциональном изменению состояния системы.

Согласно формулировки второго начала термодинамики система может остыть лишь до некоторой конечной температуры T_k . В этих условиях система отдает среде только часть своей внутренней энергии, которую называют *свободной энергией*.

Оставшаяся часть энергии как бы "заперта" в системе, поэтому ее называют *связанной (бесполезной) энергией*.

Связанная энергия контролируется энтропией системы и равна произведению абсолютной температуры на изменение энтропии от абсолютного нуля до абсолютной температуры системы, т.е. TdS или $T\Delta S$

Стандартные термодинамические параметры образования:

Энтропия (*поворот, превращение*) ΔS Дж/мольК — мера изменения энергии или критерий, определяющий уровень дезорганизации материи и энергии в системе. Полезная энергия постепенно превращается в бесполезную, а энтропия этот процесс измеряет.

$$dS = \frac{\delta Q}{T} \rightarrow \text{для равновесных (обратимых) процессов}$$

$$dS > \frac{\delta Q}{T} \rightarrow \text{для неравновесных (необратимых) процессов}$$

Энтальпия ΔH кДж/моль — *теплосодержание системы* $Q_p = \Delta H$
экзотермический процесс — $\Delta H < 0$, эндотермический процесс — $\Delta H > 0$.

Разность этих термодинамических факторов является **функцией состояния системы** $H - TS = G$, называемой изобарно-изометрическим (термодинамическим) потенциалом или **свободной энергией Гиббса**, или энергией Гиббса, или потенциалом Гиббса G , кДж.

Изменение ΔG при $PT = \text{const}$ определяет термодинамическую вероятность протекания данного процесса в определенном направлении
 $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Термодинамический потенциал

Свободная энергия Гиббса – это величина, показывающая изменение энергии в ходе химической реакции и дающая ответ на вопрос о возможности её протекания

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

$\Delta G = 0$ равновесие

$\Delta G < 0$ самопроизвольный процесс (спонтанный)

$\Delta G > 0$ процесс невозможен

$\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$	$\Delta G < 0$	самопроизвольный
$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	$\Delta G > 0$	
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0 \quad T \downarrow$	$\Delta G < 0$	самопроизвольный
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0 \quad T \uparrow$	$\Delta G > 0$	
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0 \quad T \downarrow$	$\Delta G > 0$	
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0 \quad T \uparrow$	$\Delta G < 0$	самопроизвольный

T – представляет среднюю кинетическую энергию

Термодинамический потенциал

Энтальпия	Свободная энергия Гельмгольца	Свободная энергия Гиббса
$H = H(S, P)$	$F = F(T, V)$	$G = G(T, P)$

Свободная энергия в форме энергии Гиббса dG выступает в изобарно-изотермическом процессе,
а в изохорно-изотермическом - в форме энергии Гельмгольца dF .

Свободная энергия Гельмгольца – термодинамический потенциал, убыль которого в квазистатическом изотермическом процессе равна работе, совершённой системой над внешними телами.

Свободная энергия Гельмгольца $F = U - TS$ – в этом значении термин обычно употребляется в физике.

Свободная энергия Гиббса $G = U + pV - TS$ – в этом значении термин обычно употребляется в химии и физической химии.

Свободная энергия Гиббса – термодинамический потенциал, изменение которого в ходе химической реакции равно изменению внутренней энергии системы.

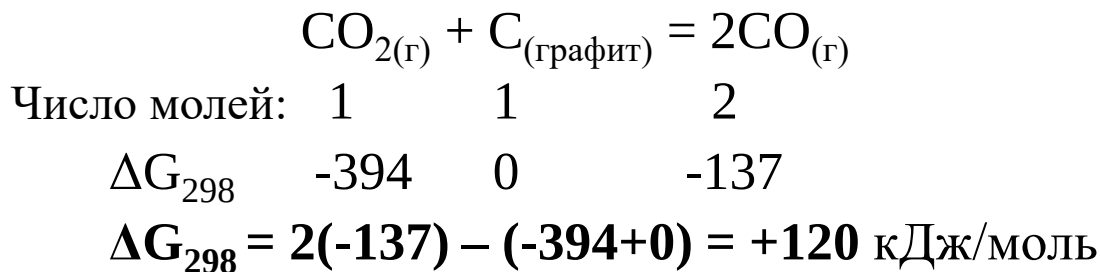
ЭНЕРГИЯ ГИББСА (G)

Энергию Гиббса можно понимать как полную химическую энергию системы (кристалла, жидкости, газа)

$$\Delta G_p = \sum(n\Delta G)_{\text{прод}} - \sum(n\Delta G)_{\text{исх}}$$

закон Гесса

Энергия Гиббса образования простых веществ принимается равной нулю, если их агрегатные состояния и модификации при стандартных условиях устойчивы.



Стандартные свободные энергии некоторых реакций (кДж/моль)

Реакция	ΔG°_m	ΔH°_m	$T\Delta S^{\circ}_m$
$\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{ж})} \rightarrow 2\text{HBr}_{(\text{г})}$	- 106	- 72	+ 34
$2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	- 474	- 572	- 98
$2\text{Ag}_2\text{O}_{(\text{тв.})} \rightarrow 4\text{Ag}_{(\text{тв.})} + \text{O}_{2(\text{г})}$	+ 22	+ 61	+ 39
$\text{Ca}^{2+}_{(\text{водн.})} + \text{CO}^{2-}_{3(\text{водн.})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{тв.})}$	- 48	+ 13	+ 61

ПРАВИЛО ФАЗ

Джозайя Уилард Гиббс

«Число фаз в равновесной системе не может превышать $K+2$ »

Фаза – реально ограниченная часть системы с определенными физическими и химическими свойствами..

В многофазной многокомпонентной системе число фаз Φ , сосуществующих в равновесии, не превосходит числа независимых компонентов K более чем на 2.

$$\Phi \leq K + 2$$

Компоненты - индивидуальные вещества, входящие в состав фазы.

Выбор компонентов произволен и зависит от решаемой термодинамической задачи.



Гранит

Фаза → полевой шпат $(K,Na)AlSi_3O_8$

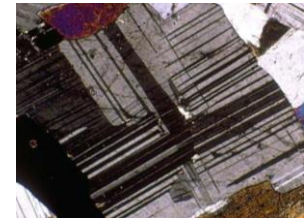
Возможные компоненты

K_2O , Na_2O , SiO_2 , Al_2O_3 , K^+ , Na^+ , Si^{+4} , Al^{+3} , O^{2-}

альбит $NaAlSi_3O_8$



микроклин, ортоклаз $KAlSi_3O_8$



Законы термодинамики о направленности природного процесса:

Нулевой закон термодинамики.

$$f_A(p_A, V_A) = \Theta$$

Температура есть функция состояния системы

Первый закон термодинамики.

$$\Delta H < 0$$

Как правило, более устойчивы соединения, при образовании которых выделяется больше энергии (**понижается энтальпия**)

Второй закон термодинамики.

$$\Delta S > 0$$

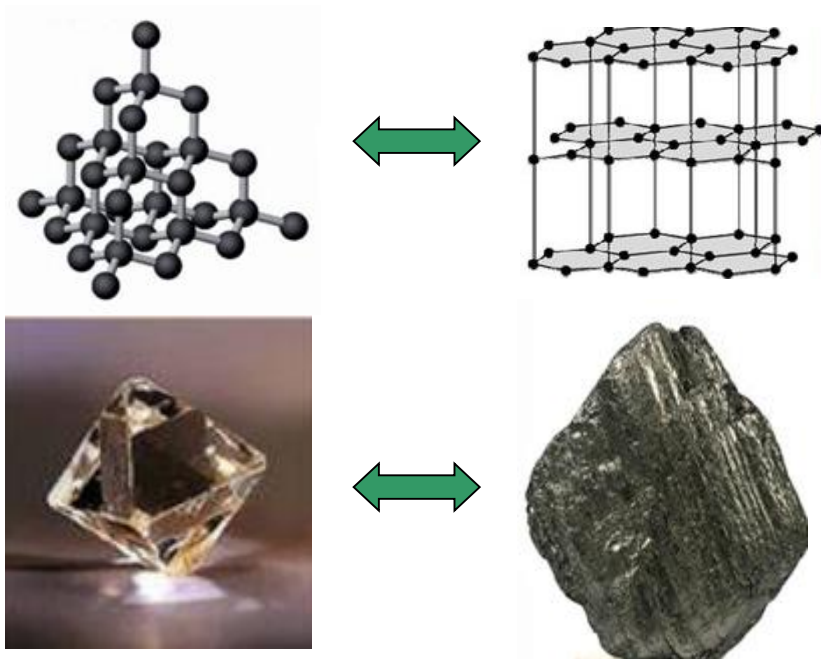
В изолированных и адиабатных системах самопроизвольные процессы сопровождаются **возрастанием энтропии**

Третий закон термодинамики.

$$S_{T \rightarrow 0} \rightarrow 0$$

Энтропия правильного кристалла стремится к нулю по мере приближения температуры к абсолютному нулю (*постулат Нерста*). **Это наиболее упорядоченная система.**

АЛМАЗ ↔ ГРАФИТ



В стандартных условиях:

$$\Delta G = \Delta G_{\text{алм}} - \Delta G_{\text{граф}}$$

$$\Delta G = 2,9 - 0 = 2,83 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G = \Delta G_{\text{граф}} - \Delta G_{\text{алм}}$$

$$\Delta G = 0 - 2,9 = -2,83 \text{ кДж/моль}$$

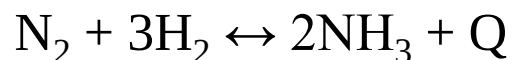
В стандартных условиях
возможна реакция превращения
алмаза в графит

Вещество	ΔH_o кДж/моль	S_o Дж/моль·К	$-\Delta G_o$ кДж/моль	V_o см ³ /моль
Графит С	0	5,74	0	36,934
Алмаз С	1,83	2,37	2,83	29,379

Алмаз превращается в графит при очень высоких температурах, и наоборот графит превращается в алмаз при огромном давлении

ПРИНЦИП ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие (изменить температуру, давление, концентрацию), то в системе возникнут процессы, направленные на ослабление данного воздействия



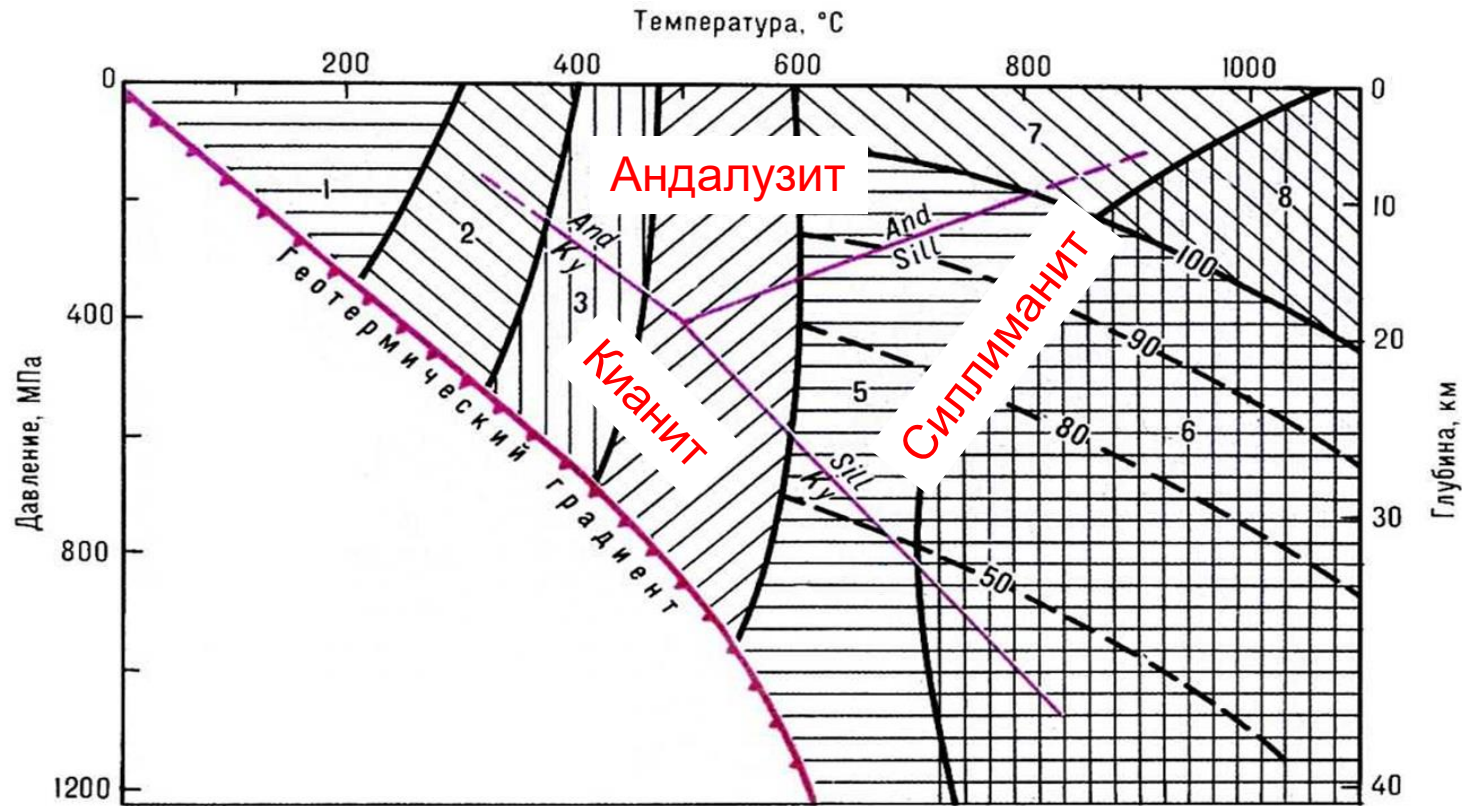
- ☐ Увеличение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермического процесса.
- ☐ Увеличение P (для газофазных реакций) смещает равновесие в сторону меньшего объёма
- ☐ Увеличение концентрации C одного из исходных веществ смещает равновесие в сторону образования продуктов реакции и наоборот.

ПРИНЦИП ЛЕ-ШАТЕЛЬЕ

Примеры

Процесс	Изменение условий	Термодинамика процесса
Выветривание эндогенных пород	Понижение температуры и давления	Экзотермические ($\Delta H < 0$), увеличение объема, уменьшение плотности ($\Delta S > 0$).
Прогрессивный термальный метаморфизм	Повышение температуры	Эндотермические ($\Delta H > 0$).
Фазовый переход «Оливин → шпинель» на границе верхней и нижней мантии (420 км)	Повышение давления	Уменьшение объема, повышение плотности (+0,46 г/см ³) и скорости сейсмических волн (+1,3 км/с), ($\Delta S < 0$).

Схема минеральных фаций метаморфических ГП



1 - порфириров и глинистых сланцев, 2 - зеленокаменных пород и филлитов, 3 - зелёных (хлоритовых), серицитовых и мусковитовых сланцев, 4 - эпидотовых амфиболитов и двуслюдяных гнейсов, 5 - амфиболитов и биотитовых гнейсов, 6 - мигматитов, пироксен-плагиоклазовых сланцев и гнейсов, 7 - контактовых роговиков, 8 - бухитов. Цифрами на линиях обозначается железистость $(Fe \cdot 100)/(Fe + Mg)$ граната

Кианит Силлиманит Андалузит $Al_2(SiO_4)O$

Схема минеральных фаций метаморфических ГП



Андалузит



Кианит



Силлиманит

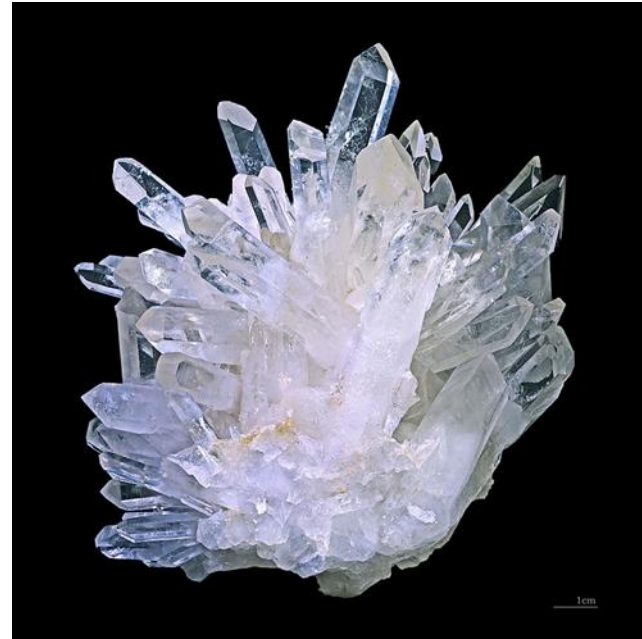


Вещество	$-\Delta H^\circ$, кДж/моль	S° Дж/моль·К	$-\Delta G^\circ$, кДж/моль	V° , см ³ /моль
Кианит $\text{Al}_2(\text{SiO}_4)\text{O}$	2594,27	84,47	2444,03	44,09
Андалузит $\text{Al}_2(\text{SiO}_4)\text{O}$	2590,27	93,77	2442,80	51,56
Силлиманит $\text{Al}_2(\text{SiO}_4)\text{O}$	2587,77	96,09	2441,0	50,018

ТЕПЛОМАССОБМЕН

Кристаллизация начинается при достижении некоторого предельного условия, например, переохлаждения жидкости или пересыщения пара.

Кристаллизация —
процесс образования
кристаллов из газов,
растворов, расплавов



Кристаллизацией называют также процесс перехода из жидкого состояния в твёрдое кристаллическое.

ТЕПЛОМАССООБМЕН

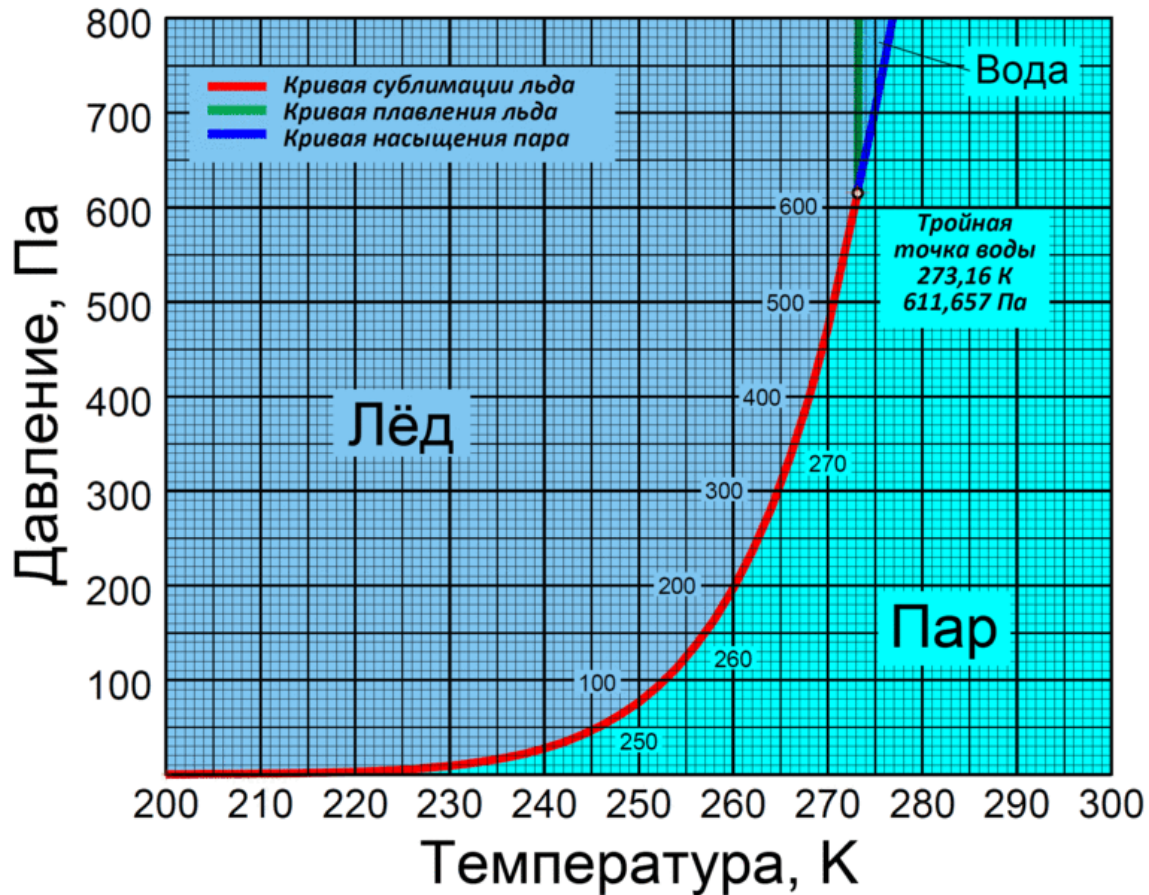
Ликвация

В геологических науках - процесс распада однородной магмы при понижении температуры на две или более разные по составу несмешивающиеся магмы.

Набухание

Процесс увеличения объёма твердого тела в результате поглощения им из окружающей среды жидкости или пара.

ТЕПЛОМАССОБМЕН



**Сублимация
(десублимация)**

– переход вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое

ТЕПЛОМАССООБМЕН

Растворение



Переход молекул вещества из одной фазы в другую (**раствор**, растворенное состояние). Происходит в результате взаимодействия атомов (молекул) растворителя и растворённого вещества.

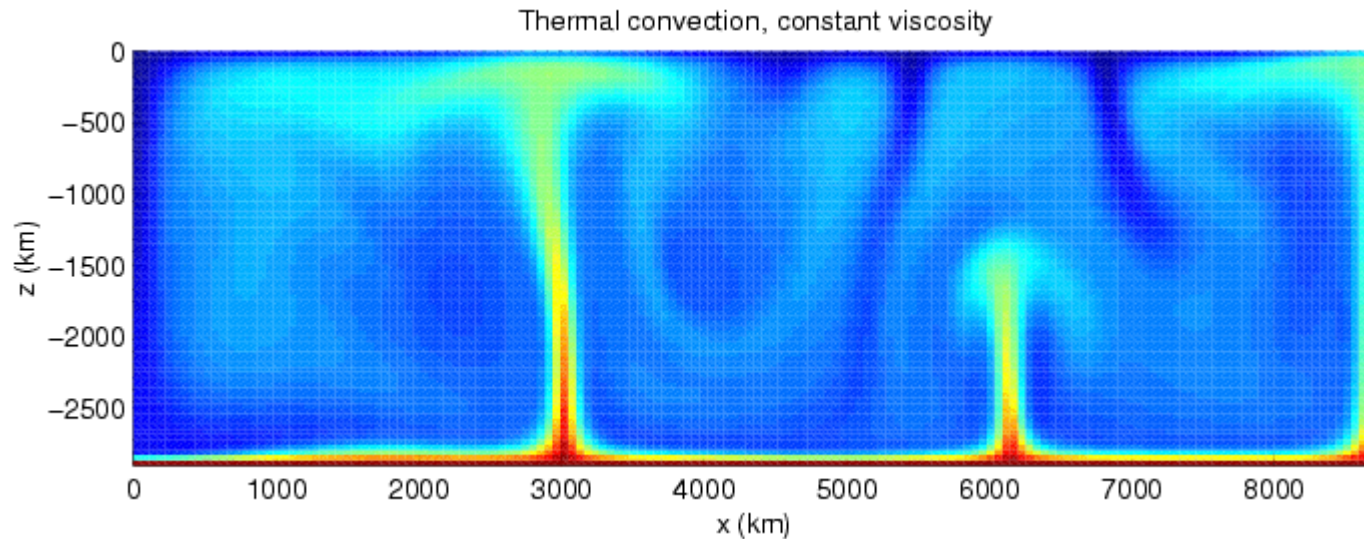
Сопровождается увеличением энтропии при растворении твёрдых веществ и её уменьшением при растворении газов.

При растворении межфазная граница исчезает, при этом многие физические свойства раствора (например, плотность, вязкость, цвет) меняются.

ТЕПЛОМАССООБМЕН

кондуктивный (conductor лат. – проводник) процесс передачи энергии без совершения работы – теплопроводность

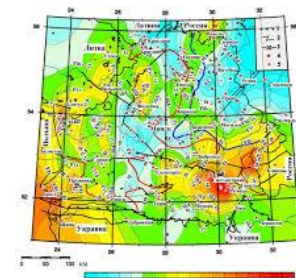
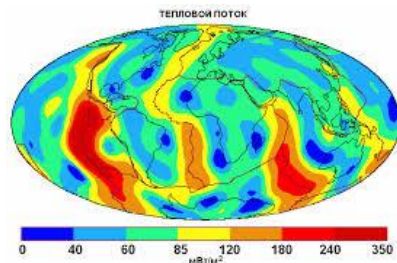
конвективный (convection лат. – принесение) – при движении жидкости или газа).



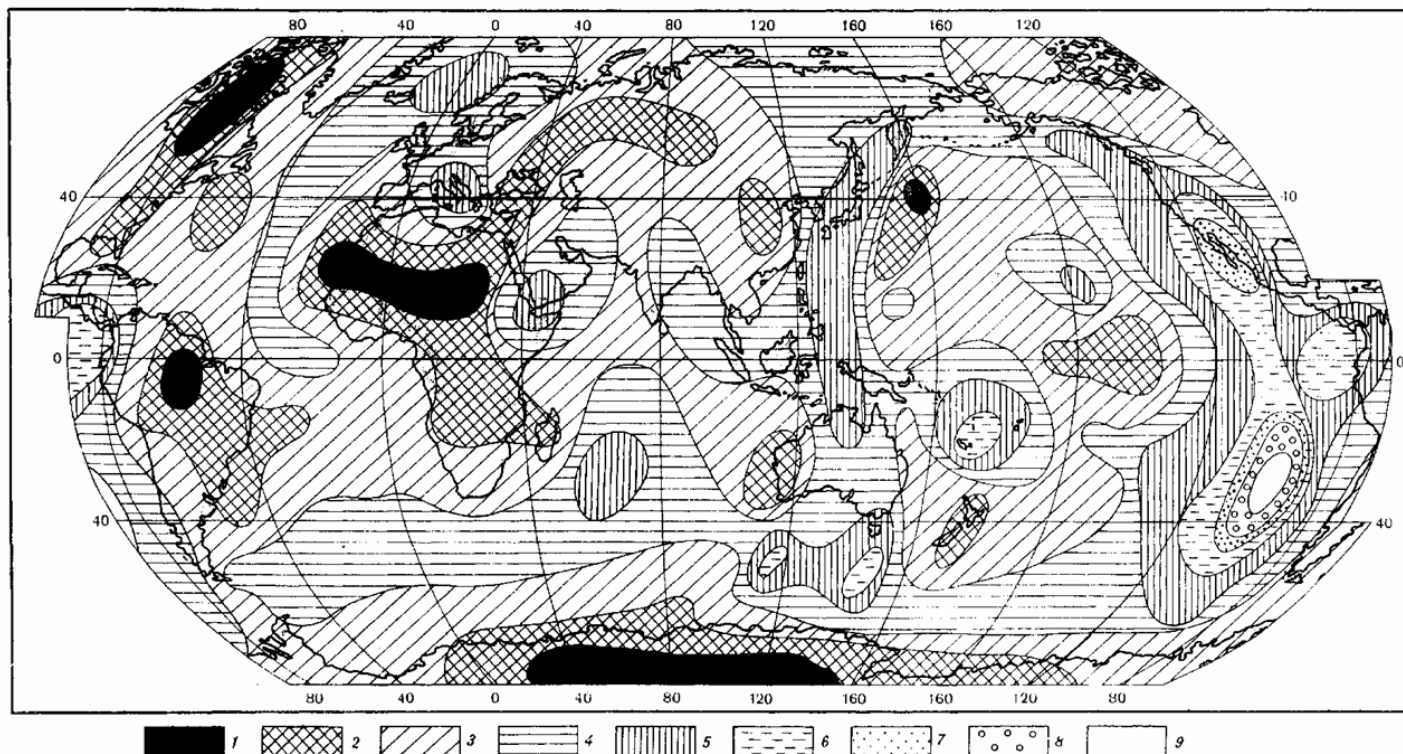
излучение – это теплообмен посредством электромагнитного поля, он не требует соприкосновения обменивающихся энергиями веществ: так, энергия Солнца передаётся на Землю через космическое пространство.

Тепловые процессы природных систем

ГЕОТЕРМИЯ — наука,
изучающая тепловые процессы,
протекающие в Земле

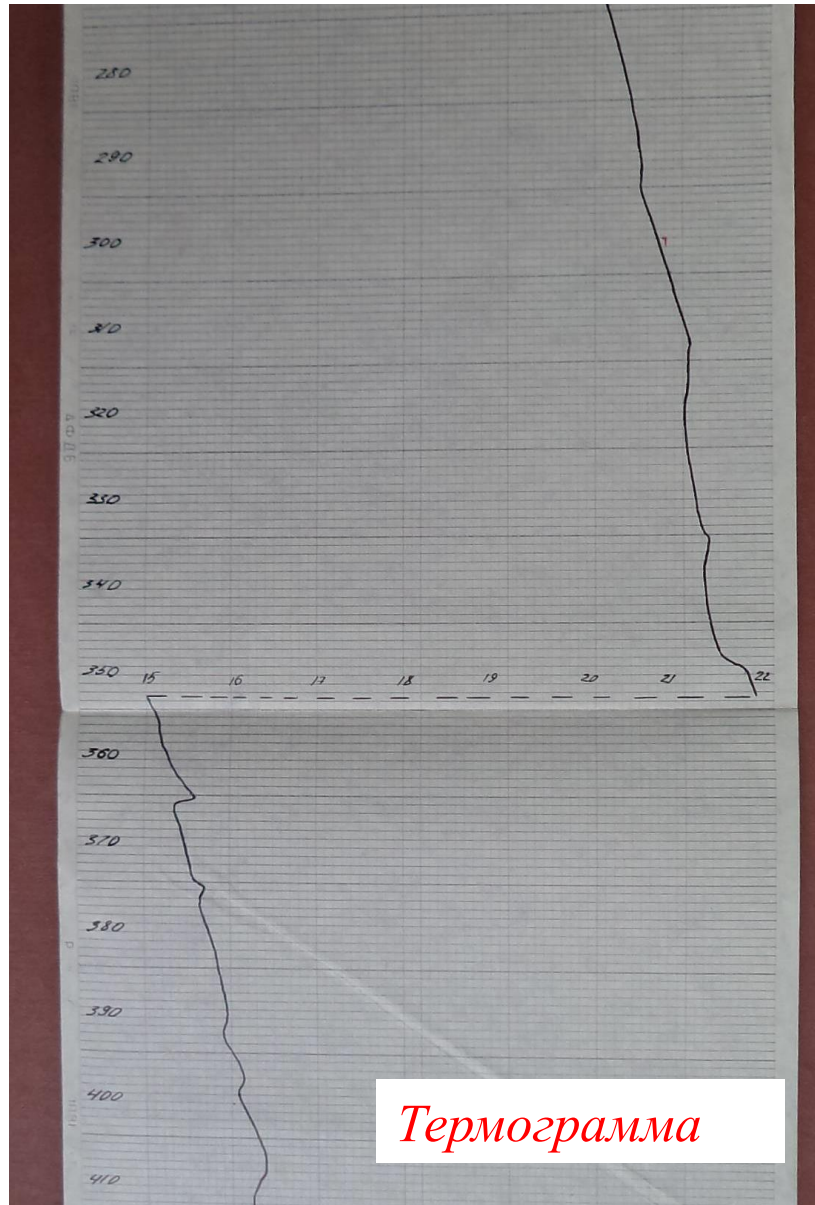


*Карта
теплового
потока
Земли*



Условные обозначения: 1 – 0,7-0,95; 2 – 0,95-1,2; 3 – 1,2-1,4; 4 – 1,4-1,7; 5 – 1,7-1,9; 6 – 1,9-2,1; 7 – 2,15-2,4; 8 -2,4-2,6; 9 – 2,6-2,9 (значения теплового потока в $0,04 \text{ Вт/м}^2$)

ГЕОТЕРМИЯ



Термограмма

Изучение тепловых процессов, протекающих в Земле — один из разделов геофизики (геотермия, **терморазведка**).

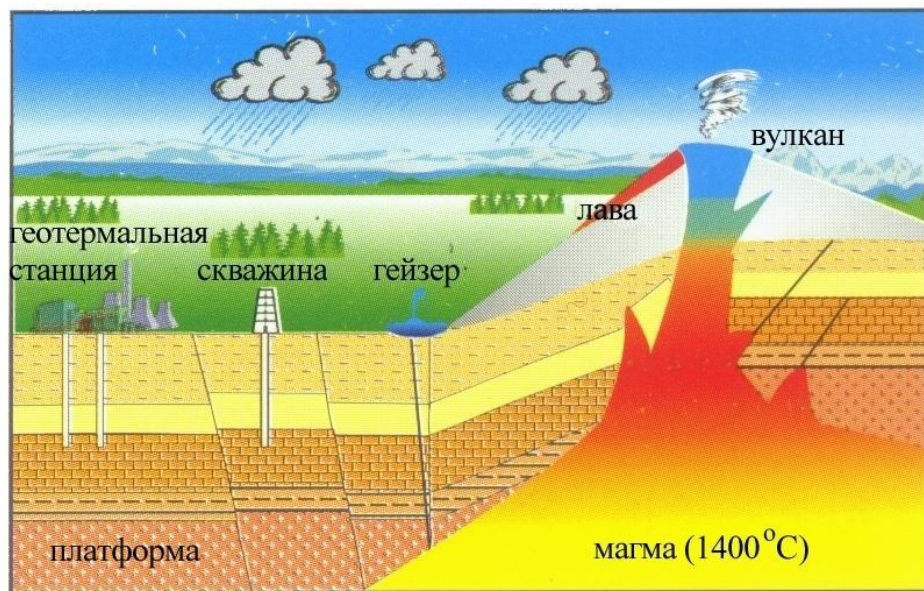
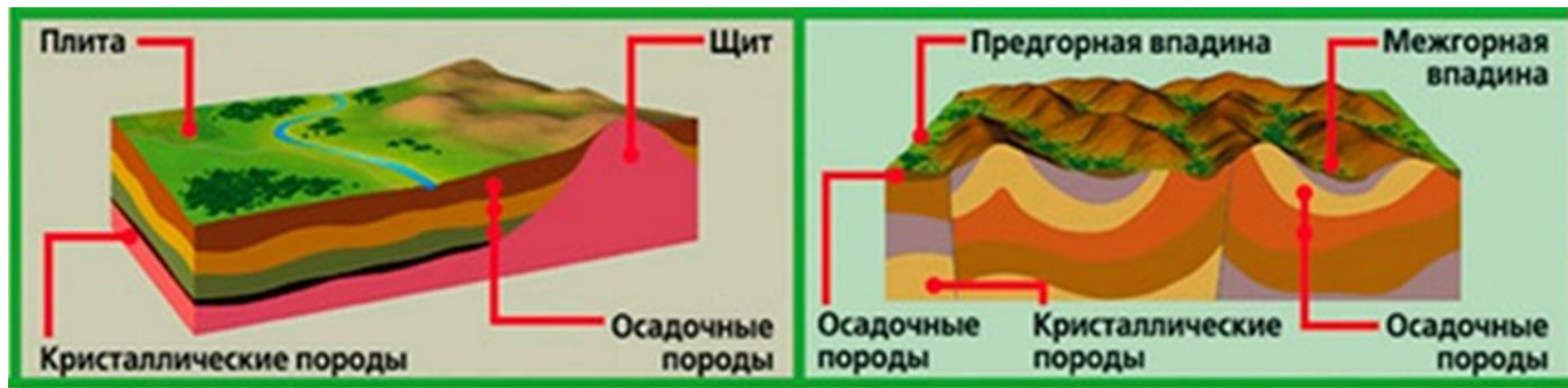
Температура — один из главных факторов преобразования минерального и органического вещества в толще Земли.

Повышение температуры с глубиной в любой скважине или шахте доказывает что тепло поднимается из недр Земли.

Температура гранитного (кислого состава) расплава — 600-700 °С.

Температура базальтового расплава (основного состава) — 1000-1200 °С.

ТЕПЛОЙ ПОТОК ЗЕМЛИ

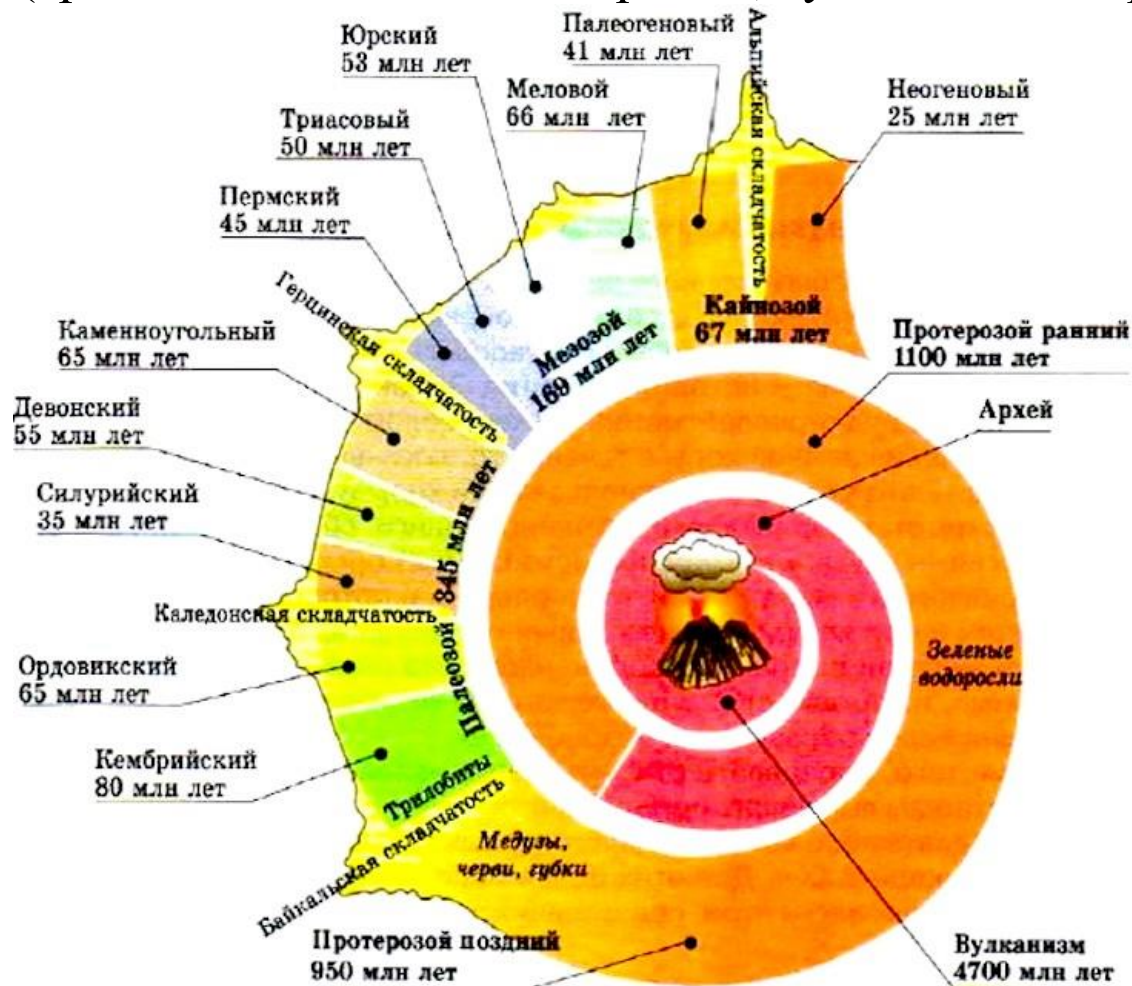


ПЛАТФОРМА – крупный участок материковой коры, малоподвижный, с равнинным рельефом, имеющий двухъярусное строение: складчатый фундамент и осадочный чехол (Восточно-Европейская, Сибирская).

снижение геотермической активности при переходе от молодых к древним платформам.

Тепловые процессы природных систем

Величина теплового потока зависит от возраста и типа коры. Максимальные значения потока отмечаются в областях тектоно-магматической активности (срединно-океанические хребты, вулканические районы, молодые рифы)



Альпийская складчатость — началась 65 млн лет назад.

Герцинская складчатость — 400-230 млн лет назад.

Каледонская складчатость — 500-400 млн лет назад.

Байкальская складчатость длилась от 1200 до 500 млн лет назад.

Архейская складчатость — наиболее древняя, она закончилась около 1,6 млрд лет назад

Тепловые процессы природных систем

ГЕОТЕРМИЧЕСКИЕ ПАРАМЕТРЫ

Геотермический градиент – изменение температуры на каждые 100 метров глубины. В Томской области составляет в среднем 3 °С на 100 м.

Геотермическая ступень – длина интервала пород, в пределах которого температура повышается на 1 °С.

Тепловой поток - количество теплоты, переданной через изотермическую поверхность в единицу времени в процессе теплообмена, теплопередачи, отдачи или отвода.

Плотность теплового потока q – это количество теплоты, передаваемое через единицу изотермической поверхности в единицу времени от более нагретой части тела к менее нагретой.

$$q = \lambda \cdot \text{grad} \cdot T, \text{ где}$$

λ_i – коэффициент пропорциональности, получивший название **коэффициента теплопроводности**, или просто теплопроводности, определяется из уравнения Фурье, которое гласит: плотность теплового потока q прямо пропорциональна градиенту температуры ($\text{grad } T$).

Размерность q кал/м²·ч или Вт/м², с учётом этого размерность λ – Вт/(м·К).

Тепловые процессы природных систем

ГЕОТЕРМИЧЕСКИЕ ПАРАМЕТРЫ

α_i температуропроводность – параметр, характеризующий скорость изменения температуры вещества в нестационарных тепловых процессах. Определяется как отношение теплопроводности λ к произведению удельной теплоёмкости C на плотность вещества σ , выражается в $\text{м}^2/\text{с}$.

$$\alpha = \frac{\lambda}{C\sigma}$$

c_i удельная теплоёмкость – количество теплоты, поглощаемое единицей массы вещества (кг), при нагревании тела на один градус, $\text{Дж}/\text{кг}\cdot\text{К}$.

$$C = \frac{Q}{mT}$$

f_i плотность радиоактивных источников. За первые 200 млн лет существования Земли практически полностью распались короткоживущие радиоактивные изотопы, выделяющие заметную долю тепла при распаде: ^{26}Al , ^{10}Be , ^{60}Fe , ^{36}Cl , имеющие период полураспада 10^6 - 10^7 лет.

Основной вклад в современный тепловой режим вносят ^{238}U , ^{232}Th и ^{40}K , так как их энергия спонтанного распада в 10^3 - 10^4 раз выше энергии распада остальных изотопов.

Тепловые процессы природных систем

ВИДЫ ТЕПЛОПЕРЕДАЧИ

электронная теплопроводность - за счёт передачи кинетической энергии электронами «горячих» участков электронам «холодных» участков

фононная или решёточная теплопроводность - интенсивность теплового колебательного процесса связанных элементарных частиц узлов кристаллической решётки.

Интенсивность переноса тепла фононами в кристаллах в основном определяется их химическим составом и плотностью.

Температура Дебая отделяет низкотемпературную область, где проявляются квантовые эффекты от высокотемпературной, где справедливы законы классической статистической механики. Эта температура зависит от упругих постоянных кристаллов и варьирует в весьма широких пределах, например у NaCl температура Дебая составляет 47 °С, а у алмаза – 1577 °С.

Для горных пород T_D составляет 900-600°С. Температура порядка 600°С достигается в Земле на глубинах 30-50 км.

Тепловые процессы природных систем

ФАЗОВЫЕ ПЕРЕХОДЫ

Фазовые переходы I рода:

От кристаллического состояния в жидкое, процесс идёт с поглощением тепла при постоянной температуре. Поступающее тепло расходуется не на нагрев породы, а на разрыв межатомных связей, на деформацию и полное разрушение кристаллической решётки.

Если переход происходит в обратном направлении (кристаллизация расплава), то порода выделяет (отдаёт) теплоту.

Фазовые переходы II рода не связаны с поглощением или выделением теплоты, но с резким изменением физических свойств.

Пример, переход ферромагнитных минералов в парамагнитное состояние (в температурной точке Кюри). Железо (Fe) – 770 , никель (Ni) – 365 , кобальт (Co) - 1200 °C

Все фазовые переходы II рода сопровождаются скачкообразным повышением теплоёмкости тела, на переходе от более низких к более высоким температурам.

Тепловые процессы природных систем

ИСТОЧНИКИ ТЕПЛА

К первичным источникам энергии относятся:

- начальная внутренняя теплота Земли;
- изменение потенциальной гравитационной энергии Земли в процессе плотностной дифференциации ее вещества;
- изменение кинетической энергии вращения Земли, что сопровождается превращением механической энергии в тепловую посредством приливного трения;
- высвобождение внутриатомной энергии при распаде радиоактивных элементов и поглощении Землей внешнего нейтринного потока.

Энергия солнечного излучения, падающего на земную поверхность. Абсолютная величина этой энергии в 10 тыс. раз превышает величину теплового потока из недр, составляя в среднем 340 Вт/м^2 .

Лишь 2% этой энергии расходуется на разрушение коренных пород земной коры и превращение их в осадочные породы.

ЗАДАЧИ ГЕОТЕРМИИ

Прикладные геотермические исследования:

- применялись для термической разведки рудных, нефтегазовых и геотермальных месторождений в комплексе с другими геолого-геофизическими методами
- при оценке возможности использования глубинного тепла для энергетики, коммунального и сельского хозяйства.

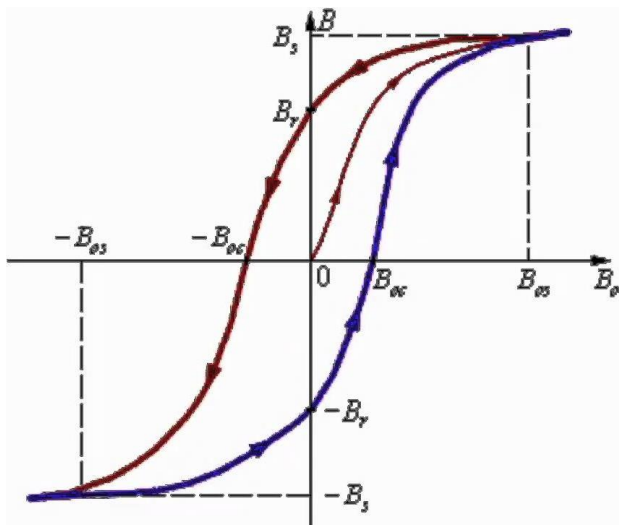
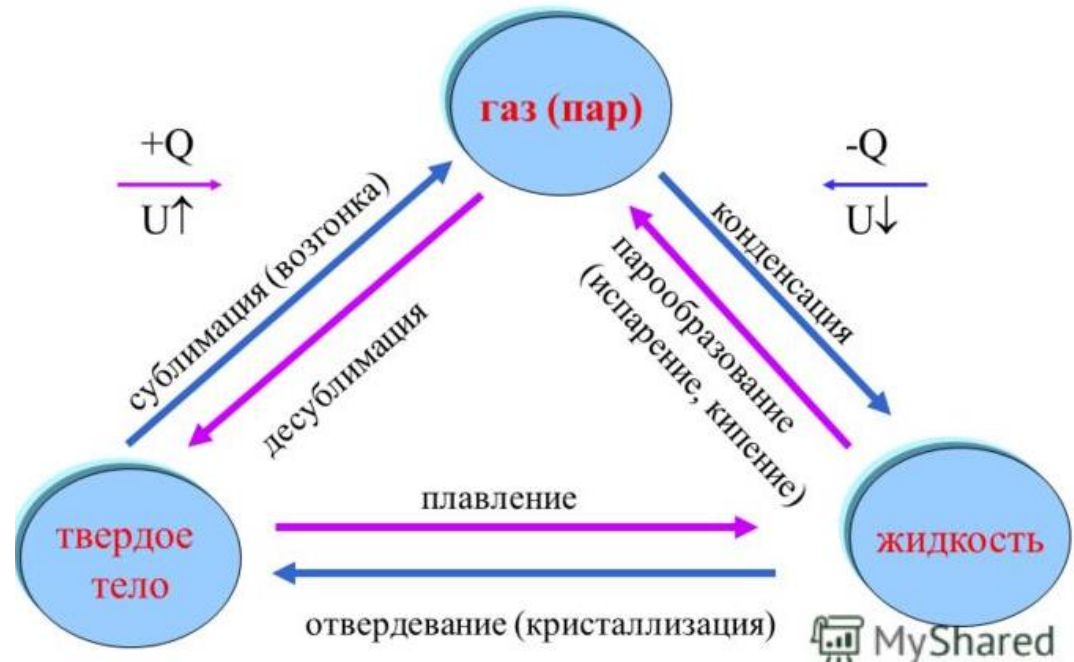
ОБРАТИМЫЕ ПРОЦЕССЫ В ГЕОЛОГИИ

Кристаллизация из
насыщенного раствора

Конденсация

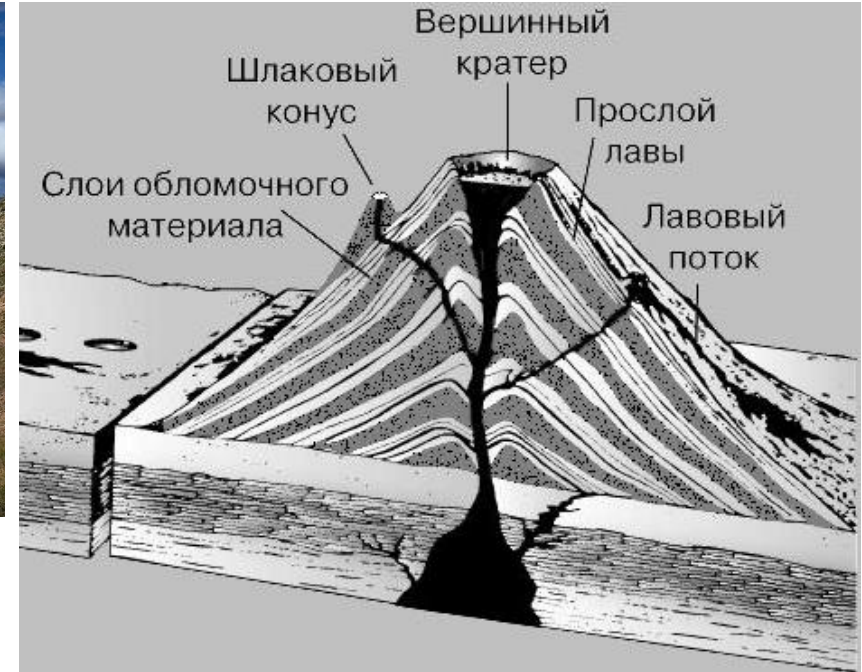
Намагничивание
ферромагнетика в земном
(слабом) магнитном поле

Схема фазовых переходов



Гистерезис кривой намагничивания

НЕОБРАТИМЫЕ ПРОЦЕССЫ В ГЕОЛОГИИ



Гипергенез, седиментогенез, диа-, ката-, метагенез

Процесс образования эффузивных пород

Диффузия при градиенте концентрации

Передача тепла к менее нагретому телу

Расширение газа в пустоту

Растворение в ненасыщенном растворе

Намагничивание ферромагнетика сильными магнитными полями

БЛАГОДАРЮ ЗА ВНИМАНИЕ

