



# ХИМИЯ

## 8 класс

# Топливо

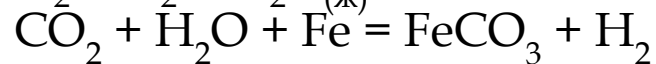
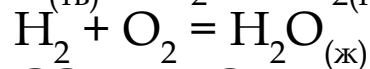
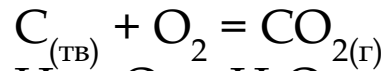
Мария Дмитриевна  
Смирнова  
Smirnova@sch2101.ru  
[Vkontakte.com/masha2101](https://vk.com/masha2101)

# Термохимические уравнения

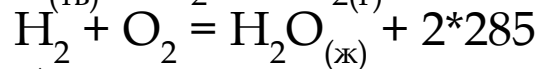
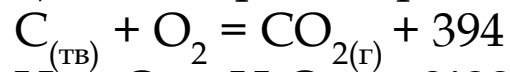


Интересно, что будет с энергией, если получить сидерит?

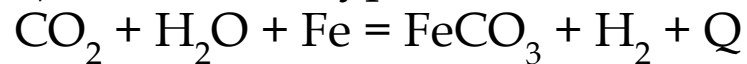
1) Написать химические реакции получения из простых веществ:



2) Посмотреть справочные данные:



3) Составляем уравнение:



$$Q = \Sigma(\text{продуктов}) - \Sigma(\text{исходников}) =$$

$$(-738 + 0) - (-394 + -285) = -59 \text{ кДж/моль}$$

РЕАКЦИЯ  
ЭНДОТЕРМИЧЕСКАЯ

Вещество	Энтальпия образования, кДж/моль
CO <sub>2</sub>	-394
H <sub>2</sub> O	-285
FeCO <sub>3</sub>	-738



# Термодинамика

## Конечно всё не так просто…

**Начала термодинамики**  [ править ]  [ править код ]

**Нулевое начало термодинамики**  [ править ]  [ править код ]

**Нулевое начало термодинамики** названо так потому, что оно было сформулировано уже после того, как первое и второе начало вошли в число устоявшихся научных понятий. Оно утверждает, что **изопированная термодинамическая система с течением времени самопроизвольно переходит в состояние термодинамического равновесия и остаётся в нём сколь угодно долго, если внешние условия сохраняются неизменными**<sup>[14][16]</sup>. Оно также называется **общим началом**<sup>[9]</sup>. **Термодинамическое равновесие** предполагает наличие в системе механического, теплового и химического равновесий, а также равновесия фаз. Классическая термодинамика постулирует лишь существование состояния термодинамического равновесия, но ничего не говорит о времени его достижения.

В литературе в нулевое начало также часто включают положения о свойствах теплового равновесия. Тепловое равновесие может существовать между системами, разделёнными неподвижной теплопроницаемой перегородкой, то есть перегородкой, позволяющей системам обмениваться внутренней энергией, но не пропускающей вещества. **Постулат о транзитивности теплового равновесия**<sup>[17]</sup> утверждает, что если два тела, разделённые такой перегородкой (диатермической), находятся в тепловом равновесии между собой, то любое третье тело, находящееся в тепловом равновесии с одним из этих тел, будет находиться также и в тепловом равновесии с другим телом.

Иначе говоря, если две замкнутые системы *A* и *B* приведены в тепловой контакт друг с другом, то после достижения термодинамического равновесия полной системой *A+B* системы *A* и *B* будут находиться в состоянии теплового равновесия друг с другом. При этом каждая из систем *A* и *B* сама по себе также находится в состоянии термодинамического равновесия. Тогда если системы *B* и *C* находятся в тепловом равновесии, то системы *A* и *C* также находятся в тепловом равновесии между собой.

В иноязычной и переводной литературе часто нулевым началом называют сам постулат о транзитивности теплового равновесия<sup>[18][19]</sup>, а положение о достижении термодинамического равновесия могут называть «минус первым» началом<sup>[20]</sup>. Важность постулата о транзитивности состоит в том, что он позволяет ввести некоторую функцию состояния системы, обладающую свойствами эмпирической температуры, то есть создавать приборы для измерения температуры. Равенство эмпирических температур, измеренных с помощью такого прибора — **термометра**, есть условие теплового равновесия систем (или частей одной и той же системы).

**Первое начало термодинамики**  [ править ]  [ править код ]

**Первое начало термодинамики** выражает универсальный закон сохранения энергии применительно к задачам термодинамики и исключает возможность создания **вечного двигателя** первого рода, то есть устройства, способного совершать работу без соответствующих затрат энергии.

Внутреннюю энергию *U* термодинамической системы можно изменить двумя способами, совершая над ней работу или посредством теплообмена с окружающей средой. Первое начало термодинамики утверждает, что **теплота, полученная системой, идёт на увеличение внутренней энергии системы и на совершение этой системой работы**, что можно записать как *δQ* = *δA* + *dU*. Здесь *dU* — полный дифференциал внутренней энергии системы, *δQ* — элементарное количество теплоты, переданное системе, а *δA* — бесконечно малая или элементарная работа, совершённая системой. Так как работа и теплота не являются функциями состояния, а зависят от способа перехода системы из одного состояния в другое, применяется запись с символом *δ*, чтобы подчеркнуть, что *δQ* и *δA* — это бесконечно малые величины, которые нельзя считать дифференциалами какой-либо функции.

Знаки при *δQ* и *δA* в приведённом выше соотношении выражают соглашение о том, что положительной считают работу, совершаемую системой, и теплоту, получаемую системой, принятое в большинстве современных работ по термодинамике.

Если система совершает только механическую работу вследствие изменения её объёма, то элементарная работа записывается как *δA* = *PdV*, где *dV* — приращение объёма. В квазистатических процессах эта работа равна работе внешних сил над системой, взятой с обратным знаком: *δA*<sub>внутр</sub> = −*δA*<sub>внеш</sub>, но для неквазистатических процессов это соотношение не выполняется. В общем случае элементарная работа записывается как сумма *δA* = *A*<sub>1</sub>*da*<sub>1</sub> + *A*<sub>2</sub>*da*<sub>2</sub> + …, где *A*<sub>1</sub>, *A*<sub>2</sub>, … — функции параметров *a*<sub>1</sub>, *a*<sub>2</sub>, … и температуры *T*, называемые **обобщёнными силами**<sup>[21]</sup>.

Работу, связанную с изменением количества вещества в системе (химическую работу)<sup>[22]</sup>, могут выделять из общего выражения для работы в отдельное слагаемое<sup>[23]</sup>.

**Второе начало термодинамики**  [ править ]  [ править код ]

**Второе начало термодинамики** задаёт ограничения на направление процессов, которые могут происходить в термодинамических системах, и исключает возможность создания **вечного двигателя** второго рода. Фактически к этому результату пришёл уже Сади Карно в сочинении «О движущей силе огня и о машинах, способных развивать эту силу»<sup>[7][8]</sup>. Однако Карно опирался на представления теории теплорода и не дал ясной формулировки второго начала термодинамики. Это было сделано в 1850—1851 годах независимо Клаузиусом и Кельвином. Имелись несколько различных, но в то же время эквивалентных формулировок этого закона.

Постулат Кельвина: «Невозможен круговой процесс, единственным результатом которого было бы производство работы за счёт охлаждения теплового резервуара»<sup>[24]</sup>. Такой круговой процесс называется процессом Томсона-Планка, и постулируется, что такой процесс невозможен.

Постулат Клаузиуса: «Теплота не может самопроизвольно переходить от тела менее нагретого к телу более нагретому»<sup>[25]</sup>. Процесс, при котором не происходит никаких других изменений, кроме передачи теплоты от холодного тела к горячему, называется процессом Клаузиуса. Постулат утверждает, что такой процесс невозможен. Теплота может переходить самопроизвольно только в одном направлении, от более нагретого тела к менее нагретому, и такой процесс является необратимым.

Приняв за постулат невозможность процесса Томсона-Планка, можно доказать, что процесс Клаузиуса невозможен, и наоборот; из невозможности процесса Клаузиуса следует, что процесс Томсона-Планка также невозможен.

Следствие второго начала термодинамики, постулированного в указанных формулировках, позволяет ввести для термодинамических систем ещё одну функцию термодинамического состояния *S*, названную энтропией, такую, что её полный дифференциал для квазистатических процессов записывается как *dS* = *δQ*/*T*<sup>[26]</sup>. В совокупности с температурой и внутренней энергией, введёнными в нулевом и первом началах, энтропия составляет полный набор величин, необходимых для математического описания термодинамических процессов. Лишь две из упомянутых трёх величин, которыми термодинамика пополняет список используемых в физике переменных, являются независимыми.

**Третье начало термодинамики**  [ править ]  [ править код ]

**Третье начало термодинамики** или теорема Нерста утверждает, что энтропия любой равновесной системы по мере приближения температуры к абсолютному нулю перестаёт зависеть от каких-либо параметров состояния и стремится к определённому пределу<sup>[27]</sup>. Фактически содержание теоремы Нерста включает в себя два положения. **Первое из них постулирует существование предела энтропии при стремлении к абсолютному нулю**. Численное значение этого предела принято полагать равным нулю, поэтому в литературе иногда говорят о том, что энтропия системы стремится к нулю при стремлении температуры к 0 К. **Второе положение теоремы Нерста утверждает, что все процессы вблизи абсолютного нуля, переводящие систему из одного равновесного состояния в другое, происходят без изменения энтропии**<sup>[28]</sup>.

Нулевые значения температуры и энтропии при абсолютном нуле приняты как удобные соглашения для устранения неоднозначности в построении шкалы для термодинамических величин. Нулевое значение температуры служит реперной точкой для построения термодинамической шкалы температур. Энтропия, обращаящаяся в нуль при абсолютном нуле температуры, называется **абсолютной энтропией**. В справочниках термодинамических величин часто приводятся значения абсолютной энтропии при температуре 298,15 К, которые соответствуют увеличению энтропии при нагреве вещества от 0 К до 298,15 К.

…и это просто краткое описание в википедии.

# Топливо



Топливо — это вещество, способное выделять энергию в ходе определённых процессов, которую можно использовать для технических целей.

Человечество использует множество разных типов топлива.

По агрегатному состоянию: твёрдое, жидкое, газообразное.

# Топливо



Человечество использует множество разных типов топлива.

По агрегатному состоянию: твёрдое, жидкое, газообразное.

Твёрдое топливо: антрацит, каменный уголь, бурый уголь, горючие сланцы, торф, дрова.

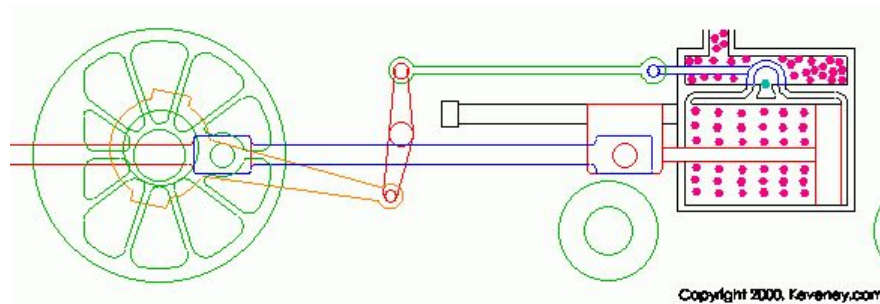
Жидкое топливо: продукты переработки нефти – бензин, керосин, мазут, дизель.

Газообразное топливо: природный газ

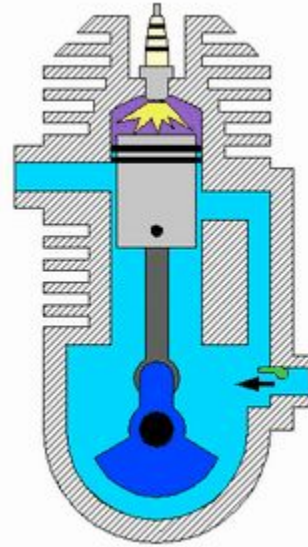
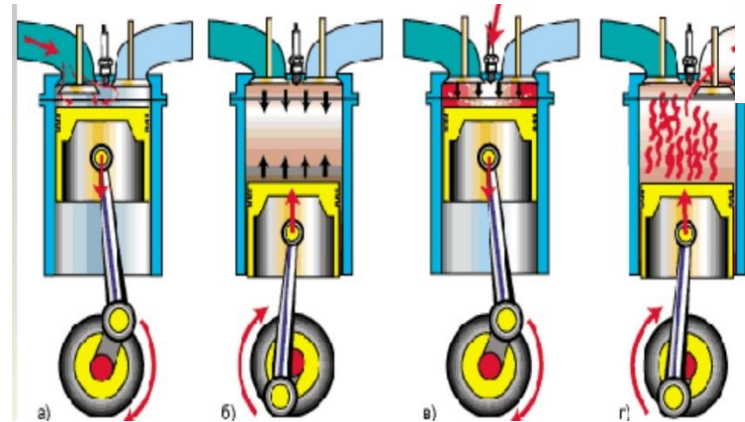
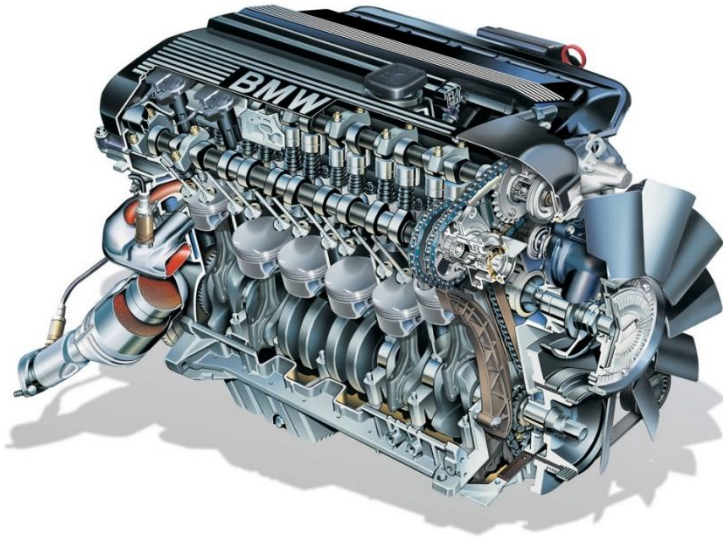


**Теплотворная способность** – качество топлива, количество энергии, которое можно получить из 1 кг вещества.

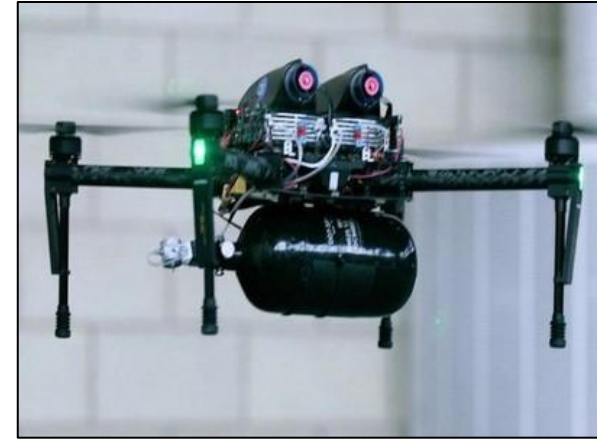
Ископаемые угли используют, так же, в химической промышленности. Их нагревают без доступа воздуха (пиролиз) и получают исходные вещества для синтеза пластмасс, красителей и т.д.



# Жидкое топливо



# Газообразное топливо





# Водород



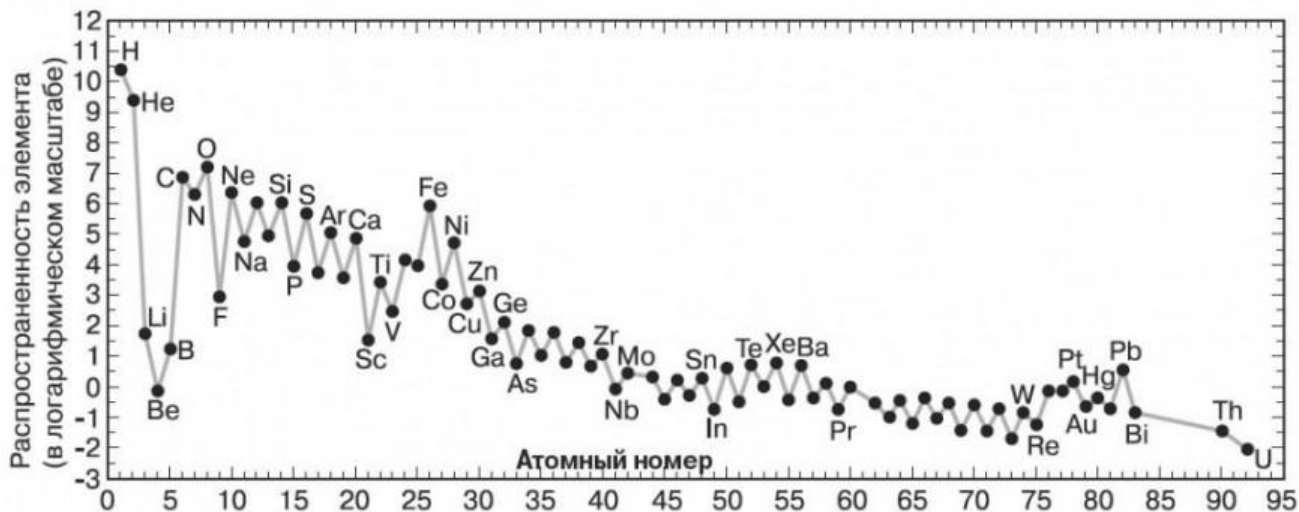
Химический знак - Н

Относительная атомная масса  $A_r(\text{H}) = 1,008$

Химическая формула -  $\text{H}_2$

Относительная молекулярная масса  $M_r(\text{H}_2) = 2,016$

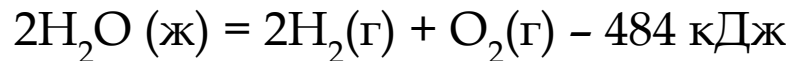
В соединениях водород одновалентен!



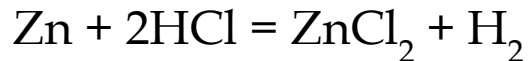
# Водород



Получение водорода:



В лабораторных условиях водород проще получать при взаимодействии некоторых металлов с кислотами, обычно используют цинк и соляную кислоту:



В промышленности водород получают из природного газа  $\text{CH}_4$  или из воды.



# Водород



Водород – бесцветный самый легкий газ.  
Растворимость водорода в воде крайне мала.  
Температура сжижения  $-252,8\text{C}$





Водород соединяется с кислородом...

Гремучей газ – смесь двух объёмов водорода и одного объёма кислорода.

Водород взаимодействует с оксидами некоторых металлов:

