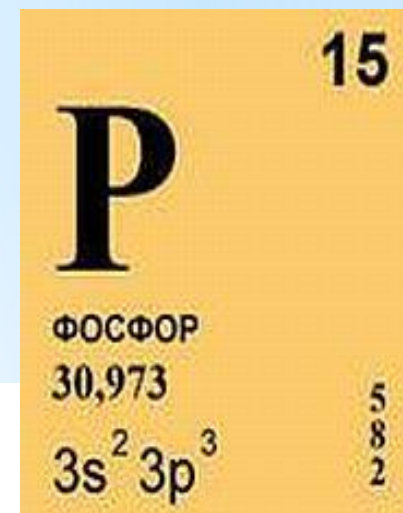


**\* Презентация по теме:  
«Фосфор»**

Подготовила преподаватель химии ГБПОУ РО  
«САТТ» Ефремова Г.В.

# \* Введение:

- Пятая группа Периодической системы включает два типичических элемента азот и фосфор - и подгруппы мышьяка и ванадия. Между первым и вторым типичическими элементами наблюдается значительное различие в свойствах.
- В состоянии простых веществ азот - газ, а фосфор - твердое вещество.
- Эти два вещества получили большую область применения, хотя когда азот впервые был выделен из воздуха его посчитали вредным газом, а на продаже фосфора удавалось заработать большое количество денег (в фосфоре ценили его способность светиться в темноте).



# \* История открытия фосфора

По иронии судьбы фосфор открывался несколько раз. Причем всякий раз получали его из мочи. Есть упоминания о том, что арабский алхимик

Альхильд Бехиль (XII век) открыл фосфор при перегонке мочи в смеси с глиной, известью и углем. Однако датой открытия фосфора считается 1669 год.

Гамбургский алхимик-любитель Хеннинг Бранд, разорившийся купец, мечтавший с помощью алхимии поправить свои дела, подвергал обработке самые разнообразные продукты. Предполагая, что физиологические продукты могут содержать «первичную материю», считавшейся основой философского камня.



Хеннинг Бранд- Гамбургский алхимик-  
любитель

Несколько лет «рецепт приготовления» фосфора хранился в строжайшем секрете и был известен лишь нескольким алхимикам. В третий раз фосфор открыл Р.Бойль в 1680 году.

В несколько модифицированном виде старинный метод получения фосфора использовали и в XVIII столетии: нагреванию подвергали смесь мочи с оксидом свинца ( $PbO$ ), поваренной солью ( $NaCl$ ), поташом ( $K_2CO_3$ ) и углем ( $C$ ). Лишь к 1777 году К.В.Шееле заработал способ получения фосфора из рога и костей животных.





Роберт  
БОЙЛЬ  
(1627-1691)

\* Роберт  
Бойль — физик, химик и б  
огослов, седьмой сын  
Ричарда Бойля, графа  
Коркского, вельможи  
времен Елизаветы  
Английской

## \* Природные соединения и получение фосфора

По распространенности в земной коре фосфор опережает азот, серу и хлор. В отличие от азота фосфор, из-за большой химической активности встречается в природе только в виде соединений. Наиболее важные минералы фосфора - апатит  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$  (X - фтор, реже хлор и гидроксильная группа) и фосфорит, основой которого является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Крупнейшее месторождение апатитов находится на Кольском полуострове, в районе Хибинских гор. Залежи фосфоритов находятся в районе гор Каратау, в Московской, Калужской, Брянской областях и в других местах. Фосфор входит в состав некоторых белковых веществ, содержащихся в генеративных органах растений, в нервных и костных тканях организмов животных и человека. Особенно богаты фосфором мозговые клетки.

В наши дни фосфор производят в электрических печах, восстанавливая апатит углем в присутствии кремнезема:



Пары фосфора при этой температуре почти полностью состоят из молекул  $\text{P}_2$ , которые при охлаждении конденсируются в молекулы  $\text{P}_4$ .



# Химические свойства

- Электронная конфигурация атома фосфора
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- Наружный электронный слой содержит 5 электронов. Наличием трех неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне объясняет то, что в нормальном, невозбужденном состоянии валентность фосфора равна 3.
- Но на третьем энергетическом уровне имеются вакантные ячейки d- орбиталей, поэтому при переходе в возбужденное состояние 3s-электроны будут разъединяться, переходить на d подуровень, что приводит к образованию 5-ти неспаренных элементов.
- Таким образом, валентность фосфора в возбужденном состоянии равна 5.
- В соединениях фосфор обычно проявляет степень окисления +5 ( $P_2O_5$ ,  $H_3PO_4$ ), реже +3 ( $P_2O_3$ ,  $PF_3$ ), -3 ( $AlP$ ,  $PH_3$ ,  $Na_3P$ ,  $Mg_3P_2$ ).



# \* Белый фосфор



Белая модификация фосфора, получающаяся при конденсации паров, имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой дислоцированы молекулы  $P_4$ . Из-за слабости межмолекулярных сил белый фосфор летуч, легкоплавок, режется ножом и растворяется в неполярных растворителях, например в сероуглероде. Белый фосфор весьма реакционноспособное вещество.

Он энергично взаимодействует с кислородом, галогенами, серой и металлами.

Окисление фосфора на воздухе сопровождается разогреванием и свечением.

Поэтому белый фосфор хранят под водой, с которой он не реагирует. Белый фосфор очень токсичен.

Около 80% от всего производства белого фосфора идет на синтез чистой ортофосфорной кислоты. Она в свою очередь используется для получения полифосфатов натрия (их применяют для снижения жесткости питьевой воды) и пищевых фосфатов. Оставшаяся часть белого фосфора расходуется для создания дымообразующих веществ и зажигательных смесей.

Техника безопасности. В производстве фосфора и его соединений требуется соблюдение особых мер предосторожности, т.к. белый фосфор - сильный яд.

Продолжительная работа в атмосфере белого фосфора может привести к заболеванию костных тканей, выпадению зубов, омертвлению участков челюстей.

Воспламеняясь, белый фосфор вызывает болезненные, долго не заживающие ожоги. Хранить белый фосфор следует под водой, в герметичных сосудах.

Горящий фосфор тушат двуокисью углерода, раствором  $\text{CuSO}_4$  или песком.

Обожженную кожу следует промыть раствором  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{CuSO}_4$ . Противоядием при отравлении фосфором является 2%-ый раствор  $\text{CuSO}_4$ .

При длительном хранении, а также при нагревании белый фосфор переходит в красную модификацию (впервые его получили лишь 1847 году). Название красный фосфор относится сразу к нескольким модификациям, различающихся по плотности и окраске: она колеблется от оранжевой до темно-красной и даже фиолетовой. Все разновидности красного фосфора нерастворимы в органических растворителях, и по сравнению с белым фосфором они менее реакционноспособны и имеют полимерное строение: это тетраэдры  $\text{P}_4$ , связанные друг с другом в бесконечные цепи.

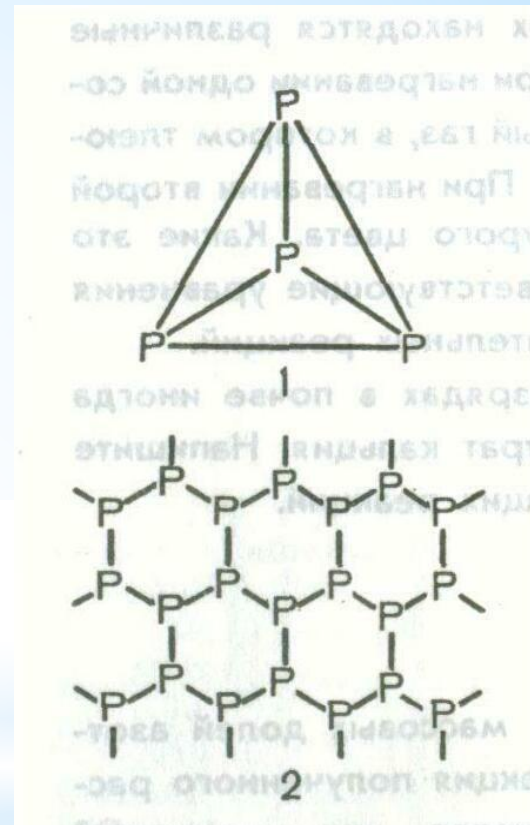
# \* Красный и черный фосфор

- **Красный фосфор** находит применение в металлургии, производстве полупроводниковых материалов и ламп накаливания, используется в спичечном производстве.
- Наиболее стабильной модификацией фосфора является **черный фосфор**. Его получают аллотропным превращением белого фосфора при  $t=220^{\circ}\text{C}$  и повышенным давлением. По внешнему виду он напоминает графит. Кристаллическая структура черного фосфора слоистая, состоящая из гофрированных слоев (рис.2). Черный фосфор - это наименее активная модификация фосфора. При нагревании без доступа воздуха он, как и красный, переходит в пар, из которого конденсируется в белый фосфор.



3

Опыт,  
иллюстрирующий  
переход красного  
фосфора в белый



1-молекулы белого фосфора;  
2-кристаллическая. решетка  
черного фосфора



# \* Оксид фосфора (V) - P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

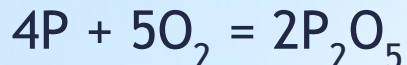
Фосфор образует несколько оксидов.

Важнейшим из них является оксид фосфора (V) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

Часто его формулу пишут в упрощенном виде - P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. В структуре этого оксида сохраняется тетраэдрическое расположение атомов фосфора.

Белые кристаллы, t пл. = 5700°C, t кип. = 6000°C, ρ = 2,7 г/см<sup>3</sup>. Имеет несколько модификаций. В парах состоит из молекул P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>, очень гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей).

**Получение:**



**Химические свойства**

Все химические свойства кислотных оксидов: реагирует с водой, основными оксидами и щелочами



Благодаря исключительной гигроскопичности оксид фосфора (V) используется в лабораторной и промышленной технике в качестве осушающего и дегидратирующего средства. По своему осушающему действию он превосходит все остальные вещества.

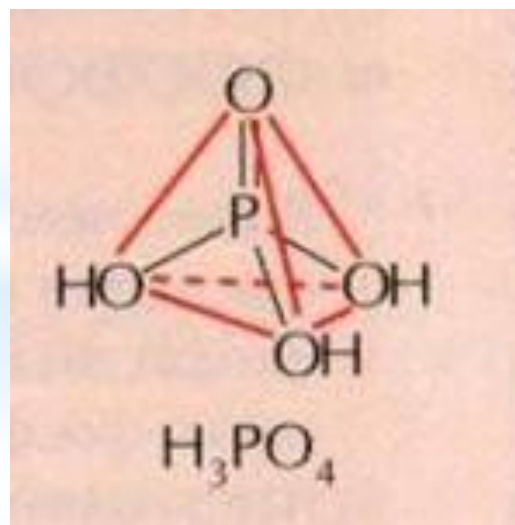
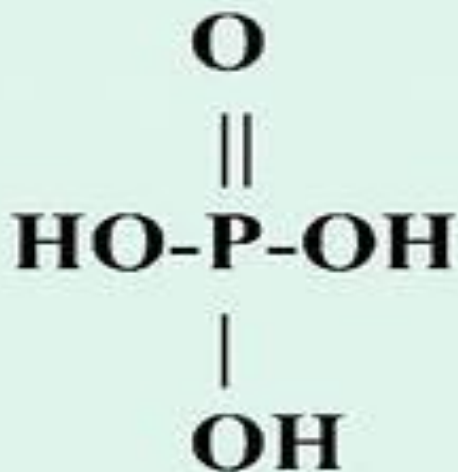


# \* Ортофосфорная кислота.

Известно несколько кислот, содержащих фосфор.

Важнейшая из них — ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$

Безводная ортофосфорная кислота представляет собой светлые прозрачные кристаллы, при комнатной температуре расплывающиеся на воздухе. Температура плавления  $42,35^\circ\text{C}$ . С водой фосфорная кислота образует растворы любых концентраций.



# \* Фосфор в организме человека

В теле человека массой 70 кг. Содержится около 780 г. фосфора. В виде фосфатов кальция фосфор присутствует в костях человека и животных. Входит он и в состав белков, фосфолипидов, нуклеиновых кислот; соединения фосфора участвуют в энергетическом обмене (аденозинтрифосфорная кислота, АТФ).

Ежедневная потребность человеческого организма в фосфоре составляет 1,2 г.

Основное его количество мы потребляем с молоком и хлебом (в 100 г. хлеба содержится примерно 200 мг. фосфора). Наиболее богаты фосфором рыба, фасоль и некоторые виды сыра.

Интересно, что для правильного питания необходимо соблюдать баланс между количеством потребляемого фосфора и кальцием: оптимальное соотношение в этих элементах пищи составляет 1,5/1. Избыток богатой фосфором пищи приводит к вымыванию кальция из костей, а при избытке кальция развивается мочекаменная болезнь.



## \* Спички

Зажигательная поверхность спичечного коробка покрыта смесью красного фосфора и порошка стекла. В состав спичечной головки входят окислители

( $PbO_2$ ,  $KClO_3$ ,  $BaCrO_4$ ) и восстановители ( $S$ ,  $Sb_2S_3$ ). При трении от зажигательной поверхности смесь, нанесенная на спичку, воспламеняется.

Первые фосфорные спички - с головкой из белого фосфора - были созданы лишь в 1827 г.  $6P + 5KClO_3 = 5KCl + 3P_2O_5$

Такие спички загорались при трении о любую поверхность, что нередко приводило к пожарам. Кроме того, белый фосфор очень ядовит. Описаны случаи отравления фосфорными спичками, как из-за неосторожного обращения, так и с целью самоубийства: для этого достаточно было съесть несколько спичечных головок. Вот почему на смену фосфорным спичкам пришли безопасные, которые верно служат нам и по сей день. Промышленное производство безопасных спичек началось в Швеции в 60-х гг. XIX века.

# \* Значение фосфора

Фосфорная кислота имеет большое значение как один из важнейших компонентов питания растений. Фосфор используется растениями для построения своих самых жизненно важных частей - семян и плодов.

Производные ортофосфорной кислоты очень нужны не только растениям, но и животным. Кости, зубы, панцири, когти, иглы, шипы у большинства живых организмов состоят, в основном, из ортофосфата кальция. Кроме того, ортофосфорная кислота, образуя различные соединения с органическими веществами, активно участвуют в процессах обмена веществ живого организма с окружающей средой. В результате этого производные фосфора содержатся в костях, мозге, крови, в мышечных и соединительных тканях организмов человека и животных. Особенно много ортофосфорной кислоты в составе нервных (мозговых) клеток, что позволило А.Е. Ферсману, известному геохимику, назвать фосфор "элементом мысли". Весьма отрицательно (заболевание животных рахитом, малокровие, и др.) сказывается на состоянии организма понижение содержания в рационе питания соединений фосфора или введение их в неусвояемой форме.



## \* Применение фосфора

Применяют ортофосфорную кислоту в настоящее время довольно широко.

Немало ортофосфорной кислоты потребляет пищевая промышленность. Дело в том, что на вкус разбавленная ортофосфорная кислота очень приятна и небольшие ее добавки в мармелад, лимонады и сиропы заметно улучшают их вкусовые качества. Этим же свойством обладают и некоторые соли фосфорной кислоты. Гидрофосфаты кальция, например, с давних пор входят в хлебопекарные порошки, улучшая вкус булочек и хлеба.

Интересны и другие применения ортофосфорной кислоты в промышленности.

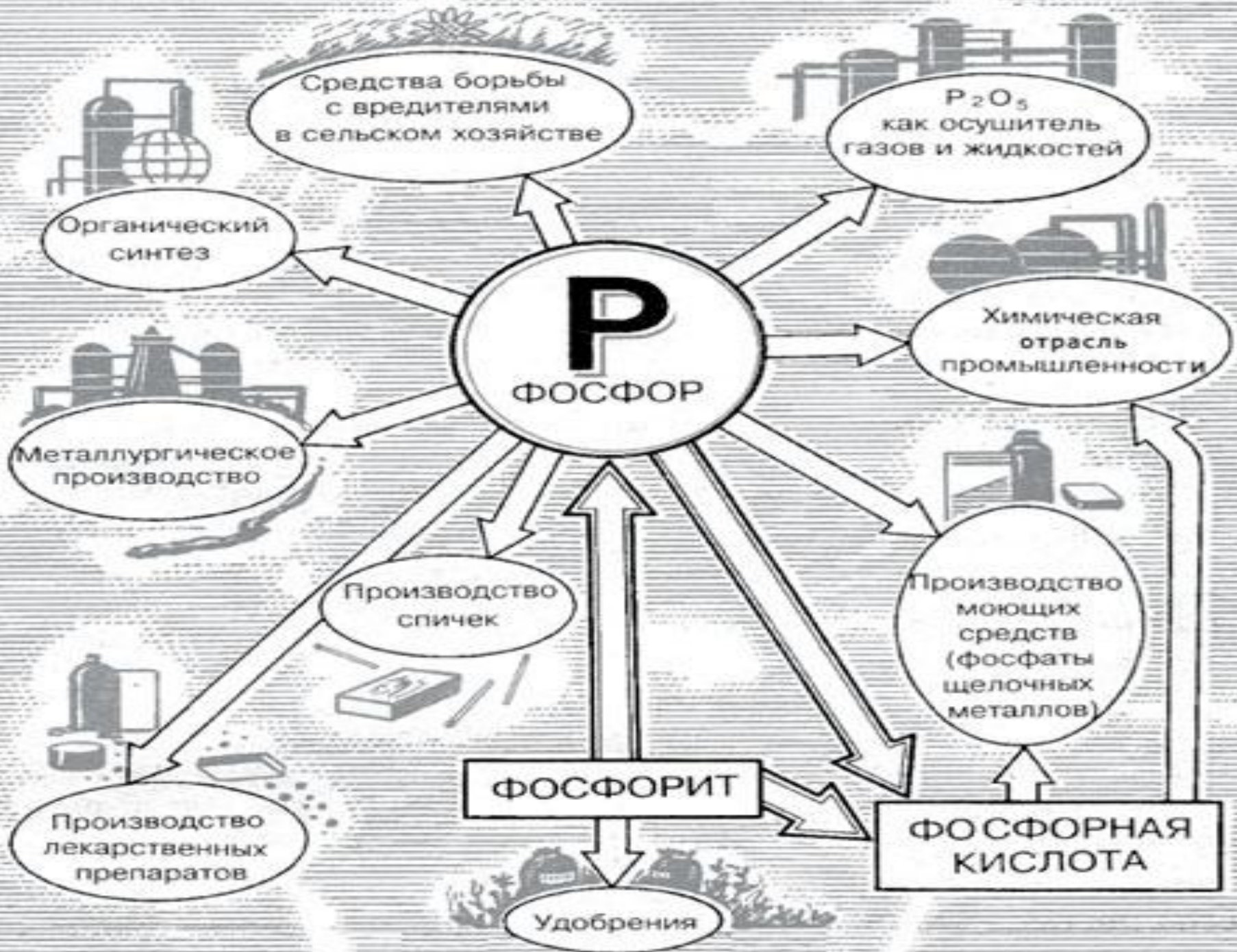
Например, было замечено, что пропитка древесины самой кислотой и ее солями делают дерево негорючим. На этой основе сейчас производят огнезащитные краски, негорючие фосфодревесные плиты, негорючий фосфатный пенопласт и другие строительные материалы.



Различные соли фосфорной кислоты широко применяют во многих отраслях промышленности, в строительстве, разных областях техники, в коммунальном хозяйстве и быту, для защиты от радиации, для умягчения воды, борьбы с котельной накипью и изготовления различных моющих средств.

Фосфорная кислота, конденсированные кислоты и дегидротированные фосфаты служат катализаторами в процессах дегидратирования, алкилирования и полимеризации углеводов.

Особое место занимают фосфорорганические соединения как экстрагенты, пластификаторы, смазочные вещества, присадки к пороху и абсорбенты в холодильных установках. Соли кислых алкилфосфатов используют как поверхностно-активные вещества, антифризы, специальные удобрения, антикоагулянты латекса и др. Кислые алкилфосфаты применяют для экстракционной переработки урановорудных щелоков.





Спасибо за внимание