

Кейс технологии на уроках химии

Кейс – совокупность учебных материалов, в которых сформулированы практические проблемы, предполагающие коллективный или индивидуальный поиск их решения.

В качестве кейсов можно использовать любые тексты (материалы газет, журналов, материалы из интернет и др.). Кейсы могут быть практическими (для закрепления ЗУН), обучающими (для решения учебных и воспитательных задач), научно-исследовательскими (для осуществления исследовательской деятельности и формирования исследовательской компетентности).

Цель

- анализировать информацию,
- сортировать ее для решения заданной задачи,
- выявлять ключевые проблемы,
- генерировать альтернативные пути решения и оценивать их,
- выбирать оптимальное решение и формировать программы действий и т.п.
- анализировать ситуации;
- оценивать альтернативы;
- выбирать оптимальный вариант решений;

составлять план осуществления решений

Рассмотрим кейс урока химии 9 класс **«Фосфор, его свойства и соединения»**.

В начале урока зачитывается информация.

По основной версии фосфор был получен в результате поиска «философского камня». С помощью него один разорившийся купец Хеннинг Бранд хотел уладить свои финансовые трудности. Он считал, что первичная материя может находиться именно в физиологических продуктах человека. Так в его опыты, начиная с 1669 года, попала человеческая моча.

Собрав несколько тонн этого продукта в солдатских казармах, он долго ее выпаривал, вследствие чего получилась жидкость, похожая на сироп. Разбавив опять ее водой, он выявил так называемое «масло урины». Впоследствии очередной перегонки стал выпадать осадок. В ходе опыта он выяснил, что если подвергать его длительному прокаливанию, то осадок превращается в белую светящуюся пыль.

Купец решил, что он открыл элементарный огонь, который способен в дальнейшем превратиться в золото, поэтому решил держать свое открытие в строжайшем секрете. Порошок он показывал людям исключительно за деньги, продавая его в минимальных количествах по цене зачастую выше, чем золота. Изначально полученному веществу Бранд дал название холодный огонь или мой огонь, в дальнейшем название фосфор произошло от греческих слов – свет и несу.

В Англии, в это же время, независимо от всех, фосфор открыл алхимик Бойлем. На это изобретение его подтолкнул якобы сам Крафт, который приехал в Лондон в 1677 году с показательными выступлениями. Он был рад приему и после отъезда дал зацепку Бойлю, сказав, что первоначальное вещество, из которого он добыл свой фосфор, было то, чем обладает тело человека. Исследовав кровь, потом кости и прочее, опыты Бойля привели к успеху, им был получен светящийся элемент.

Фосфор — химический элемент третьего периода периодической системы Д. И.

Менделеева; имеет атомный номер 15. Один из распространённых элементов земной коры. В свободном состоянии не встречается из-за высокой химической активности. Образует около 190 минералов, важнейшими из которых являются апатит, фосфорит и другие.

Фосфор содержится во всех частях зелёных растений, ещё больше его в плодах и семенах. Содержится в животных тканях, входит в состав белков и других важнейших органических соединений (АТФ, ДНК), является элементом жизни...

Давайте проведем расследование по этим данным. Предлагается кейсы для работы в группах.

Аллотропия фосфора



Белый Красный Черный

Красный фосфор . Красный фосфор состоит из полимерных молекул P_n разной длины. Аморфный, при комнатной температуре медленно переходит в белый фосфор. При нагревании до $416\text{ }^\circ\text{C}$ возгоняется (при охлаждении пара конденсируется белый фосфор). Нерастворим в органических растворителях. Химическая активность ниже, чем у белого фосфора. На воздухе загорается только при нагревании.

Применяется как реагент (более безопасный, чем белый фосфор) в неорганическом синтезе, наполнитель ламп накаливания, компонент намазки коробка при изготовлении спичек. Не ядовит.

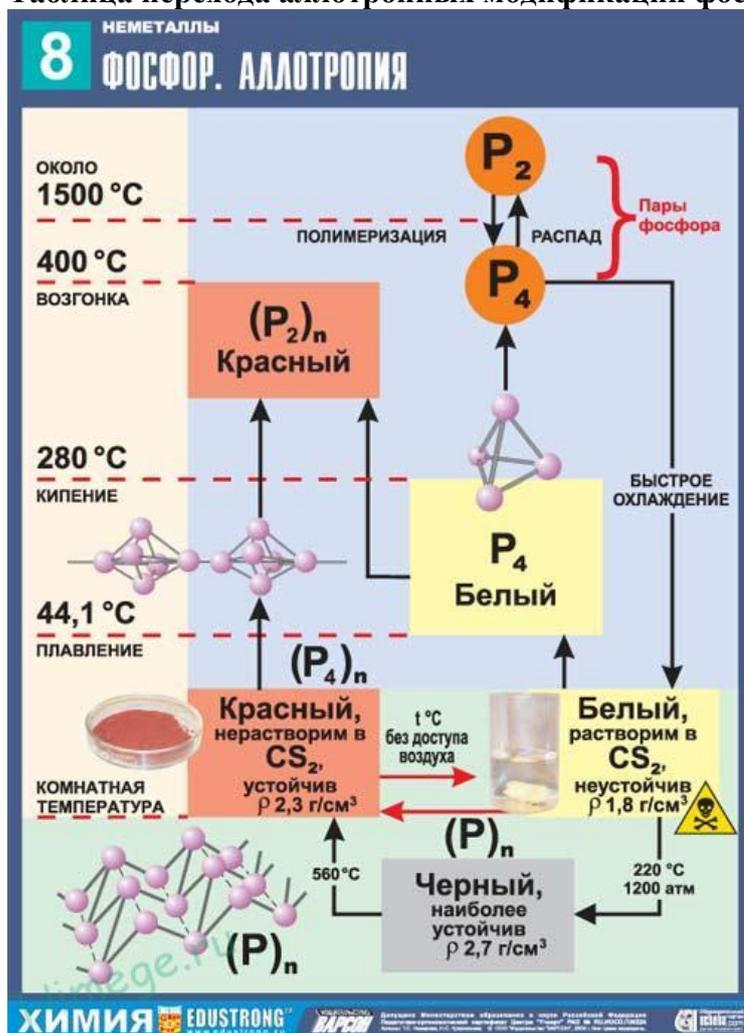
Белый фосфор Белый фосфор состоит из молекул P_4 . Мягкий как воск (режется ножом). Плавится и кипит без разложения ($t_{пл} 44,14\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{кип} 287,3\text{ }^\circ\text{C}$, $\rho 1,82\text{ г/см}^3$). Окисляется на воздухе (зеленое свечение в темноте), при большой массе возможно самовоспламенение. В особых условиях переводится в красный фосфор. Хорошо растворим в бензоле, эфирах, сероуглероде. Не реагирует с водой, хранится под слоем воды. Чрезвычайно химически активен. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Восстанавливает благородные металлы из растворов их солей.

Применяется в производстве H_3PO_4 и красного фосфора, как реагент в органических синтезах, раскислитель сплавов, зажигательное средство. Горящий фосфор следует гасить песком . Чрезвычайно ядовит.

Чёрный фосфор

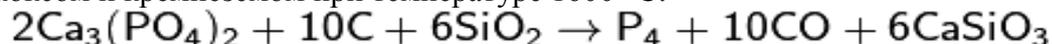
Чёрный фосфор это наиболее стабильная термодинамически и химически наименее активная форма элементарного фосфора. Впервые чёрный фосфор был получен в 1914 году американским физиком П. У. Бриджменом из белого фосфора в виде чёрных блестящих кристаллов, имеющих высокую (2690 кг/м^3) плотность. Для проведения синтеза чёрного фосфора Бриджмен применил давление в $2 \cdot 10^9\text{ Па}$ (20 тысячатмосфер) и температуру около $200\text{ }^\circ\text{C}$. Начало быстрого перехода лежит в области 13 000 атмосфер и температуре около $230\text{ }^\circ\text{C}$. Чёрный фосфор представляет собой чёрное вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь и весьма похожее на графит, и с полностью отсутствующей растворимостью в воде или органических растворителях. Поджечь чёрный фосфор можно, только предварительно сильно раскалив в атмосфере чистого кислорода до $400\text{ }^\circ\text{C}$. Удивительным свойством чёрного фосфора является его способность проводить электрический ток и свойства полупроводника. Температура плавления чёрного фосфора $1000\text{ }^\circ\text{C}$ под давлением $18 \cdot 10^5\text{ Па}$.

Таблица перехода аллотропных модификаций фосфора



Физические свойства В обычных условиях существует только три аллотропических модификации фосфора, а в условиях сверхвысоких давлений — также металлическая форма. Все модификации различаются по цвету, плотности и другим физическим характеристикам; заметна тенденция к резкому убыванию химической активности при переходе от белого к металлическому фосфору и нарастанию металлических свойств.

Получение: Фосфор получают из апатитов или фосфоритов в результате взаимодействия с коксом и кремнезёмом при температуре 1600 °C:



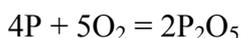
Пар фосфора охлаждают и получают твердый белый фосфор.

Красный фосфор готовят из белого фосфора (см. выше), в зависимости от условий степень полимеризации n (P_n) может быть различной.

Кейс №2 «Химические свойства фосфора»

Наиболее активен белый фосфор. Он окисляется на воздухе. При горении фосфора в избытке кислорода получается P_2O_5 . При недостатке кислорода получается P_2O_3 .

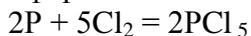
Самовоспламеняется на воздухе за счет выделяющейся при окислении теплоты. Красный фосфор на воздухе окисляется медленно, не самовоспламеняется. Черный фосфор на воздухе не окисляется.



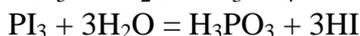
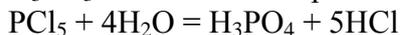
Оксид фосфора(V) — кислотный оксид. Он реагирует с водой с выделением большого количества теплоты. При обработке горячей водой она превращается в трехосновную ортофосфорную кислоту средней силы H_3PO_4 :



Фосфор взаимодействует с галогенами с выделением большого количества тепла.



Все галогениды фосфора легко гидролизуются до ортофосфорной H_3PO_4 , фосфористой H_3PO_3 и галогеноводородной кислот:

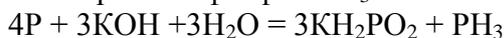


С серой фосфор образует сульфиды.



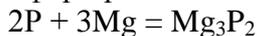
С водородом непосредственно в реакцию не вступает.

При взаимодействии с разбавленным раствором гидроксида калия КОН образуется газообразный фосфин PH_3 :

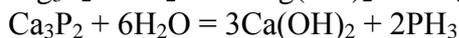
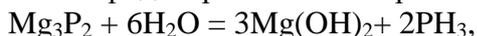


Фосфин имеют характерный запах тухлой рыбы. Фосфин PH_3 по химическим свойствам напоминает аммиак NH_3 , но менее устойчив.

Фосфор при сплавлении реагирует с металлами.



Фосфиды разлагаются при контакте с водой:



Кейс №3 «Оксиды и гидроксиды фосфора»

Элемент фосфор образует ряд оксидов, наиболее важными из них являются оксид фосфора (III) P_2O_3 и оксид фосфора (V) P_2O_5 .

Оксид фосфора (III), или фосфористый ангидрид (P_2O_3) получают при медленном окислении фосфора, сжигая его в недостатке кислорода. Представляет собой воскообразную кристаллическую белую массу с температурой плавления $22,5\text{ }^\circ\text{C}$. Ядовит.

Химические свойства:

1) вступает в реакцию с холодной водой, образуя при этом фосфористую кислоту H_3PO_3 ;

2) взаимодействуя со щелочами, образует соли – фосфиты;

3) является сильным восстановителем.

Взаимодействуя с кислородом, окисляется до оксида фосфора (V) P_2O_5 .

Оксид фосфора (V), или фосфорный ангидрид (P_2O_5) получают при горении фосфора на воздухе или в кислороде. Представляет собой белый кристаллический порошок, с температурой плавления $36\text{ }^\circ\text{C}$.

Химические свойства:

1) взаимодействуя с водой, образует орто-фосфорную кислоту H_3PO_4 ;

2) имея свойства кислотного оксида, вступает в реакции с основными оксидами и гидроксидами;

3) способен к поглощению паров воды.

Фосфорные кислоты.

Фосфорному ангидриду соответствует несколько кислот. Главная из них – **ортофосфорная кислота H_3PO_4** . Фосфорная кислота обезвоженная представлена в виде бесцветных прозрачных кристаллов, имеющих температуру плавления $42,35\text{ }^\circ\text{C}$ и хорошо растворяющихся в воде.

Образует три вида солей:

1) средние соли – ортофосфаты;

2) кислые соли с одним атомом водорода;

3) кислые соли с двумя атомами водорода.

Получение фосфорной кислоты:

1) в лаборатории: $3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$;

2) в промышленности: а) термический метод; б) экстракционный метод: $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_3PO_4$.

Природные фосфаты восстанавливают до свободного фосфора, который сжигают на воздухе, либо в кислороде. Продукт реакции растворяют в воде.

Применение: ортофосфорную кислоту используют при производстве удобрений, химических реактивов, органических соединений, для приготовления защитных покрытий на металлах. Фосфаты используют в производстве эмалей и фармацевтике. Метафосфаты входят в состав моющих средств.