Кейс технологии на уроках химии

Любое усвоение знаний строится на усвоении учеником учебных действий, овладев которыми, ученик смог бы усваивать знания самостоятельно, пользуясь различными источниками информации. В последнее время широкое распространение получили технологии активного обучения, среди них проектная, ИКТ, технология развития критического мышления при чтении и письме, кейс и т.д.

Подробнее разберем кейс-технологию.

Название произошло от латинского термина «casus» — запутанный или необычный случай.

Кроме этого, иногда используется термин «кейс-технологии» как папка с учебными материалами.

**Кейс**– совокупность учебных материалов, в которых сформулированы практические проблемы, предполагающие коллективный или индивидуальный поиск их решения, это описание проблемной ситуации на основе реальных фактов, случаев, которые можно перевести в статус задачи, и затем решать с последующей рефлексией хода и ресурсов 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). Кейс–метод предназначен для получения знаний по дисциплинам, темам, истина в которых неоднозначна, поэтому очень сложно использовать его в химии.

**Требования к кейсу:**

1.  постановка актуальной проблемы, которую можно обсуждать и которая не имеет однозначного решения;

2.  соответствие текста  поставленным образовательным задачам и теме урока (разделу), в рамках которого он предлагается;

3. присутствие достаточного количества информации для проведения анализа и нахождения  путей решения исследовательской проблемы;

4.  отсутствие авторской оценки проблемы;

**Цель -** научить:

* 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.

Помимо этих целей при применении анализа ситуаций достигаются и дополнительные эффекты, обучаемые:

* Получают коммуникативные навыки
* Формируют интерактивные умения, позволяющие эффективно взаимодействовать и принимать коллективные решения
* Приобретают экспертные умения и навыки
* Учатся учиться, самостоятельно отыскивая необходимые знания для решения ситуационной проблемы, разрабатывать различные проблемы;
* анализировать ситуации;
* оценивать альтернативы;
* выбирать оптимальный вариант решений;
* составлять план осуществления решений;
* устойчивый навык решения практических задач;
* учиться работать с информацией.

**Этапы использования кейсов:**

1.Подготовительный этап - создание кейса и вопросов для его анализа; подготовка методического обеспечения для предстоящего урока.

2. Ознакомительный этап (учитель организует работу в классе, учащиеся знакомятся с ситуацией, её особенностями);

3. Аналитический этап

Цель этапа: проанализировать кейс в группе и выработать решение. Этапы: -выделение основной проблемы,

-любые предложения по ее решению, -

-анализ последствий принятия того или иного решения

4. Итоговый этап (учитель оценивает вклад учеников в анализе ситуации, подводит к общему выводу).

Методы, применяемые в кейс-технологии:

1. **Метод инцидентов**

Инцидент (от лат. инциденс) – случай, происшествие, столкновение.

Это глубокое и детальное исследование реальной или имитированной ситуации.
Цель метода – поиск информации для принятия решения самим слушателем, и - как следствие – обучение работать с информацией: сообщать её, систематизировать, анализировать.

В качестве примера рассмотрим кейс урока химии 9 класс свойства фосфора и его соединений.

 В начале урока учитель зачитывает цитату из романа А. Конан Дойла «Собака Баскервилей»: « Чудовище, лежащее пред нами, поистине могло, кого угодно испугать своими размерами и мощью. Его огромная пасть все еще светилась голубоватым пламенем, глубоко сидящие дикие глаза были обведены огненными кругами. Я дотронулся до этой светящейся головы и, отняв руку, увидел, что мои пальцы тоже засветились в темноте. «Фосфор», - сказал я.»

Он предлагает провести расследование по данному факту. Предлагается набор кейсов для работы в группах.

Кейс №1 «фосфор, его химические свойства» **Химические свойства.** Наиболее активен белый фосфор. Он окисляется на воздухе. При горении фосфора в избытке кислорода получается P2O5. При недостатке кислорода получается P2O3. 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 этом сначала образуется полимерная метафосфорная кислота (НРО3)n. При обработке горячей водой она превращается в трехосновную ортофосфорную кислоту средней силы Н3РО4:
 Р2О5 + 3Н2О = 2Н3РО4
Фосфор взаимодействует с галогенами с выделением большого количества тепла. Галогенами образует тригалогениды и пентагалогениды. Все галогениды фосфора легко гидролизуются до ортофосфорной Н3РО4, фосфористой Н3РО3 и галогеноводородной кислот:
РСl5 + 4Н2О = Н3РО4 + 5НСl
PI3 + 3H2O = H3PO3 + 3HI
С серой фосфор образует сульфиды. С водородом непосредственно в реакцию не вступает. При взаимодействии с разбавленным раствором гидроксида калия КОН образуется газообразный фосфин РН3:
4Р + 3КОН +3Н2О = 3КН2РО2 + РН3
Фосфин имеют характерный запах тухлой рыбы.
Фосфин РН3 по химическим свойствам напоминает аммиак NH3, но менее устойчив.
Фосфор при сплавлении реагирует с металлами. С щелочноземельными образует ионные фосфиды М3Р2,разлагающиеся при контакте с водой:
Mg3P2 + 6H2O = 3Mg(OH)2+ 2PH3,
Са3Р2 + 6Н2О = 3Са(ОН)2 + 2РН3
Фосфор входит в состав неорганических кислот. Это ортофосфорная кислота Н3РО4 (ее соли — ортофосфаты, моногидрофосфаты, Na2HPO4 и дигидрофосфаты, Са(Н2РО4)2); метафосфорная кислота (НРО3)n (ее соли — метафосфаты), одноосновная фосфорноватистая кислота Н3РО2 (ее соли — гипофосфиты, NaН2РО2), двухосновная фосфористая кислота Н3РО3 (ее соли — фосфиты, Na2HPO3). **Применение:** Белый фосфор используется при изготовлении фосфорной кислоты Н3РО4 (для получения пищевых фосфатов и синтетических моющих средств). Применяется при изготовлении зажигательных и дымовых снарядов, бомб.
Красный фосфор используют в изготовлении минеральных удобрений, спичечном производстве. Фосфор применяется в производстве сплавов цветных металлов как раскислитель, служит легирующей добавкой. Используется в производстве магнитомягких сплавов, при получении полупроводниковых фосфидов. Соединения фосфора служат исходными веществами для производства медикаментов. **Физиологическое действие:** Соединения фосфора токсичны. Смертельная доза белого фосфора — 50—150 мг. Попадая на кожу, белый фосфор дает тяжелые ожоги. Боевые отравляющие вещества зарин, зоман, табун являются соединениями фосфора. Острые отравления фосфором проявляются жжением во рту и желудке, головной болью, слабостью, рвотой. Через 2—3 суток развивается желтуха. Пыль красного фосфора, попадая в легкие, вызывает пневмонию.

Кейс №2 «фосфор, аллотропия, физические свойства». «Содержание кейса: Материал из Википедии

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|

|  |
| --- |
| **P****30,974** |
| **3s23p3** |

PhosphComby.jpgБелый, красный, жёлтый, черный фосфор |

Фо́сфор (от др.-греч. φῶς — свет и φέρω — несу; φωσφόρος — светоносный; лат. Phosphorus) — химический элемент третьего периода периодической системы Д. И. Менделеева; имеет атомный номер 15. Один из распространённых элементов земной коры. Концентрация в морской воде 0,07 мг/л. В свободном состоянии не встречается из-за высокой химической активности. Образует около 190 минералов, важнейшими из которых являются апатит Ca5(PO4)3(F,Cl,OH), 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.

*Фосфор* открыт гамбургским алхимиком Хеннигом Брандом в 1669 году. Подобно другим алхимикам, Бранд пытался отыскать философский камень, а получил светящееся вещество. Бранд сфокусировался на опытах с человеческой мочой, так как полагал, что она, обладая золотистым цветом, может содержать золото или нечто нужное для добычи. Первоначально его способ заключался в том, что сначала моча отстаивалась в течение нескольких дней, пока не исчезнет неприятный запах, а затем кипятилась до клейкого состояния. Нагревая эту пасту до высоких температур и доводя до появления пузырьков, он надеялся, что, сконденсировавшись, они будут содержать золото. После нескольких часов интенсивных кипячений получались крупицы белого воскоподобного вещества, которое очень ярко горело и к тому же мерцало в темноте. Бранд назвал это вещество *phosphorus mirabilis* (В древнегреческой мифологии имя Фосфор (или Эосфор, др.-греч. Φωσφόρος) носил страж Утренней звезды., лат. «чудотворный носитель света»). Существуют данные, что фосфор умели получать ещё арабские алхимики в XII в. То, что фосфор — простое вещество, доказал Лавуазье.

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



## Физические свойства В обычных условиях существует только три аллотропических модификации фосфора, а в условиях сверхвысоких давлений — также [металлическая](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D0%B5%D1%82%D0%B0%D0%BB%D0%BB) форма. Все модификации различаются по [цвету](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A6%D0%B2%D0%B5%D1%82), [плотности](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BB%D0%BE%D1%82%D0%BD%D0%BE%D1%81%D1%82%D1%8C) и другим физическим характеристикам; заметна тенденция к резкому убыванию химической активности при переходе от белого к металлическому фосфору и нарастанию металлических свойств.

**Аллотропные модификации фосфора**

Белый фосфор представляет собой белое вещество (из-за примесей может иметь желтоватый оттенок). По внешнему виду он очень похож на очищенный воск или парафин, легко режется ножом и деформируется от небольших усилий.

Белый фосфор имеет молекулярное строение; формула P4. Отливаемый в инертной атмосфере в виде палочек (слитков), он сохраняется в отсутствие воздуха под слоем очищенной воды или в специальных инертных средах.

Химически белый фосфор чрезвычайно активен. Например, он медленно окисляется кислородом воздуха уже при комнатной температуре и светится (бледно-зелёное свечение). Явление такого рода свечения вследствие химических реакций окисления называется хемилюминесценцией (иногда ошибочно фосфоресценцией).

Белый фосфор не только активен химически, но и весьма ядовит (вызывает поражение костей, костного мозга, некроз челюстей). Летальная доза белого фосфора для взрослого мужчины составляет 0,05—0,1 г.

Красный фосфор — это более термодинамически стабильная модификация элементарного фосфора. Впервые он был получен в 1847 году в Швеции австрийским химиком А. Шрёттером при нагревании белого фосфора при 500 °С в атмосфере угарного газа (СО) в запаянной стеклянной ампуле.

Красный фосфор имеет формулу Рn и представляет собой полимер со сложной структурой. В зависимости от способа получения и степени дробления, красный фосфор имеет оттенки от пурпурно-красного до фиолетового, а в литом состоянии - тёмно-фиолетовый с медным оттенком, имеет металлический блеск. Химическая активность красного фосфора значительно ниже, чем у белого; ему присуща исключительно малая растворимость. Ядовитость его в тысячи раз меньше, чем у белого, поэтому он применяется гораздо шире, например, в производстве спичек (составом на основе красного фосфора покрыта тёрочная поверхность коробков). При хранении на воздухе красный фосфор в присутствии влаги постепенно окисляется, образуя гигроскопичный оксид, поглощает воду и отсыревает («отмокает»), образуя вязкую фосфорную кислоту; поэтому его хранят в герметичной таре. При «отмокании» — промывают водой от остатков фосфорных кислот, высушивают и используют по назначению.

### Чёрный фосфор

Чёрный фосфор — это химически наименее активная форма элементарного фосфора. Впервые чёрный фосфор был получен в 1914 году американским физиком П. У. Бриджменом. 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. Имеет атомную кристаллическую решетку. Поджечь чёрный фосфор можно, только предварительно сильно раскалив в атмосфере чистого кислорода до 400 °С.

Кейс №3 «Оксиды и гидроксиды фосфора (www.alnam.ru/book\_chem.php?id=148) **36. Оксиды фосфора и фосфорные кислоты**

Элемент фосфор образует ряд оксидов, наиболее важными из них являются оксид фосфора (III) **P2O3** и оксид фосфора (V) **P2O5**.

**Оксид фосфора (III), или фосфористый ангидрид (P2O3)** получают при медленном окислении фосфора, сжигая его в недостатке кислорода. Представляет собой воскообразную кристаллическую белую массу с температурой плавления 22,5 °C. Ядовит.

**Химические свойства:**

1) вступает в реакцию с холодной водой, образуя при этом фосфористую кислоту H3PO3;

2) взаимодействуя со щелочами, образует соли – фосфиты;

3) является сильным восстановителем.

Взаимодействуя с кислородом, окисляется до оксида фосфора (V) P2O5.

**Оксид фосфора (V), или фосфорный ангидрид (P2O5)** получают при горении фосфора на воздухе или в кислороде. Представляет собой белый кристаллический порошок, с температурой плавления 36 °C.

**Химические свойства:**

1) взаимодействуя с водой, образует орто-фосфорную кислоту H3PO4;

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 H3PO4**. Фосфорная кислота обезвоженная представлена в виде бесцветных прозрачных кристаллов, имеющих температуру плавления 42,35 °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 + 5HNO3 + 2H2O = 3H3PO4 +5NO;

2) в промышленности: а) термический метод; б) экстракционный метод: Ca3(PO4)2 + 3H2SO4 = CaSO4 + 2 H3PO4.

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.

Кейс 4 Таинственный свет http://www.xenoid.ru

 Люминесце́нция (от лат. *lumen*, род. падеж *luminis* — свет и *-escent* — суффикс, означающий слабое действие) — нетепловое свечение вещества, происходящее после поглощения им энергии возбуждения. Впервые люминесценция была описана в XVIII веке.

Первоначально явление люминесценции использовалось при изготовлении светящихся красок и световых составов на основе так называемых фосфóров, для нанесения на шкалы приборов, предназначенных для использования в темноте.

Хемилюминесценция — люминесценция (свечение) тел, вызванная химическим воздействием (например, свечение фосфора при медленном окислении). Хемилюминесценция связана с экзотермическими химическими процессами.

Фосфоресценция

- Многие тела обладают свойством делаться временно самосветящимися, если они были подвергнуты освещению каким-либо источником света. Если эта способность светиться прекращается немедленно по прекращении доступа света от постороннего источника, то подобные тела называются флюоресцирующими, а само явление - флюоресценцией . Если же тело продолжает светиться некоторое время и по прекращении освещения его, то тело называют *фосфоресцирующим,* а само явление - Ф. (от "фосфора", обладающего свойством светиться при медленном окислении его на воздухе). Под словом Ф. понимают обыкновенно свечения, вызванные не только предварительным освещением, но и целым рядом различных других причин. Э. Видеман, введший новую терминологию в эту область физики, назвал все явления свечения, не вызванные повышением температуры до степени накаливания, явлениями *люминесценции.* В зависимости от причины, вызвавшей свечение, явления люминесценции разделяются на 1) *фотолюминесценцию,* вызванную освещением и подразделяющуюся, смотря по длительности вызванного самосвечения, на флюоресценцию и Ф.; 2) *термолюминесценцию,* вызываемую слабым нагреванием; 3) *электролюминесценцию,* вызываемую электрическими процессами, в особенности прохождением электрических разрядов; 4) триболюминесценцию, возникающую при трении тел; 5) кристаллолюминесценцию, возникающую при выделении кристаллов, и 6) хемилюминесценцию, вызываемую химическими процессами. К этой группе явлений должно быть отнесено свечение фосфора, свечение некоторых животных и свечение гниющих веществ растительного и животного происхождения. Все эти явления свечения сопровождают, вероятно, процесс медленного окисления фосфоресцирующего вещества. Это несомненно доказано для фосфора (светится даже только в присутствия озона), гниющих органических веществ (не светятся в атмосфере водорода, в очень разреженном воздухе); иногда свечение гниющих веществ вызывается также присутствием на веществе светящихся бактерий.

 В 1669 г. гамбургский алхимик **Хеннинг Бранд** в поисках философского камня решил выпарить досуха мочу и дистиллировать оставшийся осадок в реторте. Перегоняя дистиллят и часть оставшейся в реторте обуглившейся массы вторично, он заметил в сборнике желтовато-белое вещество, которое в темноте светилось загадочным зеленым светом, а на воздухе самовозгоралось. Мы не знаем, почему Бранд пришел к мысли провести именно этот опыт. По-видимому, о проведенных еще в XII веке арабским алхимиком Альхидом Бехилем аналогичных опытах Бранд не знал, но, возможно, ему был известен рецепт Парацельса, в котором содержатся некоторые указания по перегонке мочи.

В удивительном веществе, которое ему удалось получить и которое он назвал "холодным огнем" или просто "мой огонь", Бранд увидел средство для обретения денег, требующихся ему для ведения дальнейших опытов. Поэтому он известил коллег и прочих заинтересованных лиц о своем открытии и предложил поделиться с ними рецептом производства нового вещества за соответствующую мзду. Дело в том, что еще в 1603 г. сапожник **Винченцо Касциороло** из Болоньи открыл вещество, которое могло светиться в темноте после облучения ярким светом. Теперь мы знаем, что этот "литеофосфорус" (светящийся камень) был неочищенным сульфидом бария — предком современных светящихся красок. С тех пор светящиеся вещества часто демонстрировали при дворах многочисленных государей и в ученых обществах как научные курьезы. Поэтому Бранд «мог рассчитывать на прибыль от открытия.

Первым "клиентом" Бранда был торговый советник из Дрездена врач и алхимик Адам Краффт, который продемонстрировал новый "удивительный материал" при дворе брандербург-ского курфюрста Фриндриха-Вильгельма II 24 апреля 1676 г. Лейб-медик курфюрста И.С. Айс-хольц назвал новое вещество "фосфорус мирабилис" (удивительный светонос), а придворный алхимик Иоганн Кункель (1630-1703 гг.) в скором времени так научился обращаться с этим "фосфорусом" что его начали считать чуть ли не его открывателем. Кункель утверждал, что может извлекать фосфор из животных, рыб, птиц,

трав, деревьев и т.д. Наличие фосфора в животных и растениях было доказано в действительности несколько позже.

Еще одним "клиентом" Бранда был великий английский химик Роберт Бойль. Его особенно интересовало свойство фосфора самовоспламеняться на воздухе с образованием белой массы. Бойль первым установил, что водный раствор этой массы обладает кислотными свойствами. Воспламенение материала протекает по реакции

2Р + 502 = 2P2O5.

Такая реакция поддается количественному расчету, так как все реагенты, кроме кислорода, находятся в твердом состоянии. Сгорание фосфора было одной из реакций, на основе которых впоследствии Лавуазье создал теорию горения. Позже на основе этой теории он разработал понятие элемента, согласно которому фосфор также был химическим элементом. Легкая воспламенимость фосфора приводила к многочисленным несчастным случаям, и даже Кункель позже сообщил, что он поэтому перестал на некоторое время получать фосфор. В качестве добавки к самовоспламеняющимся массам фосфор применяли в годы второй мировой войны, во время войн, которые США вели в Корее и Вьетнаме, с помощью фосфора было убито множество людей, разрушено много материальных ценностей, что принесло фосфору печальную "славу". Применение такого оружия особенно бесчеловечно, так как оно поражает и мирное население, а те, кто выживает, впоследствии страдают от ран.

**2. Метод проигрывания ролей.**

В виде инсценировки создается правдивая ситуация, которая затем оценивается. При «разыгрывании ситуаций в ролях» участники исполняют роль самостоятельно определяя стратегию поведения, сценарий, планируемый результат. Например (Мазилкина Н.В. http://www.edu.cap.ru): На уроке химии в 9 классе по теме «Металлы. Биологическая роль металлов в организме человека». Учитель выступает в роли главного редактора газеты, а учащиеся – корреспондентов. Редактор на планерке зачитывает письмо, поступившее в редакцию газеты «Диета».

Уважаемая редакция газеты «Диета»!

*С экранов телевизора мы видим рекламу таких лекарственных препаратов, как витамины «Гексавит», «Комплевит», «Кальций – Д3- Никомед форте», содержащих кальций, железо, медь, цинк и другие микроэлементы. Нельзя ли более подробно рассказать на страницах вашей газеты, какую роль выполняют эти компоненты, как можно пополнить нехватку этих металлов продуктами питания и что происходит в организме, если этих металлов в избытке?*

Кейс № 1. Какое место занимают металлы в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева? **(**Учащиеся класса разделены на группы, согласно диагностики личности школьника, работают с электронной периодической системой Д.И.Менделеева, используют источники информации: http://www.college.ru/chemistry/modules.php?name=main\_menu&op=show\_page&page=ptable.inc электронная таблица Д.И.Менделеева,

http://n-t.ru/tp/in/rnt02.htm Химические элементы в книге Гиннеса).

Кейс №2. Какими физическими свойствами обладают металлы?. (На слайде презентации перечислены физические свойства металлов. Учащиеся, выбрав физическое свойство металла, используя различные дополнительные источники информации, в течение 6 - 8 минут подбирают информацию и выполняют лабораторную работу по этому свойству, а выводы оформляют в виде слайда презентации (3-5 минут).

Рекомендуемые сайты Интернета:

http://www.astronet.ru/db/msg/1180155 Популярная библиотека химических элементов;

http://www.smed.ru/guides/223/#article Столица-Медикл; http://www physicon; http://www chim/ssau; http://www mendeleev.org.ua/31htm.

Кейс № 3. В таблице Д.И.Менделеева трудно найти химический элемент – металл, который не был бы связан с нашей жизнью. Какова их роль в организме человека?

Выбрав металл из своей группы, составьте сообщение о нем по плану: (6 – 8 мин)

  Содержание в организме;

  Источник поступления металла в организм;

  Биологическая роль металла;

  Реакция на избыток или недостаток металла в организме.

Рекомендуемые сайты Интернета:http://hemi.wallst.ru/ Химия. Образовательный сайт для школьников; http://www.medtehno.ru/top/usefull\_information/badiur/Роль микроэлементов и биологически-активных добавок к пище; http://www.goodhealth.ru/minerals Свойства макро - и микроэлементов.

(Свои отчеты учащиеся оформляют в виде презентации)

**3. Метод «Групповая дискуссия».**

* Обычно дискуссией руководит модератор. Общие правила коммуникации при групповой дискуссии выражаются в следующих требованиях к участникам группы:
избегай общих фраз;
ориентируйся на цель (задачу);
умей слушать;
будь активен в беседе;
будь краток;
осуществляй конструктивную критику.

В учебных ситуациях преподаватель может задавать вопросы:

«- Что в ситуации является главным?
- Какие проблемы, изложенные в ситуации, Вам удалось выделить и какая из них приоритетная?
- Что Вы лично думаете об этом?
- Можете ли Вы привести аналогичный пример из практики?
- Что является здесь управленческой компетентностью?
- Затронуты ли в ситуации другие аспекты — например этические, психологические?
- Как бы Вы это оценили?
- Каковы могут быть последствия принятых решений?
- Кого это затронет, на ком отразится?
- Не пропустили ли Вы важную для правильного решения информацию?
- С чьих позиций Вы это предлагаете?»

Например: урок в 8 классе по теме «Вода, свойства, значение» проводится в виде дискуссии по группам. Каждой группе выдается кейс, в котором обозначен вопрос для обсуждения, а также даны источники информации. В течении 5-7 минут группа работает над своим вопросом. Затем спикер доводит до остальных групп информацию и отвечает на вопросы оппонентов (члены группы дополняют ответы на вопросы, возникшие у других групп). Дискуссией руководит модератор (учитель).

##### В кружево будто одеты Деревья, кусты, провода.И кажется сказкою это,А в сущности – только …….

Кейс №1 «Химические свойства воды. Распадаются ли в воде на ионы ее собственные молекулы?  Может ли вода гореть? Кто и когда впервые осуществил синтез воды?»

Кейс №2 «Физические свойства воды. В каких агрегатных состояния встречается вода в природе?Может ли вода течь вверх? Почему бутылка с водой, поставленная в морозилку раздувается?».

Источники: Марк Колтун «Мир химии»; фото: Масару Эмото (Masaru Emoto);презентация; http://avenue.h10.ru

Кейс №3 «Каковы основные источники загрязнения воды? Какие методы очистки воды? Почему в природе нет чистой воды?». Источники: Марк Колтун «Мир химии»; А.Д.Дмитриев «Экология Чувашской Республики»; Е.А.Криксунов «Экология»;фотографии; презентация;диск «Химия, биология, экология»; видеосюжеты: «Нефтяная пленка», «Качество бензина», «Соревнования по прыжкам в воду»; фрагмент фильма по книге Алистера Маклина «Ночь без конца»; классическая музыка Г.Ф.Гендель «Музыка воды – Анданте».

Кейс №4 «Роль воды в жизни человека. В каком органе человека содержится наибольшее количество воды, и в каком – наименьшее?».

**4. Игровое проектирование**

Цель метода — процесс создания или совершенствования объектов.

Для работы по этой технологии участников занятия можно разбить на группы, каждая из которых будет разрабатывать свой проект. Игровое проектирование может включать проекты разного типа: исследовательский, поисковый, творческий, прогностический, аналитический.

Пример урок «Спирты».

 Виктор – химик, он находится в лесу, С собой у него небольшой кейс, в котором химическое оборудование, реактивы - серная кислота и другие неорганические вещества. Но, его замучили насекомые, слетевшиеся на остатки яблочно пюре. Избавится от них невозможно, а находится в лесу Виктору придется еще неделю.

Кейс №1. «Этилацетат». Этилацетат (Ethyl acetate, E1504) — бесцветная летучая жидкость с приятным фруктовым запахом. Этиловый эфир уксусной кислоты. Химическая формула СН3-СОО-СH2-СH3. В пищевой промышленности применяется как компонент фруктовых эссенций.

Производится этилацетат путем воздействия этилового спирта-сырца на уксусную кислоту – этот процесс называют этерификацией. Соединение применяется для растворения смол, масел, жиров и некоторых сложных эфиров целлюлозы.

Этилацетат широко используется как растворитель, из-за низкой стоимости и малой токсичности, а также приемлемого запаха. В частности, как растворитель нитратов целлюлозы, ацетилцеллюлозы, жиров, восков, для чистки печатных плат, в смеси со спиртом — растворитель в производстве искусственной кожи. Один из самых популярных ядов, применяемых в энтомологических морилках для умерщвления насекомых. Применяется как компонент фруктовых эссенций. Зарегистрирован в качестве пищевой добавки E1504, запрещен для применения в качестве пищевой добавки или для производства продуктов питания на территории Российской Федерации.

Кейс №2 Спирты - производные углеводородов, в молекулах которых есть одна или несколько гидроксильных групп OH. Все спирты делятся на одноатомные и многоатомные

Одноатомные спирты - спирты, у которых имеется одна гидроксильная группа.

Бывают первичные, вторичные и третичные спирты:

- у первичных спиртов гидроксильная группа находится у первого атома углерода, у вторичных - у второго, и т.д.


**Свойства спиртов**, которые являются изомерными, во многом похожи, но в некоторых реакциях они ведут себя по-разному.
Сравнивая относительную молекулярную массу спиртов (Mr) c относительными атомными массами углевордородов, можно заметить, что спирты имеют более высокую температуру кипения. Это объясняется наличием водородной связи между атомом H в группе ОН одной молекулы и атомом O в группе ОН другой молекулы.
При расторении спирта в воде образуются водородные связи между молекулами спирта и воды. Этим объясняется уменьшение объёма раствора (он всегда будет меньше, чем сумма объёмов воды и спирта по отдельности).
Наиболее ярким представителем химических соединений этого класса является **этиловый спирт**. Его химическая формула C2H5-OH. Концентрированный **этиловый спирт** (он же - **винный спирт** или **этанол**) получают из разбавленных его растворов путём перегонки; действует опьяняюще, а в больших доза - это сильный яд, который разрушает живые ткани печени и клетки мозга.
При этом нужно отметить, что этиловый спирт полезен в качестве растворителя, консерванта, средства понижающего температуру замерзания какого-либо преперата. Ещё один не менее известный представитель этого класса - метиловый спирт (его ещё называют - древесный или метанол). В отличии от этанола метанол смертельно опасен даже в самых малых дозах! Сначало он вызывает слепоту, затем просто "убивает"!

Многоатомные спирты - спирты, имеющие несколько гидроксильных групп OH.
Двухатомными спиртами называются спирты, содержащие две гидроксильные группы (группа ОН); спирты содержащие три гидроксильны группы - трёхатомные спирты. В их молекулах две или три гидроксильные группы никогда не оказываются присоединёнными к одному и тому же атому углерода.
Двухатомные спирты ещё называют *гликолями*, так как они обладают сладким вкусом, - это характерно для всех многоатомных спиртов
Многоатомные спирты с небольшим числом атомов углерода - это вязкие жидкости, высшие спирты - твёрдые вещества. Многоатомные спирты можно получать теми же синтетическими методами, что и предельные многоатомные спирты.

Получение спиртов

1. Получение этилового спирта (или винный спирт) путём брожения углеводов:
C2H12O6 => C2H5-OH + CO2

Суть брожения заключается в том, что один из простейшщих сахаров - глюкоза, получаемый в технике из крахмала или целлюлозы, под влиянием дрожжевых грибков распадается на этиловый спирт и углекислый газ. Установлено, что процесс брожения вызывают не сами микроорганизмы, а выделяемые ими вещества - *зимазы*. Для получекния этилового спирта обычно используют растительное сырьё, богатое крахмалом: клубни картофеля, хлебные зёрна, зёрна риса, или из древесины и т.д.

2. Гидратация этилена в присутствии серной или фосфорной кислоты
CH2=CH2 + НOH => C2H5-OH

3. При реакции галогеналканов со щёлочью:

4. При реакции окисления алкенов

 Гидро́лизный спи́рт — этанол, получаемый дрожжевым брожением сахароподобных веществ, полученных гидролизом целлюлозы, содержащейся в отходах лесной промышленности.

C6H12O6 → 2C2H5OH + 2CO2

Целлюлоза состоит из остатков молекул глюкозы, которая и образуется при кислотном гидролизе целлюлозы:

(C6H10O5)n + nH2O -> nC6H12O6

1854 год — Пелуз и Арну во Франции разработали метод получения винного спирта из древесины путём её гидролиза концентрированной серной кислотой при комнатной температуре. Этот способ был положен в основу технологии на гидролизной установке, построенной в Париже в 1855 г. В том же году в Брюсселе Мелсеном была разработана технология получения глюкозы и этанола гидролизом измельчённой древесины 2—5%-ной H2SO4 при 100—170 °C.

Кейс №3. Свойства спиртов

1) **Горение**: Как и большинство органических веществ спирты горят с образованием углекислого газа и воды:
C2H5-OH + 3O2 -->2CO2 + 3H2O
При их горении выделяется много теплоты, которую часто используют в лабораториях (лабораторные горелки). Низшие спирты горят почти бесцветным пламенем, а у высших спиртов пламя имеет желтоватый цвет из-за неполного сгорания углерода.

2) Реакция со щелочными металлами
C2H5-OH + 2Na --> 2C2H5-ONa + H2
При этой реакции выделяется водород и образуется *алкоголят* натрия. **Алкоголяты** похожи на соли очень слабой кислоты, а также они легко гидролизуются. Алкоголяты крайне неустойчивы и при действии воды - разлагаются на спирт и щелочь. Отсюда следует вывод, что одноатомные спирты не реагируют со щелочами!

3) Реакция с галогеноводородом
C2H5-OH + HBr --> CH3-CH2-Br + H2O
В этой реакции образуется галогеноалкан (бромэтан и вода). Такая химическая реакция спиртов обусловлена не только атомом водорода в гидроксильной группе, но и всей гидроксильной группой! Но эта реакция обратима: для её протекания нужно использовать водоотнимающее средство, например серную кислоту.

4) Внутримолекулярная дегидратация (в присутствии катализатора H2SO4)

В этой реакции при действии концентрированной серной кислоты и при нагревании происходит **дегидратация спиртов**. В процессе реакции образуется непредельный углеводород и вода.
Отщепление атома водорода от спирта может происходить в его же молекуле (то есть происходит перераспределение атомов в молекуле). Эта реакция является **межмолекулярной реакцией дегидратации**. Например, так:

В процессе реакции происходит образование простого эфира и воды.

5) реакция с карбоновыми кислотами:

Если добавить к спирту карбоновую кислоту, например уксусную, то произойдёт образование простого эфира. Но сложные эфиры менее устойчивы, чем простые эфиры. Если реакция образования простого эфира почти необратима, то образование сложного эфира - обратимый процесс. Сложные эфиры легко подвергаются гидролизу, распадаясь на спирт и карбоновую кислоту.

6) Окисление спиртов.
Кислородом воздуха при обычной температуре спирты не окисляются, но при нагревании в присутствии катализаторов идёт окисление. Примером может служить оксид меди (CuO), марганцовка (KMnO4), хромовая смесь. При действии окислителей получаются различные продукты и зависят от строения исходного спирта. Так, первичные спирты превращаются в альдегиды (реакция А), вторичные - в кетоны (реакция Б), а третичные спирты устойчивы к действию окислителей.
- a) для первичных спиртов

**5. Разбор деловой корреспонденции.**

Метод основан на работе с документами и бумагами, относящимися к той или иной организации, ситуации, проблеме. Обучаемые оказываются перед необходимостью поиска дополнительной информации, следовательно, вынуждены задавать вопросы, преимущественно «восходящие – вопросы на развитие», т.е. для получения новой дополнительной информации. Обычно такого типа вопросы начинаются со слов: Что? где? когда? почему? как? зачем?

Цель метода – совместными усилиями группы учащихся проанализировать возникающую ситуацию, разработать практическое решение, окончание процесса – оценка предложенных алгоритмов, выбор лучшего из них в контексте поставленной проблемы.

Пример. Урок химии 11 класс «Химия и производство» Письмо в проектный институт: «Хозяин нашего завода поручил нам организовать производство метанола, мы никогда его не выпускали и не знаем, как нам это сделать. Помогите получить метанол промышленным способом!». Кейс №1 «задание логистам»: Какое сырье необходимо для производства метанола, как использовать конечный продукт. (Можно воспользоваться интернет ресурсами) «Кейс №2. «Задание экономистам»: проанализировать затраты на производство метанола.

1. синтетический способ из монооксида углерода и водорода при температуре 300—400 °C и давления 300—500 атм в присутствии катализатора — смеси [оксидов цинка](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%B4_%D1%86%D0%B8%D0%BD%D0%BA%D0%B0), хрома и др. Сырьем для синтеза метанола служит [синтез-газ](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B8%D0%BD%D1%82%D0%B5%D0%B7-%D0%B3%D0%B0%D0%B7) (CO + H2), обогащенный водородом: : [CO](http://ru.wikipedia.org/wiki/Carbon_monoxide) + 2 [H2](http://ru.wikipedia.org/wiki/Hydrogen) → CH3OH Из 100м3 водорода получается 250 кг спирта.
2. Щелочной гидролиз галогеналканов: CH3Cl + NaOH CH3OH + NaCl. Из 50 кг хлорметана получается 20кг метанола
3. Окисление метана под действием катализаторов СН4+О2= 2CH3OH Из 100 кг метана можно получить 200 кг метанола

Примечание: эффективность реакции оценивается по массовой доле выхода продукта.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| наименования | Ед. измерения | Стоимость (сентябрь 2012г) |
| метан | 1л | 11 руб |
| кислород | 5м3 | 200 руб |
| Синтез газ | 1л | 8 руб |
| хлорметан | 1 л (плотность 2,31г/ л) | 80 руб |
| Гидроксид натрия | 1 кг | 2 руб |

Кейс №3. «Задание технологам»: Проанализировав способы получения аммиака и серной кислоты предложить технологическую схему получения метанола из СО и Н2. Источники -технологические схемы и описание производств серной кислоты и аммиака. Кейс №4. «Задание экологам». Проанализировать возможности угрозы окружающей среде при производстве метанола, предложить методы предотвращения этого. Как наиболее эффективно использовать природные ресурсы и энергию в этом производстве. (Можно воспользоваться интернет ресурсами).

**Список используемой литературы**

1. Барнс Л.Б., Кристенсен Р.К., Хансен Э.Дж. Преподавание и метод конкретных ситуаций: учебник, ситуации и дополнительная литература. – М.: Гардарики, 2000. – 502 стр.
2. Бринкенкохофф Р.О. Метод успешного случая. Быстрый способ узнать, что работает, а что нет. М.: Hippo, 2005.-224 стр.
3. Михайлова Е.А. Кейс и кейс – метод: процесс написания кейса// Маркетинг. 1999. №5.С.113-120; №6.С.117-123.
4. **Каширина И.В., Зинченко Е.С.** **Кейс-технология, как способ организации самостоятельной работы студентов СУЗОВ** (**http://www.stvcc.ru)**
5. Мазилкина Н.В. Кейс технологии (<http://www.edu.cap.ru>)
6. **Википедия** wikipedia.org
7. Академик <http://dic.academic.ru>

[Научная библиотека](http://alnam.ru/)