

Зенькова М. В.

Общественный смотр знаний по теме.

План.

1. Разминка .
2. Разгадка кроссвордов. (Команды заранее готовят друг другу кроссворды на согласованное число слов. На разгадывание кроссвордов отводится определённое время и по числу правильно названных слов команде начисляется соответствующее число баллов).
3. Выполнение индивидуальных письменных заданий (по 4 человека от каждой команды).
4. Выполнение качественных реакций на установление состава веществ: 1 команда – Na_2SO_4 , KCl ; 2 команда – BaCl_2 , K_2CO_3 .
5. Из реактивов, находящихся на столе, получить амфотерный гидроксид. Доказать его амфотерность. Записать уравнения реакций. (Реактивы для опытов поставить на отдельных столах для представителей разных команд).
6. Эстафета: Записать уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращённой ионной форме. (Задание на карточках).
7. Представление докладов (сообщений) команд. Примерные темы:1) Жизнь и деятельность Сванте Аррениуса; 2) Роль русских учёных (Д.И.Менделеева, И.А. Каблукова) в развитии учения о растворах и ТЭД.
8. Занимательный конкурс: представителям команд с закрытыми глазами нарисовать пробирки, в которых проходят реакции ионного обмена с образованием осадка (газа).
9. Решение расчётных задач на вычисление массы продукта реакции, протекающей между растворами веществ. (Команде даётся время, по истечении которого все отдают решения задачи на отдельных листках членам жюри).

Разминка.

1. Кто из учёных впервые достоверно изучил сущность электролитической диссоциации и сформулировал основные её положения. (Фамилия, страна, год)?
2. Как влияет природа химической связи на диссоциацию веществ в растворе и расплаве?
3. Почему соляная кислота взаимодействует с активными металлами, а сжиженный хлороводород – нет?
4. Почему электролиты не диссоциируют в неполярных органических растворителях?
5. Могут ли одновременно находиться в одном и том же растворе при обычных стандартных условиях ионы: а) Ag^+ и Cl^- ; б) Cu^{2+} и OH^- ; в) Fe^{3+} и H^+ ; г) Ba^{2+} и NO_3^- ; д) Ca^{2+} и CO_3^{2-} ; е) Na^+ и OH^- ? Почему?
6. Какие реакции относятся к реакциям ионного обмена? В каких случаях они идут до конца?
7. Как изображаются реакции ионного обмена? Что показывает сокращённое ионное уравнение?
8. Почему раствор иодида калия, хотя и содержит йод, но не окрашивает крахмал в синий цвет?
9. Какие ионы могут присутствовать в растворе, если при добавлении к нему растворимого сульфата выпадает осадок, а при добавлении хлорида – нет?
10. Объясните происхождение терминов: а) анод; б) катод; в) электролит; г) ассоциация.

Индивидуальное письменное задание (в четырёх вариантах).

Пример:

1 вариант:

- 1. Какая из данных кислот является наиболее сильной и почему: H_2S , HF , HI ?
- 2. Приведите пример реакции ионного обмена, идущей с образованием осадка. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения реакций.
- 3. Объясните механизм электролитической диссоциации на примере бромида калия.
- 4. Составьте уравнения реакций, которые протекают между растворами веществ в молекулярной, полной и сокращённой ионной формах: а) сульфид натрия и серная кислота; б) нитрат серебра и бромид калия; в) карбонат калия и соляная кислота.
-

Эстафета.

- Эстафета.
- Запишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращённой ионной формах:
- 1 команда:
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{HCl} + \text{AgNO}_3$
- $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$
- 2 команда:
- 1) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3$
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$
- 4) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$

Расчётная задача:

Пример:

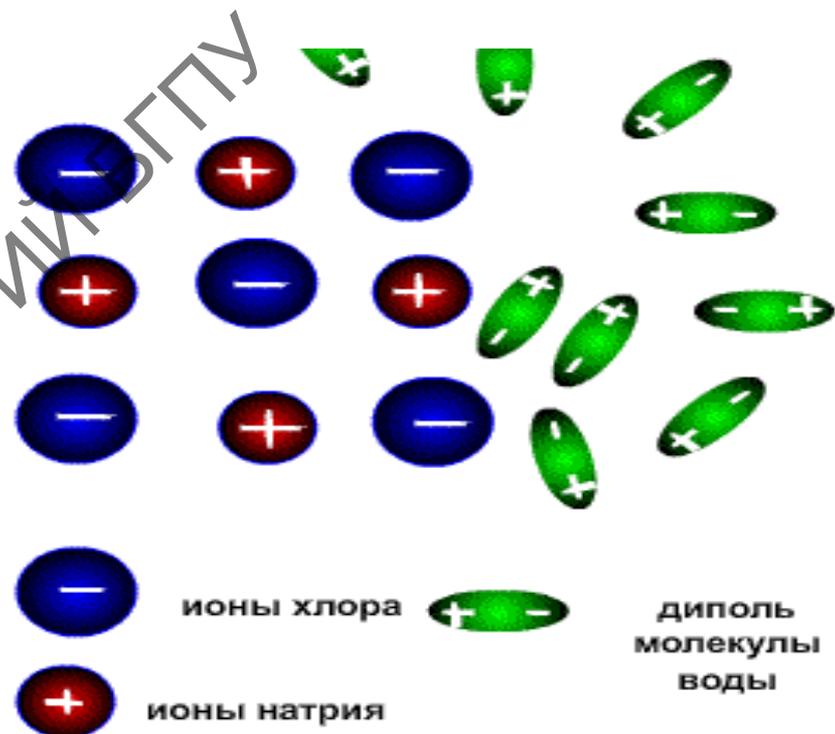
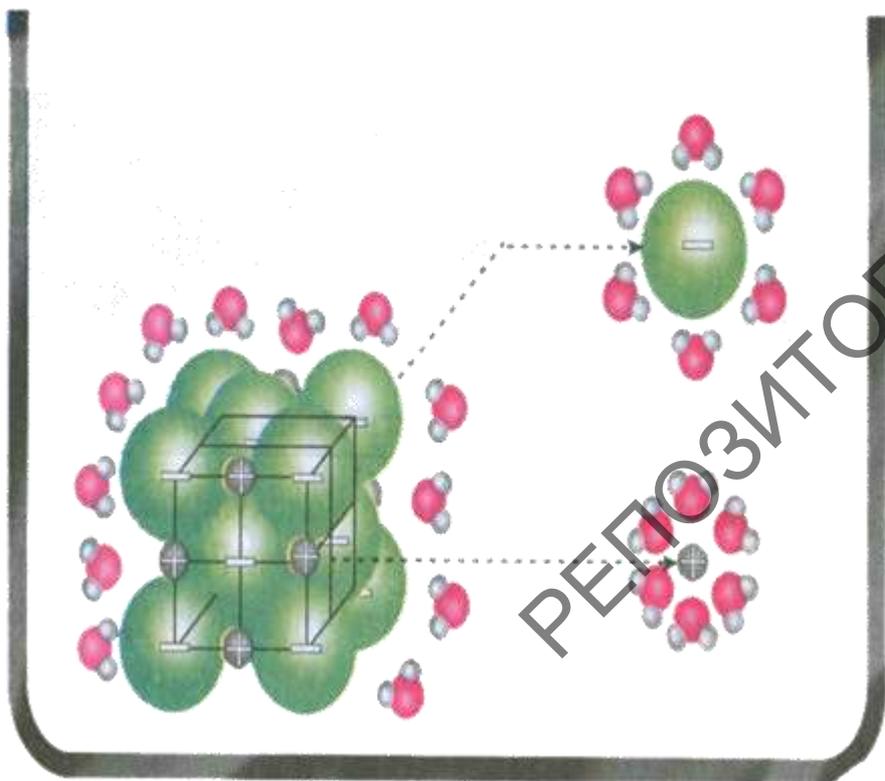
Вычислите массу гидроксида меди(II) выпавшего в осадок при взаимодействии 50 г 5%-ного раствора гидроксида натрия с раствором сульфата меди.

Конспект-схема по теме: «Растворы. ТЭД»

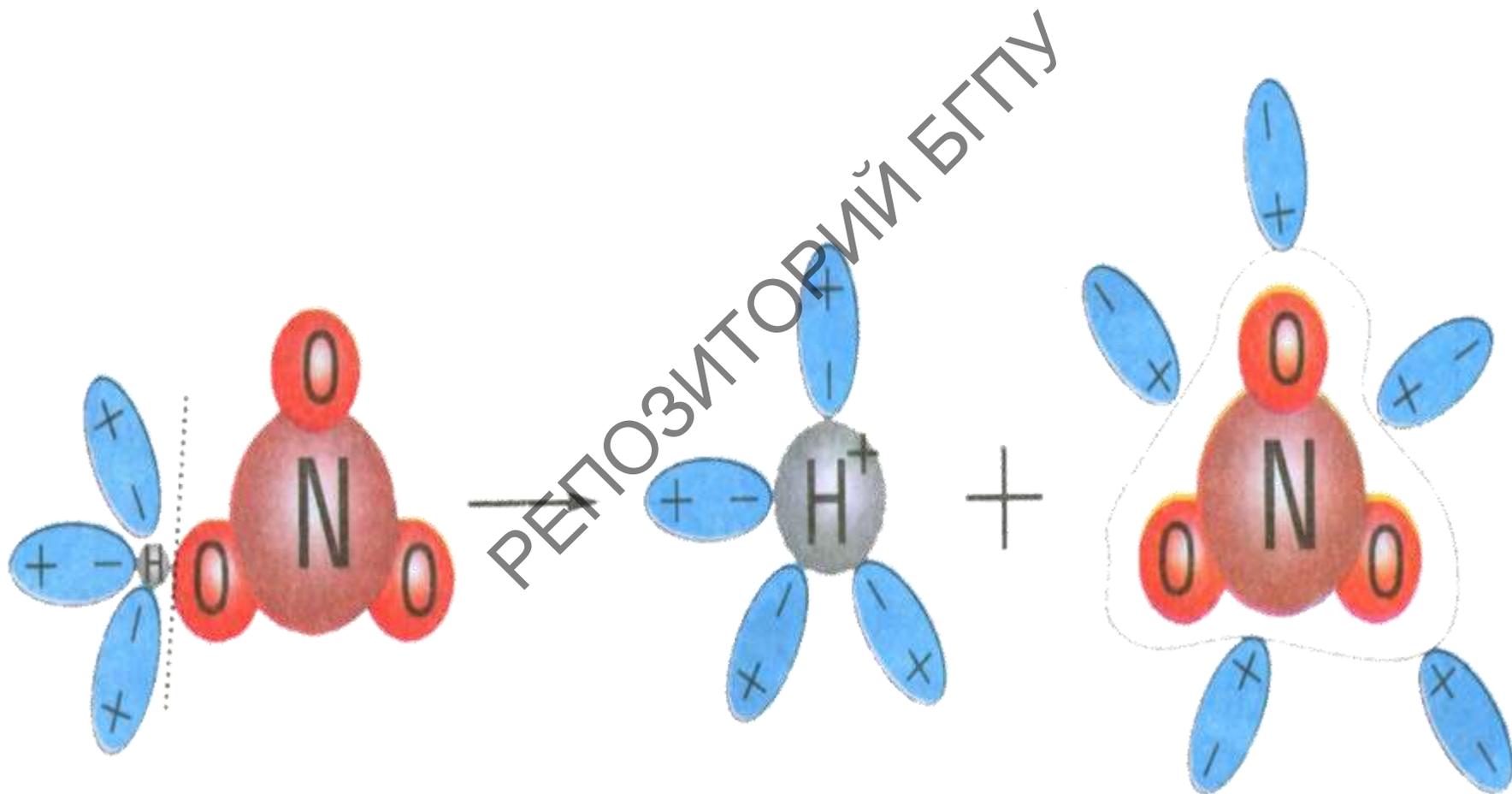
- **Электролитическая диссоциация** – в растворе и в расплаве:
 - 1) кислоты: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 - 2) щёлочи: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
 - 3) соли: $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$
- **Электролиты** - вещества с ионной и сильнополярной ковалентной связью.
- **Электролитическая диссоциация** – обратимый процесс: \rightleftharpoons
- + катионы; - анионы;
- **Неэлектролиты** - вещества с неполярной или слабополярной ковалентной связью: кислород, азот, спирт, глюкоза, сахар, бензин и т.д.

Механизм электролитической диссоциации:

- **Ионных соединений:**



Сильнополярных соединений:



- Распад электролитов на ионы – **ионизация** – эндотермический процесс ($Q_{и}$);
- взаимодействие ионов с водой – **гидратация** – экзотермический процесс ($Q_{г}$);
- если $Q_{и} > Q_{г}$ – процесс растворения идёт с поглощением тепла;
- если $Q_{и} < Q_{г}$ – процесс растворения идёт с выделением тепла.

- **Степень диссоциации** – количественный показатель силы электролитов – отношение числа молекул распавшихся на ионы к общему числу молекул в растворе ($\gamma = n/N$).
- $\gamma > 50\%$ - сильные электролиты: растворимые соли, щёлочи, сильные кислоты – HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и т.д.
- $\gamma < 30\%$ - слабые электролиты – H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и т.д.

Классы неорганических веществ в свете ТЭД:

- Кислоты: H^+ Щёлочи: OH^- Соли: $Me^+ + R^-$
- Сущность химических свойств электролитов (кислот, щелочей, солей) в свете ТЭД – обмен ионами.
- Условия, признаки протекания реакций ионного обмена до конца:
Осадок! Газ! Вода!

Лекция: **Методика изучения темы «Химические реакции»** -
10 класс (7часов).

План:

- **Задачи изучения темы.**
- **Планирование.**
- **Изучение классификации химических реакций.**
- **Изучение теплового эффекта химических реакций.**
- **Изучение скорости химических реакций и факторов управления ею.**
- **Формирование знаний об обратимых химических реакциях, химическом равновесии, условиях смещения химического равновесия.**
- **Формирование понятия об окислительно-восстановительных реакциях.**

Задачи:

Образовательные:

- **Познакомить** учащихся с новой для них закономерностью химических реакций- тепловым эффектом как следствием проявления закона сохранения и превращения энергии.
- **Научить** учащихся умению распознавать по тепловому эффекту экзо- и эндо- термические реакции.
- **Сформировать** у школьников умение решать расчётные задачи на вычисление тепловых эффектов реакций и составление термохимических уравнений.
- **Обобщить** знания о классификации химических реакций на основании различных признаков.
- **Сформировать** понятие о скорости химической реакции и факторах её изменения.
- **Дать понятие** об обратимых реакциях и химическом равновесии как динамическом процессе.
- **Познакомить** учащихся с принципом Ле Шателье – правилом определения условий смещения химического равновесия.
- **Развить** знания учащихся об окислительно-восстановительных реакциях. **Научить** составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций, расставлять коэффициенты методом электронного баланса.

Воспитательные:

1. Формировать научное мировоззрение учащихся:

- - путём рассмотрения классификации химических реакций как необходимого этапа в развитии знаний о химических процессах;
- - путём акцентирования внимания учащихся на сохранении и превращении энергии при химических реакциях как проявлении всеобщей закономерности – закона сохранения и превращения энергии;
- - утверждая идею познаваемости и управляемости химическими процессами на основе познанных закономерностей (скорость химических реакций, управление скоростью реакций; равновесие, условия его смещения);
- - развивая представление учащихся об абсолютности движения и относительности покоя при формировании знаний об обратимости химических реакций и химическом равновесии.
- **2. Решать задачу политехнизации знаний** учащихся, рассматривая прикладной характер знаний данной темы.

Развивающие:

Развивать мышление учащихся:

- - включая их в процесс актуализации знаний о классификации химических реакций, факторах, влияющих на скорость химических реакций, условиях смещения химического равновесия обратимых реакций;
- - подводя школьников к необходимости формулировки дедуктивных выводов на основе применения принципа Ле Шателье;
- - вовлекая учащихся в процесс применения знаний по теме для решения познавательных задач;
- - используя активизирующие методы обучения: частично-поисковые (эвристическая беседа), репродуктивные (конспекты-схемы, презентации), расчётные задачи, химический эксперимент.

Классификация химических реакций.

- | Признаки классификации | Характеристика химических реакций |
|---|--|
| • 1. Соотношение числа и состава исходных и полученных веществ | а) разложения;
б) соединения;
в) замещения;
г) обмена. |
| • 2. Тепловой эффект химической реакции | а) экзотермические;
б) эндотермические. |
| • 3. Исходное агрегатное состояние исходных веществ и продуктов реакции | а) гомогенные;
б) гетерогенные. |
| • 4. Участие катализатора | а) каталитические;
б) без участия катализатора. |
| • 5. Обратимость | а) обратимые;
б) необратимые. |
| • 6. Изменение степени окисления химических элементов | а) окислительно-восстановительные реакции;
б) реакции, в которых отсутствуют окислительно-восст. процессы |