**Химия 10 класс.**

**ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №1**

***«Исследование влияния различных факторов***

***на скорость химических реакций»***

**Цель:** исследовать на практике влияние различных факторов на скорость химических реакций. Все опыты провести в соответствии с правилами ТБ.

**Оборудование и реактивы:** металлы; магний; железо; цинк; алюминий; порошок железа; 5%-, 10%-ные растворы соляной кислоты; разбавленный раствор серной кислоты: раствор пероксида водорода; кристаллический оксид марганца (IV) MnO2, пробирки и штатив для пробирок, спиртовка, лучинка.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **№** | **Что делаю?** | **Что наблюдаю?** | **Уравнение химической реакции, рисунок** | **Вывод** |
| 1 | ***Влияние природы реагирующих веществ***  <https://www.youtube.com/watch?v=DMMU4lRpTuI>  <https://www.youtube.com/watch?v=jcBwSzChp9o> | | | |
| В две пробирки наливаю по 2 мл соляной кислоты и опускаю в одну пробирку – Mg, в другую – Fe. | Бурная реакция с магнием и чуть медленнее с железом. | Mg + 2HCl = MgCl₂ +H₂↑  Fe + 2HCl → FeCl2 + H2↑ | Mg и Fe - активные металлы, потому бурно реагируют с кислотой. |
| 2 | ***Влияние концентрации реагирующих веществ***  <https://www.youtube.com/watch?v=9uXlRrrGvzQ> | | | |
| В две пробирки помещаю по одной грануле Zn. В одну наливаю 1 мл 5%HCl, в другую 1 мл 10%HCl. | Во второй пробирке реакция идёт быстрее, чем в первой. | Zn + HCl → ZnCl₂ + H₂. | При увеличении концентрации реагирующих веществ скорость реакции  увеличивается, так как увеличивается число столкновений между частицами реагирующих веществ. |
| 3 | ***Влияние поверхности реагирующих веществ***  <https://www.youtube.com/watch?v=S2wHtdhl4Eg> | | | |
| В одну пробирку опускаю гранулу Fe, в другую насыпаю порошок Fe. Наливаю по 2 мл HCl одинаковой концентрации. | Во второй пробирке реакция идёт быстрее, чем в первой. | Fe + 2HCl → FeCl2 + H2↑ | Чем больше площадь  поверхности контакта  реагирующих фаз, тем больше скорость  гетерогенной химической реакции. Порошковое железо гораздо быстрее растворяется в кислоте, чем гранулированное железо такой же массы. |
| 4 | ***Влияние температуры***  <https://www.youtube.com/watch?v=SGtQdTjY6IQ> | | | |
| В две пробирки наливаю по 2 мл H2SO4, опускаю по одной грануле Al. Первую пробирку нагреваю. | В первой пробирке реакция идёт быстрее, чем во второй без нагрева. | 2Al + 3H2SO4 (разб.) →  →Al2(SO4)3 + 3H2↑ | По правилу Вант-Гоффа: повышение температуры на 10оС приводит к увеличению скорости  химической реакции в 2-4 раза. |
| 5 | ***Влияние катализатора***  <https://www.youtube.com/watch?v=7pfjmy3XAKo> | | | |
| В пробирку наливаю 1 мл Н2О2 и вношу тлеющую лучину. | Видимых изменений не наблюдается. | 2H2O2  ⟶ 2H2O + O2  MnO₂  2H2O2    ⟶ 2H2O + O2 | Образование кислорода происходит медленно. |
| Добавляю к Н2О2 немного кристаллов MnO2 и вношу тлеющую лучину. | Наблюдается бурное выделение газа – кислорода. При внесении тлеющей лучины, наблюдается её воспламенение. | Так как по окончании реакции чёрный порошок оксид марганца (IV) не израсходовался, то значит оксид марганца (IV) в данной реакции является катализатором. |

**Вывод по работе:**

Я изучил на практике влияние различных факторов на скорость химических реакций. Все опыты проделал в соответствии с правилами ТБ.