

Тема:

*«Зависимость скорости
химической реакции от условий»*

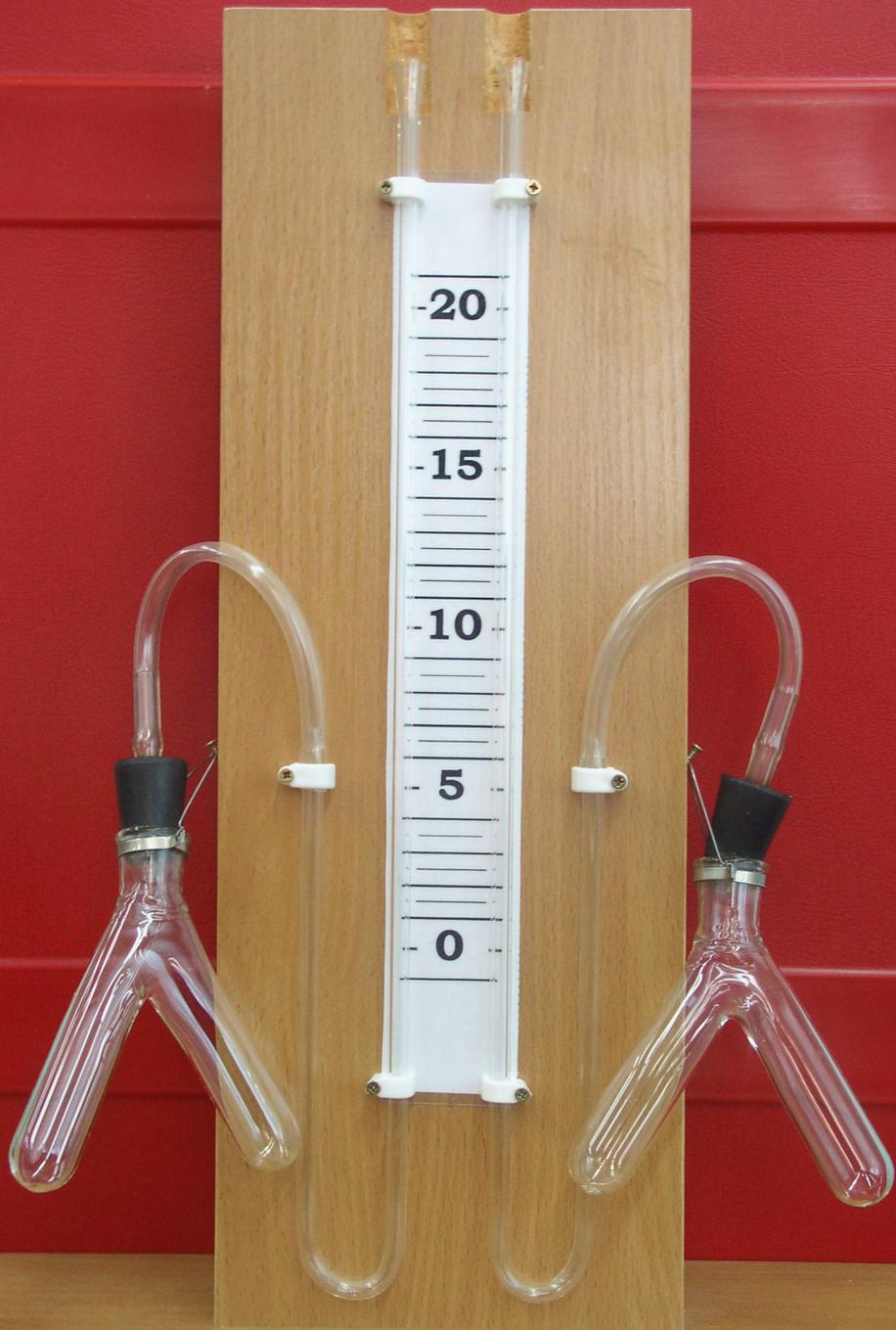
Цель урока

Показать влияние на скорость реакций таких факторов, как:

- природа реагирующих веществ**
- концентрация реагирующих веществ**
- площадь соприкосновения реагирующих веществ**
- Температура**
- Катализаторы.**

Оборудование и реактивы:

- Прибор для демонстрации зависимости скорости химической реакции от условий.
- Сосуды Ландольта (4 пары)
- Спиртовка, спирт, спички.
- Zn – гранулы, порошок
- Железо – гранулы
- Кислота HCl (1:2)
- Вода дистиллированная
- Пероксид водорода , оксид марганца (IV), раствор KMnO_4
- Пробирки для демонстрации и лучинка



Прибор для
демонстрации
зависимости скорости
химической реакции от
условий

Сосуд Ландольта



3. Таблица для записи результатов эксперимента.

Условия	Реакции	Вывод Объяснение
1. Поверхность соприкоснове- ния Zn- гранулы Zn - порошок	$\text{HCL} + \text{Zn} = \text{ZnCL}_2 + \text{H}_2$ $\text{HCL} + \text{Zn} = \text{ZnH}_2 + \text{H}_2$	$V_2 > V_1$ т. к. $S_{\text{Zn пор.}} > S_{\text{Zn гран.}}$
2. Концентрация	$\text{HCL} + \text{Zn} = \text{ZnCL}_2 + \text{H}_2$ $\text{HCL} + \text{Zn} = \text{ZnCL}_2 + \text{H}_2$	$V_1 > V_2$ т. к. $[\text{H}^+]_1 > [\text{H}^+]_2$
3. Природа реагирующих веществ	$\text{Zn} + \text{HCL} = \text{ZnCL}_2 + \text{H}_2$ $\text{Zn} + \text{HCL} = \text{FeCL}_2 + \text{H}_2$	$V_1 > V_2$, т. к. Zn в ряду напряжения металлов находится левее Fe.
4. Температура	$20^{\circ}\text{C} \text{ Zn} + \text{HCL} = \text{ZnCL}_2 + \text{H}_2$ $100^{\circ}\text{C} \text{ Zn} + \text{HCL} = \text{ZnCL}_2 + \text{H}_2$	$V_2 > V_1$ т. к. С увеличением «t» увеличивается $V_{\text{движения}}$ ионов H^+ и диссоциация выше.

- 4. Выводы учащихся. Обобщение учителем.
- 5. Действие катализатора на разложение H_2O_2 .
- А) Тлеющая лучинка не загорается. Б) Тлеющая лучинка вспыхивает, т. к. выделяется O_2 .
- $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 6. Какие законы используют химики-физики на основании наших выводов.
- $-t^0$. Уравнение Вант-Гоффа.
- $V_2/V_1 = xt/10$ (x – темп. коэф.)
- При изменении температуры на каждые 10^0 скорость реакции изменяется в 2-4 раза.
- С. Закон действия масс (для газов и растворов веществ).
- $V = k[\text{A}]^a [\text{B}]^b$, для реакции
- $a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D}$
- Скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ.
- 7. Законы действия масс и Вант-Гоффа доказываются экспериментально на серии последующих уроков. Закрепляется материал решениями задач и проведением лабораторных опытов.
- 8. Обобщение учителем. Д/задание. Лабораторные опыты учащихся.

**Закрепление материала. Школьный
химический эксперимент.**

1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.

Наливаем в 3 пробирки по 3-4 мл (если лабораторный опыт, то по 1-2 мл) раствора HCl и опускаем в каждую примерно по одинаковому кусочку металла: в 1-ю — Mg , во 2-ю — Zn , в 3-ю — Fe . Учащиеся по скорости выделения пузырьков водорода убеждаются во влиянии природы металла на V_p .

Чтобы показать влияние природы кислоты на V_p , проводится опыт с одним и тем же металлом (по возможности с одинаковыми гранулами Zn), но с разными кислотами одинаковой нормальной концентрации: HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH .

Очень эффектен демонстрационный опыт со щелочными металлами и использованием кодоскопа и чашечек Петри, описанный ранее. Здесь его было бы неплохо повторить.

2. Зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ.

- Для лабораторной работы можно опять предложить взаимодействие Zn с HCl.
- В три пробирки наливается раствор HCl: в 1-ю — 3 мл, во 2-ю — 2 мл, в 3-ю — 1 мл. Затем во 2-ю и 3-ю пробирки доливается вода до 3 мл. Разумеется, концентрация HCl будет уменьшаться от 1-й к 3-й пробирке. В каждую опускается по одинаковой грануле Zn, и учащиеся убеждаются в том, как влияет концентрация веществ HCl на v_p .
- Очень красив демонстрационный опыт взаимодействия растворов тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислоты, проведенный с помощью демонстрационного штатива с подсветкой. В три пробирки учитель наливает раствор тиосульфата натрия: в 1-ю — 5 мл, во 2-ю — 2,5 мл, в 3-ю — 1 мл, и далее во 2-ю и 3-ю пробирки приливается вода до 5 мл. Затем во все пробирки, начиная с 3-й, приливается по 3 мл раствора H_2SO_4 .
- По времени появления и интенсивности выделившейся коллоидной серы и судят о влиянии концентрации тиосульфата натрия на v_p .
- Эксперимент обобщается законом действия масс. Для условной реакции $nA + mB = cT$) этот закон записывается так:

$$v_p = kC_A^n \cdot C_B^m.$$

- Учитель подчеркивает, что этот закон не распространяется на твердые вещества. Так, например, в проделанном опыте не нужно учитывать концентрацию **Zn**. Если класс сильный, будет нелишним разобрать математический смысл коэффициента пропорциональности — k . Он показывает, чему равна u , если концентрация реагирующих веществ равна 1 моль/л.

3. Зависимость скорости реакции от температуры — закон Вант-Гоффа.

- Этот закон, так же как и закон действия масс, вначале доказывается экспериментально: или в ходе лабораторной работы, или в результате демонстрационного эксперимента на примере взаимодействия оксида меди (II) с раствором серной кислоты. В три пробирки наливается по 3—5 мл раствора серной кислоты (для демонстрации) или по 2 мл (для лабораторной работы). Затем в каждую опускается по 1 грануле CuO . Если в кабинете только CuO в порошке, то вначале насыпается немного порошка оксида в сухую пробирку, а затем приливается кислота. 1-я пробирка остается в штативе, 2-я помещается в стаканчик и в него (а не в пробирку) приливается горячая вода из закипевшего чайника (чтобы сосуды не лопнули, их нужно предварительно обогреть), 3-я — нагревается с помощью держателя в пламени горелки. По появлению синей окраски и ее интенсивности (содержимое пробирок следует рассматривать на белом фоне) учащиеся и судят о влиянии температуры на скорость химической реакции.
- Эффектна аналогичная демонстрация взаимодействия растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 разной температуры.

- **Закон Вант-Гоффа** следует показать в диалектике, т. е. дать его более полную формулировку:
- *при изменении (повышении или понижении) температуры реакции на каждые 10 °С скорость реакции соответственно изменяется (увеличивается или уменьшается) в 2—4 раза.*

4. От площади соприкосновения реагирующих веществ.

- И опять обобщению предшествует эксперимент. Ученики выполняют лабораторную работу. В три пробирки с 2 мл раствора **НС1** добавляются соответственно гранула цинка, крупные опилки и мелкий порошок. Последние две модификации металла лучше помещать в пробирки с помощью стеклянных трубок: набрать в них опилки или порошок, а потом аккуратно высыпать в раствор, чтобы они не попали на стенки пробирок. Эксперимент убедительно доказывает, что чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем выше скорость химической реакции.
- И здесь учитель рассматривает еще одну классификацию химических реакций — по фазности, т. е. агрегатному состоянию веществ, все реакции делятся на:
- 1) гомогенные (однофазные) — если реагирующие вещества одного агрегатного состояния;
- 2) гетерогенные (разнофазные) — если реагирующие вещества разного агрегатного состояния. Понятно, что зависимость v от поверхности реагирующих веществ относится в первую очередь к гетерогенным реакциям, а закон действия масс — прежде всего к гомогенным. В этой части урока учитель рассказывает о «кипящем слое» и обязательно демонстрирует модель «кипящего слоя».
- На кольцо лабораторного штатива кладется сеточка (можно использовать старые асбестовые, предварительно выбив из них остатки асбеста) или рамка с натянутой марлей либо противомоскитной сеткой. На нее насыпается мука или манная крупа, а снизу продувается воздух с помощью резиновой груши, волейбольной камеры или даже велосипедного насоса. Ребята видят иллюзию «кипения» муки. Эта образная модель поможет им лучше понять в дальнейшем производственные процессы.

5. Зависимость скорости реакции от катализатора.

- Этот фактор только называется для создания целостной системы факторов. Учитель говорит о том, что он будет рассмотрен на следующем уроке.

Презентацию подготовил и
представил учитель
*Овсянников Александр
Владимирович*