

Определение водородного показателя

Объединение «Занимательная ХИМия»

Руководитель
педагог д/о МКУ ДО «СЮН»
Хлипитько Нина Леонидовна

Ионное произведение воды

Вода принадлежит к числу слабых электролитов. Она лишь в незначительной степени распадается на ионы:



Для данного процесса, опираясь на закон действующих масс, можно записать выражение константы диссоциации воды:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ при } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Поскольку вода - слабый электролит, можно пренебречь количеством распавшихся на ионы молекул и тогда концентрация непродиссоциировавших молекул будет равна общей концентрации воды:

$$C = \frac{1000}{18} = 55,6 \text{ моль / л,}$$

где 1000 - масса 1 л воды, г; 18 - молярная масса воды, г/моль

Поэтому можно считать постоянным произведение

$$K_B \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (моль/л)}$$

Произведение равновесных концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде и разбавленных водных растворах (при постоянной температуре) есть величина постоянная - ионное произведение воды (K_B).

$$K_B = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ при } 25 \text{ }^\circ \text{C}$$

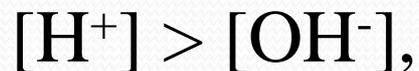
Следовательно, в чистой воде при $25 \text{ }^\circ \text{C}$

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Если задано значение $[H^+]$, то легко определить и $[OH^-]$, и наоборот:

$$[H^+] = \frac{K_B}{[OH^-]}$$

***В кислых растворах преобладает
концентрация ионов H^+ :***



т.е. $[H^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ и $[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

***В щелочных растворах преобладает
концентрация ионов $[OH^-]$:***



т.е. $[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7}$ и $[H^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л

Для удобства вместо значений $[H^+]$ используют водородный показатель рН.

Водородный показатель - это отрицательный десятичный логарифм числового значения молярной концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+]$$

По аналогии используют ***гидроксильный показатель (рОН):***

$$pOH = -\lg[OH^-]$$

Поскольку $K_B = [H^+] \cdot [OH^-] = \text{const}$ при $T = \text{const}$, то

$$pH + pOH = -\lg K_B = f(T).$$

При 25 °С

$$pH + pOH = -\lg 1 \cdot 10^{-14} = 14$$

$$\text{или } pH = 14 - pOH$$

Величина рН используется как мера кислотности, нейтральности или щёлочности водных растворов:

в кислой среде $\text{pH} < 7$,

в нейтральной среде $\text{pH} = 7$,

в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

Индикаторы

- Для качественного определения реакции раствора применяют кислотно-основные индикаторы.
- *Индикаторы* – вещества, меняющие окраску в зависимости от концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов
- В качестве таких индикаторов служат органические кислоты HInd и основания IndOH , молекулы и ионы которых имеют разную окраску.

Индикаторы

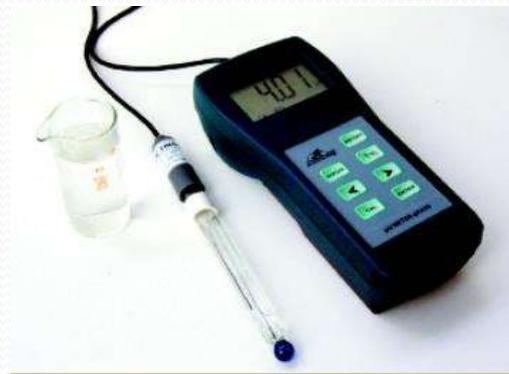
Индикатор	Цвет индикатора в различных растворах		
	кислый р-р	нейтральный р-р	щелочной р-р
Метиловый оранжевый	красный $\text{pH} < 3,1$	оранжевый $3,1 < \text{pH} < 4,4$	желтый $\text{pH} > 4,4$
Лакмус	красный $\text{pH} < 5$	фиолетовый $5 < \text{pH} < 8$	синий $\text{pH} > 8$
Фенолфталеин	бесцветный $\text{pH} < 5$	бледно-малиновый $8,0 < \text{pH} < 9,8$	малиновый $\text{pH} > 9,8$

- **Универсальный индикатор** – смесь нескольких кислотно-основных индикаторов с разными областями перехода



pH-метры

- Наиболее точным методом определения pH является *потенциометрический*, основанный на измерении зависимости потенциала электрода от концентрации ионов водорода в исследуемом растворе.
- pH-метры



Спасибо за внимание!

