

Показатель концентрации водородных ионов

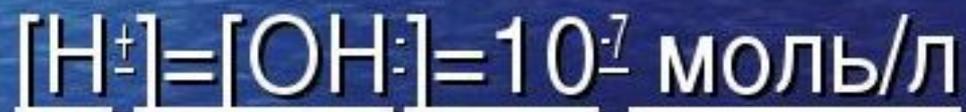
Среду водородного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^-

Существует три типа среды:

- Нейтральная
- Кислотная
- Щелочная

Нейтральная-

Это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов:



Кислотная-

Это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов:



Щелочная-

Это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксидных ионов:





При 25°C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Произведение концентраций

ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^-

называется **ионным произведением воды ($K_{\text{H}_2\text{O}}$)**

- Ионное произведение воды зависит только от температуры. При нагревании воды до 100°C ионное произведение воды составляет $10^{-12,13}$, т.е. увеличивается почти в 100 раз.

Например, приготовлен 0,01 н раствор сильной кислоты НА. В таком растворе концентрация водородных ионов практически равна концентрации кислоты, т.е. $[H^+] = C_{НА} = 0,01$ г-ион/л. Подставляя это значение в выражение , найдем конц. гидроксильных ионов

$$[OH^-] = 10^{-14}/10^{-2} = 10^{-12} \text{ г-ион/л}$$

- При изменении кислотности раствора ионное произведение воды остается постоянным. При подкислении раствора повышается концентрация водородных ионов , но во столько же раз падает концентрация гидроксильных ионов, а при подщелачивании раствора возрастает концентрация гидроксильных ионов , но соответственно уменьшается концентрация водородных ионов.

Для характеристики сред растворов удобно использовать так называемый водородный показатель рН (пэ-аш), введённый датским химиком Сёренсеном: р-начальная буква слова potenz- математическая степень, Н- химический знак водорода.

Водородным показателем РН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.

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

Значение РН растворов кислот, солей и оснований

Класс соединения, сила электролита Формула вещества Рн раствора

КИСЛОТЫ **сильные**

HCl, HNO₃

1,0

слабые

HF

2,9

H₂S

4,1

СОЛИ

AlCl

3,0

NH₄Cl

5,1

KNO₃

7,0

NaCl

7,0

Na₂SO₄

7,0

Na HCO₃

9,4

KCN

11,1

Na₃PO₄

12,5

ОСНОВАНИЯ **сильные**

KOH

13,0

слабые

NaOH

13,0

Значение pH некоторых растворов, используемых в быту

Раствор	pH
Молоко	6,3-6,7
Кофе	5,0
Морская вода	8,0-8,3
Вино	5,0-6,0
Жидкое мыло	10,0-10,5
Томатный сок	2,0-2,5

Определение значения pH

pH метр

кислотно-основное титрование

индикаторы

синтетические

из натурального сырья

лакмус

фенолфталеин

метиловый
оранжевый

универсальный

Реакция индикаторов используемых в промышленности и лаборатории

Индикатор	Цвет раствора		
	исходный	в кислой среде	В щелочной среде
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Лакмус.	Фиолетовый	Красный	Синий
Метилоранжевый	Оранжевый	Красный	Светло-оранжевый
Универсальный (бумажная полоска)	Светло-оранжевый	Красный	От светло-зеленого до фиолетового

Ppt4WEB.ru

ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH БУРОВОГО РАСТВОРА

- pH бурового раствора можно определить двумя различными методами:
- 1. *Индикаторная бумага*. Индикаторная бумага для измерения pH обработана таким образом, что в зависимости от концентрации ионов водорода в растворе меняет окраску. При высоких концентрациях хлорида индикаторная бумага теряет свою эффективность.
- 2. *pH-метр*. pH-метр - это электрометрический прибор, в котором концентрация ионов водорода измеряется устройством, состоящим из стеклянного электрода, электронного усилителя и шкалы, прокалиброванной в единицах pH. Ошибки в измерении, вызываемые высокой концентрацией ионов натрия, можно предотвратить использованием специального электрода или применением специальных поправочных коэффициентов.

ПРОЦЕДУРА. ИНДИКАТОРНАЯ БУМАГА

- 1. Поместите полоску индикаторной бумаги на поверхность бурового раствора и подождите, пока не намокнет нижняя её часть и цвет стабилизируется (обычно на это требуется около 1 минуты).
- 2. Сравните цвет верхней стороны полоски (который не контактировал с буровым раствором) с цветовым стандартом, поставляемым с набором индикаторной бумаги, и определите pH бурового раствора.
- 3. Запишите значение pH с точностью до 0,2-0,5 единицы (в зависимости от диапазона используемой бумаги).
- 4. Если полученный цвет не возможно сравнить с эталонным, повторите исследование, используя полоску индикаторной бумаги из диапазона, ближайшего к измеряемой pH. Индикаторная бумага выпускается в нескольких диапазонах pH. Хотя результат при использовании индикаторной бумаги не отличается большой точностью, для обычной работы в условиях буровой его вполне достаточно. Если содержание хлорида превышает 10000 промилле, использование индикаторной бумаги не рекомендуется.

- Что же такое логарифм?
- $\lg 1 = 0$
- $\lg 10^5 = 5$
- $\lg 10^{-2} = -2$
- $\lg a \cdot b = \lg a + \lg b$
- $\lg a/b = \lg a - \lg b$
- $\lg a^n = n(\lg a)$
- $\lg a^{1/n} = 1/n(\lg a)$
- Вычисление десятичного логарифма на калькуляторе

Вычислим рН нейтрального раствора

т.е. раствора, когда $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg (1 \cdot 10^{-7}) = -\lg 1 + (-\lg 10^{-7}) =$$

$0 + 7 = 7 \Rightarrow$ рН нейтрального раствора
равен 7

- задача 1. Вычислите значения рН для двух растворов из предыдущей задачи:
- вычислить $[H^+]$ в растворе:
- где а) $[OH^-] = 0,01$ моль/л =>
- $[H^+] = 1 \cdot 10^{-12}$ раствор щелочной
- б) $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-9}$ моль/л =>
- $[H^+] = 5 \cdot 10^{-5}$ раствор кислый

Решение:

- а) $[H^+] = K_{H_2O} / [OH^-]$

$$[H^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 1 \cdot 10^{-12}$$

$$pH = -\lg(1 \cdot 10^{-12}) = -(-12) = 12$$

среда = ?

- б) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 2 \cdot 10^{-9} = 5 \cdot 10^{-6}$

$$pH = -\lg(5 \cdot 10^{-6}) = -(\lg 5 + \lg 10^{-6}) =$$

$$-(0,699 - 6) = 5,3$$

среда = ?

задача 2. Определите pH
раствора с $[H^+] = 0,015M$
(моль/л)

Решение:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,015 = \\ &-\lg (1,5 \cdot 10^{-2}) = -\lg 1,5 - \lg (10^{-2}) \\ &= -0,18 + 2 = 1,82 \end{aligned}$$

$\text{pH} < 7$, среда кислая