

中和滴定

酸やアルカリの濃度を定量的に求める方法のひとつ

2009年5月23日(土)

岡山大学大学院教育学研究科客員研究員
東 俊 一 郎

酸とアルカリの濃度の表し方

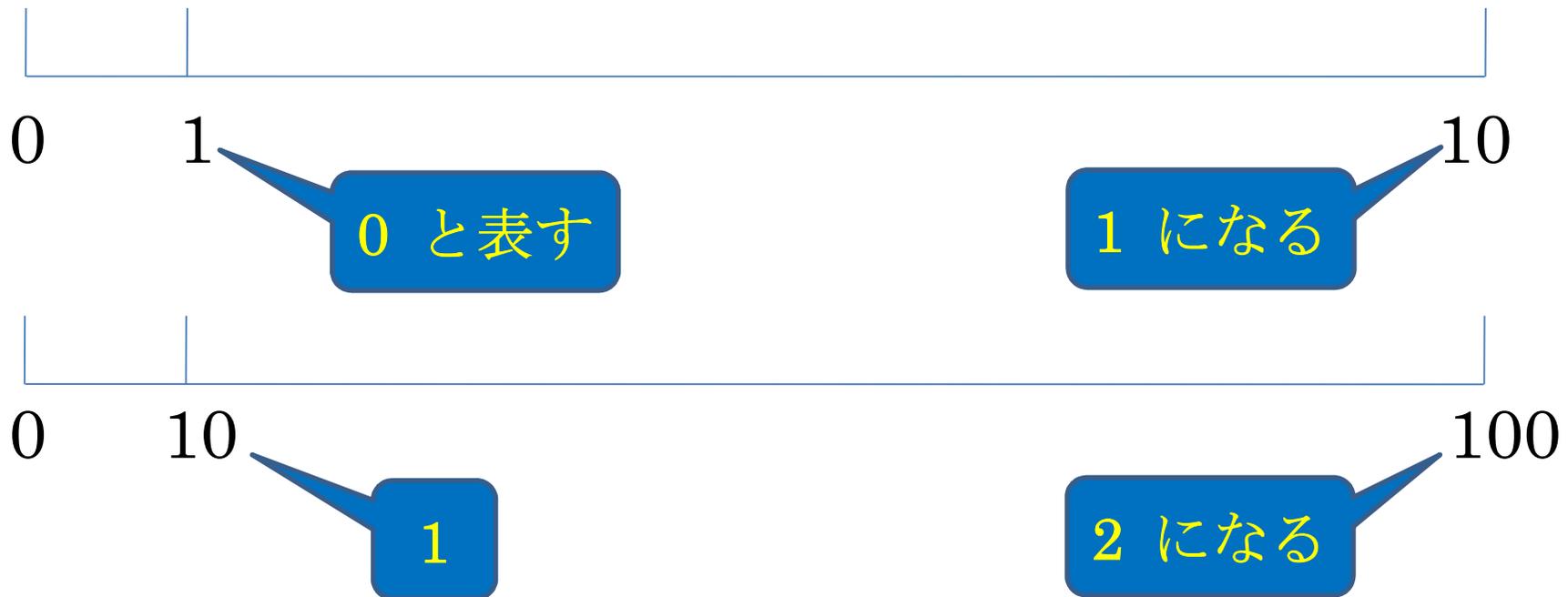
- すべての物質について、
- 濃度はモル濃度mol/Lで表すことができる。
- 酸やアルカリの普通に扱う濃度は、
- $0.1 \text{ mol/L} \sim 0.000\ 000\ 1 \text{ mol/L}$
- $10^{-1} \text{ mol/L} \sim 10^{-7} \text{ mol/L}$ の間
- モル濃度を示す記号
- [] (直角かっこ) に物質の化学式を入れる。
- 酸性の原因は水素イオン H^+ , $[\text{H}^+]$
- アルカリ性の原因は水酸化物イオン OH^- , $[\text{OH}^-]$

酸性・アルカリ性の強さ

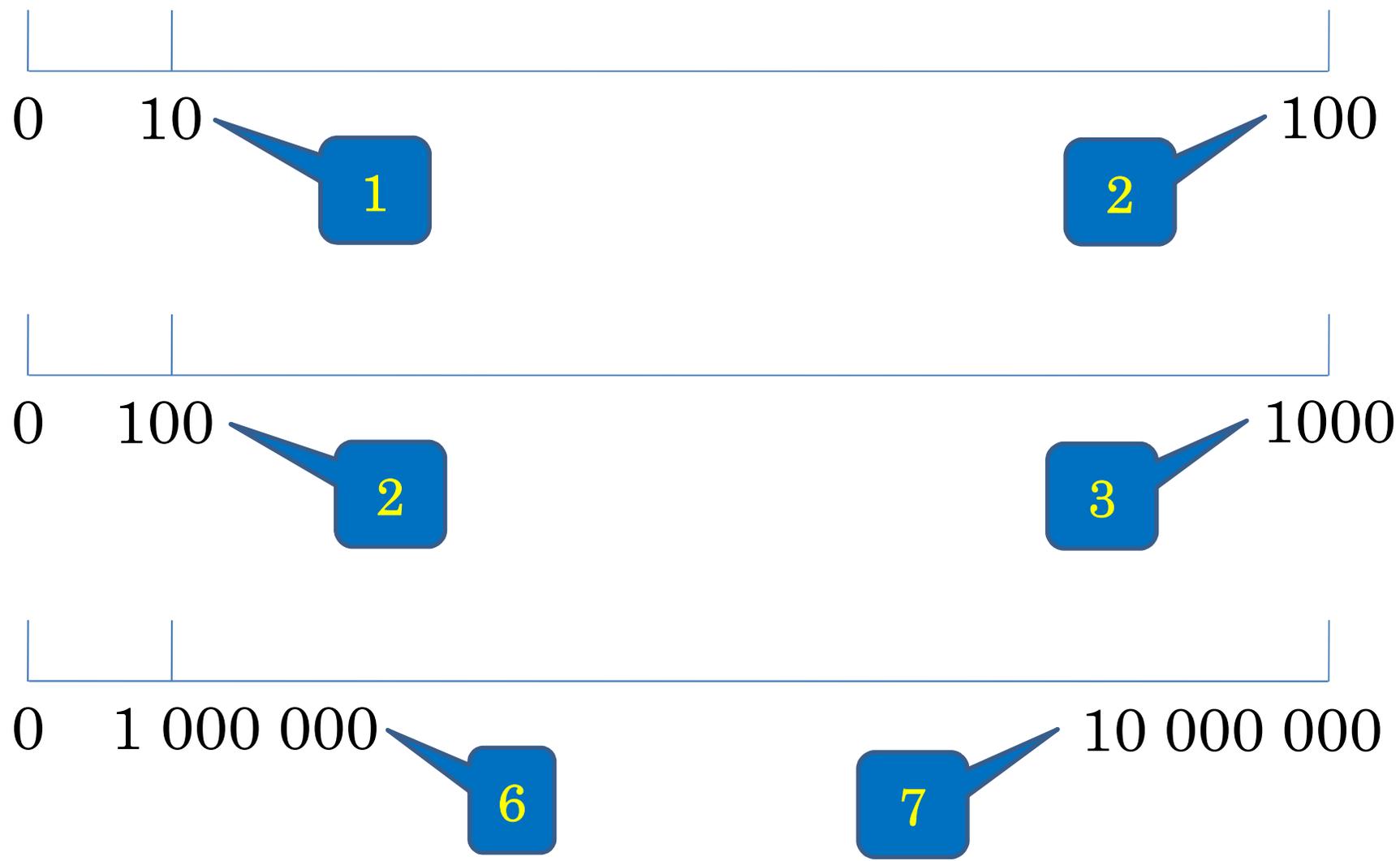
- 酸性溶液の水素イオンの濃度
- $[H^+] = 0.1 \text{ mol/L} \sim 0.000\ 000\ 1 \text{ mol/L}$
- $= 10^{-1} \text{ mol/L} \sim 10^{-7} \text{ mol/L}$
- アルカリ性溶液の水酸化物イオンの濃度
- $[OH^-] = 0.1 \text{ mol/L} \sim 0.000\ 000\ 1 \text{ mol/L}$
- $= 10^{-1} \text{ mol/L} \sim 10^{-7} \text{ mol/L}$
- 純水の中にも水素イオンと水酸化物イオン
- $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

小さい数の扱い方

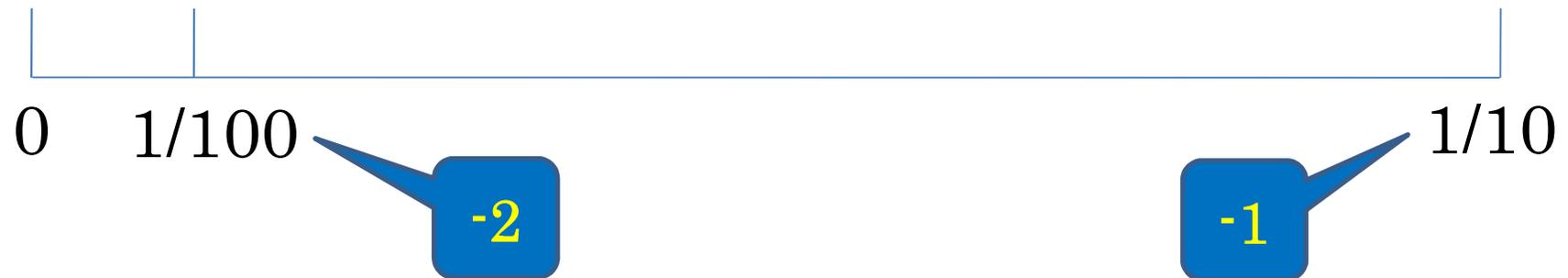
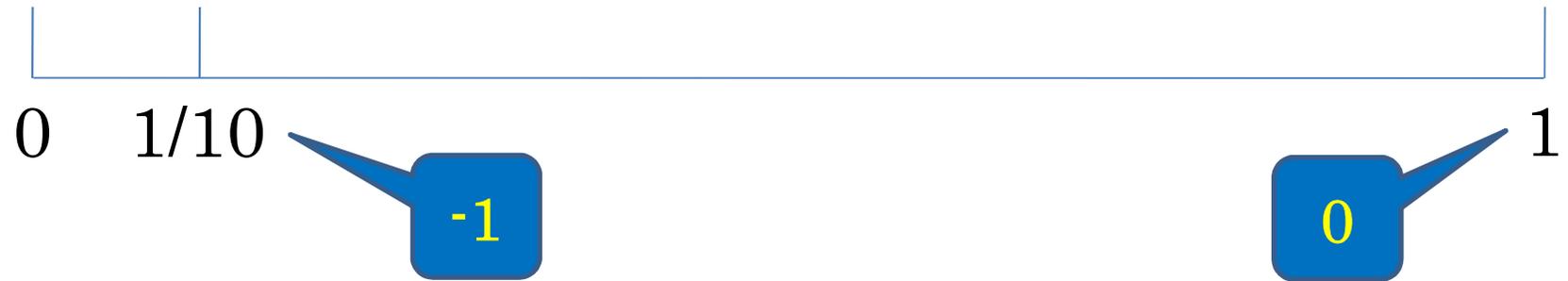
- 10^{-n} というような小さい数や,
- 10^n というような大きい数は,
- 対数 (常用対数) の考えを用いると表示が簡単
- 常用対数



常用対数を用いると, 10倍ごとに 1 増える。



常用対数では, 1/10 ごとに1減る。



常用対数の表し方

- 10の対数(logarithm)は 1

- $\log 10 = 1$

- $\log 100 = \log 10^2 = 2$

- $\log 1\ 000 = \log 10^3 = 3$

- $\log 10\ 000 = \log 10^4 = 4$

- $\log 100\ 000 = \log 10^5 = 5$

- $\log 1\ 000\ 000 = \log 10^6 = 6$

- $\log 10\ 000\ 000 = \log 10^7 = 7$

常用対数の表し方(2)

- $1/10$ の対数は -1
- $\log(1/10) = -1$
- $\log(1/100) = \log(10^{-2}) = -2$
- $\log(1/1000) = \log(10^{-3}) = -3$
- $\log(1/10000) = \log(10^{-4}) = -4$
- $\log(1/100000) = \log(10^{-5}) = -5$
- $\log(1/1000000) = \log(10^{-6}) = -6$
- $\log(1/10000000) = \log(10^{-7}) = -7$

pH の 定義

pH(ピーエイチ)とは

水素イオン指数のこと

power of hydrogen ion

同じような考えで、pOH もある。

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$[\text{H}^+]$ = 水素イオンのモル濃度 mol/L

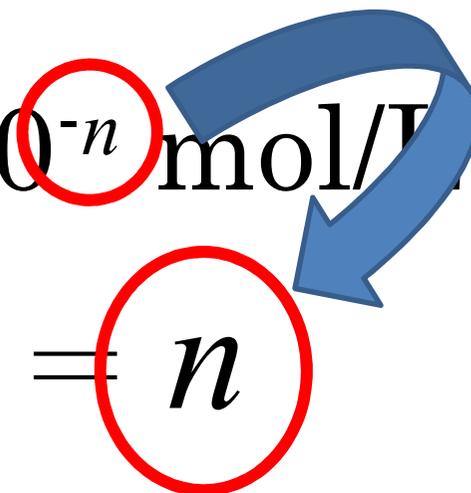
pH の 定義

pH は 溶液の水素イオンの濃度の逆数の
常用対数である。

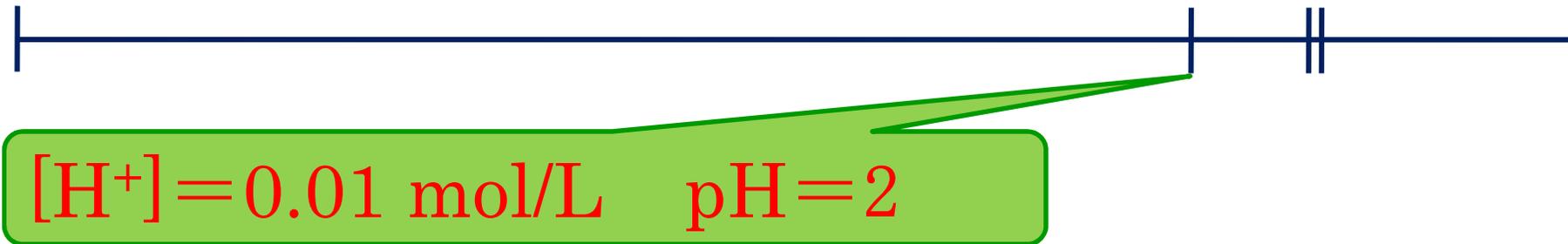
$$\begin{aligned} \text{pH} &= \log (1 \div \text{水素イオン濃度}) \\ &= - \log (\text{水素イオン濃度}) \end{aligned}$$

簡単な pH の計算の例

- $[H^+] = 0.1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$
- pH は 1 になる。
- $[H^+] = 0.01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$
- pH は 2 になる。

- $[H^+] = 10^{-n} \text{ mol/L}$
 - pH = n
- 

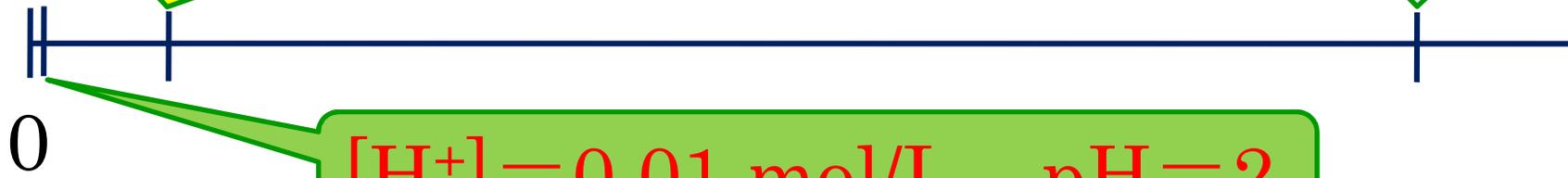
いろいろな水素イオン濃度の pH の計算



いろいろな水素イオン濃度の pH の計算

$[H^+] = 0.1 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 1$

$[H^+] = 1 \text{ mol/L}$



$[H^+] = 0.01 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 2$



$[H^+] = 0.001 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 3$

$[H^+] = 0.0001 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 4$

いろいろな水素イオン濃度の pH の計算

$[H^+] = 0.1 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 1$

$[H^+] = 1 \text{ mol/L}$

pH 4 よりも
大きい

$[H^+] = 0.01 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 2$

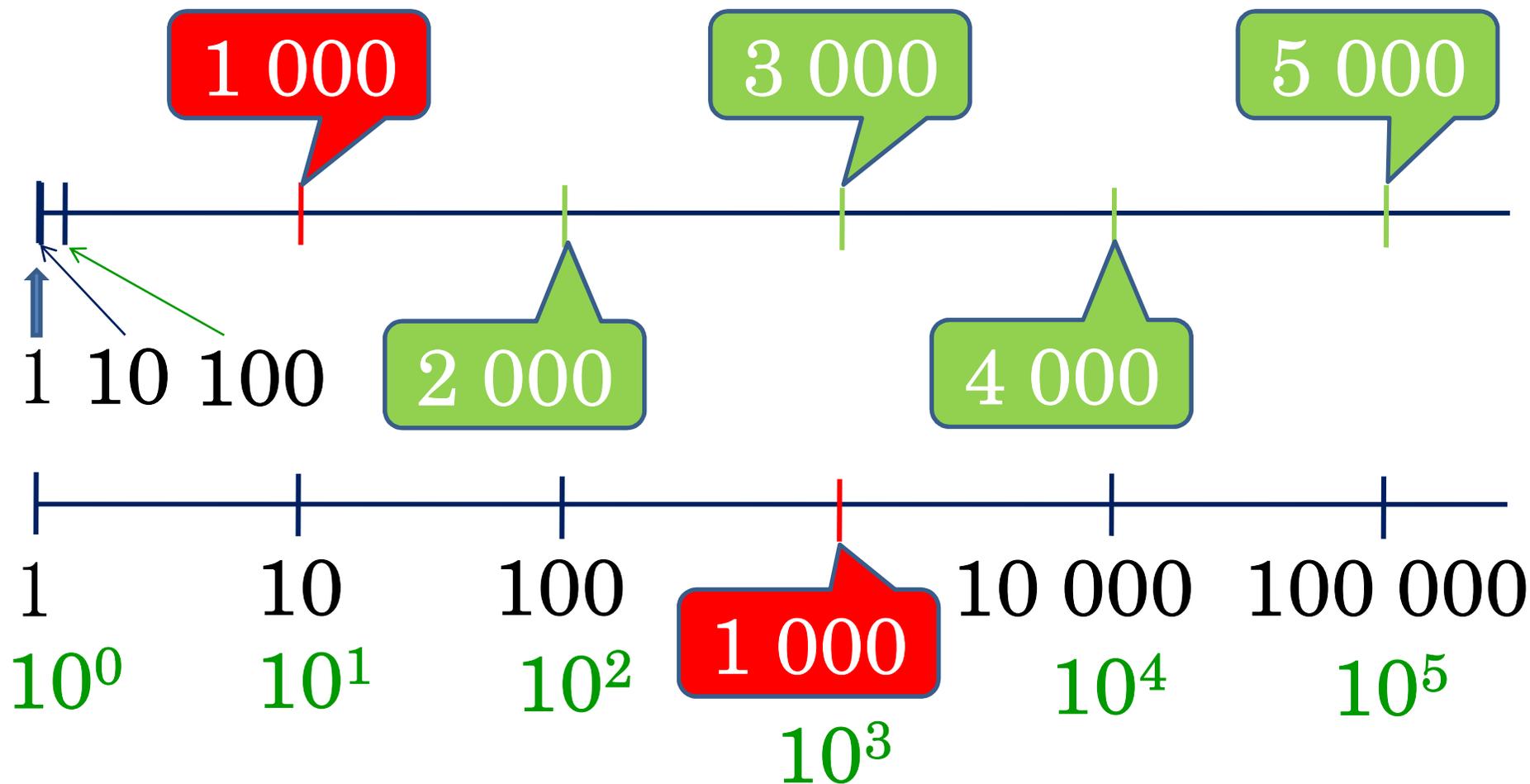
$[H^+] = 0.001 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 3$

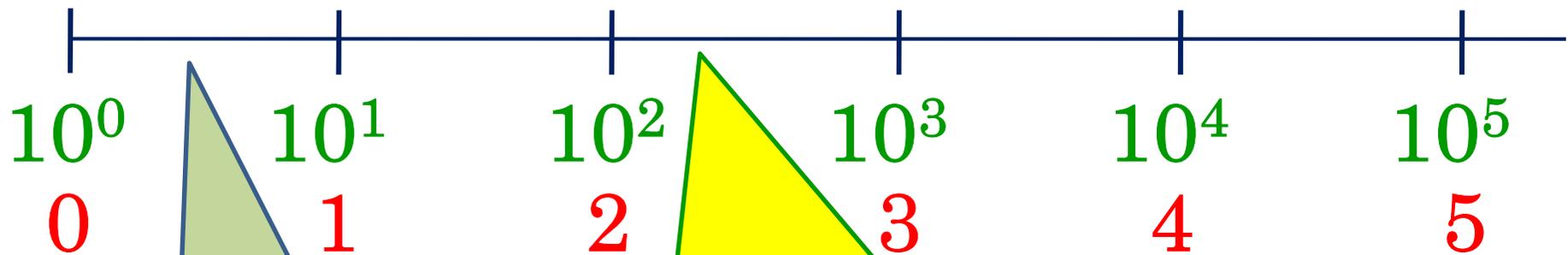
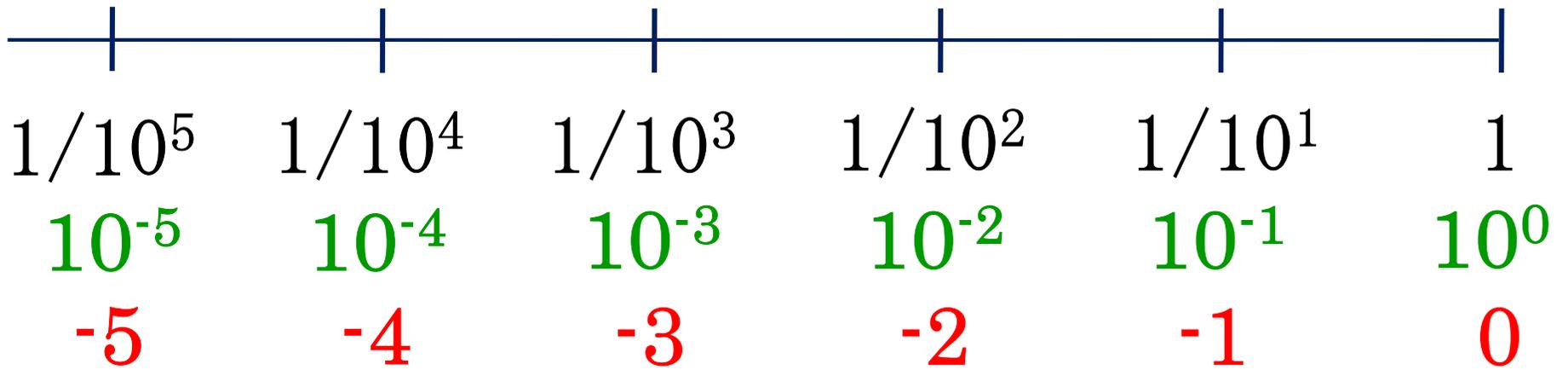
$[H^+] = 0.0001 \text{ mol/L}$ $\text{pH} = 4$

0

対数目盛と対数の計算

- 10 倍ごと，または 1/10 倍ごとに目盛りをつけたものを**対数目盛**という。





2000, 3000などはどこにくる？

2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9はどこにくる？

pH7 までが酸性溶液,
それより $[H^+]$ が小さくなったら

- どのような水溶液でも,
- H^+ と OH^- の両方を含んでいる。
- すべての水溶液について,
- $[H^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$
- $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ になれば,
- $[OH^-] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ になる。

アルカリ性

対数を求める

- 対数は、計算では求められない。
- 数表の中の「対数」を見るか、関数電卓。
- **2,3** の対数を覚えておけば、
- 4,5,6,8,9 の対数は計算で求められる。
- 対数のおよその値は、

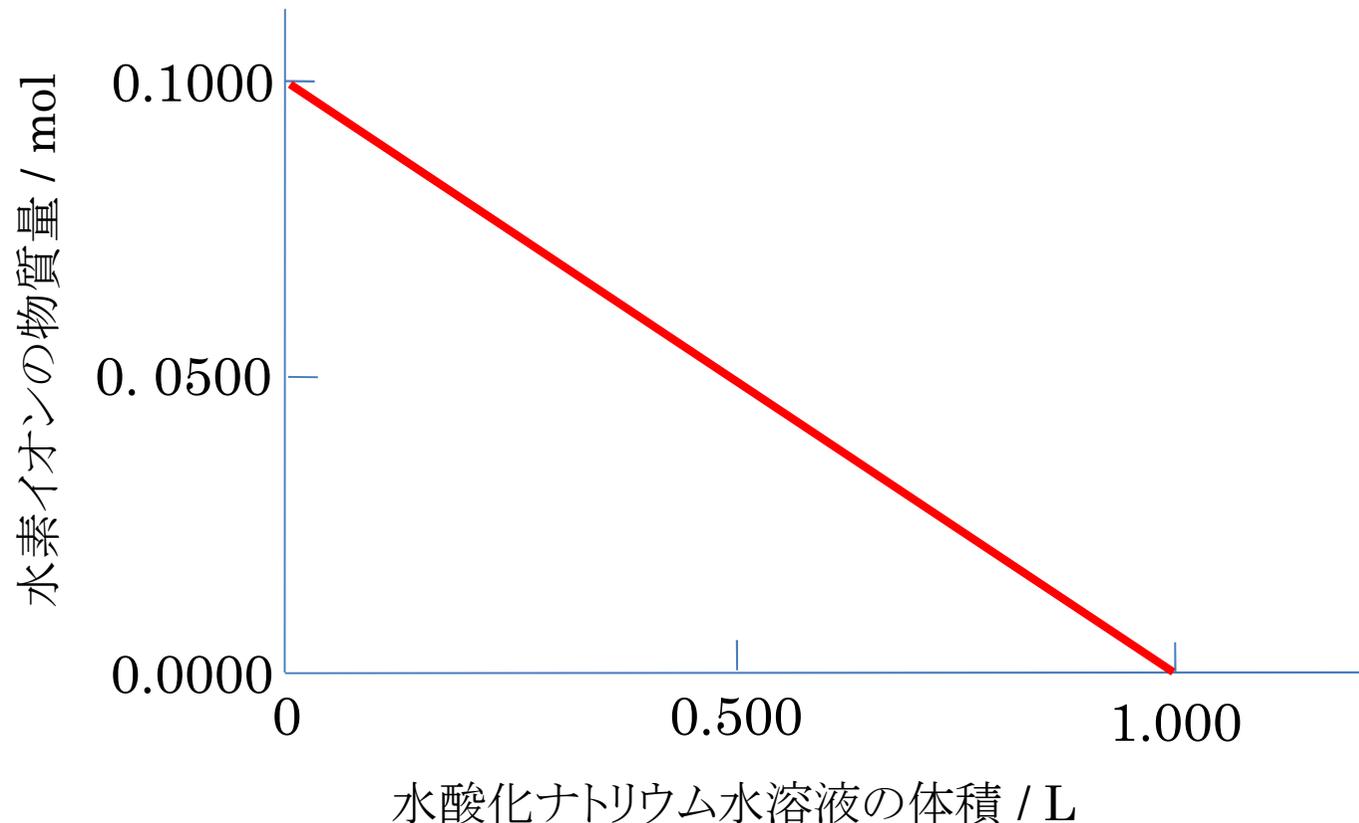
(**7** だけ別に覚える)

$$\log 2 = 0.30 \quad \log 3 = 0.48 \quad \log 7 = 0.85$$

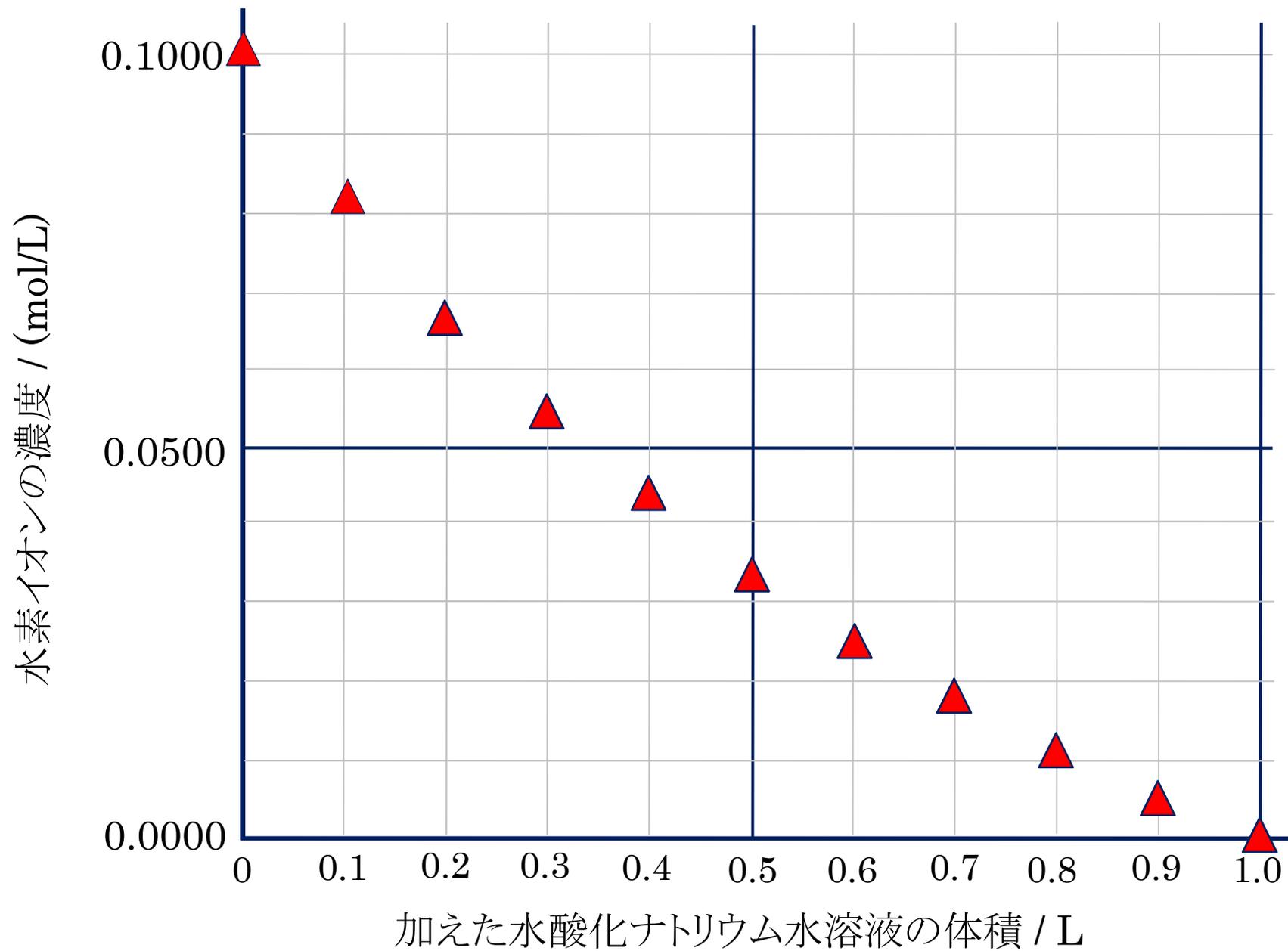
- 対数の計算 $\log(a \times b) = \log a + \log b$
 $\log(a \div b) = \log a - \log b$
 $\log a^n = n \log a$

HCl 溶液に NaOH 溶液を滴下する

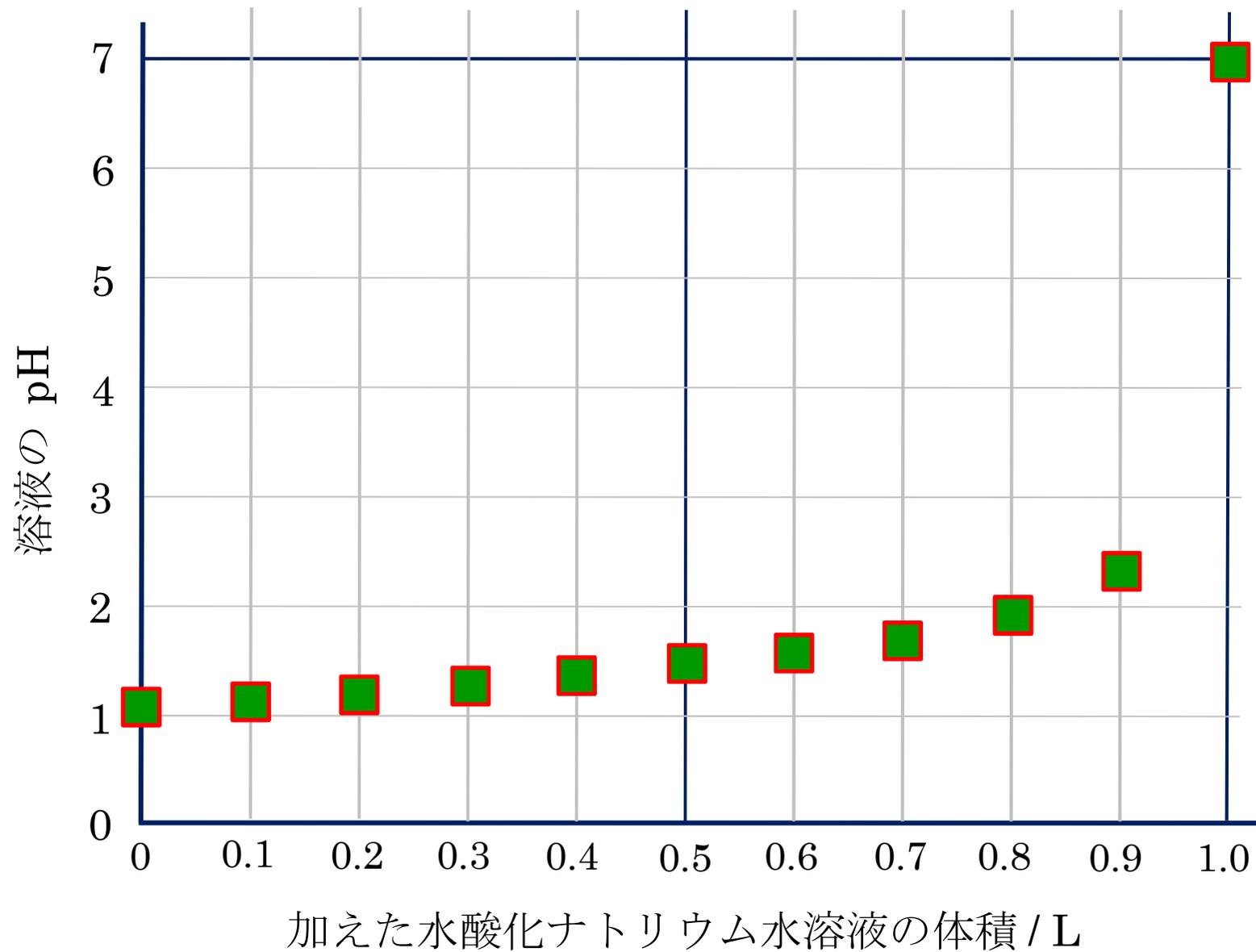
- 0.1000 mol/L HCl 1.000 L の溶液に,
0.1000 mol/L NaOH 溶液を加えていく
- 溶液中の水素イオンの物質量は,



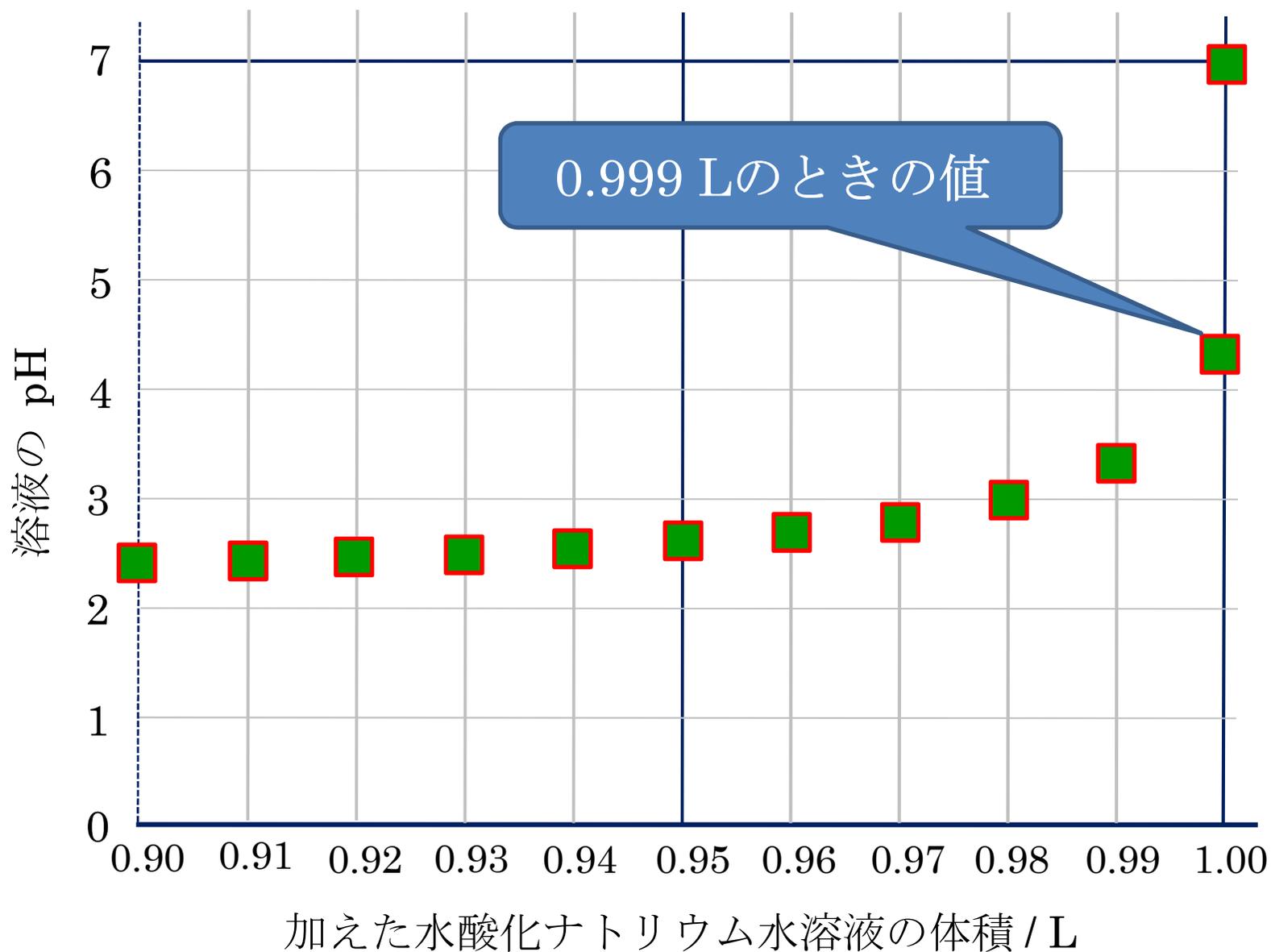
前のグラフを[H⁺]のグラフにしたら



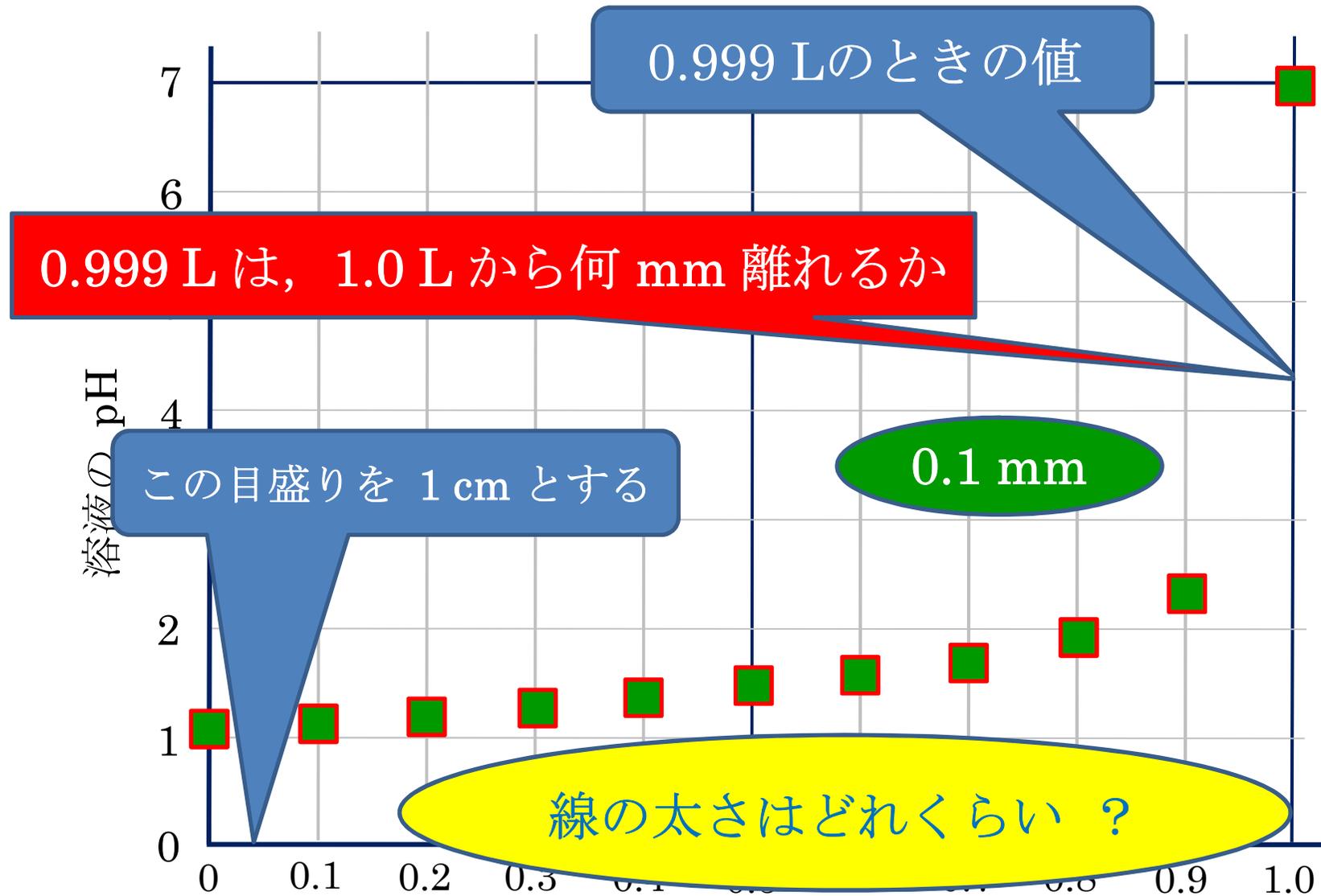
前のグラフを pH のグラフにしたら



pHのグラフで 0.9 L と 1.0 L の間はどうなるか



もう一度前の図にもどると、



中和滴定曲線

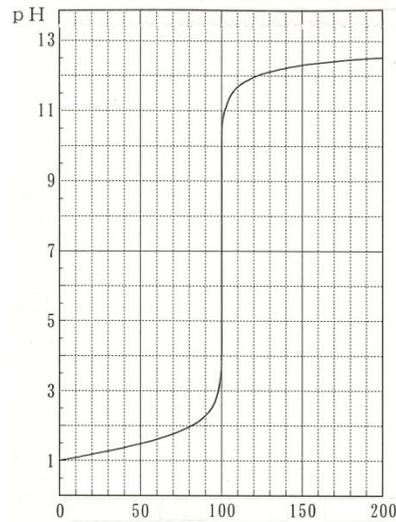


図1 0.1mol/l H⁺と0.1mol/l OH⁻

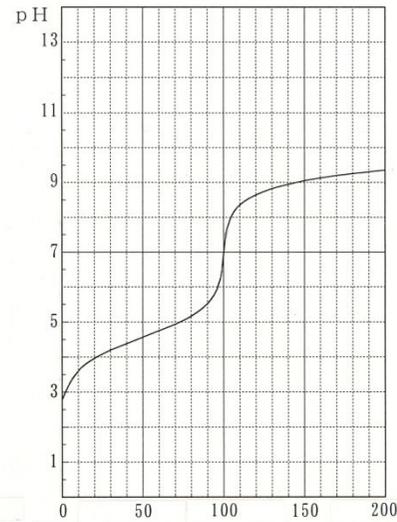


図2 0.1mol/l 酢酸と0.1mol/l アンモニア

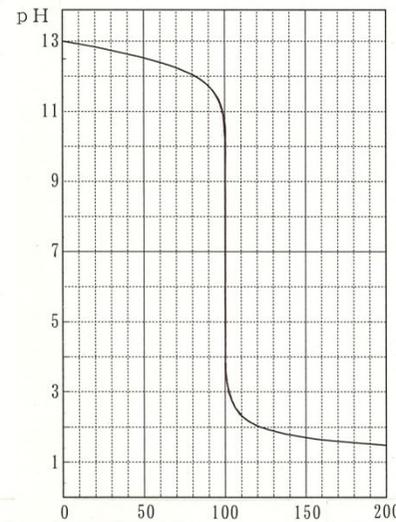


図3 0.1mol/l OH⁻と0.1mol/l H⁺

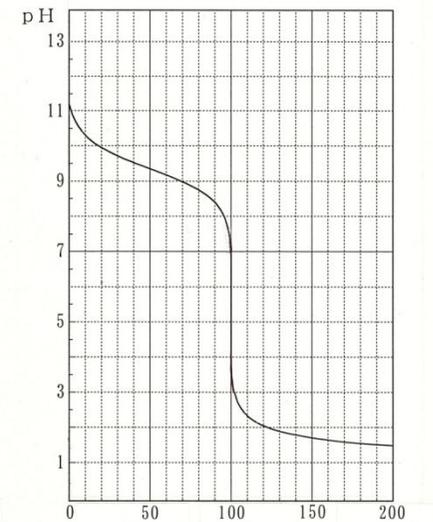


図4 0.1mol/l アンモニアと0.1mol/l 酢酸