

- ・身近な物質で酸性のもの、塩基性（アルカリ性）のものをあげよ。

1. 酸と塩基の性質 Properties of Acids and Bases

塩酸HClや硫酸H₂SO₄，酢酸CH₃COOHなどの水溶液は、

- 1) 酸っぱい 味がする。
- 2) マグネシウムMg，亜鉛Znなどの金属と反応して 水素 H₂ を発生する。
- 3) 青色のリトマス紙を 赤色 に変える。
- 4) 塩基と反応して塩基性を打ち消す。

などの共通の性質を示す。

このような性質を 酸性 acidityといい、酸性を示す物質を 酸 acidという。

一方、水酸化ナトリウムNaOH，水酸化カリウムKOH，アンモニアNH₃ などの水溶液は、

- 1) 苦い味がする①。
- 2) 手につけるとぬるぬるする。（タンパク質を溶かす）
- 3) 赤色のリトマス紙を 青色 に変える。
- 4) 酸と反応して酸性を打ち消す。

などの共通の性質を示す。

このような性質を 塩基性 basicityといい、塩基性を示す物質を 塩基 baseという②。

水や塩化ナトリウム水溶液など、酸性も塩基性も示さないものは、中性 であるという。

▼表1 酸・塩基の例

酸の名称	化学式（分子式）	塩基の名称	化学式（NH ₃ 以外は組成式）
塩酸（塩化水素）	HCl hydrochloric acid	水酸化ナトリウム	NaOH
硫酸 sulfuric acid	H ₂ SO ₄	水酸化カリウム	KOH
硝酸 nitric acid	HNO ₃	水酸化カルシウム	Ca(OH) ₂
酢酸 acetic acid	CH ₃ COOH	水酸化バリウム	Ba(OH) ₂
リン酸 phosphoric acid	H ₃ PO ₄	アンモニア ammonia	NH ₃

1) 食酢に含まれる酸の主成分は酢酸である。

2) 塩酸は塩化水素（気体）の水溶液である。
hydrogen chloride

3) 水酸化カルシウムの水溶液を石灰水という。
calciumu hydroxide



▲図1 身のまわりの酸



▲図2 身のまわりの塩基

問1 次の物質を，酸性を示すものと塩基性を示すものに分類せよ。

- | | | | |
|--------------------|------------------|---------------------|-------------------|
| (1) 食酢
酸性 | (2) セッケン水
塩基性 | (3) レモン汁
酸性 | (4) アンモニア水
塩基性 |
| (5) スティックのり
塩基性 | (6) ソース
酸性 | (7) マヨネーズ
酸性 | |
| (8) 炭酸水
酸性 | (9) 梅干
酸性 | (10) 草木灰の水溶液
塩基性 | (11) 重曹水
塩基性 |

① 濃い塩基の水溶液はタンパク質を溶かし皮膚や粘膜を冒すため，なめてはいけな

② 水に溶ける塩基をアルカリalkaliともいい，塩基の水溶液が示す性質はアルカリ性alkalinityともいう。

2. 酸と塩基の定義 Defining Acids and Bases

かつては酸素を含む化合物が酸の性質を示すと考えられていたが^①、やがてすべての酸が含む共通の元素は水素であることがわかってきた。

アレニウスは、酸や塩基の水溶液が電気伝導性を示すことから、水溶液中では酸や塩基がイオンに電離していると考え、酸と塩基を次のように定義した。

これをアレニウスの酸・塩基の定義 Arrhenius definition という。

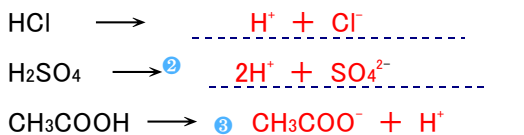
酸とは、水に溶けて水素イオン H^+ を生じる物質であり、
塩基とは、水に溶けて水酸化物イオン OH^- を生じる物質である。



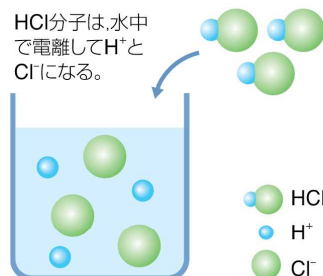
▲図3 アレニウス
(スウェーデン)
1887年、電離説を提唱し、
その考えを酸、塩基に応用
した。

《酸と水素イオン》

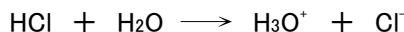
塩化水素、硫酸や酢酸は水溶液中で次のように電離する。



生成した水素イオン H^+ は、水溶液中では H_2O と配位結合して H_3O^+ オキソニウムイオン oxonium ionとなる。したがって、反応式は厳密には次のように表されるが、ふつう H_3O^+ は略して H^+ のままで記されることが多い。(H_3O^+ は、ヒドロニウムイオンとも呼ばれる。)

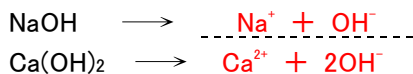


▲図4 水溶液中での酸の電離

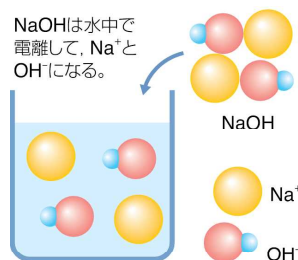
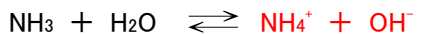


《塩基と水酸化物イオン》

水酸化ナトリウムや水酸化カルシウムは、水溶液中で電離して水酸化物イオン OH^- を生成する。



アンモニアは、水溶液中で NH_3 の一部が水と反応して OH^- を生成するので、塩基である。



▲図5 水溶液中での塩基の電離

問2 次の酸、塩基が水に溶けて電離するようすをイオン反応式で示せ。

(1)硝酸 HNO_3

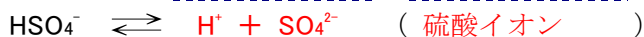


(2)水酸化バリウム Ba(OH)_2



①酸素は「酸の性質のもととなるもの」として、ラボアジエによって命名された。

②硫酸など2価の酸は実際には2段階に電離する。



③ $\rightleftharpoons$ は、反応が、与えられた条件によってどちら向きにも進む状態であることを示している。

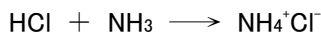
可逆反応 reversible reaction

<酸・塩基No. 2>

- ・酸がすっぱいのはなぜだろうか。
- ・酸性、塩基性で色素の色が変わるのは、なぜだろうか。

3. 広い意味の酸・塩基

濃塩酸と濃アンモニア水を近づけると白煙を生じる。この白煙は、塩化水素HClとアンモニアNH₃の気体が空气中で反応して生じた塩化アンモニウムNH₄Clの微小なイオン結晶であり、NH₄⁺とCl⁻からなる。



このとき、気体のNH₃が塩化水素からH⁺を受け取りNH₄⁺となることによって塩化水素の酸の性質を打ち消しているの、NH₃は塩基と考えられる。



図6 塩化水素とアンモニアの反応

<ブレンステッド-ローリーの酸塩基の定義>

The Brønsted-Lowry definition of acids and bases

1923年、ブレンステッド（デンマーク）とローリー（イギリス）は、水溶液以外での酸・塩基の反応を説明するため、酸・塩基の定義を次のように定義した①。

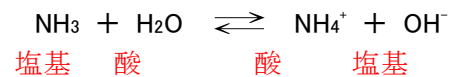
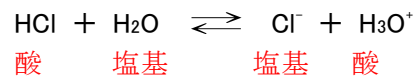
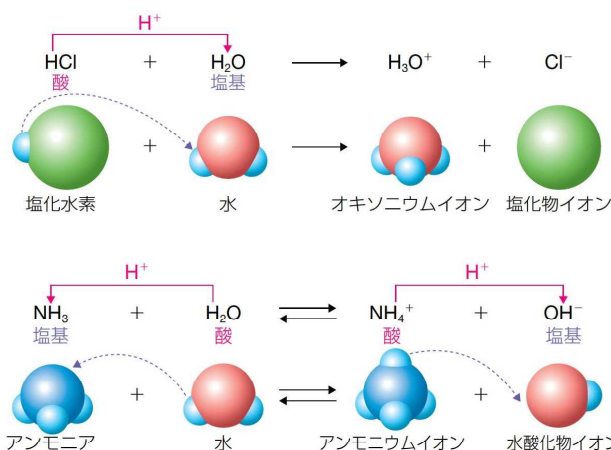
酸とは水素イオンH⁺を与える分子やイオンであり、
塩基とは、水素イオンH⁺を受け取る分子やイオンである。

ブレンステッド-ローリーの定義によれば、塩化水素の電離反応では、HClはH₂OにH⁺を与えているので酸、H₂OはH⁺を受け取っているの塩基である②。

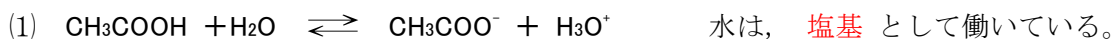
また、アンモニアの電離反応では、NH₃は塩基、H₂Oは酸である。

これらの変化で、H₂OはHClに対しては塩基、NH₃に対しては酸として反応している。このように、同じ物質でも酸・塩基のはたらき方は反応の相手によって決まる。

また、同じ反応でも、左向きの反応では、NH₄⁺が酸、OH⁻が塩基としてはたっている。



問3 次の反応の右向きの反応において、水はブレンステッド-ローリーの定義による酸・塩基のいずれの作用をしているか。



① 2人は全く同じ年に、同じ定義を提案した。酸、塩基についてのこのような考え方を、ブレンステッド-ローリーの酸・塩基の定義という。

② 水溶液中で、HClが電離する ($\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$)。生成したH⁺をH₂Oが受け取ってH₃O⁺となる。

4. 酸と塩基の価数

水溶液中では、塩化水素HCl は1分子あたり1個のH⁺を生じ、硫酸H₂SO₄ は1分子あたり2個のH⁺を生じる。酸の化学式(分子式)の中で、電離してH⁺となることのできるHの数を **酸の価数** degree of acidityという。HCl は1価の酸、H₂SO₄ は2価の酸という。塩基についても、1化学式あたり生じるOH⁻の数、または受け取ることのできるH⁺の数を **塩基の価数** degree of basicityという。NaOHは1価の塩基、Ca(OH)₂は2価の塩基という。アンモニアNH₃は1個のH⁺を受け取ってNH₄⁺となるので、1価の塩基である。

問4 次の酸・塩基の化学式と、その価数を書け。

(1) 硝酸

HNO₃ 1価

(2) 硫酸

H₂SO₄ 2価

(3) 酢酸

CH₃COOH 1価

(4) リン酸

H₃PO₄ 1価

(5) アンモニア

NH₃ 1価

(6) 水酸化バリウム

Ba(OH)₂ 2価

(7) 水酸化鉄(Ⅱ)

Fe(OH)₂ 2価

5. 酸と塩基の強さ

《酸と塩基の強弱》 strong acids, weak acids & strong bases, weak bases

塩酸と酢酸は、ともに1価の酸であるが、同じ濃度の塩酸と酢酸の水溶液にMg片を入れると、塩酸のほうが酢酸よりも激しく水素を発生し、また電球は塩酸の方が明るく点灯する。

これは、塩酸ではHCl分子がほぼ完全に電離しているのに対して、酢酸ではCH₃COOH分子の一部だけが電離し、大部分の酢酸は電離しないため、塩酸の方がイオンの濃度が大きいことを示している。

【強酸の例】 0.1 mol/L 塩酸
Mgとの反応



【弱酸の例】 0.1 mol/L 酢酸水溶液
Mgとの反応



▲図7 強酸・弱酸の反応性と電気伝導性

水溶液中でほぼ完全に電離している酸や塩基を、それぞれ **強酸**、**強塩基** という。これに対し、水溶液中で一部しか電離しない酸や塩基を、それぞれ **弱酸**、**弱塩基** という。

【強酸】 HCl $\longrightarrow$ H⁺ + Cl⁻ (ほぼ完全に電離) 【強塩基】 NaOH $\longrightarrow$ Na⁺ + OH⁻ (ほぼ完全に電離)

【弱酸】 CH₃COOH $\rightleftharpoons$ CH₃COO⁻ + H⁺ (一部だけが電離)

【弱塩基】 NH₃ + H₂O $\rightleftharpoons$ NH₄⁺ + OH⁻ (一部だけが電離)

酸・塩基の強弱は、
酸・塩基の価数とは
関係ない。

▼表2 酸・塩基の価数と強弱

強酸	弱酸	価数	強塩基	弱塩基
塩化水素 HCl 硝酸 HNO ₃	酢酸 CH ₃ COOH	1	水酸化ナトリウム NaOH 水酸化カリウム KOH	アンモニア NH ₃
硫酸 H ₂ SO ₄	硫化水素 H ₂ S シュウ酸 (COOH) ₂ 二酸化炭素 CO ₂	2	水酸化カルシウム Ca(OH) ₂ 水酸化バリウム Ba(OH) ₂	水酸化銅(Ⅱ) Cu(OH) ₂ 水酸化鉄(Ⅱ) Fe(OH) ₂ 水酸化マグネシウム Mg(OH) ₂
	リン酸 H ₃ PO ₄	3		

- CO₂ + H₂O で炭酸 H₂CO₃ が生成するが、H₂CO₃ の分子は水溶液中にのみ存在する。
CO₂ + H₂O $\rightleftharpoons$ H⁺ + HCO₃⁻ $\rightleftharpoons$ 2H⁺ + CO₃²⁻ 2段階目の電離はわずかである。
- シュウ酸はH₂C₂O₄とも書く。
- リン酸は弱酸の中では比較的強い酸であり、3段階に電離する。
H₃PO₄ $\rightleftharpoons$ H⁺ + H₂PO₄⁻ H₂PO₄⁻ $\rightleftharpoons$ H⁺ + HPO₄²⁻ HPO₄²⁻ $\rightleftharpoons$ H⁺ + PO₄³⁻
- Cu(OH)₂、Fe(OH)₂、Mg(OH)₂ は水にほとんど溶けない塩基である。

* シュウ酸は、
(COOH)₂ で
覚えておこう。

<酸・塩基No. 3>

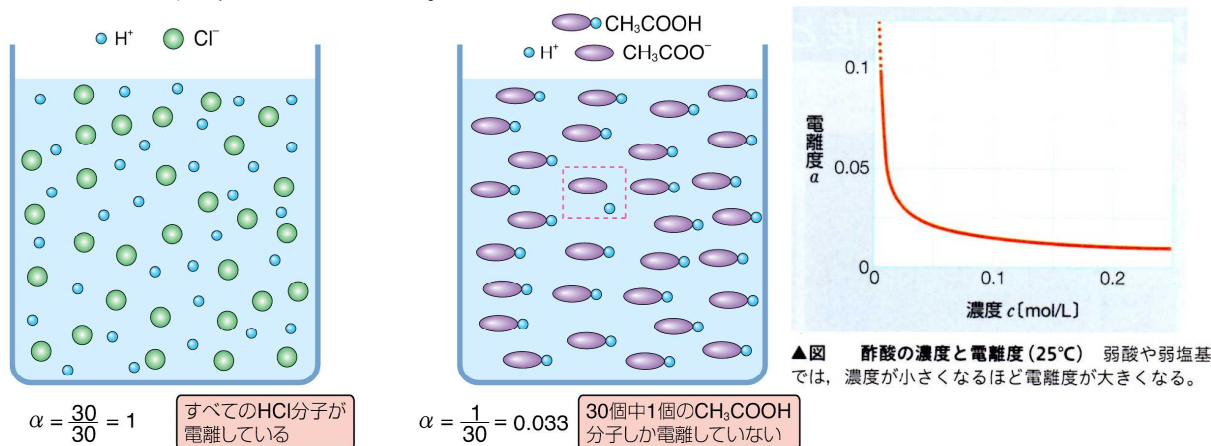
・酸、塩基の強弱を定量的に表すにはどうすれば良いだろうか。

《電離度》 degree of electrolytic dissociation

水溶液中における酸や塩基の電離の程度は、次の **電離度 α** で表される①。

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{\text{電離している酸（塩基）の物質質量 [mol]}}{\text{溶媒に溶かした酸（塩基）の物質質量 [mol]}}$$

強酸・強塩基の電離度は、ほぼ 1 である。これに対して、弱酸、弱塩基の電離度は 1 よりかなり小さい（図 8）。電離度の大きい強酸、強塩基の水溶液のほうが、弱酸、弱塩基の水溶液に比べて電気伝導性は大きくなる。



▲図8 強酸と弱酸の違い 同じ濃度でも水溶液中に存在するH⁺の割合には大きな違いがある。

問5 ある一価の酸0.20 molを水に溶かしたら、H⁺ が0.0050 mol存在していた。この酸の電離度を求めよ。また、この酸は強酸、弱酸のどちらと考えられるか。

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{0.0050 \text{ mol}}{0.20 \text{ mol}} = 0.025 \quad \text{弱酸}$$

《多段階の電離》2価以上の酸では、電離は段階的に進む。例えばリン酸H₃PO₄ の場合、電離は3段階からなる。



一般的に2価以上の酸では、1段目の電離度がもっとも大きく、2段目、3段目…、の順に電離度は小さくなる。

問6 シュウ酸(COOH)₂ は2価の酸で、水溶液中で2段階の電離をする。

(COOH)₂ の電離を2段階のイオン反応式で表せ。

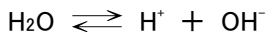


①電離度 α は、 $0 < \alpha \leq 1$ の値になる。また、電離度は百分率%で示すこともある。25℃で、0.1 mol/Lの酢酸の電離度は $\alpha = 0.017$ である。つまり、1.7%の酢酸分子が電離していることになる。電離度は、温度や濃度によっても変化する。

水素イオン濃度とpH

1. 水の電離 self-ionization of water

純水は、わずかではあるが電気伝導性を示す。これは、水分子の一部が次のように電離して、イオンを生じているからである。



水素イオン H^+ のモル濃度を水素イオン濃度hydrogen ion concentrationといい、記号 $[\text{H}^+]$ で表す。同様に、水酸化物イオン OH^- のモル濃度を水酸化物イオン濃度といい、 $[\text{OH}^-]$ で表す。

純水では、 $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ が等しく、25℃では、

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{である。}$$

このような状態では酸性も塩基性も示さず、**中性**と呼ばれる。

《水素イオン濃度の求めかた》

1価の酸の水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ は、一般に次の式で求められる。

$$[\text{H}^+] = \text{酸のモル濃度} \times \text{電離度}$$

例えば、0.10 mol/L酢酸水溶液の電離度が0.017であるとき、

$$[\text{H}^+] = 0.10 \text{ mol/L} \times 0.017 = 1.7 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \text{となる。}$$

《水酸化物イオン濃度の求めかた》

1価の塩基の水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-]$ は、一般に次の式で求められる。

$$[\text{OH}^-] = \text{塩基のモル濃度} \times \text{電離度}$$

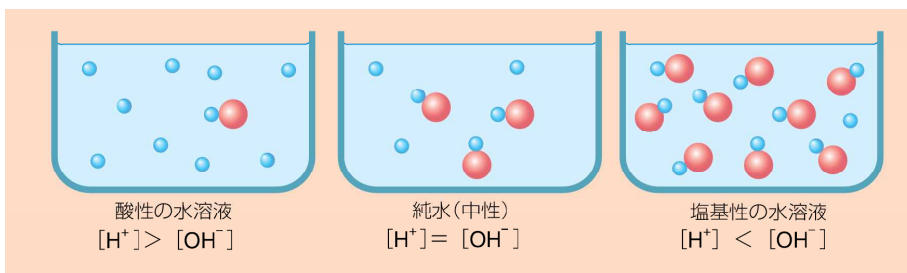
例えば、0.20 mol/Lアンモニア水の電離度が0.028であるとき、

$$[\text{OH}^-] = 0.20 \text{ mol/L} \times 0.028 = 0.0056 = 5.6 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \text{となる。}$$

《酸性・塩基性と水素イオン濃度との関係》

水に酸を溶かすと、 $[\text{H}^+]$ が増加し、 $[\text{OH}^-]$ は減少する。逆に、水に塩基を溶かすと、 $[\text{OH}^-]$ が増加し、 $[\text{H}^+]$ が減少する。このとき $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ は反比例の関係にあることが知られており、一方が決まれば他方も決まる。したがって、水溶液の酸性・塩基性の強弱は、水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ の大小で表すことができる。

水溶液の性質と $[\text{H}^+]$ 、 $[\text{OH}^-]$ の関係は、次のようになる。



酸性

$$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)} > [\text{OH}^-]$$

中性

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)} = [\text{OH}^-]$$

塩基性

$$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ (mol/L)} < [\text{OH}^-]$$

▲図9 水溶液中の $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ ●は H^+ を、●は OH^- を表す。

問7 次の水溶液を、酸性、塩基性、中性に分類せよ。

- (1) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ **中性** (2) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ **酸性**
(3) $[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ **塩基性** (4) $[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ **酸性**

①純水は電気を通さない。水の電離度は非常に小さく、常温で約5億個に1個程度の割合で電離している。

<酸・塩基No.4>

・中性の pH はなぜ 7 なのですか。

《水のイオン積》

中性の水溶液では、 $[H^+]$ と $[OH^-]$ は等しい。酸性や塩基性の水溶液では、水溶液中の水素イオン濃度 $[H^+]$ と水酸化物イオン濃度 $[OH^-]$ の積が常に一定になるように変化することが知られている。 $[H^+]$ と $[OH^-]$ の積を水のイオン積 ion product of water といい、記号 K_w で表す。

水のイオン積は、25℃のとき次の値となる。

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

例えば、 $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ のとき $[H^+]$ は次のようになる。

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2}{1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}} = 1.0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

問 8 次の (1)～(3) の水溶液については $[OH^-]$ を、(4) については $[H^+]$ を求めよ。

(1) $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

(2) $[H^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

(3) $[H^+] = 5.0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

$[OH^-] = 2.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

(4) $[OH^-] = 2.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

$[H^+] = 5.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$

2. 水素イオン濃度とpH

水溶液中の $[H^+]$ および $[OH^-]$ は、わずかな酸や塩基を溶かしても大きな変化を示し、通常取り扱う水溶液でも、その値はおよそ 1 mol/L から 10^{-14} mol/L までの非常に広い範囲で変化する。そこで、水溶液の酸性や塩基性の強弱は、 $[H^+]$ の代わりに $[H^+]$ を 10^{-n} mol/L と表したときの n の値が用いられる。この数値を ピーエイチ pH (水素イオン指数 hydrogen ion exponent) という。

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

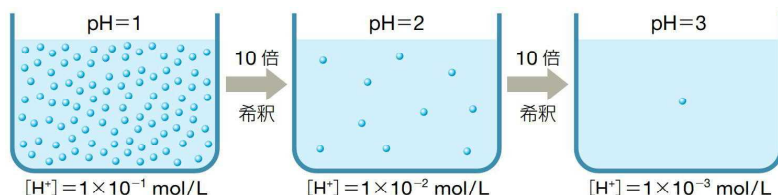
例えば、 $[H^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ のとき $\text{pH} = 2$ 、 $[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$ のとき $\text{pH} = 13$ である。

$[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$ のとき、 $[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/L}$ であるので、 $\text{pH} = 11$ である。

▼表3 水素イオン濃度とpHの関係

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H^+]$ (mol/L)	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$ (mol/L)	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1
$[H^+][OH^-]$ (mol/L) ²	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}
水溶液 の性質	強酸性 酸性 弱酸性 中性 弱塩基性 塩基性 強塩基性														

$[H^+]$ が 10 倍大きくなると pH は 1 小さくなり、 $[OH^-]$ が 10 倍大きくなると pH は 1 大きくなる。



▲図10 塩酸の希釈とpHの変化

●: H^+

塩酸の濃度が $\frac{1}{10}$ になると、 $[H^+]$ も $\frac{1}{10}$ になり、pH は 1 大きくなる。

《酸性・塩基性とpHとの関係》

pHにより水溶液の酸性、中性、塩基性を表すと、25℃において

酸性 pH $\leq$ 7 中性 pH = 7 塩基性 pH $\geq$ 7 で、

酸性が強いほどpHは 小さく、塩基性が強いほどpHは 大きい。

例題 1 (1) 0.10 mol/L塩酸のpHはいくらか。

(2) 0.10 mol/L水酸化ナトリウム水溶液のpHはいくらか。

(解答) (1) 塩酸は1価の強酸で、ほぼ完全に電離している。

よって、水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ は塩酸のモル濃度に等しくなる。

$$[\text{H}^+] = 0.10 \text{ mol/L} = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 1$$

(2) 水酸化ナトリウムは1価の強塩基で、ほぼ完全に電離している。

$$[\text{OH}^-] = 0.10 \text{ mol/L} = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad \text{水のイオン積より,}$$

$$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 13$$

問 9 次の水溶液のpHを求めよ。ただし、液温は25℃とする。

(1) 0.050 mol/L酢酸水溶液（電離度 $\alpha = 0.020$ とする）

$$[\text{H}^+] = 0.050 \text{ mol/L} \times 0.020 = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 3.00$$

(2) 0.010 mol/L水酸化ナトリウム水溶液のpHを求めよ。

$$[\text{OH}^-] = 0.010 \text{ mol/L} = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad \text{水のイオン積より,}$$

$$[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-12} \text{ mol/L} \quad \text{である。} \quad \text{pH} = 12.00$$

問10 pH=2とpH=4の水溶液では、 $[\text{H}^+]$ を比べると、どちらの水溶液が何倍大きいのか。

pH=2 の水溶液の方が100倍大きい

問11 次の問いに答えよ。

(1) pH=2の塩酸を水で1000倍に希釈すると、pHはいくらか。

$$\text{pH} = 5$$

(2) pH=13の水酸化ナトリウム水溶液を水で1000倍に希釈すると、pHはいくらか。

$$\text{pH} = 10$$

(3) pH=5の塩酸を水で1000倍に希釈すると、pHはほぼいくらか。 **ほぼ 7**

水の電離で生じた $[\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}}$ と $[\text{OH}^-]$ を x [mol/L] とする。

HClの電離で生じた $[\text{H}^+]_{\text{HCl}} = 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ であるので、

$[\text{H}^+]_{\text{total}} [\text{OH}^-]_{\text{total}} = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$ に代入すると

$$(1.0 \times 10^{-8} + x) \times x = 1.0 \times 10^{-14} \quad \therefore x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

$x > 0$ であり、 $\sqrt{401} \div 20.0$ より、

$$x = \frac{-10^{-8} \pm \sqrt{10^{-16} + 4 \times 10^{-14}}}{2} = \frac{-10^{-8} \pm \sqrt{401 \times 10^{-16}}}{2} = \frac{-10^{-8} + \sqrt{401} \times 10^{-8}}{2} = \frac{19.0 \times 10^{-8}}{2} = 9.5 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = [\text{H}^+]_{\text{HCl}} + [\text{H}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = (1.0 \times 10^{-8} + 9.5 \times 10^{-8}) \text{ mol/L} = 1.05 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(1.05 \times 10^{-7}) = 7 - \log_{10} 1.05 = 7 - 0.02 = 6.98$$

<酸・塩基No. 5>

$$\begin{aligned}\log 2 &= 0.301 & \log 3 &= 0.477 \\ \log 7 &= 0.845 & \log 7^2 &\approx \log 50 \\ &= \log 100/2 = 2 - 0.30 = 1.70 \\ \log 7 &= 1.70/2 = 0.85\end{aligned}$$

《対数を用いたpHの求め方》

pHは、水素イオン濃度 $[H^+]$ を対数を用いて表したものである。

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

※ 10 を底とよぶ。底が10の対数を常用対数とよび、常用対数では底を省略することが多い。

* なお、 $\log$ については以下の公式を用いる。

$10^x = y$ のとき、 $x = \log_{10} y$ ($y > 0$) [底が10の対数を常用対数と呼ぶ]

$\log 10^a = a$ (例) $\log 1 = 0$ $\log 10 = 1$ $\log 10^3 = 3$ $\log 10^{-2} = -2$

$\log(a \times b) = \log a + \log b$ $\log 6 = \log(2 \times 3) = \log 2 + \log 3$

$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$ $\log 5 = \log \frac{10}{2} = \log 10 - \log 2 = 1 - 0.30 = 0.70$

(例1) 水素イオン濃度 $[H^+] = 0.010$ mol/Lの酸性水溶液のpHを求める。

$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} 0.010 = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-2}) = 0.00 - (-2) = 2.00$$

(例2) 0.010 mol/Lの水酸化ナトリウム水溶液のpHを求めよ。

$[OH^-] = 0.010$ mol/L $= 1.0 \times 10^{-2}$ mol/L 水のイオン積より、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-12}$ mol/L
これより、pHの値は、 $pH = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-12}) = -(-12) = 12.00$

(例3) 水素イオン濃度 $[H^+] = 0.020$ mol/Lの酸性水溶液のpHを求める。 $\log_{10} 2 = 0.30$ とせよ。

$$pH = -\log_{10} 0.020 = -\log_{10}(2.0 \times 10^{-2}) = -\log_{10} 2.0 - \log_{10} 10^{-2} = -0.30 + 2 = 1.70$$

3. pH指示薬とpHの測定

メチルオレンジMO、フェノールフタレインPP や ブロモチモールブルーBTB など、水溶液のpHによって色が変わる試薬を **酸・塩基指示薬** または

pH指示薬 pH indicator といい、色が変わるpHの範囲をそのpH指示薬の **変色域** transition intervalという。

フェノールフタレインは酸性水溶液中では無色である。塩基を加えて水溶液のpHをしだいに大きくしていき、pHが8.0を超えると赤みを帯び始める。pHの増大とともにその色は濃くなるが、pHが約9.8以上では色は変わらない。

酸・塩基指示薬の色

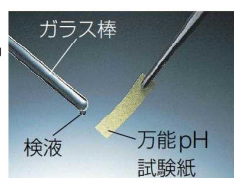
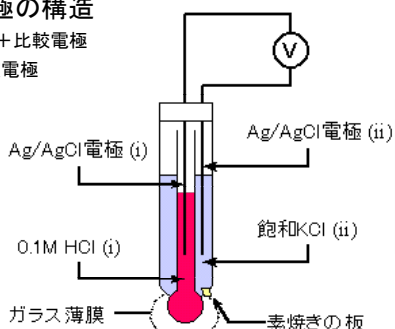
指示薬	酸性	中性	塩基性
メチルレッド	赤	黄	黄
メチルオレンジ	赤	黄	黄
B T B	黄	緑	青
フェノールフタレイン	無	無	赤
リトマス	赤	—	青

複合電極の構造

ガラス電極+比較電極
+温度補償電極



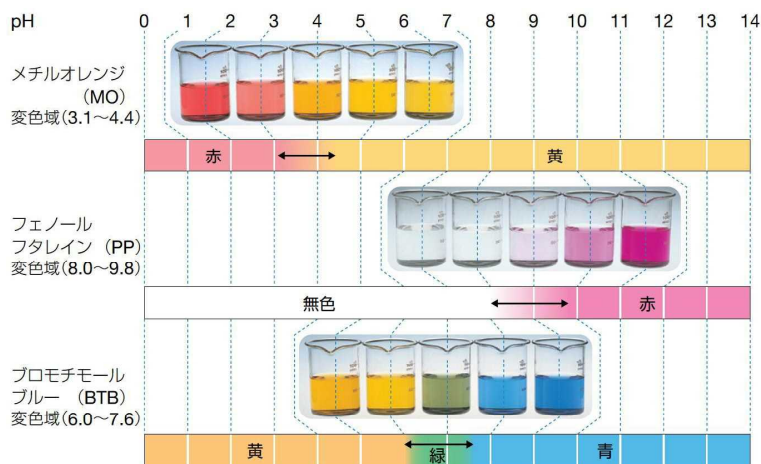
▲図11 pHメーター



▲図12 万能pH試験紙



水溶液のpHの値は pHメーター を用いて測定することができる (図11)。また、pHのおよその値は pH試験紙 によっても知ることができる。万能pH試験紙 は、いくつかのpH指示薬を混合して、ろ紙にしみ込ませたものであり、pHに応じて特有の色を示す (図12)。

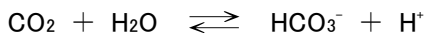


▲図13 pH指示薬の変色域 変色域を↔で示す。

4. 身近な物質のpH

食酢は 酢酸 を3~5%含んでおり、pHは約2.5である。ヒトの体内にあるいろいろな溶液は、それぞれ固有のpHの値を保っている。例えば、胃液には 塩酸 が含まれており、pHは1.5~2.0である。塩酸はタンパク質の消化を助け、食物の殺菌も行っている。セッケンの水溶液は 塩基 性のものが多く、pHは9~10である。合成洗剤には Na_2CO_3 が配合されており塩基性はさらに強く、その水溶液のpHは約11にもなる。

空気中に放置された水には、二酸化炭素 CO_2 が溶けている。二酸化炭素はごく一部が次のように水と反応して H^+ を生じる。



そのために、蒸留水のpHは7より小さくなる。(室温の純水は、 $\text{pH} \approx 5.6$)

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[\text{H}^+]$ mol/L	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
水溶液の性質	← 強 酸性 弱 中性 弱 塩基性 強 →														
身のまわりの物質のpH	 レモン ミカン  リンゴ  スイカ  しょう油 雨水  牛乳  海水  セッケン水  木灰を入れた水  パイプ洗浄剤														
ヒトの体液のpH	 胃液 1.5  汗 5.4 だ液 6.4  血液 7.4 涙 8.2														

▲図14 身のまわりの物質のpH

石炭や石油などには微量の硫黄が含まれているため、燃やすと二酸化硫黄 SO_2 が発生する①。また、石炭や石油が高温で燃焼する際には、空気中の窒素が酸素と反応して、一酸化窒素 NO や二酸化窒素 NO_2 も発生

する。さらに日本では、火山活動によって、多量の二酸化硫黄が発生している地域もある。これら二酸化硫黄や二酸化窒素の一部は、空気中で化学反応を起こし、それぞれ硫酸や硝酸になり雨水に溶け込んで、酸性雨 acid rain②の原因の一つになっている。特に酸性の強い雨の場合、pHは4以下にもなる。

①硫黄化合物より硫黄を取り除く操作を脱硫という。日本では、石油の脱硫精製などの対策がなされ、工場や発電所などから発生する二酸化硫黄の量はかなり減少している。また、自動車のエンジンから発生する窒素酸化物も、触媒によって処理されている。

②ふつうの雨水も、大気中の二酸化炭素を溶かし込んでpH=5.7程度の弱酸性を示すが、それよりも酸性の強いpH=5.6以下の雨を酸性雨という。

- ・身近な物質で酸性のもの、塩基性（アルカリ性）のものをあげよ。

1. 酸と塩基の性質 Properties of Acids and Bases

塩酸HClや硫酸H₂SO₄，酢酸CH₃COOHなどの水溶液は、

- 1) _____味がする。
- 2) マグネシウムMg，亜鉛Znなどの金属と反応して _____を発生する。
- 3) 青色のリトマス紙を _____に変える。
- 4) 塩基と反応して塩基性を打ち消す。

などの共通の性質を示す。

このような性質を _____acidityといい、酸性を示す物質を _____acidという。

一方、水酸化ナトリウムNaOH，水酸化カリウムKOH，アンモニアNH₃などの水溶液は、

- 1) 苦い味がする①。
- 2) 手につけるとぬるぬるする。（タンパク質を溶かす）
- 3) 赤色のリトマス紙を _____に変える。
- 4) 酸と反応して酸性を打ち消す。

などの共通の性質を示す。

このような性質を _____basicityといい、塩基性を示す物質を _____baseという②。

水や塩化ナトリウム水溶液など、酸性も塩基性も示さないものは、 _____であるという。



▲図1 身のまわりの酸



▲図2 身のまわりの塩基

▼表1 酸・塩基の例

酸の名称	化学式（分子式）	塩基の名称	化学式（NH ₃ 以外は組成式）
塩酸（塩化水素）	HCl hydrochloric acid	水酸化ナトリウム	NaOH
硫酸 sulfuric acid	H ₂ SO ₄	水酸化カリウム	KOH
硝酸 nitric acid	HNO ₃	水酸化カルシウム	Ca(OH) ₂
酢酸 acetic acid	CH ₃ COOH	水酸化バリウム	Ba(OH) ₂
リン酸 phosphoric acid	H ₃ PO ₄	アンモニア ammonia	NH ₃

1) 食酢に含まれる酸の主成分は酢酸である。

2) 塩酸は塩化水素（気体）の水溶液である。
hydrogen chloride

3) 水酸化カルシウムの水溶液を石灰水という。
calciumu hydroxide

問1 次の物質を，酸性を示すものと塩基性を示すものに分類せよ。

- (1) 食酢 (2) セッケン水 (3) レモン汁 (4) アンモニア水
- (5) スティックのり (6) ソース (7) マヨネーズ
- (8) 炭酸水 (9) 梅干 (10) 草木灰の水溶液 (11) 重曹水

① 濃い塩基の水溶液はタンパク質を溶かし皮膚や粘膜を冒すため，なめてはいけな

② 水に溶ける塩基をアルカリalkaliともいい，塩基の水溶液が示す性質はアルカリ性alkalinityともいう。

2. 酸と塩基の定義 Defining Acids and Bases

かつては酸素を含む化合物が酸の性質を示すと考えられていたが^①、やがてすべての酸が含む共通の元素は水素であることがわかってきた。

アレニウスは、酸や塩基の水溶液が電気伝導性を示すことから、水溶液中では酸や塩基がイオンに電離していると考え、酸と塩基を次のように定義した。

これをアレニウスの酸・塩基の定義 Arrhenius definition という。

酸とは、水に溶けて水素イオン _____ を生じる物質であり、
塩基とは、水に溶けて水酸化物イオン _____ を生じる物質である。



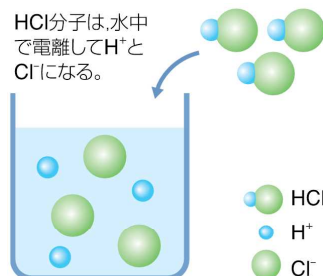
▲図3 アレーニウス
(スウェーデン)
1887年、電離説を提唱し、
その考えを酸、塩基に応用
した。

《酸と水素イオン》

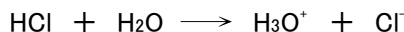
塩化水素、硫酸や酢酸は水溶液中で次のように電離する。



生成した水素イオン H^+ は、水溶液中では H_2O と配位結合して _____ oxonium ionとなる。したがって、反応式は厳密には次のように表されるが、ふつう H_3O^+ は略して H^+ のままで記されることが多い。(H_3O^+ は、ヒドロニウムイオンとも呼ばれる。)

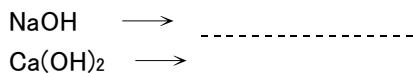


▲図4 水溶液中での酸の電離

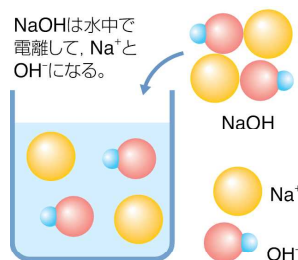
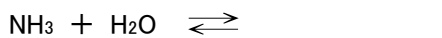


《塩基と水酸化物イオン》

水酸化ナトリウムや水酸化カルシウムは、水溶液中で電離して水酸化物イオン OH^- を生成する。



アンモニアは、水溶液中で NH_3 の一部が水と反応して OH^- を生成するので、塩基である。



▲図5 水溶液中での塩基の電離

問2 次の酸、塩基が水に溶けて電離するようすをイオン反応式で示せ。

(1)硝酸 HNO_3

(2)水酸化バリウム Ba(OH)_2

①酸素は「酸の性質のもととなるもの」として、ラボアジェによって命名された。

②硫酸など2価の酸は実際には2段階に電離する。



③ $\rightleftharpoons$ は、反応が、与えられた条件によってどちら向きにも進む状態であることを示している。

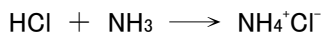
可逆反応 reversible reaction

<酸・塩基No. 2>

- ・酸がすっぱいのはなぜだろうか。
- ・酸性、塩基性で色素の色が変わるのは、なぜだろうか。

3. 広い意味の酸・塩基

濃塩酸と濃アンモニア水を近づけると白煙を生じる。この白煙は、塩化水素HClとアンモニアNH₃の気体が空气中で反応して生じた塩化アンモニウムNH₄Clの微小なイオン結晶であり、NH₄⁺とCl⁻からなる。



このとき、気体のNH₃が塩化水素からH⁺を受け取りNH₄⁺となることによって塩化水素の酸の性質を打ち消しているの、NH₃は塩基と考えられる。



図6 塩化水素とアンモニアの反応

<ブレンステッド-ローリーの酸塩基の定義>

The Brønsted-Lowry definition of acids and bases

1923年、ブレンステッド（デンマーク）とローリー（イギリス）は、水溶液以外での酸・塩基の反応を説明するため、酸・塩基の定義を次のように定義した①。

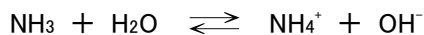
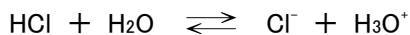
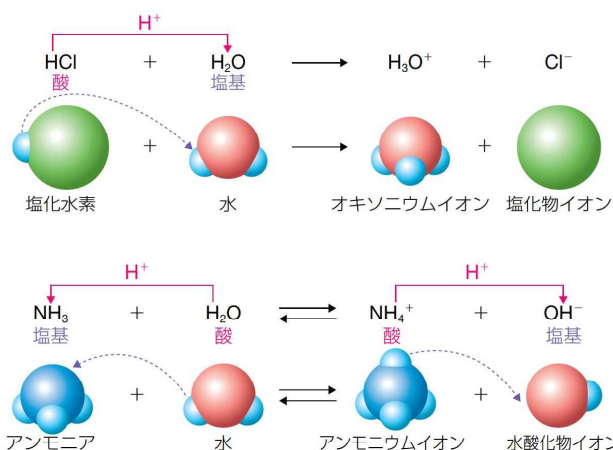
酸とは水素イオンH⁺を与える分子やイオンであり、
塩基とは、水素イオンH⁺を受け取る分子やイオンである。

ブレンステッド-ローリーの定義によれば、塩化水素の電離反応では、HClはH₂OにH⁺を与えているので酸、H₂OはH⁺を受け取っているの塩基である②。

また、アンモニアの電離反応では、NH₃は塩基、H₂Oは酸である。

これらの変化で、H₂OはHClに対しては塩基、NH₃に対しては酸として反応している。このように、同じ物質でも酸・塩基のはたらき方は反応の相手によって決まる。

また、同じ反応でも、左向きの反応では、NH₄⁺が酸、OH⁻が塩基としてはたっている。



問3 次の反応の右向きの反応において、水はブレンステッド-ローリーの定義による酸・塩基のいずれの作用をしているか。

(1) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ 水は、_____として働いている。

(2) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ 水は、_____として働いている。

① 2人は全く同じ年に、同じ定義を提案した。酸、塩基についてのこのような考え方を、ブレンステッド-ローリーの酸・塩基の定義という。

② 水溶液中で、HClが電離する ($\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$)。生成したH⁺をH₂Oが受け取ってH₃O⁺となる。

4. 酸と塩基の価数

水溶液中では、塩化水素 HCl は1分子あたり1個の H^+ を生じ、硫酸 H_2SO_4 は1分子あたり2個の H^+ を生じる。酸の化学式(分子式)の中で、電離して H^+ となることのできる H の数を.....degree of acidityという。 HCl は1価の酸、 H_2SO_4 は2価の酸という。塩基についても、1化学式あたり生じる OH^- の数、または受け取ることのできる H^+ の数を.....degree of basicityという。 NaOH は1価の塩基、 Ca(OH)_2 は2価の塩基という。アンモニア NH_3 は1個の H^+ を受け取って NH_4^+ となるので、1価の塩基である。

問4 次の酸・塩基の化学式と、その価数を書け。

- (1) 硝酸 (2) 硫酸 (3) 酢酸 (4) リン酸
(5) アンモニア (6) 水酸化バリウム (7) 水酸化鉄(Ⅱ)

5. 酸と塩基の強さ

《酸と塩基の強弱》 strong acids, weak acids & strong bases, weak bases

塩酸と酢酸は、ともに1価の酸であるが、同じ濃度の塩酸と酢酸の水溶液に Mg 片を入れると、塩酸のほうが酢酸よりも激しく水素を発生し、また電球は塩酸の方が明るく点灯する。

これは、塩酸では HCl 分子がほぼ完全に電離しているのに対して、酢酸では CH_3COOH 分子の一部だけが電離し、大部分の酢酸は電離しないため、塩酸の方がイオンの濃度が大きいことを示している。

【強酸の例】 0.1 mol/L 塩酸
Mgとの反応



【弱酸の例】 0.1 mol/L 酢酸水溶液
Mgとの反応



▲図7 強酸・弱酸の反応性と電気伝導性

水溶液中でほぼ完全に電離している酸や塩基を、それぞれ.....という。これに対し、水溶液中で一部しか電離しない酸や塩基を、それぞれ.....という。

【強酸】 HCl (ほぼ完全に電離) 【強塩基】 NaOH (ほぼ完全に電離)

【弱酸】 CH_3COOH (一部だけが電離)

【弱塩基】 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (一部だけが電離)

酸・塩基の強弱は、
酸・塩基の価数とは
関係ない。

▼表2 酸・塩基の価数と強弱

強酸	弱酸	価数	強塩基	弱塩基
塩化水素 HCl 硝酸 HNO_3	酢酸 CH_3COOH	1	水酸化ナトリウム NaOH 水酸化カリウム KOH	アンモニア NH_3
硫酸 H_2SO_4	硫化水素 H_2S シュウ酸 $(\text{COOH})_2$ 二酸化炭素 CO_2	2	水酸化カルシウム Ca(OH)_2 水酸化バリウム Ba(OH)_2	水酸化銅(Ⅱ) Cu(OH)_2 水酸化鉄(Ⅱ) Fe(OH)_2 水酸化マグネシウム Mg(OH)_2
	リン酸 H_3PO_4	3		

- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ で炭酸 H_2CO_3 が生成するが、 H_2CO_3 の分子は水溶液中にのみ存在する。
 $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ 2段階目の電離はわずかである。
- シュウ酸は $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ とも書く。
- リン酸は弱酸の中では比較的強い酸であり、3段階に電離する。
 $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- Cu(OH)_2 、 Fe(OH)_2 、 Mg(OH)_2 は水にほとんど溶けない塩基である。

* シュウ酸は、
(COOH)₂ で
覚えておこう。

<酸・塩基No. 3>

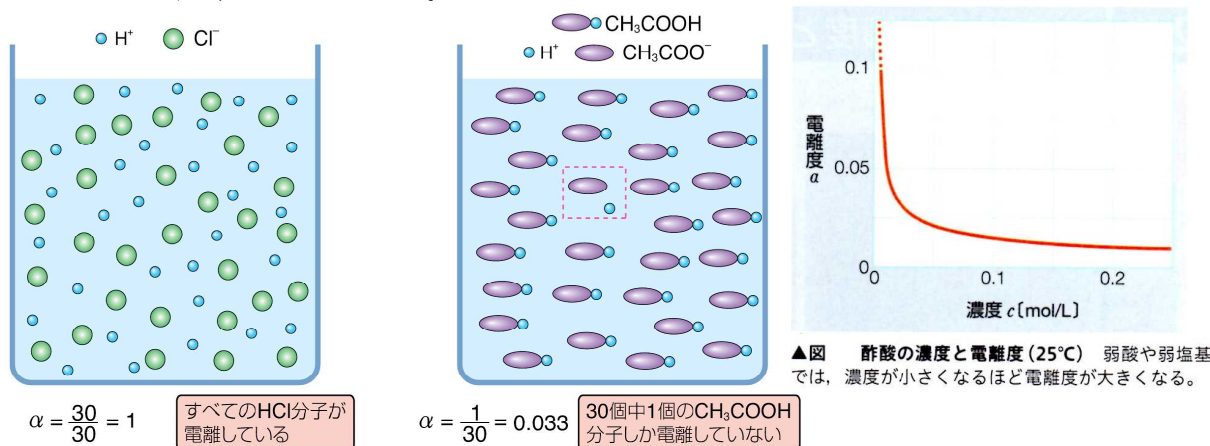
・酸、塩基の強弱を定量的に表すにはどうすれば良いだろうか。

《電離度》 degree of electrolytic dissociation

水溶液中における酸や塩基の電離の程度は、次の _____ で表される①。

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{\text{電離している酸（塩基）の物質質量 [mol]}}{\text{溶媒に溶かした酸（塩基）の物質質量 [mol]}}$$

強酸・強塩基の電離度は、ほぼ 1 である。これに対して、弱酸、弱塩基の電離度は 1 よりかなり小さい（図 8）。電離度の大きい強酸、強塩基の水溶液のほうが、弱酸、弱塩基の水溶液に比べて電気伝導性は大きくなる。

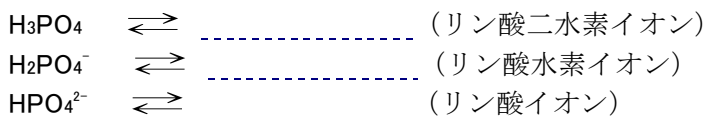


▲図 酢酸の濃度と電離度 (25℃) 弱酸や弱塩基では、濃度が小さくなるほど電離度が大きくなる。

▲図8 強酸と弱酸の違い 同じ濃度でも水溶液中に存在する H^+ の割合には大きな違いがある。

問5 ある一価の酸0.20 molを水に溶かしたら、 H^+ が0.0050 mol存在していた。この酸の電離度を求めよ。また、この酸は強酸、弱酸のどちらと考えられるか。

《多段階の電離》2価以上の酸では、電離は段階的に進む。例えばリン酸 H_3PO_4 の場合、電離は3段階からなる。



一般的に2価以上の酸では、1段目の電離度がもっとも大きく、2段目、3段目…、の順に電離度は小さくなる。

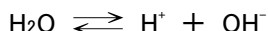
問6 シュウ酸 $(\text{COOH})_2$ は2価の酸で、水溶液中で2段階の電離をする。
 $(\text{COOH})_2$ の電離を2段階のイオン反応式で表せ。

①電離度 α は、 $0 < \alpha \leq 1$ の値になる。また、電離度は百分率%で示すこともある。25℃で、0.1 mol/Lの酢酸の電離度は $\alpha = 0.017$ である。つまり、1.7%の酢酸分子が電離していることになる。電離度は、温度や濃度によっても変化する。

水素イオン濃度とpH

1. 水の電離 self-ionization of water

純水は、わずかではあるが電気伝導性を示す。これは、水分子の一部が次のように電離して、イオンを生じているからである。



水素イオン H^+ のモル濃度を水素イオン濃度hydrogen ion concentrationといい、記号 $[\text{H}^+]$ で表す。同様に、水酸化物イオン OH^- のモル濃度を水酸化物イオン濃度といい、 $[\text{OH}^-]$ で表す。

純水では、 $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ が等しく、25℃では、

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \text{-----} \text{である。}$$

このような状態では酸性も塩基性も示さず、中性と呼ばれる。

《水素イオン濃度の求めかた》

1価の酸の水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ は、一般に次の式で求められる。

$$[\text{H}^+] = \text{酸のモル濃度} \times \text{電離度}$$

例えば、0.10 mol/L酢酸水溶液の電離度が0.017であるとき、

$$[\text{H}^+] = \text{-----} \text{となる。}$$

《水酸化物イオン濃度の求めかた》

1価の塩基の水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-]$ は、一般に次の式で求められる。

$$[\text{OH}^-] = \text{塩基のモル濃度} \times \text{電離度}$$

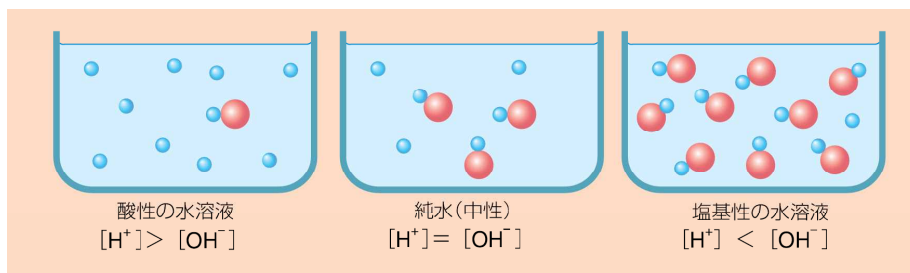
例えば、0.20 mol/Lアンモニア水の電離度が0.028であるとき、

$$[\text{OH}^-] = \text{-----} \text{となる。}$$

《酸性・塩基性と水素イオン濃度との関係》

水に酸を溶かすと、 $[\text{H}^+]$ が増加し、 $[\text{OH}^-]$ は減少する。逆に、水に塩基を溶かすと、 $[\text{OH}^-]$ が増加し、 $[\text{H}^+]$ が減少する。このとき $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ は反比例の関係にあることが知られており、一方が決まれば他方も決まる。したがって、水溶液の酸性・塩基性の強弱は、水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ の大小で表すことができる。

水溶液の性質と $[\text{H}^+]$ 、 $[\text{OH}^-]$ の関係は、次のようになる。



酸性

$$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ [mol/L]} > [\text{OH}^-]$$

中性

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ [mol/L]} = [\text{OH}^-]$$

塩基性

$$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ [mol/L]} < [\text{OH}^-]$$

▲図9 水溶液中の $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ ●は H^+ を、●は OH^- を表す。

問7 次の水溶液を、酸性、塩基性、中性に分類せよ。

(1) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

(2) $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

(3) $[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

(4) $[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

①純水は電気を通さない。水の電離度は非常に小さく、常温で約5億個に1個程度の割合で電離している。

<酸・塩基No.4>

・中性の pH はなぜ 7 なのですか。

《水のイオン積》

中性の水溶液では、 $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ は等しい。酸性や塩基性の水溶液では、水溶液中の水素イオン濃度 $[\text{H}^+]$ と水酸化物イオン濃度 $[\text{OH}^-]$ の積が常に一定になるように変化することが知られている。 $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ の積を水のイオン積 ion product of water といい、記号 K_w で表す。

水のイオン積は、25℃のとき次の値となる。

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{-----}$$

例えば、 $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ のとき $[\text{H}^+]$ は次のようになる。

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

問 8 次の (1)～(3) の水溶液については $[\text{OH}^-]$ を、(4) については $[\text{H}^+]$ を求めよ。

(1) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

(2) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

(3) $[\text{H}^+] = 5.0 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$

(4) $[\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

2. 水素イオン濃度とpH

水溶液中の $[\text{H}^+]$ および $[\text{OH}^-]$ は、わずかな酸や塩基を溶かしても大きな変化を示し、通常取り扱う水溶液でも、その値はおよそ 1 mol/L から 10^{-14} mol/L までの非常に広い範囲で変化する。そこで、水溶液の酸性や塩基性の強弱は、 $[\text{H}^+]$ の代わりに $[\text{H}^+]$ を 10^{-n} mol/L と表したときの n の値が用いられる。この数値を ----- (水素イオン指数 hydrogen ion exponent) という。

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

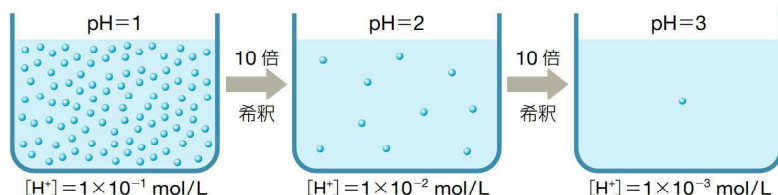
例えば、 $[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ のとき $\text{pH} = \text{---}$ 、 $[\text{H}^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$ のとき $\text{pH} = \text{---}$ である。

$[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$ のとき、 $[\text{H}^+] = \text{-----} \text{ mol/L}$ であるので、 $\text{pH} = \text{---}$ である。

▼表3 水素イオン濃度とpHの関係

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[\text{H}^+]$ (mol/L)	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[\text{OH}^-]$ (mol/L)	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1
$[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ (mol/L) ²	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}	10^{-14}
水溶液の性質	強酸性	酸性	酸性	酸性	酸性	酸性	酸性	弱酸性	中性	弱塩基性	塩基性	塩基性	塩基性	塩基性	強塩基性

$[\text{H}^+]$ が 10 倍大きくなると pH は 1 小さくなり、 $[\text{OH}^-]$ が 10 倍大きくなると pH は 1 大きくなる。



▲図10 塩酸の希釈とpHの変化 $\bullet$: H^+

塩酸の濃度が $\frac{1}{10}$ になると、 $[\text{H}^+]$ も $\frac{1}{10}$ になり、pH は 1 大きくなる。

《酸性・塩基性とpHとの関係》

pHにより水溶液の酸性、中性、塩基性を表すと、25℃において

酸性 pH ____ 7 中性 pH ____ 7 塩基性 pH ____ 7 で、

酸性が強いほどpHは _____ 塩基性が強いほどpHは _____。

例題 1 (1) 0.10 mol/L塩酸のpHはいくらか。

(2) 0.10 mol/L水酸化ナトリウム水溶液のpHはいくらか。

(解答) (1) 塩酸は1価の強酸で、ほぼ完全に電離している。

よって、水素イオン濃度 $[H^+]$ は塩酸のモル濃度に等しくなる。

$$[H^+] = 0.10 \text{ mol/L} = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 1$$

(2) 水酸化ナトリウムは1価の強塩基で、ほぼ完全に電離している。

$$[OH^-] = 0.10 \text{ mol/L} = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad \text{水のイオン積より,}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 13$$

問 9 次の水溶液のpHを求めよ。ただし、液温は25℃とする。

(1) 0.050 mol/L酢酸水溶液（電離度 $\alpha = 0.020$ とする）

(2) 0.010 mol/L水酸化ナトリウム水溶液のpHを求めよ。

問10 pH=2とpH=4の水溶液では、 $[H^+]$ を比べると、どちらの水溶液が何倍大きいのか。

問11 次の問いに答えよ。

(1) pH=2の塩酸を水で1000倍に希釈すると、pHはいくらか。

(2) pH=13の水酸化ナトリウム水溶液を水で1000倍に希釈すると、pHはいくらか。

(3) pH=5の塩酸を水で1000倍に希釈すると、pHはほぼいくらか。

水の電離で生じた $[H^+]_{H_2O}$ と $[OH^-]$ を x [mol/L] とする。

HClの電離で生じた $[H^+]_{HCl} = 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ であるので、

$[H^+]_{\text{total}} [OH^-]_{\text{total}} = 1.0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2$ に代入すると

$$(1.0 \times 10^{-8} + x) \times x = 1.0 \times 10^{-14} \quad \therefore x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

$x > 0$ であり、 $\sqrt{401} \div 20.0$ より、

$$x = \frac{-10^{-8} \pm \sqrt{10^{-16} + 4 \times 10^{-14}}}{2} = \frac{-10^{-8} \pm \sqrt{401 \times 10^{-16}}}{2} = \frac{-10^{-8} + \sqrt{401} \times 10^{-8}}{2} = \frac{19.0 \times 10^{-8}}{2} = 9.5 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[H^+]_{\text{total}} = [H^+]_{HCl} + [H^+]_{H_2O} = (1.0 \times 10^{-8} + 9.5 \times 10^{-8}) \text{ mol/L} = 1.05 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(1.05 \times 10^{-7}) = 7 - \log_{10} 1.05 = 7 - 0.02 = 6.98$$

<酸・塩基No. 5>

$$\begin{aligned}\log 2 &= 0.301 & \log 3 &= 0.477 \\ \log 7 &= 0.845 & \log 7^2 &\approx \log 50 \\ &= \log 100/2 = 2 - 0.30 = 1.70 \\ \log 7 &= 1.70/2 = 0.85\end{aligned}$$

《対数を用いたpHの求め方》

pHは、水素イオン濃度 $[H^+]$ を対数を用いて表したものである。

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

※ 10 を底とよぶ。底が10の対数を常用対数とよび、常用対数では底を省略することが多い。

* なお、 $\log$ については以下の公式を用いる。

$10^x = y$ のとき、 $x = \log_{10} y$ ($y > 0$) [底が10の対数を常用対数と呼ぶ]

$\log 10^a = a$ (例) $\log 1 = 0$ $\log 10 = 1$ $\log 10^3 = 3$ $\log 10^{-2} = -2$

$\log(a \times b) = \log a + \log b$ $\log 6 = \log(2 \times 3) = \log 2 + \log 3$

$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$ $\log 5 = \log \frac{10}{2} = \log 10 - \log 2 = 1 - 0.30 = 0.70$

(例1) 水素イオン濃度 $[H^+] = 0.010$ mol/Lの酸性水溶液のpHを求める。

$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} 0.010 = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-2}) = 0.00 - (-2) = 2.00$$

(例2) 0.010 mol/Lの水酸化ナトリウム水溶液のpHを求めよ。

$[OH^-] = 0.010$ mol/L $= 1.0 \times 10^{-2}$ mol/L 水のイオン積より、 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-12}$ mol/L
これより、pHの値は、 $pH = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-12}) = -(-12) = 12.00$

(例3) 水素イオン濃度 $[H^+] = 0.020$ mol/Lの酸性水溶液のpHを求める。 $\log_{10} 2 = 0.30$ とせよ。

$$pH = -\log_{10} 0.020 = -\log_{10}(2.0 \times 10^{-2}) = -\log_{10} 2.0 - \log_{10} 10^{-2} = -0.30 + 2 = 1.70$$

3. pH指示薬とpHの測定

メチルオレンジMO、フェノールフタレインPP や ブロモチモールブルーBTB など、水溶液のpHによって色が変わる試薬を _____ または

_____ pH indicator といい、色が変わるpHの範囲をそのpH指示薬の _____ transition intervalという。

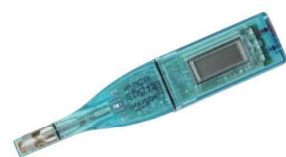
フェノールフタレインは酸性水溶液中では無色である。塩基を加えて水溶液のpHをしだいに大きくしていき、pHが8.0を超えると赤みを帯び始める。pHの増大とともにその色は濃くなるが、pHが約9.8以上では色は変わらない。

酸・塩基指示薬の色

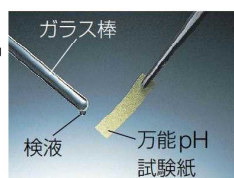
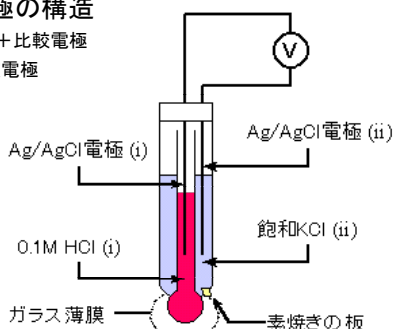
指示薬	酸性	中性	塩基性
メチルレッド	赤	黄	黄
メチルオレンジ	赤	黄	黄
B T B	黄	緑	青
フェノールフタレイン	無	無	赤
リトマス	赤	—	青

複合電極の構造

ガラス電極+比較電極
+温度補償電極



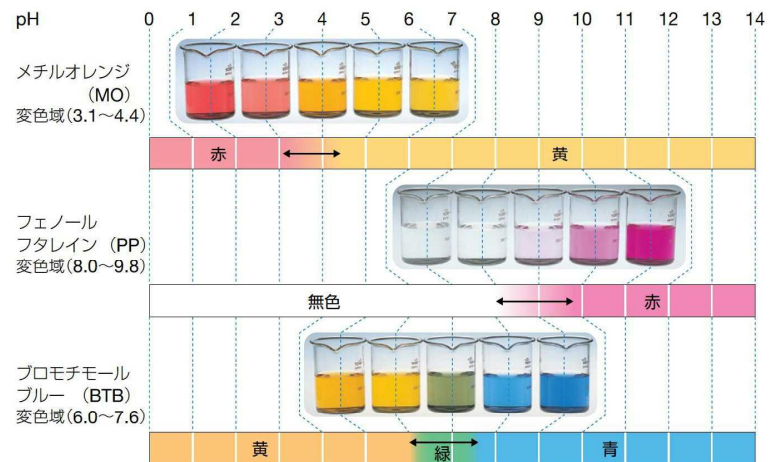
▲図11 pHメーター



▲図12 万能pH試験紙



水溶液のpHの値は.....
 を用いて測定することができる
 (図11)。また、pHのおよその
 値は.....によっても知る
 ことができる。.....
 は、いくつかのpH指示薬を混合
 して、ろ紙にしみ込ませたもので
 あり、pHに応じて特有の色を示
 す(図12)。

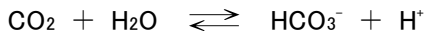


▲図13 pH指示薬の変色域 変色域を↔で示す。

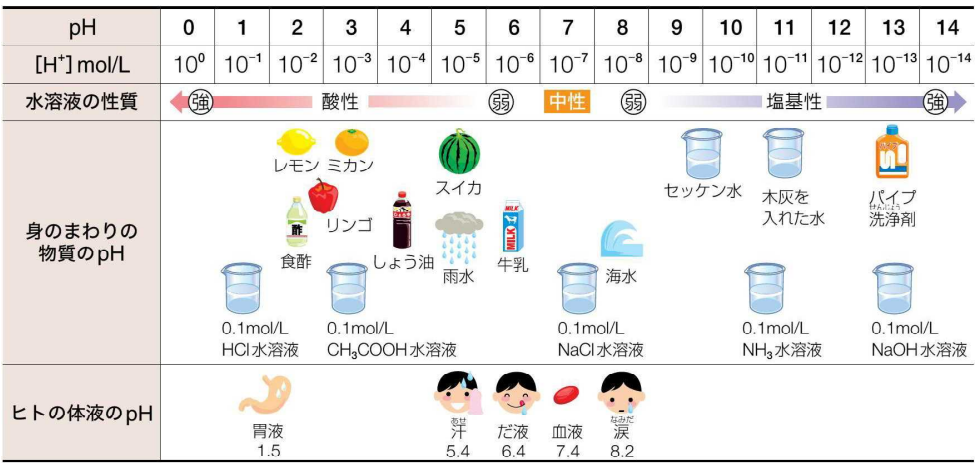
4. 身近な物質のpH

食酢は.....を3~5%含んでおり、pHは約2.5である。ヒトの体内にあるいろいろな溶液は、それぞれ固有のpHの値を保っている。例えば、**胃液**には.....が含まれており、pHは1.5~2.0である。塩酸はタンパク質の消化を助け、食物の殺菌も行っている。**セッケン**の水溶液は.....性のものが多く、pHは9~10である。合成洗剤には Na_2CO_3 が配合されており塩基性はさらに強く、その水溶液のpHは約11にもなる。

空気中に放置された水には、二酸化炭素 CO_2 が溶けている。二酸化炭素はごく一部が次のように水と反応して H^+ を生じる。



そのために、蒸留水のpHは7より小さくなる。(室温の純水は、 $\text{pH} \approx 5.6$)



▲図14 身のまわりの物質のpH

石炭や石油などには微量の硫黄が含まれているため、燃やすと二酸化硫黄 SO_2 が発生する②。また、石炭や石油が高温で燃焼する際には、空気中の窒素が酸素と反応して、一酸化窒素 NO や二酸化窒素 NO_2 も発生

する。さらに日本では、火山活動によって、多量の二酸化硫黄が発生している地域もある。これら二酸化硫黄や二酸化窒素の一部は、空気中で化学反応を起こし、それぞれ硫酸や硝酸になり雨水に溶け込んで、.....acid rain③の原因の一つになっている。特に酸性の強い雨の場合、pHは4以下にもなる。

①硫黄化合物より硫黄を取り除く操作を**脱硫**という。日本では、石油の脱硫精製などの対策がなされ、工場や発電所などから発生する二酸化硫黄の量はかなり減少している。また、自動車のエンジンから発生する窒素酸化物も、触媒によって処理されている。
 ②ふつうの雨水も、大気中の二酸化炭素を溶かし込んでpH=5.7程度の弱酸性を示すが、それよりも酸性の強いpH=5.6以下の雨を酸性雨という。