

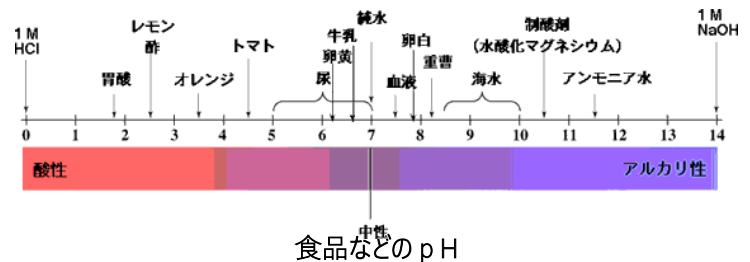


## Q42

### 中和とはどのようなことですか？

酸性 (acid; acidic)、アルカリ性 (alkaline; basic) とは水溶液の性質です。レモンのしぼり汁は酸性ですが、それはレモンに含まれるクエン酸 (citric acid) (Q12 参照) のせいですが、このように水に溶かすと酸性を示すのが酸 (acid) であると考えていいでしょう。強い酸は塩酸 (HCl; hydrochloric acid) で、pH は 0 です。石けん水は弱いアルカリ性ですが、それは脂肪酸のナトリウム塩のせいで、塩基 (base) といいます。強いアルカリ性を示すのは苛性ソーダ (水酸化ナトリウム、NaOH; sodium hydroxide) の水溶液で、pH は 14 です。水酸化ナトリウムは強い塩基です。このように、酸性と酸、アルカリ性と塩基は違うものですが、関係があります。

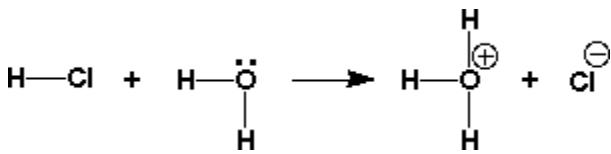
主な食品などの pH を次に示します。レモンやオレンジなどの酸っぱいものは酸性です。梅干しはレモンと同じクエン酸が入っていて酸性です。ミルクは中性に近いですが、卵の白身はアルカリ性です。よく間違えるのはアルカリ性食品です。これは食品を燃やした後の灰を水に溶かしたときの pH です。カルシウムやマグネシウムなどの金属を含む食品を燃やすと、金属は灰に含まれます。したがって、灰の水溶液はアルカリ性を示すのです。酸と塩基を混ぜると、それぞれの性質がうち消し合ったものになりますが、これが中和 (neutralization) です。



酸とは酢酸 ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; acetic acid) やクエン酸などで、水に溶かすとプロトン ( $\text{H}^+$ ; proton) ができます。塩基とは苛性ソーダ ( $\text{NaOH}$ ) やアンモニア ( $\text{NH}_3$ ) などで、水に溶かすと  $\text{OH}^-$  (水酸化イオン、hydroxide ion) ができます。酸と塩基を同じ量 (等量) だけ加えた点を中和点 (point of neutralization、または当量点) といいます。塩酸 ( $\text{HCl}$ ) を苛性ソーダで中和すると、水溶液は中性の pH 7 になりますが、酢酸を苛性ソーダで中和すると、中性ではなくアルカリ性に偏った pH 8.8 になります。酸と塩基の強さに関係するのです。塩酸は強い酸ですが、酢酸は弱い酸だからです。

上の図で胃酸 (胃液、gastric juice; 胃酸、gastric acid) は pH 2 付近ですが、胃酸が出過ぎると胸やけがします。これを抑えるのに制酸剤を飲みますが、水酸化マグネシウム ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) で、その pH は 10.5 です。制酸剤を飲むと、胃酸が中和されるのです。酸が強いとか弱いとかとはどういうことなのかを考えてみます。 $\text{HCl}$  を水に溶かすと、 $\text{H}_2\text{O}$  に  $\text{H}^+$  が付いた  $\text{H}_3\text{O}^+$  と  $\text{Cl}^-$  のイオンになります。 $\text{HCl}$  はガス

(塩化水素ガス、hydrogen chloride) で、これを水にとかしたものが塩酸です。



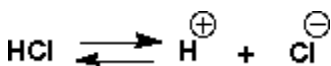
これを、簡単に次のように書きます



HCl は水に入れると、イオンになったのです (解離といいます)。この反応は平衡 (equilibrium)

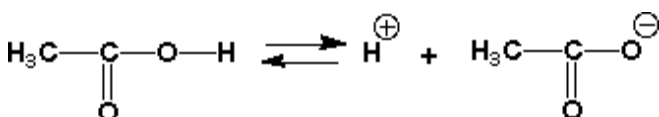
(Q36 参照) であって、その平衡定数

(equilibrium constants) は次のようになります。

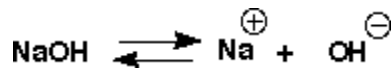


$$K_a = \frac{[\text{H}^{\oplus}][\text{Cl}]}{[\text{HCl}]}$$

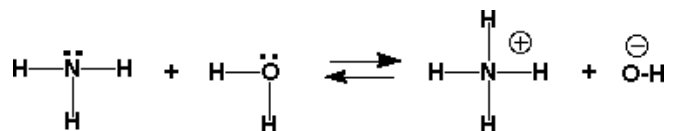
この平衡定数  $K_a$  を酸解離定数 (acid dissociation constant) といいます。pH と同じく対数の逆数をとって、一般に  $\text{p}K_a$  で表し、酸の強さを示すことができます。塩酸は強い酸で、水中ではほとんどがイオンになっています。塩素イオン ( $\text{Cl}^-$ ) が安定なためです。塩酸では  $[\text{HCl}]$  が小さいので  $K_a$  は大きく、 $\text{p}K_a = -7$  です。こんどは酢酸を水に溶かしてみます。やはり解離してイオンになりますが、塩酸のように全てがイオンにはなっていないのです。したがって酢酸の酸解離定数は小さく、平衡が全てイオンの方には行っていないのです。これは、 $\text{CH}_3\text{COOH}$  は水の中でも安定で、 $\text{CH}_3\text{COO}^-$  になる必要がないのです。酢酸の  $\text{p}K_a = 4.76$  です。



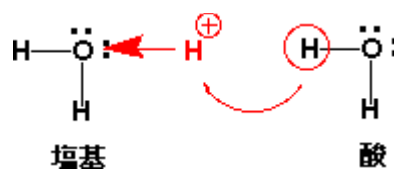
強い酸とは水の中でイオンになりやすく、同じ量を溶かしても多くの  $\text{H}^+$  を出すものです。苛性ソーダを水に溶かすと、塩酸と同じようにほとんどが  $\text{Na}^+$  と  $\text{OH}^-$  のイオンになります。苛性ソーダは強い塩基です。この場合の平衡定数を塩基解離定数とよび、やはり  $\text{p}K_b$  で塩基の強さを表します。



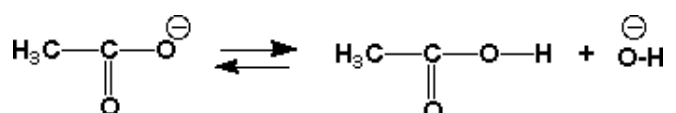
こんどはアンモニアを水に溶かしてみます。アンモニアはガスで、これを水に溶かしたものがアンモニア水です。苛性ソーダには  $\text{OH}^-$  がありましたが、アンモニアには  $\text{OH}^-$  がありません。しかし、水に溶かすと、 $\text{NH}_3$  に水の  $\text{H}^+$  が付いて  $\text{NH}_4^+$  になり、 $\text{OH}^-$  が出てくるのです。しかし、 $\text{NH}_3$  も安定で水にそのまま溶けるので、全てがイオンになっているわけではありません。アンモニアは弱い塩基なのです。アンモニア水を温めるとアンモニアガスが出てきます。アンモニアの  $\text{p}K_b = 4.76$  です。



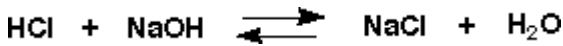
水は  $\text{H}^+$  が取れて  $\text{OH}^-$  になるので酸であり、また  $\text{H}^+$  が付いて  $\text{H}_3\text{O}^+$  になるので塩基でもあるのです。



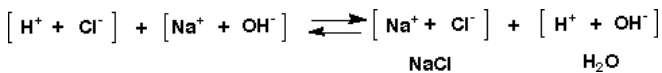
酢酸は水の中で  $\text{H}^+$  を出すので酸ですが、酢酸イオン ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) は水の中で次のような平衡になり  $\text{OH}^-$  を出すので、塩基です。



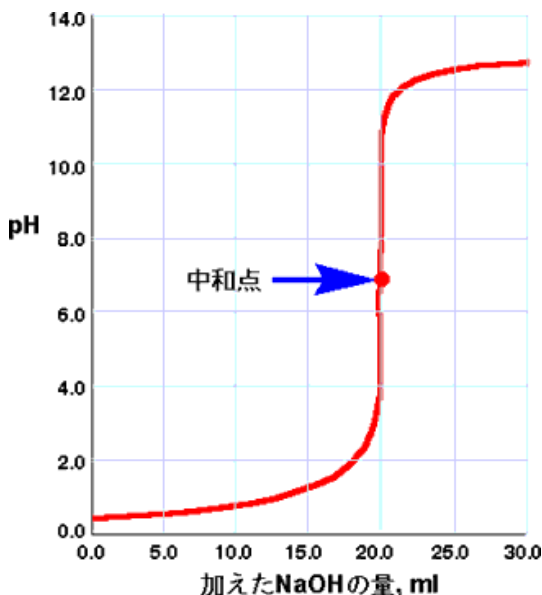
塩酸水溶液に苛性ソーダ水溶液を加えていくと、溶液は酸性から中性、さらにアルカリ性になっていきます。塩酸が水酸化ナトリウムで中和されたのです。



実際は水の中で解離した状態で進んでいるので、次のようにイオンが反応しているのです。中和とは Na<sup>+</sup> と Cl<sup>-</sup> が等量になったことです。



縦軸に溶液の pH（pH メーターで測定する）を、横軸に加えた苛性ソーダの量をとると図のような曲線がえられ、これが滴定曲線です。あるところで pH が急激に高くなりますが、そこが中和点で、塩酸と苛性ソーダ量が同じ（等量）になったところでは、曲線に接線を引けば、接線の傾きが無限大になるところです。

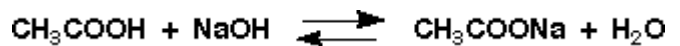


NaOH がゼロの点では、HCl 水溶液の pH です。ほとんどがイオン化 (H<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>) しているので、pH は 0.0 付近で

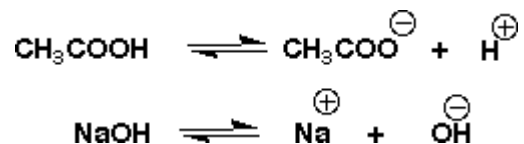
す。NaOH を加えていっても、HCl で中和されてしまうので、pH はそんなに高くなりません。この段階では、NaCl が増加し、HCl が減少しています。

この図では NaOH を 20ml 加えたところで pH は急激に上がってきます。HCl が無くなっていき、OH<sup>-</sup> が増えていくためです。中和点はちょうど真ん中の点で、HCl と NaOH の量が同じになり、HCl や NaOH は無く NaCl だけが存在します。中和点を過ぎると、加えた NaOH が余ってきますので、溶液の pH は上がってきます。このような中和滴定では、pH メーターを使わなくても指示薬 (acid base indicator) を使えば簡単に行うことができます。指示薬は中和点付近で色が変わるものです。塩酸と苛性ソーダの中和では、リトマス試験紙や BTB 指示薬が使えます (指示薬については次の Q&A で詳しく説明します)。

弱い酸である酢酸を強い塩基である NaOH で中和すると酢酸ナトリウムができますが、中和点での pH は 7 ではなくアルカリ性に偏った 8.8 ぐらいになります。そこで、この 8.8 に近い pKa をもった指示薬を使えばよいのです。たとえば、フェノールフタレインです。



CH<sub>3</sub>COOH と NaOH はそれぞれ水中で次のように解離していますが、CH<sub>3</sub>COOH の解離は弱いです。



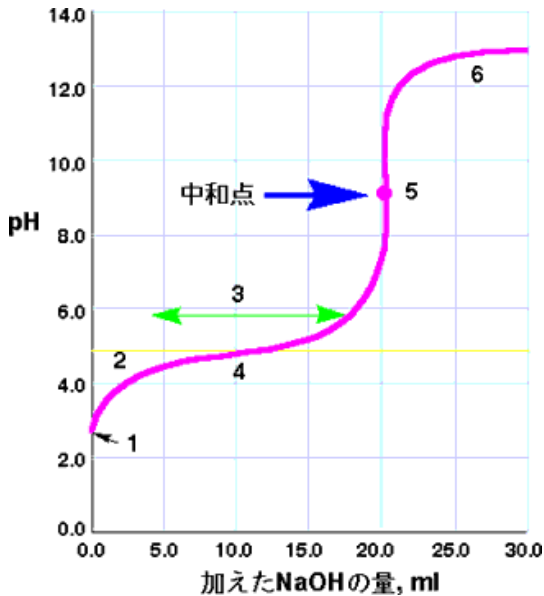
この場合の滴定曲線では、最初はゆっくりと pH が上がり、pH 8 付近で急激に高くなります。

(1) HCl の場合は、強い酸ですからほとんどイオン化していて、pH は 0 付近ですが、CH<sub>3</sub>COOH は弱い酸で全てがイオンになっていないので、pH は 3 付近です。

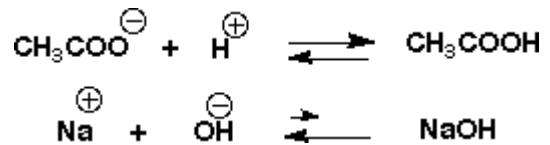
(2) 加えた NaOH が CH<sub>3</sub>COOH に消費されれば pH は変わらないはずですが、生成した CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> が

CH<sub>3</sub>COOH のイオン化を抑制するので pH が少し上がります（共通イオン効果）。

なぜかを考えてみます。中和でできたものは酢酸ソーダ（CH<sub>3</sub>COONa）ですが、これを水に溶かしてみます。すると、次のようにイオンに解離します。



できた酢酸イオン（CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>）は水の中で次のような平衡により一部酢酸になり H<sup>+</sup> が少なくなります。しかし、Na<sup>+</sup> は水の中で次のような平衡にあります。Na<sup>+</sup> は安定でこの平衡はほとんど左に傾き、NaOH はできず OH<sup>-</sup> は無くなりません。



(3) この領域では NaOH を加えても pH はほとんど変化がありません。これを緩衝液（buffer solution）といいます。緩衝液は液の pH を一定に保ちたい時に使います。緩衝領域では次の式（Henderson-Hasselbalch 式）が成り立ちます。

したがって、酢酸ソーダを水に溶かしても中性ではなくアルカリ性（pH 8.8）なのです。これは、酢酸を苛性ソーダで中和したときも同じで、中和点では pH 8.8 なのです。

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

(4) CH<sub>3</sub>COOH が半分だけ中和された点（4）では、[CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>] = [CH<sub>3</sub>COOH] になるので、pH = pKa になります。すなわち、この点の pH は CH<sub>3</sub>COOH の pKa になるわけです。

せっけんは脂肪酸のナトリウム（またはカリウム）塩ですが、水に溶かすとアルカリ性になります。脂肪酸については豆腐のところで述べましたが、長い鎖の端に -COOH が付いたものです。したがって、せっけんを水に溶かすことは、酢酸ソーダを水に溶かしたのと同じです。アルカリ性は皮膚を痛めるので、注意が必要です。シャンプーの後にリンスをするのは、それを中和するためです。

(5) CH<sub>3</sub>COOH が全て中和された中和点です。CH<sub>3</sub>COOH は CH<sub>3</sub>COONa になっています。この点の pH は中性の 7 ではなく、8.8 ぐらいです。

(6) 中和点を過ぎると、加えた NaOH が余ってくるので、溶液はアルカリ性になり、最後は pH 14 になります。次に、塩酸を苛性ソーダで中和すると pH は 7 になるのに、酢酸を苛性ソーダで中和すると pH は 8.8 になるのは

●著作権について

キリヤ色と化学の Q&A の文書、画像、デザインなどの著作権は、キリヤ化学株式会社に帰属します。このサイトの内容を転載される場合は、弊社までご一報下さり了解をお取り下さい。なお、提供者が記載されている写真・絵に関しましては、著作権は提供者に属しますので、恐れ入りますがそちらの方へ直接お問い合わせ下さい。

●内容について

できるだけ科学的に間違いの無いようにしていますが、わかりやすく説明するために実際とは異なる記述もあります。また、科学的に証明がされていないことも述べていますので、ご自身でご確認されますようお願いいたします。

キリヤ色と化学の Q&A 内の情報のご利用により、万一何らかの損害が発生したとしても、当社は一切の責任を負いません。

キリヤ化学株式会社  
TEL 06-3973-1701  
Email colour\_code1921@kiriya-chem.co.jp