

目次

1 酸・塩基	2
1.1 pH	2
1.1.1 線形グラフと片対数グラフ	2
1.1.2 pHを表すグラフ	5
1.1.3 pHに範囲がある理由	6
1.1.4 水の面白い性質	7
1.2 水の仕事手順	8
1.3 希釈する	10
1.4 滴定曲線	10
1.4.1 NaOHを1滴滴下	11
1.4.2 NaOHの2滴目滴下	11
1.4.3 NaOHの90滴目滴下	12
1.4.4 NaOHの99滴目滴下	13
1.4.5 NaOHの100滴目滴下	13
1.4.6 NaOHの101滴目滴下	14
1.4.7 pH_{jump}	16
1.5 電離度	16
1.6 酢酸の加水分解	17
A 分数のイメージ	22
B 様々な濃度	23
B.1 質量パーセント濃度	23
B.2 モル濃度	24
B.3 質量モル濃度	24
C 比重	25
D 希釈の罫	25

思ったままに作っています。だから、しばらくの間は順不同です。もし、作ってほしい部分がありましたら、ゲストブックにでも書き込んでください。

1 酸・塩基

1.1 pH

pH といわれて何を想像するでしょうか？お肌の酸性度合いでしょうか？...化学では酸性度合いを表すものとして、pH を用います。pH は $[H^+]$ を H^+ のモル濃度（付録のモル濃度を参照：24 ページ）として、常用対数を用いて

$$pH = -\log[H^+] \quad (1)$$

と表します。常用対数を習ったことがない人はちょっと辛いかもしれませんね。でも習ったことがある人でもなぜ常用対数をとるのか疑問に思ったことはないでしょうか？数学は「なぜその式を使いたいのか」を考えると急に理解が増します。考えたことがない人は是非ここで考えてみてください。

1.1.1 線形グラフと片対数グラフ

では皆さんが普段見慣れた線形な軸と対数軸の違いを図 1 で見てみましょう。

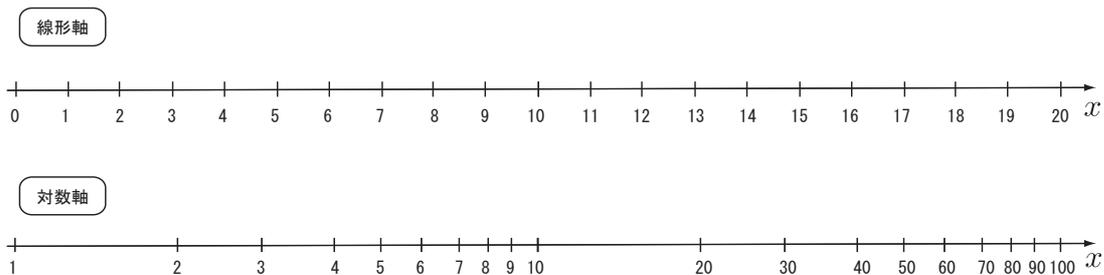


図 1: 線形軸と対数軸

どうでしょう？違いがわかりますか？大きな違いは「目盛りの間隔」と「桁の上がり方」です。

上の線形軸は目盛りが等間隔ですが、下の対数軸はどんどん詰まって...また広がって詰まってを繰り返します。また、上の線形軸は 10 の次の目盛りは 11 ですが、下の対数軸は 10 の次の目盛りが 20 になります。

ここで、対数軸においてもっと値を入れた図を図2に示します。

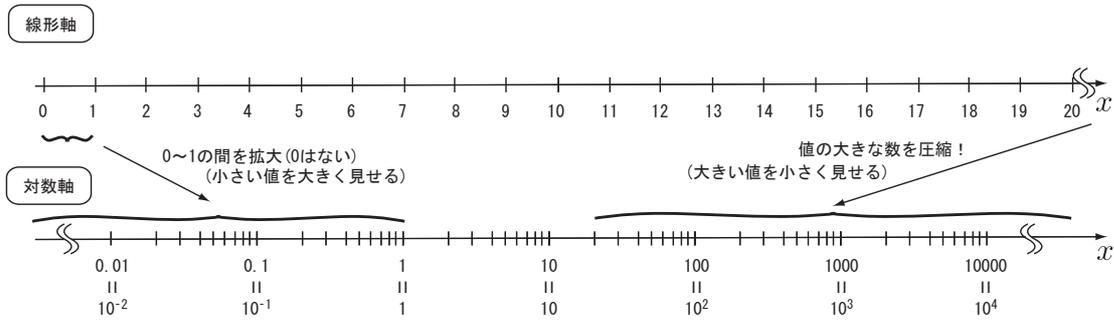


図 2: 線形軸と対数軸の関係

これでもう少しイメージを膨らませましょう。まず対数軸は「線形軸の0~1の範囲を無限に拡大」します。つまり、小さい値をはるかに大きく表示するという事です。(しかし決して0になることはありません。つまり対数軸では0は存在しないのです。) また対数軸は「線形軸のとても大きな値をまるでほとんど変化していないかのように小さく圧縮」します。これは実は我々が日頃お金を勘定するときの考え方と同じです。100円の次は200円で...そのうち1000円になり、その次は2000円で...のような1円、10円、100円、1000円、1万円、10万円、100万円、1000万円、1億円という考え方は対数軸の考え方です。

ではなぜ対数軸はこのような目盛りの取り方をするのでしょうか？それは、この目盛りの取り方によって片対数グラフ(2軸のうちどちらか一方がlogで表されているグラフのこと)上ではlogのグラフが直線になるからです。ではもう少し詳しく見てみましょう。

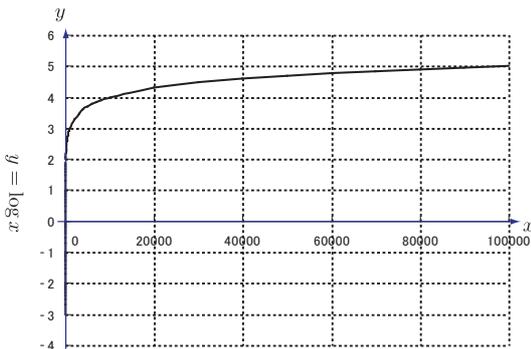


図 3: 線形軸による対数関数表記

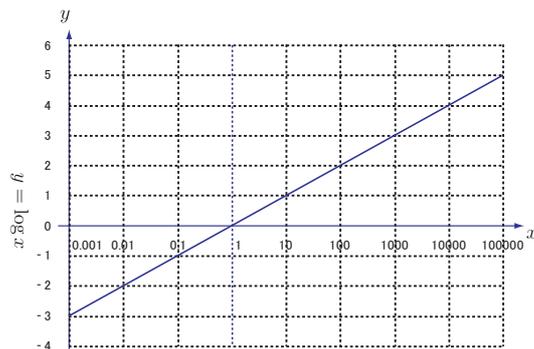


図 4: 片対数軸による対数関数表記

まず $y = \log x$ の関数を線形軸を用いて図3に表してみましょう。 x の値が0から100くらいまでの間に y の値が急激に変化していますが、その変化はほぼ直線となって表されており、よくわかりません。また、 x の値が大きくなると飽和してきます。

これでは、関数の持つ意味を把握する上で不十分です。そこで、 x 軸を対数軸にした片対数グラフで考えてみましょう。同じ $y = \log x$ のグラフを図4に表します。 x 軸の値の変化に注目してください。1の左は0.1、その次は0.01...と続きます。1の右は10、次は100...と続きます。

図4のグラフを見て気付くことと言えば、図3と違って、直線になっていることでしょう。それはlogの性質によります。log x (底が10の常用対数)は x の値が10倍されるごとにその値が1つ増えます。それが直線になるように軸を調整したものが片対数グラフなのです。

このようにすることで、1から左に $\frac{1}{10}$ 倍されるごとに、 y 軸の値が1つずつ減少することが感覚的に理解

できるでしょう。線形軸では表せなかったとても細かい $0 < x \leq 1$ の範囲に対応する y の値が明確にイメージ化されます。

つまり、これが酸・塩基の水素イオン濃度を表すときに \log が使われる理由なのです。酸・塩基において、その指標として扱われるのが、水素イオン濃度です（この場合の濃度はモル濃度 $[\text{mol}/l]$ であり、溶液 $1l$ における水素イオンのモル数で表されます。）。ただ、扱うこの水素イオンのモル濃度は値がとても小さいのです。この小さい値をそのまま線形軸で扱いたくない！（その変化がいまいちよくわからないから！）だから、小さい変化を大きく表せる対数表記を用いるのです。

しかしここで、賢明な皆さんは疑問に思いますよね。何故式 (1) には「-（マイナス）」が付いているのだろうと。これは実は次のようなことなのです。

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= \log[\text{H}^+]^{-1} \\ &= \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \end{aligned} \quad (2)$$

式 (2) を見て下さい。pH というのは実は $\frac{1}{[\text{H}^+]}$ の常用対数を取っているんですね。つまり「 $[\text{H}^+]$ 」の値はあまりに小さいので、そのままでは扱いにくいし、 \log をとってマイナスの値になってしまう。ということは逆に、その水素イオン濃度の逆数 $\frac{1}{[\text{H}^+]}$ は大きい値となるはずで、この値の常用対数をとったものを利用して酸や塩基の度合いを表そう!」ということです。表 1 に $[\text{H}^+]$ と $\frac{1}{[\text{H}^+]}$ の違いを示します。

$[\text{H}^+]$	$\frac{1}{[\text{H}^+]}$	$\log[\text{H}^+]$	$\log \frac{1}{[\text{H}^+]}$
1	1	0	0
10^{-1}	$\frac{1}{10^{-1}} = 10^1$	-1	1
10^{-2}	$\frac{1}{10^{-2}} = 10^2$	-2	2
10^{-3}	$\frac{1}{10^{-3}} = 10^3$	-3	3
10^{-4}	$\frac{1}{10^{-4}} = 10^4$	-4	4

表 1: $[\text{H}^+]$ と $\frac{1}{[\text{H}^+]}$ の違い

1.1.2 pH を表すグラフ

では酸・塩基における常用対数の必要性を見てみましょう。まずは線形軸で考えます。図5を御覧ください。

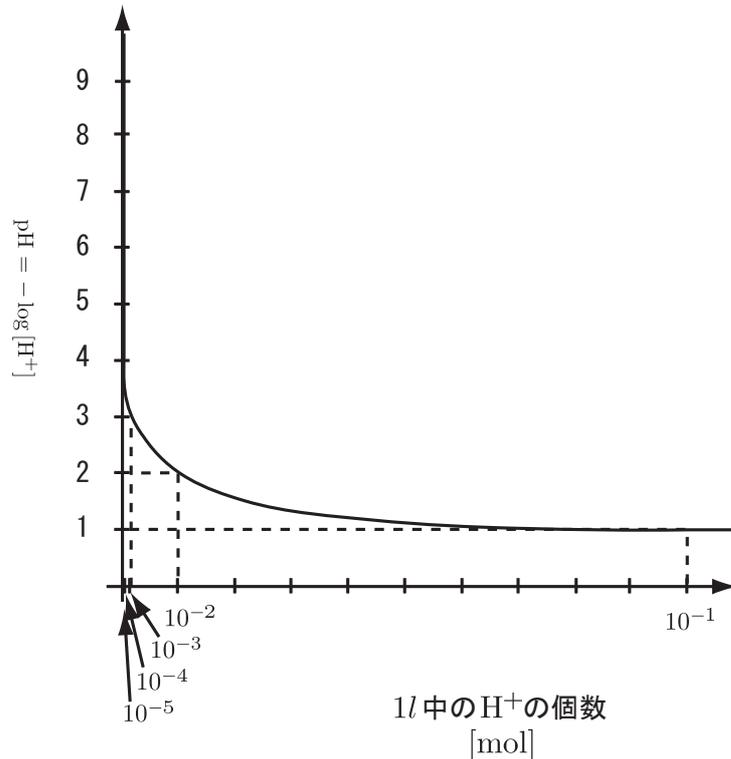


図5: 溶液中の水素イオン濃度 (線形グラフ)

最初に「1l 中の H⁺ の個数」軸 (横軸) を見て下さい。水素イオン濃度が 10⁻¹[mol/l] から 10⁻²[mol/l] に変わる変化は濃度が $\frac{1}{10}$ 倍になっています。そのあたりの変化はまだグラフにおいて余裕なほど見えるからいいですね。でも次の $\frac{1}{10}$ 倍はどうでしょう? さらにその次の $\frac{1}{10}$ 倍はどうでしょう? どんどん差がわからなくなってきました。その先なんて、もう全然変化の差がわかりませんよね。

ではその横軸の変化に対応する縦軸 (pH 軸) を見てみましょう。水素イオンが $\frac{1}{10}$ 倍になると pH の値が一つ上がります。でも図5はどうですか? pH が 3 あたりから急激に立ち上がってしまって、その pH 変化と H⁺ 濃度の関係がよくわかりません。

では、これを対数軸で表すとどうなるのでしょうか？図6を見て下さい。

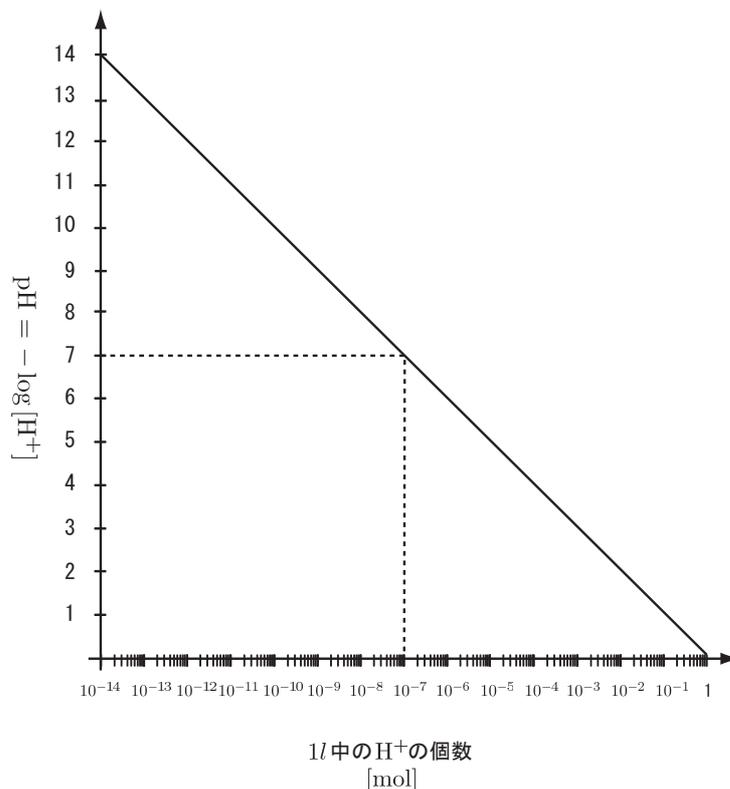


図6: 溶液中の水素イオン濃度 (片対数グラフ)

ちょっと詰め込みすぎましたね。...それにしても対数軸ってすごいでしょ？1の一億分の一は $\frac{1}{10^8}$ 、そのさらに百万分の一が $\frac{1}{10^{14}}$ です。そんな値まで図6程度の軸で表現できてしまうのです。線形軸だと図5のようになってしまって、 $\frac{1}{10^{14}}$ は全く示せませんね。逆に $\frac{1}{10^{14}}$ のあたりを基準に軸を作ると、1なんて、はるか右に存在してしまいます。

そして注目点はそれだけではなかったですよ。先ほど図5では曲線だった $-\log[H^+]$ のグラフが、図6では直線になってしまいました。このように、とても小さい値の変化までしっかりと大きい値の変化のようにみせる(重み付けする)ことで、その変化がイメージしやすくなるわけです。しかし、逆に慣れてないと、これがイメージしにくい原因にもなるのです。

1.1.3 pHに範囲がある理由

なぜ、pHという概念があるのでしょうか？実は水の性質に依るものだったのです。水は25℃では

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

という値を保ちます。実はこの等式は希薄溶液でしか成立しません。その範囲の上限はどちらかの濃度が 1.0 [mol/l] に達するまでです。つまり、 $[H^+]$ や $[OH^-]$ のどちらかが 1.0 [mol/l] を超えると式(3)は成り立たなくなってしまうわけですね。だから、pHの値は0~14までしかありません。¹

¹実際はpHは水素イオンの濃度ではなく水素イオンの活量によるものなのです。ですから、実際はpHが0を下回ったり、14を上回ったりしますが、受験化学において、その領域は問題になりません。

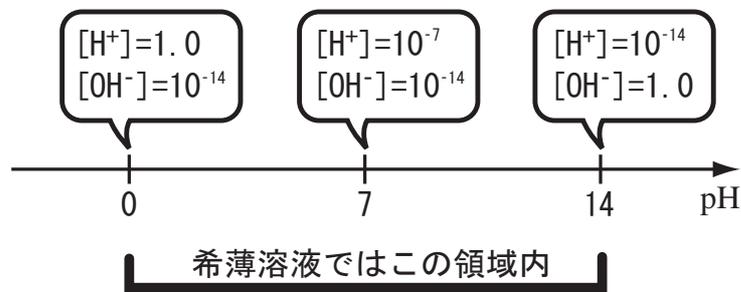


図 7: pH の範囲

1.1.4 水の面白い性質

実は水は面白い性質を持っています。それが、水のイオン積です。...どこが面白いかわからないですよね?でもこのイメージがつかめると、酸塩基はかなり楽に理解できるようになります。だから、ちょっとつきあってくださいね。

水は式(3)のように水素イオン濃度 $[H^+]$ と水酸化物イオン濃度 $[OH^-]$ の積を一定に保ちます。実はこれは、とても面白いことなのです。ではわかりやすいように、最終的に保つ値を 1000 個だと思って図 8 を見てください。ここでは、あえて A と B を合わせて 1000 個を保つとしましょう。A が 500 個だったら、B も 500 個ですね。ちなみに、A が 800 個だったら B は当然 200 個になり、合計はさきほどと同様に 1000 個になります。これだったら直感的にわかりやすかったですね。しかし、水のイオン積はこのように単純にはいきません。では図 9 を見てみましょう。

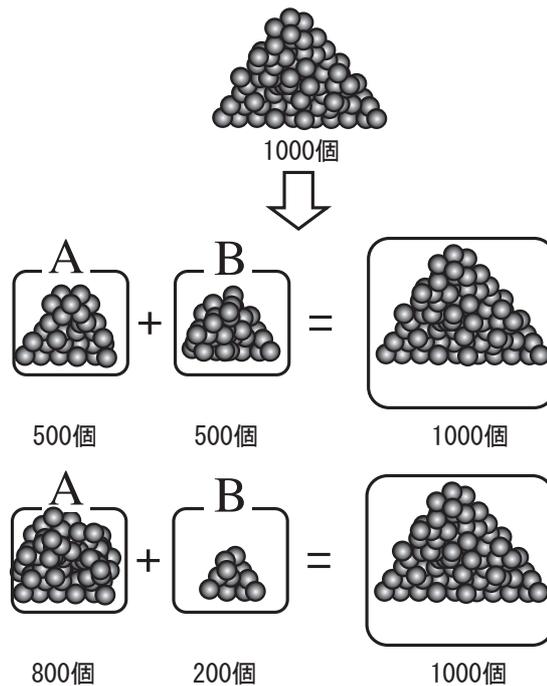


図 8: 和を一定の場合

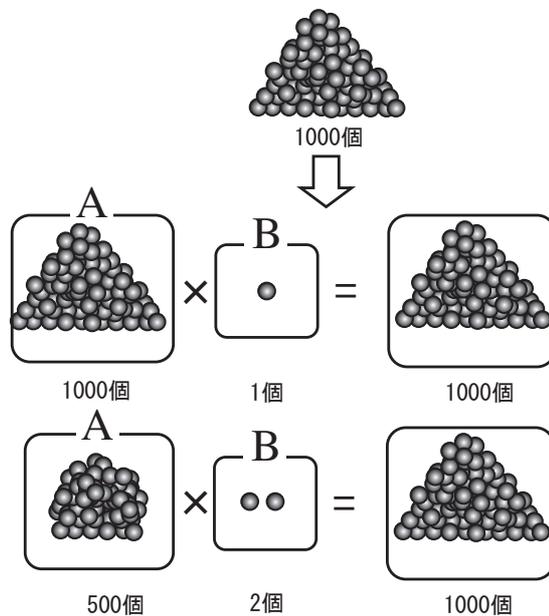


図 9: 積を一定の場合

図 9 では A と B の積を 1000 個に保つようになっています。B が 1 個だったら A は 1000 個になりますが、B が 2 個になった途端 A は 500 個、つまりさっきの半分になってしまいました。そう、水のイオン積はちょうどこの積の値を一定に保つ形でした。つまり水は H^+ と OH^- のモル濃度の積をいつも監視し、常に一定になるようにモル濃度を調整しているのです。 H^+ のモル濃度が 10 倍になると OH^- のモル濃度を $\frac{1}{10}$ 倍にして積を保たなければなりません。一定に保つのが簡単な和に注目して一つひとつを移し変えているわけではなく、あえて一定に保つのが大変な積を選んでいるのですから面白いというか変わってるというか...とても変わった性格ですよ。

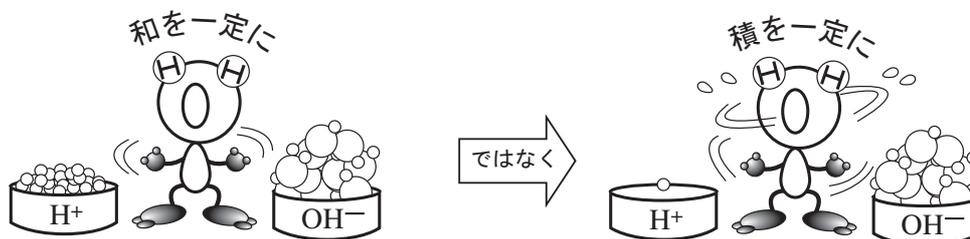
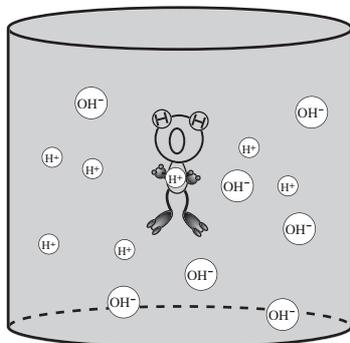


図 10: 水のモル濃度監視の様子

1.2 水の仕事手順

水が実際にどのように感じ、そしてどのように水のイオン積を調整するのか？それはもちろん解りません。しかし、酸・塩基の範囲を学ぶためには、そのイメージをつかむことはとても大事なことです。そこで、問題を解くときに考える水の仕事ぶりのイメージをご紹介します。



水は 25℃ で中性のとき、かならず「水のイオン積」 $10^{-14}[\text{mol}/\text{l}]^2$ を保ちます。

図 11: よし、数はそろってる

H^+ と OH^- のうちどちらかが変化すると、そのうちの大きい方をまず確認します。たとえば HCl が加えられて、 $[\text{H}^+]$ が $10^{-1}\text{mol}/\text{l}$ になったとき図 12 では水溶液の上部にたくさんの H^+ が見えます。水はその H^+ に気がついたようです。

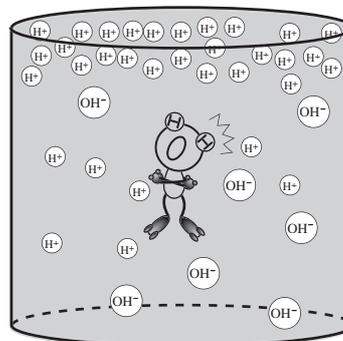


図 12: H^+ がたくさんある！

「水のイオン積」を保つように、 H^+ と OH^- のうち小さい方を調整します。今回は H^+ が急激に増えました。そこで

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}[\text{mol}/\text{l}]^2 \quad (4)$$

この「水のイオン積」を保つために、 $[\text{OH}^-]$ を減らさなくてはなりません。仕方ないので、 OH^- をいくつか パートナー 相棒の H^+ を使って、水に戻してしまいます。

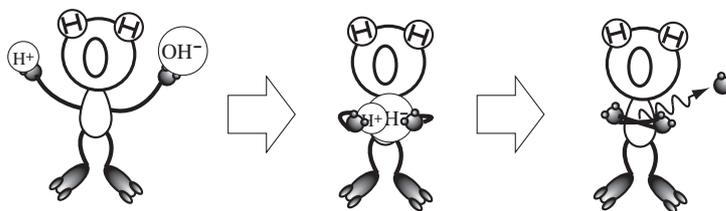


図 13: H^+ と OH^- から水を作るよ～

水は「水のイオン積」を保つことができ、とりあえずお仕事終了です。水はこの一連の動作を常に行います。今回は HCl を加えられて H^+ が増えましたが、そのあと希釈したり、塩基を加えたりして H^+ が減ってしまうと、今度は水が水自身から H^+ と OH^- を生成して「水のイオン積」を保とうとします。わかるでしょうか？

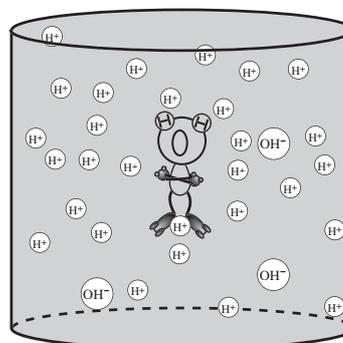


図 14: お仕事終了～

1.3 希釈する

水で薄めることを希釈するといいます。つまり、ある水溶液に水を加えて濃度を小さくするわけです。では、今 pH=1 の塩酸 1l の体積を 10 倍にしたとしましょう²。もともとは pH=1 ですから、塩酸の水素イオン濃度 $[H^+]$ は $10^{-1}[\text{mol}/l]$ ですね。つまり「塩酸 1l 中には水素イオン H^+ が 10^{-1}mol 存在している」わけです。その水溶液の体積を 10l にすると、水素イオンの濃度はどうなるでしょうか？もちろん

$$10^{-1} \times \frac{1}{10} = 10^{-2}[\text{mol}/l] \quad (5)$$

となります。水で 10 倍に薄めたせいで、「塩酸 1l 中に存在する水素イオン H^+ は 10^{-2}mol になった」わけです。ところでこのとき OH^- のモル濃度 $[OH^-]$ はどうなっているのでしょうか？水はもちろんこの水素イオン濃度 $[H^+]$ を監視していたのです。もともと pH=1 ということは

$$\begin{cases} [H^+] = 10^{-1}[\text{mol}/l] \\ [OH^-] = 10^{-13}[\text{mol}/l] \end{cases} \quad (6)$$

であったわけですが、水素イオン濃度 $[H^+]$ が $10^{-2}[\text{mol}/l]$ に小さくなったので、水酸化物イオン濃度 $[OH^-]$ を水のイオン積を一定に保つために変化させなくてはならないわけです。そこで式(3)を保つために変化する $[OH^-]$ を求めてみましょう。水素イオン濃度 $[H^+]$ は $10^{-2}[\text{mol}/l]$ ですから

$$\begin{aligned} 10^{-2} \times [OH^-] &= 10^{-14} \\ [OH^-] &= 10^{-12} \end{aligned} \quad (7)$$

したがって最初の溶液を 10 倍に希釈した水溶液の $[H^+]$ と $[OH^-]$ は

$$\begin{cases} [H^+] = 10^{-2}[\text{mol}/l] \\ [OH^-] = 10^{-12}[\text{mol}/l] \end{cases} \quad (8)$$

となりました...が、ここで皆さんは疑問に思わなかったでしょうか？とりあえず最初の勉強段階で疑問に思わなかったらそれはそれでかまいません。次に進みましょう。もし、より深く突っ込んだ、受験に対応できる知識が欲しい場合は付録 D にお進みください。

1.4 滴定曲線

滴定曲線とは、たとえば強酸である HCl に強塩基である NaOH をビュレットから滴下して中和していくときの pH の移り変わりを示した曲線のことです。

右の実験図を見てみましょう。ビュレット内に NaOH が、下のビーカーには HCl が入っています。便宜上、ビュレットからの滴下量を「1 滴は 0.1ml である」と決めておきます。図中のビュレットから滴下中の 1 滴を拡大している虫眼鏡を見てください。1 滴が $0.1\text{ml} (= 10^{-4} l)$ で、そのモル濃度が $10^{-1}\text{mol}/l$ ですから、その溶液中には NaOH の物質量を $N \text{ mol}$ として

$$\begin{aligned} \frac{N}{10^{-4}} &= 10^{-1} \\ N &= 10^{-5} \text{ mol} \end{aligned} \quad (9)$$

つまり 10^{-5}mol の NaOH が入っています。次に塩酸の物質量を求めてみましょう。下のビーカーの塩酸の体積は $10\text{ml} (= 10^{-2} l)$ なので、今現在塩酸のモル濃度が $10^{-1}\text{mol}/l$ であるとすると、塩酸の物質量 N_{HCl} は

$$\begin{aligned} \frac{N_{\text{HCl}}}{10^{-2}} &= 10^{-1} \\ N_{\text{HCl}} &= 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned} \quad (10)$$

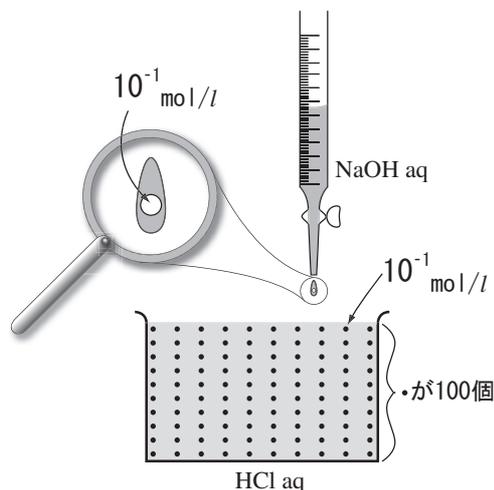


図 15: 中和滴定の実験図

²塩酸とは、塩化水素 HCl を水に溶かした混合物のことです。

つまり、塩酸の物質量は 10^{-3} mol です。これは、ビュレットから滴下される 1 滴に含まれる NaOH (10^{-5} mol) の 100 倍 (つまり 100×10^{-5}) mol に当たります。

1.4.1 NaOH を 1 滴滴下

ビュレットから 1 滴滴下すると



の中和反応が起こるわけですが、1 滴には NaOH が 10^{-5} mol しか含まれてないわけですから、その 1 滴で中和される塩酸の量も式 (11) に示すように反応量は 1:1 の関係ですから、 10^{-5} mol となります。下の表 2 にビュレットから NaOH を 1 滴滴下する前と滴下後の pH や水のコメント等を示します。

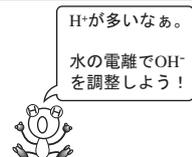
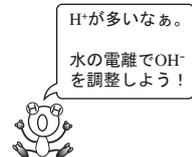
pH	滴下量	溶液中の物質	H ⁺ の濃度 mol/l	水のコメント	OH ⁻ の濃度 mol/l	体積 ml
1	0 滴		10^{-1}		10^{-13}	10
1.01	1 滴		9.8×10^{-2}		1.02×10^{-13}	10.1

表 2: 滴下前と 1 滴滴下後

この表 2 を見て気付いたでしょうか？ 滴下前は、酸による H⁺ が 10^{-1} mol/l となっているので、水は「水のイオン積」を 10^{-14} [mol/l]² に保つために、OH⁻ のモル濃度を 10^{-13} mol/l にしています。

滴下後の各値は溶液の体積が 10.1 ml になっていること、酸による H⁺ の数が 99×10^{-5} mol になっている (NaOH の OH⁻ によって H⁺ が 10^{-5} mol 分中和された) ことに注意して自分で求めてみて下さい。きっと同じように求まるはず。pH は当然式 (1) を用いて求めています。ここで注目して欲しいのですが、1 滴では pH は 0.01 しか増えていませんね。

1.4.2 NaOH の 2 滴目滴下

では NaOH の 2 滴目を滴下するとどうなるでしょうか？ 下の表 3 を御覧下さい。

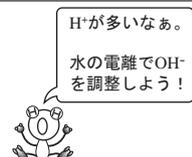
pH	滴下量	溶液中の物質	H ⁺ の濃度 mol/l	水のコメント	OH ⁻ の濃度 mol/l	体積 ml
1.02	2 滴		9.6×10^{-2}		1.04×10^{-13}	10.2

表 3: 2 滴目滴下後

まず滴下された NaOH に含まれていた OH⁻ の物質量は 10^{-5} mol でした。だからその 2 滴目の OH⁻ に中和された H⁺ も当然 10^{-5} mol であり、その結果溶液 10.2 ml 中に存在する H⁺ の物質量は 98×10^{-5} mol と

なります。水はまず 10^{-7}mol/l を超えている多く存在する方から計算して、もう一方の値を決めるのでしたね（水の仕事手順:8 ページ参照）。したがって H^+ の方が大きいので $[\text{H}^+]$ は

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \frac{98 \times 10^{-5}}{10.2 \times 10^{-3}} \\ &= 9.6 \times 10^{-2} \text{ mol/l} \end{aligned} \quad (12)$$

となります。これにより水のイオン積から $[\text{OH}^-]=1.04 \times 10^{-13}\text{mol/l}$ と求められます。pH は式 (1) から

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(9.6 \times 10^{-2}) \\ &= 1.02 \end{aligned} \quad (13)$$

となります。pH の変化はやはりわずか 0.02 です。

1.4.3 NaOH の 90 滴目滴下

では、その後どんどん滴下して行って、90 滴目の滴下を終えたところを考えてみます。

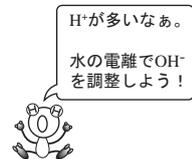
pH	滴下量	溶液中の物質	H^+ の濃度 mol/l	水のコメント	OH^- の濃度 mol/l	体積 ml
2.28	90 滴		5.26×10^{-3}		1.9×10^{-12}	19

表 4: 90 滴目滴下後

表 4 を見て下さい。NaOH を 90 滴滴下した結果、溶液中には酸を示す H^+ の物質量が $10 \times 10^{-5}\text{mol}$ となってしまいました。このときのモル濃度を考えてみましょう。水溶液の体積が 19ml になりました。そこで

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \frac{10 \times 10^{-5}}{19 \times 10^{-3}} \\ &= 5.26 \times 10^{-3} \text{ mol/l} \end{aligned} \quad (14)$$

でもまだ $[\text{H}^+]$ は中性（つまり $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ がつりあった状態）の 10^{-7}mol/l よりも大きいんですね。そこで pH を求めてみると

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(5.26 \times 10^{-3}) \\ &= 2.28 \end{aligned} \quad (15)$$

となります。やっと pH が 2 を超えています。正確にはもうすこし前の 82 滴目を滴下したときに pH=2 を超えますが、ここで言いたいのは、以前 pH の項（2 ページ）で説明したように、pH が 1 から 2 に変わるためにはモル濃度が $\frac{1}{10}$ にならなくてはならないということです。溶液 1l 中の H^+ の物質量が $\frac{1}{10}$ になったから pH が 1 上がったのです。では、次にまた pH が 1 上がるためには 82 滴必要なのでしょうか？

1.4.4 NaOH の 99 滴目滴下

さらに 9 滴滴下してみました。

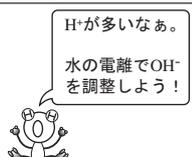
pH	滴下量	溶液中の物質質量	H ⁺ の濃度 mol/l	水のコメント	OH ⁻ の濃度 mol/l	体積 ml
3.3	99 滴		5.025×10^{-4}		1.99×10^{-11}	19.9

表 5: 99 滴目滴下後

表 5 を見て下さい。今度はたった 9 滴しか滴下していないのに pH が 3 を超えています。つまりまた pH が 1 上がってしまっているのです。何故でしょう？それは pH の項（2 ページ）でも説明しましたね。log の性質によるのです。つまり元の値よりも H⁺ のモル濃度（水溶液 1l あたりの溶質の物質質量を表す値）が $\frac{1}{10}$ になれば値が 1 上がるため、結果として H⁺ のモル濃度が小さくなればなるほど NaOH の 1 滴で pH が上がりやすいということになります。

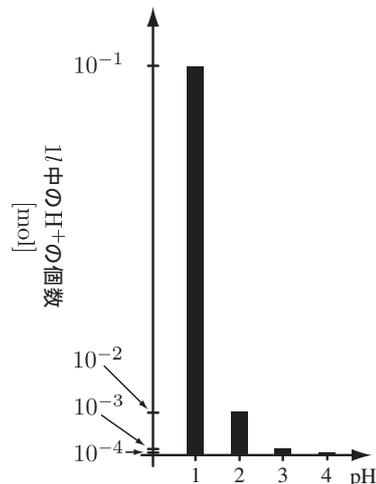


図 16: pH と [H⁺] の関係

右の図 16 を見て下さい。もう少し詳しく説明しておきますと、NaOH 1 滴に含まれる NaOH...つまり OH⁻ の物質質量はずっと変わりません。ということは、pH が 1 のときは、1 滴程度では H⁺ のモル濃度も $\frac{1}{100}$ 程度³しか減少しなかったのに、どんどん滴下していくとそのうち H⁺ の物質質量が元の $\frac{1}{10}$ になった pH=2 の頃から、1 滴で $\frac{1}{10}$ 程度も減少するようになってしまい、ついには 1 滴で減少する H⁺ の値が $\frac{1}{10}$ ではすまなくなってしまうわけです。

1.4.5 NaOH の 100 滴目滴下

あと 1 滴滴下するとどうなるでしょう？

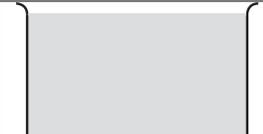
pH	滴下量	溶液中の物質質量	H ⁺ の濃度 mol/l	水のコメント	OH ⁻ の濃度 mol/l	体積 ml
7	100 滴		10^{-7}		10^{-7}	20

表 6: 100 滴目滴下後

水溶液中の HCl による H⁺ がすべて中和されてしまいました。つまり水溶液中には酸による H⁺ も塩基による OH⁻ もないため、水の電離のみによる H⁺ と OH⁻ だけが存在している状態となります。中性状態です。

ここで大事なお話ですが、中和するためには酸によって生じた H⁺ の物質質量と同じだけの OH⁻ を加えてやればよいということです。滴下する NaOH のモル濃度や、元の塩酸のモル濃度などはどうでもいいのです。中和に関してはモル濃度ではなく、物質質量が関係しているということを覚えておいてください。

³何故「程度」という説明にしているのかというと、実際物質質量は $\frac{1}{100}$ 減少するのですが、モル濃度は滴下により体積が増えている分だけ、 $\frac{1}{100}$ っきり減少したりはしないのです。

ところで、お気づきでしょうか？今の1滴でpHがどれだけ変化したのでしょうか？簡単ですね。

$$\Delta\text{pH} = 7 - 3.3 = 3.6 \quad (16)$$

答えは3.6です。最初は1滴で0.1程度しかpHが変化しなかったものが、なんと1滴で3.6も変化してしまったわけです。logで表されるということはこういうことなのです。99滴目で塩酸の方に残っていた H^+ は 10^{-5}mol であり、それはちょうど滴下される1滴の OH^- の 10^{-5}mol と等しく、残念なことに酸による H^+ は 10^{-6}mol という値をとることは出来ず、一気に 0mol にされてしまったのです。残ったのは水の電離による H^+ だけになったわけです。

では次の1滴でpHはどのように変化するのでしょうか？

1.4.6 NaOHの101滴目滴下

さらに1滴滴下してみました。

10.7	101 滴		2.01×10^{-11}	OH ⁻ が多いなあ。 水の電離でH ⁺ を調整しよう！ 	4.98×10^{-4}	20.1
------	-------	--	------------------------	---	-----------------------	------

表 7: 101 滴目滴下後

今度は塩基性に突入してしまいました。当然です！だって水溶液は完全に中性だったところへNaOHを1滴滴下してしまったわけですから。中性状態における H^+ や OH^- のモル濃度である 10^{-7}mol/l よりも多いのは今度は OH^- ですから、水の仕事手順(8ページ)でご説明したように先に OH^- のモル濃度から計算していきます。NaOH 1滴には OH^- が 10^{-5}mol 含まれていますから

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-5}}{20.1 \times 10^{-3}} \\ &= 4.98 \times 10^{-4} \text{ mol/l} \end{aligned} \quad (17)$$

これにより水のイオン積を保つために H^+ のモル濃度は

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \frac{10^{-14}}{4.98 \times 10^{-4}} \\ &= 2.01 \times 10^{-11} \text{ mol/l} \end{aligned} \quad (18)$$

となります。したがってpHは

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(2.01 \times 10^{-11}) \\ &= 10.7 \end{aligned} \quad (19)$$

と求められます。また大きく跳びましたね。pHの変化量は

$$\Delta\text{pH} = 10.7 - 7 = 3.3 \quad (20)$$

です。一見すると疑問に思うかもしれませんが。酸側からの最後の1滴(100滴目)の変化量と塩基側に向かう最初の1滴(101滴目)のpHの跳び方は同じではないのかという思いがおありの方もいらっしゃるでしょう。確かに物質量的変化は同じです。しかしpHはモル濃度で見ますから、当然体積が変化しているとpHの変化量が同じになることはありませんね。したがって、多少のズレが生じます。

つまりこのように今後は塩基側にpHがどんどんと変化していきます。ではこれまでのもまとめて、200滴までの表を表8に示しておきます。見比べながらpHがどのように変化しているかを想像してみてください。

pH	滴下量	溶液中の物質	H ⁺ の濃度 mol/l	水のコメント	OH ⁻ の濃度 mol/l	体積 ml
1	0 滴	・が100個 	10^{-1}	H ⁺ が多いなあ。 水の電離でOH ⁻ を調整しよう！ 	10^{-13}	10
1.01	1 滴	・が99個 	9.8×10^{-2}	H ⁺ が多いなあ。 水の電離でOH ⁻ を調整しよう！ 	1.02×10^{-13}	10.1
1.02	2 滴	・が98個 	9.6×10^{-2}	H ⁺ が多いなあ。 水の電離でOH ⁻ を調整しよう！ 	1.04×10^{-13}	10.2
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
2.28	90 滴	・が10個 	5.26×10^{-3}	H ⁺ が多いなあ。 水の電離でOH ⁻ を調整しよう！ 	1.9×10^{-12}	19
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
3.3	99 滴	・が1個 	5.025×10^{-4}	H ⁺ が多いなあ。 水の電離でOH ⁻ を調整しよう！ 	1.99×10^{-11}	19.9
7	100 滴		10^{-7}	中和点だ！ H ⁺ とOH ⁻ がつりあった 	10^{-7}	20
10.7	101 滴	。が1個 	2.01×10^{-11}	OH ⁻ が多いなあ。 水の電離でH ⁺ を調整しよう！ 	4.98×10^{-4}	20.1
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
11.7	110 滴	。が10個 	2.1×10^{-12}	OH ⁻ が多いなあ。 水の電離でH ⁺ を調整しよう！ 	4.76×10^{-3}	21
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
12.5	199 滴	。が99個 	3.02×10^{-13}	OH ⁻ が多いなあ。 水の電離でH ⁺ を調整しよう！ 	3.3×10^{-2}	29.9
12.5	200 滴	。が100個 	3×10^{-13}	OH ⁻ が多いなあ。 水の電離でH ⁺ を調整しよう！ 	3.3×10^{-2}	30

表 8: pH 変化の理解

1.4.7 pH_{jump}

さきほど説明してきました1滴によるpHの変化を表したのが滴定曲線です。そしてpH_{jump}とは、その滴定曲線において急激に曲線が立ち上がる点のことを指します。何故急激に曲線が立ち上がるのか？それは皆さんはもうイメージできますね？出来ない人はもう一度滴定曲線（10ページ）を読んでみてください。さて滴定曲線のモデルを図17に示しました。確認してみてください。pHを決めているのはあくまでH⁺のモル濃度です。決して物質量ではありませんよ。

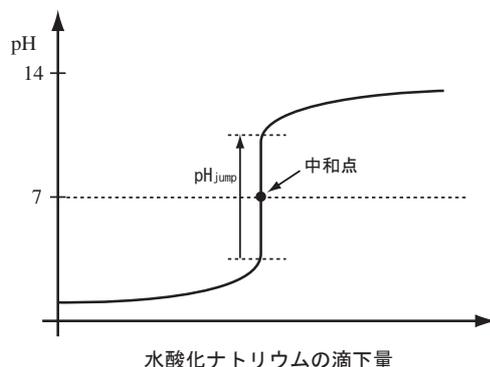


図 17: 強酸を強塩基で滴定

1.5 電離度

皆さんはちゃんと電離度の定義が言えるでしょうか？電離度とは $\alpha = \frac{\text{電離した電解質の物質量}}{\text{溶解した電解質の物質量}}$ と定義されています。つまり溶けた電解質のうち、どれだけが電離したのか？という量です。したがって α の値は $0 < \alpha \leq 1$ となります。 α が1は溶けた電解質すべてが電離したことを表し、 α が0は溶けた電解質が全く電離しないことを表しています。

酸でも塩基でも電離度 α がほぼ1であるものを強酸や強塩基と定義しています。つまり溶けているもののほとんどが電離するため、酸の場合多量のH⁺を、塩基の場合は多量のOH⁻を出します。

	HCl	→	H ⁺	+	Cl ⁻
反応前	10 ⁻¹ mol/l				
反応量	10 ⁻¹ mol/l		10 ⁻¹ mol/l		10 ⁻¹ mol/l
反応後	0 mol/l		10 ⁻¹ mol/l		10 ⁻¹ mol/l

表 9: 塩酸の電離

強酸を例にとって考えてみましょう。表9に示すように、塩酸10⁻¹mol/lが溶けるとほぼ100%が電離して、H⁺を10⁻¹mol/l生成します。したがって、pH=1を示します。強酸性ですね。

次に弱酸を考えてみましょう。酢酸の電離度を $\alpha = 0.01$ とします。つまり、溶けた酢酸のうち、電離しているのは全体の1%というわけです。ではその量的関係を示しましょう。

	CH ₃ COOH	⇌	CH ₃ COO ⁻	+	H ⁺
反応前	10 ⁻¹ mol/l				
反応量	-10 ⁻¹ × 0.01 mol/l		10 ⁻¹ × 0.01 mol/l		10 ⁻¹ × 0.01 mol/l
反応後	0.99 × 10 ⁻³ mol/l		10 ⁻³ mol/l		10 ⁻³ mol/l

表 10: 酢酸の電離の量的関係

表10を見てもわかるように、表9の塩酸と同様のモル濃度の酢酸であるにも関わらず、電離後の溶液中の

H^+ のモル濃度は塩酸の $\frac{1}{100}$ 倍となっています。つまり、pH が 3 なのです。電離度が小さい電解質（弱電解質）の場合、色々困った現象を引き起こします。加水分解や緩衝作用がそうです。ここで加水分解のお話に進む前に、ちょっと小話でもしておきましょう。私の高校の先生が、電池の実験をしようとして強塩基である $Ca(OH)_2$ の水溶液を用意して金属板を差し入れました。いざ実験してみると...電流が流れません。「あれ？おかしいなあ？強塩基は強電解質だから電流が流れるはずなのに...。」

たしかに $Ca(OH)_2$ は強電解質の強塩基です。でも電離度の定義をちゃんと知っているとそのトリックが見えてきますよね？電離度の定義は、溶けた物質のうちどれだけが電離したかの割合です。つまり $Ca(OH)_2$ は溶けたものはほぼ電離しているんです。だけど、溶けにくい物質なんですね。だからその水溶液中にそんなにイオンを生じなかったのがその実験失敗の原因でした。つまり、定義をおろそかにしていると、学校の先生であっても失敗するという事です。

大学入試の問題は、問題演習をどれだけこなしたか？を問いたいわけではありません。どれだけ原理をしっかりと理解しているか？を問いたいのです。そこをしっかりと意識しておく、とても簡単に問題が解けるようになります。

1.6 酢酸の加水分解

では酢酸の加水分解についてお話します。加水分解とは、弱酸や弱塩基の塩を水に溶かしたとき、その一部がもとの酸や塩基に戻ってしまい、そのせいで中性の溶液がわずかに酸性や塩基性を示してしまう現象のことを言います。では、その説明をするために、まず登場人物の説明から始めましょう。

図 18 が、クールな酢酸です。酢酸が着ている服が H^+ を表します。つまり本体が CH_3COO^- で、服が H^+ なので、服を着ている状態が CH_3COOH ということになります。次に図 19 が水酸化ナトリウムです。女性が Na^+ で、抱えているおかしなマネキンが OH^- を表します。つまり、女性がマネキンを抱えている状態で $NaOH$ ということになります。図 20 はマネキン (OH^-) が服 (H^+) を着ています。つまり水の状態です。さらに図 21 は酢酸が服を脱いでいる状態です。ただし、イメージを伝えるためにはちょっと服を脱ぎ放ってもらおうと不都合があるため、自分はちょっと変ですよ！ということアピールするため、脱いでいる服をブンブンと回してもらっています。



図 18: 酢酸

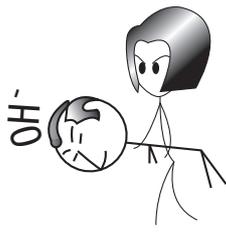


図 19: ナトリウム



図 20: 水のモデル



図 21: 酢酸イオンの状態

では酢酸の加水分解についてお話したいと思います。酢酸は弱電解質という電離度の小さな酸です。つまり CH_3COOH の状態から H^+ を離して CH_3COO^- の状態になるにはなるのですが、なりにくい性質を持っています。電離度は先ほど定義しましたが、そのままのイメージだと「服の脱ぎたがりやすさ」というイメージがぴったりですね。しかし、あえて「変態さんの割合」とイメージしてください。ここで言う変態さんとは、全体の社会には馴染めずちょっと変わったことをしてしまう人のことを言っています。...なぜ電離度を「変態さんの割合」とするかといいますと、まあ後々都合がいいからです。

酢酸の水溶液を考えてみましょう。ほとんどは CH_3COOH ですが、中には CH_3COO^- になっちゃっているものもあります。つまり酢酸は服(H^+)を着てお風呂(水)に入る(溶ける)のが当たり前のみんななんです。なかにはちょっと変わっていて服(H^+)を脱いで入る人(CH_3COO^-)も出てくるわけです。

現実にと考えるとお風呂に服を脱いで入らない方が変に思えますね。しかし例えば日本ではお風呂に入るとき、バスタブにつかって疲れを癒すのは当たり前ですが、アメリカではあまりバスタブにつかるという行為はあまりしません(と聞きます)。土地によって風習は様々ということです。つまり、服を脱いでお風呂に入るか入らないかも、土地や時代を変えるときもしかしたらどちらが常識かはわからないわけですから、一概に服を脱いで入らないからおかしい!とは言えないわけです。

だからもう一度言いますが、「変態さんとは、全体の社会には馴染めずちょっと変わったことをしてしまう人のこと」を言います。何やらアホな話をしていますが、この話が後々すごく重要になってくるので、覚えておいてください。では、酢酸の電離平衡式を見てみましょう。



酢酸の社会では、お風呂に入るとき服を着て入ることが常識となっています。つまり CH_3COOH のままであることが当たり前のわけです。しかしどの社会にも、常識に異論を唱える新しい風が吹くものです。つまり、誰かはこの常識に疑問を持ってしまうんです。

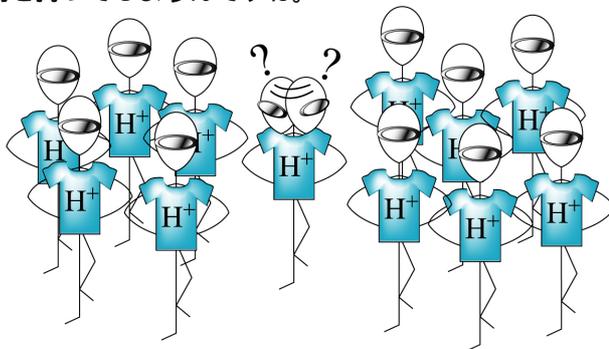


図 22: お風呂の中での着衣に疑問を抱く酢酸

ここで酢酸の電離度を 0.01 としてみましょ。図 18 の酢酸 100 人がいると、1 人は図 21 の状態にいるということです。つまり酢酸の中にはたまに変な気を起こしてしまう子がいるわけです。「みんな真面目すぎる!俺はみんなと違うんだ!」なんていいながら、図 21 の状態になってしまいます。しかし酢酸社会はちゃんとそんな子も許容します。ちょっと変な子が全体の 1% いる状態がむしろ落ち着くのです。そこで、酢酸は変な子がちゃんと 1% いるかどうかを常に意識しています。それが図 23 の状態です。

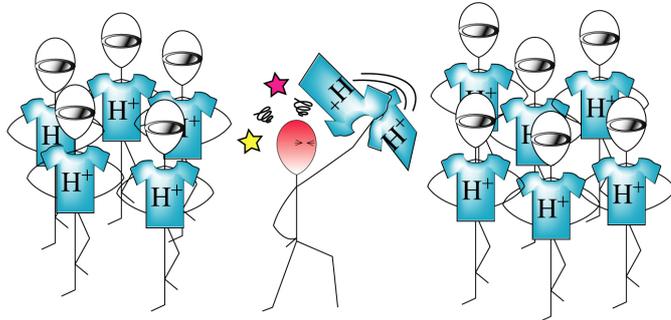


図 23: はじけちゃった

ここに反応の量的関係を持つてくる(酢酸と酢酸イオン)

さてこんな酢酸社会へ水酸化ナトリウムを投入します。水酸化ナトリウム(NaOH)は酢酸イオン(CH_3COO^-)

になって服 (H⁺) をブンブン回している子を見つけます。そうすると、水酸化ナトリウムは持っているマネキン (OH⁻) にその振り回している服 (H⁺) を着せて水 (H₂O) にし、自分は酢酸イオンとカップル (塩: CH₃COONa) になってしまいます。酢酸イオンはヒートモードから一転、落ち着きました。

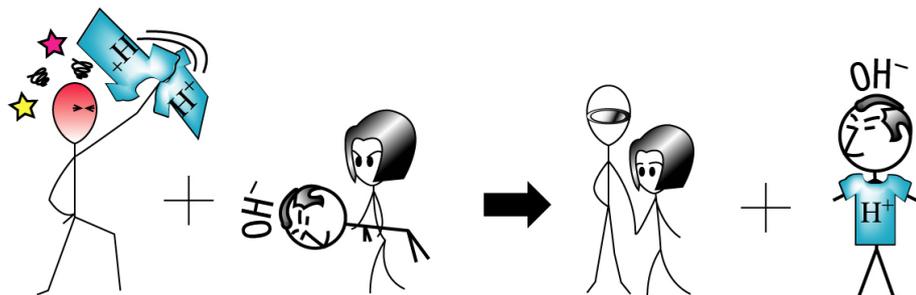


図 24: 酢酸ナトリウム

式 (22) では、CH₃COO⁻ ではなく CH₃COOH で書いてあることにちょっと疑問に思う方もいるかも知れませんね。そこで、ちょっと説明しておきます。実際に水酸化ナトリウムを投入したとき水酸化ナトリウムが持っていた水酸化物イオン (OH⁻) と反応する (中和する) H⁺ は、酢酸の一部が CH₃COO⁻ + H⁺ と電離したときの H⁺ です。化学反応式はイオン式のような ^{プラス}+ や ^{マイナス}- を使ってはいけませんので



とは書きません。だから、式 (22) のように表されるのです⁴。でもちゃんとどういう意味なのかはイメージしておいてください。

さて、暴れていた子がいなくなって酢酸社会も落ち着いて一件落着かと思いきや、事はそううまくは運ばないのです。暴れていた酢酸イオン (CH₃COO⁻) が見事にカップルとして成立し、落ち着くと逆に酢酸社会が落ち着きません。「暴れてる子が1% いないぞ?」

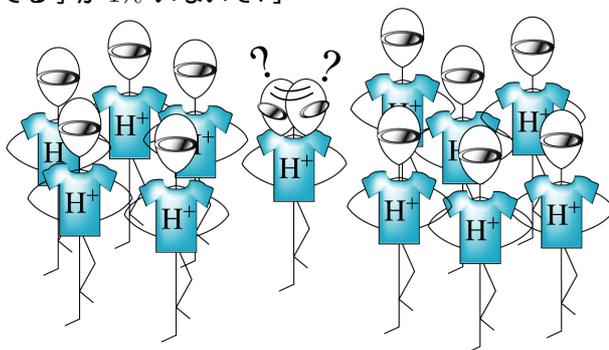


図 25: 暴れてる子がいなくて戸惑う酢酸社会

そうすると、また疑問に思う子が出てくるわけで、その子がまた服を回し出します。図 23 に戻ります。このようにして、また水酸化ナトリウムが投入され、暴れている子が落ち着き、酢酸社会がざわつき、また暴れる子が出てきて水酸化ナトリウムが投入され...と続くわけです。さて、この中和はどこまで続くのでしょうか? そう、酢酸社会に残る酢酸が全て暴れる子に変わって、さらにその子がカップル成立するまで水酸化ナトリウムの中和は続くのです。...さあ、そのすべての酢酸が中和された平和 (中性) な世の中になりました。これで一件落着! しかし...またまたそううまくはいかないのです。

⁴ ついでに言っておきますと、水中では CH₃COONa もこのような形で存在しているわけではありません。CH₃COO⁻ + Na⁺ となっています。

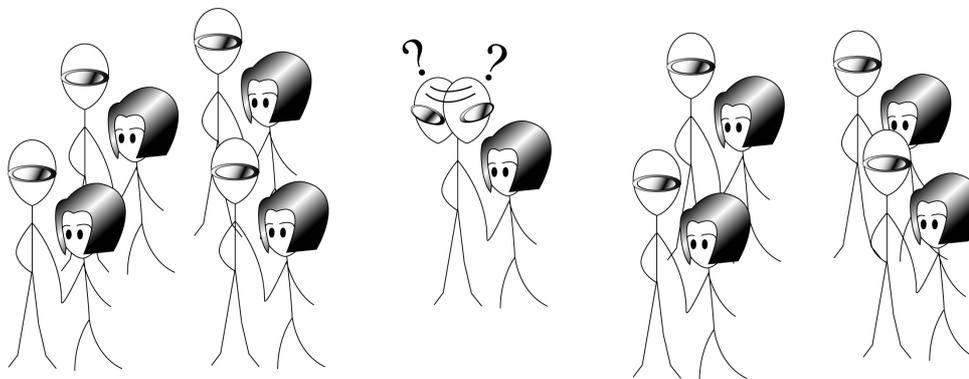


図 26: アレ? おかしいぞ?

みんなカップルばかりの平和な世の中になってしまうと、実は落ち着かない酢酸イオン（カップルとなっているうちの1人）が出てきます。そう電離度はまさしく「変態さんの割合」でしたね。つまり、どうしてもみんなと違うことをしたい人が出てくるんです。そこでカップルになっている酢酸イオン（ CH_3COO^- ）のうち1人がナトリウムイオン（ Na^+ ）を捨ててマネキン（ OH^- ）から服（ H^+ ）を奪い、酢酸（ CH_3COOH ）に戻ってしまいます。



図 27 と式 (24) を見比べてください。図 27 には酢酸イオン（ CH_3COO^- ）の相手だったナトリウムイオン（ Na^+ ）が見えるのに、式 (24) には見えませんね。でもそれは当然なのです。式は両辺に同じものがあると、結局それは反応に関与しなかったものとみなして消してしまうのです。だから (24) にはナトリウムイオンの存在が消されてしまっているんですね。...さて、もう一度式 (24) を見てみましょう。酸の性質を持っていた酢酸がすべてカップルになったおかげで中性の世の中だったのに、水（マネキン + 服）から酢酸イオン（ CH_3COO^- ）が服（ H^+ ）を奪った結果、マネキン（ OH^- ）本体が露出していますね。つまり、 H^+ と OH^- がつりあっていた中性の世の中で、 OH^- がわずかに多く存在してしまうこととなります⁵。このことを酢酸の「加水分解」といいます。

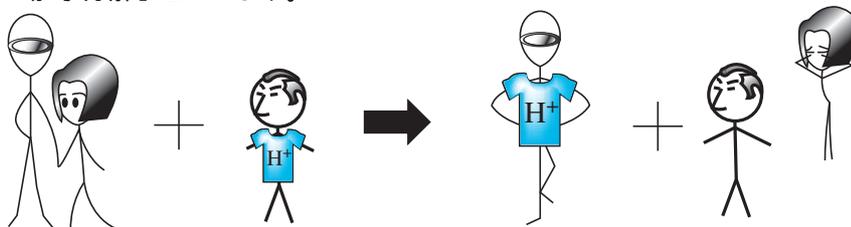


図 27: 酢酸復活

こうして、せっかく H^+ と OH^- のバランスのとれた中性の世界が作れても、酢酸の「変態さんの割合」が若干悪さをして、結局ちょっと塩基性を示してしまうわけです。この、酢酸の「みんなとちょっと違ったことがしてみたい!」という欲求が、加水分解という形で現れるわけです。

さて、イメージがわかったところで、今度はもう一度式でイメージしてみましょう。まず 0.1mol/l の酢酸水溶液を作ります。電離度を $\alpha = 0.01$ としますととなります。つまり、全体の 1% の酢酸が CH_3COO^- となって H^+ を出したわけです。このとき、pH は 3 となります。

⁵なぜ、わずかになのなのでしょう？実は酢酸が電離して酢酸イオンを作る割合よりもなお小さい割合でしか酢酸イオンから酢酸に戻っていないのです。詳しくはまた弱酸の電離平衡などを扱うところで説明します。

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
反応前	10^{-1} mol/l				
反応量	$-10^{-1} \times 0.01 \text{ mol/l}$		$10^{-1} \times 0.01 \text{ mol/l}$		$10^{-1} \times 0.01 \text{ mol/l}$
反応後	$0.99 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$		10^{-3} mol/l		10^{-3} mol/l

表 11: 酢酸の電離の量的関係

ここで、この水溶液に水酸化ナトリウム (NaOH) を加えていきます。そうすると



という反応が起こり電離していた酢酸が水酸化ナトリウムに中和されて塩を作って落ち着きました。(CH_3COOH と表現されてますが、実際は酸として働いていた $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ のことでしたね。)

そうすると、また平衡が右に移動してどんどん $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ を作っていきます。それを水酸化ナトリウムが中和して...、最終的にすべての酢酸が $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ になって、それが水酸化ナトリウムによって中和されて反応が終了するのですでしたね。

さて、式 (25) の反応が進行し、全ての酢酸が塩になりました。そうすると、その塩を形成している酢酸イオンのうちの一部がもう一度酢酸に戻ります。



これはどのくらい戻るのかというと、化学平衡の分野をしっかりと理解しないとわからないので簡単には答えられないのですが、酢酸の電離度よりも小さい値でしか戻らないとだけ説明しておきます。つまり、全ての塩のうちの 1% よりももっと小さい値だということです。

こうして、酢酸ナトリウムという塩のうちわずかですが、いくらか酢酸イオンが酢酸に戻ってしまうので、酢酸を水酸化ナトリウムで中和した水溶液の中和点は、式 (26) で示されるように OH^- を生成し、弱塩基性を示します。わかりましたか？

A 分数のイメージ

以前から、どうも化学や物理が出来ない人は分数のイメージがとてつもなく弱い人が多いと思っています。そこで、小学生のときから何度も何度もやってきている分数について説明します。

分数の基本的な定義は「分母の基本単位量（普通は1）に対する分子の値」です。これではイマイチしっくりときませんね。そこでイメージを交えて解説します。

今ホールケーキが1個あったとしましょう。図29にそのケーキを示します。ケーキに見えるか見えないかが問題ではありません（^^）。さてそのケーキを8人で分けることとします。さて一人分はいくらでしょう？

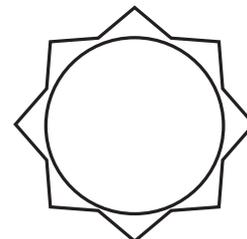


図 28: ケーキ

何アホな問題を聞いているだろう？と思ったことでしょう。そう、すぐに答えは出ますよね。

$$N = \frac{1}{8} \quad (27)$$

さて、式(27)で求めた $\frac{1}{8}$ とは何を表していますか？...もちろんすぐに答えられますよね？一人当たりのケーキの個数です。答えられなかった人は単位を示してもわからないでしょうか？

$$\begin{aligned} N &= \frac{1[\text{個}]}{8[\text{人}]} \\ &= \frac{\frac{1}{8}[\text{個}]}{1[\text{人}]} \end{aligned} \quad (28)$$

おそらく化学や物理が苦手な人はこの単位が読めていません。では単位の読み方を考えてみましょう。単位は分母が基本です。そこで式(28)ですと、分母の単位が[人]、分子の単位が[個]ですから、「1人あたりケーキは何個か」を表していることになります。物理の速度 v の単位は[m/s]ですから、「1s(秒)あたり何m進むか」という値ですし、電界 E の単位は[N/C]ですから「単位正電荷+1C(クーロン)あたり何N(ニュートン)の力が生じるか」という値です。単位をきちんと読めてこそその理系です。しっかりとマスターしましょう。

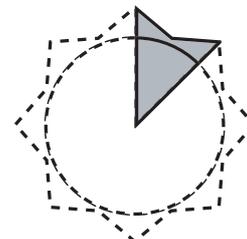


図 29: $\frac{\text{ケーキ}}{1人}$

ところで、式(28)からはまだ読み取ってほしい情報があります。それは「8人で割ったにもかかわらず、結局求めるのは1人あたりの値」ということです。つまり、分数は結局割合を求めているわけですから、何かの単位で割ると、結局その単位の基本量1に対する分子の単位で示される量の割合が求まるということなのです。

これは実はとても大事なことです。何故分母の基本単位量あたりと考えるのでしょうか？(別に特別なこととは言いませんよ？1個のケーキを8人で割ったら、求めた $\frac{1}{8}$ というのは1人あたりのケーキの個数と表しますよね。何故ですか？ってことです。)

実は分母の基本単位量あたりで出しておく(今回は1人あたり)では3人では？と聞かれたらその3倍。10人では？と聞かれたらその $\frac{1}{8}$ を10倍しておけば瞬時に求まるからです。つまり、速度も電界も基本単位量(1[s]や1[C])あたりの分子の単位の値([m]や[N])を求めておけば、任意の値(例えば3[s]や-5[C])であっても、すぐに掛け算で求められるから便利なんです！この考え方もとても重要です！

しかし分数の考え方で、上の単位から読む方式が使えない場合があります。それが単位のそろった「割合」です。この場合の割合とは「ある基準の値に対して、現在の値は何倍にあたるのかを示す量」のことで、もちろん上の分数の考え方も割合なのですが、この単位が等しい割合は、単位の出てこない割合なので、では例を見てみましょう。

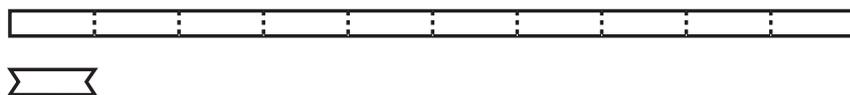


図 30: リボンの問題

長さ 1[m] の生地があります。その生地から長さ 10[cm] のリボンは何本取れますか？という問題、小学生のときにやりましたよね？この問題の場合

$$N = \frac{1}{0.1} \left[\frac{\text{m}}{\text{m}} \right] = 10 \quad \text{単位無し} \quad (29)$$

となります。単位が出てきませんね。当然です。同じ単位で割りましたから。つまりこれは先ほどの分数のように単位からは一見分かりませんが、それでも考え方は同じです。結局は分母においた、基準となるもの（今回は 10cm）に対して、現在比較された分子はどれくらいか（今回は 10 倍）という割合が求まるのです。

割り算は実際問題を解く上で、この上なく重要でかつ有益なものです。しっかりとマスターしておいてください。

B 様々な濃度

質量%濃度やモル濃度、質量モル濃度などの変換は皆さんが苦手とするところだと思います。そこで、まずちょっとした説明をさせていただきます。右の図 31 をご覧ください。

水溶液のモデルを表しています。正確にはちょっとおかしいですね。水溶液ですので、溶質は沈殿していないはずですが、でもそれだと溶質が表し辛いので、私の場合はあえて溶質を見る形で沈殿させて考えます。

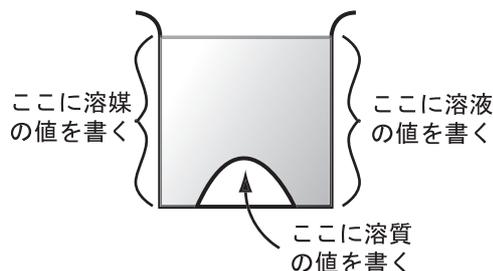


図 31: 水溶液の各値の表し方

ビーカーの右には全体の溶液（溶質 + 溶媒）の値を書きます。このとき単位は求める値により g だったり l だったりします。下にはその水溶液内の溶質を書きます。このときの単位は求める値により g だったり、mol だったりします。ビーカー左には溶媒を書き込みます。この値は質量モル濃度にしか使いません。単位は g か kg を書き込みますが、質量モル濃度に用いるのはもちろん kg です。

B.1 質量パーセント濃度

では一つひとつの高校化学で扱う濃度を見ていきましょう。まずは質量パーセント濃度です。単に濃度といわれた場合も大抵はこの質量パーセント濃度のことを指します。（基本的には化学では単位をちゃんと書きますので、それを見ればどの濃度なのかは瞬時に判断できます。）

質量パーセント濃度の表し方を図 32 に示しました。これは実は小学生のときから皆さんが食塩水の濃度などで扱ってきた濃度のことなのです。だから、あまり説明する必要も無いかも知れませんが…。求める式は

$$\text{質量パーセント濃度} = \frac{\text{溶質の質量 [g]}}{\text{溶液の質量 [g]}} \times 100 \quad [\%] \quad (30)$$

となりますが、大事なことは

- 分母分子の単位はどちらも [g]
- 分母は溶液の質量

の 2 つです。しかし一番大事なのは、この式のイメージです。式 (30) が言っているのは「溶質の質量は溶液の質量のどれくらいの割合を占めているのか」です。式が語っているイメージを的確に把握してください。そしてこれだけ解っていれば、あとはちゃんと計算することで間違えることはなくなります。

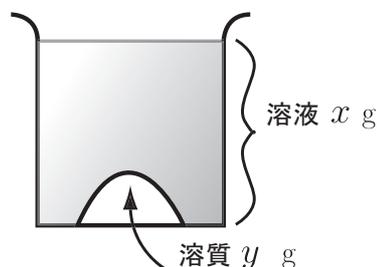


図 32: 水溶液の各値の表し方

B.2 モル濃度

高校化学で扱う濃度の中で最も大事な濃度はこのモル濃度です。様々な場面でこのモル濃度を目にすると思います。そしてモルのイメージ、さらにはこのモル濃度のイメージが曖昧なために、一体何が大事かわからず問題の答えを見て暗記する...という事態に陥りかねないくらいとても大事な濃度です。ここでしっかりとイメージをつけておきましょう。

モル濃度の表し方を図 33 に示します。

$$\text{モル濃度} = \frac{\text{溶質の物質質量 [mol]}}{\text{溶液の体積 [l]}} \quad [\text{mol/l}] \quad (31)$$

となります。大事なことは

- 分母は溶液の体積。単位は [l]
- 分子は溶質の物質質量。単位は [mol]

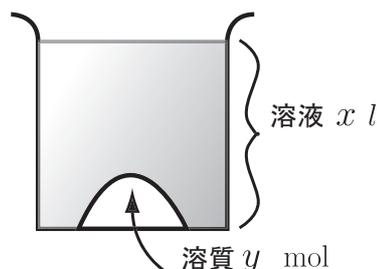


図 33: 水溶液の各値の表し方

の 2 つです。質量パーセント濃度と同様に、一番大事なのはこの式のイメージです。式 (31) が言っているのは「溶液 1l 中に溶質が何個入っているか」です。(いまいちピンとこない人は、「分数のイメージ」が曖昧なことが原因ではないかと考えられます。付録の分数のイメージの項 (22 ページ) をご覧ください。) 酸塩基で pH を求めるのに使われているのもこのモル濃度ですね。しっかりとイメージを覚えてください。

B.3 質量モル濃度

質量モル濃度は、「沸点上昇・凝固点降下」のところではしか出てきません。ということはそこまでやらない人には必要ありません。そこまで到達した人は、ちゃんとイメージをつけておきましょう。

質量モル濃度の表し方を図 34 に示します。

$$\text{質量モル濃度} = \frac{\text{溶質の物質質量 [mol]}}{\text{溶媒の質量 [kg]}} \quad [\text{mol/kg}] \quad (32)$$

となります。大事なことは

- 分母は溶媒の体積。単位は [kg]
- 分子は溶質の物質質量。単位は [mol]

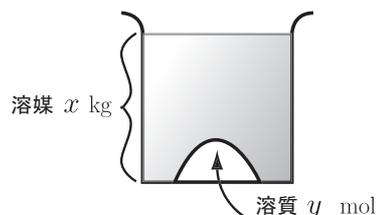


図 34: 水溶液の各値の表し方

の 2 つです。この式のイメージは「溶媒 1kg 中に溶質が何個入っているか」です。

C 比重

比重について、あまり勉強されないみたいなので、ここであえて説明しておきます。比重と密度とは、厳密には異なるものです。密度は $\text{密度} = \frac{\text{質量}}{\text{体積}}$ で定義されていますので、化学において多くは $[\text{g}/\text{ml}]$ (または $[\text{g}/\text{cm}^3]$) で表されます。比重は何か基準の密度に対して、対象の密度がどれくらいかという比で表します。普通、水の密度 ($1[\text{g}/\text{ml}]$) を基準にしますので水銀の密度を $13.5[\text{g}/\text{ml}]$ とすると水銀の比重は

$$\frac{d_{\text{Hg}}}{d_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{13.5}{1} = 13.5 \quad (33)$$

となります。つまり、比重は $\frac{\text{密度}}{\text{密度}}$ ですので、単位はありません。しかし前述のように普通は水 ($1[\text{g}/\text{ml}]$) を基準にしていますので比重に $[\text{g}/\text{ml}]$ の単位を付けてあげるだけで、密度を表すようになります。

比重と密度は別物ということをしかりと理解しておいてください。

D 希釈の罠

本当の意味での希釈は 10 ページの計算のように単純にはいきません。水の電離式を見てみましょう。



OH^- を増やすにはどうしても同時に H^+ を増やさなくてはなりません。ですから、 $\text{pH}=1$ の塩酸 1l の体積を 10 倍にしたとすると、 $[\text{H}^+]$ はもちろん $10^{-2}[\text{mol}/\text{l}]$ になりますが、水のイオン積を $10^{-14}[\text{mol}/\text{l}]^2$ に保つために生じるのは OH^- だけではなく、表 12 のように H^+ も生じてしまいます。今まさに希釈した瞬間で、まず塩酸による H^+ の mol 濃度 $[\text{H}^+]$ が $10^{-2}\text{mol}/\text{l}$ に減った瞬間、水がどのように「水のイオン積」を保とうとするかを表しています。

	H_2O	\longrightarrow	H^+	$+$	OH^-
電離前			$10^{-2}\text{mol}/\text{l}$		$10^{-13}\text{mol}/\text{l}$
電離量	$-x\text{mol}/\text{l}$		$x\text{mol}/\text{l}$		$x\text{mol}/\text{l}$
電離後			$(10^{-2} + x)\text{mol}/\text{l}$		$(10^{-13} + x)\text{mol}/\text{l}$

表 12: 水の電離の量的関係

そこで、生じた H^+ と OH^- のモル濃度を x とすると、 $[\text{H}^+]$ は $(10^{-2} + x)[\text{mol}/\text{l}]$ 、 $[\text{OH}^-]$ は $(10^{-13} + x)[\text{mol}/\text{l}]$ となります。水の電離前と電離後を書いてないのは、水は溶媒として大量にあり電離における水の濃度変化は無視できるほど小さいからです。ここで、もともと $[\text{H}^+]$ と $[\text{OH}^-]$ との間には 10^{-11} 倍 (つまり 1000 億倍) もの差があったわけですから、 OH^- が多少増える程度の変化は H^+ にとっては取るに足りない誤差レベルですので、 $[\text{H}^+] = (10^{-2} + x)[\text{mol}/\text{l}] \approx 10^{-2}[\text{mol}/\text{l}]$ と近似します (計算を楽にするため)。そこで、電離平衡後の OH^- のモル濃度 $[\text{OH}^-]$ は

$$\begin{aligned} [\text{H}^+][\text{OH}^-] &= 10^{-2} \cdot (10^{-13} + x) = 10^{-14} \\ x &= 9 \times 10^{-13} \end{aligned} \quad (35)$$

したがって、 $[\text{OH}^-] = 10^{-13} + 9 \times 10^{-13} = 10^{-12}[\text{mol}/\text{l}]$ となるわけです。

さて、表 12 では水のイオン積を保つように水が電離したわけですが、ここでよく考えてみてください。なぜ水は電離して、水素イオンと水酸化物イオンを増やしたのでしょうか? 電離平衡式から



というように、減らす方向に動いてもよかったのではないのでしょうか? でもそれではだめなんですね。では考えてみましょう。

塩酸を 10 倍に希釈した時点で $[H^+]$ は $10^{-2}[\text{mol/l}]$ となっています。このとき式 (36) のように OH^- を減らす方向へ動くと、もちろんそれに伴って H^+ も減りますがその減少量は現在の H^+ のモル濃度に比べて無視できるほど小さく、現時点で十分小さかった $[OH^-]$ はさらに小さくなってしまいます。しかし $[OH^-]$ のもととが $[OH^-]=10^{-13}[\text{mol/l}]$ のため、減少したあとの OH^- のモル濃度を $\alpha 10^{-14}[\text{mol/l}]$ ($0 < \alpha < 10$) として

$$[H^+][OH^-] = 10^{-2} \cdot \alpha 10^{-14} = \alpha 10^{-16}[\text{mol/l}]^2 \quad (0 < \alpha < 10) \quad (37)$$

となります。 α は条件のように $0 < \alpha < 10$ の範囲にあるものですから、式 (37) は 10^{-14} よりもかならず小さくなってしまいますのです。ですから、水で希釈したときに、希釈する以前の H^+ と OH^- のうちモル濃度の小さかった方が、余計に減る方向へ平衡が移動することはありません。逆に言うと

水で希釈したときは、 H^+ と OH^- のうち、もともとモル濃度の小さかった方を増やすように水が電離すると言えます。

さて、さきほど表 12 において、電離平衡後の $[H^+]$ に関して、 OH^- が多少増える程度の変化は H^+ にとっては取るに足らない誤差レベルですので、 $[H^+]=(10^{-2} + x)[\text{mol/l}] \doteq 10^{-2}[\text{mol/l}]$ と近似すると言いました。でもこれは常に成り立つ近似式なのでしょうか？

実はそうではありません。 $[H^+]$ が 10^{-5}mol/l 以上であれば問題ありませんが、それ未満になってくると、この近似式は成り立たなくなってしまうのです。なぜなら、この近似式的前提条件である「 OH^- が多少増える程度の変化は H^+ にとっては取るに足らない誤差レベル」という条件が成立しなくなっているからです。つまり、水の電離によって生じる OH^- の増加に伴う H^+ の増加が、もともと塩酸によって生じていた H^+ のモル濃度からみても誤差ではなくなるということです。

では $\text{pH}=5$ である塩酸を 10 倍に希釈してみましよう。まずは多い方が減少することを考えるんでしたね (忘れてる場合は 8 ページの「水の仕事手順」を御覧下さい)。