

中和と酸塩基滴定 I 酸塩基の定義

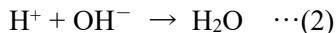
中和と酸塩基滴定についての講義です。なんか簡単そうに思える単元ですが、個人的に、中和と酸塩基の単元は用語の定義なのか使い方なのか、本当に適切なの？という印象があります。みなさんはどうでしょうか？そのあたりを私なりの言葉で何回かにまとめてみました。それでは I 酸塩基の定義から始めます。

中和とは、酸と塩基が反応して互いにその性質を打ち消しあい、塩と水が生成する反応と定義されています。中和の定義は 1 つしかありませんが、酸と塩基の定義はたくさんあります。ググればわかりますが、Lavoisier の定義、Solvent system の定義、Lux-Flood の定義、Mulliken の定義など他にもいくつもあります。

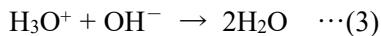
Arrhenius の定義によると “水中で H^+ を生じる物質が酸” で、 “水中で OH^- を放出する物質が塩基” であるというのは中学でも取り扱いがあるので分かりやすいですね。式(1)に示したのが代表的な酸塩基反応であり中和反応です。



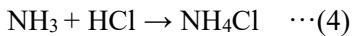
でも実際は、HCl、NaOH、および NaCl はそれぞれ水中で電離しているので、中和反応は本質的には式(2)で表されています。



これも特に問題はありませんね。あるいは、式(3)でしょうか。これも特に問題はないでしょう。



Brønsted-Lowry の定義では “ H^+ を他の分子に与える物質が酸” で “ H^+ を他の分子から受け取る物質が塩基” です。この定義に従うと式(4)に示したように、気体のアンモニア NH_3 と気体の塩化水素 HCl との反応で水が生じない塩化アンモニウム NH_4Cl が生成する反応も酸塩基反応であり、中和反応となりますね。これが高校化学から習う酸塩基反応ですね。

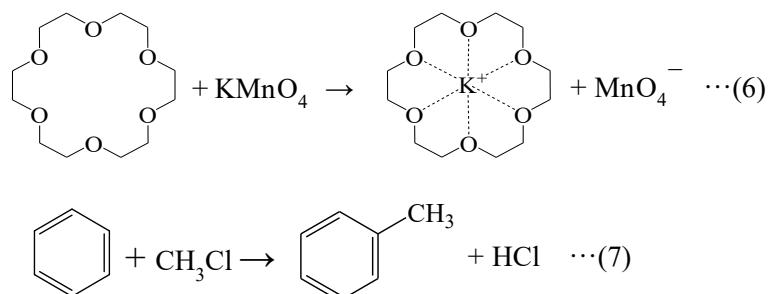


酸や塩基という物質は、電離すると陽・陰イオンになるというイメージがありました。でも、この定義に従うと式(5)に示したように、イオン自身を酸や塩基として扱うことができます。



さらにこの Brønsted-Lowry の定義によれば、式(4)に示したように、水溶液中だけでは無く気体での反応のように非水溶液中における反応にも使えるようになりました。さらに中和反応は酸性や塩基性の打ち消し合いでは無く、物質自身における定義になりました。

高校での取り扱いはありませんが、大学では Lewis の定義を学びます。“非共有電子対を受け取る物質が酸”であり“非共有電子対を与える物質は塩基”であると定義されています。したがって、式(6)の錯体形成反応や式(7)の置換反応も酸塩基反応と解釈して、中和として記述することができてしまいます。高校化学ではさすがにこれはいらないかな。



さらにもっと極端なのが Usanovich の定義です。“酸は H^+ あるいは陽イオンを放出する物質、または陰イオンあるいは電子と結合できる物質”であり、“塩基は陰イオンあるいは電子を放出する物質、または H^+ あるいは陽イオンと結合する物質”となります。したがって、酸化剤と還元剤はそれぞれ、酸と塩基となります。つまり酸化還元反応は酸塩基反応であり中和反応となります。というかこの定義に従うと、ほとんどの化学反応が酸塩基反応になってしまいます。というわけで、本当はちゃんとした定義のようですが、なんでもありになってしまないので Usanovich の定義は放っておきましょう。

高校化学では、Arrhenius の定義と Brønsted-Lowry の定義を取り扱っています。その違いをしっかりと理解しておいてください。Arrhenius の定義は、酸塩基反応は水溶液の中だけで起こることを含んでいます。また、酸性は H^+ から生じる性質で、塩基性は OH^- から生じる性質という直観的にもわかりやすい定義ですね。Brønsted-Lowry の定義は、酸塩基反応は水溶液中以外でも起こる反応であり、酸や塩基は中性の物質だけでなくイオンもその対象になることを示しています。Brønsted-Lowry の定義は有機化学でよく取り扱われる“弱酸の遊離反応”が起こる原因でもあります。単に H^+ の授受だけで終わらないように注意してください。