

5.6 水溶液における反応の化学量論

一般溶液化学量論

普通の反応は、塩と CO₂ ガスを生成する金属炭酸塩と酸水溶液との反応で、不調の胃に、良く知られた治療薬を摂取するとき起こる反応です(Fig. 5.10)(4.9 章)。

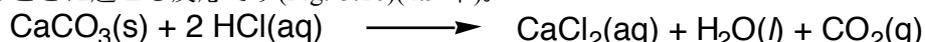


Fig. 5.10 胃酸過多の市販治療薬は金属炭酸塩を含み、消化器官にある酸、塩酸水溶液と反応します。最もはっきりした生成物は CO₂ ガスです。

亜鉛は容易に塩酸水溶液と反応して水素ガスと塩化亜鉛の水溶液を生成します。

0.750 M の HCl 25 mL と完全に反応させるのに必要な CaCO₃ の質量を求めることを考えてみましょう。一つの反応物が容積と濃度で与えられている以外、これまでに示した化学量論の問題と同じ方法で求めることが出来ます。従って、まず HCl のモル数を知る必要があります、

$$0.025 \text{ L HCl} \times (0.750 \text{ mol HCl} / 1 \text{ L HCl}) = 0.019 \text{ mol HCl}$$

そしてこれを CaCO₃ のモル数と関係づけます。

$$0.019 \text{ mol HCl} \times (1 \text{ mol CaCO}_3 / 2 \text{ mol HCl}) = 0.0094 \text{ mol CaCO}_3$$

最後に、CaCO₃ のモル数をグラム質量に換算します。

$$0.0094 \text{ mol CaCO}_3 \times (100.0 \text{ g CaCO}_3 / 1 \text{ mol CaCO}_3) = 0.94 \text{ g CaCO}_3$$

化学者は研究や製品開発の過程で、そのような計算を何度も行います。236 頁の示したスキームに従い、数字の単位に気を付けると、濃度を含むどんな種類の化学量論計算も巧く出来ます。

例題 5.8 溶液中の反応の化学量論

練習問題 5.13 溶液化学量論

問題を解く鍵と考え方

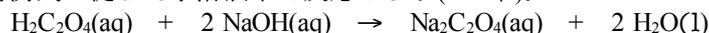
5.7 溶液を含む化学量論計算

滴定

化学量論を習って、(1) 反応の均衡式、および(2) 反応物の正確な量が分かると、反応で消費し、生成する物質の量が計算できることを確信したと思います。これが混合物のある成分の量を決定、**定量分析化学 (quantitative chemical analysis)**の方法の本質です。

クローバーの葉より単離された酸が分子式 H₂C₂O₄ を持つと例題 5.6 に示されています。この化合物は**蓚酸**と呼ばれ、塗料や繊維の製造、金属処理、写真術に用いられ、産業的に重要です。

今、蓚酸の試料を分析し、その純度を確かめるよう求められたとします。化合物は酸ですから、塩基、水酸化ナトリウムとその均衡式に従って水溶液中で反応します(4.8 章)。

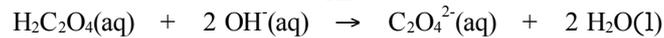


NaOH との反応で次のような条件が満たされると、ある試料中にどれだけ蓚酸があるか答えられます：

1. 加えられる水酸化ナトリウムの量が溶液の全ての蓚酸と反応するのにちょうど充分である時を示すことができる。
2. 反応の完結点で加えられた水酸化ナトリウム溶液の容積が分かっている。
3. 水酸化ナトリウム溶液の濃度が分かっている。

Fig. 5.11 水溶液の酸を塩基で滴定。(a) ビュレット、0.1 mL の目盛りの付いた容量分析器具を濃度既知の塩基の水溶液で満たします。(b) 塩基をゆっくりビュレットから溶液に滴下します。(c) 指示薬の色の変化が当量点です。

これらの条件は Fig. 5.11 のシリーズの写真に示された手順、**滴定 (titration)**で満たされます。蓚酸の溶液を酸-塩基指示薬と一緒にフラスコにいれます。**指示薬 (indicator)**は分析に用い、反応が完結すると色が変る色素です。この場合、色素は酸性溶液では無色で、塩基性溶液ではピンクです。正確に濃度の分かった水酸化ナトリウムの水溶液をビュレットに入れます、ビュレットは普通、容量 50 mL、0.1 mL 単位で目盛りがついている計量管です。ビュレットの水酸化ナトリウムをフラスコの酸性溶液にゆっくり加えると、酸は正味のイオン反応式に従って塩基と反応します。



いくらかでも酸が溶液にあると、ビューレットから供給される塩基は消費され、指示薬は無色のままです。しかしある点で、加えられる OH^- のモル数が酸によって供給された H^+ のモル数に正確に等しくなります。これが**当量点(equivalence point)**です。この点に達した時点を示すために酸塩基指示薬、前に述べた色素が滴定の前に溶液に加えられたのです。塩基が最少量過剰に加えられると、溶液は塩基性となり、色素は色を変えます(Fig. 5.12)。

Fig. 5.12 赤キャベツのジュースは溶液の酸性度が変わると色が変わります。溶液が強い酸性の場合、ジュースは赤い溶液になります。溶液がより酸性でなくなると(塩基性になると)、色は赤から青紫そして黄に変わります。赤キャベツのジュースは天然の指示薬です。

滴定で当量点に達した時、滴定の最初から加えた塩基の容量をビューレットの目盛りを読むことで決定できます。この容量と塩基の濃度から用いた塩基のモル数が分かります。

それで、均衡式の化学量論係数を用いて、加えた塩基のモル数を元の試料にあった酸のモル数に関係づけます。

例題 5.9 酸-塩基滴定

例題 5.9 では滴定に用いられた塩基の濃度は与えられています。実際には、これも普通、事前の測定で分かっている必要ありません。分析試薬の濃度を定める手続きを**標準化(standardization)**と言います、これには二つの方法があります。

一つは純粋な固体の酸又は塩基の試料(**第一標準(primary standard)**として知られている)を正確に量ることです、そしてこの試料を標準化しようとする酸や塩基の溶液で滴定する方法です(Fig. 5.10)。溶液を標準化する別の方法は既に標準化された溶液で滴定する方法です。この方法は化学薬品会社より購入された標準溶液を使ってよく行われます。

例題 5.10 酸-塩基滴定

練習問題 5.14 酸-塩基滴定

練習問題 5.15 塩基の標準化

酸-塩基滴定は定量化学分析に極めて有効です、この章の終わりのいくつかの設問がその領域を示してくれます。しかし滴定が、塩基と反応する酸を用いてのみなされると思っはけません。酸化-還元反応、4章で述べた別の組の反応も滴定による化学分析に非常に役に立ちます。なぜならこれらの反応の多くは水溶液中で急速に完結し、当量点を見つける方法があるからです。

例題 5.11 滴定に酸化-還元反応を用いる

Fig. 5.13 酸化-還元反応を含む滴定。ここで Fe^{2+} イオン(還元剤)の溶液を KMnO_4 (ビューレット中の酸化剤)水溶液で滴定します(a)。 KMnO_4 を溶液に加えると、鉄(II)イオンは酸化され、濃い紫の KMnO_4 溶液は還元されます(b)。生成物(Fe^{3+} と Mn^{2+})はほぼ無色です。当量点を一寸過ぎたところで、少し過剰の KMnO_4 を加えると、溶液は薄い紫色を呈します(c)。

練習問題 5.16 滴定に酸化-還元反応を用いる

酸化-還元反応は酸-塩基反応と同様に化学分析に明らかに有用です。しかし分析にどんな反応を用いても、定量分析法として反応を利用する前に、必要な化学量論因子を知るために、均衡化学反応式(少なくとも、鍵になる反応物と生成物の化学量論関係)を知っていなければなりません。

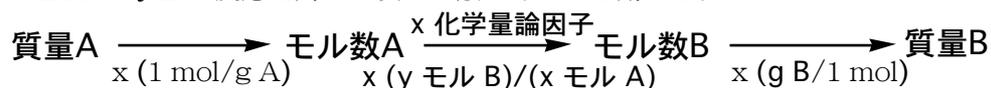
第 5 章のハイライト

- 均衡した化学反応式を用いて、反応物と生成物の化学量論を完成させる(5.1 章)。

均衡した化学反応式を用いて一方の反応物あるいは生成物の質量から他方の反応物あるいは生成物の

質量を計算する。(5.1 章)

$x A \rightarrow y B$ の反応に対して次の一般スキームを用いる。



- 反応物の内、どちらが**限定反応物質**であるか決定する(5.2 章)。
- **実験収量、理論収量、百分(パーセント)収率**の違いを知り、収率を計算する(5.3 章)。
百分(パーセント)収率 = [実験収量(g)] / [理論収量(g)] x 100%
- 化学量論を用いて混合物を分析し、未知化合物の実験式を知る(5.4 章)。
- **モル濃度**を理解し、溶液のモル濃度を計算する(5.5 章)。溶液の溶質の濃度をモル濃度単位で表すと
モル濃度(C_{molarity}) = [溶質のモル数] / [溶液の体積(リットル)]
- ある決められたモル濃度の溶液を調製する。(5.5 章参照)
- 溶液の濃度を用いて化学量論の問題を解く(5.6 章)
- **滴定**および、**標準規定溶液の調製**の方法を理解し、滴定データより反応物の量又は濃度を計算する。