

化学

3.2 酸と塩基の反応

(1) 酸・塩基

(a) 酸・塩基と水素イオン・水酸化物イオン

アレニウスの定義……酸は水酸化中で電離して水素イオンを生じる物質であり、塩基は水酸化物イオンを生じる物質である。

酸…… HCl , H_2SO_4 など。リトマス紙を青色リトマス紙を赤に変え、マグネシウムや亜鉛と反応して水素を発生させる。これはオキソニウムイオン H_3O^+ ($HCl + H_2O = H_3O^+ + Cl^-$)によるもので、一般的には H_2O を省略し、 H^+ と書くことが多い(水素イオンと呼ばれる)。

塩基…… $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$ など。赤色リトマス紙を青に変え、酸とよく反応する(中和反応)。アルカリと呼ばれるものは、塩基の中でも特に水に溶けやすいものの通称である。

酸と塩基の違い

	酸	塩基
発生するイオン	オキソニウムイオン H_3O^+ (水素イオン H^+)	水酸化物イオン OH^-
リトマス紙	青→赤	赤→青
BTB 溶液の色	黄色	青

電離……酸や塩基がイオンに別れること。以下に主な電離の化学反応式を示す。

塩酸： $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ 硫酸： $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$ 硝酸： $HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$

水酸化ナトリウム： $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$ 水酸化カリウム： $KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$

水酸化カルシウム： $Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2OH^-$

(b) 酸・塩基と水素イオンの授受

ブレンステッドの定義……酸は水素イオンを与えることができる物質であり、塩基は水素イオンを受け取ることができる物質である。

例： HCl の場合 $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

右向き： $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ 酸： HCl 塩基： H_2O

左向き： $HCl + H_2O \leftarrow H_3O^+ + Cl^-$ 酸： H_3O^+ 塩基： Cl^-

ブレンステッドの定義では、酸と塩基は相対的なものであり、相手によって変化する。

(c) 酸・塩基の強さ

同じ濃度でも、酸の種類によって強さは異なる。その理由は、水素イオン(オキソニウムイオン)の濃度が異なるためである。

酸の電離度(α) = $\frac{\text{電離している酸の濃度}}{\text{溶解した酸の濃度}}$

強酸：電離度が1に近い

弱酸：電離度が1より遥かに小さい

また、一般に、濃度が薄くなると電離度は大きくなる。

(d) 酸・塩基の価数

酸の価数……酸1分子中に含まれる水素原子のうち、電離して水素イオンになることができる水素原子の数。

1価： HCl , HNO_3 , HCO_3COOH など 2価： H_2SO_4 , H_2CO_3 , $H_2C_2O_4$ など 3価： H_3PO_4 , H_3BO_3 など

塩基の価数……電離可能な水酸化物イオンの数。

1価： $NaOH$ など 2価： $Ca(OH)_2$ など 3価： $Al(OH)_3$ など

(e) **水の電離**……水も、極めて僅かにではあるが電離している(濃度は $1 \times 10^{-7} \text{ mol/l}$ くらい)。 $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
水のイオン積……水の電離の化学平衡定数のこと。文字 K_w で表し、水素イオンと水酸化物イオンの濃度の積によって求められる。

$$K_w = K[H_2O] = [H^+][OH^-] \quad \text{純粋な水のイオン積} : K_w = 1 \times 10^{-14} [\text{mol/l}] \quad \text{※}[\]\text{は濃度を表している(復習)}$$

イオン積は、温度が $\left\{ \begin{array}{l} \text{一定だと変わらない} \\ \text{上昇すると大きくなる} \\ \text{下降すると小さくなる} \end{array} \right.$

(f) **水素イオン指数(pH)**……物質中に含まれる水素イオンの濃度を示す。単位は pH で、物質の酸性、アルカリ性の度合いを示す。 $-\log[H^+]$ または $\log \frac{1}{[H^+]}$ で求められる。 $pH = -\log[H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$

以下に酸性・中性・塩基性の物質の水素イオン濃度と水素イオン指数を示す。

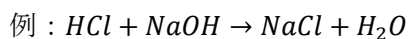
	水素イオン濃度	水素イオン指数
酸性	$[H^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ mol/l} > [OH^-]$	7 より大きい
中性	$[H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/l} = [OH^-]$	7
塩基性	$[H^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ mol/l} < [OH^-]$	7 未満

(g) pH の測定と指示薬

指示薬……英語では Indicator と書き、In で表現する。pH による色素の変化を利用して、pH を測定する。

(2) 中和と塩

(a) **中和反応**……酸と塩基を混ぜると、お互いの性質を打ち消し合い、中性に近づいていく。



H^+ と OH^- が 1:1 で過不足なく起こると、中性になる。それ以外では、 $\left\{ \begin{array}{l} H^+ \text{が多い} \rightarrow \text{酸性} \\ OH^- \text{が多い} \rightarrow \text{塩基性} \end{array} \right.$

(b) 塩の種類と性質

塩の種類……正塩、酸性塩、塩基性塩の 3 種類がある。**あくまで化学式の組成による分類であり、塩の水溶液の性質ではない。**それぞれの性質を以下に示す。

	電離できる H^+	電離できる OH^-	代表的な塩
正塩	残っていない	残っていない	$NaCl$
酸性塩	残っている	残っていない	$NaHCO_3$
塩基性塩	残っていない	残っている	$Mg(OH)Cl$

また、中和によってできた塩が電解質なら、それは強電解質になる。

加水分解……水を加えることによる分解。酸性塩、塩基性塩には、水に溶かすと加水分解を起こし、水溶液がそれぞれ酸性、塩基性を示すものがある。全ての酸性塩、塩基性塩が加水分解を起こすわけではないので注意。

(c) 中和反応の量的関係

- 反応式の係数の比と酸及び塩基の物質量の比は等しい。
- 酸・塩基が溶液の場合は、その溶液に含まれる物質量の比が等しい。

濃度を $M [\text{mol/l}]$, 体積を $V [\text{cm}^3] = \frac{V}{1000} [\text{l}]$ とすると、物質量は $\frac{MV}{1000} [\text{mol}]$ となる。

(d) 中和滴定

(1) 酸・塩基の濃度と体積の関係

	濃度 $[\text{mol/l}]$	価数	体積 $[\text{cm}^3]$	H^+ の物質量 : $\frac{aMV}{1000} [\text{mol}]$
酸性	M	a	V	OH^- の物質量 : $\frac{a'M'V'}{1000} [\text{mol}]$
塩基性	M'	a'	V'	

完全に中和されたとき： $aMV = a'M'V'$

(2) **中和滴定**……中和するときの酸・塩基の濃度と体積の関係式を用い、濃度未知の酸または塩基の濃度を決めるときの実験操作。酸の場合は塩基、塩基のときは酸を点滴みたいに入れていく。結局行き着くのは計算問題。例や計算は面倒なので省略。

(3) **滴定曲線**……滴定した試薬の量と滴定中の溶液の pH をグラフ化したもの。

中和点……滴定曲線において、急激に pH が変わる地点。指示薬によって対応している pH が違うため、使い分けることが中和点を見極めるのに重要である。

3.3 酸化・還元反応

(1) 酸化還元

酸化……空気中で物が燃えること。↓炎属性萌え萌えアタック(アニメ『ディーふらぐ!』より)



画像サイズが無駄にでかいのは愛嬌。製作者が友達から原作借りてるせいではないぞ！ぜ、絶対違うからな！

還元……酸化物から酸素を取り除くこと。

基本的には、 $\left\{ \begin{array}{l} \text{酸素} \\ \text{水素} \\ \text{電子} \end{array} \right\}$ の授受によって分けられる。

(a) 酸化還元と酸素・水素 (b) 酸化還元と電子

観点	酸素	水素	電子
酸化された	物質が酸素と化合した	物質が水素を失った	物質が電子を失った
還元された	酸化物が酸素を失った	物質が水素と化合した	物質が電子を受け取った

(c) **酸化数**……酸化還元の判定の指標。イオン結合、共有結合の区別なく、酸化還元を説明する。

1. 単体中の原子の酸化数は0とする
2. 単体原子イオンの酸化数はイオンの価数に等しい
3. 化合物中の酸素原子の酸化数は-2, 水素原子の酸化数は+1とする(必ず+-の符号をつける)
4. 多原子イオン中の原子の酸化数の総和はイオンの価数に等しい

(d) 酸化数と酸化還元

物質中の原子の酸化数が増加したとき、その物質またはその原子が酸化されたといい、
物質中の原子の酸化数が減少したとき、その物質またはその原子が還元されたという。

(e) 酸化剤・還元剤

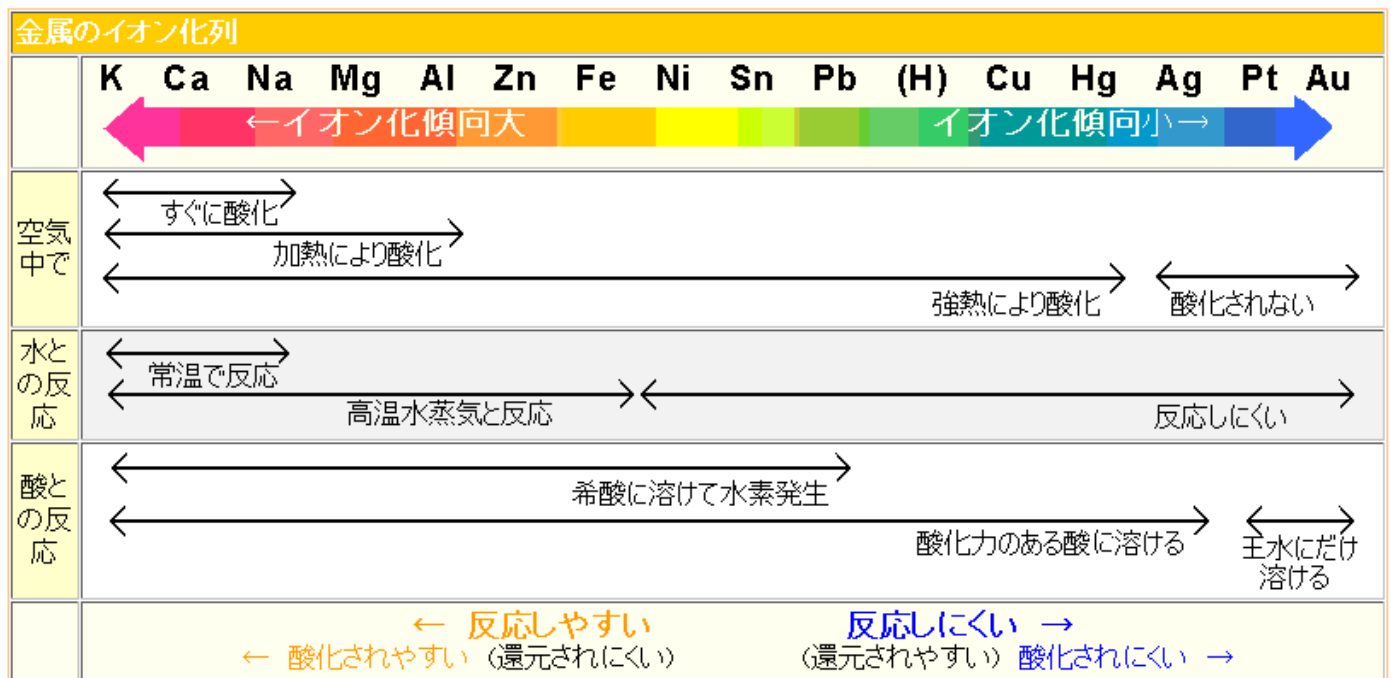
	酸化剤	還元剤
他の物質を	酸化する	還元する
自分自身は	還元されやすい	酸化されやすい

～～授業の都合上、(f)は飛ばされました(多分)～～

(g) 金属のイオン化傾向

イオン化傾向……金属をその金属イオンを含む水溶液に浸すと、金属は溶け出してイオンになろうとする。溶けるといってもシュワちゃんは全く関係ない。全ての金属は固有のイオン化傾向を持つ。

イオン化列……主な金属のイオン化傾向の順を示したもの。



語呂合わせは「貸そうかな、まああてにするな、ひどすぎる借金」

貸そう (K) か (Ca) な (Na)、ま (Mg) あ (Al) あ (亜鉛:Zn) て (鉄:Fe) に (Ni) する (Sn) な (鉛:Pb)、ひ (H) ど (銅:Cu) す (水銀:Hg) ぎる (銀:Ag) 借 (白金:Pt) 金(金:Au)となっている。

(2) 電池……化学変化のエネルギーを電気エネルギーに変換し、電力として取り出す装置。ビリビリ言うな！



pixiv って偉大だね。

電池の構成……負極、電解液、正極の3種類。このうち負極は酸化され、正極は還元される。

(a) **ボルタ電池**……ボルタが考案した電池。ボルタは、電圧の単位ボルト(V)の元ネタである。

電池図……電池の構成を示す図。負極、電解液、正極を書く。ボルタ電池の電池図：(-)Zn | H₂SO₄ | Cu(+)

反応種：ZnとH⁺

両極での反応

負極(Zn)：Zn → Zn²⁺ + e⁻ 正極(Cu)：2H⁺ + 2e⁻ → H₂

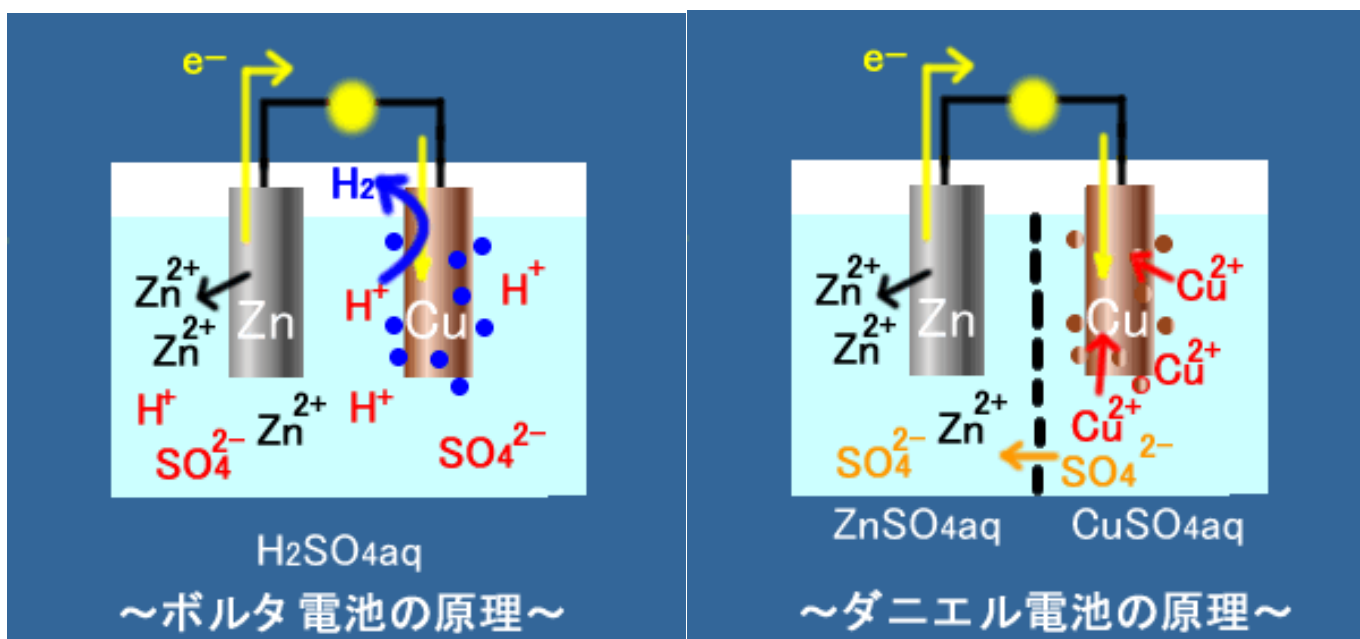
電解液にZnが溶け出す(負極の反応)。

時間経過により、電流が流れなくなる。原因は以下の2つ。

H₂がCu電極に付着することによる反応妨害 逆起電力の発生(H₂ → 2H⁺ + 2e⁻)

この現象を電池の**分極**という。

減極剤……分極を防ぐ酸化剤。



ダニエル電池(右上)……ボルタ電池を改良し、起電力を低下しにくくした(水素による分極が起こらない)電池。

(b) **マンガン電池**……歴史が古い。携帯用で、広範囲に利用されている。内部構造は右図参照。

電池図：(-)Zn | ZnCl₂, NH₄, Cl | MnO₂, C(+)

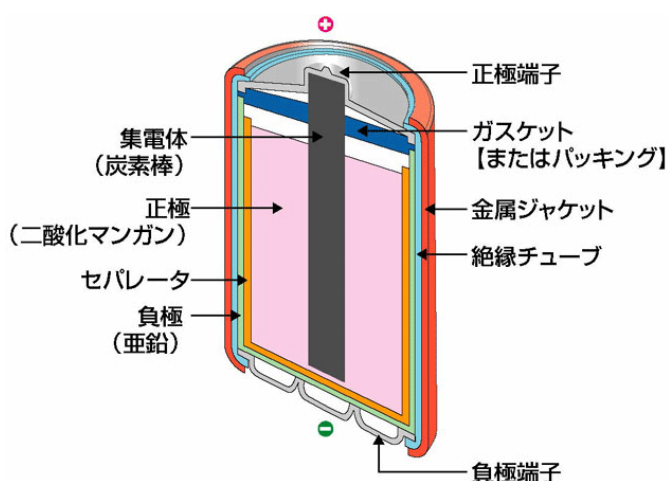
起電力：1.5V

負極：Zn → Zn²⁺ + 2e⁻

正極：MnO₂ + NH₄⁺ + e⁻ → MnO(OH) + NH₃

マンガン電池の反応はめちゃくちゃ複雑で、上に書いたのはその一部に過ぎない。

放電により生成した負極のZn²⁺、正極のMnO(OH)、NH₃は、電解液中のNH₄、ZnCl₂などと更に反応して他の化合物になり、主反応が持続するようになっている。



(3) **電気分解**……電解とも。電解質水溶液、溶融塩(熱して液体にした塩)に2つの電極を入れ、電気を通じることによって行われる。

	接続	電子	反応
陽極	電源の正極	電極へ与える	酸化
陰極	電源の負極	電極から受け取る	還元

電気分解の法則……電気分解における物質の変化量と電気量との間には、以下の関係が成り立つ。

- 電気分解により変化する物質の量は、通じた電気量に比例する。
- 一定の電気量で変化するイオンの物質量は、イオンの価数に反比例する。

電気量……単位は **C(クーロン)**。1A で 1s 流れたときの電気量が 1C である。

ファラデー定数……電子 1mol あたりの電気量。文字 **F** で表す。

電子 1 個の電気量 : 1.602×10^{-19} [C/個] アボガドロ数 : 6.02×10^{23} [個/mol]

$$F = 1.602 \times 10^{-19} \times 6.02 \times 10^{23} = 9.65 \times 10^4 \text{ [C/mol]} \quad \mathbf{F = 9.65 \times 10^4 \text{ [C/mol]}}$$