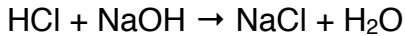
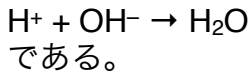


酸塩基反応の実際



は、実際にはHClもNaOHも水に溶けた時点で電離して H^+ , Cl^- , Na^+ , OH^- になっているし、生成物のNaClも電離している。つまり、実体としての酸塩基反応は、



中和

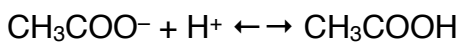
酸と塩基が過不足なく反応して、塩ができること。

酸と塩基の(モル数×価数)が等しくなること。

中性になることではない。

弱酸と強塩基の反応では、中和しても中性にはならない。

例)酢酸 CH_3COOH と水酸化ナトリウム NaOH が中和すると CH_3COONa 水溶液ができるが、酢酸の電離度が小さいため、



という平衡で、 CH_3COO^- イオンが水中の H^+ を奪って

CH_3COOH に戻ってしまう。そのため水素イオン濃度が下がって、中和点でややアルカリ性になる。

酸化と還元

酸化とは酸になること？

鉄が水と反応して酸化する(さびる)と酸化鉄 Fe_2O_3 (赤錆)

Naが水と反応すると酸化して NaOH ！

酸化還元反応の例

鉄が錆びる。木が燃える。呼吸する。消化する。光合成。ナトリウムが水と反応する。電池が電流を生じる。単体が化合物になる。 etc.

典型的な化学反応のほとんどが酸化還元反応。

大きなエネルギーを生み出す。

酸化と還元は必ず同時に起こる。何かが錆びる時には、別の何かが還元されている。

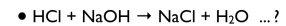
鉄が錆びる時には、酸素が還元されて酸化物イオンになる。

酸化還元の三つの定義

酸素を得るのが酸化、酸素を失うのが還元

• Fe (単体)が酸素を得ると酸化されて Fe_2O_3 になる。

酸塩基反応の実際



中和とは

- 酸と塩基が過不足なく反応して、塩ができること。
- モル数×価数が等しくなる。
- 中性になることではない。

弱酸と強塩基

- 弱酸=電離度の小さい酸
- 酢酸 CH_3COOH と NaOH を等モル混ぜると？

酸化と還元

- 酸化とは酸になること？
- 鉄が水と反応して酸化すると酸化鉄
- Naが水と反応すると酸化して NaOH ！

酸化還元反応の例

- 鉄が錆びる。
- 木が燃える。
- 呼吸する。
- 消化する。
- 光合成
- ナトリウムが水と反応する。
- 電池が電流を生じる。
- 単体が化合物になる。

メインエンジン: $2\text{H}_2 + \text{O}_2$
 固体ブースター: $\text{C}_4\text{H}_8 + \text{NH}_4\text{ClO}_4$



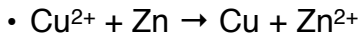
3つの定義

1. 酸素を得るのが酸化、酸素を失うのが還元
2. 水素を失うのが酸化、水素を得るのが還元
3. 電子を失うのが酸化、電子を得るのが還元

水素を失うのが酸化、水素を得るのが還元

- 酸化銅CuOとメタノールCH₃OHが反応すると、酸化銅は還元されて銅単体Cuになり、メタノールは酸化されてホルムアルデヒドHCHOになる。

電子を失うのが酸化、電子を得るのが還元



酸化剤と還元剤

(教科書 p.179 表10.1)

酸化剤=ほかの物質を酸化する。それ自身は還元される。

還元剤=ほかの物質を還元する。それ自身は酸化される。

(s)は固相、(g)は気相、(aq)は水溶液を表す。

酸化数

単体に比べて、どれだけ電子を失ったかを示す。

酸化されると増加、還元されると減少する。

酸化数の決め方

- 単体の酸化数は0
- 酸素の酸化数は-2、ただし過酸化物では-1
- 水素の酸化数は+1、ただし金属水素化物では-1
- アルカリ金属の酸化数は+1、アルカリ土類は+2、ハロゲンは-1(酸化物の場合を除く)
- 分子やイオンにおいて、各原子に割り当てた酸化数の和が、その分子やイオンの電荷に等しくなるように定める。

HNO₃の場合: 水素Hは酸化数+1、酸素Oは酸化数-2、全体で電気的中性なので、窒素Nの酸化数は+5となる。

酸塩基反応と酸化還元反応

酸塩基反応は水素イオンと水酸化物イオンの反応(上述)。この反応では、酸化数は変化しないので、酸化も還元も起こらない。

酸化還元反応では、電子の受け渡しが起こり、結合状態が大きく変化するので、エネルギー変化も大きい。

半反応式

酸化剤あるいは還元剤の反応だけを示す化学反応式。

酸化剤と還元剤

- 酸化剤=ほかの物質を酸化する
それ自身は還元される。
- 還元剤=ほかの物質を還元する
それ自身は酸化される。

表 10.1 酸化剤・還元剤の例

酸化剤	
$\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	
$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	
$\text{Cl}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	
還元剤	
$\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	
$\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	
$\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{S}(\text{s}) + 2\text{e}^-$	
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$	

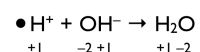
酸化数

- 単体に比べて、どれだけ電子を失ったかを示す。
- 酸化されると増加、還元されると減少

酸化数

- 単体の酸化数は0
- 酸素の酸化数は-2、ただし過酸化物では-1
- 水素の酸化数は+1、ただし金属水素化物では-1
- アルカリ金属の酸化数は+1、アルカリ土類は+2、ハロゲンは-1(酸化物の場合を除く)
- 分子やイオンにおいて、各原子に割り当てた酸化数の和が、その分子やイオンの電荷に等しくなるように定める。

酸塩基反応?



半反応式

- 酸化剤あるいは還元剤の反応だけを示す化学反応式。

表 10.1 酸化剤・還元剤の例

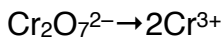
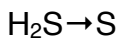
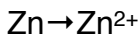
酸化剤	
$\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	
$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	
$\text{Cl}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	
還元剤	
$\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	
$\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	
$\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{S}(\text{s}) + 2\text{e}^-$	
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$	
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$	

(表10.1)

半反応式の書き方

- ・ 酸化(還元)される物質だけの变化を書く。
- ・ 酸素のバランスは水を書き加えて調節する。
- ・ 水素のバランスはH⁺を書き加えて調節する。
- ・ 最後に電子を加えて電荷を調節する。

実例



酸化還元反応式

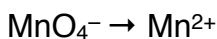
酸化半反応式と、還元半反応式を合体させる。

酸化剤が受けとる電子数と、還元剤が放出する電子数が等しくなるように定数をかける。

例: 塩酸酸性のもとで、KMnO₄(aq)とFeCl₂(aq)を混ぜると

FeCl₃(aq)ができる反応を書く。ただし、反応後、KMnO₄(aq)のMnはMn²⁺になるものとする。

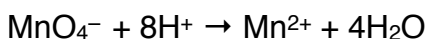
まず、Mnの半反応式を書く。



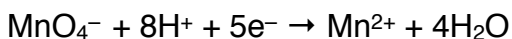
うむ、Mnの個数はつりあっている。酸素のバランスがとれてないので、水を書き足す。



今度は水素のバランスがとれていない! プロトンを加える。

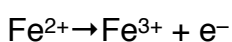


左は酸化数の合計が+7、右は2。電子を加えて酸化数のバランスをとる。

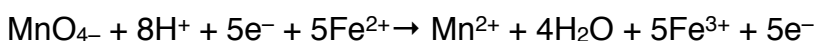


次にFe²⁺→Fe³⁺

こっちは酸素水素の過不足はない。単に酸化数のバランスがとれてないので、電子で調節する。



Mnが還元される式が要する電子数と、Feが酸化されて出す電子の個数をつりあわせると、



半反応式の書き方

1. 酸化(還元)される物質だけの变化を書く。
2. 酸素のバランスは水を書き加えて調節する。
3. 水素のバランスはH⁺を書き加えて調節する。
4. 最後に電子を加えて電荷を調節する。

酸化還元反応式

- 例: 塩酸酸性のもとで、KMnO₄(aq)とFeCl₂(aq)を混ぜるとFeCl₃(aq)ができる反応を書く。
- 反応後、KMnO₄(aq)のMnはMn²⁺になるものとする。

これで酸化還元反応としては一応の完成。あとは反応しない K^+ と Cl^- を左右に必要なだけ加える。

K^+ と $18Cl^-$ を両辺に追加すると、

