

入門化学12

電解質水溶液の平衡

化学反応が起こる方向とエントロピー

およびギブスエネルギーの変化

+ 入門化学13 酸と塩基 第1項

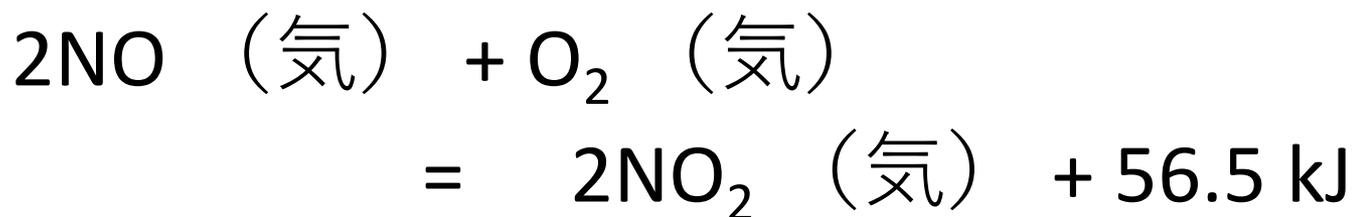


エゾノシモツケソウとエゾノレンリソウ

7月1日課題の説明

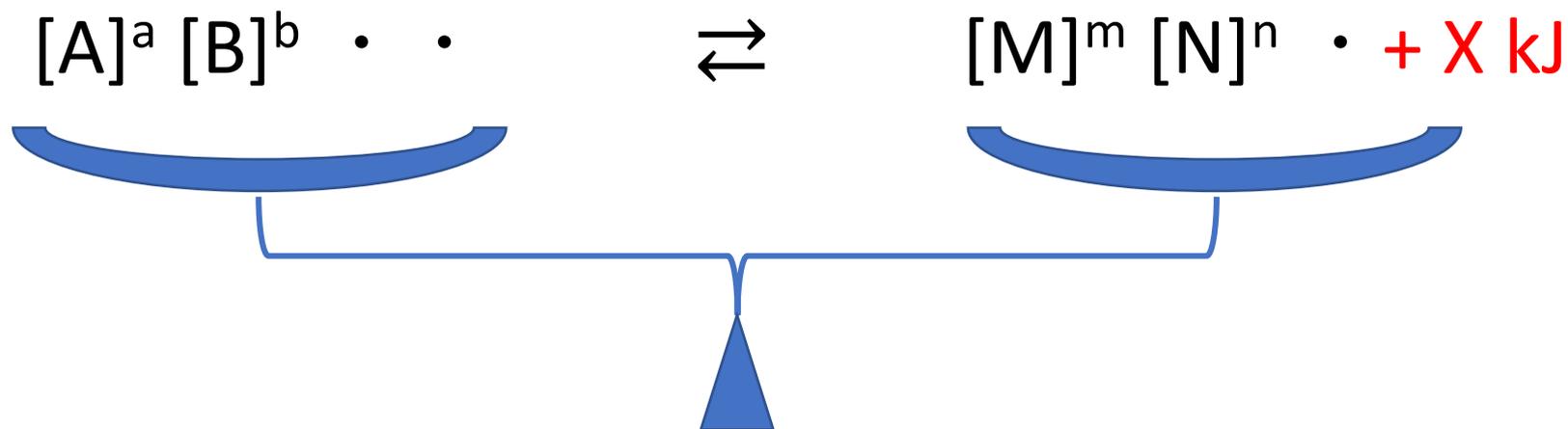
問題 1

次の反応が平衡状態にあるとき、この反応を右側へ進めるのに適した条件（温度・圧力）を述べなさい。



体積増加・吸熱 ← → 体積減少・発熱

化学平衡に影響を及ぼす条件



温度・圧力・物質量が平衡状態に影響を及ぼしている。

変化を弱める方向に平衡は移動する。

問題 1 解答

この反応では、正反応が進行すると、気体の体積が減少し、発熱する。

気体の体積が減少し、発熱する正反応を促進するのは、低温・高圧条件である。

低温 → 発熱反応の促進。

高圧 → 気体の体積を減少させる方向に変化。

問題 2

酢酸の電離定数は 2.75×10^{-5} mol/L である。

0.1 mol/L の酢酸水溶液の水素イオン濃度と pH を求めなさい。

酢酸（弱酸）水溶液における 水素イオン濃度 $[H^+]$ の計算



最初の酢酸の濃度が c の場合、各成分の濃度は

$$[CH_3COOH] = c(1 - \alpha) \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-] = c\alpha \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = c\alpha \text{ mol/L}$$

$$K_a = (c\alpha)^2 / [c(1 - \alpha)] \doteq c\alpha^2 \quad (\alpha \ll 1 \text{ のため})$$

$$\alpha \doteq \sqrt{K_a/c} \text{ なので}$$

水素イオン濃度 $[H^+] \doteq c\alpha = \sqrt{cK_a}$ (mol/L) となる。

$$pH = -\log [H^+] = -\log \sqrt{cK_a}$$

問題 2

(1) 水素イオン濃度

水素イオン濃度 $[H^+] \doteq c\alpha = \sqrt{cK_a}$ (mol/L)

$c = 0.1$ mol/L, $K_a = 2.75 \times 10^{-5}$ mol/L を代入すると、

$$\begin{aligned} [H^+] &\doteq \sqrt{0.1 \times 2.75 \times 10^{-5}} \\ &= \sqrt{2.75 \times 10^{-6}} = 1.66 \times 10^{-3} \text{ (mol/L)} \end{aligned}$$

問題 2 (2) pHを求めよ。

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}^+] = -\log (1.66 \times 10^{-3}) \\ &= -[\log 1.66 + \log (1 \times 10^{-3})] \\ &= -(0.220 - 3) \\ &= -(-2.78) \\ &= 2.78\end{aligned}$$

指数の表示と計算、常用対数の計算については教科書付録2 p.211 - p.212 を参考にしてください。

第3章 3節 4項

電解質水溶液の平衡 (続き)



オオムギとコムギ

2 価の酸の電離

2 価の酸では電離は 2 段階で起こる。

弱酸である硫化水素 H_2S の場合、



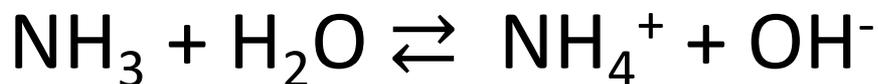
$$1 \text{ 段階目の電離定数} : K_{a1} = [\text{H}^+] [\text{HS}^-] / [\text{H}_2\text{S}]$$

$$2 \text{ 段階目の電離定数} : K_{a2} = [\text{H}^+] [\text{S}^{2-}] / [\text{HS}^-]$$

2 価の酸では、一般に、1 段階目の電離定数 K_{a1} に対して、2 段階目の電離定数 K_{a2} は非常に小さい。

弱塩基の解離平衡

弱塩基のアンモニアを水に溶かすと、次のような電離平衡がなりたつ。

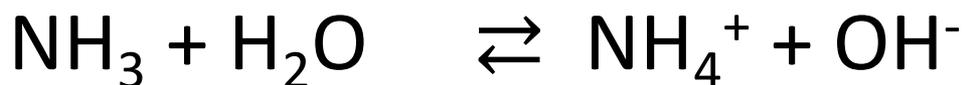


化学平衡の法則から、

$$\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = K_b$$

ただし、 $[\text{H}_2\text{O}]$ 濃度は 1 とした。

弱塩基の電離度 α と 電離定数 K_b の関係



最初のアムモニア濃度が b の場合、各成分の濃度は

$$b(1-\alpha) \qquad b\alpha \qquad b\alpha \qquad (\text{mol/L})$$

$$K_b = \frac{b\alpha \times b\alpha}{b(1-\alpha)} = \frac{b^2\alpha^2}{b(1-\alpha)} = \frac{b\alpha^2}{(1-\alpha)} \doteq b\alpha^2$$

α は非常に小さい値なので $1-\alpha \doteq 1$ とみなした。

$$\alpha^2 = K_b/b, \quad \alpha = \sqrt{K_b/b}$$

濃度が小さいほど電離度 α は大きくなる。

問6 アンモニア水におけるアンモニアの電離度は、25 °Cにおいて、0.10 mol/Lでは0.013である。この水溶液の水酸化物濃度を求めよ。

水酸化物イオン [OH⁻]

=アンモニアの濃度 b × 電離度 α

アンモニアの濃度 $b = 0.10 \text{ mol/L}$,

電離度 $\alpha = 0.013$ であるから、

水酸化物イオン [OH⁻] の濃度は

$$b \times \alpha = 0.10 \text{ mol/L} \times 0.013$$

$$= 0.0013 \text{ mol/L}$$

$$= 1.3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

溶けにくい塩の溶解平衡

硝酸銀の水溶液に塩化物イオンを含む水溶液を加えると、塩化銀の沈殿が生じる。



しかし溶液中にはきわめて低濃度の Ag^+ および Cl^- イオンが溶けて飽和状態になっている。



$$\begin{aligned} K_{\text{sol}} &= [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]/[\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] : \text{溶解度積} \\ &= (1.35 \times 10^{-5})^2 = 1.82 \times 10^{-10} \end{aligned}$$

化学平衡式における固体や液体の濃度の取り扱い

化学平衡式においては、固体や液体の濃度は 1 とする。

あるいは書かないこととする。

難溶性塩の沈殿

あるイオン M^+ と別のイオン X^- を水溶液中で反応させたとき、濃度の積 $[M^+][X^-]$ が塩 MX の溶解度積よりも大きければ、 MX の沈殿が析出し、小さければ沈殿は生じない。

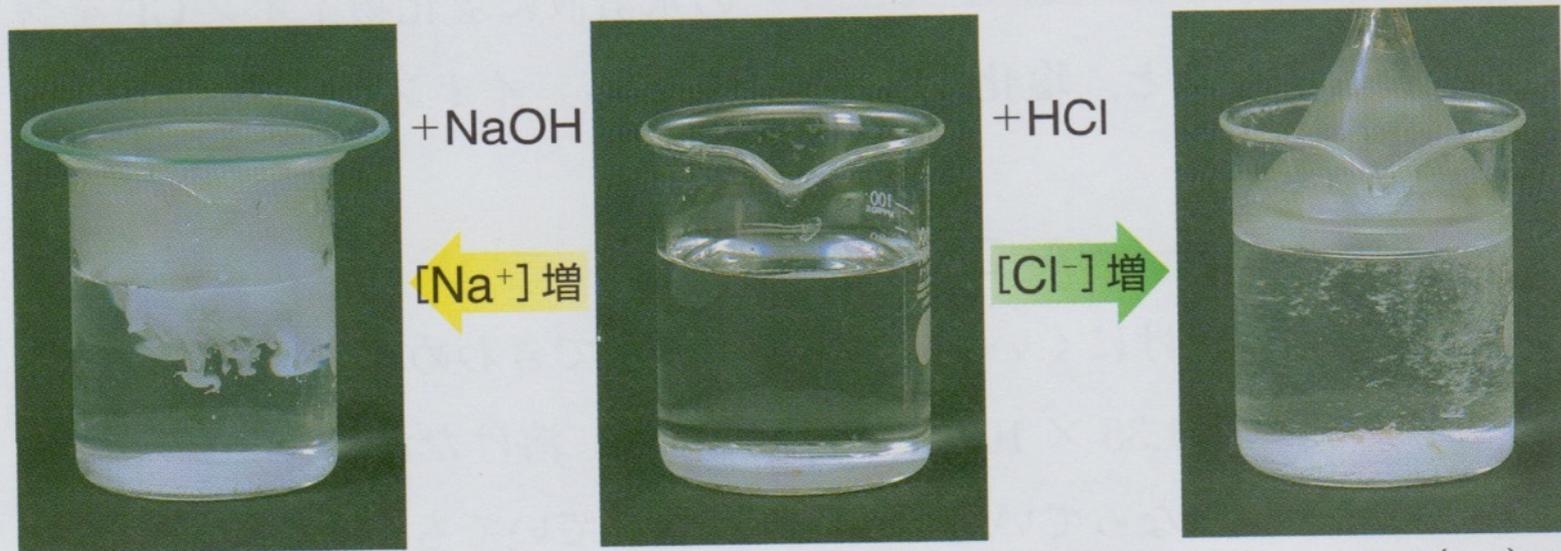
共通イオン効果

- 沈殿 MX が存在している水溶液に、さらに X^- を加えて $[X^-]$ を大きくすると、**溶解度積の値を保つために**、 $[M^+]$ が小さくなるように MX が沈殿する。
- また、水溶液中に M^+ を加えると、**溶解度積を一定に保つよう**にあらたな MX が生じる。
- 電解質の水溶液に、その構成イオンと同じイオンを加えると、平衡が移動する現象を**共通イオン効果**という。

共通イオン効果の例 p.156 図14

- 塩化ナトリウムの固体が沈殿している塩化ナトリウムの飽和水溶液に、**NaOH** を加えた場合と **HCl** を加えた場合の変化を写真で示している。
- いずれの場合も、**NaCl** の固体が析出している。

塩化ナトリウムの飽和水溶液での共通イオン効果



塩化ナトリウムの固体と水溶液中のイオンが平衡状態 $\text{NaCl}(\text{固}) \rightleftharpoons \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ にあるとき, $[\text{Na}^+]$ や $[\text{Cl}^-]$ が増加すれば, 平衡は左に移動する。いずれの場合も, NaCl の固体が析出する。

図 14 塩化ナトリウムの飽和水溶液での共通イオン効果

問7 水溶液中で Ag^+ は NH_3 と容易に $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ を作る。塩化銀が沈殿した水溶液にアンモニア水を加えたらどうなるか？

$\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$ (1) 左に偏っている。

$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ (2) 右に偏っている。



アンモニアを加えると(2)の反応が右に進み、 Ag^+ 濃度が減少する。

すると、(1)式の溶解度積を一定に保つためには Ag^+ 濃度を増やす必要があるため、 AgCl の溶解が進む。

硫化水素の電離定数と 硫化物の溶解度積

硫化水素(H_2S)

$$K = ([\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]) / [\text{H}_2\text{S}] = 1.2 \times 10^{-21} \quad (1)$$

硫化銅 (CuS)

$$K_{sp}(\text{CuS}) = [\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 6.5 \times 10^{-30} \quad (2)$$

硫化亜鉛 (ZnS)

$$K_{sp}(\text{ZnS}) = [\text{Zn}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 2.2 \times 10^{-18} \quad (3)$$

硫化鉄 (FeS)

$$K_{sp}(\text{FeS}) = [\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 2.5 \times 10^{-9} \quad (\text{参考})$$

硫化水素飽和溶液中の S^{2-} 濃度

pH = 1, H_2S 飽和溶液濃度 0.1 mol/L において、
 $[H^+] = 0.1$ mol/L, $[H_2S] = 0.1$ mol/L を式(1) に代入すると、

$$K = ([H^+]^2[S^{2-}])/[H_2S] = 1.2 \times 10^{-21} \quad (1)$$

$$[S^{2-}] = K \times [H_2S] / [H^+]^2$$

$$[S^{2-}] = 1.2 \times 10^{-21} \times 0.1 / (0.1)^2 = 1.2 \times 10^{-20} \text{ mol/L}$$

硫化物の沈澱

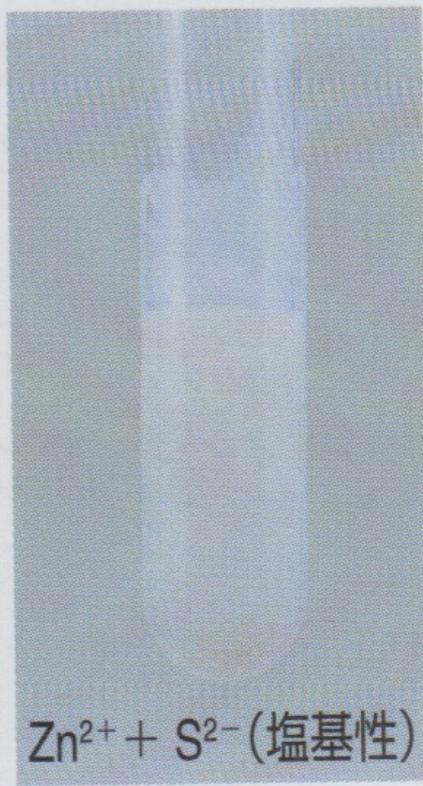


図 15 硫化物の沈澱

銅イオン0.1 mol/L, pH 1 の溶液
に硫化水素を飽和させると

pH = 1, [Cu²⁺] = 0.1 mol/L の溶液に H₂S を飽和させると、

$$[\text{Cu}^{2+}] [\text{S}^{2-}] = 0.1 \times 1.2 \times 10^{-20} = 1.2 \times 10^{-21}$$

この値は、硫化銅の溶解度積

$$K_{sp}(\text{CuS}) = [\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 6.5 \times 10^{-30}$$

よりも大きいので、溶解度積を減少させるため、
硫化銅が沈殿する。

亜鉛イオン 0.1 mol/L , pH 1 の溶液に硫化水素を飽和させると

pH = 1, $[\text{Zn}^{2+}] = 0.1 \text{ mol/L}$ の溶液に H_2S を飽和させると、

$$[\text{Zn}^{2+}] [\text{S}^{2-}] = 0.1 \times 1.2 \times 10^{-20} = 1.2 \times 10^{-21}$$

この値は、硫化亜鉛の溶解度積

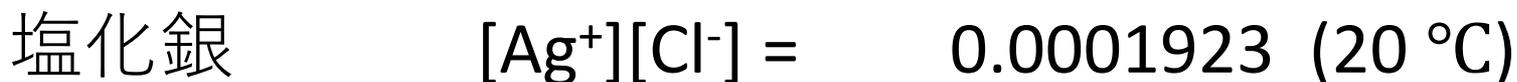
$$K_{sp}(\text{ZnS}) = [\text{Zn}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 2.2 \times 10^{-18}$$

よりも小さいので、硫化亜鉛は沈殿しない。

クロム酸カリを指示薬とした硝酸銀溶液での滴定による塩化物イオンの定量 (1)

溶解度積

p. 157 中



これらの溶解度積の値から

硝酸銀は水によく溶ける。

塩化銀とクロム酸銀はともに難溶性だが、

塩化銀のほうがクロム酸銀よりもさらに難溶性であることがわかる。

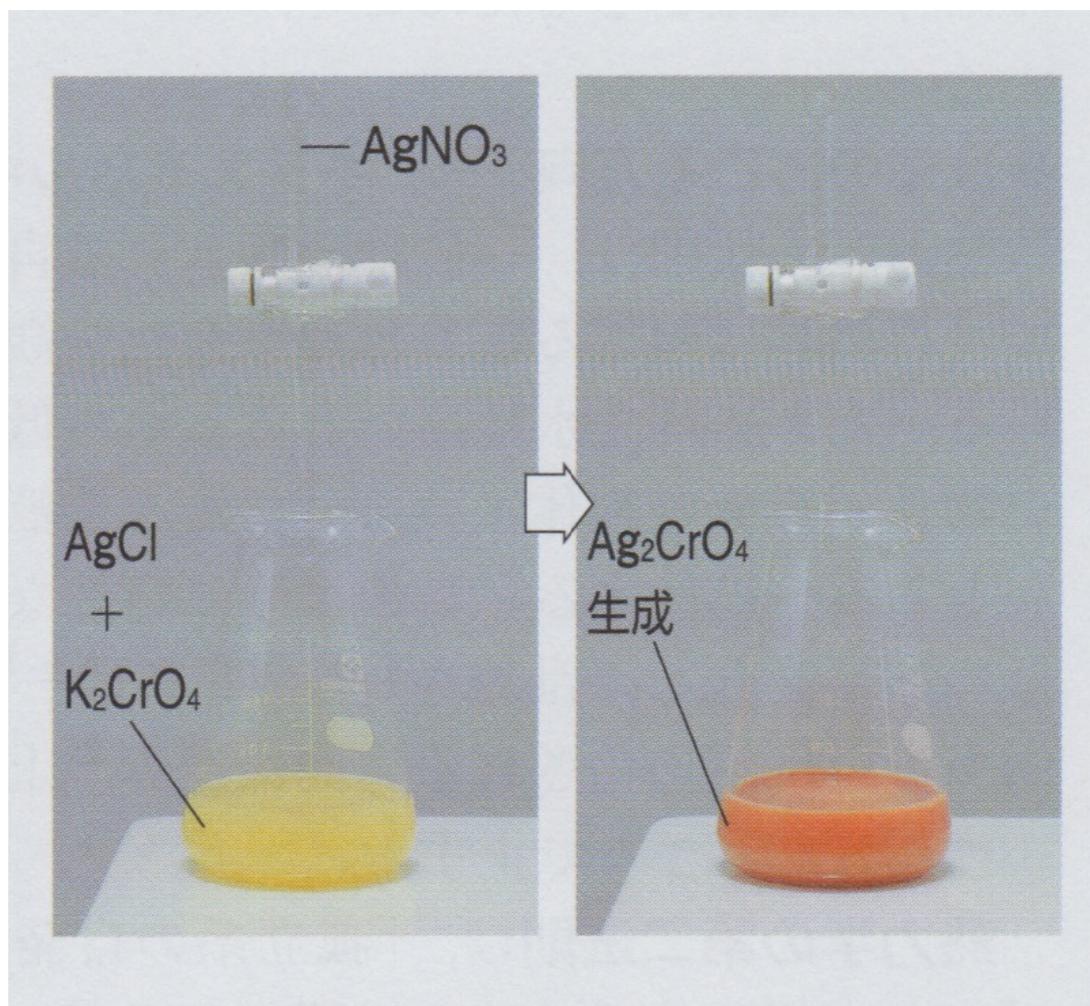
クロム酸カリを指示薬とした硝酸銀溶液での滴定による塩化物イオンの定量 (2)

塩化物イオンを含む水溶液に硝酸銀を滴下していくと、まず塩化銀が沈殿し始める。

当量点に達して水溶液中のほとんどの塩化物イオンが沈殿すると、過剰に加えた Ag^+ イオンはクロム酸カリ中のクロム酸イオン CrO_4^{2-} と反応して、クロム酸銀 Ag_2CrO_4 が沈殿する。

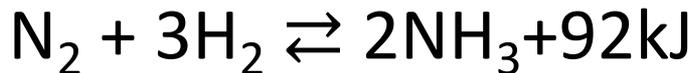
この沈殿は赤褐色なので、滴定の終点を知ることができる。

塩化物イオン (Cl^-) の定量



化学反応と乱雑さ

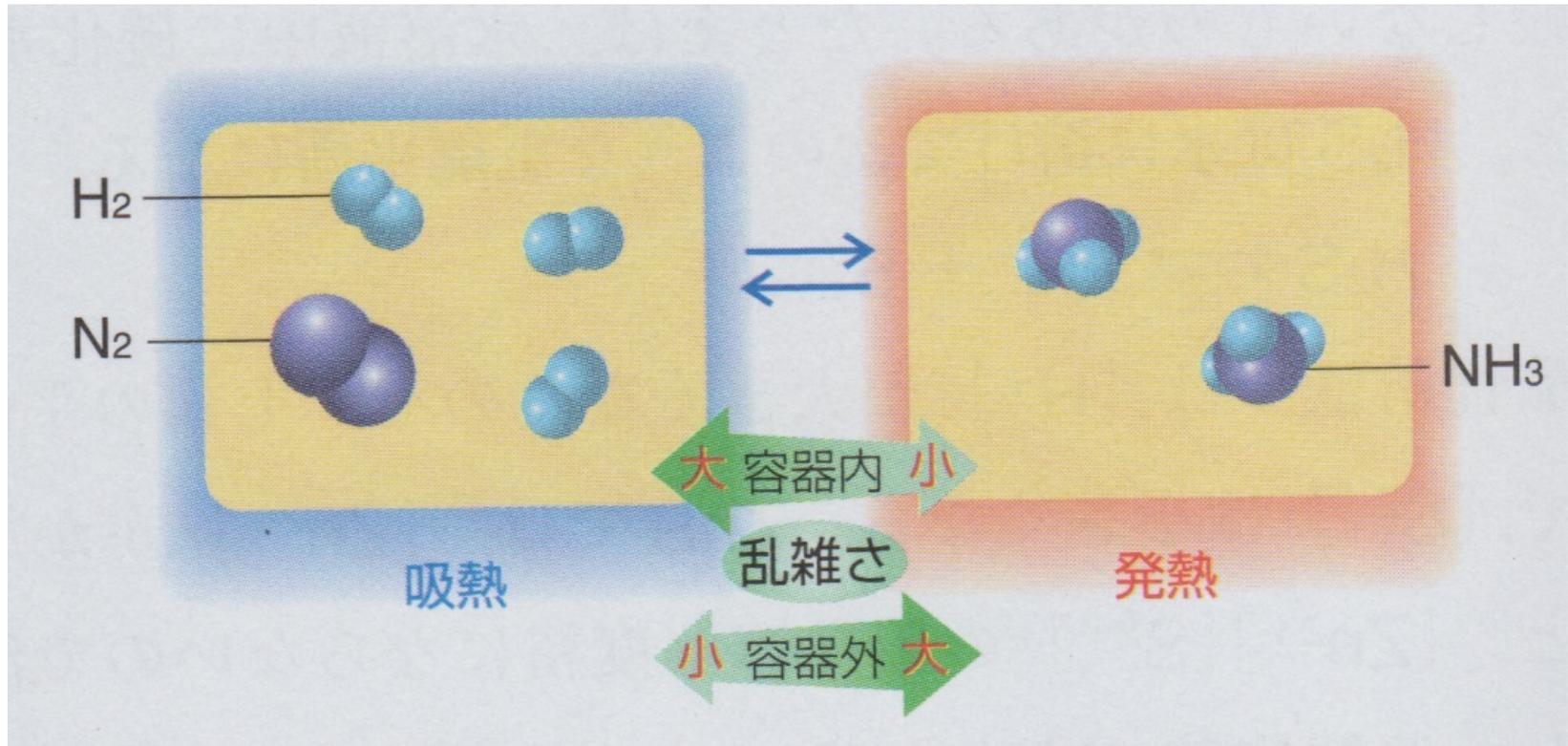
分子数の減少と発熱反応（正反応）



正反応においては、容器の内外を総合するとエントロピーは増大するので、反応が進行する。しかし反応が進行して、容器内のエントロピーが減少すると、容器内でエントロピーを増大させようとする傾向が大きくなる。この際のエントロピーの増大が、吸熱による容器外のエントロピーの減少を上回ると、逆反応が進行する。

ここから「ギブスの自由エネルギー」まで内容が複雑なので飛ばします。

容器の内と外における乱雑さの違い



反応の起こる方向

熱力学の第二法則

孤立形の自発的な変化では、つねにエントロピー S が増大する方向に変化する。

孤立形とは、

エネルギーも物質も出入りがない系である。

全宇宙は近似的にひとつの孤立系である。

系と周辺のエントロピー変化

系：着目する化学反応に関係の深い部分

周辺：「系」以外の部分

「全宇宙」でのエントロピー変化を、「系」と「周辺」のエントロピー変化に分けて考える。

$$\Delta S (\text{宇宙}) = \Delta S (\text{周辺}) + \Delta S (\text{系})$$

発熱反応であれば、化学反応の際に周辺に熱 $-\Delta H$ (系) を放出している。これを絶対温度 T で割れば、 ΔS (周辺) に等しくなる。

(復習) エネルギーの表し方

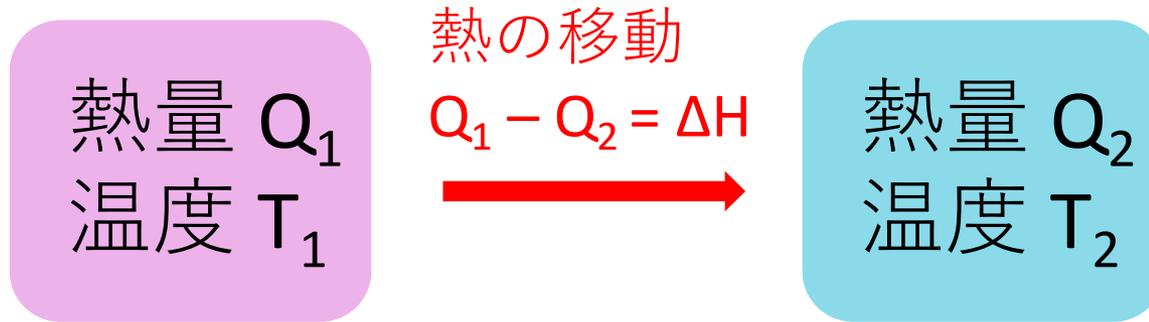
定温・定容状態におけるエネルギー
内部エネルギー U

定温・定圧状態におけるエネルギー
エンタルピー H

$$H = U + PV$$

反応熱は ΔU または ΔH を用いて表されるが、
化学実験は一般に圧力一定（大気圧下）で行われるので、
エンタルピー変化が使われることが多い。

2つの状態における熱の移動



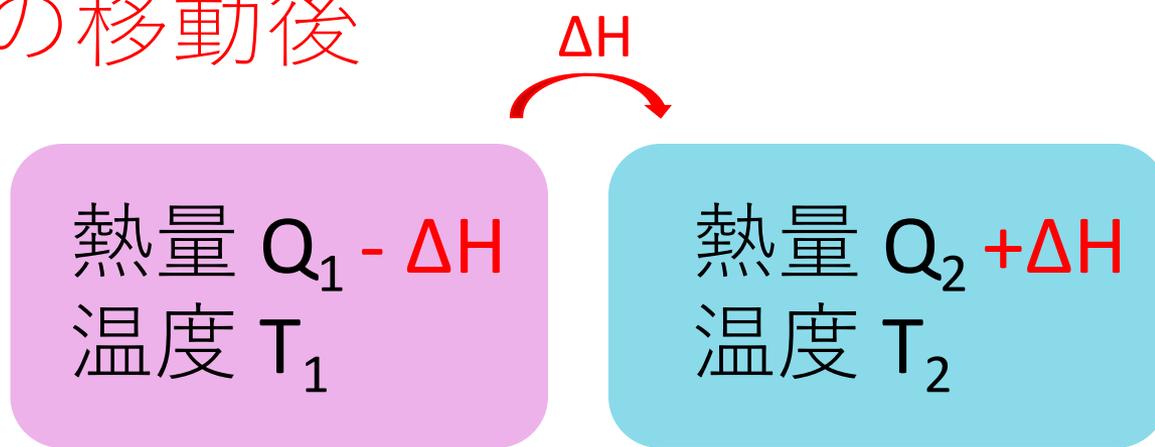
熱の移動前のエントロピー

$$S_1 = Q_1 / T_1$$

$$S_2 = Q_2 / T_2$$

$$\text{全体}(S_1 + S_2) = Q_1 / T_1 + Q_2 / T_2$$

熱の移動後



熱の移動後のエントロピー

$$S_1 = (Q_1 - \Delta H) / T_1 \quad S_2 = (Q_2 + \Delta H) / T_2$$

$$\text{全体} = Q_1 / T_1 + Q_2 / T_2 - \Delta H / T_1 + \Delta H / T_2$$

熱は温度の高い熱源から温度の低い熱源に移動するので $T_1 > T_2$
実際には熱の移動によって T_1 と T_2 も変化するが $T_1 > T_2$ は不変。

$$- \Delta H / T_1 + \Delta H / T_2 > 0$$

したがって熱の移動後にエントロピーは増大している。

系からの熱の放出による周囲のエントロピーの増大

発熱反応による周囲への熱の放出：

$$-\Delta H \quad (\text{系から周囲へ})$$

このことによるエントロピーの移動量：

$$-\Delta H / T \quad (\text{系から周囲へ})$$

周囲のエントロピー増加量

$$\Delta S \quad (\text{周囲}) = -\Delta H / T \quad (\text{系から周囲へ})$$

ギブスの自由エネルギー

$$\begin{aligned}\Delta S (\text{宇宙}) &= \Delta S (\text{周囲}) + \Delta S (\text{系}) \\ &= -\Delta H/T (\text{系から周囲へ}) + \Delta S (\text{系}) \quad (1)\end{aligned}$$

ある化学反応の際に宇宙（孤立系）で起こったエントロピーの増加は、系の自発的な化学反応から生じるエネルギーの周囲への散逸だけである。

この散逸するエネルギーをギブスエネルギーと呼ぶ。その変化量をギブスエネルギー変化 $-\Delta G$ (系)

として、これを絶対温度 T で割ると、

$$\Delta S (\text{宇宙}) = -\Delta G/T (\text{系から周囲へ}) \quad (2)$$

ギブスの自由エネルギー（続き）

(1) と (2) をまとめると、

$$-\Delta G/T \text{ (系から周囲へ)}$$

$$= -\Delta H/T \text{ (系から周囲へ)} + \Delta S \text{ (系)} \quad (3)$$

両辺に $-T$ をかけると、

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (4)$$

この式は反応系のギブスエネルギー変化を示す。

ギブスの自由エネルギー（まとめ）

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

反応におけるエネルギー状態の変化を熱（エンタルピー）の移動ばかりでなく、エントロピーの増大の程度を加味して表したものの。

平衡定数とも関係を持っている。

$$\Delta G = -RT \ln K \quad (\ln \text{ は自然対数})$$

反応の起こりやすさのめやすとなる。

ギブスエネルギーの変化 ΔG が意味すること。

$\Delta G < 0$: 反応は自然に起こる。

$\Delta S > 0$ に対応（熱力学の第二法則）。

$\Delta G = 0 \sim 40 \text{ kJ}$: 反応は起こりにくい。

$\Delta G > 40 \text{ kJ}$: 反応はほとんど絶望的。

連続的な化学反応が起こる順番などを推定するのに便利。→ 酸化還元反応

第3章4節 酸と塩基



1. 酸と塩基
2. 水素イオン濃度とpH
3. 中和反応と塩

第3章-4節-1項 酸と塩基

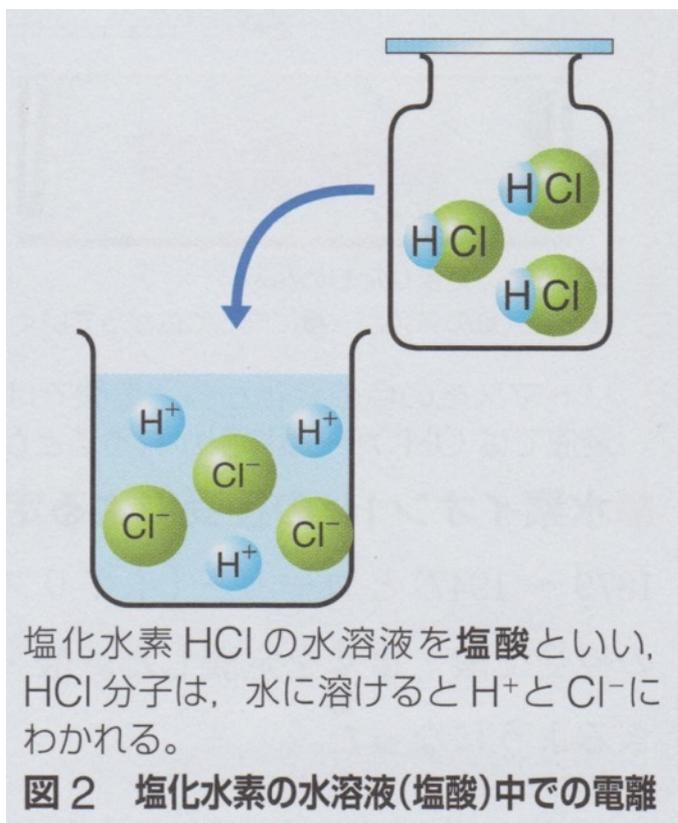


図 1 酸の性質

酸性とは p.162

- 塩化水素、硫酸、酢酸、硝酸などの水溶液は、次のような性質を示す。
- 酸味を示す。
- 青色リトマス紙を赤く変色させる。
- マグネシウムや亜鉛などの金属と反応して水素を発生させる。
- これらの性質を酸性といい、酸性を示す物質を酸という。
- 他にどんな酸を知っていますか？

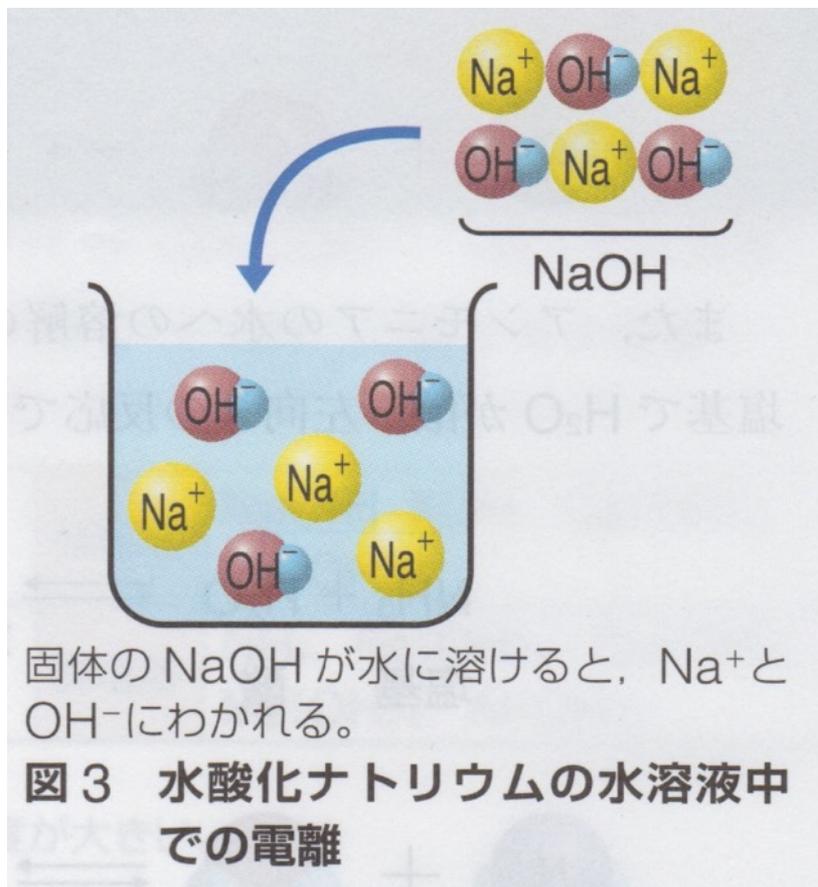
塩化水素の水溶液中での電離



塩基性とは p.162

- 水酸化ナトリウム、水酸化カルシウム、アンモニアなどの水溶液は、次のような性質を示す。
- 酸と反応して酸性を打ち消す。
- 赤色リトマス紙を青く変色させる。
- これらの性質を塩基性といい、塩基性を示す物質を塩基という。
- 塩基のうち、水に溶けやすいものをアルカリと呼び、その性質をアルカリ性という。
- フェノールフタレインの色はようになるだろう？

水酸化ナトリウムの水溶液中での電離



酸と塩基の定義 (1) p.162

アレニウスの定義

- 酸とは、水溶液中で水素イオン H^+ を生じる物質である。
- 塩基とは、水溶液中で水酸化物イオン OH^- を生じる物質である。
- 水系の反応にしか用いることができない。
- アレニウスについては、反応速度と温度の関係でも出てきました。 p. 132 – 133

アレニウス

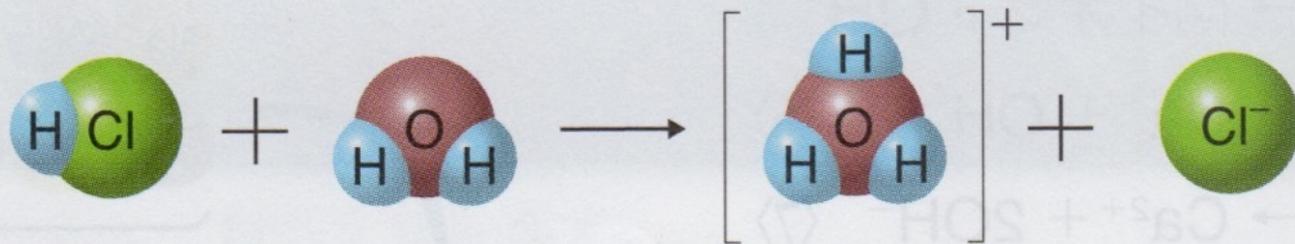
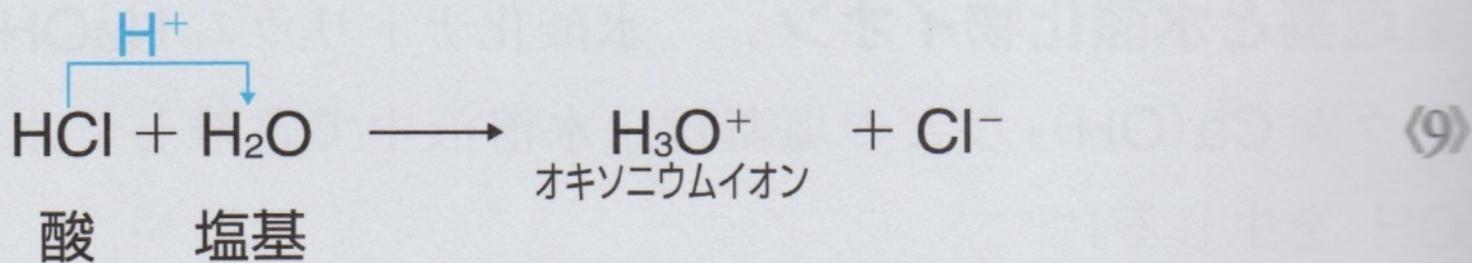
- スヴァンテ・アレニウス
- スウェーデンの科学者 (1859 – 1927)
- 水溶液中で塩が解離して荷電粒子になること。
- 酸と塩基の定義
- 二酸化炭素によって地球温暖化が起こることを説明。

酸と塩基の定義 (2) p.164

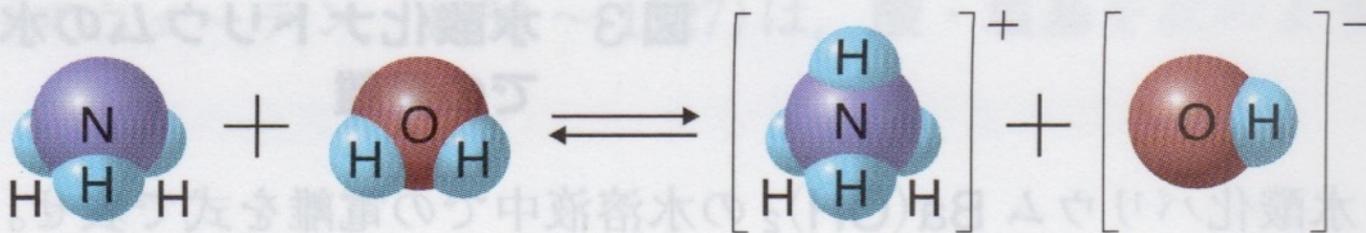
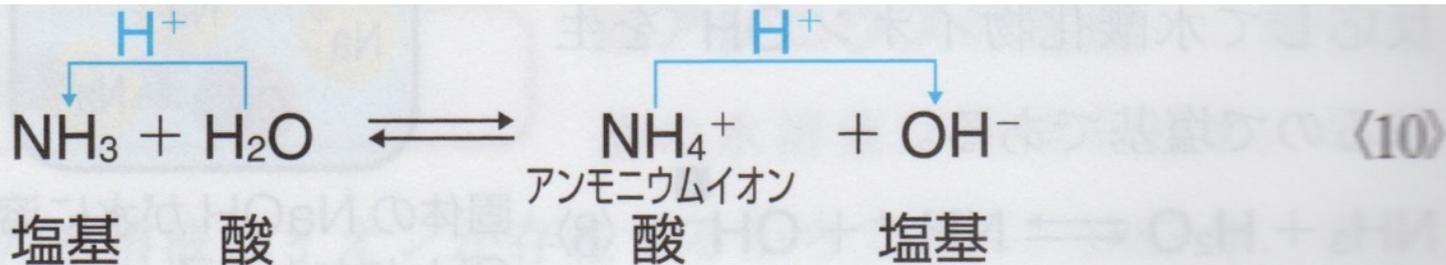
ブレンステッド・ローリーの定義

- 酸とは、相手に水素イオン H^+ を与える分子またはイオンである。
- 塩基とは、相手から水素イオン H^+ を受け取る分子またはイオンである。
- 非水系でも用いることができるが、プロトン H^+ の授受を伴う反応のみ。

HCl が H_2O に H^+ を与えているので、
HCl が酸で H_2O が塩基である。



右向き反応ではNH₃が塩基でH₂Oが酸、左向き反応ではNH₄⁺が酸でOH⁻が塩基となる。



酸と塩基の定義 (3) p.164

ルイスの定義

- 酸とは、相手から電子対を受け取る物質である。
- 塩基とは、相手に電子対を与える物質である。

- 水素イオンが関与しない酸もある。
- 電子の授受によって判断するので、電子移動があれば扱うことができる。

酸と水素イオン

p.163

塩酸は水溶液中で電離して水素イオンを生じる。



H_3O^+ は H^+ と表すことが多い。すなわち、



$+ \text{H}_2\text{O}$ も省略しているが、水中での反応である。

他の酸についても同様。

酢酸は一部の酸が電離して水素イオンを生じる。

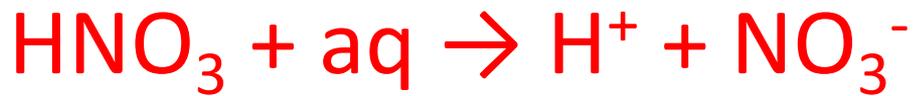


水素イオン濃度とpH

水素イオン濃度 $[H^+]$ は非常に小さな値になることが多いので、その常用対数値に -1 をかけた値 pH で表した方が便利である。

$$pH = -\log [H^+]$$

問1 硝酸の水溶液中での電離を式で示せ。



塩基と水酸化物イオン

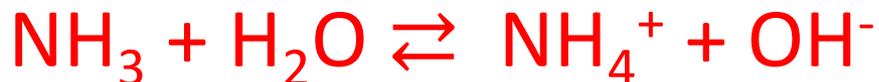
p.163

水酸化ナトリウム、水酸化カルシウムなどの塩基は水溶液中で電離して水酸化物イオンを生じる。



(ほぼ100%電離：強塩基)

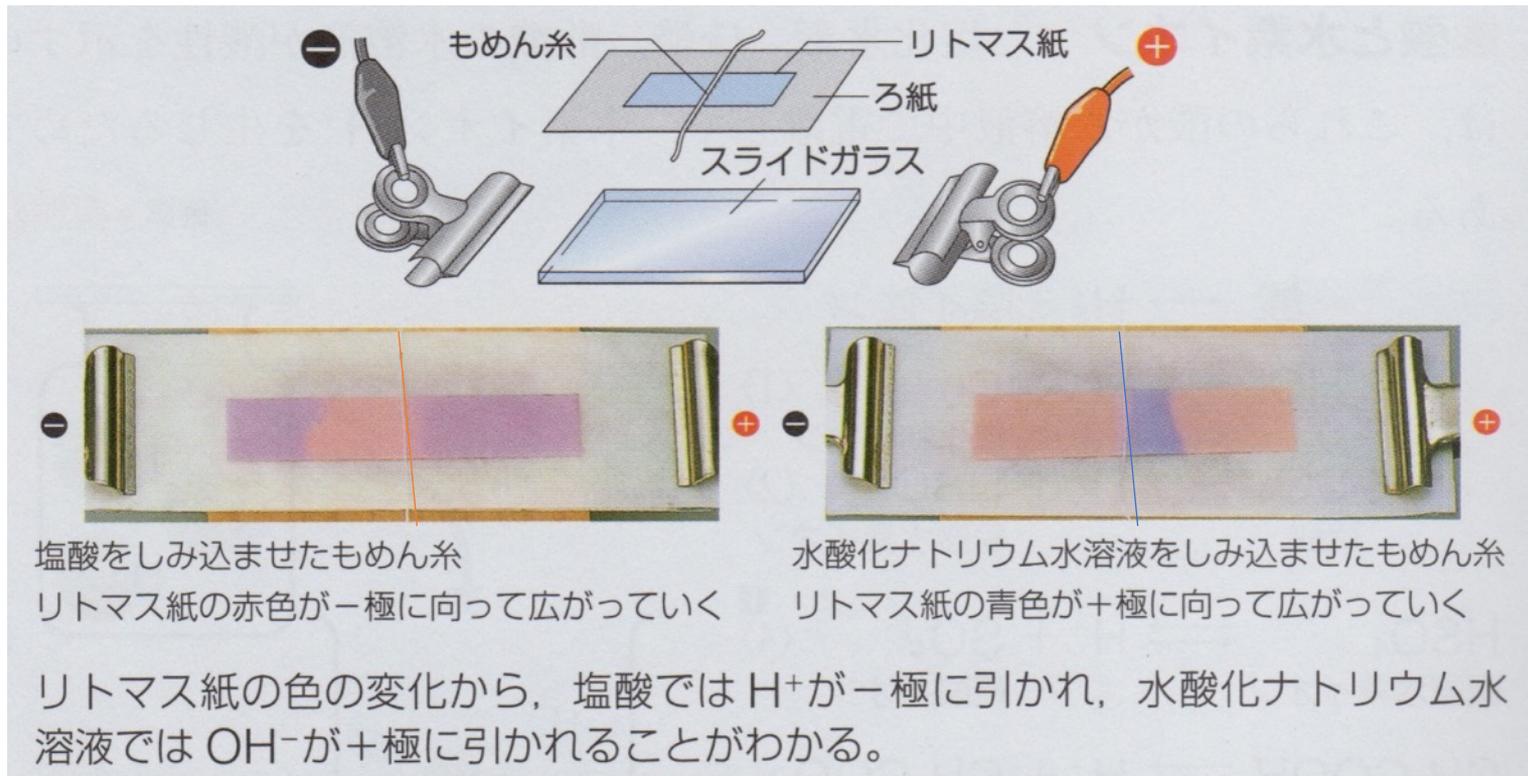
アンモニアは一部の分子が水と反応して水酸化物イオンを生じるので塩基である。(弱塩基)



問2 水酸化バリウムの水溶液中での電離を式で示せ。



酸性や塩基性を示す粒子の正体を調べる。 H^+ と OH^- の電気泳動。



問 3 次の反応のうち、水が酸として働いているものはどれか？ p.165



H_2O は H^+ を受け取っている。→ 塩基。



H_2O は H^+ を与えている。→ 酸。



H_2O は H^+ を受け取っている。→ 塩基。

同じ水でも、反応する相手によって酸にも塩基にもなることができる。

酸と塩基の分類 p.165

酸・塩基の価数

- 酸の化学式で、電離して水素イオン H^+ となる水素原子の数を、その酸の価数という。
- 塩基では、その化学式中に含まれる水酸化物イオンの数を価数という。

酸の価数による分類

p.165

価数	酸	化学式
1 価	塩化水素	HCl
	硝酸	HNO ₃
	酢酸	CH ₃ COOH
2 価	硫酸	H ₂ SO ₄
	シュウ酸	(COOH) ₂ または H ₂ C ₂ O ₄
3 価	リン酸	H ₃ PO ₄

塩基の価数による分類 p.165

価数	塩基	化学式
1 価	水酸化ナトリウム	NaOH
	水酸化カリウム	KOH
	アンモニア	NH ₃
2 価	水酸化カルシウム	Ca(OH) ₂
	水酸化バリウム	Ba(OH) ₂
3 価	水酸化鉄(III)	Fe(OH) ₃
	水酸化アルミニウム	Al(OH) ₃

酸・塩基の強弱 p.165 下

- 水溶液中で、溶質のほとんどが電離している酸や塩基を強酸あるいは強塩基という。
- 水溶液中で、溶質のほとんどが電離していない酸や塩基を弱酸あるいは弱塩基という。

分類	化合物の例
強酸	HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄
弱酸	HF, H ₂ S, CH ₃ COOH, CO ₂ , (COOH) ₂
強塩基	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
弱塩基	NH ₃ , Fe(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Mg(OH) ₂ , Al(OH) ₃

電離度

p.166上, p.152下

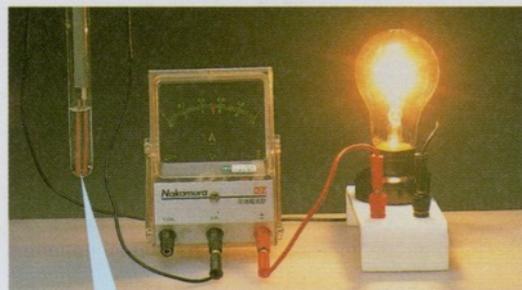
水に溶かした酸や塩基のような溶質のうち、電離したものの割合を電離度という。

$$\text{電離度 } \alpha = \frac{\text{電離した電解質の物質質量}}{\text{溶解した電解質の物質質量}}$$

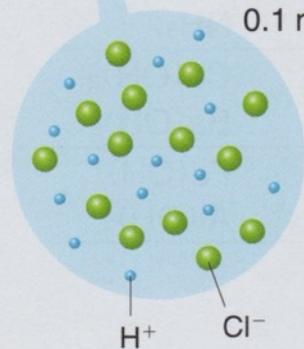
強酸・強塩基は電離度が大きく ($\alpha \doteq 1$)、
弱酸・弱塩基は電離度が小さい ($\alpha \doteq 0$)。

強酸と弱酸の性質の比較

[強酸の例]



0.1 mol/L 塩酸



Mgとの反応



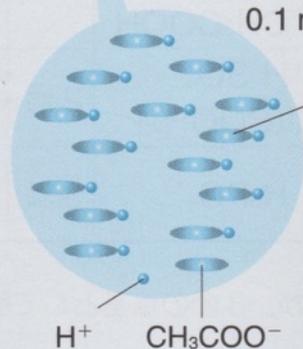
0.1 mol/L 塩酸

強酸の HCl は、ほとんど H^+ と Cl^- に電離しているため、電球は明るく点灯し、マグネシウムとの反応は激しい。

[弱酸の例]



0.1 mol/L 酢酸水溶液



Mgとの反応



0.1 mol/L 酢酸水溶液

弱酸の CH_3COOH は、一部がわずかに CH_3COO^- と H^+ に電離しているため、電球は明るく点灯せず、マグネシウムとの反応は遅い。

出席確認メールのお願い

出席確認のため、**授業終了後、当日中に**筒木宛にメールを送ってください。送り先は；

kiyosi.tutuki@icloud.com

メールのタイトルは、「**入門化学出席確認、学籍番号、氏名**」としてください。

メールの本文には、簡単で良いので**授業の感想**などを書いてください。

別途、**課題**を出すことがあります。その際は、**別のメール**で送ってください。課題の締め切りは概ね1週間程度とします。

7月8日課題

水酸化アルミニウム $\text{Al}(\text{OH})_3$ が弱酸として働く場合（水分子 H_2O と反応して水素イオン H^+ を放出）と弱塩基として働く場合（水中でアルミニウムイオン Al^{3+} と水酸化物イオン OH^- に電離）の化学反応式をそれぞれ示しなさい。

メールで

kiyosi.tutuki@icloud.com に送ってください。

締め切り 7月13日（水）

帯広の森で昆虫観察 7月3日

メスアカミドリシジミ



ハムシダマシ



シテムシの幼虫



センチコガネ