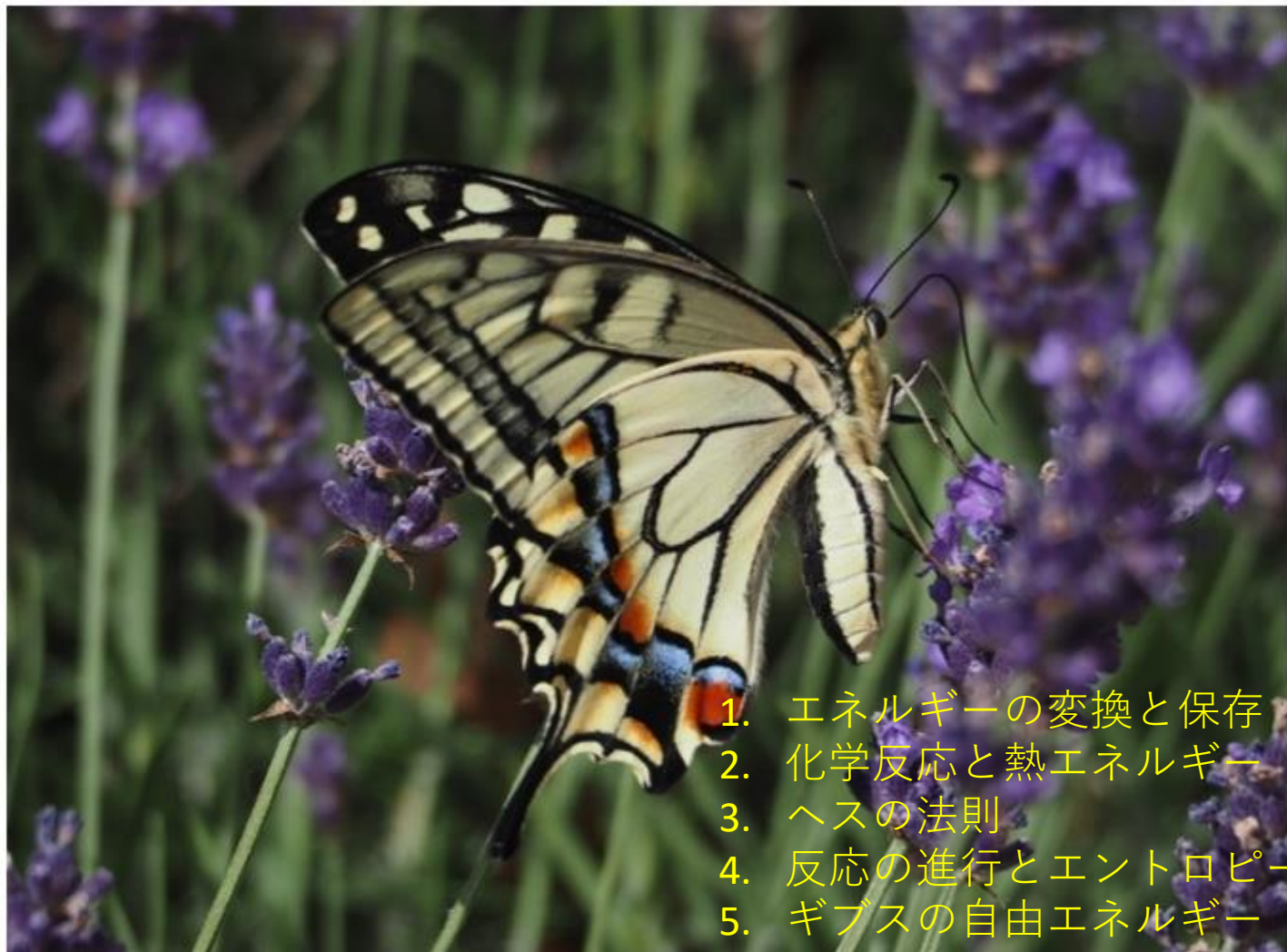


入門化学13 物質の変化と平衡



1. エネルギーの変換と保存
2. 化学反応と熱エネルギー
3. ヘスの法則
4. 反応の進行とエントロピー
5. ギブスの自由エネルギー

2025.7.14 自宅の庭で

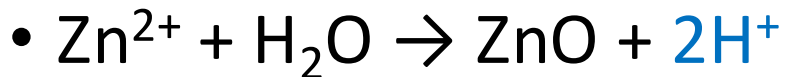
7月9日課題(1)

- 鉄の表面に亜鉛をメッキしたトタンは錆びにくいですが、鉄の表面にスズをメッキしたブリキは錆びやすい。これは何故か？金属のイオン化傾向の観点から説明しなさい。

亜鉛と鉄が接していると、亜鉛の方が鉄よりもイオン化傾向が大きいため、亜鉛を負極、鉄を陽極とする電池ができる。

トタン板 (Zn-Fe) の場合

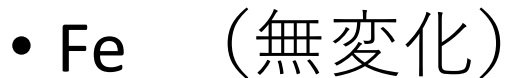
亜鉛極（負極）で起こる反応



（亜鉛が酸化される。）

（水は二酸化炭素が溶解して微酸性）

鉄極（陽極）で起こる反応



ブリキ板 (Sn-Fe) の場合

鉄の方がスズよりもイオン化傾向が大きいので
鉄極（負極）で起こる反応

- $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeO} + 2\text{H}^+$ （鉄が酸化される。）
（水は二酸化炭素が溶解して微酸性）

スズ極（陽極）で起こる反応

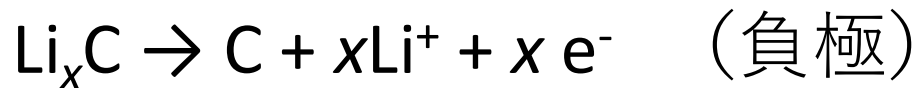
- Sn （無変化）
- $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

ブリキおよびスズの利点

- スズ自体は鉄よりもイオン化傾向が低く、錆びにくい金属なので、鉄の表面を覆うことにより、傷さえつけないければ腐食から保護している。
- 金属スズは加工がしやすく錆びないため、古くから食器類に使用されている。
- 果物の缶詰缶にはブリキが使われているが、微量に溶け出したスズが、内容物の酸化を防いだり、色や香りといった品質を保ってくれている。
- また、微量な金属スズは人体に害を及ぼさない。

7月9日課題(2)

- リチウムイオン電池の優位な特性と、実現にあたって困難であったことを調べなさい。



リチウムは最もイオン化傾向の大きい金属なので、大きな起電力 (>3V) を得られる。

リチウムは水や酸素と激しく反応するのでこれらと接しない系で反応を進めなくてはならない。

化学反応における エンタルピーとエントロピーの変化



ルリシジミ 2024年7月4日

化学反応と熱

昔の人は、寒い日には火にあたり、風邪で熱があると氷で冷やした。現在、私たちは、使い捨てカイロや冷却パックを手軽に用いている。いずれも、物質が化学変化したときや、状態変化したときの熱の出入りを利用している。

気象の変化（雨、風、台風など）も、地球の表面での熱の分布と大きく関連している。

温度 セ氏温度 ($^{\circ}\text{C}$)

セ氏温度

1 atm (1013 hPa) で水が凍る温度・・・ 0°C

1 atm (1013 hPa) で水が沸騰する温度・・・ 100°C

その差を100等分して 1°C の温度差を定めた。

1°C の温度差を 1 ケルビン（記号K）という。

華氏温度 (°F) 参考

温度の表し方としては他に華氏温度 (°F) もあります。

人間の生活感覚により近くなるように設定された温度のようです。

人の高めの体温 (37.8°C) を 100°F、野外で測定できた最も低い温度 (-17.8°C) を 0°F としたそうです。

$$[°C] = ([°F] - 32) \times 5/9$$

考案したのはドイツ人の Fahrenheit 氏(1686-1736)です。華氏温度を1724年に提唱。

温度 絶対温度 (K)

絶対温度

温度の下限 = 絶対零度 ・ ・ - 273 °C

絶対零度を原点にした温度目盛りを絶対温度といい、単位には 1 ケルビン（記号 K）を用いる。

セ氏温度 t [°C] と絶対温度 T [K] の間には、

$$T [K] = t [^{\circ}\text{C}] + 273$$

の関係がある。

熱の移動

必ず高温の物質から低温の物質にむけて熱が移動する。



図2 熱の移動と水の温度変化

熱量

高温の物質と低温の物質の接触 →

熱の移動 → 同じ温度になる。

接触した二つの物質の温度が等しくなると、熱の移動は起こらなくなる。

移動した熱の量を熱量という。

熱量はジュール（記号 J ）という単位で表す。

以前は、 1 g の水の温度を 1 K 上げるのに必要な熱量である 1 カロリー (cal) を基準とした。

$$1\text{ cal} \approx 4.18\text{ J}$$

熱量の単位

熱エネルギーの量であり、
単位はジュール (J)

1 J は、1 N の力がその力の方向に物体を1 m 動かすときの仕事に相当する熱量である。

$$1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ J}$$

1 N とは 1kg の物体に1 m/s² の加速度を生じさせる力。 $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ kg} \cdot (\text{m/s})^2$$

(質量) × (速度)²

比熱

物質 1 g の温度を 1 K 上昇させるのに必要な熱量を比熱という。

その単位は

ジュール毎グラム毎ケルビン（記号 $\text{J}/(\text{g} \cdot \text{K})$ ）

比熱は物質により異なり、

水では $4.18 \text{ J}/(\text{g} \cdot \text{K})$ である。

比熱 $c [\text{J}/(\text{g} \cdot \text{K})]$ 、質量 $m [\text{g}]$ の物質の温度を $t [\text{K}]$ 上昇させるのに必要な熱量 $Q [\text{J}]$ は、

$$Q [\text{J}] = m c t [\text{J}]$$

エネルギー

物質が他の物体を動かしたり、変形させたりする能力をエネルギーという。

位置エネルギー

運動エネルギー

熱エネルギー

熱という形で物質に出入りするエネルギー
その量を熱量という。

エネルギー保存の法則

- 変換が起こっても、その前後におけるエネルギーの総量は変わらない。
- 熱と仕事は同じものであり、「熱から仕事へ」、「仕事から熱へ」変換することができ、その間においてはエネルギーが保存されます。
- これを **熱力学第一法則** といいます。

エネルギーの変換効率

- あるエネルギーをすべて特定のエネルギーに変換することは困難である。
- あるエネルギーが別の特定のエネルギーに変換された比率を**変換効率**という。

エネルギーの第二法則

- 熱は熱いものから冷たいものへ移動するが、その逆は成立しない。
- このように逆にならない「不可逆的な現象」のことを「熱力学第二法則」といいます。
- 熱力学第二法則は、
以下のスライドに示す3つの原理で説明されます。

1. エントロピー増大の法則

- エントロピーとは、「分子の乱雑さ」のことです。
- エントロピーは、分子運動が乱雑な方向へ増大していきます。これを「エントロピーが増大する」といいます。
- 孤立系、および断熱系において不可逆変化が生じた場合、その系のエントロピーは増大する。

2. クラウジウスの原理

- クラウジウスの原理とは、

「外部から何も変化を与えずに低温から高温へ熱を移すことができない」という原理です。

- 例えば、冷めたコーヒーが、外部の熱を吸収してホットコーヒーにはならないということです。

3. トムソンの原理（ケルビンの法則）

- トムソンの原理とは、「一つの熱源から熱を受け取り、そのすべてを仕事に変換することは不可能である」という原理です。
- つまり、「熱の全てを運動として取り出すことはできない」ということです。

化学エネルギー p.156

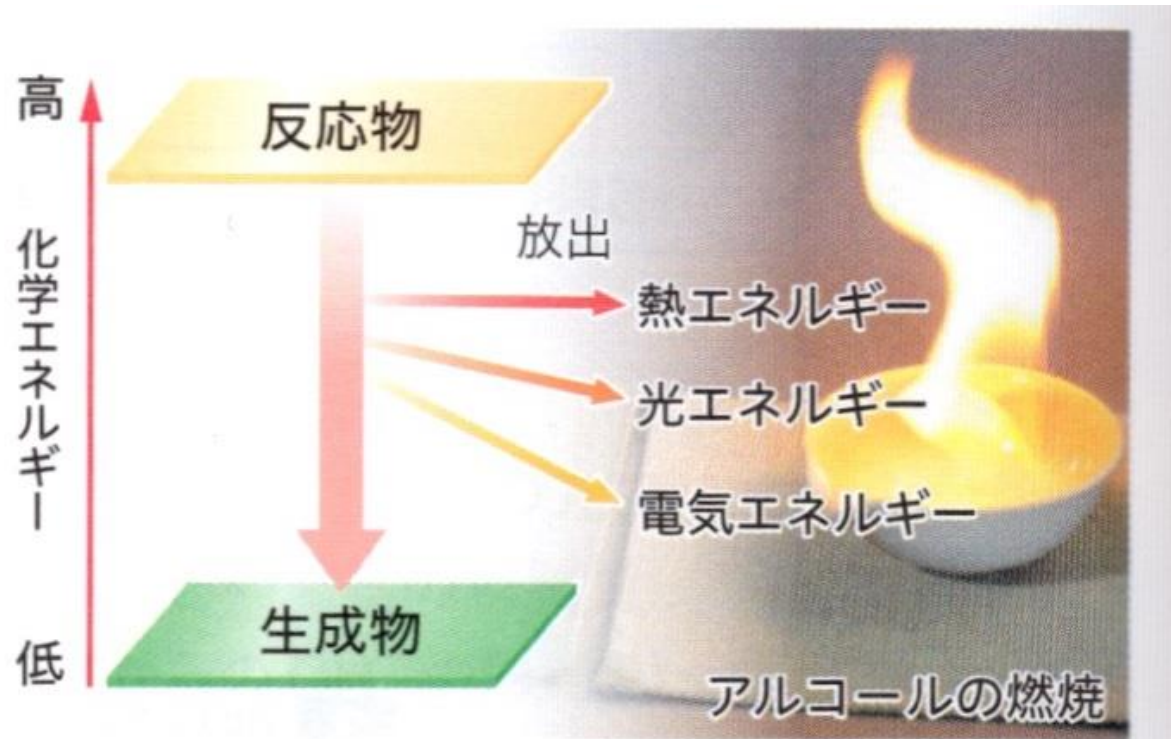
物質が持つ固有のエネルギー。

燃焼などの化学反応によって、物質を構成する粒子間の結合が変化すると化学エネルギーも変化する。

したがって、化学反応において、反応物と生成物の持つ化学エネルギーは異なることが多い。

化学エネルギーの変換

化学反応が起こると、化学エネルギーは熱エネルギーなどに変換される。



▲図1 化学エネルギー（反応物 > 生成物のとき）

化学反応と熱 p. 157

発熱反応

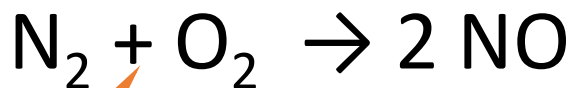
例：メタンの燃焼



熱エネルギーを放出する反応

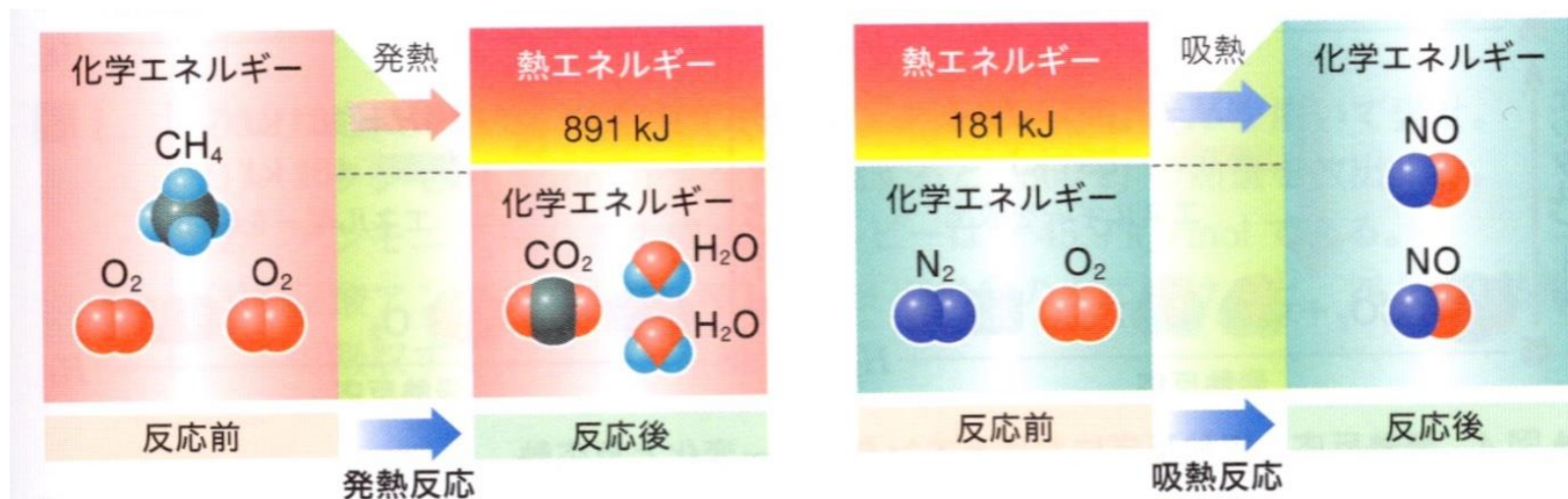
吸熱反応

例：窒素と酸素が反応して一酸化窒素になる。



熱エネルギーを吸収する反応

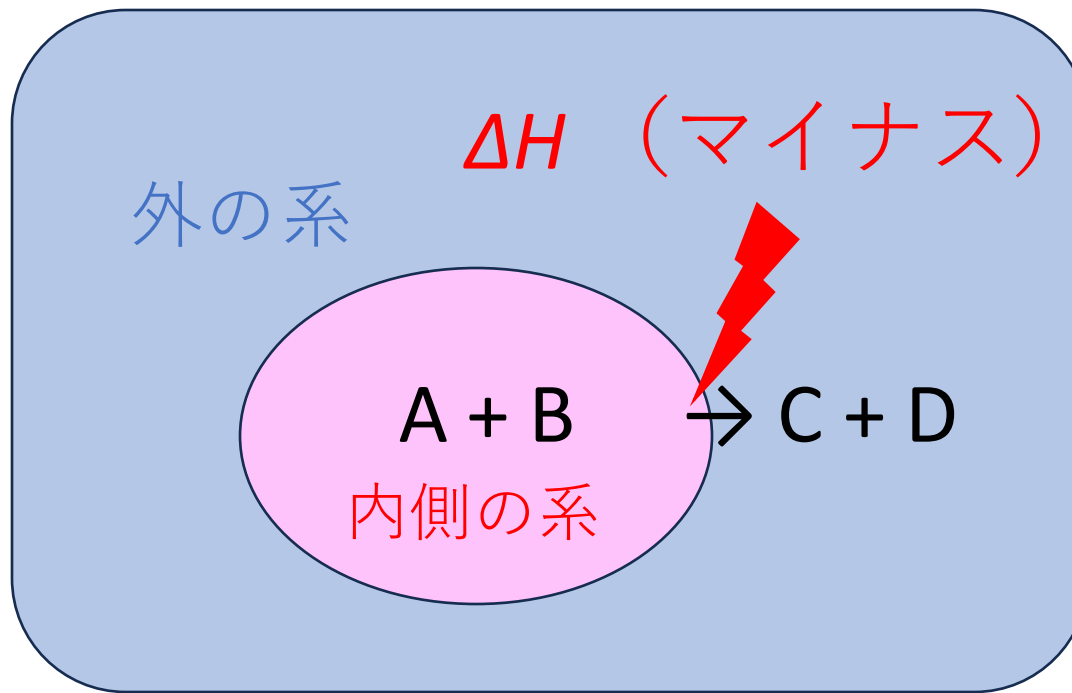
発熱反応と吸熱反応 p.157



▲図3 発熱反応と吸熱反応

物質がもつ化学エネルギーが反応によって変化する分だけ、熱エネルギーが放出・吸収される。

エンタルピーの変化



発熱反応では、反応物からなる内側の系から、生成物がある外の系にエネルギーが放出されているのでその値はマイナスで表す。

吸熱反応ではその逆。

移動するのは熱ばかりでなく、外への仕事も含んでいるので「エンタルピー」という用語を使う。

エンタルピー変化とは

化学反応に伴って、
系から出たり、系に入ったりする、
熱と仕事を含む全ての形態のエネルギーの量のことである。

反応熱 p. 157下

化学反応の進行にともなって放出または吸収される熱エネルギーを反応熱という。

物質は固有の化学エネルギーを持っている。

反応物が持っている化学エネルギーと生成物が持っている化学エネルギーの差が反応エンタルピーであり、その大部分が反応熱である。

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 = 内部エネルギー + 仕事

$$H = U + PV$$

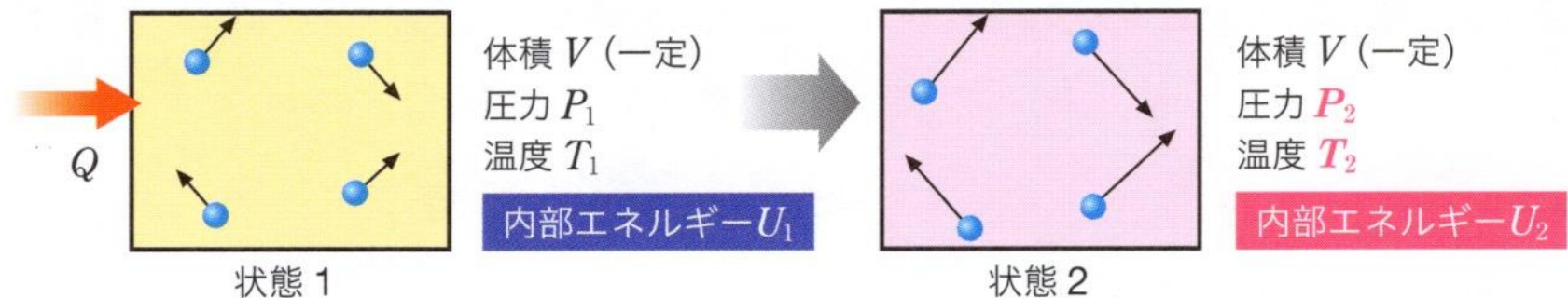
反応熱は ΔU または ΔH を用いて表されるが、

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(ΔH)が使われることが多い。

熱エネルギーの増加による 内部エネルギーの変化（定容状態）

気体分子が入った一定体積 V の容器(状態 1)に外部から熱エネルギー Q を加えると、熱エネルギー Q はすべて内部エネルギー U に変換されて気体分子の運動エネルギーなどが増加することで温度が上昇する(状態 2)。このとき状態 1 と状態 2 の内部エネルギーを、それぞれ U_1 , U_2 とすると、内部エネルギー変化 ΔU は、次のように表される。

$$Q = U_2 - U_1 = \Delta U$$

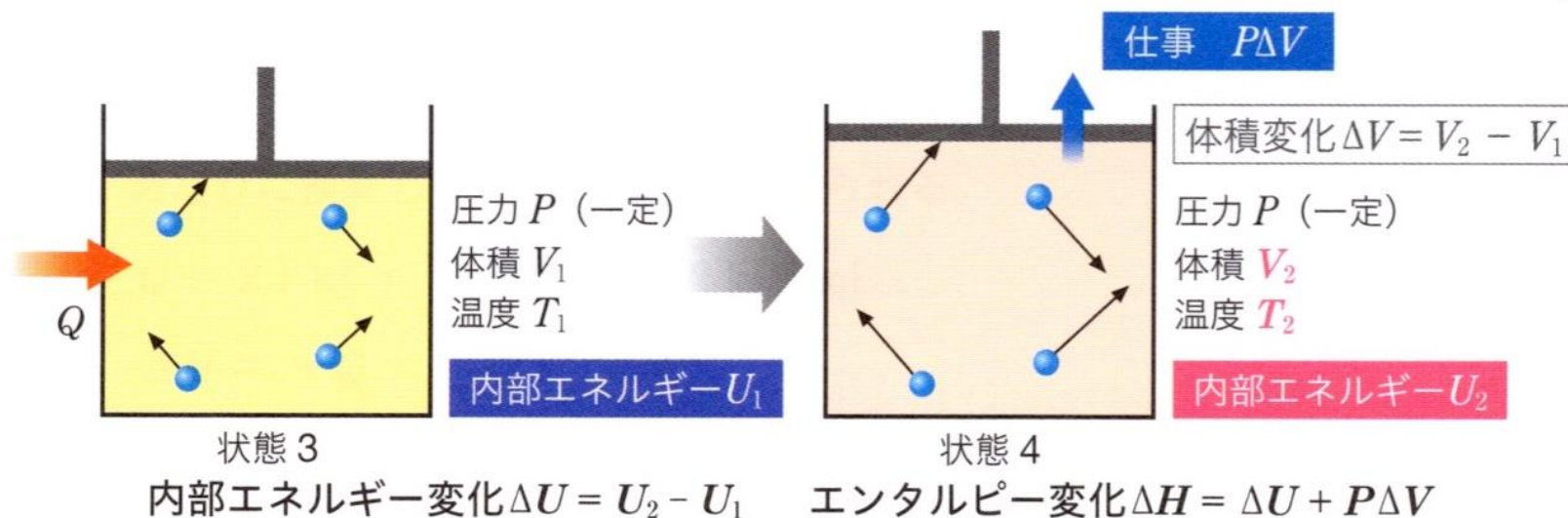


内部エネルギー変化とエンタルピー変化の関係（定圧状態）

$$Q = \Delta U + P\Delta V$$

系に加えられた熱エネルギー Q はエンタルピー変化 ΔH と等しいことから、 $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ となる。よって、エンタルピー H は、内部エネルギー U と PV から次のように定義される。

$$H = U + PV$$



反応熱とエンタルピー変化

- エンタルピー (H) とは、一定圧力における物質のエネルギー状態を示す物質質量。
- エンタルピー変化 (ΔH) とは、反応の前後におけるエンタルピーの変化量である。
- 発熱反応 $\Delta H < 0$
- 吸熱反応 $\Delta H > 0$

発熱反応 p. 158

反応物： $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2$ 高エネルギー状態

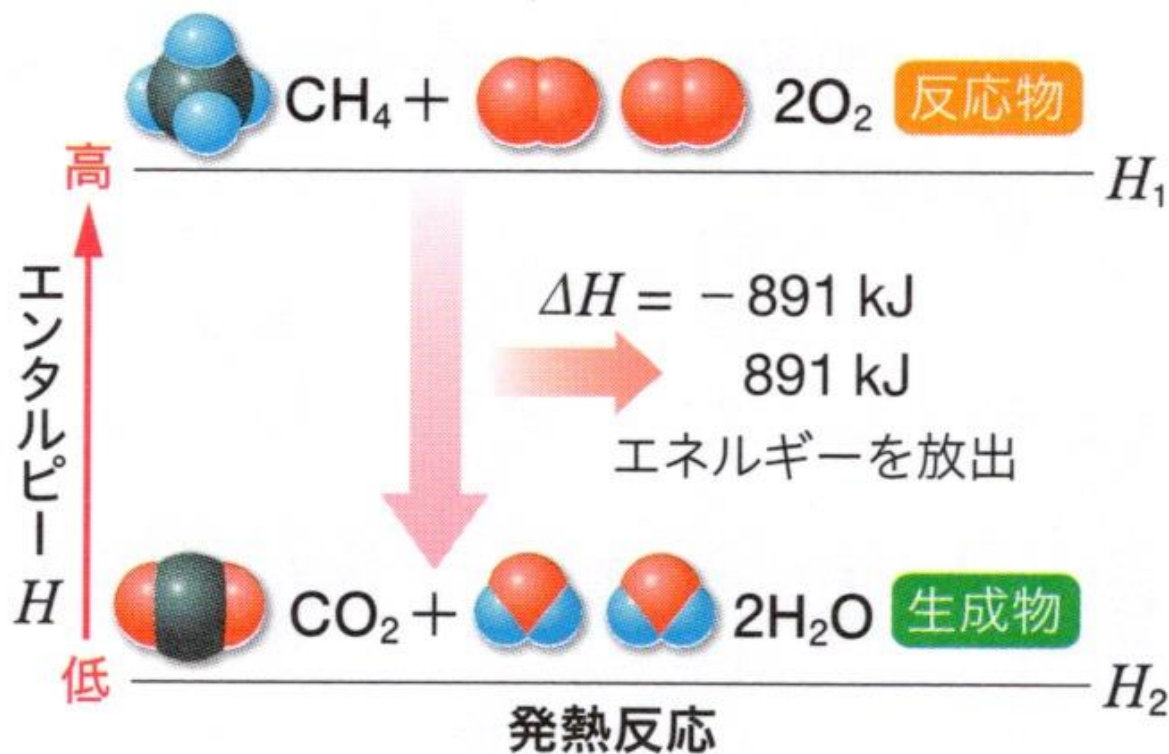


発熱 → 891 kJ を放出

$$\Delta H = -891 \text{ kJ}$$

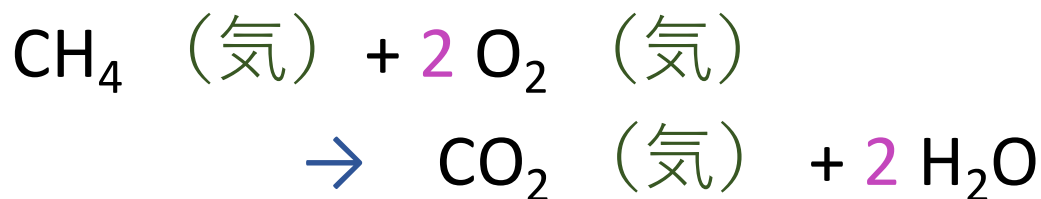
生成物： $\text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ 低エネルギー状態

発熱反応による エネルギー (ΔH) の放出



反応エンタルピーの表し方

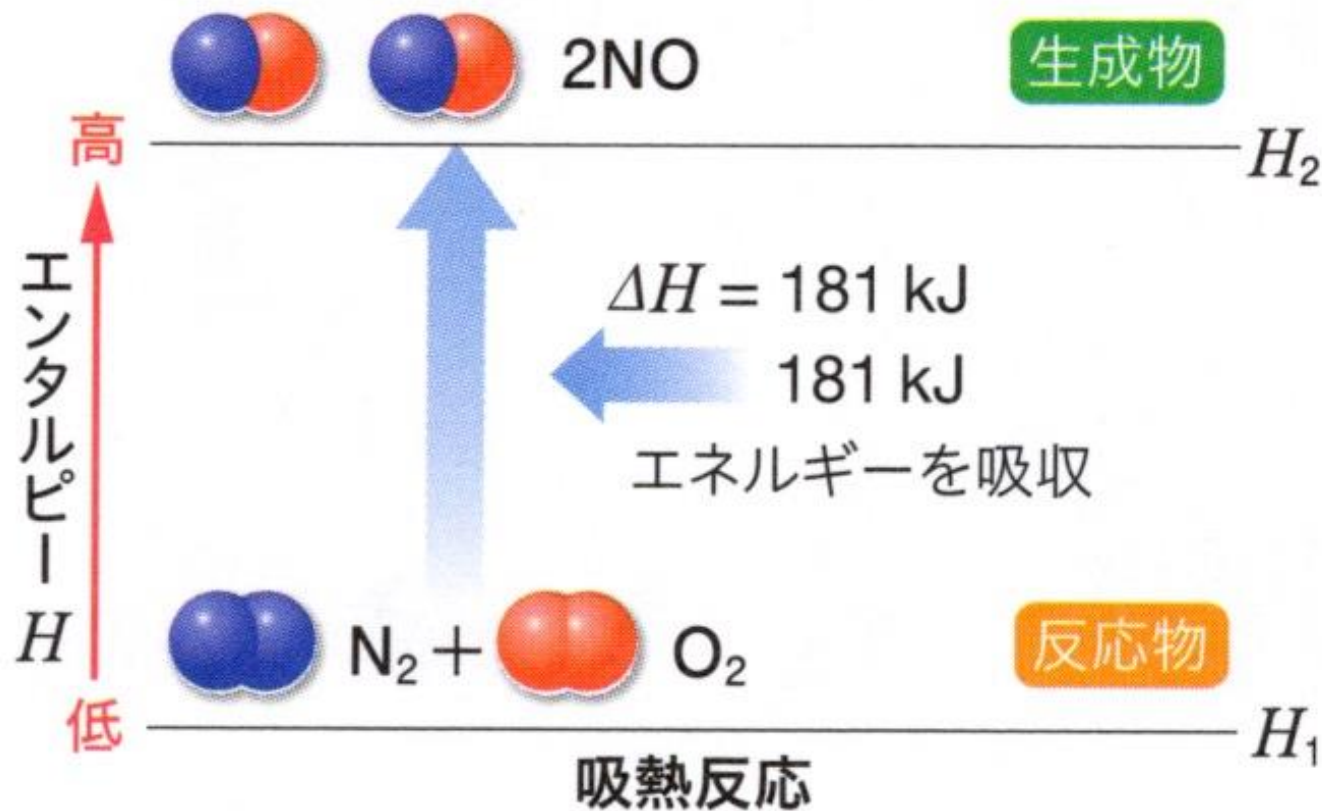
p. 158



(気) は物質の状態を示す。他に (液)、(固) など。
係数には物質質量 (mol) を用いる。

反応式に添えて $\Delta H = -891 \text{ kJ}$ と書く。

吸熱反応による エネルギー (ΔH) の吸収



吸熱反応 p. 158

生成物： 2NO 高エネルギー状態



吸熱 $\leftarrow 181 \text{ kJ}$

$$\Delta H = +181 \text{ kJ}$$

反応物： $\text{N}_2 + \text{O}_2$ 低エネルギー状態

状態を示す添字

(気体) → (g) : gas

(液体) → (l) : liquid

(固体) → (s) : solid

(水溶液) → (aq) : aqua ラテン語

多量の水を示す場合は aq だけで示す。

いろいろな反応エンタルピー

p.158 下～

反応エンタルピーの中には、反応の種類によって特別な名前を持つものがある。

燃焼エンタルピー

生成エンタルピー

中和エンタルピー

溶解エンタルピー

燃焼と生成

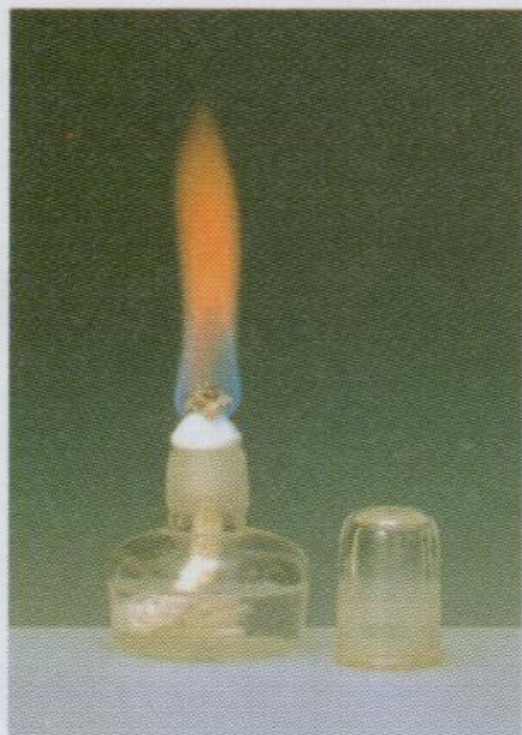


図5 メタノールの燃焼

$$\Delta H = -726 \text{ kJ}$$

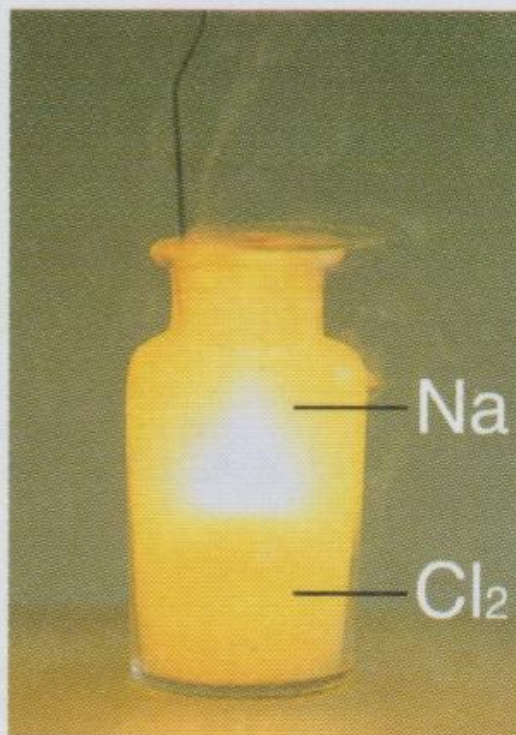


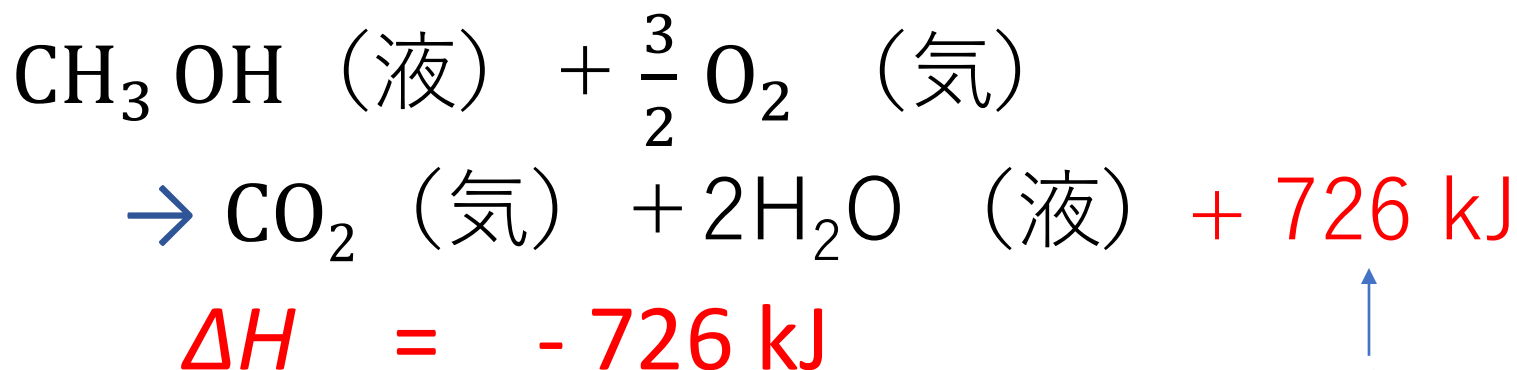
図6 塩化ナトリウムの生成

$$\Delta H = -411 \text{ kJ}$$

燃焼エンタルピー

p.158 下

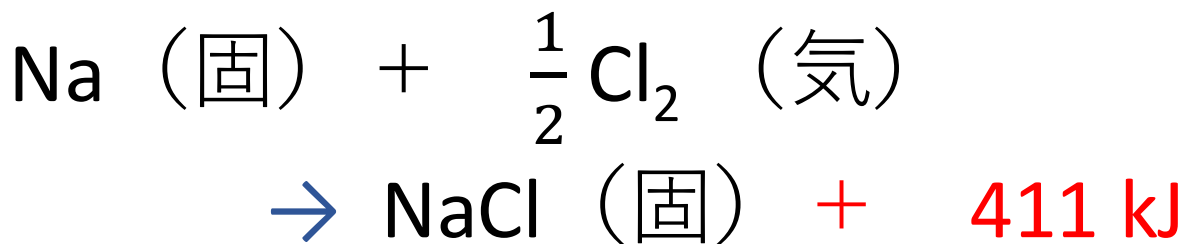
1 mol の物質が完全燃焼するときの反応エンタルピー変化。



↑
熱化学反応式における表し方。新版では使わなくなった。

生成エンタルピー p.159 上

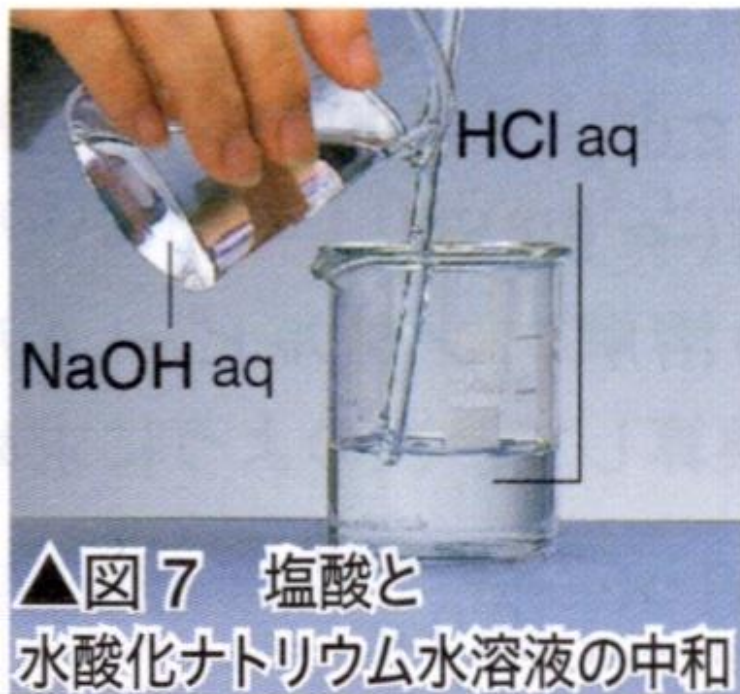
1 mol の物質がその成分元素の単体から生成するときの反応エンタルピー変化。



$$\Delta H = -411 \text{ kJ}$$

↑
熱化学反応式における表し方。新版では使わなくなった。

中和と溶解



$$\Delta H = -55.8 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -95 \text{ kJ}$$

中和エンタルピー p.159

酸と塩基の中和反応によって1 molの水が生成するときの反応エンタルピー。



$$\Delta H = -55.8 \text{ kJ}$$

熱化学反応式における表し方。新版では使わなくなった。

aq または(aq) はラテン語の水(aqua) を略したものである。すなわちHCl aq は塩化水素の水溶液（塩酸）を意味する。

また、aq だけの場合は多量の水を示す。

溶解エンタルピー

p.159

1 mol の物質が多量の溶媒に溶解するときの反応エンタルピー。

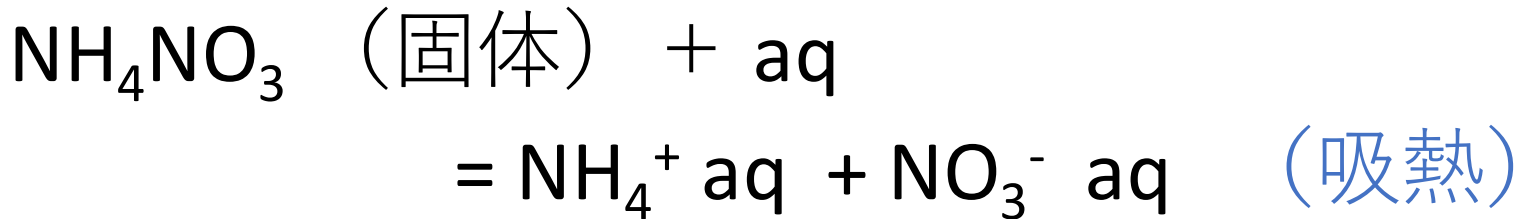


$$\Delta H = -95 \text{ kJ}$$

熱化学反応式における
表し方。新版では使わ
なくなった。

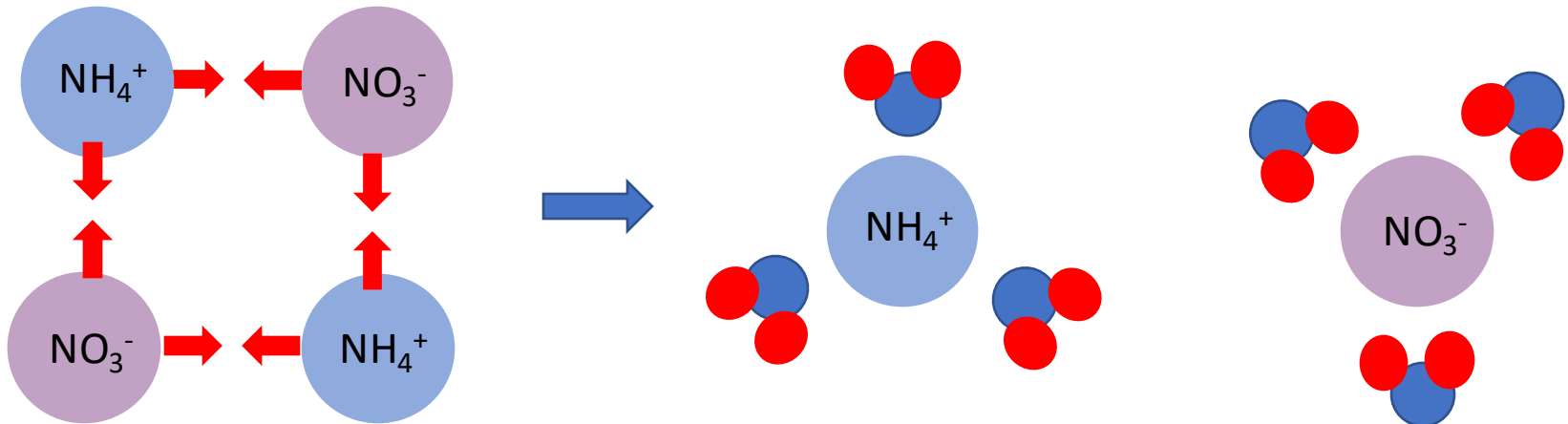
物質によって、マイナス (吸熱) の場合もある。

硝酸アンモニウムの溶解



$$\Delta H = +26 \text{ kJ}$$

格子エンタルピー >> 溶媒和エンタルピー



燃焼エンタルピー 溶解エンタルピー

物質	ΔH	物質	ΔH
(状態)	[kJ/mol]	(状態)	[kJ/mol]
H ₂ (気)	-286	NH ₃ (気)	-34
C (黒鉛)	-394	NaOH (固)	-45
CO (気)	-283	HCl (気)	-75
CH ₄ (気)	-891	H ₂ SO ₄ (液)	-95
CH ₃ OH (液)	-726	NaCl (固)	+ 3.9
C ₃ H ₈ (気)	-2219	NH ₄ NO ₃ (固)	+ 26

状態変化とエンタルピー変化

p.161

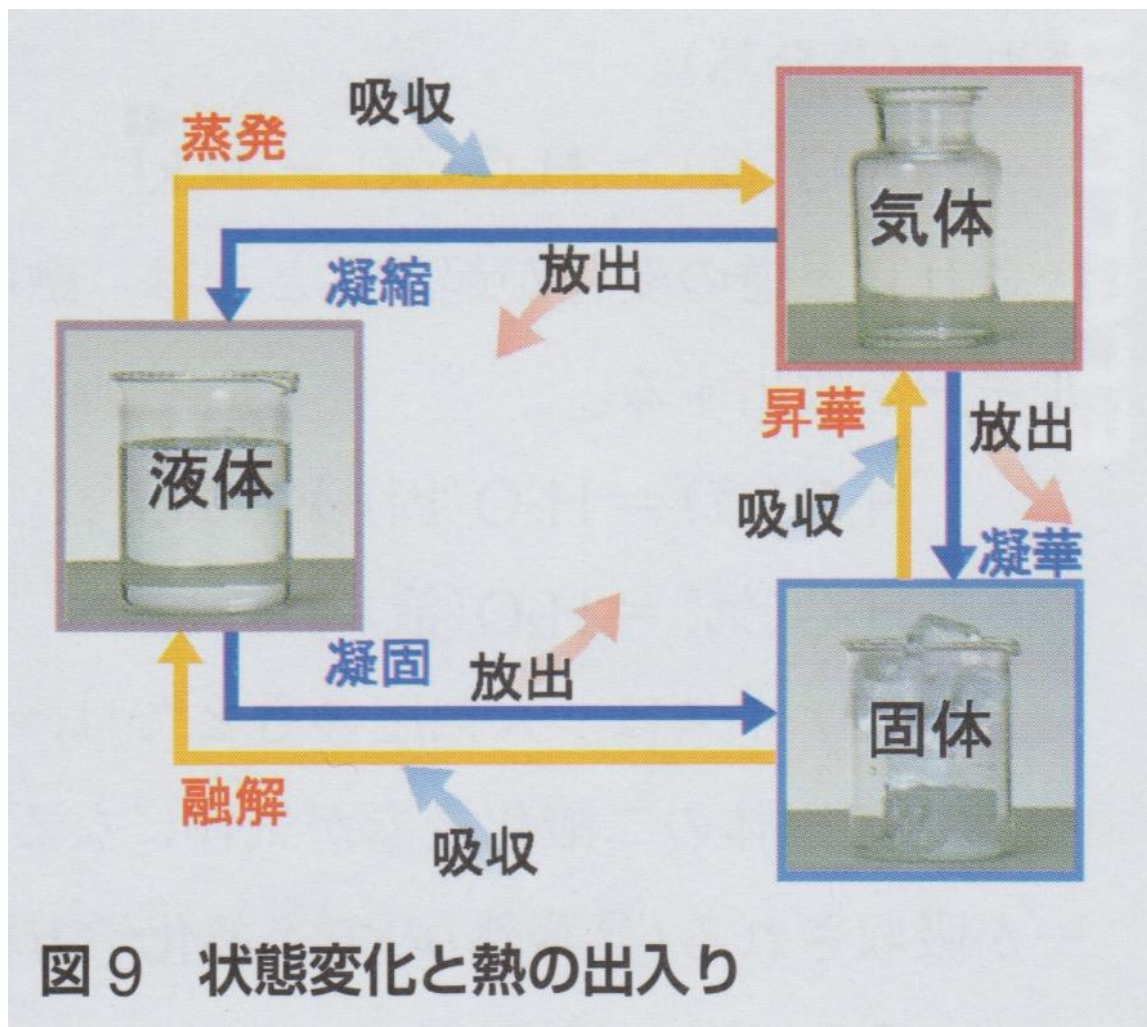
すべての物質には、固体、液体、気体の3つの状態がある。これらを物質の三態という。

第2章1節でも説明している。P. 96 – 97

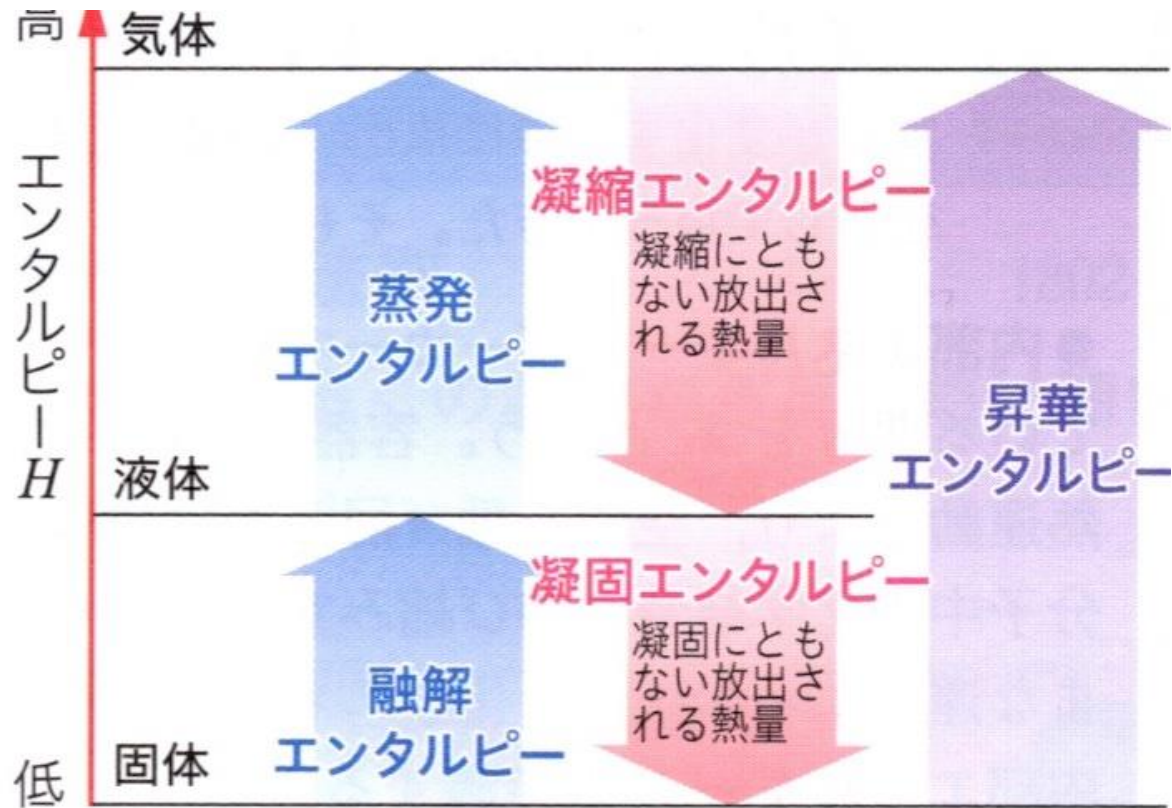
一定量の物質の融解や蒸発などの状態変化には、それぞれの物質によって決まった大きさの熱量を必要とする。

- 融解エンタルピー
- 蒸発エンタルピー
- 昇華エンタルピー

状態変化と熱の出入り



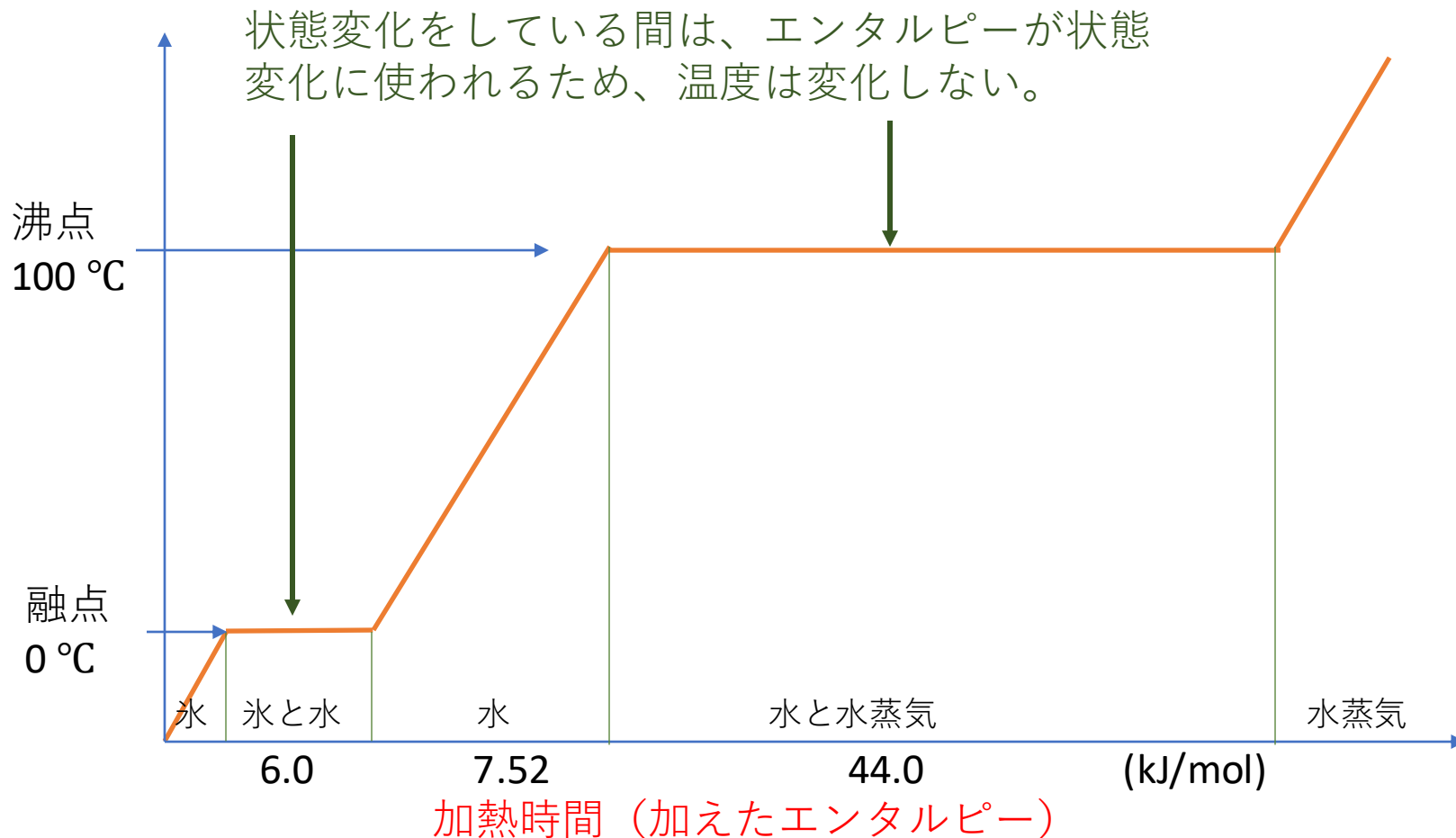
水の状態変化とエンタルピー変化



▲図 9 H₂O の状態変化

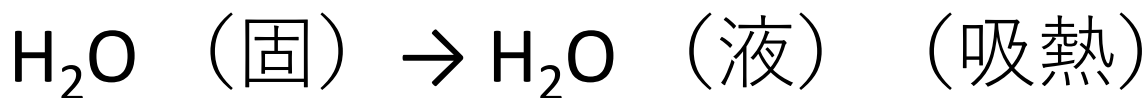
状態変化とエンタルピー変化

大気圧の下で氷に熱エネルギーを加えていくときのような



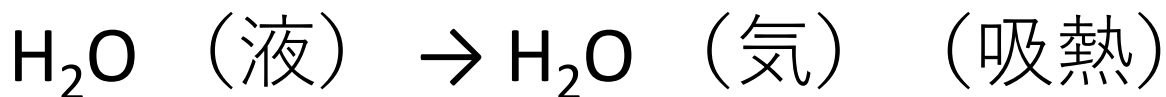
融解、蒸発、昇華の際のエンタルピー変化 p.161

融解熱の例 (氷から水へ)



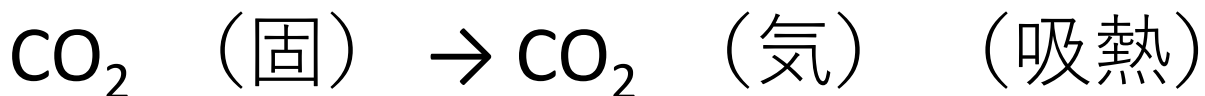
$$\Delta H = 6.0 \text{ kJ/mol}$$

蒸発熱の例 (水から水蒸気へ)



$$\Delta H = 44 \text{ kJ/mol}$$

昇華熱の例 (ドライアイス CO_2)

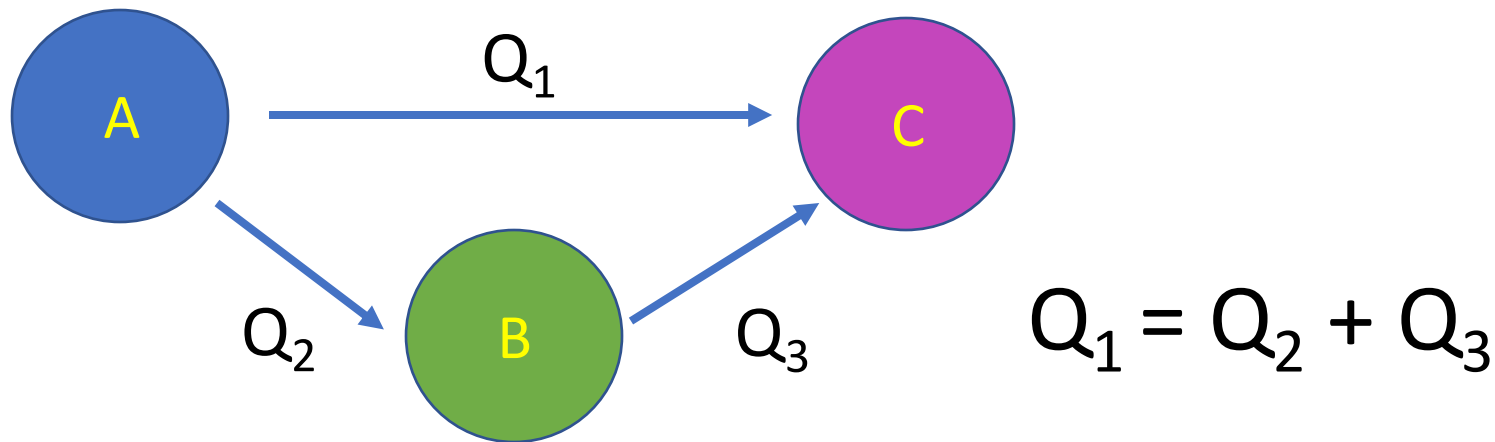


$$\Delta H = 25 \text{ kJ/mol}$$

ヘス(1802-1850)の法則 p.163

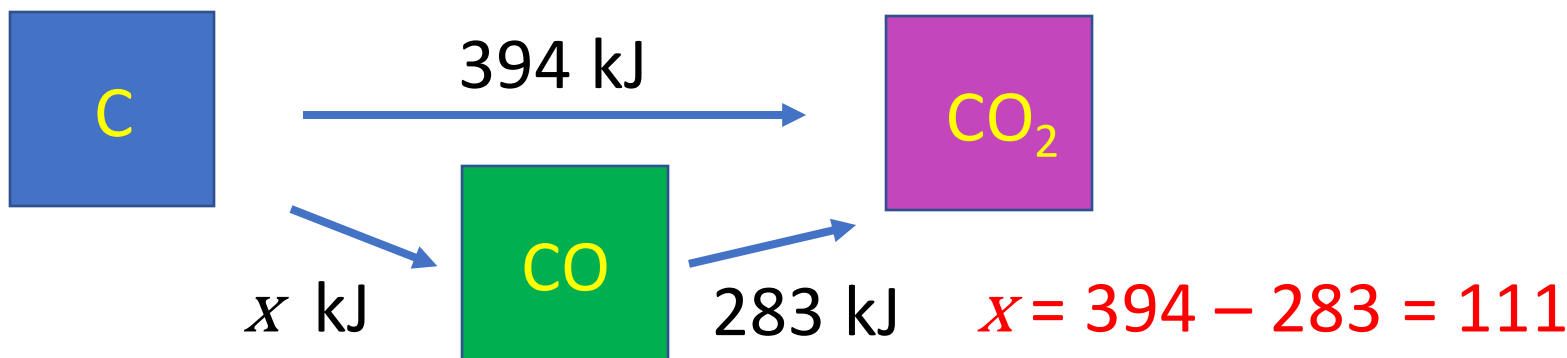
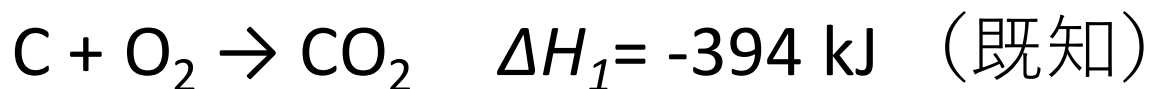
総熱量保存の法則

物質が変化する際の反応熱の総和は、変化する前の状態と変化した後の状態だけで決まり、その変化の経路には無関係である。

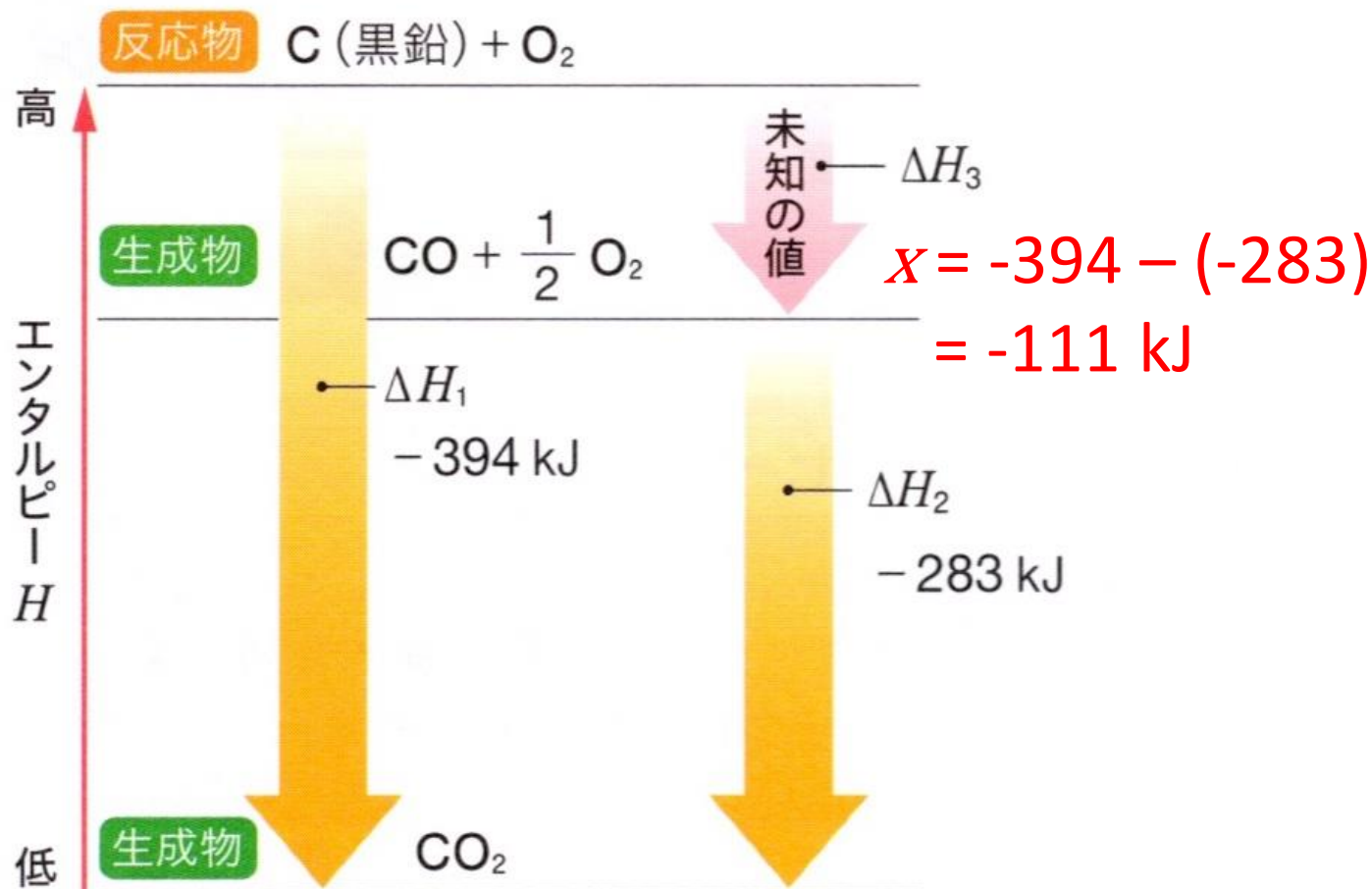


ヘスの法則の応用 p.121

直接的に測定が困難な反応のエンタルピー変化を、計算によってもとめることができる。



計算によるCOの生成エンタルピーの求め方。



▲図 11 計算による CO の生成エンタルピーの求め方

生成エンタルピー p.165

生成エンタルピーとは

各成分元素の単体から1 mol の物質をつくる際に放出される熱量 [kJ/mol] に等しい。

H₂O (気体) -242

CH₄ (気体) -75

H₂O (液体) -286

C₂H₄ (気体) + 52

HCl (気体) -92

C₂H₂ (気体) + 227

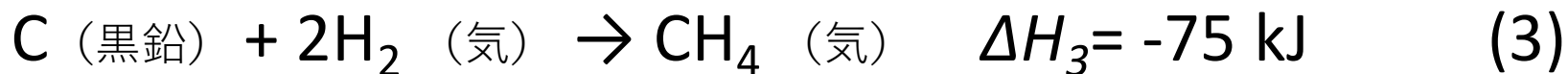
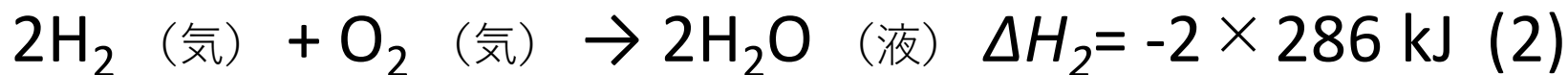
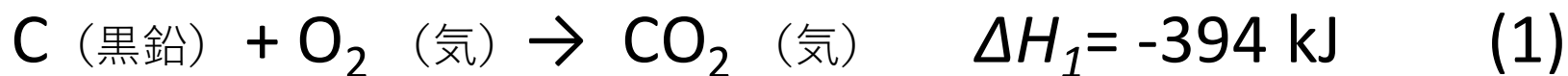
CO (気体) -111

C₂H₅OH (液体) -277

CO₂ (気体) -394

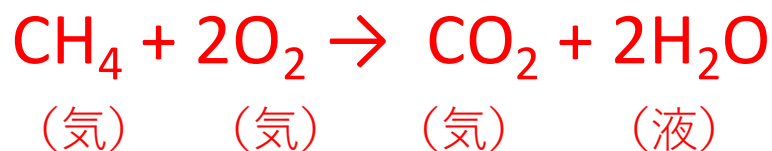
NaCl (固体) -411

CO₂, H₂O, CH₄の生成エンタルピーからCH₄の反応エンタルピーを求める。



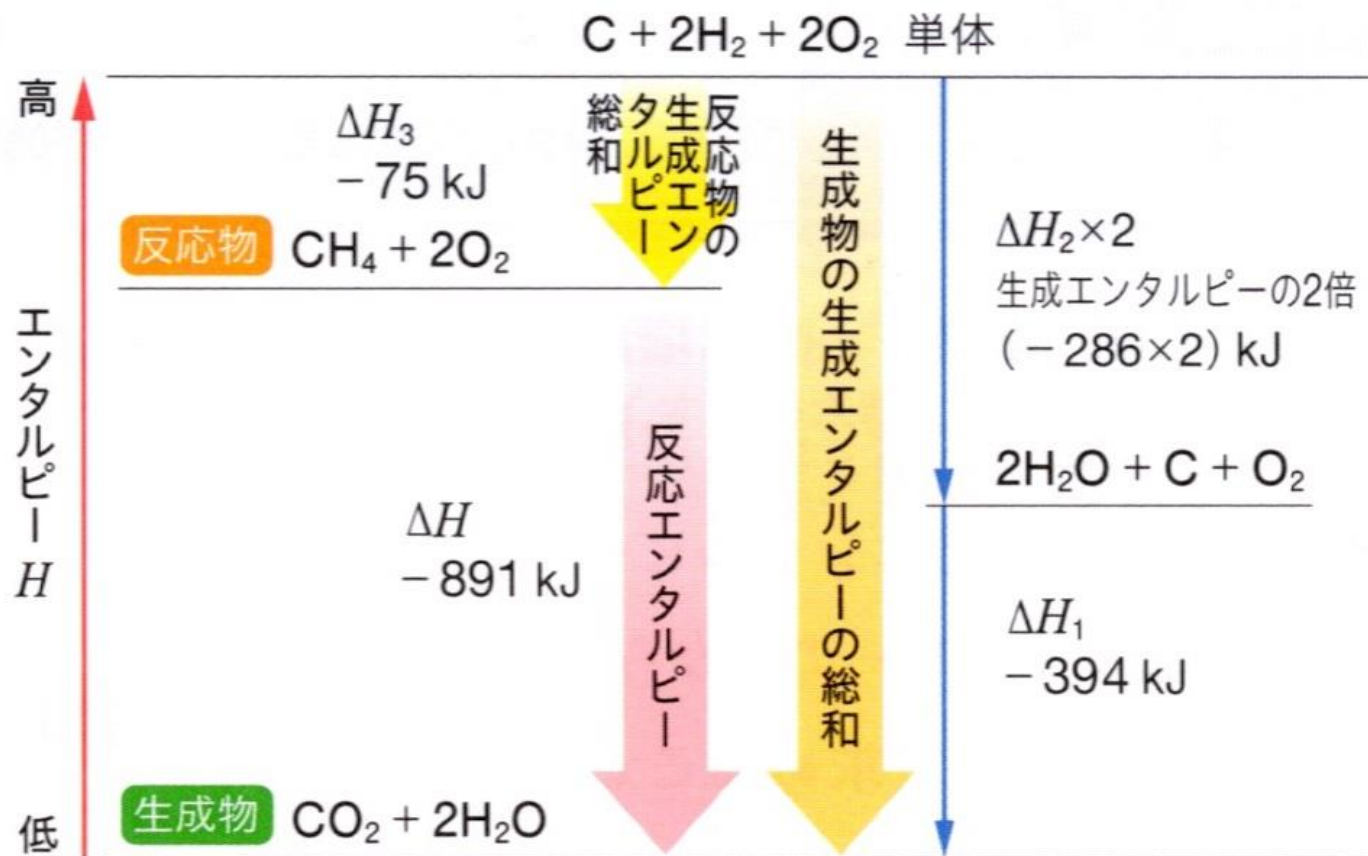
以上が各物質の生成エンタルピー。

(1) + (2) - (3) を計算すると、



$$\Delta H_4 = -394 - 572 - (-75) = -891 \text{ kJ} \quad \text{反応エンタルピー}$$

生成エンタルピーと反応エンタルピー



▲図 12 生成エンタルピーと反応エンタルピー

反応エンタルピーの求め方

反応エンタルピー =
生成物の生成エンタルピーの総和
－反応物の生成エンタルピーの総和

ヘスの法則により、途中の経路に依存しない。

結合エンタルピー p.166

結合エンタルピーとは、共有結合している原子
どうしの結合を切るときのエンタルピー変化。

例えば、水素分子 H_2 の2個の水素原子を引き離
すのに、 H_2 1 mol あたり 432 kJ のエネルギーが
必要になる。



$$\Delta H = 436 \text{ kJ/mol}$$

問4 塩素分子、塩化水素分子が分解してそれぞれ原子になるときの化学反応式とエンタルピー変化を示せ。 p.166



$$\Delta H = 243 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = 431 \text{ kJ}$$

結合エンタルピーと反応エンタルピー

p.166

反応エンタルピー

= (反応物の結合エンタルピーの総和)
- (生成物の結合エンタルピーの総和)



生成物 (HCl) の結合エンタルピーの総和

$$\Delta H_1 = 431 \times 2 = 862$$

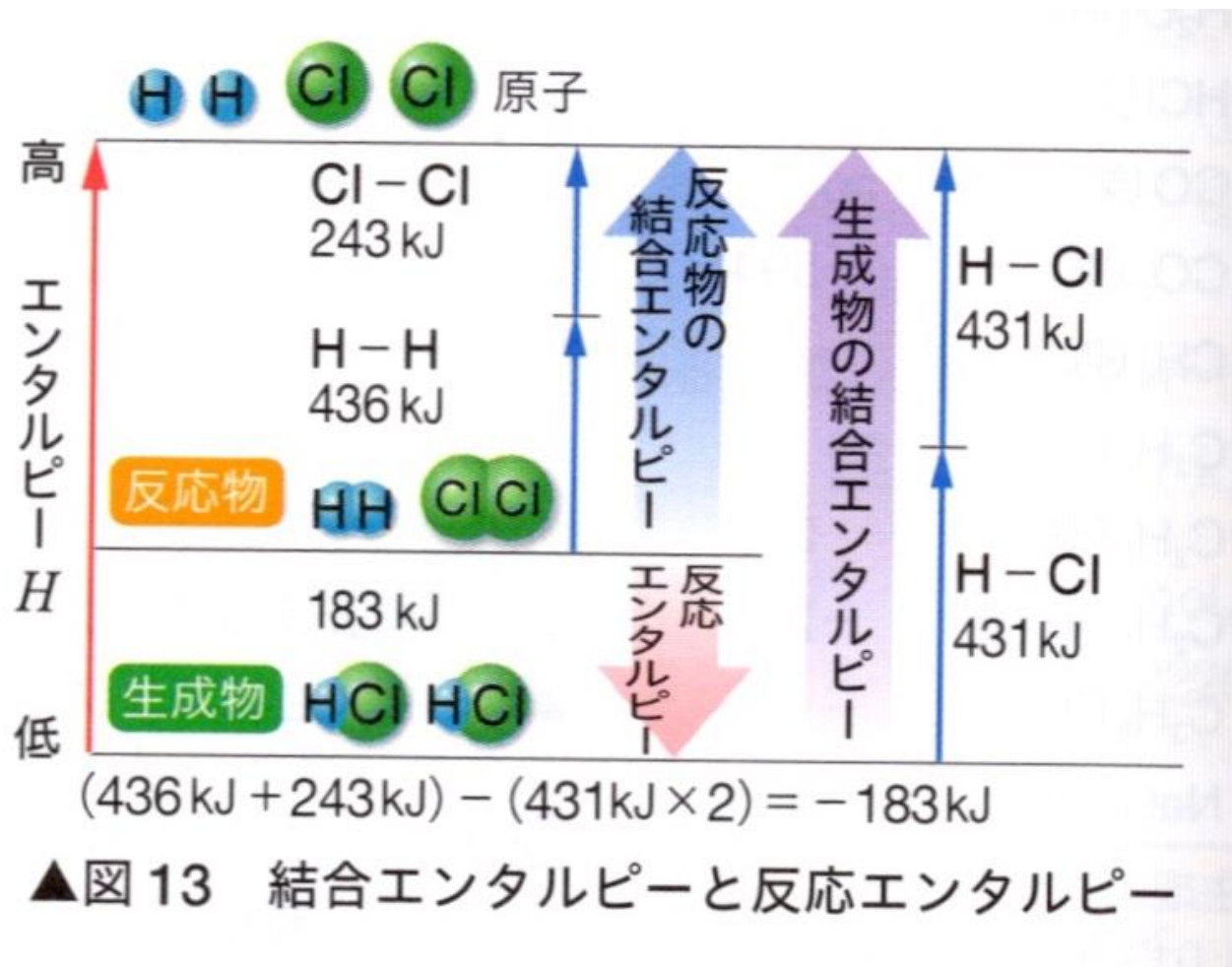
反応物 (H₂, Cl₂) の結合エンタルピーの総和

$$\Delta H_2 = 436 + 243 = 679$$

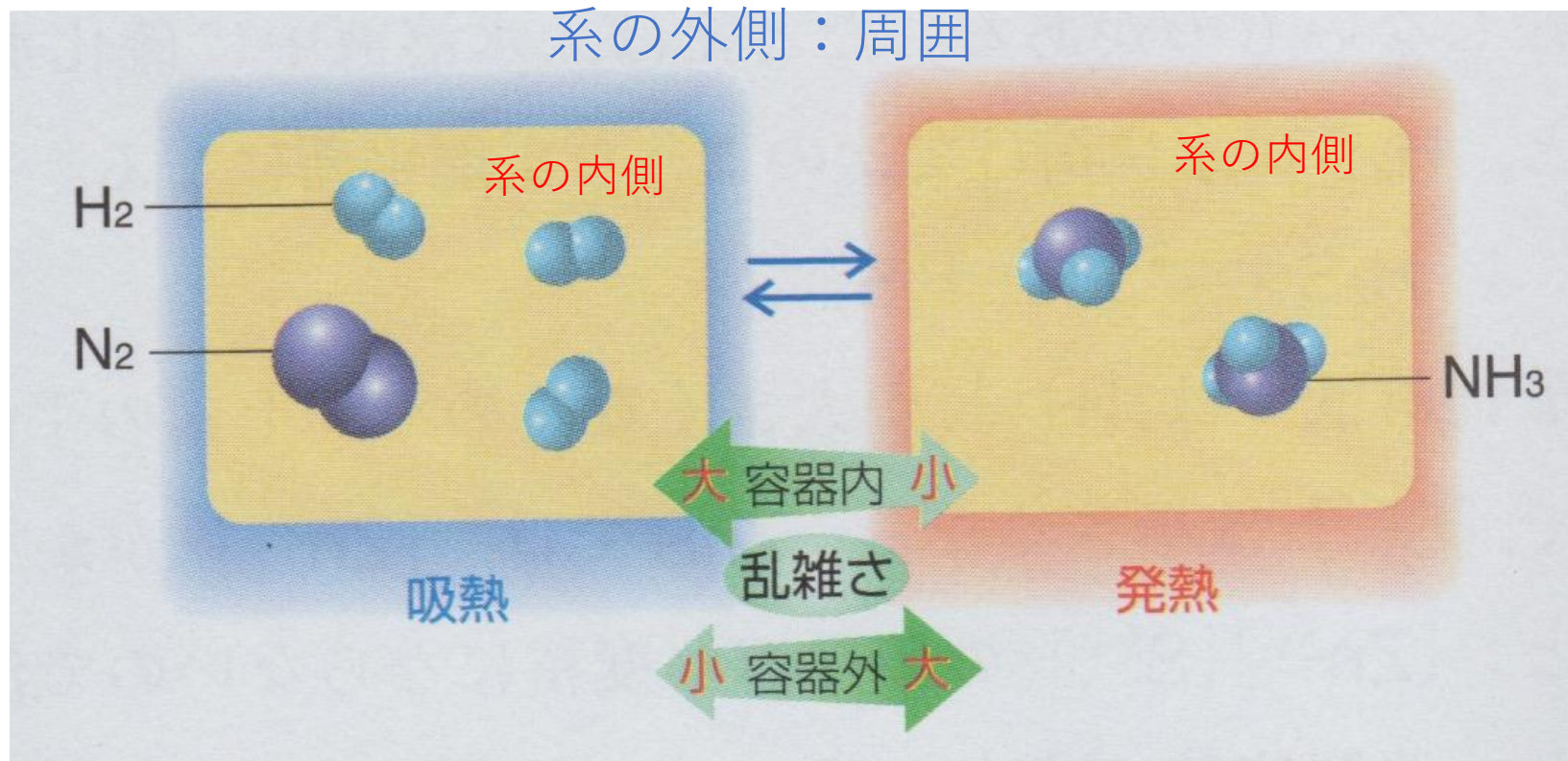
反応エンタルピー $\Delta H = 679 - 862 = -183$

結合エンタルピーと反応エンタルピー

p.166



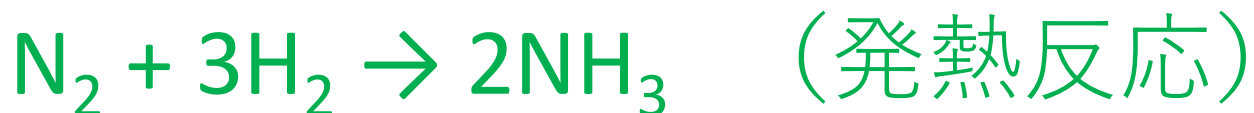
4. 反応の進行とエントロピー



熱力学的な乱雑さをエントロピーと呼ぶ。

反応の進行とエントロピー

例：アンモニアと水素の反応



$$\Delta H = -92 \text{ kJ}$$

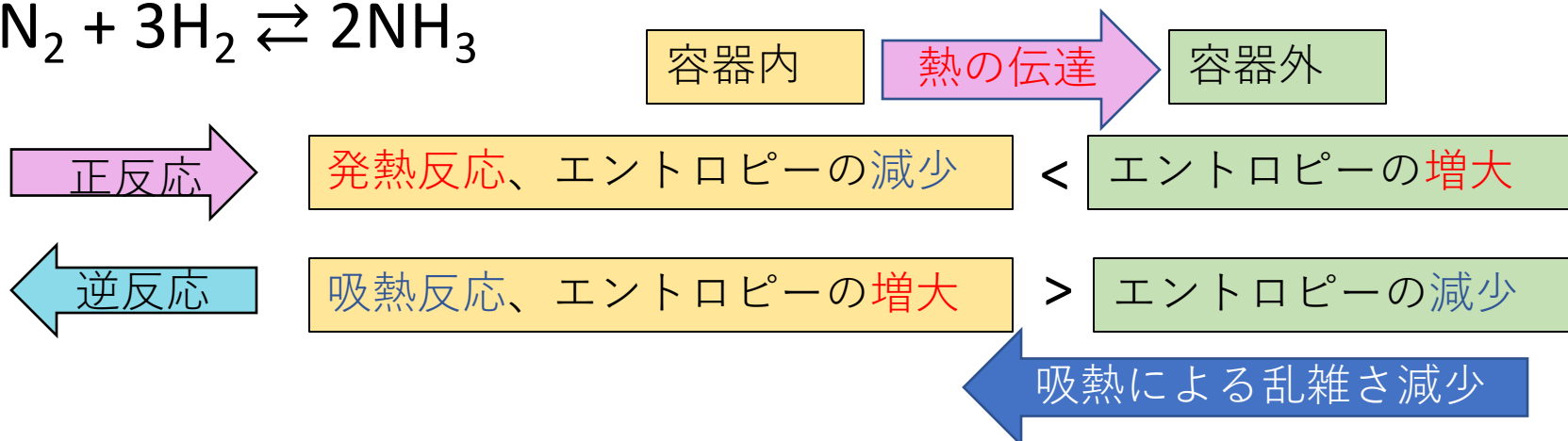
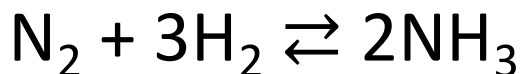
→ 系外のエントロピー増大

1 mol の窒素と 3 mol の水素から 2 mol のアンモニアが生成している。（物質量の減少）

→ 系内のエントロピー減少

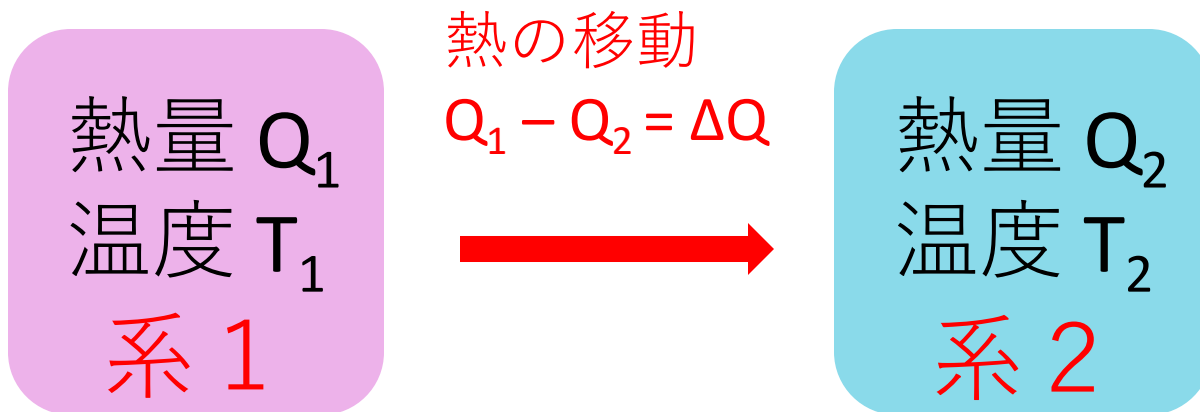
化学反応と乱雑さ

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。

2つの系の間での熱の移動



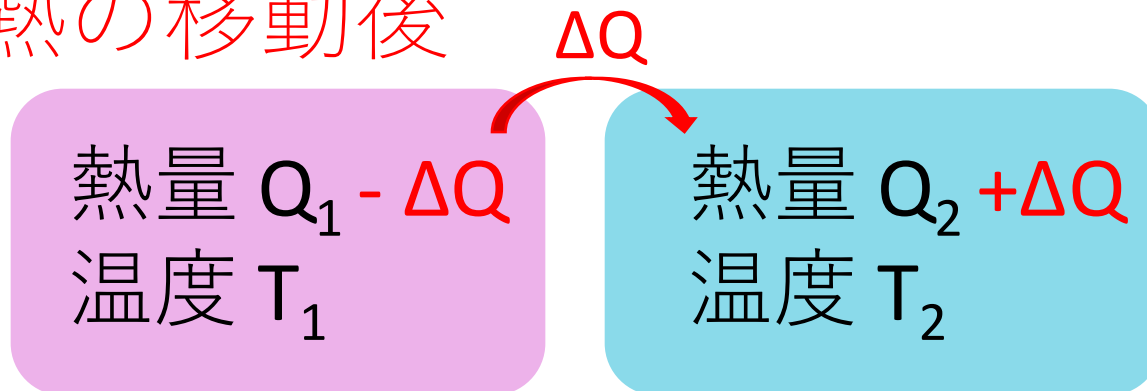
熱の移動前のエントロピーは

$$S_1 = Q_1 / T_1$$

$$S_2 = Q_2 / T_2$$

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

熱の移動後



熱の移動後のエントロピー

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

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

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 $T_1 > T_2$, $\Delta Q > 0$ 。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。

$$-\Delta Q / T_1 + \Delta Q / T_2 = \Delta Q (1/T_2 - 1/T_1)$$

$$= \Delta Q (T_1 - T_2) / T_2 T_1 > 0$$

したがって熱の移動後にエントロピーは増大している。

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。

熱力学の第三法則

- 純粋物質の温度が、熱力学的平衡を保ちながら絶対零度(0 K)に近づくにつれて、その物質のエントロピーも限りなく 0 に近づく。
- 完全結晶のエントロピーは絶対零度ではすべて等しく 0 となる。

ネルンストの定理

- 有限回の操作では決して絶対零度には達することができない。
- ある物質が絶対零度に達するためには、絶対零度以下の物質と接触させなければならないが、そのような物質 ($< 0\text{ K}$) は存在しない。

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

周囲：「系」以外の部分

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

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

発熱反応であれば、化学反応の際に周囲にエネルギー $-\Delta H \text{ (系)}$ を放出している。これを絶対温度 T で割れば、 $\Delta S \text{ (周囲)}$ に等しくなる。

系からのエネルギーの放出による 周囲のエントロピーの増大

発熱反応による周囲へのエネルギーの放出：

$$-\Delta H \quad (\text{系から周囲へ})$$

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

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

5. ギブスの自由エネルギー

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

この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によって起こる。

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

$$\begin{aligned}-\Delta G \text{ (系)} &\text{として、これを絶対温度 } T \text{ で割り、} \\ \Delta S \text{ (宇宙)} &= -\Delta G/T \text{ (系)} \text{ とする。} \quad (2)\end{aligned}$$

ギブスの自由エネルギー（続き）

(1) と (2) をまとめると、

$$-\Delta G/T \text{ (系)} = -\Delta H/T \text{ (系)} + \Delta S \text{ (系)} \quad (3)$$

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。

化学反応は $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$ の方向に進行するので、

$\Delta G < 0$ の反応は自発的に起こりやすい。

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。

自由エネルギーの変化と 反応の起こりやすさ

$\Delta G < 0$: 反応は起こる。

$\Delta S > 0$ 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。

標準電極電位 E と ギブスエネルギー変化 ΔG

- 電池反応のギブスエネルギー変化は起電力と次の関係がある。

- $\Delta G = - n F E$

- n は反応に関与する電子の数
- F はファラデー定数
- E は起電力（標準電極電位）

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；

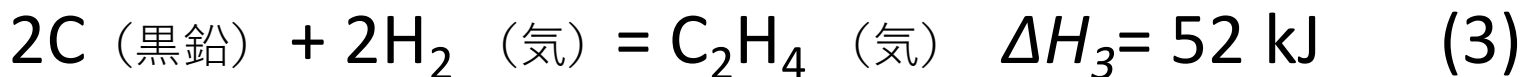
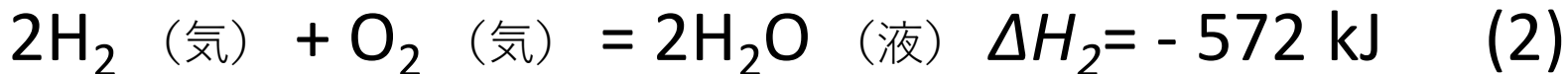
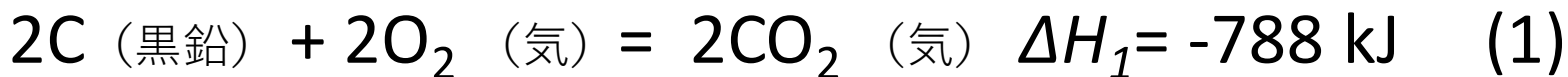
kiyoshi@tsutsuki.net

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。

7月16日課題 7月21日締切

以下の生成エンタルピーがわかっている。



これらの数値を使って、次の反応の反応エンタルピーを求めなさい。



未提出課題がある人へ

該当分野を復習し、復習内容を提出してください。

kiyoshi@tsutsuki.net

7月の花



タチギボウシ
オカトラノオ

キンミズヒキ
エゾクガイソウ