

# 入門化学10

## 反応速度

化学反応の速さ・反応速度と濃度・  
反応速度と温度・触媒



ジンヨウイチャクソウ



クルマバツクバネソウ 6月16日

# 6月17日課題の説明

次の反応の反応熱 (kJ/mol)を求めよ。



各成分の生成熱 (kJ/mol)は、 $\text{H}_2\text{O (aq)}$  286,  
 $\text{CO}_2 (\text{g})$  394,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (aq)}$  277,  $\text{O}_2$  0 kJ である。



ただし  $\text{H}_2 + 0.5 \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O (g)} + 242 \text{ kJ}$

$\text{C (黒鉛)} + 0.5 \text{O}_2 = \text{CO (g)} + 111 \text{ kJ}$  を参考とせよ。

(各生成熱はp.122 表3 を参照した。)

# 復習

反応物（状態）

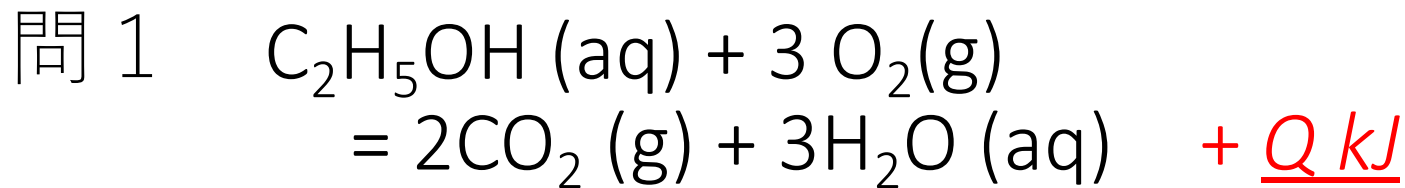
$$= \text{生成物（状態）} (+ \text{ または } -) \text{ 反応熱} \\ + \text{ 発熱反応} \\ - \text{ 吸熱反応}$$

反応熱 =

生成物の生成熱の総和

－ 反応物の生成熱の総和

ヘスの法則により、途中の経路に依存しない。



生成物の生成熱は、

$$2 \times 396 (\text{CO}_2) + 3 \times 286 (\text{H}_2\text{O aq}) = 1646 \text{ kJ}$$

反応物の生成熱は、

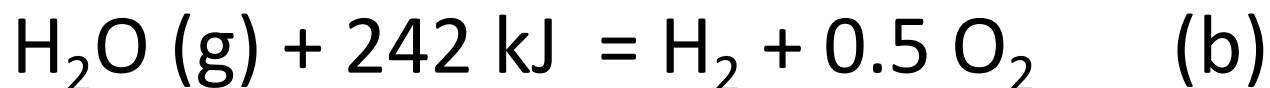
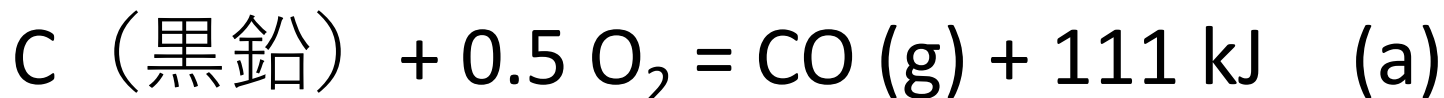
$$1 \times 277 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 \times 0 (\text{O}_2) = 277 \text{ kJ}$$

反応熱 = 反応物の生成熱 - 生成物の生成熱

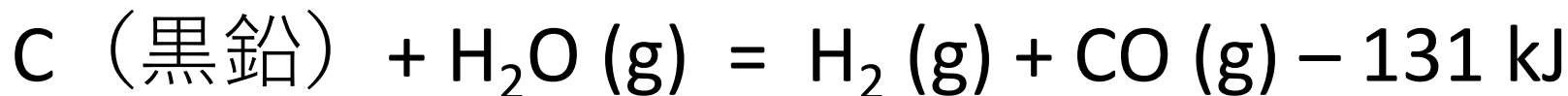
$$Q = 1646 - 277 = 1369 \text{ kJ}$$

(2) 炭素（黒鉛）に水蒸気を反応させて、  
水素と一酸化炭素を生成させる・・・

反応を分解すると、



(a)式 と(b)式 を足し合わせると、



# 第3章2節

## 反応の速さとしくみ



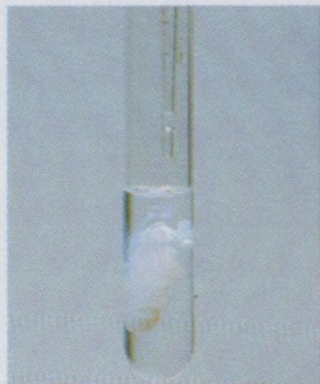
1. 反応の速さ
2. 反応速度を変える条件
3. 反応のしくみ

# 反応の速さ p.126

化学反応には、花火のように瞬時に完結する非常に速い反応から、銅がさびて緑色の緑青になるような遅い反応までさまざまなものがある。



# 速い反応と遅い反応



沈殿反応  
と花火



速い反応



さびる  
反応



遅い反応

図 1 速い反応と遅い反応



# 速い反応

- 塩化ナトリウム  $\text{NaCl}$  の溶液に硝酸銀  $\text{AgNO}_3$  の水溶液を加えると、ただちに塩化銀  $\text{AgCl}$  の白い沈殿が生じる。
- 中和反応  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 気体の爆発反応

# 遅い反応

- 鉄や銅などが空気中でさびる反応
- 発酵によってみそや酒をつくる反応
- 放射性元素の壊変

例： $^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + \beta\text{線}$  （半減期 5730年）

$^{137}\text{Cs} \rightarrow ^{137\text{m}}\text{Ba} + \beta\text{線}$  （半減期 30.07年）

$\rightarrow ^{137}\text{Ba} + \gamma\text{線}$  （半減期 2.552 分）

反応の速さに影響を及ぼす条件

- 温度、圧力、反応に関与する物質の状態など
- 放射性元素の壊変速度は変化しない。

# 反応の速さの表し方 p.126下 p. 126 上 図 2

$$\begin{aligned}\text{反応速度 } v &= \frac{\text{反応物の濃度の減少量}}{\text{反応時間}} \\ &= \frac{\text{生成物の濃度の増加量}}{\text{反応時間}}\end{aligned}$$

$$= - \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

$$\text{究極的には } (\Delta t \rightarrow 0) \quad = - \frac{d[A]}{d t}$$

(微分値：ある時点における反応速度)

# 濃度と反応速度

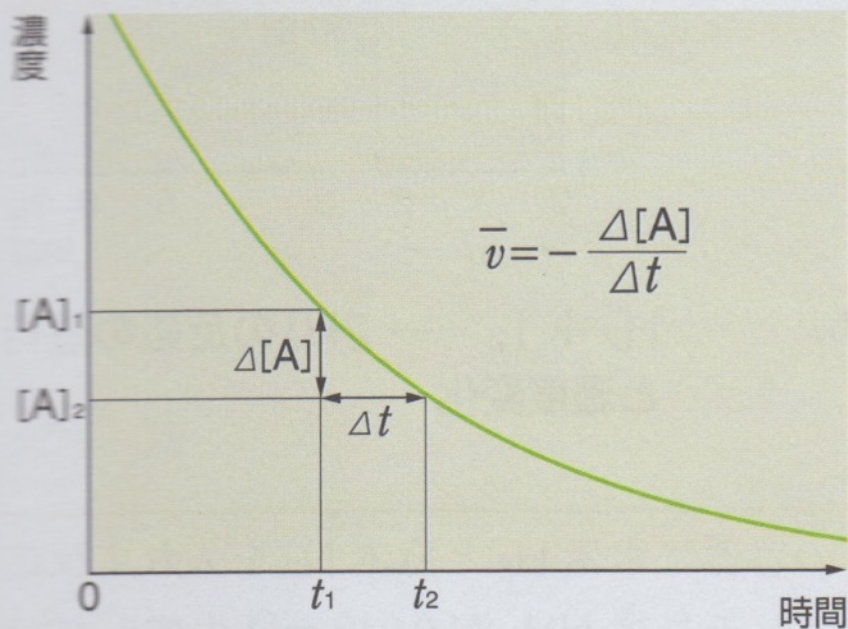


図2 濃度と反応速度

$\Delta$ (デルタ)は変化量を示す記号であり、**A**のモル濃度は、記号**[A]**で表す。よって、 $\Delta[A] = [A]_2 - [A]_1$ 、 $\Delta t = t_2 - t_1$ である。 $\Delta t$ を十分小さくすれば、瞬間的な反応速度を表すことになる。また、この場合 $\Delta[A]$ が負の値になるので、反応速度 $v$ を正の値にするため、 $-$ (マイナス)記号が付いている。

# 化学反応式の係数と反応速度

$A \rightarrow 2B$  の反応が起こる場合、

$$V_A = -\Delta[A]/\Delta t \quad (\text{反応物の減少速度}),$$

$$V_B = \Delta[B]/\Delta t \quad (\text{生成物の増加速度})$$

反応物 A の濃度が 1 mol/L 変化すると、生成物 B の濃度は 2 mol/L 変化するので、 $V_B = 2 V_A$  の関係があり、反応に関係する物質の反応速度の比は、それぞれの係数の比に等しく、 $V_A : V_B = 1 : 2$  となる。



# 反応速度を変える条件 p.128

## 濃度の影響

燃焼の反応速度には、酸素の濃度が関係している。（線香の燃焼の例）

## 濃度と分圧

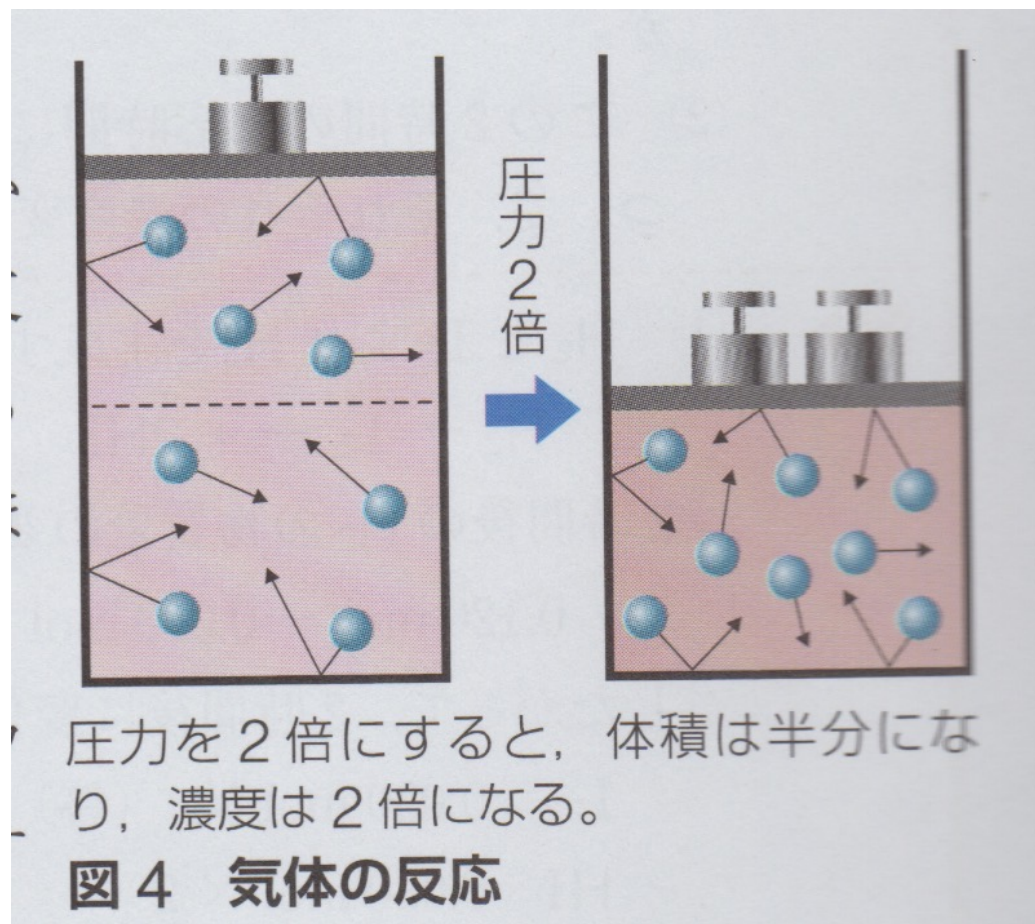
気体反応のとき、成分の濃度はその分圧に比例するから、分圧が大きいほど反応速度も大きくなる。

# 反応速度を変える条件： 反応成分の濃度



図 3 線香の燃焼

# 反応速度に対する圧力の影響





# 反応速度に対する温度の影響



20°C

8 分後

50°C

$$2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 10\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$$

図 5 温度の影響

# 反応速度式 p.128 下- p.129 上

水素  $\text{H}_2$  とヨウ素  $\text{I}_2$  からヨウ化水素  $\text{HI}$  が生成する気体反応の反応速度  $v$  は、一定温度では、水素の濃度  $[\text{H}_2]$  とヨウ素の濃度  $[\text{I}_2]$  の積に依存することが知られている。

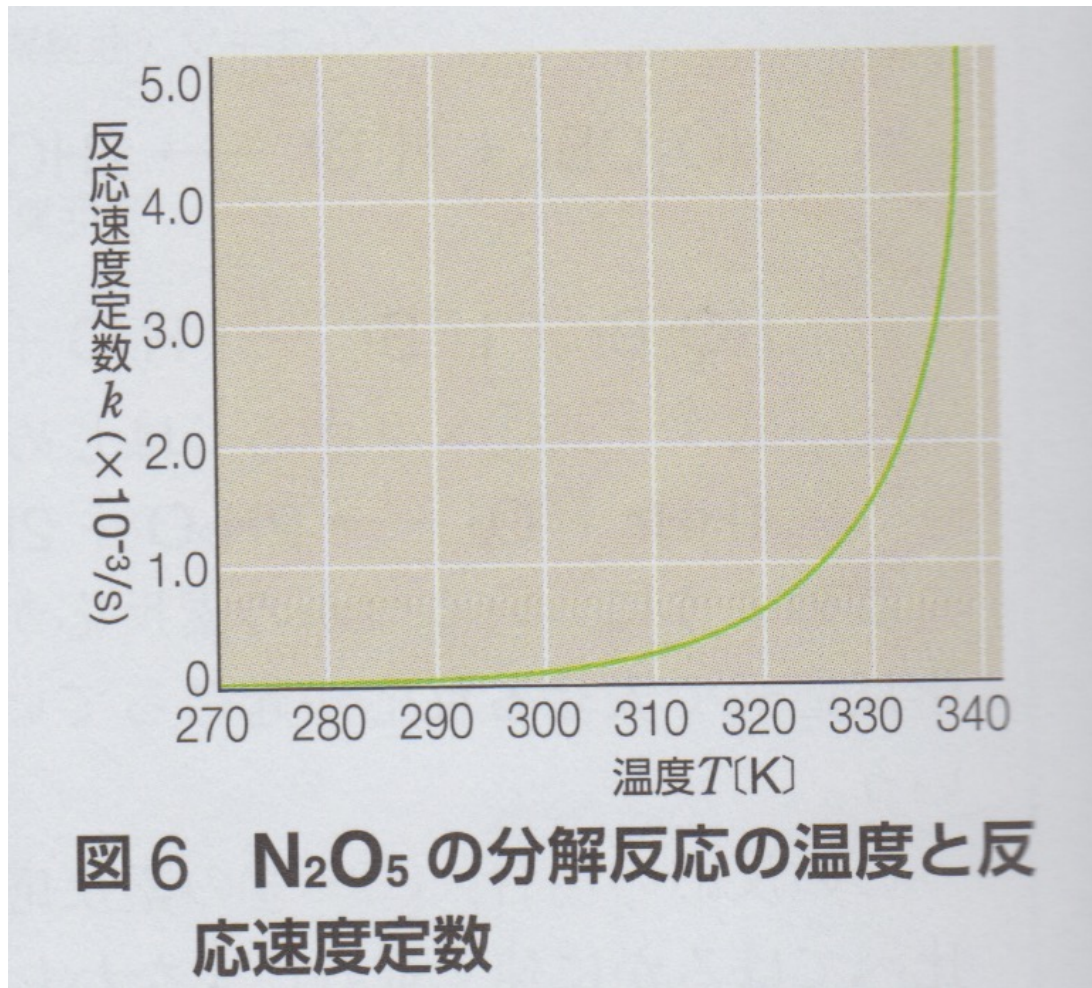
$$v = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

このような、反応速度と濃度の関係を示した式を反応速度式という。

比例定数  $k$  は反応速度定数といい、反応の種類によってことなり、一般に温度が一定ならば濃度によらず一定の値をとる。



# $\text{N}_2\text{O}_5$ の分解反応の温度と反応速度



# N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>の分解反応の濃度と反応速度 (45°C、気体)

表 1 N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> の分解反応の濃度と反応速度(45°C, 気体)

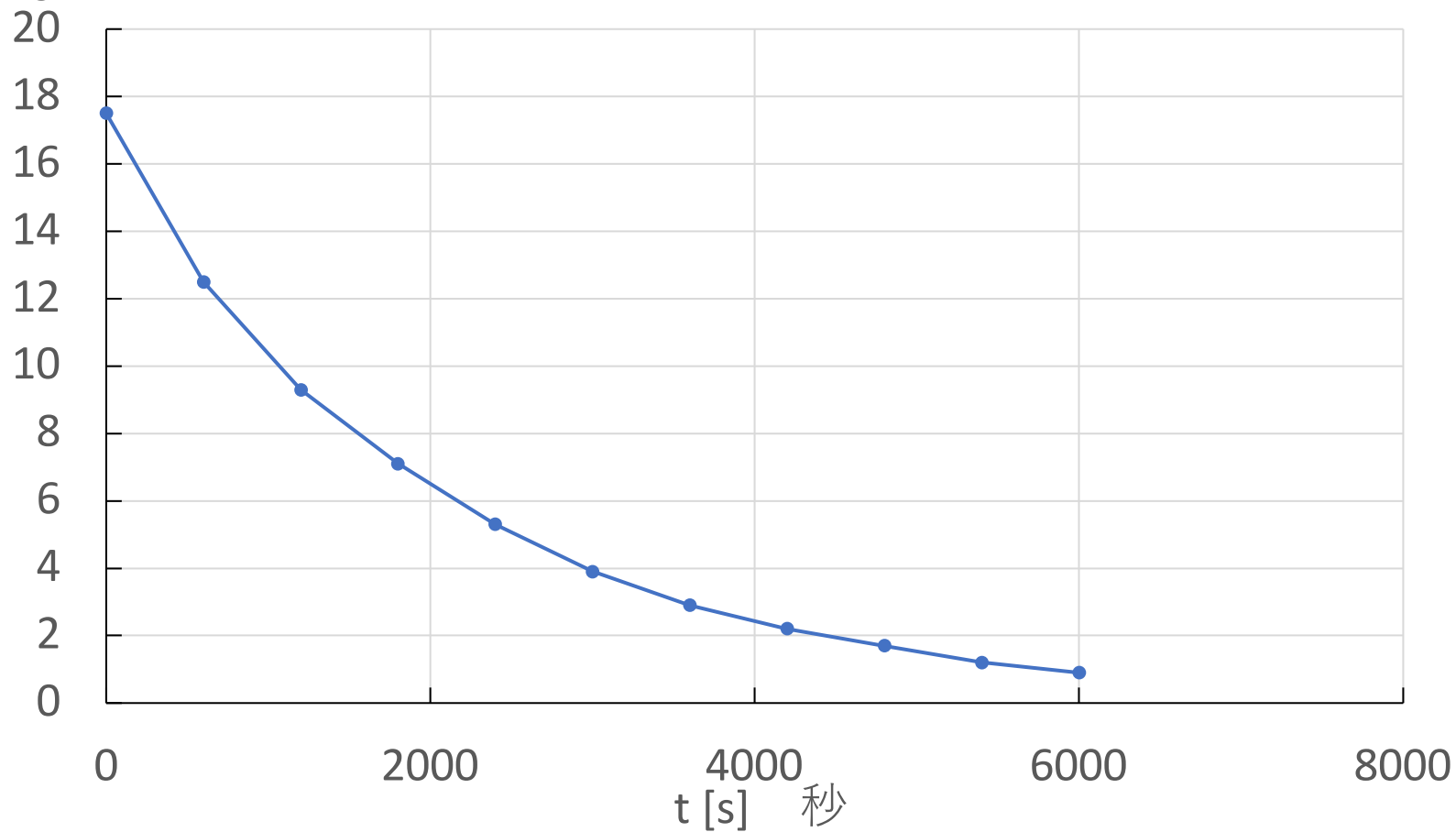
時間 $t$ [s]	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> の濃度 $c$ [10 <sup>-3</sup> mol/L]	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> の平均濃度 $\bar{c}$ [10 <sup>-3</sup> mol/L]	平均の反応速度 $\bar{v}$ [10 <sup>-6</sup> mol/(L·s)]
$t_1$ 0	$c_1$ 17.5	$\frac{c_1 + c_2}{2}$ 15.0	$\frac{c_1 - c_2}{t_2 - t_1}$ 8.3
$t_2$ 600	$c_2$ 12.5	10.9	5.3
1200	9.3	8.2	3.7
1800	7.1	6.2	3.0
2400	5.3	4.6	2.3
3000	3.9	3.4	1.7
3600	2.9	2.6	1.2
4200	2.2	2.0	0.8
4800	1.7	1.5	0.8
5400	1.2	1.1	0.5
6000	0.9		

$\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{NO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$  の反応速度 (45°C)  
p. 129 表1 のデータ: 濃度を対数に変換

時間 t[s]	$\text{N}_2\text{O}_5\text{-c}$ [ $10^{-3}$ mol/L]	log ( $\text{N}_2\text{O}_5\text{-c}$ )
0	17.5	1.243
600	12.5	1.097
1200	9.3	0.968
1800	7.1	0.851
2400	5.3	0.724
3000	3.9	0.591
3600	2.9	0.462
4200	2.2	0.342
4800	1.7	0.230
5400	1.2	0.079
6000	0.9	-0.046

# $\text{N}_2\text{O}_5$ （五酸化二窒素）濃度の減少曲線

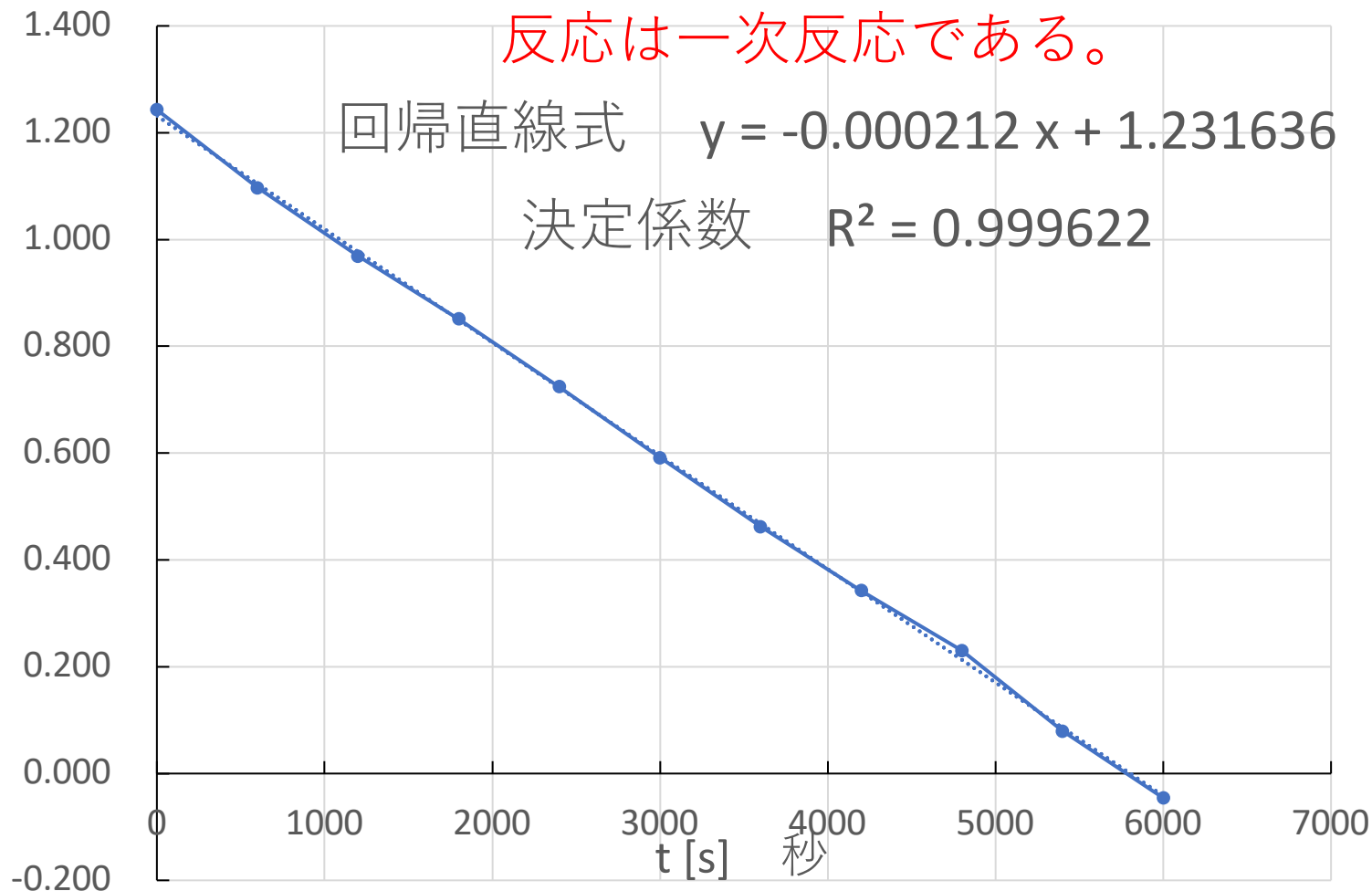
$\text{N}_2\text{O}_5$ 濃度



# $\text{N}_2\text{O}_5$ 濃度の対数グラフ

$\log(\text{N}_2\text{O}_5 - c)$

濃度の対数が直線的に減少する  
反応は一次反応である。





対数グラフの回帰式から $\text{N}_2\text{O}_5$   
濃度の予測値を求めると、

$$\text{Log} (\text{N}_2\text{O}_5 \text{ 濃度}) = - 0.000212 \times t [\text{sec}] + 1.231636$$

$$\begin{aligned} \text{N}_2\text{O}_5 \text{ 濃度} &= 10^{(- 0.000212 \times t [\text{sec}] + 1.231636)} \\ &= 17.047 \times 0.99951197 ^ t[\text{sec}] \end{aligned}$$

$\text{N}_2\text{O}_5$  濃度  $[c]$  の減少速度  $-\frac{dc}{dt}$  は

$c = a \cdot b^t$  の場合、指数関数の微分の公式から、

$$-\frac{dc}{dt} = a \cdot b^t (\log b)$$

$$a = 17.047, b = 0.99951197$$

$$-\frac{dc}{dt} = -17.047 \times 0.99951197^t [\text{sec}] \times \log 0.99951197$$

$$= -17.047 \times 0.99951197^t [\text{sec}] \times (-0.000212)$$

$$= (0.000212) \times \text{N}_2\text{O}_5 \text{ 濃度 } [c]$$

その時点の $\text{N}_2\text{O}_5$  濃度  $[c]$  に比例している。

# 一次反応における平均寿命と半減期

$$v = -\frac{dc}{dt} = kc \quad : \text{一次反応式}$$

$c = [A]$ と置き積分すると、

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt \quad \text{または} \quad [A] = [A]_0 e^{-kt}$$

あるいは  $\ln[A] = 2.303 \log[A]$  だから、

$$\log[A] - \log[A]_0 = -\frac{kt}{2.303}$$

$[A]_0$ は、 $t = 0$ のときの $[A]$ の値 = 初期濃度。

$[A] = [A]_0 / e$  になる時間  $\tau$  を 平均寿命

$[A] = [A]_0 / 2$  になる時間  $t_{1/2}$  を半減期という。

# 一次反応における平均寿命と半減期 p.130

$[A] = [A]_0 / e$  になる時間  $\tau$  を 平均寿命

$$\tau = 1/k$$

$e$  はネイピア数

$[A] = [A]_0 / 2$  になる時間  $t_{1/2}$  を半減期

$$t_{1/2} = 0.693/k$$

という。

寿命や半減期は、初期濃度によらず一定である。

# 多段階反応 p.131

例：臭化水素と酸素の反応

①  $4\text{HBr} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$  (500°C) は、  
実際には次のように 3 段階の反応（素反応）で進む。

②  $\text{HBr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HOObBr}$  （ペルオキシ次亜臭素酸）

③  $\text{HOObBr} + \text{HBr} \rightarrow 2\text{HOBr}$  （次亜臭素酸）

④  $\text{HOBr} + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$  （臭素）

式① = 式② + 式③ + 式④ × 2

②の反応は③、④の反応と比べて非常に遅く、律速段階と呼ばれる。



# 反応速度と温度 p.132

過マンガン酸カリウム水溶液とシュウ酸水溶液の反応により赤紫色が消失するが、反応速度は温度に依存する。

温度をいろいろと変えて、 $\text{N}_2\text{O}_5$  の分解速度  $v$  を測定すると、高温になるほど反応速度定数  $k$  の値が大きくなる。

化学反応では、他の条件が一定ならば、高温ほど反応速度が大きい。

# 温度と反応速度定数

$\text{N}_2\text{O}_5$  の分解反応を例に示すと、  
$$v = k[\text{N}_2\text{O}_5]$$

表 2  $\text{N}_2\text{O}_5$  の分解反応における反応速度定数

温度 T[K]	反応速度定数K [ /s ]
273	0.000000787
298	0.0000346
308	0.000135
318	0.000498
328	0.0015
338	0.00487

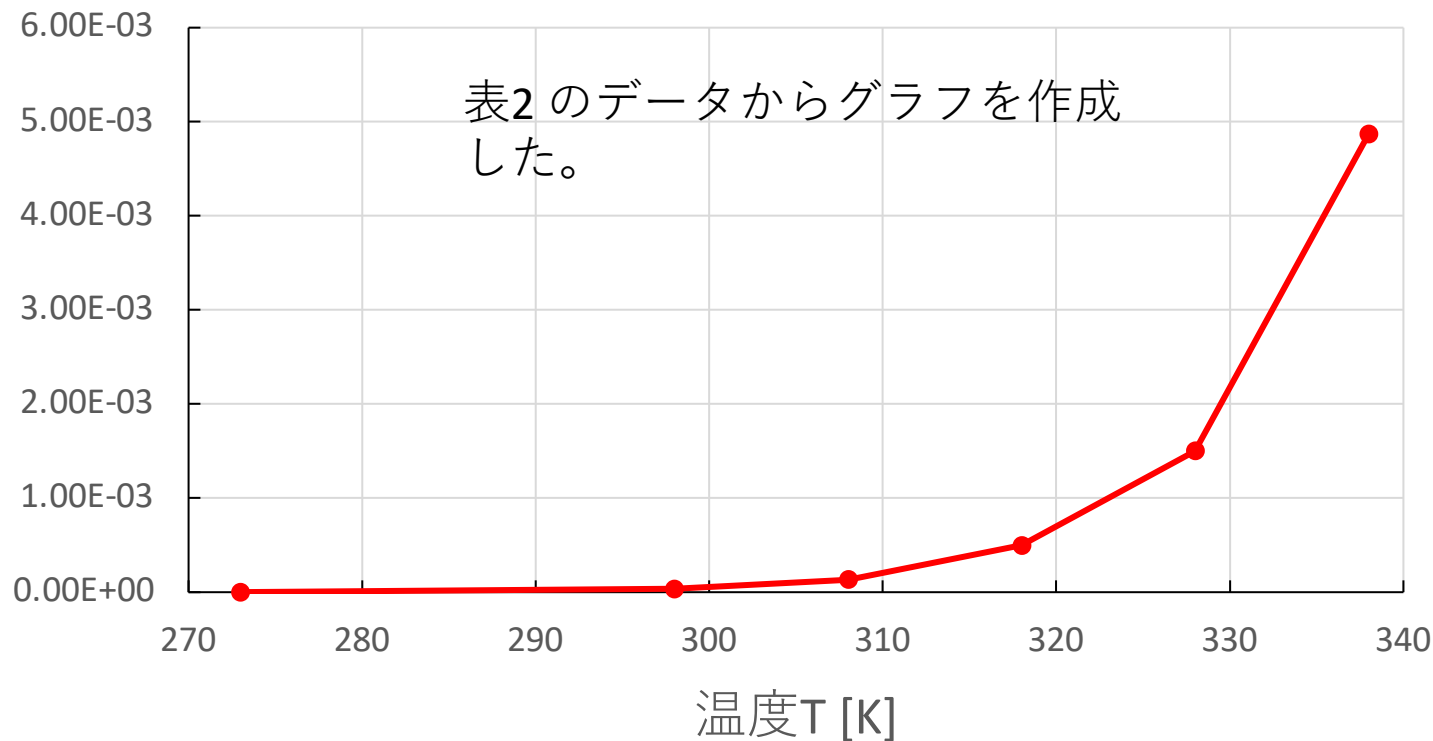


増大



# $\text{N}_2\text{O}_5$ の分解反応における温度と反応速度定数の関係

反応速度定数  $K$  [ /s ]



# 反応速度と温度

## アレニウスの式とアレニウスのプロット

アレニウス(1889) は、反応速度定数  $k$  の温度変化を調べて、次のような実験式を提案した。

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E_a}{RT^2} \quad \text{または} \quad \ln k = C - \frac{E_a}{RT}$$

( $R$  は気体定数、 $C$  は積分定数である。)

指数関数を用いると、

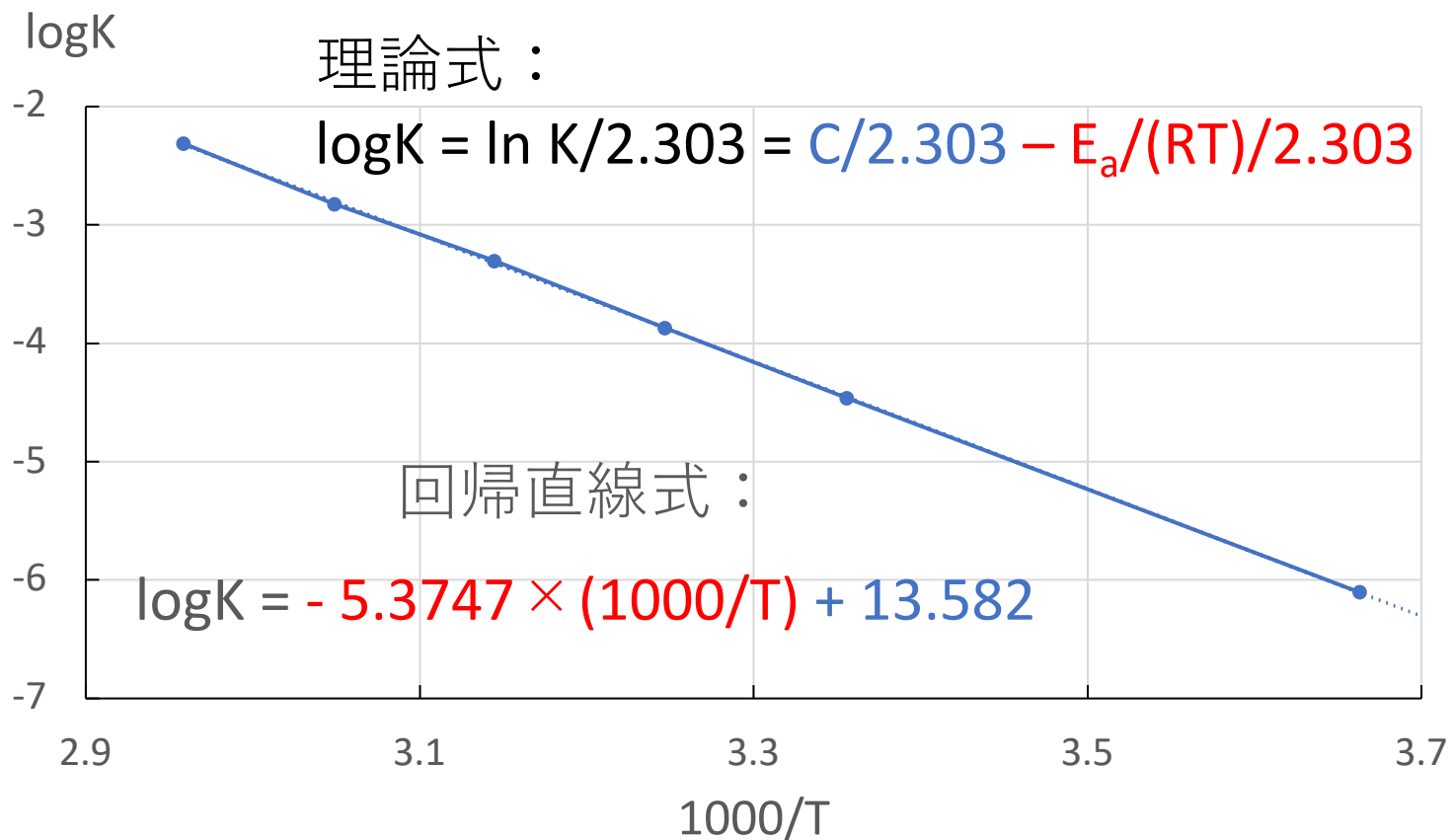
$$k = A \times e^{-E_a/(RT)} \quad \text{または} \quad k = A \times \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

( $A$ : 頻度因子,  $C = \ln A$ ,  $E_a$ : 活性化エネルギー)

# アレニウスのプロットを作図 するための計算

温度 T[K]	反応速度定数K [ /s ]	1000/T	logK
273	0.000000787	3.663	-6.104
298	0.0000346	3.3557	-4.4609
308	0.000135	3.24675	-3.8697
318	0.000498	3.14465	-3.3028
328	0.0015	3.04878	-2.8239
338	0.00487	2.95858	-2.3125

# $\text{N}_2\text{O}_5$ の分解反応におけるアレニウスプロット



# 活性化エネルギー $E_a$ の計算

理論式と回帰式の対比により

$$E_a / (RT) / 2.303 = 5.3747 \times (1000/T)$$

$$E_a = 5.3747 \times 1000 \times 2.303 \times R$$

$R = 8.31 \text{ J/ (K} \cdot \text{mol)}$  だから

$$\begin{aligned} E_a &= 5.3747 \times 1000 \times 2.303 \times 8.31 \\ &= 102.9 \times 1000 \text{ J/ (K} \cdot \text{mol)} \\ &= 102.9 \times 1 \text{ kJ / (K} \cdot \text{mol)} \end{aligned}$$



# 頻度因子A の計算

理論式と回帰式の対比により

$$C/2.303 = 13.582$$

$$C = 31.279$$

$$C = \ln A \text{ だから}$$

$$A = e^{31.279}$$

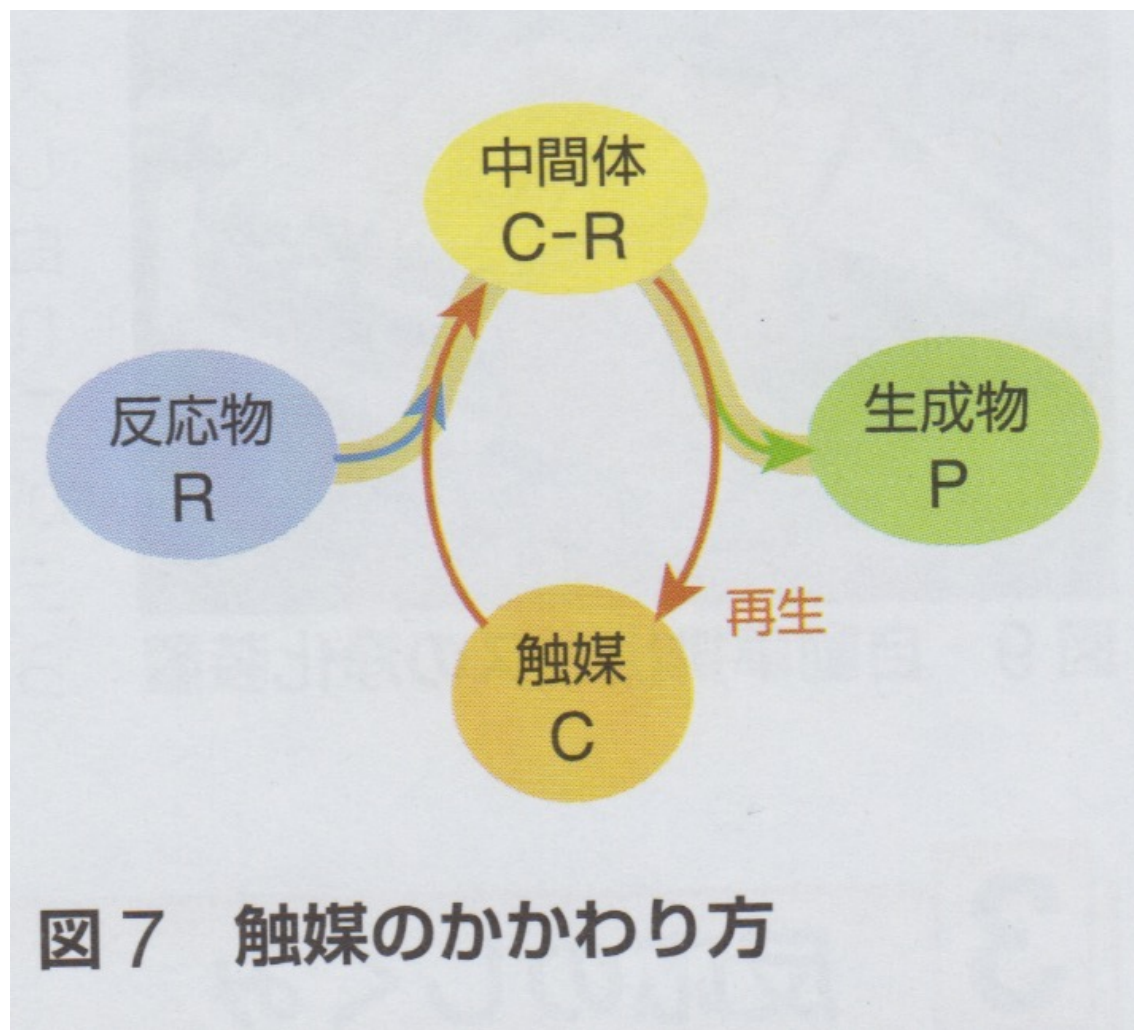
( $e$  はネイピア数 2.71828)

$$A = 3.841 \times 10^{13}$$

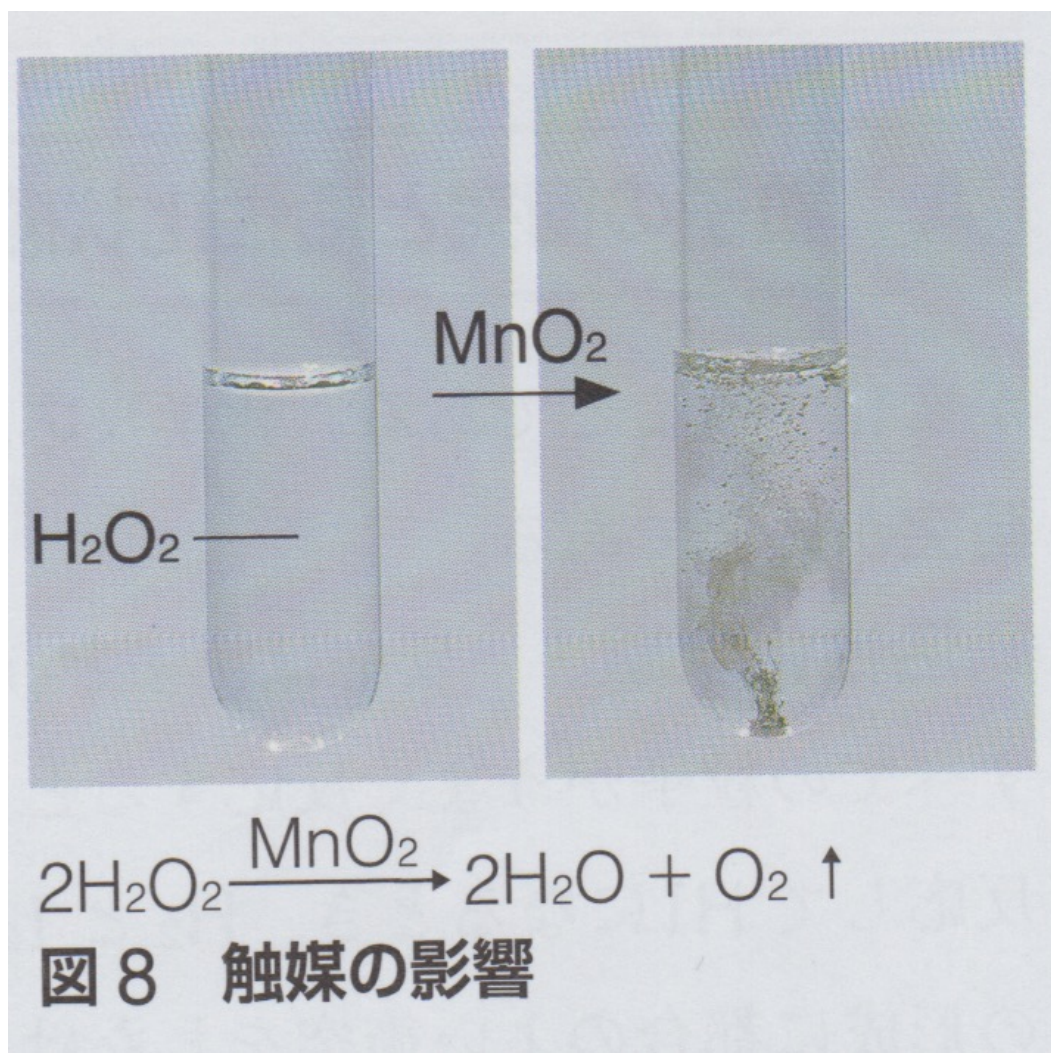
# 反応速度と触媒 p.133

- ある化学反応に少量加えることによって、反応速度を大きくする物質を触媒という。
- 例：過酸化水素  $\text{H}_2\text{O}_2$  は、低温の暗い場所ではほとんど分解しないが、酸化マンガン( $\text{MnO}_2$ )や  $\text{Fe}^{3+}$  を少量加えると、分解して酸素を発生する。
- 生体中では、取り込まれた物質の分解や再合成などの化学反応が起こっており、この生体内の反応に酵素が触媒として作用している。

# 触媒のかかわり方



# 過酸化水素の分解における 二酸化マンガンの触媒効果



# 触媒の種類 均一触媒

反応物と均一に混じって作用する触媒を均一触媒という。

例： $\text{H}_2\text{O}_2$  の分解に作用する  $\text{Fe}^{3+}$ 、  
溶液中の酸触媒や遷移金属の錯塩、  
光学異性体の一方のもののみを  
選択的に合成する不斉合成均一触媒など。

# 触媒の種類 不均一触媒

反応物と均一に混合しない状態で作用する触媒を不均一触媒という。

固体触媒は不均一触媒であることが多い。

例： $\text{H}_2\text{O}_2$  の分解に作用する酸化マンガン、水素と酸素の反応を常温で著しく速く進行させる白金など。

# 化学工業と触媒

- $\text{H}_2$  と  $\text{N}_2$  から  $\text{NH}_3$  を生成する反応：鉄が触媒（ハーバー・ボッシュ法）
- $\text{NH}_3$  から 硝酸  $\text{HNO}_3$  を製造：白金が触媒（オストワルト法）
- 硫酸の製造において  $\text{SO}_2$  を酸化して  $\text{SO}_3$  にする：酸化バナジウムが触媒（接触法）
- みそ、しょうゆ、酒の製造：酵素が触媒



# 身の回りで利用されている触媒

- 自動車の排出ガス中の窒素酸化物  $\text{NO}_2$  や  $\text{N}_2\text{O}$ 、一酸化炭素  $\text{CO}$ 、炭化水素などの有害物質の除去。

白金  $\text{Pt}$ , パラジウム  $\text{Pd}$ , ロジウム  $\text{Rh}$  を触媒として使用。

- 化学カイロ。鉄が空気中の酸素と反応して酸化鉄（水酸化第二鉄）になるとき発生する熱で温める。

水分を含んだバーミキュライト、活性炭などが触媒として作用している。

# 自動車排出ガスの浄化装置

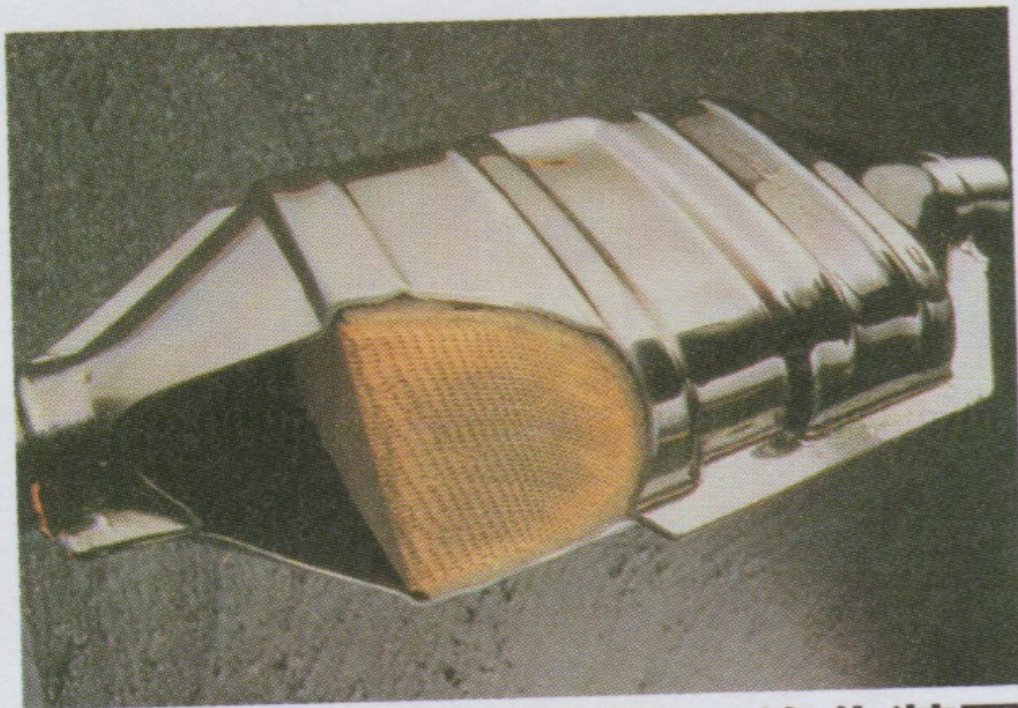


図 9 自動車排出ガスの浄化装置

# 反応のしくみ：粒子の衝突と 活性化状態 p.134

- 化学反応が起こるためには、**反応する粒子どうしの衝突**が必要である。
- 粒子どうしが衝突しても、すべての粒子がうまく反応するとは限らない。
- すなわち、**結合の形成に都合のよい衝突**をしなければならない。
- 適切な条件で衝突すると、**エネルギーの高い不安定な状態**ができる。
- 反応に都合の良い衝突でできるエネルギーの高い状態を**活性化状態**という。

# $\text{H}_2$ と $\text{I}_2$ の反応のモデル

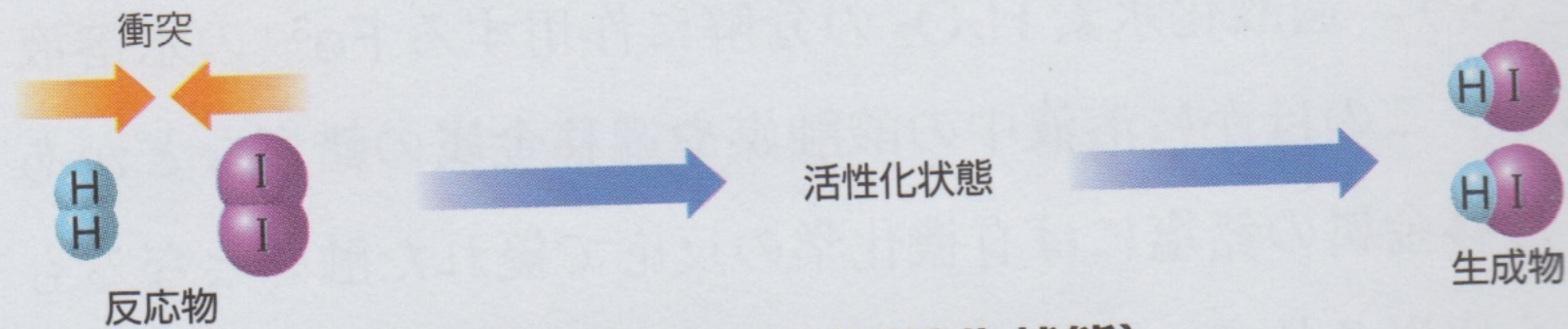
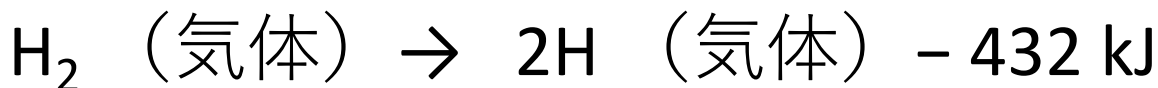


図 10  $\text{H}_2$  と  $\text{I}_2$  の反応のモデル(活性化状態)

# 結合エネルギー

水素分子  $\text{H}_2$  の 2 個の水素原子  $\text{H}$  を引き離すのに、  
1 mol あたり 432 kJ のエネルギーが必要になる。

すなわち、 $\text{H}_2$  の結合エネルギーは 432 kJ/mol である。

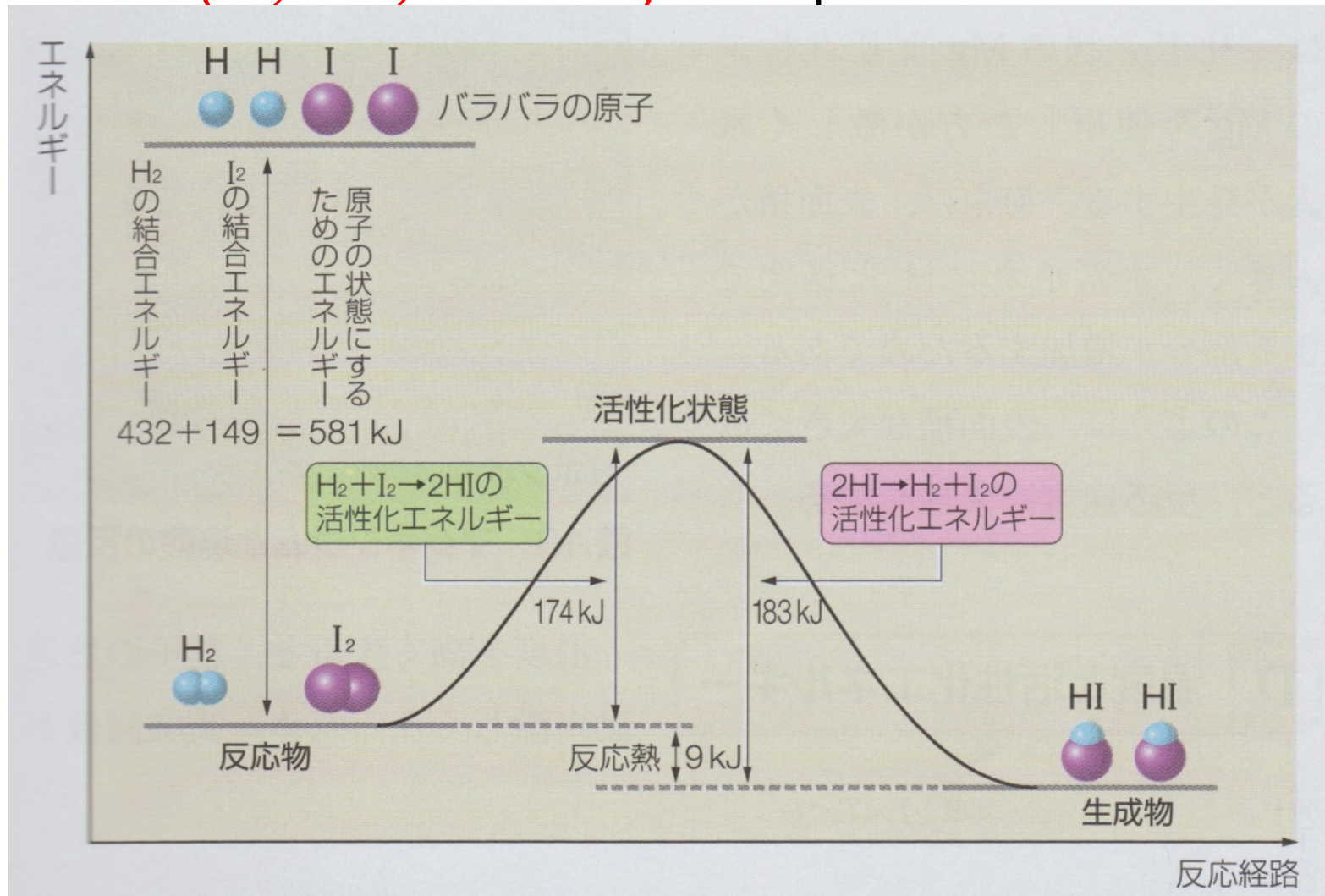


同様に、ヨウ素分子  $\text{I}_2$  の結合エネルギーは、  
149 kJ/mol である。





# 活性化エネルギーと活性化状態



# 活性化エネルギー p.135 図11

- 活性化状態になるのに必要な最小のエネルギーを活性化エネルギーという。
- たとえば、 $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$  の活性化エネルギーの測定値は**174 kJ** である。
- $\text{H}_2$  と  $\text{I}_2$  をそれぞれ 1 mol の原子の状態にするのに必要な**結合エネルギーの和は、 $432 + 149 = 581 \text{ kJ}$**  で、**174 kJ** よりも大きい。
- このことから、この反応は、**原子状態に解離したH原子やI原子の状態を経由しないで進行する**と考えられる。



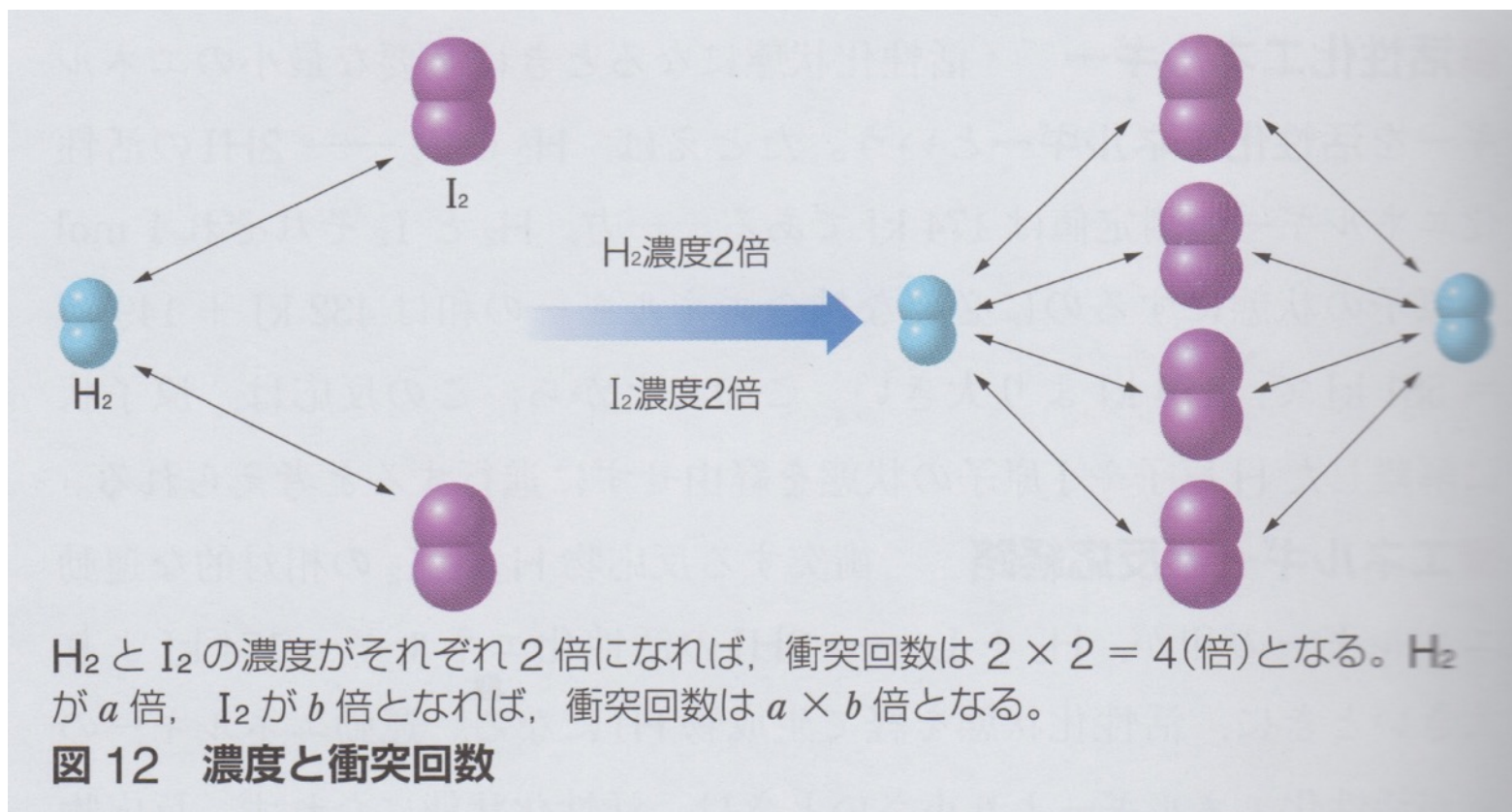
# エネルギーと反応経路 p.135 図11

- 衝突する反応物  $\text{H}_2$  と  $\text{I}_2$  の相対的な運動エネルギーの和が、 $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$  の活性化エネルギー  $174 \text{ kJ}$  よりも大きいときに、活性化状態を経て生成物  $\text{HI}$  になる。
- 運動エネルギーの和が活性化エネルギーよりも小さいときは、活性化状態になれず、反応物  $\text{H}_2$  と  $\text{I}_2$  に戻る。
- したがって、活性化エネルギーの小さい反応ほど、反応速度は大きい。

# 濃度と衝突 p.136 上

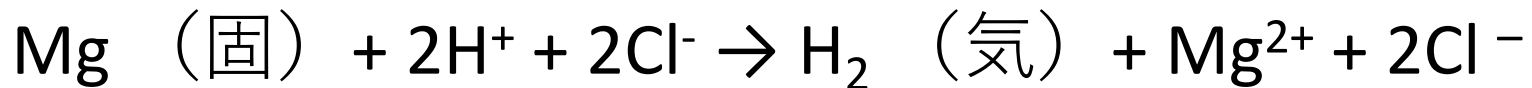
- 一定体積の容器中で溶液や気体の成分が反応するときには、濃度や分圧が大きく、反応する粒子の数が多いほど単位時間あたりの衝突回数が増加するので、反応速度が大きくなる。
- したがって、一定温度で $\text{H}_2$ と $\text{I}_2$ から $\text{HI}$ が生成する反応速度は、 $[\text{H}_2]$ と $[\text{I}_2]$ の積に比例する。

# 濃度と衝突回数



# 固体反応と表面積 p.136 中

マグネシウム  $\text{Mg}$  と塩酸  $\text{HCl}$  の反応では、リボン状の  $\text{Mg}$  よりも粉末の  $\text{Mg}$  を利用した方が激しく水素が発生する。



粉末は表面積が大きく、水素イオンと衝突できる部分が増加するためである。

このように表面積が大きくなると、反応速度は大きくなる。

# リボン状と粉末状マグネシウムの 反応速度の違い



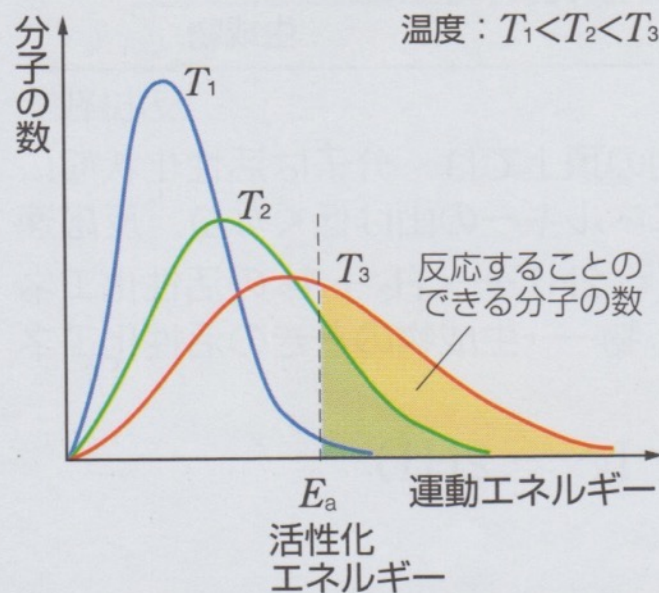
# 温度と活性化エネルギー

化学反応の活性化エネルギー  $E_a$  は温度によって変化しない。

しかし、温度が高くなると、エネルギーの大きな分子の割合が増加し、活性化エネルギー  $E_a$  より大きなエネルギーをもつ分子の割合が急速に増加する。

他の条件が同じならば、温度が高くなるほど反応速度は急激に大きくなる。

# 気体分子の運動エネルギーと分子数の関係



曲線の下面積は、容器内の分子の総数を表し、温度によらず一定である。

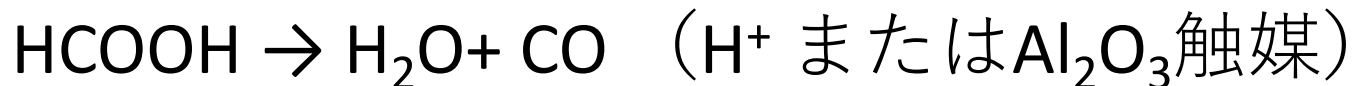
温度が高くなると、エネルギーの大きい分子の割合が増し、曲線は右の方へ広がる。その結果、活性化エネルギー  $E_a$  より大きいエネルギーをもつ分子の割合が急速に増加する。

図 14 気体分子の運動エネルギーと分子数の関係



# 触媒と反応経路 p.137

- 触媒は反応のしくみを変えるので、触媒が存在すると新しい経路で反応が進むようになる。
- そのため、触媒が違えば同じ反応物から違う生成物が得られることもある。
- 蟻酸の分解反応



# 触媒と活性化エネルギー

触媒によって反応速度が大きくなるのは、反応が別の経路で進み、その経路の活性化エネルギーが低いためである。

しかし反応物と生成物が同じであるかぎり、反応熱は触媒の有無に関わらず一定である。

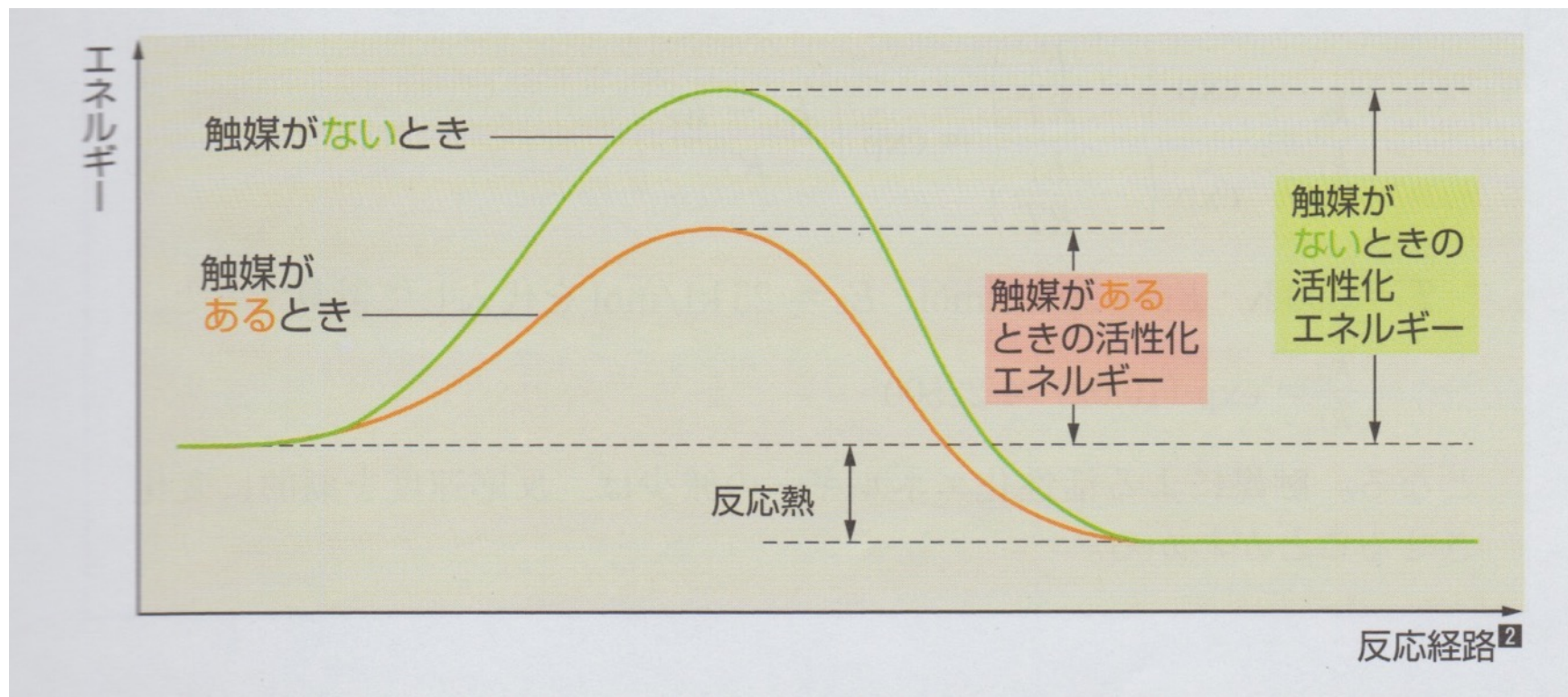
$2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$  の反応の活性化エネルギー[kJ/mol]

触媒がないとき：183 kJ/mol

Pt 触媒下：58 kJ/mol

Au 触媒下：105 kJ/mol

# 触媒と活性化エネルギー



# 触媒の有無と活性化エネルギー の変化

反応式	活性化エネルギーの大きさ[kJ/mol]	
	触媒が <b>ない</b> とき	触媒が <b>ある</b> とき
$2\text{HI} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$	183	58 (Pt) 105 (Au)
$2\text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$	326	178 (W) 167~178 (Mo) 188 (Fe)

図 15 触媒の有無と活性化エネルギーの変化

# 反応速度への温度と触媒の影響

p.138

反応速度と温度の関係を示すアレニウスの式

$$k = A \times e^{-E_a/(RT)}$$

自然対数に変換すると

$$\ln k = \ln A - E_a/(RT)$$

この式で 反応速度に対する温度の影響や反応速度に対する活性化エネルギーの影響を推定できる。

## 2つの温度における反応速度の比較

$$\ln k_1 = \ln A - E_a/(RT_1)$$

$$\ln k_2 = \ln A - E_a/(RT_2)$$

$$\begin{aligned}\ln k_1 - \ln k_2 &= -E_a/(RT_1) + E_a/(RT_2) \\ &= -E_a/(RT_1) + E_a/(RT_2) \\ &= -E_a/\{ (R) (1/T_1 - 1/T_2) \}\end{aligned}$$

$E_a = 50 \text{ kJ/mol}$  ,  $T_1 = 300\text{K}$  ,  $T_2 = 310\text{K}$  を代入すると

$$\ln k_1 - \ln k_2 = \ln (k_1/k_2) = -0.647,$$

$$k_2/k_1 = 1.91$$

活性化エネルギーが  $50 \text{ kJ/mol}$  のとき

温度が  $10\text{K}$  上がると反応速度は約 2 倍になる。

## 2つの温度における反応速度の比較

活性化エネルギーが高い反応ほど、温度上昇による反応速度の増加度は高くなる。

$$\begin{aligned} \ln k_1 - \ln k_2 &= \ln (k_1/k_2) \\ &= -E_a / \{ (R) (1/T_1 - 1/T_2) \} \end{aligned}$$

$$\ln (k_2/k_1) = E_a / \{ (R) (1/T_1 - 1/T_2) \}$$

$\{ (R) (1/T_1 - 1/T_2) \}$  は定数になるので  $Z$  と置くと、  
 $T_2 > T_1$  の時  $Z$  は正の値となる。

$$k_2/k_1 = e^{(E_a/Z)}$$

$E_a$  が 2 倍になれば  $k_2/k_1$  は  $e^2 = 7.39$  倍となる。

## 一定温度における活性化エネルギーの影響

$$\ln k_1 = \ln A - E_1/(RT)$$

$$\ln k_2 = \ln A - E_2/(RT)$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = - (E_1 - E_2)/(RT)$$

$$k_1/k_2 = \exp \{ (E_2 - E_1)/(RT) \}$$

$E_1 = 50 \text{ kJ/mol}$  ,  $E_2 = 25 \text{ kJ/mol}$  ,  $T = 300\text{K}$ を代入すると

$$k_1/k_2 = \exp \{ -25000/(8.31 \times 300) \}$$

$$k_2/k_1 = \exp( 10.02) = 2.718^{10.02} = 22516$$

活性化エネルギーの減少は反応速度を劇的に変化させる。



# 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](mailto:kiyosi.tutuki@icloud.com)

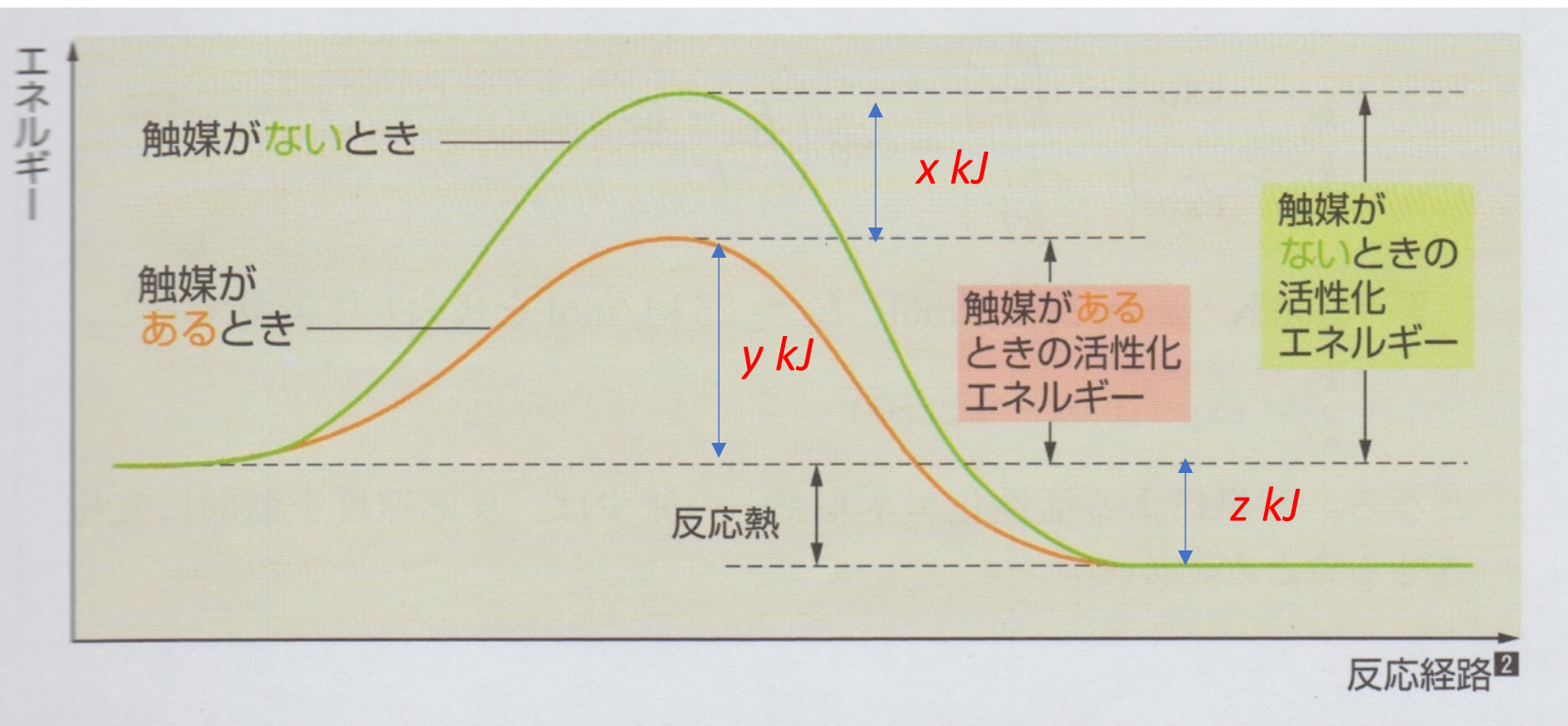
メールのタイトルは、「**入門化学出席確認、学籍番号、氏名**」としてください。

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**を出すがありますが、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。

# 6月24日課題 締め切り 6月29日 (水)

p. 141 節末問題 3-2 第3問の (1), (2), (3) を  $x$ ,  $y$ ,  $z$  を用いて示しなさい。





エゾスカシユリ、エゾカラマツ、  
ハンノアオカミキリ、アマガエル  
岩内仙峡 2022.6.20