

# 達思化學

- 課本 6
- 第 13 章 工業化學

# 目錄

- ➔ 44.1 活化能屏障
- ➔ 44.2 勢能能線圖
- ➔ 44.3 氣體中分子的動能
- ➔ 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響
- ➔ 44.5 溫度對速率常數的影響
- ➔ 44.6 催化劑如何發揮其作用？

續下頁





# 目錄

- ➔ 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑
- ➔ 44.8 工業用的催化劑
- ➔ 44.9 酶
- ➔ 關鍵詞彙
- ➔ 摘要
- ➔ 按節練習



## 44.1 活化能屏障 (頁45)

- ◆ 大部分反應都是放熱反應，也有一些是吸熱反應。如果反應高度放熱，即是生成物的化學能遠較反應物的化學能少。
- ◆ 你可能認為反應會迅速地進行，但現實中未必如此。
- ◆ 例如，甲烷的標準燃燒焓變雖是 $-890 \text{ kJ mol}^{-1}$ ，但甲烷和氧的混合物在常溫常壓下卻無任何反應的跡象。



## 44.1 活化能屏障 (頁45)

- ◆ 反應焓變只顯示某過程涉及的熱變，沒有說明必須先克服反應的能障，才能啟動由反應物轉化成生成物的過程。
- ◆ 反應焓變與反應速率無關。



## 44.1 活化能屏障 (頁45)

### 碰撞理論

- ◆ 考慮以下反應：
$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g}) \quad \Delta H < 0$$
- ◆ 如果  $\text{H}_2$  分子要與  $\text{I}_2$  分子反應，兩個分子必須先互相碰撞。然而，不是所有反應物分子的碰撞都可導致化學反應。要反應發生，必須符合以下兩項條件：
  - 兩個碰撞的分子具所需最少的動能，反應才會發生，這所需的動能稱為**活化能 (activation energy)**。
  - 兩個分子以正確的方位碰撞。



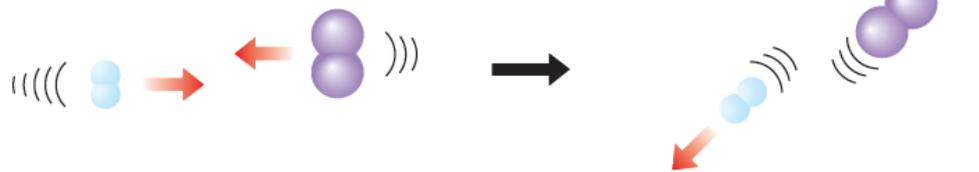
# 44.1 活化能屏障 (頁45)

兩個分子碰撞，但動能少於活化能



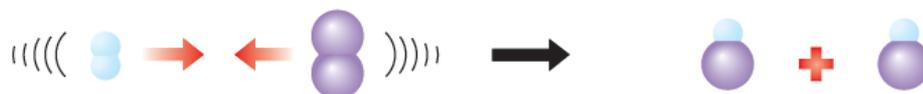
碰撞無效，沒有反應發生

兩個分子未以正確的方位碰撞



碰撞無效，沒有反應發生

兩個分子以正確的方位碰撞，且動能等於或大於活化能



碰撞有效，反應發生

索引：

氫分子

碘分子



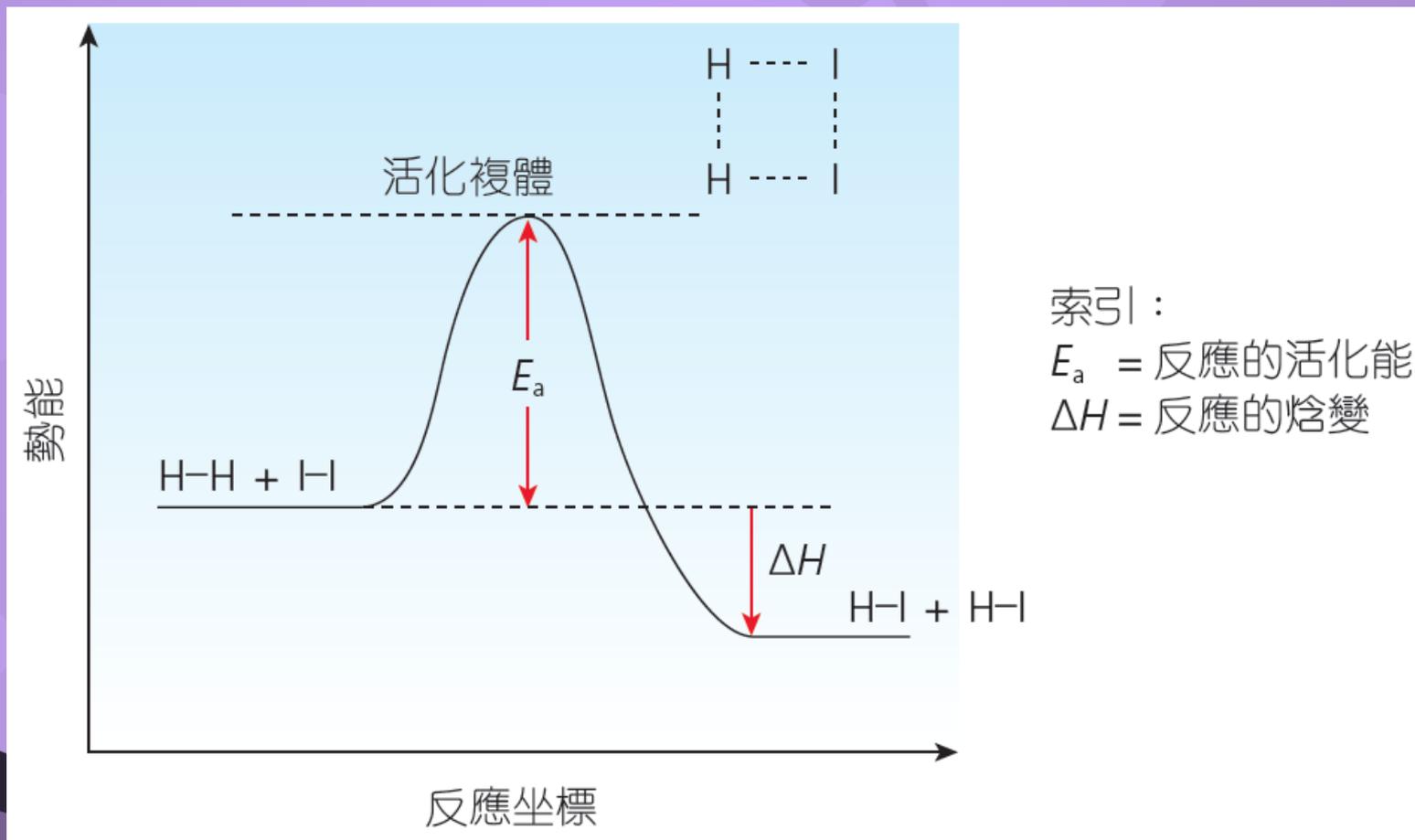
## 44.1 活化能屏障 (頁45)

- ◆ 所有化學反應都涉及一些鍵的斷裂（會吸收能量）和一些新鍵的形成（會釋出能量）。
- ◆ 能量用於克服碰撞粒子的電子雲相互的斥力，以及令化學鍵開始重組來產生生成物。

活化能是粒子碰撞時可致反應發生所需的最少動能。

## 44.2 勢能能線圖 (頁47)

- ◆ 勢能能線圖 (potential energy profile) 展示在化學反應中發生的勢能變化。





## 44.2 勢能能線圖 (頁47)

- ◆ 兩個有足夠動能的反應物分子以正確方位碰撞時，動能轉化成勢能， $\text{H-H}$ 鍵和 $\text{I-I}$ 鍵開始斷裂， $\text{H-I}$ 鍵則開始形成。
- ◆ 舊鍵開始斷裂及新鍵開始形成那極短暫的一刻，相互作用的分子處於能量極高而不穩定的狀態，該狀態稱為**過渡態 (transition state)**或**活化複體 (activated complex)**，位於能線圖中最高勢能的一點。



反應的能線圖 [參](#)



## 44.2 勢能能線圖 (頁47)

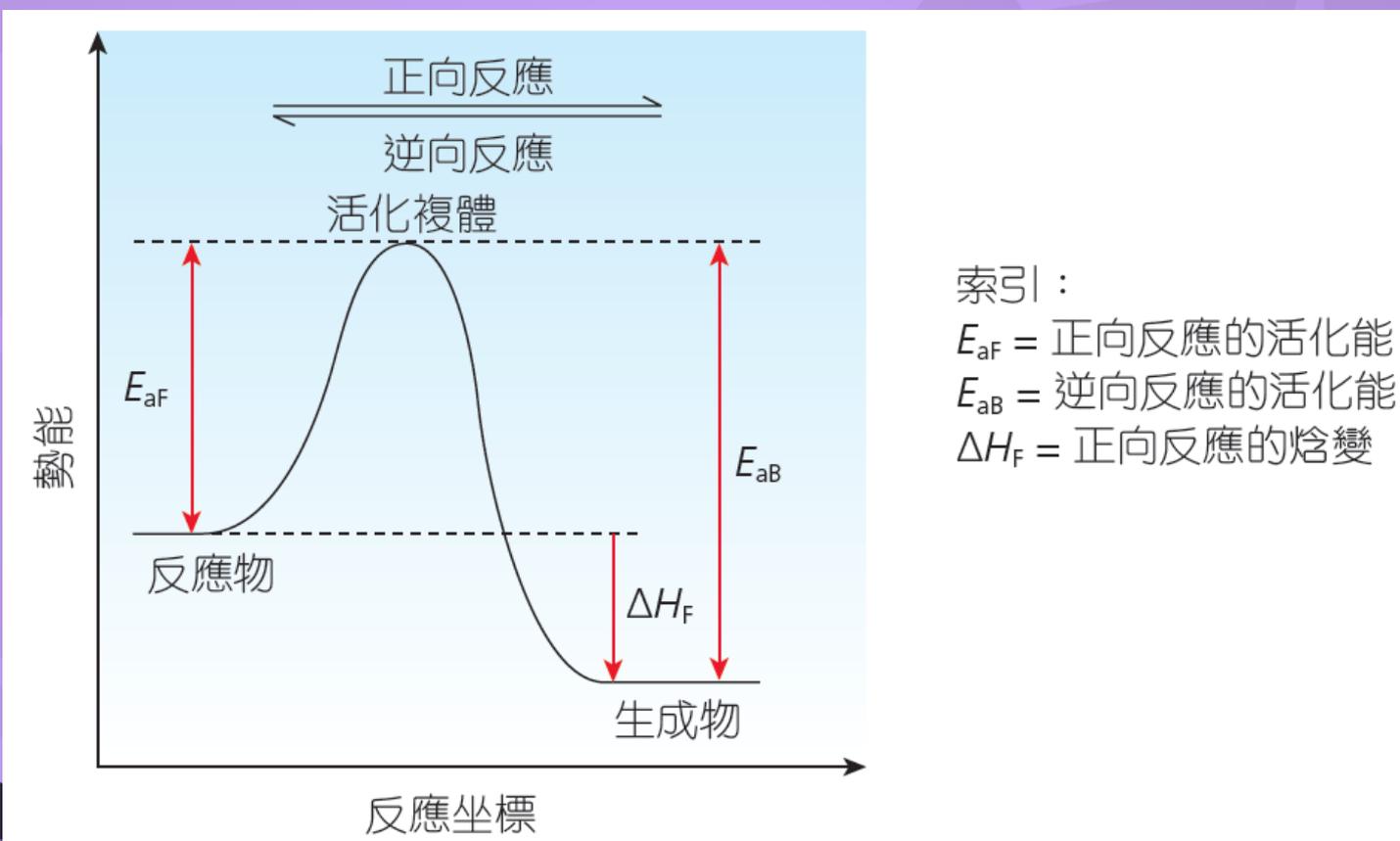
- ◆ 形成H-I 鍵後，勢能便下降。
- ◆ 一般而言，活化能較小的反應會迅速地進行，原因是可從四周輕易獲取把鍵斷裂所需的能量；活化能很大的反應表示能障很大，以致反應只能極緩慢地進行，甚至不能進行。



## 44.2 勢能能線圖 (頁47)

### 可逆反應的勢能能線圖

- ◆ 正向反應及逆向反應都有相同的活化複體。





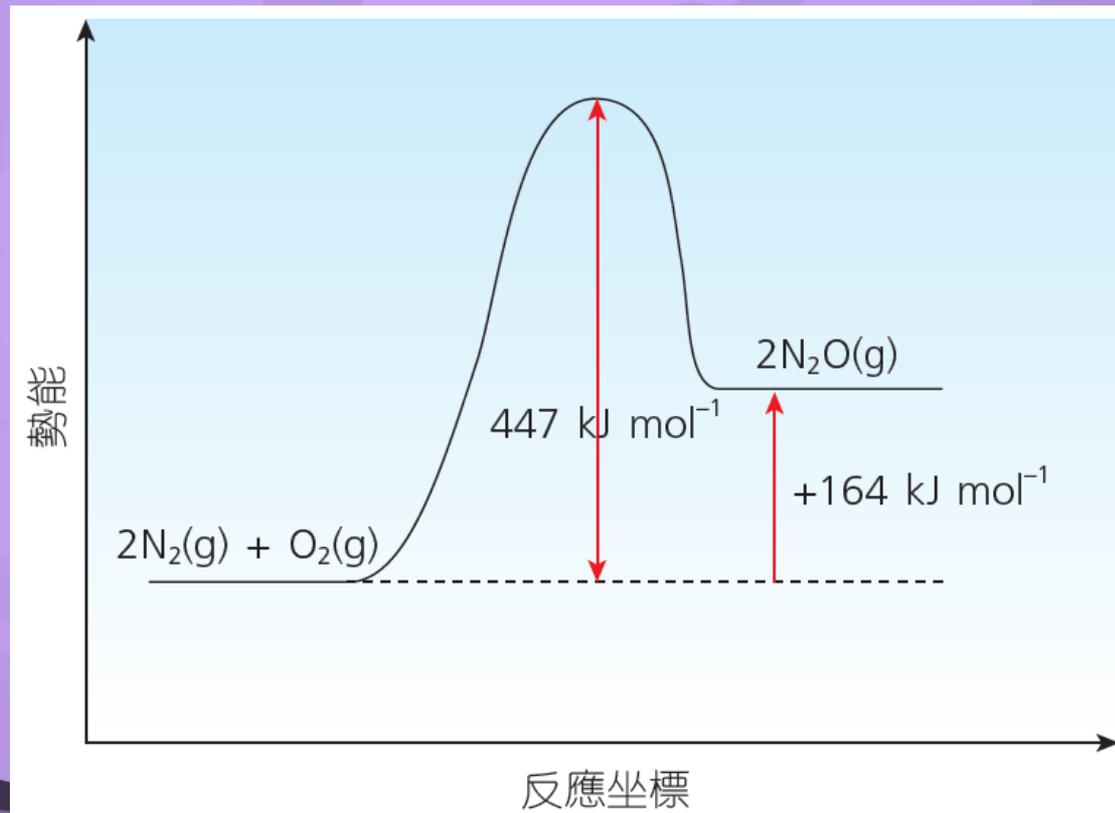
## 44.2 勢能能線圖 (頁47)

### 小測試 44.1

在某些條件下氮和氧反應，生成 $\text{N}_2\text{O}$ 。



該反應的勢能能線圖顯示如下：





## 44.2 勢能能線圖 (頁47)

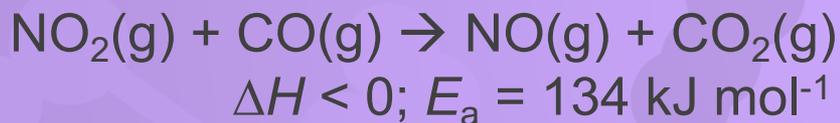
a)  $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$  的生成焓變是多少？

$$\frac{+164}{2} \text{ kJ mol}^{-1} = +82 \text{ kJ mol}^{-1}$$

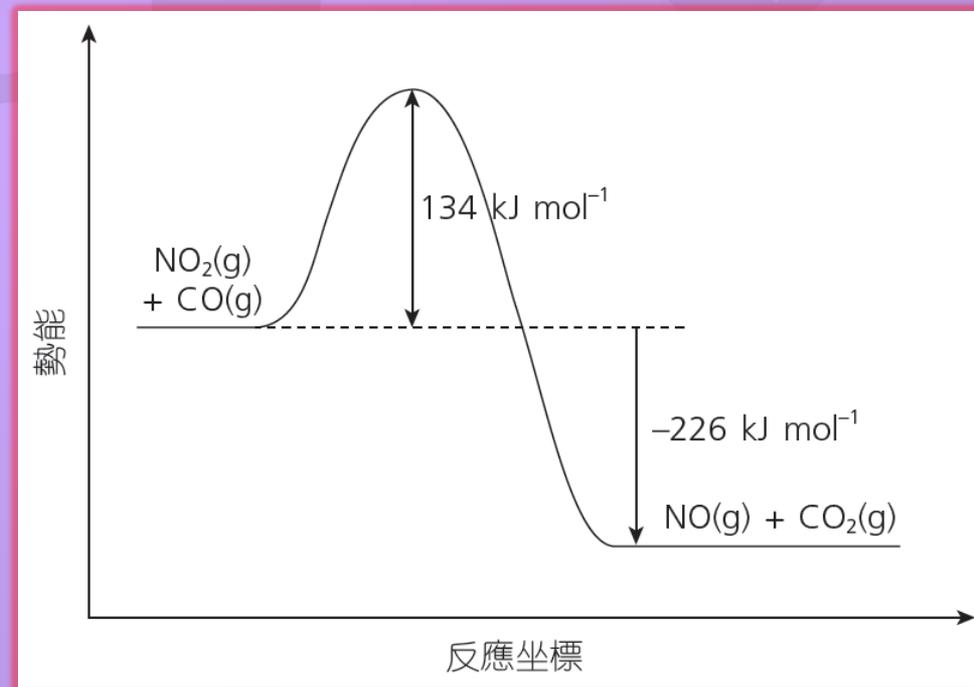
b) 逆向反應的活化能是多少？

$$(447 - 164) \text{ kJ mol}^{-1} = 283 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2 已知以下反應的數據：



繪出該反應的勢能能線圖。



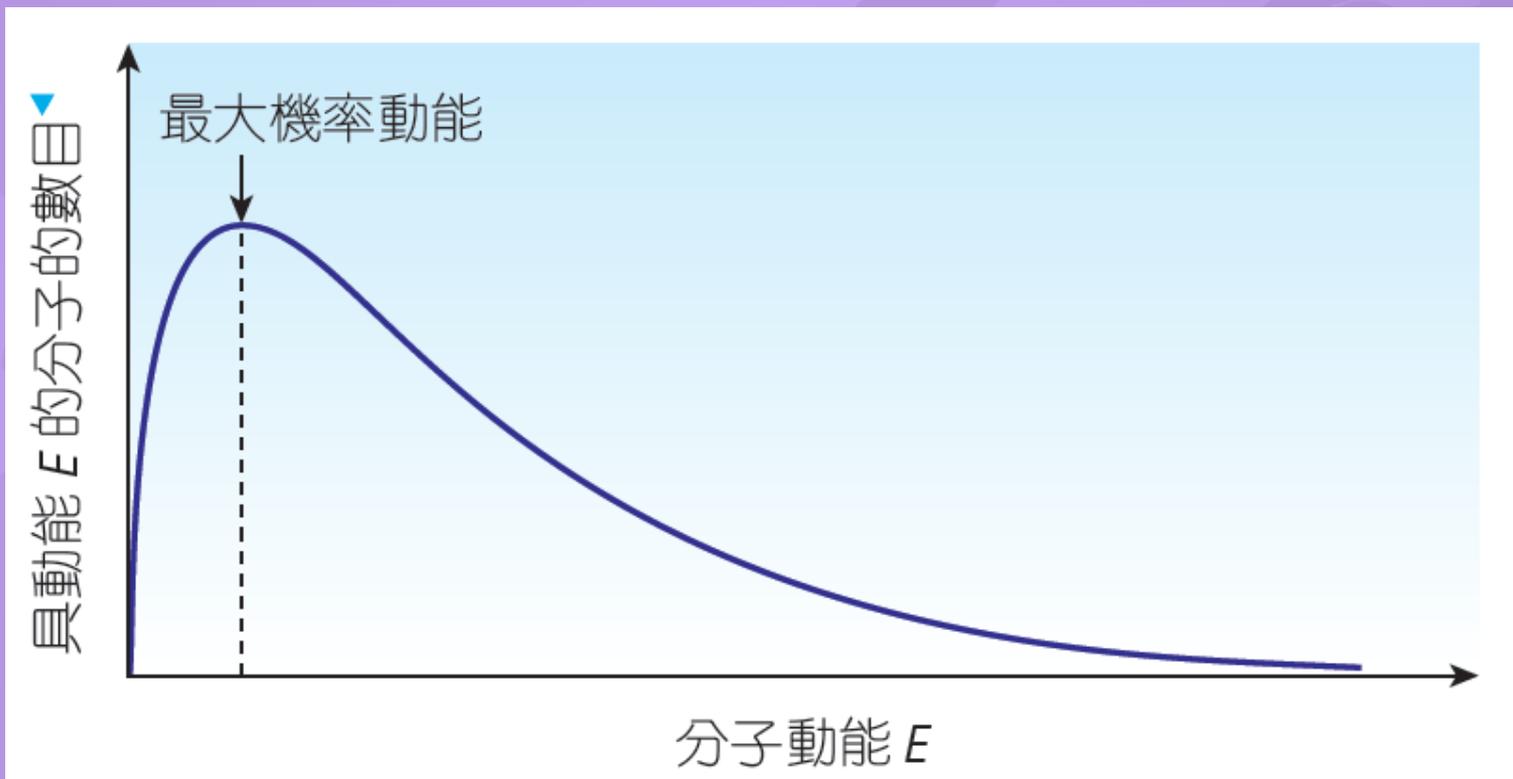


## 44.3 氣體中分子的動能 (頁49)

- ◆ 氣體分子在容器內隨意移動，互相碰撞，也與容器壁碰撞。一些分子因動能較少而移動較慢，一些分子因動能較多而移動較快。大部分分子以平均速率移動，具平均動能。
- ◆ 氣體的分子動能的分佈的坐標圖，稱為**麥克斯韋-波爾茲曼分佈 (Maxwell-Boltzmann distribution)** 曲線。



## 44.3 氣體中分子的動能 (頁49)





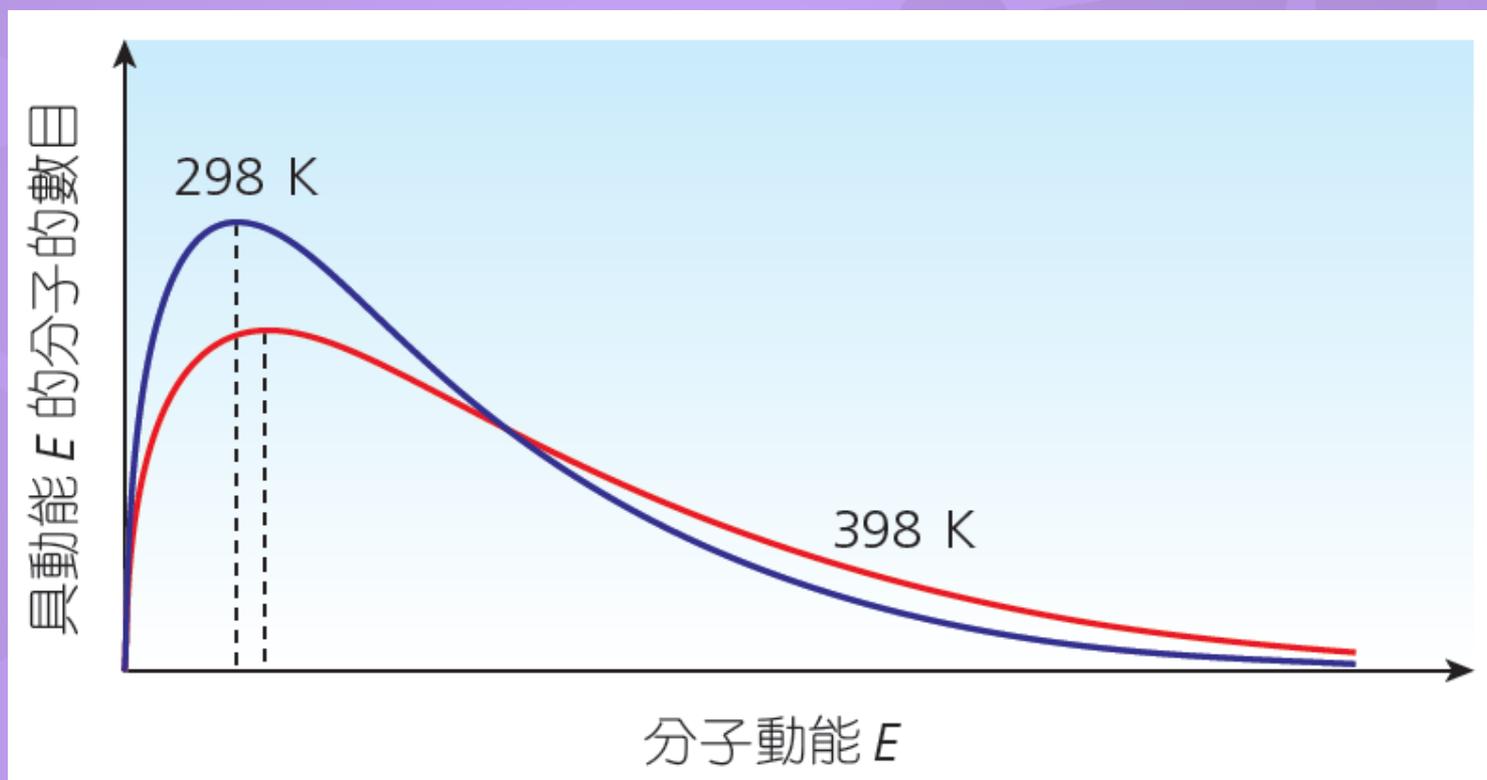
## 44.3 氣體中分子的動能 (頁49)

- ◆ 曲線下面積等於氣體分子的總數。
- ◆ 體系中每一分子的動能皆大於零 — 曲線由原點開始。
- ◆ 分子的動能沒有上限 — 曲線不會與橫軸交匯。
- ◆ 曲線的最高點顯示**最大機率動能 (most probable kinetic energy)**。



## 44.3 氣體中分子的動能 (頁49)

溫度對麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線的影響





## 44.3 氣體中分子的動能 (頁49)

- ◆ 兩線均由原點開始，最後漸近橫軸；
- ◆ 曲線下的面積相同（分子的總數相同）；
- ◆ 在較高溫度，曲線較平及其最高點向右移 — 具有較大動能的分子的數目較多。

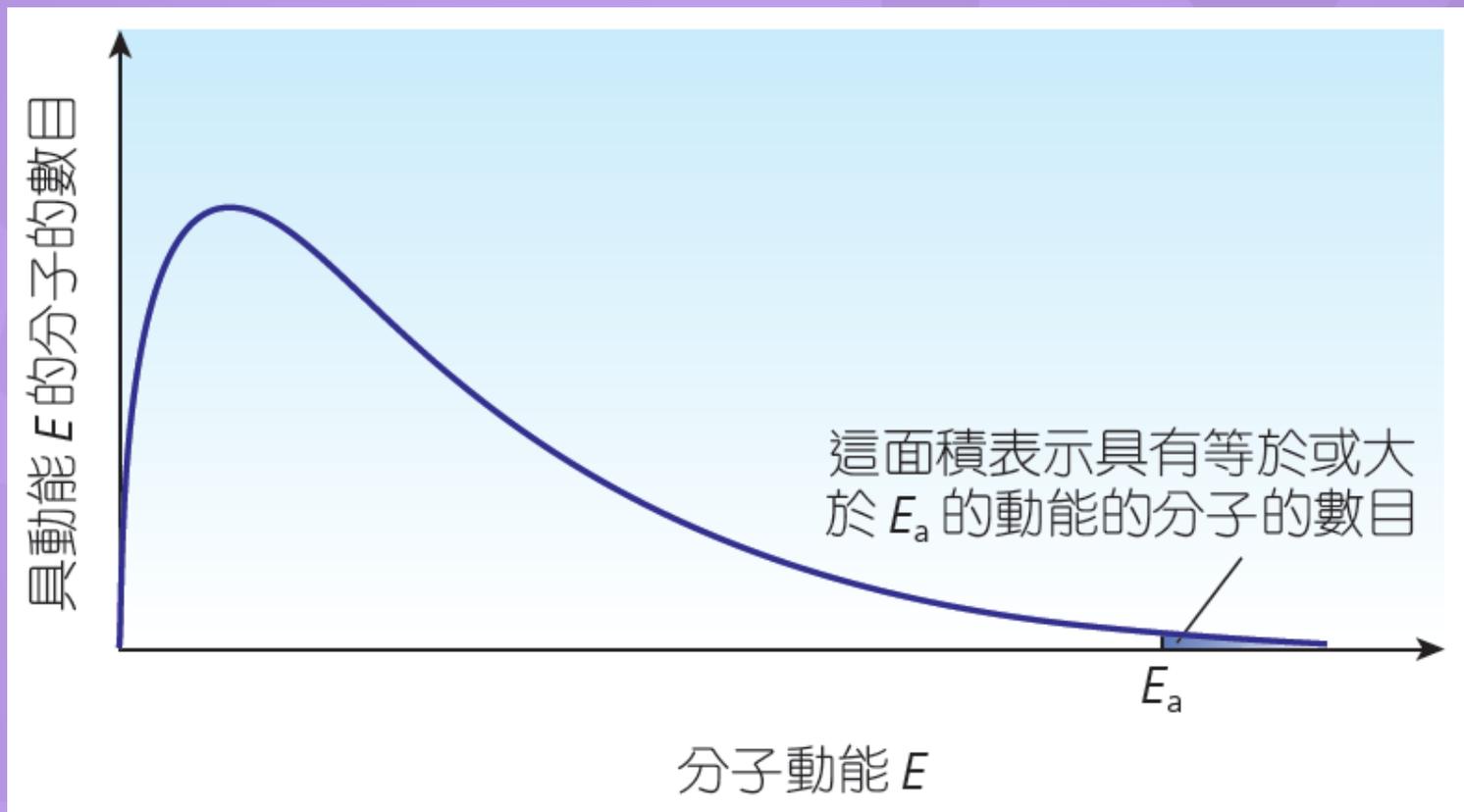


## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

- ◆ 如果進行涉及氣體的反應，碰撞的分子具有的動能必需等於或大於活化能，反應才能發生。
- ◆ 如果在氣體的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線加一直線  $E_a$  表示活化能，你會發現有陰影的面積表示只有一小部分的分子有足夠的能量發生反應。如果某反應在常溫下穩定地進行，大約  $10^{12}$  個分子中只有1 個具有這能量。



## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)





## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

- ◆ 如果提升氣體反應混合物的溫度，
  - 分子的平均動能會增加；
  - 分子移動得更快；
  - 碰撞更頻密；導致在每一單位時間內每一單位體積中有多些有效碰撞，增加反應速率。
- ◆ 然而，這因素只能令反應速率稍微增加，未能解釋溫度的增加令反應速率迅速增加的現象。



## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

可用氣體分子動力論來解釋氣體的動態。根據這個理論，氣體分子的碰撞頻率與其絕對溫度的開方根成正比。

碰撞頻率  $\propto \sqrt{T}$

假設溫度由 298 K 增至 308 K，該兩個溫度的碰撞

頻率的比率為  $\sqrt{\frac{308}{298}}$ ，即是 1.017。

這項計算顯示 10 度的溫度升幅只令碰撞頻率增至原來的 1.017 倍。

事實上，10 度的溫度升幅使反應速率增至大約原來的兩倍。這顯示反應速率隨溫度增加的上升不僅源於碰撞頻率的增升。

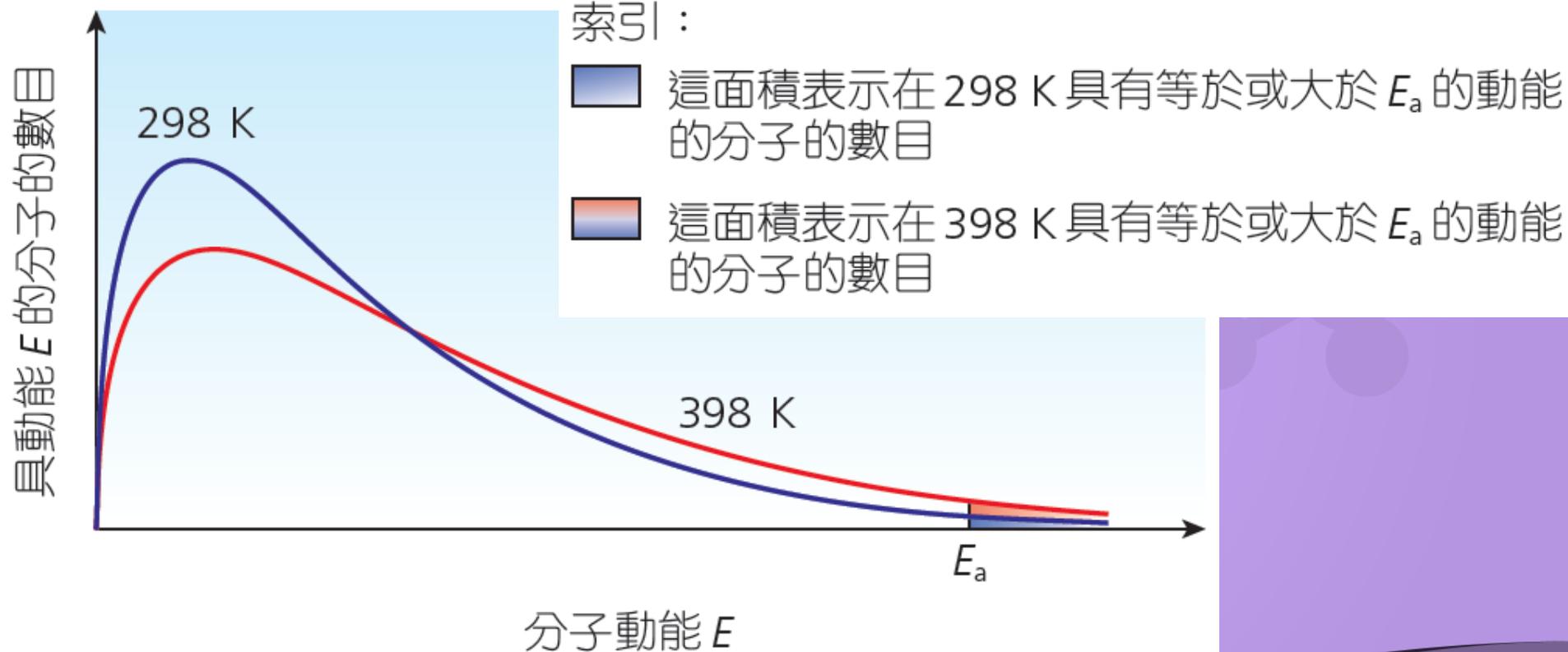


## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

- ◆ 溫度上升時，
    - $E_a$  線右方的曲線下的面積增加；
    - 即表示在較高溫度，有較大比率的分子具有等於或大於活化能的動能。
- 因此，有較大百分率具足夠能量的分子碰撞並反應，反應速率迅速增加。



## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)





## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

總括而言，溫度增加時，

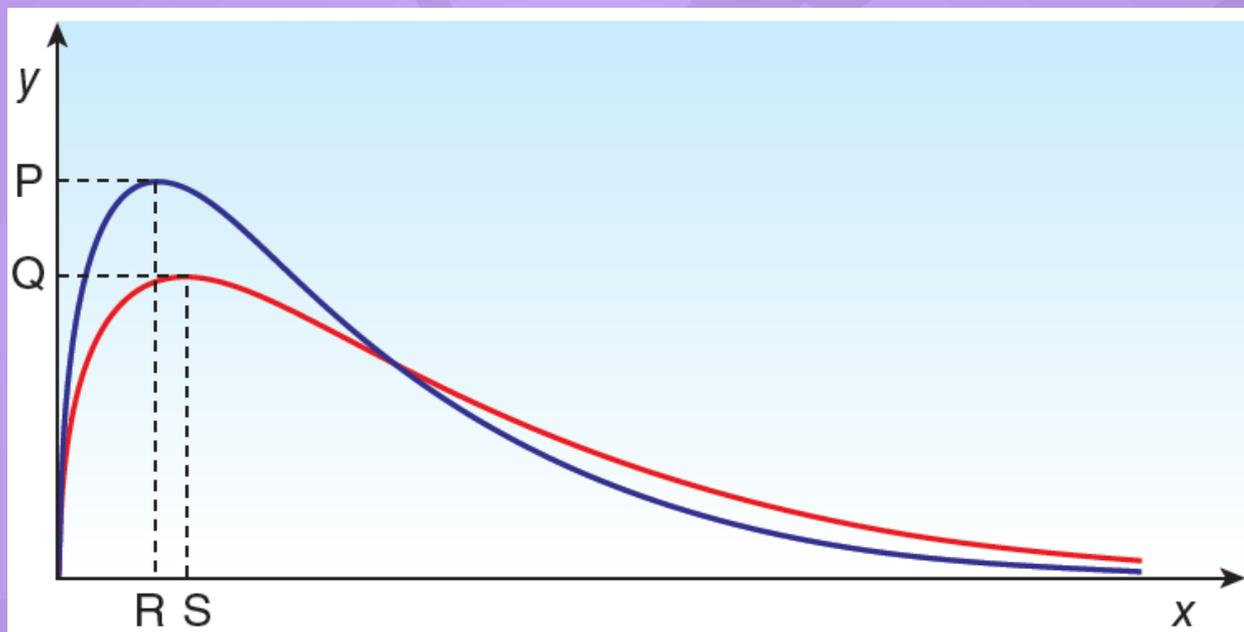
- ◆ 分子的平均動能增加，碰撞更頻密，導致多些有效碰撞 (令反應速率稍微增加)；
- ◆ 具有等於或大於活化能的能量的分子所佔比率上升，有較大百分率具足夠能量的分子碰撞並反應，(這是反應速率增加的主因)。



## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

### 小測試 44.2

下圖展示在兩個不同溫度某氣體的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線。





## 44.4 溫度對氣體反應的速率的影響 (頁51)

- a) x 軸和y 軸分別表示甚麼？  
x-軸：分子動能 $E$   
y-軸：具動能 $E$  的分子的數目
- b) 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線下的面積表示甚麼？  
氣體中分子的總數
- c) 字母P、Q、R 還是S 表示在較低溫度下分子的最大機率動能？  
R
- d) 參照上圖兩條曲線，解釋為甚麼溫度下降會減少氣體的反應速率。

溫度下降時，反應物粒子具較少動能。

分子間的碰撞頻率下降，導致有效碰撞減少。

具有等於或大於活化能的能量的分子所佔比率下降。所以，較少具足夠能量的分子碰撞並作出反應。



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

- ◆ 反應物A 和B 的速率方程式顯示如下：

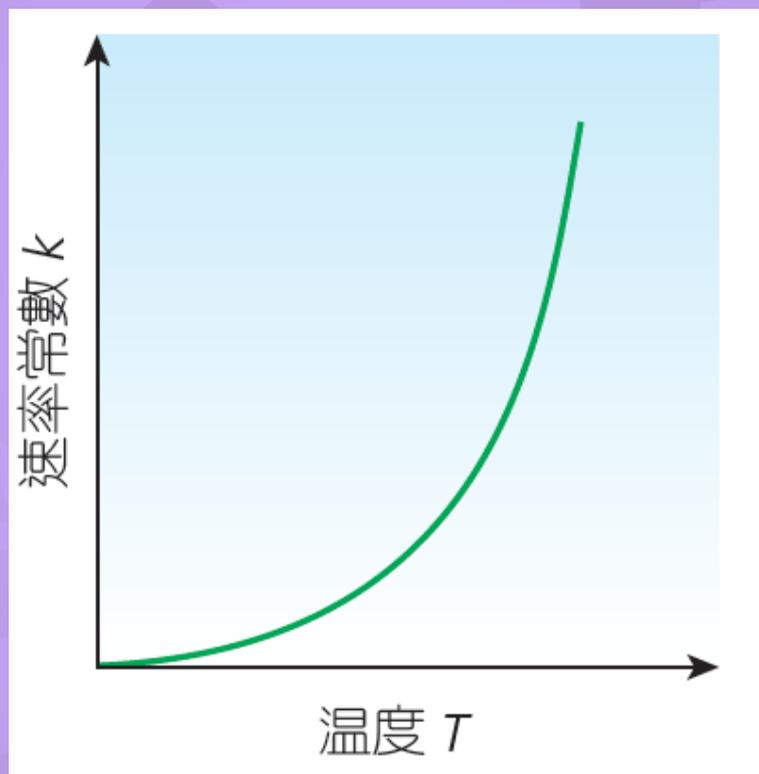
$$\text{速率} = k[A]^p[B]^q$$

- ◆ 上列方程式展示改變反應物的濃度對反應速率的影響，但其他變量如溫度和是否有催化劑等也可影響反應速率，不過這些因素怎樣納入速率方程式呢？



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

- ◆ 原來這些因素都包含在速率常數 $k$ 中。增加溫度，速率常數會增大。





## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

- ◆ 描述溫度和反應速率常數 ( $k$ ) 的定量關係，可用阿列紐斯方程式 (Arrhenius equation)：

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}} \quad , \quad \text{其中}$$

$k$  是反應的速率常數；

$A$  是碰撞因素；

$e$  是自然對數的基數；

$E_a$  是反應的活化能 (以  $\text{J mol}^{-1}$  為單位)；

$R$  是氣體常數 (即  $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )；和

$T$  是溫度 (以  $\text{K}$  為單位)。



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

- ◆ 一個在常溫進行得頗快的反應的活化能約為  $60 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。
- ◆ 可用以下算式計算溫度由  $298 \text{ K}$  增至  $308 \text{ K}$  時速率常數增至原來的多少倍：

$$\frac{k_{308}}{k_{298}} = \frac{e^{-\frac{60\,000}{(8.31)(308)}}}{e^{-\frac{60\,000}{(8.31)(298)}}} = \frac{e^{-23.44}}{e^{-24.23}} = \frac{6.609 \times 10^{-11}}{3.000 \times 10^{-11}} = 2.2$$



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

從坐標圖求得活化能

- ◆ 阿列紐斯方程式也可用對數形式表達：

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \quad \text{或} \quad \log k = -\frac{E_a}{2.3RT} + \log A$$

▶ 注意

$$\log x = \frac{\ln x}{\ln 10} = \frac{\ln x}{2.3}$$



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

$$\log k = -\frac{E_a}{2.3 R} \cdot \frac{1}{T} + \log A$$

$$y = m \cdot x + c$$

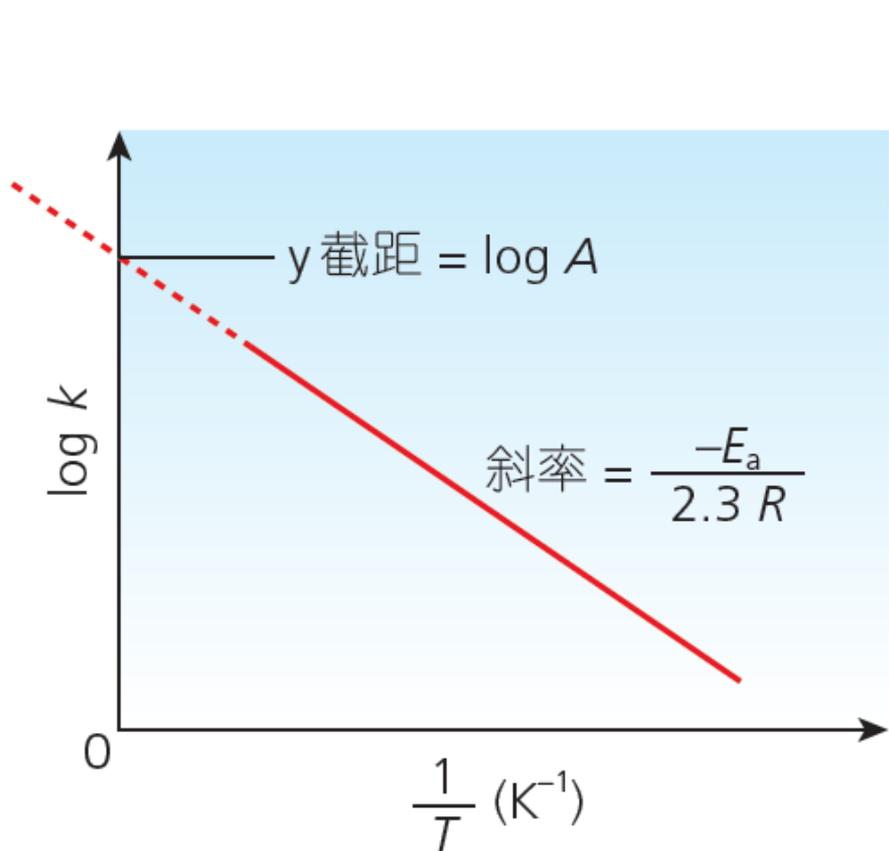
- ◆  $\log k$  對  $\frac{1}{T}$  的坐標圖是直線，斜率為  $-\frac{E_a}{2.3R}$ ， $y$  截距為  $\log A$ 。



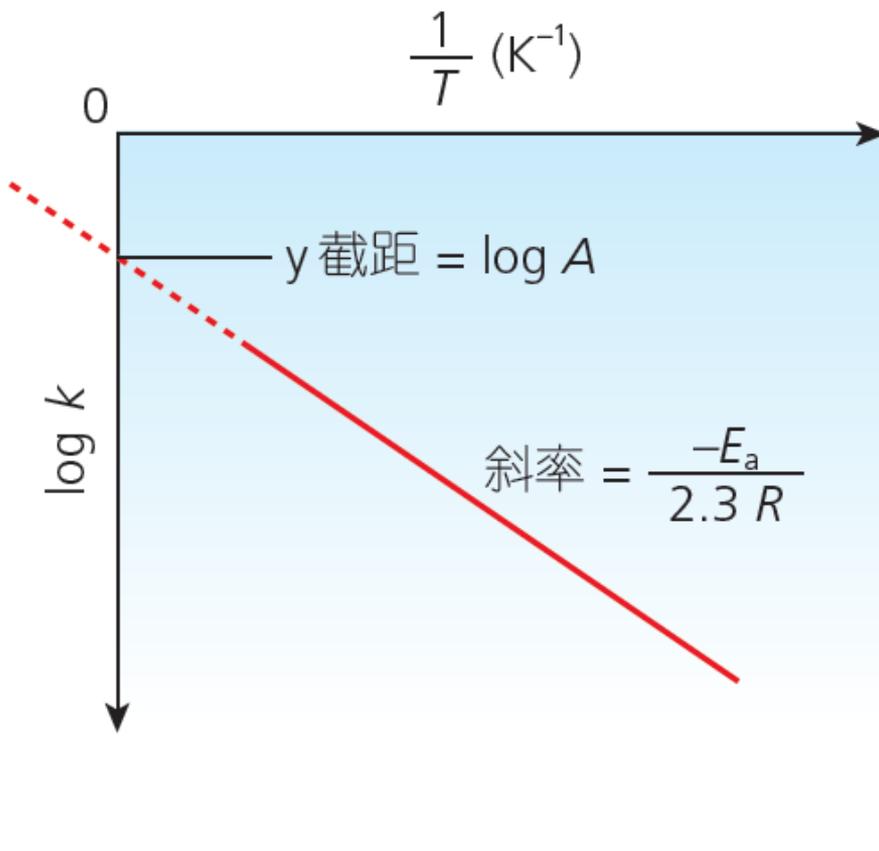
測定反應的活化能 [參](#)



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)



(a) 如果  $k$  大於 1， $\log k$  是正數



(b) 如果  $k$  小於 1， $\log k$  是負數



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

不經作圖而求得活化能

$$\log k_1 = -\frac{E_a}{2.3RT_1} + \log A$$

$$\log k_2 = -\frac{E_a}{2.3RT_2} + \log A$$

$$\log k_1 - \log k_2 = -\frac{E_a}{2.3R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2.3R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

### 問 (例題 44.1)

在化學動力學的實驗中，某學生在不同溫度( $T$ )測定1-溴丙烷與氫氧離子的反應的速率常數( $k$ )。



下表列出所得的結果。

溫度 $T$ (K)	$k$ ( $\text{dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ )
298	$1.41 \times 10^{-4}$
308	$2.99 \times 10^{-4}$
318	$6.95 \times 10^{-4}$
328	$1.38 \times 10^{-3}$



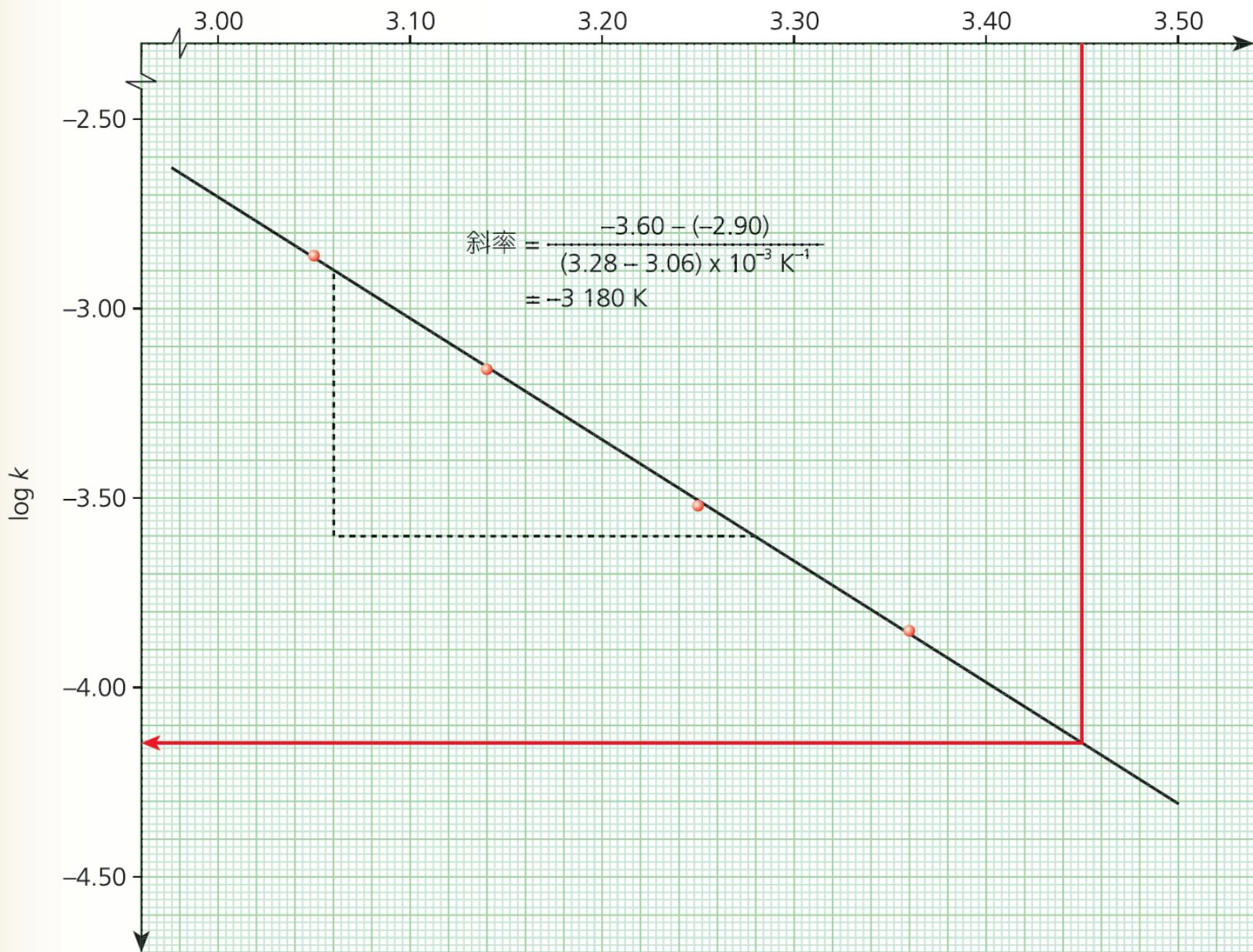
## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

- a) 以  $\log k$  為縱軸、 $\frac{1}{T}$  為橫軸，繪出一幅坐標圖。
- b) 計算該反應的活化能 ( $E_a$ )。
- c) 估算該反應在 290 K 的速率常數。  
(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

答

a)

$\frac{1}{T} (\times 10^{-3} \text{ K}^{-1})$	$\log k$
3.36	-3.85
3.25	-3.52
3.14	-3.16
3.05	-2.86





## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

b)

$$\text{斜率} = -\frac{E_a}{2.3 R} = \frac{-3.60 - (-2.90)}{(3.28 - 3.06) \times 10^{-3} \text{ K}^{-1}}$$
$$= -3\,180 \text{ K}$$

$$E_a = 2.3 \times 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 3\,180 \text{ K}$$
$$= 60\,800 \text{ J mol}^{-1}$$
$$= 60.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

∴ 該反應的活化能是  $60.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。

c)

從坐標圖讀取數據，於  $290 \text{ K}$  (即是  $\frac{1}{T} = 3.45 \times 10^{-3} \text{ K}^{-1}$ )，

$$\log k = -4.14$$

$$k = 7.24 \times 10^{-5} \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

∴ 在  $290 \text{ K}$  速率常數是  $7.24 \times 10^{-5} \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ 。



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

### 問 (例題 44.2)

阿列紐斯方程式展示反應的速率常數 $k$ 和絕對溫度 $T$ 的關係:

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}, \text{ 其中 } A \text{ 是碰撞因素；}$$

$E_a$  是反應的活化能；  
 $R$  是氣體常數。

已知某反應在210 K 的速率常數是  $2.60 \times 10^5 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ ，此外， $A$  是  $4.80 \times 10^9 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ ，計算該反應的  $E_a$ 。  
(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ).



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

A

$$\log k = -\frac{E_a}{2.3 RT} + \log A$$

$$\frac{E_a}{2.3 RT} = \log \left( \frac{A}{k} \right)$$

$$E_a = 2.3 RT \log \left( \frac{A}{k} \right)$$

$$= 2.3 \times 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 210 \text{ K} \times \log \left( \frac{4.80 \times 10^9}{2.60 \times 10^5} \right)$$

$$= 17\,100 \text{ J mol}^{-1}$$

$$= 17.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

∴ 該反應的 $E_a$  是 $17.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

### 問 (例題 44.3)

溫度由308 K 增至 318 K時，某反應的速率常數增至原來的兩倍。  
計算該反應的活化能。

(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

### 答

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$$

$$\log \frac{k_{318}}{k_{308}} = \log 2 = -\frac{E_a}{2.3R} \left( \frac{1}{308} - \frac{1}{318} \right)$$

$$E_a = 56.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

∴ 該反應的活化能是56.4 kJ mol<sup>-1</sup>。



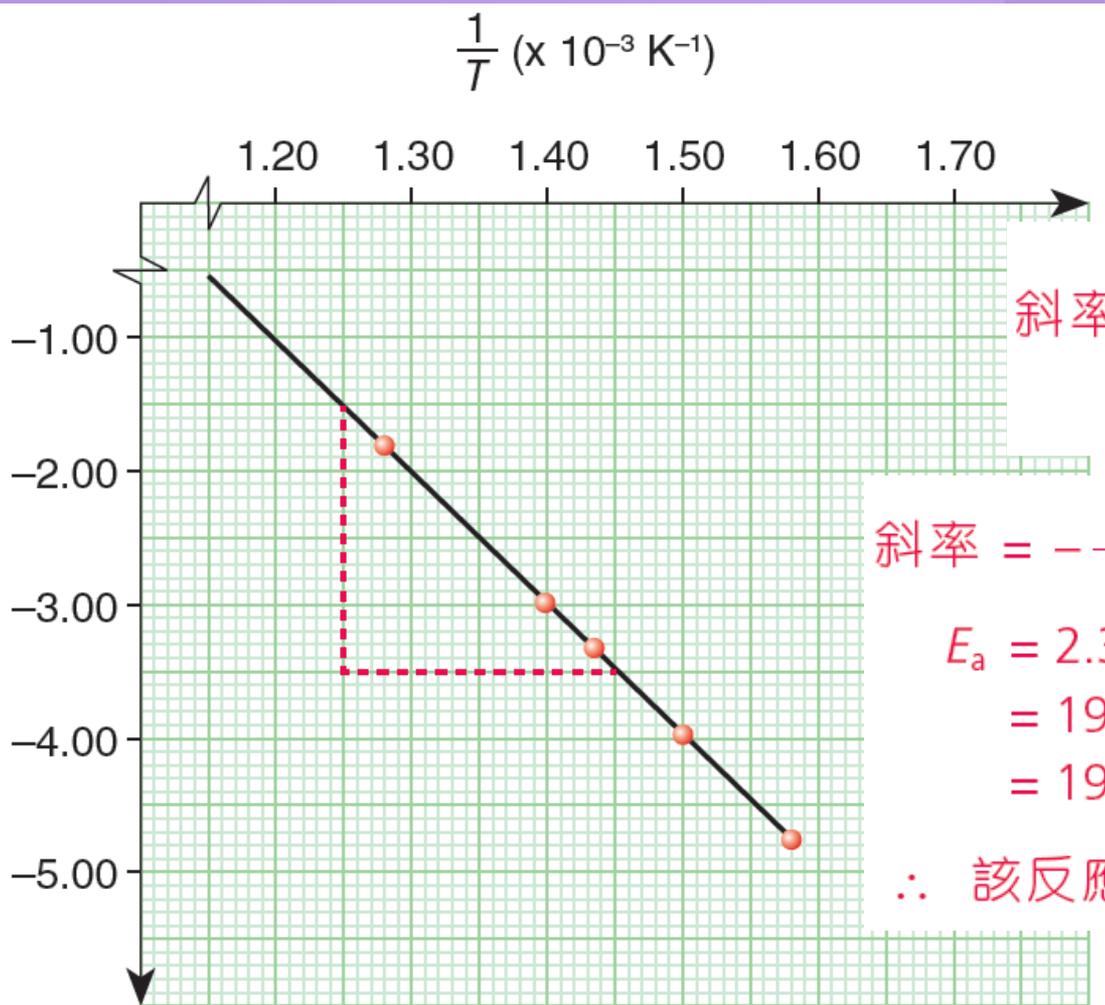
## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

### 小測試 44.3

- 1 在一個化學動力學的實驗中，某學生在不同溫度 ( $T$ ) 測定某反應的速率常數 ( $k$ )。以下是  $\log k$  對  $\frac{1}{T}$  的坐標圖。計算這反應的活化能。  
(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)



$$\text{斜率} = \frac{-3.50 - (-1.50)}{(1.45 - 1.25) \times 10^{-3} \text{ K}^{-1}} = -10\,000 \text{ K}$$

$$\text{斜率} = -\frac{E_a}{2.3R} = -10\,000 \text{ K}$$

$$\begin{aligned} E_a &= 2.3 \times 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times 10\,000 \text{ K} \\ &= 191\,000 \text{ J mol}^{-1} \\ &= 191 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

$\therefore$  該反應的活化能是  $191 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。



## 44.5 溫度對速率常數的影響 (頁53)

- 2 溫度由298 K 增至328 K 時，某反應的速率常數增至原來的四倍。  
計算該反應的活化能。  
(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$\log \frac{k_{328}}{k_{298}} = \log 4 = \frac{E_a}{2.3R} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{328} \right)$$

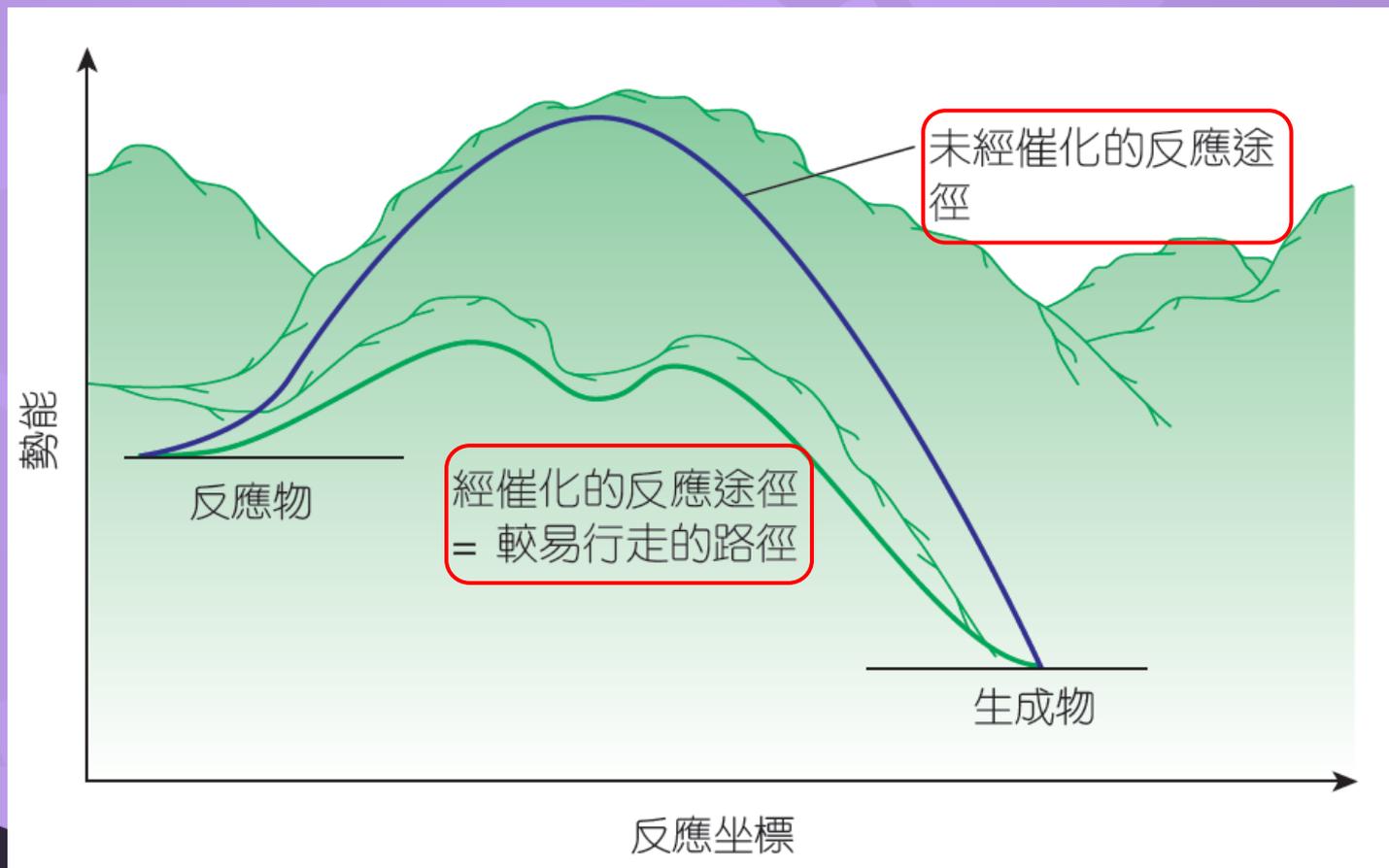
$$E_a = 37.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

∴ 該反應的活化能是  $37.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。



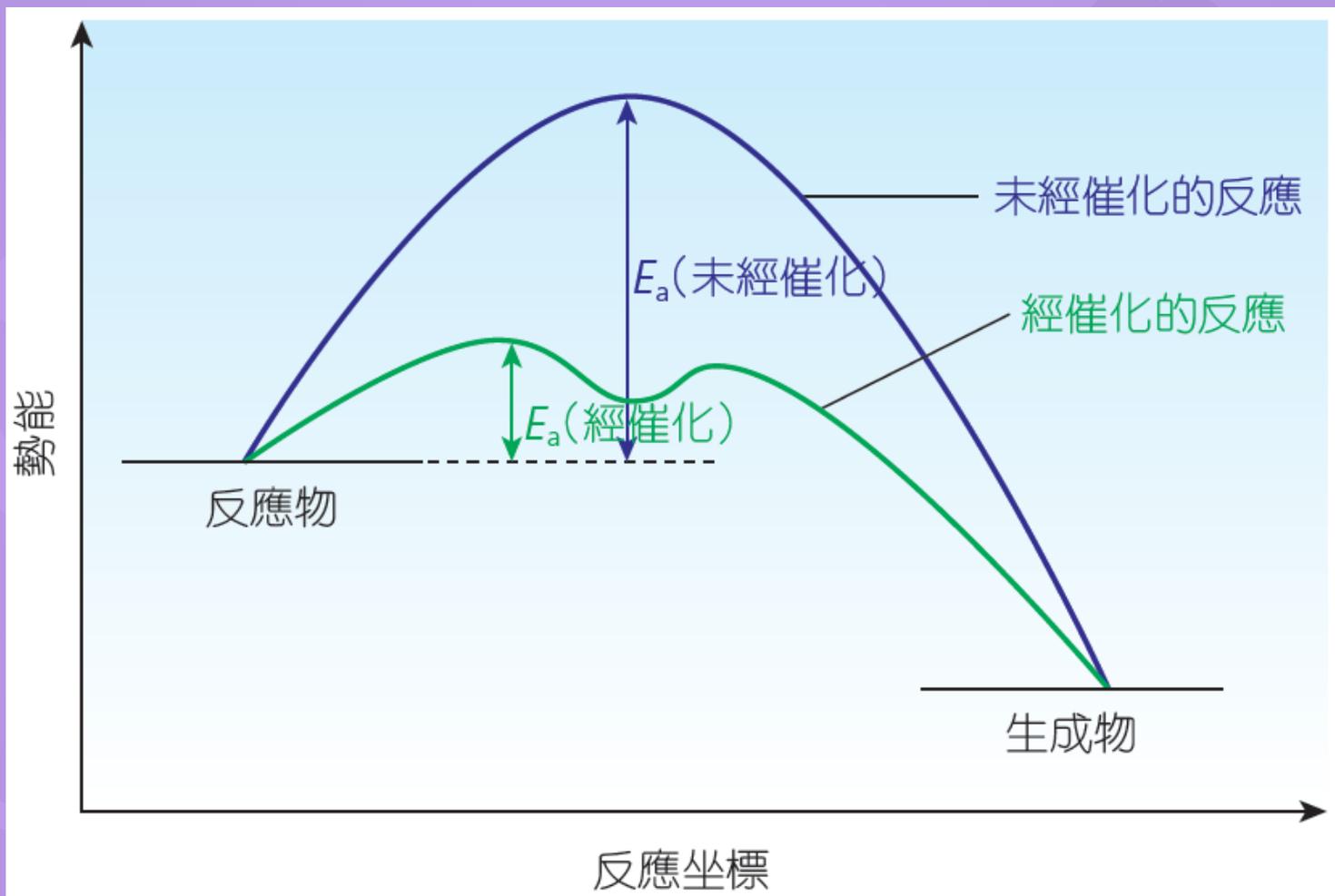
## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

- ◆ 催化劑提供活化能較低的另一反應途徑，以增加化學反應的速率。





## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)





## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

- ◆ 考慮在323 K 進行某反應，該反應的活化能是50 kJ mol<sup>-1</sup>。某催化劑能提供活化能為40 kJ mol<sup>-1</sup> 的另一反應途徑。

$$k_{\text{經催化}} = Ae^{-\frac{40\,000}{(8.31)(323)}}$$

$$k_{\text{未經催化}} = Ae^{-\frac{50\,000}{(8.31)(323)}}$$

$$\frac{k_{\text{經催化}}}{k_{\text{未經催化}}} = \frac{e^{-\frac{40\,000}{(8.31)(323)}}}{e^{-\frac{50\,000}{(8.31)(323)}}}$$

$$= 41.6$$

- ◆ 活化能降低10 kJ mol<sup>-1</sup>，反應常數和反應速率都增至原來的41.6 倍。



## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

### 催化劑的特點

- ◆ 反應時只需加入很少量的催化劑。
- ◆ 催化劑（尤其是酶）通常具很高的專一性，只催化某一反應。
- ◆ 催化劑不會改變反應的焓變。
- ◆ 催化劑使可逆反應的正向和逆向反應的活化能以相同幅度下降，因而使正向和逆向反應的速率增幅相同。



## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

- ◆ 催化劑不會改變平衡常數及平衡位置，只會增加反應速率，縮短達致平衡所需的時間。
- ◆ 換言之，催化劑不會提高產物的產率，但可增加產物的生成速率。



## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

### 催化劑被毒化

- ◆ 很多催化劑都可因被微量的雜質毒化而失去催化效能，例如微量的硫雜質便可毒化氫化作用所使用的催化劑。
- ◆ 另一例子是一般在無鉛汽油汽車中使用的催化轉化器，若改用含鉛汽油，鉛會在轉化器的催化劑表面積聚成薄層，使催化劑失去功能。



## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

### 過渡金屬離子的催化作用的例子

- ◆ 過氧二硫酸根離子 ( $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ) 把碘離子氧化成碘的反應的方程式顯示如下：



- ◆ 由於涉及反應的兩種離子都帶負電荷，它們較難發生有效碰撞，所以這反應頗為緩慢。
- ◆  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  離子能催化反應，這催化涉及兩項氧化還原反應。

反應 1



反應 2





## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

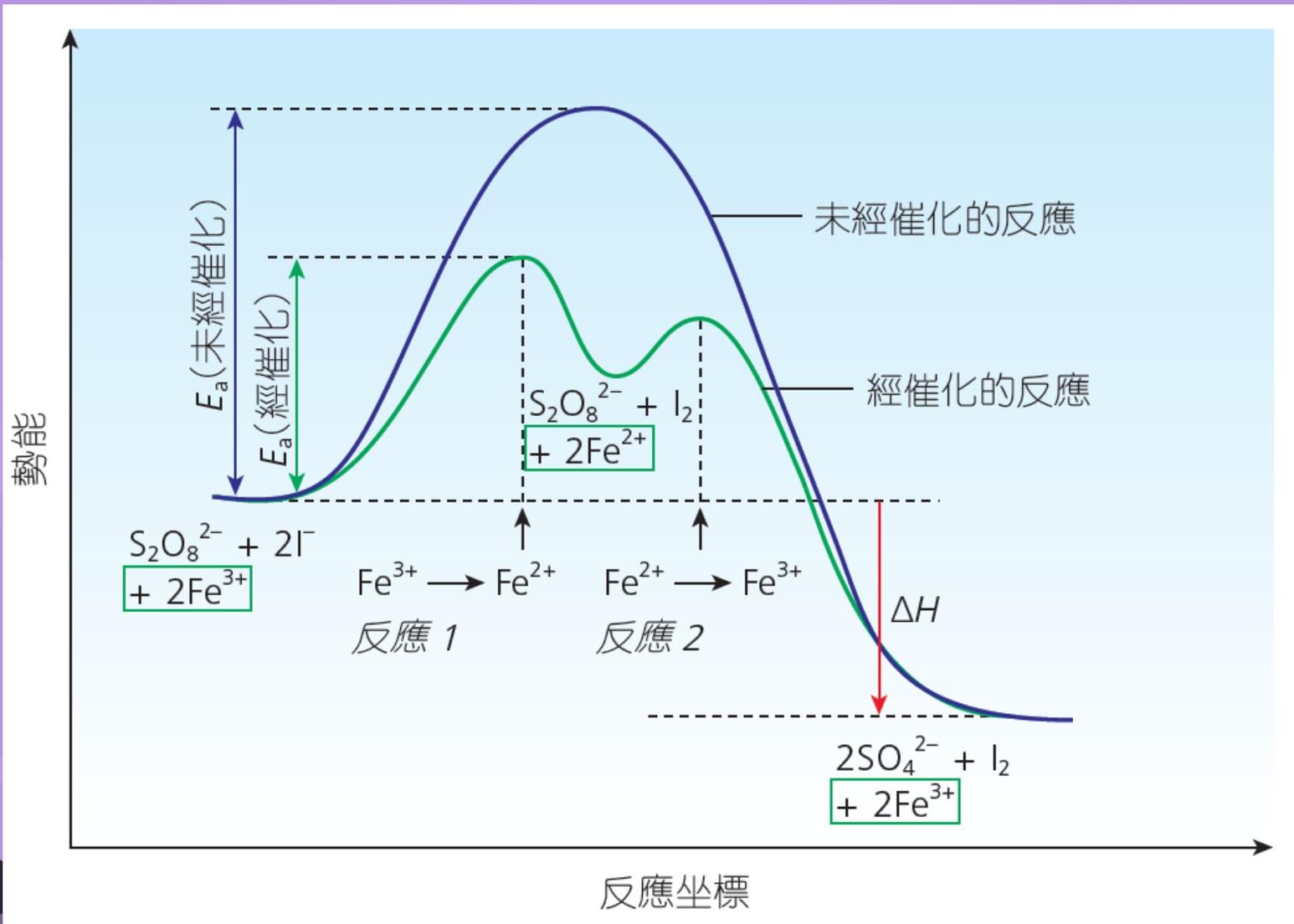
- ◆ 在反應1和2中，帶正電荷的鐵離子與帶負電荷的離子進行反應。帶相反電荷的離子會互相吸引，所以這些反應的進行較 $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ 離子和 $\text{I}^-(\text{aq})$ 離子之間直接反應容易得多。
- ◆ 雖然反應1消耗了鐵(III)離子，但反應2又再有鐵(III)離子生成，所以該離子不會被消耗。



催化過氧二硫酸根離子與碘離子的反應



# 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)





## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)

### 小測試 44.4

燃燒含硫的化石燃料會生成二氧化硫。擴散至大氣中的二氧化硫會被氧化成三氧化硫。



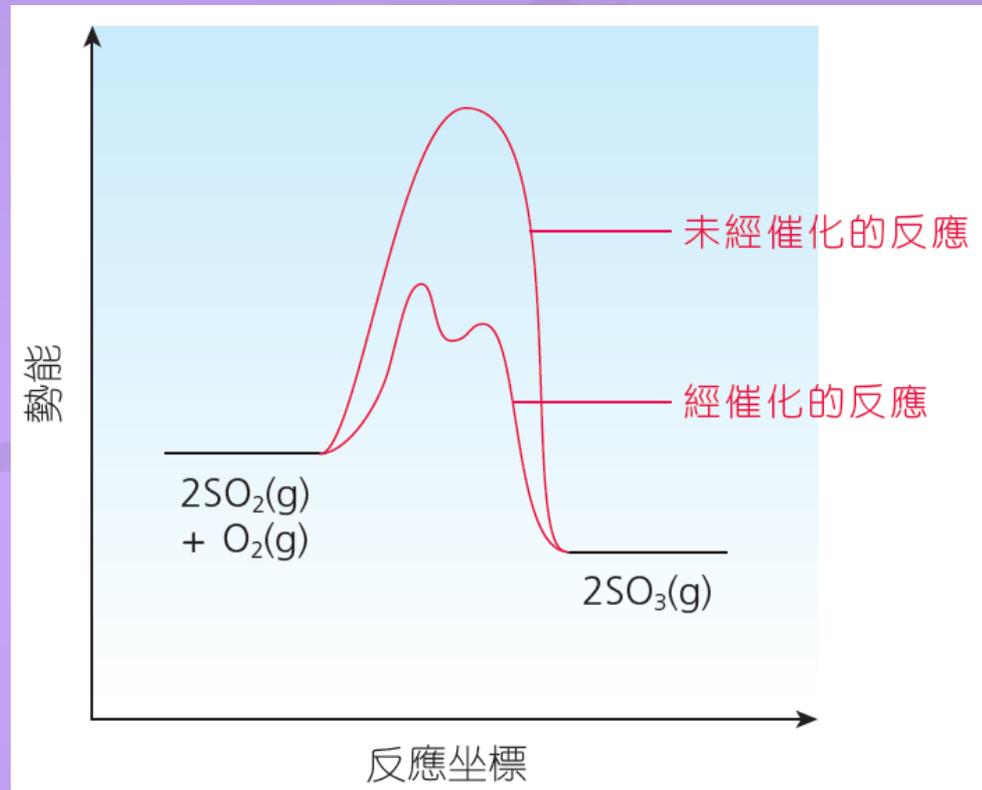
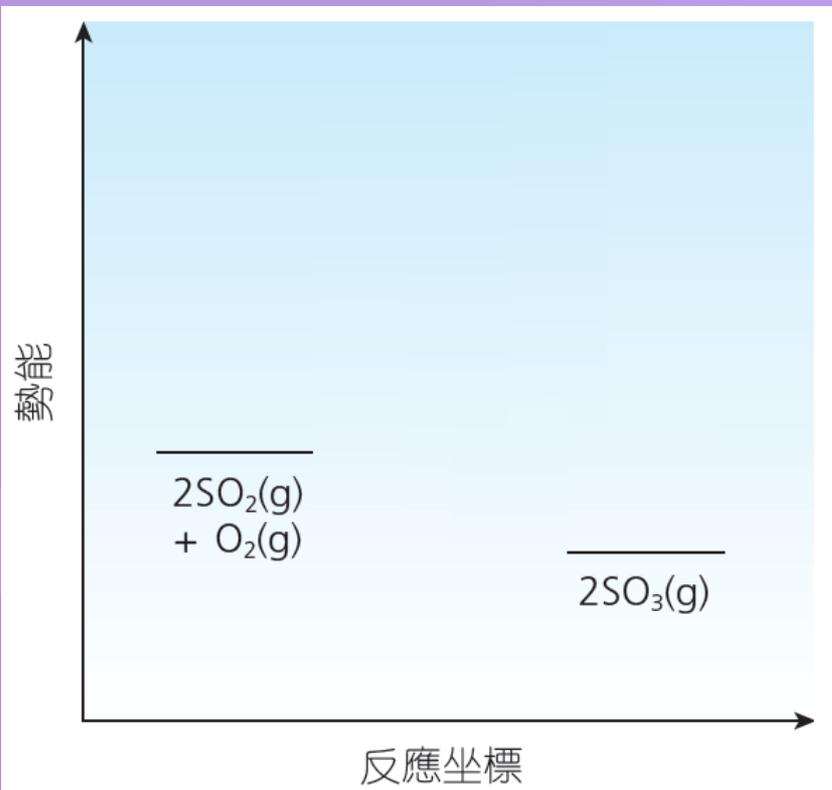
大氣中的二氧化氮可催化二氧化硫的氧化。催化過程涉及以下兩項反應：



草繪經催化和未經催化的反應的勢能線圖。



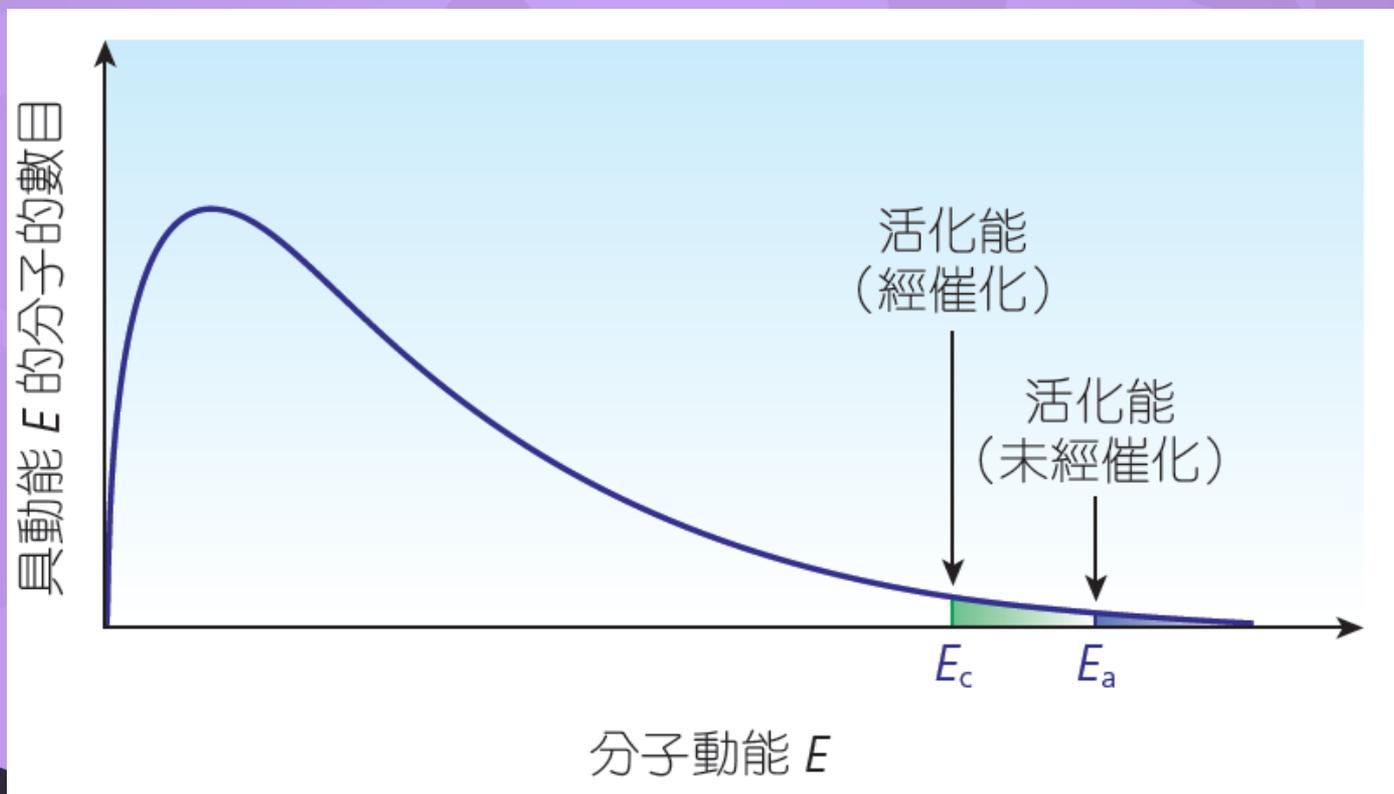
## 44.6 催化劑如何發揮其作用？ (頁60)





## 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑 (頁65)

- 與未經催化的反應的活化能 ( $E_a$ ) 相比，催化劑提供活化能較低 ( $E_c$ ) 的另一反應途徑。





## 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑 (頁65)

- ◆ 現有較多分子具有等於或大於活化能 ( $E_c$ ) 的動能，因此，有較多分子於碰撞時能產生生成物，所以反應速率增加。

索引：

 這面積表示在未經催化下具有等於或大於活化能 ( $E_a$ ) 的動能的分子的數目

 這面積表示經催化下具有等於或大於活化能 ( $E_c$ ) 的動能的分子的數目



## 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑 (頁65)

### 小測試 44.5

氨的分解的方程式顯示如下：



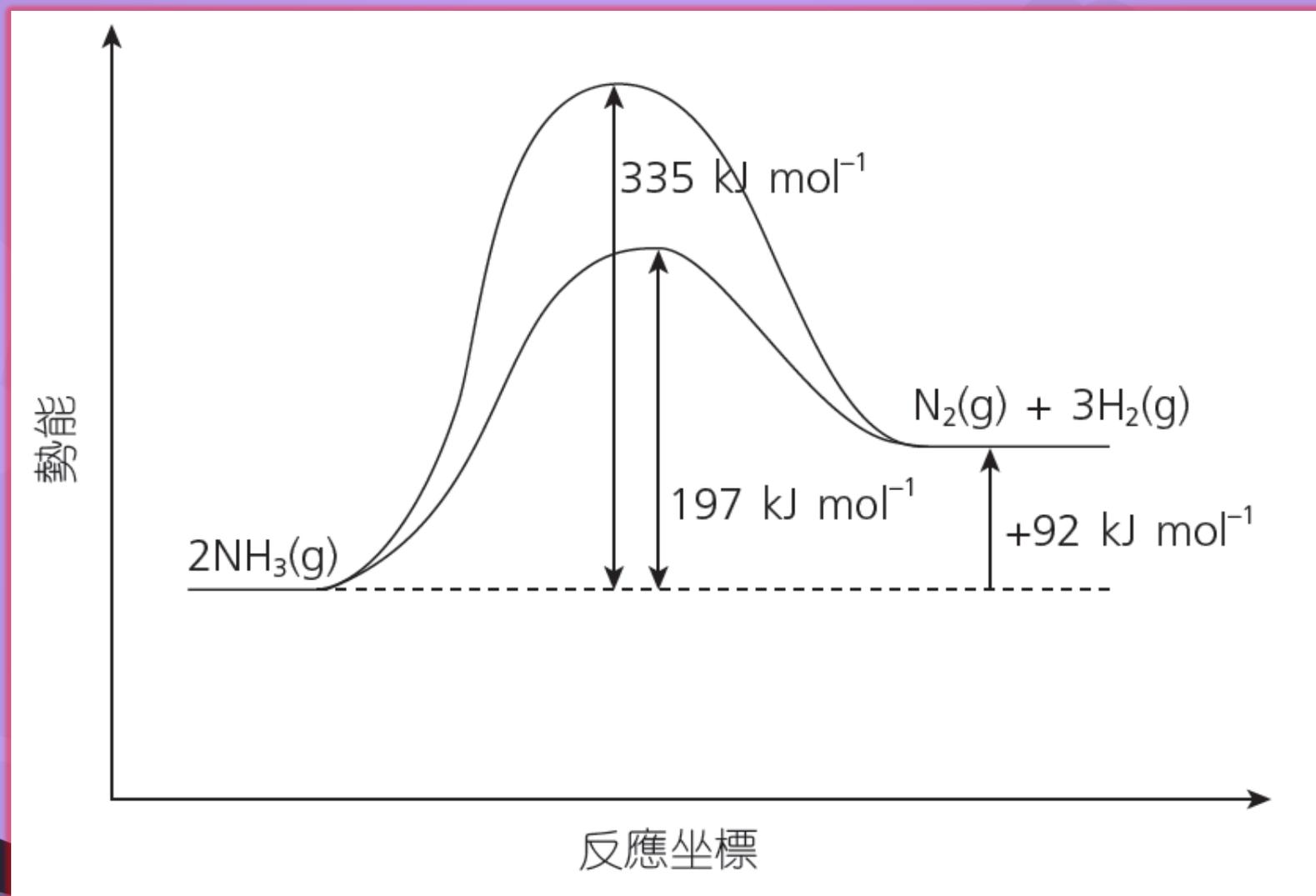
在沒有催化劑的條件下，該反應的活化能是335 kJ mol<sup>-1</sup>。

在有鐵作為催化劑的條件下，該反應的活化能是197 kJ mol<sup>-1</sup>。

a) 繪出和標示未經催化和經催化的反應的勢能能線圖。

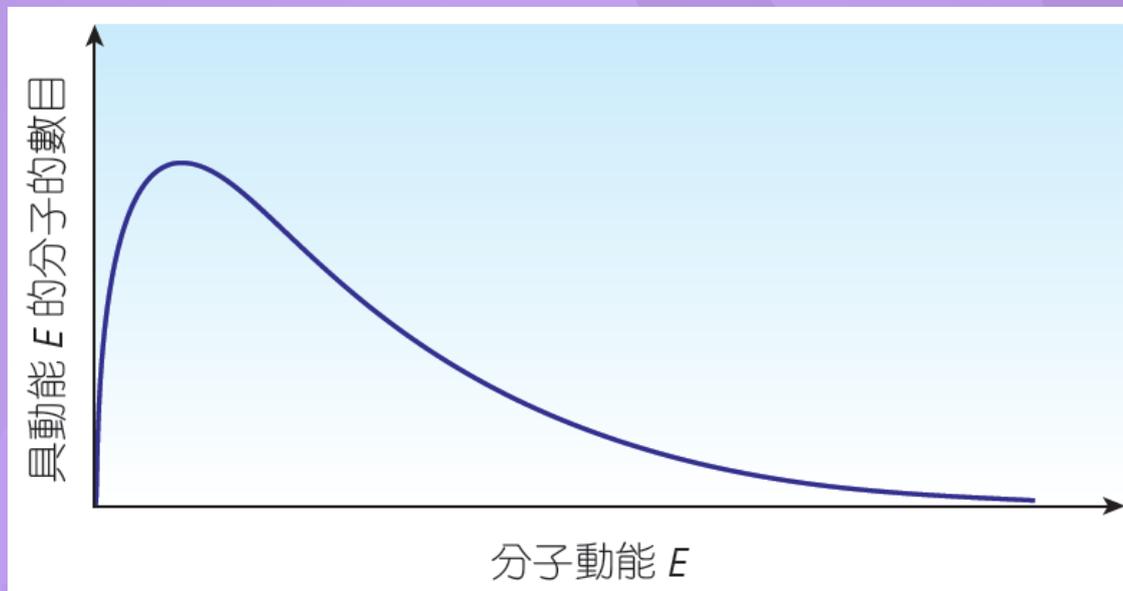


## 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑 (頁65)



## 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑 (頁65)

- b) 在有鎢作為催化劑的條件下，該反應的活化能是 $163 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。  
下圖展示在某溫度氣體的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線。



參照上圖曲線，解釋鐵抑或鎢催化劑能令氨的分解速率更高。



## 44.7 麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線與催化劑 (頁65)

使用鎢時，活化能較低。

與使用鐵相比，具有等於或大於這較低活化能的動能的分子所佔比率較大，因此有較多具足夠能量的分子碰撞並分解成生成物。



## 44.8 工業用的催化劑 (頁66)

使用催化劑的兩項主要經濟效益包括：

- ◆ 催化劑提升化學反應速率，即是在相同時間內可生產更多生成物；
- ◆ 反應可在較低的溫度進行，使生產商的能源成本下降。

例：鐵粉 (哈柏法，製造 $\text{NH}_3$ )；  
氧化釩 (V) (接觸法，製造 $\text{H}_2\text{SO}_4$ )。



## 44.9 酶 (頁68)

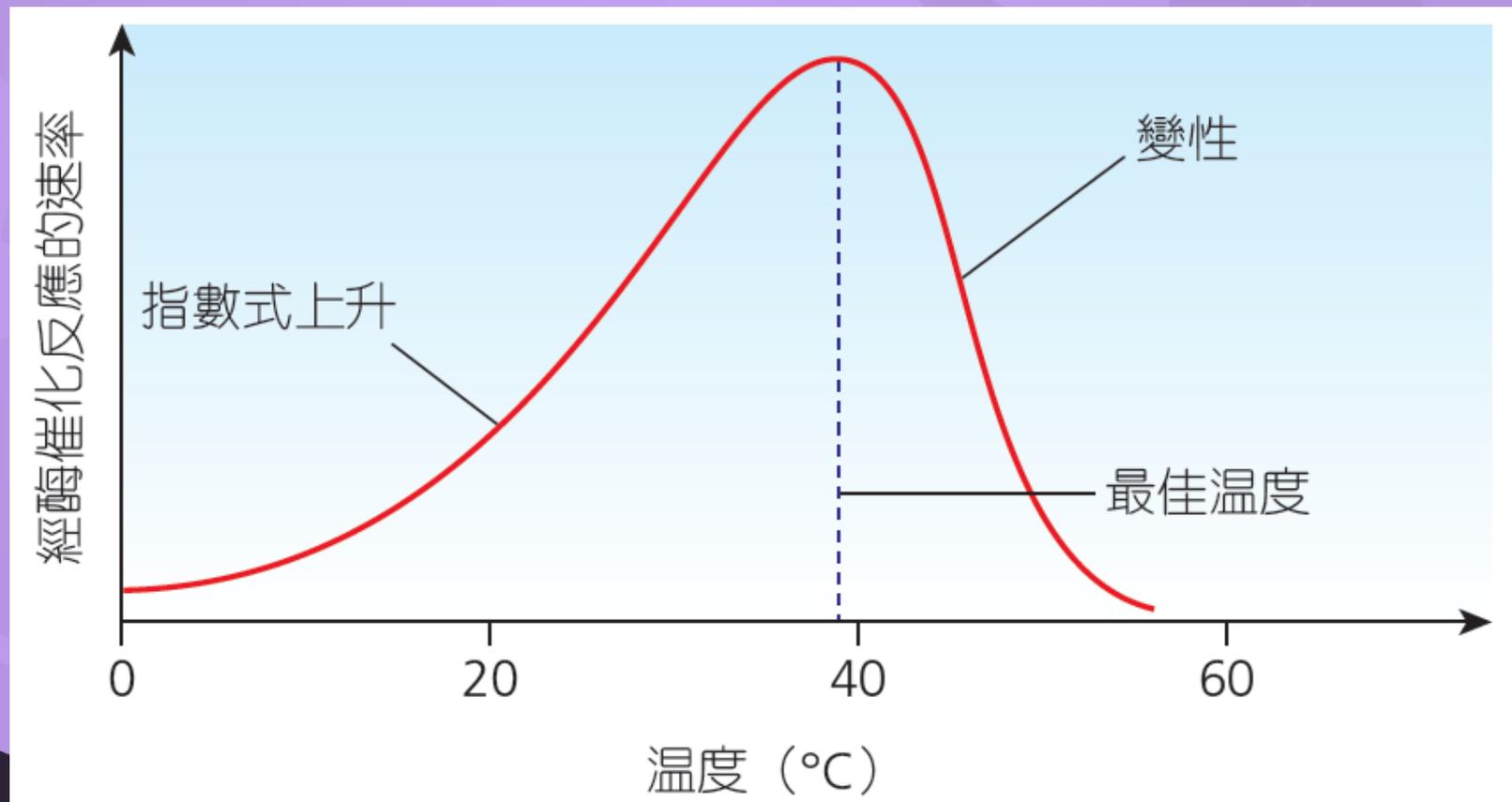
酶是生物催化劑，它們是大的蛋白質分子，可令一些在生物內發生的生化反應得以在較低的溫度快速進行。酶的性質包括：

- ◆ 可加快反應，而本身卻不被消耗；
- ◆ 提供活化能較低的另一反應途徑；
- ◆ 專一性很高 — 每種酶只催化某一特定反應；
- ◆ 極易受pH影響 — 很多酶只能在其最適宜的pH值（一般約為7）運作，pH 稍為偏離最佳pH 值便會因變性而失去效能。



## 44.9 酶 (頁68)

- ◆ 極易受溫度影響 — 不少酶運作的最佳溫度接近體溫，大部分在 60–70 °C 以上會變性。

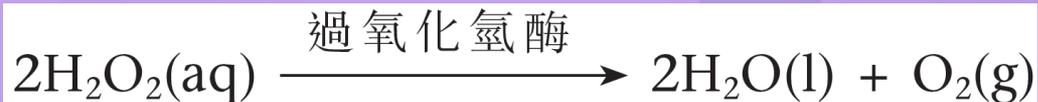




## 44.9 酶 (頁68)

### 生物過程中的酶

- ◆ 唾液中的澱粉酶在口腔內初步把澱粉分解成麥芽糖。
- ◆ 小腸內的蛋白酶把蛋白質分解成氨基酸。
- ◆ 過氧化氫對細胞有很多潛在害處，肝臟的過氧化氫酶對防止過氧化氫的積聚非常重要：



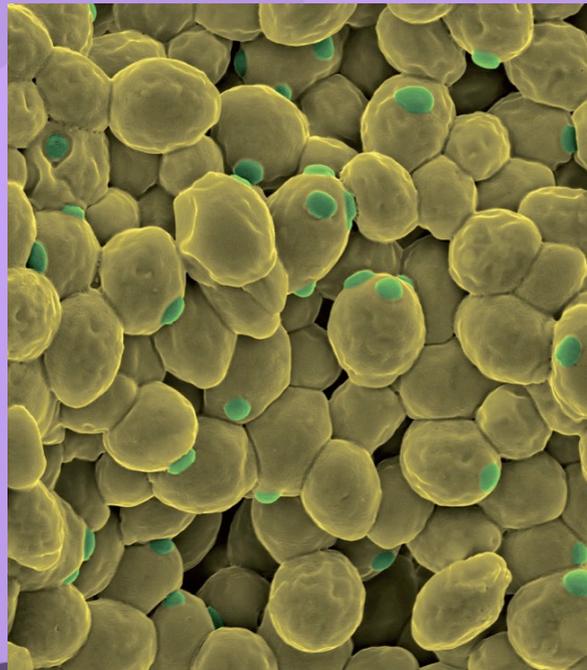


## 44.9 酶 (頁68)

### 從發酵過程生產乙醇

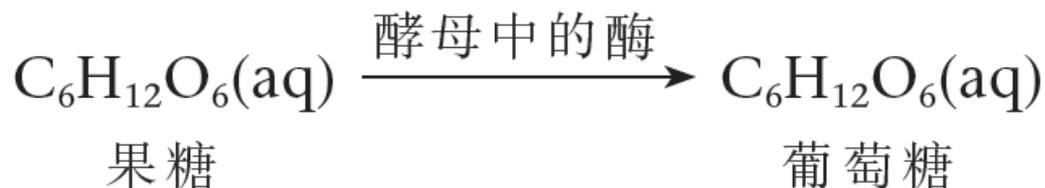
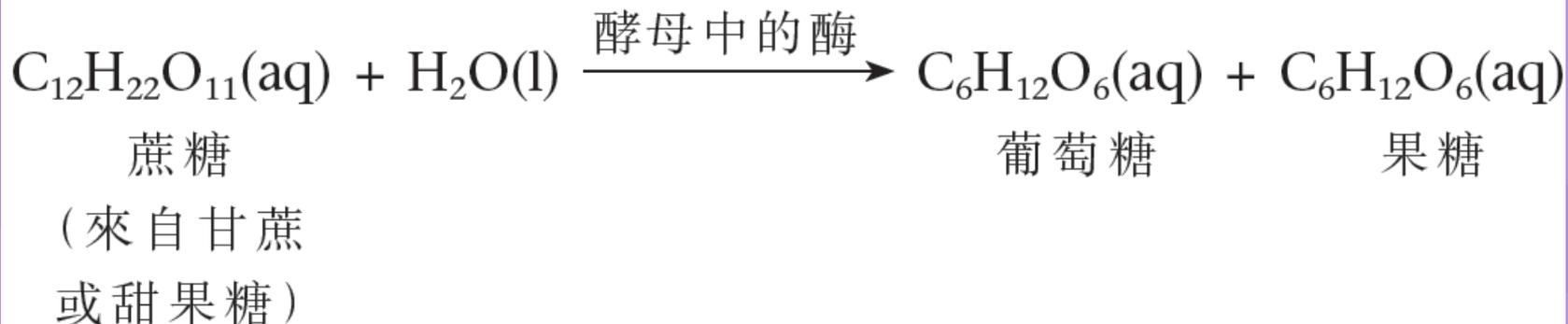
- ◆ 生產乙醇是重要的工業過程。在美國，大部分乙醇是通過酵母的酶的發酵作用從碳水化合物（主要是玉米）生成。以這方法生產的乙醇主要用作燃料，少量乙醇用於酒精類飲料及化學工業。

掃描電子顯微鏡下的釀酒酵母

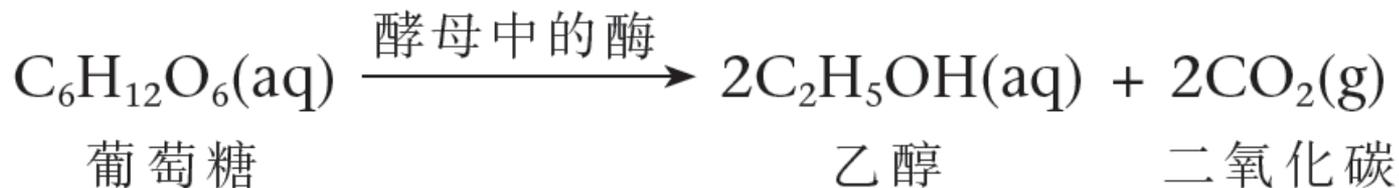




## 44.9 酶 (頁68)



最後：





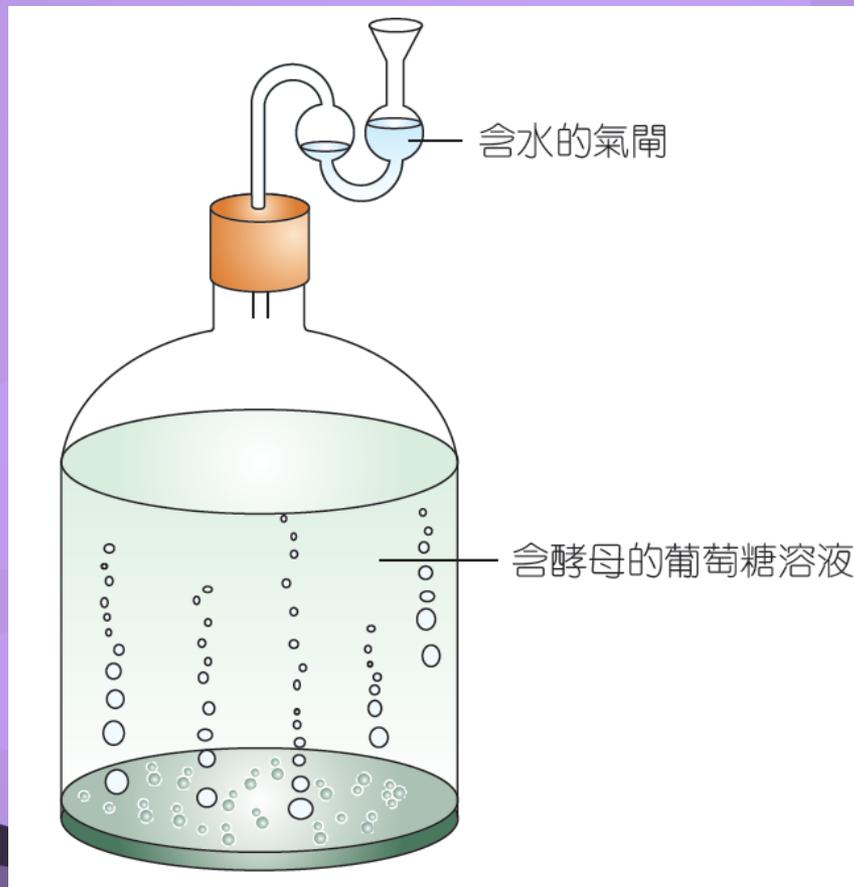
## 44.9 酶 (頁68)

- ◆ 發酵的最佳溫度在 $25^{\circ}\text{C}$  至 $38^{\circ}\text{C}$  之間。在低溫反應很緩慢，但在太高溫酶會失去催化效能。
- ◆ 成功的發酵作用所需的條件包括：
  - 酵母；
  - 水；
  - 酵母養料（經常使用磷酸銨）；
  - 溫度（ $25^{\circ}\text{C}$  至 $38^{\circ}\text{C}$ ）；
  - 沒有空氣（如果有氧，乙醇可部分被氧化成乙酸，或完全被氧化成二氧化碳）。



## 44.9 酶 (頁68)

- ◆ 酒精濃度達至15% 左右，該反應便會停止。高於這濃度，酵母細胞會死亡。把死去的酵母細胞過濾出來，再把所得溶液分餾，便可獲取含95% 乙醇和5% 水的餾液。



在實驗室內用於發酵的  
容器



## 44.9 酶 (頁68)

化學工業愈來愈廣泛地採用酶作為催化劑，原因包括：

- ◆ 它們通常在相當低的溫度下發揮極為良好的效能，因此，採用它們可以節省用於加熱的成本；
- ◆ 它們能在溫和的條件下（在水中，且pH 值通常接近7）發揮作用，所以不會損害布料或食物；
- ◆ 可以輕易地藉着改變溫度或pH 值來控制酶，令它們停止運作；
- ◆ 酶進行反應時能生成純生成物，沒有副反應，因此不需使用複雜的分離技術；



## 44.9 酶 (頁68)

- ◆ 它們是生物可降解的，因此棄置含酶的廢料不會造成環境問題。



## 44.9 酶 (頁68)

### 小測試 44.6

利用葡萄糖經酶催化的發酵過程，可生成乙醇。

a) 一名學生嘗試利用盛有葡萄糖水溶液的燒杯，於25 °C 並有酵母的條件下進行發酵。

i) 寫出發酵反應的方程式。



ii) 該生獲取的生成物帶有酸味，他懷疑該生成物受乙酸污染。  
這酸污染是怎樣發生的？

有空氣進入。/ 有氧化作用發生。

b) 使用酶來催化反應，好處是反應速率大大提高，而酶卻不被消耗。  
除了成本外，提出使用酶來催化反應的另外兩項好處。

以下任何兩項：

- 可用較低溫度。/ 可減少因燃燒化石燃料釋出的二氧化碳。
- 酶的專一性很高。
- 可減少有毒溶劑 / 有毒催化劑的使用。



## 關鍵詞彙 (頁73)

活化能	activation energy	麥克斯韋-波爾茲曼分佈	Maxwell-Boltzmann distribution
勢能能線圖	potential energy profile	最大機率動能	most probable kinetic energy
過渡態	transition state	阿列紐斯方程式	Arrhenius equation
活化複體	activated complex		

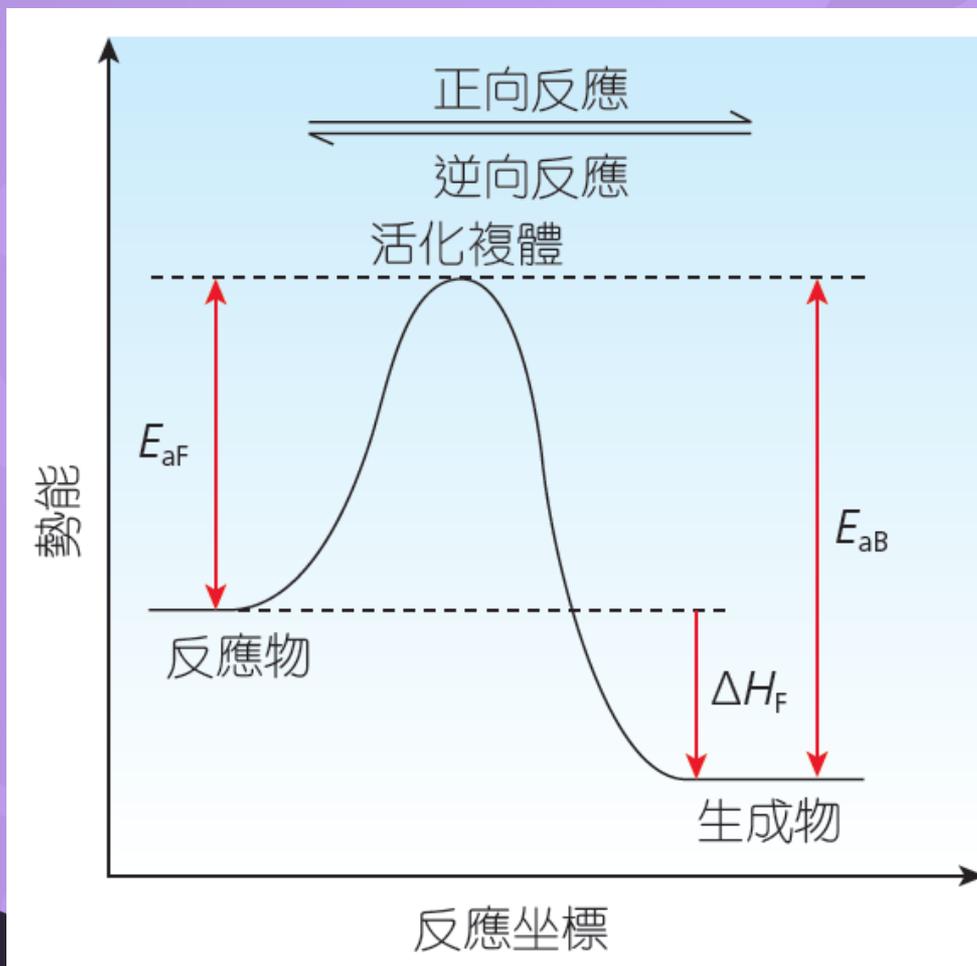


## 摘要 (頁74)

1 活化能是粒子碰撞時可致反應發生所需的最少動能。

## 摘要 (頁74)

2 下圖展示某可逆反應的勢能能線圖。



索引：

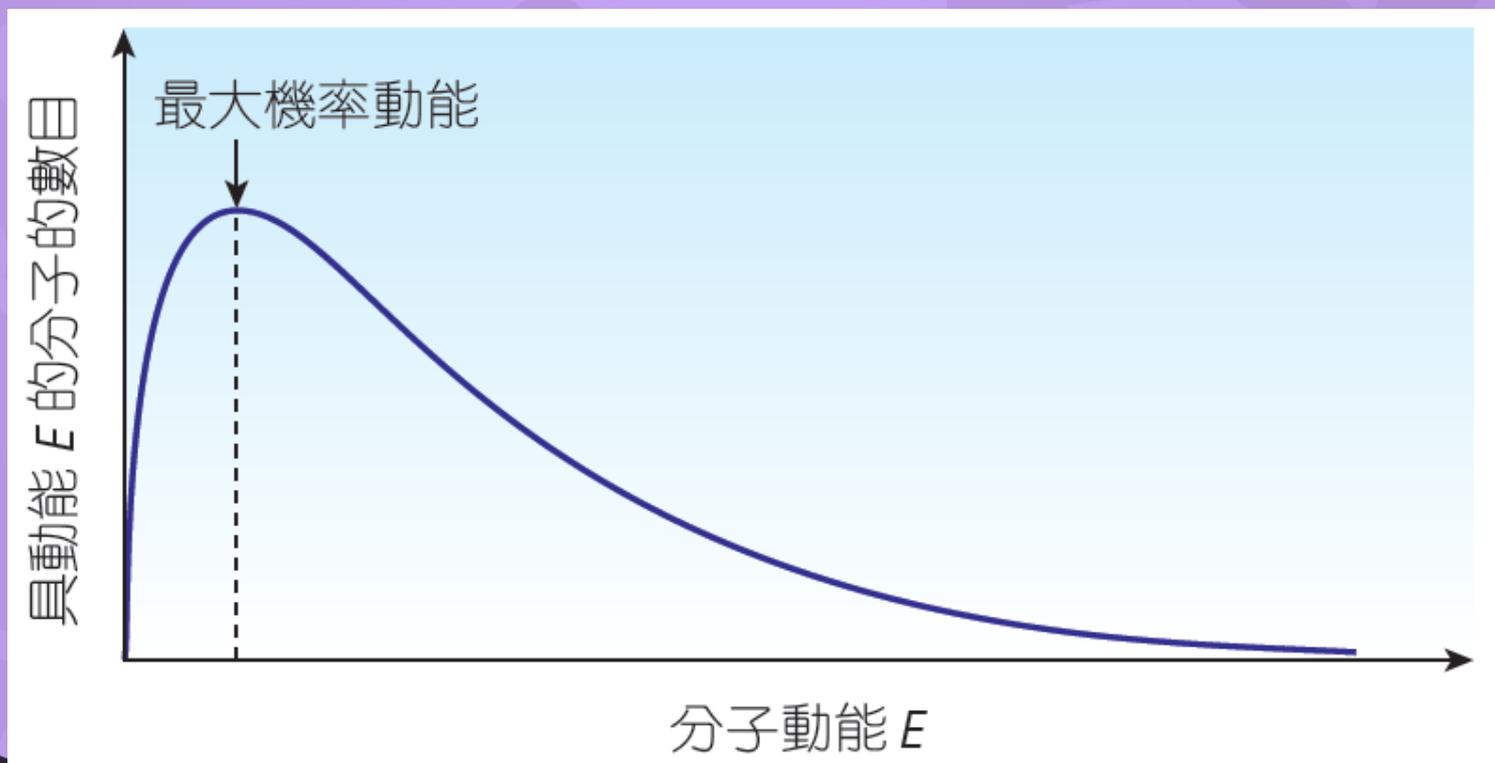
$E_{af}$  = 正向反應的活化能

$E_{ab}$  = 逆向反應的活化能

$\Delta H_f$  = 正向反應的焓變

## 摘要 (頁74)

- 3 氣體在某溫度氣體的分子動能分佈圖稱為麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線。



 摘要 (頁74)

## 4 溫度增加時，

- 分子的平均動能增加，碰撞更頻密，導致多些有效碰撞（令反應速率稍微增加）；
- 具有等於或大於活化能的能量的分子所佔比率上升，有較大百分率具足夠能量的分子碰撞並反應，（這是反應速率增加的主因）。



## 摘要 (頁74)

5 a) 阿列紐斯方程式顯示如下：

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}, \text{ 其中}$$

- $k$  是反應的速率常數；  
 $A$  是碰撞因素；  
 $e$  是自然對數的基數；  
 $E_a$  是反應的活化能（以  $\text{J mol}^{-1}$  為單位）；  
 $R$  是氣體常數（即  $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ）；和  
 $T$  是溫度（以  $\text{K}$  為單位）。

 摘要 (頁74)

b)  $\log k$  對  $\frac{1}{T}$  的坐標圖是直線，斜率為  $-\frac{E_a}{2.3R}$ ， $y$  截距為  $\log A$ 。

從斜率可計算活化能  $E_a$  的值。



## 按節練習 (頁76)

註：題目按難度由淺至深（1至5級）分類：

 題目以3級或以上程度為目標；

 題目以4級或以上程度為目標；

 題目以5級程度為目標。

「\*」顯示有效的傳意可取一分。

 **按節練習 (頁76)****第一部分 知識和理解**

1 完成以下概念圖。



提升溫度導致  
反應速率增加

溫度和速率常數的關係

$$k = \frac{\quad}{\quad} (e)$$

因為

分子的平均

(a)

增加

具有等於或大於

(c)

的能量的分子所佔  
比率上升

繪製  $\log k$  對  $\frac{1}{T}$   
坐標圖得一直線  
及其斜率等於

(f)

導致

(b)

更頻密

導致

有較大百分率的

(d)

具足夠能量，導致  
反應

- a) 動能
- b) 碰撞
- c) 活化能
- d) 碰撞
- e)  $Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$
- f)  $-\frac{E_a}{2.3R}$

 按節練習 (頁76)

## 第二部分 多項選擇題

2 反應物分子互相移近，生成活化複體時，動能和勢能如何變化？

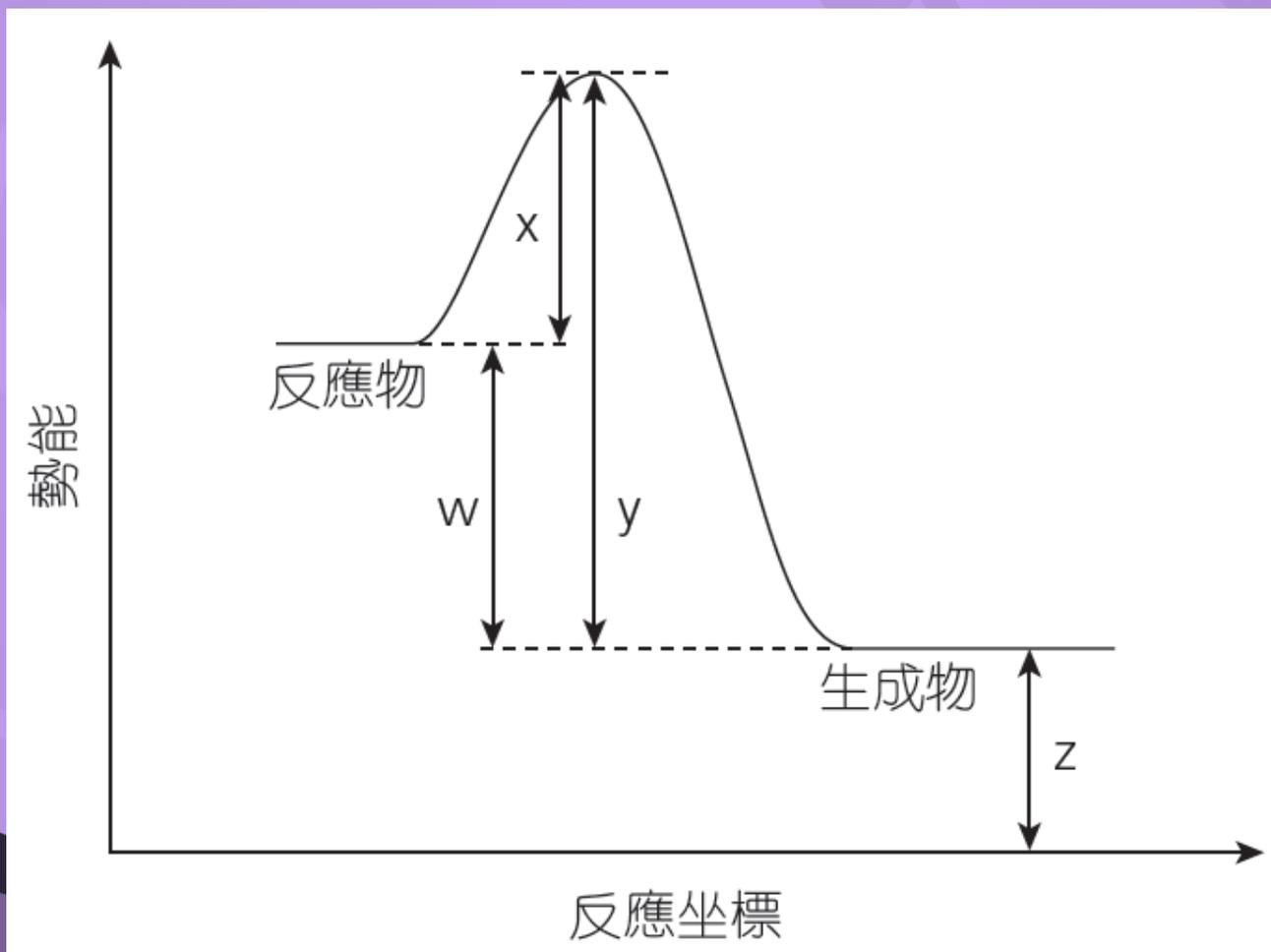
	<u>動能</u>	<u>勢能</u>
A	增加	減少
B	減少	增加
C	減少	不變
D	不變	不變

答案：B

## 按節練習 (頁76)

3 某可逆反應的勢能能線圖顯示如下。  
哪箭號表示逆向反應的活化能？

- A w
- B x
- C y
- D z



答案：C



## 按節練習 (頁76)

4 下列有關正向吸熱的可逆反應的描述，哪項正確？



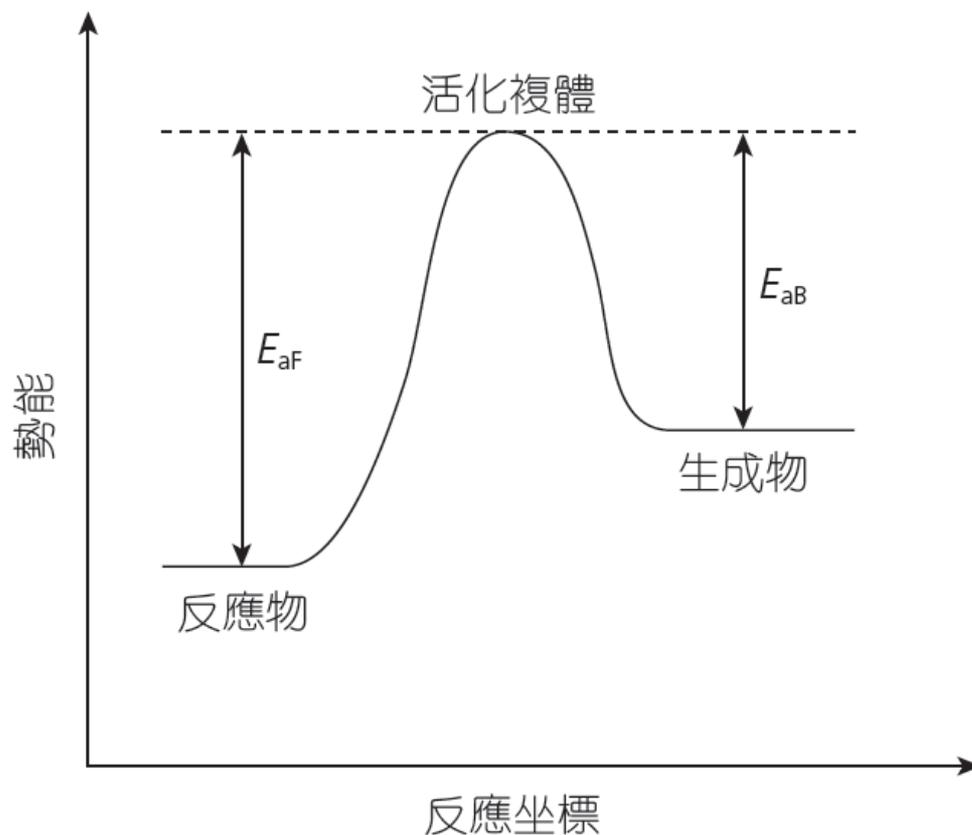
- A 正向反應的活化能  $>$  逆向反應的活化能
- B 正向反應的活化能  $<$  逆向反應的活化能
- C 正向反應的活化能  $=$  逆向反應的活化能
- D 正向反應的活化能  $+ 逆向反應的活化能 = 0$

答案：A

## 按節練習 (頁76)

題解：

A 下圖展示一項正向吸熱的可逆反應的勢能線圖。



索引：

$E_{aF}$  = 正向反應的活化能

$E_{aB}$  = 逆向反應的活化能

∴ 正向反應的活化能 > 逆向反應的活化能



## 按節練習 (頁76)

5 增加溫度，反應的速率常數 ( $k$ ) 與活化能 ( $E_a$ ) 如何變化？



	<u>速率常數 (<math>k</math>)</u>	<u>活化能 (<math>E_a</math>)</u>
A	增加	不變
B	減少	不變
C	不變	增加
D	不變	減少

答案：A

## 按節練習 (頁76)

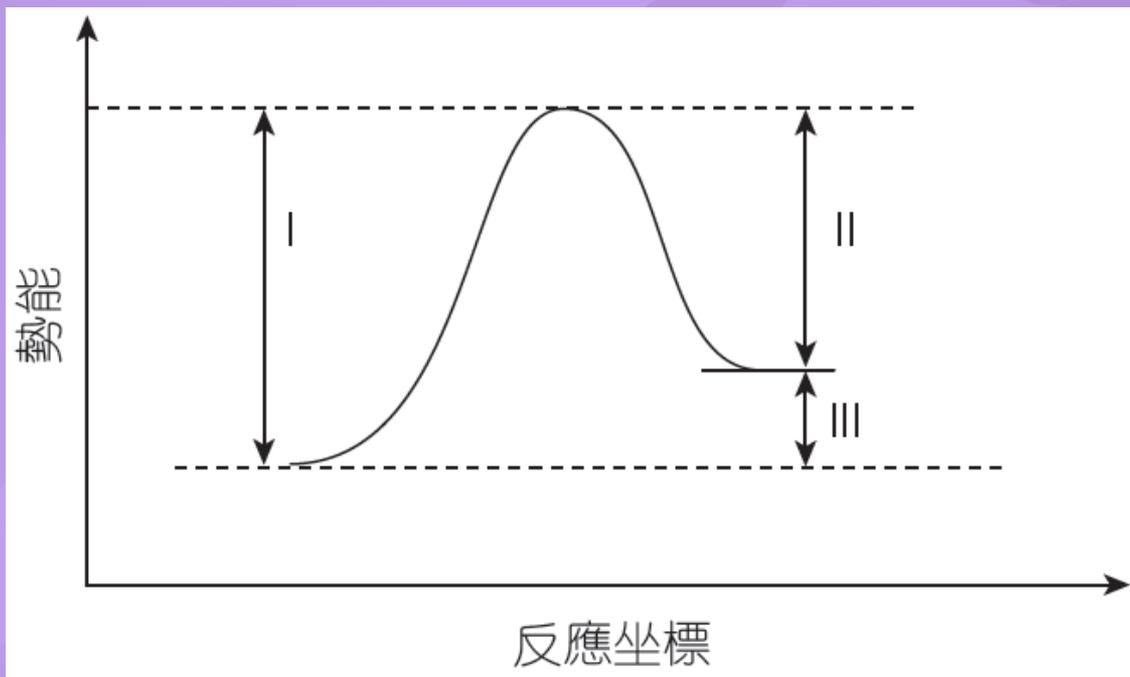
6 氧化錳(IV) 作為分解過氧化氫的催化劑。下列有關氧化錳(IV) 的作用的描述，哪項最合適？

- A 提供另一較高活化能的反應途徑來增加分解速率。
- B 減低粒子的碰撞頻率來減低分解速率。
- C 提升粒子的平均能量來增加分解速率。
- D 提供另一較低活化能的反應途徑來增加分解速率。

答案：D

## 按節練習 (頁76)

7 使用催化劑，可改變以下勢能能線圖中何者的數值？



- A 只有I
- B 只有III
- C 只有I 和II
- D 只有II 和III

答案：C

## 按節練習 (頁76)

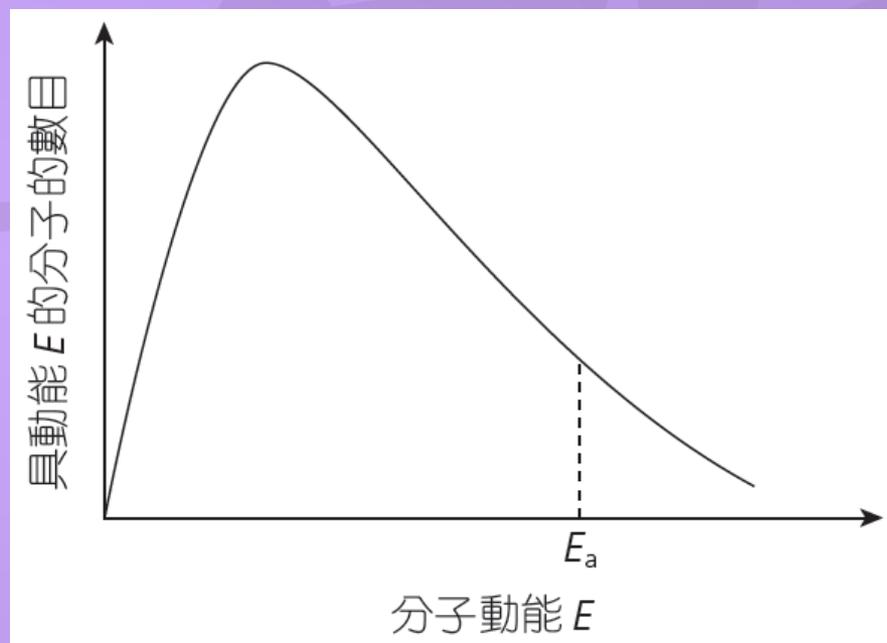
指示：第8和9題與以下資料有關。

下圖展示經催化的反應的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈圖。

8 降低溫度，曲線的形狀有何變化？



- A 峰較高，並向左移。
- B 峰較低，並向左移。
- C 峰較高，並向右移。
- D 峰較低，並向右移。



答案：A

## 按節練習 (頁76)

9 下列哪項可把活化能線向右移？

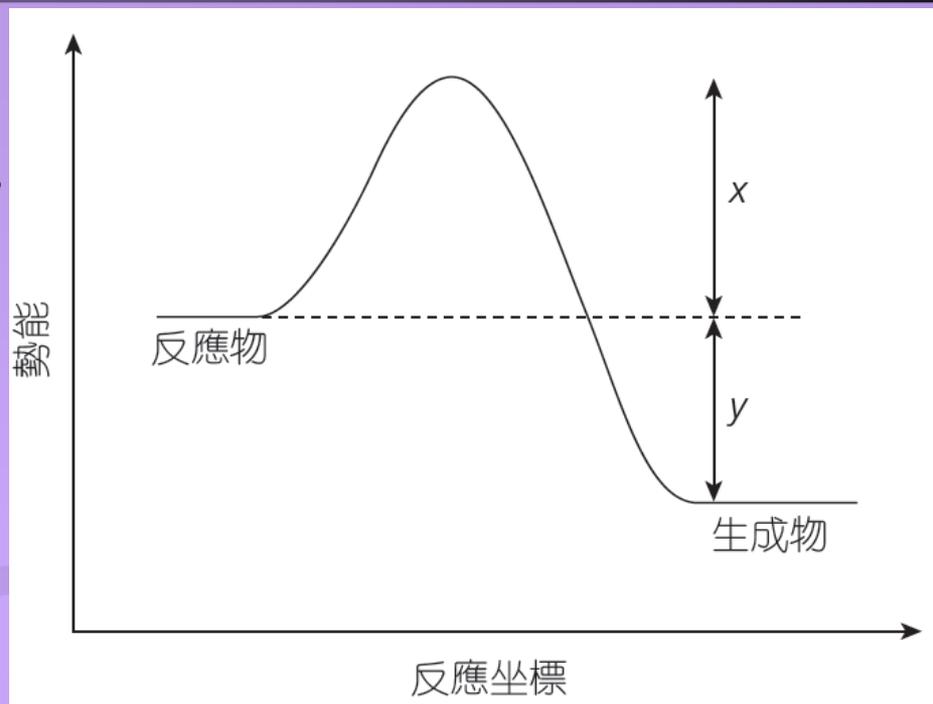
- A 提高反應物濃度。
- B 移去生成物。
- C 移去催化劑。
- D 用較大表面面積的幼細粒子。

*(Edexcel Advanced Subsidiary GCE, Unit 2R, Jun. 2014, 12)*

答案：C

 按節練習 (頁76)

10 某可逆反應的勢能能線圖顯示如下。



下列哪些陳述正確？

- (1) 正向反應的活化能是 $x$ 。
- (2) 逆向反應是吸熱的。
- (3) 逆向反應的焓變是 $y - x$ 。

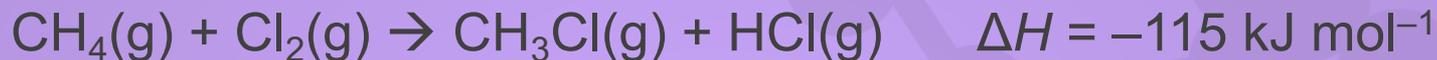
- A 只有(1) 和(2)
- B 只有(1) 和(3)
- C 只有(2) 和(3)
- D (1)、(2) 和(3)

答案：A

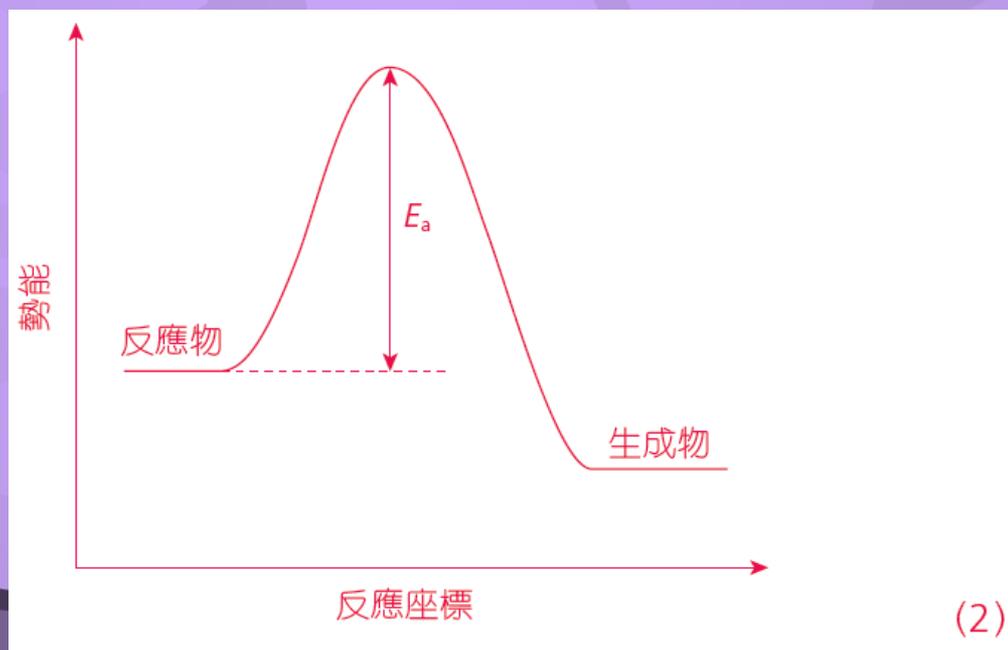
## 按節練習 (頁76)

### 第三部分 結構性問題

11 甲烷與氯根據以下方程式發生反應。



- a) 解釋為甚麼沒有紫外光或沒有加熱時，在常溫下甲烷與氯沒有反應。  
在室溫下，分子沒有足夠能量使反應發生。(1)  
需額外能量去克服活化能能障。(1)
- b) 繪出這反應在低溫及沒有光下的勢能能線圖。



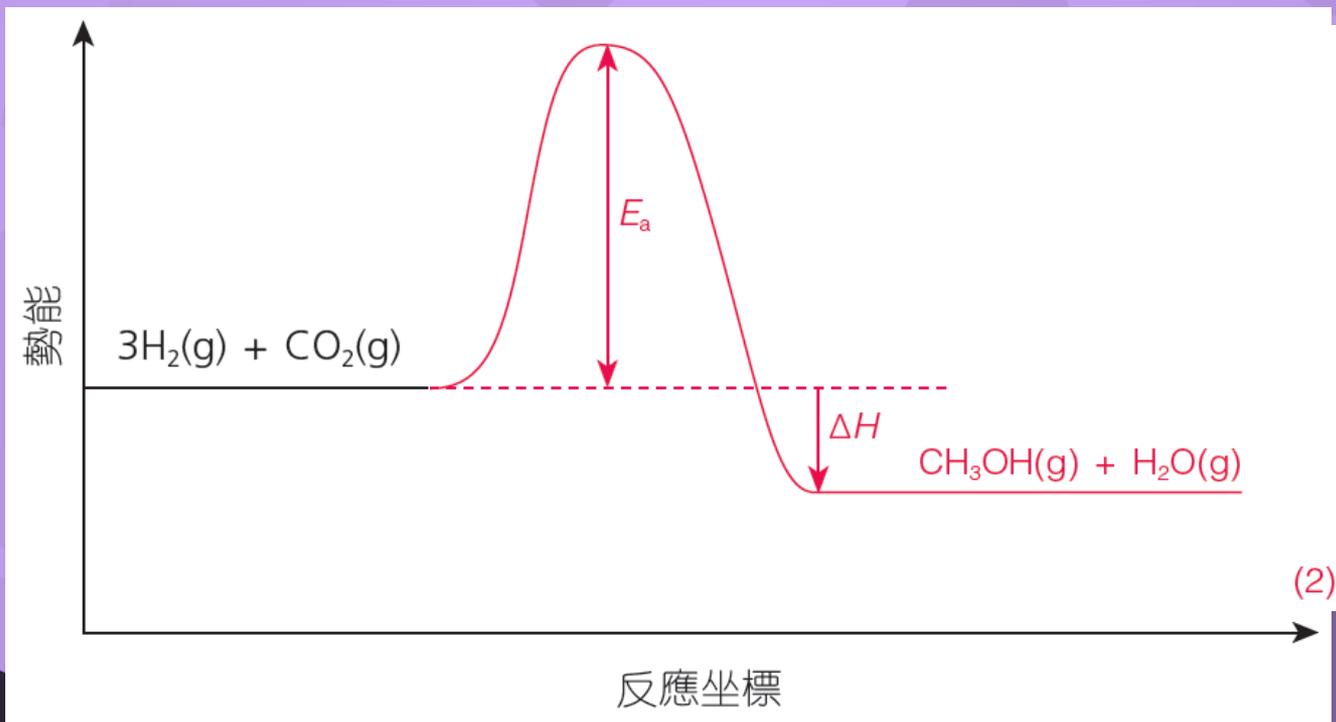
## 按節練習 (頁76)

12 利用二氧化碳與氫的反應，可生產甲醇。



一名化學家估算的正向反應的活化能是  $225 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。

- a) 完成這可逆反應在沒有催化劑的條件下的勢能能線圖。  
圖中須包括生成物、 $\Delta H$  和  $E_a$ 。



 按節練習 (頁76)

b) 該逆向反應的焓變是多少？

$$+49 \text{ kJ mol}^{-1} (1)$$

c) 估算該逆向反應的活化能。

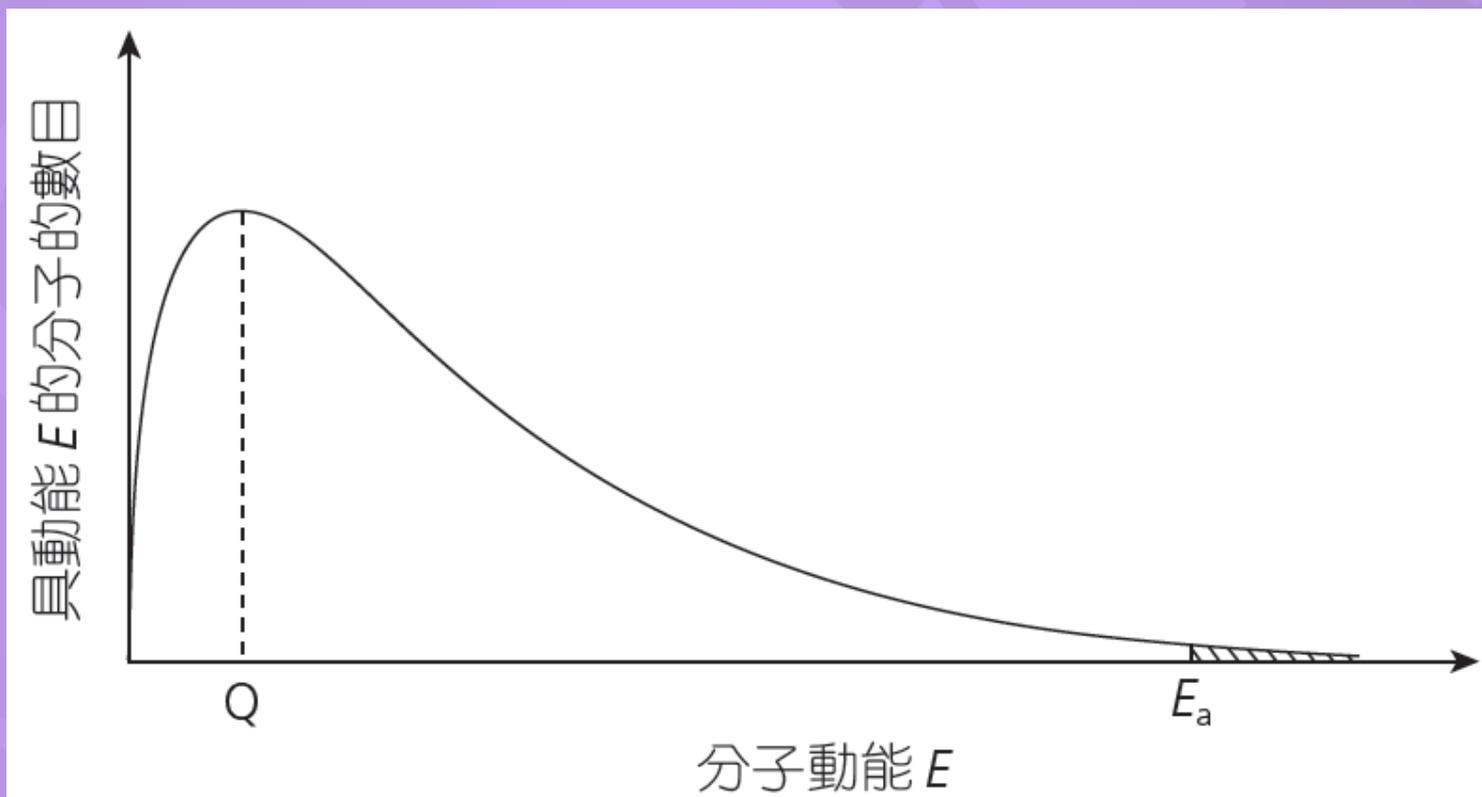
$$\begin{aligned} \text{逆向反應的活化能} \\ &= (225 + 49) \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= 274 \text{ kJ mol}^{-1} (1) \end{aligned}$$





## 按節練習 (頁76)

- 13 以下坐標圖展示某氣態混合物的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線。  
👍 這混合物發生反應，活化能為 $E_a$ 。





## 按節練習 (頁76)

a) 解釋「活化能」一詞？

活化能是粒子碰撞時可致反應發生所需的最少動能。 (1)

b) 寫出Q 表示甚麼。

最大機率動能 (1)

c) 曲線下的總面積表示甚麼？

氣體中分子的總數 (1)

d) 為甚麼曲線穿過原點？

體系中的每個分子具大於零的動能。 (1)

e) 為甚麼帶陰影的部分的面積極小？

具相等於或大於活化能的動能的分子所佔比率很少。 (1)

 按節練習 (頁76)

14 a) 寫出碰撞的氣態分子發生反應需具備的兩項條件。



分子具足夠能量 / 具相等於或大於活化能的動能。(1)  
分子必須以正確方位碰撞。(1)

b) 溫度增加 $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ ，很多反應的速率都增至原來的大約兩倍。  
提出為甚麼增加溫度使速率上升。

溫度增加時，

- 分子的平均動能增加，碰撞更頻密，導致多些有效碰撞；(1)
- 具有等於或大於活化能的能量的分子所佔比率上升，有較大百分率具足夠能量的分子碰撞並反應。(1)



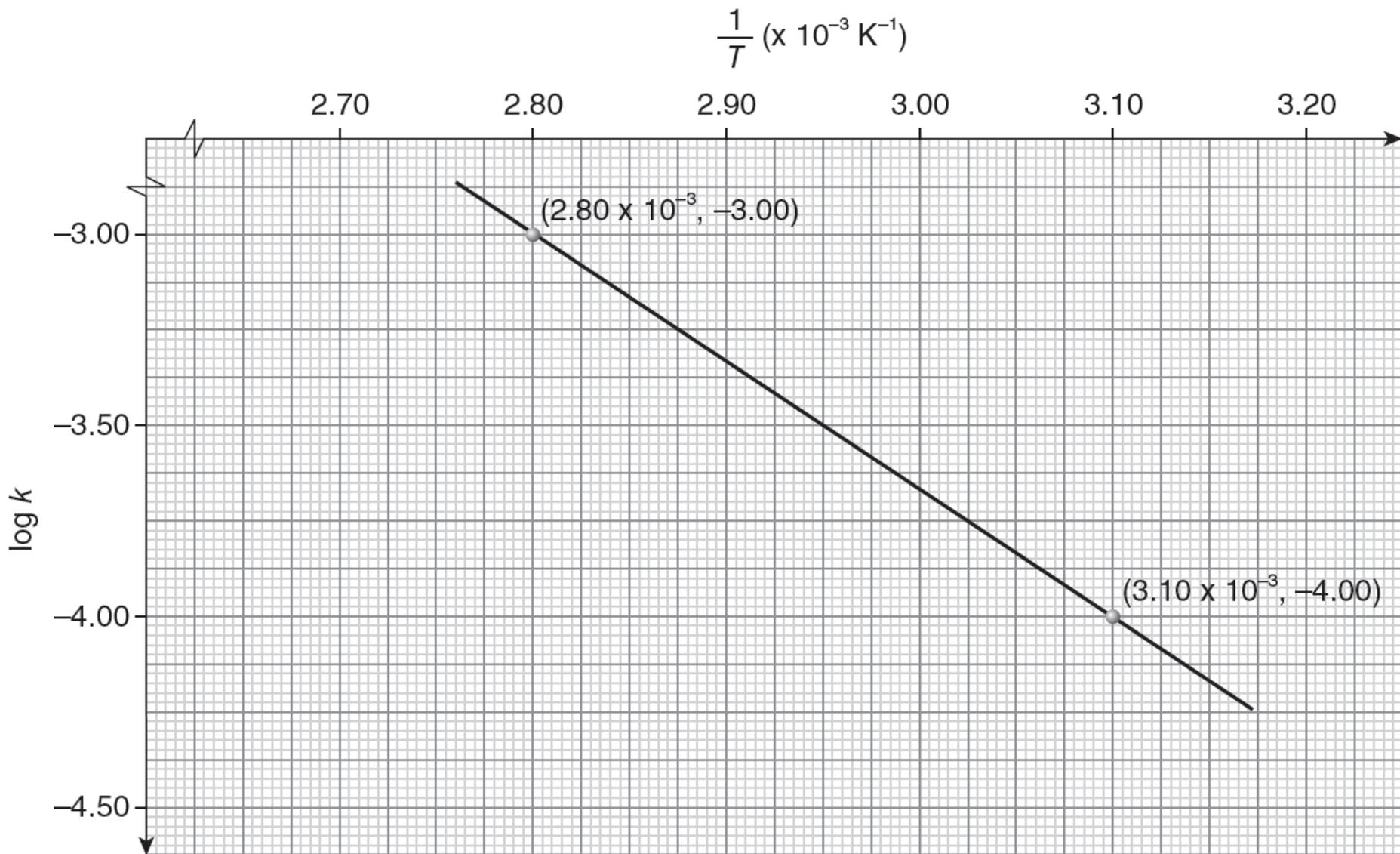
## 按節練習 (頁76)



15 在某化學動力學的實驗中，某學生測定了多個不同溫度 ( $T$ ) 的反應的速率常數 ( $k$ )。 $\log k$  對  $\frac{1}{T}$  的坐標圖顯示如下。

計算這反應的活化能。

(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )



 按節練習 (頁76)

$$\text{圖線的斜率} = -\frac{E_a}{2.3R}$$

$$= \frac{-4.00 - (-3.00)}{(3.10 - 2.80) \times 10^{-3} \text{ K}}$$

$$= -3\,330 \text{ K}^{-1} (1)$$

$$E_a = 3\,330 \text{ K}^{-1} \times 2.3 \times 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$= 63\,600 \text{ J mol}^{-1}$$

$$= 63.6 \text{ kJ mol}^{-1} (1)$$

∴ 該反應的活化能是63.6 kJ mol<sup>-1</sup>。



## 按節練習 (頁76)



16 某生物過程的活化能是  $50.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。體溫由  $37^\circ\text{C}$  (正常) 增至  $41^\circ\text{C}$  (發熱) 時，新的速率常數是原來的多少倍？  
(氣體常數 =  $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

$$\frac{k_{41}}{k_{37}} = \frac{e^{-\frac{50\,000}{(314)(8.31)}}}{e^{-\frac{50\,000}{(310)(8.31)}}} \quad (1)$$

$$= e^{-\frac{50\,000}{(314)(8.31)} + \frac{50\,000}{(310)(8.31)}}$$

$$= e^{0.247}$$

$$= 1.28 \quad (1)$$

∴ 反應速率增至原來的  
1.28 倍。

 按節練習 (頁76)

17 當溫度由298 K 上升至308 K 時，某反應的速率常數增加一倍。計算這反應的活化能。



(氣體常數  $R = 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  ; 阿列紐斯方程 :  $\log k = \text{常數} - \frac{E_a}{2.3RT}$  )  
(HKDSE, Paper 2, 2015, 1(a)(iii))

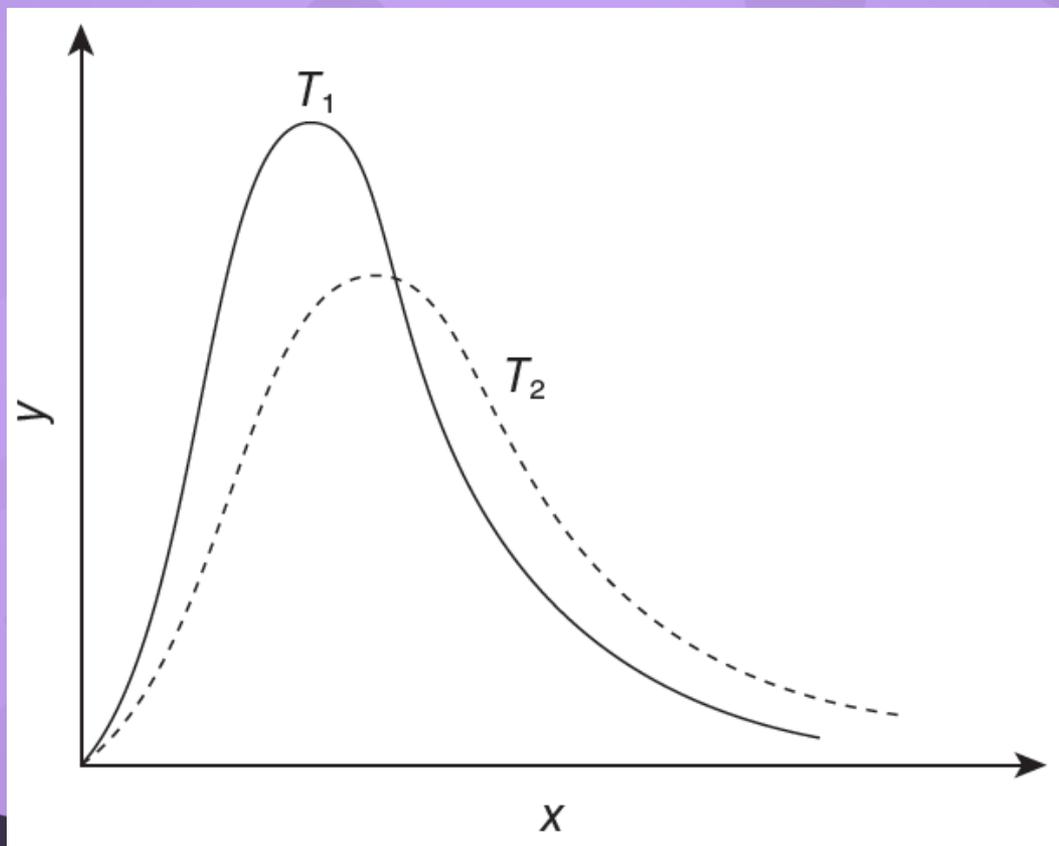
香港公開考試試題答案從略 (如適用)。

## 按節練習 (頁76)

18 對於氣體反應，溫度上升會導致反應速率增加。



以下坐標圖顯示在兩個溫度  $T_1$  和  $T_2$  時，一氣體的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線。



## 按節練習 (頁76)

- 以上坐標圖中的x和y軸分別代表甚麼？
- 參照以上坐標圖，提出為甚麼溫度上升可導致氣體反應的速率增加。  
(HKDSE, Paper 2, 2013, 1(a)(i))

香港公開考試試題答案從略（如適用）。



## 按節練習 (頁76)



19 已知某生物過程的活化能是 $48.0 \text{ kJ mol}^{-1}$  和在 $25^\circ\text{C}$  的速率常數是 $2.50 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$ 。在 $37^\circ\text{C}$  的速率常數是多少？  
(氣體常數 =  $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

$$\begin{aligned}\log \frac{k_{310}}{k_{298}} &= \frac{E_a}{2.3R} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{310} \right) \\ &= \frac{48\,000}{(2.3)(8.31)} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{310} \right) \quad (1) \\ &= 0.326\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\frac{k_{310}}{k_{298}} &= 2.12 \\ k_{310} &= 2.12 \times 2.50 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1} \\ &= 0.0530 \text{ s}^{-1} \quad (1)\end{aligned}$$

∴ 在 $37^\circ\text{C}$  的速率常數是 $0.0530 \text{ s}^{-1}$ 。

 按節練習 (頁76)

20 NO<sub>2</sub>(g) 與Br<sub>2</sub>(g) 根據以下方程式發生反應。



該反應的速率方程式顯示如下：

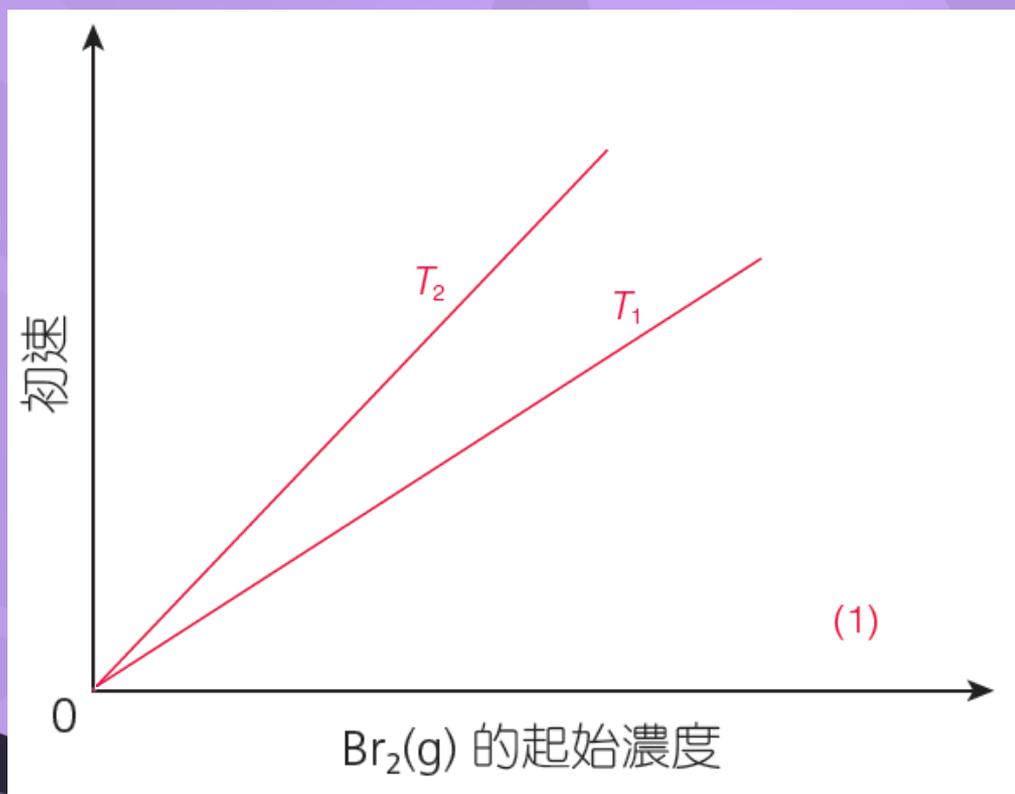
$$\text{速率} = k[\text{NO}(\text{g})]^2[\text{Br}_2(\text{g})]$$

- a) 一名化學家讓0.0150 mol dm<sup>-3</sup> NO(g) 與0.0200 mol dm<sup>-3</sup> Br<sub>2</sub>(g) 發生反應。該反應的初速是4.78 x 10<sup>-4</sup> mol dm<sup>-3</sup> s<sup>-1</sup>。  
計算該反應的速率常數 (*k*)，並寫出其單位 (如有)。

$$4.78 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} = k(0.0150 \text{ mol dm}^{-3})^2(0.0200 \text{ mol dm}^{-3})$$
$$k = 106 \text{ dm}^6 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1} \quad (1)$$

## 按節練習 (頁76)

- b) 另一名化學家使用相同起始濃度的過量NO(g)，探究在兩個不同溫度 $T_1$ 和 $T_2$ ，改變Br<sub>2</sub>(g)的起始濃度對反應初速的影響。
- 草繪在溫度 $T_1$ 和 $T_2$ （其中 $T_1 < T_2$ ），所得實驗結果的坐標圖。
  - 提出增加溫度對速率常數（ $k$ ）的影響。



增加

 按節練習 (頁76)

21  $\text{CH}_3\text{Br}(\text{aq})$  與  $\text{NaOH}(\text{aq})$  的水解反應的方程式顯示如下：



下表列出該反應在多個不同的溫度 ( $T$ ) 的速率常數 ( $k$ ) 的數值。

$T$ (K)	$k$ ( $\text{dm}^3 \text{mol}^{-1} \text{s}^{-1}$ )
293	$1.05 \times 10^{-4}$
308	$6.15 \times 10^{-4}$
323	$3.07 \times 10^{-3}$
333	$8.23 \times 10^{-3}$

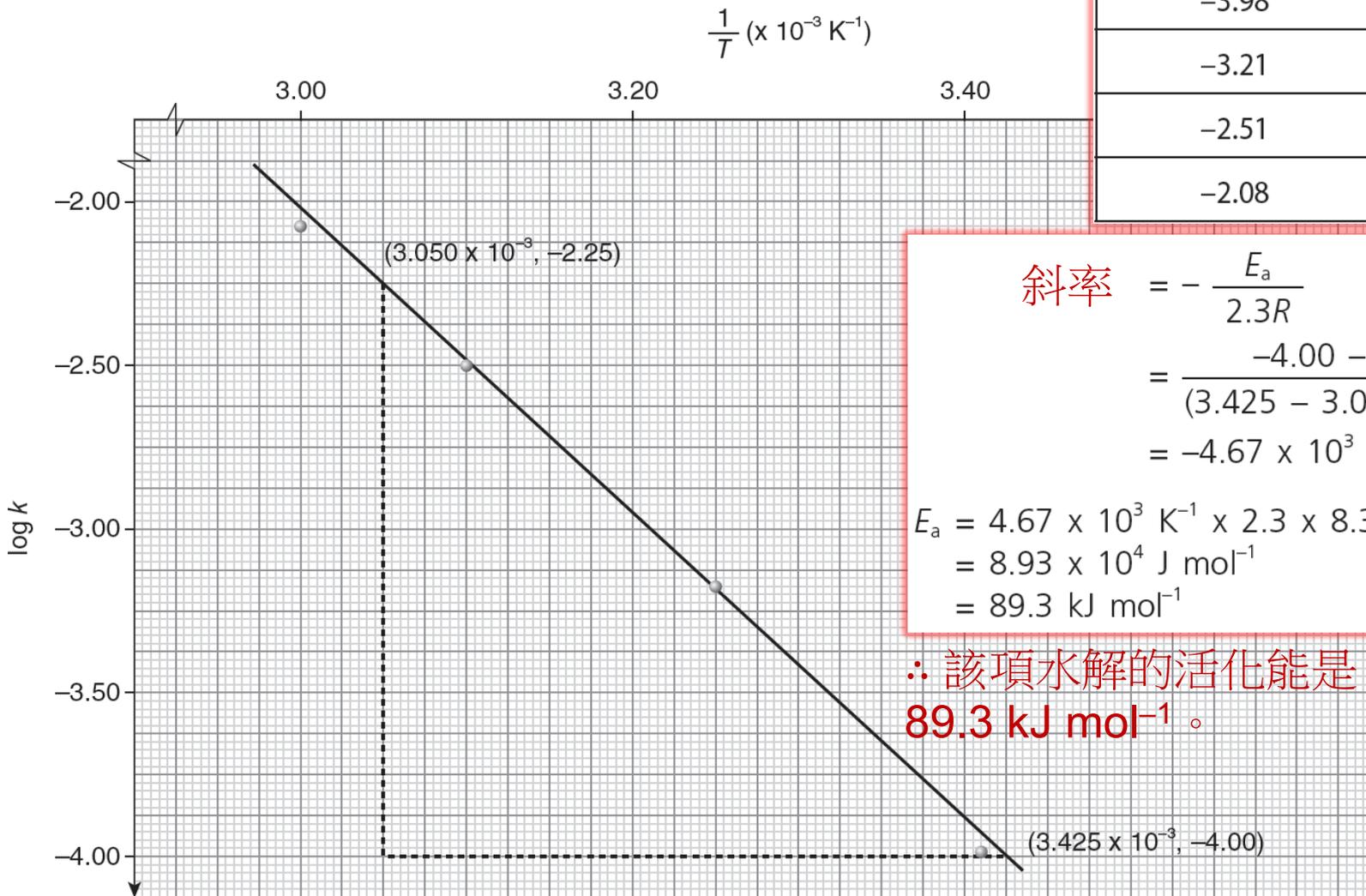
繪出適當的坐標圖，計算上述水解反應的活化能 ( $E_a$ )。

(阿列紐斯方程式： $k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}}$ ，其中  $A$  是常數，而  $R$  是氣體常數( $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ))。



# 按節練習 (頁76)

$\log k$	$\frac{1}{T} (\text{K}^{-1})$
-3.98	$3.41 \times 10^{-3}$
-3.21	$3.25 \times 10^{-3}$
-2.51	$3.10 \times 10^{-3}$
-2.08	$3.00 \times 10^{-3}$



斜率 =  $-\frac{E_a}{2.3R}$

$$= \frac{-4.00 - (-2.25)}{(3.425 - 3.050) \times 10^{-3} \text{ K}}$$

$$= -4.67 \times 10^3 \text{ K}^{-1} \quad (1)$$

$$E_a = 4.67 \times 10^3 \text{ K}^{-1} \times 2.3 \times 8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$= 8.93 \times 10^4 \text{ J mol}^{-1}$$

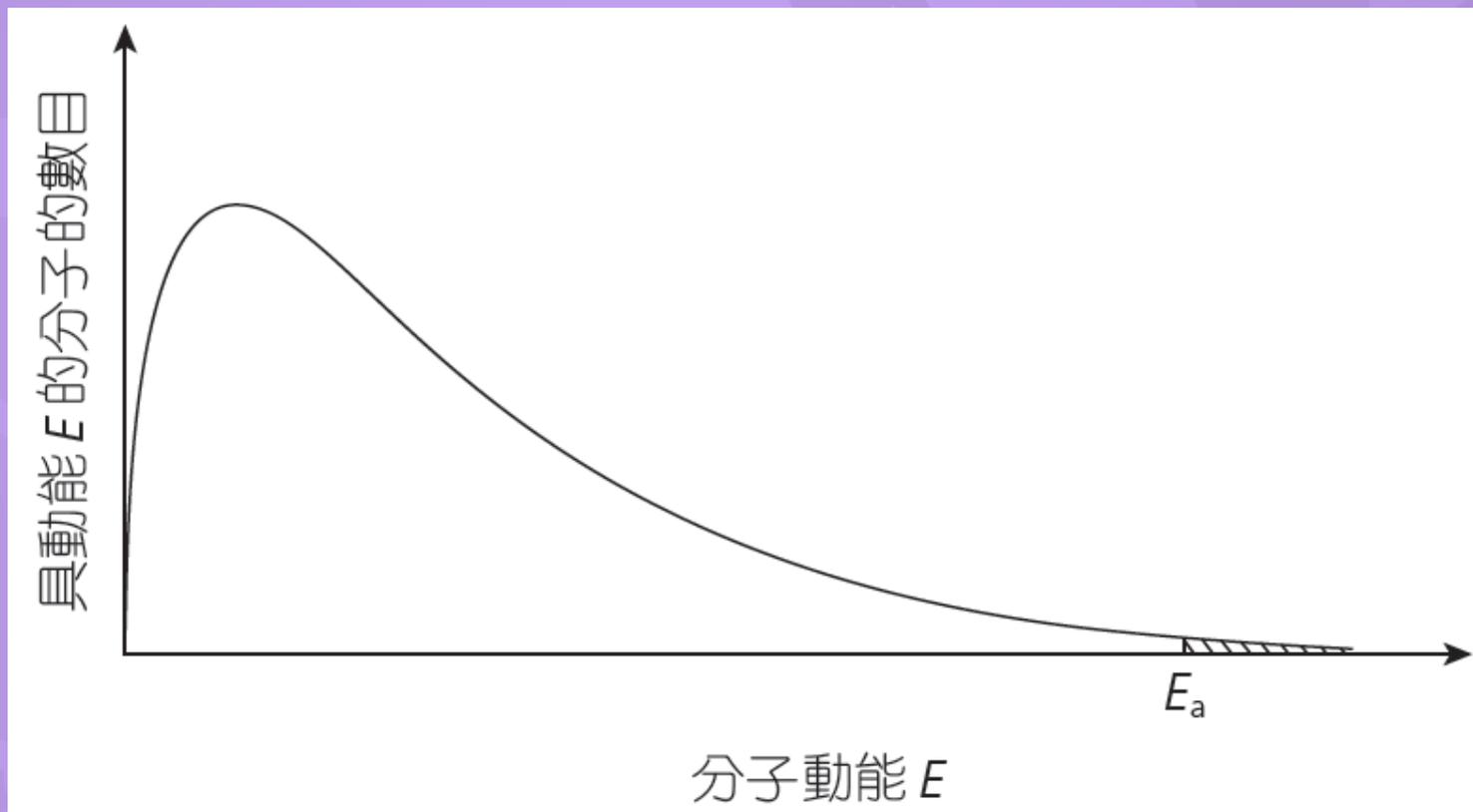
$$= 89.3 \text{ kJ mol}^{-1} \quad (1)$$

∴ 該項水解的活化能是 **89.3 kJ mol<sup>-1</sup>**。

(2)

## 按節練習 (頁76)

22 下圖展示在溫度 $T$  氣體的分子動能的麥克斯韋-波爾茲曼分佈曲線，活化能以符號 $E_a$  表示。





## 按節練習 (頁76)

a) 曲線下的面積表示甚麼？

氣體中分子的總數 (1)

b) 參照以上坐標圖，解釋催化劑如何能提高化學反應的速率。

催化劑提供活化能較低的另一反應途徑，以增加化學反應的速率。 (1)  
有了催化劑，具有等於或大於這較低活化能的動能的分子所佔比率上升。 (1)

c) 解釋為甚麼使用催化劑可減低能源的需求。

容許反應在較低溫發生 (1)

 按節練習 (頁76)

23 過氧化氫可分解成水和氧。



該反應是放熱的。

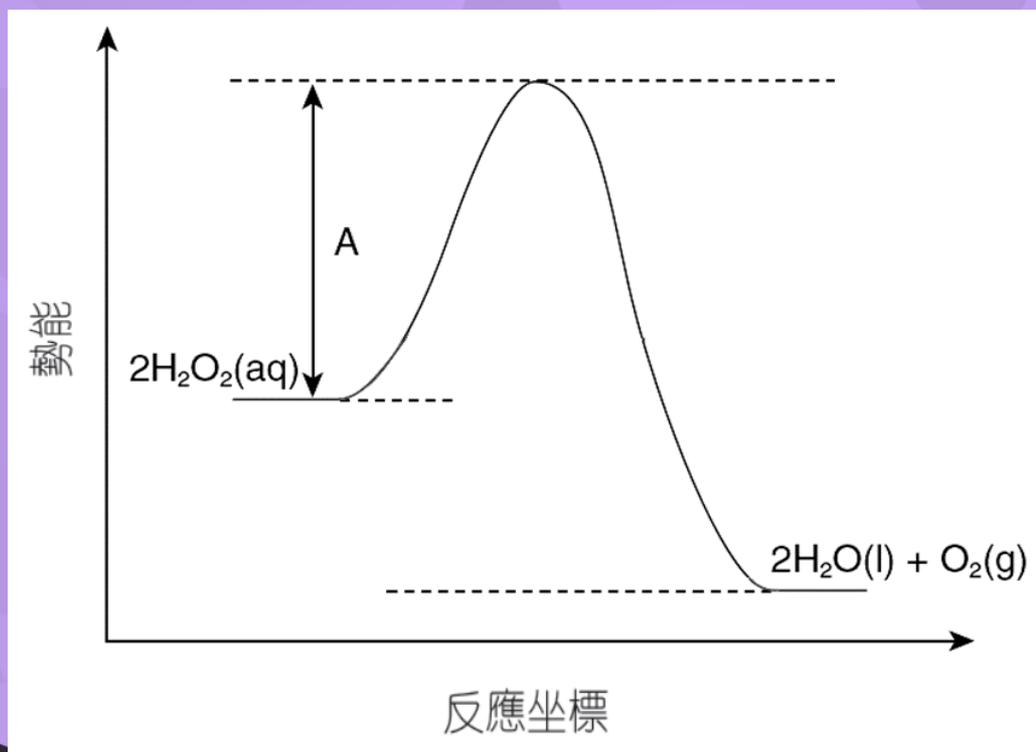
a) 根據鍵的斷裂和形成的概念，解釋為甚麼過氧化氫的分解是放熱的。

拆開現存化學鍵所需的能量，較生成新鍵放出的能量少。(1)

## 按節練習 (頁76)

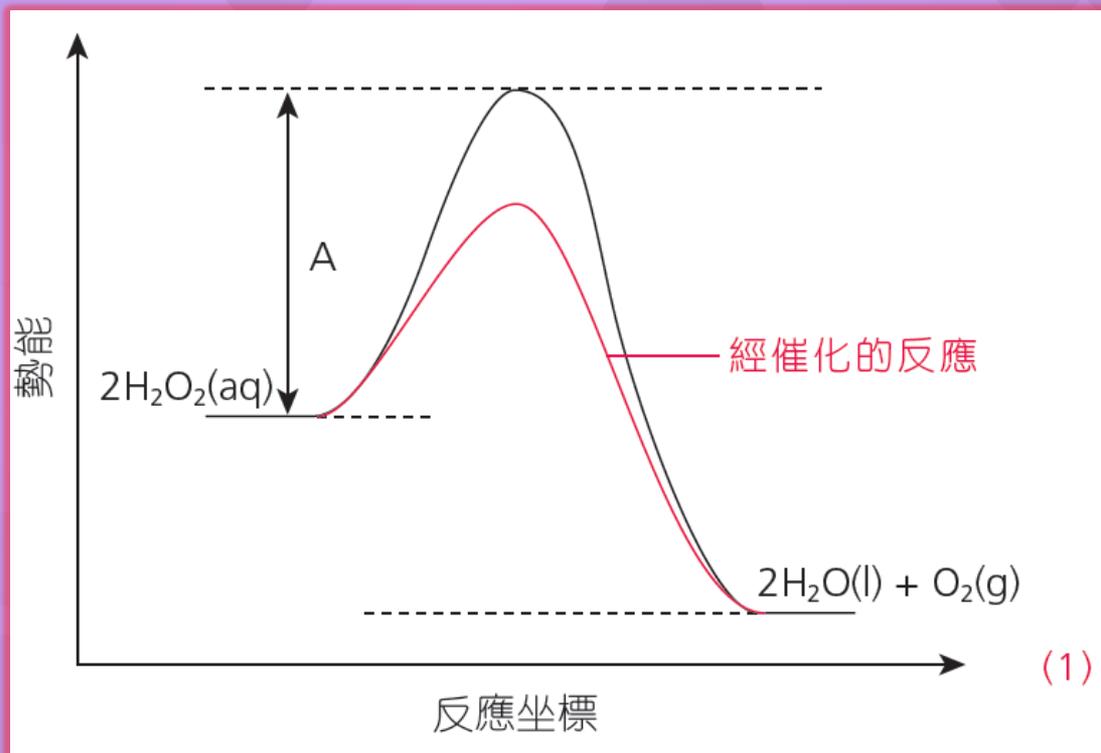
b) 以下是這反應的勢能能線圖。過氧化氫的分解很緩慢，由此可對能變A作出甚麼推論？

A 頗大。(1)



## 按節練習 (頁76)

- c) 氧化錳(IV) 能催化過氧化氫的分解。
- i) 解釋催化劑如何提高分解反應的速率。  
催化劑提供活化能較低的另一反應途徑，以增加分解速率。(1)
- ii) 在(b) 的圖中，繪出經催化的反應的勢能能線圖。



 按節練習 (頁76)

24 氨的分解的方程式顯示如下：



在沒有催化劑的條件下，該反應的活化能是 $335 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。

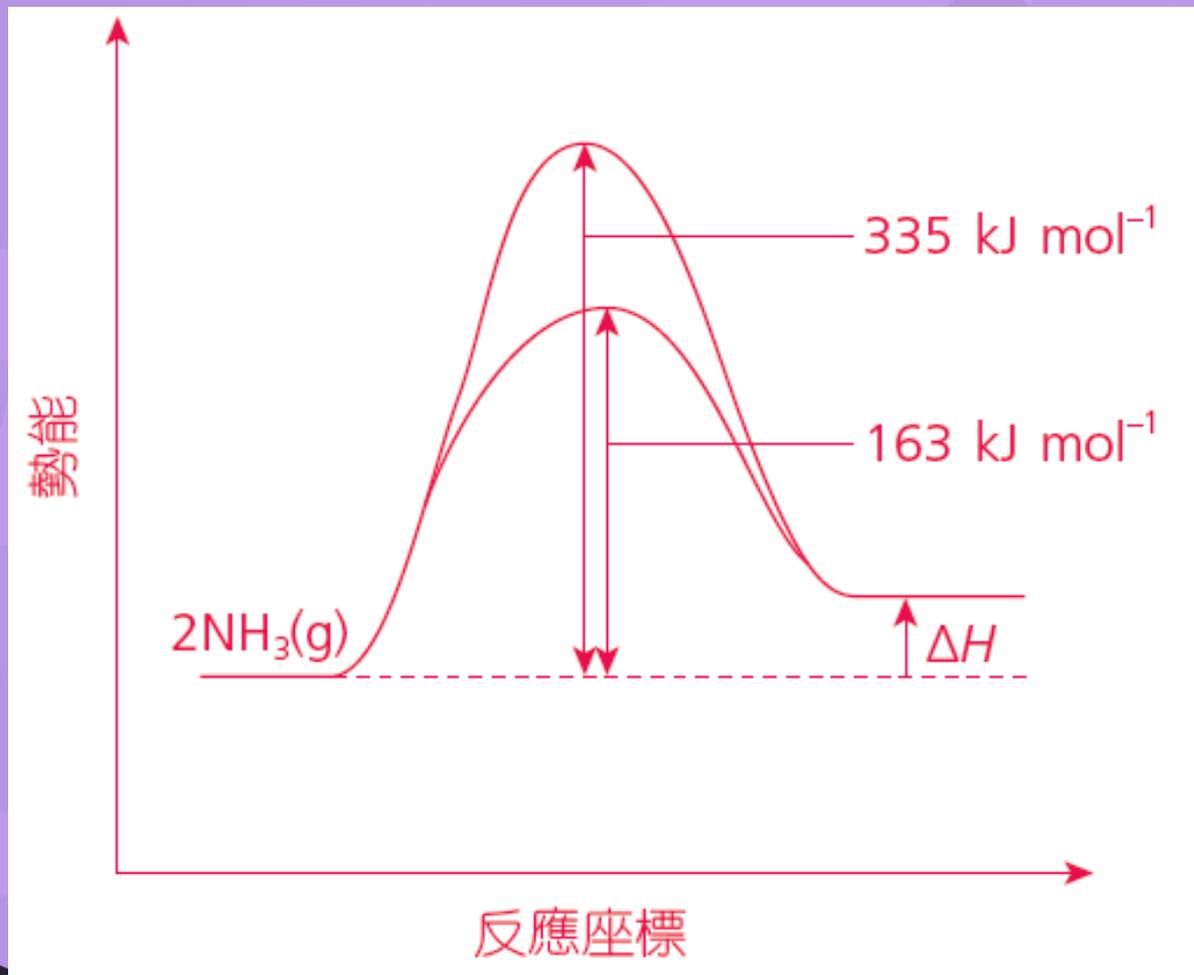
在有鎢作為催化劑的條件下，該反應的活化能是 $163 \text{ kJ mol}^{-1}$ 。

- 繪出和標示未經催化和經催化的反應的勢能能線圖。
- 假設在 $700^\circ\text{C}$  進行分解。使用鎢作為催化劑時，速率常數是原來的多少倍？  
(氣體常數 =  $8.31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )



## 按節練習 (頁76)

a)



(3)



## 按節練習 (頁76)

b)

$$\frac{k_{\text{經催化}}}{k_{\text{未經催化}}} = \frac{e^{-\frac{163\,000}{(8.31)(973)}}}{e^{-\frac{335\,000}{(8.31)(973)}}} = 1.7 \times 10^9 \quad (1)$$

∴ 在有鎢催化劑的條件下，速率常數增至原來的  $1.7 \times 10^9$  倍。

## 按節練習 (頁76)

25 在室溫下，糖可在有酵母的情況下藉發酵生成乙醇。寫出酵母的功用，並解釋為甚麼在高溫時這功用會失效。

*(HKDSE, Paper 2, 2014, 1(a)(ii))*

香港公開考試試題答案從略（如適用）。



## 按節練習 (頁76)



26 某些「環保」巴士使用生物柴油，生物柴油是由廢脂肪和廢煮食油製造。由脂肪和食油轉化成生物柴油的過程需要催化劑，較常用的催化劑是濃氫氧化鈉溶液。

科學家一直在探究新的催化劑的使用，新的催化劑是酶。  
下表列出有關上述兩種催化劑的一些資料。

酶的特點	熱的濃氫氧化鈉溶液的特點
顯著加快反應	加快反應
容易受破壞	不易受破壞
需要溫暖的條件	需要灼熱的條件
可在固體表面形成塗層	在過程終結時，仍然混於生成物中
只加快這反應	除了這反應外，也加快酯的其他反應
昂貴	很便宜



## 按節練習 (頁76)

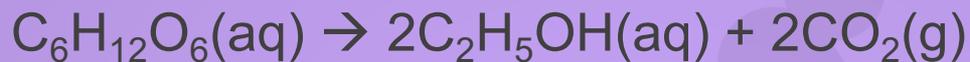
評價這兩種催化劑，提出何者最好，並加以解釋。

(OCR GCSE (Higher Tier), Chem. A (21st Century Science), A173/02, Jun. 2015, 1(c))

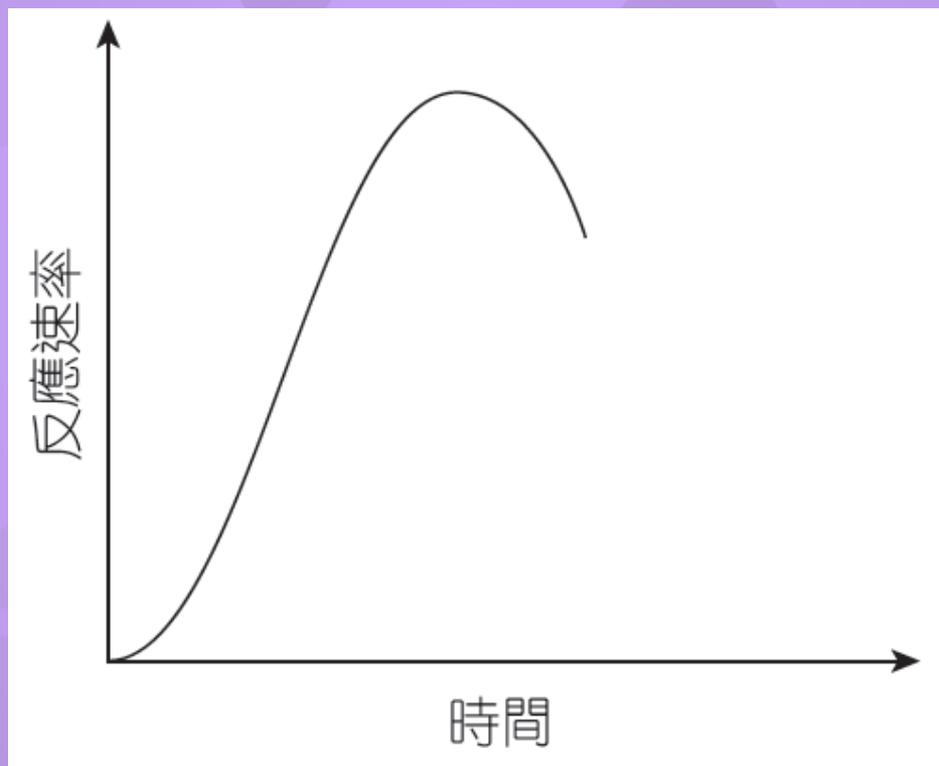
- 酶顯著加快反應。(1)
  - 酶較易受破壞（即它易變性），因此，該酶不算耐用 / 須更換得較頻密。(1)
  - 酶需溫暖的條件，即較低能量 / 成本。(1)
  - 酶可塗在固體表面，生成物易於分離。(1)
  - 酶只催化這項反應，所以出現較少副反應，因此製造較少廢物、涉及提純較少。(1)
  - 酶昂貴，但能提供較高生產量，物有所值。(1)  
(以使用熱氫氧化鈉溶液為基礎的相反論點也可接受。)
- 酶是最佳之選。

## 按節練習 (頁76)

27 把酵母菌加進葡萄糖水溶液，通過發酵可製造酒精乙醇：



因該反應是放熱的，混合物會變得溫暖，並有二氧化碳釋出。以下坐標圖展示數日間反應速率如何變化。



## Unit Exercise (p.76)

a) 提出量度這反應的速率的一個方法。  
定時量度氣體體積。(1)

b) 為甚麼反應速率起始時會上升？  
溫度的增升 / 有較多酵母存在。(1)

c) 提出兩個理由，解釋為甚麼反應速率最終會下降。  
*(Cambridge IGCSE, 0620/04, Paper 4, Specimen paper, 2016, 8(d))*

葡萄糖耗盡。(1)  
乙醇的濃度增高至令酵母死亡。(1)