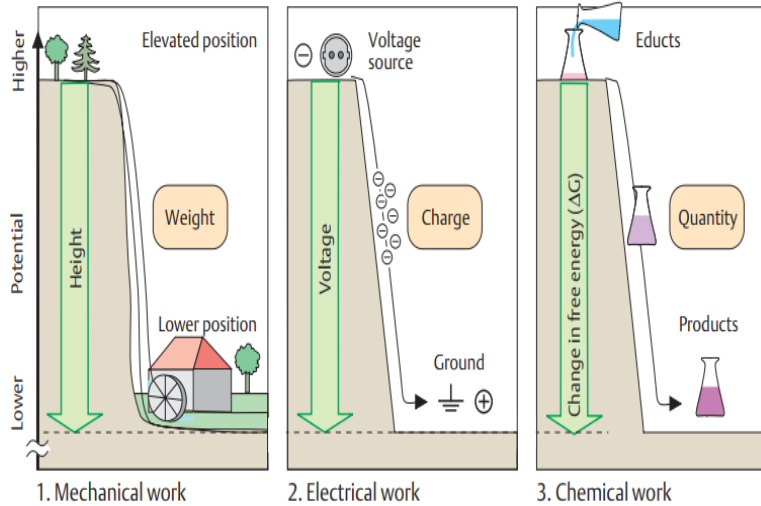




الكيمياء الحياتية / م4

المحاضرة -1-



$$J = \text{Joule} = N \cdot m = 1 \text{ kg} \cdot m^2 \cdot s^{-2}, 1 \text{ cal} = 4.187 \text{ J}$$

Form of work	Intensity factor	Unit	Capacity factor	Unit	Work = Intensity factor × Capacity factor	Unit
Mechanical	Height	m	Weight	$J \cdot m^{-1}$	Height · Weight	J
Electrical	Voltage	$V = J \cdot C^{-1}$	Charge	C	Voltage · Charge	J
Chemical	Free-enthalpy change ΔG	$J \cdot mol^{-1}$	Quantity	mol	$\Delta G \cdot \text{Quantity}$	J

أ. أشكال الشغل (Forms of work)

لا يوجد فرق جوهري بين الشغل والطاقة. كلاهما يقاس بوحدة الجول (J) (1 جول = 1 نيوتن × متر). وحدة قديمة هي السعرة (Calorie). تُعرّف الطاقة بأنها قدرة نظام على أداء شغل.

يُعدّ النظام قادرًا على أداء أشكال مختلفة من الشغل—مثل الشغل الميكانيكي، الكيميائي، والكهربائي، وشغل الإشعاع.

يُفهم هذا المفهوم التجريدي بشكل أفضل عند النظر إلى سقوط جسم ما من ارتفاع معين. بسبب سحبه بواسطة الجاذبية الأرضية، يمتلك الجسم طاقة وضع. ويترتب على ذلك فرق في الجهد بين موقع أعلى وموقع أدنى. هذا المفهوم يفسر بشكل مماثل سبب تدفق الماء في شلال، حيث يكون قادرًا على أداء شغل—مثل تحريك طاحونة.

يتكون الشغل والطاقة من كميتين: عامل شدة (Intensity Factor)، وهو "القوة الدافعة" للعملية (أي الفرق في الجهد)، و عامل سعة (Capacity Factor)، وهو مقياس لكمية المادة التي يتم نقلها.

- في حالة الشغل الكهربائي، يكون عامل الشدة هو فرق الجهد الكهربائي، وعامل السعة هو كمية الشحنة التي يتم نقلها.
- في التحليل الكيميائي، عامل الشدة مماثل للجهد الكيميائي (Chemical Potential). ويُشار إليه باسم طاقة جيبس الحرة (Gibbs free energy) (G). يصف فرق الطاقة الحرة (ΔG) "القوة الدافعة" للتفاعل. عامل السعة يقاس بكمية المادة المتفاعلة (بالمول).



ب. الطاقة الحرة ومسار العمليات (Energetics and the course of processes)

توضح التجارب اليومية أن الماء المتدفق لأسفل يتفاعل تلقائيًا، بينما لا يتفاعل لأعلى بشكل تلقائي.

تعتمد ما إذا كانت عملية معينة تحدث تلقائيًا أم لا على الفرق في الطاقة بين الحالة الأولية والنهائية للنظام (ΔP).

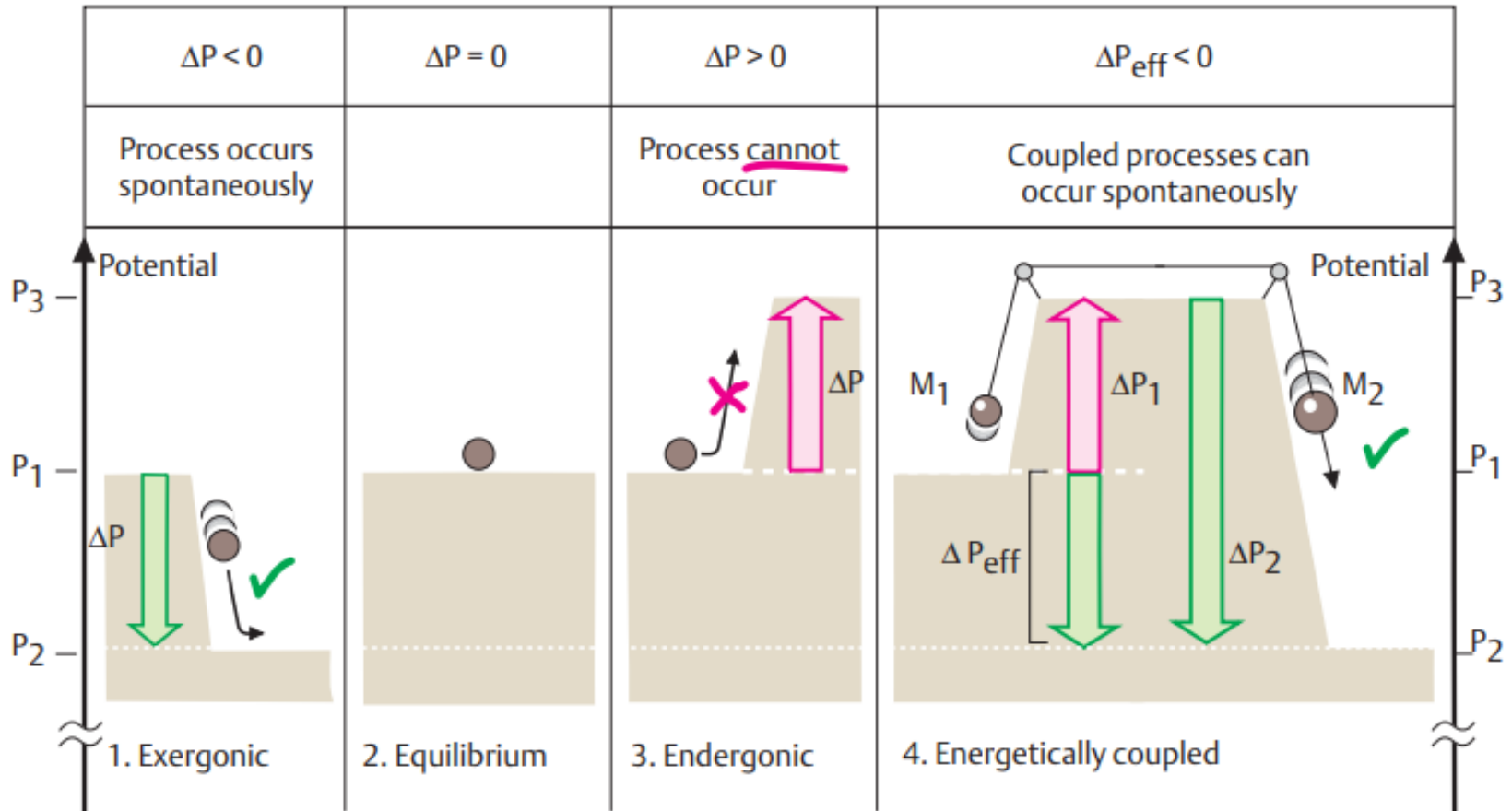
- إذا كانت ΔP سالبة، تحدث العملية تلقائيًا وتكون طاردة للطاقة الحرة (Exergonic).
- إذا كانت ΔP موجبة، لا تحدث العملية تلقائيًا وتكون مُتعادلة للطاقة الحرة (Endergonic).
- إذا لم يكن هناك فرق، يكون النظام في حالة توازن (Equilibrium).

تتطلب العمليات المُتعادلة للطاقة الحرة أن يتم دفعها عن طريق مبدأ الاقتران الميكانيكي (Mechanical Coupling). يمكن جعل عملية صاعدة (متعادلة الطاقة الحرة) تحدث إذا كان مجموع فروق الجهد ($\Delta P_{\text{effective}}$) للعملية المقترنة سالباً (أي طارداً للطاقة الحرة ككل).

يُمكن لعملية طاردة للطاقة الحرة أن تسبب أداء أشكال مختلفة من الشغل، مثل:

- المصباح اليدوي: التفاعل الكيميائي الطارد للطاقة يولد جهدًا كهربائيًا يضيء المصباح.
- الكائنات الحية المضيئة: تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة ضوئية.
- العضلات: تحويل الطاقة الكيميائية إلى شغل ميكانيكي وحرارة.

يتم تخزين شكل من أشكال الطاقة الكيميائية الذي يُستخدم لجميع أنواع الشغل تقريبًا في الخلايا الحية في جزيء أدينوسين ثلاثي الفوسفات (ATP). تُدفع معظم العمليات المُتعادلة للطاقة الحرة عن طريق الاقتران الكيميائي الميكانيكي مع التحلل الطارد للطاقة الحرة لـ ATP.





الاتزان (Equilibriums)

أ. تفاعلات نقل المجموعات (Group transfer reactions)

كل تفاعل كيميائي يصل إلى حالة من الاتزان الكيميائي (state of equilibrium), حيث تسير التفاعلات الأمامية والخلفية بنفس السرعة.

✦ تعريف الاتزان الكيميائي (Chemical Equilibrium): هي حالة لا تتغير فيها تركيزات المتفاعلات والنواتج بمرور الزمن؛ لأن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي.

يصف قانون فاعلية الكتلة تركيزات المواد المتفاعلة والمنتجات في حالة الاتزان. يرتبط ثابت الاتزان (K) ارتباطًا مباشرًا بالتغير في الطاقة الحرة (ΔG) في التفاعل.

• تعريف طاقة جيبس الحرة (ΔG) (Gibbs Free Energy): هي كمية الطاقة المتاحة في النظام لأداء شغل مفيد (غير ضغط أو حجم ثابت). تحدد هذه الطاقة ما إذا كان التفاعل سيحدث تلقائيًا أم لا.

في الاتزان، يكون التغير في الطاقة الحرة (ΔG) صفرًا.

• تعريف التفاعلات الطاردة للطاقة الحرة (Exergonic): هي التفاعلات التي تحدث تلقائيًا وتُحرر طاقة (تكون ΔG سالبة).

• تعريف التفاعلات المتعادلة للطاقة الحرة (Endergonic): هي التفاعلات التي لا تحدث تلقائيًا وتتطلب إمدادها بالطاقة (تكون ΔG موجبة).

A. Group transfer reactions

Reaction $A + B \rightleftharpoons C + D$

Law of mass action $K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

Equilibrium constant

Only applies in chemical equilibrium

Relationship between ΔG° and K

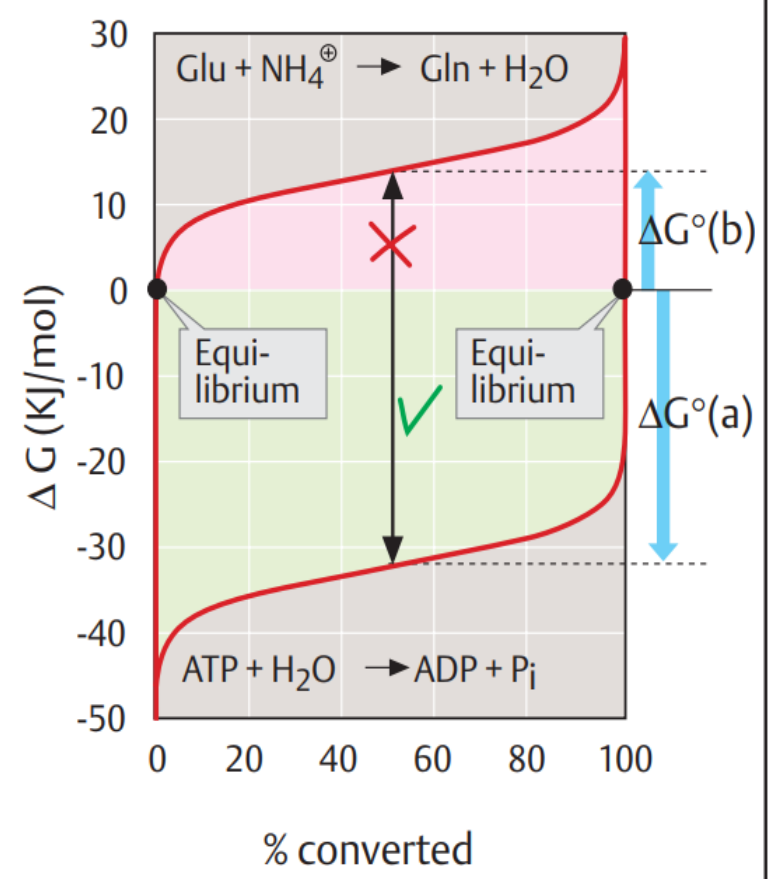
$\Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K$

$R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

In any conditions

$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

Measure of group transfer potential





ب. تفاعلات الأكسدة والاختزال (Redox reactions)

تتبع تفاعلات نقل الإلكترون (تفاعلات الأكسدة والاختزال) أيضاً قانون فاعلية الكتلة.

- ✦ تعريف الأكسدة (Oxidation): هي عملية فقدان إلكترون أو أكثر من جزيء أو ذرة أو أيون.
- ✦ تعريف الاختزال (Reduction): هي عملية اكتساب إلكترون أو أكثر من جزيء أو ذرة أو أيون.

يصف جهد نقل الإلكترون لنظام الأكسدة والاختزال ميله إلى التخلي عن الإلكترونات أو استقبالها. كلما انخفض جهد الأكسدة والاختزال، زاد ميل النظام للتخلي عن الإلكترونات.

ج. تفاعلات الحامض والقاعدة (Acid-base reactions)

تُستخدم أزواج القواعد والحامض المتقارنة في التفاعلات التي تنطوي على تبادل أيونات الهيدروجين. يحدث تفكك الحامض على حساب تركيز أيونات الهيدروجين، ولكن لا يعبر عنه عادةً بتركيز الأيونات بل بالتغير السليبي للوغاريتم التركيز، وهو ما يُعرف بـ قيمة الـ pH. يتم وصف العلاقة بين قيمة الـ pH وحالة التفكك بواسطة معادلة هاندرسون-هاسلبالخ.

يُستخدم ثابت نقل البروتون (pK_a) كقياس سالب للوغاريتم لثابت الاتزان.

- ✦ تعريف ثابت نقل البروتون (pK_a): هو القيمة التي تكون عندها نصف كمية الحامض قد تفككت، أي عندما يكون تركيز الحامض (HA) مساوياً لتركيز قاعدته المتقارنة (A^-). كلما انخفضت قيمة pK_a ، كان الحامض أقوى.

B. Redox reactions

For a redox system

$$A_{red} \rightleftharpoons A_{ox}$$

$$E = E^{\circ} + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[A_{ox}]}{[A_{red}]}$$

Measure of electron transfer potential

For any redox reaction

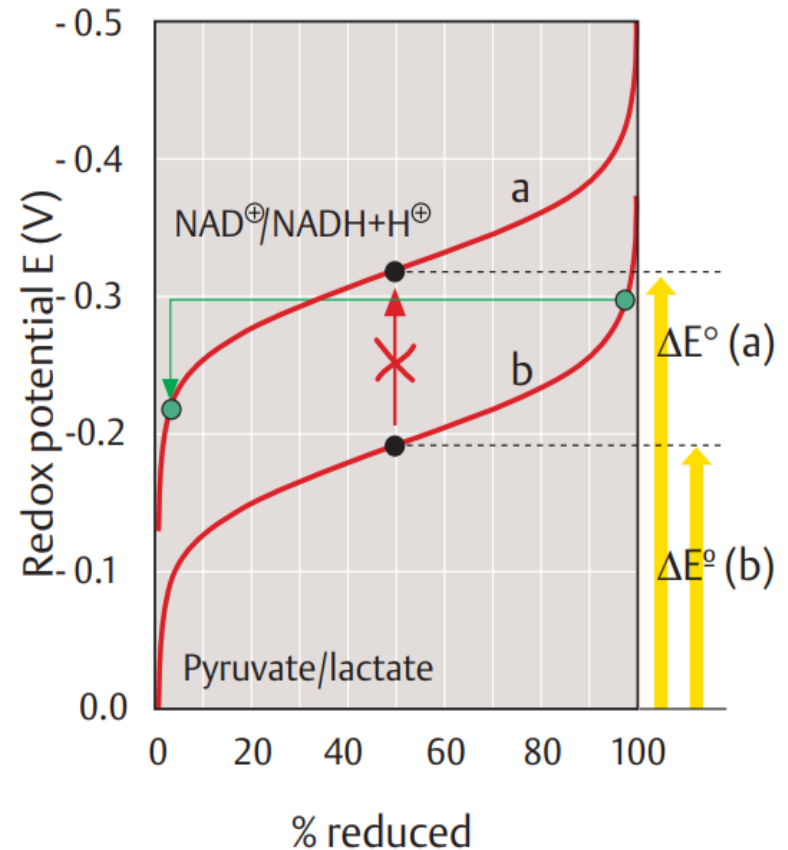
$$\Delta E = \Delta E^{\circ} + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[B_{ox}] \cdot [A_{red}]}{[B_{red}] \cdot [A_{ox}]}$$

Definition and sizes

$$\Delta E = E_{\text{Acceptor}} - E_{\text{Donor}}$$

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot \Delta E$$

n = No. of electrons transferred
F = Faraday constant





C. Acid–base reactions

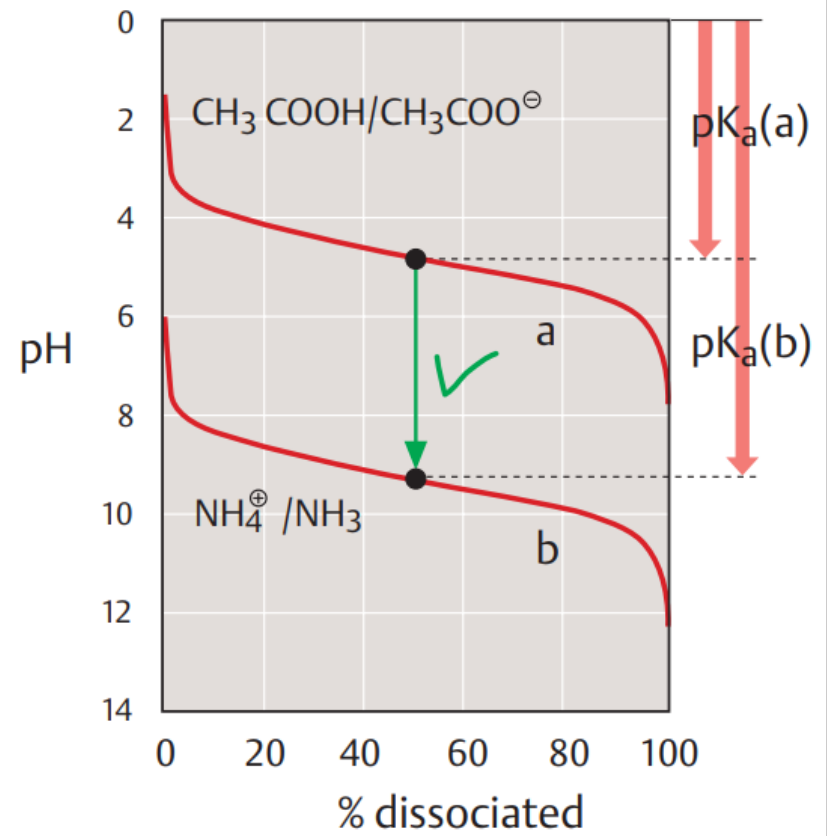


Law of mass action
$$K = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [H_2O]}$$

Simplified
$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]}$$

Henderson–Hasselbalch equation
$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Measure of proton transfer potential





التغير في المحتوى الحراري والإنتروبيا (Enthalpy and Entropy)

يعتمد التغير في الطاقة الحرة لتفاعل كيميائي (أي ΔG) على عدد من العوامل، بما في ذلك تركيزات المتفاعلات ودرجة الحرارة. هناك عاملان إضافيان مرتبطان بالتغيرات الجزيئية التي تحدث أثناء التفاعل سيتم مناقشتهما هنا.

أ. حرارة التفاعل والقياس الحراري (Heat of reaction and calorimetry)

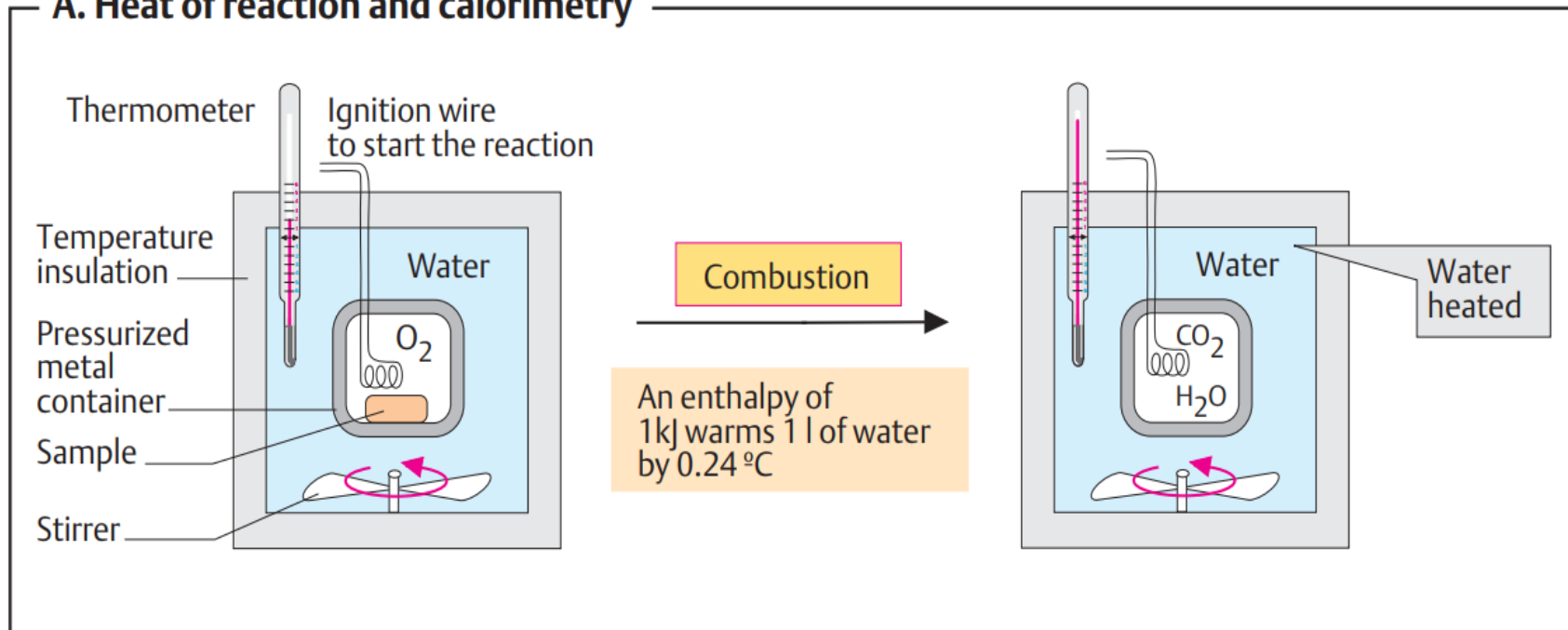
جميع التفاعلات الكيميائية تنطوي على تبادل حراري. التفاعلات التي تحرر حرارة تُسمى تفاعلات طاردة للحرارة (exothermic)، وتلك التي تستهلك حرارة تُسمى تفاعلات ماصة للحرارة (endothermic). يُشار إلى تبادل الحرارة (حرارة التفاعل) بـ ΔH .

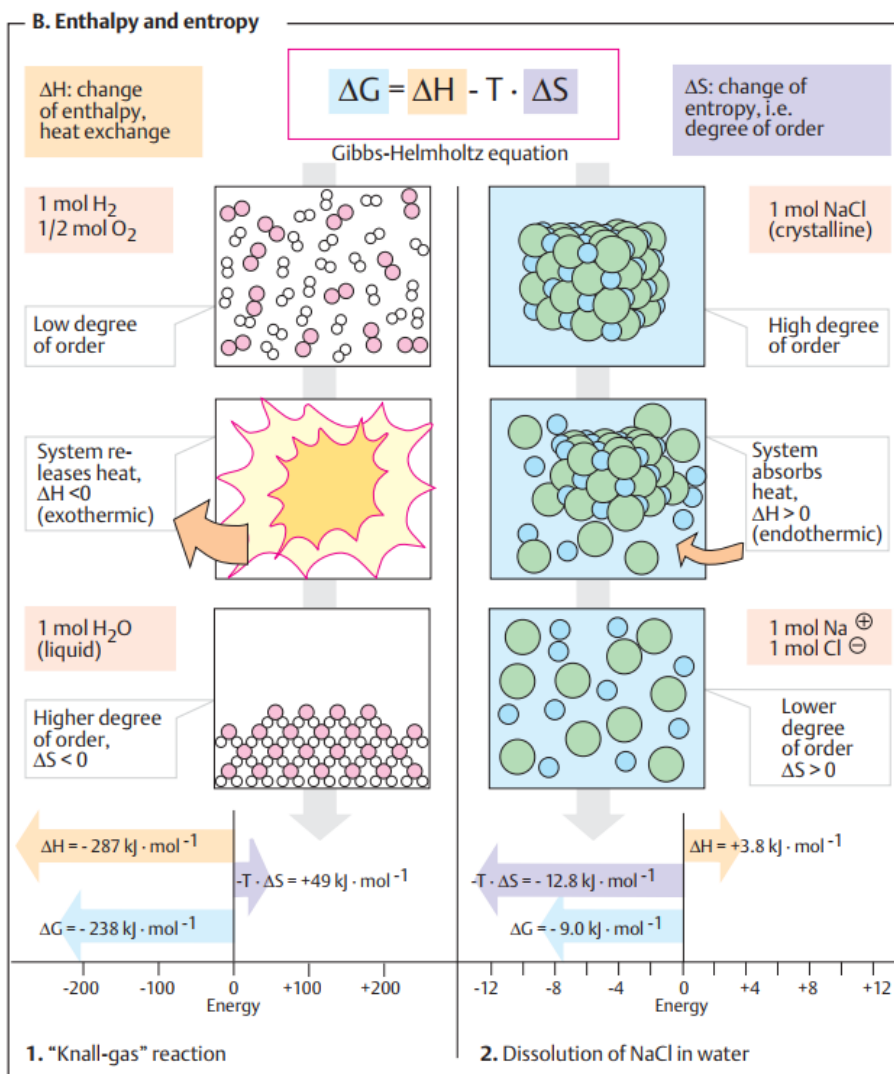
في تبادل الحرارة عند ضغط ثابت، فإن التفاعل الطارد للحرارة يفقد حرارة، و ΔH^{**} تكون سالبة $**$. في التفاعل الماص للحرارة، يكتسب النظام حرارة، و ΔH^{**} تكون موجبة $**$.

• تعريف المحتوى الحراري (ΔH) (Enthalpy): هو قياس تبادل الحرارة (حرارة التفاعل) عند ضغط ثابت.

في العديد من التفاعلات، تكون قيم ΔH و ΔG متقاربة في الحجم. تُستخدم هذه الحقيقة لتقدير المحتوى من السرعات الحرارية للمواد الغذائية. في الكائنات الحية، عادةً ما تتأكسد المغذيات بالكامل بواسطة الأكسجين إلى H_2O و CO_2 . يمكن تقدير الحد الأقصى لكمية الشغل الكيميائي (أي ΔG) التي يوفرها غذاء معين (أي أكسدة مكوناته القابلة للاحتراق) عن طريق قياس تبادل الحرارة (حرارة التفاعل) عند ضغط جوي في مسعر (calorimeter) يحتوي على جو من الأكسجين.

A. Heat of reaction and calorimetry







اسئلة :

1. لنفترض أن تفاعل الغاز/الأكسجين الهيدروجيني حدث عند درجة حرارة أقل. هل ستكون قيمة ΔG أكثر أم أقل سلبية؟ وضح سبب ذلك بالرجوع إلى معادلة جيبس-هيلمهولتز.
2. يُظهر تفاعل ذوبان NaCl أن قيمة ΔH موجبة، لكن التفاعل تلقائي. بالنظر إلى قيمة ΔG النهائية، ما هي النسبة المئوية التقريبية التي ساهم بها عامل الإنتروبيا ($T\Delta S$) في دفع التفاعل إلى الأمام؟
3. إذا كان لديك تفاعل افتراضي ينتقل من حالة "ترتيب عالي" إلى حالة "ترتيب منخفض"، لكنه يمتص حرارة بمقدار نصف قيمة الزيادة في الإنتروبيا ($T\Delta S$)، هل سيكون هذا التفاعل تلقائيًا أم لا؟ ولماذا؟
4. كيف يوضح هذا الرسم البياني أن التغير في المحتوى الحراري (ΔH) ليس هو العامل الوحيد الذي يحدد تلقائية التفاعل، مستشهدًا بأحد الأمثلة الموضحة؟
5. ماذا يعني مصطلح "درجة الترتيب (Degree of Order)" بالنسبة لقيمة الإنتروبيا (ΔS)؟ وكيف يمكنك تطبيق هذه العلاقة لتوقع علامة ΔS لتفاعل ينتج عنه تكسير بروتين معقد إلى أحماض أمينية فردية؟



نبذة تمهيدية عن حركيات التفاعل ⌚

حركيات التفاعل هي فرع من الكيمياء الفيزيائية يدرس معدلات سرعة التفاعلات الكيميائية والآليات الجزيئية التي تسلكها التفاعلات للوصول إلى النواتج. بينما يخبرنا التغير في الطاقة الحرة (ΔG) ما إذا كان التفاعل سيحدث تلقائيًا أم لا (الديناميكا الحرارية)، فإن الحركيات تخبرنا بمدى سرعة حدوثه. في الكيمياء الحياتية، تعتبر الحركيات حاسمة لفهم عمل الإنزيمات، حيث تحدد مدى سرعة تحويل المواد المتفاعلة إلى نواتج، مما يؤثر على تنظيم المسارات الأيضية.



أ. طاقة التنشيط (Activation energy)

تتجه معظم التفاعلات الكيميائية العضوية (باستثناء تفاعلات الحامض والقاعدة) ببطء شديد، بغض النظر عن قيمة ΔG . سبب بطء سرعة التفاعل هو أن الجزيئات التي تتفاعل—أي المواد المتفاعلة—يجب أن تكتسب حدًا أدنى معينًا من الطاقة قبل أن تتمكن من الدخول في التفاعل. يُفهم هذا الأمر بشكل أفضل بمساعدة رسم بياني للطاقة لأبسط تفاعل ممكن ($A \rightarrow B$).

تمتلك المادة المتفاعلة (A) والنواتج (B) جهدًا كيميائيًا معينًا (G_A و G_B على التوالي). التغير في الطاقة الحرة للتفاعل (ΔG) يتوافق مع الفرق بين هذين الجهدين. لكي تتحول (A) إلى (B)، يجب على (A) أولاً التغلب على حاجز طاقة كامنة، تقع قمته عند G_p ، وهي أعلى بكثير من G_A . يُسمى الفرق في الطاقة الكامنة ($G_p - G_A$) بـ طاقة التنشيط (E_a) للتفاعل (بالكيلو جول/مول).

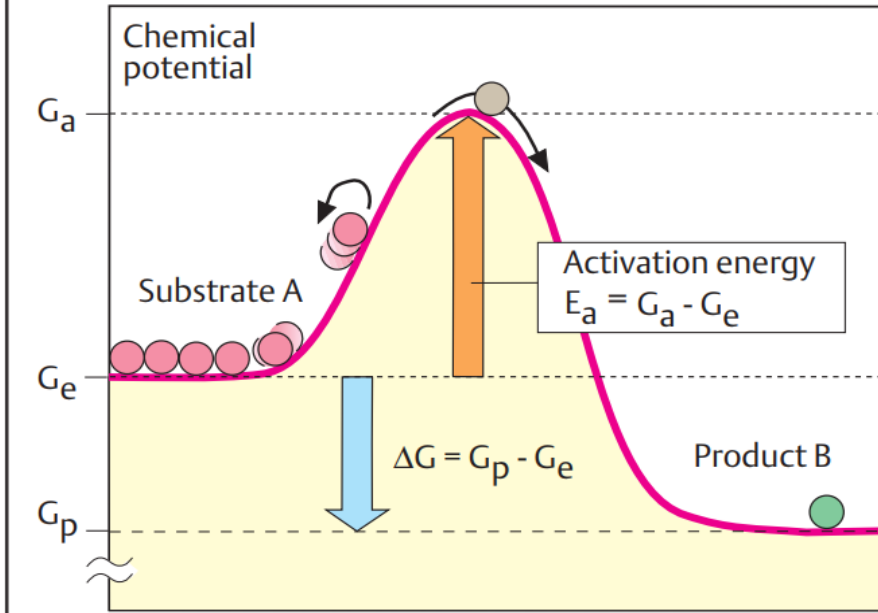
✦ **تعريف طاقة التنشيط (E_a) (Activation Energy):** هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل الكيميائي. يجب أن تكتسب الجزيئات المتفاعلة هذه الطاقة لكي تتمكن من التغلب على حاجز الطاقة الكامنة والتحول إلى نواتج.



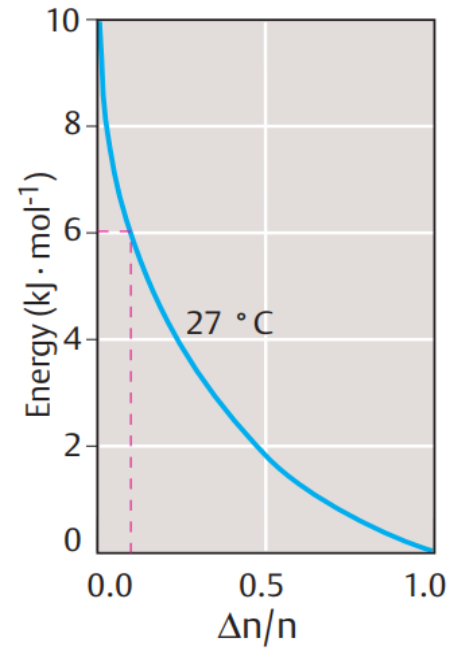
حقيقة أن (A) يمكن أن تتحول إلى (B) على الإطلاق تعود إلى أن الجهد (G_A) يمثل فقط متوسط جهد جميع الجزيئات. قد تصل الجزيئات الفردية أحيانًا إلى جهود أعلى بكثير—على سبيل المثال، بسبب الاصطدامات مع جزيئات أخرى. عندما تكون الزيادة في الطاقة المكتسبة بهذه الطريقة أكبر من E_a ، يمكن لهذه الجزيئات التغلب على الحاجز والتحول إلى (B).

التوزيع الطاقوي (Energy Distribution): إن توزيع الطاقة لمجموعة من الجزيئات من هذا النوع (كما تم حسابه من نموذج بسيط)، يُظهر أن الكسر ($\Delta n/n$) يمثل جزء الجزيئات التي وصلت إلى الطاقة E أو تجاوزتها (بالكيلو جول/مول). عند 27°C ، على سبيل المثال، يمتلك ما يقرب من 10% من الجزيئات طاقات $\geq 6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. طاقات التنشيط النموذجية للتفاعلات الكيميائية أعلى بكثير. إحصائياً، عند 27°C يصل اثنان فقط من كل 10^{17} جزيء إلى طاقة تنشيط تبلغ حوالي $50 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. وعند 57°C ، يكون هذا الرقم أكبر بأربع مرات. وهذا هو أساس "قانون Q_{10} " المعروف منذ فترة طويلة—وهي قاعدة عامة تنص على أن سرعة العمليات البيولوجية تتضاعف تقريبًا مع زيادة درجة الحرارة بمقدار 10°C .

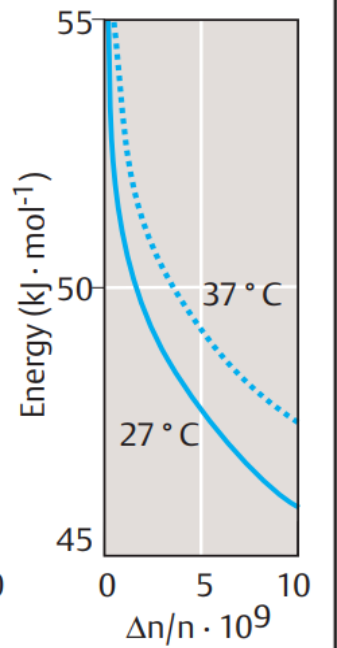
A. Activation energy



1.



2.



3.



ب. معدل التفاعل (Reaction Rate)

معدل (سرعة) التفاعل هو السرعة التي يتم بها تحديد الكيمياء عن طريق التغير في تركيز المادة المتفاعلة أو الناتج بمرور الوقت.

على سبيل المثال، يتم تحويل 3 mmol من المادة المتفاعلة أ إلى الناتج ب في كل ثانية. لذا فإن معدل التفاعل هو:

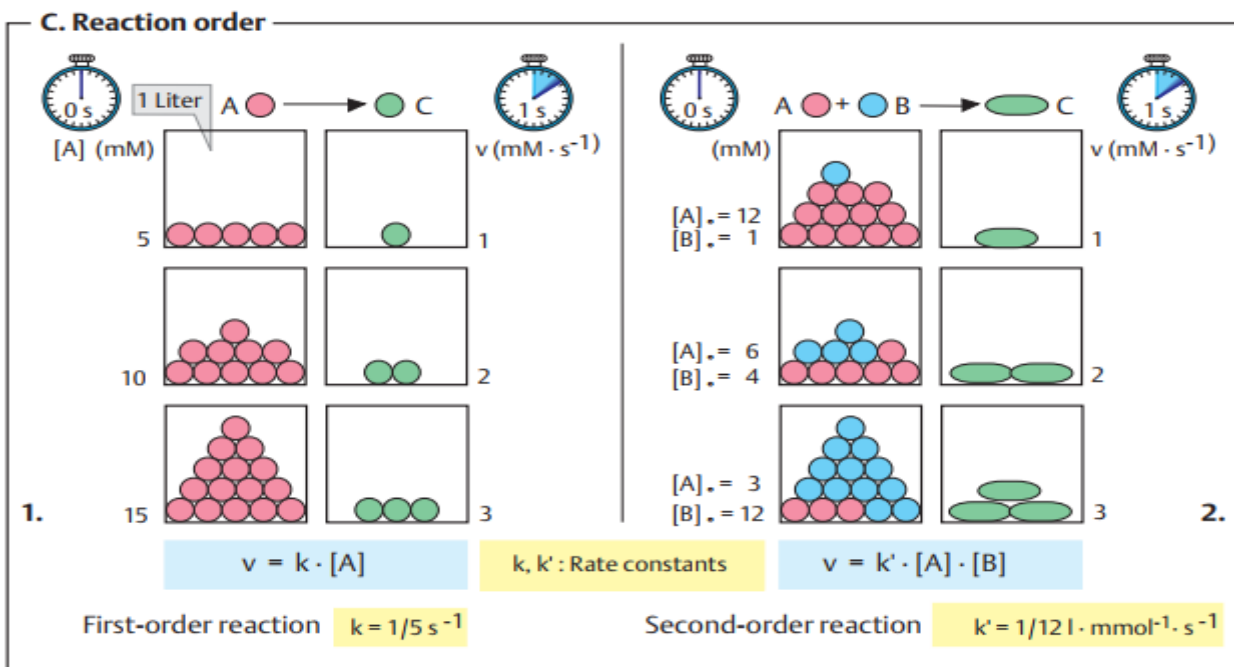
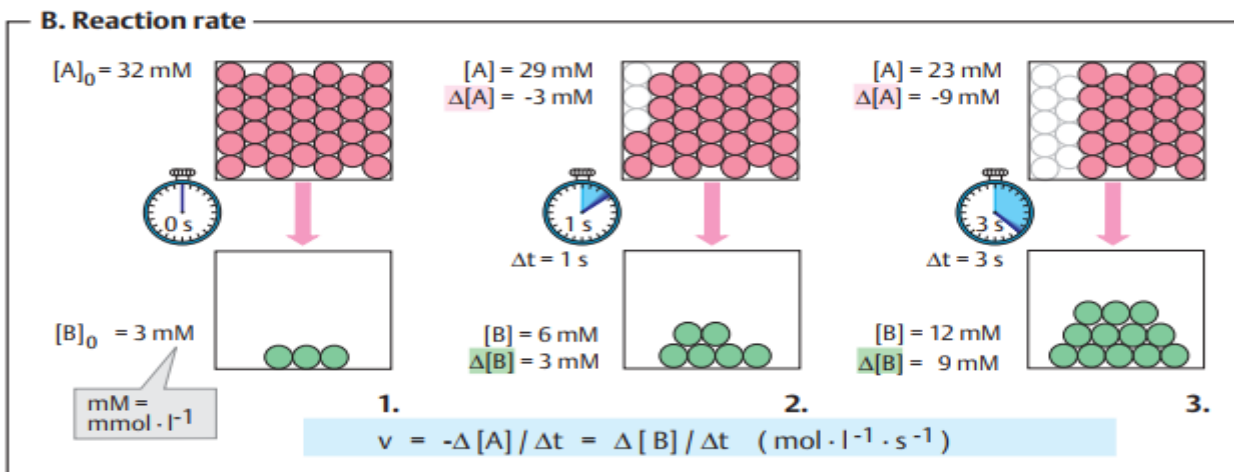
$$\nu = 3 \text{ mM s}^{-1} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

ج. رتبة التفاعل (Reaction Order) ✦

رتب التفاعل لا تتأثر فقط بتغيرات الطاقة ودرجة الحرارة، ولكن أيضًا بتركيزات المواد المتفاعلة:

- تفاعل من الرتبة الأولى: يكون معدل التفاعل يتناسب مع تركيز [A]، (حيث توجد مادة متفاعلة واحدة فقط).
- تفاعل من الرتبة الثانية: يكون معدل التفاعل يتناسب مع حاصل ضرب تركيزات المادتين المتفاعلتين، [A][B]، (حيث توجد مادتان متفاعلتان).

ثوابت معدل التفاعل (k و k') هي ثوابت التناسب للمعدلات. هذه الثوابت لا تعتمد على تركيزات المواد المتفاعلة، ولكنها تعتمد على التركيزات الابتدائية ودرجة الحرارة.





الملخص

الإجابة التفصيلية (مع التعاريف الأساسية)

الطاقة تُعرّف بأنها قدرة نظام على أداء شغل. وحدة القياس الأساسية هي الجول (J).

يتكونان من مكونين أساسيين: عامل شدة (Intensity Factor)، وهو "القوة الدافعة" (الفرق في الجهد)، وعامل سعة (Capacity Factor). وهو مقياس لكمية المادة التي يتم نقلها.

طاقة جيبس الحرة (ΔG): هي كمية الطاقة المتاحة في النظام لأداء شغل مفيد. وهي التي تحدد ما إذا كان التفاعل سيحدث تلقائيًا أم لا.

يكون التفاعل طاردًا للطاقة الحرة (Exergonic) عندما يحدث تلقائيًا ويُحرر طاقة. هذا يحدث عندما تكون ΔG سالبة ($\Delta P < 0$).

يكون التفاعل مُعادلاً للطاقة الحرة (Endergonic) عندما لا يحدث تلقائيًا. ويتطلب إمدادًا بالطاقة. هذا يحدث عندما تكون ΔG موجبة ($\Delta P > 0$).

رقم السؤال

1 ما هو تعريف الطاقة وكيف يتم تحديدها من حيث الشغل؟

2 مم يتكون كل من الشغل والطاقة؟

3 ما هو الدور الذي يلعبه التغير في الطاقة الحرة لغيبس (ΔG) في التفاعلات؟

4 متى يكون التفاعل طاردًا للطاقة الحرة (Exergonic)؟

5 متى يكون التفاعل مُعادلاً للطاقة الحرة (Endergonic)؟



يتم دفع العمليات المُعادلة للطاقة الحرة عبر مبدأ الاقتران الميكانيكي (Mechanical Coupling)، حيث تقترن بعملية طاردة للطاقة (مثل تحلل ATP).

الاتزان الكيميائي (Chemical Equilibrium): هي حالة لا تتغير فيها تركيزات المتفاعلات والنواتج بمرور الزمن. في حالة الاتزان، يكون التغير في الطاقة الحرة (ΔG) صفرًا.

المحتوى الحراري (ΔH) (Enthalpy): هو قياس تبادل الحرارة (حرارة التفاعل) عند ضغط ثابت.

في التفاعل الطارد للحرارة (Exothermic)، تكون ΔH سالبة (فقد حرارة). في التفاعل الماص للحرارة (Endothermic)، تكون ΔH موجبة (اكتساب حرارة).

تمثل الإنتروبيا التغير في درجة الترتيب (Degree of Order) للنظام. تُستخدم في معادلة جيبس-هيلمهولتز لتحديد تلقائية التفاعل بجانب ΔH .

المعادلة هي: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. دورها هو ربط الطاقة الحرة (ΔG) بالمحتوى الحراري (ΔH) والإنتروبيا (ΔS) عند درجة حرارة T .

6 ما هي آلية الاقتران التي تسمح للتفاعلات المُعادلة للطاقة أن تحدث؟

7 ما هو تعريف الاتزان الكيميائي؟ وما قيمة ΔG في هذه الحالة؟

8 ما هي وظيفة المحتوى الحراري (ΔH) في التفاعلات؟

9 ما هو الفرق بين تفاعلات الحرارة الطاردة والماصة من حيث ΔH ؟

10 ما هي الإنتروبيا (ΔS) وكيف تؤثر على تلقائية التفاعل؟

11 ما هي معادلة جيبس-هيلمهولتز وما هو دورها؟



- 12 ما هو تعريف الأكسدة والاختزال؟
الأكسدة (Oxidation): هي عملية فقدان إلكترون أو أكثر. الاختزال (Reduction): هي عملية اكتساب إلكترون أو أكثر.
- 13 ماذا يعني ثابت نقل البروتون (pK_a)؟
ثابت نقل البروتون (pK_a): هو القيمة التي تكون عندها نصف كمية الحمض قد تفككت (أي عندما يتساوى تركيز الحمض (HA) مع قاعدته المترافقة (A^-)).
- 14 ما هي المعادلة الهامة التي تصف العلاقة بين pH و pK_a ؟
معادلة هندرسون-هاسلبالخ (Henderson-Hasselbalch equation).
- 15 ما هو تعريف معدل التفاعل؟
معدل (سرعة) التفاعل هو السرعة التي يتم بها تحديد الكيمياء عن طريق التغير في تركيز المادة المتفاعلة أو الناتج بمرور الوقت.
- 16 ما هي طاقة التنشيط (E_a)؟
طاقة التنشيط (E_a): هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل الكيميائي. وهي الفرق في الطاقة الكامنة بين الذرة والمادة المتفاعلة.
- 17 ما هي القاعدة التجريبية "قاعدة Q_{10} "؟
قاعدة الـ Q_{10} تنص على أن سرعة العمليات البيولوجية تتضاعف تقريباً بزيادة قدرها $10^\circ C$ في درجة الحرارة.
- 18 ما الفرق بين تفاعلات الرتبة الأولى والرتبة الثانية؟
الرتبة الأولى: معدل التفاعل يتناسب مع تركيز مادة متفاعلة واحدة $[A]$.
الرتبة الثانية: معدل التفاعل يتناسب مع حاصل ضرب تركيز مادتين متفاعلتين $[A][B]$.



ثوابت التناسب للمعدلات. هذه الثوابت لا تعتمد على تركيزات المواد المتفاعلة، ولكنها تعتمد على التركيزات الابتدائية ودرجة الحرارة.

19 ما هي ثوابت معدل التفاعل (k و k') ؟

يتم التعبير عنه بـ $\Delta n/n$ ، وهو كسر الجزيئات التي وصلت أو تجاوزت الطاقة E (بوحدة kJ/mol).

20 كيف يمكن التعبير عن كسر الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط اللازمة؟