# تجميع هيكل الكيمياء

## الصف الحادي عشر متقدم

للعام : 2024 / 2025

عمل : عبد الملك نبيل




Channel Contact More Files

**الجدول 1 العلاقات بين وحدات الطاقة**

| معاملات العلاقة | معاملات التحويل |
|---|---|
| 1 J = 0.2390 cal | $\frac{1\ J}{0.2390\ cal}$ $\frac{0.2390\ cal}{1\ J}$ |
| 1 cal = 4.184 J | $\frac{1\ cal}{4.184\ J}$ $\frac{4.184\ J}{1\ cal}$ |
| 1 Cal = 1 kcal | $\frac{1\ Cal}{1000\ cal}$ $\frac{1000\ cal}{1\ Cal}$ |

**الحرارة** المكون الرئيس للجازولين هو الأوكتان ($C_8H_{18}$). عندما يحترق الجازولين في محرك السيارة، يتحول جزء من طاقة الوضع الكيميائية للأوكتان لتقوم بمهمة تحريك المكابس، مما يؤدي إلى تحريك العجلات ودفع السيارة . بالرغم من هذا، يتم تحرير جزء كبير من طاقة الوضع الكيميائية للأوكتان في صورة حرارة. يُستخدم الرمز $q$ ليُعبر عن **الحرارة**. وهي الطاقة التي تنتقل من جسم أكثر سخونة إلى جسم أقل سخونة. عندما يفقد الجسم الأكثر سخونة الطاقة، تنخفض درجة حرارته. عندما يمتص الجسم الأقل سخونة الطاقة، ترتفع درجة حرارته.

## قياس الحرارة

يعتبر انتقال الطاقة والتغير في درجة الحرارة مفتاحين لكيفية قياس الحرارة. تُعرّف كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء النقي درجة سيليزية واحدة (1°C) بـ **السعر** (cal). عندما يحرق جسمك السكريات والدهون ليكوّن ثاني أكسيد الكربون والماء، فإن هذه التفاعلات الطاردة تولد حرارة يمكن قياسها بالسعرات الغذائية (Cal). لاحظ أنه يعبر عن السعرات الغذائية بحرف C كبير في كلمة (Cal) يرجع هذا لأن السعر الغذائي يساوي 1000 سعر حراري، أو كيلو كالوري (kcal). تذكر أن البادئة كيلو تعني 1000. على سبيل المثال، تحتوي ملعقة كبيرة من الزبد على 100 سعر غذائي (100 cal) تقريبًا. هذا يعني أنه إذا احترق الزبد تمامًا لإنتاج ثاني أكسيد الكربون والماء، فسيتم إطلاق 100 kcal (100,000 cal) من الحرارة.

تناس الطاقة في النظام الدولي للوحدات SI بالجول (J) **joule** الجول الواحد يُعادل 0.2390 cal. والسعر الحراري الواحد يساوي 4.184 J. يلخص **الجدول 1** العلاقات بين السعرات الحرارية، والسعرات الحرارية الغذائية، والجول، والكيلو جول (kJ) ومعاملات التحويل التي يمكنك استخدامها للتحويل من وحدة إلى أخرى.

### مثال 1

**تحويل وحدات الطاقة** يتكون إفطار من الحبوب، وعصير البرتقال، واللبن يحتوي على 230 Cal عبّر عن هذه الطاقة بالجول.

**1 تحليل المسألة**

تم إعطائك مقدار من الطاقة بالسعرات الغذائية. يجب عليك تحويل السعرات الغذائية إلى سعرات ومن ثم تحويل السعرات إلى جول.

**معلوم**

مقدار الطاقة = 230 Cal

**مجهول**

مقدار الطاقة = J؟

**2 حساب المجهول**

حوّل السعرات الغذائية إلى سعرات.

$$230\ \cancel{Cal} \times \frac{1000\ cal}{1\ \cancel{Cal}} = 2.3 \times 10^5\ cal$$

طبّق العلاقة 1 Cal = 1000 cal.

حوّل السعرات إلى جول.

$$2.3 \times 10^5\ \cancel{cal} \times \frac{4.184\ J}{1\ \cancel{cal}} = 9.6 \times 10^5\ J$$

طبّق العلاقة 1Cal = 4.184 J 1Cal

## تطبيقات

1. تحتوي قطعة من الشوفان والفاكهة على 142 Cal. حوّل هذه الطاقة إلى سعرات.
2. يطلق تفاعل طارد للحرارة 86.5 kJ. كم مقدار الطاقة الناتجة بوحدة kcal؟
3. **تحدي** حدد وحدة جديدة للطاقة، وسمّها باسمك، والتي تبلغ قيمتها عشر سعر حراري(cal). ما معاملات التحويل التي تربط هذه الوحدة الجديدة بالجول؟ وبالسعر الغذائي؟


Channel Contact More Files

# اسئلة من امتحانات سابقة:

| | |
|---|---|
| How much energy in joules is supplied by a breakfast containing 170 Cal? | ما مقدار الطاقة بوحدة الجول (J) التي تزودنا بها وجبة افطار تحوي 170 Cal؟ |

711 J

170 J

$7.11 \times 10^5$ J

$1.7 \times 10^5$ J

أي مما يلي يحتوي على أكبر كمية من السعرات الغذائية Cal؟

86.5 kJ

1000 cal

9600 J

10 Cal


Channel Contact More Files

## الحرارة النوعية

لقد قرأت أنه يلزم توفير 1 cal أو 4.184 J لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء النقي درجة سيليزية واحدة (1°C). تُعرّف الكمية 4.184 J/(g•°C) بالحرارة النوعية (c) للماء. تُعرّف **الحرارة النوعية** لأي مادة بكمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من هذه المادة (1°C). ولأن المواد المختلفة لها تراكيب مختلفة، فإن لكل مادة الحرارة النوعية الخاصة بها.

لرفع درجة حرارة الماء (1°C)، يجب أن يمتص كل جرام واحد من الماء 4.184 J. بينما يلزم توفير قدر أقل بكثير من الطاقة لرفع درجة حرارة كتلة مساوية من الخرسانة (1°C). ربما قد لاحظت أن الأرصفة الخرسانية تصبح ساخنة في اليوم الصيفي المشمس. يعتمد مستوى السخونة على الحرارة النوعية للخرسانة. ولكن هناك عوامل أخرى مهمة أيضًا. تبلغ الحرارة النوعية للخرسانة 0.84 J/(g•°C) مما يعني أن درجة حرارة الخرسانة ترتفع تقريبًا خمسة أضعاف درجة حرارة الماء عند امتصاص كتل متساوية من الماء والخرسانة لنفس مقدار الطاقة.

**الجدول 2 درجات الحرارة النوعية عند 298 K (25°C)**

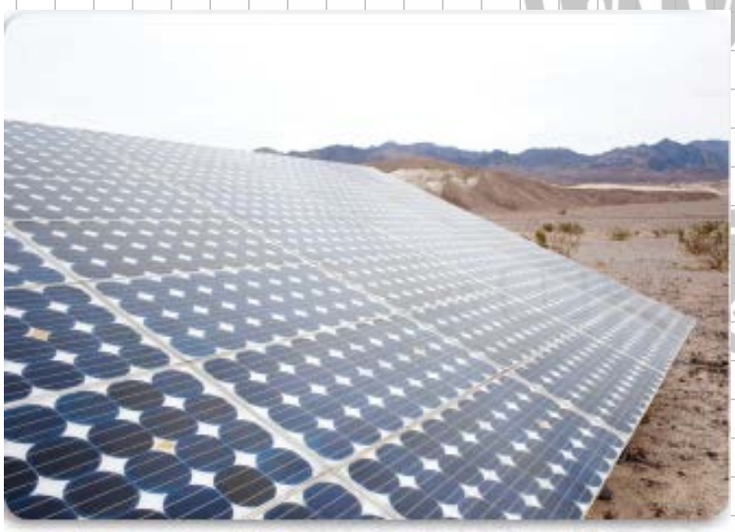
| المادة | الحرارة النوعية J/(g•°C) |
|---|---|
| الماء(l) | 4.184 |
| الإيثانول(l) | 2.44 |
| الماء(s) | 2.03 |
| الماء(g) | 2.01 |
| البريليوم(s) | 1.825 |
| المغنيسيوم(s) | 1.023 |
| الألمنيوم(s) | 0.897 |
| الخرسانة(s) | 0.84 |
| الجرانيت(s) | 0.803 |
| الكالسيوم(s) | 0.647 |
| الحديد(s) | 0.449 |
| السترونشيوم(s) | 0.301 |
| الفضة(s) | 0.235 |
| الباريوم(s) | 0.204 |
| الرصاص(s) | 0.129 |
| الذهب(s) | 0.129 |

### معادلة حساب الحرارة

$$q = c \times m \times \Delta T$$

$q$ تُمثل الحرارة التي تم امتصاصها أو تحريرها. $c$ تُمثل الحرارة النوعية للمادة. $m$ تُمثل كتلة العينة بالجرامات. $\Delta T$ هو التغير في درجة الحرارة °C أو $T_f - T_i$.

إن كمية الحرارة التي تمتصها المادة أو تُطلقها مساوية لحاصل ضرب حرارتها النوعية في كتلتها في التغير في درجة حرارتها.



**استخدام طاقة الشمس** نظرًا لارتفاع الحرارة النوعية للماء، فإنه يُستخدم أحيانًا للاستفادة من طاقة الشمس. فبعد تسخين الماء بواسطة الأشعة الشمسية، يمكن توزيع الماء الساخن على المنازل والشركات لتوفير الحرارة والدفء. يمكن لأشعة الشمس توفير جميع احتياجات العالم من الطاقة وهذا يقلل من استهلاك الوقود مما يخفض إنتاج ثاني أكسيد الكربون. ولكن هناك عدة عوامل أدت إلى تأخر تطوير تكنولوجيا الطاقة الشمسية. على سبيل المثال، فترة سطوع الشمس محدودة يوميًا. وفي بعض الأماكن، غالبًا ما تُقلل السحب كمية الأشعة المتوفرة. وبسبب هذه المتغيرات، تعتبر الوسائل الفعالة لتخزين الطاقة وسائل صعبة.

هناك منهج أكثر تفاؤلًا لاستخدام الطاقة الشمسية والذي يتمثل في تطوير الخلايا الكهروضوئية. كتلك الموضحة في **الشكل 4**. تُحول هذه الخلايا أشعة الشمس مباشرة إلى كهرباء. تمد الخلايا الكهروضوئية رواد الفضاء بالطاقة. ولكن لا يتم استخدامها على نطاق واسع لتلبية احتياجات الطاقة العادية. يرجع ذلك لارتفاع تكلفة توفير الكهرباء عن طريق الخلايا الكهروضوئية مقارنةً بتكلفتها عند حرق الفحم أو النفط.

### تطبيقات

4. إذا زادت درجة حرارة كتلة من الإيثانول مقدارها 34.4 g من 25.0°C إلى 78.8°C. فما كمية الحرارة التي امتصها الإيثانول؟ انظر **جدول 2**.
5. تم تسخين عينة كتلتها 155 g من مادة غير معلومة من 25.0°C إلى 40.0°C. وامتصت هذه المادة خلال العملية 5696 J من الطاقة. فما الحرارة النوعية لهذه المادة؟ تعرّف على هذه المادة من بين تلك المواد المُدرجة في **جدول 2**.
6. **تحدي** امتصت كتلة صلبة مقدارها 4.50 g من الذهب الخالص 276 J من الحرارة. كانت درجة الحرارة الابتدائية 25.0°C. فما درجة الحرارة النهائية؟


Channel Contact More Files

# اسئلة من امتحانات سابقة:

عند وضع قطعة من سبيكة ساخنة كتلتها 58.8 g في 125 g من الماء البارد في مُسعر، تغيرت درجة حرارة السبيكة من 606.1°C إلى 500.0°C بينما ترتفع درجة حرارة الماء بمقدار 10.5°C

ما الحرارة النوعية لهذه السبيكة؟

علمًا بأن الحرارة النوعية عند 298k (25°C) للماء تساوي 4.184 J/(g.°C)

عند وضع قطعة من سبيكة ساخنة كتلتها 360 g في 425 g من الماء البارد في مُسعر حراري ، تقل درجة حرارة السبيكة بمقدار 205°C ، بينما تزداد درجة حرارة الماء بمقدار 18.7 °C

ما الحرارة النوعية لهذه السبيكة؟


Channel Contact More Files

## مثال 3

**استخدم الحرارة النوعية** تبتص قطعة فلزية كتلتها 4.68 g كمية من الحرارة مقدارها 256J عندما ترتفع درجة حرارتها بمقدار 182°C. فما هي الحرارة النوعية لهذا الفلز؟ هل يمكن أن يكون هذا الفلز أحد الفلزات القلوية الأرضية المدرجة في **جدول 2**؟

### 1 تحليل المسألة

لقد تم إعطائك كتلة الفلز، وكمية الحرارة التي امتصها، والتغير في درجة الحرارة. يجب عليك حساب الحرارة النوعية. استخدم المعادلة لحساب $q$ كمية الحرارة، ولكن عليك إيجاد الحرارة النوعية $c$.

**معلوم**

كتلة الفلز $m = 4.68\ g$

كمية الحرارة التي تم امتصاصها $q = 256\ J$

$\Delta T = 182°C$

**مجهول**

الحرارة النوعية $c = ?\ J/(g \cdot °C)$

### 2 إيجاد القيمة المجهولة

اكتب المعادلة الخاصة بكمية الحرارة $q$.

$$q = c \times m \times \Delta T$$

أوجد قيمة $c$.

$$c = \frac{q}{m \times \Delta T}$$

عوض $\Delta T = 182°C$, $q = 256\ J$, $m = 4.68\ g$

$$c = \frac{256\ J}{(4.68\ g)(182°C)} = 0.301\ J/(g \cdot °C)$$

يوضح الجدول 2 أن الفلز قد يكون السترونشيوم.

### 3 تقييم الإجابة

تتكون الكميات الثلاثة المستخدمة في الحساب من ثلاثة أرقام معنوية. لذا فإن الجواب سيتكون بشكل صحيح من ثلاثة أرقام. الحسابات صحيحة وتعطي الوحدة المتوقعة.

## تطبيقات

12. امتصت عينة من فلز غير معلوم كتلتها 90.0 g كمية من الحرارة مقدارها 25.6 J وارتفعت درجة حرارتها بمقدار 1.18°C. فما الحرارة النوعية لهذا الفلز؟
13. ارتفعت درجة حرارة عينة الماء من 20.0°C إلى 46.6°C عند امتصاصها 5650 J من الحرارة. ما كتلة العينة؟
14. ما كمية الطاقة التي تكتسبها صخرة من الجرانيت كتلتها $2.00 \times 10^3$ g ($c_{\text{الجرانيت}} = 0.803\ J/(g \cdot °C)$) عندما تتغير درجة حرارتها من 10.0°C إلى 29.0°C؟
15. **تحدي** إذا فقد 335 g من الماء درجة حرارته 65.5°C. كمية من الحرارة مقدارها 9750 J. فما درجة حرارة الماء النهائية؟


Channel Contact More Files

| | | | |
|---|---|---|---|
| 3 | CHM.5.5.01.002.03 يحسب الحرارة النوعية لعيّنة ما بالإعتماد على تغيّر كتلتها ودرجة حرارتها مستخدما المعادلات مثل ( Q=mcΔT) | نص الكتاب + مثال 3+ التطبيقات | 12, 13 |
| | Solve problems involving changes in temperature and state using the equations (e.g. Q=mcΔT) | Textbook + Example 3+ Applications | |

# اسئلة من امتحانات سابقة:

تم تسخين عينة كتلتها 355 g من مادة غير معلومة من 22.4 °C إلى 43.6 °C وامتصت هذه المادة خلال العملية 6.75 kJ من الطاقة.

مُستخدمًا الجدول أدناه، ما هي المادة؟

| المادة | الحديد Iron | الألمنيوم Aluminum | الفضة Silver | الذهب Gold | Substance |
|---|---|---|---|---|---|
| الحرارة النوعية J/(g.°C) | 0.449 | 0.897 | 0.235 | 0.129 | Specific heat J/(g.°C) |

Channel Contact More Files

الكؤوس والدوارق المفتوحة في المختبر. يُرمز للطاقة المنطلقة أو الناتجة عن التفاعل الذي حدث عند ضغط ثابت في بعض الأحيان بالرمز $q_p$. لقياس ودراسة تغيرات الطاقة المصاحبة للتفاعلات بسهولة. فقد عرّف الكيميائيون خاصية تُسمى بالمحتوى الحراري. **المحتوى الحراري** ($H$) هو المحتوى الحراري لنظام ما عند ضغط ثابت.

بالرغم من عدم قدرتك على قياس الطاقة الفعلية أو المحتوى الحراري الفعلي للمادة، إلا أنه بوسعك قياس التغير الذي يطرأ على المحتوى الحراري وهو الحرارة التي تم امتصاصها أو تحريرها خلال التفاعل الكيميائي. يُطلق على التغير في المحتوى الحراري للتفاعل **المحتوى الحراري للتفاعل (حرارة التفاعل)** ($\Delta H_{rxn}$). لقد تعلمت بالفعل أن الرمز الذي يسبقه الحرف اليوناني ($\Delta$) يُقصد به التغير في الخاصية. لذلك، فإن $\Delta H_{rxn}$ هو الفرق بين المحتوى الحراري للمواد التي توجد في نهاية التفاعل والمحتوى الحراري للمواد الموجودة في بداية التفاعل.

$$\Delta H_{rxn} = H_{final} - H_{initial}$$

ولأن المواد المتفاعلة موجودة في بداية التفاعل والمواد الناتجة موجودة في نهاية التفاعل تصبح المعادلة:

$$\Delta H_{rxn} = H_{products} - H_{reactants}$$

**إشارة المحتوى الحراري للتفاعل** تذكّر تفاعل الكمادة الساخنة.

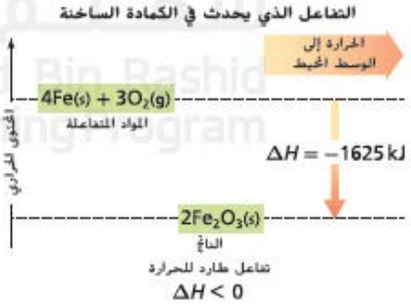
$$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s) + 1625\ kJ$$

طبقًا للمعادلة، تفقد المواد المتفاعلة في هذا التفاعل الطارد للحرارة حرارتها فتكون $H$ المواد الناتجة $<$ $H$ المواد المتفاعلة. عندما يتم طرح H المواد المتفاعلة من $H$ المواد الناتجة الأصغر نحصل على قيمة سالبة لـ $\Delta H_{rxn}$. التغيرات الحرارية في التفاعلات الطاردة للحرارة دائمًا سالبة. تُكتب معادلة تفاعل الكمادة الساخنة وتغيرها الحراري عادةً على النحو التالي.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)\ \Delta H_{rxn} = -1625\ kJ$$

تم عرض رسم بياني للتغير في المحتوى الحراري في **الشكل 8**.






■ **الشكل 8** يشير السهم المتجه نحو الأسفل إلى أنه تم تحرير (انطلاق) 1625 kJ من الحرارة إلى المحيط في التفاعل الذي حدث بين الحديد والأكسجين. توفر الكمادة الساخنة التي تستخدم هذا التفاعل الطاقة لتدفئة اليدين الباردتين.
**فسّر كيف يوضح الرسم البياني أن هذا التفاعل طارد للحرارة.**

الآن، تذكر عملية الكمادة الباردة.

$$27\ kJ + NH_4NO_3(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

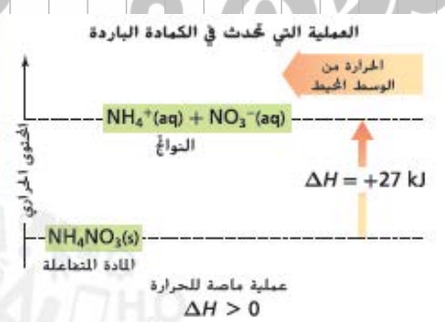
بالنسبة للتفاعل الماص للحرارة $H_{products} > H_{reactants}$. لذلك، عندما يتم طرح $H_{reactants}$ من $H_{products}$ يتم تحقيق نتيجة موجبة لـ $\Delta H_{rxn}$. يكتب الكيميائيون معادلة عملية الكمادة الباردة وتغير محتواها الحراري بالطريقة التالية:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)\ \Delta H_{rxn} = 27\ kJ$$

**الشكل 9** يوضح التغير في الطاقة لعملية الكمادة الباردة. المحتوى الحراري للنواتج في هذه العملية أكبر بمقدار 27kJ من المحتوى الحراري للمادة المتفاعلة حيث تم امتصاص الطاقة. لذلك، فإن إشارة $\Delta H_{rxn}$ لهذا التفاعل وغيره من التفاعلات والعمليات الأخرى الماصة للحرارة تكون موجبة. تذكر أن إشارة $\Delta H_{rxn}$ لجميع التفاعلات الطاردة للحرارة تكون سالبة.

التغير في المحتوى الحراري $\Delta H$ يعادل الحرارة المكتسبة أو المفقودة $q_p$ خلال التفاعل أو العملية التي تمت تحت ضغط ثابت. نظرًا لأن جميع التفاعلات الواردة في هذا الكتاب قد تمت تحت ضغط ثابت، يمكنك القول بأن $q = \Delta H_{rxn}$.



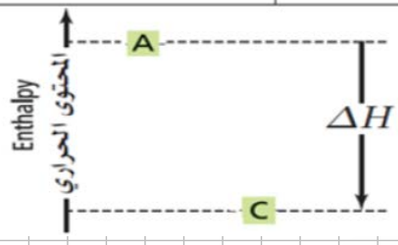



■ **الشكل 9** يشيرالسهم المتجه نحو الأعلى إلى أنه قد تم امتصاص 27 kJ من الحرارة من المحيط خلال عملية إذابة $NH_4NO_3$. يُعد هذا التفاعل أساس الكمادة الباردة. عندما تُوضع الكمادة الباردة على ساق شخص، يُصدر ساقه الحرارة اللازمة ويبرد نفسه.

Channel Contact More Files

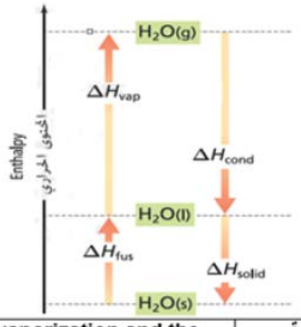
# اسئلة من امتحانات سابقة

| of the following is correct about the reaction with uation: $A \rightarrow C$ ,shown in the diagram below? | أي من التالية صحيحًا حول التفاعل ذو المعادلة: $A \rightarrow C$ الموضّح بالشكل أدناه؟ |
|---|---|
| $\Delta H > 0$ | I. $\Delta H > 0$ |
| $H_{products} < H_{reactants}$ | II. $H_{\text{النواتج}} < H_{\text{المتفاعلات}}$ |
| Heat flows from the system to the surroundings | III. الحرارة تنتقل من النظام إلى المحيط |




- I فقط
- I و II فقط
- II و III فقط
- I و III فقط

| of the following statements is not correct according to the ım shown below? | أي العبارات التالية غير صحيحة اعتمادًا على الشكل أدناه؟ |
|---|---|




| ΔH values of the molar enthalpy of vaporization and the lar enthalpy of fusion are positive | تكون قيم ΔH للحرارة المولية للتبخير والحرارة المولية للانصهار موجبة |
|---|---|
| The ΔH values of the molar enthalpy of condensation and r enthalpy of solidification are negative | تكون قيم ΔH للحرارة المولية للتكثيف والحرارة المولية للتجمد سالبة |
| molar enthalpy of solidification and the molar enthalpy of ion have the same numerical values but with opposite ns | تتساوى القيمة العددية للحرارة المولية للتجمد مع القيمة العددية للحرارة المولية للانصهار ولكن تختلف إشارتهما |
| molar enthalpy of condensation and the molar enthalpy of orization have the same numerical values with same sign | تتساوى القيمة العددية للحرارة المولية للتكثف مع القيمة العددية للحرارة المولية للتبخير وتتشابه إشارتهما |

| ΔH positive values? | أي العمليات التالية تكون قيم ΔH لها موجبة؟ |
|---|---|
| $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ | III و I |
| $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ | II و I |
| $H_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ | IV و II |
| $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(s)}$ | IV و III |

Channel
Contact
More Files

**الجدول 3 حرارة الاحتراق القياسية**

| المادة | الصيغة | $\Delta H^\circ_{comb}$ (kJ/mol) |
|---|---|---|
| السكروز (سكر المائدة) | $C_{12}H_{22}O_{11}(s)$ | −5644 |
| الأوكتين (أحد مكونات الجازولين) | $C_8H_{18}(l)$ | −5471 |
| الجلوكوز (سكر بسيط يوجد في الفاكهة) | $C_6H_{12}O_6(s)$ | −2808 |
| البروبان (وقود غازي) | $C_3H_8(g)$ | −2219 |
| الميثان (وقود غازي) | $CH_4(g)$ | −891 |

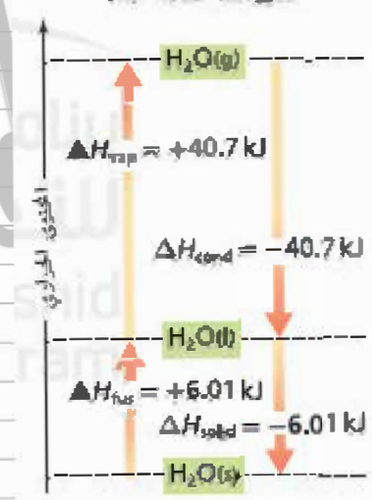
**المعادلة الكيميائية الحرارية** هي عبارة عن معادلة كيميائية موزونة تتضمن الحالات الفيزيائية لجميع المواد المتفاعلة والناتجة وتغير الطاقة. والذي يتم التعبير عنه عادة بالتغير في المحتوى الحراري $\Delta H$

ينتج عن احتراق الجلوكوز الطارد للحرارة في الجسم طاقة (عملية الأيض). تُكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لاحتراق الجلوكوز على النحو التالي:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l) \quad \Delta H_{comb} = -2808\ kJ$$

**حرارة الاحتراق** ($\Delta H_{comb}$) هي التغير في المحتوى الحراري عند الاحتراق الكامل لمول واحد من المادة. تم عرض حرارة الاحتراق القياسية للعديد من المواد في **الجدول 3**. يُرمز لتغيرات المحتوى الحراري القياسية بالرمز $\Delta H^\circ$ يُشير الصفر العلوي إلى تحديد التغيرات في المحتوى الحراري لجميع المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في ظل ظروف قياسية. تتمثل الظروف القياسية في ضغط 1 atm ودرجة حرارة 298 K (25°C) ويجب عدم الخلط بين الضغط ودرجة الحرارة القياسيين (STP).

**الشكل 10** تُشير الأسهم المتجهة للأعلى إلى زيادة طاقة النظام عند انصهار الثلج ثم تبخره بعد ذلك. تُشير الأسهم المتجهة نحو الأسفل إلى انخفاض طاقة النظام عند تكثف بخار الماء ثم تجمده بعد ذلك.




وبينما تخرج الحرارة من جلدك لتبخير الماء، سوف تشعر بالبرودة. يُطلق على الحرارة اللازمة لتبخير مول واحد من السائل **الحرارة المولية للتبخير** ($\Delta H_{vap}$). وبالمثل، إذا أردت كوبًا من الماء البارد، يمكنك وضع مكعب من الثلج بداخله. فيبرد الماء حيث أنه يوفر الحرارة اللازمة لانصهار الثلج. يُطلق على الحرارة اللازمة لانصهار مول واحد من المادة الصلبة **الحرارة المولية للانصهار** ($\Delta H_{fus}$). ولأن عمليات تبخير السائل وصهر المادة الصلبة تعتبر عمليات ماصة للحرارة، فإن قيم $\Delta H$ لها تكون موجبة. تم عرض الحرارة المولية القياسية للتبخير والانصهار لخمسة مركبات شائعة في **الجدول 4**.

**المعادلات الكيميائية الحرارية لتغيرات حالة المادة** يمكن وصف تبخير الماء وانصهار الثلج بالمعادلات التالية:

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H_{vap} = 40.7\ kJ$$
$$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H_{fus} = 6.01\ kJ$$

تُشير المعادلة الأولى إلى أنه قد تم امتصاص 40.7 kJ من الطاقة عند تحويل مول واحد من الماء إلى مول واحد من بخار الماء. تُشير المعادلة الثانية إلى أنه تم امتصاص 6.01 kJ من الطاقة عند انصهار مول واحد من الثلج ليتحول إلى مول واحد من الماء السائل.

ما الذي يحدث في العمليات العكسية. عندما يتكثف بخار الماء ويتحول إلى ماء سائل أو يتجمد الماء السائل ويتحول إلى ثلج؟ يتم إطلاق نفس كميات الطاقة في هذه العمليات الطاردة للحرارة تمامًا كالتي يتم امتصاصها في العمليات الماصة للحرارة كالتبخير والانصهار. لذلك، تكون الحرارة المولية للتكثف ($\Delta H_{cond}$) والحرارة المولية للتبخير نفس القيمة العددية ولكن مختلفة في الإشارة. وبالمثل، فإن الحرارة المولية للتجمد ($\Delta H_{solid}$) تساوي القيمة العددية للحرارة المولية للانصهار ولكن مختلفة الإشارة.

$$\Delta H_{vap} = -\Delta H_{cond}$$
$$\Delta H_{fus} = -\Delta H_{solid}$$

تم توضيح العلاقات في **شكل 10**.

قارن بين معادلتي تكثف بخار الماء وتجمد الماء مع المعادلتين في الصفحة السابقة لتبخير الماء وانصهار الثلج.

$$H_2O(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H_{cond} = -40.7\ kJ$$
$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(s) \qquad \Delta H_{solid} = -6.01\ kJ$$

يستفيد بعض المزارعين من حرارة انصهار الثلج لحماية المواكه والخضراوات من التجمد. فإذا تنبأوا بانخفاض درجة الحرارة إلى حد التجمد، فإنهم يرشون بساتينهم وحقولهم بالماء. عندما يتجمد الماء، تنبعث الحرارة ($\Delta H_{fus}$) وغالبًا ما تؤدي إلى تدفئة الهواء المحيط بما يكفي لمنع ضرر الصقيع. سوف ترسم متحنى تسخين الماء في مختبر حل المسائل التالي. ونوضحه بكتابة درجات حرارة الانصهار والتبخير.


Channel Contact More Files

## ما كتلة الميثان $CH_4$ التي يجب حرقها لإنتاج 10,692 kJ من الحرارة؟

| Molar mass الكتلة المولية | $\Delta H^{\circ}_{comb}(kJ/mol)$ | Formula الصيغة | Substance المادة |
|---|---|---|---|
| 16.04 g/mol | -891 | $CH_4$ | methane الميثان |

1.37 g

96.3 g

385 g

192 g


Channel Contact More Files

## مثال 4

**الطاقة الناتجة عن التفاعل** يعتبر مسعر الاحتراق مفيدًا في قياس الطاقة الناتجة عن تفاعلات الاحتراق. يتم إجراء التفاعل في حاوية ثابتة الحجم تحتوي أكسجين تحت ضغط عالي. ما كمية الحرارة الناتجة عند احتراق 54.0 g من الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) وفقًا لهذه المعادلة؟

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)\ \Delta H_{comb} = -2808\ kJ$$

### 1 تحليل المسألة

تم إعطاؤك كتلة الجلوكوز، ومعادلة احتراق الجلوكوز، و $\Delta H_{comb}$ يجب عليك تحويل جرامات الجلوكوز إلى مولات جلوكوز نظرًا لأن الكتلة المولية للجلوكوز تزيد عن ثلاثة أضعاف كتلة الجلوكوز المحترقة، يمكنك التنبؤ بأن الطاقة الناتجة ستكون أقل من ثلث $\Delta H_{comb}$

**معلوم**

كتلة الجلوكوز = 54.0 g $C_6H_{12}O_6$

$\Delta H_{comb} = -2808$ kJ

**مجهول**

$q = ?$ kJ

### 2 حساب المجهول

حوّل جرامات $C_6H_{12}O_6$ إلى مولات $C_6H_{12}O_6$.

اضرب في مقلوب الكتلة المولية $\frac{1\ mol}{180.18\ g}$

$$54.0\ \cancel{g\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180.18\ \cancel{g\ C_6H_{12}O_6}} = 0.300\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

اضرب مولات $C_6H_{12}O_6$ في حرارة الاحتراق $\Delta H_{comb}$.

اضرب مولات الجلوكوز في $\frac{2808\ kJ}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}$

$$0.300\ \cancel{mol\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{2808\ kJ}{1\ \cancel{mol\ C_6H_{12}O_6}} = 842\ kJ$$

### 3 تقييم الإجابة

جميع القيم المستخدمة في الحساب لها ثلاثة أرقام معنوية لذا فإن الجواب سيتكون بشكل صحيح من ثلاثة أرقام. كما هو متوقع. فإن الحرارة الناتجة أقل من ثلث $\Delta H_{comb}$.

## تفاعلات الاحتراق

الاحتراق هو تفاعل الوقود مع الأكسجين. في النظم البيولوجية، يعتبر الطعام هو الوقود. **الشكل 11** يبين بعض الأطعمة التي تحتوي على جلوكوز وكذلك بعض الأطعمة الأخرى التي تحتوي على الكربوهيدرات والتي يتم تحويلها بسهولة داخل جسمك إلى جلوكوز. وتعتمد أيضًا على تفاعلات احتراق أخرى والتي تحافظ على دفئك وبرودتك. والتي تنقلك في المركبات. تمثل إحدى الطرق التي تساعدك على تدفئة منزلك أو طهي طعامك في حرق غاز الميثان. يُنتج احتراق مول واحد من غاز الميثان 891 kJ طبقًا لهذه المعادلة.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l) + 891\ kJ$$

تعمل معظم المركبات كالسيارات، والطائرات، والقوارب، والشاحنات باحتراق الجازولين، والذي يتكون معظمه من الأوكتان ($C_8H_{18}$). **الجدول 3** يوضح أن احتراق مول واحد من الأوكتان ينتج 5471 kJ وتكتب معادلة احتراق الأوكتان على النحو التالي:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 9H_2O(l) + 5471\ kJ$$

هناك تفاعل احتراق آخر وهو احتراق الهيدروجين.

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) + 286\ kJ$$

يوفر احتراق الهيدروجين الطاقة اللازمة لرفع المكوك في الفضاء. كما هو موضح في الصفحة الافتتاحية لهذه الوحدة.

## تطبيقات

23. احسب الحرارة اللازمة لصهر 25.7 g من الميثانول الصلب عند درجة انصهاره. استخدم **جدول 4**.
24. ما كمية الحرارة الناتجة عند تكثيف 275 g من غاز الأمونيا وتحويله إلى سائل عند درجة غليانه؟ استخدم **جدول 4** لتحديد $\Delta H_{cond}$
25. **تحدي** ما كتلة الميثان($CH_4$) التي يجب حرقها لإنتاج 12,880 kJ من الحرارة؟ استخدم **جدول 3**.

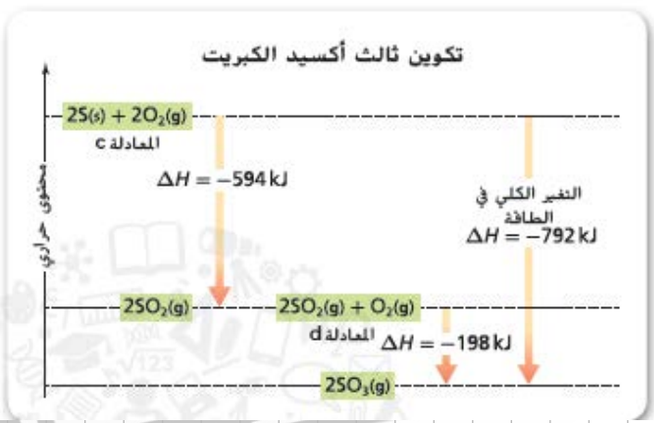

Channel Contact More Files

يحدث هذا التفاعل ببطء شديد بحيث يصبح حساب التغير في المحتوى الحراري مستحيلًا. تحدث تفاعلات أخرى في ظل ظروف يصعب تكرارها في المختبر. كما أن هناك تفاعلات أخرى ينتج عنها نواتج غير تلك المرغوب فيها. لهذا يستخدم الكيميائيون طريقة نظرية لحساب $\Delta H$.

لنفترض أنك تدرس تكوين ثالث أكسيد الكبريت في الهواء الجوي. ستحتاج لحساب $\Delta H$ لهذا التفاعل.

$$2S(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g) \quad \Delta H = ?$$

لسوء الحظ ينتج عن التجارب المعملية لإنتاج ثالث أكسيد الكبريت وحساب $\Delta H$ مزيج من النواتج غالبًا ما تكون ثاني أكسيد الكبريت ($SO_2$) في مواقف مثل هذه. يمكنك حساب $\Delta H$ باستخدام قانون هس للجمع الحراري. **قانون هس** ينص على أنك إذا استطعت جمع معادلتين حراريتين أو أكثر لإنتاج معادلة نهائية للتفاعل فسيكون مجموع التغير في المحتوى الحراري للتفاعلات الفردية هو التغير في المحتوى الحراري للتفاعل النهائي.




■ **الشكل 13** يشير السهم على اليسار إلى إنتاج 594 kJ عند تفاعل S مع $O_2$ لتشكل $SO_2$ (المعادلة c). يدل السهم الأوسط على أن $SO_2$ و $O_2$ يتفاعلان لتكوين $SO_3$ (المعادلة d) مع إنتاج 198kJ. التغيّر الكلي في الطاقة (مجموع المعلمتين) موضح عن طريق السهم على اليمين.

**احسب التغير في المحتوى الحراري عند انحلال $SO_3$ إلى $S$ و $O_2$**

## مثال 5

**قانون هس** استخدم المعادلات الكيميائية الحرارية a و b أدناه لحساب $\Delta H$ لتفكك بيروكسيد الهيدروجين ($H_2O_2$) وهو مركب له استخدامات متعددة تتراوح من تبييض الشعر وحتى تزويد محركات الصواريخ بالطاقة.

$$2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$$

a. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H = -572\ kJ$

b. $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l) \quad \Delta H = -188\ kJ$

### 1 تحليل المسألة

لقد تم إعطائك معادلتين كيميائيتين مع التغير في المحتوى الحراري لهما.

تحتوي المعادلتان على جميع المواد الموجودة في المعادلة المطلوبة.

**معلوم**

a. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H = -572\ kJ$

b. $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l) \quad \Delta H = -188\ kJ$

**مجهول**

$\Delta H = ?\ kJ$

### 2 حساب المجهول

$H_2O_2$ هو مادة متفاعلة.

$H_2O_2(aq) \rightarrow H_2(g) + O_2(g) \quad \Delta H = 188\ kJ$ — **اعكس المعادلة b وغير إشارة $\Delta H$.**

نحتاج إلى مولين من $H_2O_2$.

c. $2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2(g) + 2O_2(g)$ — **اضرب المعادلة المعكوسة في اثنين للحصول على المعادلة c.**

$\Delta H$ c للمعادلة $= (188\ kJ)(2)$ — **اضرب 188kJ في اثنين للحصول على $\Delta H$ للمعادلة c.**

$= 376\ kJ$

c. $2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2(g) + 2O_2(g) \quad \Delta H = 376\ kJ$ — **اكتب المعادلة c و $\Delta H$.**

اجمع المعادلتين a وc. مع إلغاء. اجمع $\Delta H$ للمعادلتين a وc. — **اكتب المعادلة a**

a. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H = -572\ kJ$ — **اكتب المعادلة c**

c. $2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2(g) + 2O_2(g) \quad \Delta H = 376\ kJ$

$2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g) \quad \Delta H = -196\ kJ$ — **اجمع المعادلتين a و c. واجمع $\Delta H$.**

### 3 تقييم الإجابة

ينتج عن جمع المعادلتين المعادلة المطلوبة.

## تطبيقات

32. استخدم المعادلتين **a** و **b** لحساب $\Delta H$ للتفاعل التالي.

$2CO(g) + 2NO(g) \rightarrow 2CO_2(g) + N_2(g) \quad \Delta H = ?$

a. $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) \quad \Delta H = -566.0\ kJ$

b. $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad \Delta H = -180.6\ kJ$

33. **تحدي** $\Delta H$ للتفاعل التالي $-1789kJ$. استخدم ذلك مع المعادلة **a** لحساب $\Delta H$ للمعادلة **b**.

$4Al(s) + 3MnO_2(s) \rightarrow 2Al_2O_3(s) + 3Mn(s) \quad \Delta H = -1789kJ$

a. $4Al(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Al_2O_3(s) \quad \Delta H = -3352kJ$

b. $Mn(s) + O_2(g) \rightarrow MnO_2(s) \quad \Delta H = ?$


Channel Contact More Files

## حرارة التكوين القياسية

يسمح لك قانون هس بحساب قيم $\Delta H$ المجهولة باستخدام التفاعلات المعلومة وقيم $\Delta H$ التي تم حسابها بشكل تجريبي. ومع ذلك، فتدوين قيم $\Delta H$ لجميع التفاعلات الكيميائية المعلومة سيكون مهمة ضخمة ولا نهائية. ولكن عوضًا عن ذلك، بدون العلماء التغيرات في المحتوى الحراري ويستخدمونها لنوع واحد فقط من التفاعلات – تفاعل يتكون فيه مركب من عناصره في حالتها القياسية. الحالة القياسية لمادة ما تعني حالته الفيزيائية المعتادة عند 1 atm و 298K (25°C) على سبيل المثال، في الحالات القياسية يكون الحديد صلبًا والزئبق سائل والأكسجين غاز ثنائي الذرة.

قيمة $\Delta H$ لهذا التفاعل تسمى حرارة التكوين القياسية للمركب. **حرارة التكوين القياسية** ($\Delta H_f^\circ$) تعرف بأنها التغير في المحتوى الحراري الذي يصاحب تكوين مول واحد من المركب من عناصره التي تكون في حالتها القياسية. ويعد تفاعل التكوين لمول واحد من $SO_3$ من عناصره تفاعل حرارة تكوين قياسية.

$$S(s) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow SO_3(g) \quad \Delta H_f^\circ = -396\ kJ$$

ناتج هذا التفاعل هو $SO_3$. وهو غاز خانق ينتج مطر حمضي حين يمتزج مع رطوبة الهواء الجوي. تتضح النتائج التدميرية للمطر الحمضي في **الشكل 14**.

**معادلة الجمع** يوضح إجراء الخطوات الذي قرأته في الصفحة السابقة كيف يمكن جمع معادلات حرارة التكوين القياسية لإنتاج المعادلة المطلوبة و $\Delta H^\circ_{rxn}$. يمكن تلخيص الإجراء في الصياغة التالية،

### معادلة الجمع

$$\Delta H^\circ_{rxn} = \Sigma\Delta H_f^\circ(\text{النواتج}) - \Sigma\Delta H_f^\circ(\text{المواد المتفاعلة})$$

$\Delta H^\circ_{rxn}$ تمثل حرارة التفاعل القياسية.

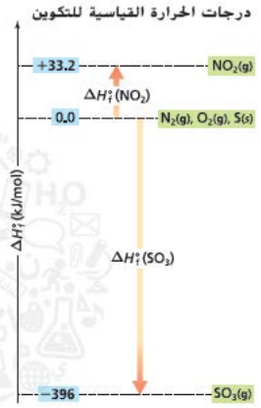
$\Sigma$ يمثل مجموع الحدود.

$\Delta H_f^\circ$ (النواتج) و $\Delta H_f^\circ$ (المواد المتفاعلة) تمثل حرارة التكوين القياسية لكافة النواتج وكافة المواد المتفاعلة.

$\Delta H^\circ_{rxn}$ يتم الحصول عليها عن طريق طرح مجموع حرارة تكوين المتفاعلات من مجموع حرارة تكوين النواتج.

### الجدول 5 حرارة التكوين القياسية

| المركب | معادلة التكوين | $\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol) |
|---|---|---|
| $H_2S(g)$ | $H_2(g) + S(s) \rightarrow H_2S(g)$ | −21 |
| $HF(g)$ | $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow HF(g)$ | −273 |
| $SO_3(g)$ | $S(s) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow SO_3(g)$ | −396 |
| $SF_6(g)$ | $S(s) + 3F_2(g) \rightarrow SF_6(g)$ | −1220 |




**الشكل 15** $\Delta H_f^\circ$ للعناصر $N_2$ و $O_2$ و S هي 0.0 kJ. حين يتفاعل $N_2$ و $O_2$ لتكوين مول واحد من $NO_2$، يتم امتصاص +33.2 kJ/mol وبالتالي $\Delta H_f^\circ$ لـ $NO_2$ هي +33.2 kJ/mol. عندما يتفاعل S و $O_2$ لتكوين مول واحد من $SO_3$، يتحرر −396 kJ/mol لذلك فإن $\Delta H_f^\circ$ لـ $SO_3$ هي −396 kJ/mol.

### مثال 6

**إيجاد التغير في المحتوى الحراري من حرارة التكوين القياسية** استخدم حرارة التكوين القياسية لحساب $\Delta H^\circ_{rxn}$ لتفاعل احتراق الميثان.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$$

**1 تحليل المسألة**

تم إعطاؤك معادلة واحدة وطلب منك حساب التغير في المحتوى الحراري. المعادلة

$\Delta H^\circ_{rxn} = \Sigma\Delta H_f^\circ$ (النواتج) $- \Sigma\Delta H_f^\circ$ (المتفاعلات)

يمكن استخدامها مع بيانات جدول قيم حرارة التكوين القياسية.

| معلوم | مجهول |
|---|---|
| $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -394\ kJ$ | $\Delta H^\circ_{rxn} = ?\ kJ$ |
| $\Delta H_f^\circ(H_2O) = -286\ kJ$ | |
| $\Delta H_f^\circ(CH_4) = -75\ kJ$ | |
| $\Delta H_f^\circ(O_2) = 0.0\ kJ$ | |

**2 حساب المجهول**

استخدم الصيغة $\Delta H^\circ_{rxn} = \Sigma\Delta H_f^\circ$ (النواتج) $- \Sigma\Delta H_f^\circ$ (المتفاعلات)

اضرب كل حرارة تكوين قياسية في معامل المادة في المعادلة الكيميائية الموزونة

$\Delta H^\circ_{rxn} = [\Delta H_f^\circ(CO_2) + (2)\Delta H_f^\circ(H_2O)] - [\Delta H_f^\circ(CH_4) + (2)\Delta H_f^\circ(O_2)]$

عوض عن $CO_2$ و $H_2O$ للنواتج، $CH_4$ و $O_2$ للمتفاعلات. اضرب $H_2O$ و $O_2$ في اثنين.

$\Delta H^\circ_{rxn} = [(-394\ kJ) + (2)(-286\ kJ)] - [(-75\ kJ) + (2)(0.0\ kJ)]$

عوض عن $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -394\ kJ$، $\Delta H_f^\circ(H_2O) = -286\ kJ$، $\Delta H_f^\circ(CH_4) = -75\ kJ$ و $\Delta H_f^\circ(O_2) = 0.0\ kJ$ في المعادلة.

$\Delta H^\circ_{rxn} = [-966\ kJ] - [-75\ kJ] = -966\ kJ + 75\ kJ = \mathbf{-891\ kJ}$

احتراق مول واحد $CH_4$ ينتج عنه 891 kJ.

### تطبيقات

34. وضح كيف ينتج عن مجموع معادلات حرارة التكوين يعطي كلًا من التفاعلات التالية.. ليس هناك حاجة للبحث واستخدام قيم $\Delta H$

a. $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$

b. $SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(l)$

35. استخدم جدول قيم حرارة التكوين القياسية لحساب $\Delta H^\circ_{rxn}$ للتفاعل التالي،

$$4NH_3(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4NO_2(g) + 6H_2O(l)$$

36. احسب $\Delta H^\circ_{comb}$ لحمض البيوتانويك. $C_3H_7COOH(l) + 5O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 4H_2O(l)$.
استخدم جدول قيم حرارة التكوين القياسية والمعادلة التالية،

$$4C(s) + 4H_2(g) + O_2(g) \rightarrow C_3H_7COOH(l) \quad \Delta H = -534\ kJ$$

37. **تحدي** ينتج عن جمع معادلتي التكوين a و b معادلة تفاعل أكسيد النيتروجين والأكسجين. ويكون ناتج التفاعل هو ثاني أكسيد النيتروجين.

$$NO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO_2(g) \quad \Delta H^\circ_{rxn} = -58.1\ kJ$$

a. $\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO(g) \quad \Delta H_f^\circ = 91.3\ kJ$

b. $\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g) \quad \Delta H_f^\circ = ?$

ما قيمة $\Delta H_f^\circ$ للمعادلة b؟


Channel Contact More Files

Which of the enthalpy changes in the following reactions does not represent a standard heat of formation $\Delta H_f^\circ$ ?

أي من التغيرات في المحتوى الحراري في التفاعلات التالية لا يُمثّل حرارة تكوين قياسية $\Delta H_f^\circ$ ؟

$$S_{(s)} + 3\,F_{2(g)} \rightarrow SF_{6(g)} \qquad \Delta H_f^\circ = -1220\ kJ$$

$$NO_{(g)} + \frac{1}{2}\,O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \qquad \Delta H_f^\circ = -58.1\ kJ$$

$$\frac{1}{2}\,H_{2(g)} + \frac{1}{2}\,F_{2(g)} \rightarrow HF_{(g)} \qquad \Delta H_f^\circ = -273\ kJ$$

$$S_{(s)} + \frac{3}{2}\,O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)} \qquad \Delta H_f^\circ = -396\ kJ$$

:h of the following represents the standard enthalpy of ation for the compound formed in the following reaction?

أي مما يلي يُمثّل حرارة تكوين قياسية للمركّب الناتج من التفاعلات التالية؟

| | | |
|---|---|---|
| $N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ | $\Delta H = +66.4\ kJ$ | 1 |
| $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ | $\Delta H = -568\ kJ$ | 2 |
| $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(l)}$ | $\Delta H = -814\ kJ$ | 3 |
| $\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}F_{2(g)} \rightarrow HF_{(g)}$ | $\Delta H = -273\ kJ$ | 4 |


Channel Contact More Files

## العمليات التلقائية

في **الشكل 17** يمكنك أن ترى صورة مألوفة لما يحدث لجسم من الحديد في حال تم تركه في الهواء الرطب. يصدأ الحديد تبعًا لنفس المعادلة الكيميائية التي تصف ما يحدث في الكمادة الساخنة التي فرأت عنها في قسم سابق من هذه الوحدة.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)\ \Delta H = -1625\ kJ$$

يتم تنشيط الكمادة الساخنة في اللحظة التي تقوم بتفعيلها فيها. وبالمثل فإن الأجسام الحديدية تصدأ سواء رغبت في ذلك أم لا.

الصدأ أمر تلقائي. أي تغيير فيزيائي أو كيميائي يبدأ في أي لحظة ويحدث دون أي تدخل خارجي يكون **عملية تلقائية.** ومع هذا، فبالنسبة للعديد من العمليات التلقائية ينبغي توفير بعض الطاقة من البيئات المحيطة من أجل بدء العملية. على سبيل المثال، قد تحتاج لاستخدام عود ثقاب لإشعال لهب بنزن في مختبر مدرستك.

لنفترض أنك عكست اتجاه معادلة صدأ الحديد. تذكر أنك حين تغير اتجاه التفاعل فإن إشارة $\Delta H$ تتغير. ويصبح التفاعل ماصًا للحرارة

$$2Fe_2O_3(s) \rightarrow 4Fe(s) + 3O_2(g)\quad \Delta H = 1625\ kJ$$

إن عكس المعادلة لن يتسبب في تحلل الصدأ تلقائيًا ليحول إلى حديد وأكسجين في ظل الظروف الطبيعية. تمثل المعادلة تفاعل غير تلقائي..

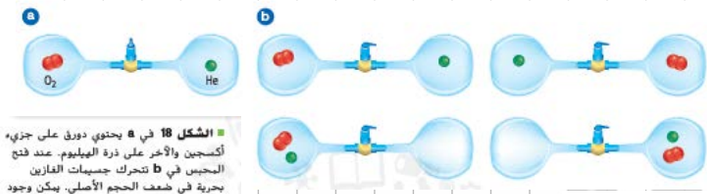
يعد تفاعل تكون الصدأ على الحديد تفاعلاً تلقائيًا وطاردًا للحرارة. أما التفاعل العكسي فهو تفاعل غير تلقائي وماص للحرارة. يمكنكم استنتاج أن كافة العمليات الطاردة للحرارة هي عمليات تلقائية وكافة العمليات الماصة للحرارة هي عمليات غير تلقائية. ولكن تذكر أن الثلج ينصهر في درجة حرارة الغرفة وهو عملية تلقائية ماصة للحرارة. يلعب عامل آخر غير $\Delta H$ دورًا في تحديد ما إذا كانت العملية الكيميائية تحدث بشكل تلقائي تحت مجموعة ظروف محددة. هذا العامل يسمى الإنتروبي.

**ما هو الإنتروبي؟** قد لا تندهش إذا شممت رائحة العطائر التي تخبز في المطبخ منتشرة في كل مكان بالمنزل. وأنت تعلم أن الغازات تميل للانتشار خلال الهواء الجوي. تتصرف الغازات بهذا الشكل؟ حين تنتشر الغازات، يصل النظام إلى حالة كبيرة من الإنتروبي. **الإنتروبي** (S) هو قياس عدد الطرق التي يمكن أن يتم بها توزيع الطاقة عبر نظام ما ويرتبط ذلك بحرية جسيمات النظام في الحركة وعدد الطرق التي يتم تنظيمها بها.

لننظر إلى الدورقين في **الشكل 18**. عند غلق المحبس، يحتوي دورق على جزيء واحد من الأكسجين. بينما يحتوي الآخر على ذرة واحدة من الهيليوم. عند فتح المحبس يتحرك جسيما الغازين بحرية بين الدورقين. يمكن أن ينتشر جسيم الغاز في ضعف الحجم الأصلي. يمكن العثور على الجسيمين في أي من الترتيبات الأربعة الموضحة. إنتروبي النظام يكون أكبر حين يكون المحبس مفتوحًا لأن عدد الترتيبات الممكنة للجسيمات وتوزيع طاقتها يزيد.

ومع زيادة عدد الجسيمات، يزيد عدد الترتيبات الممكنة لمجموعة من الجسيمات بشكل كبير. إذا كان عدد الجسيمات في الدورقين 10 جسيمات. فسيكون عدد الترتيبات الممكنة أكثر ب 1024 مرة مما إذا كان عدد الجسيمات نفسه موجودًا في دورق واحد. بوجه عام، يزيد عدد الترتيبات الممكنة لنظام ما في ظل الظروف الآتية، عندما يزيد الحجم. عندما تزيد الطاقة. عندما يزيد عدد الجسيمات أو عندما تزيد حرية حركة الجسيمات.

**القانون الثاني للديناميكا الحرارية** يتم تلخيص الميل نحو زيادة الإنتروبي عن طريق**القانون الثاني للديناميكا الحرارية**، والذي ينص على أن العمليات التلقائية دائما ما تستمر بالطريقة التي يزداد بها إنتروبي الكون. في بعض الأحيان يعتبر الإنتروبي هو قياس لاضطراب أو عشوائية الجسيمات التي يتكون منها نظام ما. فتعتبر الجسيمات الأكثر انتشارًا أكثر اضطرابًا مما يجعل الإنتروبي للنظام أكبر مما سيكون عليه الحال إذا كانت الجسيمات أقرب لبعضها البعض.




■ **الشكل 18** في a يحتوي دورق على جزيء أكسجين والآخر على ذرة الهيليوم. عند فتح المحبس في b تتحرك جسيمات الغازين بحرية في ضعف الحجم الأصلي. يمكن وجود أربعة ترتيبات من الجسيمات والتي تمثل زيادة في الإنتروبي في أي وقت.

**التنبؤ بالتغيرات في الإنتروبي** تذكر أن التغير في المحتوى الحراري لتفاعل ما يساوي المحتوى الحراري للنواتج مطروحًا منه المحتوى الحراري للمتفاعلات. التغير في الإنتروبي ($\Delta S$) خلال تفاعل أو عملية ما هو نفس الشيء.

$$\Delta S_{النظام} = S_{النواتج} - S_{المتفاعلات}$$

إذا زاد إنتروبي النظام خلال تفاعل أو عملية ما تكون $S_{النواتج} > S_{المتفاعلات}$ وتكون قيمة $\Delta S_{النظام}$ موجبة. وعلى العكس، إذا قل إنتروبي النظام خلال تفاعل أو عملية ما تكون $S_{النواتج} > S_{المتفاعلات}$ وقيمة $\Delta S_{النظام}$ سالبة.

يمكنك في بعض الأحيان أن تتنبأ ما إذا كانت قيمة $\Delta S_{النظام}$ موجبة أو سالبة من خلال معادلة التفاعل أو العملية.

1. يمكن التنبؤ بالتغيرات في الإنتروبي المرتبط بتغير الحالة الفيزيائية للمادة. في المواد الصلبة تكون حركة الجسيمات محدودة. وفي السوائل تكون ذات حرية أكثر للحركة أما في الغازات فتتحرك الجسيمات بحرية كبيرة للغاية في الوعاء. وبالتالي يزيد الإنتروبي مع تغير حالة المادة من صلبة إلى سائلة ومن سائلة إلى غازية. $\Delta S_{النظام}$ تكون موجبة في حالتي تبخر الماء وانصهار الميثانول.

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)\quad \Delta S_{النظام} > 0$$

$$CH_3OH(s) \rightarrow CH_3OH(l)\quad \Delta S_{النظام} > 0$$

2. إن ذوبان غاز ما في مذيب ينشأ عنه دائمًا انخفاض في الإنتروبي. تنبثق جسيمات الغاز بمزيد من الإنتروبي حين تستطيع التحرك بحرية أكثر مما إذا ذابت في سائل حيث تحد من حركتها وعشوائيتها. $\Delta S_{النظام}$ تكون سالبة في حالة ذوبان الأكسجين في الماء كما يظهر في **الشكل 19**.

$$O_2(g) \rightarrow O_2(aq)\quad \Delta S_{النظام} < 0$$

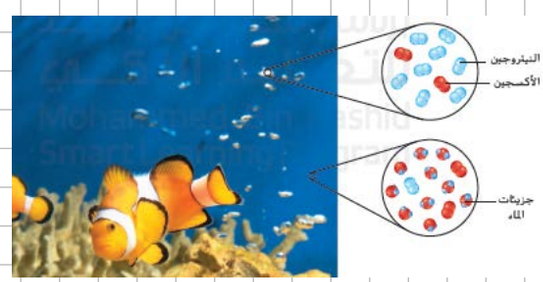
3. على افتراض عدم حدوث أي تغير في الحالة الفيزيائية فإن إنتروبي أي نظام عادة ما يزيد حين يكون عدد مولات الغازات الناتجة أكبر من عدد مولات الغازات المتفاعلة. في التفاعل التالي تكون قيمة $\Delta S_{النظام}$ موجبة نظرًا لأن عدد مولات الغازات الناتجة أكبر من عدد مولات الغازات المتفاعلة.

$$2SO_3(g) \rightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)\quad \Delta S_{..} > 0$$

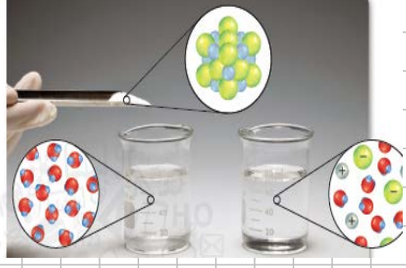
4. مع وجود بعض الحالات الاستثنائية، يزيد الإنتروبي حين تذوب مادة صلبة أو سائلة في مذيب. تنشتت الجسيمات البذابة التي كانت مرتبطة ببعضها قبل الإذابة بداخل المذيب. تصبح الجسيمات البذابة ذات حرية أكبر في الحركة. كما يتضح في **الشكل 20** الخاص بذوبان كلوريد الصوديوم في الماء. تكون قيمة $\Delta S_{النظام}$ موجبة.

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)\quad \Delta S_{النظام} > 0$$

5. تزيد الحركة العشوائية لجسيمات مادة ما كلما زادت درجة حرارتها. تذكر أن الطاقة الحركية للجسيمات تزيد بزيادة درجة الحرارة. زيادة الطاقة الحركية تعني حركة أسرع وعشوائية أكثر للجسيمات. لذلك تزيد إنتروبي أي مادة بزيادة درجة حرارتها. تكون قيمة $\Delta S_{النظام}$ موجبة.




■ **الشكل 19** في الحضانات، يمكن أن تتحرك جسيمات غازي النيتروجين والأكسجين التي يتكون منها معظم الهواء بحرية أكثر مما إذا تمت إذابتها في ماء حوض السمك.



■ **الشكل 20** كلوريد الصوديوم والماء السائل هي مواد نقية كل منها له درجة من النظام. وعندما يذوب كلوريد الصوديوم في الماء تزيد إنتروبي النظام لأن أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد وجسيمات الماء تختلط مما لتكون عدد كبير من الترتيبات العشوائية.

Channel
Contact
More Files

**إشارة الطاقة** حين يحدث تفاعل أو عملية ما في ظروف قياسية (298K و 1 atm) فيمكن التعبير عن التغير في الطاقة الحرة القياسي كالتالي:

$$\Delta G^\circ_{\text{النظام}} = \Delta H^\circ_{\text{النظام}} - T\Delta S^\circ_{\text{النظام}}$$

إذا كانت إشارة التغير في الطاقة الحرة ($\Delta G^\circ_{\text{النظام}}$) سالبة، يكون التفاعل تلقائيًا. إذا كانت إشارة التغير في الطاقة الحرة موجبة، يكون التفاعل غير تلقائي.

تذكر أن الطاقة الحرة هي الطاقة المتوفرة للقيام بشغل. وعلى النقيض تكون الطاقة المتعلقة بالإنتروبي غير مفيدة لأنها تتشتت ولا يمكن استخدامها للشغل.

**الجدول 6 تلقائية التفاعل** $\Delta G_{\text{النظام}} = \Delta H_{\text{النظام}} - T\Delta S_{\text{النظام}}$

| $\Delta H_{\text{النظام}}$ | $\Delta S_{\text{النظام}}$ | $\Delta G_{\text{النظام}}$ | تلقائية التفاعل |
|---|---|---|---|
| سالب | موجب | سالب دائمًا | تلقائي دائمًا |
| سالب | سالب | موجب أو سالب | تلقائي في درجات حرارة منخفضة |
| موجب | موجب | موجب أو سالب | تلقائي في درجات حرارة عالية |
| موجب | سالب | موجب دائمًا | غير تلقائي دائمًا |

**الطاقة الحرة** هل يمكنك أن تحدد بالضبط ما إذا كان التفاعل تلقائيًا؟ في عام 1878، تعرف جيه ويلارد جيبس وهو عالم فيزياء بجامعة ييل، على دالة علاقة تربط بين المحتوى الحراري والإنتروبي لسميت الطاقة الحرة لجيبس وهي تجيب على هذا التساؤل. بالنسبة للتفاعلات أو العمليات التي تحدث بضغط ودرجة حرارة ثابتين، فإن الطاقة الحرة لجيبس ($G_{\text{النظام}}$) الذي يطلق عليها عادة **الطاقة الحرة** تكون هي الطاقة المتاحة للقيام بالشغل. ومن ثم فإن الطاقة الحرة تكون طاقة مفيدة. وعلى النقيض فإن بعض الإنتروبي مرتبطة بطاقة تنتشر في البيئة المحيطة. كما على سبيل المثال، الحركة العشوائية للجسيمات. ولا يمكن استفادتها للقيام بعمل مفيد. التغير في الطاقة الحرة ($\Delta G_{\text{النظام}}$) هو الفرق بين التغير في المحتوى الحراري للنظام ($\Delta H_{\text{النظام}}$) وناتج حاصل ضرب درجة الحرارة بالكلفن في التغير في الإنتروبي ($T\Delta S_{\text{النظام}}$). لحساب التغير في الطاقة الحرة يكون من الضروري عادة تحويل الوحدات لأن عادة ما يتم التعبير عن $\Delta S$ بوحدة J/K ويتم التعبير عن $\Delta H$ بوحدة kJ.

## معادلة الطاقة الحرة

$$\Delta G_{\text{النظام}} = \Delta H_{\text{النظام}} - T\Delta S_{\text{النظام}}$$

$\Delta G_{\text{النظام}}$ يمثل التغير في الطاقة الحرة، $\Delta H$ يمثل التغير في المحتوى الحراري للنظام $T$ هي درجة الحرارة، $\Delta S_{\text{النظام}}$ تمثل التغير في الإنتروبي.

تعادل الطاقة الحرة الممتصة أو المنطلقة من تفاعل ما الفرق بين التغير في المحتوى الحراري وناتج حاصل ضرب التغير في الإنتروبي (بالجول لكل كلفن) في درجة الحرارة بالكلفن.

## تطبيقات

**46.** حدد ما إذا كان كل تفاعل من التفاعلات التالية تلقائيًا.

a. $\Delta H_{\text{النظام}} = -75.9\ \text{kJ},\ T = 273\ \text{K},\ \Delta S_{\text{النظام}} = 138\ \text{J/K}$

b. $\Delta H_{\text{النظام}} = -27.6\ \text{kJ},\ T = 535\ \text{K},\ \Delta S_{\text{النظام}} = -55.2\ \text{J/K}$

c. $\Delta H_{\text{النظام}} = 365\ \text{kJ},\ T = 388\ \text{K},\ \Delta S_{\text{النظام}} = -55.2\ \text{J/K}$

d. $\Delta H_{\text{النظام}} = 452\ \text{kJ},\ T = 165\ \text{K},\ \Delta S_{\text{النظام}} = 55.7\ \text{J/K}$

**47. تحدي** إذا علمت أن $\Delta S_{\text{النظام}} = -36.8\ \text{J/K}$ و $\Delta H_{\text{النظام}} = -144\ \text{kJ}$ لتفاعل ما، حدد أعلى درجة حرارة بالكلفن يكون التفاعل عندها تلقائيًا.

### مثال 7

**تحديد تلقائية التفاعل** لعملية معينة $\Delta H_{\text{النظام}} = 145\ \text{kJ}$ و $\Delta S_{\text{النظام}} = 322\ \text{kJ}$ هل العملية تلقائية عند 382 K؟

**1 تحليل المسألة**

يجب أن تقوم بحساب $\Delta G_{\text{النظام}}$ لتقرر بشأن التلقائية.

**معلوم**
$T = 382\ \text{K}$
$\Delta H_{\text{النظام}} = 145\ \text{kJ}$
$\Delta S_{\text{النظام}} = 322\ \text{J/K}$

**مجهول**
إشارة $\Delta G_{\text{النظام}}$ = ؟

**2 حساب المجهول**

حول $\Delta S_{\text{النظام}}$ إلى kJ/K

$$322\ \text{J/K} \times \frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \text{J}} = 0.322\ \text{kJ/K}$$

حول $\Delta S$ النظام إلى kJ/K.

حل معادلة الطاقة الحرة.

$$\Delta G_{\text{النظام}} = \Delta H_{\text{النظام}} - T\Delta S_{\text{النظام}}$$

اكتب معادلة الطاقة الحرة.

$$\Delta G_{\text{النظام}} = 145\ \text{kJ} - (382\ \text{K})(0.322\ \text{kJ/K})$$

بالتعويض

$$\Delta G_{\text{النظام}} = 145\ \text{kJ} - 123\ \text{kJ} = 22\ \text{kJ}$$

بما أن $\Delta G_{\text{النظام}}$ موجبة، إذا فإن العملية غير تلقائية.

**3 تقييم الإجابة**

بما أن $\Delta H$ موجبة ودرجة الحرارة ليست عالية بما يكفي لجعل الجزء الثاني من المعادلة أكبر من الأول تكون $\Delta G_{\text{النظام}}$ موجبة.

Channel Contact More Files

Which of the following reactions would you predict to be spontaneous at higher temperatures?

أي من التفاعلات التالية تتوقع أن يكون تلقائيًا عند درجات حرارة عالية نسبيًا؟

| | |
|---|---|
| $2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$ $\Delta H_{النظام} = 92$ kJ | 1 |
| $2NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$ $\Delta H_{النظام} = -58$ kJ | 2 |
| $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $\Delta H_{النظام} = 178$ kJ | 3 |

| Reaction Spontaneity تلقائية التفاعل | $\Delta G$ System النظام | $\Delta S$ System النظام | $\Delta H$ System النظام |
|---|---|---|---|
| always spontaneous تلقائي دائما | always negative سالب دائما | positive موجب | negative سالب |
| spontaneous at lower temperatures تلقائي في درجات حرارة منخفضة | posive or negative موجب أو سالب | negative سالب | negative سالب |
| spontaneous at higher temperatures تلقائي في درجات حرارة عالية | posive or negative موجب أو سالب | positive موجب | positive موجب |
| never spontaneous غير تلقائي دائما | always positive موجب دائما | negative سالب | positive موجب |

2 only

2, 3

1 only

1, 3

For a process ,if you are given the information below.

في عملية ما، إذا أُعطيت المعلومات أدناه.

$\Delta H = -27.6$ kJ , $\Delta S = -55.2$ J/K , T= 535 K

Which of the data in the following table is correct?

أي من البيانات الواردة في الجدول التالي صحيحة؟

| | $\Delta G$ العملية Process | تلقائية العملية Process spontaneity |
|---|---|---|
| A | +1.93 kJ | nonspontaneous غير تلقائية |
| B | −1.93 kJ | spontaneous تلقائية |
| C | +75.1 kJ | nonspontaneous غير تلقائية |
| D | − 75.1 kJ | spontaneous تلقائية |

Channel Contact More Files

## تعبير ثابت الاتزان

$$K_{eq} = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

يمثّل [A] و[B] التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة، بينما يمثّل [C] و[D] التراكيز المولارية للمواد الناتجة.
أما الأسس a و b و c و d، فتمثّل المعاملات في المعادلة الموزونة.

**قانون الاتزان الكيميائي** في عام 1864، عمل الكيميائيان النرويجيان كاتو ماكسيميليان جولدبرج وبيتر واج معًا على تطوير **قانون الاتزان الكيميائي**، والذي ينص على أنه في ظل درجة حرارة معينة، قد يصل النظام الكيميائي إلى حالة تكون فيها نسب تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة ثابتة. وتصف المعادلة العامة التالية تفاعل في حالة اتزان:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

في حال تطبيق قانون الاتزان الكيميائي على هذا التفاعل، يتم الحصول على النسبة التالية.

يمثّل **ثابت الاتزان** $K_{eq}$ القيمة العددية لنسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة، مع رفع كل تركيز إلى الأس المساوي لمعامله في المعادلة الموزونة. وتكون قيمة $K_{eq}$ ثابتة فقط عند درجة حرارة محددة.

$K_{eq} > 1$، تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان.
$K_{eq} < 1$، تراكيز المواد المتفاعلة أكبر من تراكيز المواد الناتجة عند الاتزان.

**تعابير الاتزان المتجانس** يتم الحصول على غاز يوديد الهيدروجين من خلال تفاعل اتزان غاز الهيدروجين مع اليود، ولليود وبعض مركباته استخدامات مهمة في الأدوية، كما هو موضّح في **الشكل 7**. كيف نكتب تعبير ثبات الاتزان لتفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين؟

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

يُعرف هذا التفاعل باسم **الاتزان المتجانس**، والذي يعني أن تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في الحالة الفيزيائية نفسها ؛ وكل المواد المشاركة في هذا التفاعل هي غازات. بداية، ضع تركيز المادة الناتجة في البسط وتراكيز المواد المتفاعلة في المقام.

$$\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$$

تُصبح المعادلة مساوية لـ $K_{eq}$ عندما تقوم بإضافة المعاملات من المعادلة الكيميائية الموزونة كأسس.

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

إنّ $K_{eq}$ لهذا الاتزان عند درجة حرارة 731 K يساوي 49.7. لاحظ أنّ 49.7 ليس لها أي وحدة. ومن المعتاد عند كتابة تعبيرات ثابت الاتزان، حذف الوحدات.

### مثال 1

**تعابير ثابت الاتزان للتفاعلات المتجانسة** يتم إنتاج ملايين الأطنان من الأمونيا ($NH_3$) سنويًا لاستخدامها في تصنيع منتجات مثل الأسمدة والألياف الصناعية. ويمكن أن تكون قد استخدمت الأمونيا في منزلك كمنظف، فهي تستعمل في تنظيف الزجاج. ويتم تصنيع الأمونيا من عناصرها، وهي الهيدروجين والنيتروجين، وذلك باستخدام طريقة هابر. اكتب تعبير ثابت الاتزان للتفاعل التالي.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

**1 تحليل المسألة**

توفّر المعادلة الخاصة بالتفاعل المعلومات اللازمة لكتابة تعبير ثابت الاتزان. ويتميّز الاتزان بأنه متجانس لأنّ المواد المتفاعلة والنواتج في الحالة الفيزيائية نفسها.

إنّ تعبير ثابت الاتزان هو

$$K_{eq} = \frac{[C]^c}{[A]^a\,[B]^b}$$

**المعلوم**
$[A] = [N_2]$، معامل $N_2 = 1$
$[B] = [H_2]$، معامل $H_2 = 3$
$[C] = [NH_3]$، معامل $NH_3 = 2$

**المجهول**
$K_{eq} = ?$

**2 حساب المجهول**

ضع صيغة لنسبة تركيز الناتج إلى تراكيز المواد المتفاعلة.

اكتب تعبير ثابت الاتزان. $K_{eq} = \frac{[C]^c}{[A]^a\,[B]^b}$

قم بالتعويض عن $A = N_2$، $B = H_2$، $C = NH_3$. $K_{eq} = \frac{[NH_3]^c}{[N_2]^a\,[H_2]^b}$

قم بالتعويض عن $a = 1$، $b = 3$، $c = 2$. $K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3}$

## تطبيقات

1. اكتب تعابير ثابت الاتزان لهذه التفاعلات.
   a. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
   b. $2H_2S(g) \rightleftharpoons 2H_2(g) + S_2(g)$
   c. $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$
   d. $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$
   e. $(CH_4(g) + 2H_2S(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 4H_2(g$
2. **تحدي** اكتب المعادلة الكيميائية التي تمثل تعبير ثابت الاتزان $K_{eq}$ $K_{eq} = \frac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2}$.


Channel Contact More Files

**تعابير الاتزان غير المتجانس** لقد تعلمت أن تكتب تعابير ثابت الاتزان $K_{eq}$ الخاصة بالاتزان المتجانس، وهو الاتزان الذي تكون فيه المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في الحالة الفيزيائية نفسها. وحين تتواجد المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في أكثر من حالة فيزيائية، يسمى الاتزان **اتزانًا غير متجانس**. عندما يتم وضع الإيثانول في دورق مغلق، ينشأ حالة اتزان سائل-غاز، كما هو موضّح في **الشكل 8**.

$$C_2H_5OH(l) \rightleftharpoons C_2H_5OH(g)$$

لكتابة تعبير ثابت الاتزان لهذه العملية، ستقوم بصياغة نسبة المواد الناتجة إلى المواد المتفاعلة. وعند درجة حرارة معيّنة، تصبح النسبة قيمةً ثابتة $K$.

$$K = \frac{[C_2H_5OH(g)]}{[C_2H_5OH(l)]}$$

لاحظ أن تركيز الإيثانول السائل موجود في المقام. وهو مادة نقية. وبهذا يكون تركيزه هو كثافته المعبّر عنها بالمولات للتر الواحد. تذكّر أنه عند درجة حرارة معينة، تبقى الكثافة ثابتة. وبغض النظر عن كبر أو صغر كمية $C_2H_5OH$ الموجودة، يبقى تركيزها ثابتًا. وبهذا فإنّ الطرف الموجود في المقام ثابت ويمكن دمجه مع $K$ في التعبير الخاص بـ $K_{eq}$.

$$K[C_2H_5OH(l)] = [C_2H_5OH(g)] = K_{eq}$$

إنّ تعبير ثابت الاتزان لتغيُّر الحالة هذا هو

$$K_{eq} = [C_2H_5OH(g)]$$

تُعدّ المواد الصلبة أيضًا مواد نقية ذات تراكيز ثابتة. لذلك يتم تبسيط حالات الاتزان التي تحتوي على المواد الصلبة بالطريقة نفسها. تذكّر التجربة التي تحتوي على نسامي بلورات اليود في **الشكل 6**.

$$I_2(s) \rightleftharpoons I_2(g)$$
$$K_{eq} = [I_2(g)]$$

يعتمد ثابت الاتزان $K_{eq}$ فقط على تركيز غاز اليود في النظام.

## مثال 2

**تعابير ثابت الاتزان غير المتجانس** بالإضافة إلى استخداماته في الخبز وكمضاد للحموضة وفي التنظيف، غالبًا ما يتم وضع مسحوق الخبيز في علب مفتوحة في الثلاجات لتجديد الهواء كما هو مبيّن في **الشكل 9**. اكتب تعبير ثابت الاتزان لتحلل مسحوق الخبيز (بيكربونات الصوديوم).

$$2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

### 1 تحليل المسألة

لقد ورد ضمن المعطيات أنه ثمّة اتزان غير متجانس يتضمن غازات ومواد صلبة. لذا تحذف المواد الصلبة من تعبير ثابت الاتزان.

**المعلوم**

$[C] = [Na_2CO_3]$، معامل $Na_2CO_3$ = 1
$[D] = [CO_2]$، معامل $CO_2$ = 1
$[E] = [H_2O]$، معامل $H_2O$ = 1
$[A] = [NaHCO_3]$، معامل $NaHCO_3$ = 2

**المجهول**

تعبير ثابت الاتزان = ؟

### 2 حساب المجهول

ضع صيغة لنسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة.

اكتب تعبير ثابت الاتزان. $K_{eq} = \frac{[C]^c[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$

قم بالتعويضات التالية: $A = 2$ و $C = NaHCO_3$ و $D = CO_2$ و $E = H_2O$. $K_{eq} = \frac{[Na_2CO_3]^c[CO_2]^d[H_2O]^e}{[NaHCO_3]^a}$

قم بالتعويض عن $a = 2$ و $c = 1$ و $d = 1$ و $e = 1$. $K_{eq} = \frac{[Na_2CO_3]^1[CO_2]^1[H_2O]^1}{[NaHCO_3]^2}$

احذف الأطراف التي تتضمن مواد صلبة. $K_{eq} = [CO_2][H_2O]$

## مثال 3

**قيمة ثابت الاتزان** احسب قيمة $K_{eq}$ لتعبير ثابت الاتزان $K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$. إذا كانت التراكيز عند الاتزان: $[NH_3] = 0.933\ mol/L$، $[N_2] = 0.533\ mol/L$، $[H_2] = 1.600\ mol/L$.

### 1 تحليل المسألة

لديك تعبير ثابت الاتزان وتركيز كل مادة من المواد المتفاعلة والناتجة. عليك حساب ثابت الاتزان.

**المعلوم**

$K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$
$[NH_3] = 0.933\ mol/L$
$[N_2] = 0.533\ mol/L$
$[H_2] = 1.600\ mol/L$

**المجهول**

$K_{eq} = ?$

### 2 حساب المجهول

قم بالتعويض $[NH_3] = 0.933\ mol/L$، $[N_2] = 0.533\ mol/L$، $[H_2] = 1.600\ mol/L$. $K_{eq} = \frac{[0.933]^2}{[0.533][1.600]^3} = 0.399$

## تطبيقات

3. اكتب تعبير ثابت الاتزان غير المتجانس لكل مما يأتي:
   a. $C_{10}H_8(s) \rightleftharpoons C_{10}H_8(g)$
   b. $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$
   c. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
   d. $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$
   e. $FeO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Fe(s) + CO_2(g)$
4. **تحفيز** يتفاعل الحديد الصلب مع غاز الكلور لتكوين كلوريد الحديد (III) الصلب ($FeCl_3$). اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة وتعبير ثابت الاتزان للتفاعل.

## تطبيقات

5. احسب $K_{eq}$ للاتزان في المسألة التدريبية 1a باستخدام البيانات $[N_2O_4] = 0.0185\ mol/L$، $[NO_2]_g = 0.0627\ mol/L$.
6. احسب $K_{eq}$ للاتزان في المسألة التدريبية 1c باستخدام البيانات $[CO] = 0.0613\ mol/L$، $[H_2]_g = 0.1839\ mol/L$، $[CH_4]_g = 0.0387\ mol/L$، $[H_2O]_g = 0.0387\ mol/L$.
7. **تحدي** التفاعل $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$ يصل إلى حالة الاتزان عند درجة حرارة 900 K و $K_{eq}$ تساوي $8.2 \times 10^{-2}$. إذا كانت تراكيز الاتزان لـ CO و $Cl_2$ هي $0.150M$، فما تركيز الاتزان لـ $COCl_2$؟


Channel Contact More Files

| What is the acid ionization constant of the equation shown below? | ما تعبير ثابت تأيّن الحمض للمعادلة المبيّنة أدناه؟ |
|---|---|

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

| | |
|---|---|
| $K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$ | 1 |
| $K_a = \frac{[HNO_2]}{[H_3O^+][NO_2^-]}$ | 2 |
| $K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2][H_2O]}$ | 3 |
| $K_a = \frac{[HNO_2][H_2O]}{[H_3O^+][NO_2^-]}$ | 4 |

In the following table, what is the correct equilibrium constant expression for the corresponding reaction?

في الجدول التالي، ما تعبير ثابت الاتزان الصحيح للتفاعل الذي يقابله؟

| تعبير ثابت الاتزان | التفاعل | |
|---|---|---|
| $\frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$ | $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ | A |
| $\frac{[Na_2CO_3][CO_2][H_2O]}{[NaHCO_3]^2}$ | $2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$ | B |
| $\frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$ | $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ | C |
| $\frac{[CaCO_3]}{[CaO]}$ | $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ | D |


Channel Contact More Files

■ **الشكل 12** إضافة أو إزالة المادة المتفاعلة أو المادة الناتجة تعمل على إزاحة الاتزان في الاتجاه الذي يخفف من الجهد. لاحظ الأسهم غير المتساوية، والتي تشير إلى اتجاه الإزاحة.
**صف كيف ستتم إزاحة الاتزان في التفاعل إذا أضفت $H_2$ وإذا أزلت $CH_4$؟**

$$CO(g) + 3H_2(g) \leftrightharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$

إزاحة الاتزان إلى اليمين

1. $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ — إضافة مادة متفاعلة: $CO(g)$
2. $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ — إزالة ناتج: $H_2O(g)$

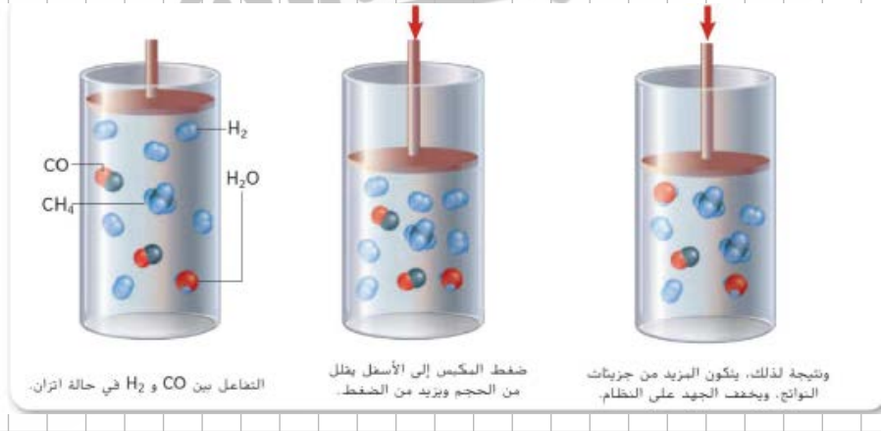
إزاحة الاتزان إلى اليسار

3. $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ — إزالة مادة متفاعلة: $CO(g)$
4. $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ — إضافة ناتج: $H_2O(g)$

**التغير في الحجم و الضغط** انظر مرة أخرى إلى تفاعل تكوين غاز الميثان من الغازات الأخرى.

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$

هل يمكن دفع هذا التفاعل لإنتاج المزيد من غاز الميثان عن طريق تغيير حجم وعاء التفاعل؟ لنفترض أن الحجم يمكن تغييره باستخدام مكبس. كما يظهر في **الشكل 13**. اذا دفعت المكبس لأسفل ، يقل حجم النظام. تذكر أن قانون بويل ينص على أن تقليل الحجم عند درجة حرارة ثابتة يزيد من الضغط، أي الجهد المبذول على التفاعل عند حالة الاتزان. كيف يستجيب الاتزان إلى هذا التغيير؟ وكيف يخفف منه؟




التفاعل بين CO و $H_2$ في حالة اتزان. — ضغط المكبس إلى الأسفل يقلل من الحجم ويزيد من الضغط. — ونتيجة لذلك، يتكون المزيد من جزيئات النواتج. ويخفف الجهد على النظام.

■ **الشكل 13** في التفاعل بين CO و $H_2$ عند درجة حرارة ثابتة، فإن تغيير حجم وعاء التفاعل يغير تراكيز المواد المتفاعلة الغازية والنواتج. كما أن زيادة الضغط يؤدي إلى إزاحة الاتزان إلى اليمين وزيادة كمية الناتج.

الضغوط المبذولة بواسطة الغاز المثالي تعتمد على عدد جسيمات الغاز التي تتصادم مع جدران الوعاء. كلما ازدادت جسيمات الغاز الموجودة في الوعاء، ازداد الضغط. وكلما ازداد عدد جسيمات الغاز عند درجة حرارة ثابتة، ازداد ضغط الغاز. وإذا قلّ عدد جسيمات الغاز، قلّ ضغط الغاز. كيف تُطبق هذه العلاقة بين عدد جسيمات الغاز والضغط على تفاعل تكوين غاز الميثان؟

Channel Contact More Files

في العام 1888، اكتشف الكيميائي الفرنسي هنري لويس لوشاتيلييه أن هناك طرائق للسيطرة على الاتزان لجعل التفاعلات أكثر إنتاجية. و قدّم اقتراحًا يسمى الآن **مبدأ لوشاتيلييه أو انزياح الاتزان**: إذا تم بذل جهد على نظام في حالة اتزان، تتم إزاحة النظام في الاتجاه الذي يخفف عنه هذا الجهد. والجهد هو أي نوع من التغيير على نظام في حالة اتزان مما يسبب اضطراب الاتزان.

## تطبيق مبدأ لوشاتيلييه

كيف تستطيع كيميائية صناعية تطبيق مبدأ لوشاتيلييه لزيادة إنتاجها من غاز الميثان؟ ستحتاج إلى تعديل أي من العوامل التي من شأنها أن تؤدي إلى إزاحة الاتزان إلى جانب ناتج التفاعل.

**التغيرات في التركيز** تعديل تراكيز المواد الداخلة في التفاعل أو النواتج يؤثر في الاتزان. درست سابقًا عن نظرية التصادم، التي تنص على أن الجسيمات يجب أن تتصادم من أجل أن تتفاعل. ويعتمد عدد التصادمات بين الجسيمات المتفاعلة على تركيز الجسيمات. لذلك ربما يستطيع الكيميائي أن يغير الاتزان عن طريق تغيير التراكيز.

**إضافة المواد المتفاعلة** لنفترض أنه تم إضافة كمية من أول أكسيد الكربون إلى وعاء التفاعل، لرفع تركيز أول أكسيد الكربون من $0.30000M$ إلى $1.00000M$. إن التركيز الكبير لغاز أول أكسيد الكربون سيزيد على الفور عدد التصادمات الفعالة بين CO وجسيمات $H_2$ ويؤثر في الاتزان. مما يزيد سرعة التفاعل الأمامي. كما هو موضح بالسهم الطويل الذي يشير إلى اليمين.

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$

مع مرور الزمن، تقل سرعة التفاعل الأمامي، مع انخفاض تراكيز CO و $H_2$. وفي الوقت نفسه، تزداد سرعة التفاعل العكسي كلما تم إنتاج المزيد من جسيمات $CH_4$ و $H_2O$ . في نهاية المطاف، يتم تحقيق موضع اتزان جديد (موضع 2).

$$\begin{array}{ccccccc} CO(g) & + & 3H_2(g) & \rightleftharpoons & CH_4(g) & + & H_2O(g) \\ 0.99254M & & 0.07762M & & 0.06648M & & 0.02746M \end{array}$$

$$K_{eq} = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} = \frac{(0.06648)(0.02746)}{(0.99254)(0.07762)^3} = 3.933$$

لاحظ أن بالرغم من أن قيمة Keq لم تتغير، فإن موضع الاتزان الجديد يحقق النتيجة المطلوبة – وهي زيادة تركيز غاز الميثان. وتتلخص نتائج هذه التجربة في **الجدول 2**.

هل يمكنك توقع هذه النتيجة باستخدام مبدأ لوشاتيلييه؟ نعم. لأن زيادة تركيز أول أكسيد الكربون يعد جهدًا مبذولًا على الاتزان. فيستجيب نظام الاتزان للجهد المبذول عن طريق استهلاك جسيمات أول أكسيد الكربون بسرعة أكبر. وهذه الاستجابة تسبب إزاحة نحو اليمين، وتشكل المزيد من $CH_4$ و $H_2O$. لذا، أي زيادة في تركيز مادة متفاعلة ستؤدي إلى الإزاحة نحو اليمين وزيادة النواتج.

**عدد مولات المواد المتفاعلة مقابل عدد مولات المواد الناتجة** قارن عدد مولات المواد المتفاعلة الغازية في المعادلة بعدد مولات المواد الناتجة الغازية. عند تكوين مولين من المواد الناتجة الغازية، تستهلك أربعة مولات من المواد المتفاعلة الغازية، حيث يظل العدد الكلي بمقدار مولين. إذا قمت بتطبيق مبدأ لوشاتيلييه، يمكنك أن ترى أن الاتزان يمكن أن يخفف الجهد الواقع عليه نتيجة زيادة الضغط من خلال الإزاحة نحو اليمين. **الشكل 13** يبين أن هذه الإزاحة تقلّل من عدد مولات الغاز، وبالتالي فإن الضغط داخل وعاء التفاعل يقلّ. وعلى الرغم من أن الإزاحة نحو اليمين لا تقلل من الضغط إلى قيمته الأصلية، إلا أن لها التأثير المطلوب — وهو تكوين المزيد من غاز الميثان المنتج.

تغيير الحجم (والضغط) على نظام في حالة اتزان. سيؤدي إلى إزاحة الاتزان فقط في حال كان عدد مولات المواد المتفاعلة الغازية يختلف عن عدد مولات المواد الناتجة الغازية. أما إذا كان عدد مولات الغاز هو نفسه على طرفي المعادلة فإن التغيرات في الحجم والضغط ليس لها أي تأثير على الاتزان.

**التغيرات في درجات الحرارة** التغير في درجات الحرارة يغير كل من موضع الاتزان وثابت الاتزان. وتذكر أن كل تفاعل كيميائي إما ماص للحرارة أو طارد للحرارة. فمثلًا تفاعل تكوين غاز الميثان له $\Delta H^\circ$ ذات قيمة سالبة مما يعني أن التفاعل الأمامي هو طارد للحرارة والتفاعل العكسي ماص للحرارة.

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g) \quad \Delta H^\circ = -206.5\ kJ$$

في هذه الحالة، يمكنك التفكير في الحرارة كمادة ناتجة في التفاعل الأمامي و مادة متفاعلة في التفاعل العكسي.

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g) + \text{حرارة}$$

**الحرارة وموضع الاتزان** وفقا لمبدأ لوشاتيلييه، إذا تمت إضافة الحرارة إلى نظام متّزن، ستتم إزاحة الاتزان في الاتجاه الذي يستهلك الحرارة بصورة أعلى؛ لذا، ستتم إزاحة الاتزان إلى اليسار ويقلل من تركيز الميثان ($CH_4$). أما خفض درجة الحرارة فسيؤدي إلى إزاحة الاتزان إلى اليمين لأن التفاعل الأمامي ينتج الحرارة ويقلل من الجهد. لذا ينتج عن هذا الاتزان المزيد من غاز الميثان.

**درجة الحرارة و Keq** أي تغير بدرجة الحرارة يُنتج عنه تغيرًا في Keq. تذكر أن قيمة Keq تزداد، كلما زاد الناتج في خليط الاتزان. لذا في التفاعل المنتج لغاز الميثان، تزداد قيمة Keq عندما تنخفض درجة الحرارة وتقل قيمته عندما ترتفع درجة الحرارة.

التحول بين رباعي أكسيد ثنائي النتروجين ($N_2O_4$) وثاني أكسيد النيتروجين ($NO_2$) يستجيب للتغيرات في درجة الحرارة بطريقة ملحوظة. ويوصف هذا الاتزان الماص للحرارة بالمعادلة التالية:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g) \quad \Delta H^\circ = 57.2\ kJ$$

$N_2O_4$ هو غاز عديم اللون؛ $NO_2$ هو غاز ذو لون بني محمر. **والشكل 14** يبين أن لون خليط الاتزان في الثلج أخف بكثير عما كان عليه عندما تم تسخين الخليط في الماء الساخن جدًا. فعند إزالة الحرارة عن طريق التبريد تتم إزاحة الاتزان إلى اليسار ويتكون المزيد من الغاز عديم اللون $N_2O_4$. أما عند إضافة الحرارة تتم إزاحة الاتزان إلى اليمين ويتكون المزيد من الغاز البني المحمر $NO_2$. **والشكل 15** يظهر تأثير التسخين والتبريد في التفاعلات التي قرأت عنها.

**العوامل الحفازة والاتزان** التغيرات في التركيز والحجم، ودرجة الحرارة تحدث فرقًا في كمية المواد الناتجة المتكونة في التفاعل. هل يستطيع العامل الحفاز أن يؤثر أيضًا في تركيز المواد الناتجة؟ يزيد العامل الحفاز من سرعة التفاعل. ولكنه يفعل ذلك بالتساوي في كلا الاتجاهين. ولذلك، فإن التفاعل بوجود العامل الحفاز يصل أسرع إلى حالة الاتزان، ولكن دون تغيير في كمية المادة الناتجة المتكونة.

Channel Contact More Files

## حساب التراكيز عند الاتزان

كيف يمكن استخدام تعبير ثابت الاتزان لحساب تركيز ناتج ما؟ إذا كانت قيمة ثابت الاتزان $K_{eq}$ لتفاعل تكون غاز الميثان $CH_4$ من تفاعل غازي $H_2$ و $CO$ تساوي 3.933 عند درجة حرارة مقدارها 1200 K، يمكنك حساب تركيز غاز الميثان إذا كانت قيم تراكيز $H_2$ و $CO$ و $H_2O$ معروفة لديك.

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$
$$0.850M \quad 1.333M \quad ?M \quad 0.286M$$

$$K_{eq} = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$$

وللحصول على قيمة $[CH_4]$ اضرب طرفي المعادلة في $[CO][H_2]^3$ واقسم الطرفين على $[H_2O]$.

$$[CH_4] = K_{eq} \times \frac{[CO][H_2]^3}{[H_2O]}$$

عوّض التراكيز المعلومة وقيمة $K_{eq}$ (3.933).

$$[CH_4] = 3.933 \times \frac{(0.850)(1.333)^3}{(0.286)} = 27.7 \text{ mol/L}$$

إنّ تركيز $CH_4$ عند الاتزان يساوي 27.7 mol/L.

هل هذه الكمية الناتجة 27.7 mol/L عملية. بحيث يمكن تحويل المتبقي من CO و $H_2$ إلى ميثان؟ يعتمد ذلك على تكلفة الميثان. يوضّح **الشكل 16** ناقلة نفط تنقل الغاز الطبيعي، والذي يتكوّن أساسًا من الميثان، إلى الموانئ حول العالم.

### مثال 4

**حساب تراكيز الاتزان** عند درجة حرارة 1405 K، يتحلل كبريتيد الهيدروجين، ذو الرائحة الكريهة المماثلة لرائحة البيض الفاسد، إلى هيدروجين وجزيء كبريت حسب المعادلة التالية. وثابت الاتزان للتفاعل $2.27 \times 10^{-3}$.

$$2H_2S(g) \rightleftharpoons 2H_2(g) + S_2(g)$$

ما تركيز غاز الهيدروجين إذا كان تركيز $[S_2] = 0.0540 \text{ mol/L}$ و $[H_2S] = 0.184 \text{ mol/L}$؟

**1 تحليل المسألة**

تم إعطاؤك قيمة $K_{eq}$ وتركيزي مادتين من ثلاثة في تعبير ثابت الاتزان. لذا يمكنك حل معادلة الاتزان وحساب قيمة $[H_2]$. وبما أن قيمة $K_{eq}$ أقل من واحد، فإن هنالك مواد متفاعلة أكثر من النواتج في خليط الاتزان. لذا، يمكنك توقع أن تكون قيمة $[H_2]$ أقل من 0.184 mol/L. وهو تركيز المادة المتفاعلة $H_2S$.

| المعلوم | المجهول |
|---|---|
| $K_{eq} = 2.27 \times 10^{-3}$ | $[H_2] = ? \text{ mol/L}$ |
| $[S_2] = 0.0540 \text{ mol/L}$ | |
| $[H_2S] = 0.184 \text{ mol/L}$ | |

**2 حساب المجهول**

اكتب تعبير ثابت الاتزان. $\frac{[H_2]^2[S_2]}{[H_2S]^2} = K_{eq}$

قم بحل المعادلة للحصول على $[H_2]$.

اضرب طرفي المعادلة في $[H_2S]^2$ ، ثم اقسم كلا الطرفين على $[S_2]$. $[H_2]^2 = K_{eq} \times \frac{[H_2S]^2}{[S_2]}$

احسب الجذر التربيعي لكلا الطرفين. $[H_2] = \sqrt{K_{eq} \times \frac{[H_2S]^2}{[S_2]}}$

عوّض $K_{eq} = 2.27 \times 10^{-3}$ و $[H_2S] = 0.184 \text{ mol/L}$ و $[S_2] = 0.0540 \text{ mol/L}$ $[H_2] = \sqrt{(2.27 \times 10^{-3}) \times \frac{(0.184)^2}{(0.0540)}}$

اضرب واقسم واحسب الجذر التربيعي. $[H_2] = 0.0377 \text{ mol/L}$

التركيز عند الاتزان لغاز الهيدروجين $H_2$ يساوي 0.0377 mol/L.

### تطبيقات

20. استخدم البيانات الموجودة في **الجدول 3** لحساب الإذابة المولارية بوحدة mol/L للمركبات الأيونية التالية عند درجة حرارة 298 K.
   a. $PbCrO_4$ b. AgCl c. $CaCO_3$
21. **تحدي** إذا كانت قيمة $K_{sp}$ لكربونات الرصاص (II) $(PbCO_3)$ تساوي $7.40 \times 10^{-14}$ عند 298 K. فما ذائبية كربونات الرصاص بوحدة g/L؟

### تطبيقات

22. استخدم قيم $K_{sp}$ من **الجدول 3** لحساب التالي:
   a. $[Ag^+]$ في محلول AgBr عند الاتزان
   b. $[F^-]$ في محلول مشبع من $CaF_2$
   c. $[Ag^+]$ في محلول من $Ag_2CrO_4$ عند الاتزان
23. احسب ذائبية $Ag_3PO_4$ ($K_{sp} = 2.6 \times 10^{-18}$).
24. **تحدي** إذا كانت ذائبية كلوريد الفضة (AgCl) تساوي $1.86 \times 10^{-4}$ g/100 g في الماء $H_2O$ عند درجة حرارة 298 K. احسب قيمة $K_{sp}$ لـ AgCl.

### تطبيقات

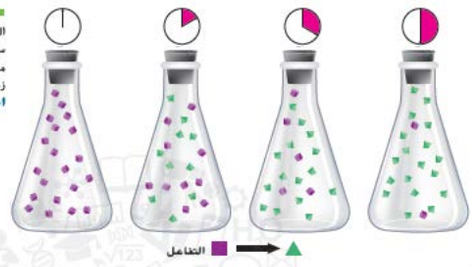
18. ينتج الميثانول حسب المعادلة، $CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$. فإذا كانت قيمة $K_{eq} = 10.5$ عند درجة حرارة معينة، احسب التراكيز التالية:
   a. $[CO]$ في خليط اتزان يحتوي على 0.933 mol/L $H_2$، 1.32 mol/L $CH_3OH$
   b. $[CO]$ في خليط اتزان يحتوي على 1.09 mol/L $H_2$، 0.325 mol/L $CH_3OH$
   c. $[CH_3OH]$ في خليط اتزان يحتوي على 0.0661 mol/L $H_2$، 3.85 mol/L $CO$
19. **تحدي** في التفاعل العام $A + B \rightleftharpoons C + D$، يُسمح بتفاعل 1.00 mol من A مع 1.00 mol من B في دورق حجمه 1 L حتى يصلا إلى حالة الاتزان. إذا كان تركيز A عند الاتزان يساوي 0.450 mol/L، فما تراكيز المواد الأخرى عند الاتزان؟ وما قيمة $K_{eq}$؟

**كتابة تعابير ثابت حاصل الإذابة** يُسمى تعبير ثابت الاتزان للمركبات القليلة الذوبان **ثابت حاصل الإذابة**، $K_{sp}$. وهو ناتج ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية. تذكّر أنّ تركيز المادة النقية يُعبّر عن كثافتها بوحدة المول لكل لتر mol/L، والذي يكون ثابتًا عند درجة حرارة معينة. لذلك، في حالات الاتزان غير المتجانسة، تُحذف المواد الصلبة والسوائل النقية من تعابير الاتزان.

Channel Contact More Files

**الشكل 2** يوضح كيفية استمرار التفاعل وتحول المادة المتفاعلة إلى الناتج مع مرور الزمن. لاحظ أن كمية المادة المتفاعلة تنخفض بزيادة كمية الناتج. إذا علمت التغير في ناتج معين أو في مادة متفاعلة أثناء فترة زمنية معينة، فيمكنك حساب متوسط سرعة التفاعل. يهتم الكيميائيون في الغالب بالتغيرات الناتجة في التركيز المولاري (mol/L, *M*) لمادة متفاعلة أو ناتج معين أثناء التفاعل. وبالتالي، فإن **معدل التفاعل** لتفاعل كيميائي هو التغير في تركيز مادة متفاعلة أو ناتج معين في وحدة الزمن ويتم التعبير عنه عمومًا بالوحدة mol/(L • s). الأقواس حول الصيغة الكيميائية للمادة تدل على تركيزها المولاري. على سبيل المثال، $[NO_2]$ يمثل التركيز المولاري للمركب $NO_2$.

تتحدد سرعة التفاعل تجريبيًا بقياس تراكيز المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة طوال فترة استمرار التفاعل الكيميائي الفعلي. لا يمكن حساب سرعة التفاعلات من المعادلات الموزونة.




**الشكل 2** بمرور الزمن، تتغير المادة المتفاعلة إلى ناتج. يمكن التعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي بأنه تغير في عدد مولات المادة المتفاعلة أو الناتج أثناء فترة زمنية معينة.
**احسب** سرعة التغير لكل فترة زمنية.

## معادلة متوسط سرعة التفاعل

$$\text{Rate} = -\frac{\Delta[\text{reactant}]}{\Delta t}$$

**$\Delta$[reactant] تمثل التغير في تركيز مادة متفاعلة.**
**$\Delta t$ تمثل التغير في الزمن.**
متوسط سرعة التفاعل لاستهلاك مادة متفاعلة هو التغير السالب في تركيز المادة المتفاعلة مقسومًا على التغير في الزمن.

## مثال 1

**حساب متوسط سرعة التفاعل** في تفاعل بين كلوريد البيوتيل ($C_4H_9Cl$) والماء، كان تركيز 0.220 *M* $C_4H_9Cl$ عند بدء التفاعل. وبعد مرور 4.00 s كان تركيز 0.100 *M* $C_4H_9Cl$. احسب متوسط سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية المعلومة بوحدة mol/L•s.

### 1 تحليل المسألة

أنت تعلم التركيز الابتدائي والنهائي للمادة المتفاعلة $C_4H_9Cl$ والزمن الابتدائي والنهائي. يمكنك حساب متوسط سرعة التفاعل الكيميائي باستخدام التغير في تركيز كلوريد البيوتيل في أربع ثوانٍ.

**المعلوم**
$t_1 = 0.00$ s
$t_2 = 4.00$ s
$[C_4H_9Cl]t_1 = 0.220\ M$
$[C_4H_9Cl]t_2 = 0.100\ M$

**المجهول**
متوسط سرعة التفاعل = ؟ mol/(L•s)

### 2 حساب المجهول

اكتب معادلة متوسط سرعة التفاعل.

$$\text{Rate} = \frac{[C_4H_9Cl]t_2 - [C_4H_9Cl]t_1}{t_2 - t_1}$$

عوّض عن التركيز الابتدائي والنهائي وعن الزمن الابتدائي والنهائي.

$$= -\frac{0.100\ M - 0.220\ M}{4.00\ \text{s} - 0.00\ \text{s}}$$

عوّض بوحدة mol/L عن *M* وقم بالحسابات. لاحظ إلغاء علامة السالب.

$$= -\frac{0.100\ \text{mol/L} - 0.220\ \text{mol/L}}{4.00\ \text{s} - 0.00\ \text{s}}$$

$$\text{Rate} = \frac{0.120\ \text{mol/L}}{4.00\ \text{s}} = 0.0300\ \text{mol/(L•s)}$$

## تطبيقات

**استخدم البيانات في الجدول التالي لحساب متوسط سرعة التفاعل.**

بيانات تجريبية للتفاعل $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

| الزمن (s) | $[H_2]$ (*M*) | $[Cl_2]$ (*M*) | [HCl] (*M*) |
|---|---|---|---|
| 0.00 | 0.030 | 0.050 | 0.000 |
| 4.00 | 0.020 | 0.040 | |

1. احسب متوسط سرعة التفاعل معبرًا عنه بمولات $H_2$ التي يتم استهلاكها في اللتر الواحد لكل الثانية.
2. احسب متوسط سرعة التفاعل معبرًا عنه بمولات $Cl_2$ التي يتم استهلاكها في اللتر الواحد لكل الثانية.
3. **تحدي** إذا كان متوسط سرعة التفاعل معبرًا عنه بعدد مولات HCl الناتجة يساوي 0.0050 mol/L•s. فما تركيز HCl بعد 4.00 s؟

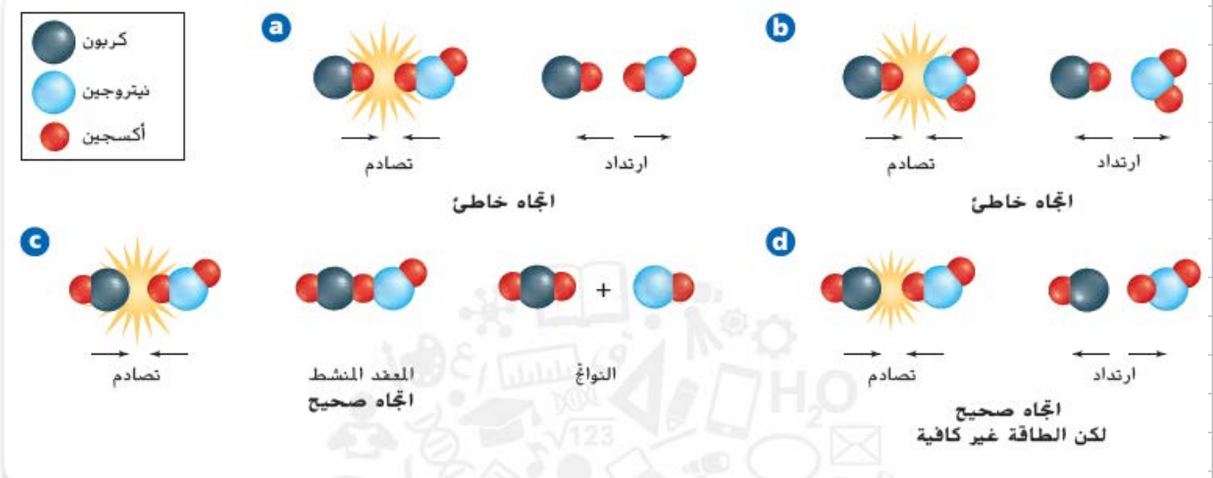

برنامج محمد بن راشد للتعلم الذاتي
Mohammed Bin Rashid Self-Learning Program
Channel Contact More Files

# نظرية التصادم

هل شاهدت من قبل أطفالاً يحاولون ضرب وعاء من الحلوى معلق؟ مع كل ضربة بالعصا يمكن أن ينتج عنها تفريغ وعاء الحلوى من بعض محتوياتها، كما هو موضّح في **الشكل 3**. المواد المتفاعلة في تفاعل كيميائي يجب أيضًا أن تتصادم لكي تنتج النواتج. **الشكل 3** يمثل أيضًا تفاعلاً بين الجزيئات $A_2$ و $B_2$ لتكوين AB. يجب أن تتصادم جزيئات المواد المتفاعلة لكي تتفاعل وتنتج جزيئات AB. الشكل عبارة عن توضيح **لنظرية التصادم** والتي تنص على أن الذرات والأيونات والجزيئات يجب أن تتصادم لكي يحدث تفاعل بينها.

**اتجاه التصادم والمعقد المنشط** لماذا تخفق معظم التصادمات في إنتاج النواتج؟ ما العوامل الأخرى التي يجب مراعاتها؟ **الشكلان 4a** و **4b** يعرضان إجابة واحدة ممكنة لهذا السؤال. تشير هذه التوضيحات إلى أنه من أجل أن ينتج عن تصادم معين تفاعل ما، فإن ذرة الكربون في جزيء CO يجب أن تلامس ذرة أكسجين في جزيء $NO_2$ عند التصادم. هذه هي الطريقة الوحيدة التي من خلالها يمكن أن تتكون رابطة مؤقتة بين ذرة الكربون وذرة الأكسجين. التصادمات الموضّحة في **الشكلين 4a** و **4b** لا تؤدي إلى تفاعلات لأن الجزيئات تتصادم في اتجاهات غير صحيحة. لا تلامس ذرة الكربون ذرة الأكسجين فور التصادم وبالتالي فإن الجزيئات أعادت ارتباطها ببساطة.

عندما يكون اتجاه الجزيئات المتصادمة صحيحًا، كما هو موضّح في **الشكل 4c**، يمكن أن يحدث التفاعل. تتحول ذرة الأكسجين من جزيء $NO_2$ إلى جزيء CO. عندما يحدث ذلك، يتشكل مكون له عمر قصير يسمى بالمعقد المنشط ويكون في هذه الحالة OCONO. **المعقد المنشط**، يسمى في بعض الأحيان الحالة الانتقالية وهو عبارة عن ترتيب مؤقت وغير مستقر للذرات حيث تتكسر فيه الروابط القديمة وتتشكل روابط جديدة. ونتيجة لذلك، قد يشكل المعقد المنشط نواتج أو قد يتفكك ليعيد تشكيل المواد المتفاعلة.



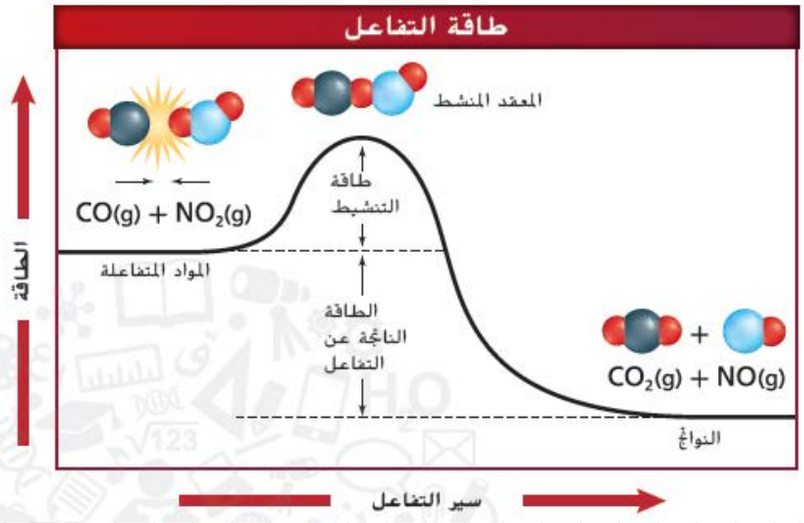

Channel
Contact
More Files

**طاقة التنشيط وسرعة التفاعل** التصادم الموضح في **الشكل 4d** لا يؤدي إلى تفاعل وذلك لسبب مختلف – الطاقة غير كافية. وتمامًا مثل وعاء الحلوى الذي لا ينكسر إلا إذا ضربته بقوة كافية، لا يحدث تفاعل بين جزيئات CO و $NO_2$ ما لم تتصادم بطاقة كافية. الحد الأدنى من الطاقة الذي يجب أن تحتوي عليه الجسيمات المتفاعلة لتشكل المعقد المنشط والحصول على تفاعل يسمى **طاقة التنشيط** ($E_a$). **الجدول 1** يلخص الحالات التي يمكن فيها للجسيمات المتصادمة أن تتفاعل.

يشير ارتفاع $E_a$ إلى أن عدد قليل من التصادمات يكون لديها الطاقة المطلوبة لإنتاج المعقد المنشط وتكون سرعة التفاعل بطيئة. ويعني انخفاض $E_a$ أن المزيد من التصادمات لديه طاقة كافية للتفاعل وتكون سرعة التفاعل كبيرة. فكّر في هذه العلاقة وأنت تتخيل شخصًا ما يدفع عربة صاعدًا بها التل. إذا كان التل مرتفعًا، فإن مقداراً كبيراً من الطاقة يكون مطلوبًا لتحريك العربة وقد يستغرق الأمر وقتًا طويلاً لتوصيلها إلى قمة التل. إذا كان التل منخفضًا، يكون مقدار الطاقة المطلوب أقل ويمكن أن تتم المهمة بشكل أسرع.

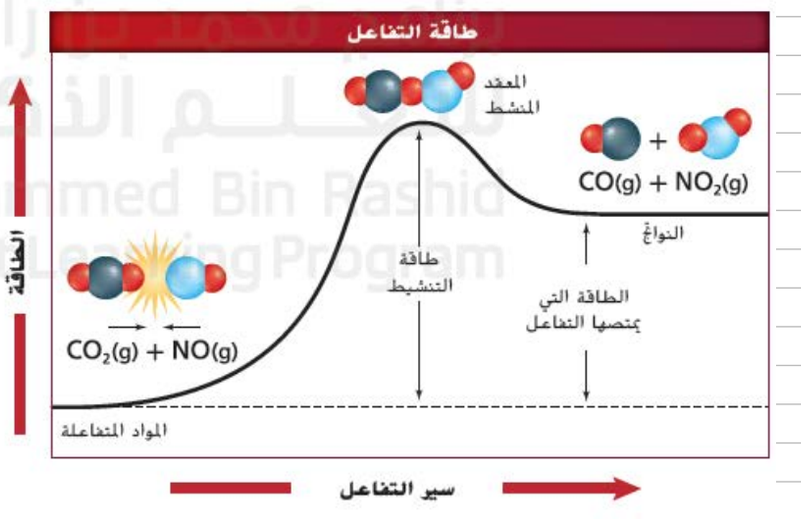
## الجدول 1 ملخص نظرية التصادم

1. يجب حدوث تصادم بين المواد المتفاعلة (الذرات أو الأيونات أو الجزيئات).
2. يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة في الاتجاه الصحيح.
3. يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة بطاقة كافية لتشكل معقدًا منشطًا.




■ **الشكل 5** عندما يحدث تفاعل طارد للحرارة، تتصادم الجزيئات بطاقة كافية للتغلب على حاجز طاقة التنشيط. وتكوّن الجزيئات معقدًا نشطًا، ثم تطلق الطاقة وتكوّن النواتج عند مستوى أقل من الطاقة.

**التأكد من فهم الرسم البياني**
**فسّر** كيف يمكنك أن تعرف من الرسم البياني أن التفاعل المذكور تفاعل طارد للحرارة.




■ **الشكل 6** في التفاعل العكسي، الماص للحرارة، تكون جزيئات المواد المتفاعلة عند مستوى من الطاقة أقل من ذلك الذي تكون عنده النواتج. ولكي تتفاعل المواد المتفاعلة، يجب أن تمتص طاقة كافية للتغلب على حاجز طاقة التنشيط وتشكل نواتج ذات طاقة أكبر.

**التأكد من فهم الرسم البياني**
**قارن** بين الشكلين 5 و 6 لتحديد ما إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي أكبر أم أصغر من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

Channel
Contact
More Files

## كتابة قوانين سرعة التفاعل

في القسم 1، تعلمت كيفية حساب متوسط سرعة تفاعل كيميائي. الكلمة متوسط مهمة لأن معظم التفاعلات الكيميائية تبطئ عند استهلاك المواد المتفاعلة ويتبقى جسيمات أقل عدداً لتتصادم. يحسب الكيميائيون النتائج الكمية لنظرية التصادم في معادلة تسمى قانون السرعة. **قانون السرعة** يعبر عن العلاقة بين سرعة تفاعل كيميائي وتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة محددة. على سبيل المثال التفاعل $A \rightarrow B$ عبارة عن تفاعل من خطوة واحدة. قانون السرعة لهذا التفاعل يعبر عنه كما يلي:

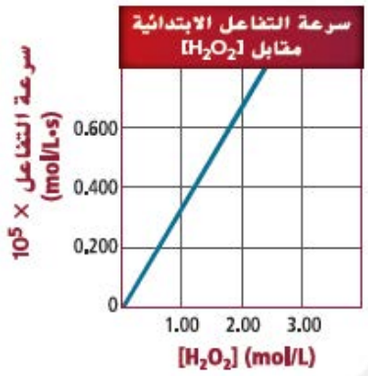
### قانون السرعة لتفاعل من خطوة واحدة

$Rate = k\,[A]$ [A] تمثل تركيز مادة التفاعل؛ k هو الثابت، Rate تمثل السرعة.

سرعة التفاعل من خطوة واحدة هي ناتج ضرب تركيز المادة المتفاعلة في الثابت.

الرمز $k$ هو **ثابت السرعة النوعية** وهو قيمة عددية تقيم علاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة محددة. ثابت السرعة النوعية مميز لكل تفاعل وله وحدات قياس مختلفة مثل:
$s^{-1}$ أو $L^2/(mol^2 \cdot s)$ أو $L/(mol \cdot s)$. يجب تحديد قانون السرعة تجريبيًا كما هو موضّح في **الشكل 15**.

■ **الشكل 16** يوضح الرسم البياني علاقة مباشرة بين تركيز $H_2O_2$ وسرعة تفككه.




## القانون العام للسرعة

$$Rate = k[A]^m[B]^n$$

يمثل كل من [A] و[B] تركيزي المادتين المتفاعلتين A و B. الرموز الأسية $m$ و $n$ هي رتب التفاعل في المتفاعلات.

سرعة التفاعل تساوي حاصل ضرب $k$ في تراكيز من المواد المتفاعلة التي يرفع كل منها إلى أس (رتبة) تحدد تجريبيًا.

**قوانين سرعة التفاعل من الرتبة الأولى** في المعادلة $Rate = k\,[A]$ من المعروف أن الترميز [A] هو نفسه $[A]^1$. بالنسبة للمادة المتفاعلة A، الأس 1 يسمى رتبة التفاعل في [A]. **رتبة التفاعل** لمادة متفاعلة والتي يمكن تحديدها من خلال معرفة تأثير تغير تركيز المادة المتفاعلة على سرعة التفاعل. على سبيل المثال، قانون السرعة لتفكك $H_2O_2$ يتم التعبير عنه بالمعادلة التالية:

$$Rate = k[H_2O_2]$$


Channel Contact More Files

## تحديد رتبة التفاعل

من الطرق التجريبية المعروفة لتحديد رتبة التفاعل طريقة تسمى السرعات الابتدائية. تحدد **طريقة السرعات الابتدائية** رتبة التفاعل بمقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتراكيز مختلفة للمادة المتفاعلة. السرعة الابتدائية تقيس سرعة سير التفاعل في اللحظة التي تختلط فيها المواد المتفاعلة ذات التراكيز المعلومة. لفهم الكيفية التي تعمل بها هذه الطريقة، فكر في التفاعل العام نواتج $\rightarrow bB + aA$ افترض أن التفاعل حدث ثلاث مرات بتراكيز مختلفة من A و B ونتج عنه سرعات التفاعل الابتدائية الموضّحة في **الجدول 2**. تذكر أن القانون العام للسرعة لهذا النوع من التفاعلات هو كما يلي:

$$\text{Rate} = k[A]^m[B]^n$$

لتحديد $m$ الرمز الأسي للمادة [A]، قارن بين تراكيز وسرعات التفاعل في التجربتين 1 و 2. وكما تلاحظ من البيانات وفي الوقت الذي يظل فيه تركيز B ثابتًا، فإن تركيز A في التجربة 2 يكون ضعفه في التجربة 1. لاحظ أن السرعة الابتدائية في التجربة 2 ضعف السرعة في التجربة 1. ولأن مضاعفة [A] يضاعف السرعة، فإن التفاعل يجب أن يكون من الرتبة الأولى في A. وحيث إنك تضاعف التركيز، فعليك بمراعاة الكيفية التي يؤثر بها $2^m$ على السرعة. السرعة أيضًا تتضاعف وبالتالي فإن $2^m = 2$. لأن $2^m = 2$ يجب أن تكون قيمة m تساوي 1. تستخدم نفس الطريقة لتحديد n الرمز الأسي في [B] فيما عدا هذه المرة التجربتين 2 و 3 في وضع المقارنة. تسبب مضاعفة التركيز B زيادة السرعة بمقدار أربعة أضعاف. لأن $2^n = 4$ يجب أن تكون قيمة n تساوي 2. وبالتالي فإن التفاعل من الرتبة الثانية في B ونخرج منه بقانون السرعة التالي:

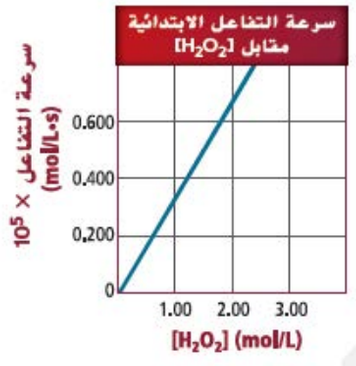
$$\text{Rate} = k[A]^1[B]^2$$

رتبة التفاعل الكلية من الرتبة الثالثة (مجموع الرموز الأسية $3 = 1 + 2$).

**الجدول 2 السرعات الابتدائية التجريبية**
**النواتج $\rightarrow bB + aA$**

| تجربة | التركيز الابتدائي [A](M) | التركيز الابتدائي [B](M) | السرعة الابتدائية (mol/(L · s)) |
|---|---|---|---|
| 1 | 0.100 | 0.100 | $2.00 \times 10^{-3}$ |
| 2 | 0.200 | 0.100 | $4.00 \times 10^{-3}$ |
| 3 | 0.200 | 0.200 | $16.00 \times 10^{-3}$ |

■ **الشكل 16** يوضح الرسم البياني علاقة مباشرة بين تركيز $H_2O_2$ وسرعة تفككه.




## تطبيقات

**19.** اكتب قانون السرعة للتفاعل $aA \rightarrow bB$ إذا كان التفاعل من الرتبة الثالثة في [B] و A ليست جزءًا من قانون السرعة.

**20.** قانون السرعة للتفاعل $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$ من الرتبة الأولى في $O_2$ ومن الرتبة الثالثة من حيث الرتبة الكلية. ما قانون السرعة للتفاعل؟

**21.** بمعرفة البيانات التجريبية أدناه، استخدم طريقة السرعات الابتدائية لتحديد قانون السرعة للتفاعل : نواتج $\rightarrow bB + aA$. (تلميح: أي عدد يكون الأس الخاص به صفرًا يساوي الواحد. على سبيل المثال، $(0.22)^0 = 1$ و $(55.6)^0 = 1$.)

**البيانات التجريبية**

| تجربة | التركيز الابتدائي [A](M) | التركيز الابتدائي [B](M) | السرعة الابتدائية (mol/(L·s)) |
|---|---|---|---|
| 1 | 0.100 | 0.100 | $2.00 \times 10^{-3}$ |
| 2 | 0.200 | 0.100 | $2.00 \times 10^{-3}$ |
| 3 | 0.200 | 0.200 | $4.00 \times 10^{-3}$ |

**22.** **تَحَدَّ** قانون سرعة للتفاعل $CH_3CHO(g) \rightarrow CH_4(g) + CO(g)$ هو $R = k\,[CH_3CHO]^2$. استخدم هذه المعلومات لإكمال البيانات التجريبية أدناه.

**البيانات التجريبية**

| تجربة | التركيز الابتدائي $[CH_3CHO](M)$ | السرعة الابتدائية (mol/(L·s)) |
|---|---|---|
| 1 | $2.00 \times 10^{-3}$ | $2.70 \times 10^{-11}$ |
| 2 | $4.00 \times 10^{-3}$ | $10.8 \times 10^{-11}$ |
| 3 | $8.00 \times 10^{-3}$ | |

Channel Contact More Files

## سرعة التفاعل اللحظية

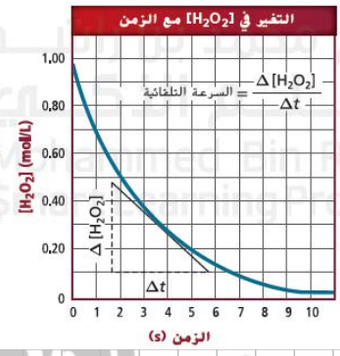
غالباً ما يحتاج الكيميائيون لمعرفة المزيد عن متوسط سرعة التفاعل. لكي يقوم الصيدلي بتطوير علاج جديد قد يحتاج لمعرفة تطور التفاعل في لحظة محددة. لاحظ تفكك بيروكسيد الهيدروجين ($H_2O_2$) والممثل بالمعادلة التالية:

$$2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$$

لهذا التفاعل، يظهر نقص في تركيز $H_2O_2$ مع مرور الزمن كما هو موضح في **الشكل 17**. يوضح الخط المنحني كيف تقل سرعة التفاعل أثناء سير التفاعل.

**السرعة اللحظية** هي سرعة التفاعل في زمن محدد. وهي ميل الخط المستقيم المماس للمنحنى في زمن محدد. التعبير $\Delta[H_2O_2]/\Delta t$ هي طريقة واحدة للتعبير عن سرعة التفاعل. بمعنى آخر، معدل التغيير في تركيز $H_2O_2$ يتصل بنقطة واحدة محددة (أو لحظة) على الرسم البياني.

يمكنك تحديد السرعة اللحظية للتفاعل بطريقة أخرى إذا كان معلوم لديك تراكيز المتفاعلات في درجة الحرارة معينة وقانون السرعة المحدد تجريبيًا وثابت السرعة النوعية عند درجة الحرارة نفسها.




$$\text{ميل الخط} = \frac{\Delta y}{\Delta x}$$

$$\text{السرعة اللحظية} = \frac{\Delta [H_2O_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{\Delta [H_2O_2]}{\Delta t}$$

■ **الشكل 17** يمكن تحديد السرعة اللحظية عند نقطة معينة في سير التفاعل عن طريق ميل مماس المنحنى الذي يمر عبر هذه النقطة.

**التأكد من فهم الرسم البياني**

**تعرّف** على المتغيرات المرسومة على المحور y و المحور x.

### مثال 2

**حساب سرعات التفاعلات اللحظية** التفاعل التالي هو من الرتبة الأولى في $H_2$ والرتبة الثانية في NO وثابت السرعة النوعية له $2.90 \times 10^2$ $(L^2/(mol^2 \cdot s))$.

$$2NO(g) + H_2(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$$

احسب سرعة التفاعل تركيز المواد المتفاعلة عندما اللحظية المواد المتفاعلة هو $[NO] = 0.00200\ M$ و $[H_2] = 0.00400\ M$.

**1 حلّل المسألة**

قانون السرعة يمكن التعبير عنه $\text{Rate} = k[NO]^2[H_2]$. وبالتالي، يمكن تحديد سرعة التفاعل اللحظية بالتعويض عن تراكيز المتفاعلات وثابت السرعة اللحظية في معادلة قانون السرعة.

**المعلوم**

$[NO] = 0.00200\ M$

$[H_2] = 0.00400\ M$

$k = 2.90 \times 10^2\ (L^2/(mol^2 \cdot s))$

**المجهول**

$\text{Rate} = ?\ mol/(L \times s)$

**2 حساب المجهول**

اكتب قانون السرعة.

$\text{Rate} = k[NO]^2[H_2]$

عوّض في $k = 2.90 \times 10^2\ (L^2/(mol^2 \cdot s))$، $[NO] = 0.00200\ M$ و $[H_2] = 0.00400\ M$، ضرب الأعداد والوحدات.

$\text{Rate} = (2.90 \times 10^2\ L^2/(mol^2 \cdot s))(0.00200\ mol/L)^2(0.00400\ mol/L)$

$\text{Rate} = 4.64 \times 10^{-6}\ mol/(L \times s)$

### تطبيقات

**استخدم قانون السرعة في مثال 2 والتراكيز المعطاة في السؤالين 31 و 32 لحساب سرعة التفاعل اللحظية للتفاعل بين NO و $H_2$.**

31. $[NO] = 0.00500\ M$ و $[H_2] = 0.00200\ M$

32. $[NO] = 0.0100\ M$ و $[H_2] = 0.00125\ M$

33. **تَحَدَّ** احسب $[NO]$ للتفاعل في مثال رقم 2 إذا كانت السرعة $9.00 \times 10^{-5}\ mol/(L \cdot s)$ و $[H_2] = 0.00300\ M$.

Channel Contact More Files

**الخطوة المحددة للسرعة** سرعة التفاعل المعقد الذي يتم في عدة خطوات تعتمد على الخطوة الأبطأ. فهي التي تحدد سرعته. تُسمى الخطوة الأولية الأبطأ في تفاعل معقد **الخطوة المحددة للسرعة**. التفاعل لا يكون أسرع من خطوته الأولية الأبطأ. تشبيه للخطوة المحددة للسرعة مُوضح في **الشكل 19**.

## آليات التفاعل

تحدث معظم التفاعلات الكيميائية في تفاعلين أو أكثر من التفاعلات البسيطة. على سبيل المثال، تُفيد أدلة حديثة بأن التفاعل $2O_3 \rightarrow 3O_2$ يحدث في ثلاث خطوات. بسبب الأشعة فوق البنفسجية القادمة من الشمس، تتحرر ذرات الكلور من مركبات معينة في الغلاف الجوي. الخطوات 1 و 2 في هذا التفاعل قد تحدث في وقت واحد أو في ترتيب عكسي.

1. تفكك ذرات الكلور الأوزون وفقاً للمعادلة
$$Cl + O_3 \rightarrow O_2 + ClO$$
2. تسبب الأشعة فوق البنفسجية حدوث تفاعل الانحلال
$$O_3 \rightarrow O + O_2$$
3. ClO الناتج في الخطوة 1 يتفاعل مع O الناتج في الخطوة 2 وفقاً للمعادلة
$$ClO + O \rightarrow Cl + O_2$$

يُسمى كل من التفاعلات المُوضحة في الخطوات من1 إلى 3 خطوة أولية. هذه الخطوات الأولية المُوضحة في **الشكل 18** تُكوّن التفاعل المعقد $2O_3 \rightarrow 3O_2$. **التفاعل المعقد** هو الذي يتكون من خطوتين أو أكثر من الخطوات الأولية. **آليات التفاعل** هي عبارة عن الترتيب الكامل للخطوات الأولية المكوّنة للتفاعل المعقد. بإضافة الخطوات الأولية من 1 إلى 3 وإلغاء الصيغ التي توجد بنفس الكميات على جانبي سهم التفاعل تنتج المعادلة الكاملة للتفاعل المعقد كما هو مُوضح.

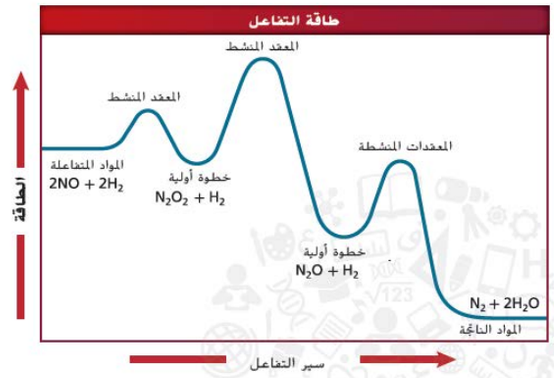
خطوة أولية: $\cancel{Cl}(g) + O_3(g) \rightarrow \cancel{ClO}(g) + O_2(g)$

خطوة أولية: $O_3(g) \rightarrow \cancel{O}(g) + O_2(g)$

خطوة أولية: $\cancel{ClO}(g) + \cancel{O}(g) \rightarrow \cancel{Cl}(g) + O_2(g)$

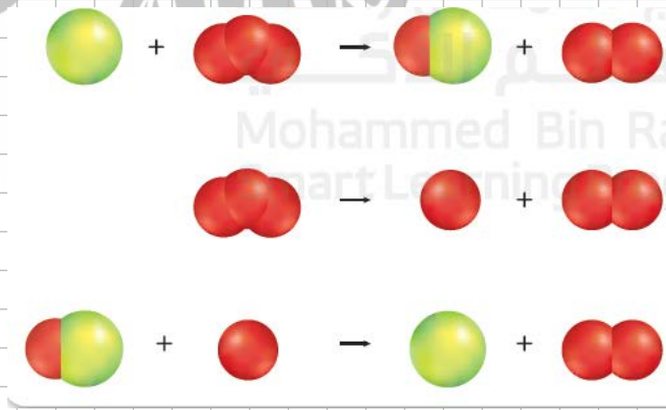
التفاعل المعقد: $2O_3 \rightarrow 3O_2$

نظرًا لأن ذرات الكلور تتفاعل في الخطوة 1 وتتشكل مرة أخرى في الخطوة 3، فإن الكلور هو المحفز لانحلال الأوزون. ولأن ClO و O تم تكوينهما في الخطوة 1 و 2، على التوالي ويتم استهلاكهما في التفاعل في الخطوة 3 يُطلق عليهما وسيطين. **المادة الوسطية** هي المادة الناتجة في خطوة أولية من تفاعل معقد ومستهلك في خطوة أولية لاحقة. مثل الحفازات، لا تظهر المادة الوسطية في المعادلة الكيميائية النهائية.




■ **الشكل 20** القمم الثلاث في مخطط الطاقة هذا يقابلها طاقات التنشيط اللازمة لتكوين المعقدات المنشطة. القمة الوسطى تمثل أعلى حاجز طاقة يجب التغلب عليه؛ وبالتالي، فإن التفاعل المشتمل على $N_2O_2 + H_2$ هو الخطوة المحددة للسرعة.

**التأكد من فهم الرسم البياني**
**حدّد** من الرسم البياني ما إذا



■ **الشكل 18** ClO و O عبارة عن مواد وسيطية تظهر في الخطوات الأولية الثلاث من التفاعل المعقد وينتج عنهما غاز الأكسجين ($O_2$) من الأوزون ($O_3$).
**استنتج ما وظيفة الكلور (Cl) في التفاعل المعقد؟**


Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program



Channel Contact More Files

تم بحمد الله

عمل : عبدالملك نبيل




Channel
Contact
More Files