آخر تحديث: November 1, 2026

🗺️ خريطة طريق لأربع سنوات · السنة 1, الخريف

عن هذه الدورة

يتضمن هذا المقرر المجاني 5 وحدات و3 مختبرات. هذه الأعداد الحقيقية وليست منهجًا أطول جرى اختصاره.

التحقق هو رقم أو نتيجة برمجية في صفحة مقرر يعيد سكربت حسابها قبل النشر. يجب أن يطابق الرقم المعروض الرقم المعاد حسابه.

هذا مخطط دورة مجانية للتعلّم الذاتي كتبته Saving Planets. وهو ليس مقررًا جامعيًا، ولا يمنح ساعات معتمدة، ولا تشارك فيه أي مؤسسة تعليمية.

يتبع نطاقها الفصل الدراسي الأول من الكيمياء العامة الجامعية كما تُدرَّس في مواد مفتوحة مثل OpenStax Chemistry 2e وMIT OpenCourseWare، التي نحيل إليها في أنحاء الدورة. هذه الجهات لا تؤيد هذه الصفحة.

ادرسها بالترتيب. في كل وحدة أهداف وأفكار رئيسية ومعادلات وأمثلة خطوة بخطوة وتمارين بإجاباتها وأخطاء شائعة وبطاقات واختبار. ويُحفظ تقدّمك في هذا المتصفح فقط.

كيف تساعد هذه الدورة في إنقاذ الكوكب

الكيمياء وراء كثير من الحلول في Saving Planets: قياس غازات الدفيئة من المدار، وفحص المياه، وتحويل CO_2 إلى حجر، وصنع وقود وصواريخ أنظف.

تنتهي كل وحدة بقسم قصير موثّق بالمصادر يبيّن كيف تساعد أفكارها الناس والطبيعة معًا.

للمعلمين

يمكنك تدريس هذا المقرر، أو أن يتابعه الطالب وحده. إنه مجاني. Saving Planets لا تمنح درجة ولا ساعات معتمدة.

- هذه الصفحة هي المقرر كاملًا: 5 وحدات و3 مختبرات (CHEM 110 + CHEM 110L).
- خطّط لخمسة عشر أسبوعًا، نحو 6 إلى 9 ساعات في الأسبوع، بما في ذلك أسابيع المختبر.
- اتبع جدول الخمسة عشر أسبوعًا. اقرأ الوحدة، حلّ التمارين على الورق، ثم افتح الإجابة. في أسبوع المختبر، نفّذ المختبر أو نسخته المنزلية.
- التحقق هو رقم أو نتيجة برمجية في الصفحة يعيد سكربت حسابها قبل النشر. يجب أن يطابق الرقم الظاهر الرقم المعاد حسابه.
- استخدم طباعة هذه الصفحة، أو نزّل دليل الدراسة PDF. ورقة القوانين قرب النهاية.
- اسأل: كيف تساعد هذه الوحدة الناس والكوكب؟ في كل وحدة مربع أخضر فيه حقيقة مع مصدرها.
- انسخ نموذج دليل المعلم واكتب اسم صفك والوقت المتاح والأسئلة التي ستطرحها. افتح نموذج دليل المعلم

قبل أن تبدأ

المتطلبات السابقة

- الجبر: حل معادلة بمجهول واحد، وإعادة ترتيب الصيغ، والنسب والنسب المئوية.
- الصيغة العلمية واللوغاريتمات (للأساس 10). ستستخدم log في pH والامتصاصية.
- الوحدات: تحويل الغرامات إلى كيلوغرامات، وmL إلى L، و°C إلى K.
- آلة حاسبة علمية. تكفي حاسبة الهاتف في الوضع العلمي.

كيف تذاكر

- اقرأ الوحدة، ثم أغلقها وجرّب الأمثلة المحلولة بنفسك قبل التحقق من كل خطوة.
- حلّ كل تمرين على الورق قبل فتح الإجابة. الخطأ أولًا ثم تصحيحه هو ما يرسّخ الطريقة.
- احمل الوحدات دائمًا عبر الحساب. إذا لم تُختصر لتعطي الوحدة المطلوبة، فطريقة الحل خاطئة.
- تحقق من الأرقام المعنوية: يجب ألا تكون إجابتك أدق من أقل قياساتك دقة.
- استخدم البطاقات التعليمية 10 دقائق يوميًا (التدريب المتباعد أفضل من حشو طويل واحد).
- لا تخض اختبار الوحدة إلا حين تشعر بأنك مستعد. إذا حصلت على أقل من 80 بالمئة فراجع المفاهيم الخاطئة وحاول مجددًا في الغد.
- اشرح فكرة واحدة بصوت عالٍ كل يوم كأنك تدرّسها. إذا تعثّرت، فهذا هو الجزء الذي تحتاج إلى مراجعته.

معدات المختبر (للمختبرات العملية)

- ميزان رقمي (بدقة 0.001 g)
- جهاز pH أو مجس pH
- مطياف ضوئي أو مقياس ألوان مع خلايا
- سحاحة وماصات حجمية ودوارق حجمية
- بوتقة وغطاء ومثلث خزفي وموقد
- نظارات واقية وقفازات ومعطف مختبر

جدول مقترح من 15 أسبوعًا

نحو 6 إلى 9 ساعات أسبوعيًا: قراءة وتمارين، وفي أسابيع المختبر، المختبر.

الأسبوع	الوحدة	الموضوعات	القراءة
1	النظرية الذرية والأعداد الكمية	الذرات والنظائر ومتوسط الكتلة الذرية	OpenStax 2.2–2.3
2	النظرية الذرية والأعداد الكمية	الضوء والفوتونات ونموذج بور للهيدروجين	OpenStax 6.1–6.2
3	النظرية الذرية والأعداد الكمية	الأعداد الكمية والتوزيعات الإلكترونية والتدرجات الدورية	OpenStax 6.3–6.5
4	الحسابات الكيميائية (الستوكيومترية)	المول والكتلة المولية والصيغ	OpenStax 3.1–3.2
5	الحسابات الكيميائية (الستوكيومترية)	وزن المعادلات وحسابات التفاعل (الستوكيومترية) · المختبر A	OpenStax 4.1, 4.3

الأسبوع	الوحدة	الموضوعات	القراءة
6	الحسابات الكيميائية (الستوكيومترية)	المادة المحددة والمردود والمولارية والتخفيف · المختبر B	OpenStax 3.3, 4.4–4.5
7	الهندسة الجزيئية والروابط	الروابط الأيونية والتساهمية والكهرسلبية وتراكيب لويس	OpenStax 7.1–7.4
8	الهندسة الجزيئية والروابط	أشكال VSEPR وقطبية الجزيئات	OpenStax 7.6
9	الهندسة الجزيئية والروابط	القوى بين الجزيئية · مجموعة تدريب منتصف الفصل	OpenStax 10.1
10	حالات المادة: الغازات والمحاليل	قوانين الغازات وقانون الغاز المثالي	OpenStax 9.1–9.3
11	حالات المادة: الغازات والمحاليل	مخاليط الغازات والضغط الجزئي والنظرية الحركية الجزيئية	OpenStax 9.3–9.5
12	حالات المادة: الغازات والمحاليل	المحاليل وذوبانية الغازات · المختبر C	OpenStax 11.1–11.3
13	الديناميكا الحرارية	الطاقة والحرارة والحرارة النوعية وقياس الحرارة	OpenStax 5.1–5.2
14	الديناميكا الحرارية	الإنثالبي وقانون هس ومقدمة في الإنتروبيا وطاقة غيبس	OpenStax 5.3, 16.1–16.4
15	المراجعة	المراجعة والبطاقات التعليمية ومجموعة التدريب النهائية	كل الوحدات

تقدّمك

ضع علامة على الوحدات والمختبرات عند إنهائها، وخض الاختبارات. يُحفظ التقدم ونتائج الاختبارات في هذا المتصفح فقط، ولا تُرسل إلينا أبدًا.

الوحدات

النظرية الذرية والأعداد الكمية

مما تتكوّن الذرات، وكيف تترتب الإلكترونات، ولماذا يطلق كل عنصر ألوانه الخاصة من الضوء.

أهداف التعلّم

في نهاية هذه الوحدة ستستطيع أن:

- إيجاد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات من رمز النظير، وحساب متوسط الكتلة الذرية.
- استخدام $c = \lambda\nu$ و$E = h\nu$ للتنقل بين الطول الموجي والتردد وطاقة الفوتون.
- إيجاد الطول الموجي للضوء المنبعث عند انتقال إلكترون الهيدروجين بين المستويات.
- سرد الأعداد الكمية المسموح بها (n، l، m_l، m_s) وتمييز المجموعات المستحيلة.
- كتابة التوزيعات الإلكترونية ومخططات المدارات، بما فيها الأيونات والصيغة المختصرة بالغاز النبيل.
- تفسير التدرجات الدورية في نصف القطر الذري وطاقة التأين.

المفاهيم الأساسية

- للذرة نواة صغيرة جدًا من البروتونات والنيوترونات تحيط بها الإلكترونات. العدد الذري Z يعدّ البروتونات؛ والعدد الكتلي A يعدّ البروتونات والنيوترونات معًا.
- النظائر ذرات للعنصر نفسه بأعداد نيوترونات مختلفة. والكتلة الذرية في الجدول الدوري متوسط مرجّح للنظائر الموجودة في الطبيعة.
- يسلك الضوء سلوك الموجة (الطول الموجي λ، والتردد ν) وسلوك جسيمات تسمى الفوتونات، يحمل كل منها طاقة $E = h\nu$.
- لا تستطيع إلكترونات الذرة أن تمتلك إلا طاقات معينة. عندما ينتقل إلكترون إلى مستوى أدنى يطلق فوتونًا طاقته تساوي الفرق، لذا لكل عنصر طيف خطي خاص به.
- أربعة أعداد كمية تصف كل إلكترون: n (الغلاف، 1، 2، 3…)، وl (شكل الغلاف الفرعي، من 0 إلى $n-1$، ويسمى s وp وd وf)، وm_l (الاتجاه، من $-l$ إلى $+l$)، وm_s (اللف المغزلي، $+\frac{1}{2}$ أو $-\frac{1}{2}$).
- مبدأ باولي للاستبعاد: لا يشترك إلكترونان في ذرة في الأعداد الكمية الأربعة كلها، لذا يتسع المدار لإلكترونين على الأكثر بلفّين متعاكسين.
- مبدأ البناء التصاعدي (أوفباو): املأ المدارات الأقل طاقة أولًا (1s، 2s، 2p، 3s، 3p، 4s، 3d، 4p…). قاعدة هوند: في المدارات المتساوية الطاقة ضع الإلكترونات منفردة بلفّات متوازية قبل أن تزاوجها.
- عبر الدورة تصغر الذرات وتزداد طاقة التأين عمومًا لأن الشحنة النووية التي تشعر بها الإلكترونات الخارجية تكبر. ونزولًا في المجموعة تكبر الذرات وتنخفض طاقة التأين.

المعادلات الأساسية

$$c = \lambda\nu$$

سرعة الضوء = الطول الموجي × التردد ($c = 2.998 \times 10^{8}$ m/s)

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

E=hν=(hc)/(λ)

طاقة فوتون واحد ($h = 6.626 \times 10^{-34}$ J·s)

$$E_n = -\frac{k}{n^2}, \qquad k = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

`E_n=-(k)/(n^2), k=2.179×10^-18\ J`

مستويات طاقة بور لذرة الهيدروجين

$$|\Delta E| = k\left(\frac{1}{n_{\text{low}}^2} - \frac{1}{n_{\text{high}}^2}\right)$$

`|Δ E|=k(1n_low^2-1n_high^2)`

طاقة الفوتون عند الانتقال بين مستويين في الهيدروجين

$$\bar{m} = \sum_i (\text{fraction}_i)(m_i)$$

`=_i (fraction_i)(m_i)`

متوسط الكتلة الذرية من وفرة النظائر

أمثلة محلولة خطوة بخطوة

مثال 1.1 ما الطول الموجي للضوء الذي تطلقه ذرة هيدروجين عندما ينتقل إلكترونها من n = 3 إلى n = 2؟

1. فرق الطاقة: $|\Delta E| = k(1/2^2 - 1/3^2) = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J} \times (1/4 - 1/9) = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J} \times 5/36 = 3.026 \times 10^{-19}\ \text{J}$.
2. أعد ترتيب $E = hc/\lambda$ إلى $\lambda = hc/E$.
3. $\lambda = (6.626 \times 10^{-34}\ \text{J·s} \times 2.998 \times 10^{8}\ \text{m/s}) \div 3.026 \times 10^{-19}\ \text{J} = 6.564 \times 10^{-7}\ \text{m}$.
4. حوّل: $6.564 \times 10^{-7}\ \text{m} = 656\ \text{nm}$.

الإجابة: 656 nm، ضوء أحمر. وهو الخط الأحمر الساطع في طيف الهيدروجين الذي يستخدمه الفلكيون لرصد غاز الهيدروجين في الفضاء.

مثال 1.2 اكتب التوزيع الإلكتروني للحديد (Fe، Z = 26) ولأيون Fe^{2+}. كم إلكترونًا منفردًا في Fe؟

1. املأ بالترتيب بـ 26 إلكترونًا: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$.
2. الصيغة المختصرة: للأرغون 18 إلكترونًا، لذا $Fe = [Ar]\ 4s^2\ 3d^6$.
3. قاعدة هوند لـ $3d^6$: يحصل كل من مدارات d الخمسة على إلكترون واحد، ثم يتزاوج واحد. فيبقى 4 إلكترونات منفردة.
4. تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونات 4s أولًا عند تكوين الأيونات، لذا $Fe^{2+} = [Ar]\ 3d^6$.

الإجابة: $Fe = [Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ مع 4 إلكترونات منفردة؛ $Fe^{2+} = [Ar]\ 3d^6$.

مثال 1.3 يتكوّن الكلور من 75.76% كلور(34.969 u) 35- و24.24% كلور(36.966 u) 37-. ما متوسط كتلته الذرية؟

1. حوّل النسب المئوية إلى كسور: 0.7576 و0.2424.
2. اضرب كل كتلة في نسبتها: 34.969 u × 0.7576 = 26.49 u؛ 36.966 u × 0.2424 = 8.961 u.
3. اجمع: 26.49 u + 8.961 u = 35.45 u.

الإجابة: 35.45 u، وهي تطابق قيمة الكلور في الجدول الدوري.

تمارين

حلّ كلًّا منها على الورق أولًا، ثم تحقق.

1. كم بروتونًا ونيوترونًا وإلكترونًا في ذرة واحدة من الكربون-14؟

   6 بروتونات و8 نيوترونات (14 − 6) و6 إلكترونات.

2. ليزر أخضر طوله الموجي 532 nm. أوجد تردده وطاقة الفوتون الواحد.

   $\nu = c/\lambda = (2.998 \times 10^{8}\ \text{m/s}) \div (532 \times 10^{-9}\ \text{m}) = 5.64 \times 10^{14}\ \text{Hz}$. $E = h\nu = 6.626 \times 10^{-34}\ \text{J·s} \times 5.64 \times 10^{14}\ \text{Hz} = 3.73 \times 10^{-19}\ \text{J}$.

3. اذكر قيم m_l المسموح بها عندما $l = 2$.

   −2، −1، 0، +1، +2 (خمسة مدارات d).

4. أي مجموعة أعداد كمية مستحيلة: (a) $n = 2$، $l = 1$، $m_l = -1$؛ (b) $n = 2$، $l = 2$، $m_l = 0$؛ (c) $n = 3$، $l = 0$، $m_l = 0$؟

   (b). يجب أن يكون l أصغر من n، لذا فإن $n = 2$ لا يسمح إلا بـ $l = 0$ أو 1.

5. ما أكبر عدد من الإلكترونات في الغلاف $n = 3$؟

   $2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$ (يتسع 3s لـ 2، و3p لـ 6، و3d لـ 10).

6. اكتب التوزيع الإلكتروني للكبريت ($Z = 16$) وعُدّ إلكتروناته المنفردة.

   $[\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^4$. تمتلئ إلكترونات 3p الأربعة هكذا ↑↓ ↑ ↑، لذا يوجد 2 منفردان.

7. أيهما أكبر، ذرة الصوديوم أم ذرة الكلور؟ ولماذا؟

   الصوديوم. كلاهما في الدورة 3، لكن للكلور 6 بروتونات إضافية تجذب غلاف الإلكترونات نفسه أقرب.

مفاهيم خاطئة شائعة

خرافة: تدور الإلكترونات حول النواة في دوائر منتظمة مثل الكواكب.
في الحقيقة: المدار الذري منطقة يُرجَّح وجود الإلكترون فيها، وليس مسارًا. دوائر نموذج بور لا تصلح إلا لمستويات طاقة الهيدروجين.

خرافة: تبقى إلكترونات 4s في مكانها عندما يكوّن الفلز الانتقالي أيونًا، لأن 4s امتلأ أولًا.

في الحقيقة: تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونات 4s قبل 3d. فـ Fe^{2+} هو $[Ar]\ 3d^6$ وليس $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$.

خرافة: الضوء الأعلى ترددًا له طول موجي أطول.

في الحقيقة: التردد والطول الموجي متناسبان عكسيًا ($c = \lambda\nu$). التردد الأعلى يعني طولًا موجيًا أقصر وطاقة أكبر لكل فوتون.

خرافة: الكتلة الذرية في الجدول الدوري هي كتلة كل ذرة من ذلك العنصر.

في الحقيقة: يعرض الجدول متوسطًا مرجّحًا للنظائر الطبيعية. أما كل ذرة فلها كتلة نظيرها الخاص.

بطاقات تعليمية

العدد الذري (Z)

عدد البروتونات في النواة؛ وهو الذي يحدد العنصر.

النظير

ذرات العنصر نفسه التي تختلف في عدد النيوترونات.

$E = h\nu$

طاقة الفوتون تساوي ثابت بلانك مضروبًا في تردده.

مبدأ باولي للاستبعاد

لا يوجد إلكترونان في ذرة لهما الأعداد الكمية الأربعة نفسها؛ اثنان على الأكثر في كل مدار.

قاعدة هوند

املأ المدارات المتساوية الطاقة منفردة بلفّات متوازية قبل المزاوجة.

قيم l المسموح بها

من 0 إلى $n - 1$ ($s = 0$، $p = 1$، $d = 2$، $f = 3$).

طاقة التأين

الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة غازية؛ تزداد عبر الدورة.

الطيف الخطي

مجموعة الأطوال الموجية التي يطلقها عنصر؛ بصمة تُستخدم للتعرف عليه.

اختبار ذاتي

1. أي فوتون يحمل أكبر طاقة؟

- ضوء أحمر، 700 nm
- ضوء أخضر، 530 nm
- ضوء فوق بنفسجي، 250 nm
- ضوء تحت أحمر، 1,000 nm

ضوء فوق بنفسجي، 250 nm. E = hc/λ، لذا فالطول الموجي الأقصر (250 nm) له أكبر طاقة.

2. كم مدارًا في الغلاف الفرعي p؟

1

3

5

7

l = 1 .3 يعطي m_l = −1، 0، 1+: ثلاثة مدارات.

3. ما التوزيع الإلكتروني للأكسجين (Z = 8) في الحالة الأرضية؟

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$1s^2\ 2s^4\ 2p^2$

$1s^2\ 2p^6$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. 2 + 2 + 4 = 8 إلكترونات، تملأ 1s ثم 2s ثم 2p.

4. عبر الدورة 3 من Na إلى Ar، فإن طاقة التأين الأولى عمومًا...

يتناقص

يزداد

يبقى كما هو

تنخفض إلى الصفر عند Ar

يزداد. تزداد الشحنة النووية بينما يبقى الغلاف نفسه، فتُمسَك الإلكترونات بقوة أكبر.

5. أي مجموعة أعداد كمية مسموح بها؟

n = 1, l = 1

$n = 3, l = 2, m_l = -3$

$n = 4, l = 3, m_l = +2$

$n = 2, l = 0, m_l = +1$

$n = 4, l = 3, m_l = +2$. عندما $l = 3$ يمكن أن تتراوح m_l من −3 إلى +3، و$l = 3$ أصغر من $n = 4$.

أعد هذا الاختبار

كيف يساعد هذا في إنقاذ الكوكب

كل غاز يمتص الضوء ويطلقه عند أطوال موجية خاصة به، وهي الفكرة وراء الأطياف الخطية الذرية. وتستخدم مطيافات الأقمار الصناعية هذه البصمات لقياس الغازات من المدار.

تستخدم أداة EMIT التابعة لناسا على محطة الفضاء الدولية التحليل الطيفي التصويري لرصد أعمدة الميثان الكبيرة، ما يساعد الناس على إيجاد التسربات وإصلاحها. وهذا يحمي المناخ للناس والطبيعة معًا.

يقيس قمر ناسا OCO-2 ثاني أكسيد الكربون من مقدار ضوء الشمس الذي يمتصه CO_2 عند أطوال موجية محددة.

على Saving Planets: EMIT: رصد الميثان من المدار · OCO-2: قياس CO_2

المصادر: علوم الأرض في ناسا: تغيّر المناخ (بالإنجليزية) (https://science.nasa.gov/climate-change/)

مصادر تعلّم مجانية

- OpenStax Chemistry 2e، 6.3 Development of Quantum Theory (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-3-development-of-quantum-theory): قسم من كتاب مجاني فيه أمثلة ومسائل في نهاية الفصل.
- OpenStax Chemistry 2e، 6.4 Electron Configurations (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-4-electronic-structure-of-atoms-electron-configurations): مبدأ البناء التصاعدي وقاعدة هوند والاستثناءات.
- PhET: Build an Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/build-an-atom): محاكاة مجانية: أضف البروتونات والنيوترونات والإلكترونات.
- PhET: Models of the Hydrogen Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/models-of-the-hydrogen-atom): مقارنة نموذج بور بالنموذج الكمي.
- MIT OpenCourseWare 5.111SC Principles of Chemical Science (بالإنجليزية) (https://ocw.mit.edu/courses/5-111sc-principles-of-chemical-science-fall-2014/): محاضرات فيديو ومجموعات تمارين مجانية.

أنهيت هذه الوحدة

الحسابات الكيميائية (الستوكيومترية)

رياضيات التفاعلات الكيميائية: عدّ الذرات بالوزن، ووزن المعادلات، والتنبؤ بكمية الناتج. ستستخدم هذا لاحقًا في الاحتراق ودفع الصواريخ.

أهداف التعلّم

في نهاية هذه الوحدة ستستطيع أن:

- التحويل بين الكتلة وعدد المولات وعدد الجسيمات باستخدام الكتلة المولية وعدد أفوغادرو.
- وزن المعادلات الكيميائية بالمحاولة، بما فيها تفاعلات الاحتراق.
- استخدام النسب المولية لإيجاد كتلة ناتج أو مادة متفاعلة.
- تحديد المادة المحددة للتفاعل وحساب المردود النظري والمئوي.
- حساب المولارية وحل مسائل التخفيف.

المفاهيم الأساسية

- المول هو $6.02214076 \times 10^{23}$ جسيم (عدد أفوغادرو، مضبوط بالتعريف). الكتلة المولية بوحدة g/mol تساوي كتلة الصيغة بوحدات الكتلة الذرية.
- المعادلة الموزونة فيها العدد نفسه من كل نوع من الذرات في الطرفين. غيّر المعاملات فقط، ولا تغيّر الأرقام السفلية أبدًا.
- المعاملات تعطي نسبًا مولية لا نسبًا كتلية. حوّل الغرامات إلى مولات دائمًا قبل استخدامها.
- تنفد المادة المحددة للتفاعل أولًا وتحدد أقصى كمية من الناتج (المردود النظري). ويقارن المردود المئوي ما حصلت عليه فعلًا بهذا الحد الأقصى.
- المولارية (M) هي عدد مولات المذاب في لتر من المحلول. التخفيف يبقي مولات المذاب كما هي، لذا $M_1V_1 = M_2V_2$.
- في الاحتراق الكامل يتفاعل الهيدروكربون مع الأكسجين ليعطي ثاني أكسيد الكربون والماء. ويأتي الأكسجين من الهواء، ولهذا يزن CO_2 الناتج أكثر من الوقود المحروق.

المعادلات الأساسية

$$n = \frac{m}{M}$$

```
n=m/M
```

المولات = الكتلة ÷ الكتلة المولية

$$N = n\,N_A, \qquad N_A = 6.02214076 \times 10^{23}\ \mathrm{mol^{-1}}$$

```
N=n N_A, N_A=6.02214076×10^23\ mol^-1
```

عدد الجسيمات

$$\text{percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

```
percent yield= yieldtheoretical yield×100\%
```

المردود المئوي

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}\ (\text{L})}$$

```
M=_soluteV_solution\ (L)
```

المولارية

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

```
M_1V_1=M_2V_2
```

التخفيف

أمثلة محلولة خطوة بخطوة

مثال 2.1 يحترق الميثان: $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$. زِن المعادلة، ثم أوجد كتلة CO_2 الناتجة عن حرق 1.00 kg من الميثان.

1. وزن C: يعطي 1 CH_4 عدد 1 CO_2. وزن H: تحتاج 4 H إلى 2 H_2O. وزن O: 2 (في CO_2) + 2 (في 2 H_2O) = 4 ذرات O، إذن 2 O_2.
2. الموزونة: $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$.
3. مولات CH_4: 1000 g ÷ 16.04 g/mol = 62.34 mol.
4. النسبة المولية $CH_4 : CO_2$ = 1 : 1، إذن 62.34 mol من CO_2.
5. كتلة CO_2: 62.34 mol × 44.01 g/mol = 2,744 g.

الإجابة: نحو 2.74 kg من CO_2 من 1.00 kg من الميثان. الكتلة الإضافية هي أكسجين مأخوذ من الهواء.

مثال 2.2 تعمل محركات الصواريخ بالهيدروجين والأكسجين وفق $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. إذا تفاعلت 10.0 g من H_2 مع 64.0 g من O_2، فما المادة المحددة، وكم ماءً يتكوّن، وما الذي يتبقى؟

1. المولات: H_2 = 10.0 g ÷ 2.016 g/mol = 4.960 mol؛ O_2 = 64.0 g ÷ 32.00 g/mol = 2.000 mol.
2. لاستخدام 2.000 mol من O_2 كلها تحتاج إلى 2.000 × 2 = 4.000 mol من H_2. لديك 4.960 mol، لذا ينفد O_2 أولًا: O_2 هو المحدِّد.
3. الماء: 2 mol من H_2O لكل مول O_2، إذن 4.000 mol H_2O × 18.02 g/mol = 72.1 g.
4. المتبقي: 4.960 − 4.000 = 0.960 mol H_2 × 2.016 g/mol = 1.94 g من H_2.
5. تحقق: 72.1 g + 1.94 g = 74.0 g، وهو يساوي 10.0 g + 64.0 g. الكتلة محفوظة.

الإجابة: O_2 هو المحدِّد؛ يتكوّن 72.1 g من الماء ويتبقى 1.94 g من H_2.

مثال 2.3 كيف تحضّر 250.0 mL من NaOH بتركيز 0.100 M من محلول أصلي بتركيز 1.00 M؟

1. استخدم $M_1V_1 = M_2V_2$ حيث $M_1 = 1.00\ M$ و$M_2 = 0.100\ M$ و$V_2 = 250.0\ mL$.
2. $V_1 = (0.100\ M \times 250.0\ mL) \div 1.00\ M = 25.0\ mL$.
3. قِس 25.0 mL من المحلول الأصلي بماصة حجمية في دورق حجمي سعته 250.0 mL وأضف الماء حتى العلامة.

الإجابة: 25.0 mL من المحلول الأصلي، مخففة إلى 250.0 mL.

تمارين

حلّ كلًّا منها على الورق أولًا، ثم تحقق.

1. زِن: $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (احتراق البروبان).

   $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$.

2. زِن معادلة احتراق الأوكتان، C_8H_{18}.

   $2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$.

3. ما الكتلة المولية للأوكتان C_8H_{18}؟

   $8 \times 12.011 + 18 \times 1.008 = 114.23\ g/mol$.

4. كم جزيئًا في 18.02 g من الماء؟

   $18.02\ g \div 18.02\ g/mol = 1.000\ mol$، أي 6.022×10^{23} جزيء.

5. ما مولارية 5.844 g من NaCl مذابة لتكوين 250.0 mL من المحلول؟

   $5.844\ g \div 58.44\ g/mol = 0.1000\ mol$; $0.1000\ mol \div 0.2500\ L = 0.4000\ M$.

6. تُخفَّف 25.0 mL من HCl بتركيز 6.00 M إلى 150.0 mL. ما التركيز الجديد؟

   $M_2 = (6.00\ M \times 25.0\ mL) \div 150.0\ mL = 1.00\ M$.

7. المردود النظري لتفاعل هو 72.1 g، لكنك تجمع 65.0 g. ما المردود المئوي؟

   $65.0 \div 72.1 \times 100\% = 90.2\%$.

مفاهيم خاطئة شائعة

خرافة: المادة المتفاعلة ذات الكتلة الأصغر هي المادة المحددة للتفاعل.
في الحقيقة: قارن المولات بالنسبة المولية. في مثال الصاروخ كانت كتلة H_2 أقل لكن O_2 هو المحدِّد.

خرافة: يمكنك وزن المعادلة بتغيير الأرقام السفلية، كأن تكتب H_2O_2 بدلًا من H_2O.
في الحقيقة: الأرقام السفلية تحدد المادة. وتغييرها ينتج مادة كيميائية أخرى. غيّر المعاملات فقط.

خرافة: حرق 1 kg من الوقود لا يمكن أن ينتج أكثر من 1 kg من النواتج.
في الحقيقة: ينضم أكسجين الهواء إلى الوقود، لذا تزن النواتج أكثر من الوقود وحده (وتبقى الكتلة الكلية محفوظة).

خرافة: تستخدم المولارية حجم الماء المضاف.

في الحقيقة: تستخدم المولارية الحجم النهائي للمحلول، ولهذا تملأ الدورق الحجمي حتى العلامة.

بطاقات تعليمية

المول

$6.02214076 \times 10^{23}$ جسيم (قيمة مضبوطة).

الكتلة المولية

كتلة مول واحد من المادة، بوحدة g/mol.

المادة المحددة للتفاعل

المادة المتفاعلة التي تُستهلك أولًا؛ وهي تحدد المردود النظري.

المردود النظري

أقصى كمية ناتج متوقعة من المادة المحددة للتفاعل.

المولارية

مولات المذاب في لتر من المحلول (mol/L).

التخفيف

$M_1V_1 = M_2V_2$؛ تبقى مولات المذاب كما هي.

الاحتراق الكامل لهيدروكربون

وقود + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

النسبة المولية

نسبة المعاملات في معادلة موزونة.

اختبار ذاتي

1. كم مولًا في 88.0 g من CO_2 (44.01 g/mol)؟

0.500 mol

1.00 mol

2.00 mol

3.87×10^{3} mol

2.00 mol. 88.0 g ÷ 44.01 g/mol = 2.00 mol.

2. في $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$، كم مولًا من O_2 يتفاعل مع 2 mol من C_3H_8؟

5

10

2.5

7

10. النسبة $5\ O_2$ لكل C_3H_8، إذن $5 \times 2 = 10$ mol.

3. ما الذي تبقيه $M_1V_1 = M_2V_2$ ثابتًا؟

الحجم

التركيز

مولات المذاب

كتلة الماء

مولات المذاب. إضافة المذيب تغيّر الحجم والتركيز، لكنها لا تغيّر عدد مولات المذاب.

4. يتحدد المردود النظري بـ…

المادة المتفاعلة الفائضة

المادة المحددة للتفاعل

المادة الحفازة

الناتج الأثقل

المادة المحددة للتفاعل. يتوقف تكوّن الناتج عندما تُستهلك المادة المحددة للتفاعل.

5. ما الكتلة المولية لـ H_2O؟

10.0 g/mol

16.00 g/mol

17.01 g/mol

18.02 g/mol

$2 \times 1.008 + 16.00 = 18.02$ g/mol. 18.02 g/mol.

أعد هذا الاختبار

كيف يساعد هذا في إنقاذ الكوكب

الحسابات الكيميائية هي الطريقة التي يحوّل بها المهندسون وعلماء المناخ استهلاك الوقود إلى انبعاثات. وكما يبيّن المثال المحلول، فإن حرق 1 kg من الميثان يطلق نحو 2.74 kg من CO_2.

الرياضيات نفسها تحدد أحمال وقود الصواريخ، وتقارن أنواع الوقود الأنظف، وتتحقق من كمية CO_2 التي يزيلها مشروع احتجاز.

تشير وكالة حماية البيئة الأمريكية إلى أن ثاني أكسيد الكربون يدخل الغلاف الجوي في الغالب عبر حرق الوقود الأحفوري والنفايات الصلبة والخشب. وحسابه بدقة هو الخطوة الأولى لخفضه، وهذا يحمي الناس والنظم البيئية معًا.

على Saving Planets: Carbfix: تحويل CO_2 إلى حجر · برنامج أرتميس

المصادر: وكالة حماية البيئة الأمريكية: نظرة عامة على غازات الدفيئة (بالإنجليزية) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases) · ناسا غلين: دفع الصاروخ (للطلاب، بالإنجليزية) (https://www.grc.nasa.gov/www/k-12/airplane/rockth.html)

مصادر تعلّم مجانية

- OpenStax Chemistry 2e، الفصل 3: Composition of Substances and Solutions (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-introduction): المولات والصيغ والمولارية.
- OpenStax Chemistry 2e، 4.3 Reaction Stoichiometry (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/4-3-reaction-stoichiometry): النسب المولية والمردود مع أمثلة.
- PhET: Balancing Chemical Equations (https://phet.colorado.edu/en/simulations/balancing-chemical-equations): تدرّب على الوزن مع تصحيح فوري.
- PhET: Reactants, Products and Leftovers (https://phet.colorado.edu/en/simulations/reactants-products-and-leftovers): شاهد المواد المحددة للتفاعل بصريًا.
- أكاديمية خان: الكيمياء (https://www.khanacademy.org/science/chemistry): فيديوهات وتمارين مجانية في الحسابات الكيميائية.

☐ أنهيت هذه الوحدة

الهندسة الجزيئية والروابط

لماذا ترتبط الذرات، وكيف نرسم الجزيئات، وما الأشكال التي تتخذها، والقوى بين الجزيئات التي تحدد ما إذا كانت المادة غازًا أم سائلًا أم صلبًا.

أهداف التعلّم

في نهاية هذه الوحدة ستستطيع أن:

- تصنيف الروابط إلى أيونية أو تساهمية قطبية أو تساهمية غير قطبية باستخدام الكهرسلبية.
- رسم تراكيب لويس والتحقق منها بالشحنة الشكلية.
- التنبؤ بهندسة أزواج الإلكترونات والهندسة الجزيئية بنظرية VSEPR.
- تحديد ما إذا كان الجزيء قطبيًا من روابطه وشكله.
- ترتيب المواد حسب درجة الغليان باستخدام القوى بين الجزيئية.

المفاهيم الأساسية

- تتكوّن الروابط الأيونية عندما تنتقل الإلكترونات بين ذرات مختلفة جدًا في الكهرسلبية (مثل Na وCl). أما الروابط التساهمية فتتشارك أزواج الإلكترونات.
- الكهرسلبية هي قدرة الذرة على جذب الإلكترونات المشتركة. المشاركة غير المتساوية تُنتج رابطة قطبية بشحنات جزئية δ+ وδ−.
- تُظهر تراكيب لويس إلكترونات التكافؤ على هيئة روابط وأزواج حرة. معظم ذرات المجموعات الرئيسية تنتهي بثمانية إلكترونات حولها (قاعدة الثمانية)؛ والهيدروجين ينتهي باثنين.
- تساعد الشحنة الشكلية على اختيار أفضل تركيب لويس: الأفضل هو الذي تكون شحناته الشكلية أقرب ما يمكن إلى الصفر.
- VSEPR: تتباعد المجموعات الإلكترونية (الروابط والأزواج الحرة) حول الذرة المركزية أقصى ما يمكن. مجموعتان (2): خطي، 180°. 3: مثلث مستوٍ، 120°. 4: رباعي الأوجه، 109.5°. 5: هرم ثلاثي مزدوج. 6: ثماني الأوجه.
- تشغل الأزواج الحرة حيزًا أكبر من الروابط، فتضغط زوايا الروابط: الماء منحنٍ بزاوية نحو 104.5°، والأمونيا هرم ثلاثي بزاوية نحو 107°.
- يكون الجزيء قطبيًا إذا لم تتلاشَ ثنائيات أقطاب روابطه. لـ CO_2 روابط قطبية لكنه خطي، لذا فهو غير قطبي إجمالًا؛ أما H_2O فمنحنٍ، لذا فهو قطبي.
- القوى بين الجزيئية من الأضعف إلى الأقوى للأحجام المتقاربة: تشتت لندن (كل الجزيئات، وتزداد مع زيادة الإلكترونات)، ثم ثنائي القطب–ثنائي القطب (الجزيئات القطبية)، ثم الترابط الهيدروجيني (H مرتبط بـ N أو O أو F). القوى الأقوى تعني درجات غليان أعلى.

المعادلات الأساسية

$$\mathrm{FC} = V - N - \frac{B}{2}$$

FC=V-N-B/2

الشحنة الشكلية: = V إلكترونات التكافؤ، = N الإلكترونات غير الرابطة، = B الإلكترونات الرابطة

$$\Delta\chi = |\chi_A - \chi_B|$$

فرق الكهرسلبية؛ كلما زاد كانت الرابطة أكثر قطبية

أمثلة محلولة خطوة بخطوة

مثال 3.1 ارسم تركيب لويس لـ CO_2 وتوقّع شكله وقطبيته.

1. عُدّ إلكترونات التكافؤ: لـ C 4، ولكل O 6 = 6 × 2 + 4: 16.
2. ضع C في المركز واربط كل O برابطة ثنائية: O=C=O يستخدم 8 إلكترونات.
3. ضع الإلكترونات الـ 8 المتبقية زوجين حرين على كل O. أصبح لكل ذرة الآن ثمانية.
4. الشحنات الشكلية: C = 4 − 0 − 8/2 = 0؛ وكل O = 6 − 4 − 4/2 = 0. تركيب جيد.
5. مجموعتان إلكترونيتان على C ولا أزواج حرة: خطي، 180°. ثنائيا القطب C=O يشيران في اتجاهين متعاكسين فيتلاشيان.

الإجابة: O=C=O، خطي وغير قطبي إجمالًا، مع أن كل رابطة قطبية.

مثال 3.2 توقّع شكل الماء وزاوية روابطه وقطبيته.

1. إلكترونات التكافؤ: 2 × 1 + 6 = 8.
2. تستخدم رابطتا O–H أربعة إلكترونات (4)؛ والأربعة (4) الأخرى زوجان حران على O.
3. أربع مجموعات إلكترونية: هندسة إلكترونية رباعية الأوجه. ومع زوجين حرين يكون شكل الجزيء منحنيًا.
4. تدفع الأزواج الحرة الروابط لتقترب: زاوية نحو 104.5°، أقل من 109.5°.
5. في الشكل المنحني لا تتلاشى ثنائيات أقطاب الروابط، لذا فالماء قطبي ويستطيع تكوين روابط هيدروجينية.

الإجابة: منحنية، نحو 104.5°، قطبية.

مثال 3.3 أيهما درجة غليانه أعلى: الميثان (CH_4) أم الأوكتان (C_8H_{18})؟ ولماذا؟

1. كلاهما هيدروكربون غير قطبي، لذا فالقوة الرئيسية هي قوى تشتت لندن.
2. للأوكتان إلكترونات أكثر بكثير وشكل أطول، لذا فقوى التشتت فيه أقوى بكثير.

الإجابة: الأوكتان. ولهذا يكون الأوكتان سائلًا في درجة حرارة الغرفة بينما الميثان غاز.

تمارين

حلّ كلًّا منها على الورق أولًا، ثم تحقق.

1. توقّع شكل NH_3 وزاوية روابطه.

   أربع مجموعات إلكترونية منها زوج حر: هرم ثلاثي، نحو 107°.

2. توقّع شكل CH_4 وحدّد هل هو قطبي.

   رباعي الأوجه، 109.5°. تتلاشى ثنائيات الأقطاب C–H الأربعة، لذا فهو غير قطبي.

3. هل BF_3 قطبي؟

   لا. إنه مثلث مستوٍ بثلاث روابط B–F متماثلة تتلاشى ثنائيات أقطابها.

4. ما شكل SF_6؟

ثماني الأوجه (ست مجموعات رابطة، ولا أزواج حرة على S)، وزوايا الروابط 90°.

5. أوجد الشحنة الشكلية على N في أيون الأمونيوم، NH_4^+.

$FC = 5 - 0 - 8/2 = +1$.

6. لماذا يغلي H_2O عند 100 °C بينما يغلي H_2S الأثقل عند درجة أدنى بكثير؟

ترتبط جزيئات الماء بعضها ببعض بروابط هيدروجينية؛ أما H_2S فلا يستطيع تكوينها بالقوة نفسها، لذا يلزم طاقة أقل لفصل جزيئاته.

7. هل SO_2 قطبي أم غير قطبي؟

قطبي. للكبريت زوج حر، لذا يكون SO_2 منحنيًا ولا تتلاشى ثنائيات أقطاب روابطه.

مفاهيم خاطئة شائعة

خرافة: الجزيء ذو الروابط القطبية لا بد أن يكون قطبيًا.
في الحقيقة: الشكل مهم. لـ CO_2 وCCl_4 روابط قطبية لكن شكليهما متماثلان، لذا فهما غير قطبيين.

خرافة: الغليان يكسر الروابط داخل الجزيئات.
في الحقيقة: غليان الماء يفصل جزيئات H_2O بعضها عن بعض. أما روابط O–H داخل كل جزيء فتبقى سليمة.

خرافة: الأزواج الحرة لا تؤثر في الشكل لأنك لا تراها في الصيغة.
في الحقيقة: تتنافر الأزواج الحرة أقوى من الروابط فتثني الشكل، كما في H_2O وNH_3.

خرافة: الروابط الهيدروجينية هي أي روابط مع ذرات الهيدروجين في أي جزيء.
في الحقيقة: تحتاج إلى H مرتبط بـ N أو O أو F ينجذب إلى زوج حر على N أو O أو F آخر.

بطاقات تعليمية

الكهرسلبية

مدى قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة نحوها.

قاعدة الثمانية

تميل ذرات المجموعات الرئيسية إلى أن تنتهي بثمانية إلكترونات تكافؤ.

الشحنة الشكلية

$FC = V - N - B/2$؛ أفضل التراكيب تبقيها قريبة من الصفر.

VSEPR، 4 مجموعات

رباعي الأوجه، 109.5°.

شكل جزيء الماء

الرابطة الهيدروجينية

منحنية، نحو 104.5°.

تجاذب بين H مرتبط بـ N/O/F وزوج حر على N/O/F آخر.

تشتت لندن

تجاذب ضعيف ناتج عن ثنائيات أقطاب مؤقتة؛ ويزداد بزيادة الإلكترونات.

الجزيء القطبي

لا تتلاشى ثنائيات أقطاب الروابط بسبب شكله.

اختبار ذاتي

1. ما الشكل الجزيئي لذرة مركزية لها 3 روابط وزوج حر واحد (1)؟

مثلث مستوٍ

هرم ثلاثي

منحنية

رباعي الأوجه

هرم ثلاثي. أربع مجموعات إلكترونية إحداها زوج حر: هرم ثلاثي، مثل NH_3.

2. أي جزيء غير قطبي؟

H_2O

NH_3

CO_2

SO_2

CO_2. في CO_2 الخطي تتلاشى ثنائيات أقطاب الروابط المتعاكسة.

3. أي قوة بين جزيئية موجودة في كل الجزيئات؟

الترابط الهيدروجيني

ثنائي القطب–ثنائي القطب

تشتت لندن

أيون–ثنائي القطب

تشتت لندن. لكل جزيء إلكترونات يمكنها أن تكوّن ثنائيات أقطاب مؤقتة.

4. ما زاوية الرابطة المثالية في جزيء رباعي الأوجه؟

90°

109.5°

120°

180°

109.5°. أربع مجموعات موزعة في 3D بزاوية 109.5°.

5. كم إلكترون تكافؤ في تركيب لويس لـ CO_2؟

12

14

16

22

16. 4 من C إضافة إلى 6 من كل O.

أعد هذا الاختبار

كيف يساعد هذا في إنقاذ الكوكب

يفسّر شكل الجزيئات ظاهرة الاحتباس الحراري. فجزيئات مثل CO_2 وCH_4 وH_2O يمكنها أن تنثني أو تتمدد بطرق تغيّر ثنائي قطبها، فتمتص الحرارة تحت الحمراء المنبعثة من الأرض. أما N_2 وO_2، اللذان يشكّلان معظم الهواء، فلا يستطيعان ذلك.

يجعل الترابط الهيدروجيني الجليد أقل كثافة من الماء السائل، فيطفو الجليد. لذا تتجمد البحيرات من الأعلى إلى الأسفل، وتنجو الأسماك والكائنات الأخرى في الشتاء في الماء تحته.

توجّه القوى بين الجزيئية أعمال التنظيف أيضًا: النفط غير قطبي ولا يمتزج بالماء، ولهذا تنتشر التسربات النفطية بقعًا على السطح.

على GOSAT-GW :Saving Planets: غازات الدفيئة من الفضاء · محور البحيرات

المصادر: وكالة حماية البيئة الأمريكية: نظرة عامة على غازات الدفيئة (بالإنجليزية) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases)

مصادر تعلّم مجانية

- OpenStax Chemistry 2e، الفصل 7: Chemical Bonding and Molecular Geometry (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-introduction): تراكيب لويس والشحنة الشكلية ونظرية VSEPR.
- OpenStax Chemistry 2e، 7.6 Molecular Structure and Polarity (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-6-molecular-structure-and-polarity): الأشكال وثنائيات الأقطاب مع أمثلة محلولة.
- OpenStax Chemistry 2e، 10.1 Intermolecular Forces (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/10-1-intermolecular-forces): التشتت وثنائي القطب–ثنائي القطب والرابطة الهيدروجينية.
- PhET: Molecule Shapes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-shapes): ابنِ جزيئات بتقنية 3D وشاهد الأزواج الحرة تغيّر الشكل.
- PhET: Molecule Polarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-polarity): غيّر الكهرسلبية وشاهد ثنائيات أقطاب الروابط والجزيء.

أنهيت هذه الوحدة

حالات المادة: الغازات والمحاليل

كيف تستجيب الغازات للضغط ودرجة الحرارة، وكيف تعمل مخاليط الغازات، وكيف تذوب المواد (ومنها الأكسجين وCO_2) في الماء.

أهداف التعلّم

في نهاية هذه الوحدة ستستطيع أن:

- استخدام قانوني بويل وشارل وقانون الغازات المركّب، بالكلفن دائمًا.
- حل المسائل بقانون الغاز المثالي PV = nRT، بما فيها الكتلة المولية من الكثافة.
- استخدام قانون دالتون للضغوط الجزئية.
- تفسير سلوك الغازات بالنظرية الحركية الجزيئية.
- وصف الذوبانية، واستخدام قانون هنري للغازات الذائبة في السوائل.

المفاهيم الأساسية

- قوانين الغازات تحتاج إلى درجة الحرارة المطلقة: T(K) = T(°C) + 273.15.
- عند درجة حرارة ثابتة يتناسب الضغط والحجم عكسيًا (بويل). وعند ضغط ثابت يتناسب الحجم مع درجة الحرارة بالكلفن (شارل).
- يربط قانون الغاز المثالي PV = nRT بين الضغط والحجم والمولات ودرجة الحرارة. وعند 0 °C و1 atm يشغل مول واحد من الغاز المثالي 22.4 L.
- في مخلوط الغازات يؤثر كل غاز بضغطه الجزئي الخاص، ومجموعها يساوي الضغط الكلي (قانون دالتون). يحتوي الهواء الجاف على نحو 20.95% أكسجين حجمًا.
- النظرية الحركية الجزيئية: تتحرك جسيمات الغاز بسرعة وعشوائيًا، وتتصادم تصادمات مرنة، ومتوسط طاقتها الحركية يتناسب مع درجة الحرارة بالكلفن.
- المحلول مخلوط متجانس. «الشبيه يذيب الشبيه»: المذيبات القطبية مثل الماء تذيب المواد القطبية والأيونية.
- تزداد كمية الغاز الذائبة في سائل بزيادة ضغطه الجزئي (قانون هنري) وتقل عادةً مع ارتفاع حرارة الماء.

المعادلات الأساسية

$$PV = nRT$$

PV=nRT

قانون الغاز المثالي

$$R = 0.08206\ \frac{\text{L·atm}}{\text{mol·K}} = 8.314\ \frac{\text{J}}{\text{mol·K}}$$

R=0.08206\ ·atmmol·K=8.314\ ·K

ثابت الغازات

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

(P_1V_1)/(T_1)=(P_2V_2)/(T_2)

قانون الغازات المركّب (كمية غاز ثابتة)

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + \dots, \qquad P_A = x_A\, P_{\text{total}}$$

P_total=P_A+P_B+, P_A=x_A P_total

قانون دالتون؛ x هو الكسر المولي

$$M = \frac{dRT}{P}$$

M=dRT/P

الكتلة المولية من كثافة الغاز d

$$C_g = k_H\, P_g$$

C_g=k_H P_g

قانون هنري: تركيز الغاز الذائب

أمثلة محلولة خطوة بخطوة

مثال 4.1 ما الحجم الذي يشغله 1.00 mol من غاز مثالي عند 25.0 °C و1.00 atm؟

1. حوّل درجة الحرارة: 25.0 + 273.15 = 298.2 K.
2. V = nRT/P = 1.00 mol × 0.08206 L·atm/(mol·K) × 298.2 K ÷ 1.00 atm.
3. V = 24.5 L.

الإجابة: 24.5 L، أي أكثر قليلًا من 22.4 L عند 0 °C لأن الغاز الأدفأ يتمدد.

مثال 4.2 بالون طقس يحتوي على 2.00 L من الهيليوم عند 1.00 atm و300 K. يرتفع إلى حيث يكون الضغط 0.500 atm ودرجة الحرارة 250 K. ما حجمه الجديد؟

1. قانون الغازات المركّب محلولًا لـ V_2: $V_2 = V_1 \times (P_1/P_2) \times (T_2/T_1)$.
2. $V_2 = 2.00\ \text{L} \times (1.00/0.500) \times (250/300)$.
3. $V_2 = 2.00\ \text{L} \times 2 \times 0.8333 = 3.33\ \text{L}$.

الإجابة: 3.33 L. يسمح انخفاض الضغط بتمدده أكثر مما يقلّصه البرد.

مثال 4.3 قدّر كمية الأكسجين التي تذوب في الماء عند 25 °C المعرّض للهواء عند 1.00 atm. ثابت هنري لـ O_2 نحو 1.3×10^{-3} mol/(L·atm).

1. الضغط الجزئي لـ O_2: $1.00\ \text{atm} \times 0.2095 = 0.21\ \text{atm}$.
2. $C = k_H \times P = 1.3 \times 10^{-3}\ \text{mol/(L·atm)} \times 0.21\ \text{atm} = 2.7 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$.
3. حوّل إلى كتلة: $2.7 \times 10^{-4}\ \text{mol/L} \times 32.00\ \text{g/mol} = 8.7 \times 10^{-3}\ \text{g/L} = 8.7\ \text{mg/L}$.

الإجابة: نحو 9 mg من الأكسجين في اللتر: كمية صغيرة، وهي كل ما لدى الأسماك وسائر الكائنات المائية لتتنفسه.

تمارين

حلّ كلًّا منها على الورق أولًا، ثم تحقق.

1. حوّل 25 °C و40− °C إلى الكلفن.

   298 K و233 K (أضف 273.15).

2. كم مولًا من الغاز يملأ 10.0 L عند 0 °C (273.15 K) و1.00 atm؟

   $n = PV/RT = (1.00 \times 10.0) \div (0.08206 \times 273.15) = 0.446\ \text{mol}$.

3. عند درجة حرارة ثابتة، ماذا يحدث لحجم غاز إذا تضاعف الضغط؟

   ينخفض إلى النصف (قانون بويل).

4. غاز كثافته 1.25 g/L عند 0 °C و1.00 atm. أوجد كتلته المولية.

   $M = dRT/P = 1.25 \times 0.08206 \times 273.15 \div 1.00 = 28.0\ \text{g/mol}$ (يتوافق مع N_2).

5. خزان يحتوي على 2.0 mol من N_2 و0.50 mol من O_2 بضغط كلي 5.0 atm. ما الضغط الجزئي لـ O_2؟

   $x(O_2) = 0.50 \div 2.5 = 0.20$; $P(O_2) = 0.20 \times 5.0\ \text{atm} = 1.0\ \text{atm}$.

6. لماذا تفقد علبة المشروب الغازي فقاعاتها أسرع عندما تكون دافئة؟

   تنخفض ذوبانية الغازات مع ارتفاع درجة الحرارة، لذا يهرب CO_2 الذائب أسرع.

مفاهيم خاطئة شائعة

خرافة: يمكنك استخدام °C في قوانين الغازات.
في الحقيقة: استخدم الكلفن دائمًا. عند 0 °C لا يكون الحجم صفرًا؛ أما عند 0 K فسيكون كذلك.

خرافة: القيمة 22.4 L/mol صحيحة لأي غاز في أي ظروف.
في الحقيقة: ينطبق فقط على الغاز المثالي عند 0 °C و1 atm. وعند 25 °C يكون نحو 24.5 L.

خرافة: عند درجة الحرارة نفسها، تتحرك جزيئات الغاز الأثقل أسرع.

في الحقيقة: عند درجة الحرارة نفسها تمتلك كل الغازات متوسط الطاقة الحركية نفسه، لذا تتحرك الجزيئات الأثقل أبطأ.

خرافة: تذوب الغازات أفضل في الماء الدافئ، مثل السكر.
في الحقيقة: معظم الغازات أقل ذوبانًا في الماء الأدفأ.

بطاقات تعليمية

قانون الغاز المثالي

$PV = nRT$.

R

$0.08206\ \text{L·atm/(mol·K)}$ أو $8.314\ \text{J/(mol·K)}$.

قانون بويل

$P_1V_1 = P_2V_2$ عند ثبات n وT.

قانون شارل

$V_1/T_1 = V_2/T_2$ عند ثبات n وP.

قانون دالتون

الضغط الكلي هو مجموع الضغوط الجزئية.

قانون هنري

تركيز الغاز الذائب × k_H = الضغط الجزئي.

كلفن

$T(K) = T(°C) + 273.15$.

الحجم المولي

$22.4\ \text{L/mol}$ للغاز المثالي عند 0 °C و1 atm.

اختبار ذاتي

1. أي مقياس لدرجة الحرارة يجب استخدامه في حسابات قوانين الغازات؟

سلسيوس

فهرنهايت

كلفن

أي مما سبق

كلفن. قوانين الغازات تتناسب مع درجة الحرارة المطلقة.

2. عند ضغط ثابت، يُسخَّن غاز من 200 K إلى 400 K. حجمه...

ينخفض إلى النصف

يتضاعف

يبقى كما هو

يتضاعف أربع مرات

يتضاعف. قانون شارل: V يتناسب مع T بالكلفن.

3. يحتوي الهواء عند 1.00 atm على نحو 21% من O_2. الضغط الجزئي لـ O_2 نحو...

0.21 atm

0.79 atm

1.00 atm

21 atm

.0.21 atm. $P(O_2) = 0.21 \times 1.00$ atm

4. ماذا يحدث للأكسجين الذائب عندما ترتفع حرارة بحيرة؟

يرتفع

ينخفض

لا يتغير

يتحول إلى CO_2

ينخفض. تنخفض ذوبانية الغازات في الماء عادةً مع ارتفاع درجة الحرارة.

5. ما قيمة R بوحدة L·atm/(mol·K)؟

8.314

0.08206

22.4

6.022×10^{23}

0.08206. 8.314 هي القيمة بوحدة J/(mol·K).

أعد هذا الاختبار

كيف يساعد هذا في إنقاذ الكوكب

الغازات الذائبة تحدد ما يمكن أن يعيش في الماء. ولأن الماء الدافئ يحمل أكسجينًا أقل، فإن احترار البحيرات والأنهار قد يُجهد الأسماك، وتقيس فرق جودة المياه الأكسجين الذائب لحمايتها.

يفسّر قانون هنري أيضًا تحمّض المحيطات. فمع ارتفاع CO_2 في الهواء يذوب المزيد منه في مياه البحر ويكوّن حمض الكربونيك. وتفيد NOAA بأن المحيط يمتص نحو 30% من CO_2 المنبعث إلى الغلاف الجوي، وبأن pH سطح المحيط انخفض بنحو 0.1 منذ الثورة الصناعية، أي زيادة في الحموضة بنحو 30%.

وهذا يهم الناس كما يهم الشعاب: تشير NOAA إلى أن المحار والمرجان وغيرها من بناة الأصداف تعاني في الماء الأكثر حموضة، وكثير من مصائد الأسماك والوظائف الساحلية يعتمد عليها.

على Saving Planets: محور المحيطات · PACE: لون المحيط والعوالق

المصادر: NOAA: تحمّض المحيطات (تعليمي، بالإنجليزية) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification)

مصادر تعلّم مجانية

- OpenStax Chemistry 2e، الفصل 9: Gases (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/9-introduction): قوانين الغازات والمخاليط والنظرية الحركية الجزيئية.
- OpenStax Chemistry 2e، الفصل 11: Solutions and Colloids (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/11-introduction): الذوبانية وقانون هنري.
- PhET: Gas Properties (https://phet.colorado.edu/en/simulations/gas-properties): اضخ الغاز وسخّنه وشاهد الضغط يتغير.
- NOAA: مصادر عن تحمّض المحيطات (بالإنجليزية) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification): دروس وبيانات ومختبرات عن CO_2 في مياه البحر.

أنهيت هذه الوحدة

الديناميكا الحرارية

الطاقة الكيميائية: الحرارة والإنثالبي، ولماذا تطلق بعض التفاعلات طاقة، ونظرة أولى على الإنتروبيا وطاقة غيبس الحرة.

أهداف التعلّم

في نهاية هذه الوحدة ستستطيع أن:

- استخدام q = mcΔT وقياس الحرارة لإيجاد تدفق الحرارة والحرارة النوعية.
- تصنيف العمليات إلى طاردة أو ماصة للحرارة وتحديد إشارة ΔH.
- استخدام قانون هس وإنثالبيات التكوين القياسية لإيجاد ΔH لتفاعل.
- صياغة القانون الأول للديناميكا الحرارية باصطلاح الإشارة في الكيمياء.
- استخدام ΔG = ΔH − TΔS للحكم على تلقائية العملية.

المفاهيم الأساسية

- الطاقة محفوظة (القانون الأول): ΔU = q + w. في الكيمياء، q هي الحرارة المضافة إلى النظام وw الشغل المبذول على النظام.
- التفاعلات الطاردة للحرارة تطلق حرارة إلى المحيط (ΔH < 0)؛ والماصة للحرارة تمتص الحرارة (ΔH > 0).
- الحرارة النوعية c هي الحرارة اللازمة لتسخين 1 g بمقدار 1 °C. وحرارة الماء النوعية عالية، 4.184 J/(g·°C)، ولهذا تسخن المحيطات والبحيرات وتبرد ببطء.
- الإنثالبي دالة حالة، لذا يعتمد ΔH على البداية والنهاية فقط. ولهذا ينجح قانون هس: يمكنك جمع التفاعلات وجمع قيم ΔH لها.
- إنثالبي التكوين القياسي (ΔH°f) هو تغير الإنثالبي لتكوين 1 mol من مركّب من عناصره في حالاتها القياسية. وللعنصر في حالته القياسية ΔH°f = 0.
- تقيس الإنتروبيا (S) مدى انتشار الطاقة والمادة. ويكون تغير طاقة غيبس الحرة، ΔG = ΔH − TΔS، سالبًا للعملية التلقائية عند درجة حرارة وضغط ثابتين.

المعادلات الأساسية

$$q = mc\Delta T$$

q=mcΔ T

الحرارة اللازمة لتغيّر درجة الحرارة

$$q_{\text{lost}} = -q_{\text{gained}}$$

q_lost=-q_gained

قياس الحرارة: الحرارة التي يفقدها الجسم الساخن تساوي الحرارة التي يكتسبها الجسم البارد

$$\Delta U = q + w, \qquad w = -P\Delta V$$

Δ U=q+w, w=-PΔ V

القانون الأول (اصطلاح الإشارة في الكيمياء)

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = \sum n\,\Delta H^\circ_f(\text{products}) - \sum n\,\Delta H^\circ_f(\text{reactants})$$

```
Δ H^_rxn= n Δ H^_f(products)- n Δ H^_f(reactants)
```

إنثالبي التفاعل من إنثالبيات التكوين

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

```
Δ G=Δ H-TΔ S
```

طاقة غيبس الحرة

أمثلة محلولة خطوة بخطوة

مثال 5.1 كم حرارة يلزم لتسخين 250.0 g من الماء من 20.0 °C إلى 100.0 °C؟

1. ΔT = 100.0 − 20.0 = 80.0 °C.
2. q = mcΔT = 250.0 g × 4.184 J/(g·°C) × 80.0 °C = 83,680 J.
3. بالكيلوجول: 83.7 kJ.

الإجابة: 83.7 kJ.

مثال 5.2 أوجد ΔH° لاحتراق الميثان، $CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$، باستخدام قيم ΔH°f: $CH_4(g)$ −74.6، $CO_2(g)$ −393.5، $H_2O(l)$ −285.8 kJ/mol؛ $O_2(g)$ 0.

1. النواتج: −393.5 + 2 × (−285.8) = −965.1 kJ.
2. المتفاعلات: −74.6 + 2 × 0 = −74.6 kJ.
3. ΔH° = −965.1 − (−74.6) = −890.5 kJ.

الإجابة: نحو −890 kJ لكل مول من الميثان: طارد للحرارة بقوة.

مثال 5.3 قارن الحرارة المنطلقة لكل غرام من الميثان والهيدروجين. للتفاعل $H_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$، ΔH° = −285.8 kJ.

1. الميثان: 890.5 kJ ÷ 16.04 g = 55.5 kJ/g.
2. الهيدروجين: 285.8 kJ ÷ 2.016 g = 141.8 kJ/g.
3. النواتج: الميثان ينتج CO_2؛ والهيدروجين لا ينتج إلا الماء.

الإجابة: يطلق الهيدروجين حرارة أكثر بنحو 2.6 مرة لكل غرام، وحرقه لا ينتج CO_2. أما كون الهيدروجين نظيفًا إجمالًا فيعتمد على طريقة إنتاجه.

مثال 5.4 تفاعل له $\Delta H = +40.0\ \text{kJ}$ و$\Delta S = +120\ \text{J/K}$. هل هو تلقائي عند 298 K؟ وفوق أي درجة حرارة يصبح تلقائيًا؟

1. استخدم الوحدات نفسها: $\Delta S = 0.120\ \text{kJ/K}$.
2. عند 298 K: $\Delta G = 40.0 - 298 \times 0.120 = 40.0 - 35.8 = +4.2\ \text{kJ}$. موجب، إذن غير تلقائي.
3. اجعل $\Delta G = 0$: $T = \Delta H/\Delta S = 40.0 \div 0.120 = 333\ \text{K}$.

الإجابة: غير تلقائي عند 298 K؛ وتلقائي فوق نحو 333 K (60 °C).

تمارين

حلّ كلًّا منها على الورق أولًا، ثم تحقق.

1. كم حرارة ترفع درجة حرارة 1.00 kg من الماء بمقدار 10.0 °C؟

   $q = 1000\ \text{g} \times 4.184 \times 10.0 = 41{,}840\ \text{J} = 41.8\ \text{kJ}$.

2. هل انصهار الجليد ماص للحرارة أم طارد لها؟ وما إشارة q للجليد؟

   ماص للحرارة؛ q موجبة لأن الجليد يمتص الحرارة.

3. يُلقى معدن كتلته 50.0 g عند 100.0 °C في 100.0 g من الماء عند 20.0 °C. ينتهي كلاهما عند 22.0 °C. أوجد الحرارة النوعية للمعدن.

   الحرارة التي يكتسبها الماء $= 2.0 \times 4.184 \times 100.0 = 836.8\ \text{J}$. المعدن: $50.0 \times c \times 78.0 = 836.8$، إذن $c = 0.215\ \text{J/(g·°C)}$.

4. استخدم قانون هس: $C(s) + O_2 \rightarrow CO_2$، $\Delta H = -393.5\ \text{kJ}$؛ $CO + \tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow CO_2$، $\Delta H = -283.0\ \text{kJ}$. أوجد ΔH للتفاعل $C(s) + \tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow CO$.

   اعكس الثاني واجمع: $-393.5 + 283.0 = -110.5\ \text{kJ}$.

5. ما قيمة $\Delta H°_f$ لـ $O_2(g)$؟

   صفر: إنه عنصر في حالته القياسية.

6. عملية لها $\Delta H < 0$ و$\Delta S > 0$. متى تكون تلقائية؟

   عند أي درجة حرارة، لأن $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ سالب دائمًا.

مفاهيم خاطئة شائعة

خرافة: الحرارة ودرجة الحرارة شيء واحد.

في الحقيقة: درجة الحرارة تقيس متوسط طاقة الجسيمات؛ أما الحرارة فهي طاقة منتقلة. حوض استحمام من الماء الدافئ يحمل حرارة أكثر من كوب ماء يغلي.

خرافة: التفاعلات الطاردة للحرارة تحدث دائمًا من تلقاء نفسها.

في الحقيقة: تعتمد التلقائية على ΔG التي تتضمن الإنتروبيا. بعض التفاعلات الطاردة للحرارة ليست تلقائية عند درجات الحرارة العالية.

خرافة: التفاعل التلقائي تفاعل سريع.

في الحقيقة: «تلقائي» يخبرك بالاتجاه لا بالسرعة. تحوّل الألماس إلى غرافيت تلقائي لكنه أبطأ بكثير من أن يُلاحظ.

خرافة: كسر الروابط يطلق الطاقة.

في الحقيقة: كسر الروابط يحتاج دائمًا إلى طاقة. وتنطلق الطاقة عندما تتكوّن روابط جديدة أقوى.

بطاقات تعليمية

q = mcΔT

الحرارة = الكتلة × الحرارة النوعية × التغير في درجة الحرارة.

طارد للحرارة

يطلق الحرارة؛ ΔH < 0.

ماص للحرارة

يمتص الحرارة؛ ΔH > 0.

قانون هس

ΔH لمجموع تفاعلات يساوي مجموع قيم ΔH لها.

ΔH°f لعنصر

صفر في حالته القياسية.

القانون الأول

ΔU = q + w؛ الطاقة محفوظة.

طاقة غيبس

ΔG = ΔH − TΔS؛ القيمة السالبة تعني التلقائية.

الحرارة النوعية للماء

4.184 J/(g·°C).

اختبار ذاتي

1. إشارة ΔH للتفاعل الطارد للحرارة هي...

موجبة

سالبة

صفر

يعتمد على درجة الحرارة

سالبة. يفقد النظام حرارة إلى المحيط.

2. الحرارة النوعية للماء...

1.00 J/(g·°C)

4.184 J/(g·°C)

8.314 J/(g·°C)

0.449 J/(g·°C)

4.184 J/(g·°C). ترفع 4.184 J درجة حرارة 1 g من الماء بمقدار 1 °C.

3. ينجح قانون هس لأن الإنثالبي...

سالبة دائمًا

دالة حالة

مساوٍ للإنتروبيا

مقاسة بالكلفن

دالة حالة. يعتمد ΔH فقط على الحالتين الابتدائية والنهائية.

4. يكون التفاعل تلقائيًا عندما...

ΔG < 0

ΔG > 0

ΔH > 0

ΔS = 0

ΔG < 0. تغيّر طاقة غيبس السالب يعني أن العملية يمكن أن تحدث من تلقاء نفسها.

5. لكل غرام، أي وقود يطلق حرارة أكثر عند حرقه إلى ماء سائل؟

الميثان

الهيدروجين

متساويان

لا يطلق أيٌّ منهما حرارة

الهيدروجين. نحو 142 kJ/g للهيدروجين مقابل 55.5 kJ/g للميثان.

أعد هذا الاختبار

كيف يساعد هذا في إنقاذ الكوكب

الكيمياء الحرارية هي الحساب الذي تقوم عليه الطاقة النظيفة. فمقارنة الكيلوجولات لكل غرام وCO_2 لكل كيلوجول، كما في الأمثلة المحلولة، تبيّن لماذا يمكن للهيدروجين المنتج بطاقة نظيفة أن يخفض الانبعاثات.

تشير وزارة الطاقة الأمريكية إلى أن الهيدروجين المستخدم في خلية الوقود لا ينتج إلا الماء، وإلى أنه يمكن إنتاجه من مصادر كثيرة منها الطاقة الشمسية وطاقة الرياح.

تسمح الحرارة النوعية العالية للماء للمحيطات بتخزين كميات هائلة من الحرارة، ما يجعل المناخ الساحلي أكثر استقرارًا للناس والحياة البرية.

على Saving Planets: Sentinel-6B: رصد مستوى سطح البحر · محور رصد الأرض

المصادر: وزارة الطاقة الأمريكية: أساسيات وقود الهيدروجين (بالإنجليزية) (https://www.energy.gov/eere/fuelcells/hydrogen-fuel-basics)

مصادر تعلّم مجانية

- OpenStax Chemistry 2e، الفصل 5: Thermochemistry (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/5-introduction): قياس الحرارة والإنثالبي وقانون هس.
- OpenStax Chemistry 2e، الفصل 16: Thermodynamics (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/16-introduction): الإنتروبيا وطاقة غيبس الحرة.
- PhET: Energy Forms and Changes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/energy-forms-and-changes): شاهد انتقال الحرارة بين الأجسام.
- MIT OpenCourseWare 3.091 Introduction to Solid-State Chemistry (بالإنجليزية) (https://ocw.mit.edu/courses/3-091-introduction-to-solid-state-chemistry-fall-2018/): محاضرات مجانية تغطي أيضًا الروابط والطاقة.

أنهيت هذه الوحدة

مجموعات المسائل

هذه التمارين داخل كل وحدة. حلّها على الورق أولًا، ثم افتح الإجابة.

1. النظرية الذرية والأعداد الكمية
   7 مسائل
2. الحسابات الكيميائية (الستوكيومترية)

7 مسائل

3. الهندسة الجزيئية والروابط

7 مسائل

4. حالات المادة: الغازات والمحاليل

6 مسائل

5. الديناميكا الحرارية

6 مسائل

المختبر (CHEM 110L)

المختبر هو الجزء العملي من الدورة، ويعادل ساعة معتمدة واحدة (1) في الجدول الجامعي المعتاد. وهو هنا مجاني وللتدريب فقط.

تطبّق أفكار المحاضرات عمليًا باستخدام مستشعرات رقمية وأجهزة قياس وزجاجيات دقيقة. لا تجرِ النسخ العملية إلا في مختبر مدرسي أو جامعي تحت إشراف؛ ولكل تمرين أيضًا نسخة منزلية آمنة أو افتراضية.

مرجع السلامة: الجمعية الكيميائية الأمريكية: السلامة الكيميائية (بالإنجليزية) (https://www.acs.org/chemical-safety.html)

المختبر A: الصيغة الأولية لأكسيد المغنيسيوم

الأسبوع 5

الهدف: سخّن المغنيسيوم في الهواء، وزِن الناتج، واستنتج أبسط نسبة عددية صحيحة بين المغنيسيوم والأكسجين.

$$\frac{n_{\mathrm{Mg}}}{n_{\mathrm{O}}} = \frac{m_{\mathrm{Mg}}/24.31}{m_{\mathrm{O}}/16.00}$$

```
_Mgn_O=_Mg/24.31m_O/16.00
```

اقسم كل كمية مولية على أصغرها، ثم قرّب إلى أعداد صحيحة

الإجراء

1. سخّن بوتقة فارغة وغطاءها حتى تثبت الكتلة؛ ثم برّد وزِن.
2. أضف شريطًا ملفوفًا من المغنيسيوم النظيف وزِن مرة أخرى.
3. سخّن مع ترك الغطاء مفتوحًا قليلًا ليدخل الهواء دون أن يخرج الدخان، حتى يتوقف المعدن عن التوهج.
4. برّد، وأضف بضع قطرات من الماء، وسخّن مجددًا بلطف (هذا يحوّل أي نتريد مغنيسيوم إلى أكسيد)، ثم سخّن بقوة.
5. برّد ثم زِن. كرّر التسخين حتى تتفق وزنتان في حدود 0.002 g.

جدول البيانات

القياس	الكتلة (g)
البوتقة + الغطاء	25.120
البوتقة + الغطاء + Mg	25.360
البوتقة + الغطاء + الناتج	25.520
Mg (بالفرق)	0.240
الأكسجين المكتسب	0.160

بيانات نموذجية للتدريب فقط.

مثال حسابي

1. مولات Mg = 0.240 g ÷ 24.31 g/mol = 9.87 × 10⁻³ mol.
2. مولات O = 0.160 g ÷ 16.00 g/mol = 1.00 × 10⁻² mol.
3. اقسم على الأصغر: 1.00 Mg، 1.01 O، وهو ما يُقرَّب إلى 1 : 1.
4. الصيغة الأولية: MgO.

السلامة

- يطلق المغنيسيوم المحترق ضوءًا ساطعًا جدًا، بما فيه الأشعة فوق البنفسجية. لا تحدّق فيه.
- استخدم الملقط؛ تبقى البوتقات ساخنة طويلًا بعد توقفها عن التوهج.

- لا تجرّب هذا في المنزل أبدًا: حرائق المغنيسيوم يصعب إطفاؤها، والماء يزيدها سوءًا.

بديل منزلي أو افتراضي

- أجرِ الحساب نفسه من التركيب المئوي، كما في مجموعة التدريب النهائية (40.0% C و6.71% H و53.3% O تعطي CH_2O).
- في القسم 3.2 من OpenStax Chemistry 2e مزيد من مسائل الصيغة الأولية مع إجاباتها (بالإنجليزية).

OpenStax 3.2 Determining Empirical and Molecular Formulas (بالإنجليزية) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-2-determining-empirical-and-molecular-formulas)

الصلة بالكوكب: استنتاج صيغة مركّب مجهول خطوة أولى في التعرف على ملوِّث أو معدن أو مادة جديدة.

☐ **أكملت هذا المختبر (عمليًا أو افتراضيًا)**

المختبر B: المعايرة الحمضية القاعدية والتخفيف

الأسبوع 6

الهدف: إيجاد تركيز محلول حمض الهيدروكلوريك بمعايرته بهيدروكسيد الصوديوم المعلوم التركيز.

$$M_a V_a = M_b V_b \quad (1:1 \text{ acid–base})$$

```
M_aV_a=M_bV_b(1 : 1 acid–base)
```

في التفاعل $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$، مولات الحمض = مولات القاعدة عند نقطة التكافؤ

الإجراء

1. اشطف السحاحة بقليل من NaOH بتركيز 0.1000 M، ثم املأها وسجّل القراءة الأولية بدقة 0.01 mL.
2. انقل بالماصة 25.00 mL من HCl إلى دورق وأضف 2–3 قطرات من كاشف الفينولفثالين.
3. أضف NaOH مع التحريك الدوراني. وقرب النهاية أضفه قطرةً قطرة.
4. توقّف عند أول لون وردي باهت يدوم 30 ثانية. وسجّل القراءة النهائية.
5. كرّر حتى تتفق محاولتان في حدود 0.10 mL. ومع مجس pH، ارسم أيضًا pH مقابل الحجم لترى القفزة الحادة عند نقطة التكافؤ.

جدول البيانات

المحاولة	القراءة الأولية (mL)	القراءة النهائية (mL)	NaOH المستخدم (mL)
1 (تقريبي)	0.50	23.10	22.60
2	0.20	22.65	22.45
3	1.05	23.52	22.47

بيانات نموذجية للتدريب فقط. خذ متوسط المحاولتين المتوافقتين (2 و3).

مثال حسابي

1. متوسط حجم NaOH: (22.45 + 22.47) ÷ 2 = 22.46 mL = 0.02246 L.
2. مولات $NaOH = 0.1000 \text{ mol/L} \times 0.02246 \text{ L} = 2.246 \times 10^{-3} \text{ mol}$.
3. التفاعل 1 : 1، إذن مولات $HCl = 2.246 \times 10^{-3} \text{ mol}$.
4. تركيز $HCl = 2.246 \times 10^{-3} \text{ mol} \div 0.02500 \text{ L} = 0.08984 \text{ M}$.

السلامة

- ارتدِ النظارات الواقية: يمكن أن يؤذي NaOH وHCl العينين والجلد حتى وهما مخففان.
- إذا لامس أيٌّ منهما الجلد، فاشطفه بكثير من الماء وأبلغ المشرف.
- املأ السحاحة تحت مستوى العين باستخدام قمع، وأزل القمع قبل القراءة.

بديل منزلي أو افتراضي

- تتيح لك محاكاتا PhET Acid-Base Solutions وpH Scale اختبار الأحماض والقواعد القوية والضعيفة بجهاز pH افتراضي.
- مؤشر من المطبخ: يتحول عصير الملفوف الأحمر إلى الأحمر الوردي في الأحماض مثل الخل وإلى الأخضر في القواعد مثل محلول صودا الخبز. هذا نوعي فقط.

PhET: Acid-Base Solutions (https://phet.colorado.edu/en/simulations/acid-base-solutions) · PhET: pH Scale (https://phet.colorado.edu/en/simulations/ph-scale) · PhET: Molarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molarity)

الصلة بالكوكب: يُعد pH من أهم قياسات جودة المياه. وتشير هيئة المسح الجيولوجي الأمريكية إلى أن المطر العادي له pH يبلغ نحو 5.6، وأن المياه المتسربة من منجم فحم مهجور قد تصل إلى pH 2، وهي حمضية بما يكفي لقتل الأسماك في مجرى النهر. مدرسة علوم المياه في USGS: الـ pH والماء (بالإنجليزية) (https://www.usgs.gov/special-topics/water-science-school/science/ph-and-water)

☐ **أكملت هذا المختبر (عمليًا أو افتراضيًا)**

المختبر C: التحليل الطيفي الضوئي لمحلول صبغة

الأسبوع 12

الهدف: إنشاء منحنى معايرة من محاليل صبغة قياسية واستخدامه لإيجاد تركيز عينة مجهولة باستخدام قانون بير–لامبرت.

$$A = \varepsilon b c, \qquad A = -\log_{10} T$$

A= bc, A=-_10T

A = الامتصاصية، ε = معامل الامتصاص المولي، b = طول المسار (cm)، c = التركيز (mol/L)، T = نسبة الضوء النافذ

الإجراء

1. سخّن جهاز المطياف الضوئي للمدة المذكورة في دليله.
2. امسح محلولًا قياسيًا واحدًا لإيجاد الطول الموجي الذي تمتص عنده الصبغة أكثر (λmax).
3. صفّر الجهاز بخلية فيها المحلول الفارغ (المذيب، وهو هنا الماء).
4. حضّر خمسة محاليل قياسية من محلول أصلي بالتخفيف ($M_1V_1 = M_2V_2$).
5. قِس امتصاصية كل محلول قياسي عند λmax، مع شطف الخلية بالمحلول التالي في كل مرة. أمسك الخلايا من جوانبها المصنفرة.
6. قِس العينة المجهولة بالطريقة نفسها.
7. ارسم الامتصاصية (y) مقابل التركيز (x)، ووفّق خطًا مستقيمًا يمر بنقطة الأصل، واستخدم الميل لإيجاد تركيز العينة المجهولة.

جدول البيانات

المحلول القياسي	التركيز (µM)	الامتصاصية
1	2.00	0.130
2	4.00	0.261
3	6.00	0.389
4	8.00	0.522
5	10.00	0.650
المجهولة	?	0.455

بيانات نموذجية للتدريب فقط، وليست قيمة منشورة لأي صبغة حقيقية.

مثال حسابي

1. ميل الخط المار بنقطة الأصل: نحو 0.0650 لكل µM (مثلًا 0.650 ÷ 10.00 µM).
2. مع b = 1.00 cm، ε = 0.0650 $\mu M^{-1}\,cm^{-1}$ = $6.50 \times 10^4\ M^{-1}\,cm^{-1}$.
3. المجهولة: c = A ÷ (εb) = 0.455 ÷ 0.0650 μM^{-1} = 7.00 µM.
4. نسبة الضوء الذي تنفذه العينة المجهولة: T = 10^(−0.455) = 0.351، أي 35.1%.

السلامة

- ارتدِ النظارات الواقية؛ كثير من الصبغات تلطّخ الجلد والملابس.
- امسح أي انسكاب فورًا وأبعد السوائل عن الجهاز.
- تخلّص من المحاليل وفق تعليمات مشرف المختبر.

بديل منزلي أو افتراضي

- PhET Beer’s Law Lab: غيّر التركيز وطول المسار والطول الموجي، وسجّل الامتصاصية لتبني منحنى المعايرة الخاص بك.
- نسخة المطبخ: حضّر سلسلة تخفيفات من ملوّن الطعام في أكواب شفافة متماثلة ورتّبها بالعين أمام بطاقة بيضاء. هذا يوضح الفكرة لكنه لا يعطي قيم امتصاصية حقيقية.

PhET: Beer’s Law Lab (https://phet.colorado.edu/en/simulations/beers-law-lab) · PhET: Concentration (https://phet.colorado.edu/en/simulations/concentration)

الصلة بالكوكب: الفكرة نفسها تساعد الأقمار الصناعية على تقييم صحة المحيطات والبحيرات. فبعثات ناسا لرصد لون المحيط تقيس ألوان الضوء الخارج من الماء لتقدير الكلوروفيل، وهو علامة على وجود العوالق. NASA Ocean Color (بالإنجليزية) (https://oceancolor.gsfc.nasa.gov/)

☐ **أكملت هذا المختبر (عمليًا أو افتراضيًا)**

مجموعات تدريب للامتحان

وقّت نفسك: نحو 10 دقائق لكل مسألة. ثم قارن بالحلول الكاملة.

مجموعة تدريب منتصف الفصل (الوحدات 3–1)

1. ينتقل إلكترون الهيدروجين من $n = 4$ إلى $n = 2$. أوجد الطول الموجي للضوء.

   1. $|\Delta E| = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J} \times (1/4 - 1/16) = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J} \times 0.1875 = 4.086 \times 10^{-19}\ \text{J}$.
   2. $\lambda = hc/E = (6.626 \times 10^{-34} \times 2.998 \times 10^{8}) \div 4.086 \times 10^{-19} = 4.862 \times 10^{-7}\ \text{m}$.

   الإجابة: 486 nm (أزرق مخضر).

2. اكتب التوزيع الإلكتروني للنحاس ($Z = 29$) في الحالة الأرضية.

   1. يتنبأ ترتيب الملء البسيط بـ $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^9$، لكن الغلاف الفرعي 3d الممتلئ أكثر استقرارًا.
   2. ينتقل إلكترون 4s إلى 3d.

   الإجابة: $[\text{Ar}]\ 4s^1\ 3d^{10}$، وهو استثناء معروف.

3. كم CO_2 ينتج عن حرق 1.00 kg من الأوكتان (C_8H_{18}، 114.23 g/mol)؟

   1. الموزونة: $2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$، أي 8 mol من CO_2 لكل مول أوكتان.
   2. مولات الأوكتان $= 1000\ \text{g} \div 114.23\ \text{g/mol} = 8.754\ \text{mol}$.

3. $CO_2 = 8 \times 8.754 = 70.04 \text{ mol} \times 44.01 \text{ g/mol} = 3{,}082 \text{ g}$.

الإجابة: نحو 3.08 kg من CO_2.

4. تتفاعل 28.0 g من N_2 مع 9.00 g من H_2: $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$. أوجد المادة المحددة للتفاعل وكتلة NH_3.

1. N_2: $28.0 \div 28.02 = 0.999$ mol. H_2: $9.00 \div 2.016 = 4.46$ mol.
2. يحتاج N_2 إلى $0.999 \times 3 = 3.00$ mol من H_2؛ والمتاح 4.46 mol، إذن N_2 هو المحدِّد.
3. $NH_3 = 2 \times 0.999 = 2.00 \text{ mol} \times 17.03 \text{ g/mol} = 34.0 \text{ g}$.

الإجابة: N_2 هو المحدِّد؛ 34.0 g من NH_3.

5. حدّد شكل وقطبية كل من SO_2 وCCl_4.

1. SO_2: لـ S مجموعتان رابطتان وزوج حر واحد، لذا يكون منحنيًا ولا تتلاشى ثنائيات الأقطاب.
2. CCl_4: أربع روابط متماثلة، رباعي الأوجه، تتلاشى ثنائيات الأقطاب.

الإجابة: SO_2 منحنٍ وقطبي؛ CCl_4 رباعي الأوجه وغير قطبي.

6. رتّب حسب درجة الغليان من الأدنى: H_2O وHe وCH_4.

1. He: تشتت ضعيف فقط، وإلكترونات قليلة جدًا.
2. CH_4: قوى التشتت، وإلكترونات أكثر من He.
3. H_2O: ترابط هيدروجيني.

الإجابة: $He < CH_4 < H_2O$.

مجموعة التدريب النهائية (كل الوحدات)

1. ما الحجم الذي تشغله 88.0 g من CO_2 عند 25.0 °C و1.00 atm؟

1. $n = 88.0 \div 44.01 = 2.00$ mol.
2. $V = nRT/P = 2.00 \times 0.08206 \times 298.15 \div 1.00$.

الإجابة: 48.9 L.

2. كم غرامًا من الميثان يجب حرقها ($\Delta H = -890.5$ kJ/mol) لتسخين 500.0 g من الماء من 15.0 °C إلى 85.0 °C، إذا ذهبت كل الحرارة إلى الماء؟

1. $q = 500.0 \times 4.184 \times 70.0 = 146{,}440$ J $= 146.4$ kJ.
2. مولات $CH_4 = 146.4 \div 890.5 = 0.1644$ mol.
3. الكتلة $= 0.1644 \times 16.04 = 2.64$ g.

الإجابة: 2.64 g من الميثان.

3. تتعادل 20.00 mL من حمض الكبريتيك مع 31.60 mL من NaOH بتركيز 0.1000 M. أوجد مولارية الحمض.

1. $H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$ (ذرتا هيدروجين حمضيتان).
2. مولات $NaOH = 0.1000 \times 0.03160 = 3.160 \times 10^{-3}$ mol، إذن مولات $H_2SO_4 = 1.580 \times 10^{-3}$ mol.
3. $M = 1.580 \times 10^{-3} \div 0.02000$ L.

الإجابة: 0.07900 M. من الأخطاء الشائعة نسيان النسبة 1 : 2 والحصول على 0.1580 M.

4. صبغة لها $\varepsilon = 1.20 \times 10^{4}\ \text{M}^{-1}\,\text{cm}^{-1}$. تعطي عينة في خلية طولها 1.00 cm قراءة A = 0.300. أوجد تركيزها.

1. $c = A \div (\varepsilon b) = 0.300 \div (1.20 \times 10^{4} \times 1.00)$.

الإجابة: 2.50×10^{-5} M.

5. مركّب يحتوي بالكتلة على 40.0% C و6.71% H و53.3% O، وكتلته المولية 180.16 g/mol. أوجد صيغته الأولية وصيغته الجزيئية.

1. في 100 g: 40.0 ÷ 12.011 = 3.33 mol C؛ 6.71 ÷ 1.008 = 6.66 mol H؛ 53.3 ÷ 16.00 = 3.33 mol O.
2. اقسم على 3.33: 1 : 2 : 1، إذن CH_2O (30.03 g/mol).
3. 180.16 ÷ 30.03 = 6.

الإجابة: الأولية CH_2O؛ الجزيئية $C_6H_{12}O_6$ (الغلوكوز).

6. استخدم قانون هس لإيجاد ΔH للتفاعل $CO + \tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow CO_2$ علمًا بأن $C + O_2 \rightarrow CO_2$ (−393.5 kJ) و$C(s) + \tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow CO$ (−283.0 kJ).

1. أبقِ التفاعل الأول؛ واعكس الثاني (+283.0 kJ).
2. اجمعها؛ يُختصر CO_2.

الإجابة: −110.5 kJ.

7. لعملية فيها ΔH = −10.0 kJ وΔS = −50.0 J/K، أوجد درجة الحرارة التي تكون العملية تلقائية تحتها.

1. ΔG < 0 عندما ΔH − TΔS < 0. كلاهما سالب، لذا ينجح ذلك عند T منخفضة.
2. $T = \Delta H / \Delta S = -10.0\ \text{kJ} \div -0.0500\ \text{kJ/K} = 200\ \text{K}$.

الإجابة: تلقائي تحت 200 K.

ورقة الصيغ

$$c = \lambda \nu$$

$$E = h\nu = hc/\lambda$$

$$E_n = -2.179 \times 10^{-18}\ \text{J}/n^2$$

$$n = m/M$$

$$M = n/V$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$PV = nRT$$

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

$$P_A = x_A P_{\text{tot}}$$

$$C_g = k_H P_g$$

$$q = mc\Delta T$$

$$\Delta U = q + w$$

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H_f^\circ(\text{prod}) - \sum n\Delta H_f^\circ(\text{reac})$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$A = \varepsilon b c$$

$$\text{FC} = V - N - B/2$$

الثوابت

الثابت	القيمة
ثابت بلانك، h	6.62607015 × 10⁻³⁴ J·s (قيمة مضبوطة)
سرعة الضوء، c	2.99792458 × 10⁸ m/s (قيمة مضبوطة)
ثابت أفوغادرو، N_A	6.02214076 × 10²³ mol⁻¹ (قيمة مضبوطة)
ثابت الغازات، R	8.314 J/(mol·K) = 0.08206 L·atm/(mol·K)
ثابت طاقة الهيدروجين، k	2.179 × 10⁻¹⁸ J
الحرارة النوعية للماء	4.184 J/(g·°C)
الضغط القياسي	1 atm = 101.325 kPa = 760 mmHg
الصفر المطلق	0 K = −273.15 °C

المصدر: NIST: الثوابت الفيزيائية الأساسية (بالإنجليزية) (https://physics.nist.gov/cuu/Constants/)

الجدول الدوري

استخدم أحد هذه الجداول التفاعلية المجانية إلى جانب الدورة.

- PubChem Periodic Table (المكتبة الوطنية للطب الأمريكية، بالإنجليزية) (https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/periodic-table/): تفاعلي، مع بيانات لكل عنصر.
- Ptable (https://ptable.com/): جدول تفاعلي سريع فيه المدارات والنظائر والتدرجات.
- NIST: الجدول الدوري للعناصر (بالإنجليزية) (https://www.nist.gov/pml/periodic-table-elements): جدول مرجعي قابل للطباعة من الهيئة الأمريكية للمعايير.

مسرد المصطلحات

الامتصاصية
مقدار الضوء الذي تمتصه العينة؛ A = −log₁₀T.

عدد أفوغادرو
6.02214076 × 10²³، وهو عدد الجسيمات في مول واحد.

قياس الحرارة (الكالوريمترية)
قياس تدفق الحرارة من تغيرات درجة الحرارة.

التوزيع الإلكتروني
ترتيب إلكترونات الذرة في المدارات.

الصيغة الأولية
أبسط نسبة عددية صحيحة بين الذرات في مركّب.

نقطة النهاية
النقطة في المعايرة التي يتغير عندها لون الكاشف.

الإنثالبي (H)
المحتوى الحراري لنظام عند ضغط ثابت.

الإنتروبيا (S)
مقياس لمدى انتشار الطاقة والمادة.

نقطة التكافؤ
النقطة التي أضيف عندها من المحلول المعاير ما يكفي تمامًا للتفاعل مع العينة.

طاقة غيبس الحرة (G)
G = H − TS؛ تغيّرها يتنبأ بالتلقائية.

الرابطة الهيدروجينية
تجاذب قوي بين H مرتبط بـ N أو O أو F وزوج حر على N أو O أو F آخر.

الغاز المثالي
غاز نموذجي ليس لجسيماته حجم ولا تجاذب.

النظير
ذرات عنصر واحد بأعداد نيوترونات مختلفة.

المادة المحددة للتفاعل
المادة المتفاعلة التي تنفد أولًا.

المولارية
مولات المذاب في لتر من المحلول.

المول
وحدة SI لكمية المادة.

المدار الذري
منطقة يُرجَّح وجود الإلكترون فيها.

الضغط الجزئي
الضغط الذي يؤثر به غاز واحد في مخلوط لو كان وحده.

المردود المئوي
المردود الفعلي ÷ المردود النظري ×100%.

الفوتون
جسيم من الضوء طاقته E = hν.

الأعداد الكمية
n وl وmₗ وmₛ: القيم الأربع التي تصف الإلكترون.

الحرارة النوعية
الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 g من مادة بمقدار 1 °C.

الحسابات الكيميائية (الستوكيومترية)
العلاقات الكمية بين المقادير في التفاعلات.

المعايرة
إضافة محلول معلوم التركيز لإيجاد تركيز محلول آخر.

VSEPR
تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ: تتباعد المجموعات الإلكترونية فتحدد شكل الجزيء.

معايير التقييم الذاتي

لا تُمنح درجة ولا ساعات معتمدة. استخدم هذا لتقيّم بصدق أين أنت في كل وحدة.

المستوى	كيف يبدو
4 · إتقان	يحل مسائل جديدة لم يرها بشكل صحيح، ويشرح سبب نجاح كل خطوة، ويكتشف أخطاءه بنفسه.
3 · متمكن	يحل التمارين بوحدات وأرقام معنوية صحيحة؛ مع هفوات عرضية.
2 · قيد التطور	يتابع الأمثلة المحلولة لكنه يتعثّر في المسائل الجديدة أو يخلط بين الوحدات.
1 · مبتدئ	يعرف المصطلحات لكنه لا يستطيع بعد إعداد الحسابات.

الأوزان المقترحة إذا أردت درجة

الجزء	الوزن
تمارين	30%
تقارير المختبر (أو المختبرات الافتراضية)	20%
مجموعة تدريب منتصف الفصل	20%
مجموعة التدريب النهائية	30%

استهدف المستوى 3 أو أعلى في كل وحدة قبل الانتقال إلى الدورة التالية.

دورات ذات صلة

- الفيزياء + 1 المختبر PHYS 110 + PHYS 110L
- التفاضل والتكامل 1 MATH 110
- التفاضل والتكامل 2 MATH 111
- كل الدورات