Última actualización: November 1, 2026

🗺️ Ruta de cuatro años · Año 1, Otoño

Sobre este curso

Este curso gratuito tiene 5 unidades y 3 laboratorios. Son los totales reales, no un programa más largo recortado.

Una comprobación es un número o un resultado de código en una página de curso que un script vuelve a calcular antes de publicar. El número impreso y el recalculado tienen que coincidir.

> Este es el esquema de un curso gratuito de autoestudio escrito por Saving Planets. No es un curso universitario, no otorga créditos académicos y ninguna institución participa.
>
> Su alcance sigue el primer semestre de química general universitaria tal como se enseña en materiales abiertos como OpenStax Chemistry 2e y MIT OpenCourseWare, que enlazamos a lo largo del curso. Esas organizaciones no respaldan esta página.
>
> Avanza en orden. Cada unidad tiene objetivos, ideas clave, ecuaciones, ejemplos paso a paso, práctica con respuestas, errores comunes, tarjetas y un cuestionario. Tu progreso se guarda solo en este navegador.

Cómo ayuda este curso a salvar el planeta

La química está detrás de muchas de las soluciones de Saving Planets: medir gases de efecto invernadero desde la órbita, analizar el agua, convertir el CO_2 en piedra y crear combustibles y cohetes más limpios.

Cada unidad termina con una breve sección con fuentes que muestra cómo sus ideas ayudan a las personas y a la naturaleza.

Para docentes

Puedes enseñar este curso o dejar que un estudiante lo haga solo. Es gratis. Saving Planets no pone nota ni da crédito escolar.

- Esta página es el curso completo: 5 unidades y 3 laboratorios (CHEM 110 + CHEM 110L).
- Calcula 15 semanas, unas 6 a 9 horas por semana, incluidas las semanas de laboratorio.

- Sigue el calendario de 15 semanas. Lee la unidad, haz la práctica en papel y luego abre la respuesta. En una semana de laboratorio, haz el laboratorio o la versión en casa.
- Una comprobación es un número o un resultado de código en la página que un script vuelve a calcular antes de publicar. El número que ves y el recalculado tienen que coincidir.
- Usa Imprimir esta página, o descarga la guía de estudio en PDF. La hoja de fórmulas está cerca del final.
- Pregunta: ¿cómo ayuda esta unidad a las personas y al planeta? Cada unidad tiene un recuadro verde con un dato y su fuente.
- Copia la plantilla de guía docente y escribe el nombre de tu clase, el tiempo que tienes y las preguntas que harás. Abrir la plantilla de guía docente

Antes de empezar

Requisitos previos

- Álgebra: despejar una incógnita, reorganizar fórmulas, proporciones y porcentajes.
- Notación científica y logaritmos (base 10). Usarás log para el pH y la absorbancia.
- Unidades: convertir gramos a kilogramos, mL a L y °C a K.
- Una calculadora científica. Sirve la del teléfono en modo científico.

Cómo estudiar

- Lee la unidad, ciérrala e intenta los ejemplos resueltos por tu cuenta antes de comprobar cada paso.
- Haz cada problema en papel antes de abrir la respuesta. Equivocarte primero y corregirlo es lo que fija el método.
- Arrastra siempre las unidades en el cálculo. Si no se simplifican hasta la respuesta que buscas, el planteamiento está mal.
- Revisa las cifras significativas: tu respuesta no debe ser más precisa que tu medida menos precisa.
- Usa las tarjetas 10 minutos al día (la práctica espaciada supera a un largo atracón de estudio).
- Haz el cuestionario de la unidad solo cuando creas que estás listo. Por debajo del 80 por ciento, repasa las ideas erróneas y vuelve a intentarlo mañana.
- Explica una idea en voz alta cada día, como si la enseñaras. Si te atascas, eso es lo que debes repasar.

Material de laboratorio (para los laboratorios presenciales)

- Balanza digital (hasta 0.001 g)
- pH-metro o sonda de pH
- Espectrofotómetro o colorímetro con cubetas
- Bureta, pipetas aforadas y matraces aforados
- Crisol, tapa, triángulo de arcilla y mechero
- Gafas de seguridad, guantes y bata

Calendario sugerido de 15 semanas

Unas 6 a 9 horas por semana: lectura, problemas de práctica y, en las semanas de laboratorio, el laboratorio.

Semana	Unidad	Temas	Lectura
1	Teoría atómica y números cuánticos	Átomos, isótopos y masa atómica media	OpenStax 2.2–2.3
2	Teoría atómica y números cuánticos	Luz, fotones y el modelo de Bohr del hidrógeno	OpenStax 6.1–6.2
3	Teoría atómica y números cuánticos	Números cuánticos, configuraciones electrónicas, tendencias periódicas	OpenStax 6.3–6.5
4	Estequiometría	El mol, la masa molar y las fórmulas	OpenStax 3.1–3.2
5	Estequiometría	Balanceo de ecuaciones y estequiometría · Laboratorio A	OpenStax 4.1, 4.3
6	Estequiometría	Reactivo limitante, rendimiento, molaridad y dilución · Laboratorio B	OpenStax 3.3, 4.4–4.5
7	Geometría molecular y enlace	Enlaces iónicos y covalentes, electronegatividad, estructuras de Lewis	OpenStax 7.1–7.4
8	Geometría molecular y enlace	Formas VSEPR y polaridad molecular	OpenStax 7.6
9	Geometría molecular y enlace	Fuerzas intermoleculares · Serie de práctica de mitad de curso	OpenStax 10.1
10	Estados de la materia: gases y disoluciones	Leyes de los gases y ley de los gases ideales	OpenStax 9.1–9.3
11	Estados de la materia: gases y disoluciones	Mezclas de gases, presión parcial, teoría cinético-molecular	OpenStax 9.3–9.5
12	Estados de la materia: gases y disoluciones	Disoluciones y solubilidad de gases · Laboratorio C	OpenStax 11.1–11.3
13	Termodinámica	Energía, calor, calor específico y calorimetría	OpenStax 5.1–5.2
14	Termodinámica	Entalpía, ley de Hess, introducción a la entropía y la energía de Gibbs	OpenStax 5.3, 16.1–16.4

Semana	Unidad	Temas	Lectura
15	Repaso	Repaso, tarjetas de estudio y serie de práctica final	Todas las unidades

Tu progreso

Marca las unidades y los laboratorios al terminarlos y haz los cuestionarios. El progreso y las puntuaciones se guardan solo en este navegador y nunca se nos envían.

Unidades

Teoría atómica y números cuánticos

De qué están hechos los átomos, cómo se ordenan los electrones y por qué cada elemento emite sus propios colores de luz.

Objetivos de aprendizaje

Al terminar esta unidad podrás:

- Hallar protones, neutrones y electrones a partir del símbolo de un isótopo, y calcular una masa atómica media.
- Usar $c = \lambda\nu$ y $E = h\nu$ para pasar entre longitud de onda, frecuencia y energía del fotón.
- Hallar la longitud de onda de la luz emitida cuando un electrón del hidrógeno baja de un nivel a otro.
- Enumerar los números cuánticos permitidos (n, l, m_l, m_s) y detectar conjuntos imposibles.
- Escribir configuraciones electrónicas y diagramas de orbitales, incluidos iones y la notación abreviada del gas noble.
- Explicar las tendencias periódicas del radio atómico y la energía de ionización.

Conceptos clave

- Un átomo tiene un núcleo diminuto de protones y neutrones con electrones a su alrededor. El número atómico Z cuenta los protones; el número másico A cuenta protones más neutrones.
- Los isótopos son átomos del mismo elemento con distinto número de neutrones. La masa atómica de la tabla periódica es una media ponderada de los isótopos presentes en la naturaleza.
- La luz se comporta como una onda (longitud de onda λ, frecuencia ν) y como partículas llamadas fotones, cada una con energía $E = h\nu$.
- Los electrones de un átomo solo pueden tener ciertas energías. Cuando un electrón baja a un nivel inferior emite un fotón cuya energía es igual a la diferencia, así que cada elemento tiene su propio espectro de líneas.
- Cuatro números cuánticos describen cada electrón: n (capa, 1, 2, 3…), l (forma de la subcapa, de 0 a $n − 1$, llamada s, p, d, f), m_l (orientación, de $−l$ a $+l$) y m_s (espín, $+½$ o $−½$).
- Principio de exclusión de Pauli: dos electrones de un átomo no pueden compartir los cuatro números cuánticos, así que un orbital admite como máximo dos electrones, con espines opuestos.
- Principio de Aufbau: llena primero los orbitales de menor energía (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p…). Regla de Hund: en orbitales de igual energía, coloca los electrones de uno en uno con espines paralelos antes de aparearlos.
- A lo largo de un período, los átomos se hacen más pequeños y la energía de ionización suele aumentar porque crece la carga nuclear que sienten los electrones externos. Al bajar por un grupo, los átomos se hacen más grandes y la energía de ionización disminuye.

Ecuaciones clave

$$c = \lambda\nu$$

Velocidad de la luz = longitud de onda × frecuencia (c = 2.998 × 10⁸ m/s)

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

E=hν=(hc)/()

Energía de un fotón (h = 6.626 × 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

Niveles de energía de Bohr del átomo de hidrógeno

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

|Δ E|=k(1n_low^2-1n_high^2)

Energía del fotón para un salto entre dos niveles del hidrógeno

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

=_i (fraction_i)(m_i)

Masa atómica media a partir de las abundancias isotópicas

Ejemplos resueltos paso a paso

Ejemplo 1.1 ¿Qué longitud de onda emite un átomo de hidrógeno cuando su electrón baja de n = 3 a n = 2?

1. Diferencia de energía: |ΔE| = k(1/2² − 1/3²) = 2.179 × 10⁻¹⁸ J × (1/4 − 1/9) = 2.179 × 10⁻¹⁸ J × 5/36 = 3.026 × 10⁻¹⁹ J.
2. Despeja E = hc/λ como λ = hc/E.
3. λ = (6.626 × 10⁻³⁴ J·s × 2.998 × 10⁸ m/s) ÷ 3.026 × 10⁻¹⁹ J = 6.564 × 10⁻⁷ m.
4. Convierte: 6.564 × 10⁻⁷ m = 656 nm.

Respuesta: 656 nm, luz roja. Es la línea roja brillante del espectro del hidrógeno que los astrónomos usan para detectar hidrógeno gaseoso en el espacio.

Ejemplo 1.2 Escribe la configuración electrónica del hierro (Fe, Z = 26) y del ion Fe^{2+}. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el Fe?

1. Llena en orden con 26 electrones: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$.
2. Notación abreviada: el argón tiene 18 electrones, así que Fe = [Ar] $4s^2\ 3d^6$.
3. Regla de Hund para $3d^6$: los cinco orbitales d reciben un electrón cada uno y luego uno se aparea. Quedan 4 electrones desapareados.
4. Los metales de transición pierden primero sus electrones 4s al formar iones, así que Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$.

Respuesta: Fe = [Ar] $4s^2\ 3d^6$ con 4 electrones desapareados; Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$.

Ejemplo 1.3 El cloro es 75.76% cloro-35 (34.969 u) y 24.24% cloro-37 (36.966 u). ¿Cuál es su masa atómica media?

1. Convierte los porcentajes en fracciones: 0.7576 y 0.2424.
2. Multiplica cada masa por su fracción: 0.7576 × 34.969 u = 26.49 u; 0.2424 × 36.966 u = 8.961 u.
3. Suma: 26.49 u + 8.961 u = 35.45 u.

Respuesta: 35.45 u, que coincide con el valor de la tabla periódica para el cloro.

Problemas de práctica

Resuelve cada uno primero en papel y luego comprueba.

1. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de carbono-14?

   6 protones, 8 neutrones (14 − 6) y 6 electrones.

2. Un láser verde tiene una longitud de onda de 532 nm. Halla su frecuencia y la energía de un fotón.

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

3. Indica los valores permitidos de m_l cuando l = 2.

   −2, −1, 0, +1, +2 (cinco orbitales d).

4. ¿Qué conjunto de números cuánticos es imposible: (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). l debe ser menor que n, así que n = 2 solo permite l = 0 o 1.

5. ¿Cuál es el número máximo de electrones en la capa n = 3?

$2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$ (3s admite 2, 3p admite 6, 3d admite 10).

6. Escribe la configuración del azufre (Z = 16) y cuenta sus electrones desapareados.

   [Ne] $3s^2\ 3p^4$. Los cuatro electrones 3p se colocan ↑↓ ↑ ↑, así que 2 están desapareados.

7. ¿Cuál es más grande, un átomo de sodio o uno de cloro? ¿Por qué?

   El sodio. Ambos están en el período 3, pero el cloro tiene 6 protones más que atraen más cerca la misma capa de electrones.

Ideas erróneas comunes

Mito: Los electrones giran alrededor del núcleo en círculos perfectos, como planetas.

En realidad: Un orbital es una región donde es probable encontrar un electrón, no una trayectoria. Los círculos del modelo de Bohr solo funcionan para los niveles de energía del hidrógeno.

Mito: Los electrones 4s se quedan en su sitio cuando un metal de transición forma un ion, porque el 4s se llenó primero.

En realidad: Los metales de transición pierden los electrones 4s antes que los 3d. El Fe^{2+} es [Ar] $3d^6$, no [Ar] $4s^2\ 3d^4$.

Mito: La luz de mayor frecuencia tiene una longitud de onda más larga.

En realidad: Frecuencia y longitud de onda son inversamente proporcionales ($c = \lambda\nu$). Mayor frecuencia significa menor longitud de onda y más energía por fotón.

Mito: La masa atómica de la tabla periódica es la masa de cada átomo de ese elemento.

En realidad: La tabla muestra una media ponderada de los isótopos naturales. Cada átomo tiene la masa de su propio isótopo.

Tarjetas de estudio

Número atómico (Z)

Número de protones del núcleo; define el elemento.

Isótopo

Átomos de un mismo elemento con diferentes números de neutrones.

$E = h\nu$

La energía de un fotón es igual a la constante de Planck por su frecuencia.

Principio de exclusión de Pauli

Dos electrones de un átomo nunca tienen los mismos cuatro números cuánticos; máximo dos por orbital.

Regla de Hund

Llenar los orbitales de igual energía de uno en uno, con espines paralelos, antes de aparear.

Valores de l permitidos

de 0 a n − 1 (s = 0, p = 1, d = 2, f = 3).

Energía de ionización

Energía necesaria para quitar un electrón a un átomo gaseoso; aumenta a lo largo de un período.

Espectro de líneas

El conjunto de longitudes de onda que emite un elemento; una huella que sirve para identificarlo.

Cuestionario de autoevaluación

1. ¿Qué fotón transporta más energía?

Luz roja, 700 nm

Luz verde, 530 nm

Luz ultravioleta, 250 nm

Luz infrarroja, 1000 nm

Luz ultravioleta, 250 nm. E = hc/λ, así que la longitud de onda más corta (250 nm) tiene más energía.

2. ¿Cuántos orbitales hay en una subcapa p?

1

3

5

7

3. l = 1 da m_l = −1, 0, +1: tres orbitales.

3. ¿Cuál es la configuración del oxígeno (Z = 8) en estado fundamental?

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

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

$1s^2\ 2p^6$

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

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. 2 + 2 + 4 = 8 electrones, que llenan 1s, luego 2s y luego 2p.

4. A lo largo del período 3, de Na a Ar, la primera energía de ionización en general...

disminuye

aumenta

no cambia

cae a cero en Ar

aumenta. La carga nuclear crece mientras la capa sigue siendo la misma, así que los electrones están más sujetos.

5. ¿Qué conjunto de números cuánticos está permitido?

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, $m_l = +2$. Para l = 3, m_l puede ir de −3 a +3, y l = 3 es menor que n = 4.

Repetir este cuestionario

Cómo ayuda esto a salvar el planeta

Cada gas absorbe y emite luz en sus propias longitudes de onda, la idea detrás de los espectros atómicos de líneas. Los espectrómetros de los satélites usan esas huellas para medir gases desde la órbita.

El instrumento EMIT de la NASA, en la Estación Espacial Internacional, usa espectroscopía de imágenes para encontrar grandes columnas de metano, lo que ayuda a localizar y reparar fugas. Eso protege el clima para las personas y la naturaleza.

El satélite OCO-2 de la NASA mide el dióxido de carbono según cuánta luz solar absorbe el CO_2 en longitudes de onda específicas.

En Saving Planets: EMIT: metano desde la órbita · OCO-2: medir el CO_2

Fuentes: Ciencias de la Tierra de la NASA: cambio climático (en inglés) (https://science.nasa.gov/climate-change/)

Recursos de aprendizaje gratuitos

- OpenStax Chemistry 2e, 6.3 Development of Quantum Theory (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-3-development-of-quantum-theory): Sección de libro de texto gratuito con ejemplos y problemas de final de capítulo.
- OpenStax Chemistry 2e, 6.4 Electron Configurations (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-4-electronic-structure-of-atoms-electron-configurations): Aufbau, regla de Hund y excepciones.
- PhET: Build an Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/build-an-atom): Simulación gratuita: añade protones, neutrones y electrones.
- PhET: Models of the Hydrogen Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/models-of-the-hydrogen-atom): Comparar el modelo de Bohr y el modelo cuántico.
- MIT OpenCourseWare 5.111SC Principles of Chemical Science (en inglés) (https://ocw.mit.edu/courses/5-111sc-principles-of-chemical-science-fall-2014/): Clases en vídeo y series de problemas gratuitas.

☐ **Terminé esta unidad**

Estequiometría

Las matemáticas de las reacciones químicas: contar átomos pesando, balancear ecuaciones y predecir cuánto producto se obtiene. Lo usarás más adelante para la combustión y la propulsión de cohetes.

Objetivos de aprendizaje

Al terminar esta unidad podrás:

- Convertir entre masa, moles y número de partículas usando la masa molar y el número de Avogadro.
- Balancear ecuaciones químicas por tanteo, incluidas las de combustión.
- Usar proporciones molares para hallar la masa de un producto o reactivo.
- Identificar el reactivo limitante y calcular el rendimiento teórico y porcentual.
- Calcular la molaridad y resolver problemas de dilución.

Conceptos clave

- Un mol son 6.02214076 × 10^{23} partículas (número de Avogadro, exacto por definición). La masa molar en g/mol es igual a la masa fórmula en unidades de masa atómica.
- Una ecuación balanceada tiene el mismo número de átomos de cada tipo en ambos lados. Cambia solo los coeficientes, nunca los subíndices.
- Los coeficientes dan proporciones molares, no de masa. Convierte siempre los gramos a moles antes de usarlos.
- El reactivo limitante se agota primero y fija la cantidad máxima de producto (el rendimiento teórico). El rendimiento porcentual compara lo que obtuviste realmente con ese máximo.
- La molaridad (M) son los moles de soluto por litro de disolución. Al diluir, los moles de soluto no cambian, así que $M_1V_1 = M_2V_2$.
- En la combustión completa, un hidrocarburo reacciona con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. El oxígeno viene del aire, por eso el CO_2 producido pesa más que el combustible quemado.

Ecuaciones clave

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

`n=m/M`

Moles = masa ÷ masa molar

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

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

Número de partículas

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

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

Rendimiento porcentual

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

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

Molaridad

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

```
M_1V_1=M_2V_2
```

Dilución

Ejemplos resueltos paso a paso

Ejemplo 2.1 El metano arde: CH_4 + O_2 → CO_2 + H_2O. Balancéala y luego halla la masa de CO_2 que produce quemar 1.00 kg de metano.

1. Balancea C: 1 CH_4 da 1 CO_2. Balancea H: 4 H necesitan 2 H_2O. Balancea O: 2 (en CO_2) + 2 (en 2 H_2O) = 4 átomos de O, así que 2 O_2.
2. Balanceada: CH_4 + 2 O_2 → CO_2 + 2 H_2O.
3. Moles de CH_4: 1000 g ÷ 16.04 g/mol = 62.34 mol.
4. Proporción molar CO_2 : CH_4 = 1 : 1, así que 62.34 mol de CO_2.
5. Masa de CO_2: 62.34 mol × 44.01 g/mol = 2744 g.

Respuesta: Unos 2.74 kg de CO_2 por 1.00 kg de metano. La masa extra es oxígeno tomado del aire.

Ejemplo 2.2 Los motores cohete de hidrógeno–oxígeno funcionan con 2 H_2 + O_2 → 2 H_2O. Si 10.0 g de H_2 reaccionan con 64.0 g de O_2, ¿cuál es el limitante, cuánta agua se forma y qué sobra?

1. Moles: 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. Para usar los 2.000 mol de O_2 necesitas 2 × 2.000 = 4.000 mol de H_2. Tienes 4.960 mol, así que el O_2 se agota primero: el O_2 es el limitante.
3. Agua: 2 mol de H_2O por mol de O_2, así que 4.000 mol de H_2O × 18.02 g/mol = 72.1 g.
4. Sobrante: 4.960 − 4.000 = 0.960 mol H_2 × 2.016 g/mol = 1.94 g de H_2.
5. Comprobación: 72.1 g + 1.94 g = 74.0 g, igual que 10.0 g + 64.0 g. La masa se conserva.

Respuesta: El O_2 es el limitante; se forman 72.1 g de agua y sobran 1.94 g de H_2.

Ejemplo 2.3 ¿Cómo preparas 250.0 mL de NaOH 0.100 M a partir de una disolución madre 1.00 M?

1. Usa $M_1V_1 = M_2V_2$ con M_1 = 1.00 M, M_2 = 0.100 M, V_2 = 250.0 mL.
2. V_1 = (0.100 M × 250.0 mL) ÷ 1.00 M = 25.0 mL.
3. Mide 25.0 mL de solución madre con una pipeta aforada, pásalos a un matraz aforado de 250.0 mL y añade agua hasta el aforo.

Respuesta: 25.0 mL de solución madre, diluidos hasta 250.0 mL.

Problemas de práctica

Resuelve cada uno primero en papel y luego comprueba.

1. Balancea: $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (combustión del propano).

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

2. Balancea la combustión del octano, C_8H_{18}.

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

3. ¿Cuál es la masa molar del octano, C_8H_{18}?

   8 × 12.011 + 18 × 1.008 = 114.23 g/mol.

4. ¿Cuántas moléculas hay en 18.02 g de agua?

   18.02 g ÷ 18.02 g/mol = 1.000 mol, es decir, 6.022×10^{23} moléculas.

5. ¿Cuál es la molaridad de 5.844 g de NaCl disueltos hasta 250.0 mL de disolución?

   5.844 g ÷ 58.44 g/mol = 0.1000 mol; 0.1000 mol ÷ 0.2500 L = 0.4000 M.

6. 25.0 mL de HCl 6.00 M se diluyen hasta 150.0 mL. ¿Cuál es la nueva concentración?

   M_2 = (6.00 M × 25.0 mL) ÷ 150.0 mL = 1.00 M.

7. El rendimiento teórico de una reacción es 72.1 g, pero obtienes 65.0 g. ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

   65.0 ÷ 72.1 × 100% = 90.2%.

Ideas erróneas comunes

Mito: El reactivo con menos masa es el limitante.

En realidad: Compara los moles con la proporción molar. En el ejemplo del cohete, el H_2 tenía menos masa pero el O_2 era el limitante.

Mito: Puedes balancear una ecuación cambiando subíndices, como escribir H_2O_2 en vez de H_2O.

En realidad: Los subíndices definen la sustancia. Cambiarlos da otra sustancia. Cambia solo los coeficientes.

Mito: Quemar 1 kg de combustible no puede producir más de 1 kg de productos.

En realidad: El oxígeno del aire se une al combustible, así que los productos pesan más que el combustible solo (la masa total se sigue conservando).

Mito: La molaridad usa el volumen de agua añadido.

En realidad: La molaridad usa el volumen final de la disolución; por eso se llena el matraz aforado hasta el aforo.

Tarjetas de estudio

Mol

$6.02214076 \times 10^{23}$ partículas (valor exacto).

Masa molar

Masa de un mol de una sustancia, en g/mol.

Reactivo limitante

El reactivo que se consume primero; fija el rendimiento teórico.

Rendimiento teórico

Máxima cantidad de producto prevista a partir del reactivo limitante.

Molaridad

Moles de soluto por litro de disolución (mol/L).

Dilución

$M_1V_1 = M_2V_2$; los moles de soluto no cambian.

Combustión completa de un hidrocarburo

Combustible + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Proporción molar

Proporción de los coeficientes en una ecuación balanceada.

Cuestionario de autoevaluación

1. ¿Cuántos moles hay en 88.0 g de 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. En $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$, ¿cuántos moles de O_2 reaccionan con 2 mol de C_3H_8?

5

10

2.5

7

10. La proporción es 5 O_2 por cada C_3H_8, así que 2 × 5 = 10 mol.

3. ¿Qué mantiene constante $M_1V_1 = M_2V_2$?

Volumen

Concentración

Moles de soluto

Masa de agua

Moles de soluto. Añadir disolvente cambia el volumen y la concentración, pero no los moles de soluto.

4. El rendimiento teórico lo fija…

el reactivo en exceso

el reactivo limitante

el catalizador

el producto más pesado

el reactivo limitante. El producto deja de formarse cuando se agota el reactivo limitante.

5. ¿Cuál es la masa molar del H_2O?

10.0 g/mol

16.00 g/mol

17.01 g/mol

18.02 g/mol

18.02 g/mol. 2 × 1.008 + 16.00 = 18.02 g/mol.

Repetir este cuestionario

Cómo ayuda esto a salvar el planeta

La estequiometría es cómo ingenieros y climatólogos convierten el consumo de combustible en emisiones. Como muestra el ejemplo resuelto, quemar 1 kg de metano libera unos 2.74 kg de CO_2.

Las mismas matemáticas sirven para dimensionar la carga de propelente de un cohete, comparar combustibles más limpios y comprobar cuánto CO_2 elimina un proyecto de captura.

La Agencia de Protección Ambiental de EE. UU. señala que el dióxido de carbono entra en la atmósfera sobre todo por la quema de combustibles fósiles, residuos sólidos y madera. Contarlo con precisión es el primer paso para reducirlo, lo que protege a las personas y a los ecosistemas.

En Saving Planets: Carbfix: convertir el CO_2 en piedra · Programa Artemis

Fuentes: EPA de EE. UU.: panorama de los gases de efecto invernadero (en inglés) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases) · NASA Glenn: el empuje de un cohete (para estudiantes, en inglés) (https://www.grc.nasa.gov/www/k-12/airplane/rockth.html)

Recursos de aprendizaje gratuitos

- OpenStax Chemistry 2e, capítulo 3: Composition of Substances and Solutions (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-introduction): Moles, fórmulas y molaridad.
- OpenStax Chemistry 2e, 4.3 Reaction Stoichiometry (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/4-3-reaction-stoichiometry): Proporciones molares y rendimientos con ejemplos.
- PhET: Balancing Chemical Equations (https://phet.colorado.edu/en/simulations/balancing-chemical-equations): Practica el balanceo con corrección inmediata.

- PhET: Reactants, Products and Leftovers (https://phet.colorado.edu/en/simulations/reactants-products-and-leftovers): Observa visualmente los reactivos limitantes.
- Khan Academy: química (https://www.khanacademy.org/science/chemistry): Vídeos y práctica gratuitos sobre estequiometría.

- [ ] **Terminé esta unidad**

Geometría molecular y enlace

Por qué se enlazan los átomos, cómo dibujar moléculas, qué formas adoptan y las fuerzas entre moléculas que deciden si algo es gas, líquido o sólido.

Objetivos de aprendizaje

Al terminar esta unidad podrás:

- Clasificar enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes apolares usando la electronegatividad.
- Dibujar estructuras de Lewis y comprobarlas con la carga formal.
- Predecir la geometría de pares de electrones y la geometría molecular con la teoría VSEPR.
- Decidir si una molécula es polar según sus enlaces y su forma.
- Ordenar sustancias por punto de ebullición usando las fuerzas intermoleculares.

Conceptos clave

- Los enlaces iónicos se forman cuando se transfieren electrones entre átomos de electronegatividades muy distintas (por ejemplo Na y Cl). Los enlaces covalentes comparten pares de electrones.
- La electronegatividad es la atracción de un átomo sobre los electrones compartidos. Compartirlos de forma desigual crea un enlace polar con cargas parciales δ+ y δ−.
- Las estructuras de Lewis muestran los electrones de valencia como enlaces y pares solitarios. La mayoría de los átomos de los grupos principales terminan con ocho electrones a su alrededor (regla del octeto); el hidrógeno termina con dos.
- La carga formal ayuda a elegir la mejor estructura de Lewis: la mejor tiene cargas formales lo más cercanas a cero posible.
- VSEPR: los grupos de electrones (enlaces y pares solitarios) alrededor de un átomo central se separan lo más posible. 2 grupos: lineal, 180°. 3: trigonal plana, 120°. 4: tetraédrica, 109.5°. 5: bipirámide trigonal. 6: octaédrica.
- Los pares solitarios ocupan más espacio que los enlaces y cierran los ángulos de enlace: el agua es angular a unos 104.5° y el amoníaco es pirámide trigonal a unos 107°.
- Una molécula es polar si sus dipolos de enlace no se anulan. El CO_2 tiene enlaces polares pero es lineal, así que en conjunto es apolar; el H_2O es angular, así que es polar.
- Fuerzas intermoleculares, de la más débil a la más fuerte para tamaños similares: dispersión de London (todas las moléculas, mayor con más electrones), dipolo–dipolo (moléculas polares), puentes de hidrógeno (H unido a N, O o F). Fuerzas más intensas implican puntos de ebullición más altos.

Ecuaciones clave

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

FC=V-N-B/2

Carga formal: V = electrones de valencia, N = electrones no enlazantes, B = electrones enlazantes

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

Diferencia de electronegatividad; cuanto mayor, más polar el enlace

Ejemplos resueltos paso a paso

Ejemplo 3.1 Dibuja la estructura de Lewis del CO_2 y predice su forma y su polaridad.

1. Cuenta los electrones de valencia: el C tiene 4 y cada O tiene 6: 4 + 2 × 6 = 16.
2. Pon el C en el centro y une cada O con un enlace doble: O=C=O usa 8 electrones.
3. Coloca los 8 restantes como dos pares solitarios en cada O. Ahora cada átomo tiene un octeto.
4. Cargas formales: C = 4 − 0 − 8/2 = 0; cada O = 6 − 4 − 4/2 = 0. Una buena estructura.
5. Dos grupos de electrones en el C y ningún par solitario: lineal, 180°. Los dos dipolos C=O apuntan en sentidos opuestos y se anulan.

Respuesta: O=C=O, lineal y apolar en conjunto, aunque cada enlace sea polar.

Ejemplo 3.2 Predice la forma, el ángulo de enlace y la polaridad del agua.

1. Electrones de valencia: 2 × 1 + 6 = 8.
2. Dos enlaces O–H usan 4 electrones; los otros 4 son dos pares solitarios en el O.
3. Cuatro grupos de electrones: geometría electrónica tetraédrica. Con dos pares solitarios, la forma molecular es angular.
4. Los pares solitarios acercan los enlaces: ángulo de unos 104.5°, menor que 109.5°.
5. En una forma angular los dipolos de enlace no se anulan, así que el agua es polar y puede formar puentes de hidrógeno.

Respuesta: Angular, unos 104.5°, polar.

Ejemplo 3.3 ¿Cuál tiene el punto de ebullición más alto: el metano (CH_4) o el octano (C_8H_{18})? ¿Por qué?

1. Ambos son hidrocarburos apolares, así que la fuerza principal es la dispersión de London.

2. El octano tiene muchos más electrones y una forma más alargada, así que sus fuerzas de dispersión son mucho más fuertes.

Respuesta: El octano. Por eso el octano es líquido a temperatura ambiente y el metano es un gas.

Problemas de práctica

Resuelve cada uno primero en papel y luego comprueba.

1. Predice la forma y el ángulo de enlace del NH_3.

   Cuatro grupos de electrones con un par solitario: pirámide trigonal, unos 107°.

2. Predice la forma del CH_4 y di si es polar.

   Tetraédrica, 109.5°. Los cuatro dipolos C–H se anulan, así que es apolar.

3. ¿Es polar el BF_3?

   No. Es trigonal plana, con tres enlaces B–F idénticos cuyos dipolos se anulan.

4. ¿Cuál es la forma del SF_6?

   Octaédrica (seis grupos enlazantes, sin pares solitarios en el S), ángulos de enlace de 90°.

5. Halla la carga formal del N en el ion amonio, NH_4^+.

   FC = 5 − 0 − 8/2 = +1.

6. ¿Por qué el H_2O hierve a 100 °C mientras que el H_2S, más pesado, hierve a una temperatura mucho menor?

   Las moléculas de agua forman puentes de hidrógeno entre sí; el H_2S no puede formarlos tan fuertes, así que hace falta menos energía para separar sus moléculas.

7. ¿Es el SO_2 polar o apolar?

   Polar. El azufre tiene un par solitario, así que el SO_2 es angular y sus dipolos de enlace no se anulan.

Ideas erróneas comunes

Mito: Una molécula con enlaces polares tiene que ser polar.

En realidad: La forma importa. El CO_2 y el CCl_4 tienen enlaces polares pero formas simétricas, así que son apolares.

Mito: La ebullición rompe los enlaces dentro de las moléculas.

En realidad: Hervir agua separa las moléculas de H_2O unas de otras. Los enlaces O–H dentro de cada molécula siguen intactos.

Mito: Los pares solitarios no afectan a la forma porque no se ven en la fórmula.

En realidad: Los pares solitarios repelen más que los enlaces y doblan la forma, como en H_2O y NH_3.

Mito: Los puentes de hidrógeno son enlaces con átomos de hidrógeno en cualquier molécula.

En realidad: Necesitan un H unido a N, O o F, atraído por un par solitario de otro N, O o F.

Tarjetas de estudio

Electronegatividad

La fuerza con que un átomo atrae hacia sí los electrones compartidos.

Regla del octeto

Los átomos de los grupos principales tienden a terminar con ocho electrones de valencia.

Carga formal

CF = V − N − B/2; las mejores estructuras la mantienen cerca de cero.

VSEPR, 4 grupos

Tetraédrica, 109.5°.

La forma del agua

Angular, unos 104.5°.

Puente de hidrógeno

Atracción entre un H unido a N/O/F y un par solitario de otro N/O/F.

Dispersión de London

Atracción débil por dipolos temporales; aumenta con más electrones.

Molécula polar

Los dipolos de enlace no se anulan por su forma.

Cuestionario de autoevaluación

1. ¿Cuál es la forma molecular de un átomo central con 3 enlaces y 1 par solitario?

Trigonal plana

Pirámide trigonal

Angular

Tetraédrica

Pirámide trigonal. Cuatro grupos de electrones, uno de ellos un par solitario: pirámide trigonal, como el NH_3.

2. ¿Qué molécula es apolar?

H_2O

NH_3

CO_2

SO_2

CO_2. En el CO_2 lineal, los dipolos de enlace opuestos se anulan.

3. ¿Qué fuerza intermolecular está presente en todas las moléculas?

Puentes de hidrógeno

Dipolo–dipolo

Dispersión de London

Ion–dipolo

Dispersión de London. Toda molécula tiene electrones que pueden formar dipolos temporales.

4. ¿Cuál es el ángulo de enlace ideal en una molécula tetraédrica?

90°

109.5°

120°

180°

109.5°. Cuatro grupos repartidos en 3D a 109.5°.

5. ¿Cuántos electrones de valencia hay en la estructura de Lewis del CO_2?

12

14

16

22

16. 4 del C más 6 de cada O.

Repetir este cuestionario

Cómo ayuda esto a salvar el planeta

La forma molecular explica el efecto invernadero. Moléculas como CO_2, CH_4 y H_2O pueden doblarse o estirarse cambiando su dipolo, así que absorben el calor infrarrojo que irradia la Tierra. El N_2 y el O_2, que forman la mayor parte del aire, no pueden.

Los puentes de hidrógeno hacen que el hielo sea menos denso que el agua líquida, así que flota. Los lagos se congelan de arriba abajo, y los peces y demás seres vivos sobreviven el invierno en el agua de debajo.

Las fuerzas intermoleculares también orientan las limpiezas: el petróleo es apolar y no se mezcla con el agua, por eso los derrames se extienden como manchas en la superficie.

En Saving Planets: GOSAT-GW: gases de efecto invernadero desde el espacio · Centro de Lagos

Fuentes: EPA de EE. UU.: panorama de los gases de efecto invernadero (en inglés) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases)

Recursos de aprendizaje gratuitos

- OpenStax Chemistry 2e, capítulo 7: Chemical Bonding and Molecular Geometry (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-introduction): Estructuras de Lewis, carga formal y VSEPR.
- OpenStax Chemistry 2e, 7.6 Molecular Structure and Polarity (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-6-molecular-structure-and-polarity): Formas y dipolos con ejemplos resueltos.
- OpenStax Chemistry 2e, 10.1 Intermolecular Forces (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/10-1-intermolecular-forces): Dispersión, dipolo–dipolo y puente de hidrógeno.
- PhET: Molecule Shapes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-shapes): Construye moléculas en 3D y mira cómo los pares solitarios cambian la forma.
- PhET: Molecule Polarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-polarity): Cambia la electronegatividad y observa los dipolos de enlace y moleculares.

☐ **Terminé esta unidad**

UNIDAD 4 · SEMANAS 10–12

Estados de la materia: gases y disoluciones

Cómo responden los gases a la presión y la temperatura, cómo funcionan las mezclas de gases y cómo se disuelven las sustancias (incluidos el oxígeno y el CO_2) en el agua.

Objetivos de aprendizaje

Al terminar esta unidad podrás:

- Usar las leyes de Boyle y de Charles y la ley combinada de los gases, siempre en kelvin.
- Resolver problemas con la ley de los gases ideales, PV = nRT, incluida la masa molar a partir de la densidad.
- Usar la ley de Dalton de las presiones parciales.
- Explicar el comportamiento de los gases con la teoría cinético-molecular.
- Describir la solubilidad y usar la ley de Henry para gases que se disuelven en líquidos.

Conceptos clave

- Las leyes de los gases requieren la temperatura absoluta: T(K) = T(°C) + 273.15.
- A temperatura constante, presión y volumen son inversamente proporcionales (Boyle). A presión constante, el volumen es proporcional a la temperatura en kelvin (Charles).
- La ley de los gases ideales, PV = nRT, relaciona presión, volumen, moles y temperatura. A 0 °C y 1 atm, un mol de gas ideal ocupa 22.4 L.
- En una mezcla de gases, cada gas ejerce su propia presión parcial, y la suma da la total (ley de Dalton). El aire seco tiene alrededor de 20.95% de oxígeno en volumen.
- Teoría cinético-molecular: las partículas de gas se mueven rápido y al azar, chocan elásticamente y su energía cinética media es proporcional a la temperatura en kelvin.
- Una disolución es una mezcla uniforme. «Lo semejante disuelve a lo semejante»: los disolventes polares como el agua disuelven sustancias polares e iónicas.
- La cantidad de un gas que se disuelve en un líquido aumenta con su presión parcial (ley de Henry) y suele disminuir cuando el agua se calienta.

Ecuaciones clave

$$PV = nRT$$

`PV=nRT`

Ley de los gases ideales

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

`R=0.08206\ ·atmmol·K=8.314\ ·K`

Constante de los gases

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

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

Ley combinada de los gases (cantidad de gas fija)

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

`P_total=P_A+P_B+, P_A=x_A P_total`

Ley de Dalton; x es la fracción molar

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

`M=dRT/P`

Masa molar a partir de la densidad d del gas

$$C_g = k_H \, P_g$$

`C_g=k_H P_g`

Ley de Henry: concentración del gas disuelto

Ejemplos resueltos paso a paso

Ejemplo 4.1 ¿Qué volumen ocupa 1.00 mol de gas ideal a 25.0 °C y 1.00 atm?

1. Convierte la temperatura: 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.

Respuesta: 24.5 L, algo más que los 22.4 L a 0 °C, porque el gas más caliente se expande.

Ejemplo 4.2 Un globo meteorológico contiene 2.00 L de helio a 1.00 atm y 300 K. Sube hasta donde la presión es 0.500 atm y la temperatura 250 K. ¿Cuál es su nuevo volumen?

1. Ley combinada de los gases despejada para V_2: $V_2 = V_1 \times (P_1/P_2) \times (T_2/T_1)$.
2. V_2 = 2.00 L × (1.00/0.500) × (250/300).
3. V_2 = 2.00 L × 2 × 0.8333 = 3.33 L.

Respuesta: 3.33 L. La menor presión lo expande más de lo que el frío lo contrae.

Ejemplo 4.3 Estima cuánto oxígeno se disuelve en agua a 25 °C expuesta al aire a 1.00 atm. La constante de Henry del O_2 es de unos 1.3×10^{-3} mol/(L·atm).

1. Presión parcial del O_2: 0.2095×1.00 atm = 0.21 atm.
2. C = k_H × P = 1.3×10^{-3} mol/(L·atm) × 0.21 atm = 2.7×10^{-4} mol/L.
3. Convierte a masa: 2.7×10^{-4} mol/L × 32.00 g/mol = 8.7×10^{-3} g/L = 8.7 mg/L.

Respuesta: Unos 9 mg de oxígeno por litro: una cantidad pequeña, y es todo lo que tienen los peces y demás vida acuática para respirar.

Problemas de práctica

Resuelve cada uno primero en papel y luego comprueba.

1. Convierte 25 °C y −40 °C a kelvin.

   298 K y 233 K (suma 273.15).

2. ¿Cuántos moles de gas llenan 10.0 L a 0 °C (273.15 K) y 1.00 atm?

   n = PV/RT = (1.00 × 10.0) ÷ (0.08206 × 273.15) = 0.446 mol.

3. A temperatura constante, ¿qué le pasa al volumen de un gas si la presión se duplica?

   Se reduce a la mitad (ley de Boyle).

4. Un gas tiene una densidad de 1.25 g/L a 0 °C y 1.00 atm. Halla su masa molar.

   M = dRT/P = 1.25 × 0.08206 × 273.15 ÷ 1.00 = 28.0 g/mol (coherente con N_2).

5. Un tanque contiene 2.0 mol de N_2 y 0.50 mol de O_2 a 5.0 atm en total. ¿Cuál es la presión parcial del O_2?

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

6. ¿Por qué un refresco pierde el gas más rápido cuando está caliente?

   La solubilidad de los gases baja al subir la temperatura, así que el CO_2 disuelto escapa más rápido.

Ideas erróneas comunes

Mito: Puedes usar °C en las leyes de los gases.

En realidad: Usa siempre kelvin. A 0 °C el volumen no es cero; a 0 K lo sería.

Mito: 22.4 L/mol vale para cualquier gas en cualquier condición.

En realidad: Solo se aplica a un gas ideal a 0 °C y 1 atm. A 25 °C son unos 24.5 L.

Mito: A la misma temperatura, las moléculas de gas más pesadas se mueven más rápido.

En realidad: A la misma temperatura todos los gases tienen la misma energía cinética media, así que las moléculas más pesadas se mueven más despacio.

Mito: Los gases se disuelven mejor en agua caliente, como el azúcar.

En realidad: La mayoría de los gases son menos solubles en agua más cálida.

Tarjetas de estudio

Ley de los gases ideales

PV = nRT.

R

0.08206 L·atm/(mol·K) o 8.314 J/(mol·K).

Ley de Boyle

$P_1V_1 = P_2V_2$ a n y T constantes.

Ley de Charles

$V_1/T_1 = V_2/T_2$ a n y P constantes.

Ley de Dalton

La presión total es la suma de las presiones parciales.

Ley de Henry

Concentración del gas disuelto = k_H × presión parcial.

Kelvin

T(K) = T(°C) + 273.15.

Volumen molar

22.4 L/mol para un gas ideal a 0 °C y 1 atm.

Cuestionario de autoevaluación

1. ¿Qué escala de temperatura deben usar los cálculos con las leyes de los gases?

Celsius

Fahrenheit

Kelvin

Cualquiera de estos

Kelvin. Las leyes de los gases son proporcionales a la temperatura absoluta.

2. A presión constante, un gas se calienta de 200 K a 400 K. Su volumen...

se reduce a la mitad

se duplica

no cambia

se cuadruplica

se duplica. Ley de Charles: V es proporcional a T en kelvin.

3. El aire a 1.00 atm tiene alrededor de 21% de O_2. La presión parcial del O_2 es de unos...

0.21 atm

0.79 atm

1.00 atm

21 atm

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

4. ¿Qué le pasa al oxígeno disuelto cuando un lago se calienta?

Aumenta

Disminuye

No cambia

Se convierte en CO_2

Disminuye. La solubilidad de los gases en agua suele disminuir con la temperatura.

5. ¿Cuánto vale R en L·atm/(mol·K)?

8.314

0.08206

22.4

6.022×10^{23}

0.08206. 8.314 es el valor en J/(mol·K).

Repetir este cuestionario

Cómo ayuda esto a salvar el planeta

Los gases disueltos deciden qué puede vivir en el agua. Como el agua cálida retiene menos oxígeno, el calentamiento de lagos y ríos puede estresar a los peces, y los equipos de calidad del agua miden el oxígeno disuelto para protegerlos.

La ley de Henry también explica la acidificación del océano. Al aumentar el CO_2 del aire, se disuelve más en el agua de mar y forma ácido carbónico. La NOAA informa que el océano absorbe alrededor del 30% del CO_2 liberado a la atmósfera y que el pH de la superficie del océano ha bajado unos 0.1 desde la revolución industrial, un aumento de acidez de aproximadamente el 30%.

Esto importa a las personas tanto como a los arrecifes: la NOAA señala que ostras, corales y otros organismos con concha lo pasan mal en agua más ácida, y muchas pesquerías y empleos costeros dependen de ellos.

En Saving Planets: Centro de Océanos · PACE: color del océano y plancton

Fuentes: NOAA: acidificación del océano (educación, en inglés) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification)

Recursos de aprendizaje gratuitos

- OpenStax Chemistry 2e, capítulo 9: Gases (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/9-introduction): Leyes de los gases, mezclas y teoría cinético-molecular.
- OpenStax Chemistry 2e, capítulo 11: Solutions and Colloids (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/11-introduction): Solubilidad y ley de Henry.
- PhET: Gas Properties (https://phet.colorado.edu/en/simulations/gas-properties): Bombea gas, caliéntalo y observa cómo cambia la presión.
- NOAA: recursos sobre acidificación del océano (en inglés) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification): Lecciones, datos y laboratorios sobre el CO_2 en el agua de mar.

☐ **Terminé esta unidad**

Termodinámica

Energía química: calor, entalpía, por qué algunas reacciones liberan energía y un primer vistazo a la entropía y la energía libre de Gibbs.

Objetivos de aprendizaje

Al terminar esta unidad podrás:

- Usar q = mcΔT y la calorimetría para hallar el flujo de calor y el calor específico.
- Clasificar procesos como exotérmicos o endotérmicos y dar el signo de ΔH.
- Usar la ley de Hess y las entalpías estándar de formación para hallar el ΔH de una reacción.
- Enunciar la primera ley de la termodinámica con el convenio de signos de la química.
- Usar ΔG = ΔH − TΔS para juzgar si un proceso es espontáneo.

Conceptos clave

- La energía se conserva (primera ley): ΔU = q + w. En química, q es el calor añadido al sistema y w el trabajo realizado sobre el sistema.
- Las reacciones exotérmicas liberan calor al entorno (ΔH < 0); las endotérmicas absorben calor (ΔH > 0).
- El calor específico c es el calor necesario para calentar 1 g en 1 °C. El del agua es alto, 4.184 J/(g·°C), y por eso océanos y lagos se calientan y se enfrían despacio.
- La entalpía es una función de estado, así que ΔH solo depende del inicio y del final. Por eso funciona la ley de Hess: puedes sumar reacciones y sumar sus valores de ΔH.
- La entalpía estándar de formación (ΔH°f) es el cambio de entalpía al formar 1 mol de un compuesto a partir de sus elementos en su estado estándar. Para un elemento en su estado estándar, ΔH°f = 0.
- La entropía (S) mide cuán dispersas están la energía y la materia. El cambio de energía libre de Gibbs, ΔG = ΔH − TΔS, es negativo para un proceso espontáneo a temperatura y presión constantes.

Ecuaciones clave

$$q = mc\Delta T$$

`q=mcΔ T`

Calor para un cambio de temperatura

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

`q_lost=-q_gained`

Calorimetría: el calor que pierde el objeto caliente es igual al que gana el frío

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

`Δ U=q+w, w=-PΔ V`

Primera ley (convenio de signos en química)

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

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

Entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación

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

`Δ G=Δ H-TΔ S`

Energía libre de Gibbs

Ejemplos resueltos paso a paso

Ejemplo 5.1 ¿Cuánto calor se necesita para calentar 250.0 g de agua de 20.0 °C a 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. En kilojulios: 83.7 kJ.

Respuesta: 83.7 kJ.

Ejemplo 5.2 Halla ΔH° de la combustión del metano, $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l)$, con los valores de ΔH°f: $CH_4(g)$ −74.6, $CO_2(g)$ −393.5, $H_2O(l)$ −285.8 kJ/mol; $O_2(g)$ 0.

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

Respuesta: Unos −890 kJ por mol de metano: fuertemente exotérmica.

Ejemplo 5.3 Compara el calor liberado por gramo de metano y de hidrógeno. Para $H_2(g) + ½\,O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$, ΔH° = −285.8 kJ.

1. Metano: 890.5 kJ ÷ 16.04 g = 55.5 kJ/g.
2. Hidrógeno: 285.8 kJ ÷ 2.016 g = 141.8 kJ/g.

3. Productos: el metano produce CO_2; el hidrógeno solo produce agua.

Respuesta: El hidrógeno libera unas 2.6 veces más calor por gramo, y quemarlo no produce CO_2. Que el hidrógeno sea limpio en conjunto depende de cómo se produjo.

Ejemplo 5.4 Una reacción tiene $\Delta H = +40.0$ kJ y $\Delta S = +120$ J/K. ¿Es espontánea a 298 K? ¿Por encima de qué temperatura se vuelve espontánea?

1. Usa las mismas unidades: $\Delta S = 0.120$ kJ/K.
2. A 298 K: $\Delta G = 40.0 - 298 \times 0.120 = 40.0 - 35.8 = +4.2$ kJ. Positivo, así que no es espontánea.
3. Haz $\Delta G = 0$: $T = \Delta H / \Delta S = 40.0 \div 0.120 = 333$ K.

Respuesta: No es espontánea a 298 K; es espontánea por encima de unos 333 K (60 °C).

Problemas de práctica

Resuelve cada uno primero en papel y luego comprueba.

1. ¿Cuánto calor eleva 1.00 kg de agua en 10.0 °C?

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

2. ¿La fusión del hielo es endotérmica o exotérmica? ¿Cuál es el signo de q para el hielo?

   Endotérmico; q es positivo porque el hielo absorbe calor.

3. Un metal de 50.0 g a 100.0 °C se sumerge en 100.0 g de agua a 20.0 °C. Ambos terminan a 22.0 °C. Halla el calor específico del metal.

   Calor ganado por el agua = $100.0 \times 4.184 \times 2.0 = 836.8$ J. Metal: $836.8 = 50.0 \times c \times 78.0$, así que $c = 0.215$ J/(g·°C).

4. Usa la ley de Hess: $C(s) + O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -393.5$ kJ; $CO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -283.0$ kJ. Halla ΔH de $C(s) + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO$.

   Invierte la segunda y suma: $-393.5 + 283.0 = -110.5$ kJ.

5. ¿Cuánto vale $\Delta H°f$ del $O_2(g)$?

   Cero: es un elemento en su estado estándar.

6. Un proceso tiene $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$. ¿Cuándo es espontáneo?

   A cualquier temperatura, porque $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ es siempre negativo.

Ideas erróneas comunes

Mito: El calor y la temperatura son lo mismo.

En realidad: La temperatura mide la energía media de las partículas; el calor es energía transferida. Una bañera de agua tibia contiene más calor que una taza de agua hirviendo.

Mito: Las reacciones exotérmicas siempre ocurren por sí solas.

En realidad: La espontaneidad depende de ΔG, que incluye la entropía. Algunas reacciones exotérmicas no son espontáneas a altas temperaturas.

Mito: Una reacción espontánea es una reacción rápida.

En realidad: «Espontáneo» indica la dirección, no la velocidad. El diamante que se convierte en grafito es espontáneo, pero demasiado lento para notarlo.

Mito: Romper enlaces libera energía.

En realidad: Romper enlaces siempre requiere energía. La energía se libera cuando se forman enlaces nuevos más fuertes.

Tarjetas de estudio

q = mcΔT

Calor = masa × calor específico × cambio de temperatura.

Exotérmico

Libera calor; ΔH < 0.

Endotérmico

Absorbe calor; ΔH > 0.

Ley de Hess

El ΔH de una suma de reacciones es la suma de sus valores de ΔH.

ΔH°f de un elemento

Cero en su estado estándar.

Primera ley

ΔU = q + w; la energía se conserva.

Energía de Gibbs

ΔG = ΔH − TΔS; negativo significa espontáneo.

Calor específico del agua

4.184 J/(g·°C).

Cuestionario de autoevaluación

1. El signo de ΔH en una reacción exotérmica es...

positivo

negativo

cero

depende de la temperatura

negativo. El sistema pierde calor hacia el entorno.

2. El calor específico del agua es...

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). 4.184 J calientan 1 g de agua en 1 °C.

3. La ley de Hess funciona porque la entalpía es...

siempre negativo

una función de estado

igual a la entropía

medida en kelvin

una función de estado. ΔH solo depende de los estados inicial y final.

4. Una reacción es espontánea cuando...

$\Delta G < 0$

$\Delta G > 0$

$\Delta H > 0$

$\Delta S = 0$

$\Delta G < 0$. Un cambio de energía de Gibbs negativo significa que el proceso puede avanzar por sí solo.

5. Por gramo, ¿qué combustible libera más calor al quemarse hasta agua líquida?

Metano

Hidrógeno

Son iguales

Ninguna libera calor

Hidrógeno. Unos 142 kJ/g para el hidrógeno frente a 55.5 kJ/g para el metano.

Repetir este cuestionario

Cómo ayuda esto a salvar el planeta

La termoquímica es la contabilidad detrás de la energía limpia. Comparar kilojulios por gramo y CO_2 por kilojulio, como en los ejemplos resueltos, muestra por qué el hidrógeno producido con energía limpia puede reducir las emisiones.

El Departamento de Energía de EE. UU. señala que el hidrógeno usado en una pila de combustible solo produce agua, y que puede obtenerse de muchas fuentes, entre ellas la energía solar y la eólica.

El alto calor específico del agua permite a los océanos almacenar enormes cantidades de calor, lo que estabiliza los climas costeros para las personas y la fauna.

En Saving Planets: Sentinel-6B: seguimiento del nivel del mar · Centro de Observación de la Tierra

Fuentes: Departamento de Energía de EE. UU.: conceptos básicos del hidrógeno como combustible (en inglés) (https://www.energy.gov/eere/fuelcells/hydrogen-fuel-basics)

Recursos de aprendizaje gratuitos

- OpenStax Chemistry 2e, capítulo 5: Thermochemistry (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/5-introduction): Calorimetría, entalpía y ley de Hess.
- OpenStax Chemistry 2e, capítulo 16: Thermodynamics (en inglés) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/16-introduction): Entropía y energía libre de Gibbs.

- PhET: Energy Forms and Changes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/energy-forms-and-changes): Observa cómo fluye el calor entre objetos.
- MIT OpenCourseWare 3.091 Introduction to Solid-State Chemistry (en inglés) (https://ocw.mit.edu/courses/3-091-introduction-to-solid-state-chemistry-fall-2018/): Clases gratuitas que también tratan enlaces y energía.

☐ **Terminé esta unidad**

Problemas

Estos problemas están dentro de cada unidad. Hazlos en papel y luego abre la respuesta.

1. Teoría atómica y números cuánticos
   7 problemas
2. Estequiometría
   7 problemas
3. Geometría molecular y enlace
   7 problemas
4. Estados de la materia: gases y disoluciones
   6 problemas
5. Termodinámica
   6 problemas

El laboratorio (CHEM 110L)

El laboratorio es la parte práctica del curso, un componente de 1 crédito en un plan universitario típico. Aquí es gratuito y solo para practicar.

Pones en práctica las ideas de clase con sensores digitales, medidores y material de vidrio de precisión. Haz las versiones de laboratorio solo en un laboratorio escolar o universitario supervisado; cada ejercicio tiene también una versión segura en casa o virtual.

Referencia de seguridad: American Chemical Society: seguridad química (en inglés) (https://www.acs.org/chemical-safety.html)

Laboratorio A: fórmula empírica del óxido de magnesio

SEMANA 5

Objetivo: Calienta magnesio al aire, pesa el producto y calcula la proporción más simple en números enteros entre magnesio y oxígeno.

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

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

Divide cada cantidad de moles entre la menor y redondea a números enteros

Procedimiento

1. Calienta un crisol vacío con su tapa hasta masa constante; deja enfriar y pesa.
2. Añade una tira enrollada de cinta de magnesio limpia y vuelve a pesar.
3. Calienta con la tapa un poco abierta para que entre aire pero no escape el humo, hasta que el metal deje de brillar.
4. Deja enfriar, añade unas gotas de agua y calienta otra vez suavemente (esto convierte el posible nitruro de magnesio en óxido); luego calienta con fuerza.
5. Deja enfriar y pesa. Repite el calentamiento hasta que dos pesadas coincidan dentro de 0.002 g.

Tabla de datos

Medida	Masa (g)
Crisol + tapa	25.120
Crisol + tapa + Mg	25.360
Crisol + tapa + producto	25.520
Mg (por diferencia)	0.240
Oxígeno ganado	0.160

Datos de ejemplo solo para practicar.

Cálculo de ejemplo

1. Moles de Mg = 0.240 g ÷ 24.31 g/mol = 9.87 × 10^{-3} mol.
2. Moles de O = 0.160 g ÷ 16.00 g/mol = 1.00 × 10^{-2} mol.
3. Divide entre el menor: Mg 1.00, O 1.01, que se redondea a 1 : 1.
4. Fórmula empírica: MgO.

Seguridad

- El magnesio al arder emite una luz muy intensa, incluida radiación ultravioleta. No la mires fijamente.
- Usa pinzas; los crisoles siguen calientes mucho después de dejar de brillar.
- Nunca lo intentes en casa: los incendios de magnesio son difíciles de apagar y el agua los empeora.

Alternativa en casa o virtual

- Haz el mismo cálculo a partir de una composición porcentual, como en la serie final (40.0% C, 6.71% H, 53.3% O da CH_2O).
- La sección 3.2 de OpenStax Chemistry 2e tiene más problemas de fórmula empírica con respuestas (en inglés).

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

Vínculo con el planeta: Hallar la fórmula de un compuesto desconocido es un primer paso para identificar un contaminante, un mineral o un material nuevo.

☐ **Completé este laboratorio (real o virtual)**

Laboratorio B: valoración ácido–base y diluciones

SEMANA 6

Objetivo: Hallar la concentración de una disolución de ácido clorhídrico valorándola con hidróxido de sodio de concentración conocida.

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

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

Para HCl + NaOH → NaCl + H_2O, moles de ácido = moles de base en el punto de equivalencia

Procedimiento

1. Enjuaga la bureta con un poco del NaOH 0.1000 M, luego llénala y anota la lectura inicial con precisión de 0.01 mL.
2. Pipetea 25.00 mL del HCl en un matraz y añade 2–3 gotas de indicador fenolftaleína.
3. Añade el NaOH mientras agitas. Cerca del final, añádelo gota a gota.
4. Detente en el primer rosa tenue que dure 30 segundos. Anota la lectura final.
5. Repite hasta que dos ensayos coincidan dentro de 0.10 mL. Con una sonda de pH, representa también el pH frente al volumen para ver el salto brusco en el punto de equivalencia.

Tabla de datos

Ensayo	Lectura inicial (mL)	Lectura final (mL)	NaOH usado (mL)
1 (aproximado)	0.50	23.10	22.60
2	0.20	22.65	22.45
3	1.05	23.52	22.47

Datos de ejemplo solo para practicar. Promedia los ensayos que coinciden (2 y 3).

Cálculo de ejemplo

1. Volumen medio de NaOH: (22.45 + 22.47) ÷ 2 = 22.46 mL = 0.02246 L.
2. Moles de NaOH = 0.1000 mol/L × 0.02246 L = 2.246×10^{-3} mol.
3. La reacción es 1 : 1, así que moles de HCl = 2.246×10^{-3} mol.
4. Concentración de HCl = 2.246×10^{-3} mol ÷ 0.02500 L = 0.08984 M.

> **Seguridad**
>
> - Usa gafas: el NaOH y el HCl pueden dañar ojos y piel aunque estén diluidos.
> - Si alguno toca la piel, enjuaga con abundante agua y avisa al responsable.

- Llena la bureta por debajo del nivel de los ojos con un embudo, y retira el embudo antes de leer.

Alternativa en casa o virtual

- Las simulaciones PhET Acid-Base Solutions y pH Scale te permiten probar ácidos y bases fuertes y débiles con un pH-metro virtual.
- Indicador casero: el jugo de col lombarda se vuelve rojo-rosado en ácidos como el vinagre y verde en bases como una disolución de bicarbonato. Es solo cualitativo.

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)

Vínculo con el planeta: El pH es una de las medidas más importantes de la calidad del agua. El Servicio Geológico de EE. UU. señala que la lluvia normal tiene un pH de alrededor de 5.6 y que el agua que drena de una mina de carbón abandonada puede llegar a pH 2, lo bastante ácida para matar peces río abajo. USGS Water Science School: el pH y el agua (en inglés) (https://www.usgs.gov/special-topics/water-science-school/science/ph-and-water)

- [ ] **Completé este laboratorio (real o virtual)**

Laboratorio C: análisis espectrofotométrico de una disolución de colorante

SEMANA 12

Objetivo: Hacer una curva de calibración con patrones de colorante y usarla para hallar la concentración de una muestra desconocida, con la ley de Beer–Lambert.

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

```
A= bc, A=-_10T
```

A = absorbancia, ε = absortividad molar, b = longitud del trayecto (cm), c = concentración (mol/L), T = fracción de luz transmitida

Procedimiento

1. Deja calentar el espectrofotómetro el tiempo que indique su manual.
2. Haz un barrido de un patrón para hallar la longitud de onda en que el colorante absorbe más (λmax).
3. Pon a cero el instrumento con una cubeta del blanco (el disolvente, aquí agua).
4. Prepara cinco patrones a partir de una disolución madre por dilución ($M_1V_1 = M_2V_2$).
5. Mide la absorbancia de cada patrón a λmax, enjuagando la cubeta con la siguiente disolución cada vez. Sujeta las cubetas por las caras esmeriladas.
6. Mide la muestra desconocida del mismo modo.
7. Representa la absorbancia (y) frente a la concentración (x), ajusta una recta que pase por el origen y usa la pendiente para hallar la concentración desconocida.

Tabla de datos

Patrón	Concentración (µM)	Absorbancia
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
Desconocida	?	0.455

Datos de ejemplo solo para practicar, no un valor publicado de ningún colorante real.

Cálculo de ejemplo

1. Pendiente de la recta que pasa por el origen: unos 0.0650 por µM (por ejemplo 0.650 ÷ 10.00 µM).

2. Con b = 1.00 cm, ε = 0.0650 μM^{-1} cm^{-1} = 6.50 × 10^4 M^{-1} cm^{-1}.
3. Desconocida: c = A ÷ (εb) = 0.455 ÷ 0.0650 μM^{-1} = 7.00 μM.
4. Fracción de luz que transmite la muestra desconocida: T = 10^(−0.455) = 0.351, o 35.1%.

> **Seguridad**
>
> - Usa gafas; muchos colorantes manchan la piel y la ropa.
> - Limpia los derrames de inmediato y mantén los líquidos lejos del instrumento.
> - Desecha las disoluciones según indique tu responsable de laboratorio.

Alternativa en casa o virtual

- PhET Beer's Law Lab: cambia la concentración, la longitud del trayecto y la longitud de onda, y anota la absorbancia para construir tu propia curva de calibración.
- Versión casera: prepara una serie de diluciones de colorante alimentario en vasos transparentes idénticos y ordénalas a ojo sobre una tarjeta blanca. Muestra la idea, pero no da valores reales de absorbancia.

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

Vínculo con el planeta: La misma idea ayuda a los satélites a evaluar la salud de océanos y lagos. Las misiones de color del océano de la NASA miden los colores de la luz que sale del agua para estimar la clorofila, señal de plancton. NASA Ocean Color (en inglés) (https://oceancolor.gsfc.nasa.gov/)

☐ **Completé este laboratorio (real o virtual)**

Series de práctica para exámenes

Cronométrate: unos 10 minutos por problema. Luego compara con las soluciones completas.

Serie de práctica de mitad de curso (unidades 1–3)

1. Un electrón de hidrógeno baja de n = 4 a n = 2. Halla la longitud de onda de la luz.

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

    Respuesta: 486 nm (azul verdoso).

2. Escribe la configuración del cobre (Z = 29) en estado fundamental.

    1. El orden de llenado simple predice [Ar] $4s^2\ 3d^9$, pero una subcapa 3d llena es más estable.
    2. Un electrón 4s pasa a 3d.

Respuesta: [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$, una excepción conocida.

3. ¿Cuánto CO_2 se produce al quemar 1.00 kg de octano (C_8H_{18}, 114.23 g/mol)?

    1. Balanceada: 2 C_8H_{18} + 25 O_2 → 16 CO_2 + 18 H_2O, es decir, 8 mol de CO_2 por mol de octano.
    2. Moles de octano = 1000 g ÷ 114.23 g/mol = 8.754 mol.
    3. CO_2 = 8 × 8.754 = 70.04 mol × 44.01 g/mol = 3082 g.

    Respuesta: Unos 3.08 kg de CO_2.

4. 28.0 g de N_2 reaccionan con 9.00 g de H_2: N_2 + 3 H_2 → 2 NH_3. Halla el reactivo limitante y la masa de NH_3.

    1. N_2: 28.0 ÷ 28.02 = 0.999 mol. H_2: 9.00 ÷ 2.016 = 4.46 mol.
    2. El N_2 necesita 3 × 0.999 = 3.00 mol de H_2; hay 4.46 mol, así que el N_2 es el limitante.
    3. NH_3 = 2 × 0.999 = 2.00 mol × 17.03 g/mol = 34.0 g.

    Respuesta: El N_2 es el limitante; 34.0 g de NH_3.

5. Indica la forma y la polaridad del SO_2 y del CCl_4.

    1. SO_2: el S tiene dos grupos enlazantes y un par solitario, así que es angular y los dipolos no se anulan.
    2. CCl_4: cuatro enlaces idénticos, tetraédrica, los dipolos se anulan.

    Respuesta: SO_2 angular y polar; CCl_4 tetraédrica y apolar.

6. Ordena por punto de ebullición, del más bajo al más alto: H_2O, He, CH_4.

    1. He: solo dispersión débil, muy pocos electrones.
    2. CH_4: fuerzas de dispersión, más electrones que el He.
    3. H_2O: puentes de hidrógeno.

    Respuesta: He < CH_4 < H_2O.

Serie de práctica final (todas las unidades)

1. ¿Qué volumen ocupan 88.0 g de CO_2 a 25.0 °C y 1.00 atm?

    1. n = 88.0 ÷ 44.01 = 2.00 mol.
    2. V = nRT/P = 2.00 × 0.08206 × 298.15 ÷ 1.00.

    Respuesta: 48.9 L.

2. ¿Cuántos gramos de metano hay que quemar (ΔH = −890.5 kJ/mol) para calentar 500.0 g de agua de 15.0 °C a 85.0 °C, si todo el calor va al agua?

    1. q = 500.0 × 4.184 × 70.0 = 146,440 J = 146.4 kJ.
    2. Moles de CH_4 = 146.4 ÷ 890.5 = 0.1644 mol.

3. Masa = 0.1644 × 16.04 = 2.64 g.

Respuesta: 2.64 g de metano.

3. 20.00 mL de ácido sulfúrico se neutralizan con 31.60 mL de NaOH 0.1000 M. Halla la molaridad del ácido.

    1. H_2SO_4 + 2 NaOH → Na_2SO_4 + 2 H_2O (dos hidrógenos ácidos).
    2. Moles de NaOH = 0.1000 × 0.03160 = 3.160 × 10^{-3} mol, así que moles de H_2SO_4 = 1.580 × 10^{-3} mol.
    3. M = 1.580 × 10^{-3} ÷ 0.02000 L.

    Respuesta: 0.07900 M. Un error común es olvidar la proporción 1 : 2 y obtener 0.1580 M.

4. Un colorante tiene ε = 1.20 × 10^4 M^{-1} cm^{-1}. Una muestra en una cubeta de 1.00 cm da A = 0.300. Halla su concentración.

    1. c = A ÷ (εb) = 0.300 ÷ (1.20 × 10^4 × 1.00).

    Respuesta: 2.50 × 10^{-5} M.

5. Un compuesto tiene en masa 40.0% de C, 6.71% de H y 53.3% de O, y una masa molar de 180.16 g/mol. Halla sus fórmulas empírica y molecular.

    1. En 100 g: C 40.0 ÷ 12.011 = 3.33 mol; H 6.71 ÷ 1.008 = 6.66 mol; O 53.3 ÷ 16.00 = 3.33 mol.
    2. Divide entre 3.33: 1 : 2 : 1, así que CH_2O (30.03 g/mol).
    3. 180.16 ÷ 30.03 = 6.

    Respuesta: Empírica CH_2O; molecular $C_6H_{12}O_6$ (glucosa).

6. Usa la ley de Hess para hallar ΔH de C(s) + ½ O_2 → CO, dados C + O_2 → CO_2 (−393.5 kJ) y CO + ½ O_2 → CO_2 (−283.0 kJ).

    1. Conserva la primera reacción; invierte la segunda (+283.0 kJ).
    2. Súmalas; el CO_2 se cancela.

    Respuesta: −110.5 kJ.

7. Para un proceso con ΔH = −10.0 kJ y ΔS = −50.0 J/K, halla la temperatura por debajo de la cual es espontáneo.

    1. ΔG < 0 cuando ΔH − TΔS < 0. Ambos son negativos, así que funciona a T baja.
    2. T = ΔH/ΔS = −10.0 kJ ÷ −0.0500 kJ/K = 200 K.

    Respuesta: Espontáneo por debajo de 200 K.

Hoja de fórmulas

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

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

$$n = m/M$$

$$M = n/V$$

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$PV = nRT$$

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$

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

$$C_g = k_H P_g$$

$$q = mc\Delta T$$

$$\Delta U = q + w$$

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

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

$$A = \varepsilon bc$$

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

Constantes

Constante	Valor
Constante de Planck, h	6.62607015 × 10⁻³⁴ J·s (exacta)
Velocidad de la luz, c	2.99792458 × 10⁸ m/s (exacta)
Constante de Avogadro, N_A	6.02214076 × 10²³ mol⁻¹ (exacta)
Constante de los gases, R	8.314 J/(mol·K) = 0.08206 L·atm/(mol·K)
Constante de energía del hidrógeno, k	2.179 × 10⁻¹⁸ J
Calor específico del agua	4.184 J/(g·°C)
Presión estándar	1 atm = 101.325 kPa = 760 mmHg
Cero absoluto	0 K = −273.15 °C

Fuente: NIST: constantes físicas fundamentales (en inglés) (https://physics.nist.gov/cuu/Constants/)

Tabla periódica

Usa una de estas tablas interactivas gratuitas junto con el curso.

- PubChem Periodic Table (Biblioteca Nacional de Medicina de EE. UU., en inglés) (https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/periodic-table/): Interactiva, con datos de cada elemento.

- Ptable (https://ptable.com/): Tabla interactiva rápida con orbitales, isótopos y tendencias.
- NIST: tabla periódica de los elementos (en inglés) (https://www.nist.gov/pml/periodic-table-elements): Tabla de referencia imprimible de la agencia de normas de EE. UU.

Glosario

Absorbancia
Cuánta luz absorbe una muestra; $A = -\log_{10}T$.

Número de Avogadro
$6.02214076 \times 10^{23}$, el número de partículas en un mol.

Calorimetría
Medir el flujo de calor a partir de cambios de temperatura.

Configuración electrónica
La distribución de los electrones de un átomo en orbitales.

Fórmula empírica
La proporción más simple en números enteros de los átomos de un compuesto.

Punto final
El momento de una valoración en que el indicador cambia de color.

Entalpía (H)
Contenido de calor de un sistema a presión constante.

Entropía (S)
Una medida de cuán dispersas están la energía y la materia.

Punto de equivalencia
El punto en que se ha añadido justo el valorante necesario para reaccionar con la muestra.

Energía libre de Gibbs (G)
$G = H - TS$; su cambio predice la espontaneidad.

Puente de hidrógeno
Atracción fuerte entre un H unido a N, O o F y un par solitario de otro N, O o F.

Gas ideal
Un gas modelo cuyas partículas no tienen volumen ni atracciones.

Isótopo
Átomos de un mismo elemento con distinto número de neutrones.

Reactivo limitante
El reactivo que se agota primero.

Molaridad
Moles de soluto por litro de disolución.

Mol
La unidad SI de cantidad de sustancia.

Orbital
Una región donde es probable encontrar un electrón.

Presión parcial
La presión que ejercería solo un gas de una mezcla.

Rendimiento porcentual
Rendimiento real ÷ rendimiento teórico × 100%.

Fotón
Una partícula de luz con energía $E = h\nu$.

Números cuánticos
n, l, m_l, m_s: los cuatro valores que describen un electrón.

Calor específico
Calor necesario para elevar 1 °C la temperatura de 1 g de una sustancia.

Estequiometría
Las relaciones cuantitativas entre cantidades en las reacciones.

Valoración
Añadir una disolución de concentración conocida para hallar la concentración de otra.

VSEPR
Repulsión de pares de electrones de la capa de valencia: los grupos de electrones se separan y fijan la forma de la molécula.

Rúbrica de autoevaluación

No se otorga nota ni crédito. Úsala para valorar con honestidad dónde estás en cada unidad.

Nivel	Cómo se ve
4 · Dominio	Resuelve bien problemas nuevos, explica por qué funciona cada paso y detecta sus propios errores.
3 · Competente	Resuelve los problemas de práctica con unidades y cifras significativas correctas; algún descuido ocasional.
2 · En desarrollo	Sigue los ejemplos resueltos pero se atasca en problemas nuevos o confunde unidades.
1 · Inicial	Reconoce los términos pero aún no sabe plantear los cálculos.

Ponderación sugerida si quieres una nota

Parte	Peso
Problemas de práctica	30%

Parte	Peso
Informes de laboratorio (o laboratorios virtuales)	20%
Serie de práctica de mitad de curso	20%
Serie de práctica final	30%

Apunta al nivel 3 o superior en cada unidad antes de pasar al siguiente curso.

Cursos relacionados

- Física I + Laboratorio PHYS 110 + PHYS 110L
- Cálculo I MATH 110
- Cálculo II MATH 111
- Todos los cursos