Chemistry: The Complete Course



Química: el curso completo

The Complete Course — Bilingual Edition

El curso completo — Edición bilingüe

Maikel Caballero

MKLDesignsShop · mkldesignsshop.com

debe aprenderse en dos idiomas al mismo tiempo.

Este libro se escribió para eliminar esa doble carga. Chemistry: The Complete Course · Química: el curso completo es un curso completo y bilingüe de química general de nivel universitario introductorio (Química General I y II). Cada unidad se presenta primero en inglés y después en un espejo fiel en español —las mismas explicaciones, los mismos ejemplos resueltos y los mismos números— para que puedas estudiar el concepto en el idioma en que piensas y dominar la terminología en el idioma de tus exámenes. Un glosario bilingüe cierra cada unidad, y un glosario completo inglés–español cierra el libro, porque la nomenclatura química es exactamente donde más puntos pierde el estudiante bilingüe.

El curso sigue la secuencia usada en la mayoría de las universidades: materia y medición; átomos y la tabla periódica; enlaces y estructura molecular; fórmulas y reacciones; estequiometría; gases; termoquímica; estructura electrónica; líquidos, sólidos y disoluciones; ácidos y bases; equilibrio y cinética; electroquímica y química nuclear; y un puente hacia la química orgánica y la bioquímica. Los datos de referencia —masas atómicas, constantes y fórmulas— siguen las fuentes públicas de la IUPAC y el NIST. Cada ejemplo numérico se resuelve paso a paso, y cada unidad termina con práctica (diez preguntas de selección múltiple y cinco de respuesta corta) con su clave revisada.

Cómo usar este libro: lee primero la lección en inglés si tu curso es en inglés, y baja al espejo en español cuando un párrafo no te quede claro; o lee primero en español y después en inglés si te preparas para un examen en inglés. Trabaja los ejemplos con lápiz y papel antes de leer la solución: la química se aprende haciendo, no mirando. Después haz la práctica, comprueba la clave y busca en el glosario cada término que te haya fallado. Cada unidad lleva además una breve nota de seguridad de laboratorio: este es un libro de estudio, no un manual de laboratorio, y ningún procedimiento debe intentarse sin supervisión, equipo y autorización institucional adecuados.

Una última palabra de ánimo. La química recompensa la paciencia: el mol, la constante de equilibrio y la escala de pH parecen abstractos en la primera semana y se convierten en herramientas que usas sin pensar al final del curso. Trabaja unidad por unidad, en orden, y deja que cada una se asiente antes de seguir. Todo lo que necesitas está en estas páginas, en tus dos idiomas.

Unit 1 — Matter, Measurement and the Scientific Method · Materia, medición y método científico

Introduction · Introducción

Every science begins by describing its material and measuring it honestly. This unit sets the ground rules of the whole course: what matter is and how it is classified, how scientists measure with SI units and significant figures, and how density and temperature scales turn observations into numbers you can trust. Master these tools now and every later unit becomes easier.

Toda ciencia comienza describiendo su material y midiéndolo con honestidad. Esta unidad establece las reglas básicas de todo el curso: qué es la materia y cómo se clasifica, cómo miden los científicos con unidades del SI y cifras significativas, y cómo la densidad y las escalas de temperatura convierten las observaciones en números confiables. Domina estas herramientas ahora y cada unidad posterior será más fácil.

Lesson 1.1 — States and Classification of Matter · Estados y clasificación de la materia

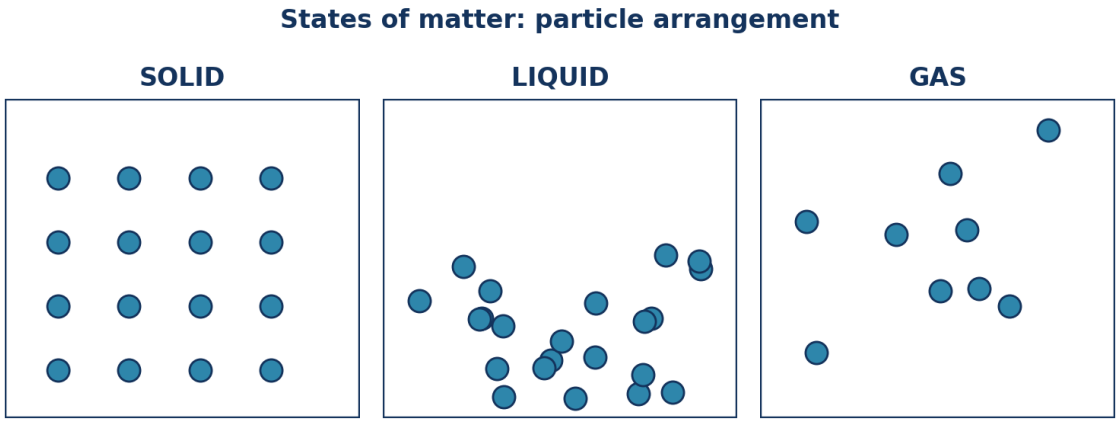
Matter surrounds us in countless forms, yet all substances can be categorized by their physical state and composition. The three primary states of matter—solid, liquid, and gas—are distinguished by differences in particle arrangement, energy, and compressibility. In a **solid**, particles are tightly packed in a fixed, orderly arrangement, giving the substance a definite shape and volume; intermolecular forces are strong, and thermal expansion is minimal. For example, a block of iron at 25 °C maintains its cubic crystal structure with a density of 7.87 g/cm³. **Liquids** have particles that are close together but free to move, resulting in a definite volume but variable shape that conforms to its container; surface tension and viscosity arise from cohesive forces between molecules. Water at 25 °C has a density of 0.997 g/cm³ and flows to fill the bottom of a beaker. **Gases** exhibit the greatest particle separation and random motion, leading to neither fixed shape nor volume; they expand to fill their container and are highly compressible due to large distances between molecules. At 25 °C and 1 atm, nitrogen gas has a density of 1.145 g/L. Beyond these states, **plasma**—a high-energy state where electrons are stripped from nuclei—exists naturally in stars and artificially in fluorescent lights, but it is less common in introductory chemistry contexts.

Matter is further classified by its composition into **pure substances** and **mixtures**. A **pure substance** has a fixed, constant composition and distinct chemical properties; it cannot be separated into simpler components by physical means. Pure substances are either **elements** (composed of one type of atom, e.g., gold, Au) or **compounds** (composed of two or more elements chemically bonded in fixed ratios, e.g., water, H_2O). The molar mass of water is 18.015 g/mol, calculated from the atomic masses of hydrogen (1.008 g/mol) and oxygen (15.999 g/mol). In contrast, a **mixture** consists of two or more substances physically combined, where each retains its own properties; mixtures can be **homogeneous** (uniform composition, e.g., air, a solution of nitrogen and oxygen) or **heterogeneous** (non-uniform composition, e.g., sand in water). The distinction between pure substances and mixtures is foundational for understanding chemical reactions and separations.

Example 1. A 50.0 mL sample of an unknown liquid has a mass of 42.3 g. Calculate its density in g/cm³ and determine whether it could be water at 25 °C. Step 1: Recall that density (ρ) is mass (m) divided by volume (V): ρ = m/V. Step 2: Convert volume to cm³: 50.0 mL = 50.0 cm³ (since 1 mL = 1 cm³). Step 3: Calculate density: ρ = 42.3 g / 50.0 cm³ = 0.846 g/cm³. Step 4: Compare to the known density of water at 25 °C (0.997 g/cm³). Since 0.846 g/cm³ ≠ 0.997 g/cm³, the liquid is not water.

Example 2. A gas occupies 3.50 L at 25 °C and 1.00 atm. If the gas is nitrogen (N_2), calculate its mass in grams. Step 1: Use the ideal gas law to find moles (n): PV = nRT. Step 2: Convert temperature to Kelvin: T = 25 °C + 273.15 = 298.15 K. Step 3: Use R = 0.0821 $L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$, P = 1.00 atm, V = 3.50 L. Step 4: Solve for n: n = PV/(RT) = (1.00 atm × 3.50 L) / (0.0821 $L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ × 298.15 K) = 0.143 mol. Step 5: Calculate mass using molar mass of N_2 (28.014 g/mol): mass = n × M = 0.143 mol × 28.014 g/mol = 4.01 g.

Physical changes, such as melting ice or evaporating water, alter the state of matter without changing its chemical identity, while chemical changes produce new substances with different properties. For instance, the decomposition of water into hydrogen and oxygen gases is a chemical change. Understanding these classifications enables chemists to predict behavior, design experiments, and interpret macroscopic observations through microscopic models.



La materia nos rodea en innumerables formas, pero todas las sustancias pueden categorizarse según su estado físico y su composición. Los tres estados principales de la materia —sólido, líquido y gas— se distinguen por diferencias en la disposición de las partículas, la energía y la compresibilidad. En un **sólido**, las partículas están empaquetadas de manera apretada en una estructura fija y ordenada, lo que le confiere al material una forma y un volumen definidos; las fuerzas intermoleculares son fuertes y la expansión térmica es mínima. Por ejemplo, un bloque de hierro a 25 °C mantiene su estructura cristalina cúbica con una densidad de 7.87 g/cm³. Los **líquidos** tienen partículas cercanas pero libres de moverse, lo que resulta en un volumen definido pero una forma variable que se adapta al recipiente; la tensión superficial y la viscosidad surgen de las fuerzas cohesivas entre las moléculas. El agua a 25 °C tiene una densidad de 0.997 g/cm³ y fluye para llenar el fondo de un vaso de precipitados. Los **gases** exhiben la mayor separación entre partículas y un movimiento aleatorio, lo que les da ni forma ni volumen fijos; se expanden para llenar su recipiente y son altamente compresibles debido a las grandes distancias entre moléculas. A 25 °C y 1 atm, el gas nitrógeno tiene una densidad de 1.145 g/L. Además de estos estados,

el **plasma** —un estado de alta energía donde los electrones se separan de los núcleos— existe naturalmente en las estrellas y artificialmente en las luces fluorescentes, aunque es menos común en contextos de química introductoria.

La materia se clasifica además por su composición en **sustancias puras** y **mezclas**. Una **sustancia pura** tiene una composición fija y constante y propiedades químicas distintivas; no puede separarse en componentes más simples por medios físicos. Las sustancias puras son ya sea **elementos** (compuestos por un tipo de átomo, por ejemplo, oro, Au) o **compuestos** (formados por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas, por ejemplo, agua, H_2O). La masa molar del agua es 18.015 g/mol, calculada a partir de las masas atómicas del hidrógeno (1.008 g/mol) y del oxígeno (15.999 g/mol). En contraste, una **mezcla** consiste en dos o más sustancias combinadas físicamente, donde cada una conserva sus propias propiedades; las mezclas pueden ser **homogéneas** (composición uniforme, por ejemplo, aire, una solución de nitrógeno y oxígeno) o **heterogéneas** (composición no uniforme, por ejemplo, arena en agua). La distinción entre sustancias puras y mezclas es fundamental para entender las reacciones químicas y las separaciones.

Ejemplo 1. Una muestra de 50.0 mL de un líquido desconocido tiene una masa de 42.3 g. Calcule su densidad en g/cm³ y determine si podría ser agua a 25 °C. Paso 1: Recuerde que la densidad (ρ) es masa (m) dividida por volumen (V): ρ = m/V. Paso 2: Convierta el volumen a cm³: 50.0 mL = 50.0 cm³ (ya que 1 mL = 1 cm³). Paso 3: Calcule la densidad: ρ = 42.3 g / 50.0 cm³ = 0.846 g/cm³. Paso 4: Compare con la densidad conocida del agua a 25 °C (0.997 g/cm³). Dado que 0.846 g/cm³ ≠ 0.997 g/cm³, el líquido no es agua.

Ejemplo 2. Un gas ocupa 3.50 L a 25 °C y 1.00 atm. Si el gas es nitrógeno (N_2), calcule su masa en gramos. Paso 1: Use la ley de los gases ideales para encontrar moles (n): PV = nRT. Paso 2: Convierta la temperatura a Kelvin: T = 25 °C + 273.15 = 298.15 K. Paso 3: Use R = 0.0821 L·atm·mol^{-1}·K^{-1}, P = 1.00 atm, V = 3.50 L. Paso 4: Resuelva para n: n = PV/(RT) = (1.00 atm × 3.50 L) / (0.0821 L·atm·mol^{-1}·K^{-1} × 298.15 K) = 0.143 mol. Paso 5: Calcule la masa usando la masa molar de N_2 (28.014 g/mol): masa = n × M = 0.143 mol × 28.014 g/mol = 4.01 g.

Los cambios físicos, como derretir hielo o evaporar agua, alteran el estado de la materia sin cambiar su identidad química, mientras que los cambios químicos producen nuevas sustancias con propiedades diferentes. Por ejemplo, la descomposición del agua en gases de hidrógeno y oxígeno es un cambio químico. Comprender estas clasificaciones permite a los químicos predecir comportamientos, diseñar experimentos e interpretar observaciones macroscópicas a través de modelos microscópicos.