TESTING-US

VALIDÁ TU APRENDIZAJE

H_2O

NaCl

pH 7

CUADERNILLO DE ESTUDIO · NIVEL BÁSICO

Química básica

de qué están hechas las cosas

La materia y sus cambios, sustancias y mezclas, el átomo y la tabla periódica, reacciones químicas, mol y soluciones, ácidos, bases y pH, y seguridad con productos químicos.

1 La materia

2 Átomo y tabla

3 Reacciones

4 Mol y soluciones

5 pH y seguridad

\+ Ejercicios con respuestas

Testing-US · Validá tu aprendizaje
testing-us.com

Edición octubre 2026

Antes de empezar

La química estudia de qué están hechas las cosas y cómo cambian. Está en la cocina, en los productos de limpieza, en los medicamentos, en la industria y en el ambiente. Este cuadernillo repasa los conceptos básicos con ejemplos cotidianos y cálculos simples: alcanza con una calculadora y la tabla de masas atómicas redondeadas que aparece en el tema 4.

CÓMO APROVECHARLO

- Tené a mano una calculadora y la tabla de masas atómicas del tema 4.
- En cada cálculo, escribí las unidades: te ayudan a ver si la cuenta tiene sentido.
- Hacé los ejercicios del final de cada tema antes de mirar las respuestas.
- Cuando termines, rendí la evaluación **Química básica** en testing-us.com.

TIP Antes de usar cualquier producto químico, leé la etiqueta: los pictogramas y las frases de peligro te dicen cómo cuidarte.

Contenido

1 **La materia: estados, sustancias y mezclas**
Cambios de estado, propiedades, densidad, mezclas y métodos de separación.

2 **El átomo, la tabla periódica y los enlaces**
Protones, neutrones y electrones, iones, grupos y períodos, enlaces.

3 **Fórmulas, compuestos y reacciones químicas**
Óxidos, ácidos, bases y sales, conservación de la masa, balanceo.

4 **El mol, la masa molar y las soluciones**
Moles y gramos, concentración, molaridad y dilución.

5 **Ácidos, bases, pH y seguridad**
Escala de pH, indicadores, pictogramas del SGA y buenas prácticas.

TEMA 1

1 La materia: estados, sustancias y mezclas

LO QUE VAS A APRENDER

- Reconocer los estados y los cambios de estado.
- Distinguir propiedades intensivas y extensivas.
- Clasificar sustancias y mezclas.
- Elegir un método de separación.

La materia y sus estados

- **Materia** es todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. Se presenta habitualmente en tres **estados**: **sólido** (forma y volumen propios), **líquido** (volumen propio, toma la forma del recipiente) y **gaseoso** (ocupa todo el recipiente y se comprime con facilidad).
- **Cambios de estado: fusión** (sólido → líquido), **solidificación** (líquido → sólido), **vaporización** (líquido → gas; puede ser **evaporación**, en la superficie, o **ebullición**, en toda la masa), **condensación** (gas → líquido), **sublimación** (sólido → gas, como la naftalina o el hielo seco) y **sublimación inversa** o deposición (gas → sólido, como la escarcha).
- El agua pura, a nivel del mar, hierve a **100 °C** y se congela a **0 °C**.

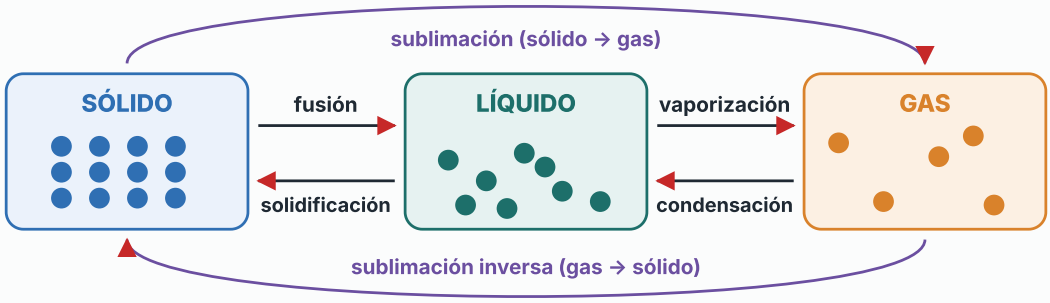


Figura 1.1 Los estados de la materia y sus cambios.

Propiedades

- **Extensivas:** dependen de la cantidad de materia (masa, volumen, peso).
- **Intensivas:** no dependen de la cantidad y sirven para **identificar** una sustancia (densidad, punto de fusión, punto de ebullición, color).
- **Densidad = masa ÷ volumen.** Ejemplo: 200 g de aceite ocupan 250 cm^3 → densidad = 0,8 g/cm^3. Un cuerpo menos denso que el agua (1 g/cm^3) flota en ella.

Sustancias y mezclas

- **Sustancia pura:** tiene composición fija. Puede ser **simple** (un solo elemento, como el oxígeno O_2 o el hierro Fe) o **compuesta** (dos o más elementos combinados, como el agua H_2O o la sal NaCl).
- **Mezcla:** dos o más sustancias juntas, sin combinarse químicamente. **Homogénea** (una sola fase, no se distinguen los componentes: agua salada, aire, alcohol en agua; también se llaman **soluciones**) o **heterogénea** (se distinguen dos o más fases: agua y aceite, arena y agua).

Métodos de separación

- **Filtración:** separa un sólido no disuelto de un líquido (arena y agua).
- **Decantación:** separa líquidos que no se mezclan (agua y aceite, con ampolla) o un sólido que se deposita en el fondo.
- **Tamización:** separa sólidos de distinto tamaño. **Imantación:** separa un material magnético (limaduras de hierro).
- **Evaporación o cristalización:** recupera un sólido disuelto (sal del agua de mar).
- **Destilación:** separa líquidos de una mezcla homogénea según su **punto de ebullición** (alcohol y agua).
- **Cromatografía:** separa los componentes de una mezcla según cuánto avanzan en un soporte (pigmentos de una tinta).

Cambios físicos y químicos

- **Físico:** la sustancia sigue siendo la misma (fundir hielo, romper un vidrio, disolver azúcar).
- **Químico:** se forman **sustancias nuevas** (quemar papel, oxidarse un clavo, cocinar un huevo). Señales: desprendimiento de gas, cambio de color, formación de un sólido (precipitado), liberación o absorción de calor o luz.

TIP Preguntate si al final hay una sustancia nueva: si la hay, el cambio es químico.

Para practicar

1. ¿Qué cambio de estado ocurre cuando se seca la ropa al sol?
2. Un cuerpo de 300 g ocupa 150 cm^3. ¿Cuál es su densidad? ¿Flota en agua?
3. ¿Cómo separarías una mezcla de arena, sal y agua?
4. ¿Quemar un papel es un cambio físico o químico? ¿Por qué?

LAS RESPUESTAS ESTÁN AL FINAL DEL CUADERNILLO.

TEMA 2

2 El átomo, la tabla periódica y los enlaces

LO QUE VAS A APRENDER

- Identificar las partículas del átomo.
- Calcular neutrones y electrones.
- Leer la tabla periódica.
- Distinguir enlaces iónicos, covalentes y metálicos.

El átomo

- El átomo tiene un **núcleo** con **protones** (carga +) y **neutrones** (sin carga), y alrededor, **electrones** (carga −).
- **Número atómico (Z):** cantidad de protones. Identifica al elemento: todos los átomos de carbono tienen Z = 6.
- **Número másico (A):** protones + neutrones. Neutrones = A − Z. Ejemplo: sodio con Z = 11 y A = 23 → 12 neutrones.
- En un átomo **neutro**, la cantidad de electrones es igual a la de protones.
- **Isótopos:** átomos del mismo elemento (igual Z) con distinta cantidad de neutrones (distinto A), como el carbono-12 y el carbono-14.
- **Iones:** átomos que ganaron o perdieron electrones. **Catión** (+): perdió electrones (Na^+ tiene 10 electrones). **Anión** (−): ganó electrones (Cl^- tiene 18 electrones).

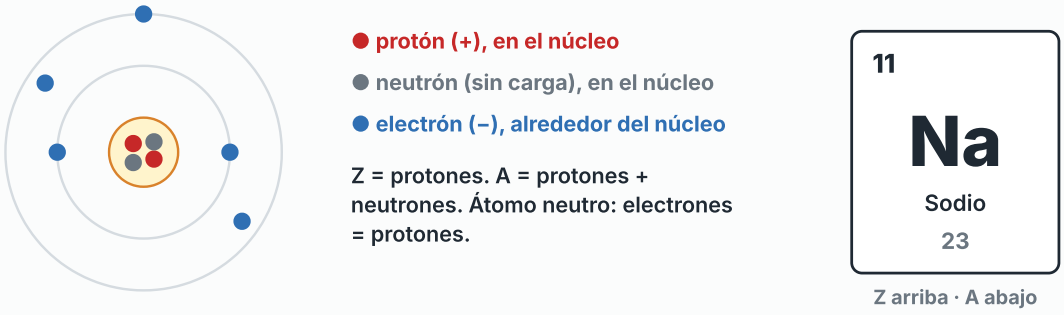


Figura 2.1 El átomo y un casillero de la tabla periódica.

La tabla periódica

- Ordena los **118 elementos** conocidos por número atómico creciente.
- Las columnas son **grupos** (18): los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas parecidas. Las filas son **períodos** (7).
- **Grupo 1:** metales alcalinos (sodio, potasio), muy reactivos. **Grupo 17:** halógenos (flúor, cloro). **Grupo 18:** gases nobles (helio, neón, argón), muy poco reactivos.
- Los **metales** están a la izquierda y en el centro (brillantes, buenos conductores del calor y la electricidad); los **no metales**, arriba a la derecha (más el hidrógeno, que es un no metal aunque se ubica arriba a la izquierda).

- Cada elemento tiene un **símbolo**: H hidrógeno, C carbono, N nitrógeno, O oxígeno, Na sodio, K potasio, Fe hierro, Cu cobre, Ca calcio, Cl cloro, S azufre.

Los enlaces químicos

- **Iónico:** entre un **metal** y un **no metal**; el metal cede electrones y se forman iones que se atraen (sal común, NaCl). Los compuestos iónicos suelen ser sólidos y, disueltos en agua, conducen la electricidad.
- **Covalente:** entre **no metales**, que **comparten** electrones (agua H_2O, dióxido de carbono CO_2, oxígeno O_2).
- **Metálico:** entre átomos de un metal; explica que los metales conduzcan la electricidad.
- Las **moléculas** son grupos de átomos unidos por enlaces covalentes: O_2 tiene 2 átomos de oxígeno; H_2O, 2 de hidrógeno y 1 de oxígeno.

Para practicar

1. Un átomo tiene Z = 6 y A = 14. ¿Cuántos protones y neutrones tiene?
2. ¿Cuántos electrones tiene el ion Na^+ (Z = 11)?
3. ¿En qué grupo están el flúor y el cloro? ¿Cómo se llama ese grupo?
4. ¿Qué tipo de enlace hay en el CO_2? ¿Por qué?

LAS RESPUESTAS ESTÁN AL FINAL DEL CUADERNILLO.

TEMA 3

3 Fórmulas, compuestos y reacciones químicas

LO QUE VAS A APRENDER

- Leer una fórmula.
- Reconocer óxidos, ácidos, bases y sales comunes.
- Aplicar la conservación de la masa.
- Balancear ecuaciones sencillas.

Fórmulas y compuestos frecuentes

- La **fórmula** indica qué elementos forman una sustancia y en qué proporción: en H_2O hay 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno.
- **Óxidos:** un elemento con oxígeno. Metal + oxígeno → **óxido básico** (óxido de calcio, CaO, la cal viva). No metal + oxígeno → **óxido ácido** (dióxido de carbono, CO_2).
- **Hidróxidos (bases):** contienen el grupo OH: hidróxido de sodio NaOH (la **soda cáustica**).
- **Ácidos:** liberan iones H^+ en agua: ácido clorhídrico HCl (el **ácido muriático** es una solución de HCl), ácido sulfúrico H_2SO_4, ácido acético (el del **vinagre**).
- **Sales:** resultan de la reacción entre un ácido y una base: cloruro de sodio NaCl (sal de mesa), carbonato de calcio $CaCO_3$ (piedra caliza, sarro), bicarbonato de sodio $NaHCO_3$, hipoclorito de sodio NaClO (el principio activo de la **lavandina**).

Las reacciones químicas

- En una reacción, los **reactivos** se transforman en **productos**: los átomos se reacomodan, pero **no se crean ni se destruyen**.
- **Ley de conservación de la masa (Lavoisier):** la masa total de los reactivos es igual a la de los productos. Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno, se forman 36 g de agua.
- **Balancear** una ecuación es poner **coeficientes** delante de las fórmulas para que haya la misma cantidad de átomos de cada elemento a los dos lados. Los subíndices de las fórmulas **no se cambian**.
- Ejemplos balanceados: $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$ · $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$ · $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$.

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

Elemento	Reactivos	Productos
C	1	1
H	4	2 × 2 = 4
O	2 × 2 = 4	2 + 2 = 4

Se cambian los coeficientes (los números de adelante), nunca los subíndices.

Figura 3.1 Cómo se balancea una ecuación.

Tipos de reacciones

- **Síntesis o combinación:** dos sustancias forman una (A + B → AB).

- **Descomposición:** una sustancia se separa en otras (por ejemplo, el carbonato de calcio con calor da cal viva y CO_2).
- **Combustión:** un combustible reacciona con oxígeno. Si es **completa**, un hidrocarburo da CO_2 y agua; si falta oxígeno (combustión **incompleta**) se forma también **monóxido de carbono (CO)**, un gas tóxico sin olor ni color.
- **Neutralización:** ácido + base → sal + agua.
- **Exotérmicas** liberan calor (combustión); **endotérmicas** absorben calor.

OJO Un artefacto a gas con poco aire hace combustión incompleta y produce monóxido de carbono: ventilá siempre.

Velocidad de reacción

- Una reacción va más rápido si aumenta la **temperatura**, la **concentración** de los reactivos o la **superficie de contacto** (un sólido en polvo reacciona más rápido que en trozos).
- Un **catalizador** acelera la reacción sin consumirse; en los seres vivos, las **enzimas** cumplen ese papel.

Para practicar

1. ¿Cuántos átomos de cada elemento hay en H_2SO_4?
2. Balanceá: __ H_2 + O_2 → __ H_2O.
3. Si 12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno y solo se forma CO_2, ¿cuánto CO_2 se forma?
4. ¿Qué se forma al neutralizar un ácido con una base?

LAS RESPUESTAS ESTÁN AL FINAL DEL CUADERNILLO.

TEMA 4

4 El mol, la masa molar y las soluciones

LO QUE VAS A APRENDER

- Calcular masas molares.
- Pasar de gramos a moles y de moles a gramos.
- Calcular concentraciones.
- Resolver diluciones.

El mol

- El **mol** es la unidad de **cantidad de sustancia**: 1 mol contiene **6,02 × 10^{23}** partículas (átomos, moléculas o iones). Ese número se llama **número de Avogadro**.
- Ejemplo: 2 mol de agua contienen 2 × 6,02 × 10^{23} = 1,204 × 10^{24} moléculas.

La masa molar

- Es la masa de 1 mol de una sustancia, en g/mol. Se calcula **sumando las masas atómicas** de los átomos de la fórmula.
- Masas atómicas redondeadas para usar en los cálculos: **H 1 · C 12 · N 14 · O 16 · Na 23 · S 32 · Cl 35,5 · Ca 40**.
- Ejemplos: H_2O = 2 × 1 + 16 = **18 g/mol** · CO_2 = 12 + 2 × 16 = **44 g/mol** · NaCl = 23 + 35,5 = **58,5 g/mol** · $CaCO_3$ = 40 + 12 + 3 × 16 = **100 g/mol**.
- **Moles = masa ÷ masa molar.** 36 g de agua = 36 ÷ 18 = 2 mol. Al revés, **masa = moles × masa molar**: 0,5 mol de agua = 9 g.

Moles y gramos

moles = masa ÷ masa molar

H_2O = 2 × 1 + 16 = 18 g/mol

36 g de agua = 36 ÷ 18 = 2 mol

1 mol = 6,02 × 10^{23} partículas

Concentración

M = moles de soluto ÷ litros

0,5 mol en 0,25 L = 2 M

% m/v = g de soluto cada 100 mL

Diluir: $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

Figura 4.1 Mol y concentración.

Soluciones

- Una **solución** es una mezcla homogénea de un **soluto** (lo que se disuelve, en menor cantidad) en un **solvente** (en general, el agua).
- **Concentración** es cuánto soluto hay en cierta cantidad de solución:
- **% m/v** (gramos de soluto cada 100 mL de solución): 20 g de azúcar en 200 mL de solución → 10 % m/v.
- **% m/m** (gramos de soluto cada 100 g de solución): 5 g de sal disueltos en 95 g de agua → 100 g de solución → 5 % m/m.
- **Molaridad (M)** = moles de soluto ÷ litros de solución: 0,5 mol en 250 mL (0,25 L) → 2 M. 58,5 g de NaCl (1 mol) en 1 L de solución → 1 M.

Diluir

- **Diluir** es agregar solvente: la cantidad de soluto no cambia y la concentración baja.
- Se cumple $\mathbf{C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2}$. Ejemplo: 100 mL de una solución 2 M llevados a 400 mL quedan en 0,5 M.
- Una solución **saturada** ya no disuelve más soluto a esa temperatura; en general, en los sólidos, la **solubilidad aumenta con la temperatura** (se disuelve más azúcar en agua caliente).

Para practicar

1. ¿Cuántos moles hay en 88 g de CO_2?
2. ¿Cuántos gramos son 3 mol de agua?
3. Se disuelven 15 g de sal hasta completar 300 mL. ¿Cuál es la concentración en % m/v?
4. ¿Cuántos mL de una solución 4 M hacen falta para preparar 200 mL de una solución 1 M?

LAS RESPUESTAS ESTÁN AL FINAL DEL CUADERNILLO.

TEMA 5

5 Ácidos, bases, pH y seguridad con productos químicos

LO QUE VAS A APRENDER

- Distinguir ácidos y bases.
- Interpretar la escala de pH.
- Leer una etiqueta del SGA.
- Usar productos químicos de forma segura.

Ácidos y bases

- **Ácidos:** sabor agrio, liberan H^+ en agua, reaccionan con muchos metales y con los carbonatos (el vinagre hace burbujear al sarro). Ejemplos: vinagre, jugo de limón, ácido muriático.
- **Bases (álcalis):** sabor amargo, tacto jabonoso, liberan OH^- en agua. Ejemplos: soda cáustica, bicarbonato de sodio, amoníaco, jabón. (Los productos químicos nunca se prueban ni se tocan para reconocerlos: estas propiedades se describen, no se comprueban así.)
- Ácidos y bases concentrados son **corrosivos**: queman la piel y los ojos.
- Un ácido y una base se **neutralizan**: ácido clorhídrico + hidróxido de sodio → cloruro de sodio + agua.

La escala de pH

- Habitualmente va de **0 a 14**: **menos de 7, ácido**; **7, neutro** (agua pura a 25 °C); **más de 7, básico**.
- Cada unidad de pH representa un cambio de **10 veces** en la acidez: una solución de pH 3 es 10 veces más ácida que una de pH 4.
- Valores aproximados: jugo de limón 2, vinagre 3, agua pura 7, bicarbonato en agua 8–9, lavandina 11–13.
- **Indicadores:** cambian de color según el pH. El **papel tornasol** se pone rojo con ácidos y azul con bases; la **fenolftaleína** es incolora en medio ácido y se pone rosa o fucsia en medio básico. El papel indicador universal da el valor aproximado.

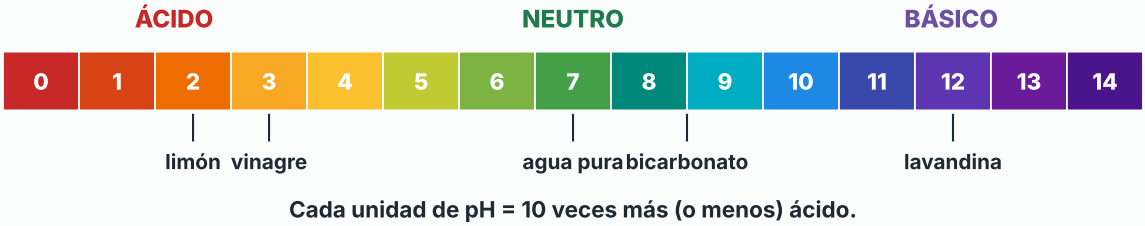


Figura 5.1 La escala de pH.

Seguridad: etiquetas y hojas de seguridad

- El **Sistema Globalmente Armonizado (SGA)** unifica la clasificación y el etiquetado de los productos químicos. En la Argentina lo adoptó para los lugares de trabajo la **Resolución SRT 801/2015**.
- Usa **9 pictogramas**: un símbolo negro dentro de un **rombo con borde rojo** (llama: inflamable; calavera: toxicidad aguda; corrosión; signo de exclamación; peligro para la salud; medio ambiente; bomba que explota; llama sobre círculo: comburente; botella de gas: gas a presión).

- La etiqueta tiene además una **palabra de advertencia** ("Peligro" o "Atención"), las **indicaciones de peligro** y los **consejos de prudencia**.
- La **Hoja de Datos de Seguridad (HDS)** de cada producto informa sus peligros, los primeros auxilios, qué hacer ante un derrame o incendio y cómo guardarlo.

Buenas prácticas

- **No mezclar productos de limpieza.** La **lavandina con ácidos** (como el ácido muriático o algunos desincrustantes) desprende **cloro**, y la **lavandina con amoníaco** desprende **cloraminas**: los dos gases son tóxicos.
- Para **diluir un ácido concentrado**, se agrega **el ácido sobre el agua**, de a poco, nunca al revés (el calor que se libera puede hacer saltar el ácido).
- Usar los productos en lugares **ventilados**, con **guantes** y **anteojos** cuando la etiqueta lo indica; no oler los productos directamente.
- **No trasvasar** productos químicos a botellas de bebidas o envases de alimentos, y guardarlos con su etiqueta, lejos del alcance de niñas y niños.
- Ante salpicaduras en los ojos o la piel: **lavar con abundante agua** durante al menos 15 minutos y consultar; ante una intoxicación, llamar a un centro de toxicología con el envase a mano.

OJO Nunca mezcles productos de limpieza: la lavandina con ácidos o con amoníaco desprende gases tóxicos.

Para practicar

1. ¿Es ácida o básica una solución de pH 9?
2. ¿Cuántas veces más ácida es una solución de pH 2 que una de pH 4?
3. ¿Qué documento consultás para saber cómo actuar ante un derrame?
4. ¿Cómo se diluye un ácido concentrado?

LAS RESPUESTAS ESTÁN AL FINAL DEL CUADERNILLO.

PARA CONTROLAR

Respuestas de los ejercicios

Tema 1

1. Evaporación (vaporización del agua de la ropa).
2. 300 g ÷ 150 cm^3 = 2 g/cm^3: es más denso que el agua, se hunde.
3. Filtrar para sacar la arena y después evaporar el agua para recuperar la sal.
4. Químico: se forman sustancias nuevas (cenizas, gases).

Tema 2

1. 6 protones y 14 − 6 = 8 neutrones.
2. 10 electrones: perdió uno.
3. En el grupo 17: los halógenos.
4. Covalente: el carbono y el oxígeno son no metales y comparten electrones.

Tema 3

1. 2 de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno.
2. 2 H_2 + O_2 → 2 H_2O.
3. 12 g + 32 g = 44 g de CO_2.
4. Una sal y agua.

Tema 4

1. CO_2 = 44 g/mol: 88 ÷ 44 = 2 mol.
2. 3 × 18 = 54 g.
3. 15 g en 300 mL = 5 g cada 100 mL: 5 % m/v.
4. V_1 = 1 M × 200 mL ÷ 4 M = 50 mL.

Tema 5

1. Básica: es mayor que 7.
2. 100 veces (dos unidades: 10 × 10).
3. La Hoja de Datos de Seguridad (HDS).
4. Agregando el ácido sobre el agua, de a poco, nunca al revés.

Validá lo que aprendiste

Rendí la evaluación **Química básica** en **testing-us.com**. Es gratis: en cada intento te tocan 10 preguntas al azar, dos de cada tema de este cuadernillo. Tenés 20 minutos y aprobás con 70%.

Si aprobás, recibís un certificado con código de verificación que podés sumar a tu currículum y compartir con quien te contrate.

MIS NOTAS

© 2026 Testing-US. Material de estudio propio. Se permite imprimirlo y compartirlo sin modificaciones y sin fines comerciales.

Referencias: Sistema Internacional de Unidades (definición del mol, 2019); tabla periódica de la IUPAC; Resolución SRT 801/2015 y Resolución SRT 3359/2015 (Sistema Globalmente Armonizado). Consultados en octubre de 2026. Las masas atómicas están redondeadas para los cálculos.

El certificado de Testing-US acredita la aprobación de una evaluación de conocimientos. No es un título oficial ni habilita para el ejercicio profesional.