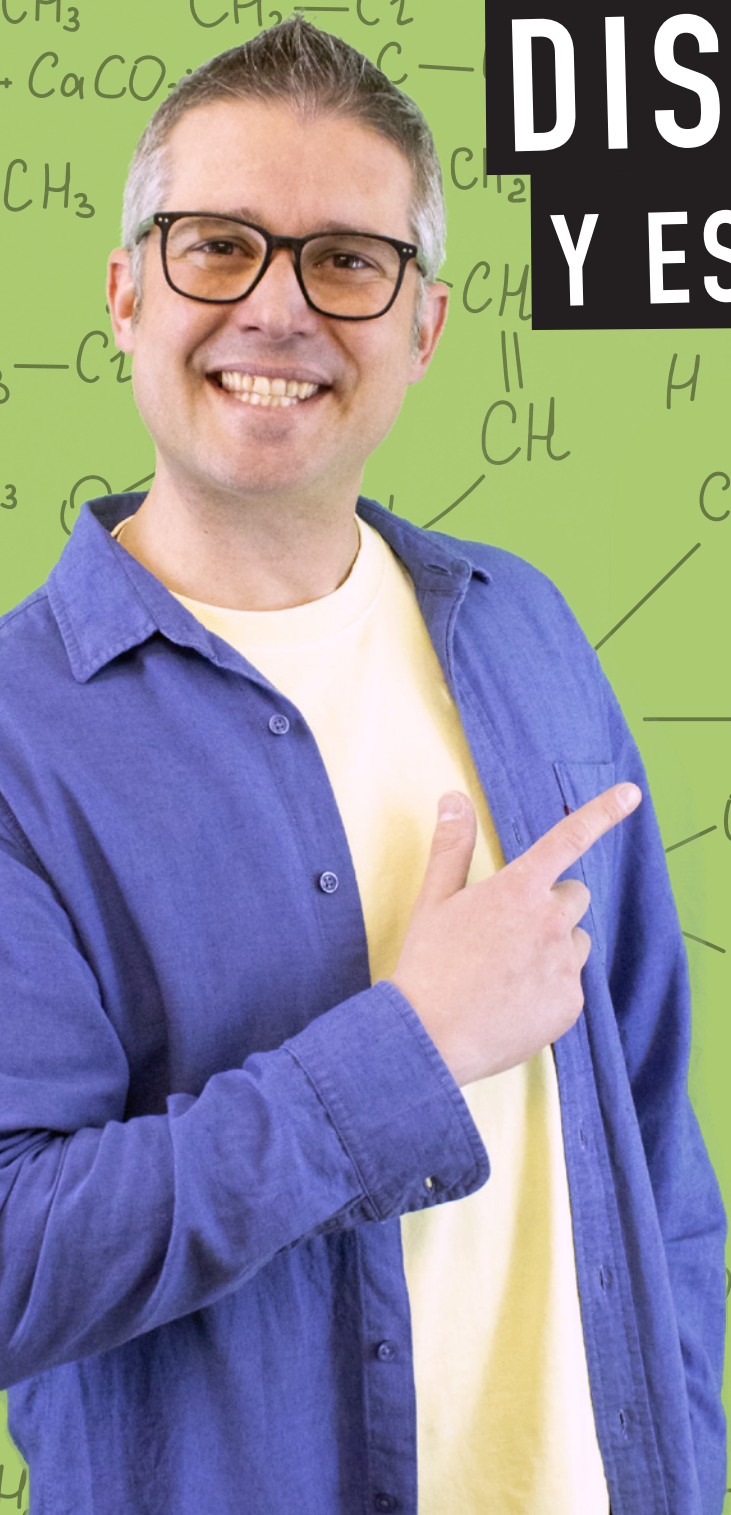




QUÍMICA FORMULACIÓN, DISOLUCIONES Y ESTEQUIOMETRÍA

**Este libro
te ayudará a
acceder a la
universidad**

Los Profes de  Ciencias

CONTENIDO

TABLA PERIÓDICA	4
INTRODUCCIÓN	6
1. FORMULACIÓN INORGÁNICA	7
2. FORMULACIÓN ORGÁNICA	17
3. DISOLUCIONES	41
4. ESTEQUIOMETRÍA	51
5. TERMODINÁMICA	61
6. CINÉTICA	75
7. EQUILIBRIO QUÍMICO	87
8. REACCIONES ÁCIDO-BASE Y AJUSTE <i>REDOX</i>	99
SOLUCIONES	119

TABLA PERIÓDICA

Diagrama de la Tabla Periódica de los Elementos que muestra la organización de los elementos químicos en grupos y periodos, con el elemento Boro (B) destacado.

El elemento Boro (B) está ubicado en el grupo 13 y el periodo 2. Su número atómico es 5 y su masa atómica es 10.811.

La Tabla Periódica se organiza en grupos (columnas) y periodos (filas). Los grupos están numerados del 1 al 18, y los periodos del 1 al 7.

Los elementos están clasificados en bloques de color:

- Metales alcalinos (Grupo 1)
- Alcalinotérreos (Grupo 2)
- Otros metales (Grupos 3-10)
- Metales de transición (Grupos 11-18)
- Lantánidos (Grupos 13-18, periodo 6)

Los elementos mostrados en la tabla incluyen:

- Periodo 1: H (1), He (2)
- Periodo 2: Li (3), Be (4), B (5), C (6), N (7), O (8), F (9), Ne (10)
- Periodo 3: Na (11), Mg (12), Al (13), Si (14), P (15), S (16), Cl (17), Ar (18)
- Periodo 4: K (19), Ca (20), Sc (21), Ti (22), V (23), Cr (24), Mn (25), Fe (26), Co (27), Ni (28), Cu (29), Zn (30), Ga (31), Ge (32), As (33), Se (34), Br (35), Kr (36)
- Periodo 5: Rb (37), Sr (38), Y (39), Zr (40), Nb (41), Mo (42), Tc (43), Ru (44), Rh (45), Pd (46), Ag (47), Cd (48), In (49), Sn (50), Sb (51), Te (52), I (53), Xe (54)
- Periodo 6: Cs (55), Ba (56), La-Lu (57-71), Hf (72), Ta (73), W (74), Re (75), Os (76), Ir (77), Pt (78), Au (79), Hg (80), Tl (81), Pb (82), Bi (83), Po (84), At (85), Rn (86)
- Periodo 7: Fr (87), Ra (88), Ac-Lr (89-103), Rf (104), Db (105), Sg (106), Bh (107), Hs (108), Mt (109), Ni (110), Dh (111), Ts (112), Og (114), Lv (116), Ts (117), Og (118)
- Periodo 8: La (57), Ce (58), Pr (59), Nd (60), Pm (61), Sm (62), Eu (63), Gd (64), Tb (65), Dy (66), Ho (67), Er (68), Yb (70), Lu (71)
- Periodo 9: Ac (89), Th (90), Pa (91), U (92), Np (93), Pu (94), Am (95), Cm (96), Bk (97), Cf (98), Es (99), Fm (100), Md (101), No (102), Lr (103)

DE LOS ELEMENTOS

Metaloides

No metales

Halógenos

Gases nobles

Actínidos

								2 4.0026 He HELIO
			5 10.811 B BORO	6 12.011 C CARBONO	7 14.007 N NITRÓGENO	8 15.999 O OXÍGENO	9 18.998 F FLÚOR	10 20.180 Ne NEÓN
			13 26.982 Al ALUMINIO	14 28.086 Si SILICIO	15 30.974 P FÓSFORO	16 32.065 S AZUFRE	17 35.543 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGÓN
28 58.693 Ni NIQUEL	29 63.546 Cu COBRE	30 65.38 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALIO	32 72.64 Ge GERMANIO	33 74.922 As ARSÉNICO	34 78.96 Se SELENIO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr KRIPTÓN
46 106.42 Pd PALADIO	47 107.87 Ag PLATA	48 112.41 Cd CADMIO	49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn ESTAÑO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELURO	53 126.90 I YODO	54 131.29 Xe XENÓN
78 195.08 Pt PLATINO	79 196.97 Au ORO	80 200.59 Hg MERCURIO	81 204.38 Tl TALIO	82 207.20 Pb PLOMO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 (209) Po POLONIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADÓN
110 (281) Ds DARMSTADTIO	111 (280) Rg ROENTGENIO	112 (285) Cn COPERNICIO	113 (284) Nh NIHONIO	114 (289) Fl FLEROVIO	115 (288) Mc MOSCOWIO	116 (292) Lv LIVERMORIO	117 (294) Ts TÉNESO	118 (294) Og OGANESÓN
64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho HOLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb YTERBIO	71 174.97 Lu LUTECIO	
96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENCIO	

INTRODUCCIÓN

Durante años soñé con escribir este libro. Un libro de química que puedes usar tanto en secundaria como en tus años previos a ingresar en la universidad, con el que te enseñe a formular, disoluciones, estequiometría y otros conceptos de un modo ameno, divertido, con un lenguaje coloquial y que, a su vez, tiene asociado decenas de vídeos con explicaciones que te harán comprender la materia. "¿Un libro de química interactivo? Sí, se puede". Tienes en tu mano no solo un libro, sino un profesor particular que te ayudará a alcanzar tus metas educativas. La experiencia me dice que a veces la estequiometría y los factores de conversión se atascan un poco y las reacciones redox y termoquímica dan miedo, pero, lejos de que eso sea real, te invito a que comiences el libro con la idea de que son fáciles de entender. En poco tiempo, te convertirás en una persona experta en la materia que destacará en clase por sus notas en los exámenes y en la prueba de acceso a la universidad por obtener la nota deseada para entrar en la carrera con la que tanto tiempo llevas soñando. A lo largo del libro verás que hay muchos códigos QR que te llevarán a vídeos con explicaciones relacionadas con lo que estás viendo en ese momento; te animo a que los veas y hagas junto a mí los ejercicios que propongo en la pizarra. Gracias por dejar que sea tu profesor particular encerrado en un libro. Me siento muy afortunado de tener la mejor comunidad de Internet, de tal manera que muchas gracias a todos y cada uno que la forman y la formarán; gracias por el apoyo que recibo a diario, sois los culpables de que este libro sea posible. Gracias a aquellas personas que empezaron como compañeros de profesión y a día de hoy son amigos. Gracias también a esas personitas que empezaron como alumnos y alumnas y hoy son parte de mi círculo de amigos, aprendí mucho de docencia impartiendo vuestras clases. Familia y amigos, muchas gracias por estar ahí siempre. Y, por supuesto, **especial agradecimiento a mi madre, padre y hermana. Gracias por confiar en mí incondicionalmente y apoyarme en todo lo que hago. Gracias por la educación que me habéis dado y por hacer que cada día crezca como persona y como profesor.**

REDES SOCIALES



<https://youtube.com/LosProfesDeCiencias>



<https://www.tiktok.com/@losprofesdeciencias>



<https://www.instagram.com/losprofesdeciencias/>

2

FORMULACIÓN ORGÁNICA

¿Sabías que todo lo que comemos, vestimos o usamos a diario está lleno de química orgánica? Desde el chocolate hasta la gasolina, pasando por tu ADN, todos están formados por moléculas orgánicas.

¿Y qué tienen en común?

Que están basadas en el mismo átomo protagonista: el carbono.

El carbono es la columna vertebral de la química orgánica, un conector de piezas que puede unir a muchos otros átomos de formas muy variadas. Gracias a él, existen millones de compuestos orgánicos distintos.

Pero, claro, ¿sería un caos si no tuviéramos una forma de nombrarlos!

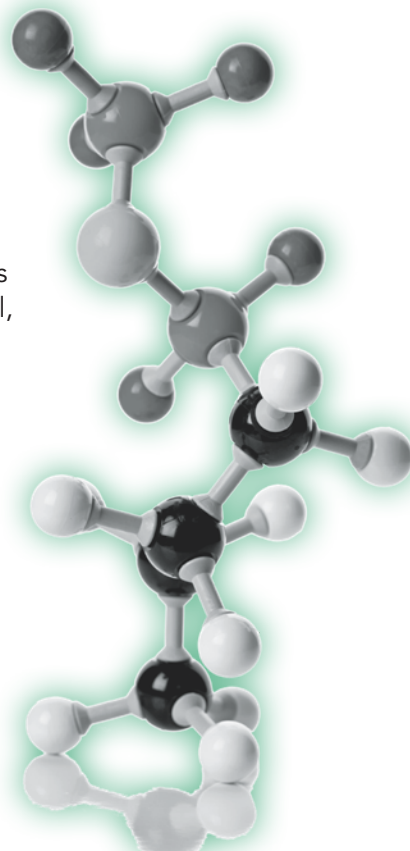
Aquí entra en juego la formulación orgánica, que no es otra cosa que el sistema que usamos para nombrar y escribir correctamente los compuestos orgánicos. Es como aprender un nuevo idioma, el idioma universal de las moléculas.

En este capítulo aprenderás a:

- Distinguir los distintos tipos de compuestos orgánicos, como alcanos, alcoholes o ácidos.
- Saber cómo se escriben sus fórmulas (moleculares y desarrolladas).
- Usar las reglas de la nomenclatura IUPAC, que es como la Real Academia de la Química.
- Identificar los grupos funcionales, que son los "accesorios" de las moléculas y les dan propiedades únicas.

Pero no te preocupes, no necesitas ser un científico de laboratorio para entenderlo. Vamos a ir paso a paso, con ejemplos sencillos y ejercicios para practicar.

¡Vamos a ello!



MOLALIDAD

Es una forma de expresar la concentración de una disolución que siempre la pondremos con una letra "m" minúscula. Se define como la cantidad de moles de soluto disueltos en 1 kilogramo de disolvente. A diferencia de la molaridad, que usa volumen de disolución, la molalidad se basa en la masa del disolvente.

Su fórmula es la siguiente:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del disolvente en kilogramos}}$$

Veamos un ejemplo.

Supongamos que disolvemos 10 gramos de NaCl (cloruro de sodio) en 200 gramos de agua y nos piden calcular la molalidad.

1. Calcular los moles de soluto:

■ Masa molecular del NaCl = 58,5 g/mol

■ $\text{moles de NaCl} = \frac{10 \text{ g}}{58,5} = 0,171 \text{ moles}$

2. Convertir la masa del solvente a kilogramos:

$$200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$$

3. Aplicar la fórmula:

$$m = \frac{0,171 \text{ moles}}{0,2 \text{ kg}} = 0,855 \text{ m}$$

Y ahora, para que afiancemos los conceptos, en el vídeo del código QR tienes dos ejemplos, uno de molaridad y otro de molalidad, en el que también explico cómo resolverlos con factores de conversión.



NORMALIDAD

La normalidad, que escribiremos siempre con una letra "N" mayúscula, es otra forma de expresar la concentración de una disolución, pero en esta ocasión se basa en los equivalentes de soluto en lugar de los moles. No es muy común que nos la pregunten, pero quiero que tengas a tu disposición todo tipo de concentraciones.

Se define como:

$$N = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

La normalidad se usa comúnmente en reacciones ácido-base y de oxidación-reducción, ya que considera la capacidad del soluto para reaccionar.

Veamos un ejemplo.

Supongamos que tenemos 25 gramos de H₂SO₄ (ácido sulfúrico) disueltos en 250 ml de disolución y nos piden calcular su normalidad.

1. Calcular los equivalentes de soluto.

La masa molecular del H₂SO₄ es 98 g/mol y cada molécula de H₂SO₄ aporta 2 equivalentes, ya que tiene dos protones H⁺.

■ Moles de H₂SO₄:

$$n = \frac{25 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

■ Equivalentes de H₂SO₄:

$$0,25 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \times 2 = 0,5 \text{ equivalentes}$$

2. Convertir el volumen de la disolución a litros:

$$250 \text{ ml} = 0,250 \text{ l}$$

3. Aplicamos la fórmula:

$$N = \frac{0,5 \text{ equivalentes}}{0,250 \text{ l}} = 2 \text{ N}$$



PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA Y RELACIÓN ENTRE ENTALPÍA Y ENERGÍA INTERNA

Imagina que tienes una batería cargada o una linterna. Cuando enciendes la linterna, la energía química de la batería se transforma en luz y calor. Pero, atención, ¡esa energía no desaparece! Simplemente se transforma. Este es el corazón del primer principio de la termodinámica.

LA ENERGÍA NO SE CREA NI SE DESTRUYE, SOLO SE TRANSFORMA

En lenguaje más formal, el primer principio dice que: "La variación de la energía interna de un sistema es igual al calor que entra menos el trabajo que realiza". Matemáticamente:

$$\Delta U = Q - W$$

Donde:

- ΔU : Variación de la energía interna del sistema.
- Q : Calor absorbido por el sistema.
- W : Trabajo realizado por el sistema.

Si un sistema gana energía en forma de calor y no hace ningún trabajo, su energía interna aumenta. Pero, si además de ganar calor, hace trabajo como, por ejemplo, expandirse, esa energía se reparte.

Veamos un ejemplo con globos. Si inflas un globo calentándolo, el gas dentro se expande y hace trabajo sobre las paredes del globo. Parte del calor que añadiste se usó en aumentar la energía interna, pero otra parte se usó en hacer ese trabajo de inflado.

¿Y QUÉ PASA CON LA ENTALPÍA?

En muchos experimentos de química, no trabajamos con sistemas completamente cerrados ni con pistones. Lo más común es que las reacciones ocurran a presión constante. En estos casos, hablar solo de energía interna no es suficiente; por eso, aparece una nueva magnitud llamada entalpía.

La entalpía, que la reconoceremos con la letra H , es como una versión mejorada de la energía interna, que también tiene en cuenta la energía usada para empujar el entorno si hay cambios de volumen. Su fórmula es:

$$H = U + PV$$

Donde:

- H : Entalpía.
- U : Energía interna.
- P : Presión del sistema.
- V : Volumen del sistema.



Y la variación de entalpía, que llamamos ΔH , nos da la cantidad de calor intercambiado a presión constante.

ENTONCES, ¿QUÉ RELACIÓN HAY ENTRE ENTALPÍA Y ENERGÍA INTERNA?

Cuando una reacción química ocurre a presión constante, el calor que se libera o se absorbe es igual al cambio de entalpía. Es decir:

$$\Delta H = \Delta U$$

Si hay cambios de volumen durante la reacción, entonces el cambio de entalpía también tiene en cuenta el trabajo hecho por el sistema al expandirse o comprimirse y la relación se expresaría así:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

AHORA BIEN, ¿POR QUÉ ES ÚTIL LA ENTALPÍA?

Porque, en muchos casos, no podemos medir la energía interna directamente, pero sí podemos medir el calor liberado o absorbido, y eso es justo lo que representa la entalpía.

Por ejemplo:

- Si $\Delta H < 0$, la reacción libera calor y, por tanto, es exotérmica.
- Si $\Delta H > 0$, la reacción absorbe calor y en este caso es endotérmica.

Veamos un ejercicio. Una reacción química ocurre en un recipiente abierto a presión constante. La energía interna del sistema disminuye en 120 kJ, y el sistema realiza un trabajo de 20 kJ sobre el entorno. ¿Cuál es el calor intercambiado? ¿Y la variación de entalpía?

Al pedirnos el calor y darnos como datos la energía interna y el trabajo, hacemos uso de la siguiente fórmula:

$$\Delta U = Q - W$$

Despejamos el calor:

$$Q = \Delta U + W$$

Sustituimos y calculamos su valor:

$$Q = -120 + 20 = -100 \text{ kJ}$$

El valor de ΔU es negativo, puesto que en el enunciado nos dice que disminuye, de ahí su signo. Hay que tener mucho cuidado al leer el ejercicio.

Para calcular la entalpía, hay que tener en cuenta que nos dicen que la presión es constante, por lo que:

$$\Delta H = \Delta U \rightarrow \Delta H = Q \rightarrow \Delta H = -100 \text{ kJ}$$

Al ser negativa, se libera calor y, por tanto, la reacción es exotérmica.



EJERCICIOS DE PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

Comunidad de Madrid 2023. Coincidentes:

B3. A 25 °C han reaccionado A y B y se han realizado tres experimentos en los que se ha obtenido el valor de la velocidad inicial de reacción en función de las concentraciones iniciales de ambos reactivos.

Experimento	[A]/mol L ⁻¹	[B]/mol L ⁻¹	v/mol L ⁻¹ s ⁻¹
1	0,10	0,10	1,34 x10 ⁻⁴
2	0,10	0,30	4,02 x10 ⁻⁴
3	0,20	0,10	5,36 x10 ⁻⁴

- Calcule los órdenes parciales y el orden total de reacción y escriba la ecuación de velocidad.
- Calcule la constante de velocidad e indique sus unidades.
- Si se repiten los experimentos a 30 °C, justifique si se obtendrán valores experimentales de la velocidad mayores, iguales o menos que a 25 °C.



Aragón 2024. Convocatoria ordinaria:

4. La velocidad de la reacción $2A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow C_{(g)}$ se ha estudiado a 300 K de temperatura. Los experimentos realizados se muestran en la siguiente tabla:

Experimento	[A]/mol L ⁻¹	[B]/mol L ⁻¹	v/mol L ⁻¹ s ⁻¹
1	0,25	0,25	0,015
2	0,25	0,50	0,030
3	0,50	0,50	0,120

- Deduzca los órdenes parciales de los reactivos y el orden total de la reacción. Escriba también la expresión de la ecuación de velocidad.
- Calcule la constante de velocidad, k, y especifique sus unidades.
- Indique, de forma razonada, si sería posible aumentar la velocidad de reacción en el experimento 1 sin modificar la concentración de los reactivos ni aumentar la temperatura.



De cara a practicar te recomiendo que hagas los siguientes ejercicios de repaso:

1. La ecuación de velocidad para la reacción $2A + B \rightarrow C$ viene dada por la expresión $v = k[A][B]^2$. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - Duplicar la concentración de B hace que la constante cinética reduzca su valor a la mitad.
 - El orden total de la reacción es igual a 3.
 - Se trata de una reacción elemental.
 - Las unidades de la constante cinética son [Tiempo]⁻¹.
2. Para la reacción $A + B \rightarrow C$ se obtuvieron los siguientes resultados:

Ensayo	[A]/mol·L ⁻¹	[B]/mol L ⁻¹	v/mol L ⁻¹ s ⁻¹
1	0,1	0,1	x
2	0,2	0,1	2x
3	0,1	0,2	4x

¿Alguna vez sales con dudas de clase? ¿Tu profe explica muy deprisa, no lo entiendes y te gustaría poder rebobinarlo con un mando a distancia para volver a ver la explicación que hizo el día anterior? ¿Quieres aprobar con sobresaliente tus exámenes y acceder a la carrera universitaria que tanto te gusta?

¡ESTE LIBRO ES PARA TI! ¡Lo podrás usar en secundaria y bachillerato!

La formulación química, tanto la orgánica como la inorgánica, las diferentes maneras de expresar una disolución y la estequiometría con el ajuste de reacciones químicas, incluidas las temidas redox, y los diferentes tipos de reacciones que puedes encontrar con sus rendimientos y reactivos limitantes, la experiencia me dice que puede parecer algo complicado pero, ¿y si te digo que se puede aprender todo esto fácilmente?

Todo ello con CÓDIGOS QR a lo largo del libro que te dirigirán a mis VÍDEOS con explicaciones teóricas sencillas y ejercicios resueltos. Además, de cara a afrontar la prueba de acceso a la universidad, en cada capítulo hay una serie de ejercicios extraídos de pruebas de acceso de todas las comunidades autónomas de España, cada uno con un CÓDIGO QR para que aprendas a resolverlo. ¿Necesitas practicar más? No te preocupes, en cada capítulo, tendrás una serie de ejercicios, ¡con solución!, para que sigas practicando y domines la materia.

Te propongo un viaje educativo en el que trabajaremos los conceptos, siempre desde lo más sencillo hasta lo más complicado, con el fin de conseguir una buena base química que nos permitirá continuar con la siguiente lección.

En este viaje encontraremos columpios, recetas y cócteles deliciosos, que nos ayudarán a comprender la materia con ejemplos cotidianos y aplicaciones químicas de los contenidos estudiados.

**DÉJAME SER EL PROFESOR PARTICULAR QUE GUARDAS EN UN LIBRO
AL QUE PUEDES VER Y REBOBINAR LAS VECES QUE QUIERAS.**

OBERON

www.oberonlibros.com

