Guía docente: simulación de enlaces químicos

Ficha rápida

La simulación forma enlaces iónicos y covalentes átomo a átomo con el modelo de capas, y explica con experimentos las propiedades de metales y cristales. Su uso principal es 4.º ESO, con aplicaciones en 3.º ESO y 1.º Bachillerato.

Dato	Detalle
Enlace	simulaciencia.es/simulaciones/enlaces-quimicos/
Cursos	4.º ESO (uso principal), 3.º ESO, 1.º Bachillerato; repaso puntual en 2.º Bachillerato Química
Materia	Física y Química; Química en 2.º Bachillerato
Duración orientativa	15–20 minutos por tipo de enlace con la simulación proyectada
Material	Proyector o pizarra digital; funciona en navegador, también en móvil y tableta, sin instalar nada. En pantallas estrechas el lienzo pasa arriba y los controles debajo; en el móvil los átomos se ven pequeños, así que para explicar es mejor una pantalla grande
Conocimientos previos	Número atómico, distribución de electrones por capas, metales y no metales, carga eléctrica
Accesibilidad	Solo tiene tema oscuro, sin selector de tema ni de contraste. Botón «Pausar» para congelar la animación

Cómo funciona la simulación

El desplegable superior de la barra lateral elige el modo: «Enlace Iónico», «Enlace Covalente» o «Enlace Metálico». En los dos primeros hay tres ranuras, «Átomo A», «Átomo B» y «Átomo C», con un selector y un panel de estado bajo el lienzo. Desde estos dos modos se entra en una vista de cristales con el botón correspondiente y se vuelve con «← Volver al enlace».

Modo	Qué controla el docente	Qué muestra
Enlace Iónico	Elemento de cada ranura (H, C, N, O, F, Li, Na, Mg, S, Cl, K, Ca o «— Vacío —») y los botones «Cede un electrón a B», «Cede un electrón a A» y «Cede un electrón a C»	Átomos con sus capas, la carga de cada uno, «e⁻ valencia: 7 / 8», si alcanza el octeto o el dueto y si hay atracción con el vecino. Al formarse el enlace, la tarjeta «Enlace formado» da la fórmula y los iones
Red cristalina iónica («Ver red cristalina →»)	Vista «Celda 3D» o «Capa 2D». En la capa: «Aplicar voltaje», «Fuerza lateral aplicada» de 0 a 150 % de la resistencia, «Recomponer el cristal» y las casillas «Fuerzas entre los dos bloques» y «Ver electrones»	La red real del compuesto, la proporción de iones, el entorno de cada ion, que no conduce en sólido y cómo se fractura
Enlace Covalente	Solo no metales (H, C, N, O, F, S, Cl). Entre ranuras vecinas, los botones «Compartir», «Dativo» y «Recuperar»	«e⁻ efectivos: 2 / 2», «Enlaces formados» y el par compartido girando en la zona donde se solapan las capas

Modo	Qué controla el docente	Qué muestra
Cristales covalentes («Ver cristales covalentes»)	Cristal: «Diamante», «Grafito», «Sílice» o «Hielo seco». «Aplicar voltaje» y «Temperatura» de −200 a 4000 °C	Red 3D, tipo de cristal, propiedades, vibración de las partículas, cambio de estado y conducción (solo el grafito)
Enlace Metálico	«Metal»: Na, K, Mg, Ca o Al. «Aplicar voltaje» y «Deformar red»	Red de 20 cationes en un mar de 20, 40 o 60 electrones, la temperatura de fusión, la conducción y la maleabilidad

Cuatro elementos sostienen la explicación:

- **Los contadores de electrones.** Cada ranura muestra la carga y el recuento de la capa externa, por ejemplo «e^- valencia: 8 / 8» y «Octeto alcanzado». En covalente cuenta también los electrones compartidos.
- **La señal de atracción.** Entre ranuras vecinas aparece «Atracción electrostática» si las cargas son opuestas y «Sin atracción electrostática» si no. Separa la transferencia de electrones del enlace en sí.
- **El entorno en 3D.** En las celdas 3D se gira arrastrando y un clic en un ion o átomo resalta sus vecinos. Los vecinos que quedan fuera de la celda se dibujan translúcidos, así se ve el índice de coordinación completo.
- **Los experimentos con mensaje.** Voltaje, fuerza lateral, deformación y temperatura escriben bajo la red lo que ocurre, por ejemplo «¡Fractura! — el cristal iónico es frágil».

La tarjeta desplegable «Descripción» resume cada modo y propone compuestos para montar: NaCl, $MgCl_2$ y Na_2O en iónico; H_2, Cl_2, HCl, H_2O y SO_2 en covalente.

Uso en cada curso

En 3.º ESO la simulación sirve para introducir la formación de iones y el enlace; en 4.º ESO, para comparar los tres enlaces y sus propiedades; en 1.º Bachillerato, para cristales, coordinación y enlace dativo. En 2.º ESO no encaja: su currículo llega a los modelos de Thomson y Rutherford. Los saberes citados son los del currículo LOMLOE de la Comunidad de Madrid.

3.º ESO: iones y primer contacto con el enlace

14–15 años · 9th grade en EE. UU. · Year 10 en Reino Unido

Saberes básicos. Bloque A: «el laboratorio o los entornos virtuales». Bloque B: «Aplicación de los conocimientos sobre la estructura atómica de la materia para entender la formación de iones», «Átomos e iones» e «Introducción al enlace químico». También «formulando y nombrando sustancias simples, iones monoatómicos y compuestos binarios».

Objetivos. Explicar cómo se forma un catión y un anión. Relacionar la carga de un ion con los electrones ganados o cedidos. Distinguir ceder electrones de compartirlos. Escribir la fórmula de compuestos binarios sencillos.

Secuencia de explicación (15–20 min).

1. Modo «Enlace Iónico» con la configuración inicial: A = Na, B = Cl. Leer los paneles: el Na tiene «e^- valencia: 1 / 8» y el Cl «7 / 8». Preguntar qué le resulta más fácil a cada uno.
2. Pulsar «Cede un electrón a B». El Na pasa a «Carga: +» y el Cl a «Carga: −», los dos con 8 / 8. Aparece «Atracción electrostática» y la tarjeta da NaCl. Definir catión y anión.

3. Montar A = Cl, B = Mg, C = Cl. El panel del Mg indica «Le falta ceder 2 e^-». Pulsar «Cede un electrón a A» y «Cede un electrón a C». Sale Mg^{2+} con dos Cl^- y la fórmula $MgCl_2$: 12 protones y 10 electrones dan carga 2+.
4. Cambiar a «Enlace Covalente»: la configuración inicial es H y H, cada uno con «e^- efectivos: 1 / 2». Pulsar «Compartir»: los dos llegan a 2 / 2 y la tarjeta da H_2.
5. Montar A = H, B = O, C = H. El O empieza en 6 / 8. Pulsar «Compartir» entre A y B y entre B y C: el O llega a 8 / 8 y sale H_2O. Subrayar que ningún átomo queda con carga.

4.º ESO: los tres enlaces y sus propiedades

15–16 años · 10th grade en EE. UU. · Year 11 en Reino Unido

Saberes básicos. Bloque A: «el laboratorio o los entornos virtuales». Bloque B: «Configuración electrónica de los elementos y posición en la tabla periódica», «El enlace químico: iónico, covalente y metálico» y «Compuestos químicos de especial interés».

Objetivos. Explicar el enlace iónico, covalente y metálico con el modelo de capas. Reconocer que los compuestos iónicos forman redes, no moléculas. Justificar la conductividad, la fragilidad y la maleabilidad con la estructura. Distinguir redes covalentes de sustancias moleculares.

Secuencia de explicación (15–20 min).

1. «Enlace Iónico» con Na y Cl, pulsar «Cede un electrón a B» y después «Ver red cristalina →». En «Celda 3D» la tarjeta indica «Tipo cloruro de sodio». Hacer clic en un Na^+: se resaltan sus 6 Cl^-. No hay moléculas de NaCl.
2. Pasar a «Capa 2D» y pulsar «Aplicar voltaje»: «No conduce en sólido — iones fijos en la red». Quitar el voltaje y llevar «Fuerza lateral aplicada» al 80 %: «Deformación elástica». Subir al 120 %: las capas deslizan y llega «¡Fractura! — el cristal iónico es frágil».
3. Volver con «Recomponer el cristal», marcar «Fuerzas entre los dos bloques» y mover la fuerza otra vez. Al deslizar aparecen flechas rojas de repulsión entre iones de igual carga.
4. Modo «Enlace Metálico» con Na: «e^- en el mar: 20». Pulsar «Aplicar voltaje»: los electrones avanzan hacia el polo + y sale «Conductividad eléctrica». Pulsar «Deformar red»: «El enlace no se rompe — maleabilidad». Compararlo con la fractura del paso 2.
5. Modo «Enlace Covalente», botón «Ver cristales covalentes». En «Diamante», subir la temperatura a unos 2000 °C: sigue sólido, porque funde a 3550 °C. En «Hielo seco», subir de −100 °C a −75 °C: «¡Sublima a −78 °C! Las moléculas se separan enteras».
6. Pulsar «Aplicar voltaje» en «Diamante» y en «Grafito». El diamante no conduce; el grafito sí, porque el cuarto electrón de cada C se mueve por la lámina.

1.º Bachillerato: cristales, coordinación y enlace dativo

16–17 años · 11th grade en EE. UU. · Year 12 en Reino Unido

Saberes básicos. Bloque A: «El enlace covalente: estructuras de Lewis para el enlace covalente», «Fuerzas intermoleculares» y «Estructura y propiedades de las sustancias con enlace covalente: sustancias moleculares y redes covalentes». También «El enlace iónico. Cristales iónicos. Propiedades de los compuestos iónicos» y «El enlace metálico. Estructura y propiedades».

Objetivos. Relacionar la proporción de iones con la estructura y el índice de coordinación. Construir enlaces simples, dobles, triples y dativos con el criterio de Lewis. Comparar redes covalentes, cristales moleculares y redes metálicas.

Secuencia de explicación (15–20 min).

1. En «Enlace Iónico», montar A = Na, B = O, C = Na y ceder un electrón de cada Na al O. En la red, la tarjeta dice «Tipo antifluorita», «2 Na^+ por cada O^{2-}» y «2·(+1) + 1·(−2) = 0 → cristal neutro». Cada Na^+ tiene 4 O^{2-} y cada O^{2-} tiene 8 Na^+.
2. Repetir con A = F, B = Ca, C = F: «Tipo fluorita», con coordinación 8 para el Ca^{2+} y 4 para el F^-. Comparar con el 6:6 del NaCl y preguntar por qué cambia.
3. Montar $MgCl_2$ (A = Cl, B = Mg, C = Cl): «Tipo cloruro de cadmio (laminar)». En «Capa 2D», con la fuerza al 120 %, las láminas deslizan sin romperse. Comparar con MgO (A = Mg, B = O, dos veces «Cede un electrón a B»), que se fractura.
4. En «Enlace Covalente», montar A = N, B = N y pulsar «Compartir» tres veces: 8 / 8 y «Enlaces formados: 3». Relacionarlo con la estructura de Lewis del N_2.
5. Montar el SO_2 (A = O, B = S, C = O): dos veces «Compartir» entre A y B y una vez «Dativo» entre B y C. La lente del enlace dativo se tiñe del color del S y lleva una flecha S→O.
6. En «Ver cristales covalentes», elegir «Sílice»: «Cada Si está unido a 4 O» y «SiO_2 indica la proporción de átomos». Subirla por encima de 1713 °C: «Se rompen enlaces covalentes». Contrastar con el hielo seco, donde solo se pierden fuerzas intermoleculares.

2.º Bachillerato Química: repaso puntual

17–18 años · 12th grade en EE. UU. · Year 13 en Reino Unido

La simulación no calcula energías, así que no sirve para el «Ciclo de Born-Haber». Puede servir de repaso visual de las «características de los sólidos covalentes y moleculares» con los cuatro cristales covalentes. También ilustra el «Modelos de la nube electrónica» del metal, aunque no la teoría de bandas. Conviene usarla junto a la RPECV, porque dibuja todas las moléculas en línea.

Concepciones alternativas que ayuda a corregir

La simulación ataca sobre todo dos ideas: que el enlace es el electrón transferido y que todo son moléculas. Cada fila indica la idea previa frecuente y cómo desmontarla con la simulación.

Idea del alumnado	Idea correcta	Cómo mostrarlo
«El enlace iónico es el electrón que pasa del metal al no metal»	La transferencia forma los iones; el enlace es la atracción electrostática entre ellos	Na y Cl antes de ceder: «Sin atracción electrostática». Tras «Cede un electrón a B»: «Atracción electrostática» y «Enlace iónico · Atracción de Coulomb»
«La sal está formada por moléculas de NaCl»	Es una red de iones sin moléculas; la fórmula da la proporción	«Ver red cristalina →», «Celda 3D», clic en un Na^+: tiene 6 Cl^- vecinos, todos a la misma distancia
«Cada Na^+ solo está unido al Cl^- que recibió su electrón»	Cada ion atrae a todos sus vecinos de carga opuesta	En la misma celda, clic en un Cl^-: también tiene 6 Na^+. Con «Ver electrones» en la capa 2D, todos los Cl^- son idénticos
«Los compuestos iónicos conducen porque tienen iones»	En sólido no conducen: los iones no pueden desplazarse	«Capa 2D», «Aplicar voltaje»: «No conduce en sólido — iones fijos en la red»
«Todas las sustancias covalentes funden a temperaturas bajas»	Las redes covalentes tienen puntos de fusión altísimos	«Diamante» a unos 2000 °C sigue sólido; el «Hielo seco» sublima a −78 °C

Idea del alumnado	Idea correcta	Cómo mostrarlo
«Al sublimar el hielo seco se rompen las moléculas de CO_2»	Se separan moléculas enteras; solo se vencen las fuerzas intermoleculares	«Hielo seco» de −100 °C a −75 °C: «No se rompe ningún enlace covalente: solo las fuerzas débiles entre moléculas»
«En un metal los electrones solo se mueven cuando hay corriente»	Se mueven siempre al azar; el voltaje añade un avance neto hacia el polo +	«Enlace Metálico» en «Normal (equilibrio)»: electrones en todas direcciones. Con «Aplicar voltaje» avanzan juntos hacia el +
«Si es carbono, el grafito y el diamante se comportan igual»	La estructura decide las propiedades	«Aplicar voltaje» en «Diamante» («No conduce la electricidad») y en «Grafito» («Conduce: los electrones se mueven a lo largo de las láminas»)

Simplificaciones que conviene conocer

La simulación prioriza contar electrones y relacionar estructura con propiedades. Para ello simplifica los átomos, las geometrías y las energías. Conviene conocer estas licencias para no reforzar ideas incorrectas sin querer.

1. **Átomos de Bohr con capas fijas.** Las capas tienen siempre radios de 36, 60, 84 y 108 píxeles y el núcleo mide igual en todos los elementos. El tamaño no refleja el radio atómico. El K se dibuja como 2, 8, 8, 1, sin subniveles. En 1.º Bachillerato conviene recordar que los orbitales sustituyen a estas órbitas.
2. **El octeto lo decide todo.** Un átomo es estable si su capa externa tiene 8 electrones, o 2 en H y Li. No hay energías de ionización, afinidad electrónica ni energía reticular. Además, el docente puede ceder electrones en cualquier sentido y seguir cediendo tras el octeto: el panel muestra entonces «Exceso de 1 e^-» en el no metal o, si un metal ha cedido de más (Na^{2+}), «Ha cedido de más: debe recuperar 1 e^-». En 2.º Bachillerato hay que explicar que el cristal es estable por la energía reticular.
3. **Como mucho tres átomos en línea.** Las ranuras solo ceden o comparten con la vecina, así que se forman compuestos MX, M_2X o MX_2. No se pueden montar Li_3N, CH_4 o NH_3, y el Al solo está en el modo metálico. El recuadro verde de «¡Enlace iónico formado!» agrupa los iones como si fueran una molécula: matizarlo antes de pasar a la red.
4. **Todas las moléculas son lineales.** El H_2O y el SO_2 aparecen con los tres átomos alineados, cuando son angulares. «Enlaces formados» cuenta pares: un doble enlace suma 2. El SO_2 con un enlace dativo es el modelo clásico de Lewis; hoy se describe con resonancia.
5. **Redes iónicas de bolas y varillas.** Las distancias salen de radios iónicos de Shannon: para el NaCl, la arista es 2·(1,02 + 1,81) = 5,66 Å, frente a los 5,64 Å reales. Las esferas se dibujan al 55 % del radio iónico para ver el interior, así que la red parece hueca. El CaH_2 se muestra como fluorita por aproximación y la capa 2D del $CaCl_2$ como rutilo sin deformar.
6. **Fuerza lateral en porcentaje.** El deslizador no da newtons: 100 % es la máxima fuerza que resiste esa interfaz según el modelo (Coulomb, repulsión de Born con exponente 9 y van der Waals). Si se salta de golpe a casi el 100 %, algunas redes como Na_2O o CaF_2 se rompen ya por la inercia. En el $MgCl_2$ entre láminas solo se calculan fuerzas de van der Waals y repulsión.
7. **Un metal de juguete.** La red tiene 5 × 4 = 20 cationes y cada uno aporta su valencia al mar: 20 electrones con Na o K, 40 con Mg o Ca y 60 con Al. Los electrones no chocan con los iones y su avance con voltaje es exageradísimo. Al deformar, las dos filas superiores se deslizan un periodo completo de la red, arrastrando su parte del mar de electrones, de golpe y sin dislocaciones: en un metal real el deslizamiento avanza poco a poco.

8. **Temperatura con un criterio sencillo.** La vibración sigue el criterio de Lindemann: la amplitud es el 10 % de la distancia entre vecinos multiplicado por √(T / T de cambio), en kelvin. El cambio de estado ocurre de golpe a una temperatura fija: 3550 °C el diamante, 3650 °C el grafito, 1713 °C la sílice y −78 °C el hielo seco. No hay presión ni calor latente.
9. **Sílice idealizada.** Se muestra la cristobalita con los enlaces Si–O–Si rectos y una distancia Si–O de 1,55 Å, algo menor que la real. La propia tarjeta avisa de que el cuarzo, más común, tiene los mismos tetraedros SiO_4.

Ficha de actividades del alumnado

La ficha de actividades sigue el esquema predice, observa y explica. Cada actividad enlaza a la simulación ya preparada, así que funciona en el aula de informática, con tabletas o como tarea en casa. Se descarga en Word y LibreOffice para adaptarla.

Curso	Actividades	Duración orientativa
3.º ESO	Antes de empezar (a, b y c), actividades 1, 2 y 4, problemas 1, 2 y 4 de Aplica lo aprendido y Autoevaluación	Una sesión de 50–55 minutos
4.º ESO	Ficha completa salvo Para ampliar	Dos sesiones, o una si las actividades 1 y 2 se hacen como tarea
1.º Bachillerato	Actividades 3, 5 y 6, Para ampliar y problema 3 de Aplica lo aprendido	Una sesión

La tabla de «Antes de empezar» recoge seis ideas previas sobre el enlace. Conviene no corregirla al principio: el alumnado vuelve a ella en «Revisa tus ideas». En la actividad 4 la simulación dibuja todas las moléculas en línea; si se trabaja la geometría, hay que avisar de que el H_2O es angular.

Soluciones

Apartado	Solución
Antes de empezar	Todas falsas. a) La transferencia forma los iones; el enlace es la atracción electrostática entre ellos (actividad 1). b) Es una red de iones; la fórmula da la proporción (actividad 3). c) En sólido los iones están fijos y no conducen (actividad 3). d) Las redes covalentes, como el diamante, funden a temperaturas altísimas (actividad 6). e) Se mueven siempre al azar; el voltaje añade un avance hacia el polo + (actividad 5). f) La estructura decide las propiedades: el grafito conduce y el diamante no (actividad 6)
Actividad 1	Antes: Na con carga 0 y «e^- valencia: 1 / 8»; Cl con carga 0 y «7 / 8»; «Sin atracción electrostática». Después: Na con carga + y 8 / 8; Cl con carga − y 8 / 8; «⚡ Atracción electrostática». Le resulta más fácil al Na perder 1 electrón que ganar 7. El Na^+ es el catión (ion positivo) y el Cl^- el anión (ion negativo). Los une la atracción entre cargas opuestas, no el electrón transferido
Actividad 2	Cl, Mg, Cl: el Mg cede 2 e^-, uno a cada Cl; iones Mg^{2+} y 2 Cl^-; $MgCl_2$. Na, O, Na: cada Na cede 1 e^- al O; iones 2 Na^+ y O^{2-}; Na_2O. Ca, O: el Ca cede 2 e^- al O; iones Ca^{2+} y O^{2-}; CaO. Cada Cl solo acepta 1 electrón y el Mg debe ceder 2; el O necesita 2 y cada Na cede solo 1. La suma de cargas es siempre 0: el compuesto es neutro
Actividad 3	Cada Na^+ tiene 6 Cl^- vecinos y cada Cl^- tiene 6 Na^+. Voltaje: «No conduce en sólido — iones fijos en la red». 80 %: «Deformación elástica». 120 %: las capas deslizan y llega «¡Fractura! — el cristal iónico es frágil». No hay moléculas: la fórmula NaCl indica que hay un Na^+ por cada Cl^-. No conduce porque los iones no pueden desplazarse. Al deslizar una capa, quedan enfrentados iones de igual carga, que se repelen (flechas rojas) y el cristal se parte

Apartado	Solución
Actividad 4	Dos no metales tienden los dos a ganar electrones; ninguno los cede, así que los comparten. H, H: 1 / 2 cada uno, 1 pulsación, 1 enlace, H_2. H, O, H: H 1 / 2 y O 6 / 8, 2 pulsaciones (A–B y B–C), el O con «Enlaces formados: 2», H_2O. N, N: 5 / 8 cada uno, 3 pulsaciones, 3 enlaces, N_2. Ningún átomo queda con carga: los electrones se comparten en lugar de pasar de uno a otro. El N tiene 5 electrones de valencia y le faltan 3: forma un enlace triple
Actividad 5	Na: 1 e^- de valencia, 20 e^- en el mar, 98 °C. Mg: 2, 40, 650 °C. Al: 3, 60, 660 °C. Sin voltaje los electrones se mueven al azar en todas direcciones; con voltaje avanzan hacia el polo + («Conductividad eléctrica»); al deformar, las capas deslizan y el enlace no se rompe («maleabilidad»). Los metales conducen porque sus electrones se mueven libremente por la red. Al deslizar, los cationes siguen rodeados por el mar de electrones; en el cristal iónico se enfrentan cargas iguales. A más electrones en el mar, más fuerte es el enlace y suele ser más alta la temperatura de fusión (el Al es la excepción en la tabla: funde a 660 °C, casi como el Mg)
Actividad 6	Diamante: cristal covalente, átomos de C, funde a 3550 °C, no conduce. Grafito: cristal covalente laminar, átomos de C en láminas, sublima a 3650 °C, conduce a lo largo de las láminas. Hielo seco: cristal molecular, moléculas de CO_2, sublima a −78 °C, no conduce. Al sublimar no se rompe ningún enlace C=O: solo se vencen las fuerzas débiles entre moléculas. El diamante es una red de enlaces covalentes: para fundirlo hay que romper muchos. En el grafito cada C usa 3 electrones en enlaces y el cuarto queda libre para moverse por la lámina
Aplica lo aprendido	1) K: 2, 8, 8, 1 → K^+. S: 2, 8, 6 → S^{2-}. K_2S. 2) KCl iónico; Cl_2 covalente; Cu metálico; CO_2 covalente (molecular); CaO iónico. 3) Iónico (es el NaCl): disuelta, los iones quedan libres para moverse. 4) H–Cl, un par compartido; O=O, dos pares compartidos (enlace doble)
Para ampliar	1) Estructura tipo antifluorita: cada Na^+ tiene 4 O^{2-} y cada O^{2-} tiene 8 Na^+; como hay el doble de Na^+ que de O^{2-}, la coordinación del O^{2-} es el doble. 2) En el enlace dativo los dos electrones del par los aporta un solo átomo, aquí el S (flecha S→O). 3) La sílice es una red covalente: por encima de 1713 °C se rompen enlaces covalentes Si–O; en el hielo seco solo se vencían fuerzas intermoleculares

Juan Ramón Grijota · SimulaCiencia. Guía publicada bajo licencia CC BY-SA 4.0: puedes adaptarla y compartirla citando la autoría y con la misma licencia. Versión actualizada y simulación en simulaciencia.es/guias/enlaces-quimicos/.