Guía docente: simulación de enlaces químicos

Ficha rápida

A simulación forma enlaces iónicos e covalentes átomo a átomo co modelo de capas, e explica con experimentos as propiedades dos metais e dos cristais. En Galicia o seu uso principal é en 4.º de ESO, con aplicacións en 3.º de ESO e en 1.º de Bacharelato.

Dato	Detalle
Ligazón	simulaciencia.es/gl/simulacions/enlaces-quimicos/
Cursos	4.º de ESO (uso principal), 3.º de ESO, 1.º de Bacharelato; repaso puntual en 2.º de Bacharelato Química
Materia	Física e Química; Química en 2.º de Bacharelato
Duración orientativa	15–20 minutos por tipo de enlace coa simulación proxectada
Material	Proxector ou encerado dixital; funciona no navegador, tamén no móbil e na tableta, sen instalar nada. En pantallas estreitas o lenzo pasa arriba e os controis debaixo; no móbil os átomos vense pequenos, así que para explicar é mellor unha pantalla grande
Coñecementos previos	Número atómico, distribución dos electróns por capas, metais e non metais, carga eléctrica
Accesibilidade	Só ten tema escuro, sen selector de tema nin de contraste. Botón «Pausa» para conxelar a animación

Como funciona a simulación

O despregable superior da barra lateral escolle o modo: «Enlace Iónico», «Enlace Covalente» ou «Enlace Metálico». Nos dous primeiros hai tres rañuras, «Átomo A», «Átomo B» e «Átomo C», cun selector e un panel de estado debaixo do lenzo. Desde estes dous modos éntrase nunha vista de cristais co botón correspondente e vólvese con «← Volver ao enlace».

Modo	Que controla o docente	Que mostra
Enlace Iónico	Elemento de cada rañura (H, C, N, O, F, Li, Na, Mg, S, Cl, K, Ca ou «— Baleiro —») e os botóns «Cede un electrón a B», «Cede un electrón a A» e «Cede un electrón a C»	Átomos coas súas capas, a carga de cada un, «e⁻ valencia: 7 / 8», se acada o octeto ou o dueto e se hai atracción co veciño. Ao formarse o enlace, a tarxeta «Enlace formado» dá a fórmula e os ións
Rede cristalina iónica («Ver rede cristalina →»)	Vista «Cela 3D» ou «Capa 2D». Na capa: «Aplicar voltaxe», «Forza lateral aplicada» de 0 a 150 % da resistencia, «Recompoñer o cristal» e as caixas «Forzas entre os dous bloques» e «Ver electróns»	A rede real do composto, a proporción de ións, o contorno de cada ión, que non conduce en sólido e como se fractura
Enlace Covalente	Só non metais (H, C, N, O, F, S, Cl). Entre rañuras veciñas, os botóns «Compartir», «Dativo» e «Recuperar»	«e⁻ efectivos: 2 / 2», «Enlaces formados» e o par compartido xirando na zona onde se solapan as capas
Cristais covalentes («Ver cristais covalentes»)	Cristal: «Diamante», «Grafito», «Sílice» ou «Xeo seco». «Aplicar voltaxe» e «Temperatura» de −200 a 4000 °C	Rede 3D, tipo de cristal, propiedades, vibración das partículas, cambio de estado e condución (só o grafito)

Modo	Que controla o docente	Que mostra
Enlace Metálico	«Metal»: Na, K, Mg, Ca ou Al. «Aplicar voltaxe» e «Deformar rede»	Rede de 20 catións nun mar de 20, 40 ou 60 electróns, a temperatura de fusión, a condución e a maleabilidade

Catro elementos sosteñen a explicación:

- **Os contadores de electróns.** Cada rañura mostra a carga e o reconto da capa externa, por exemplo «e⁻ valencia: 8 / 8» e «Octeto acadado». En covalente conta tamén os electróns compartidos.
- **O sinal de atracción.** Entre rañuras veciñas aparece «Atracción electrostática» se as cargas son opostas e «Sen atracción electrostática» se non. Separa a transferencia de electróns do enlace en si.
- **O contorno en 3D.** Nas celas 3D xírase arrastrando e un clic nun ión ou átomo resalta os seus veciños. Os veciños que quedan fóra da cela debúxanse translúcidos, así vese o índice de coordinación completo.
- **Os experimentos con mensaxe.** Voltaxe, forza lateral, deformación e temperatura escriben baixo a rede o que ocorre, por exemplo «Fractura! — o cristal iónico é fráxil».

A tarxeta despregable «Descrición» resume cada modo e propón compostos para montar: NaCl, $MgCl_2$ e Na_2O en iónico; H_2, Cl_2, HCl, H_2O e SO_2 en covalente.

Uso en cada curso

En 3.º de ESO a simulación serve para introducir a formación de ións e dos primeiros compostos; en 4.º de ESO, para comparar os tres enlaces e as súas propiedades; en 1.º de Bacharelato, para cristais, coordinación e enlace dativo. En 2.º de ESO non encaixa: o currículo galego de 2.º trata a materia coa teoría cinético-molecular, sen estrutura atómica. Os contidos e os criterios de avaliación citados son os do currículo de Galicia (Decreto 156/2022, DOG do 26 de setembro de 2022, para ESO; Decreto 157/2022, da mesma data, para Bacharelato), que organiza cada curso en bloques.

3.º de ESO: ións e primeiros compostos

14–15 anos · 9th grade nos EUA · Year 10 no Reino Unido

Contidos. Bloque 2: «Estrutura atómica: desenvolvemento histórico dos modelos atómicos, existencia, formación e propiedades dos isótopos e ordenación dos elementos na táboa periódica», «Principais compostos químicos: a súa formación e as súas propiedades físicas e químicas, valoración das súas aplicacións. Masa atómica e masa molecular» e «Nomenclatura: [...] formulando e nomeando substancias simples, ións monoatómicos e compostos binarios mediante as regras de nomenclatura da IUPAC». Bloque 1: «Diversas contornas e recursos de aprendizaxe científica como os laboratorios ou as contornas virtuais».

Criterios de avaliación. CA2.1 (identificar e comprender fenómenos relacionados coa composición e a estrutura dos sistemas materiais) e CA2.5 (utilizar adecuadamente os símbolos dos elementos e as fórmulas das substancias máis importantes).

O currículo galego de 3.º non nomea o enlace químico nin a formación de ións como contido propio; entran pola «formación» dos «principais compostos químicos» e polos ións monoatómicos da nomenclatura.

Obxectivos. Explicar como se forma un catión e un anión. Relacionar a carga dun ión cos electróns gañados ou cedidos. Distinguir ceder electróns de compartilos. Escribir a fórmula de compostos binarios

sinxelos.

Secuencia de explicación (15–20 min).

1. Modo «Enlace Iónico» coa configuración inicial: A = Na, B = Cl. Ler os paneis: o Na ten «e^- valencia: 1 / 8» e o Cl «7 / 8». Preguntar que lle resulta máis doado a cada un.
2. Premer «Cede un electrón a B». O Na pasa a «Carga: +» e o Cl a «Carga: −», os dous con 8 / 8. Aparece «Atracción electrostática» e a tarxeta dá NaCl. Definir catión e anión.
3. Montar A = Cl, B = Mg, C = Cl. O panel do Mg indica «Fáltalle ceder 2 e^-». Premer «Cede un electrón a A» e «Cede un electrón a C». Sae Mg^{2+} con dous Cl^- e a fórmula $MgCl_2$: 12 protóns e 10 electróns dan carga 2+.
4. Cambiar a «Enlace Covalente»: a configuración inicial é H e H, cada un con «e^- efectivos: 1 / 2». Premer «Compartir»: os dous chegan a 2 / 2 e a tarxeta dá H_2.
5. Montar A = H, B = O, C = H. O O empeza en 6 / 8. Premer «Compartir» entre A e B e entre B e C: o O chega a 8 / 8 e sae H_2O. Subliñar que ningún átomo queda con carga.

4.º de ESO: os tres enlaces e as súas propiedades

15–16 anos · 10th grade nos EUA · Year 11 no Reino Unido

Contidos. Bloque 2: «Estrutura electrónica dos átomos: configuración electrónica dun átomo e a súa relación coa posición deste na táboa periódica e as súas propiedades fisicoquímicas» e «Compostos químicos: a súa formación, propiedades físicas e químicas e valoración da súa utilidade e importancia noutros campos como a enxeñaría ou o deporte». Bloque 1: «Diversas contornas e recursos de aprendizaxe científica, como os laboratorios ou as contornas virtuais».

Criterios de avaliación. CA2.1 (comprender e explicar con rigor fenómenos relacionados coa composición e a estrutura dos sistemas materiais), CA2.4 (aplicar as leis e teorías científicas para validar hipóteses) e CA1.2 (predicir respostas que se poidan comprobar de forma experimental ou dedutiva).

O currículo galego non nomea os tres tipos de enlace en 4.º; o enlace iónico, covalente e metálico entran na formación e nas propiedades dos «compostos químicos».

Obxectivos. Explicar o enlace iónico, covalente e metálico co modelo de capas. Recoñecer que os compostos iónicos forman redes, non moléculas. Xustificar a condutividade, a fraxilidade e a maleabilidade coa estrutura. Distinguir redes covalentes de substancias moleculares.

Secuencia de explicación (15–20 min).

1. «Enlace Iónico» con Na e Cl, premer «Cede un electrón a B» e despois «Ver rede cristalina →». En «Cela 3D» a tarxeta indica «Tipo cloruro de sodio». Facer clic nun Na^+: resáltanse os seus 6 Cl^-. Non hai moléculas de NaCl.
2. Pasar a «Capa 2D» e premer «Aplicar voltaxe»: «Non conduce en sólido — ións fixos na rede». Quitar a voltaxe e levar «Forza lateral aplicada» ao 80 %: «Deformación elástica». Subir ao 120 %: as capas esvaran e chega «Fractura! — o cristal iónico é fráxil».
3. Volver con «Recompoñer o cristal», marcar «Forzas entre os dous bloques» e mover a forza outra vez. Ao esvarar aparecen frechas vermellas de repulsión entre ións de igual carga.
4. Modo «Enlace Metálico» con Na: «e^- no mar: 20». Premer «Aplicar voltaxe»: os electróns avanzan cara ao polo + e sae «Condutividade eléctrica». Premer «Deformar rede»: «O enlace non se rompe — maleabilidade». Comparalo coa fractura do paso 2.
5. Modo «Enlace Covalente», botón «Ver cristais covalentes». En «Diamante», subir a temperatura a uns 2000 °C: segue sólido, porque funde a 3550 °C. En «Xeo seco», subir de −100 °C a −75 °C: «Sublima a

−78 °C! As moléculas sepáranse enteiras».

6. Premer «Aplicar voltaxe» en «Diamante» e en «Grafito». O diamante non conduce; o grafito si, porque o cuarto electrón de cada C se move pola lámina.

1.º de Bacharelato: cristais, coordinación e enlace dativo

16–17 anos · 11th grade nos EUA · Year 12 no Reino Unido

Contidos. Bloque 2, «Enlace químico e estrutura da materia»: «Teorías sobre a estabilidade de átomos e ións: predición da formación de enlaces entre os elementos, representación destes e dedución de propiedades das substancias químicas. Comprobación a través da observación e da experimentación» e «Formulación e nomenclatura de substancias simples, ións e compostos inorgánicos...».

Criterios de avaliación. CA2.1 (aplicar as leis e as teorías científicas na análise de fenómenos relacionados coa estrutura da materia) e CA2.3 (empregar diferentes formatos para interpretar e expresar información sobre un proceso fisicoquímico).

O currículo galego de 1.º non detalla as estruturas de Lewis, os cristais nin as forzas intermoleculares; quedan dentro da «representación» dos enlaces e da «dedución de propiedades». Aparecen con nome propio en 2.º de Bacharelato Química.

Obxectivos. Relacionar a proporción de ións coa estrutura e co índice de coordinación. Construír enlaces simples, dobres, triplos e dativos co criterio de Lewis. Comparar redes covalentes, cristais moleculares e redes metálicas.

Secuencia de explicación (15–20 min).

1. En «Enlace Iónico», montar A = Na, B = O, C = Na e ceder un electrón de cada Na ao O. Na rede, a tarxeta di «Tipo antifluorita», «2 Na^+ por cada O^{2-}» e «2·(+1) + 1·(−2) = 0 → cristal neutro». Cada Na^+ ten 4 O^{2-} e cada O^{2-} ten 8 Na^+.
2. Repetir con A = F, B = Ca, C = F: «Tipo fluorita», con coordinación 8 para o Ca^{2+} e 4 para o F^-. Comparar co 6:6 do NaCl e preguntar por que cambia.
3. Montar $MgCl_2$ (A = Cl, B = Mg, C = Cl): «Tipo cloruro de cadmio (laminar)». En «Capa 2D», coa forza ao 120 %, as láminas esvaran sen romperse. Comparar con MgO (A = Mg, B = O, dúas veces «Cede un electrón a B»), que se fractura.
4. En «Enlace Covalente», montar A = N, B = N e premer «Compartir» tres veces: 8 / 8 e «Enlaces formados: 3». Relacionalo coa estrutura de Lewis do N_2.
5. Montar o SO_2 (A = O, B = S, C = O): dúas veces «Compartir» entre A e B e unha vez «Dativo» entre B e C. A lente do enlace dativo tínguese da cor do S e leva unha frecha S→O.
6. En «Ver cristais covalentes», escoller «Sílice»: «Cada Si está unido a 4 O» e «SiO_2 indica a proporción de átomos». Subila por riba de 1713 °C: «Rómpense enlaces covalentes». Contrastar co xeo seco, onde só se perden forzas intermoleculares.

2.º de Bacharelato (Química): repaso puntual

17–18 anos · 12th grade nos EUA · Year 13 no Reino Unido

No bloque 2, «Enlace químico e estrutura da materia», a simulación non calcula enerxías, así que non serve para o «Ciclo de Born-Häber». Pode servir de repaso visual das «características dos sólidos» cos catro cristais covalentes. Tamén ilustra os «Modelos da nube electrónica» do metal, aínda que non a teoría de bandas. Convén usala xunto á RPECV, porque debuxa todas as moléculas en liña.

Concepcións alternativas que axuda a corrixir

A simulación ataca sobre todo dúas ideas: que o enlace é o electrón transferido e que todo son moléculas. Cada fila indica a idea previa frecuente e como desmontala coa simulación.

Idea do alumnado	Idea correcta	Como mostralo
«O enlace iónico é o electrón que pasa do metal ao non metal»	A transferencia forma os ións; o enlace é a atracción electrostática entre eles	Na e Cl antes de ceder: «Sen atracción electrostática». Tras «Cede un electrón a B»: «Atracción electrostática» e «Enlace iónico · Atracción de Coulomb»
«O sal está formado por moléculas de NaCl»	É unha rede de ións sen moléculas; a fórmula dá a proporción	«Ver rede cristalina →», «Cela 3D», clic nun Na^+: ten 6 Cl^- veciños, todos á mesma distancia
«Cada Na^+ só está unido ao Cl^- que recibiu o seu electrón»	Cada ión atrae todos os seus veciños de carga oposta	Na mesma cela, clic nun Cl^-: tamén ten 6 Na^+. Con «Ver electróns» na capa 2D, todos os Cl^- son idénticos
«Os compostos iónicos conducen porque teñen ións»	En sólido non conducen: os ións non se poden desprazar	«Capa 2D», «Aplicar voltaxe»: «Non conduce en sólido — ións fixos na rede»
«Todas as substancias covalentes funden a temperaturas baixas»	As redes covalentes teñen puntos de fusión altísimos	«Diamante» a uns 2000 °C segue sólido; o «Xeo seco» sublima a −78 °C
«Ao sublimar o xeo seco rompen as moléculas de CO_2»	Sepáranse moléculas enteiras; só se vencen as forzas intermoleculares	«Xeo seco» de −100 °C a −75 °C: «Non se rompe ningún enlace covalente: só as forzas débiles entre moléculas»
«Nun metal os electróns só se moven cando hai corrente»	Móvense sempre ao chou; a voltaxe engade un avance neto cara ao polo +	«Enlace Metálico» en «Normal (equilibrio)»: electróns en todas as direccións. Con «Aplicar voltaxe» avanzan xuntos cara ao +
«Se é carbono, o grafito e o diamante compórtanse igual»	A estrutura decide as propiedades	«Aplicar voltaxe» en «Diamante» («Non conduce a electricidade») e en «Grafito» («Conduce: os electróns móvense ao longo das láminas»)

Simplificacións que convén coñecer

A simulación prioriza contar electróns e relacionar estrutura con propiedades. Para iso simplifica os átomos, as xeometrías e as enerxías. Convén coñecer estas licenzas para non reforzar ideas incorrectas sen querer.

1. **Átomos de Bohr con capas fixas.** As capas teñen sempre radios de 36, 60, 84 e 108 píxeles e o núcleo mide igual en todos os elementos. O tamaño non reflicte o raio atómico. O K debúxase como 2, 8, 8, 1, sen subniveis. En 1.º de Bacharelato convén lembrar que os orbitais substitúen estas órbitas.
2. **O octeto decídeo todo.** Un átomo é estable se a súa capa externa ten 8 electróns, ou 2 en H e Li. Non hai enerxías de ionización, afinidade electrónica nin enerxía reticular. Ademais, o docente pode ceder electróns en calquera sentido e seguir cedendo tras o octeto: o panel mostra entón «Exceso de 1 e^-» no non metal ou, se un metal cedeu de máis (Na^{2+}), «Cedeu de máis: debe recuperar 1 e^-». En 2.º de Bacharelato hai que explicar que o cristal é estable pola enerxía reticular.
3. **Como moito tres átomos en liña.** As rañuras só ceden ou comparten coa veciña, así que se forman compostos MX, M_2X ou MX_2. Non se poden montar Li_3N, CH_4 ou NH_3, e o Al só está no modo metálico.

O recadro verde de «Enlace iónico formado!» agrupa os ións coma se fosen unha molécula: matizalo antes de pasar á rede.

4. **Todas as moléculas son lineais.** O H_2O e o SO_2 aparecen cos tres átomos aliñados, cando son angulares. «Enlaces formados» conta pares: un dobre enlace suma 2. O SO_2 cun enlace dativo é o modelo clásico de Lewis; hoxe descríbese con resonancia.
5. **Redes iónicas de bólas e variñas.** As distancias saen de raios iónicos de Shannon: para o NaCl, a aresta é 2·(1,02 + 1,81) = 5,66 Å, fronte aos 5,64 Å reais. As esferas debúxanse ao 55 % do raio iónico para ver o interior, así que a rede parece oca. O CaH_2 móstrase como fluorita por aproximación e a capa 2D do $CaCl_2$ como rutilo sen deformar.
6. **Forza lateral en porcentaxe.** O desprazador non dá newtons: 100 % é a máxima forza que resiste esa interface segundo o modelo (Coulomb, repulsión de Born con expoñente 9 e van der Waals). Se se salta de golpe a case o 100 %, algunhas redes como Na_2O ou CaF_2 rompen xa pola inercia. No $MgCl_2$ entre láminas só se calculan forzas de van der Waals e repulsión.
7. **Un metal de xoguete.** A rede ten 5 × 4 = 20 catións e cada un achega a súa valencia ao mar: 20 electróns con Na ou K, 40 con Mg ou Ca e 60 con Al. Os electróns non chocan cos ións e o seu avance con voltaxe é esaxeradísimo. Ao deformar, as dúas filas superiores esvaran un período completo da rede, arrastrando a súa parte do mar de electróns, de golpe e sen dislocacións: nun metal real o esvaramento avanza pouco a pouco.
8. **Temperatura cun criterio sinxelo.** A vibración segue o criterio de Lindemann: a amplitude é o 10 % da distancia entre veciños multiplicado por √(T / T de cambio), en kelvin. O cambio de estado ocorre de golpe a unha temperatura fixa: 3550 °C o diamante, 3650 °C o grafito, 1713 °C a sílice e −78 °C o xeo seco. Non hai presión nin calor latente.
9. **Sílice idealizada.** Móstrase a cristobalita cos enlaces Si–O–Si rectos e unha distancia Si–O de 1,55 Å, algo menor que a real. A propia tarxeta avisa de que o cuarzo, máis común, ten os mesmos tetraedros SiO_4.

Ficha de actividades do alumnado

A ficha de actividades segue o esquema predí, observa e explica. Cada actividade leva unha ligazón á simulación xa preparada, así que funciona na aula de informática, con tabletas ou como tarefa na casa. Descárgase en Word e LibreOffice para adaptala.

Curso	Actividades	Duración orientativa
3.º de ESO	Antes de comezar (a, b e c), actividades 1, 2 e 4, problemas 1, 2 e 4 de Aplica o aprendido e Autoavaliación	Unha sesión de 50–55 minutos
4.º de ESO	Ficha completa agás Para ampliar	Dúas sesións, ou unha se as actividades 1 e 2 se fan como tarefa
1.º de Bacharelato	Actividades 3, 5 e 6, Para ampliar e problema 3 de Aplica o aprendido	Unha sesión

A táboa de «Antes de comezar» recolle seis ideas previas sobre o enlace. Convén non corrixila ao principio: o alumnado volve a ela en «Revisa as túas ideas». Na actividade 4 a simulación debuxa todas as moléculas en liña; se se traballa a xeometría, hai que avisar de que o H_2O é angular.

Solucións

Apartado	Solución
Antes de comezar	Todas falsas. a) A transferencia forma os ións; o enlace é a atracción electrostática entre eles (actividade 1). b) É unha rede de ións; a fórmula dá a proporción (actividade 3). c) En sólido os ións están fixos e non conducen (actividade 3). d) As redes covalentes, como o diamante, funden a temperaturas altísimas (actividade 6). e) Móvense sempre ao chou; a voltaxe engade un avance cara ao polo + (actividade 5). f) A estrutura decide as propiedades: o grafito conduce e o diamante non (actividade 6)
Actividade 1	Antes: Na con carga 0 e «e^- valencia: 1 / 8»; Cl con carga 0 e «7 / 8»; «Sen atracción electrostática». Despois: Na con carga + e 8 / 8; Cl con carga − e 8 / 8; «⚡ Atracción electrostática». Ao Na resúltalle máis doado perder 1 electrón que gañar 7. O Na^+ é o catión (ión positivo) e o Cl^- o anión (ión negativo). Úneos a atracción entre cargas opostas, non o electrón transferido
Actividade 2	Cl, Mg, Cl: o Mg cede 2 e^-, un a cada Cl; ións Mg^{2+} e 2 Cl^-; $MgCl_2$. Na, O, Na: cada Na cede 1 e^- ao O; ións 2 Na^+ e O^{2-}; Na_2O. Ca, O: o Ca cede 2 e^- ao O; ións Ca^{2+} e O^{2-}; CaO. Cada Cl só acepta 1 electrón e o Mg debe ceder 2; o O necesita 2 e cada Na cede só 1. A suma de cargas é sempre 0: o composto é neutro
Actividade 3	Cada Na^+ ten 6 Cl^- veciños e cada Cl^- ten 6 Na^+. Voltaxe: «Non conduce en sólido — ións fixos na rede». 80 %: «Deformación elástica». 120 %: as capas esvaran e chega «Fractura! — o cristal iónico é fráxil». Non hai moléculas: a fórmula NaCl indica que hai un Na^+ por cada Cl^-. Non conduce porque os ións non se poden desprazar. Ao esvarar unha capa, quedan enfrontados ións de igual carga, que se repelen (frechas vermellas), e o cristal pártese
Actividade 4	Dous non metais tenden os dous a gañar electróns; ningún os cede, así que os comparten. H, H: 1 / 2 cada un, 1 pulsación, 1 enlace, H_2. H, O, H: H 1 / 2 e O 6 / 8, 2 pulsacións (A–B e B–C), o O con «Enlaces formados: 2», H_2O. N, N: 5 / 8 cada un, 3 pulsacións, 3 enlaces, N_2. Ningún átomo queda con carga: os electróns compártense en lugar de pasar dun a outro. O N ten 5 electróns de valencia e fáltanlle 3: forma un enlace triplo
Actividade 5	Na: 1 e^- de valencia, 20 e^- no mar, 98 °C. Mg: 2, 40, 650 °C. Al: 3, 60, 660 °C. Sen voltaxe os electróns móvense ao chou en todas as direccións; con voltaxe avanzan cara ao polo + («Condutividade eléctrica»); ao deformar, as capas esvaran e o enlace non se rompe («maleabilidade»). Os metais conducen porque os seus electróns se moven libremente pola rede. Ao esvarar, os catións seguen rodeados polo mar de electróns; no cristal iónico enfróntanse cargas iguais. Canto máis electróns no mar, máis forte é o enlace e adoita ser máis alta a temperatura de fusión (o Al é a excepción na táboa: funde a 660 °C, case coma o Mg)
Actividade 6	Diamante: cristal covalente, átomos de C, funde a 3550 °C, non conduce. Grafito: cristal covalente laminar, átomos de C en láminas, sublima a 3650 °C, conduce ao longo das láminas. Xeo seco: cristal molecular, moléculas de CO_2, sublima a −78 °C, non conduce. Ao sublimar non se rompe ningún enlace C=O: só se vencen as forzas débiles entre moléculas. O diamante é unha rede de enlaces covalentes: para fundilo hai que romper moitos. No grafito cada C usa 3 electróns en enlaces e o cuarto queda libre para moverse pola lámina
Aplica o 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 (é o NaCl): disolto, os ións quedan libres para moverse. 4) H–Cl, un par compartido; O=O, dous pares compartidos (enlace dobre)
Para ampliar	1) Estrutura tipo antifluorita: cada Na^+ ten 4 O^{2-} e cada O^{2-} ten 8 Na^+; como hai o dobre de Na^+ ca de O^{2-}, a coordinación do O^{2-} é o dobre. 2) No enlace dativo os dous electróns do par achégaos un só átomo, aquí o S (frecha S→O). 3) A sílice é unha rede covalente: por riba de 1713 °C rómpense enlaces covalentes Si–O; no xeo seco só se vencían forzas intermoleculares

Juan Ramón Grijota · SimulaCiencia. Guía publicada baixo licenza CC BY-SA 4.0: podes adaptala e compartila citando a autoría e coa mesma licenza. Versión actualizada e simulación en simulaciencia.es/gl/guias/enlaces-quimicos/.