Tabla periódica y propiedades periódicas

Test de 10 preguntas y flashcards de este tema en farmeandopau.com ›

Última revisión: 15 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

La tabla ordena los elementos por **número atómico**, y los de un mismo grupo comparten la **configuración de la capa de valencia**. Todo el tema se explica con dos causas: la **capa (n)** del electrón externo y la **carga nuclear efectiva**. Con ellas justificas el **radio**, la **energía de ionización**, la **afinidad electrónica** y la **electronegatividad**. El tema sale en **49 de las 68 convocatorias**, en 16 comunidades, casi siempre como apartados de 0,5 puntos: situar elementos, comparar y, sobre todo, **justificar sin flechas**.

1 De Mendeléiev a la tabla actual: periodos, grupos y bloques

La tabla periódica no se inventó: se **descubrió** ordenando datos de laboratorio. El Real Decreto 243/2022 lo pide así: «Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades». Hoy sabemos por qué funciona: los elementos de un mismo grupo tienen la **misma configuración en la capa de valencia** (la ves en el Tema 3).

- Antes de Mendeléiev ya había pistas: las **triadas** de Döbereiner (1829), grupos de tres elementos parecidos (Cl, Br, I; Ca, Sr, Ba) en los que la masa atómica del central es casi la media de las otras dos, y la «ley de las octavas» de Newlands (1865).
- **Mendeléiev (1869)** ordenó los elementos conocidos entonces (63, según el recuento habitual) por **masa atómica creciente** y los colocó en columnas según sus **propiedades químicas** (fórmulas de sus óxidos y de sus compuestos con hidrógeno). Lothar Meyer llegó a una ordenación parecida en 1870 a partir de propiedades físicas.
- Su gran acierto fue fiarse de las propiedades: **dejó huecos** y, en 1871, describió con detalle tres elementos que aún no se conocían. El eka-aluminio fue el galio (1875), el eka-boro el escandio (1879) y el eka-silicio el germanio (1886), con una masa atómica predicha de unos 72 (hoy, 72,63).
- Por la misma razón **invirtió** algunos pares: puso el teluro (masa 127,60) antes que el yodo (126,90), porque el yodo se parece al cloro y al bromo. En la tabla actual hay otros pares «invertidos» respecto a la masa: el argón y el potasio (39,95 y 39,10; el argón no se descubrió hasta 1894) y el cobalto y el níquel (58,93 y 58,69).
- **Moseley (1913)**, con los espectros de rayos X, demostró que lo que crece de un elemento al siguiente es la **carga del núcleo**, el **número atómico Z**. Las inversiones desaparecen (Te, Z = 52; I, Z = 53) y queda la **ley periódica** actual: **las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico**.
- La tabla actual tiene **118 elementos** en **7 periodos** (filas) y **18 grupos** (columnas, numerados del 1 al 18 como recomienda la IUPAC). Los cuatro últimos nombres (Nh, Mc, Ts y Og) se aprobaron en 2016.
- El **periodo** coincide con el número cuántico principal **n de la capa de valencia**. Tienen 2, 8, 8, 18, 18, 32 y 32 elementos según los subniveles que se llenan en cada uno (en el periodo 4, por ejemplo, 4s, 3d y 4p: 2 + 10 + 6 = 18). El **bloque** (s, p, d o f) es el tipo de subnivel en el que entra el último electrón según el diagrama de Moeller.

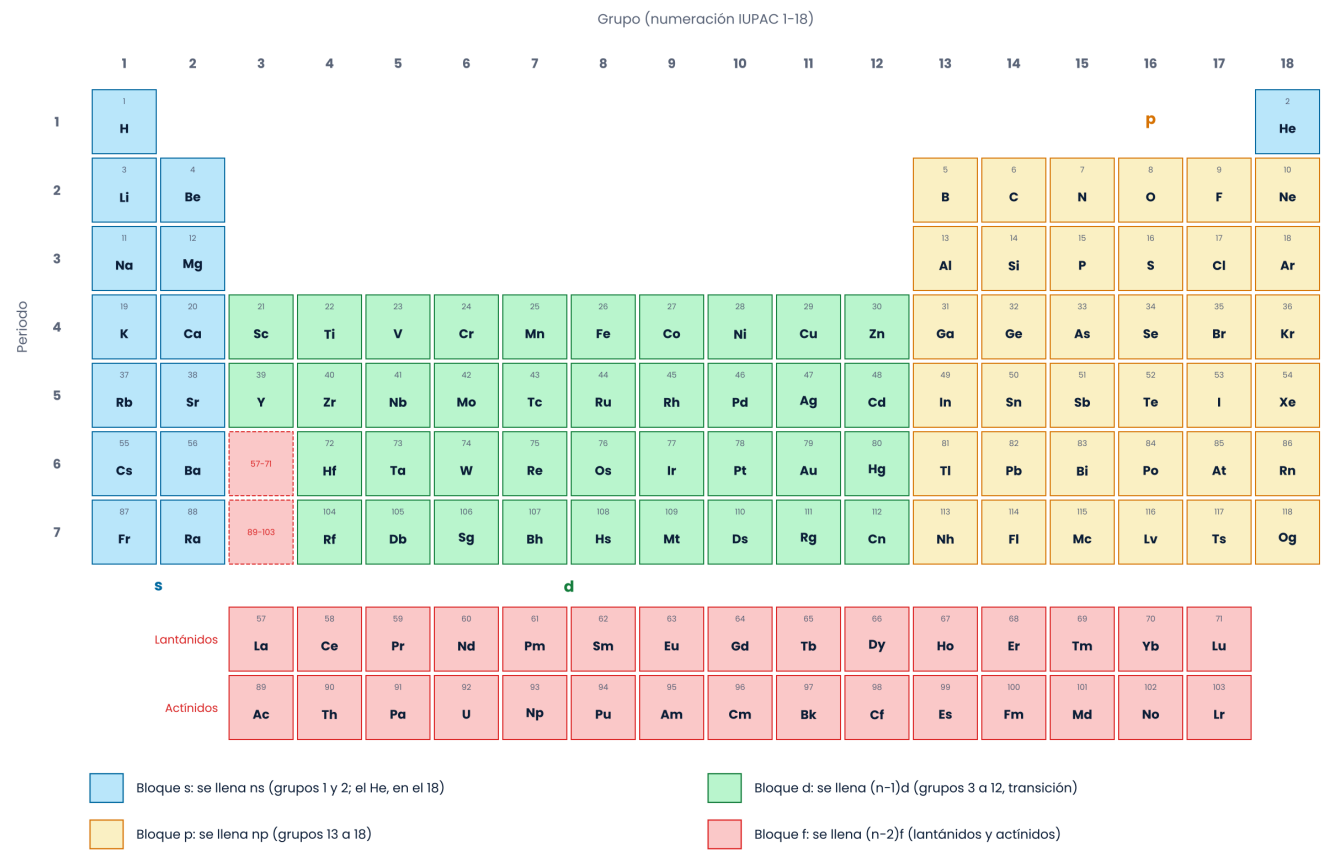
- Nombres que salen en los enunciados: **alcalinos** (grupo 1, sin el H), **alcalinotérreos** (2), **térreos o boroideos** (13), **carbonoideos** (14), **nitrogenoideos** (15), **anfígenos o calcógenos** (16), **halógenos** (17) y **gases nobles** (18). Los grupos 1, 2 y 13–18 son los **elementos representativos**; los del 3 al 12, los **metales de transición**; lantánidos y actínidos, los de **transición interna**.

Bloque	Subnivel que se llena	Grupos	Capa de valencia
s	ns	1 y 2 (y el He, en el 18)	ns^1 o ns^2
p	np	13 a 18	$ns^2\ np^1$ a $ns^2\ np^6$
d	(n-1)d	3 a 12	$(n-1)d^{1-10}\ ns^{1-2}$
f	(n-2)f	lantánidos y actínidos	$(n-2)f$ … ns^2

El H ($1s^1$) va en el grupo 1 pero no es un metal. El He ($1s^2$) es del bloque s, pero se coloca en el grupo 18 porque se comporta como un gas noble.

Si te preguntan por el origen de la tabla

Tres ideas: Mendeléiev ordenó por **masa atómica** y agrupó por **propiedades**; dejó **huecos** y sus predicciones (Ga, Sc, Ge) se cumplieron; Moseley cambió el criterio por el **número atómico**, que explica las inversiones. La periodicidad se debe a que la **configuración de la capa de valencia** se repite en cada grupo.



La tabla periódica por bloques. Cada color es el tipo de subnivel que se está llenando: s (azul), p (amarillo), d (verde) y f (rojo). El periodo es la capa de valencia (n); el grupo, la columna del 1 al 18.

2 Situar un elemento a partir de su configuración (y al revés)

Es el apartado que más se repite del tema: te dan Z, la configuración de un átomo o la de un ion y te piden el **periodo**, el **grupo** y el **nombre**. Casi ninguna comunidad da tabla periódica: tienes que saber **reconstruirla** desde la configuración.

1. Configuración

Escribe la configuración del átomo neutro en estado fundamental con el diagrama de Moeller (Tema 3). Si te dan un ion, suma o resta primero los electrones: si X^{2+} tiene 18 electrones, X tiene 20 (Z = 20).

2. Periodo

El **mayor n** que aparece. [Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^5$ es del periodo 4: los electrones 3d no cuentan para el periodo.

3. Bloque y grupo

Bloque s: grupo = electrones ns (1 o 2). Bloque p: grupo = **10 + electrones de la capa de valencia** (ns + np), es decir, 13 a 18. Bloque d: grupo = electrones ns + (n−1)d (3 a 12).

4. Nombre y comprobación

Di el símbolo y el nombre y comprueba con lo que sabes: un ns^2 np^5 es un halógeno; un ns^1, un alcalino; un ns^2 np^6, un gas noble.

Configuración	Periodo	Grupo	Elemento
[Ne] $3s^2$ $3p^4$	3	16 (anfígenos)	S, azufre (Z = 16)
[Kr] $5s^1$	5	1 (alcalinos)	Rb, rubidio (Z = 37)
[Ar] $3d^5$ $4s^2$	4	7	Mn, manganeso (Z = 25)
[Ar] $3d^5$ $4s^1$	4	6	Cr, cromo (Z = 24): excepción
[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^5$	4	17 (halógenos)	Br, bromo (Z = 35)
[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^6$	5	18 (gases nobles)	Xe, xenón (Z = 54)

En el Cr y el Cu (excepciones del Tema 3) el grupo sale igual: $4s^1$ $3d^5$ son 6 electrones (grupo 6) y $4s^1$ $3d^{10}$ son 11 (grupo 11).

DEL ION AL ELEMENTO

El ion X^{2+} tiene la configuración [Ar] $3d^6$. Razona qué elemento es X y en qué periodo y grupo está.

Respuesta modelo

X^{2+} tiene 18 + 6 = 24 electrones; el átomo neutro X tiene 2 más: **26 electrones, Z = 26**. Su configuración es [Ar] $3d^6$ $4s^2$, así que está en el **periodo 4** (n máximo = 4) y, como es del bloque d, en el **grupo 8** (2 electrones 4s + 6 electrones 3d). Es el **hierro, Fe**. Al formar el Fe^{2+} pierde primero los dos electrones 4s, los de mayor n.

Por qué puntúa. Fallo típico: quitar los electrones 3d en lugar de los 4s. Andalucía lo recuerda en su documento de errores comunes de la Ponencia.

Qué tabla tienes que saberte en tu comunidad

Solo **Baleares, Castilla y León, la Comunitat Valenciana y Galicia** dan tabla periódica con el examen. **Andalucía** no la da y avisa de que puede no dar ni el número atómico de los elementos representativos de los periodos 1.º a 4.º, «es decir, hasta Z=36» (documento de errores comunes de la Ponencia, curso 2019-20, que sigue enlazado como material). **Asturias** pide nombres y símbolos de los tres primeros periodos y situar a partir de la configuración con «Z ≤ 36» (ficha 2025/2026). **Madrid**: «Sólo se exigirá identificar el nombre de los elementos de los tres primeros periodos a partir de sus números atómicos y viceversa» (ámbito de contenidos 2026-27). **Murcia** pide nombre y símbolo de todos salvo lantánidos, actínidos y transactínidos, y la posición «de los elementos representativos (no los de transición)». **Aragón**: situar «al menos, los elementos representativos y los de la primera serie de transición». La **Comunitat Valenciana** pide la estructura por bloques y «con detalle» los bloques s y p.

3 Carga nuclear efectiva y apantallamiento: la causa de todo

Todas las propiedades periódicas se explican con **dos cosas**: en qué **capa (n)** está el electrón externo y con qué **carga nuclear efectiva** (Z_{ef}) lo atrae el núcleo. Si dominas esto, no necesitas memorizar ninguna flecha.

- Un electrón externo no siente toda la carga del núcleo (+Z): los electrones de las capas internas se interponen y la **apantallan**. La carga que siente de verdad es la **carga nuclear efectiva**: $Z_{ef} = Z - S$, donde S es la constante de apantallamiento.
- Los electrones **internos apantallan mucho**; los de la **misma capa, poco**. Por eso, al avanzar en un **periodo** (se añade un protón y un electrón en la misma capa) la Z_{ef} **aumenta**: el protón nuevo cuenta entero y el electrón nuevo apenas tapa.
- Al bajar en un **grupo**, la Z_{ef} sobre el electrón de valencia **cambia poco** (cada protón nuevo viene con una capa entera de electrones internos que lo apantalla), pero el electrón está en una **capa más alejada (n mayor)**. Lo que manda en el grupo es **n**.
- Una forma de estimarla son las **reglas de Slater** (1930), para un electrón s o p: cada electrón de la misma capa n apantalla 0,35 (0,30 en la 1s); cada uno de la capa n - 1, 0,85; cada uno de capas más internas, 1,00. Para el Na ([Ne] $3s^1$): $Z_{ef} = 11 - (8 \cdot 0{,}85 + 2 \cdot 1{,}00) = 2{,}20$.
- Con iones pasa igual: en especies con los **mismos electrones** (isoelectrónicas), la que tiene **más protones** tiene más Z_{ef}. Para el electrón 3p: $Z_{ef}(\mathrm{Cl^-}) = 17 - 11{,}25 = 5{,}75$ y $Z_{ef}(\mathrm{K^+}) = 19 - 11{,}25 = 7{,}75$.
- La PAU casi siempre lo pide **cualitativo** («aumenta», «es mayor»). Navarra (2025 extraordinaria) pidió asignar valores de carga nuclear efectiva y de radio a los elementos de Z = 3 a 10, y Baleares (2026 extraordinaria) comparar la del S^{2-} y la del Cl^- en un verdadero o falso.

Periodo 2	Zef (Slater)	Periodo 3	Zef (Slater)
Li ($2s^1$)	1,30	Na ($3s^1$)	2,20
Be ($2s^2$)	1,95	Mg ($3s^2$)	2,85
B ($2p^1$)	2,60	Al ($3p^1$)	3,50
C ($2p^2$)	3,25	Si ($3p^2$)	4,15
N ($2p^3$)	3,90	P ($3p^3$)	4,80
O ($2p^4$)	4,55	S ($3p^4$)	5,45
F ($2p^5$)	5,20	Cl ($3p^5$)	6,10
Ne ($2p^6$)	5,85	Ar ($3p^6$)	6,75

Carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo calculada con las reglas de Slater (J. C. Slater, Phys. Rev. 36, 57, 1930). Son estimaciones: sirven para ver la tendencia (sube 0,65 por elemento en el periodo), no como dato exacto. En el grupo 1 sale 1,30 (Li) y 2,20 para Na, K y Rb: casi constante.

La regla de las dos preguntas

¿Están en distinta capa? Manda n: más capas, electrón más lejos y más apantallado (radio mayor, EI menor).
¿Están en la misma capa? Manda la Z_{ef}: más carga efectiva, electrón más atraído (radio menor, EI mayor, más afinidad y más electronegatividad).

4 Radio atómico y radio iónico

Un átomo no tiene un borde nítido (la nube electrónica es una probabilidad), así que el radio se define a partir de **distancias entre núcleos**. El **radio covalente** es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidos por un enlace sencillo; en los metales se usa el **radio metálico**. Los valores cambian según la escala, pero las **tendencias** son las mismas.

- **En un periodo, el radio disminuye hacia la derecha**: los electrones entran en la misma capa y la Z_{ef} crece, así que el núcleo los atrae más y la nube se contrae (Li 128 pm → F 57 pm).

- **En un grupo, el radio aumenta hacia abajo**: cada periodo añade una capa (n mayor) y el electrón externo está más lejos (Li 128, Na 166, K 203, Rb 220 y Cs 244 pm).
- Un **catión es más pequeño que su átomo**: con la misma carga nuclear tiene menos electrones (menos repulsión) y, si pierde todos los de valencia, **pierde una capa entera**. El Na (radio covalente 166 pm) da un Na^+ de 102 pm de radio iónico.
- Un **anión es más grande que su átomo**: los mismos protones tienen que sujetar más electrones, la repulsión entre ellos crece y cada uno siente menos Z_{ef}. El Cl (102 pm) da un Cl^- de 181 pm.
- **Especies isoelectrónicas** (mismo número de electrones, misma configuración): tienen las mismas capas, así que manda la **carga nuclear**. Cuantos **más protones**, **menor radio**: O^{2-} (140 pm) > F^- (133) > Na^+ (102) > Mg^{2+} (72) > Al^{3+} (53,5), todos con 10 electrones.
- Comparar un anión con un catión de distinto periodo es fácil: el anión del periodo n tiene la capa n llena; el catión del periodo n + 1 ha perdido la suya. Por eso el Cl^- y el K^+ son isoelectrónicos (18 electrones) y el Cl^- es mayor.

Periodo 2	Radio (pm)	Periodo 3	Radio (pm)
Li	128	Na	166
Be	96	Mg	141
B	84	Al	121
C	76	Si	111
N	71	P	107
O	66	S	105
F	57	Cl	102

Radios covalentes de B. Cordero y otros, «Covalent radii revisited», Dalton Trans. (2008) 2832. Los de los gases nobles de esa escala son estimados (no forman enlaces sencillos normales): no los uses para comparar. Radios iónicos (número de coordinación 6): R. D. Shannon, Acta Cryst. A32 (1976) 751. 1 pm = 10^{-12} m = 0,01 Å.

ORDENAR IONES ISOELECTRÓNICOS

Ordena de mayor a menor radio: S^{2-}, Cl^-, K^+ y Ca^{2+}. Justifica la respuesta.

Respuesta modelo

Las cuatro especies tienen **18 electrones** (S: 16 + 2; Cl: 17 + 1; K: 19 − 1; Ca: 20 − 2) y la misma configuración, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$: son **isoelectrónicas**. Con las mismas capas, el radio depende de la carga nuclear: al aumentar Z (16, 17, 19, 20) los mismos 18 electrones sienten más carga nuclear efectiva y están más atraídos. Por tanto: **S^{2-} > Cl^- > K^+ > Ca^{2+}** (184, 181, 138 y 100 pm).

Por qué puntúa. La palabra clave es «isoelectrónicas»: dila y di que tienen los mismos electrones. Después, la carga nuclear.

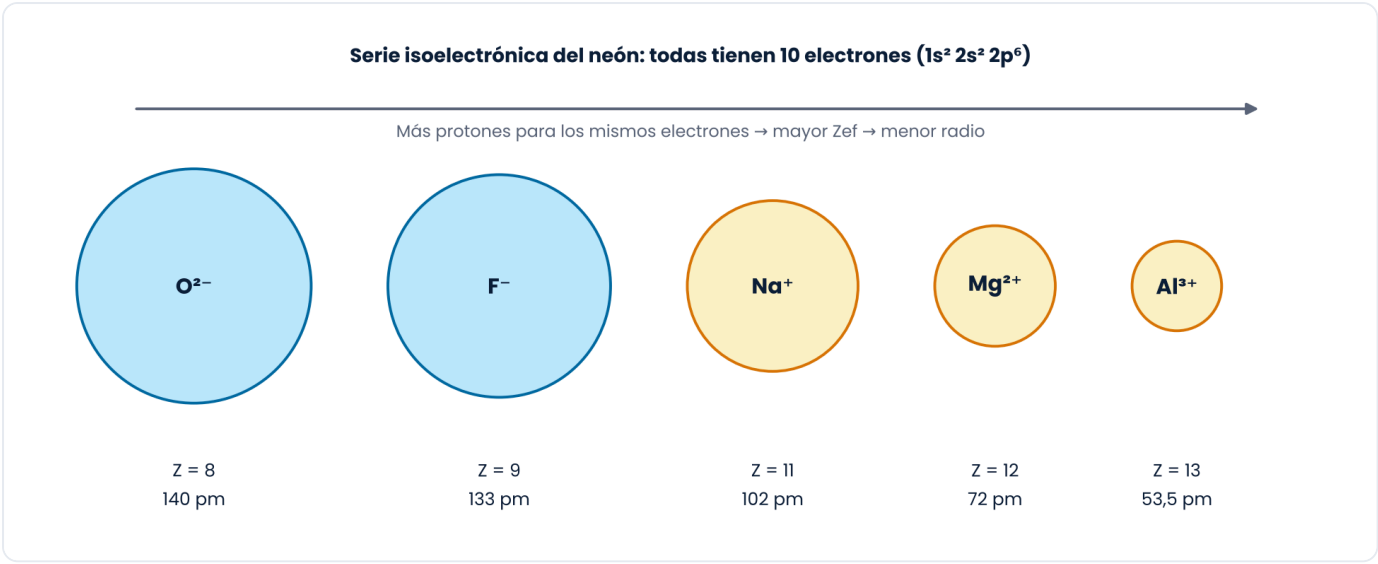
MISMO PERIODO

¿Qué átomo es mayor, el sodio (Z = 11) o el cloro (Z = 17)?

Respuesta modelo

Na: [Ne] $3s^1$; Cl: [Ne] $3s^2\ 3p^5$. Los dos tienen su electrón externo en la **capa n = 3**, pero el Cl tiene 6 protones más y sus electrones de valencia, que están en la misma capa, apenas se apantallan entre sí: su **carga nuclear efectiva es mucho mayor** (6,10 frente a 2,20 con Slater). El núcleo del Cl atrae con más fuerza a la nube, que se contrae: **el Na es mayor** (166 pm frente a 102 pm).

Por qué puntúa. «Porque el radio disminuye hacia la derecha» describe, no justifica: en Andalucía y Cataluña eso no puntúa.



Serie isoelectrónica del neón, dibujada a escala. Las cinco especies tienen 10 electrones; al aumentar Z de 8 a 13 crece la carga nuclear efectiva y el radio baja de 140 a 53,5 pm (radios iónicos de Shannon, 1976).

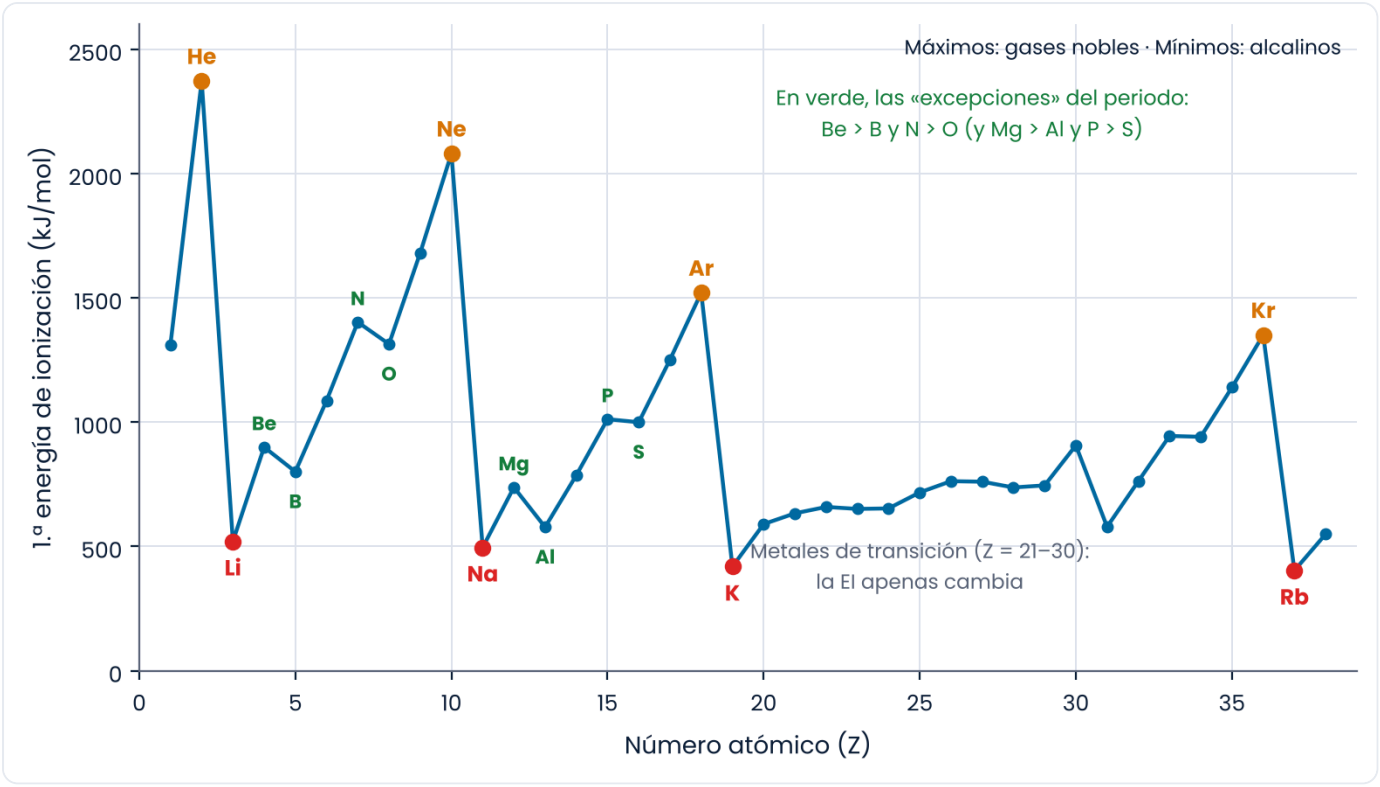
5 Energía de ionización: definición y tendencias

La **primera energía de ionización** (EI_1) es la **energía mínima** necesaria para arrancar el electrón más débilmente unido de un **átomo en estado gaseoso y en su estado fundamental**: $\mathrm{X(g)} \longrightarrow \mathrm{X^+(g)} + \mathrm{e^-}$. Siempre hay que **aportar** energía: es **positiva** (proceso endotérmico). Se da en kJ/mol o en eV por átomo (1 eV equivale a 96,485 kJ/mol).

- «(g)» importa: se define para átomos **aislados**, sin enlaces ni red. En un sólido intervendrían otras energías (las del Tema 5).
- **Potencial de ionización** es otro nombre de la misma magnitud: lo usan los enunciados de Extremadura y del País Vasco, Canarias (2026 ordinaria, entre paréntesis) y la concreción y los modelos de Castilla y León.
- **En un periodo, la EI aumenta hacia la derecha**: crece la Z_{ef} y baja el radio, así que el electrón está más cerca y más atraído (Na 495,8 kJ/mol → Ar 1520,6 kJ/mol).
- **En un grupo, la EI disminuye hacia abajo**: el electrón está en una capa más externa, más lejos del núcleo y más apantallado (Li 520,2 → Na 495,8 → K 418,8 → Rb 403,0 → Cs 375,7 kJ/mol).
- Los **máximos** de cada periodo son los **gases nobles** (He, 2372,3 kJ/mol, el mayor de todos) y los **mínimos**, los **alcalinos**: perder su único electrón ns^1 los deja con la configuración del gas noble anterior.
- En los **metales de transición** la EI cambia poco (de 633 a 906 kJ/mol del Sc al Zn): los electrones que se añaden van a la capa interna 3d y apantallan bastante a los 4s, que son los que se arrancan.
- Relación con el **carácter metálico**: una EI baja significa que el átomo pierde electrones con facilidad y forma cationes. Por eso los metales están a la izquierda y abajo.

La definición, entera

Madrid (2026 extraordinaria) dio un apartado de 1 punto que empezaba por «Defina la primera energía de ionización». Su solución oficial dice: «la energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo gaseoso en su estado fundamental». Las tres piezas que no pueden faltar: **energía mínima**, **átomo en estado gaseoso** y **estado fundamental**. Añade la ecuación $\mathrm{X(g)} \longrightarrow \mathrm{X^+(g)} + \mathrm{e^-}$.



Primera energía de ionización frente a Z (Z = 1 a 38). Dientes de sierra: sube en cada periodo, cae en picado al empezar el siguiente (alcalinos, en rojo) y tiene sus máximos en los gases nobles (naranja). En verde, las «excepciones» Be/B, N/O, Mg/Al y P/S. Datos: NIST Atomic Spectra Database.

6 Energías de ionización sucesivas y las «excepciones»

Se pueden arrancar los electrones uno a uno: la segunda energía de ionización es la del proceso $\mathrm{X^+\,(g) \longrightarrow X^{2+}\,(g) + e^-}$, y así sucesivamente. Siempre **EI_1 < EI_2 < EI_3…**, y el tamaño de los saltos te dice cuántos electrones de valencia tiene el átomo.

- Cada ionización sucesiva cuesta más porque se arranca un electrón de una especie **cada vez más positiva**: los mismos protones para menos electrones, menos repulsión y más Z_{ef}.
- El **salto grande** aparece cuando, después de quitar todos los electrones de valencia, hay que romper una **capa interna completa** (configuración de gas noble). Na: 495,8 y 4562,4 kJ/mol (salto tras la 1.ª, un electrón de valencia). Mg: 737,7, 1450,7 y 7732,7 kJ/mol (salto tras la 2.ª). Al: la 3.ª es 2744,8 y la 4.ª 11 578 kJ/mol (salto tras la 3.ª).
- Por eso el Na forma Na^+ y no Na^{2+}, y el Mg forma Mg^{2+}: la energía que cuesta la siguiente ionización ya no la compensa nada en la formación del compuesto (lo ves con el ciclo de Born-Haber en el Tema 5).
- Un átomo tiene tantas energías de ionización como electrones. El Li (Z = 3) tiene tres (520,2, 7298,2 y 11 815,0 kJ/mol); después queda Li^{3+}, un núcleo sin electrones.
- **Excepción 1 (grupos 2 → 13): Be > B y Mg > Al.** En el B ($2s^2\ 2p^1$) se arranca un electrón **2p**, de más energía que los 2s y apantallado por ellos: cuesta menos aunque Z sea mayor (Be 899,5; B 800,6 kJ/mol). Muchos solucionarios lo dicen así: el Be tiene la **subcapa 2s llena**, una configuración especialmente estable.
- **Excepción 2 (grupos 15 → 16): N > O y P > S.** El N ($2p^3$) tiene los tres orbitales 2p **semillenos**, con un electrón en cada uno. En el O ($2p^4$) un orbital tiene **dos electrones apareados** que se repelen: ese electrón sale con menos energía y deja al O^+ con la configuración semillena $2p^3$ (N 1402,3; O 1313,9 kJ/mol; P 1011,8; S 999,6 kJ/mol).

DEDUCIR EL GRUPO CON LAS ENERGÍAS SUCESIVAS

Las cuatro primeras energías de ionización de un elemento del periodo 3 son 578, 1817, 2745 y 11 578 kJ/mol. Razona a qué grupo pertenece.

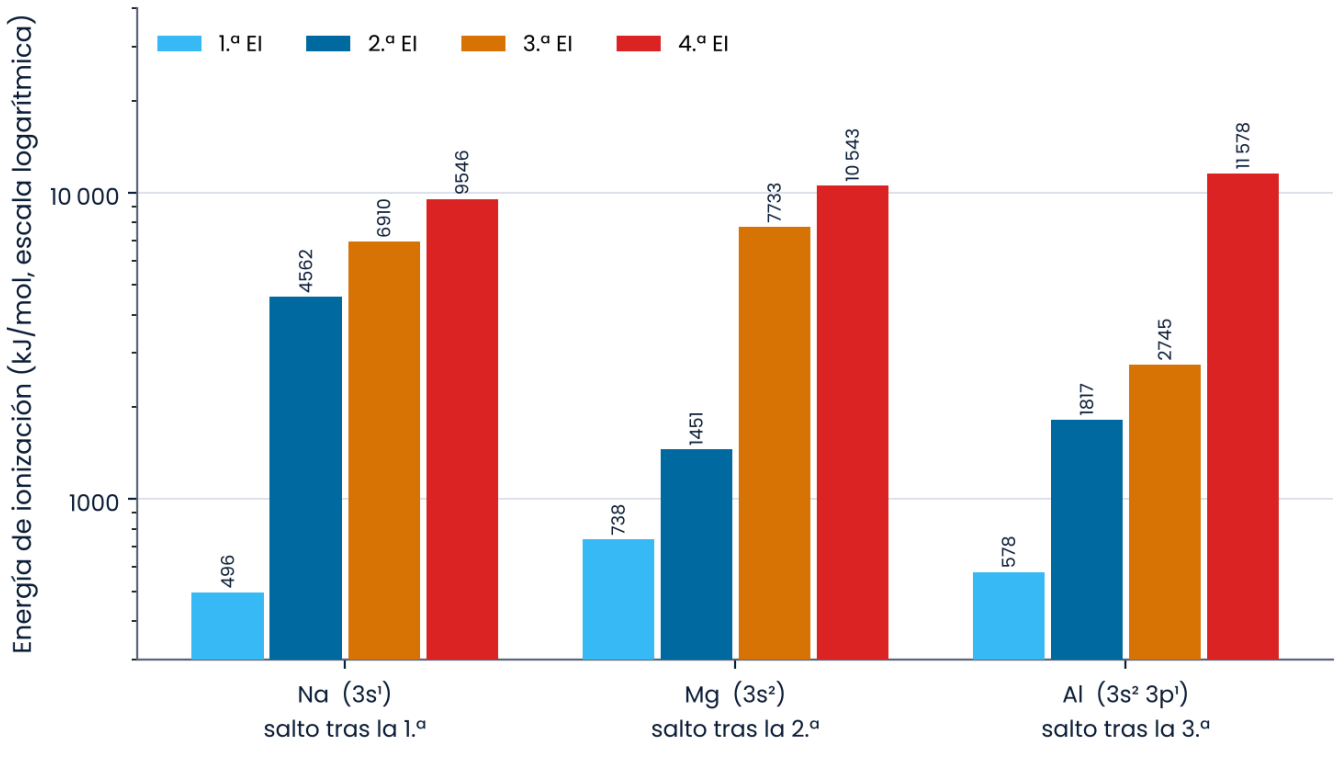
Respuesta modelo

Las tres primeras crecen de forma moderada (cada electrón sale de un ion cada vez más positivo), pero de la 3.ª a la 4.ª la energía se multiplica por más de 4. Ese salto indica que el 4.º electrón ya pertenece a una **capa interna completa** (la del Ne). El elemento tiene, por tanto, **3 electrones de valencia** ($3s^2\ 3p^1$): es del **grupo 13**, el **aluminio**, y su ion habitual es el Al^{3+}.

Por qué puntúa. Busca el salto y cuenta las energías que hay antes de él: ese número es el de electrones de valencia.

Excepciones: en Murcia no; en Asturias, sí

La comisión de **Murcia** anotó en el modelo de examen CRUE, junto a «Justifique las excepciones encontradas (Mg y P)»: «NO SE PREGUNTARÁN EXCEPCIONES EN LA PAU DE LA REGIÓN MURCIA». En **Asturias** han caído: el modelo 2025 (P1, opción A) pidió las de la energía de ionización del Mg y el P, y la ordinaria de 2026 las de la afinidad electrónica del Be, el N y el Ne (es el segundo ejercicio resuelto). En la **Comunitat Valenciana** no entran en 2027: las «Tendencias periódicas» son novedad del currículo nuevo (Decreto 103/2026), que no se examina hasta la PAU 2028 (acta de octubre de 2026), y ya el acta de noviembre de 2025 (PAU 2026, ya no se publica) sacaba todas las «propiedades atómicas». En el resto, ningún documento oficial las excluye.



Energías de ionización sucesivas del Na, el Mg y el Al (escala logarítmica). El salto grande llega justo después de quitar los electrones de valencia: tras la 1.ª en el Na ($3s^1$), tras la 2.ª en el Mg ($3s^2$) y tras la 3.ª en el Al ($3s^2\ 3p^1$). Datos: NIST Atomic Spectra Database.

7 Afinidad electrónica

La **afinidad electrónica** (AE) es la energía que se intercambia cuando un **átomo en estado gaseoso y fundamental capta un electrón**: $\mathrm{X(g) + e^- \longrightarrow X^-(g)}$. En la PAU se escribe casi siempre como la **energía de ese proceso**: **negativa** cuando se desprende energía, que es lo normal en los no metales.

- «**Mayor afinidad electrónica**» significa que **se desprende más energía** al captar el electrón: el valor es **más negativo** con este convenio (F, -328 kJ/mol, tiene más afinidad que el O, -141 kJ/mol).

- **En un periodo, la afinidad aumenta (en valor absoluto) hacia la derecha**: con más Z_{ef} y menor radio, el electrón que llega queda más cerca de un núcleo que lo atrae más. Los halógenos, a un electrón del gas noble, son los que más energía desprenden.
- **En un grupo, suele disminuir hacia abajo**: el electrón entra en una capa más lejana. La gran excepción es **F frente a Cl**: el Cl desprende más (−349 frente a −328 kJ/mol) porque el F es tan pequeño que el electrón nuevo sufre mucha repulsión de los que ya hay en la capa 2.
- **Be y Mg** (grupo 2), **Zn, Cd y Hg** (grupo 12) y los **gases nobles** (grupo 18): el electrón tendría que ir a un subnivel o a una capa nueva, de más energía y muy apantallada; su anión no es estable y la energía del proceso es positiva. Los Consejos de Murcia (PAU 2026) lo resumen así: «los gases nobles y los elementos de los grupos 2 y 12 no tienen afinidad electrónica». En Murcia contesta así; pero ten en cuenta que es una simplificación: el Ca, el Sr y el Ba sí forman aniones, aunque muy poco estables (desprenden unos 2, 5 y 14 kJ/mol; Andersen y otros, 1999).
- **Grupo 15** (N): el electrón tendría que **aparearse** en un orbital 2p semilleno; la repulsión hace que el valor sea casi nulo o positivo (Asturias da «> 0»). El P sí desprende energía (−72 kJ/mol), pero menos que el Si y el S.
- La **segunda afinidad** es siempre **positiva**: meter un electrón en un ion ya negativo exige vencer la repulsión. Para el O, $\mathrm{O^-\,(g) + e^- \longrightarrow O^{2-}\,(g)}$; Murcia (2025 extraordinaria) da +780 kJ/mol y Aragón (2025 extraordinaria), +744 kJ/mol: no se puede medir directamente (el O^{2-} aislado no es estable) y se estima con ciclos de Born-Haber, por eso cambia según la fuente. Usa el del enunciado. El O^{2-} existe en los óxidos porque la energía de red lo compensa (Tema 5).

Periodo 2	AE (kJ/mol)	Periodo 3	AE (kJ/mol)
Li	−60	Na	−53
Be	> 0	Mg	> 0
B	−27	Al	−42
C	−122	Si	−134
N	> 0 (casi 0)	P	−72
O	−141	S	−200
F	−328	Cl	−349
Ne	> 0	Ar	> 0

Energía del proceso $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$, redondeada a kJ/mol, a partir de las afinidades de T. Andersen, H. K. Haugen y H. Hotop, J. Phys. Chem. Ref. Data 28 (1999) 1511 (las recoge el CRC Handbook). «> 0»: el anión no es estable. Los valores del Li, B, C, O y F coinciden con los que da Asturias en su examen de 2026.

Cuidado con el signo: dos convenios

Asturias (Eea(F) = −328 kJ/mol), Murcia (AE_1(F) = −328 y AE_2(O) = +780 kJ/mol), Extremadura (en los datos de Born-Haber) y Cataluña (en la reserva de 2026 la gráfica de afinidades tiene sus mínimos en F, Cl y Br) usan la **energía del proceso**, negativa si se desprende. La **IUPAC** (Gold Book) define la afinidad electrónica al revés, como la energía necesaria para quitar el electrón al anión: con ese convenio la del F es +328 kJ/mol. Usa el del enunciado y, si no dan ninguno, escribe la ecuación y di qué signo usas. Habla de «**más energía desprendida**» y no de «mayor valor» para no equivocarte.

8 Electronegatividad y carácter metálico

La **electronegatividad** es la tendencia de un átomo a **atraer hacia sí los electrones de un enlace** con otro átomo (Pauling). No es una energía de un átomo aislado como la EI o la AE: es una propiedad del átomo

enlazado, se mide en una **escala sin unidades** y la más usada es la de **Pauling**, del 0,79 del Cs (el Fr, radiactivo, se estima en 0,7) al 3,98 del F.

- **En un periodo aumenta hacia la derecha** y **en un grupo disminuye hacia abajo**, por las mismas causas que la EI: más Z_{ef} y menor radio, más atracción sobre los electrones del enlace (Li 0,98 → F 3,98; F 3,98 → Cl 3,16 → Br 2,96 → I 2,66).
- El **flúor es el elemento más electronegativo** (3,98); le siguen el O (3,44) y el Cl (3,16). He, Ne y Ar no forman compuestos estables y no tienen valor; el Kr y el Xe sí forman algunos (XeF_2, XeF_4) y algunas tablas les dan valores estimados (Kr ≈ 3,0; Xe ≈ 2,6). Murcia (Consejos 2026): «los gases nobles no están incluidos en la escala de EN por lo que el elemento más EN es el F».
- Mulliken propuso calcularla como la media de la energía de ionización y de la energía que **se desprende** al captar un electrón (la afinidad con el signo de la IUPAC, positiva): un átomo que retiene mucho sus electrones (EI alta) y que gana fácilmente otro (mucha energía desprendida) atrae mucho los del enlace. Por eso las tres propiedades **van juntas**.
- Para qué sirve: la **diferencia de electronegatividad** indica el tipo de enlace. Grande (metal con no metal, como K 0,82 y Br 2,96): **iónico**; pequeña entre no metales: **covalente polar**; nula (H_2, Cl_2): **covalente apolar**. Lo ves en los Temas 5 y 6.
- **Carácter metálico**: tendencia a **perder electrones** y formar cationes. Es mayor **abajo y a la izquierda** (Cs, Fr): EI y electronegatividad bajas. Los **no metales** (arriba a la derecha) tienen EI alta, AE muy negativa y electronegatividad alta, y forman aniones. Entre ambos, los **semimetales o metaloides** (B, Si, Ge, As, Sb, Te).
- **Ion más estable**: el que deja una configuración de gas noble ($ns^2\ np^6$). Grupos 1, 2 y 13: Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} (pierden los de valencia). Grupos 15, 16 y 17: N^{3-}, O^{2-}, S^{2-}, F^-, Cl^- (ganan los que les faltan). Los metales de transición pierden **primero los electrones ns**: Fe^{2+} es [Ar] $3d^6$.
- **Reactividad**: en los alcalinos aumenta hacia abajo (pierden el electrón con más facilidad: el Cs reacciona con más violencia con el agua que el Li); en los halógenos aumenta hacia arriba (el F es el que más atrae electrones).

Periodo 2	EN (Pauling)	Periodo 3	EN (Pauling)
Li	0,98	Na	0,93
Be	1,57	Mg	1,31
B	2,04	Al	1,61
C	2,55	Si	1,90
N	3,04	P	2,19
O	3,44	S	2,58
F	3,98	Cl	3,16

Escala de Pauling con los valores revisados de A. L. Allred, J. Inorg. Nucl. Chem. 17 (1961) 215, que recoge el CRC Handbook. Otros: H 2,20; K 0,82; Ca 1,00; Rb 0,82; Cs 0,79; Br 2,96; I 2,66.

ORDENAR POR ELECTRONEGATIVIDAD

Ordena de menor a mayor electronegatividad: Al, Cl, F y Na. Justifica.

Respuesta modelo

Na, Al y Cl son del periodo 3 (capa de valencia n = 3): al avanzar en el periodo crece la carga nuclear efectiva y disminuye el radio, de modo que el núcleo atrae más los electrones de enlace: Na < Al < Cl. El F está en el mismo grupo que el Cl pero un periodo más arriba: sus electrones de valencia están en n = 2, más cerca del núcleo, y atrae más los electrones del enlace: Cl < F. Resultado: **Na < Al < Cl < F** (0,93; 1,61; 3,16; 3,98).

Por qué puntúa. Dos elementos que no están ni en el mismo periodo ni en el mismo grupo (Na y F) se comparan pasando por un tercero (Cl).

9 Cómo se justifica una propiedad periódica (para un 10)

Casi todas las comisiones puntúan el **porqué**, no solo la respuesta. Las tendencias resumidas con flechas sirven para **predecir** en un segundo; para **justificar** hay que dar la causa: **capas (n)** y **carga nuclear efectiva**.

1. Sitúa

Configuración de cada especie (o al menos su capa de valencia), periodo y grupo. Si son iones, cuenta sus electrones.

2. Compara la capa

¿Distinto n? Gana el factor distancia: el electrón de n mayor está más lejos del núcleo y más apantallado.

3. Compara la Zef

¿Mismo n (mismo periodo o especies isoelectrónicas)? Gana la carga nuclear efectiva: más protones con apantallamiento parecido, electrones más atraídos.

4. Concluye

Traduce la atracción a la propiedad pedida: más atracción = menor radio, mayor EI, más afinidad (más energía desprendida) y más electronegatividad. Responde con el elemento y, si te dan valores, asígnalos.

MISMO GRUPO

Razona qué elemento tiene mayor energía de ionización, el potasio (Z = 19) o el litio (Z = 3).

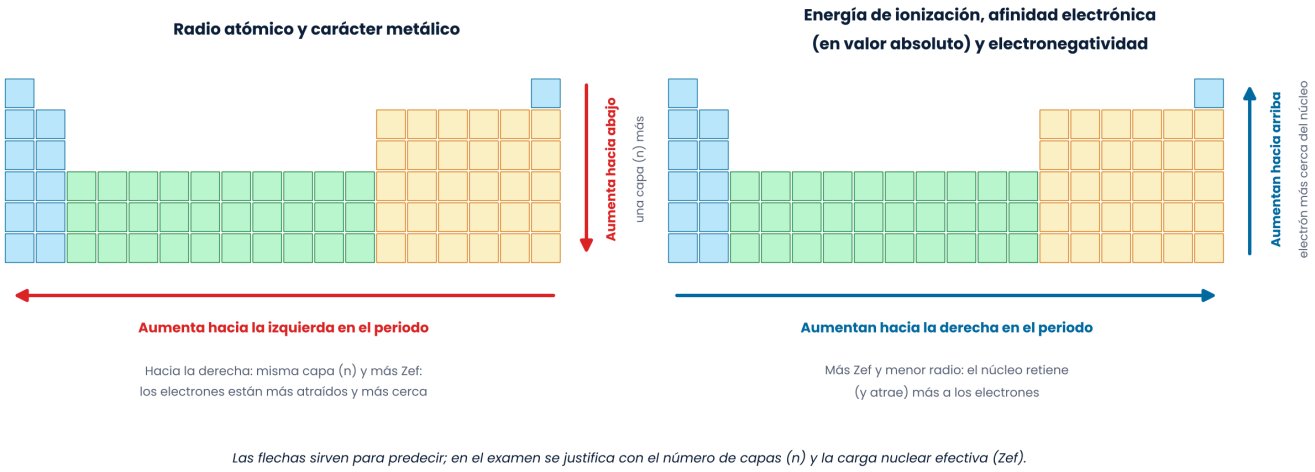
Respuesta modelo

Li: $1s^2\ 2s^1$; K: [Ar] $4s^1$. Los dos son alcalinos (grupo 1) y tienen un solo electrón de valencia, pero el del Li está en la **capa n = 2** y el del K en la **n = 4**. El electrón 4s del K está mucho más lejos del núcleo y más apantallado por las capas internas: su carga nuclear efectiva es algo mayor (2,20 frente a 1,30 con Slater), pero no compensa que esté dos capas más lejos, así que el núcleo lo retiene con menos fuerza y cuesta menos arrancarlo. **El Li tiene mayor energía de ionización** (520,2 frente a 418,8 kJ/mol).

Por qué puntúa. Fíjate en que no se dice «porque está más arriba»: se dice qué cambia (la capa) y qué consecuencia tiene (distancia y apantallamiento).

Lo que dicen las comisiones sobre justificar

Andalucía (orientaciones 2026-27): «No se considerará como justificación las flechas que indican el orden de variación de dichas propiedades», y en los criterios, «La falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100 %». **Cataluña** (Orientacions PAU-2027, traducido del catalán): las propiedades periódicas se justifican con el modelo de carga del átomo o con la carga nuclear efectiva; «la posición puede servir para hacer predicciones, pero no para justificar». **Canarias**: el acta de coordinación de 20 de marzo de 2026 avisa de que «Son frecuentes los casos en que consideran una justificación una simple flecha o indicar la posición en la tabla periódica sin hacer referencia a la fuerza nuclear efectiva, proximidad a la configuración s2p6...», y la de 30 de septiembre de 2026 recoge entre los errores de junio de 2026 la «JUSTIFICACIÓN DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN: para arriba y para la derecha». **Asturias** puntúa cada respuesta como «(argumentado)». **Extremadura**: no razonar cuando se pide «supondrá obtener la mitad de la calificación máxima».



Resumen de las tendencias. El radio y el carácter metálico crecen hacia abajo y hacia la izquierda; la energía de ionización, la afinidad electrónica (en valor absoluto) y la electronegatividad, hacia arriba y hacia la derecha. Son tendencias generales, con excepciones (el Cl desprende más energía que el F al captar un electrón; los gases nobles no tienen afinidad negativa ni suelen tener electronegatividad). Las flechas predicen; la justificación es el número de capas y la carga nuclear efectiva.

10 Qué te piden en tu comunidad

Recuento oficial de Farmeando PAU sobre las convocatorias ordinaria y extraordinaria de 2025 y 2026 (cuatro por comunidad). Que algo no haya caído no significa que no entre: solo está fuera si un documento oficial lo dice, y entonces lo citamos.

Comunidad	Cuánto ha caído y cómo	Qué dice el documento oficial
Andalucía	4 de 4, en la Pregunta 1: grupo y periodo, radio, EI, carácter metálico, ion más estable, isoelectrónicos.	Orientaciones 2026-27: las flechas no valen como justificación. Sin tabla periódica.
Aragón	4 de 4: tabla periódica muda, electronegatividad, radio, afinidad, EI.	Situar al menos los representativos y la primera serie de transición. Sin tabla.
Asturias	3 de 4: grupos, electronegatividad, radio y EI; afinidad del periodo 2 con excepciones (2026 ordinaria); tendencia de la electronegatividad en un grupo dentro de una cuestión de fuerzas intermoleculares (2026 extraordinaria).	Ficha 2025/2026: posición desde la configuración con Z ≤ 36; justificar con apantallamiento y carga nuclear efectiva.
Baleares	4 de 4, casi siempre verdadero o falso de 0,5: radios atómicos e iónicos, EI, isoelectrónicos, carga nuclear efectiva.	Dan tabla periódica.

Comunidad	Cuánto ha caído y cómo	Qué dice el documento oficial
Canarias	4 de 4, en la P2A: grupo y periodo con EI (2025 y 2026 ordinaria, 2025 extraordinaria); iones isoelectrónicos y tipo de enlace (2026 extraordinaria).	Acta de marzo de 2026: se sugiere justificar con «alguna ley o principio»; una flecha o la posición en la tabla no justifican.
Cantabria	2 de 4: grupo y periodo (0,5). Radio, EI, afinidad o electronegatividad no han caído en 2024-2026.	Las tendencias periódicas figuran en el temario de la UC.
Castilla-La Mancha	2 de 4 (2026): deducir elementos por sus electrones de valencia (ordinaria); posición a partir de configuraciones de iones y radio (extraordinaria).	Sin exclusiones.
Castilla y León	1 de 4: menor EI entre Ca, Sr, Rb y K (2026, obligatoria).	Concreción: variación del radio, potencial de ionización, afinidad y electronegatividad. Dan tabla.
Cataluña	3 de 4: EI y su signo, radios, grupo y periodo. La afinidad electrónica salió en la reserva de 2026 (con una gráfica).	Orientacions PAU-2027: justificar con el modelo de carga o la carga nuclear efectiva, no con la posición.
Comunitat Valenciana	0 de 4.	Las «Tendencias periódicas» son novedad del currículo nuevo, para la PAU 2028 (acta de octubre de 2026); el acta de noviembre de 2025 (ya no se publica) también sacaba las «propiedades atómicas». Entran la estructura de la tabla y la posición (bloques s y p).
Extremadura	4 de 4: grupo y periodo, radio, EI, electronegatividad, afinidad (0,5 por apartado).	Sin razonar, la mitad de la nota del apartado. Sin tabla.
Galicia	3 de 4: radio (Na^+/Mg^{2+}, Z = 11/16) y afinidad electrónica.	Orientaciones 2026-27: solo cuestiones razonadas en este bloque. Dan tabla.
La Rioja	2 de 4: EI (definición), grupo, periodo, ion y radio iónico.	Saberes del RD sin cambios.
Madrid	4 de 4, en la Pregunta 2: EI, radios, electronegatividad, isoelectrónicos.	Ámbito 2026-27: nombres de los elementos de los tres primeros periodos a partir de Z.
Murcia	4 de 4, en la 1A: radio, EI, afinidad, electronegatividad, grupo y periodo.	No pregunta las excepciones de la EI; posición solo de los representativos; sí pide saber que gases nobles y grupos 2 y 12 «no tienen afinidad electrónica» (Consejos 2026).
Navarra	3 de 4: tamaño de un anión, carga nuclear efectiva y radio, afinidad, definir electronegatividad.	Sin exclusiones.
País Vasco	2 de 4: radio atómico y potencial de ionización (2025 y 2026 ordinarias).	Situar al menos los representativos. Sin tabla.

En total, el tema (situar elementos y propiedades periódicas) sale en 49 de las 68 convocatorias, en 16 comunidades. «Sin tabla»: el examen no la trae y ningún documento dice que se entregue.

11 Ejercicio resuelto: isoelectrónicos y energías de ionización (Andalucía 2026)

PAU ANDALUCÍA 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PREGUNTA 1, CUESTIÓN 1B (A ELEGIR ENTRE 1A Y 1B; 2 PUNTOS: 0,5 CADA APARTADO)

PREGUNTA 1.- (2 puntos: 0,5 puntos cada apartado). Responda a UNA de las siguientes cuestiones (1A o 1B). 1B. Conteste a las siguientes cuestiones:

a) Razone qué especie tiene un radio mayor: Cl^- o K^+ (0,5 puntos)

b) Razone qué elemento del periodo 3 tiene menor energía de ionización. (0,5 puntos)

c) ¿Por qué la primera energía de ionización del Be es mayor que la del Ca? (0,5 puntos)

d) ¿Por qué el litio no tiene 4ª energía de ionización? (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: un anión y un catión de periodos distintos. Antes de aplicar «el anión es más grande», cuenta electrones: aquí la clave es que son **isoelectrónicos**.
2. Cl (Z = 17) gana un electrón: el Cl^- tiene **18 electrones**. K (Z = 19) pierde uno: el K^+ tiene **18 electrones**. Los dos tienen la configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (la del Ar): mismas capas, la externa es la n = 3.
3. Lo único que cambia es la carga del núcleo: **17 protones** en el Cl^- y **19** en el K^+. Con el mismo apantallamiento, los electrones del K^+ sienten una carga nuclear efectiva mayor (con Slater, sobre un electrón 3p: 7,75 en el K^+ frente a 5,75 en el Cl^-), están más atraídos y la nube se contrae.
4. Comprobación con datos: radios iónicos de Shannon, 181 pm el Cl^- y 138 pm el K^+.

SOLUCIÓN **El Cl^- tiene mayor radio que el K^+**: son isoelectrónicos (18 electrones) y el Cl^- tiene menos protones (menor carga nuclear efectiva) para atraer la misma nube electrónica.

Apartado b)

1. La idea: comparar EI dentro de un periodo. Todos los elementos del periodo 3 (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar) tienen sus electrones de valencia en la capa n = 3, así que manda la carga nuclear efectiva.
2. De izquierda a derecha aumenta Z y los electrones que se añaden entran en la misma capa, que apantalla poco: la Z_{ef} sobre el electrón externo crece (2,20 en el Na, 6,75 en el Ar con Slater) y el radio disminuye. Cuanto más atraído está el electrón, más energía cuesta arrancarlo.
3. El **sodio** ([Ne] $3s^1$) es el de menor carga nuclear efectiva y mayor radio del periodo: su electrón 3s es el que menos atrae el núcleo. Además, al perderlo queda con la configuración del Ne, muy estable: $\mathrm{Na\,(g)} \longrightarrow \mathrm{Na^+\,(g)} + \mathrm{e^-}$.
4. Dato (NIST): 495,8 kJ/mol para el Na, frente a 1520,6 kJ/mol para el Ar, el máximo del periodo.

SOLUCIÓN **El sodio (Na)**, el primer elemento del periodo 3: su único electrón de valencia ($3s^1$) es el que siente menos carga nuclear efectiva y está más lejos del núcleo.

Apartado c)

1. La idea: Be y Ca son del **mismo grupo** (alcalinotérreos, ns^2). En un grupo manda la **capa**.
2. Be: $1s^2\ 2s^2$; el electrón que se arranca es un 2s (**n = 2**). Ca: [Ar] $4s^2$; el que se arranca es un 4s (**n = 4**).
3. Al bajar en el grupo la carga nuclear efectiva sobre el electrón de valencia crece poco (cada protón de más llega con electrones internos que lo apantallan: con Slater, 1,95 en el Be y 2,85 en el Ca), pero el electrón 4s del Ca está **dos capas más lejos** del núcleo y **más apantallado** por las capas internas. El núcleo lo retiene con menos fuerza y cuesta menos arrancarlo.
4. Datos (NIST): EI_1(Be) = 899,5 kJ/mol; EI_1(Ca) = 589,8 kJ/mol.

SOLUCIÓN Porque el electrón que se arranca al Be está en la capa n = 2, mucho más cerca del núcleo y menos apantallado que el electrón 4s del Ca: está más atraído y hace falta más energía para quitarlo.

Apartado d)

1. La idea: cada energía de ionización arranca **un electrón**. Un átomo tiene tantas energías de ionización como electrones.
2. El litio (Z = 3) tiene **3 electrones** ($1s^2\ 2s^1$). Se pueden arrancar uno a uno: $\mathrm{Li\,(g)} \longrightarrow \mathrm{Li^+\,(g)} + \mathrm{e^-}$, $\mathrm{Li^+\,(g)} \longrightarrow \mathrm{Li^{2+}\,(g)} + \mathrm{e^-}$ y $\mathrm{Li^{2+}\,(g)} \longrightarrow \mathrm{Li^{3+}\,(g)} + \mathrm{e^-}$ (520,2, 7298,2 y 11 815,0 kJ/mol).
3. Después de la tercera queda el Li^{3+}, un **núcleo sin electrones**: no queda ningún electrón que arrancar, así que no existe un proceso $\mathrm{Li^{3+} \longrightarrow Li^{4+} + e^-}$.

SOLUCIÓN Porque el litio solo tiene 3 electrones: tras la tercera ionización queda Li^{3+}, sin electrones, y no hay cuarto electrón que arrancar.

Lo que puntúa. Andalucía no ha publicado solución de este examen; los criterios específicos de 2026 dan **0,5 puntos por apartado** y avisan: «La falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100 %». Las orientaciones 2026-27 añaden que las propiedades periódicas se justifican comparando «para elementos diferentes y utilizando, en su caso, el concepto de carga nuclear efectiva» y que «No se considerará como justificación las flechas que indican el orden de variación de dichas propiedades». En a) puntúa decir que son **isoelectrónicos** y comparar la **carga nuclear**; en b) y c), la **capa** y la **carga nuclear efectiva**; en d), el **número de electrones** del Li.

Error típico que te quita puntos. En a), contestar solo «el Cl^- es mayor porque es un anión»: es verdad, pero no dice por qué (aquí la razón es que tiene menos protones para los mismos electrones). En b), decir «el argón» confundiendo menor con mayor, o «porque está a la izquierda» sin hablar de la carga nuclear efectiva: en Andalucía eso vale 0.

12 Ejercicio resuelto: tendencia y excepciones de la afinidad electrónica (Asturias 2026)

PAU PRINCIPADO DE ASTURIAS 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 1, OPCIÓN B (SE RESPONDEN 4 DE LAS 5 PREGUNTAS Y DE CADA UNA UNA OPCIÓN, A O B; 2,5 PUNTOS)

Pregunta 1. Opción B. (2,5 puntos) La tabla muestra los valores experimentales de la primera afinidad electrónica, Eea /(kJ mol-1), de los ocho elementos que forman el segundo periodo de la tabla periódica. Elemento: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne. Eea /(kJ mol-1): -60, > 0, -27, -122, > 0, -141, -328, > 0.

a) (1,00 punto) Indique a qué es debida la tendencia general observada. (1 punto)

b) (1,50 puntos) Justifique las excepciones encontradas (Be, N y Ne). (1,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: leer bien el signo. Asturias da la primera afinidad electrónica como la energía del proceso $\mathrm{X\,(g) + e^- \longrightarrow X^-\,(g)}$ (así la escribe su solución oficial): un valor **negativo** significa que se **desprende** energía al captar el electrón.
2. Tendencia: de Li a F (sin contar las excepciones), la afinidad se hace **cada vez más negativa**, de -60 a -328 kJ/mol. Cada vez se desprende más energía: los átomos de la derecha **captan electrones con más facilidad**.
3. Causa: en el periodo 2 el electrón que llega entra en la capa **n = 2**. De izquierda a derecha aumenta Z (de 3 a 9) y los electrones de la misma capa apenas se apantallan entre sí, así que crece la **carga nuclear efectiva** (con Slater, de 1,30 en el Li a 5,20 en el F) y el **radio disminuye** (de 128 a 57 pm).

4. El electrón añadido queda, por tanto, **más cerca de un núcleo que lo atrae con más fuerza**, y el sistema baja más su energía: se desprende más. Además, el F, con $2s^2\ 2p^5$, al captar un electrón alcanza la configuración del Ne.

SOLUCIÓN La afinidad electrónica se hace más negativa (se desprende más energía) de izquierda a derecha porque aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio: el electrón captado, que entra en la misma capa n = 2, está cada vez más atraído por el núcleo.

Apartado b)

1. La idea: en los tres casos la «excepción» se explica mirando **adónde tendría que ir el electrón nuevo** según la configuración del átomo.
2. **Be** ($1s^2\ 2s^2$): la subcapa 2s está **llena**. El electrón tendría que entrar en la **2p**, una subcapa nueva de más energía, bien apantallada por los dos electrones 2s. La atracción que siente no compensa: el anión Be^- no es estable y **Eea > 0**.
3. **N** ($1s^2\ 2s^2\ 2p^3$): los tres orbitales 2p están **semillenos**, con un electrón cada uno (regla de Hund). El electrón nuevo tendría que **aparearse** en un orbital ya ocupado, con la repulsión que eso supone, y se pierde la estabilidad de la subcapa semillena. Por eso el N no desprende energía, a diferencia de su vecino C (−122 kJ/mol), que coloca el electrón en un orbital 2p vacío: **Eea > 0**.
4. **Ne** ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$): la capa n = 2 está **completa**. El electrón tendría que ir a la **3s**, una **capa nueva**, más lejos del núcleo y apantallada por los 10 electrones de las capas 1 y 2: siente muy poca carga nuclear (con Slater, $Z_{ef} = 10 - 8{,}80 = 1{,}20$, frente a 5,85 de un electrón 2p del propio Ne). Captarlo exige energía: **Eea > 0**.

SOLUCIÓN Be: el electrón iría a la subcapa 2p, nueva y de más energía (subcapa 2s llena). N: tendría que aparearse en la subcapa 2p semillena, con repulsión y pérdida de su estabilidad. Ne: iría a una capa nueva (3s), lejos y casi sin carga nuclear efectiva. En los tres, captar el electrón no desprende energía.

Lo que puntúa. Solución oficial de la Universidad de Oviedo: a) «Tendencia 1,00»; b) «Excepciones (argumentadas) (3 × 0,50) 1,50». Para el a) la solución oficial solo escribe la ecuación y la tendencia («La afinidad electrónica se va haciendo más negativa al ir de izquierda a derecha en un periodo»), aunque el enunciado pregunta «a qué es debida»: da también la causa (carga nuclear efectiva y radio), que es lo que pide la ficha de la materia de Oviedo (justificar con el apantallamiento y la carga nuclear efectiva, saber A.8). En b) las razones oficiales son las mismas que aquí: en el Be, la adición de un electrón «supone "abrir" una nueva subcapa»; en el N «La estabilidad que genera el semillenado de la última subcapa se pierde con la adición de un electrón»; en el Ne, la de «la última capa cerrada». Cada excepción, 0,5 puntos, solo si va argumentada.

Error típico que te quita puntos. Decir que la afinidad «disminuye» de Li a F porque los números bajan: con este signo, más negativa es **mayor** afinidad (más energía desprendida). Y en b), decir solo «el N es estable» sin explicar dónde tendría que entrar el electrón nuevo.

13 Ejercicio resuelto: indio y estaño en las pantallas táctiles (Murcia 2025)

PAU REGIÓN DE MURCIA 2025 · CONVOCATORIA ORDINARIA (JUNIO) · BLOQUE 1, CUESTIÓN 1A (A ELEGIR ENTRE 1A Y 1B; 2 PUNTOS)

El indio es un elemento metálico perteneciente al grupo de los boroideos o térreos y de alto valor económico por sus aplicaciones tecnológicas. Se utiliza para fabricar un compuesto denominado ITO (Indium Tin Oxide), un óxido de indio(III) dopado con óxido de estaño(IV), que es un componente de las pantallas táctiles.

a) Los dos metales presentes en el ITO, el indio y el estaño, son elementos representativos y contiguos en el Sistema Periódico. Escriba sus símbolos atómicos e indique a qué periodo pertenecen. (0,40 puntos) (0,40 puntos)

b) Escriba las configuraciones electrónicas de ambos metales y, en base a ellas, justifique brevemente los estados de oxidación que presentan en el ITO, indicando qué electrones pierde cada uno de ellos. (0,60 puntos) (0,60 puntos)

c) El indio debe su nombre a una línea brillante de color índigo de su espectro atómico de emisión. Si un electrón excitado del indio se encuentra en un orbital 4f, indique qué valor tomará su número cuántico l. (0,30 puntos) (0,30 puntos)

d) En la siguiente tabla se dan los valores de dos propiedades atómicas para el indio y el estaño. Explique brevemente cuál de ellos se corresponderá con el Elemento 1 y cuál con el Elemento 2. (0,40 puntos) Radio atómico (Å): Elemento 1, 1,56; Elemento 2, 1,45. Energía de ionización (kJ·mol–1): Elemento 1, 558; Elemento 2, 709. (0,40 puntos)

e) Teniendo en cuenta la tabla anterior, explique brevemente a cuál de los dos elementos (1 o 2) corresponderá un valor de electronegatividad 1,8 y a cuál un valor 2,0. (0,30 puntos) (0,30 puntos)

Apartado a)

1. Indio: **In** (Z = 49); estaño: **Sn** (Z = 50). El enunciado dice que el In es un boroideo (grupo 13); como son contiguos y representativos, el Sn es el siguiente, en el **grupo 14** (carbonoideos).
2. Los dos tienen su capa de valencia en n = 5 (lo confirma el apartado b): son del **quinto periodo**, debajo del Ga y del Ge.

SOLUCIÓN In y Sn, ambos del periodo 5 (grupos 13 y 14).

Apartado b)

1. Configuraciones en estado fundamental (Moeller, Tema 3): **In: [Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^1$**; **Sn: [Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^2$** (en orden de llenado, [Kr] $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^1$ y [Kr] $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^2$).
2. En el ITO el indio está como óxido de indio(III), In_2O_3 (estado de oxidación **+3**), y el estaño como óxido de estaño(IV), SnO_2 (**+4**).
3. El In tiene **3 electrones en la capa n = 5** ($5s^2$ $5p^1$): al perderlos (primero el 5p, después los dos 5s) queda In^{3+} = [Kr] $4d^{10}$, con la subcapa 4d completa. El Sn tiene **4 electrones en la capa n = 5** ($5s^2$ $5p^2$): al perderlos queda Sn^{4+} = [Kr] $4d^{10}$.

SOLUCIÓN In: [Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^1$, pierde los electrones $5p^1$ y $5s^2$ (+3). Sn: [Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^2$, pierde los $5p^2$ y $5s^2$ (+4). Los $4d^{10}$ no se tocan.

Apartado c)

1. Es del Tema 3: el número cuántico secundario l indica el tipo de orbital: s (l = 0), p (l = 1), d (l = 2), **f (l = 3)**.

SOLUCIÓN l = 3.

Apartado d)

1. La idea: In y Sn están en el **mismo periodo** (capa de valencia n = 5) y son contiguos: manda la **carga nuclear efectiva**.
2. El Sn tiene un protón más que el In y el electrón que se añade entra en la misma capa (n = 5), que apenas apantalla: sobre sus electrones de valencia actúa una **carga nuclear efectiva mayor**.
3. Más carga efectiva en la misma capa: el núcleo atrae más a la nube, que se contrae (**menor radio**), y cuesta más arrancar un electrón (**mayor energía de ionización**). El Sn debe tener el radio menor (1,45 Å) y la EI mayor (709 kJ/mol).
4. Comprobación con los datos del NIST: EI_1(In) = 558,3 kJ/mol y EI_1(Sn) = 708,6 kJ/mol.

SOLUCIÓN **Elemento 1 = In** (mayor radio, 1,56 Å, y menor EI, 558 kJ/mol); **Elemento 2 = Sn** (menor radio, 1,45 Å, y mayor EI, 709 kJ/mol).

Apartado e)

1. La electronegatividad sigue la misma causa: con más carga nuclear efectiva y menor radio, el átomo atrae más hacia sí los electrones de un enlace.
2. El elemento 2 (Sn) tiene **menor radio y mayor energía de ionización**: sujeta más sus electrones y atraerá más los del enlace. Le corresponde **2,0**; al elemento 1 (In), **1,8**.
3. Valores de Pauling (Allred): In 1,78 y Sn 1,96, que redondeados son los del enunciado.

SOLUCIÓN 2,0 para el elemento 2 (Sn) y 1,8 para el elemento 1 (In).

Lo que puntúa. Hay solución oficial de la Universidad de Murcia y coincide con esta: «In (Indio) y Sn (Estaño). Están situados en el quinto periodo»; «El In presenta un e.o. +3 porque pierde los electrones más externos, 5p1 y 5s2» y el Sn +4 porque pierde «5p2 y 5s2»; «l = 3»; «el In es el Elemento 1 y el Sn es el Elemento 2»; «el valor 2,0 corresponde al Elemento 2 (que es el Sn)». En d) y e) la solución oficial razona con la posición («Como el Sn está más hacia la derecha en la Tabla Periódica, será el de menor radio y mayor energía de ionización»): en Murcia, donde se piden explicaciones breves, basta; en Andalucía o Cataluña tendrías que hablar de la carga nuclear efectiva, como aquí. Criterio general de Murcia: «La falta de argumentación en las cuestiones, cuando el enunciado requiera una explicación de las respuestas, impedirá obtener la máxima calificación correspondiente».

Error típico que te quita puntos. En b), quitar electrones 4d o decir que el In pierde «$5s^2$ y $4d^1$»: los que se pierden son los de la capa más externa, n = 5 (5p y 5s). En a), decir «periodo 4» porque la configuración empieza por [Kr]: el periodo es el n de la capa de valencia, aquí 5.

Conceptos clave

Ley periódica
Las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico. Mendeléiev la enunció con la masa atómica; Moseley (1913) la fundamentó con Z.

Periodo
Fila de la tabla (hay 7). Su número es el número cuántico principal n de la capa de valencia.

Grupo

Columna de la tabla (del 1 al 18). Sus elementos tienen la misma configuración de la capa de valencia y propiedades químicas parecidas.

Bloque

Zona de la tabla según el subnivel que se está llenando: s (grupos 1 y 2), p (13 a 18), d (3 a 12) y f (lantánidos y actínidos).

Elementos representativos

Los de los bloques s y p (grupos 1, 2 y 13 a 18). Su número de electrones de valencia sale directamente del grupo.

Metales de transición

Elementos del bloque d (grupos 3 a 12), en los que se llena la subcapa (n-1)d. Al formar cationes pierden primero los electrones ns.

Electrones de valencia

Los de la capa más externa (en los representativos, los ns y np). Son los que intervienen en los enlaces y en la formación de iones.

Apantallamiento

Reducción de la atracción del núcleo sobre un electrón por la repulsión de los demás electrones, sobre todo los de capas internas.

Carga nuclear efectiva (Zef)

Carga nuclear que siente realmente un electrón: Zef = Z − S. Aumenta a lo largo de un periodo y cambia poco a lo largo de un grupo.

Radio covalente

Mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidos por un enlace covalente sencillo. Disminuye en el periodo y aumenta en el grupo.

Radio iónico

Radio de un ion en un cristal iónico. Un catión es menor que su átomo; un anión, mayor.

Especies isoelectrónicas

Átomos o iones con el mismo número de electrones y la misma configuración (O^{2-}, F^-, Ne, Na^+, Mg^{2+}). Entre ellas, más protones significa menor radio.

Primera energía de ionización

Energía mínima para arrancar el electrón más débilmente unido de un átomo en estado gaseoso y fundamental: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$. Siempre positiva. También se llama potencial de ionización.

Energías de ionización sucesivas

Las necesarias para arrancar el segundo, tercer… electrón. Siempre crecen; el salto grande indica que se empieza a romper una capa interna completa.

Afinidad electrónica

Energía intercambiada cuando un átomo gaseoso en estado fundamental capta un electrón: $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$. En la PAU, negativa si se desprende energía. La IUPAC usa el signo contrario.

Electronegatividad

Tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones de un enlace. Escala de Pauling, sin unidades: F 3,98 (máximo), Cs 0,79.

Carácter metálico

Tendencia a perder electrones y formar cationes. Mayor abajo y a la izquierda de la tabla, donde la energía de ionización y la electronegatividad son bajas.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Sitúa primero

Configuración → **periodo** (n mayor) y **grupo** (electrones de valencia). Sin eso, ninguna comparación está justificada.

Dos causas

Distinta capa: manda **n** (distancia y apantallamiento). Misma capa: manda la **carga nuclear efectiva**.

Isoelectrónicos

Cuenta electrones. Si coinciden, **más protones = menor radio**: O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}.

Iones

Catión < átomo < anión. El catión puede perder una capa entera; el anión tiene más repulsión.

Signo de la AE

En la PAU, **negativa si se desprende energía**. «Mayor afinidad» = más energía desprendida. Escribe la ecuación.

Excepciones

Be > B, N > O, Mg > Al, P > S en la EI; Be, N y gases nobles sin afinidad negativa. Murcia no pregunta las de la EI, pero sí pide saber que gases nobles y grupos 2 y 12 «no tienen afinidad electrónica».

Nada de flechas

La flecha predice, no justifica: en **Andalucía**, **Cataluña** y **Canarias** lo dicen sus documentos oficiales.

Cómo te lo pueden preguntar

- El tema entero (situar elementos y propiedades periódicas) sale en **49 de las 68 convocatorias**, en **16 comunidades** (en todas salvo la Comunitat Valenciana, que excluye las «propiedades atómicas»). Casi siempre son apartados de 0,5 puntos dentro de una pregunta de estructura de la materia. Los recuentos por tipo que siguen son de Farmeando PAU, apartado por apartado, sobre esas 68 convocatorias.
- Comparar propiedades periódicas de dos o más elementos o iones y justificarlo (radio, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carga nuclear efectiva, carácter metálico): en 42 de las 68 convocatorias, en 15 comunidades (todas salvo la Comunitat Valenciana y Cantabria).
- Situar elementos (grupo y periodo) o identificarlos (nombre y símbolo) a partir de Z o de su configuración, a menudo como primer apartado: en 27 de esas 68 convocatorias, en 11 comunidades.
- Energía de ionización (cuál es mayor o menor, definirla, energías sucesivas, excepciones): en 24 convocatorias, en 12 comunidades.
- Radios atómicos e iónicos (comparar, átomo frente a su ion, ordenar iones, deducir algo a partir de radios): en 26 convocatorias, en 13 comunidades; con **especies isoelectrónicas**, en 9 convocatorias de 6 comunidades (Andalucía, Baleares, Canarias, Galicia, Madrid y Murcia).
- Afinidad electrónica (definirla, ordenar, asignar valores, excepciones): en 8 convocatorias de 7 comunidades; electronegatividad (definirla, el más electronegativo, asignar valores): en 7 convocatorias de 6 comunidades.
- Formatos: verdadero o falso razonado (Baleares, Madrid, Andalucía), tabla de datos para interpretar o asignar (Asturias, Cataluña, Murcia, Navarra, Aragón), contexto real (indio y estaño de las pantallas táctiles, Murcia 2025) y, en los modelos (Asturias 2025, CRUE con notas de Murcia) y en la reserva de Cataluña de 2026, gráficas de energías de ionización o de afinidad.

No lo confundas

- **Periodo con grupo**: el periodo es la fila (n de la capa de valencia); el grupo, la columna. La comisión de Galicia lo señaló como fallo frecuente en 2025.
- **Energía de ionización con afinidad electrónica**: la EI es arrancar un electrón ($X \rightarrow X^+$, siempre se aporta energía); la AE es captarlo ($X \rightarrow X^-$, normalmente se desprende).

- **Afinidad electrónica con electronegatividad**: la AE es una energía de un átomo aislado en estado gaseoso (kJ/mol); la electronegatividad es la atracción sobre los electrones de un enlace (escala sin unidades).
- **«Mayor afinidad» con «mayor número»**: con el convenio de la PAU, −328 kJ/mol (F) es más afinidad que −141 kJ/mol (O).
- **Isoelectrónico con isótopo**: isoelectrónicas son especies con los mismos electrones (Na^+ y Ne); isótopos, átomos del mismo elemento con distinto número de neutrones (Tema 3).
- **Radio atómico con radio iónico**: el Na^+ (102 pm) es mucho menor que el Na (166 pm); el Cl^- (181 pm), mucho mayor que el Cl (102 pm).
- **Z con Zef**: Z es el número de protones; la Zef, la carga que siente el electrón externo después del apantallamiento. En un grupo Z crece mucho, pero la Zef casi no.
- **Energía de ionización con potencial de ionización**: son lo mismo; Extremadura, el País Vasco, Canarias y Castilla y León (en su concreción y sus modelos) usan «potencial».

Ponte a prueba

PAU Illes Balears 2026 (ordinaria), Pregunta 2, apartado 2B (a elegir entre 2A y 2B; 2 puntos; traducido del catalán). Dados los iones Mg^{2+} y Na^+, justifica si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas: a) El radio iónico del ion Mg^{2+} es mayor que el radio atómico del átomo de magnesio neutro (Mg). b) El ion Na^+ y el átomo de neón (Ne) son especies isoelectrónicas. c) La energía necesaria para obtener Mg^{2+} a partir de Mg^+ es superior a la energía necesaria para obtener Mg^+ a partir de Mg. d) En el compuesto MgO, la proporción de iones es 1:1, igual que en el NaCl.

Solución: 0,5 puntos cada afirmación (criterios oficiales). **a) Falsa.** Mg: [Ne] $3s^2$; Mg^{2+}: [Ne]. Al perder los dos electrones 3s, el ion pierde la capa n = 3 entera, y los 12 protones atraen a solo 10 electrones (más carga nuclear efectiva y menos repulsión): el Mg^{2+} (72 pm) es mucho menor que el Mg (141 pm). **b) Verdadera.** Na^+: 11 − 1 = 10 electrones; Ne: 10 electrones; los dos tienen $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$. **c) Verdadera.** Es la segunda energía de ionización frente a la primera: el segundo electrón sale de una especie con carga positiva, con más carga nuclear efectiva sobre los electrones restantes, y cuesta más (1450,7 frente a 737,7 kJ/mol). **d) Verdadera.** En el MgO, un Mg^{2+} compensa la carga de un O^{2-}; en el NaCl, un Na^+ la de un Cl^-: en los dos la proporción es 1:1 para que el compuesto sea neutro (Tema 5). Solución oficial: F, V, V, V.

PAU Comunidad de Madrid 2026 (extraordinaria), Pregunta 2A (a elegir entre 2A y 2B; 2,5 puntos). Responda a las siguientes cuestiones: a) (0,5 puntos) Deduzca de forma justificada qué anión divalente es isoelectrónico con Na^+. Escriba su símbolo y carga. b) (0,5 puntos) Razone cuántos electrones con los números cuánticos n = 4, l = 2 y m_l = 0 pueden pertenecer a un mismo átomo. Escriba en qué orbital(es) se encuentra(n) dicho(s) electrón(es). c) (1 punto) Defina la primera energía de ionización y justifique cuál de los elementos, Mg o Be, presenta mayor valor. d) (0,5 puntos) Razone el tipo de enlace químico presente en el compuesto H_2S. Justifique su solubilidad en agua.

Solución: a) El Na^+ tiene 11 - 1 = 10 electrones. Un anión divalente con 10 electrones procede de un átomo con 8: Z = 8, el oxígeno. Es el **O^{2-}** ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, como el Na^+). **b)** n = 4 y l = 2 es la subcapa **4d**; m_l = 0 fija **un solo orbital 4d**, y por el principio de exclusión de Pauli caben **2 electrones** (m_s = +1/2 y −1/2). **c)** La primera energía de ionización es la **energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo en estado gaseoso y en su estado fundamental**: $\mathrm{X(g)} \longrightarrow \mathrm{X^+(g)} + \mathrm{e^-}$. Be ($1s^2\ 2s^2$) y Mg ([Ne] $3s^2$) son del grupo 2; el electrón que se arranca al Mg está en n = 3, más lejos del núcleo y más apantallado, así que está menos atraído: **EI(Be) > EI(Mg)** (899,5 frente a 737,7 kJ/mol). **d)** H y S son no metales con electronegatividades parecidas (2,20 y 2,58): comparten electrones, **enlace covalente** (polar). La molécula es **angular** (el S tiene dos pares no enlazantes) y sus momentos dipolares no se anulan: es **polar**, y se disuelve en agua (disolvente polar) por interacciones dipolo-dipolo; lo ves en los Temas 6 y 7. Coincide con la solución oficial («Es soluble en agua ya que es polar»).

PAU Extremadura 2026 (ordinaria), Apartado 1, Ejercicio 1.1 (a elegir entre 1.1 y 1.2; 2,5 puntos: 0,5 por apartado). Los números atómicos de tres elementos son 19, 35 y 54, respectivamente. a) Contestar: ¿A qué grupo y periodo pertenecen? ¿De qué elementos se trata? b) ¿Cuál será el ion más estable que puede formar cada uno de ellos? Razonar la respuesta. c) Razonar qué tipo de enlace se da entre los elementos cuyos números atómicos son 19 y 35. d) Razonar qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica. e) Razonar cuál es el elemento de menor potencial de ionización.

Solución: a) Z = 19: [Ar] $4s^1$, **periodo 4, grupo 1** (alcalinos): **potasio, K**. Z = 35: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$, **periodo 4, grupo 17** (halógenos): **bromo, Br**. Z = 54: [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$, **periodo 5, grupo 18** (gases nobles): **xenón, Xe**. **b)** El K pierde su electrón 4s y queda con la configuración del Ar: **K^+**. El Br gana un electrón y completa $4s^2\ 4p^6$ (la del Kr): **Br^-**. El Xe ya tiene configuración de gas noble: **no tiene tendencia a formar iones**. **c)** Un metal con energía de ionización baja (K, electronegatividad 0,82) y un no metal que capta electrones con facilidad (Br, 2,96): diferencia de electronegatividad 2,14, el K cede un electrón al Br y se forma el compuesto **iónico KBr** (K^+Br^-). **d)** El **Br**: le falta un electrón para la configuración de gas noble y, al captarlo, se desprende mucha energía (−325 kJ/mol); el K apenas desprende (−48 kJ/mol) y el Xe tendría que colocarlo en una capa nueva (su anión no es estable). **e)** El **K**: su único electrón de valencia está en la capa n = 4 y siente poca carga nuclear efectiva, y al perderlo alcanza la configuración del Ar (418,8 kJ/mol, frente a 1139,9 del Br y 1170,4 del Xe). Criterios oficiales: K, Br, Xe; K^+ y Br^-; iónico; Br; K. En b) a e), **0,25 puntos si no razona**.

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, saber A.3 «Tabla periódica y propiedades de los átomos»)
2. NIST Atomic Spectra Database: Ionization Energies (energías de ionización de átomos e iones)
3. T. Andersen, H. K. Haugen y H. Hotop, «Binding energies in atomic negative ions: III», J. Phys. Chem. Ref. Data 28 (1999) 1511 (afinidades electrónicas)

4. A. L. Allred, «Electronegativity values from thermochemical data», J. Inorg. Nucl. Chem. 17 (1961) 215 (escala de Pauling, recogida en el CRC Handbook)
5. B. Cordero y otros, «Covalent radii revisited», Dalton Trans. (2008) 2832-2838 (radios covalentes)
6. R. D. Shannon, «Revised effective ionic radii…», Acta Cryst. A32 (1976) 751-767 (radios iónicos)
7. J. C. Slater, «Atomic shielding constants», Phys. Rev. 36 (1930) 57 (reglas de apantallamiento)
8. IUPAC Gold Book: «electron affinity» (definición y convenio de signo)
9. IUPAC Gold Book: «ionization energy»
10. IUPAC Gold Book: «electronegativity»
11. IUPAC: Periodic Table of the Elements
12. Andalucía: Directrices y orientaciones PAU de Química 2026-27 (justificación de las propiedades periódicas, sin flechas)
13. Cataluña: Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (versión de 12-11-2026)
14. Canarias: Acta conjunta de la 2.ª reunión de coordinación de Química para la PAU (20-03-2026) · curso 2025-26
15. Canarias: Acta conjunta de la 1.ª reunión de coordinación de Química para la PAU 2027 (30-09-2026)
16. Andalucía: Errores comunes detectados en los exámenes (Ponencia de Química, curso 2019-20)
17. Comunitat Valenciana: Acta de coordinación de Química de octubre de 2026 (reuniones del 6 y el 13-10-2026, PAU 2027); sustituye a la de noviembre de 2025, que ya no se publica
18. Comunitat Valenciana: Matizaciones de la Comisión de Química sobre el programa
19. Región de Murcia: Modelo de examen armonizado CRUE con notas de la comisión («No se preguntarán excepciones»)
20. Región de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
21. Región de Murcia: Consejos para el examen de Química (PAU 2026)
22. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU 2025/2026, Química (ficha de la materia)
23. Madrid: Modelo 2027 de Química con soluciones y «Ámbito de contenidos de la materia Química», curso 2026-2027 (Comisión de Materia; versión corregida publicada por la UAM, 6-11-2026)
24. Galicia (CiUG): Orientacións PAU 2026/2027
25. PAU Andalucía 2026, extraordinaria: examen
26. PAU Andalucía 2026, extraordinaria: criterios específicos de corrección
27. PAU Asturias 2026, ordinaria: examen
28. PAU Asturias 2026, ordinaria: examen resuelto y criterios de corrección
29. PAU Región de Murcia 2025, ordinaria (junio): examen y criterios generales
30. PAU Región de Murcia 2025, ordinaria (junio): solución oficial
31. PAU Illes Balears 2026, ordinaria: examen (en catalán)
32. PAU Illes Balears 2026, ordinaria: soluciones y criterios (en catalán)
33. PAU Comunidad de Madrid 2026, extraordinaria: examen, criterios y soluciones
34. PAU Extremadura 2026, ordinaria: examen
35. PAU Extremadura 2026, ordinaria: criterios específicos de corrección

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 15 de noviembre de 2026. Licencia CC BY-NC-ND 4.0: puedes copiarlo y compartirlo citándonos, sin uso comercial ni cambios (las imágenes, con su propia licencia). ¿Un error? Avísanos desde la página del tema. Cómo los hacemos: farmeandopau.com/metodologia.