

Bloque 1

Enlace Químico y Estructura de la Materia

Apuntes completos para la PAU: teoría desarrollada paso a paso, trucos y ejercicios resueltos del tipo que pide el examen.

Contenido

1.1 Espectros Atómicos y Estructura Atómica

Radiación electromagnética, espectros de emisión y absorción, espectro del hidrógeno, series espectrales.

1.2 Principios Cuánticos

Modelo de Bohr, dualidad onda-corpúsculo, principio de incertidumbre, orbitales, números cuánticos, configuración electrónica, Pauli, Hund.

1.3 Sistema Periódico

Radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Tendencias en grupos y periodos.

1.4 Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Lewis, VSEPR, hibridación, enlace covalente, iónico, metálico, fuerzas intermoleculares, propiedades de sustancias.

Apuntes de preparación para la PAU · 2.º de Bachillerato

Ejemplar de muestra gratuito, igual para todos. Prohibida su venta o redistribución sin permiso escrito del titular.

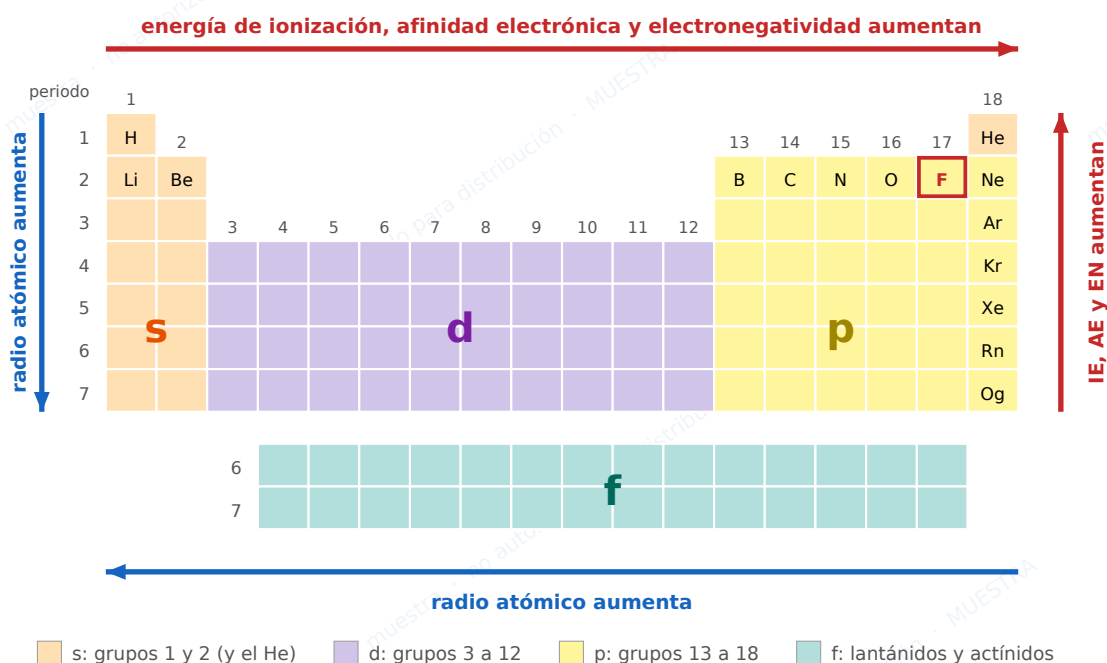
© 2026 PAUmode. Todos los derechos reservados. Queda prohibida la reproducción total o parcial, la distribución, la comunicación pública y la transformación de esta obra sin autorización escrita del titular. El incumplimiento podrá dar lugar a las acciones civiles y penales previstas en la legislación sobre propiedad intelectual.

1.3 Sistema Periódico

El bloque 1 se divide en cuatro partes: 1.1 Espectros Atómicos · 1.2 Principios Cuánticos · **1.3 Sistema Periódico** · 1.4 Enlace Químico.

La tabla periódica organiza los elementos por número atómico creciente en filas (periodos) y por configuración electrónica similar en columnas (grupos). La **periodicidad** de las propiedades físicas y químicas se explica directamente por la configuración electrónica: al aumentar el número atómico dentro de un periodo, aumenta la carga nuclear pero los electrones se añaden en la misma capa, mientras que al bajar un grupo se añaden nuevas capas de electrones.

Bloques de la tabla y sentido en que crecen las propiedades



Recuadro rojo: el F, la electronegatividad más alta (3,98).

Los gases nobles no tienen EN en la escala de Pauling.

La AE tiene excepciones: grupos 2, 15 y 18, y el F por debajo del Cl.

Figura 1 - Los cuatro bloques de la tabla y las tendencias periódicas. Las flechas azules marcan el sentido en que aumenta el radio atómico; las rojas, el de la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad. Este cuadro sirve para memorizar el sentido, no para responder: la razón hay que escribirla.

PAU - Atención. La flecha no puntúa. Las orientaciones de la PAU de Andalucía lo dicen con estas palabras: *"La variación del radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes y utilizando, en su caso, el concepto de carga nuclear efectiva. No se considerará como justificación las flechas que indican el orden de variación de dichas propiedades"*. Es decir: dibujar una flecha, o escribir "porque está más abajo en la tabla", vale cero. Lo que puntúa son las dos únicas razones de fondo que hay, y conviene aprendérselas como una frase hecha: **(1) el número de capas ocupadas (n) y (2) la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) que actúa sobre la capa de valencia**. Toda comparación entre dos elementos se contesta diciendo cuál de esas dos cosas cambia y en qué sentido. El cuadro de arriba sirve para acordarse del resultado; la respuesta del examen es la razón.

1.3.1 · Origen de la tabla y posición de un elemento

La tabla periódica no se dedujo de ninguna teoría: se descubrió **midiendo**. Ese origen experimental es un contenido que se pregunta, así que conviene tener clara la historia en cuatro pasos.

1. Mendeléyev (1869) ordena por masa atómica y agrupa por propiedades.

Colocó los elementos conocidos por masa atómica creciente y los fue poniendo en columnas de manera que en cada columna cayesen los que se comportaban igual (los que reaccionaban parecido, los que formaban los mismos tipos de compuestos). No sabía por qué se parecían: la regularidad era un **hecho experimental**, sin explicación.

2. Dejó huecos y predijo. Cuando el siguiente elemento por masa no encajaba en la columna que tocaba, dejaba la casilla vacía y describía el elemento que faltaba. Al hueco bajo el silicio lo llamó *eka-silicio* y le calculó una masa de unos 72. En 1886 Winkler descubrió el germanio (masa 73) y sus propiedades coincidían con la predicción. Esa es la prueba que convenció a la comunidad científica: una clasificación que acierta sobre lo que todavía no se ha visto es una ley, no una casualidad.

3. Las inversiones que no cuadraban. En algunos sitios las propiedades exigían invertir el orden de las masas. El caso clásico es el telurio (masa 127,6) y el yodo (masa 126,9): por masa el yodo iría primero, pero el yodo se comporta como el cloro y el bromo, así que Mendeléyev lo puso detrás del telurio. La masa atómica, por tanto, no era el criterio bueno.

4. Moseley (1913) encuentra el criterio verdadero. Midiendo los rayos X que emite cada elemento descubrió que su frecuencia crece de forma regular con un número entero característico de cada elemento: el **número atómico Z**, que hoy sabemos que es el número de protones del núcleo. Al reordenar la tabla por Z, las inversiones desaparecen solas. La ley periódica queda así: **las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico.**

Y la teoría atómica actual explica la ley experimental. Los elementos de una misma columna se parecen porque tienen **la misma configuración electrónica en la capa de valencia**: todos los del grupo 1 acaban en ns^1 , todos los del 17 en ns^2np^5 . Como las propiedades químicas las deciden los electrones de valencia, elementos con la misma capa externa reaccionan igual. La periodicidad de las propiedades no es más que la periodicidad con que se repite la configuración electrónica al ir llenando capas.

La carga nuclear efectiva, que es la razón que puntúa. Un electrón de la capa externa no nota la carga entera del núcleo: los electrones de las capas interiores se interponen y le tapan parte de esa atracción. A eso se le llama **efecto pantalla** o apantallamiento, y lo que le queda al electrón externo es la **carga nuclear efectiva**: $Z_{ef} = Z - S$, donde S es el apantallamiento. Con esto se explican de golpe las dos tendencias: **en un periodo**, Z sube de uno en uno pero los electrones nuevos entran en la misma capa y se apantallan muy poco entre sí, así que Z_{ef} aumenta y el núcleo tira más de la capa de valencia; **en un grupo**, cada elemento añade una capa entera que apantalla, de modo que Z_{ef} apenas cambia y lo que decide es que n es mayor, es decir, que la capa de valencia está más lejos.

Localizar un elemento a partir de su configuración electrónica. Es una pregunta de examen por sí sola, y se resuelve con dos lecturas de la configuración:

PERIODO = el valor de n más alto que aparece en la configuración.

GRUPO, según en qué acabe la configuración:

$ns^1 \rightarrow$ grupo 1 | $ns^2 \rightarrow$ grupo 2 (bloque s)

$ns^2np^x \rightarrow$ grupo 12 + x (bloque p: grupos 13 a 18)

$(n-1)d^xns^2 \rightarrow$ grupo 2 + x (bloque d: grupos 3 a 12)

Ejemplo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. El n más alto es 3, luego **periodo 3**. Acaba en $3s^2 3p^5$, con $x = 5$, luego **grupo 12 + 5 = 17**: es el cloro, un halógeno. Y al revés: si un elemento está en el periodo 4 y en el grupo 2, su configuración acaba en $4s^2$, y es el calcio.

Error típico. El grupo no es el número de la columna contando a ojo, y tampoco es siempre el número de electrones de valencia. En el bloque p hay que sumar 12 porque en medio están las diez columnas del bloque d: el carbono tiene 4 electrones de valencia y está en el grupo 14, no en el 4. En el bloque s y en el bloque d sí coincide grupo y número de electrones de valencia (el manganeso, $3d^5 4s^2$, tiene 7 y está en el grupo 7).

1.3.2 · Radio atómico y radio iónico

El **radio atómico** es la mitad de la distancia entre núcleos de dos átomos idénticos enlazados. Sus tendencias en la tabla:

En un periodo (izq → der): el radio **disminuye**. Al aumentar Z, la carga nuclear atrae más a los electrones de la misma capa. Ejemplo: Li (152 pm) > Be (112 pm) > B (85 pm) > ... > F (64 pm).

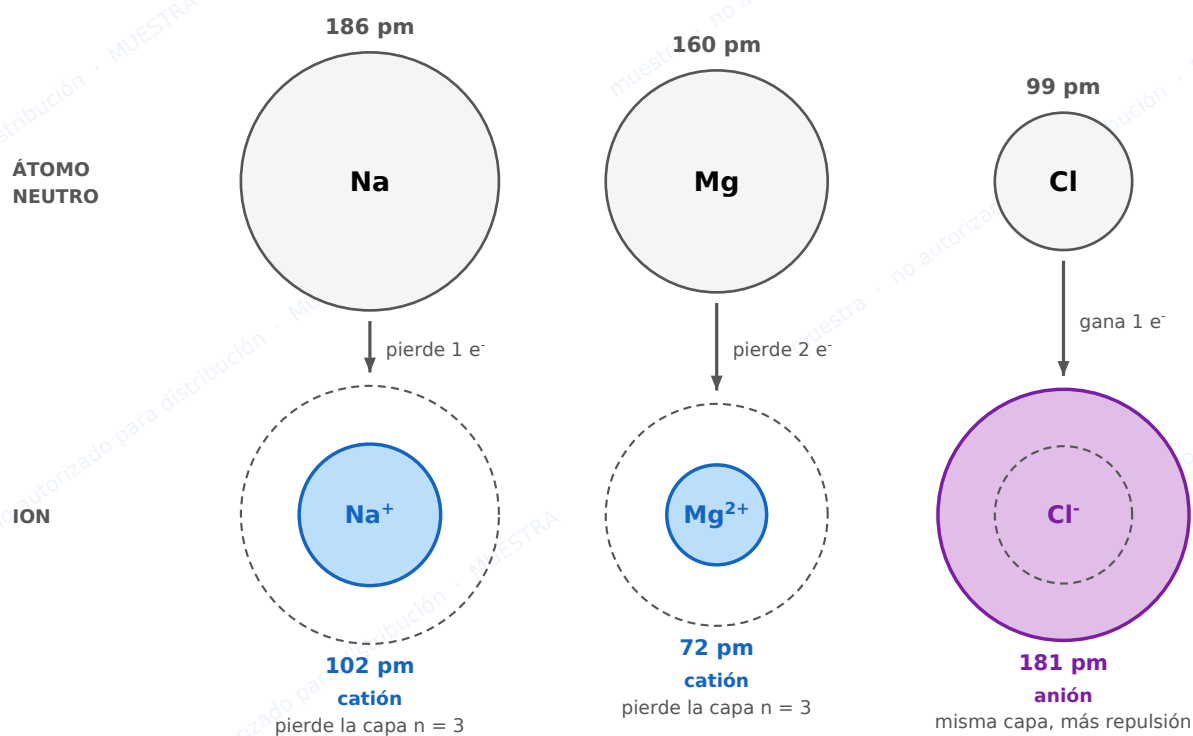
En un grupo (arriba → abajo): el radio **aumenta**. Al descender, se añaden nuevas capas electrónicas que alejan los electrones del núcleo y producen un mayor **efecto pantalla** (apantallamiento). Ejemplo: Li (152 pm) < Na (186 pm) < K (227 pm).

El **radio iónico** difiere significativamente del radio atómico:

Cationes (pierde electrones): el radio **disminuye** respecto al átomo neutro, porque se reduce la repulsión entre los electrones restantes y, en muchos casos, se pierde una capa entera. Ej: Na (186 pm) > Na^+ (102 pm).

Aniones (gana electrones): el radio **aumenta** respecto al átomo neutro, porque hay más electrones con la misma carga nuclear, lo que aumenta la repulsión. Ej: Cl (99 pm) < Cl^- (181 pm).

Comparación de radios atómicos e iónicos (pm)



Línea discontinua: tamaño del átomo neutro. Catión < átomo neutro < anión.

Figura 2 - Comparación de radio atómico e iónico para Na, Mg y Cl, a escala. En gris el átomo neutro, en azul los cationes y en violeta el anión. Los cationes son siempre menores y los aniones mayores que el átomo neutro.

Iones isoelectrónicos. Los iones con el mismo número de electrones (isoelectrónicos) se ordenan por radio de mayor a menor según aumenta Z (más carga nuclear → más atracción → menor radio). Ejemplo: $\text{N}^{3-} > \text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+}$ (todos con 10 electrones, Z creciente de 7 a 12).

Truco. Para acordarte del resultado: más abajo en la tabla = mayor radio; más a la izquierda en el mismo periodo = mayor radio; y anión > átomo neutro > catión siempre para el mismo elemento. **Pero eso es la chuleta, no la respuesta.** En el examen hay que escribir la razón, y son estas tres frases, una por caso: **(a)** "al bajar en el grupo aumenta el número de capas ocupadas, el electrón de valencia queda más lejos del núcleo y más apantallado, luego el radio aumenta"; **(b)** "al avanzar en el periodo los electrones entran en la misma capa y apenas se apantallan entre sí, mientras Z crece, luego aumenta la carga nuclear efectiva, el núcleo atrae más a la capa de valencia y el radio disminuye"; **(c)** "el catión ha perdido electrones, con lo que la misma carga nuclear se reparte entre menos electrones y la repulsión entre ellos baja; el anión los ha ganado, y la repulsión sube".

1.3.3 · Energía de ionización

La **primera energía de ionización** (IE_1) es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón menos ligado de un átomo gaseoso en su estado fundamental:

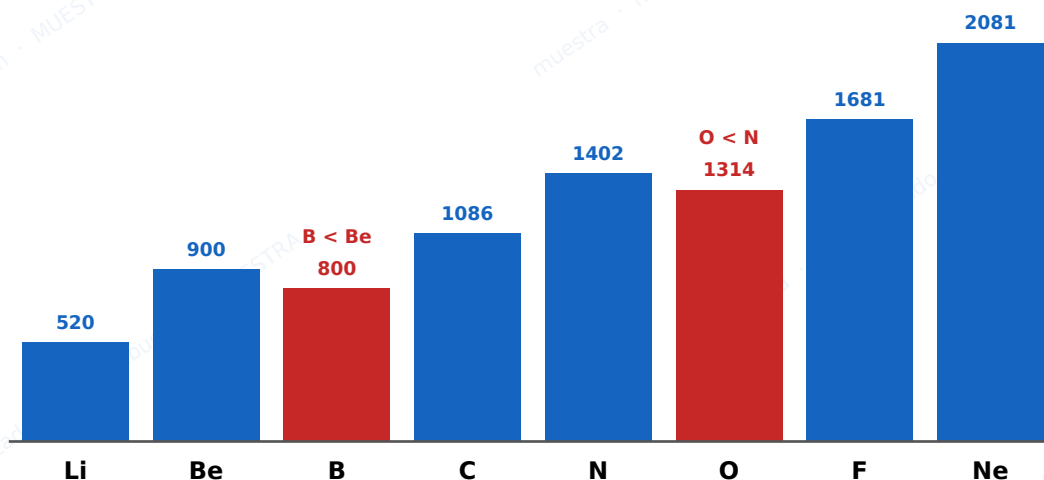


Tendencia en periodo: IE_1 aumenta de izquierda a derecha (mayor Z efectivo).

Tendencia en grupo: IE_1 disminuye de arriba a abajo (mayor radio, electrón más alejado).

La **segunda energía de ionización** (IE_2) es siempre mayor que IE_1 , porque se extrae un electrón de un catión ya cargado positivamente, con mayor carga nuclear efectiva sobre los electrones que quedan. Un salto muy grande entre IE_n e IE_{n+1} indica que el electrón $n+1$ pertenece a una capa interna (el elemento tiene n electrones de valencia).

Primera energía de ionización — Periodo 2 (kJ/mol)



B < Be: el electrón que sale del B está en 2p, de más energía que el 2s del Be.

O < N: el O tiene un electrón 2p emparejado, que se repele con su pareja; el N tiene la 2p semillena.

Figura 3 - IE₁ del periodo 2. Crece de izquierda a derecha con dos anomalías, en rojo: el B, porque su electrón 2p sale más fácil que el 2s del Be, y el O, porque su electrón 2p emparejado sale más fácil que el del N, con la subcapa 2p semillena.

Anomalías en IE₁. B < Be: el electrón de B está en 2p, más alejado y con mayor apantallamiento que el 2s de Be. O < N: N tiene 2p semillena (Hund, muy estable); O tiene un electrón emparejado en 2p con mayor repulsión, y por eso es más fácil de extraer.

Truco. La IE aumenta al avanzar en el periodo EXCEPTO en los pasos Be→B (s→p) y N→O (semilleno→emparejado). En grupo 18 (gases nobles) la IE₁ es máxima en cada periodo: capa de valencia completa, muy estables.

Primera energía de ionización frente al número atómico (H a Ca)

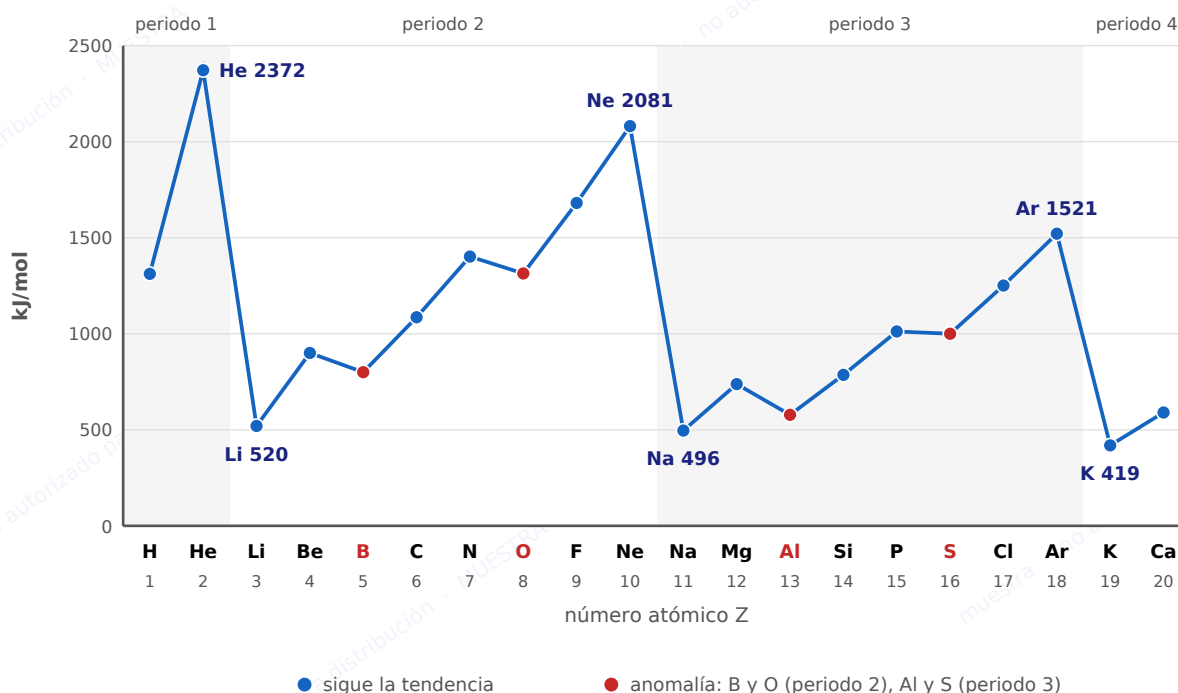


Figura 4 - IE_1 frente al número atómico, del H al Ca. Los máximos son los gases nobles (He, Ne, Ar) y los mínimos los alcalinos (Li, Na, K): el dibujo se repite en cada periodo. En rojo, las dos anomalías del periodo 2 (B y O) y las mismas en el periodo 3 (Al y S).

Error típico. $IE_2 > IE_1$ siempre para el mismo elemento. No confundas la IE del catión con la IE del neutro: son cosas distintas. El enunciado siempre especifica desde qué estado se parte.

1.3.4 · Afinidad electrónica

La **afinidad electrónica** (AE o EA) es la energía que se libera (o absorbe) cuando un átomo neutro en estado gaseoso gana un electrón:



$AE > 0$: proceso exotérmico (el átomo desprende energía al capturar el electrón).

$AE < 0$: proceso endotérmico (gases nobles, alcalinotérreos y el nitrógeno: el electrón que entra es repelido).

Tendencias: la AE tiende a aumentar de izquierda a derecha en un periodo (mayor atracción nuclear sobre el electrón entrante) y a disminuir de arriba a abajo en un grupo (el electrón entrante va a capas más alejadas). Los halógenos tienen las mayores afinidades electrónicas (el grupo 17 necesita solo un electrón para completar la capa). Anomalía notable: el F tiene menor AE que el Cl, porque el F es tan pequeño que la repulsión entre el electrón nuevo y los existentes es muy alta.

Truco. Con la AE, lo que hay que saber hacer es justificarla cualitativamente, con la carga nuclear efectiva y el tamaño del átomo. Por ejemplo: "el Cl tiene mayor AE que el Na porque es un halógeno y solo necesita 1 electrón para completar la capa, con mayor Z efectivo sobre esa capa."

1.3.5 · Electronegatividad

La **electronegatividad** (EN) mide la capacidad de un átomo en una molécula para atraer hacia sí los electrones del enlace. No es una propiedad del átomo aislado (eso sería la afinidad electrónica) sino del átomo en contexto de enlace. La escala más usada es la de **Pauling** (F = 3,98, valor máximo):

F 3,98 > O 3,44 > Cl 3,16 > N 3,04 > Br 2,96 > I 2,66 > S 2,58 > C 2,55 > H 2,20

Tendencia en periodo: EN aumenta de izquierda a derecha (crece Z_{ef}).

Tendencia en grupo: EN disminuye de arriba a abajo (crece n, enlace más lejano).

A los gases nobles no se les asigna EN en la escala clásica de Pauling.

En los exámenes estos valores se dan redondeados a una cifra decimal (F 4,0; O 3,5; Cl 3,2; N 3,0) y siempre vienen en el enunciado, así que no hay que memorizarlos. Lo que sí conviene tener claro es que el cloro se cuela por delante del nitrógeno. El N está en el periodo 2 y el Cl en el 3, así que por grupo el N debería ganar; pero el Cl está en el grupo 17 y el N en el 15, dos columnas más a la derecha, y ese avance dentro del periodo pesa más que la capa de más. Cuando dos elementos no

comparten ni grupo ni periodo, las dos tendencias tiran en sentidos opuestos y no se puede decidir solo con la posición: hay que mirar el valor.

La diferencia de electronegatividad entre dos átomos determina el **tipo de enlace**:

$\Delta EN > 1,7$: enlace predominantemente **iónico** (el electrón se transfiere casi completamente al átomo más electronegativo).

$0,4 < \Delta EN < 1,7$: enlace **covalente polar** (los electrones se comparten pero no equitativamente).

$\Delta EN < 0,4$: enlace **covalente no polar** o apolar (los electrones se comparten equitativamente; típico de moléculas homonucleares como H_2 , Cl_2).

Error típico. La frontera de 1,7 es orientativa, no una ley. Sirve para clasificar en un ejercicio cuando el enunciado da los valores de EN, pero hay casos conocidos que se le escapan: el enlace H-F tiene $\Delta EN = 3,98 - 2,20 = 1,78$ y sin embargo el fluoruro de hidrógeno es una molécula covalente, no un cristal iónico. Si el enunciado pide clasificar un enlace, se aplica el criterio y se dice el número; si pide justificar, conviene añadir que el carácter iónico crece con ΔEN de forma gradual y que no hay un salto brusco.

PAU - Atención. Tipos de pregunta de PAU sobre este apartado: (1) ordenar elementos por radio, IE o EN justificando, (2) comparar radio del átomo con el de su ion, (3) identificar un elemento por el salto en energías de ionización sucesivas, (4) clasificar un enlace como iónico/covalente polar/apolar según la diferencia de EN.

Ejercicios — Sección 1.3

Trece ejercicios de tabla periódica y propiedades periódicas, del tipo que cae en la PAU. En rojo, la estrategia; en negro, el desarrollo.

1. Ordena de menor a mayor radio atómico: Na, Mg, Al, Si. Justifica.

Son elementos del mismo periodo (periodo 3). Al avanzar en el periodo, Z aumenta pero la capa externa es la misma ($n=3$): mayor atracción, menor radio.

Z crece: $Na(11) < Mg(12) < Al(13) < Si(14)$.

Carga nuclear efectiva creciente → mayor atracción sobre los electrones 3s y 3p.

Solución: $\text{Si} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Na}$ (radio decrece al avanzar en el periodo 3)

2. Ordena de menor a mayor radio atómico: Li, Na, K, Rb. Justifica.

Son elementos del mismo grupo (grupo 1). Al bajar en el grupo se añaden capas: mayor radio.

n de la capa de valencia: Li(n=2), Na(n=3), K(n=4), Rb(n=5).

A mayor n, mayor radio: el electrón de valencia está en una capa más alejada y más apantallada.

Solución: $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb}$ (radio aumenta al bajar en el grupo 1)

3. Compara el radio del átomo de Na con el del ion Na^+ y el del ion Cl^- con el átomo de Cl. Justifica.

Na pierde 1 electrón al ionizarse (pierde la capa n=3); Cl gana 1 electrón sin ganar capa nueva.

Na (186 pm): config $[\text{Ne}]3s^1$. Na^+ (102 pm): config $[\text{Ne}]$. Pierde la capa n=3 → radio mucho menor.

Cl (99 pm): config $[\text{Ne}]3s^23p^5$. Cl^- (181 pm): config $[\text{Ne}]3s^23p^6$. Mayor repulsión entre electrones → mayor radio.

Solución: $\text{Na}^+ < \text{Na}$ (pierde capa) | $\text{Cl}^- > \text{Cl}$ (más repulsión entre electrones)

4. Las energías de ionización sucesivas del silicio (Z=14) son (kJ/mol): 786, 1577, 3232, 4356, 16091, 19785... Indica cuántos electrones de valencia tiene y a qué grupo pertenece.

El salto brusco en la IE indica que el siguiente electrón pertenece a una capa interna. Contamos los electrones extraídos hasta el salto.

IE_1 a IE_4 : valores relativamente similares (786, 1577, 3232, 4356).

$\text{IE}_5 = 16091$ kJ/mol: salto enorme respecto a IE_4 . El quinto electrón está en la capa n=2 (capa interna).

4 electrones de valencia → grupo 14 (columna del carbono). Verificación: Si = [Ne] $3s^2 3p^2$.

Solución: 4 electrones de valencia | Grupo 14

5. Ordena de mayor a menor primera energía de ionización: Li, Be, B, N, O. Justifica las anomalías.

Los cinco son del periodo 2. La tendencia general es que la IE crece de izquierda a derecha, pero hay dos escalones que van al revés: Be→B y N→O.

Por qué crece en general: al avanzar en el periodo 2, Z sube y los electrones entran todos en la capa $n=2$, que apenas se apantalla a sí misma. Aumenta la carga nuclear efectiva sobre el electrón de valencia y cuesta más arrancarlo.

Anomalía 1, Be > B: el Be es $1s^2 2s^2$ y el electrón que se le arranca sale de un orbital 2s lleno; el B es $1s^2 2s^2 2p^1$ y el suyo sale de un 2p, que tiene más energía y está apantallado por el 2s. Sacar el 2p del boro es más fácil, aunque el boro tenga un protón más.

Anomalía 2, N > O: el N es $2p^3$, con los tres orbitales p semilLENOS y un electrón en cada uno (regla de Hund), una configuración especialmente estable; el O es $2p^4$ y tiene el cuarto electrón emparejado con otro en el mismo orbital, con la repulsión que eso supone. Ese electrón emparejado sale más fácil.

Con los valores experimentales: N 1402 > O 1314 > Be 900 > B 800 > Li 520 kJ/mol.

Solución: N > O > Be > B > Li (las dos anomalías son Be > B y N > O)

6. Ordena de mayor a menor electronegatividad: C, N, O, F, Cl. Indica cuál formará el enlace más polar con el hidrógeno.

Todos son no metales. La EN aumenta al avanzar en el periodo y al subir en el grupo (escala de Pauling).

Periodo 2 de izquierda a derecha: C(2,55) < N(3,04) < O(3,44) < F(3,98).

Cl(3,16) está en periodo 3, grupo 17: menor EN que F pero mayor que N.

El enlace más polar con H (EN = 2,20) es el H-F, porque es el que tiene mayor diferencia: $\Delta EN = 3,98 - 2,20 = 1,78$.

Solución: $F > O > Cl > N > C$ | H-F es el enlace más polar

7. Clasifica los siguientes enlaces como iónico, covalente polar o apolar: H-H, H-Cl, Na-Cl, C-H. Datos: $EN(H)=2,2$; $EN(Cl)=3,2$; $EN(Na)=0,9$; $EN(C)=2,5$.

Calculamos la diferencia de EN para cada enlace y aplicamos el criterio: $>1,7$ iónico, $0,4-1,7$ polar, $<0,4$ apolar.

H-H: $\Delta EN = 2,2 - 2,2 = 0,0 \rightarrow$ covalente apolar: los dos átomos son iguales y tiran igual del par de electrones.

H-Cl: $\Delta EN = 3,2 - 2,2 = 1,0 \rightarrow$ covalente polar: está entre 0,4 y 1,7, el Cl atrae más el par y aparece un dipolo.

Na-Cl: $\Delta EN = 3,2 - 0,9 = 2,3 \rightarrow$ iónico: pasa de 1,7, el Na cede el electrón y se forma un cristal de iones.

C-H: $\Delta EN = 2,5 - 2,2 = 0,3 \rightarrow$ covalente apolar: no llega a 0,4, y por eso los hidrocarburos son insolubles en agua.

Solución: H-H: apolar | H-Cl: covalente polar | Na-Cl: iónico | C-H: apolar

8. Ordena de mayor a menor radio los iones isoelectrónicos: N^{3-} , O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} . Todos tienen 10 electrones.

Con igual número de electrones, mayor Z significa mayor atracción nuclear $\rightarrow$ menor radio.

Z: N(7), O(8), F(9), Na(11), Mg(12). Todos tienen 10 electrones (configuración del Ne).

A mayor Z, el núcleo atrae más a los 10 electrones $\rightarrow$ radio menor.

Solución: $N^{3-} > O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+}$ (mismos 10 electrones, Z creciente de 7 a 12)

9. El elemento X tiene estas IE sucesivas (kJ/mol): $IE_1=590$, $IE_2=1145$, $IE_3=4912$, $IE_4=6491$. Identifica a qué grupo pertenece X y propón un elemento posible.

El salto brusco entre IE_2 e IE_3 indica que el tercer electrón está en una capa interna. X tiene 2 electrones de valencia → grupo 2.

$IE_1=590$ y $IE_2=1145$ son del mismo orden. $IE_3=4912$ es un salto de $\times 4,3$ → capa interna.

2 electrones de valencia → grupo 2 (metales alcalinotérreos). $IE_1=590$ corresponde al Ca (Z=20).

Solución: Grupo 2 | Elemento probable: Ca (IE_1 experimental = 590 kJ/mol)

10. Justifica por qué el F tiene mayor electronegatividad que el I, y por qué el Cl tiene mayor afinidad electrónica que el F.

Dos preguntas en una: tendencia de EN en grupo ($F>I$) y anomalía de AE ($Cl>F$).

EN $F > EN I$: el F está en el mismo grupo pero en periodo 2. Menor radio → mayor atracción sobre el par compartido → mayor EN.

AE $Cl > AE F$: aunque F es más electronegativo, su radio es tan pequeño que al capturar un electrón extra la repulsión entre electrones es muy alta (capa 2p muy compacta). En Cl la capa 3p tiene más espacio → menor repulsión → mayor AE.

Solución: EN: $F > I$ por menor radio (mismo grupo, periodo 2 vs 5) | AE: $Cl > F$ por menor repulsión en capa 3p

11. Un elemento tiene la configuración electrónica $[Ar]3d^{10}4s^24p^3$. Indica su periodo, su grupo, su bloque y cuántos electrones de valencia tiene. Compara después su radio atómico con el del elemento que está justo encima de él en la tabla.

La posición sale de leer la configuración: el periodo es el n más alto y el grupo depende de en qué subcapa termina. El radio se compara con las dos razones de siempre.

Periodo: el valor de n más alto que aparece es 4 (en 4s y 4p), luego está en el **periodo 4**.

Grupo: la configuración acaba en $4s^24p^3$, es decir ns^2np^x con $x = 3$. Grupo = $12 + 3 = 15$. Al terminar en un orbital p, es del bloque p.

Electrones de valencia: los de la última capa, la $n=4$, o sea $4s^2 4p^3 = 5$ electrones. Los diez del 3d no cuentan: esa subcapa está llena y pertenece a una capa interior.

Identificarlo (no lo piden, pero sirve de comprobación): $Z = 18 + 10 + 2 + 3 = 33$, el arsénico.

El elemento de encima es el del mismo grupo 15 y periodo 3: el fósforo, $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$. Su capa de valencia es la $n=3$.

Radio: el arsénico tiene una capa ocupada más que el fósforo, así que su electrón de valencia está más lejos del núcleo y más apantallado por las capas interiores. Su radio es mayor.

Solución: Periodo 4, grupo 15, bloque p, 5 electrones de valencia (es el As) | radio del As > radio del P, porque el As tiene una capa más

12. La segunda energía de ionización del sodio es 4562 kJ/mol y la del magnesio 1451 kJ/mol. Justifica por qué es tanto mayor la del sodio, si el magnesio tiene más protones.

Aquí no vale la tendencia del periodo: hay que mirar de qué configuración electrónica se arranca el segundo electrón en cada caso.



El catión que queda tiene la configuración del neón, es decir, la capa completa. Es una situación muy estable.

El segundo electrón habría que sacarlo de esa capa completa, y además de la capa $n=2$, que está más cerca del núcleo y menos apantallada. Por eso cuesta tantísimo.

Magnesio: Mg es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Al quitarle el primero queda $\text{Mg}^+ = \dots 3s^1$, que todavía tiene un electrón suelto en la capa $n=3$. Quitarlo es fácil, y además al quitarlo el Mg^{2+} alcanza la configuración estable del neón.

Conclusión: el número de protones no decide por sí solo. Lo que decide es si el electrón que se extrae rompe o no una capa completa.

Solución: $IE_2(\text{Na}) \gg IE_2(\text{Mg})$ porque en el Na el segundo electrón sale de una capa completa de gas noble, mientras que en el Mg sale de un 3s semiocupado

13. En la tabla de Mendeléyev el telurio (masa atómica 127,6) aparece delante del yodo (masa atómica 126,9), justo al revés de lo que exigía su criterio de ordenación. Explica por qué lo colocó así y qué descubrimiento posterior resolvió la contradicción.

Es una cuestión sobre el origen experimental de la tabla: hay que distinguir el criterio con el que se construyó (la masa) de la razón por la que funcionaba (las propiedades).

Mendeléyev (1869) ordenaba por masa atómica creciente, pero su objetivo era que en cada columna cayesen elementos con propiedades parecidas. Por masa, el yodo debería ir antes que el telurio.

Sin embargo el yodo se comporta como el cloro y el bromo (forma compuestos análogos, es un halógeno) y el telurio como el azufre y el selenio. Colocarlos por masa habría metido a cada uno en la columna equivocada.

Mendeléyev dio prioridad al comportamiento químico sobre la masa e invirtió la pareja. Era una decisión bien fundada experimentalmente, pero contradecía su propio criterio de ordenación: eso era la señal de que la masa atómica no era la magnitud correcta.

En 1913 Moseley midió los rayos X que emite cada elemento y comprobó que su frecuencia crece de forma regular con un número entero propio de cada elemento, el número atómico Z (el número de protones). Ordenando por Z , el telurio ($Z = 52$) queda de forma natural antes que el yodo ($Z = 53$) y la inversión desaparece.

La teoría actual cierra el círculo: los elementos de un grupo se parecen porque comparten la configuración electrónica de la capa de valencia, y esa configuración se repite periódicamente al ir aumentando Z , no la masa.

Solución: Los colocó por sus propiedades químicas, no por su masa: el yodo es un halógeno y el telurio un anfígeno | lo resolvió Moseley en 1913, al sustituir la masa atómica por el número atómico Z como criterio de ordenación

Siguiente apartado: **1.4 Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares** — estructura de Lewis, teoría VSEPR (geometría molecular), hibridación, enlace covalente, iónico y metálico, fuerzas intermoleculares y propiedades de las sustancias.