

4

Tabla periódica

The periodic table is a tabular arrangement of chemical elements. It consists of 18 groups (vertical columns) and 7 periods (horizontal rows). The groups are color-coded: 1 (light blue), 2 (light green), 3 (light orange), 4 (light red), 5 (light purple), 6 (light yellow), and 7 (light blue). The first two groups (1 and 2) are the s-block, groups 3 through 12 are the p-block, and groups 13 through 18 are the d-block. The last two groups (17 and 18) are the f-block. Each element entry includes its atomic number, symbol, name, atomic mass, and electron configuration.

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	Hidrógeno									He Helio
2	Litio	Berilio								Ne Neón
3	Sodio	Magnesio								Fluor
4	Kalio	Cálcio	Scandio	Titánio	Vanadio	Cromo	Manganoso	Cobalto	Níquel	Oxígeno
5	Rubidio	Sr	Yttrio	Zirconio	Níobio	Molibdeno	Tecnecio	Ruténio	Pd	Fósforo
6	Cesio	Bario	Lutecio	Hafnio	Tántalo	Wolframio	Rehio	Osmio	Ir	Silicio
7	Francio	Ra	Lr	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bh	Hs	Pt	Arsénico
8									Au	Selenio
9									Ha	Bromo
10									Tl	Kr Kriptón

La estructura de la tabla periódica también nos puede servir para determinar cuál es la configuración electrónica de un átomo de una manera más sencilla, pues está dividida de la siguiente forma:



El **bloque s** está formado por 2 columnas, tantas como electrones caben en los subniveles s. Los elementos de este bloque acaban su configuración electrónica en s1 o s2.

El **bloque d** está formado por 10 columnas, tantas como electrones caben en los subniveles d. Los elementos de ese bloque acaban su configuración en d1, d2... hasta d10, en el nivel (n - 1).

El **bloque p** está formado por 6 columnas, tantas como electrones caben en los subniveles p. Los elementos de ese bloque acaban su configuración en s2p1, s2p2... hasta s2p6, dependiendo de la familia de que se trate.

Finalmente, el **bloque f** está formado por 14 columnas, tantas como electrones caben en el subnivel

Bloque	Grupo	Nombre del grupo	Conf. elec. última capa
S	1	Alcalinos	n s ¹
	2	Alcalino-térreos	n s ²
P	13	Térreos	n s ² p ¹
	14	Carbonoideos	n s ² p ²
	15	Nitrogenoideos	n s ² p ³
	16	Anfígenos	n s ² p ⁴
	17	Halógenos	n s ² p ⁵
	18	Gases nobles	n s ² p ⁶
d	3-12	E. de transición	n s ² (n-1)d ¹⁻¹⁰
f		E. de transición interna	n s ² (n-1)d ¹⁻¹⁰ (n-2)f ¹⁻¹⁰

Los orbitales están indicados de esta manera:

1s¹ = Un orbital con un electrón

1s² = Un orbital con dos electrones (la capa llena)

2s¹ = Dos orbitales con un electrón

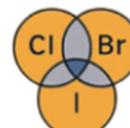
EVOLUCIÓN TABLA

EVOLUCIÓN DE LA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

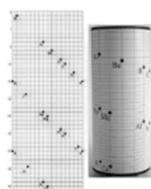
En el siglo XVIII se habían descubierto algunos elementos, pero para 1830 ya se conocían 55. Por lo que empezaron los intentos para clasificarlos

1 La triada de Dobereiner

En 1820, se observa que, si agrupamos elementos parecidos en grupos de tres, con su masa atómica de menor a mayor y hacemos la media del primer y tercer elemento su masa es parecida al segundo



1	Cl	35.46	Br	79.92	I	126.91	$(35.46+126.91)/2=81.19$
2	Ca	40.08	Sr	87.63	Ba	137.36	$(40.08+137.36)/2=88.72$
3	S	32.07	Se	78.96	Te	127.61	$(32.07+127.61)/2=79.84$



2 Chancourtois y la Hélice Telúrica

En 1862, coloco elementos por su peso atómico creciente en 45°. Para colocarlos en un cilindro y que los similares aparecieran colocados en columnas verticales

3 Las octavas de Newlands

En 1865, ordenó los elementos por su peso en 7 filas y 8 columnas. Viendo que el octavo elemento tenía las mismas propiedades que el anterior.

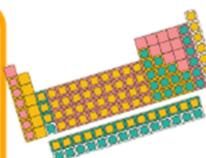
H	F	Cl	Br	Pd	I	Pt
Li	Na	K	Cs	Rb	Ag	Cs
Br	Mg	Ca	Zn	Si	Cd	Ba
B	Al	Cr	Y	La	Ta	Tl
C	Si	Ti	H	Zr	Sn	W
N	P	Mn	Au	Mo	Sb	Nb
O	S	Fe	Sc	Ru	Te	Bi

4 J.L.Meyer

En 1870, representa los volúmenes atómicos en una gráfica, descubriendo que hay periodicidad.

5 La Ley Periódica de Mendeleiéiev

En 1869, presenta la primera tabla periódica. Son 63 elementos en columnas por peso atómico creciente y valencia repitiéndose las propiedades químicas de los elementos.



6 La actual clasificación periódica

En 1944, se termina elaborando por Seaborg la actual. Ordena elementos por número atómico

La propiedad de los elementos tiene que ver con la periodicidad de número atómico (Z)

Todo el elemento de un grupo tiene propiedades comunes pq tienen una configuración electrónica similar

Todos los elementos tienden a adquirir 8 electrones

Los no metales tienden adquirir electrones

Los metales suelen ceder electrones



EJEMPLO

Dadas las configuraciones electrónicas siguientes: Elemento A: $1s^2 2s^2 2p^5$ Elemento B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Elemento C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ Indica el grupo y período de cada elemento e identifícalo

- El elemento A tiene estructura de última capa de tipo s2 p5 por lo que pertenece al grupo 17, el de los halógenos; por el número 2 de dicha capa su período será el segundo; y al tener 9 electrones significa que su número atómico es también 9, lo que lo identifica como el flúor.
- El elemento B tiene estructura de última capa de tipo s2, por lo que pertenece al grupo 2, el de los alcalinotérreos; por el número 3 de dicha capa su período será el tercero; y al tener 12 electrones significa que su número atómico es también 12, lo que lo identifica como el magnesio.
- El elemento C tiene en la penúltima capa orbitales d incompletos por lo que pertenece al grupo de metales de transición, y por tener 8 electrones en dicho orbital y 2 electrones en el 4s, estará incluido en el llamado grupo 10; el número 4 de su última capa nos indica que su período será el cuarto; y al tener 28 electrones significa que su número atómico es también 28, lo que lo identifica como el níquel

A.19.- Dadas las configuraciones electrónicas siguientes: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ Indica el grupo y período de cada elemento e identifícalo.

A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

- Electrones totales: $2 + 2 + 6 + 2 + 4 = 16 \rightarrow Z = 16$.
- Elemento: Azufre (S).
- Período: 3 (porque el mayor n es 3).
- Grupo: 16 (o VIA, los calcógenos) — 6 electrones en la capa de valencia ($3s^2 3p^4 \rightarrow 6 e^-$ de valencia).

B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

- Electrones totales: $2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 1 = 19 \rightarrow Z = 19$.
- Elemento: Potasio (K).
- Período: 4 (mayor n = 4).
- Grupo: 1 (alcalino, un electrón en 4s → configuración típica del grupo 1).

A.20*.- Dado el elemento de $Z = 17$: a) Escribe su configuración electrónica. b) Indica a qué grupo y período pertenece. c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

a) Configuración electrónica (estado fundamental)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ notación abreviada: [Ne] $3s^2 3p^5$.

b) Grupo y período

- Período: 3 (mayor n = 3).
- Grupo: 17 (halógenos; 7 electrones de valencia: $3s^2 3p^5 \rightarrow 7$ valencia).

c) Valores posibles de los números cuánticos del electrón más externo

El electrón más externo pertenece al subnivel 3p. Los números cuánticos son:

- n (principal) = 3.
- l (azimutal) = 1 (porque es orbital p).
- m_l (magnético) puede tomar los valores: $-1, 0, +1$ (tres orientaciones p_{-1}, p_0, p_{+1}).
- m_s (espín) puede ser $+1/2$ (\uparrow) o $-1/2$ (\downarrow).

Por tanto, los posibles conjuntos (n, l, m_l, m_s) para un electrón en 3p son:
(3, 1, $-1, \pm 1/2$), (3, 1, 0, $\pm 1/2$), (3, 1, $+1, \pm 1/2$).

A.21*.- Los átomos de un elemento del 5º período del Sistema Periódico: ¿tienen orbitales «f»?, ¿tienen electrones en esos orbitales? Razona las respuestas

- El número cuántico principal $n = 5$ permite subniveles s, p, d, f ($l = 0, 1, 2, 3$). Es decir, existen funciones orbitales 5f. Pero la distribución real de electrones depende de la energía relativa de esos orbitales.
- En la tabla periódica y el llenado real por energía: después de 5p (final del período 5) viene 6s y más tarde se llenan 4f (en período 6). Los 5f comienzan a llenarse mucho más tarde (actínidos, período 7).
- Por eso: técnicamente sí hay orbitales 5f disponibles, pero no hay electrones en 5f para los átomos neutros del 5.º período en su estado fundamental.





PROPIEDADES DE TABLA



1.-ENERGIA DE IONIZACIÓN inicial

- La primera energía de ionización, es la mínima cantidad de energía necesaria para quitar el electrón más externo (el menos fuertemente retenido) de un átomo neutro, en estado gaseoso y en su estado fundamental.
- La energía de ionización aumenta cuando:
 - El número atómico (Z) es más alto (más protones → mayor atracción nuclear).
 - El electrón está más cerca del núcleo (menor distancia → mayor fuerza de atracción).

Al desplazarnos a la derecha en un periodo el número de protones crece y la energía de ionización tb. Y los electrones se sitúan en la misma capa

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I (kJ/mol)	520,2	899,5	800,6	1086,5	1402,3	1313,9	1681,0	2060,7

Explicación para examen: Dentro de un mismo periodo la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha **Explicación:** A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no. Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia , disminuyendo el radio, por lo tanto los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

Si descendemos en un grupo el número de protones es casi igual y la energía de ionización tb. Sin embargo la distancia al núcleo de los electrones aumenta ya que aumentan las capas

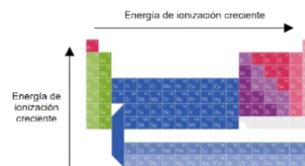
Elemento	E.I (kJ/mol)
Li	520,2
Na	495,8
K	418,8
Rb	403,0

Explicación para examen: Dentro de un mismo grupo la energía de ionización disminuye al descender en el grupo.

Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico , los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo , siendo menor la energía de ionización

De aquí deriva una ley: **Ley de Coulomb** . Explicando que, presentarán un valor más bajo de la primera energía de ionización el elemento cuyo electrón esté más débilmente unido al núcleo. Que está reflejada en la formula

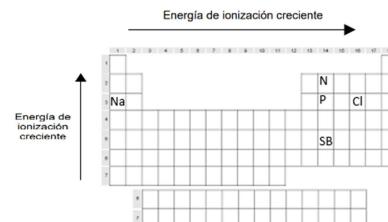
$$F = k \frac{(Z^* e)}{r^2}$$



¿Estamos preparados? Ahora nos toca aplicar lo aprendido para saber si hemos entendido los conceptos principales. **1.-Ordena los siguientes elementos en orden creciente a su Energía de Ionización**

a) Na (Z=11) Cl (Z=17) P(Z= 15) b) P(Z= 15) Sb(Z= 51) N(Z=7)

- Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 3 periodo 1 grupo s zona
 Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 Sb $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
 N $1s^2 2s^2 2p^6$





- a) Como el Na, Cl y P pertenecen al mismo periodo Ei de Na < P < Cl

Explicación: Dentro de un mismo periodo la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha. Explicación: A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no. Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia, disminuyendo el radio, por lo tanto, los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos.

- b) Como el P, Sb y N pertenecen al mismo grupo el Ei de Sb < P < N

Explicación: Dentro de un mismo grupo la energía de ionización disminuye al descender en el grupo. Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo, siendo menor la energía de ionización.

EJERCICIO 1.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Energía de Ionización:

- a) Li (Z = 3), F (Z = 9), Be (Z = 4)
b) Mg (Z = 12), Ca (Z = 20), Ba (Z = 56)

EJERCICIO 2.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Energía de Ionización:

- a) O (Z = 8), S (Z = 16), Se (Z = 34)
b) K (Z = 19), Al (Z = 13), Ar (Z = 18)

EJERCICIO 3.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Energía de Ionización:

- a) C (Z = 6), Si (Z = 14), Ge (Z = 32)
b) I (Z = 53), Br (Z = 35), Cl (Z = 17)

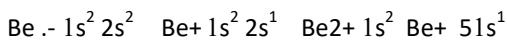
2.-ENERGIA DE IONIZACIÓN sucesivas

En función del número de electrones del átomo podemos hablar de **la primera, segunda , tercera, ... energía de ionización**, que corresponde , con la **energía necesaria para arrancar del átomo el primer , segundo , tercer ... electrón** $X(g) + EI_1 \rightarrow X+(g) + 1e^-$ $X+(g) + EI_2 \rightarrow X^{2+}(g) + 1e^-$ $X^{2+}(g) + EI_3 \rightarrow X^{3+}(g) + 1e^-$. Las sucesivas energías de ionización serán mayores cada vez

Explicación para examen. - Al disminuir los electrones tendrá un menor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva aumentará, al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio por lo tanto los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

1.-Las energías sucesivas de ionización del berilio son Be Z=4 son $EI_1= 0.899$ $EI_2= 1.757$ $EI_3 = 14.849$

(en eV/átomo) Justifica el valor tan alto de la tercera energía de ionización



explicación: Al disminuir los electrones tendrá un menor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva aumentará, al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio por lo tanto los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para extraerlos

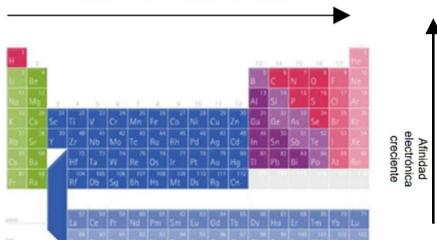
El valor tan alto de la tercera energía de ionización, es debido a que el Be al perder dos electrones adquiere la configuración electrónica de un gas noble, lo que le confiere una mayor estabilidad, por esto se requiere mucha más energía para arrancar el tercer electrón



3.- AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)



Afinidad electrónica creciente



La variación de energía (generalmente energía desprendida, por eso AE suele ser negativo) cuando un elemento, en estado gaseoso, capta un electrón. Es idéntica a la energía de ionización.

Si un elemento tiende a captar electrones (afinidad electrónica alta) no tenderá a cederlos, debiendo de comunicar una gran energía para lograrlo (energía de ionización alta).

Si un elemento tiende a ceder electrones habrá que comunicarle poca energía (energía de ionización baja) y no tenderá a captarlos (afinidad electrónica baja).

Explicación para examen: A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no . Al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio, por lo tanto el núcleo ejercerá una mayor atracción por ese nuevo electrón siendo mayor la Afinidad electrónica

Explicación para examen: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo, siendo menor la Afinidad electrónica

¿Realizamos un ejercicio para que veas en qué casos podemos usar esta teoría?

1.-a) Define afinidad electrónica b) ordena razonadamente los elementos C , F y Li, según los valores crecientes de su afinidad electrónica

a) La afinidad electrónica es la energía liberada (o absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso captura un electrón y se convierte en un ión negativo (anión).

b)

C	$1s^2 2s^2 2p^2$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Li	$1s^2 2s^1$

Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, los electrones al aumentar el radio estarán menos atraídos por el núcleo, siendo menor la Afinidad electrónica $\text{Li} < \text{C} < \text{F}$

2) Dados las configuraciones electrónicas del estado fundamental de elementos neutros:

A: 1s2 2s2 2p2 , B: 1s2 2s2 2p5, C: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s1 , D: 1s2 2s2 2p4

Identifica los elementos y razona cuáles de ellos es previsible que presente el mayor y el menor valor de: a) La energía de ionización. b) La afinidad electrónica. c) El radio atómico. Los elementos cuya configuración se presenta, son todos ellos elementos representativos del segundo período, excepto el C que pertenece al cuarto. Dados los electrones de su capa de valencia podemos decir que el A es el carbono, el B es el flúor, el D es el oxígeno y el C es un metal alcalino, en concreto, el potasio.



a) Conociendo cómo varía la energía de ionización dentro de un mismo período, nos encontramos que será B (el flúor) el elemento más situado a la derecha y también más arriba en la Tabla periódica. Por tanto, será el elemento que presente mayor valor de la energía de ionización. El potasio (el C) es el que está más a la izquierda y más abajo en la Tabla. Por ello, le corresponderá el valor más bajo. En el caso del flúor, comparado con los otros elementos de su período (carbono y oxígeno), su mayor carga nuclear y menor radio atómico hacen que los electrones de su última capa sufran una atracción mayor desde el núcleo, por lo que se necesita más trabajo para arrancar uno de ellos. En el potasio, con dos capas más que los otros elementos, los electrones están bastante más alejados del núcleo y la fuerza de atracción será menor.

b) La afinidad electrónica y la energía de ionización son propiedades muy relacionadas entre sí. Por ello, la respuesta es la misma del apartado anterior.

c) El potasio, con dos capas electrónicas más que los otros tres elementos, presentará el mayor radio atómico. El flúor tendrá el valor más pequeño de esta magnitud, al tener mayor número atómico, es decir, mayor carga nuclear, y por tanto, mayor atracción sobre la nube electrónica más externa, que causará que ésta se encuentre más cerca del núcleo.

EJERCICIOS 1.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Afinidad Electrónica:

- a) Cl (Z = 17), S (Z = 16), Si (Z = 14)
- b) Na (Z = 11), Mg (Z = 12), Al (Z = 13)

EJERCICIOS 2.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Afinidad Electrónica:

- a) F (Z = 9), O (Z = 8), N (Z = 7)
- b) C (Z = 6), B (Z = 5), Li (Z = 3)

EJERCICIOS 3.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su Afinidad Electrónica:

- a) Br (Z = 35), I (Z = 53), Cl (Z = 17)
- b) He (Z = 2), Ne (Z = 10), Ar (Z = 18)

EJERCICIO 4.- Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los número atómicos: 2, 11, 17 y 26. Indica: a) El grupo y el período al que pertenecen. b) ¿Cuáles son metales? c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica en valor absoluto

Datos básicos

A: Z = 2 → He (helio)
B: Z = 11 → Na (sodio)
C: Z = 17 → Cl (cloro)
D: Z = 26 → Fe (hierro)

a) Grupo y período
A (He, Z=2): Grupo: 18 (noble gases). Período: 1.
B (Na, Z=11): Grupo: 1 (metales alcalinos). Período: 3.
C (Cl, Z=17): Grupo: 17 (halógenos). Período: 3.
D (Fe, Z=26): Grupo: 8 (metal de transición). Período: 4.

b) ¿Cuáles son metales?
Metales: Na (B) y Fe (D).
Na → metal alcalino (muy reactivo, conductor).
Fe → metal de transición.
No metales / otros: He (A) es gas noble; Cl (C) es no metal (halógeno).

c) Mayor afinidad electrónica (en valor absoluto): Cl (C).
Los halógenos (como Cl) tienen las mayores afinidades electrónicas porque les falta un electrón para completar el octeto y liberan mucha energía al captarlo.
He (A) prácticamente no acepta electrones (afinidad electrónica nula o negativa — no forma anión estable).
Na (B) y Fe (D) tienen afinidades electrónicas mucho menores que Cl.



4.- ELECTRONEGATIVIDAD (EN)



Mide la tendencia de los elementos a captar electrones. Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado a atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos de un enlace covalente

Energía de ionización alta y afinidad electrónica alta
= Electronegatividad alta.

- Electronegatividades altas indican gran apetencia por los electrones. Los no metales son muy electronegativos.



Energía de ionización baja y afinidad electrónica baja = Electronegatividad baja.

- Una electronegatividad baja indica tendencia a perder electrones. Los metales tienen electronegatividades bajas.

Explicación para examen: A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no . Al aumentar la carga nuclear efectiva disminuye el radio, con lo que aumenta la tendencia que tiene el átomo de atraer los electrones

Explicación para examen: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, con lo que disminuye la tendencia que tiene el átomo de atraer los electrones

Sigamos con ejercicios para que veas como realizar los ejercicios

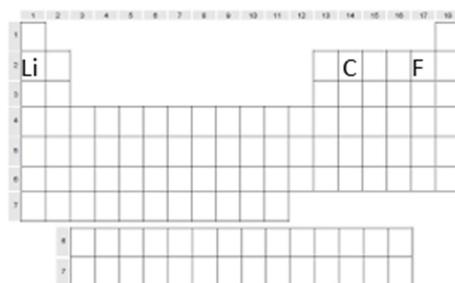
1.-a) Define afinidad electrónica b) ordena razonadamente los elementos C, F y Li, según los valores crecientes de su afinidad electrónica

- a) La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace químico. Es una propiedad relativa, es decir, se compara entre átomos. El elemento más electronegativo es el flúor (F), y en general, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un periodo de la tabla periódica y disminuye de arriba abajo en un grupo.

b)

C	$1s^2 2s^2 2p^2$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Li	$1s^2 2s^1$

Explicación: Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico, con lo que disminuye la tendencia que tiene el átomo de atraer los electrones $\text{Li} < \text{C} < \text{F}$



EJERCICIO 1.- a) Define afinidad electrónica. b) Ordena razonadamente los elementos C, F y Li según valores crecientes de su afinidad electrónica.



EJERCICIO 2. a) Define afinidad electrónica) Ordena razonadamente los elementos O, N y S según valores crecientes de su afinidad electrónica.

a) **Definición.** Afinidad electrónica: energía liberada (o absorbida) cuando un átomo neutro en gas capta un electrón para formar un anión. Se suele expresar como la variación de energía ΔE ; valores **más negativos** = mayor liberación de energía = **mayor afinidad electrónica**.

b) Ordena O, N y S por afinidad electrónica (valores crecientes):

Primero razonamos la tendencia general: en un mismo periodo la afinidad suele aumentar hacia la derecha; descendiendo en un grupo suele disminuir (menos exo). Hay anomalías por la estabilidad de semillenos (p^3) o por la repulsión en orbitales 2p muy compactos.

- N (p^3 , semilleno) tiene afinidad muy baja (casi nula) — es el menor.
- O (p^4) tiene afinidad moderada pero la repulsión entre electrones en el compacto orbital 2p reduce algo su exoenergía.
- S (p^4 , 3p) al ser más grande reduce la repulsión y suele liberar **más** energía al ganar un electrón que O.

Por tanto, **orden creciente** (de menor a mayor afinidad electrónica):

N < O < S.

EJERCICIO 3.- a) Define afinidad electrónica. b) Ordena razonadamente los elementos Na, Cl y Al según valores crecientes de su afinidad electrónica.

a) Definición (igual que antes): energía liberada cuando un átomo neutro en fase gaseosa captura un electrón.

b) Ordena Na, Cl y Al por afinidad electrónica (valores crecientes):

- Na (metal alcalino) tiene afinidad muy baja (poco dispuesto a captar electrones) → **el menor**.
- Al (metal p) tiene afinidad moderada (más que Na, menos que un no metal).
- Cl (halógeno) tiene **muy alta afinidad electrónica** (libera mucha energía al captar 1 e^-).

Orden creciente: Na < Al < Cl.

(Razonamiento: afinidad aumenta hacia la derecha en un periodo; Cl es halógeno con máxima tendencia a captar 1 e^- .)

EJERCICIO 4 Aa) Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son respectivamente 15, 17 y 19. b) ¿En qué grupo y período de la tabla periódica está situado cada elemento? c) Indica, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.

a) Configuraciones electrónicas (estado fundamental):

- Z = 15 → P (fósforo): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ → abreviada: [Ne] $3s^2 3p^3$.
- Z = 17 → Cl (cloro): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → [Ne] $3s^2 3p^5$.
- Z = 19 → K (potasio): $1s^2 \dots 3p^6 4s^1$ → [Ar] $4s^1$.

b) Grupo y período:

- P: período 3, grupo 15 (o VA).
- Cl: período 3, grupo 17 (halógenos).
- K: período 4, grupo 1 (alcalinos).

c) Elemento de mayor energía de ionización y el de mayor carácter metálico:

- **Energía de ionización (mayor): Cl.**
 - Razonamiento: la IE aumenta hacia la derecha y hacia arriba; Cl es un no metal situado a la derecha del periodo 3, por tanto retiene fuertemente sus electrones.
- **Mayor carácter metálico: K (potasio).**
 - Razonamiento: carácter metálico aumenta hacia la izquierda y hacia abajo; K es un metal alcalino con un electrón de valencia fácil de perder → más metálico.

EJERCICIO 5.- Los átomos neutros X, Y y Z, tienen las siguientes configuraciones: X: $1s^2 2s^2 2p^1$; Y: $1s^2 2s^2 2p^5$; Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. a) Indica el grupo y el período en el que se encuentran. b) Ordénalos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.

Datos:

- X: $1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow$ total 5 $e^- \rightarrow$ B (boro, Z=5).
- Y: $1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ total 9 $e^- \rightarrow$ F (flúor, Z=9).
- Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ total 12 $e^- \rightarrow$ Mg (magnesio, Z=12).

a) Grupo y período:

- X = B: período 2, grupo 13 (III A / grupo del boro).





- Y = F: período 2, grupo 17 (halógeno).
- Z = Mg: período 3, grupo 2 (alcalinotérreo).

b) **Ordena de menor a mayor electronegatividad:**

Tendencia: electronegatividad aumenta hacia la derecha y hacia arriba.

- Mg (metal) → menor electronegatividad.
- B intermedio.
- F → máxima electronegatividad.

Orden (creciente): Mg < B < F.

(Razonamiento: Mg es metálico y pierde electrones con facilidad; F es el no metal más electronegativo.)

EJERCICIO 6.- Dados los elementos A (Z = 13), B (Z = 9) y C (Z = 19): a) Escribe sus configuraciones electrónicas. b) Ordénalos de menor a mayor electronegatividad. c) Razona cuál tiene mayor volumen

a) Configuraciones electrónicas (estado fundamental):

- A (Z=13) → Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow [Ne] 3s^2 3p^1$.
- B (Z=9) → F: $1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow [He] 2s^2 2p^5$ o simplemente $1s^2 2s^2 2p^5$.
- C (Z=19) → K: $[Ar] 4s^1$.

b) **Ordénalos de menor a mayor electronegatividad:**

Tendencia: electronegatividad aumenta a la derecha y hacia arriba. Por tanto: K (grupo 1) < Al (grupo 13) < F (halógeno).

Orden (creciente): C (K) < A (Al) < B (F).

c) ¿Cuál tiene mayor volumen (radio atómico)?

Tendencia: el radio aumenta hacia abajo y hacia la izquierda.

- K (C) — período 4, grupo 1 → mayor radio (es el más abajo y a la izquierda de los tres).
- Al (A) — período 3, grupo 13 → radio intermedio.
- F (B) — período 2, grupo 17 → menor radio.

Orden (mayor a menor volumen): K > Al > F.

(Razonamiento: K tiene más niveles ocupados — mayor n — y menos atracción nuclear efectiva por electrón de valencia; F es pequeño y altamente atraído por el núcleo.)

5.- TAMAÑO DEL ÁTOMO

El número de capas que posea. Los átomos que tengan más capas tendrán, lógicamente, un tamaño superior a aquellos otros que posean pocas capas.

El número de electrones situado en la última capa o capa de valencia. La existencia de muchos electrones en la última capa hace que aumente el tamaño del átomo, ya que los electrones, al ser cargas negativas, se repelen y tienden a separarse unos de otros.

La carga efectiva (Z^) del núcleo. Un electrón situado a determinada distancia del núcleo estará más fuertemente atraído por éste (tiendiendo a situarse a menor distancia) si la carga nuclear efectiva es grande*

Los **elementos más pequeños** estarán situados en la **parte superior** y los más voluminosos en la parte de abajo del sistema periódico.

En los **periodos cortos** a medida que vamos hacia la **derecha**, la **carga nuclear efectiva aumenta** con lo que se produce una **disminución del tamaño** de los átomos.

En los **periodos largos** los átomos más **pequeños** se encuentran situados hacia la **mitad periodo y al final del mismo**

Comparados con los átomos neutros los **iones con carga negativa** (aniones) son bastante **más grandes**

IONES

Los **iones con carga positiva** (cationes) serán, sin embargo, bastante **más pequeños que los átomos neutros**



6.- CONCEPTOS IMPORTANTES PARA EJERCICIOS

Esquema para hacer ejercicios



APANTALLAMIENTO. -Es debido a la repulsión entre los electrones del átomo y disminuye la fuerza de atracción del núcleo. Se da entre electrones del mismo nivel y niveles inferiores.

Explicación amplia: los electrones (-) son atraídos por el núcleo con protones (+), y crean una fuerza de atracción común. Sin embargo, los electrones (-) de capas inferiores y de la misma capa crean fuerzas de repulsión. Por lo que, **la fuerza de atracción – la de repulsión crea la fuerza de atracción efectiva.**

2 tipos de apantallamiento

Kernel (niveles internos)
 $a=1$ por cada electrón

Niveles externos.
 $a < 1$ para cada electrón del mismo nivel

CARGA NUCLEAR EFECTIVA (Z^*).- Es debido a la repulsión entre los electrones que los de las ultimas capas recibirán una menor atracción. Por lo que, se trata de la fuerza que necesita el núcleo para atraer a el electrón teniendo en cuenta el apantallamiento.

$$Z^* = Z \text{ (número de protones o número atómico)} - a \text{ (apantallamiento)}$$

el mismo periodo

$$Z^* = Z - a$$

$a = \text{constante}$

Sube Z = sube Z^*

el mismo grupo

$$Z^* = \text{constante}$$

$a = Z^* \text{ baja} = F \text{ efectiva baja}$

Sé que ahora parece que es toda información inconexa, pero haciendo ejercicios entenderás mucho mejor que es lo que estamos haciendo y aprenderás a usar estos esquemas



1.- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Berilio (Z=4) y Silicio (Z= 14)

Be (z=4)= $1s^2 2s^2$

Kernel= $1s^2$ asique tenemos 2
Externa= $2s^2$ tenemos dos, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 1

$a = 2 + 1. (a < 1)$
 $a = 2 + (a < 1)$
Como tiene que ser menor que uno el resultado tiene que ser menor que tres.
Por lo que a esta entre 2 y 3 $2 < a < 3$

Silicio (z=14) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Kernel= $1s^2 2s^2 2p^6$ asiq son 10
Externa= $3s^2 3p^2$ tenemos cuatro, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 3

$a = 10 + 3. (a < 1)$
Como al 10 hay que sumarle algo el resultado tiene que ser mayor que 10
 $10 < a$

2.- Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electron mas externo de Na (Z= 11) y Al (Z = 13)

Na(z=11)= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Kernel= $1s^2 2s^2 2p^6$ asique tenemos 10
Externa= $3s^1$ tenemos uno, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 0

$a = 10 + 0. (a < 1)$
 $a = 10$
 $Z^* = Z - a \quad Z^* = 11 - 10 = 1$

Silicio (z=13) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Kernel= $1s^2 2s^2 2p^6$ asiq son 10
Externa= $3s^2 3p^1$ tenemos tres, pero como uno es el que queremos analizar solo contamos como que hay 2

$a = 10 + 2. (a < 1)$
 $Z^* = Z - a \quad Z^* = 13 - (10 + 2. (a < 1))$
 $Z^* = 13 - 10 - 2. (a < 1) = 3 - 2. (a < 1)$

EJERCICIO1- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Berilio (Z = 4) y Silicio (Z = 14).

EJERCICIO2- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Carbono (Z = 6) y Magnesio (Z = 12).

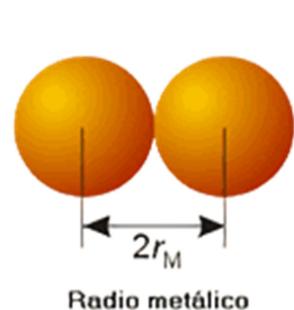
EJERCICIO3- Calcula el apantallamiento para el último electrón del Oxígeno (Z = 8) y Fósforo (Z = 15).

EJERCICIO4. Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de Na (Z = 11) y Al (Z = 13).

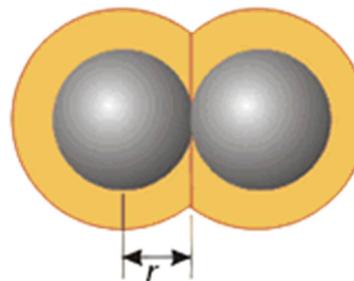
EJERCICIO 5, Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de F (Z = 9) y Mg (Z = 12).

EJERCICIO 6. Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de P (Z = 15) y Cl (Z = 17).

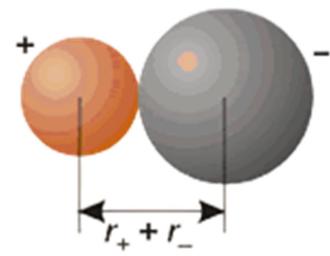
7.- RADIO ATOMICO



Radio metálico



Radio covalente



Radio iónico

La mitad de las distancias entre 2 núcleos enlazados entre si **Z* BAJA= Radio más pequeño**. Explicación para poner en el examen:

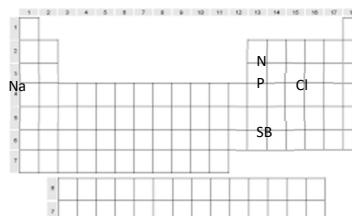
- A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha (ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no). Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia, disminuyendo el radio



- Dentro de un mismo grupo el radio atómico aumenta al descender en el grupo. Explicación Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico

1.- Ordena los siguientes elementos en orden creciente a su radio atómico a) Na (11) Cl (17) P(15)
b) P(15) Sb(51) N (7)

Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Sb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
N	$1s^2 2s^2 2p^6$



Respuesta .- Explicación A lo largo de un periodo aumenta la carga nuclear efectiva Z^* de izquierda a derecha (ya que aumenta el número atómico pero el apantallamiento no) . Al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia , disminuyendo el radio .Dentro de un mismo grupo el radio atómico aumenta al descender en el grupo. Explicación Al descender en un grupo aumenta el número de capas electrónicas aumentando el radio atómico

- Como el Na, Cl y P pertenecen al mismo periodo el radio de $Cl < P < Na$
- Como el P, Sb y N pertenecen al mismo grupo el radio de $N < P < Sb$

8.- RADIO IONICO

CATION .- Los cationes tienen menor radio que sus elementos neutros $RA^* < RA$



- **Explicación.** - Los cationes al perder electrones tendrán un menor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva aumentará, al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia, disminuyendo el radio

ANION. -Los aniones tienen mayor radio que sus elementos neutros



-**Explicación** Los aniones al ganar electrones tendrán un mayor apantallamiento para el mismo número atómico, luego la carga nuclear efectiva disminuirá, al disminuir la carga nuclear efectiva ejerce menor atracción sobre los electrones de valencia, aumentando el radio

ISOELECTRONICAS. - son aquellas que tienen el mismo número de electrones El radio de estas sustancias disminuye con el aumento del número atómico

-**Explicación** Al tener el mismo número de electrones , tienen el mismo apantallamiento , luego al aumentar el número atómico , aumentará la carga nuclear efectiva , disminuyendo el radio

1.-Justifica que especie de cada uno de los pares siguientes tiene mayor radio

a	O y O ²⁻	O $1s^2 2s^2 2p^4$ O ²⁻ $1s^2 2s^2 2p^6$	Explicación Los aniones al ganar electrones tendrán un mayor apantallamiento para el mismo número atómico , luego la carga nuclear efectiva disminuirá , al disminuir la carga nuclear efectiva ejerce menor atracción sobre los electrones de valencia , aumentando el radio El radio de O ²⁻ será mayor que el de O
b	Na y Na ⁺	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Na ⁺ $1s^2 2s^2 2p^6$	Explicación Los cationes al perder electrones tendrán un menor apantallamiento para el mismo número atómico , luego la carga nuclear efectiva aumentará , al aumentar la carga nuclear efectiva ejerce mayor atracción sobre los electrones de valencia , disminuyendo el radio El radio del Na será mayor que el de Na ⁺ El radio de estas sustancias disminuye con el aumento del número atómico
c	Cl ⁻ y K ⁺	Cl ⁻ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ K ⁺ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Explicación Al tener el mismo número de electrones , tienen el mismo apantallamiento , luego al aumentar el número atómico , aumentará la carga nuclear efectiva , disminuyendo el radio





EJERCICIOS MIXTOS DE TODO EL PUNTO TABLA PERIODICA

1. Considera los elementos A, B y C con números atómicos 9, 11 y 55 respectivamente. Responde de manera razonada a las siguientes preguntas: a. ¿Cuál de los 3 elementos presenta un mayor radio atómico? b. ¿Es cierto que el 2º potencial de ionización del elemento A es mayor que el 2º potencial de ionización del elemento B? c. ¿Se puede afirmar que el anión A⁻ es isoelectrónico con elemento B? d. Indica el tipo de enlace químico en la molécula AB.

a. A es Fluor, F. B es sodio, Na y C es cesio, Cs. Según la variación del radio atómico en la tabla periódica ($\downarrow \leftarrow$) el Cs es el mayor. b. Falso. Si arrancamos un electrón al flúor ($1s^2 2s^2 2p^4$) y un electrón al sodio ($1s^2 2s^2 2p^6$), este último queda con estructura electrónica de gas noble lo que haría que su 2º potencial de ionización fuera mayor que el del flúor. c. A⁻ ($1s^2 2s^2 2p^6$) y B($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) no son isoelectrónicos. No tienen el mismo número de electrones. d. El compuesto AB sería el fluoruro de sodio, qué es un compuesto iónico. El enlace será iónico.

2. Las configuraciones electrónicas de dos elementos A y B son respectivamente, $1s^{22}2s^{22}p^3$ y $1s^{22}2s^{22}p^63s^2$. Justifica razonadamente la veracidad de las afirmaciones siguientes : a. La electronegatividad de A es mayor que la de B. b. El elemento B se trata de un metal del 2º periodo. c. En la molécula de A₂ se forma un enlace iónico. d. Los iones A²⁻ y B²⁺ son isoelectrónicos.

a. Verdadero. A es el N y B es el Mg. Es cierto que la electronegatividad de A es mayor que la de B. b. Falso, es el Mg, metal del tercer periodo. c. Falso, el N es un no - metal y el enlace de la molécula de N₂ es covalente, triple y apolar. d. Falso. Las configuraciones respectivas de ambos iones son $1s^{22}2s^{22}p^5$ y $1s^{22}2s^{22}p^6$, no tienen el mismo número de electrones

3. Responder razonadamente a las preguntas siguientes. a. ¿Cuál de los 3 elementos: S, Ca y Cl presenta menor electronegatividad? b. Justifica la geometría de la molécula de SH₂ mediante el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. ¿Se puede afirmar qué es una molécula polar? c. ¿Qué fuerza de interacción se ha de superar para disolver CaS en agua?

a. Por su posición en la tabla periódica y según la variación de la electronegatividad en dicha tabla, el elemento de menor electronegatividad es el Ca. b. Según la T.R.P.C.V el SH₂ es una molécula del tipo AB₂, por tanto, es angular y polar. c. Para disolver sulfuro de calcio en agua se han de superar enlaces iónicos.

Dados los siguientes elementos K y Cl. a. Escribe la configuración electrónica del ión más estable del cloro. b. ¿Cuál de los 2 elementos presenta mayor energía de ionización? Justifica la respuesta. c. ¿Se puede afirmar que el radio del ión K⁺ es más grande que el del K? Razona la respuesta. d. Explica el tipo de enlace químico en el potasio y en la molécula de cloro Cl₂.

a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. b. Cl. Pues en un grupo, el potencial de ionización aumenta hacia la derecha, pues, al aumentar el n° atómico aumenta la carga nuclear efectiva, siendo los electrones de la última capa más atraídos por el núcleo. c. No es más pequeño. El K al perder un electrón y convertirse en K⁺ pierde una capa. d. En el K metálico. Y en el dicloro covalente.

. Dados los compuestos siguientes PH₃, BH₃ i NaCl. a. Deduce la estructura de Lewis del PH₃ e indica su geometría. b. ¿Se puede afirmar que el BH₃ es un compuesto polar? razona la respuesta c. ¿Es cierto que el NaCl conduce la corriente eléctrica en estado sólido? Razona la respuesta. d. ¿Cuál de los dos elementos tiene mayor potencial de ionización el cloro o el sodio? Razona la respuesta?

a. El PH₃ es un compuesto AB₃E según la T.R.P.E.C.V. ,como tal, tiene geometría de pirámide trigonal. b. El BPH₃ es un compuesto AB₃ según la T.R.P.E.C.V. ,como tal, tiene geometría trigonal plana. Es, pues, apolar. c. El NaCl es un compuesto iónico, como tal, conduce la electricidad disuelto o fundido, no en estado sólido. d. Teniendo en cuenta que el potencial de ionización aumenta al desplazarnos a la derecha en un periodo y al subir en un grupo, el cloro tiene mayor potencial de ionización que el sodio.

Sean los elementos Cl, Mg y Na. a. Escribe la configuración electrónica del ión más estable del Mg. b. ¿Cuál de los 3 presenta mayor radio atómico? Razona la respuesta. c. ¿Cuál de los 3 presenta mayor electronegatividad? razona la respuesta. d. Explica el tipo de enlace en las moléculas NaCl y Cl₂.

a. La configuración del Mg es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, tiene tendencia a perder dos electrones de la última capa dando el ion Mg⁺⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$ b. Los tres pertenecen al mismo periodo. En un periodo el radio atómico aumenta hacia la izquierda, ya que, al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear efectiva, siendo los electrones de la última capa más atraídos por el núcleo. El mayor es el Na. c. Los tres pertenecen al mismo periodo. En un periodo la electronegatividad aumenta hacia la derecha, ya que, al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear efectiva, siendo los electrones de la última capa más atraídos por el núcleo. El de mayor electronegatividad es el Cl. d. NaCl, metal – no metal, enlace iónico. Cl₂, no metal – no metal, enlace covalente, simple y apolar.

Un elemento A es alcalinotérreo del tercer periodo, mientras que un elemento B es el halógeno del segundo periodo. a. Escribe la configuración electrónica del ión más estable del elemento A. b. ¿Podemos afirmar que radio atómico del elemento B es mayor que el del anión B⁻? Razona la respuesta. c. ¿Qué elemento tiene una menor afinidad electrónica A o B? razona la respuesta. d. ¿Es cierto que el ion B⁻ y el elemento A son isoelectrónicos? Razona la respuesta.

a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Tiende a perder un electrón. $1s^2 2s^2 2p^6$. b. No. Los iones negativos son más grandes que los átomos correspondientes. El B- tiene un electrón más, mayor efecto pantalla, mayor tamaño. c. La afinidad electrónica crece en un grupo hacia arriba y en un periodo hacia la derecha. B tiene mayor afinidad electrónica. d. No pues no tienen el mismo número de electrones.

La configuración electrónica de un elemento A es [Kr] 5s1 y la de un elemento B [Ne] 3s2 3p5 . a. Justifica si el elemento A se trata de un metal o de uno metal. b. ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico? c. Escribe el conjunto de números cuánticos que describen el orbital donde se encuentra el electrón, en el átomo A, en su última capa. d. ¿Qué tipo de compuesto binario se formará entre el elemento A y el B. AB o AB₂?

a. A tiene un electrón en su última capa, tiende a perderlo, es un metal. b. A es el Rb y B es el Cl. Tiene mayor radio el Cs. c. (5, 0, 0, 1/2) d. B tiene 7 electrones en su última capa, tiende a ganar uno. A tiende a perder uno. El compuesto binario que forman es AB, RbCl, cloruro de cesio.

a. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene menor radio atómico, el oxígeno o el fósforo? Razona la respuesta. b. Indica razonadamente el número de electrones desapareados que tiene el fósforo en su estado fundamental. c. Para la molécula de eteno deduce la estructura de Lewis e indica de manera razonada el tipo de hibridación de los átomos de carbono.

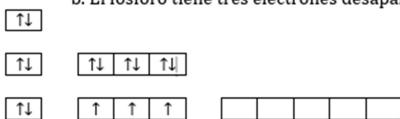
a. Teniendo presente que el radio atómico en un periodo aumenta hacia la izquierda y en un grupo aumenta hacia abajo, el tamaño del oxígeno es menor que el fósforo. b. El fósforo tiene tres electrones desapareados.





a. Teniendo presente que el radio atómico en un período aumenta hacia la izquierda y en un grupo aumenta hacia abajo, el tamaño del oxígeno es menor que el fósforo.

b. El fósforo tiene tres electrones desapareados.



c. Los C tiene doble enlace, por tanto, hibridación sp^2 .

Ascribe la configuración electrónica en su estado fundamental de: el alcalino del cuarto periodo, el halógeno del segundo periodo y el alcalinotérreo del tercer periodo. Indica de qué elementos se trata cada uno. b. Compara razonadamente sus primeras energías de ionización. c. Fórmula y nombra los compuestos iónicos binarios que pueden formar entre sí estos elementos y compara sus energías de red.

A) Configuraciones electrónicas (estado fundamental) e identificación

1. Alcalino del cuarto periodo

- Elemento: Potasio (K), Z = 19.
- Configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ abreviada: [Ar] 4s¹.

2. Halógeno del segundo periodo

- Elemento: Flúor (F), Z = 9.
- Configuración: $1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow$ abreviada: [He] 2s² 2p⁵.

3. Alcalinotérreo del tercer periodo

- Elemento: Magnesio (Mg), Z = 12.
- Configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ abreviada: [Ne] 3s².

b) Comparación razonada de sus primeras energías de ionización (IE₁)

Reglas generales útiles

- La IE₁ aumenta al moverse hacia la **derecha** en un mismo periodo (mayor carga nuclear efectiva) y **disminuye al bajar** en un grupo (mayor distancia al núcleo y mayor apantallamiento).
- Menor IE₁ → electrón más fácil de arrancar → elemento más metálico.

Aplicación a los tres elementos

- K (p.4, grupo 1): tiene un electrón de valencia en 4s, relativamente lejos del núcleo y fuertemente apantallado → IE₁ más baja (**la menor**).
- Mg (p.3, grupo 2): tiene 2 electrones en 3s; mayor carga nuclear efectiva y nivel más cercano que K → IE₁ **intermedia** (mayor que K).
- F (p.2, grupo 17): no metal, átomo pequeño con alta carga nuclear efectiva en la capa 2, fuerte atracción sobre los electrones → IE₁ **mucho mayor (la mayor)**.

Orden creciente de IE₁ (menor → mayor):

$$K < Mg < F.$$

(Razonamiento resumido: K tiene nivel n = 4 y pierde fácilmente 4s¹; Mg, n = 3 y retiene más; F es un no metal pequeño que necesita mucha energía para perder un electrón.)

c) Fórmulas, nombres de los compuestos iónicos binarios posibles entre estos elementos y comparación de energías de red

¿Qué pares pueden formar compuestos iónicos?

- K (metal alcalino, cede 1 e⁻) y F (no metal, acepta 1 e⁻) → forman sal iónica: KF.
 - Fórmula: KF
 - Nombre: *fluoruro de potasio* (o *potasio fluoruro*).
 - Estereoquímica/estequiometría: K⁺ + F⁻ → 1:1.
- Mg (metal alcalinotérreo, cede 2 e⁻) y F (acepta 1 e⁻) → forman MgF₂.
 - Fórmula: MgF₂
 - Nombre: *fluoruro de magnesio* (o *magnesio difluoruro*).
 - Estequiométría: Mg²⁺ + 2 F⁻ → 1:2.
- K y Mg son ambos metales (cationes en compuestos iónicos), por tanto **no forman entre sí un compuesto iónico binario K-Mg** (pueden formar aleaciones/intermetálicos, pero no una sal iónica K-Mg en la forma habitual).

Comparación de energías de red (lattice energy)

La energía de red (U) de una sal iónica depende principalmente de:

- El **producto de las cargas** de los iones ($|q^+ \cdot q^-|$) — mayor producto → mayor energía de red (más estable térmicamente).
- El **tamaño iónico**: iones más pequeños acercan las cargas y aumentan la energía de red.
- Estructura cristalina y constantes (pero las dos ideas anteriores son las más importantes para comparar cualitativamente).

Comparación entre KF y MgF₂:

- KF: cargas = (+1)(-1) → producto = 1.
- MgF₂: cargas = (+2)(-1) → producto = 2 (mayor).
- Además, Mg²⁺ es mucho **más pequeño** que K⁺, por lo que la distancia interiónica Mg²⁺-F⁻ es menor que K⁺-F⁻, aumentando aún más la energía de red para MgF₂.

Conclusión cualitativa: MgF₂ tiene una energía de red mucho mayor que KF.

→ MgF₂ será más estable termoeléctrica/estructuralmente (punto de fusión y dureza mayores) que KF, debido a la mayor carga del catión (+2) y al menor radio iónico del catión.

