

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

IONES

ESTUDIA / APRENDE

- Qué son y cómo se forman los **iones**.
- A qué llamamos **aniones y cationes**.
- La manera de **representar** los aniones y los cationes.
- Qué son las **especies isoelectrónicas**.
- La **configuración electrónica** de aniones y cationes.

Llamamos **IONES** a aquellos **átomos que tienen carga eléctrica negativa o positiva**.

Esta carga eléctrica **la adquieren al ganar o perder electrones**, nunca por ganar o perder protones.

- A los átomos que han perdido electrones los llamamos **CATIONES** y **tienen tantas cargas positivas como electrones han perdido**.

EJEMPLOS: si el Calcio pierde 2 electrones formará un catión calcio con dos cargas positivas y se escribe Ca^{++} , tantos signos positivos como cargas tiene.

Si el Aluminio pierde 3 electrones formará un catión aluminio con tres cargas positivas y se escribe Al^{+++} , es decir tantos signos positivos como cargas tiene.

También podemos ver escritas estas expresiones con un número seguido del signo correspondiente a la carga, lo que nos indica el número de cargas positivas o negativas. Por ejemplo Ca^{2+} ; Al^{3+} .

Para los elementos del grupo principal, los electrones que se agregaron en último lugar son los primeros electrones eliminados. Sin embargo, para los metales de transición y los metales de transición internos, como veremos al final del apartado, los electrones en el último orbital s son más fáciles de eliminar que los electrones de los orbitales d o f más energéticos pero más cercanos al núcleo.

- A los átomos que han ganado electrones los llamamos **ANIONES** y **tienen tantas cargas negativas como electrones han ganado**. Se representan por el símbolo del elemento y tantos signos negativos como cargas tiene.

EJEMPLOS: si el Cloro gana un electrón formará un anión cloro con una carga negativa y se escribe Cl^{-} . El signo negativo representa a la carga -1 que ha adquirido el átomo al ganar un electrón.

Si el Nitrógeno gana tres electrones formará un anión nitrógeno con tres cargas negativas y se escribe N^{\ominus} o, mejor, N^{3-} .

- Llamamos especies isoelectrónicas a aquellas que tienen idéntica estructura electrónica. Por ejemplo el átomo de Neón, el catión Na^{+} y el anión F^{-} son especies isoelectrónicas con configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6$, pues el átomo de sodio ha perdido su electrón más externo para formar el catión correspondiente y el átomo de flúor ha ganado un electrón llenando así los orbitales 2p (de $2p^5$ a $2p^6$).



ACTIVIDADES RESUELTAS:

Rellena la siguiente tabla y explica cómo lo haces.

ION	SÍMBOLO	nº atómico	Masa atómica	Protones	Neutrones	Electrones
COLORO	Cl ⁻		35	17		
POTASIO	K ⁺	19	39			
AZUFRE	S ⁼			16	16	

SOLUCIÓN

ION	SÍMBOLO	nº atómico	Masa atómica	Protones	Neutrones	Electrones
COLORO	Cl ⁻	17	35	17	18	18
POTASIO	K ⁺	19	39	19	20	18
AZUFRE	S ⁼	16	32	16	16	18

El número atómico y el número de protones tienen siempre que tener el mismo valor.

La masa atómica tiene que ser siempre la suma de protones y neutrones. Luego el número de neutrones coincide con la resta entre la masa atómica y el número de protones.

En este caso todos los átomos se encuentran como iones. Esto es debido a la pérdida o ganancia de electrones. Si la carga es positiva, el número de electrones perdidos es igual al número de cargas positivas que tiene el catión; si es negativa, el número de electrones ganados es igual al número de cargas negativas que tiene el anión.

Indica si son verdaderas o falsas:

- El número de electrones de los iones Na⁺ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.
- El número atómico de los iones Na⁺ es igual al del gas noble Ne.
- Los iones Na⁺ y los átomos del gas noble Ne son isótopos.
- El número de protones de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.
- La masa atómica de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos de ²²Ne.

Teniendo en cuenta que el número atómico indica el número de protones de los átomos de un elemento químico, que el número másico indica la suma de protones y neutrones de un átomo, que los isótopos son átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (diferente número de neutrones) podemos indicar:

a) Verdadero. La estructura electrónica del ion Na⁺ es la del átomo de sodio (1s² 2s² 2p⁶ 3s¹) pero con un electrón menos, 1s² 2s² 2p⁶ y la estructura electrónica del Ne es 1s² 2s² 2p⁶, como se puede observar, ambas tienen 10 electrones, por lo que son especies isoelectrónicas.

b) Falso. De acuerdo con las estructuras electrónicas escritas en el apartado anterior, el número atómico o de protones del Na y por tanto del ion Na⁺ es 11 (al formarse el catión sodio no se ganan ni pierden protones), mientras que del Ne es 10.

c) Falso. Na⁺ y Ne son especies químicas con diferente número atómico, 11 y 10 respectivamente, por lo que no pueden ser isótopos.

d) Falso. Como se indicó en el apartado b el número atómico o de protones del Na y por tanto del ion Na⁺ es 11 mientras que del Ne es 10.

e) Falso. Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente iguales, los números másicos pueden considerarse como masas atómicas aproximadas, por tanto, ²²Ne y ²³Na⁺ tienen una masa aproximada de 22 y 23 u, respectivamente.

¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?

a) Ne y Ar; b) F⁻ y Cl⁻; c) Ne y F⁻; d) Na⁺ y K⁺; e) Na⁺ y Na

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El neón (Ne), con 10 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6$.
- El argón (Ar), con 18 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- El flúor (F) tiene como número atómico 9, por lo que en estado neutro tiene 9 electrones ($1s^2 2s^2 2p^5$), y al captar un electrón (F⁻) adquiere la configuración $1s^2 2s^2 2p^6$.
- El cloro (Cl) tiene como número atómico 17, por lo que en estado neutro tiene 17 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$), y al captar un electrón (Cl⁻) adquiere la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- El sodio (Na) tiene como número atómico 11, por lo que en estado neutro tiene 11 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$), y al perder un electrón (Na⁺) adquiere la configuración $1s^2 2s^2 2p^6$.
- El potasio (K) tiene como número atómico 19, por lo que en estado neutro tiene 19 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$), y al perder un electrón (K⁺) adquiere la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Por tanto de las parejas propuestas, Ne y F⁻, sí son especies isoelectrónicas, mientras que el resto de las parejas no lo son.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE LOS CATIONES DE LOS ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Hemos visto que cuando se forman los cationes los electrones eliminados son, en principio, los últimos electrones que han entrado al realizar su configuración electrónica (los más energéticos). Sin embargo al formarse los cationes de aquellos átomos cuyos últimos electrones han entrado en subniveles d o f vemos que se pierden antes los electrones más alejados del núcleo, es decir los del último orbital s completado.

De esta forma los elementos de la primera serie de transición, al formar cationes comienzan perdiendo los electrones que se encuentran en el orbital 4s. Varios ejemplos los tenemos en las siguientes actividades resueltas.



ACTIVIDADES RESUELTAS:

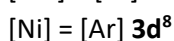
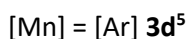
Escoge la respuesta correcta: los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn(II) (Mn²⁺) y Ni(II) (Ni²⁺) son, respectivamente:

- a) Iones [Ar] 3d⁵ y [Ar] 3d⁷.
- b) Ambos iones son [Ar] 3d⁵.
- c) Iones [Ar] 3d⁵ y [Ar] 3d⁸.
- d) Iones [Ar] 3d⁶ y [Ar] 3d⁹.
- e) Ambos iones son [Ar] 3d⁸.

Como vimos en el apartado 8, las configuraciones electrónicas abreviadas del Mn y del Ni son:



Según lo visto en este apartado al formarse los cationes de estos elementos se comienza perdiendo los electrones más alejados del núcleo, es decir los que se encuentran en el orbital 4s. Como en ambos casos se pierden dos electrones, la configuración electrónica de estos dos cationes será:



Por lo que la respuesta correcta es la c.

Determina cuál es el número de electrones desapareados en un ion Cu^+ ($Z = 29$) en su estado fundamental.

La estructura electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ (recordamos que es una anomalía en la primera serie de transición), por lo que su distribución esquemática es:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

El Cu^+ pierde un electrón, el más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el Cu^+ no presenta electrones desapareados.

CONTESTA Y REPASA

- ¿Qué son y cómo se forman los iones?
- Rellena la siguiente tabla y explica cómo lo haces:

Símbolo del ion	nº atómico (Z)	Masa atómica (A)	Protones (p^+)	Neutrones (n^0)	Electrones (e^-)
Ni^{3+}		59	28		
Se^{2-}	34	79			
W^{+++}			74	110	

- Escribe las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de cada uno de los iones siguientes: a) P^{3+} ; b) Se^{2+} ; c) Br^- ; d) Sb^{2-} .
- Los números atómicos del Cr y Co son respectivamente 24 y 27. Determina la configuración electrónica de los cationes Cr(III) y Co(III)