

SISTEMA PERIÓDICO

- Sean dos átomos X e Y. Los números cuánticos posibles para el último electrón de cada uno de ellos en su estado fundamental son: $X = (4, 0, 0, \pm 1/2)$, $Y = (3, 1, 0 \text{ ó } \pm 1, \pm 1/2)$. Justifique:
 - El periodo y los grupos posibles a los que pertenece cada uno de ellos.
 - Cuál de ellos es más electronegativo.
 - Cuál tiene menor radio atómico.
 - Si X conduce la electricidad en estado sólido.
- Escriba la configuración electrónica de los iones: Al^{3+} ($Z=13$) y Cl^- ($Z=17$). Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio y cuál mayor afinidad electrónica. Justifique la respuesta.
- Considere los siguientes elementos: A es el alcalinotérreo del quinto periodo, B es el halógeno del cuarto periodo, C es el elemento de número atómico 33, D es el kriptón y E es el elemento cuya configuración electrónica de la capa de valencia es $5s^1$.
 - Indique el grupo al que pertenece cada uno de los átomos.
 - Justifique cuántos electrones con $m=-1$ posee el elemento E.
 - Razone cuáles son los iones más estables que forman los elementos B y E.
 - Indique razonadamente si el radio del ion A^{2+} es mayor que el del ion B^- .
- En la tabla adjunta se recogen las dos primeras energías de ionización (E.I., en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) y las electronegatividades (EN) de tres elementos pertenecientes al tercer periodo: cloro, magnesio y sodio.

Elemento	1 ^{er} E.I.	2 ^o E.I.	EN
X	495,8	4562	0,93
Y	737,7	1451	1,31
Z	1251	2298	3,16

- Defina los conceptos de energía de ionización y de electronegatividad.
- Escriba las configuraciones electrónicas de los tres elementos mencionados en el enunciado.

- c) Utilizando las energías de ionización, justifique cuáles son cada uno de los elementos X, Y y Z.
- d) Justifique los valores de las electronegatividades de la tabla.
5. Dados los elementos Na, C, Si y Ne.
- a) Escriba sus configuraciones electrónicas
- b) ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?
- c) Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
- d) Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta.
6. Considere los elementos siguientes: Ti ($Z=22$), Mn ($Z=25$), Ni ($Z=28$) y Zn ($Z=30$).
- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b) Indique el grupo y el periodo a los que pertenece cada uno de los elementos.
- c) Justifique si alguno de ellos presenta electrones desapareados.
- d) Justifique si alguno de ellos conduce la electricidad en estado sólido.
7. El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indique:
- a) La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental
- b) El grupo y el periodo al que pertenece cada uno.
- c) El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- d) El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.
8. Un elemento tiene como número atómico $Z = 26$.
- a) Escriba su configuración electrónica.
- b) Indique el grupo y el periodo al que pertenece.
- c) Se sabe que una muestra de 7,00 g de este elemento puro contiene $7,55 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. Calcule su masa atómica.
- d) Justifique el enlace que presenta este elemento como sustancia pura.

Datos: $N = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

9. El uranio es un elemento con $Z=92$. En la naturaleza se encuentra mayoritariamente como ^{238}U , con una pequeña cantidad de ^{235}U , que es el que se emplea en reactores nucleares.
 - a) Explique la diferencia entre las configuraciones electrónicas del ^{235}U y el ^{238}U .
 - b) Calcule el número de neutrones en un núcleo de ^{235}U .
 - c) Escriba la configuración electrónica del ^{235}U .
 - d) Escriba los números cuánticos posibles para los electrones más externos del ^{235}U .
10. ¿Cómo será la segunda energía de ionización del sodio en relación a la misma del magnesio?
11. Dados los elementos F, P, Cl y Na.
 - a) Indique su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
 - b) Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas.
 - c) Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta.
 - d) Ordénelos de menor a mayor radio atómico. Justifique la respuesta.
12. Considere los elementos H, O y F.
 - a) Escriba sus configuraciones electrónicas e indique grupo y periodo para cada uno de ellos.
 - b) Explique mediante la teoría de hibridación la geometría de las moléculas H_2O y OF_2 .
 - c) Justifique que la molécula de H_2O es más polar que la molécula de OF_2 .
 - d) ¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del H_2O sea mucho mayor que la de OF_2 ?
13. Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos:
 - a) Escriba su configuración electrónica.
 - b) Escriba sus cuatro números cuánticos de su último electrón.

- c) ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto?. Justifique la respuesta.
- d) ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante?. Justifique la respuesta.
14. Dados los iones Mg^{2+} , Na^+ , P^{3-} , Cl^- :
- Escribe la configuración electrónica de los iones.
 - Ordénalos en función de sus radios iónicos crecientes.
 - Ordena de mayor a menor los radios de los elementos de los que proceden estos iones.
 - ¿Qué ión tendrá una mayor afinidad electrónica?
15. Considere los elementos de números atómicos 9 y 11:
- Identifíquelos con nombre y símbolo, y escriba sus configuraciones electrónicas.
 - Justifique cuál tiene mayor el segundo potencial de ionización.
 - Justifique cuál es más electronegativo.
 - Justifique qué tipo de enlace presentaría el compuesto formado por estos dos elementos.
16. Se tienen los elementos de números atómicos 12, 17 y 18. Indique razonadamente:
- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Los números cuánticos del último electrón de cada uno de ellos.
 - ¿Qué ión es el más estable para cada uno de ellos? ¿Por qué?.
 - Escriba los elementos del enunciado en orden creciente de primer potencial de ionización, justificando su respuesta.
17. Dadas las siguientes especies: Ar , Ca^{2+} y Cl^- .
- Escriba sus configuraciones electrónicas
 - Escriba sus configuraciones electrónicas
- Datos: Números atómicos $\text{Ar} = 18$; $\text{Ca} = 20$; $\text{Cl} = 35,5$.
18. Para la molécula de eteno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, indique
- La geometría de la molécula.

- b) La hibridación que presentan los orbitales de los átomos de carbono.
 - c) Se trata de una molécula polar o apolar.
 - d) Escriba la reacción de combustión ajustada de este compuesto.
19. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^1 ; ns^2np^1 ; ns^2np^6
- a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas.
 - b) Para el caso de $n = 4$, escriba la configuración electrónica completa del elemento de cada uno de esos grupos y nómbrelo.
 - c) ¿Cuál de ellos posee mayor radio atómico?
 - d) ¿Cuál presenta un mayor potencial de ionización?
20. Discute la siguiente afirmación: Teniendo en cuenta que la afinidad electrónica es la energía intercambiada al transformarse un átomo en un anión, se puede afirmar que cuanto mayor sea esta, mayor es la tendencia del átomo a capturar electrones.
21. Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.
- a) Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.
 - b) Justifique cuál de ellos será menos soluble.
22. La configuración electrónica del ion X^{3+} es $1s^22s^22p^63s^23p^6$.
- a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
 - b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
 - c) Razone si posee electrones desapareados el elemento X.
23. Responda las siguientes cuestiones
- a) Razone si posee electrones desapareados el elemento X.
 - b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
 - c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.
 - d) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor radio atómico

24. Responda las siguientes cuestiones
- Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $(4,2,0,+1/2)$; $(3,3,2, -1/2)$; $(2,0,1,+1/2)$; $(3,2,-2,-1/2)$; $(2,0,0,-1/2)$.
 - De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
 - Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
 - Defina los números cuánticos que definen un orbital.
25. Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente.
- Escriba la configuración electrónica de los mismos.
 - Indique, razonadamente, el grupo y periodo a que pertenece cada uno de los elementos anteriores.
 - Indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.
26. Dos elementos A y B poseen los siguientes valores de sus primeras energías de ionización: 5,4 y 11,81 medidas en eV. ¿Cuál de las dos dará aniones con mayor facilidad? ¿Por qué?
27. Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:
- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - El grupo y el periodo al que pertenecen.
 - Cuáles son metales.
 - El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
28. Las afinidades electrónicas de dos elementos A y B son, respectivamente, 1,62 y 3,4 eV *átomo*⁻¹.
- Si uno de ellos es metálico y el otro no metálico, justifica cuál es cada uno.
 - Escribe las ecuaciones químicas de los procesos expresando la energía intercambiada en los mismos en $kJ \cdot mol^{-1}$.
29. Basándote en la posición que ocupan en el sistema periódico, discute cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí: Si, Mn^{7+} , Ar, S^{2-} , Cd y Sn^{2+} .

30. Los iones X^{3+} e Y^{2-} son especies isoelectrónicas. El elemento que forma el anión pertenece al segundo período y es del grupo de los anfígenos.
- a) ¿Qué elemento se representa con X? Justifica razonadamente tu respuesta.
 - b) Compara los radios atómicos de X e Y y los iónicos de X^{3+} e Y^{2-} .