

Continue





Configuración electrónica de átomos neutros y ejercicios para comprobar la configuración electrónica ===== En este artículo se presentan algunos ejercicios para comprobar si sabes la configuración electrónica de los elementos. Antes de hacer los ejercicios, visita y estudia la configuración electrónica de los elementos en este artículo. 3.5 Ejercicios de configuración electrónica Puedes simular la configuración electrónica de átomos neutros mediante la siguiente animación interactiva. En ella puedes variar el número atómico del átomo que deseas visualizar pulsando los iconos de flechas. Observa que se representa el símbolo del átomo correspondiente al número atómico introducido: Animación Iniciación Interactiva a la materia Ahora vas a resolver una serie de cuestiones relativas a configuraciones electrónicas. Puedes usar la simulación para comprobar la respuesta de la mayor parte de ellas. Ejemplo o ejercicio resuelto Dado el elemento de número atómico 38: a) Escribe su configuración electrónica. Como su número atómico es 38, el átomo tendrá 38 electrones. Su configuración electrónica será la correspondiente a aplicar el orden de llenado a sus 38 e-. 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 El elemento en cuestión es el estroncio. c) Si el átomo capta un nuevo electrón, ¿cuál será la nueva configuración electrónica del átomo? ¿Para cuántos electrones más tendría capacidad esta nueva capa? Ahora tendremos 39 electrones y la nueva configuración electrónica sería: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d1 La nueva capa que ha comenzado a llenarse es una capa de tipo d (l = 3) que tiene 5 orbitales y por lo tanto capacidad para 10 electrones. Debido a que ya hay uno alojado, podrá admitir hasta 9 e- más. AV - Pregunta de Selección Múltiple Indica cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas son posibles: b) 1s2 2s2 2p6 3s3 3p6 4s2 c) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p5 4s1 Es muy probable que ese electrón le sea arrebatado por un elemento cuyo número de valencia sea de 7 (más electronegativo). El bloque del elemento es s, siempre se toma la última letra de la configuración, independientemente del nivel energético más alto. Un ejemplo de un elemento X con número atómico 14 tiene una configuración electrónica de 1s2, 2s2, 2p6, 3s2, 3p2. Su nivel energético es 3 porque coincide con el período tres de la tabla periódica. Observa que el número de valencia es de 4, ¿por qué? Dado que el nivel energético se repite dos veces, los exponentes deben sumarse (2 + 2). Con cuatro electrones de valencia, el elemento puede ceder o aceptar cuatro electrones, lo que hace que sus números de oxidación sean -4 o +4. El bloque al cual pertenece nuestro elemento es p. Procederemos a resolver las rondas de configuraciones electrónicas en el orden solicitado. Se notará un patrón particular en cada ronda. Asegúrate de extrapolar lo obtenido con la tabla para entender por qué se produce dicha distribución. **Ejercicio 1** Litio: Li Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Sodio: Na Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Potasio: K Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Rubidio: Rb Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Cesio: Cs Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Francio: Fr Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: **Preguntas** ¿Cuáles son las tres similitudes que presentan todos los elementos resueltos? ¿Cuál es la única diferencia que pudo identificar? **Ejercicio 2** Berilio: Be Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Magnesio: Mg Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Calcio: Ca Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Bario: Ba Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: Radio: Ra Nivel energético: Número de valencia: Número de oxidación: Diagrama de Lewis: **Preguntas** ¿Cuáles son las tres similitudes que presentan todos los elementos resueltos? ¿Cuál es la única diferencia que pudo identificar? **Ejercicio 3** (No se proporcionó el contenido del ejercicio 3) ===== al final, responda a las cuestiones que se plantean con base en lo resuelto Boro y los demás elementos. ¿Cuáles son las similitudes que presentan todos estos elementos? Una de ellas es su lugar en el bloque p del diagrama de Lewis. Todos estos elementos tienen un número de valencia similar, lo que indica que pueden formar ligaduras débiles con otros átomos. Sin embargo, una diferencia notable es la cantidad de electrones que tienen en cada nivel energético. Mientras algunos elementos como el boro y el carbono tienen un número limitado de electrones, otros como el nihonio y el moscovio tienen un gran número de electrones, lo que les permite formar compuestos más complejos. En cuanto a la configuración electrónica, podemos ver una similitud en la forma en que cada elemento tiene un número específico de electrones en cada nivel energético. Por ejemplo, el boro tiene 13 electrones en su primer nivel energético y 2 electrones en su segundo nivel energético, mientras que el nihonio tiene 113 electrones en su primer nivel energético y 7 electrones en su segundo nivel energético. En cuanto a la única diferencia que pudo identificar, es la forma en que cada elemento reacciona con otros átomos. Mientras algunos elementos forman ligaduras fuertes con otros átomos, otros forman ligaduras débiles o incluso no se combinan con otros átomos. En el ejercicio 4, podemos ver una similitud en la forma en que cada elemento tiene una configuración electrónica similar. Por ejemplo, el carbono y el silicio tienen una configuración electrónica similar, lo que indica que pueden formar compuestos similares. Sin embargo, también hay diferencias notables entre estos elementos, como su tamaño atómico y su reactividad. En el ejercicio 5, podemos ver una similitud en la forma en que cada elemento tiene un número específico de electrones en cada nivel energético. Por ejemplo, el nitrógeno y el fósforo tienen una configuración electrónica similar, lo que indica que pueden formar compuestos similares. En resumen, aunque hay similitudes entre los elementos resueltos, también hay diferencias notables que deben ser consideradas al analizar sus propiedades y reacciones. Oxígeno y azufre son dos elementos que se encuentran en el mismo bloque y tienen una configuración electrónica similar, pero también hay diferencias notables entre ellos. Por ejemplo, el oxígeno es un elemento altamente reactivo que forma ligaduras fuertes con otros átomos, mientras que el azufre es un elemento más rígido que no se combina fácilmente con otros átomos. En cuanto a la configuración electrónica de telurio y polonio, podemos ver una similitud en la forma en que cada elemento tiene un número específico de electrones en cada nivel energético. Sin embargo, también hay diferencias notables entre estos elementos, como su tamaño atómico y su reactividad. En resumen, el análisis de los elementos resueltos nos permite comprender mejor sus propiedades y reacciones, y cómo se relacionan con otros átomos y moléculas. Se pueden observar varias similitudes en los elementos mencionados, como la presencia de un nivel energético determinado, un número de valencia específico y un número de oxidación fijo. Todos estos elementos pertenecen a bloques específicos del diagrama periódico y tienen diagramas de Lewis característicos. La única diferencia que se puede identificar es el aumento en el número atómico de los elementos a medida que se avanzan hacia la derecha en el diagrama periódico. Los elementos como flúor, cloro y bromo están en el bloque p del diagrama periódico, mientras que los elementos como yodo, ástato y teneso se encuentran en el bloque p también. Los elementos como helio, neón y argón son inertes y no reaccionan con otros elementos. Por otro lado, los elementos como criptón, xenón y radón tienen configuraciones electrónicas similares a las de los elementos del bloque p, pero tienen un mayor número atómico. Los elementos como itrio, zirconio y niobio pertenecen al grupo 3 del diagrama periódico y tienen configuraciones electrónicas similares. Los elementos como molibdeno, tecnecio y rutenio también están en el mismo grupo que los elementos mencionados anteriormente. En cuanto a la pregunta sobre las similitudes entre los elementos resueltos, podemos decir que todos ellos tienen un número de valencia determinado, un número de oxidación fijo y pertenecen a bloques específicos del diagrama periódico. La única diferencia es el aumento en el número atómico de los elementos a medida que se avanzan hacia la derecha en el diagrama periódico. La configuración electrónica de un átomo es la disposición de los electrones en los orbitales, que determina su estructura y comportamiento químico. ===== Para dominar este concepto, debemos entender cómo se distribuyen los electrones en el átomo. Comprender la configuración electrónica es crucial para aprobar tus exámenes y tener una base sólida en química. Este artículo te guiará a través de ejercicios prácticos que te ayudarán a dominar este concepto esencial. El Principio de Exclusión de Pauli establece que no puede haber dos electrones con los mismos cuatros números cuánticos en un átomo. Determina si una configuración es válida, verificando si los electrones en un átomo cumplen con este principio. Por ejemplo, revisa la configuración (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4). Asegúrate de que cada electrón tenga al menos uno de sus números cuánticos diferente a los demás. Identifica errores comunes como (1s^2 2s^2 3), donde no pueden existir tres electrones en el orbital (2s) ya que solo se permiten dos con espines opuestos. Configura elementos específicos practicando la configuración de átomos como oxígeno ((O)) y fósforo ((P)). Para (O (Z=8)), sigue la secuencia correcta hasta completar los ocho electrones sin violar el principio. Un ejemplo detallado es el carbono (C), con una configuración correcta de (1s^2 2s^2 2p^2). Verifica que ningún par de electrones comparta todos los números cuánticos. Aquí, tenemos dos electrones en (1s), dos en (2s) y dos más distribuidos en diferentes subniveles del orbital (p). La Regla de Hund establece que al llenar orbitales del mismo subnivel, los electrones deben ocuparlos individualmente antes de aparearse. Esto minimiza la repulsión entre ellos. Por ejemplo, al distribuir tres electrones en el subnivel 2p, cada electrón ocupará un orbital diferente: (2p_x^1), (2p_y^1), (2p_z^1). Practica con algunos elementos como el oxígeno y el fósforo. Su configuración es 1s^2 2s^2 2p^4 para el oxígeno, y 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 para el fósforo. Según Hund, hay dos electrones desaparecidos ocupando cada uno un orbital del subnivel p. Resuelve problemas de configuración electrónica te ayudará a entender mejor la distribución de electrones. Practica con el hidrógeno y el litio, que tienen configuraciones simples: 1s^1 para el hidrógeno, y 1s^2 2s^1 para el litio. La clave es entender cómo se distribuyen los electrones en los orbitales, y practicar configurando átomos de manera correcta. Con estos ejercicios prácticos, dominarás la configuración electrónica y tendrás una base sólida en química.El trabajo con elementos del Grupo 13, como el Aluminio (Al), y del Grupo 16, como el Oxígeno (O), es una oportunidad para practicar configuraciones electrónicas más simples. El Aluminio tiene trece electrones, lo que se representa como [Ne]3s^2 3p^1, mientras que el Oxígeno tiene ocho electrones, con la configuración [He]2s^2 2p^4. Estos elementos utilizan gases nobles como referencia para comprender su comportamiento. Al considerar al Argón (Ar), un gas noble del Grupo 18, con dieciocho electrones y la configuración [Ne]3s^2 3p^6, se puede apreciar cómo estos elementos completan su capa externa estabilizándose. Estos ejercicios te ayudarán a profundizar en configuraciones electrónicas más complejas. En cambio, los elementos de transición, como el hierro (Fe), con una configuración [Ar] 3d^6 4s^2, pueden ser complicados. Cuando ionizas estos elementos, debes considerar los electrones d. Por ejemplo, si ionizas el hierro, pierde primero los electrones del orbital s antes que los del d. Trabajar con otros elementos de transición, como cromo (Cr) y cobre (Cu), te ayudará a mejorar tus habilidades. No te desanimes cuando llegues a los lantánidos y actínidos. Estos elementos llenan sus orbitales f, lo que complica las cosas. El neodimio (Nd) tiene una configuración de [Xe] 4f^4 6s^2, mientras que el uranio (U) es [Rn] 5f^3 6d^1 7s^2. Prueba hacer configuraciones tú mismo y verifica con la tabla periódica para reforzar tus conocimientos.