ACTIVIDAD 1

**¿**Cuántos electrones hay en un átomo neutro de magnesio?

R/Un átomo de magnesio Mg, tiene número atómico 12, posee 12 electrones y 12 protones, y un átomo de Uranio U, que tiene número atómico 92, posee 92 electrones y 92 protones y el orden en la tabla periódica está de acuerdo a números atómicos.

**1.** Basándote en su número atómico, ¿cuántos electrones tiene un átomo de hidrógeno neutro?

R/ Contiene más del 99,945 % de la masa del átomo

**2.** El principio de Aufbau establece que los electrones ocupan el orbital de Menor energía. Pulsa una vez en la casilla 1s para añadir un electrón y luego pulsa el botón Comprobar.

**¿**Cuál es la configuración electrónica del hidrógeno**?**

R/ 1s1

**3.** Pulsa Siguiente para seleccionar el helio y añade otro electrón en el orbital 1s. Las flechitas representan el espín del electrón. El principio de exclusión de Pauli establece que los electrones que comparten un orbital tienen espines opuestos.

¿Qué observas en las flechitas?

1s2

Yo observo energía negativa y también energía positiva.

**4.** Pulsa Siguiente y crea la configuración para el litio comprueba si es correcta y anótala en la tabla. A continuación haz lo mismo para el berilio y el boro.

Li 1s2 2s1

Be 1s2 2s2

B 1s2 2s2 2p1

**5.** Ahora pulsa siguiente para ir al carbono, añade un segundo electrón al primer orbital 2p y pulsa Comprobar.

**¿**Qué comentarios te hace el simulador**?**

R/Dice que Los electrones no están situados correctamente en sus niveles de energía.

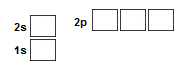
**6.** La regla de Hund establece que los electrones ocupan un orbital vacío mientras haya alguno disponible en ese subnivel. Reorganiza los electrones dentro del orbital 2p y pulsa Comprobar hasta que obtengas la configuración correcta.

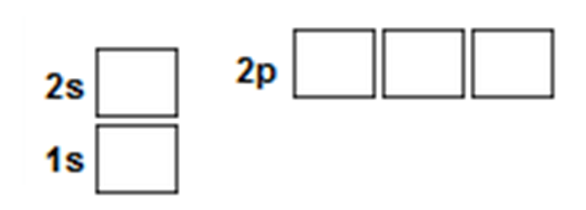
El electrón se coloca en el segundo orbital. Quedando de esta forma la configuración electrónica del carbono:

1s2 2s2 2p2.

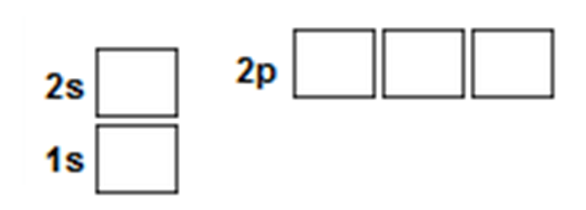
**7. Ahora haz la configuración electrónica de los elementos que nos quedan para completar el segundo periodo colocando las flechitas en los orbitales y cuando acabes utiliza el simulador para comprobar:**

**N 1s2 2s2 2p3**

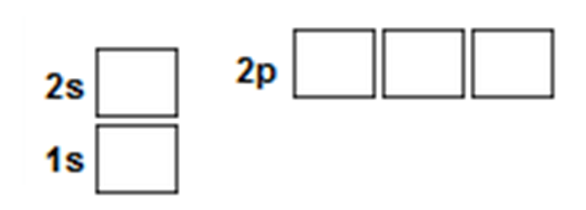
****

**O 1s2 2s2 2p4**

**F 1s2 2s2 2p5**

****

**Ne 1s2 2s2 2p6**

****

**8.** Los átomos son más estables cuando su capa más externa está llena. Cuando no es así tienden a ganar, perder o compartir electrones para conseguirlo y esto lo hacen reaccionando y formando enlaces químicos con otros átomos.

Según esto, ¿qué puedes decir sobre la reactividad del helio y del neón?

Se puede decir que es un gas noble ya que está formado por compuestos neutros en los que el helio y el neónestán presentes en los enlaces químicos.

**ACTIVIDAD 2**

A partir del argón ya no resulta tan fácil determinar la configuración electrónica ya que es algo más difícil determinar el orden de llenado de los orbitales. Hay varias reglas que los científicos usan para determinar las configuraciones electrónicas de los átomos más grandes.

1. Escribe en el simulador la configuración electrónica correcta para el argón y pulsa en Siguiente para ir al potasio (K). A continuación pulsa una vez en el primer orbital 3d y luego pulsa en Comprobar.

¿Qué comentarios hace el simulador?

Ar 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6

Al pulsar en el primer orbital 3d mas la configuración del Argón dice, los electrones están colocados en los niveles de energía correctos. La forma correcta es:

K 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s1

2. Resulta que el subnivel 4s tiene menos energía que el 3d y por ello se llena antes. Quita el electrón del orbital 3d, colócalo en el orbital 4s y pulsa Comprobar.

(Por comodidad, a partir del potasio solamente se muestran los electrones de la capa más externa en el Modelo de Bohr).

¿Cuál es la configuración correcta para el K?

La forma correcta es:

K 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s1

3. Pulsa en Siguiente, añade un electrón y comprueba la configuración para el Ca.

¿Cuál es la configuración electrónica del calcio?Ca 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2

4. Pulsa de nuevo en Siguiente y añade un electrón probando en diferentes orbitales hasta que encuentres la configuración correcta del escandio.

El Escandio es el primer elemento que tiene electrones en un orbital d. Observa que hay 5 tipos de orbitales d y que en cada uno de ellos caben dos electrones, por lo que en un nivel d caben un total de 10 electrones.

¿Qué configuración tiene el escandio?

Sc 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d1 4s2

5. Ahora ve a la pestaña tabla periódica y observa la familia de los metales de transición.

¿Por qué crees que esta sección consta de diez columnas?

Los Metales de Transición o Elementos de Transición son aquellos situados en la parte central del sistema periódico, en el bloque d, ya que en todos ellos su orbital d está ocupado por electrones en mayor o menor medida.

6. Accede a este enlace para ver una animación con el orden de llenado de los orbitales con la ayuda del diagrama de Moeller y responde a las siguientes Preguntas:

A.¿Qué subnivel se llena después del 4p?

El 5s

B.¿Y después del 6s?

El 4f

C.¿Y tras el 5d? El 4f

7. Para seguir practicando escribe las configuraciones electrónicas de los elementos y comprueba tu trabajo con el simulador.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Elemento | Nº Atómico | Configuración electrónica |
| Cobalto | 27 | 1s2 2s2 2p6 3p6 3d7 4s2 |
| Germanio | 32 | 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p2 |
| Itrio | 39 | 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6 4d1 5s2 |
| Neodimio | 60 | 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s2 4p6 4d10 5s2 5p6 4f4 6s2 |
| Oro | 79 | 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p6 5s2 4d10 5p6 6s2 4f14 5d9 |

8. Selecciona de nuevo la pestaña de la tabla periódica y observa los lantánidos y los actínidos.

¿Cuántos elementos se encuentran en la serie de los lantánidos?

14 elementos en total: Cerio, Praseodimio, Neodimio, Prometio, Samario, Europio, Gadolinio, Terbio, Disprosio, Holmio, Erbio, Tulio, Yterbio, Lutecio.

¿Qué orbitales llenarán los lantánidos?

Su distinción atómica es que ocupan en subnivel electrónico 4f.

¿Qué orbitales llenarán los actínidos?

Con tres electrones más que se pueden disponer en los orbitales 6d y 7s, y con electrones adicionales empaquetados en los orbitales.

9. Escribe unas líneas explicando la relación entre la forma de la tabla periódica con la configuración electrónica de los elementos

La relación que estos tienen es que al seleccionar un elemento podemos observar su número atómico y al ir a configuración electrónica basándonos en ese número podemos saber en qué orbitales podemos colocarlo.

EJERCICIO 2

Tema: Configuración electrónica

Los números cuánticos

Observe y escuche con atención el video para identificar ideas que le permitan escribir un párrafo sobre niveles, subniveles electrónicos y su relación con la distribución electrónica. Manera en la que se distribuyen los electrones de un átomo n los diferentes niveles y subniveles de energía: niveles hay del 1 al 7 que son los que nos dicen que la tabla periódica contiene 7 periodos también nos indica la energía y el tamaño del orbital. Los subniveles son: 4. S, p, d, f indican la forma que tiene el orbital, en parte también indica la energía. En el s caben 2 electrones, en el p caben hasta 6 electrones, en el d hasta 10 electrones, y en el f hasta 14 electrones. Para esto se puede utilizar la regla de diagonales, siempre se tiene que saber el número de electrones del elemento.

1. Utilice el siguiente esquema que contiene los postulados generales del modelo atómico de la teoría cuántica actual, para apoyar la interpretación de la información del texto “Números cuánticos”:

|  |  |
| --- | --- |
| Número Cuántico | Postulados relacionados |
| Número cuántico principal (n) | Se refiere al nivel de energía o regiones de espacio donde existe una alta probabilidad de hallar un electrón. Se representa con números enteros que oscilan entre uno (1) y siete (7) o con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nivel tiene una cantidad de energía específica, siendo el nivel de energía más bajo n = 1 y el más más alto n = 7. Por ejemplo, el nivel n = 3 (M) indica la probabilidad de que el electrón se ubique en el tercer nivel de energía. |
| Número cuántico secundario o azimutal (l) | Cada uno de los niveles de energía consiste en uno o más subniveles, en los que se encuentran los electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican con las letras s, p, d y f. El número de subniveles dentro de cada nivel de energía es igual a su número cuántico principal. Por ejemplo el primer nivel de energía (n = 1) tiene un subnivel 1s. El segundo, (n = 2) tiene dos subniveles 2s y 2p. El tercer nivel (n = 3) tiene tres subniveles 3s, 3p y 3d, el cuarto tendrá 4 subniveles 4s, 4p,  4d y 4f. Los niveles de energía n = 5, n = 6 y n = 7 también tienen tantos subniveles como el valor de n, pero sólo se utilizan los niveles s, p, d y f para contener los electrones de los 118 elementos conocidos a la fecha. |
| Número cuántico magnético (ml) | El número cuántico magnético determina la orientación de la nube electrónica que sigue el electrón alrededor del núcleo. Es decir, nos describe la orientación del orbital en el espacio en función de las coordenadas x, y, y z. Para el electrón, indica el orbital donde se encuentra dentro de un determinado subnivel de energía y para el orbital, determina la orientación espacial que adopta cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo. Para cada valor de l, ml puede tomar todos los valores comprendidos entre –l y +l. Así, si l = 1,  los valores posibles de ml serán -1,0 y +1, y tendrá tres orientaciones a saber: px,py y pz |
| Número cuántico de spin (ms):  Indica el giro del electrón | Indica el giro del electrón en torno a su propio eje. Este  giro puede tener dos sentidos (como las agujas del reloj o en sentido contrario), por esto sólo  toma dos valores: +1/2 gira a la derecha y -1/2 gira a la izquierda |

Teniendo en cuenta la información de la Lectura 1, responda:

1. ¿Un electrón del nivel 2 tiene más o menos energía que un electrón del nivel 4? Sustente su respuesta.

Tiene menos energía que el nivel 4 ya que el 4 tiene un radio mayor que el nivel 2 y en consecuencia tiene mayor energía.

1. ¿Cuál es el número máximo posible de electrones en el subnivel 5d?/ 10 electrones
2. Indique el número máximo de electrones en el subnivel 3p/ 6 electrones
3. Indique cuál es el número máximo de electrones en el nivel de energía n = 4/ 14 electrones
4. ¿A qué conclusión se puede llegar?/ Que cada nivel de energía tiene un numero de electrones específico para cada subnivel.

ACTIVIDAD 4

Lea con atención el siguiente texto con el fin de identificar los principios y reglas que rigen la representación de la distribución y ordenamiento de los electrones contenidos en un átomo.

ACTIVIDAD 6

Teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund, identifique cuál es el error en cada una de las distribuciones electrónicas. Luego, escriba en su cuaderno la forma correcta de estas distribuciones.

1. Distribución electrónica: 1s2 2s2 2p2

C (6e-) 1s2 2s2 2p2

1s 2s 2px 2py 2pz

Error: El error es que en el orbital 2px debería tener una flechita y en el orbital 2py la otra flechita no dos flechas en el orbital 2px como muestra la imagen original.

1. Distribución electrónica: 1s2 2s2 2p4

O (8e-) 1s2 2s2 2p4

1s 2s 2px 2py 2pz

Error: El error es que en el orbital 2pz debería tener una flechita y en el orbital 2pz la otra flechita no dos flechas en el orbital 2py como muestra la imagen original.

2. A partir de las características que se mencionan a continuación, identifique el elemento.

a) Elemento cuya distribución electrónica es: 1s2 2s2 2p6 3s1/Na 11, Sodio

b) Elemento cuya distribución electrónica es: 1s2 2s2 2p6/Ne 10, Neón

c) Elemento cuya distribución electrónica es: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2/Ca 20, Calcio

d) Elemento cuya distribución electrónica es: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d10 4p2/Ge 32, Germanio

ACTIVIDAD 8

Con base en la lectura anterior, complete la siguiente tabla para cada uno de los elementos esenciales mencionados en la Lectura3:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Elemento | Símbolo Químico | Z | Capa de Valencia | Electrones de Valencia |
| Hidrógeno | H | 1.01 | 1 | -1,1 |
| Carbono | C | 12.01 | 2,2 | 2,4 |
| Oxígeno | O | 16.00 | 2 | -2,-1 |
| Nitrógeno | N | 14.01 | 7 | 3,1,2,3,4 |
| Fósforo | P | 30.97 | 5 | -3,3,4,5 |
| Cloro | Cl | 35.45 | 17 | 1,1,3,5 |
| Calcio | Ca | 40.08 | 2 | 2 |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Magnesio | Mg | 24.31 | 2 | 2 |
| Sodio | Na | 22.99 | 1 | 1 |
| Potasio | K | 39.10 | 1 | 1 |
| Cromo | Cr | 52.00 | 6 | 2,3,6 |
| Azufre | S | 32.06 | 6 | -2,2,4,6 |
| Hierro | Fe | 55.84 | 2,3 | 2,3 |
| Silicio | Si | 28.09 | 4 | 4 |
| Zinc | Zn | 65.39 | 2 | 2 |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Cobre | Cu | 63.55 | 1,2 | 1,2,3,4 |
| Manganeso | Mn | 54.94 | 2,3,4,6,7 | 2,3,4,6,7 |
| Yodo | I | 126.9 | 6 | 1,1,3,5 |
| Arsénico | As | 74.92 | 5 | -3,3,5 |
| Selenio | Se | 78.96 | 5 | -2,2,4,6 |
| Cobalto | Co | 58.93 | 2,3 | 2,3 |
| Níquel | Ni | 58.69 | 2,3 | 2,3 |

Maria Jose Perez Perez.10-1