

Actividades

1. Indica la composición del núcleo y la corteza de los siguientes átomos:

a) K ($Z = 19, A = 39$)

b) P ($Z = 15, A = 31$)

Respuesta.

K ($Z = 19; A = 39$) significa: $Z =$ número de protones = 19; y número de neutrones = $A - Z = 39 - 19 = 20$ que constituyen el núcleo; en la corteza hay 19 electrones.

P ($Z=15; A = 31$) significa: $Z =$ número de protones = 15; y número de neutrones = $A - Z = 31 - 15 = 16$, que constituyen el núcleo; en la corteza hay 15 electrones.

2. Sabiendo que el ion de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.

Respuesta.

$Z =$ número atómico = número de protones = 26

Carga iónica = número de protones - número de electrones ; $+3 = 26 - x$; $x = 23$

$A =$ número másico = número de protones + neutrones = $26 + 30 = 56$

3. Un ion del elemento aluminio ($Z = 13, A = 27$) contiene diez electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.

Respuesta.

Carga iónica = número de protones - número de electrones = $13 - 10 = +3$. Es Al^{3+}

Número de neutrones = $A - n^{\circ}$ de protones = $27 - 13 = 14$

4. Un ion de un átomo con número de oxidación -1 contiene 17 protones y 18 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como la cantidad de electrones que contiene.

Respuesta.

Número atómico = $Z = n^{\circ}$ de protones = 17

Carga iónica = número de protones - número de electrones; $17 - x = -1$; $x = 18$

Número másico = $A =$ número de protones + neutrones = $17 + 18 = 35$

5. La Figura 2.4 representa el espectro de masas de los isótopos del plomo. A partir de esos datos calcula la masa atómica de ese elemento.

Respuesta.

Basta con aplicar la fórmula matemática para calcular las masas de los isótopos:

Masa atómica = $[A_1 (\%)_1 + A_2 (\%)_2 + \dots] = \underline{204 \cdot 2 + 207 \cdot 28,2 + 208 \cdot 57,8 + 209 \cdot 12} = 207,8 \text{ u}$

6. El átomo de potasio tiene una masa de 39,10. Calcula cuántos átomos de potasio hay en una muestra que contiene 5,00 g de este elemento.

Respuesta.

$$\frac{1 \text{ u}}{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ átomo K}}{39,10 \text{ u}} \cdot 5 \text{ g} = 7,7 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

7. Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las afirmaciones:

- a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z=8$) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- c) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

Respuesta.

- a) Cierto, se trata de dos iones del mismo elemento con la misma carga neta.
- b) Falso, al ser iones de cargas distintas formará distintos compuestos, su reactividad es diferente.
- c) Falso, tienen el mismo número de electrones. Se diferencian en el número de neutrones.

8. Si se trabaja con luz láser de 500 nm, ¿cuál es la energía y la frecuencia de cada fotón emitido?

Respuesta.

Para calcular la frecuencia recurrimos a la ecuación $\nu = c / \lambda$;

$$\text{de donde: } \nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{500 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h \nu = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

9. Un elemento emite una energía de 15 eV tras excitarlo convenientemente. ¿Cuál es la frecuencia y la zona del espectro a que corresponde dicha radiación?

Respuesta.

$$\nu = E / h = 15 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{1}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 3,6 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \quad \text{y es luz ultravioleta.}$$

10. Calcula la frecuencia y la longitud de onda de un fotón de luz azul de $4,40 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Respuesta.

$$u = E / h = 4,4 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} = 6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$
$$\lambda = c / u = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} / 6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

11. Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa al menos de 4,20 eV. Determina la frecuencia de la radiación utilizada. Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

Respuesta.

$$a) u = E / h = 4,2 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{1}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,02 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$b) u = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{600 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 0,5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

que al ser menor que la frecuencia de luz mínima necesaria no permitirá su ionización.

12. Calcula la energía y longitud de onda de una radiación cuya absorción posibilita el salto de un electrón del átomo de hidrógeno desde el nivel $n = 2$ al $n = 3$.

Respuesta.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \Rightarrow \lambda = 6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

13. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm.

- a) Calcula la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.**
b) Razona si es o no posible conseguir la ionización del átomo de magnesio con dicha radiación (primera energía de ionización del magnesio = 7,65 eV).

Respuesta.

a) A mayor frecuencia habrá más energía, por lo que se trata de calcular la de:

$$u = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{450 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h u = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,43 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$b) 4,43 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,77 \text{ eV}$$

Dado que este valor es menor que el necesario para ionizar el magnesio, no se conseguirá hacerlo con esa radiación.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

14. Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental emitiendo radiación electromagnética cuya longitud de onda es de 3 000 Å. Calcula la diferencia energética existente entre los dos niveles electrónicos.

Respuesta.

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3000 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 6,624 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

15. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es de 13,625 eV, calcula:

a) Frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno.

b) Longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

Respuesta.

$$a) \nu = E / h = 13,625 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{1}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$b) \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) \Rightarrow \lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486 \text{ nm}$$

16. Considera un átomo neutro con la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6$

$4s^1$. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuál es su configuración electrónica más estable?

¿Absorbe o desprende energía cuando pasa a tener dicha configuración? Razona las respuestas.

Respuesta.

Total tiene 11 electrones, por tanto $Z = 11$

La configuración más estable, la del estado fundamental, es con los electrones en niveles mínimos de energía: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Para pasar de $4s^1$ a $3s^1$ debe emitir energía en forma de radiación electromagnética pues está en un estado excitado.

17. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K^+ y Fe . ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?

Respuesta.

N^{3-} tiene 10 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6$
 Mg^{2+} tiene 10 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6$
 Cl^- tiene 18 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 K^+ tiene 18 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Fe tiene 26 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Isoelectrónicos son el N^{3-} con el Mg^{2+} y el Cl^- con el K^+

18. Justifica la existencia de los iones: Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , O^{2-} , P^{3-} , Hg^{2+} y Zn^{2+} .

Respuesta.

Todos los elementos que forman iones tienden a obtener la configuración electrónica de gas noble, ganando o perdiendo electrones pues ésta es la más estable:

- Sodio: tiene 1 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que lo pierda.
- Magnesio: tiene 2 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que los pierda.
- Cloro: tiene 7 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que gane 1 e.
- Oxígeno: tiene 6 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que gane 2 e.
- Fósforo: tiene 5 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que gane 3 e.
- Mercurio: tiene 2 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que los pierda.
- Cinc: tiene 2 e en su capa de valencia por lo que es de esperar que los pierda.

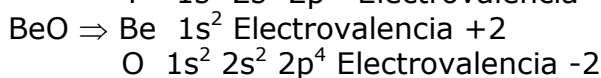
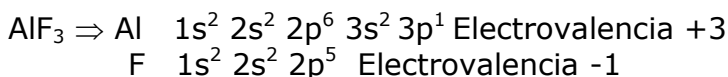
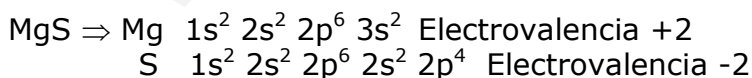
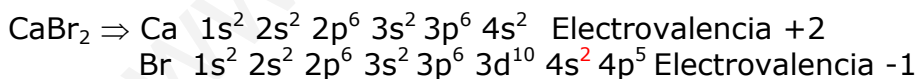
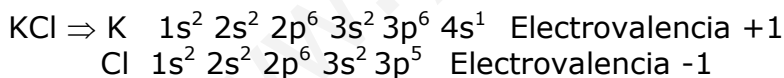
19. Dado el elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$:
a) Justifica el periodo y grupo del sistema periódico a los que pertenece.
b) ¿Cuál será la configuración de su ion más estable?

Respuesta.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, pertenece al periodo tercero (rellena el nivel 3) y al grupo 16 porque tiene 4 electrones en el último subnivel ocupado, el 3p.
- b) Su configuración más estable porque tiene todos sus niveles llenos es la que obtiene al ganar 2 electrones, es decir $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

20. Indica las electrovalencias de los elementos implicados en cada uno de los siguientes compuestos a partir de sus estructuras electrónicas: KCl, $CaBr_2$, MgS, AlF_3 y BeO.

Respuesta.



2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

21. Dadas las siguientes configuraciones para los átomos neutros A, B y C, respectivamente: $1s^2 2s^1$, $1s^2 2s^2 2p^1$, $1s^2 2s^2 2p^5$, indica la fórmula de los posibles compuestos que se forman al unir A con C y B con C.

Respuesta.

A con C: A perderá su último electrón que ganará C, por tanto será AC

B con C: B perderá sus tres últimos electrones que deberán pasar a tres átomos de C, así quedará como BC_3

22. Los elementos Li, Be, O y F pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica y poseen, respectivamente, 1, 2, 6 y 7 electrones en la capa de valencia. Indica razonadamente:

- Cuáles son los iones (monoatómicos) más estables que forman en cada caso.**
- Cuál es la fórmula de los compuestos que formarán entre sí Li, Be, F, indicando el tipo de enlace prioritario.**

Respuesta.

a) Si el Litio tiene 1 electrón en la última capa, puede perderlo quedando como Li^+
Si el Berilio tiene 2 electrones en la última capa, puede perderlos quedando como Be^{2+}
Si el Oxígeno tiene 6 electrones en la última capa, puede ganar 2 electrones quedando como O^{2-}

Si el Flúor tiene 7 electrones en la última capa, puede ganar 1 quedando como F^-

b) Litio con Berilio no se enlazan.

Litio con Flúor se unirán por un enlace iónico, quedando como LiF. El Li cede 1 e al F.

Berilio con Flúor se unirán por un enlace iónico, quedando como BeF_2 .

23. Dados los elementos siguientes: A ($Z = 17$), B ($Z = 11$) y C ($Z = 12$), razona qué afirmaciones son correctas:

- A actuará en compuestos covalentes con valencia 1.**
- B formará compuestos iónicos.**
- C formará compuestos covalentes con valencia 2.**

Respuesta.

a) Correcta. A ($Z=17$) $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Se trata de un no metal que para completar su nivel necesita un electrón. Por lo que su covalencia es 1.

b) Correcta. B ($Z=11$) $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Se trata de un metal, por tener 1 electrón en la última capa, formará por tanto compuestos iónicos perdiéndolo.

c) Incorrecta. C ($Z=12$) $\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Se trata de un metal, por tener 2 electrones en la última capa, formará por tanto compuestos iónicos perdiendo dos electrones.

24. Indica la covalencia de cada uno de los elementos implicados en los siguientes compuestos, a partir de sus estructuras electrónicas: F_2 , N_2 , CO_2 , HCl y H_2O . ¿Se formarán enlaces múltiples en algún caso?

Respuesta.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$F_2 \Rightarrow$ Cada flúor tiene estructura $1s^2 2s^2 2p^5$, así que como cada uno necesita 1 e para completar su octeto, lo compartirán \Rightarrow covalencia 1.

$N_2 \Rightarrow$ Cada nitrógeno tiene estructura $1s^2 2s^2 2p^3$, así que como cada uno necesita 3 e para completar su octeto, los compartirán \Rightarrow covalencia 3.

$CO_2 \Rightarrow$ El carbono tiene estructura $1s^2 2s^2 2p^2$ y cada oxígeno $1s^2 2s^2 2p^4$, así que la covalencia de cada oxígeno será 2 (compartirán 2 e cada uno), mientras que la del carbono será 4 (necesita 4 e por lo que compartirá 4).

$HCl \Rightarrow$ El hidrógeno tiene estructura $1s^1$ y el cloro $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, así que la covalencia del primero será 1 (compartirá su electrón), mientras que la del segundo también lo será (necesita 1e).

$H_2O \Rightarrow$ Cada hidrógeno tiene estructura $1s^1$ mientras que el oxígeno $1s^2 2s^2 2p^4$, así que la covalencia de cada oxígeno será 2 (compartirá 2 e), mientras que la de cada hidrógeno será 1.

25. Contesta, razonando la respuesta, a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué tipo de enlace cabe esperar en cada una de las siguientes especies químicas: NaCl, Cl_2 , CH_4 y Fe?
- ¿Cuál será el estado de agregación de cada una de las especies anteriores a temperatura ambiente?
- ¿Cuáles se disolverán en agua?

Respuesta.

- NaCl es iónico Cl_2 es covalente al igual que el CH_4 y Fe es metálico.
- Según su enlace serán: NaCl (sólido) Cl_2 (gas), CH_4 (gas) y Fe (sólido).
- Los iónicos, es decir, sólo el NaCl.

26. Dados los siguientes compuestos NaF, CH_4 y CH_3OH :

- Indique el tipo de enlace.
- Ordene de mayor a menor según su punto de ebullición. Razone la respuesta.
- Justifique su solubilidad o no en agua

Respuesta.

- NaF es iónico, CH_4 es covalente y CH_3OH es covalente.
- $NaF > CH_3OH > CH_4$; hay que recordar que a igualdad de elementos y enlaces tiene menor punto de ebullición el de menor masa molecular.
- Serán solubles el NaF por ser iónico, y el CH_3OH porque, aunque sus átomos están unidos por enlaces covalentes, se producen dipolos en la molécula (enlaces O-H) que pueden unirse con los de las moléculas de agua por fuerzas intermoleculares, con lo que se disolverá también.

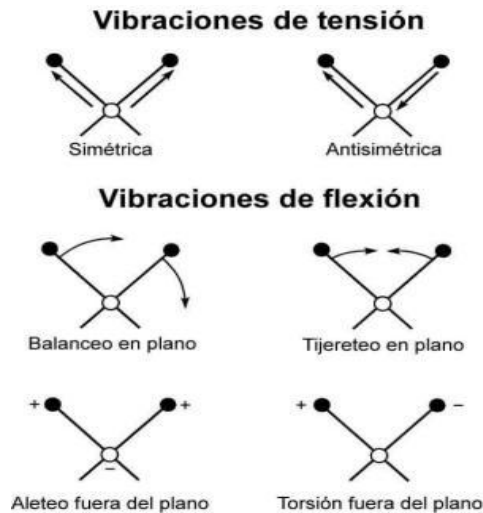
Actividades finales

Lectura: Espectroscopia infrarroja

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

1. Dibuja las diferentes formas vibracionales moleculares comentadas en el texto. En internet puedes encontrar animaciones que muestran estos modos de vibración.

Respuesta.



2. Indica algunas aplicaciones actuales en nuestra vida cotidiana de los rayos infrarrojos.

Respuesta.

- Caracterización e identificación de materiales
 - Polímeros y plásticos
 - Sólidos inorgánicos (minerales, catalizadores, materiales compuestos...)
- Análisis de productos farmacéuticos y de síntesis.
- Análisis de contaminantes
- Ciencia Forense (identificación)
- Biomedicina (análisis de tejidos)
- Conservación artística (análisis de pigmentos, materiales utilizados...)
- Industria del reciclaje (identificación de materiales poliméricos)
- Agricultura y alimentación (IR cercano)
- Seguimiento de procesos químicos
 - Polimerizaciones
 - Reacciones catalíticas.

Experiencia de Laboratorio: Análisis espectroscópico de luces cotidianas

1. Describe lo que observas en cada experimento.

Respuesta.

- Podrás ver, en el reflejo de la luz sobre el CD, todo el espectro luminoso.
- Verás que aparecen unas franjas con los colores primarios de tu pantalla.
- Verás un arco iris incompleto con sólo algunas líneas brillantes.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

- 2. Explica lo que has observado comparando las tres experiencias realizadas.**
Respuesta.

La luz solar tiene, como sabes, el espectro continuo de colores, mientras que en el ordenador prevalecen los tres colores habituales rojo, verde y azul, y la lámpara fluorescente emite la luz de las sustancias gaseosas que encierra, generalmente mercurio.

- 3. Identifica el tipo de espectro que se produce en cada caso.**
Respuesta.

Continuo en el caso de la luz solar y discontinuos en los demás.

Problemas propuestos

- 1. Razona en cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento:**

- Estructura atómica.**
- Número de electrones externos.**
- Masa nuclear.**
- Suma de protones y neutrones.**

Respuesta.

En las cuatro opciones.

- 2. Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:**

- Ar ($Z = 18$, $A = 40$)**
- Sb ($Z = 51$, $A = 122$)**
- Cl⁻ ($Z = 17$, $A = 35$)**
- Fe³⁺ ($Z = 26$, $A = 56$)**

Respuesta.

- El Argón (Ar) tendrá 18 protones y 18 electrones por ser un átomo neutro con $Z = 18$; y tendrá $N = A - Z = 40 - 18 = 22$ neutrones.
- El antimonio (Sb) tendrá 51 protones y 51 electrones por ser un átomo neutro con $Z = 51$; y tendrá $N = (A - Z) = 122 - 51 = 71$ neutrones.
- El ión cloruro (Cl⁻) tendrá 17 protones por ser $Z = 17$, mientras que su carga indica que ha ganado 1 electrón, así que tendrá 18 electrones; mientras que sus neutrones serán $N = A - Z = 35 - 17 = 18$.
- El ión férrico (Fe³⁺) tendrá 26 protones por ser $Z = 26$, mientras que su carga indica que ha perdido 3 electrones, así que tendrá 23 electrones, mientras que sus neutrones serán $N = A - Z = 56 - 26 = 30$.

- 3. Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

- Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.**
- El ion ³⁹K⁺ tiene el mismo número de protones que el átomo ⁴⁰Ar.**
- El neón y el O²⁻ tienen el mismo número de protones.**

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Respuesta.

- a) Falso, si son átomos neutros del mismo elemento siempre tendrán los mismos electrones.
- b) Falso, tendrán el mismo número de electrones.
- c) Falso, tendrán el mismo número de electrones.

4. El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50,0 y 51,0 uma.

- a) Determina el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos.**
- b) Calcula la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica (que aparece en la tabla periódica) del vanadio es igual a 50,94 uma.**

Respuesta.

- a) $Z = 23$, es decir que ambos isótopos tendrán 23 protones.
 $A = 50$, este isótopo tendrá $50 - 23 = 27$ neutrones
 $A = 51$, este isótopo tendrá $51 - 23 = 28$ neutrones

b) En este caso basta con aplicar la fórmula matemática para calcular las masas de los isótopos:

$$\text{Masa atómica} = \frac{[A_1 (\%)_1 + A_2 (\%)_2 + A_3 (\%)_3 + \dots]}{100}$$

$$50,94 = \frac{50 \cdot X + 51 \cdot (100 - X)}{100}$$

despejando queda 6 % para el isótopo 50 uma y 94 % para el isótopo de 51 uma.

5. Sabiendo que los números atómicos del neón y del sodio son 10 y 11, respectivamente, razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- a) El número de electrones de los iones Na^+ es igual al de los átomos neutros del gas neón.**
- b) El número de protones de los iones $^{23}\text{Na}^+$ es igual al de los átomos ^{20}Ne .**
- c) Los iones Na^+ y los átomos de gas neón no son isótopos.**

Respuesta.

- a) Cierto ya que al perder un electrón el ión sodio tendrá los mismos que el neón, es decir 10 electrones.
- b) Falso, los protones son diferentes para elementos diferentes.
- c) Cierto, se trata de elementos distintos.

6. Decimos que los espectros atómicos son discontinuos, mientras que el espectro de luz visible es continuo, ¿puedes explicar qué significan ambas cosas?

Respuesta.

Ver pág. 37 del texto.

7. Calcula la longitud de onda de los siguientes tipos de radiación electromagnética: radiación microondas de frecuencia $2,00 \cdot 10^{11}$ Hz, luz verde de $5,50 \cdot 10^{14}$ Hz, luz violeta de $6,80 \cdot 10^{14}$ Hz y rayos X de $3,00 \cdot 10^{18}$ Hz.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Respuesta.

Para calcular la longitud de onda recurrimos a la ecuación $\lambda = c / \nu$

$$\lambda_{\text{microondas}} = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 2,0 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{verde}} = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 5,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 5,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{violeta}} = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 6,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{rayos X}} = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 3,0 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

8. El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5 890 Å. Calcula en eV la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce.

Respuesta.

$$\lambda = c / \nu \Rightarrow 5890 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / \nu \Rightarrow \nu = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h\nu \Rightarrow E = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 5,09 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 33,7 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

$$\text{De donde } E = 33,7 \cdot 10^{-20} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 2,1 \text{ eV}$$

9. Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado fundamental son capaces de absorber radiación ultravioleta de 1 216 Å. ¿A qué transición electrónica corresponde esta absorción?

Respuesta.

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{1216 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow$$

$$n = 2$$

10. La energía necesaria para ionizar el átomo de sodio es 498,07 kJ mol⁻¹. Calcula la frecuencia de la radiación capaz de efectuar dicha ionización. Determina si esta pertenece al espectro visible, al infrarrojo o al ultravioleta, sabiendo que la longitud de onda de la luz visible en el vacío está comprendida entre 3 900 y 7 800 Å.

Respuesta.

$$E = h\nu \Rightarrow 498,07 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

De donde: $\nu = 1,25 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ (espectro UV) \rightarrow Se omite el cálculo para responder a la segunda cuestión

11. El electrón del átomo de hidrógeno pasa del estado fundamental de energía $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ al $n = 3$. Indica la energía de este nivel.

Respuesta.

$$E_i = -13,6 \text{ eV} \quad E_3 = -\frac{13,6 \text{ eV}}{3^2} = -1,5 \text{ eV}$$

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$n^2$$

$$3^2$$

12. Se observa que se producen tres rayas espectrales cuando un electrón pasa de un determinado nivel al estado fundamental. ¿Podrías decir cuál es el nivel de partida? ¿Cuántas rayas se producirían si el electrón estuviese inicialmente en el nivel 5?

Respuesta.

En total hay tres rayas cuyas transiciones posibles serían:

de $n = 3$ directamente a $n = 1$ (una raya)

de $n = 3$ a $n = 2$, y posteriormente de éste a $n = 1$ (dos rayas)

Así que el nivel de partida es el $n = 3$

Si el nivel de partida fuera $n = 5$ existirán:

de $n = 5$ directamente a $n = 1$ (una raya)

de $n = 5$ a $n = 2$, y posteriormente de éste a $n = 1$ (dos rayas)

de $n = 5$ a $n = 3$, posteriormente de éste a $n = 2$, y de éste a $n = 1$ (tres rayas)

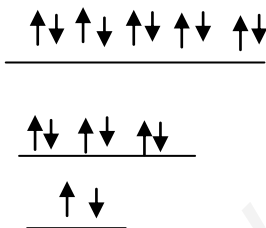
de $n = 5$ a $n = 4$, de éste a $n = 3$, luego a $n = 2$ y por último a $n = 1$ (cuatro rayas)

En total 10 rayas en el espectro.

13. ¿Cuántos electrones caben en el nivel energético $n = 3$? Dibuja el diagrama del nivel con sus subniveles, indicando además la colocación de los posibles electrones.

Respuesta.

Con $n = 3$ tendremos 3s con 2 electrones ; 3p con 6 electrones ; 3d con 10 electrones. Total 18 electrones



14. La ecuación $E_i = -13,6 \text{ eV}/n^2$ permite calcular la energía de los distintos niveles en el átomo de hidrógeno. Dibuja un diagrama de niveles energéticos que incluya los cinco primeros.

Respuesta.

$$E_i = \frac{-13,6 \text{ eV}}{n^2} ; E_1 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{1^2} = -13,6 \text{ eV} ; E_2 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{2^2} = -3,4 \text{ eV}$$

$$E_3 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{3^2} = -1,5 \text{ eV} ; E_4 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{4^2} = -0,85 \text{ eV} ; E_5 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{5^2} = -0,54 \text{ eV}$$

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

15. Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más pequeña que tenga:

- Un electrón *d*.
- Dos electrones *p*.
- Diez electrones *d*.
- El nivel energético *s* completo.

Respuesta.

- Escandio (Sc); $Z = 21$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
- Carbono (C); $Z = 6$; $1s^2 2s^2 2p^2$
- Cinc (Zn); $Z = 30$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
- Helio (He); $Z = 2$; $1s^2$

16. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies: S^{2-} , Ca^{2+} , F^- y Al.

Respuesta.

S^{2-} ($Z = 16$) por tanto 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 Ca^{2+} ($Z = 20$) por tanto 18 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 F^- ($Z = 9$) por tanto 10 electrones $1s^2 2s^2 2p^6$
Al ($Z = 13$) por tanto 13 electrones $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

17. Se observa que en el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea que se corresponde a una absorción energética de $4,60 \cdot 10^{-19}$ J. Se pide:

- Longitud de onda de la radiación absorbida correspondiente a la transición asociada a esta línea.
- Si el nivel superior de dicha transición es $n = 5$, ¿cuál es el número cuántico del nivel inferior?

Respuesta.

$$\Delta E = hc / \lambda ; 4,60 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / \lambda ; \lambda = 4,32 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Aplicando la ecuación empírica propuesta por Rydberg: $1/\lambda = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$, queda:

$$1/4,32 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 109.677,58 \cdot 10^2 \text{ m}^{-1} (1/n^2 - 1/5^2) ; n = 2$$

18. Se observa que al absorber radiación electromagnética de tipo ultravioleta y de longitud de onda $1,03 \cdot 10^{-7}$ m el electrón del átomo de hidrógeno pasa del nivel energético $E_1 = -13,6$ eV a un nivel superior. Indica cuál será este y calcula su energía.

Respuesta.

$$\Delta E = hc / \lambda ; \Delta E = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 19,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{De donde } \Delta E = 19,3 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 12,1 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E_2 - E_1 ; 12,1 \text{ eV} = E_2 - (-13,6 \text{ eV}) ; E_2 = -1,5 \text{ eV}$$

El nivel al que asciende se calcula aplicando

$$E_n = -13,6 \text{ eV}/n^2$$

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

$$-1,5 = -13,6/n^2 \Rightarrow n = 3$$

19. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.
- Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$ corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

Respuesta.

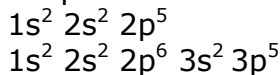
- Sí, concretamente al Escandio ($Z = 21$)
- Sí, no puede haber 7 electrones en un subnivel p.
- No, porque existe el subnivel 2d.
- No, lo hemos contestado en a).

20. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

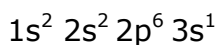
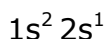
- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Agrúpalas de tal manera que, en cada grupo que propongamos, los elementos que representan las configuraciones tengan propiedades químicas similares. Para cada grupo propuesto, explica alguna de estas propiedades.

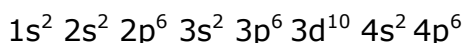
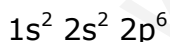
Respuesta.



Estos dos elementos tienen siete electrones en su última capa, se trata de halógenos (ver propiedades en el texto).



Estos dos elementos tienen un electrón en su última capa, se trata de alcalinos (ver propiedades en el texto).



Estos dos elementos tienen ocho electrones en su última capa, se trata de gases inertes (ver propiedades en el texto).

21. Indica la configuración electrónica y el número atómico de los siguientes elementos: a) el primer anfígeno; b) el segundo gas noble; c) el tercer alcalino.

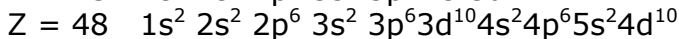
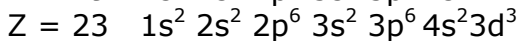
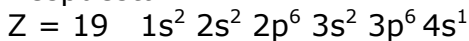
Respuesta.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

- a) $1s^2 2s^2 2p^4$ es el Oxígeno, $Z= 8$
b) $1s^2 2s^2 2p^6$ es el Neon, $Z= 10$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ es el Potasio, $Z= 19$

22. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, escribe la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. Explica si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores. ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

Respuesta.



El elemento $Z = 30$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ al tener el mismo número de electrones en su último orbital ocupado que el $Z = 48$, tendrá similares propiedades a las de éste.

23. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la última capa, identifica cada elemento, determina su número atómico e indica grupo y periodo al que pertenecen.

- a) $2s^2 2p^4$; b) $3s^2$; c) $3s^2 3p^1$; d) $3s^2 3p^5$

Respuesta.

$2s^2 2p^4$ es el Oxígeno, $Z= 8$, periodo segundo grupo 16

$3s^2$ es el Magnesio, $Z= 12$, periodo tercero grupo 2

$3s^2 3p^1$ es el Aluminio, $Z= 13$ periodo tercero grupo 13

$3s^2 3p^5$ es el Cloro, $Z= 17$, periodo segundo grupo 17

24. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenecen. Indica el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.

- a) $ns^2 np^4$
b) ns^2
c) $ns^2 np^1$
d) $ns^2 np^5$

Respuesta.

a) $ns^2 np^4$; es el Oxígeno, $Z= 8$, periodo segundo grupo 16

b) ns^2 ; es el Helio, $Z= 2$, periodo primero grupo 18

c) $ns^2 np^1$; es el Boro, $Z= 5$, periodo segundo grupo 13

d) $ns^2 np^5$; es el Flúor, $Z= 9$, periodo segundo grupo 17

25. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas.
b) Escribe los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón.

Respuesta.

a) Na ($Z= 11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Cl ($Z = 17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) Na, su electrón más externo será $(3, 0, 0, +\frac{1}{2})$ ó $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Cl, su electrón más externo será una de estas seis: $(3, 1, 1, +\frac{1}{2})$ ó $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$
 $(3, 1, -1, +\frac{1}{2})$ ó $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$
 $(3, 1, 0, +\frac{1}{2})$ ó $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$

26. Para las sustancias HF, Fe, KF y BF₃, justifica:

- El tipo de enlace.**
- ¿Que sustancia tendrá menor punto de fusión?**
- ¿Cuál o cuáles conducen la electricidad en estado sólido, en estado fundido y cuál o cuáles no la conducen?**

Respuesta.

- y c) HF \Rightarrow Enlace covalente, no conduce la corriente eléctrica. Disuelto, sí.
Fe \Rightarrow Enlace metálico, conduce la corriente eléctrica en cualquier estado.
KF \Rightarrow Enlace iónico, conduce la corriente eléctrica disuelto o fundido.
BF₃ \Rightarrow Enlace covalente, no conduce la corriente eléctrica.
- El HF forma enlace covalente entre el F y el H; sus moléculas están unidas por enlaces intermoleculares, y tiene menor masa molecular que el BF₃.

27. Considerando las sustancias Br₂, SiO₂, Fe, HF y NaBr, justifica en función de sus enlaces:

- Si son o no solubles en agua.**
- Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.**

Respuesta.

- Br₂ \Rightarrow Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.
SiO₂ \Rightarrow Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.
Fe \Rightarrow Enlace metálico, no soluble en agua pero conduce la corriente eléctrica.
HF \Rightarrow Enlace covalente, soluble en agua y conduce la corriente eléctrica si está disuelto en agua.
NaBr \Rightarrow Enlace iónico, soluble en agua y conduce la corriente eléctrica si está disuelto o fundido.

28. Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

- Fundir bromuro de calcio.**
- Hervir agua.**
- Evaporar oxígeno líquido.**
- Fundir cesio.**

Respuesta.

- Para fundir bromuro de calcio debe romperse el enlace iónico.
- Para hervir agua deben romperse las fuerzas de atracción puente de hidrógeno.
- Para evaporar oxígeno líquido deben romperse fuerzas de atracción intermoleculares.
- Para fundir cesio deben romperse los enlaces metálicos.

29. Dadas las siguientes sustancias sólidas: cobre, diamante, yodo y bromuro de potasio, explica:

- ¿Cuál es la más dura? ¿Y la más blanda?**
- ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en estado sólido? ¿Y en disolución?**

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

Respuesta.

- Más dura es el diamante, red cristalina covalente; más blanda el yodo, molécula covalente.
- Conduce la corriente eléctrica el cobre, y en disolución el bromuro potásico.

30. En función del tipo de enlace, explica por qué:

- El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .
- El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .
- El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

Respuesta.

- El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 porque las fuerzas puente de hidrógeno (el hidrógeno de una molécula con un átomo muy electronegativo de otra) que mantienen unidas a sus moléculas son mayores en el amoníaco. Además, el momento dipolar del CH_4 es cero debido a su geometría tetraédrica, y el del NH_3 no lo es.
- El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 porque se trata de un compuesto iónico que tiene sus iones colocados en forma de red cristalina y es precisa mucha energía para romperla y así fundir el compuesto.
- El CH_4 es insoluble en agua porque carece de las cargas iónicas necesarias para interactuar con las de las moléculas de agua y así disolverse, cosa que sí ocurre con el KCl formados por iones K^+ y Cl^- .

Aplica lo aprendido

31. Un isótopo del átomo de boro tiene una masa de $1,83 \cdot 10^{-23}$ g. Calcula su masa expresada en uma.

Respuesta.

$$\frac{1 \text{ u}}{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \cdot \frac{1,83 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1 \text{ átomo de B}} = 11,01 \text{ uma cada átomo de Boro}$$

32. Indica la configuración electrónica y el número atómico de los siguientes elementos: a) El primer anfígeno. b) El segundo gas noble. c) El tercer alcalino.

Respuesta.

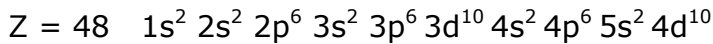
- $1s^2 2s^2 2p^4$ es el Oxígeno, $Z = 8$.
- $1s^2 2s^2 2p^6$ es el Neón, $Z = 10$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ es el Potasio, $Z = 19$.

33. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, escribe la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. Explica si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores. ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

Respuesta.

$$Z = 19 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$
$$Z = 23 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$$

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario



El elemento $Z = 30 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ al tener el mismo número de electrones en su último orbital ocupado que el $Z = 48$, tendrá similares propiedades a las de éste.

34. ¿Por qué, si el magnesio y el cinc tienen dos electrones en el último nivel energético, no están situados dentro del mismo grupo?

Respuesta.

Porque el cinc tiene orbitales d.

35. Contesta:

a) Un átomo A tiene como configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. ¿Cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?

b) Justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones sobre el átomo A:

- Se encuentra en su estado fundamental.
- Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- Está en el quinto periodo del sistema periódico.
- Formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

Respuesta.

a) $(4, 0, 0, +1/2)$ ó $(4, 0, 0, -1/2)$

b) Sí, por ser esa su configuración.

Sí, concretamente es el potasio.

No, está en el cuarto.

No, formará compuestos iónicos.

36. Las configuraciones electrónicas $A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, $B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ y $C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ corresponden a átomos neutros. Indica las fórmulas y justifica el tipo de enlace predominante de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:

a) A y C. b) B y C. c) C y C.

Respuesta.

A es un metal alcalino que puede perder 1 electrón al combinarse con un no metal

B es un semimetal que puede ganar o perder electrones según con quien se combine

C es un no metal que puede ganar 1 electrón cuando se combina con metales o semimetales y compartir 1 electrón al combinarse con no metales.

Unión de A con C, enlace iónico. Fórmula AC

Unión de B con C, enlace covalente muy polar (casi iónico). Fórmula BC₃

Unión de C con C, enlace covalente apolar, dos átomos de C comparten 1 electrón.

Fórmula C₂

37. El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indica:

a) La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.

b) El grupo y periodo al que pertenece cada uno.

c) El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

d) El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

Respuesta.

a) $Z = 12: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y $Z = 17: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b) El nivel más externo en los dos elementos es el $n=3$, por tanto, están en el tercer período, grupos 2 y 17 respectivamente.

c) Magnesio (Mg) y Cloro (Cl). Fórmula del compuesto, $MgCl_2$

d) Enlace iónico. Propiedades \rightarrow ver en el libro.

38. Disponemos de cuatro elementos A, B, C y D de números atómicos 3, 9, 10 y 40, si bien no se sabe qué número atómico corresponde a cada elemento. De estos elementos se sabe que:

- A es un metal de transición de número de oxidación +4.
- B es un elemento muy inerte.
- El compuesto DC es iónico.
- El compuesto C_2 es covalente.

Indique el número atómico que le corresponde a cada uno de ellos.

Respuesta.

Primero indicaremos las cuatro configuraciones electrónicas:

$1s^2 2s^1$; $1s^2 2s^2 2p^5$; $1s^2 2s^2 2p^6$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 4d^2$.

- Elemento inerte el que tiene completa su última capa, $1s^2 2s^2 2p^6$; luego B es $Z = 10$
- Elemento cuyo compuesto binario es covalente es $1s^2 2s^2 2p^5$; luego C es $Z = 9$
- Si C forma con D un compuesto iónico, es que D es $1s^2 2s^1$; luego D es $Z = 3$
- Confirmamos que A es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 4d^2$, metal de transición con estado de oxidación +4; luego A es $Z = 40$.

39. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

a) ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razona tu respuesta.

b) Indica los nombres y símbolos de ambos elementos y escribe la fórmula del compuesto que forman.

Respuesta.

a) y b) Se trata del Magnesio (Mg) y del Cloro (Cl), pueden formar el compuesto iónico $MgCl_2$

40. Entre las sustancias sodio, cloro y bromuro de rubidio, selecciona la más representativa en los siguientes casos y justifica tu respuesta.

a) La sustancia de menor punto de fusión.

b) La sustancia no conductora en estado sólido, pero sí fundida.

c) La sustancia cuyas moléculas estén unidas por fuerzas intermoleculares.

Respuesta.

a) La sustancia de menor punto de fusión será el Cl_2 porque es una sustancia formada por enlace covalente y sus moléculas se unen por fuerzas intermoleculares muy débiles.

2 Física y Química 1º Bachillerato. Solucionario

- b) La sustancia no conductora en estado sólido, pero sí fundida será el bromuro de rubidio ya que los iones están fijos en la red en estado sólido y no se pueden desplazar para conducir la corriente, cosa que ocurre cuando está fundido.
- c) La sustancia cuyas moléculas estén unidas por fuerzas intermoleculares será el cloro.

41. Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

a) Indica los números cuánticos del electrón más externo del Na.

b) Escribe la configuración electrónica de las especies Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .

Respuesta.

a) Na ($Z= 11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, luego su electrón más externo será $(3, 0, 0, +\frac{1}{2})$ ó $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$

b) $\text{Na}^+(1s^2 2s^2 2p^6)$, $\text{Mg}^{2+}(1s^2 2s^2 2p^6)$, Si ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$), $\text{Cl}^-(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$