

Tema 2. Estructura atómica

Actividades.

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

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

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

Solución:

a) La expresión K ($Z = 19$, $A = 39$) significa protones = 19 y neutrones = $39 - 19 = 20$, que constituyen el núcleo, luego en la corteza hay 19 electrones.

b) La expresión P ($Z = 15$, $A = 31$) significa protones = 15 y neutrones = $31 - 15 = 16$, que constituyen el núcleo, luego 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.

Solución:

Número atómico = número de protones = 26.

Número de electrones + número de protones = carga iónica ; $-x + 26 = +3 \Rightarrow x = 23$.

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.

Solución:

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

Nº de neutrones = $A - \text{nº de protones} = 27 - 13 = 14$.

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.

Solución:

Número atómico = nº de protones = 17.

Número de electrones + número de protones = carga iónica ; $-x + 17 = -1 \Rightarrow x = 18$.

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

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

Solución:

$$1 \text{ uma} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}; \frac{1 \text{ uma}}{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = \frac{m \text{ uma}}{1,83 \cdot 10^{-23} \text{ g}}; m = 11,02 \text{ uma}$$

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

Solución:

$$\frac{1 \text{ uma}}{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ átomo de K}}{39,10 \text{ uma}} \cdot 5,00 \text{ g} = 7,7 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

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.

Solución:

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 los neutrones.

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

Solución: Para calcular la frecuencia recurrimos a la ecuación $\nu = \frac{c}{\lambda}$; de donde:

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

$$E = h \nu = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 39,7 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

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?

Solución:

$$\nu = \frac{E}{h} = 15 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{1}{6,6210^{-34} \text{ Js}} = 3,6 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}. \text{ Es luz ultravioleta.}$$

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

Solución:

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{4,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}} = 6,7 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,7 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ s}^{-1}$$

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?

Datos: carga del electrón $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; velocidad de la luz en el vacío $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$; constante de Planck $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$.

Solución:

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

$$b) \nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{600 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 0,5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}, \text{ que al ser menor que la frecuencia de luz mínima}$$

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 $n = 3$.

Solución:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \Rightarrow \lambda = 1,01 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,01 \cdot 10^{-8} \text{ m}} = 19,7 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

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).

Solución:

$$a) \nu = c / \lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} / 450 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}.$$
$$E = h \nu = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}.$$

$$b) E = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,76 \text{ eV}$$

No es posible ionizar el Mg.

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.

Solución:

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

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 $n = 2$.

Solución:

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

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

$$\nu = c / \lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} / 486 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

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.

Solución:

$1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ total 11 electrones, por tanto $Z = 11$.

La configuración más estable es con los electrones en niveles mínimos de energía: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, y para ello 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?

Datos: números atómicos, N = 7; Mg = 12; Cl = 17; K = 19; Fe = 26.

Solución:

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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

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

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

18> 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.

Solución:

El primer anfígeno es el O que tiene $Z = 8$ y por tanto $1s^2 2s^2 2p^4$.

El segundo gas noble es el Ar que tiene $Z = 18$ y por tanto $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

El tercer alcalino es el K que tiene $Z = 19$ y por tanto $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

19> 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?

Solución:

$Z = 19 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

$Z = 23 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

$Z = 48 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$.

El elemento con $Z = 30$ tiene $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ como se ve pertenece al mismo periodo que el $Z = 19$ y el $Z = 23$, es decir el tercero, pero no al mismo grupo pues no tiene el mismo número de electrones en el último nivel ocupado, que es su característica común.

20> Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros: A ($1s^2 2s^2 2p^2$), B ($1s^2 2s^2 2p^5$), C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$), D ($1s^2 2s^2 2p^4$), indica razonadamente:

a) Grupo y periodo al que pertenece cada elemento.

b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

c) El elemento de mayor y de menor radio atómico.

Solución:

a) A ($1s^2 2s^2 2p^2$) \Rightarrow Periodo Segundo, el último nivel ocupado es el p con 2e por lo que pertenece al grupo 14.

B ($1s^2 2s^2 2p^5$) \Rightarrow Periodo Segundo, el último nivel ocupado es el p con 2e por lo que pertenece al grupo 18.

C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) \Rightarrow Periodo tercero, el último nivel ocupado es el s con 1e por lo que pertenece al grupo 1.

D ($1s^2 2s^2 2p^4$) \Rightarrow Periodo Segundo, el último nivel ocupado es el p con 6e por lo que pertenece al grupo 16.

b) Mayor energía de ionización el que esté más arriba y a la derecha, es el B.

Menor energía de ionización el que esté más abajo y a la izquierda, es el C.

c) Mayor radio atómico, más abajo y a la izquierda, es el C.

Menor radio atómico, más arriba y a la derecha, es el B.

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

Solución:

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

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

22> 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?

Solución:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, pertenece al periodo tercero (rellena el subnivel 3) y al grupo 16 porque tiene 4 electrones en el último nivel ocupado, el 3p.

b) Su configuración más estable porque tiene todos sus niveles llenos es la que obtiene al ganar 2 electrones, es decir $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

23> 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 .

Solución:

$\text{KCl} \Rightarrow \text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ Electrovalencia +1.

$\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Electrovalencia -1.

$\text{CaBr}_2 \Rightarrow \text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Electrovalencia +2.

$\text{Br } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 4p^5$ Electrovalencia -1.

$\text{MgS} \Rightarrow \text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Electrovalencia +2.

$\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 2s^2 2p^4$ Electrovalencia -2.

$\text{AlF}_3 \Rightarrow \text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Electrovalencia +3.

$\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$ Electrovalencia -1.

$\text{BeO} \Rightarrow \text{Be } 1s^2 2s^2$ Electrovalencia +2.

$\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ Electrovalencia -2.

24> 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.

Solución:

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

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

25> 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. Responde razonadamente:

a) Cuáles son los iones (monoatómicos) más estables que forman en cada caso.

b) Cuál será el orden de los elementos en sentido creciente de sus primeras energías de ionización.

c) Cuál es la fórmula de los compuestos que formarán entre sí Li, Be, F, indicando el tipo de enlace prioritario.

Solución:

a) Li tiene 1 electrón externo, luego puede perderlo y así su ión será Li^+ .

Be tiene 2 electrones externos, luego puede perderlos y así su ión será Be^{2+} .

O tiene 6 electrones externos, luego puede ganar dos electrones y así su ión será O^{2-} .

F tiene 7 electrones externos, luego puede ganar un electrón y así su ión será F^- .

b) Las energías de ionización en el Sistema Periódico aumentan a medida que nos desplazamos hacia la derecha y disminuyen al bajar en los grupos, luego $\text{Li} < \text{Be} < \text{O} < \text{F}$.

c) Li F, enlace tipo iónico; BeF_2 , enlace tipo iónico.

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

a) A actuará en compuestos covalentes con valencia 1.

b) B formará compuestos iónicos.

c) C formará compuestos covalentes con valencia 2.

Solución:

a) 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) 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) 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.

27> 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?

Solución:

$\text{F}_2 \Rightarrow$ Cada flúor tiene estructura $1s^2 2s^2 2p^5$, así que como cada uno necesita 1 electrón para completar su octeto, lo compartirán (covalencia 1).

$\text{N}_2 \Rightarrow$ Cada nitrógeno tiene estructura $1s^2 2s^2 2p^3$, así que como cada uno necesita 3 electrones para completar su octeto, los compartirán formando 3 enlaces, es decir un enlace triple (covalencia 3).

$\text{CO}_2 \Rightarrow$ 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 4e por lo que compartirá 4), formarán dos dobles enlaces.

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 1 electrón).

$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ 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.

28> Representa las estructuras de Lewis de las moléculas SiH_4 , NH_3 y BeH_2 .

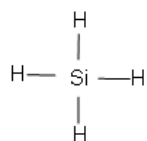
Solución:

Estructura de Lewis para el SiH_4

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles: $A = 4 + (1 \cdot 4) = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 + (2 \cdot 4) = 16$
- Electrones compartidos: $S = N - A = 16 - 8 = 8$ (cuatro enlaces)
- Electrones solitarios: $A - S = 8 - 8 = 0$

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:

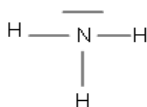


Estructura de Lewis para el NH_3

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles: $A = 5 + (1 \cdot 3) = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 + (2 \cdot 3) = 14$
- Electrones compartidos: $S = N - A = 14 - 8 = 6$ (tres enlaces)
- Electrones solitarios: $A - S = 8 - 6 = 2$ (un par)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Estructura de Lewis para el BeH_2

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Be	$1s^2 2s^2$	2	8
H	$1s^1$	1	2

Este es un caso que no se puede resolver por la manera sistemática explicada pues el Be no completa su capa electrónica. Su estructura es:



Se trata de un caso de octeto incompleto.

29> Representa las estructuras de Lewis de las moléculas H_2O , CH_4 , BF_3 y HCl .

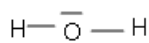
Solución:

Estructura de Lewis para el H_2O

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles: $A = 6 + (1 \cdot 2) = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 + (2 \cdot 2) = 12$
- Electrones compartidos: $S = N - A = 12 - 8 = 4$ (dos enlaces)
- Electrones solitarios: $A - S = 8 - 4 = 4$ (dos pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:

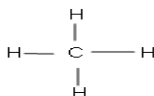


Estructura de Lewis para el CH_4

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles: $A = 4 + (1 \cdot 4) = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 + (2 \cdot 4) = 16$
- Electrones compartidos: $S = N - A = 16 - 8 = 8$ (cuatro enlaces)
- Electrones solitarios: $A - S = 8 - 8 = 0$ (sin pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:

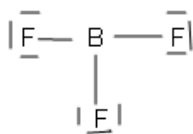


Estructura de Lewis para el BF_3

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	3	8
F	$1s^1 2s^2 2p^5$	7	8

Este es un caso que no se puede resolver por la manera sistemática explicada pues el B no

completa su capa electrónica. Su estructura es:



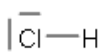
Se trata de un caso de octeto incompleto

Estructura de Lewis para el HCl

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Cl	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles: $A = 7 + (1 \cdot 1) = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 + (2 \cdot 1) = 10$
- Electrones compartidos: $S = N - A = 10 - 8 = 2$ (un enlace)
- Electrones solitarios: $A - S = 8 - 2 = 6$ (tres pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



30> Representa las estructuras de Lewis de las moléculas sulfuro de hidrógeno, tricloruro de boro y nitrógeno.

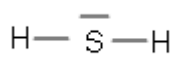
Solución:

Estructura de Lewis para el H₂S

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles: $A = 6 + (1 \cdot 2) = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 + (2 \cdot 2) = 12$
- Electrones compartidos: $S = N - A = 12 - 8 = 4$ (dos enlaces)
- Electrones solitarios: $A - S = 8 - 4 = 4$ (dos pares)

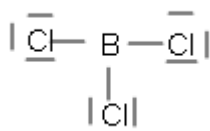
Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Estructura de Lewis para el BCl₃

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	3	8
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 1s^1 2s^2 2p^5$	7	8

Este es un caso que no se puede resolver por la manera sistemática explicada pues el B no completa su capa electrónica. Su estructura es:



Se trata de un caso de octeto incompleto

Estructura de Lewis para el N₂

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	8

- Electrones de valencia disponibles: $A = 5 \cdot 2 = 10$
- Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 \cdot 2 = 16$

• Electrones compartidos: $S = N - A = 16 - 10 = 6$ (tres enlaces)

• Electrones solitarios: $A - S = 10 - 6 = 4$ (dos pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



31> Investiga acerca de las propiedades del acero. Compara dichas propiedades con las que presentan el hierro y el carbono.

Solución:

Se puede realizar una búsqueda en internet, por ejemplo en la página www.steeluniversity.org.

32> ¿Qué elemento es más electronegativo, el fósforo, el cloro o el potasio?

Solución:

El cloro por estar más a la derecha y arriba en el Sistema Periódico.

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

a) Fundir bromuro de calcio.

b) Hervir agua.

c) Evaporar oxígeno líquido.

d) Fundir cesio.

Solución:

a) Para fundir bromuro de calcio debe romperse el enlace iónico.

b) Para hervir agua deben romperse las fuerzas de atracción puente de hidrógeno.

c) Para evaporar oxígeno líquido deben romperse fuerzas de atracción de tipo Van der Waals (o de London).

d) Para fundir cesio deben romperse los enlaces metálicos.

34> Dadas las siguientes sustancias sólidas: cobre, diamante, yodo y bromuro potásico, explica:

a) ¿Cuál es la más dura? ¿Y la más blanda?

b) ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en estado sólido?

¿Y en disolución?

c) ¿Alguna puede presentar fuerzas intermoleculares?

Solución:

a) Más dura es el diamante, red cristalina covalente; más blanda el yodo, molécula covalente.

b) Conduce la corriente eléctrica el cobre, y en disolución el bromuro potásico.

c) Solamente podría el yodo, pero serían muy débiles (fuerzas de London).

35> 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 de Van der Waals.

Solución:

a) La sustancia de menor punto de fusión será el Cl_2 porque es una sustancia formada por enlace covalente.

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.

c) La sustancia cuyas moléculas estén unidas por fuerzas de van der Waals será el cloro, aunque al ser una molécula polar dichas fuerzas son muy pequeñas, en realidad serían las llamadas fuerzas de London.

Cuestiones

1> Responde:

a) ¿Qué ventajas y desventajas crees que tiene que los seres humanos podamos influir en los ciclos vitales?

b) ¿Qué repercusiones crees que tiene eso sobre el planeta?

Solución:

a) y b) Se trata de incidir en las diferentes caras que tiene la actuación del hombre sobre la

naturaleza y sus ciclos, por ejemplo, evidenciar el buen y mal uso de la energía nuclear.

2> Investiga y elabora un eje cronológico con los hechos más importantes de la historia nuclear.

Solución:

Se puede acudir al texto para elaborar dicha cronología.

Experiencia de laboratorio

Cuestiones

A. Solubilidad en las reacciones de halogenuros con iones metálicos

1> Describe lo que acontece en ambos casos.

Solución:

Respuesta abierta

2> Explica lo sucedido y escribe la reacción química que tiene lugar.

Solución:

Respuesta abierta

B. Afinidad electrónica competitiva

1> Observa lo que sucede en cada tubo anotando el color que aparece.

Solución:

Respuesta abierta

2> Explica lo que ha sucedido y describe la reacción química que ha tenido lugar.

Solución:

Respuesta abierta

3> ¿Qué conclusiones obtienes sobre la reactividad de cada uno de estos elementos?

Solución:

Respuesta abierta.

Problemas propuestos

1> Indica las diferencias existentes entre rayos catódicos y canales.

Solución:

Si en un tubo de descargas eléctricas encerramos un gas a muy baja presión, y conectándolo a muy alto voltaje se pueden observar

los rayos catódicos, que:

- Están formados por partículas negativas que se propagan en línea recta hacia el electrodo positivo —el ánodo—.
- Tienen masa apreciable, es decir, son partículas con energía cinética.
- Tienen naturaleza eléctrica.
- Estas partículas son siempre idénticas, independientemente del material con el que se experimente. Por ello, se concretó que debían ser componentes básicos de cualquier átomo, llamado electrones.

los rayos canales, que:

- Están formados por partículas positivas que se propagan en línea recta hacia el electrodo negativo —el cátodo—.
- Tienen masa apreciable, es decir, son partículas con energía cinética.
- Tienen naturaleza eléctrica.
- A diferencia de lo ocurrido en los experimentos con rayos catódicos, la masa y la carga de esas partículas dependen del gas encerrado en el tubo.
- Los rayos canales son iones positivos del gas encerrado en dicho tubo.

2> Razona en cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento:

a) Estructura atómica.

b) Número de electrones externos.

c) Masa nuclear.

d) Suma de protones y neutrones.

Solución:

Pueden ser diferentes en las cuatro opciones.

3> Observando la experiencia de Rutherford, puedes decir que:

- a) Los electrones se mueven en un espacio pequeño del átomo.
- b) Las partes cargadas positivamente de cada átomo son extremadamente pequeñas.
- c) Las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven a ciertas velocidades.
- d) El diámetro de un protón es aproximadamente igual al del núcleo.

Solución:

a) y b)

4> Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:

- a) Ar ($Z = 18, A = 40$)
- b) Sb ($Z = 51, A = 122$)
- c) Cl^- ($Z = 17, A = 35$)
- d) Fe^{3+} ($Z = 26, A = 56$)

Solución:

- a) El Argón (Ar) tendrá 18 protones y 18 electrones por ser un átomo neutro con $Z = 18$, y neutrones tendrá $40 - 18 = 22$.
- b) El antimonio (Sb) tendrá 51 protones y 51 electrones por ser un átomo neutro con $Z = 51$, y 71 neutrones puesto que $n = (A - \text{protones}) = 122 - 51 = 71$.
- c) 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, mientras que sus neutrones serán $35 - 17 = 18$
- d) El ión férrico (Fe^{3+}) tendrá 26 protones por ser $Z = 26$, mientras que su carga indica que ha perdido 3 electrones, así que tendrá 23, mientras que sus neutrones serán $56 - 26 = 30$.

5> Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.
- b) El ion $^{39}\text{K}^+$ tiene el mismo número de protones que el átomo ^{40}Ar .
- c) El neón y el O^{2-} tienen el mismo número de protones.

Solución:

- 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.

6> 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.

Solución:

- 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:

$$\text{Masa atómica} = \frac{A_1 \%_1 + A_2 \%_2 + A_3 \%_3}{100}$$

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

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

7> 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.

Solución:

- 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.

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

Solución:

Cuando la luz solar pasa a través del prisma de un espectroscopio se descompone, y aparece lo que llamamos espectro. Cada color del espectro corresponde a una frecuencia determinada. Así, la luz solar presenta un espectro con todos los colores, que denominamos espectro continuo, pues los límites de dichos colores no son nítidos y forman un todo ininterrumpido.

Si trabajamos con sustancias gaseosas excitadas comprobamos que cada átomo solo emite o absorbe radiación de determinadas frecuencias, que en los diagramas aparecen como una serie de líneas cuyo valor puede ser medido mediante una escala superpuesta en ellos a tal efecto. Se trata en este caso de espectros discontinuos.

9> 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.

Solución:

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

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

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

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

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

10> El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de $5\,890 \text{ \AA}$. Calcula en eV la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce.

Solución:

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

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

$$\text{De donde } E = 33,7 \cdot 10^{-20} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 2,11 \text{ eV}.$$

11> Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado natural son capaces de absorber radiación ultravioleta de $1\,216 \text{ \AA}$. ¿A qué transición electrónica corresponde esta absorción?

Solución:

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

12> La energía necesaria para ionizar el átomo de sodio es $498,07 \text{ kJ mol}^{-1}$. 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 $7\,800 \text{ \AA}$.

Solución:

$$E = h\nu \Rightarrow 498,07 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \Rightarrow \nu = 1,25 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (UV)}.$$

13> 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.

Solución:

Aplicando la ecuación de Rydberg :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right), \text{ en donde } n_1 = 1 \text{ y } n_2 = 3.$$

Reemplazando queda:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 9,75 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1} \Rightarrow \lambda = 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La frecuencia será $\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

La energía de esta radiación es: $\Delta E = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

$$\Delta E = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 12,1 \text{ eV}$$

es decir, la diferencia de energía entre los niveles es de 12,1 eV.

El átomo ha absorbido 12,1 eV, y se cumple que:

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{nivel de llegada}} - E_{\text{nivel de partida}} \Rightarrow 12,1 \text{ eV} = E_3 - (-13,6 \text{ eV}) \Rightarrow E_3 = -1,5 \text{ eV}.$$

14> 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?

Solución:

Si 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:

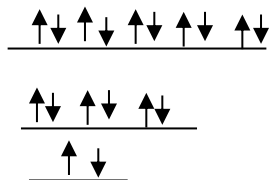
- de $n = 5$ directamente a $n = 1$ (una raya).
- de $n = 5$ a $n = 2$, y posteriormente de éste a $n = 1$ (dos rayas).
- de $n = 5$ a $n = 3$, posteriormente de éste a $n = 2$, y de éste a $n = 1$ (tres rayas).
- de $n = 5$ a $n = 4$, de éste a $n = 3$, luego a $n = 2$ y por último a $n = 1$ (cuatro rayas).

En total 10 rayas en el espectro.

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

Solución:

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



16> 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.

Solución:

$$E_1 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{2^2} = -3,4 \text{ eV}$$

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

$$E_4 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{4^2} = -0,85 \text{ eV}$$

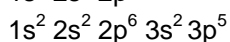
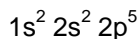
$$E_5 = \frac{-13,6 \text{ eV}}{5^2} = -0,54 \text{ eV}$$

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

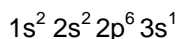
- Un electrón *d*.
- Dos electrones *p*.
- Diez electrones *d*.
- Un orbital *s* completo.

propuesto, explica alguna de estas propiedades.

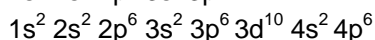
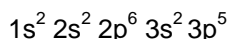
Solución:



Estos dos elementos tienen siete electrones en su última capa, se trata de anfígenos.



Estos dos elementos tienen un electrón en su última capa, se trata de alcalinos.



Estos dos elementos tienen ocho electrones en su última capa, se trata de gases inertes.

24> Los números atómicos de tres elementos A, B y C son, respectivamente, $Z - 1$, Z y $Z + 1$. Sabiendo que el elemento B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo (argón), responde razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿En qué grupo de la tabla periódica se encuentran los elementos A y C? ¿Cuál de estos dos elementos presenta una energía de ionización mayor?

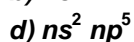
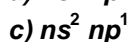
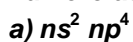
b) ¿En qué periodo se encuentran los elementos A y C? ¿Cuál de estos elementos presenta un radio atómico mayor?

Solución:

a) Si el elemento B (Z) es el argón, el A ($Z-1$) es el cloro, grupo de los anfígenos (el 17) y el C ($Z+1$) es el potasio, grupo de los alcalinos (el 1). El de mayor energía de ionización es el es el A porque está más a la derecha y más arriba en el SP.

b) El A está en el tercer periodo y el C en el cuarto. Mayor radio atómico lo tiene el C, más abajo y a la izquierda en el Sistema Periódico.

25> 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.



Solución:

a) Se trata del oxígeno, $Z= 8$, periodo segundo grupo 16.

b) Se trata del helio, $Z= 2$, periodo primero grupo 18.

c) Se trata del boro, $Z= 5$ periodo segundo grupo 13.

d) Se trata del flúor, $Z= 9$, periodo segundo grupo 17.

26> Dado el elemento A ($Z = 17$) justifica cuál o cuáles de los siguientes elementos, B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$):

a) Se encuentran en su mismo periodo.

b) Se encuentran en su mismo grupo.

c) Son más electronegativos.

d) Tienen menor energía de ionización.

Solución:

a) Se encuentran en su mismo periodo el elemento $Z = 11$.

b) Se encuentran en su mismo grupo el elemento $Z = 35$.

c) Ninguno es más electronegativo que el $Z = 17$.

d) Tienen menor energía de ionización el $Z = 19$ y el $Z = 35$.

27> Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na:

a) Indica su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.

b) Determina sus números atómicos y escribe sus configuraciones electrónicas.

c) Ordena razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.

d) Ordena razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

Solución:

a) F (grupo 17 periodo 2º), P (grupo 15 periodo 3º), Cl (grupo 17 periodo 3º), y Na (grupo 1 periodo 3º).

b) F ($Z = 9$) $1s^2 2s^2 2p^5$; P ($Z = 15$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

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

c) $F < Cl < P < Na$.

d) F tiene mayor energía de ionización por estar más arriba en el Sistema Periódico, luego viene el Cl que está en el periodo siguiente, luego el P mismo periodo pero más a la izquierda y por último el Na que está en el mismo periodo pero con la menor carga nuclear.

28> Dada la siguiente tabla de puntos de fusión y ebullición de distintas sustancias:

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cloruro de sodio	800	1 413
Tetracloruro de carbono	-23	77
Dióxido de silicio	>1 700	>2 200
Agua	0	100

Justifica y relaciona estas propiedades con el tipo de enlace químico de cada sustancia.

Solución:

Cloruro de sodio: altos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por metal y no metal, su enlace debe ser iónico.

Tetracloruro de carbono: bajos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por dos no metales, su enlace debe ser covalente.

Dióxido de silicio: altos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por dos no metales, su enlace debe ser covalente tipo red molecular.

Agua: bajos puntos de fusión y de ebullición. Sustancia formada por dos no metales, su enlace debe ser covalente.

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

a) Si son o no solubles en agua.

b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

Solución:

Br₂ ⇒ Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

SiO₂ ⇒ Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

Fe ⇒ Enlace metálico, no soluble en agua pero conduce la corriente eléctrica.

HF ⇒ Enlace covalente, no soluble en agua y no conduce la corriente eléctrica.

NaBr ⇒ Enlace iónico, soluble en agua y conduce la corriente eléctrica.

30> Dados los siguientes compuestos: CaF₂, CO₂ y H₂O, indica el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. Ordena los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifica las respuestas.

Solución:

CaF₂ ⇒ Enlace iónico, unión de metal con no metal.

CO₂ ⇒ Enlace covalente, unión de dos no metales.

H₂O ⇒ Enlace covalente, unión de dos no metales.

El menor punto de ebullición los tienen los compuestos covalentes pues en los iónicos es preciso romper las redes cristalinas para fundirlos primero y evaporarlos después. Entre los covalentes aquellos que tengan fuerzas intermoleculares tendrán mayores puntos de ebullición, como es el caso del agua.

Así que el orden de menor a mayor punto de ebullición será: CO₂, H₂O y CaF₂.

31> En función del tipo de enlace, explica por qué:

a) El NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄.

b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl₂.

c) El CH₄ es insoluble en agua y el KCl es soluble.

Solución:

a) El NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄ porque las fuerzas puente de hidrógeno que mantienen unidas a sus moléculas son mayores en el amoníaco ya que por ser el nitrógeno un elemento más electronegativo el dipolo que origina es mayor.

b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl₂ 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.

c) El CH₄ es insoluble en agua y el KCl es soluble 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.

32> Contesta:

a) Un átomo A tiene como configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 5s¹. ¿Cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?

b) Justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones:

- A se encuentra en su estado fundamental.
- A pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- A está en el quinto periodo del sistema periódico.
- A formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

Solución:

a) $5,0,0,+\frac{1}{2}$ o $5,0,0,-\frac{1}{2}$.

b) Falso, existen orbitales libres antes del último ocupado.

Cierto, en los metales alcalinos la configuración de último nivel es s^1 , si este átomo estuviera en estado fundamental su configuración sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Falso, está en el cuarto periodo.

Falso, los compuestos que formará serán iónicos por ser un metal.

33> La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato:

- a) Deduce la situación de dicho elemento en la tabla periódica.
- b) Escribe los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.
- c) Deduce cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.
- d) Deduce los estados de oxidación más probables de este elemento.

Solución:

a) Periodo cuarto, grupo 15.

b) $(4, 1, 1, +\frac{1}{2})$, $(4, 1, 1, -\frac{1}{2})$, $(4, 1, -1, +\frac{1}{2})$, $(4, 1, -1, -\frac{1}{2})$, $(4, 1, 0, +\frac{1}{2})$, $(4, 1, 0, -\frac{1}{2})$.

c) Al tener llenas los orbitales anteriores: $2 + 8 + 18 = 28$ electrones, y con los cinco que tiene en la capa cuarta, Total = 33 electrones, es decir tendrá también 33 protones.

d) Perdiendo 5 electrones obtiene configuración estable de capas llenas.

Perdiendo 3 electrones obtiene configuración estable de último orbital lleno.

Ganando 3 electrones obtiene configuración estable de capas llenas.

Por ello, sus estados serán $\pm 3, 5$.

34> Las configuraciones electrónicas: A = $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$; B = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$ y C = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ corresponden a átomos neutros. Indica las fórmulas y justifica el tipo 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

Solución:

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.

a) Unión de A con C, enlace iónico, fórmula AC.

b) Unión de B con C, enlace iónico, aquí B pierde sus tres electrones, fórmula BC_3 .

c) Unión de C con C, enlace covalente, dos átomos de C comparten 1 electrón, fórmula C_2 .

35> 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.
- d) El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

Solución:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

b) Ambos periodo tercero, grupos 2 y 17 respectivamente.

c) Magnesio (Mg) y Cloro (Cl), pueden formar el $MgCl_2$.

d) Enlace iónico. Propiedades ver en el libro.

36> Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

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

b) Ordena los elementos por orden creciente de radio atómico y justifica la respuesta.

c) Ordena los elementos por orden creciente de su potencial de ionización y justifica la respuesta.

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

Solución:

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) En el Sistema Periódico aumenta al descender en un grupo y disminuye al aumentar la carga nuclear en los periodos, luego $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Si} > \text{Cl}$.

c) Las energías de ionización en el Sistema Periódico aumentan a medida que nos desplazamos hacia la derecha y disminuyen al bajar en los grupos, luego $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Si} < \text{Cl}$.

d) Na^+ ($1s^2 2s^2 2p^6$), Mg^{2+} ($1s^2 2s^2 2p^6$), Si ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$), Cl^- ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$).