

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- a) Escribe las configuraciones electrónicas de las siguientes especies en su estado fundamental: O^{2-} , Na^+ , Ar, Cl^- y Mn.

b) Identifica, justificando la respuesta, las especies isoelectrónicas, si las hay, y las que tienen electrones desapareados.

DATOS: Z (O) = 8; Z (Na) = 11; Z (Cl) = 17; Z (Ar) = 18; Z (Mn) = 25.

Solución:

a) O^{2-} (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^6$; Na^+ (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6$; Ar (Z = 18): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 Cl^- (Z = 17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Mn (Z = 25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.

b) Especies isoelectrónicas son las que poseen la misma configuración electrónica, es decir, el mismo número de electrones en su corteza. Las parejas de las especies (O^{2-} y Na^+) y (Ar y Cl^-) son isoelectrónicas por cumplir la condición antes expuesta.

El elemento Mn es el que posee electrones desapareados, los cinco ubicados en los orbitales 3d, pues dichos electrones se sitúan uno en cada uno de los 5 orbitales 3d.

PROBLEMA 1.- Para el equilibrio: $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$, las concentraciones, a una temperatura dada, son 2 M, 2 M y 18 M para el CO, Cl_2 y $COCl_2$ respectivamente. Determina:

a) La composición en el equilibrio cuando se duplica la concentración de cloro si el volumen del reactor es de 1 L.

b) La composición en el equilibrio cuando el volumen del reactor se duplica manteniendo constante la temperatura.

Solución:

a) Las concentraciones en el equilibrio coinciden con el número de moles por ser $V = 1$ L.

Concentraciones en el equilibrio:
$$\begin{array}{ccc} CO(g) + Cl_2(g) & \rightleftharpoons & COCl_2(g) \\ 2 & & 2 & & 18 \end{array}$$

La constante de equilibrio viene dada por la expresión:

$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO] \cdot [Cl_2]} \Rightarrow K_c = \frac{18 M}{2 M \cdot 2 M} = 4,5 M^{-1}.$$

Al duplicar la concentración de cloro en el equilibrio, éste se desplaza hacia la derecha para que el cloro añadido reaccione con el CO y producir más $COCl_2$.

Llamando "x" a los moles de cloro que reaccionan, de CO reaccionarán "x" y de $COCl_2$ se formarán "x", siendo las nuevas concentraciones de las distintas especies en el nuevo equilibrio:

Concentraciones en el equilibrio:
$$\begin{array}{ccc} CO(g) + Cl_2(g) & \rightleftharpoons & COCl_2(g) \\ 2 - x & & 4 - x & & 18 + x \end{array}$$

y sustituyendo estos valores en la constante de equilibrio y operando, resulta una ecuación de segundo

grado:
$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO] \cdot [Cl_2]} \Rightarrow 4,5 = \frac{(18+x)}{(2-x) \cdot (4-x)} \Rightarrow 4,5 \cdot x^2 - 28 \cdot x + 18 = 0$$

que resuelta produce para "x" los valores: $x_1 = 5,49$ moles, que se rechaza por ser superior a los moles de partida, y $x_2 = 0,73$ moles, que es la solución válida.

Las nuevas concentraciones en el equilibrio de las distintas especies son:

$$[CO] = 2 - 0,73 = 1,27 M; \quad [Cl_2] = 4 - 0,73 = 3,27 M; \quad [COCl_2] = 18 + 0,73 = 18,73 M.$$

b) Si se duplica el volumen, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se produce un aumento del número de moles, es decir, hacia la izquierda, y llamando "y" a los moles de $COCl_2$ que reaccionan, de CO y Cl_2 se formarán "y" moles, siendo los moles de las distintas especies en el nuevo equilibrio:

Moles en el equilibrio:
$$\begin{array}{ccc} CO(g) + Cl_2(g) & \rightleftharpoons & COCl_2(g) \\ 2 + y & & 2 + y & & 18 - y \end{array}$$

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son ahora:

$$[CO] = \frac{2+y}{2} M; \quad [Cl_2] = \frac{2+y}{2} M; \quad [COCl_2] = \frac{18-y}{2} M.$$

Sustituyendo estas concentraciones en la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} \Rightarrow 4,5 = \frac{(18-y)}{\frac{2}{2} \cdot \frac{2}{2}} \Rightarrow 4,5 \cdot y^2 + 20 \cdot y - 18 = 0, \text{ que resuelta da para}$$

“y” el valor correcto $y = 0,77$ moles, siendo las concentraciones de las especies en el equilibrio:

$$[\text{CO}] = \frac{2+0,77}{2} = 1,385 \text{ M}; \quad [\text{Cl}_2] = \frac{2+0,77}{2} = 1,385 \text{ M}; \quad [\text{COCl}_2] = \frac{18-0,77}{2} = 8,615 \text{ M}.$$

Resultado: a) $[\text{CO}] = 1,27 \text{ M}$; $[\text{Cl}_2] = 3,27 \text{ M}$; $[\text{COCl}_2] = 18,73 \text{ M}$; b) $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = 1,385 \text{ M}$; $[\text{COCl}_2] = 8,615 \text{ M}$.

PROBLEMA 2.- El yodo sólido en medio alcalino se dismuta en iones yoduro (I^-) y yodato (IO_3^-).

a) Ajusta la reacción iónica y molecular por el método del ión-electrón.

b) ¿Cuántos gramos de yodo sólido se necesitarían para obtener 1 L de disolución 10^{-2} M en iones yoduro?

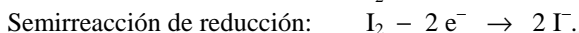
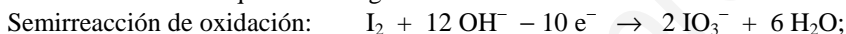
DATO: $A_r(\text{I}) = 126,9 \text{ u}$.

Solución:

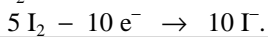
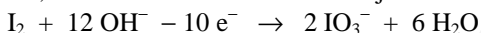
$$M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) Es una reacción de dismutación cuya ecuación es: $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Las semirreacciones que tienen lugar son:



Multiplicando la semirreacción de reducción por 5 para igualar los electrones intercambiados y sumándolas, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



la molecular, queda esta ajustada: $6 \text{I}_2 + 12 \text{KOH} \rightarrow 10 \text{KI} + 2 \text{KIO}_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$

b) En 1 L de disolución 10^{-2} M hay disueltos 0,01 moles, y aplicando la relación estequiométrica yodo-yoduro (6 a 10) de la reacción molecular, se determinan los gramos de yodo necesarios para preparar

$$\text{la disolución que se propone: } 0,01 \text{ moles } \text{I}^- \cdot \frac{6 \text{ moles } \text{I}_2}{10 \text{ moles } \text{I}^-} \cdot \frac{253,8 \text{ g } \text{I}_2}{1 \text{ mol } \text{I}_2} = 1,523 \text{ g } \text{I}_2.$$

Resultado: b) 1,523 g I_2 .

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Dados tres elementos del Sistema Periódico: A, B y C, cuyos números atómicos respectivos son 8, 16 y 19:

a) Escribe sus configuraciones electrónicas e indica cuál de ellos presenta el valor mayor del primer potencial de ionización.

b) Señala el tipo de enlace y aporta dos propiedades características de los posibles compuestos entre A y B.

Solución:

a) Sus configuraciones electrónicas son: A ($Z = 8$): $1s^2 2s^2 2p^4$; B ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; C ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

El potencial de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle el electrón más externo y convertirlo en catión. Es una propiedad periódica que varía con el número atómico; aumenta al avanzar en un período y disminuye al bajar en un grupo.

El aumento en los períodos se debe a que al aumentar la carga nuclear y situarse el último electrón (electrón diferenciador) en el mismo nivel energético, se va incrementando la fuerza atractiva

núcleo-electrón más externo, y se va necesitando suministrar más energía para arrancarlo. Por el contrario, al bajar en los grupos, el electrón más externo se va situando en niveles cada vez más alejado del núcleo, por lo que la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo se va haciendo menor, y se va necesitando aplicar menos energía para arrancarlo.

De lo expuesto se deduce que el elemento A es el de mayor potencial de ionización, pues es el que se encuentra más a la derecha en un período y más alto en un grupo.

b) A y B son dos elementos no metálicos que se unen por enlaces covalentes, pues de esta forma adquieren los átomos configuración electrónica estable de gas noble. Entre sus propiedades se encuentran el ser gases inestables y poseer carácter oxidante.

CUESTIÓN 3.- El ión hidrogenosulfato, HSO_4^- , es anfótero.

- Escribe y nombra todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como ácido.
- Escribe y nombra todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como base.
- Identifica los pares ácido-base para las dos reacciones anteriores.

Solución:

a) Actuando como ácido: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$. HSO_4^- ión hidrogenosulfato; H_2O agua; SO_4^{2-} ión sulfato (base conjugada del HSO_4^-); H_3O^+ ión oxonio o hidronio (ácido conjugado de H_2O).

b) Actuando como base: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$. HSO_4^- ión hidrogenosulfato; H_2O agua; H_2SO_4 ácido sulfúrico (ácido conjugado del HSO_4^-); OH^- ión hidróxido, hidroxilo u oxidrilo (base conjugada del H_2O).

c) Los pares ácido-base de cada reacción son: $\text{HSO}_4^- - \text{SO}_4^{2-}$ ácido y base conjugada; $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_3\text{O}^+$ base y ácido conjugado, para la primera y $\text{HSO}_4^- - \text{H}_2\text{SO}_4$ base y ácido conjugado; $\text{H}_2\text{O} - \text{OH}^-$ ácido y base conjugada para la segunda.

PROBLEMA 3.- a) Calcula los moles de cloruro de sodio y ácido sulfúrico que hay en 500 g de cloruro de sodio del 71 % de riqueza y en 100 mL de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y densidad 1,83 g/mL.

b) ¿Qué cantidad de cloruro de hidrógeno, dado en gramos, puede obtenerse si se hacen reaccionar, en caliente, los compuestos antes mencionados y en las cantidades indicadas?

DATOS: $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$.

Solución:

$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Los moles que hay en 500 g de NaCl son: $500 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 8,55 \text{ moles NaCl}$.

Los moles de H_2SO_4 contenidos en 100 mL de disolución son:

$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,83 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 1,83 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$.

b) La reacción entre los compuestos anteriores es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ HCl}$.

De la reacción se desprende que por cada mol de H_2SO_4 que reacciona se consumen dos moles de NaCl (estequiometría 1 a 2), y se forman dos moles de HCl.

Si se disponen de 1,83 moles de H_2SO_4 , de NaCl se consumirán el doble de moles, es decir, $2 \cdot 1,83 = 3,66$ moles de NaCl, quedando sin reaccionar $8,55 - 3,66 = 4,89$ moles de NaCl, y se formarán 3,66 moles de HCl. En estas condiciones, al reactivo que se encuentra en menor cantidad, y por tanto, limita la producción del producto se conoce como reactivo limitante.

Los gramos de HCl que se obtienen son: $3,66 \text{ moles HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 133,59 \text{ g HCl}$.

Resultado: a) 8,55 moles NaCl; 1,83 moles H_2SO_4 ; b) 133,59 g HCl.