

OPCIÓN A

CUESTIÓN 3.- A 25 °C la constante del equilibrio de solubilidad del Mg(OH)_2 sólido es $K_{ps} = 3,4 \cdot 10^{-11}$.

- Establece la relación que existe entre la constante K_{ps} y solubilidad (S) de Mg(OH)_2 .
- Explica, razonadamente, como se podría disolver, a 25 °C y mediante procedimientos químicos un precipitado de Mg(OH)_2 .
- ¿Qué efecto tendría sobre la solubilidad del Mg(OH)_2 a 25 °C la adición de cloruro de magnesio, MgCl_2 ? Razona la respuesta.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del compuesto es: $\text{Mg(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$, que indica que por cada mol de compuesto poco soluble que se disuelve, se producen un mol de iones Mg^{2+} y 2 moles de OH^- , y como la solubilidad de cada ión indica su concentración molar, la constante del producto de solubilidad del compuesto es: $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3$.

b) Se puede favorecer la disolución del compuesto poco soluble adicionando un ácido fuerte, pues los protones añadidos reaccionan con los iones hidróxidos para formar agua, y al disminuir su concentración, el equilibrio de solubilidad se desplaza hacia la derecha hasta recuperarlo, aumentando la solubilidad del hidróxido de magnesio.

También se favorece la solubilidad del hidróxido de magnesio, añadiendo una sal amónica, pues el catión amonio, NH_4^+ , reacciona con los iones hidróxidos para formar amoniaco y agua, por lo que, al decrecer la concentración de iones OH^- en la disolución, el equilibrio de ionización del compuesto poco soluble se desplaza hacia la derecha hasta restablecerlo, provocando un aumento de la solubilidad del compuesto poco soluble.

c) La adición de cloruro de magnesio, MgCl_2 , proporciona a la disolución iones Mg^{2+} , y al crecer su concentración, provoca que se favorezca la reacción entre ellos y los iones hidróxidos para producir el compuesto poco soluble, es decir, la adición del ión común Mg^{2+} al equilibrio, hace que éste se desplace hacia la izquierda precipitando el compuesto poco soluble y disminuyendo su solubilidad.

PROBLEMA 4.- Un litro de CO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcula:

- El número de moles que contiene.
- El número de moléculas de CO_2 presentes.
- La masa en gramos de una molécula de CO_2 .

DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

a) Aplicando el factor de conversión al litro de gas se obtienen los moles:

$$1 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L}} = 0,0446 \text{ moles de CO}_2.$$

b) Si un mol de compuesto molecular contiene el número de Avogadro de moléculas, $6,023 \cdot 10^{23}$, los moles anteriores de CO_2 contienen:

$$0,0446 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2,69 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CO}_2.$$

c) Multiplicando los moles de CO_2 por su masa molar se obtienen los gramos de las $2,69 \cdot 10^{22}$ moléculas, que divididos por dicho número de moléculas proporciona la masa de una molécula de CO_2 :

$$0,0446 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1}{2,69 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CO}_2} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot \text{moléculas}^{-1}.$$

Resultado: a) 0,0446 moles; b) $2,69 \cdot 10^{22}$ moléculas; c) $7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot \text{molécula}^{-1}$.

PROBLEMA 5.- El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar bromo, dióxido de azufre sulfato de potasio y agua.

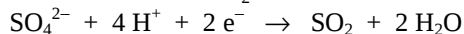
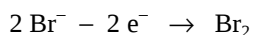
- a) Escribe y ajusta la ecuación molecular por el método del ión-electrón.
 b) Calcula los gramos de bromo que se producirán cuando se traten 50 g de bromuro de potasio con exceso de ácido sulfúrico.

DATOS: $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{Br}) = 80 \text{ u}$.

Solución:

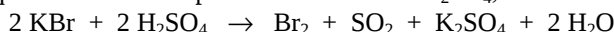
a) La ecuación molecular es: $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Las semirreacciones de oxido-reducción son:



Sumando ambas semirreacciones se eliminan los electrones intercambiados y se obtiene la reacción iónica ajustada:

$2 \text{Br}^- + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, y llevando los coeficientes a la ecuación molecular, recordando que los 4H^+ corresponden a 2 moles de H_2SO_4 , se obtiene la reacción ajustada:



b) De la estequiometría de la reacción se deduce que 2 moles de bromuro de potasio producen 1 mol de bromo, por lo que 20 g de KBr producirán:

$$50 \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ moles KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} = 33,61 \text{ g de Br}_2.$$

Resultado: b) 33,61 g Br₂.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Dadas las siguientes moléculas: F₂, CS₂, C₂H₄, C₂H₂, N₂ y NH₃, justifica mediante la estructura de Lewis en qué moléculas:

- a) Todos los enlaces son simples.
 b) Existe algún enlace doble.
 c) Existe algún enlace triple.

Solución:

En las moléculas simples, F₂ y N₂, los átomos que aparecen adquieren configuración estable de gas noble, determinándose su estructura de Lewis a partir de los electrones libres de su capa de valencia.

Para moléculas más complejas, las restantes, la estructura de Lewis se obtiene situando alrededor del átomo central, los pares de electrones enlazantes y libres. Estos pares de electrones se obtienen determinando:

1) El número total de electrones de la capa de valencia, **n**, que tendrían los átomos con estructura de gas noble.

2) El número total de electrones de la capa de valencia, **v**, de los átomos de la molécula.

3) El número de electrones que forman enlace covalente, **c**, que se obtienen: **c = n - v**.

4) El número de electrones libres o no compartidos, **s**, que se hallan: **s = v - c**.

La obtención de estos números es:

$$\text{CS}_2: \mathbf{n} = 8 \text{ e}^- (\text{C}) + 8 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{S}) = 24 \text{ e}^-; \quad \mathbf{v} = 4 \text{ e}^- (\text{C}) + 6 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{S}) = 16 \text{ e}^-;$$

$$\mathbf{c} = 24 - 16 = 8 \text{ e}^- = 4 \text{ pares}; \quad \mathbf{s} = 16 - 8 = 8 \text{ e}^- = 4 \text{ pares.}$$

$$\text{C}_2\text{H}_4: \mathbf{n} = 8 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{C}) + 2 \text{ e}^- \cdot 4 (\text{H}) = 24 \text{ e}^-; \quad \mathbf{v} = 4 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{C}) + 1 \text{ e}^- \cdot 4 (\text{H}) = 12 \text{ e}^-;$$

$$\mathbf{c} = 24 - 12 = 12 \text{ e}^- = 6 \text{ pares}; \quad \mathbf{s} = 12 - 12 = 0 \text{ e}^- = 0 \text{ pares.}$$

$$\text{C}_2\text{H}_2: \mathbf{n} = 8 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{C}) + 2 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{H}) = 20 \text{ e}^-; \quad \mathbf{v} = 4 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{C}) + 1 \text{ e}^- \cdot 2 (\text{H}) = 10 \text{ e}^-;$$

$$\mathbf{c} = 20 - 10 = 10 \text{ e}^- = 5 \text{ pares}; \quad \mathbf{s} = 10 - 10 = 0 \text{ e}^- = 0 \text{ pares.}$$

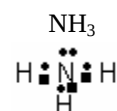
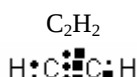
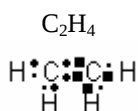
$$\text{NH}_3: \mathbf{n} = 8 \text{ e}^- (\text{N}) + 2 \text{ e}^- \cdot 3 (\text{H}) = 14 \text{ e}^-; \quad \mathbf{v} = 5 \text{ e}^- (\text{N}) + 1 \text{ e}^- \cdot 3 (\text{H}) = 8 \text{ e}^-;$$

$$\mathbf{c} = 14 - 8 = 6 \text{ e}^- = 3 \text{ pares}; \quad \mathbf{s} = 8 - 6 = 2 \text{ e}^- = 1 \text{ pares.}$$

De lo expuesto se deduce que las estructuras de Lewis para las moléculas simples son:



Mientras que las de las moléculas más complejas son:



a) En las moléculas F_2 y NH_3 , todos los enlaces son simples, σ , pues los átomos se unen compartiendo un par de electrones.

b) En la molécula CS_2 existen enlaces dobles, ya que además de una compartición de un par de electrones, enlace σ , entre el átomo de C y los de azufre, además entre ellos mismos solapan orbitales 2p y 3p, paralelos, para formar un enlace π . También en la molécula C_2H_4 , además de los enlaces simples, σ , C – H y C – C, hay un enlace π entre los átomos de C, por solapamiento de dos orbitales 2p paralelos.

c) En la molécula C_2H_2 , es en la que aparece un enlace triple, constituido por un enlace σ y dos enlaces π .

CUESTIÓN 3.- En una reacción endotérmica:

a) **Dibuja el diagrama entálpico de la reacción.**

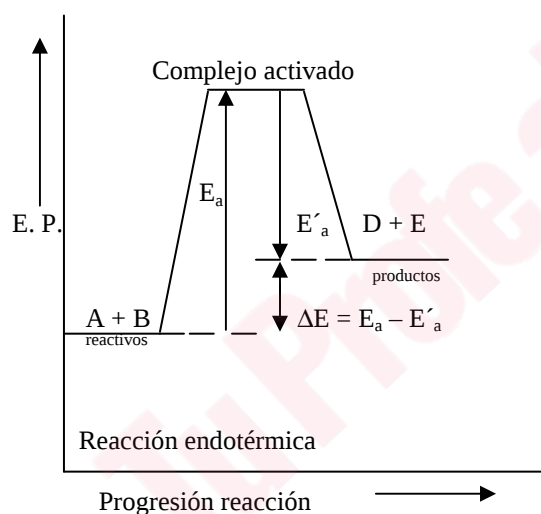
b) **¿Cuál es mayor, la energía de activación directa o la inversa?**

c) **¿Cómo afectará al diagrama anterior la adición de un catalizador?**

Solución:

Una reacción es endotérmica cuando se suministra calor a los reactivos para formar los productos.

a) El diagrama entálpico de una reacción endotérmica es:



b) Como se aprecia en el diagrama, la energía de activación directa, E_a , es de mayor valor que la inversa, E'_a .

c) Los catalizadores, si son positivos, sólo actúan disminuyendo la energía de activación, por lo que, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual a la de activación, incrementa la velocidad de reacción. Luego, el complejo activado disminuye su energía potencial situándose más bajo en el diagrama, haciendo más pequeña tanto la energía de activación directa como la inversa.

PROBLEMA 5.- Se dispone de una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) de $\text{pH} = 3$.

a) **Calcula la concentración de ácido acético en la citada disolución.**

b) **¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 M ha de tomarse para preparar 100 mL de disolución con el mismo pH que la disolución anterior de ácido acético?**

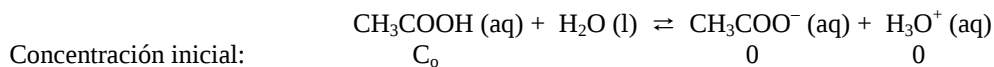
DATOS: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

a) Si el pH de la disolución es 3, la concentración de los iones H_3O^+ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 0,001 \text{ M.}$$

Esta concentración de iones oxonio es también la concentración de iones acetatos, y si C_o es la concentración inicial del ácido acético, en el equilibrio quedará sin disociar $(C_o - 0,001) \text{ M}$, es decir:



Concentración inicial:

C_o

0

0

Concentración en equilibrio:

$C_o - 0,001$

0,001

0,001

Sustituyendo estas concentraciones en la constante de disociación del ácido acético:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,001^2}{C_o - 0,001} \Rightarrow C_o = 0,0566 \text{ M.}$$

b) Si los 100 mL de disolución de ácido HCl han de tener $\text{pH} = 3$, al ser éste ácido muy fuerte y encontrarse totalmente ionizado, la concentración de protones y disolución han de ser 10^{-3} M , siendo los moles de ácido HCl disueltos:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,001 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,0001 \text{ moles}$, que son los moles que han de encontrarse disueltos en el volumen de disolución 0,1 M que se tome. Luego, despejando el volumen de la definición de molaridad, sustituyendo valores y operando sale el valor:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,0001 \text{ moles}}{0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,001 \text{ L} = 1 \text{ mL.}$$

Resultado: a) 0,0566 M; b) 1 mL.