QUÍMICA
JUNIO 2022

Ejercicio 1.

Para los elementos químicos cuyos números atómicos son: 11, 35, 38 y 54.

a) Escriba su configuración electrónica ordenada.
b) Razone las siguientes cuestiones:
   - ¿Qué estados de oxidación son los más frecuentes para cada elemento?
   - ¿Cuáles son metales y cuales no metales?
   - Justifique cuál es el elemento menos electronegativo y cuál es el más electronegativo.

Solución:

1- a) A (Z = 11) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

B (Z = 35) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

C (Z = 38) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$

D (Z = 54) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$

b) • Estados de oxidación más frecuentes corresponden al nº de e^- que tiene tendencia a ganar o perder para tener configuración de gas noble y ser estable.

A^+, B^-, C^{+2}

A pierde 1 e^-

B gana 1 e^-

C pierde 2 e^-

D no tiene tendencia a ganar ni a perder e^-.

• Serán metales A y C. A será un metal alcalino y B será un metal alcalinoterreo.

Serán no metales B y D. B será un halógeno y D será un gas noble.

• La electronegatividad es la tendencia que tiene un elemento a atraer hacia sí los e^- del enlace. Aumenta a medida que nos desplazamos hacia arriba en un grupo y hacia la derecha en un periodo. Por tanto el más electronegativo sera B (Z = 35) y el menos electronegativo C (Z = 38)

Ejercicio 2.

La reacción de fotosíntesis se describe mediante la siguiente ecuación química (no ajustada).

$$CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_{12}O_{6\,(s)} + O_{2\,(g)} \quad \triangle H > 0$$

a) Prediga y justifique hacia donde se desplazará el equilibrio si:
   i. Aumentamos la concentración de CO_2 a volumen y temperatura constante.
   ii. Aumentamos la presión total a temperatura constante.
   iii. Disminuimos la temperatura a presión constante.

b) ¿Qué es un catalizador y cómo afectaría su presencia a esta reacción?

Solución:

2.- $CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_{12}O_{6\,(s)} + O_{2\,(g)}$ $\Delta H > 0$

a) Según el principio de Le Chatelier si hay un cambio en las condiciones de un sistema que esté en equilibrio, este evoluciona en el sentido que contrarreste el cambio.

i) Si aumenta la concentración de CO_2 el sistema evoluciona hacia la derecha para gastar ese exceso.

ii) Si aumenta la presión el sistema evoluciona hacia donde menor nº de moles gaseosos. Como en este caso tenemos el mismo nº de moles gaseosos en productos y reactivos, la variación de presión no afecta al equilibrio.

iii) Si disminuimos la temperatura el sistema evoluciona hacia el lado donde es exotérmica por tanto hacia la izquierda.

b) Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de la reacción, pero en ningún caso modifica el equilibrio.

Ejercicio 3.

Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte (HA) disuelto en agua se neutralizó con 33,16 mL de disolución 0,15M de KOH. Calcule:

a) La masa molar del ácido.
b) El pH resultante cuando al ácido inicial se hubieran añadido 40 mL de la base, suponiendo un volumen final de 50 mL.

Solución:

3 =

$$HA + KOH \longrightarrow KA + H_2O$$

500 mg 33'16 ml 0'15 M

a) La reacción que tiene lugar es una neutralización los moles de HA y KOH tienen que ser los mismos, ya que reaccionan 1 : 1.

moles HA = moles KOH

$$\frac{0'5}{M_{HA}} = 0'15 \cdot 0'03316 \Rightarrow \boxed{M_{HA} = 100'52 \text{ g/mol}}$$

b) pH? KOH + HA

40 ml 500 mg

0'15 M

Primeramente tenemos que saber quien de los dos estará en exceso porque ese exceso nos marcará el pH.

$$\text{moles KOH} = 0'15 \cdot 40 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{moles HA} = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{100'52} = 4'97 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Estará en exceso KOH $\Rightarrow (\text{moles KOH})_{exceso} = 6 \cdot 10^{-3} - 4'97 \cdot 10^{-3} = 1'02 \cdot 10^{-3}$ moles

$$[KOH]_{exc} = \frac{\text{moles KOH exceso}}{V_T} = \frac{1'02 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0'02 \text{ mol/L}$$

Puesto que tenemos exceso de base, calcularemos primero pOH. $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'02 = 1'69$

$$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$

0'02 0'02 0'02

$$pH + pOH = 14$$

$$\boxed{pH = 12'3}$$

Ejercicio 4.

El magnesio se obtiene industrialmente por electrolisis del cloruro de magnesio ($MgCl_2$) fundido a la temperatura de 750ºC. Escriba las reacciones que tienen lugar en cada electrodo y calcule.

a) La masa de magnesio, en kg, que se obtiene cuando pasa una corriente de 2000 A a través de la celda electrolítica durante 10 horas.
b) La masa del gas Cl_2, en kg, desprendido en la celda anterior.

Solución:

4.-

$$MgCl_{2\,(s)} \longrightarrow Mg^{+2} + 2Cl^-$$

$Mg^{+2} + 2e^- \longrightarrow Mg$ Reducción (cátodo)

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ Oxidación (ánodo)

$$Mg^{+2} + 2Cl^- \longrightarrow Mg + Cl_2$$

a) La masa depositada en el electrodo será:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{nº e^- \cdot 96490} = \frac{24'3 \cdot 2000 \cdot 10 \cdot 3600}{2 \cdot 96490} = 9066,22\ g =$$

$$= \boxed{9'07\ Kg\ Mg}$$

b) La masa de Cl_2 desprendida

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{nº e^- \cdot 96490} = \frac{71 \cdot 2000 \cdot 10 \cdot 3600}{2 \cdot 96490} = 26489,79\ g =$$

$$= \boxed{26'48\ Kg\ Cl_2}$$

Ejercicio 5.

Responda las siguientes cuestiones:

a) Escriba las fórmulas estructurales y nombre los cuatro alquenos de fórmula molecular C_6H_{12} que darían como producto el 2.metilpentano por adición de hidrógeno.
b) Defina reacción de sustitución y reacción de eliminación. Ponga un ejemplo de cada una de ellas nombrando todos los compuestos que intervienen.

Solución:

5.-

$C_6H_{12} + H_2 \longrightarrow$ 2 metilpentano

a)

$CH_2=C(CH_3)-CH_2CH_2CH_3$ — 2-metilpent-1-eno

$CH_3-C(CH_3)=CH-CH_2CH_3$ — 2-metilpent-2-eno

$CH_3-CH(CH_3)-CH=CH-CH_3$ — 4-metilpent-2-eno

$CH_3CH(CH_3)CH_2CH=CH_2$ — 4-metilpent-1-eno

b) Reacción de sustitución es aquella en la que se produce una sustitución de un átomo o grupo de átomos por otro átomo o grupo de átomos

$$CH_3-CH_2-\underset{OH}{CH}-CH_3 + HCl \longrightarrow CH_3-CH_2-\underset{Cl}{CH}-CH_3 + H_2O$$

butan-2-ol — ácido clorhídrico — 2-clorobutano — agua

Reacción de eliminación es aquella en la que dos sustituyentes son eliminados de una molécula dando lugar a una insaturación.

$$CH_3-\underset{OH}{CH}-CH_3 \xrightarrow[H_2SO_4]{\Delta} CH_2=CH-CH_3$$

propan-2-ol — propeno

Ejercicio 6.

En relación con los compuestos iónicos:

a) Defina el concepto de energía reticular.

b) Establezca un ciclo de Born-Haber para la obtención del NaCl (s) a partir del Na (s) y del Cl_2 (g).
Sabiendo que ΔH_f^0 del cloruro sódico sólido es igual a -411kJ/mol, calcule su energía reticular.
DATOS: $\Delta H^0_{sublimación} Na\ (s) = 107\ kJ/mol$
$\Delta H^0_{disociación} Cl_2(g) = 244\ kJ/mol$
$\Delta H^0_{ionización} Na\ (g) = 496\ kJ/mol$
$\Delta H_{afinidad\ electrónica}$

Solución:

6.- a) La energía reticular es la energía desprendida al formarse un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.

b)

$$Na_{(s)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H_f} NaCl_{(s)}$$

$$Na_{(s)} \xrightarrow{\Delta H_{sub}} Na_{(g)} \qquad \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \xrightarrow{1/2\,\Delta H_{dis}} Cl_{(g)}$$

$$Na_{(g)} \xrightarrow{E.I} Na^+_{(g)} \qquad Cl_{(g)} \xrightarrow{A.E} Cl^-_{(g)}$$

$$Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \xrightarrow{U_r} NaCl_{(s)}$$

$$\Delta H_f = \Delta H_{sub} + E.I + \frac{1}{2}\Delta H_{dis} + A.E + U_r \Rightarrow \boxed{U_r = -787\ kJ/mol}$$

Ejercicio 7.

Para el siguiente proceso a 686 ºC: $CO_{2\,(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{\,(g)}$, las concentraciones en equilibrio de las sustancias reaccionantes son $[CO_2] = 0{,}086M, [H_2] = 0{,}045M, [CO] = 0{,}5M\ y\ [H_2O] = 0{,}04M$.

a) Calcule los valores de kp y kc.
b) Si la concentración de CO_2 se elevara a 0,5 M por adición de CO_2, ¿cuáles serían las concentraciones de todos los gases cuando se restableciera el equilibrio?

Solución:

$\boxed{7.}$

$$CO_{2\,(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

a) [Eq] 0'086 0'045 0'50 0'04

Como nos dan concentraciones en el equilibrio, sustituimos esos valores en Kc.

$$\boxed{K_c = \frac{|CO|\,|H_2O|}{|CO_2|\,|H_2|} = \frac{0'5 \cdot 0'04}{0'086 \cdot 0'045} = 5'16}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

Como tenemos el mismo nº de especies gaseosas a ambos lados de la reacción $\Delta n = 0$.

$$\boxed{K_p = K_c = 5'16}$$

b) Al aumentar la cantidad de CO_2 el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

$$CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

[Inicial] 0'5 0'045 0'5 0'04

[Eq] 0'5 − x 0'045 − x 0'5 + x 0'04 + x

$$5'16 = K_c = \frac{|CO|\,|H_2O|}{|CO_2|\,|H_2|} = \frac{(0'5+x)(0'04+x)}{(0'5-x)(0'045-x)} = \frac{0'02 + 0'54x + x^2}{0'0225 - 0'545x + x^2}$$

$$0'116 - 2'81x + 5'16x^2 = 0'02 + 0'54x + x^2$$

$$4'16x^2 - 3'35x + 0'096 = 0 \Rightarrow x_1 = 0'776 \rightarrow \text{Carece de sentido por ser mayor que la inicial}$$

$$\boxed{x_2 = 0'0297}$$

$$\boxed{|CO_2| = 0'5 - 0'0297 = 0'47\ M} \qquad \boxed{|CO| = 0'5 + 0'0297 = 0'53\ M}$$

$$\boxed{|H_2| = 0'045 - 0'0297 = 0'015\ M} \qquad \boxed{|H_2O| = 0'04 + 0'0297 = 0'07\ M}$$

Ejercicio 8.

El fluoruro de magnesio (MgF_2) es una sal muy poco soluble en agua cuya constante del producto de solubilidad es kps= $8 \cdot 10^{-8}$. Calcule, justificando cualquier simplificación:

a) La solubilidad del fluoruro de magnesio en moles/L.
b) La solubilidad del fluoruro de magnesio en una disolución 0,5 M de fluoruro de sodio.

Solución:

8.- Planteamos el equilibrio.

a) $MgF_2 \longrightarrow Mg^{+2} + 2F^-$

$S \qquad S \qquad 2S$

$Kps = [Mg^{+2}] \cdot [F^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 = 8 \cdot 10^{-8}$

$$\boxed{S = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2'71 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

b) Estamos ante un caso de efecto del ión común.

NaF estará totalmente disociado

$NaF \longrightarrow Na^+ + F^-$

$0'5 \qquad 0'5 \qquad 0'5$

La solubilidad de MgF_2 será menor en NaF que en H_2O.

$MgF_2 \longrightarrow Mg^{+2} + 2F^-$

$0'5$

$S \qquad 0'5 + 2S$

Calcularemos la nueva solubilidad

$Kps = [Mg^{+2}] \cdot [F^-]^2 = S \cdot (0'5 + 2S)^2$

Como Kps es pequeña, podemos despreciar 2S frente a 0'5.

$Kps \simeq S(0'5)^2 = 8 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \boxed{S = 3'2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}}$

Ejercicio 9.

Tenemos dos disoluciones acuosas ácidas, una de ácido salicílico ($C_6H_4OHCOOH, k_a = 10^{-3}$)y otra de ácido benzoico ($C_6H_5COOH,\ k_a = 2 \cdot 10^{-5}$). Si la concentración de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones.

a) ¿Cuál de las bases conjugadas de los ácidos anteriores es más fuerte? Determine los valores de kb para las bases conjugadas de ambos ácidos.

b) ¿Qué ácido presentará mayor grado de ionización? ¿Qué disolución tendrá mayor valor del pH?

Solución:

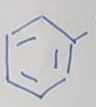
9.- a) Cuanto más fuerte es un ácido, más débil será su base conjugada.

Por tanto la base conjugada más fuerte será la que proviene del ácido más débil.

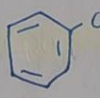
Como K_a (ácido benzoico) < K_a (ácido salicílico) entonces será más fuerte la base conjugada del ácido benzoico.

$$C_6H_4OHCOOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_4OHCOO^- + H_3O^+$$

$K_a = \cdot 10^{-3}$ $\quad K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow \boxed{K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}}$



$+ H_2O \rightleftharpoons$



$+ H_3O^+$

$K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ $\quad K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow \boxed{K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-10}}$

b) Cuanto más fuerte es un ácido tendrá mayor grado de ionización. Por tanto el que tenga mayor valor de K_a será el que presenta mayor grado de ionización $\Rightarrow$ ácido salicílico.

Tendrá un pH mayor aquella disolución que sea menos ácida por tanto aquella que tenga un valor de K_a menor $\Rightarrow$ ácido benzoico.

Ejercicio 10.

Conteste a las siguientes cuestiones:

a) Defina isómero estructural y explique los tipos de isomería estructural.

b) Dibuje y nombre los cuatro isómeros estructurales de forma molecular C_7H_7Cl sabiendo que la molécula contiene un anillo bencénico.

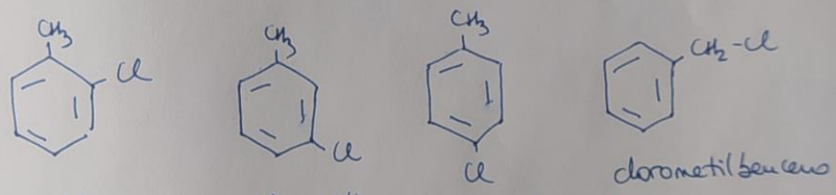
Solución:

10.- a) Se llaman isómeros estructurales a las moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero distinta estructura.

Tenemos tres tipos de isomería estructural:

- Isómeros de cadena: se diferencian en su cadena principal de átomos de carbono.
- Isómeros de posición: se diferencian en la posición del grupo funcional.
- Isómeros de función: se diferencian en el grupo funcional que contienen.

b)



o-clorometilbenceno m-clorometilbenceno p-clorometilbenceno clorometilbenceno