

Examen de Química Junio 2017

OPCIÓN A

1.- FORMULACIÓN [1,5 puntos]. Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Peróxido de sodio; b) Cromato de plata; c) Etanamida; d) ZnI_2 ; e) H_2SO_3 ; f) $CHCl_3$.

a) Na_2O_2 ; b) Ag_2CrO_4 ; c) CH_3CONH_2 ; d) yoduro de cinc; e) ácido sulfuroso; f) triclorometano (o cloroformo)

2.- PROPIEDADES ATÓMICAS [1,5 puntos]. Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

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

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

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

La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es: 419 $kJ \cdot mol^{-1}$, 735 $kJ \cdot mol^{-1}$ y 1527 $kJ \cdot mol^{-1}$, y los radios atómicos son 97, 160, 235 pm (1 pm= $10^{-12} m$).

a) Indique de qué elementos se tratan A y C. b) Relacione, de forma justificada, cada valor de energía con cada elemento. c) Asigne, de forma justificada, a cada elemento el valor del radio correspondiente.

a) Por el número de electrones de un átomo neutro se puede saber el número atómico, así que A es el elemento número $Z=18$ (el argón), y C es el $Z=12$ (el magnesio).

También pueden identificarse por su posición en la Tabla Periódica, que está relacionada con la configuración electrónica. El número del Periodo que ocupan se corresponde con el número de capas de la configuración electrónica del átomo neutro, y el número del Grupo al que pertenecen es el número de electrones de valencia, sumando 10 sólo si la configuración termina en orbitales “p” (salvo en el caso del He). Así, el elemento A está en el Periodo III, Grupo 18 (es el Ar), y el C en el Periodo III, Grupo 2 (es el Mg).

b) La energía de ionización es el trabajo necesario para extraer el electrón más externo de un átomo neutro, aislado, en estado gaseoso y en estado fundamental, de un elemento. Ésta es una propiedad periódica que en la Tabla varía como sigue: entre elementos del mismo Grupo aumenta con Z (hacia abajo en la Tabla) (debido al número de capas), y entre elementos del mismo periodo disminuye con Z (hacia la derecha en la Tabla) (debido a que aumenta la carga nuclear efectiva Z_{ef}).

Por la posición en la Tabla, la energía de ionización varía entonces así: B < C < A, luego:

A $\Rightarrow 1527 \text{ kJ/mol}$ (altísima porque es el gas noble del III Periodo)

B $\Rightarrow 419 \text{ kJ/mol}$ (mínima, porque es el metal alcalino del IV Periodo)

C $\Rightarrow 735 \text{ kJ/mol}$ (intermedia, por su posición intermedia, alcalinotérreo del III Periodo)

c) El radio atómico se puede definir como la semidistancia de enlace, o bien como la distancia media entre los electrones de la capa de valencia y el núcleo de un átomo. También es una propiedad periódica, y su variación en la Tabla es justo al contrario que la de la EI: entre elementos del mismo Grupo aumenta con Z , y entre elementos del mismo periodo disminuye con Z . Así, la variación relativa del radio de estos átomos será: A < C < B, por tanto:

A $\Rightarrow 97 \text{ kJ/mol}$ (mínimo porque es el gas noble del III Periodo)

B $\Rightarrow 235 \text{ kJ/mol}$ (máxima, porque es el metal alcalino del IV Periodo)

C $\Rightarrow 160 \text{ kJ/mol}$ (intermedia, por su posición intermedia, alcalinotérreo del III Periodo).

3.- RÉDOX [1,5 puntos]. Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente si: **a)** El Mg(s) desplazará al Pb²⁺ en disolución acuosa. **b)** El Sn(s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1M disolviéndose. **c)** El SO₄²⁻ oxidará al Sn²⁺ en disolución ácida a Sn⁴⁺.
 Datos: E⁰ (Mg²⁺/Mg) = - 2,356 V; E⁰ (Pb²⁺/Pb) = - 0,125 V; E⁰ (Sn⁴⁺/ Sn²⁺) = + 0,154 V; E⁰ (Sn²⁺/ Sn) = - 0,137 V; E⁰ [SO₄²⁻ / SO₂(g)] = + 0,170 V; E⁰ (H⁺ / H₂) = 0 V.

El sentido espontáneo de las reacciones redox viene determinado por los potenciales de reducción de las especies participantes. De los dos pares redox que participan en cada reacción, el que tiene el potencial de reducción más alto (más positivo) tiene mayor poder oxidante, o sea mayor tendencia a robar electrones de otras especies, y por tanto mayor tendencia a reducirse, y ésta será la que actúe como cátodo. Y el par que tiene el potencial más negativo, es más reductor, y tiende a ceder electrones, por tanto será el ánodo, la especie que se oxida.

- a)** La reacción a la que se refiere el enunciado es la siguiente: Mg + Pb²⁺ → Mg²⁺ + Pb, en la que el Pb²⁺ roba electrones del Mg. Comparando los potenciales, vemos que el potencial de reducción del plomo es menos negativo (más positivo, más oxidante) que el del magnesio. Por tanto, esta reacción sí es espontánea.
- b)** Se pregunta si tiene lugar la reacción: Sn + 2HCl → Sn²⁺ + H₂ + 2 Cl⁻; en este caso el H⁺ oxida al Sn. Efectivamente, al comparar los potenciales confirmamos que el par del hidrógeno es más oxidante que el del Sn²⁺/Sn, así que la reacción es espontánea.
- c)** La tercera reacción que se plantea es esta: SO₄²⁻ + Sn²⁺ + 4H⁺ → SO₂ + Sn⁴⁺ + 2 H₂O, y de los dos pares redox implicados el más oxidante es del sulfato, que efectivamente actúa como oxidante. También es espontánea.

4.- QUÍMICA ORGÁNICA [1,5 puntos]. Dado el siguiente compuesto CH₃CH₂CHOHCH₃:

a) Justifique si presenta o no isomería óptica. **b)** Escriba la estructura de un isómero de posición y otro de función. **c)** Escriba el alqueno a partir de cual se obtendría el alcohol inicial mediante una reacción de adición.

a) La isomería óptica es la relación que se da entre compuestos orgánicos con idéntica fórmula molecular que se diferencian en la distribución espacial de los sustituyentes de un carbono asimétrico (un átomo de carbono que presente cuatro sustituyentes diferentes en sus cuatro valencias). El compuesto dado es el butan-2-ol, que lleva unidos al C-2: un H, un hidroxilo, un metilo y un etilo, por tanto cuatro sustituyentes diferentes. Así que el C-2 del butan-2-ol es asimétrico, y sí presenta isomería óptica. Normalmente se indican los C asimétricos con un asterisco: CH₃–CH₂–C^{*}HOH–CH₃.

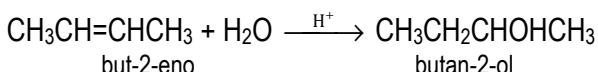
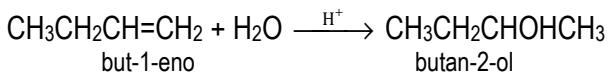
b) Un *isómero de posición* es otro compuesto orgánico que presenta la misma fórmula molecular y el mismo grupo funcional, pero en diferente posición dentro de la cadena carbonada. Por tanto, el butan-1-ol es el isómero de posición de nuestro butan-2-ol: CH₃CH₂CH₂CH₂OH.

Un *isómero de función* será otro compuesto con la misma fórmula molecular pero diferente grupo funcional. Esta relación se da, entre otros compuestos, entre alcoholes y éteres (también entre ácidos carboxílicos y ésteres, y entre aldehídos y cetonas). En nuestro caso, el dietil éter, o el metil propil éter, serían isómeros del butan-2-ol: CH₃CH₂OCH₂CH₃, o CH₃CH₂CH₂OCH₃.

c) Una reacción de adición es aquella en que un compuesto orgánico con un enlace π (enlaces dobles o triples) reacciona con otro compuesto X–Y de modo que el enlace π se rompe, liberando una valencia en cada C de los que formaban el enlace doble (o triple), y usando estas valencias para formar enlaces nuevos con los grupos X e Y del reactivo. Es una reacción típica de alquenos y alquinos, y en el caso de que un alqueno adicione agua se obtiene un alcohol.

La regla de Markovnikoff dice que cuando el reactivo que se adiciona es del tipo HX (es decir, si uno de los grupos que se adiciona es el H), el H entra al C del enlace múltiple con más H (y el grupo X al C con menos H).

La reacción en que se obtiene butan-2-ol a partir de un alqueno es la adición de agua a un buteno (da igual si es el but-1-eno o el but-2-eno):



5.- EQUILIBRIO [2 puntos] Para el equilibrio: $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$, la constante K_C vale 4,40 a 200 K. Calcule:

- a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

- b)** La presión parcial de cada especie en el equilibrio y el valor de K_P .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- a) La reacción es un equilibrio homogéneo en fase gas.

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
n_0	1		1				
Δn	$-x$		$-x$		$+x$		$+x$
n_{eq}	$1-x$		$1-x$		x		x

Al alcanzarse el equilibrio se debe verificar que el cociente de reacción Q_c vale igual que la K_c , por tanto:

$$K_c = 4,40 = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = \frac{x^2/V^2}{(1-x)^2/V^2} = \frac{x^2}{(1-x)^2} \quad \Rightarrow \quad 4,4 - 8,8x + 4,4x^2 = x^2 \quad \Rightarrow$$

$$3,4x^2 - 8,8x + 4,4 = 0$$

~~$x_1 = 1,91 \text{ moles}$~~ (se descarta, no puede reaccionar más de lo que había inicialmente)

$x_2 = 0,677$ moles reaccionan. Por tanto:

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0.323 \text{ moles} / 4.68 \text{ L} = 0.069 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,677 \text{ moles} / 4,68 \text{ L} = 0,145 \text{ M}$$

- b)** Para los gases, la presión parcial es una manera de indicar la cantidad de sustancia, ya que la presión parcial es directamente proporcional a la concentración del gas:

$$pV = nRT \Rightarrow p_i V = n_i RT \Rightarrow p = n_i RT/V = C_i RT$$

(aunque la constante de proporcionalidad depende de la temperatura absoluta T)

Así que podemos hallar las presiones parciales como:

$$p_{H_2} = p_{CO_2} = [H_2]RT = 1,13 \text{ atm}$$

$$p_{H_2O} = p_{CO} = [H_2O]RT = 2.38 \text{ atm}$$

Y la K_p puede hallarse o bien a partir de K_c (mediante la relación $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c$; en este caso son iguales porque no cambia el volumen del sistema), o bien a partir de estas presiones parciales:

$$K_p = \frac{p_{H_2O} p_{CO}}{p_{H_2} p_{CO_2}} = \frac{2,38^2}{1,13^2} = 4,40$$

6.- ÁCIDO-BASE [2 puntos]. a) El grado de disociación de una disolución 0,03M de hidróxido de amonio (NH_4OH)* es 0,024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.

b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100mL de una disolución 0,03M de NaOH para que el pH sea 11,5.

* El hidróxido de amonio no existe. Es la forma hidratada del amoniaco en disolución acuosa: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Pero no existe el compuesto iónico sólido: si por algún procedimiento físico o químico se intenta separar el soluto del disolvente, se obtienen el amoniaco y el agua, sin que en ningún momento aparezca el sólido NH_4OH . El jovencito que ha propuesto este ejercicio debió estudiar Química antes de la Primera República. O sea Alquimia.

Tratémoslo como amoniaco, NH_3 .

a) Las ionizaciones ácidas o básicas son equilibrios homogéneos de disociación en estado líquido (en disolución).

	NH_3 (aq)	+	H_2O (l)	\rightleftharpoons	NH_4^+ (g)	+	OH^- (g)
C_0	0,03		–		–		–
ΔC	$-0,03\alpha$		–		$+0,03\alpha$		$+0,03\alpha$
C_{eq}	$0,03(1-\alpha)$		–		$0,03\alpha$		$0,03\alpha$

Como el grado de disociación α nos lo da el enunciado, $\alpha=0,024$, las concentraciones en el equilibrio son: $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 7,2 \cdot 10^{-4}\text{M}$, y $[\text{NH}_3] = 0,0293\text{M}$. Así que la constante K_b será:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-4})^2}{0,0293} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Y el pH se halla a partir del dato de $[\text{OH}^-] = 7,2 \cdot 10^{-4}\text{M} \Rightarrow \text{pOH} = 3,14 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10,86$. (básico, evidentemente)

b) Como el NaOH es una base fuerte, en disolución acuosa está disociada totalmente, así que a la concentración de 0,03M, genera una concentración de iones hidroxilo de $[\text{OH}^-]=0,03\text{M}$, y por tanto $\text{pOH}=1,52$, y $\text{pH}=12,48$. (más básico, ya que se trata de una base fuerte)

Para que el pH fuera 11,5, la concentración de iones hidronio debería ser: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,5} \text{ M}$, o sea: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-12} \text{ M}$, o bien: $[\text{OH}^-]=10^{-2,5}\text{M}=0,0032\text{M}$, o sea, la concentración debería ser unas 10 veces menor, o para los mismos moles, el volumen debe ser 10 veces mayor (exactamente $0,03/0,0032=9,375$ veces mayor). Por tanto, el volumen final debe ser:

$$100 \text{ mL} \cdot 9,375 = 937,5 \text{ mL}$$

Y el volumen que hay que añadir será (suponiendo que los volúmenes son aditivos):

$$937,5 - 100 = 837,5 \text{ mL}$$

Examen de Química Junio 2017

OPCIÓN B

1.- FORMULACIÓN [1,5 puntos]. Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Óxido de zinc; b) Ácido hipobromoso; c) Etil metil éter; d) K₂S; e) Mg(NO₃)₂; f) CH₃CH(CH₃)COOH..

a) ZnO; b) HBrO; c) CH₃OCH₂CH₃; d) sulfuro de potasio; e) nitrato de magnesio; f) ácido metil propanoico.

2.- ESTRUCTURA ATÓMICA [1,5 puntos]. Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones, y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones: a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos. b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos. c) Indique razonadamente cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

a) El número atómico Z de un elemento es el número de protones que presentan sus átomos en el núcleo. Este número determina la identidad del elemento. El número másico A indica el número total de nucleones presentes en el núcleo (la suma de protones más neutrones), y junto con el número atómico Z determinan la identidad de los isótopos. Como Z es la cuenta de los protones y A la suma de protones y neutrones, el número de neutrones de un átomo se puede hallar como $A-Z$. Se indican en el símbolo de la siguiente manera: ${}^A_Z X$.

Para el primer átomo, $Z=34$ (se trata del Se), y $A=34+44=78$ (isótopo ${}^{78}_{34} \text{Se}$).

Para el segundo átomo: $Z=19$ (es el K), y $A=19+20=39$ (isótopo ${}^{39}_{19} \text{K}$).

b) El electrón diferenciador es el más externo, que *lo diferencia* del elemento anterior en la Tabla Periódica. Los números cuánticos son:

- el número cuántico principal n , que define la capa y toma valores naturales ($n=1, 2, 3\dots$);
- el número cuántico secundario l , que define la subcapa y toma valores desde 0 hasta $n-1$ ($l=0, 1, 2\dots n-1$) (para $l=0$, la subcapa se denomina s ; para $l=1$, p ; para $l=2$, d , y para $l=3$, subcapa f);
- el número cuántico magnético m , que define al orbital, y para cada subcapa con un valor de l toma valores desde $-l$ pasando por el 0, hasta $+l$ ($m=-l\dots 0\dots +l$), y
- el número cuántico de spin s , que puede valer $\pm 1/2$ (independientemente de n, l, m).

El Se ($Z=34$) tiene la configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$, y su electrón diferenciador tiene los números cuánticos: (4, 1, -1, -1/2).

El K ($Z=19$) tiene configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, y su electrón diferenciador está descrito por los números cuánticos: (4, 0, 0, +1/2).

c) El ion más estable de cada elemento por lo general es aquél que presenta configuración electrónica de gas noble (capa llena o vacía). En los casos que nos ocupan:

$\text{Se} + 2e^- \rightarrow \text{Se}^{2-}$ (ión selenuro, con configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$, como el Kr).

$\text{K} - 1e^- \rightarrow \text{K}^+$ (ión potasio, con configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, como el Ar).

3.- ENLACE [1,5 puntos]. a) Represente las estructuras de Lewis de las moléculas de H_2O y de NF_3 . **b)** Justifique la geometría de estas moléculas según la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Explique cuál de ellas presenta mayor punto de ebullición.

a) A partir de las configuraciones electrónicas de los elementos que integran estas moléculas:

H (Z=1): $1s^1$ (1 electrón de valencia)

N (Z=7): $1s^2 2s^2 2p^3$ (5 e⁻ de valencia)

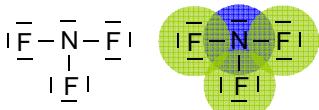
O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$ (6 e⁻ de valencia)

F (Z=9): $1s^2 2s^2 2p^5$ (7 e⁻ de valencia)

Es fácil deducir que para el H_2O : v=8, n=12, c=4 (2 enlaces), s=4 (2 pares no-compartidos):



Y para el NF_3 : v=26, n=32; c=6 (3 enlaces), y s=20 (10 pares no compartidos):



b) El O central del H_2O presenta en su capa de valencia 2 enlaces σ , ninguno π y dos pares no-compartidos E; esta molécula presenta entonces la distribución de $\sigma + E = 4$ direcciones espaciales (*distribución tetraédrica*). Como de las 4 posiciones del tetraedro sólo 2 están ocupadas por ligandos, la geometría molecular es AB_2E_2 (*angular derivada de la tetraédrica*).

El N central del NF_3 presenta 3 enlaces σ , ningún π y un par E. El número de direcciones de la molécula será $\sigma + E = 4$ de nuevo (*distribución tetraédrica*), y como tres posiciones del tetraedro las ocupan los ligandos, la geometría molecular es AB_3E (*piramidal trigonal derivada de la tetraédrica*).



c) Las dos moléculas son polares, porque ambas tienen enlaces polarizados (por la diferencia de electronegatividad entre sus átomos), y ambas son asimétricas (los pares no compartidos del átomo central rompen la simetría de la molécula, con lo que la suma vectorial de los momentos bipolares parciales de los enlaces no puede dar cero). Pero la diferencia en el punto de ebullición radica en la intensidad de las interacciones intermoleculares que deben vencer las moléculas para pasar al estado gas: en el caso del H_2O deben romperse puentes de hidrógeno (las más intensas de las fuerzas intermoleculares polares), y en el caso del NF_3 deben superarse fuerzas de Van-der-Waals tipo dipolo-dipolo (que son bastante más débiles que los puentes H).

De hecho los puntos de ebullición de estas sustancias son +100°C (H_2O) y -129°C (NF_3): el agua es líquida a temperatura ambiente y el fluoruro de nitrógeno es un gas.

4.- ÁCIDO-BASE [1,5 puntos]. Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, en disolución acuosa: **a)** Razona si las especies NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases. **b)** Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. **c)** Sabiendo que a 25°C las K_a del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y del HCN tienen un valor de $6,4 \cdot 10^{-5}$ y $4,9 \cdot 10^{-10}$ respectivamente, ¿qué base conjugada será más fuerte? Justifique la respuesta.

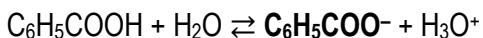
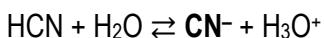
a) La Teoría de Brönsted-Lowry establece que los ácidos y bases se relacionan mediante el intercambio de un H^+ : los ácidos son las especies que lo ceden, y las bases las que lo aceptan.

En el caso particular del ion amonio NH_4^+ , que está relacionado con el amoniaco NH_3 , esta especie no puede ganar más protones, ya que el átomo de N ya no tiene pares de electrones no-compartidos con los que formar un enlace covalente dativo con el H^+ . Por tanto, ya no presenta el carácter básico del amoniaco. En cambio, presenta carácter ácido, porque puede devolver el protón que ha ganado: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$. Como cede protones, es un **ácido**.

Y en el caso del ión sulfuro S^{2-} , que está relacionado con el ácido sulfhídrico H_2S , ya no le quedan protones qué ceder, por lo que carece del carácter ácido del H_2S ; al contrario, puede volver a protonarse: $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$. Como acepta protones, es una **base**.

b) Un par conjugado ácido-base son las dos formas (protonada y desprotonada) de un ácido o base. Así, la *base conjugada* de un ácido es la molécula que resulta de la pérdida de un H^+ por parte del ácido.

La base conjugada del ácido cianhídrico es el ion cianuro (CN^-), y la del ácido benzoico es el ion benzoato ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$), como se indica en los siguientes equilibrios de disociación:



c) La fuerza relativa de ácidos y bases es la tendencia a actuar como tales; así, un ácido es fuerte si la tendencia a ceder los protones es grande, de modo que podemos asumir que prácticamente todas las moléculas en disolución han cedido el H^+ , y decimos que es *débil* si esta tendencia es pequeña, es decir, si no todas las moléculas dan la reacción de disociación ácida, sino que siempre se alcanza un equilibrio entre el ácido y la base conjugada. Ídem para las bases fuertes y las débiles. La fuerza de ácidos y bases se cuantifica mediante las constantes de equilibrio de disociación K_a y K_b .

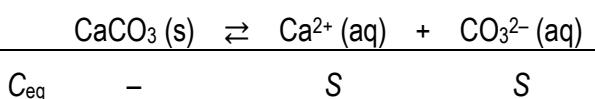
Cuanto mayor es la tendencia de un ácido a ceder sus protones, mayor es la diferencia de estabilidad entre el ácido y la base conjugada. Por tanto, la base conjugada es más débil cuanto más fuerte es el ácido, y viceversa.

Por tanto, si el ácido benzoico es más fuerte que el cianhídrico, su base conjugada el ion benzoato será una base más débil que el ion cianuro. Así que es más débil el CN^- , la base conjugada del HCN.

5.- SOLUBILIDAD [2 puntos]. El producto de solubilidad del carbonato de calcio, CaCO_3 , a 25°C , es $4,8 \cdot 10^{-9}$. Calcule: a) La solubilidad molar de la sal a 25°C . b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250mL de una disolución saturada de dicha sal.

Datos: Masas atómicas: C=12; O=16; Ca=40.

a) La reacción de disociación del carbonato de calcio es la siguiente. Si llamamos S a la solubilidad molar, las concentraciones alcanzadas en la disolución saturada serán:



El producto de solubilidad es la constante de este equilibrio heterogéneo:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b) Como la solubilidad es la concentración máxima que alcanza un soluto en una disolución, ésta es la concentración de la disolución saturada. Por tanto, la masa de soluto que podemos alcanzar a esta temperatura en 250mL de agua será:

$$0,25L \cdot \frac{6,93 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1L} \cdot \frac{100\text{g CaCO}_3}{1\text{mol}} = 0,0017\text{g}$$

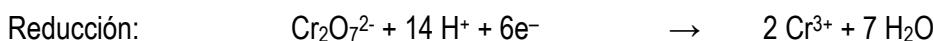
6.- RÉDOX [2 puntos]. Dada la reacción:



a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. **b)** Calcule los gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtendrán a partir de 4 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, si el rendimiento es del 75%.

Datos: Masas atómicas: K=39; Cr=52; S=32; Fe=56; O=16; H=1.

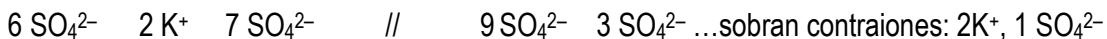
a) En esta reacción los elementos que cambian de estado de oxidación son el Fe y el Cr. Las semirreacciones correspondientes ajustadas por el método del ion-electrón serán:



La reacción iónica ajustada será entonces:



Los contraíones para estas especies serán:



(que formarán la sal K_2SO_4)

Y la reacción ajustada en forma molecular es:



b) Este es un sencillo cálculo estequiométrico, en el que lo único que hay que tener en cuenta es que las cantidades transformadas siguen la proporción que da la estequiometría de la reacción ajustada, y que por cada 100 moles de producto esperados, se obtienen solo 75 moles de producto (porque el rendimiento es del 75%):

$$4\text{g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1\text{mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294\text{g}} \cdot \frac{3 \text{moles Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ teórico}}{1 \text{mol dicromato}} \cdot \frac{75 \text{mol reales}}{100 \text{mol teórico}} \cdot \frac{400\text{g}}{1 \text{mol}} =$$

$$= 12,24\text{g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$