



Prueba de Acceso a la Universidad de Extremadura

Curso 2013-14

Asignatura: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

OPCIÓN A

1) **Justificar** si los siguientes grupos de tres números cuánticos n , l y m_l , respectivamente, son o no permitidos.

En caso afirmativo, indicar a qué tipo de orbital corresponde según los valores de n y l :

a) 4, 2, -2; b) 3, 1, 0; c) 3, 1, 2; d) 3, 2, -1; e) 2, 1, 0.

Puntuación máxima por apartado: 0,4 puntos

2) a) Indicar el grupo y periodo del Sistema Periódico en el que se encuentran los siguientes átomos neutros:

1) $1s^2 2s^2 2p^1$; 2) $1s^2 2s^2 2p^5$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

b) Definir electronegatividad de un elemento y, **razonadamente**, ordenar los elementos anteriores de menor a mayor electronegatividad.

c) Definir energía (o potencial) de ionización y **razonar** cuál de los tres elementos anteriores es el de mayor energía de ionización

Puntuación máxima: 2 puntos

3) A temperatura ambiente, los calores de combustión de grafito, diamante y carbono amorfo son, respectivamente, -393,04; -394,93 y -404,21 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcular los calores de transformación: a) de diamante en grafito;

b) de carbono amorfo en grafito y c) de carbono amorfo en diamante. Enunciar la ley utilizada en los cálculos anteriores.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos y 0,5 por la definición

4) A 200 °C y 1 atm de presión, el PCl_5 se disocia según en un 48,5 % según la reacción: $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$.

a) Determinar el valor de K_p a esta temperatura.

b) Calcular el grado de disociación a la misma temperatura, pero bajo una presión de 10 atm. ¿Es coherente este resultado con el principio de Le Chatelier?

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

5) Para la reacción: $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;

a) Determinar la especie que se oxida y la que se reduce

b) Determinar los productos de la oxidación y la reducción

c) Ajustar la ecuación por el método del ión electrón.

Puntuación máxima por apartado: a) y b): 0,5 puntos; c): 1 punto

PAU 2014 QUÍMICA EXTREMADURA JUNIO

OPCION A

1. Para justificar si una serie de números cuánticos es o no permitida hay que tener en cuenta:
 - i. El número cuántico principal (n) tiene que ser un número natural (entero mayor o igual que 1).
 - ii. El número cuántico secundario (l) toma valores enteros desde 0 hasta $n-1$.
 - iii. Los valores permitidos para el número cuántico magnético (m_l) son desde el $-m_l$ hasta el $+m_l$ pasando por el 0 y aumentando de 1 en 1.

Para indicar el tipo de orbital que es hay que considerar que: el número cuántico principal corresponde al número de orbital y que el secundario es el que le asigna la letra:

$$l = 0 \rightarrow s$$

$$l = 1 \rightarrow p$$

$$l = 2 \rightarrow d$$

$$l = 3 \rightarrow f$$

Para los 5 grupos que plantea el problema:

- a) $4, 2, -2 \rightarrow$ *Permitido*, porque n es entero, l es entero y menor que n y m_l toma un valor entre $-m_l$ y $+m_l$.
El orbital correspondiente es el $4d$.
- b) $3, 1, 0 \rightarrow$ *Permitido*, por el mismo razonamiento que el caso anterior y puesto que m_l puede tomar 0 como valor.
El orbital correspondiente es el $3p$.
- c) $3, 1, 2 \rightarrow$ *No permitido*, porque el número cuántico magnético no puede tomar valores mayores que el número cuántico secundario.
- d) $3, 2, -1 \rightarrow$ *Permitido*. Por el mismo razonamiento que el apartado a).
El orbital pertinente es el $3d$.
- e) $2, 1, 0 \rightarrow$ *Permitido*. Cumple las mismas condiciones que el caso a).
El orbital es el $2p$.

2.

- a) Para conocer el grupo y el periodo del Sistema periódico hay que fijarse en el electrón diferenciador de cada configuración electrónica, es decir, en el último electrón que "entra" en la configuración.

El número cuántico principal del orbital que posee ese electrón será el periodo (fila) y el número cuántico secundario junto con el número de electrones que hay en ese orbital el grupo (columna), teniendo en cuenta que: de los 18 grupos que posee el Sistema Periódico el "s" corresponde a los 2 primeros grupos, el s^1 al primero y el s^2 al segundo, los 6 últimos grupos, del 13 al 18, corresponde

a orbitales “p”, desde el p^1 para el grupo que empieza con el boro, hasta el p^6 para el de los gases nobles. Del grupo 3 al 12, corresponde a los elementos de transición y al llenado de orbitales “d”.

a.1) $1s^2 2s^2 2p^1$. Por lo comentado anteriormente corresponde al periodo 2 grupo 13. El elemento es el boro.

a.2) $1s^2 2s^2 2p^5$. También al periodo 2 y en este caso al grupo 17. Es el flúor.

a.3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. El último electrón es el segundo del orbital 3s, por lo tanto periodo 3 grupo 2. El magnesio es el elemento que posee dicha configuración.

- b) Se define *electronegatividad* como la medida de la capacidad que posee un átomo que forma parte de una molécula de atraer los electrones de un enlace. En el Sistema Periódico, la electronegatividad aumenta si nos desplazamos en un periodo hacia la derecha y si se hace en un grupo hacia arriba, siendo por tanto el elemento más electronegativo el flúor y el de menor el francio (los gases nobles no se tienen en cuenta debido a su casi nula reactividad).

Esta variación es debida a que cuanto más a la derecha en el Sistema Periódico los elementos tienden a ganar electrones para completar el octeto y así obtener configuración de gas noble (la más estable), por lo que el elemento más a la derecha tendrá mayor tendencia a captar electrones.

En un grupo, cuanto más arriba del mismo menor es el átomo y por lo tanto el orbital al que va el electrón está más cerca del núcleo y “siente” una atracción mayor por los protones, al mismo tiempo que al haber menos electrones en el átomo la repulsión entre el nuevo electrón y los ya presentes va a ser menor.

Teniendo en cuenta esto, el orden de menor a mayor electronegatividad de los elementos anteriores es: $Mg < B < F$.

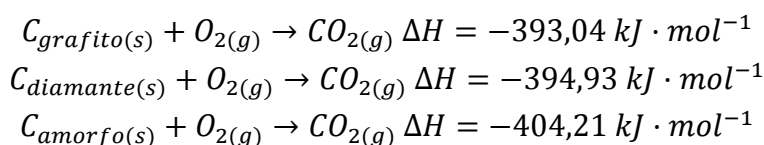
- c) Energía (o potencial) de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo en su estado fundamental y en fase gaseosa para arrancarle un electrón. En un periodo aumenta de izquierda a derecha porque como se ha indicado antes, en este sentido los elementos tienden a ganar electrones (para completar) el octeto y no a perderlos, por lo que se necesitará suministrar mayor energía para llevar a cabo ese proceso “antinatural”.

En un grupo, cuanto más arriba, más pequeño es el átomo y por lo tanto los protones atraerán con más fuerza a los electrones, por lo que se necesitará más energía para arrancarlos.

Con todo ello, se puede concluir que en forma general, la energía de ionización varía igual que la electronegatividad, cuanto más arriba y a la derecha en el sistema periódico esté un elemento, mayor será.

Atendiendo a su posición en el sistema periódico, el de mayor energía de ionización de los 3 elementos es el Flúor.

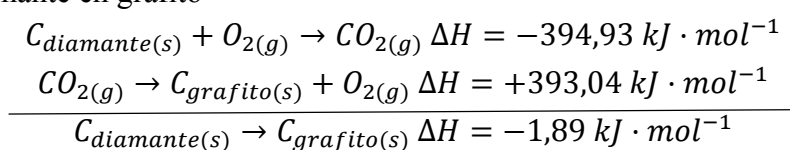
3. Las 3 reacciones de combustión son:



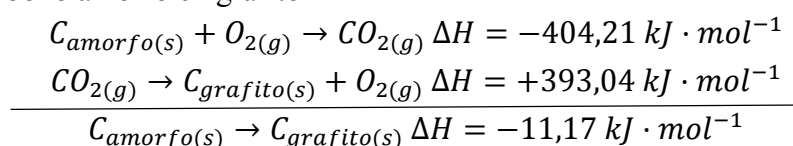
Para calcular los calores de transformación de un tipo de carbono en otro aplicaremos la *ley de Hess*: *La variación de la entalpía en una reacción química directa va a ser la misma que la suma de la entalpía de cada una de las reacciones intermedias que llevan a la reacción directa.*

Se irán “colocando” las reacciones de combustión de tal forma que se obtenga la que pide el problema una vez que se sumen (si alguna hay que “darla la vuelta”, a la entalpía hay que cambiarla de signo).

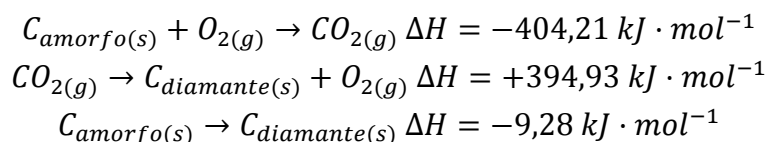
a) De diamante en grafito



b) De carbono amorfo en grafito



c) De carbono amorfo en diamante



4. El esquema del equilibrio para esa reacción química trabajando con el grado de disociación es:

	$PCL_{5(g)}$	\leftrightarrow	$PCL_{3(g)}$	$+Cl_{2(g)}$
inicialmente	n_0		0	0
reacciona	$n_0\alpha$		-	-
Se forma			$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
equilibrio	$n_0 - n_0\alpha$		$n_0\alpha$	$n_0\alpha$

a) Primeramente se calcula la K_p a partir de las presiones parciales. Para ello, se determinan los moles en el equilibrio de cada componente de la reacción y los moles totales, teniendo en cuenta que $\alpha=0,485$ y que la presión total es de 1 atmósferas.

$$\begin{aligned} n_T &= n_0 - n_0\alpha + n_0\alpha + n_0\alpha = n_0 + n_0\alpha = n_0(1 + \alpha) \\ x_{PCL_5} &= \frac{n_0(1 - \alpha)}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)} = \frac{0,515}{1,485} = 0,347 \end{aligned}$$

$$X_{PCl_3} = \frac{n_0 \alpha}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{\alpha}{(1 + \alpha)} = \frac{0,485}{1,485} = 0,327$$

$$X_{Cl_2} = \frac{n_0 \alpha}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{\alpha}{(1 + \alpha)} = \frac{0,485}{1,485} = 0,327$$

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{X_{PCl_3} P_T \cdot X_{Cl_2} P_T}{X_{PCl_5} P_T} = \frac{X_{PCl_3} \cdot X_{Cl_2}}{X_{PCl_5}} P_T = \frac{0,327 \cdot 0,327}{0,347} 1 = 0,308$$

b) Como la temperatura no ha variado la K_p sigue siendo la misma, por lo que se empleará su fórmula con las presiones parciales para determinar el nuevo grado de disociación.

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{X_{PCl_3} P_T \cdot X_{Cl_2} P_T}{X_{PCl_5} P_T} = \frac{\frac{n_0 \alpha}{n_0(1+\alpha)} \frac{n_0 \alpha}{n_0(1+\alpha)}}{\frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)}} P_T = \frac{\frac{\alpha}{(1+\alpha)} \frac{\alpha}{(1+\alpha)}}{\frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}} P_T = \frac{\alpha^2 \cdot (1+\alpha)}{(1-\alpha) \cdot (1+\alpha)^2} P_T$$

$$K_p = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} P_T \rightarrow 0,308 = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} 10 \rightarrow \frac{0,308 \cdot (1 - \alpha^2)}{10} = \alpha^2$$

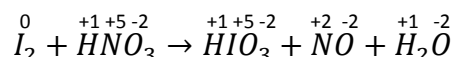
$$0,0308 - 0,0308\alpha^2 = \alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{0,0308}{1 + 0,0308}} = \sqrt{0,0298} \rightarrow \alpha = 0,1729 = 17,29\%$$

El principio de Le Chatelier establece que: *Si a un sistema en equilibrio se le somete a alguna perturbación externa que hace que el equilibrio se rompa, el sistema evolucionará espontáneamente hasta volver a alcanzar el equilibrio.*

En el caso concreto de un aumento de presión, el equilibrio evoluciona hacia donde haya menos moles estequiométricas. Hecho que sí se cumple para el caso del problema, pues al ser el grado de disociación menor, se forman menos productos, que es donde hay más moles estequiométricas (2, frente a 1 de los reactivos).



5. Para determinar las especies que se oxidan o se reducen y los productos resultantes de dichos procesos es necesario conocer los estados de oxidación:



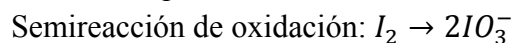
- a) El elemento que se oxida será aquel que pase de un estado de oxidación menor a uno mayor y el que se reduce al contrario. Se va a oxidar el I (de 0 a +5) y se va reducir el N (de +5 a +2)

Por lo que la especie que se oxida tendrá al elemento que se oxida y la que se reduce al que se reduce: Se oxida el I_2 y se reduce el ácido nítrico HNO_3 .

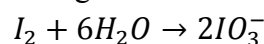
- b) El producto de la oxidación será el compuesto en el que aparece la transformación del elemento oxidado, en este caso el HIO_3 y el producto de la reducción el compuesto donde aparece el nitrógeno: NO

- c) El ajuste de la reacción por el método del ion-electrón es el siguiente:

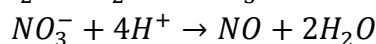
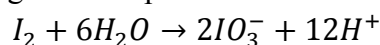
- Escribimos primero las semireacciones de oxidación y reducción:



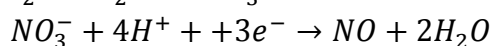
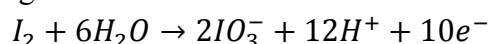
- Ajustamos los oxígenos con agua



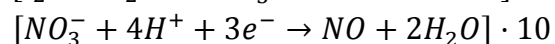
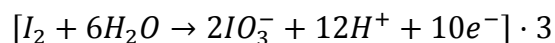
- Ajustamos los hidrógenos con protones:



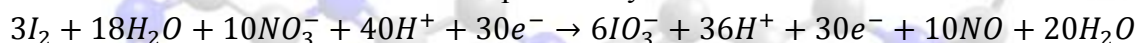
- Ajustamos la carga con electrones



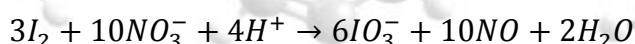
- Ajustamos el número de electrones multiplicando cada ecuación por el número de electrones de la otra:



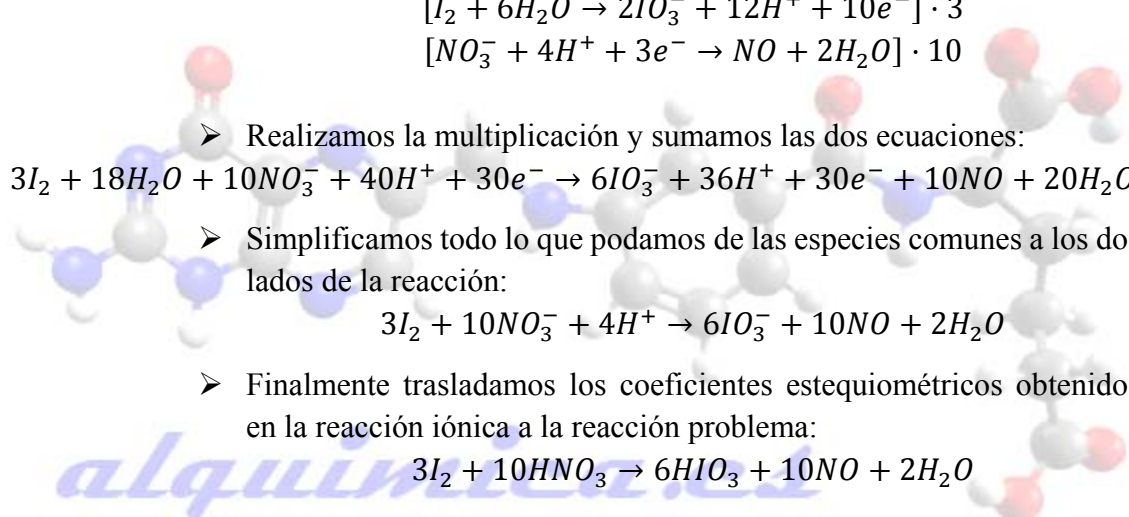
- Realizamos la multiplicación y sumamos las dos ecuaciones:



- Simplificamos todo lo que podamos de las especies comunes a los dos lados de la reacción:



- Finalmente trasladamos los coeficientes estequiométricos obtenidos en la reacción iónica a la reacción problema:



Asignatura: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

OPCIÓN B

1) Para las moléculas BF_3 y CHF_3 ,

- a) Escribir sus estructuras de Lewis;
- b) Establecer su geometría molecular, indicando la hibridación del átomo central;
- c) Justificar la polaridad de ambas moléculas.

Números atómicos (Z): $H=1$, $B=5$, $C=6$, $F=9$.

Puntuación máxima por apartado: a) y c): 0,5 puntos; b): 1 punto

2) En la combustión completa de 2,3710 g de carbono se forman 8,6880 g de un óxido gaseoso de este elemento.

En condiciones normales, 1 L de este óxido pesa 1,9662 g. Determinar la fórmula de este compuesto.

Masas atómicas (u): $C=12,0$, $O=16,0$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Puntuación máxima: 2 puntos

3) A 25 °C la solubilidad del cloruro de plata (AgCl) en agua es $1,88\cdot 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

- a) Determinar el producto de solubilidad del cloruro de plata a 25 °C;
- b) Calcular la solubilidad (en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) del cloruro de plata en presencia de una disolución $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de cloruro sódico (NaCl).

Masas atómicas (u): $\text{Cl}=35,5$, $\text{Ag}=107,9$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

4) a) Para neutralizar 0,186 g de KOH puro se han empleado 40,40 mL de una disolución de HCl , ¿cuál es la concentración molar del ácido clorhídrico?

- b) Si la misma cantidad de KOH se disuelve en agua formando 5 mL de disolución, ¿qué concentración molar tendrá la disolución resultante?; ¿Qué volumen de esta disolución de KOH habrá que tomar para preparar 150 ml de otra disolución $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de KOH ?

Masas atómicas (u): $H=1,0$, $O=16,0$, $K=39,1$.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,75 puntos y b) 1,25 puntos

5) Del siguiente conjunto de compuestos, indicar:

- a) Los que tienen la misma cadena carbonada; b) Los que tienen el mismo grupo funcional;
- c) Los que tienen alguna insaturación; d) Los que son isómeros.

1) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$; 2) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-COOH}$; 3) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CHO}$; 4) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

OPCION B

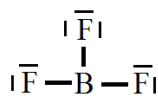
1.

- a) Para escribir la estructura de Lewis de las 2 moléculas primeramente determinamos los electrones que forman enlaces en las moléculas y si hay alguno desapareado:

BF_3			
Elemento	Estructura	e^- capa valencia	Capacidad capa
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	3	6*
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	8
e^- valencia disponibles: $A=3 \cdot 1 + 7 \cdot 3 = 24$			
Capacidad total capa valencia: $N=6 \cdot 1 + 8 \cdot 3 = 30$			
e^- compartidos: $S=N-A=30-24=6$ (3 enlaces)			
e^- solitarios: $A-S=24-6=18$ (9 pares)			

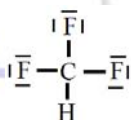
*El B es una de las excepciones que no completan la capa de valencia con 8 electrones, lo hace con 6. (Las otras 2 son el H que lo hace con 2 y el Be con 4)

Considerando que el átomo central es el B, procedemos a construir la estructura de Lewis:



CHF_3			
Elemento	Estructura	e^- capa valencia	Capacidad capa
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	8
H	$1s^1$	1	2
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	8
e^- valencia disponibles: $A=4 \cdot 1 + 1 \cdot 1 + 7 \cdot 3 = 26$			
Capacidad total capa valencia: $N=2 \cdot 1 + 8 \cdot 4 = 34$			
e^- compartidos: $S=N-A=34-26=8$ (4 enlaces)			
e^- solitarios: $A-S=26-8=18$ (9 pares)			

Con el C como átomo central, la estructura de Lewis es:



- b) A tenor del número de enlaces que posee el átomo central y los pares de electrones desapareados sobre él, determinamos la hibridación y, a partir de ésta la geometría:

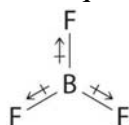
BF_3 : 3 enlaces y no hay pares de electrones sin compartir sobre el boro. La hibridación que pone a disposición 3 enlaces es la sp^2 . La disposición espacial

de los orbitales híbridos que genera menor repulsión entre ellos es la trigonal plana, con los enlaces formado un ángulo de 120° .

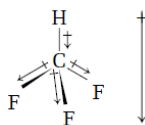
CHF_3 : 4 enlaces sobre el átomo central y también sin pares de electrones libres sobre el mismo. La hibridación que genera 4 orbitales es la sp^3 . La geometría correspondiente a esa hibridación es la tetraédrica y como la molécula no es simétrica los ángulos de enlace se acercarán al tetraédrico, $109,5^\circ$.

- c) Para ver la polaridad de la molécula hay que tener en cuenta la polaridad de los enlaces que la forman. El elemento más electronegativo atrae con más fuerza hacia él los 2 electrones del enlace que el elemento menos electronegativo, generando un momento dipolar. La suma vectorial de todos los momentos dipolares de la molécula genera la polaridad de la misma.

BF_3 : el F es más electronegativo que el B, por lo que cada enlace B-F estará polarizado de la forma $B^{\ominus}F^{\oplus}$. Como la molécula es simétrica, la suma vectorial de los momentos dipolares es 0, por lo que la molécula es apolar.



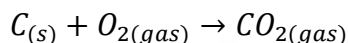
CHF_3 : en este caso, la variación de electronegatividad es: $F > C > H$ por lo que la distribución de los momentos dipolares en la molécula es:



Los momentos dipolares de los enlaces C-F se descomponen en 2 componentes, una vertical hacia abajo y otra horizontal las cuales se anulan entre sí. El enlace C-H también es polar, con el momento dipolar dirigido hacia abajo. En este caso, existe una resultante distinta de cero de la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces (hacia "abajo"), por lo que la molécula es polar.

2. La combustión de carbono origina un óxido que puede ser CO o CO_2

Como la combustión es completa, se origina el CO_2 .



Se procede a continuación a comprobar esta afirmación con los datos del problema:

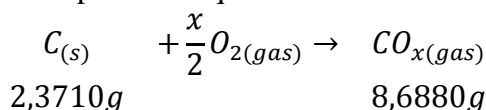
Como en condiciones normales (1 atmósfera y $0^\circ C$) 1 litro de ese gas pesa 1,9662 g, se puede determinar la masa molecular del gas a través de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{g}{M_M} RT \rightarrow M_M = \frac{gRT}{PV} = \frac{1,9662 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)}{1 \cdot 1} = 44,01 \approx 44 \text{ uma}$$

La masa molecular del dióxido de carbono es: $12+16\cdot 2=44$ uma, por lo que el gas es el CO_2 .

Otra forma de hacerlo sería por la estequiometría de la reacción:



Como la reacción está ajustada, 1 mol de C origina 1 mol del gas, por lo que realizando la equivalencia con los gramos se puede despejar x .

$$\begin{aligned} 2,3710 \text{ g de } C \cdot \frac{1 \text{ mol de } C}{12 \text{ g de } C} &= 0,1976 \text{ moles de } C \\ \frac{1 \text{ mol de } CO_x}{1 \text{ mol de } C} &= \frac{8,6880 / (12 + 16 \cdot x)}{0,1976 \text{ moles de } C} \rightarrow 0,1976 = \frac{8,6880}{(12 + 16x)} \\ 0,1976 \cdot (12 + 16x) &= 8,6880 \rightarrow 3,1616x = 6,3168 \\ x &= 1,9979 \approx 2 \end{aligned}$$

Queda confirmado que el gas es CO_2

3.

- a) La constante de solubilidad se calcula a través de la solubilidad expresada en moles/litro, por lo que primeramente convertiremos la solubilidad a esta unidad y posteriormente, mediante el equilibrio de solubilidad se determinará la K_{ps} .

Para pasar de gramos a moles se necesita previamente conocer la masa molecular del cloruro de plata:

$$M_M(AgCl) = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g/mol}$$

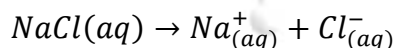
$$s = \frac{1,88 \times 10^{-3} \text{ g/L}}{143,4 \text{ g/mol}} = 1,31 \times 10^{-5} \text{ moles/L}$$

	$AgCl(s) \leftrightarrow$	$Ag^+(aq) +$	$Cl^-(aq)$	
inicialmente	C_o	0	0	$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$
reacciona	s	s	s	$K_{ps} = s \cdot s$
equilibrio	$C_o - s$	s	s	$K_{ps} = s^2$

$$K_{ps} = s^2 = (1,31 \times 10^{-5})^2 = 1,72 \times 10^{-10}$$

- b) En este apartado tenemos que calcular la solubilidad en presencia de una disolución con un ion común: el Cl^- del $NaCl$.

Para determinar la concentración de Cl^- se plantea la disociación de la sal y la calculamos por estequiometría.



Como la estequiometría es 1:1 la $[NaCl] = [Cl^-] = 0,01M$

Se vuelve a replantear el equilibrio teniendo en cuenta que ahora va a estar presente inicialmente una concentración de iones cloruros y que la constante del producto de solubilidad es la misma, pues como no ha variado la temperatura permanece con el mismo valor.

	$AgCl(s) \leftrightarrow Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$	
inicialmente	C_o	0
reacciona	s	s
equilibrio	$C_o - s$	s
		$0,01 + s$
		$0,01$
		$0,01$
		$0,01s$
		$0,01s$
		$0,01s$

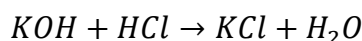
$$1,72 \times 10^{-10} = 0,01s \rightarrow s = \frac{1,72 \times 10^{-10}}{0,01} = 1,72 \times 10^{-8} \text{ moles/l}$$

Para convertirla en gramos/L, la multiplicamos por la masa molecular del $AgCl$:

$$s = 1,72 \times 10^{-8} \text{ moles/l} \cdot 143,4 \text{ g/mol} = 2,47 \times 10^{-6} \text{ g/l}$$

4.

- a) Para determinar la concentración del ácido la obtenemos por estequiometría, a través de la ecuación:



Como la reacción está ajustada, por cada mol de ácido reacciona 1 mol de base. Teniendo esto en cuenta, calculamos los moles de KOH y posteriormente, con la fórmula de la molaridad, la concentración del ácido:

$$\text{moles } KOH = \frac{0,186 \text{ g}}{(39,1 + 16 + 1) \text{ g/mol}} = 0,00332 = \text{moles } HCl$$

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} = \frac{0,00332}{0,04040} = 0,0822 \text{ M}$$

- b) La concentración del KOH disuelto en 5 ml de agua es:

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} = \frac{0,00332}{0,005} = 0,664 \text{ M}$$

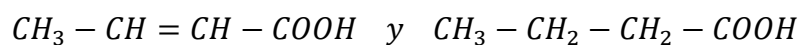
Los moles que hay que tomar de la disolución más concentrada son los mismos que tendrá la más diluida, y si despejamos en la fórmula de la molaridad los moles, podemos relacionar las dos disoluciones por la fórmula:

$$M \cdot V = M' \cdot V'$$

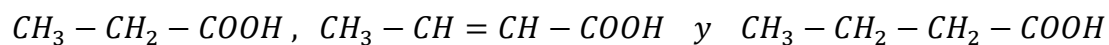
$$0,664 \cdot V = 0,01 \cdot 0,150 \rightarrow V = 0,0023 \text{ L} = 2,3 \text{ mL}$$

5.

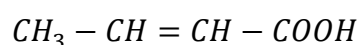
- a) Los que tienen la misma cadena carbonada son aquellos que poseen el mismo número de átomos de carbono y ninguno otro en la cadena principal: el compuesto 2 y el 4



- b) Los 3 que tienen el mismo grupo funcional (ácido: -COOH) son



- c) El que tiene una insaturación (doble o triple enlaces entre los átomos de carbono) es:



- d) Isómeros serán los que tengan el mismo número de átomos enlazados de manera diferente:

