

OPCIÓN A:

1.- (3 puntos) En un recipiente de 2 litros se ponen inicialmente 0,7 mol de $N_2O_{4(g)}$. Este gas se calienta hasta 298 K y, transcurrido un cierto tiempo, en el recipiente hay 0,66 moles de $N_2O_{4(g)}$ y 0,08 moles de $NO_{2(g)}$. El valor de la constante K_C para el equilibrio a 298 K: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{2(g)}$ es $4,85 \cdot 10^{-3}$.

- Indica razonadamente si la mezcla anterior se encuentra en equilibrio.
- Calcula el grado de disociación del $N_2O_{4(g)}$ en el equilibrio a 298 K.
- Calcula la presión total en el equilibrio a 298 K. (Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{K}\cdot\text{mol}$)

2.- (3 puntos) Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son $-393,5$ y $-285,8$ kJ/mol, respectivamente. El calor de combustión estándar del ácido acético ($C_2H_4O_{2(l)}$) es de $-875,4$ kJ/mol (quedando el agua en estado líquido). Con estos datos, responde a las siguientes cuestiones:

- Escribe las ecuaciones ajustadas correspondientes a los datos.
- Calcula el calor de formación estándar del ácido acético.
- Indica si la formación de ácido acético es un proceso endo- o exotérmico.

3.- (2 puntos) Dados los elementos cuyas configuraciones electrónicas para la capa de valencia son $2s^2 2p^1$ y $3s^2 3p^5$, indica razonadamente: a) los elementos de que se trata; b) el tipo de enlace del compuesto que pueden formar; c) la fórmula de dicho compuesto; d) la geometría del mismo.

4.- (1 punto) El ácido sulfúrico es capaz de oxidar ciertos metales, desprendiéndose hidrógeno en la reacción. Considerando los valores de los potenciales normales que se acompañan responde razonadamente a la siguiente cuestión: ¿reaccionará el Zn con ácido sulfúrico diluido? (Datos: $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(H^+/H_2) = 0,00 \text{ V}$)

5.- (1 punto) Formula el ácido propanoico, el 2-metilbutanal y un isómero de función para cada uno de ellos.

OPCIÓN B:

1.- (3 puntos) El ácido benzoico (C_6H_5-COOH) tiene una constante de acidez $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$.

- Calcula la concentración de todas las especies en equilibrio si la disolución tiene un pH de 3,5.
- ¿Qué masa de dicho ácido se debe disolver en 500 ml de agua para obtener una disolución con ese pH?

(Datos: Masas atómicas $C = 12$; $H = 1$; $O = 16$)

2.- (3 puntos) Se hace reaccionar arsénico (As) con hipobromito de sodio (monooxobromato (I) de sodio) en presencia de hidróxido de sodio, obteniéndose arseniato de sodio (tetraoxoarsenato (V) de trisodio), bromuro de sodio y agua como productos de reacción.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcula los gramos de arsénico necesarios para obtener 10 gramos de arseniato de sodio, si el rendimiento de la reacción es del 85%.

(Datos: Masas atómicas: $Na = 23$; $As = 74,9$; $O = 16$)

3.- (2 puntos) Indica razonadamente para la molécula de etino: a) la hibridación que presentan los átomos de carbono; b) el número de orbitales híbridos de cada átomo de carbono; c) la geometría molecular; d) los enlaces σ y π existentes.

4.- (1 punto) Explica la verdad o falsedad de los siguientes enunciados:

- El número de orbitales en un subnivel m puede ser tres.
- En el orbital 3p el número cuántico n vale 1.

5.- (1 punto) Sea la reacción química $A + B \rightarrow C$, cuya ecuación de velocidad es $v = k [A]^m [B]^n$. Si la reacción es de orden 1 respecto de B y su orden total es 3, indica: a) los valores de m y n en la ecuación anterior; b) el orden de reacción respecto del compuesto A.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 a) Se calculan las concentraciones respectivas:

$$[N_2O_4] = \frac{0,66}{2} = 0,33 \text{ M} \quad [NO_2] = \frac{0,08}{2} = 0,04 \text{ M}$$

Para saber si están en equilibrio, se calcula el cociente de reacción Q y si su valor coincide con el de la constante en este caso $4,85 \cdot 10^{-3}$, están en equilibrio.

$V = 2 \text{ L}$	$N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$	
$n_{\text{iniciales}}$	0,7	—
n_{mezcla}	0,66	0,08
$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{0,66}{2} = 0,33$	$\frac{0,08}{2} = 0,04$

$$Q = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0,04^2}{0,33} = 4,85 \cdot 10^{-3}$$

Como $Q = K = 4,85 \cdot 10^{-3}$, la mezcla anterior se encuentra en equilibrio.

b)

$V = 2 \text{ L}$	$N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$	
$n_{\text{iniciales}}$	0,7	—
$n_{\text{reaccionan}}$	x	—
n_{formados}	—	$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	0,66	0,08

Cálculo de los moles de $N_2O_4 (g)$ disociados:

$$0,7 - x = 0,66 \Rightarrow x = 0,04$$

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{0,04}{0,7} = 0,05714 \Rightarrow \Rightarrow \alpha = 0,05714 \cdot 100 = 5,714 \%$$

Otra forma de resolverlo es aplicando el concepto de grado de disociación:

$V = 2 \text{ L}$	$N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$	
$n_{\text{iniciales}}$	0,7	—
$n_{\text{reaccionan}}$	$0,7 \alpha$	$2 \cdot 0,7 \alpha$
n_{formados}	—	—
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,7 - 0,7 \alpha = 0,66$	$2 \cdot 0,7 \alpha = 0,8$

De cualquiera de los componentes de la mezcla en equilibrio se puede deducir el valor de α .

Para N_2O_4 :

$$\alpha = \frac{0,7 - 0,66}{0,7} = 0,0574 \Rightarrow \alpha = 0,05714 \cdot 100 = 5,714 \%$$

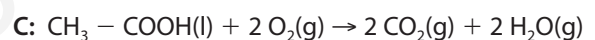
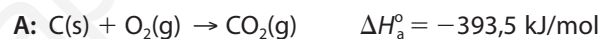
Para NO_2 :

$$\alpha = \frac{0,08}{1,4} = 0,05714 \Rightarrow \alpha = 0,05714 \cdot 100 = 5,714 \%$$

c) Moles totales en el equilibrio = $0,66 + 0,08 = 0,74$

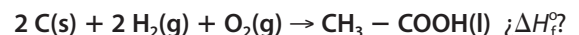
$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,74 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 289 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 8,768 \text{ atm}$$

2 a) Se plantean las reacciones dadas con sus entalpías correspondientes:

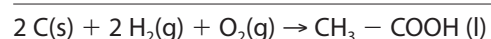
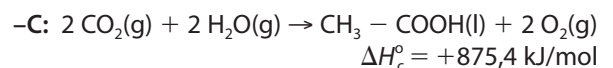
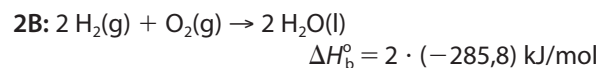
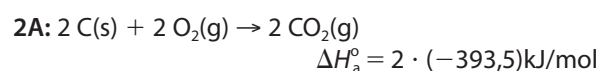


$$\Delta H_c^\circ = -875,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Se formula la reacción solicitada:



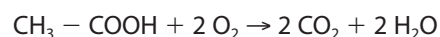
Comentario: se procede a disponerlas de forma que con su suma se obtenga la reacción solicitada, para lo que será necesario multiplicar cada reacción por un número, y a invertir las que correspondan, cambiando el signo de ΔH en ese caso.



$$\Delta H_f^\circ = \Sigma \Delta H_a^\circ + \Sigma \Delta H_b^\circ + \Sigma \Delta H_c^\circ \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta H_f^\circ = -787,0 - 571,6 + 875,4 = -483,2 \text{ kJ/mol}$$

Otra manera de resolverlo es planteando la reacción de combustión del ácido acético:

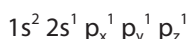


$$\Delta H_c^\circ = -875,4 \text{ kJ/mol}$$

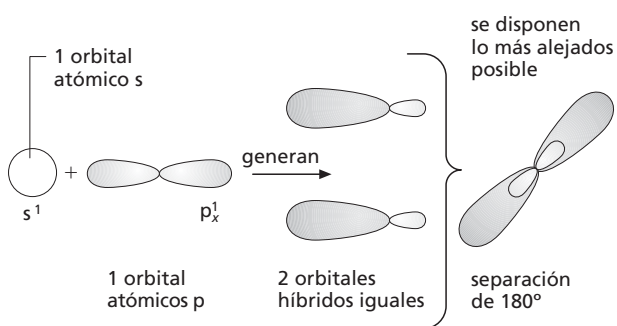
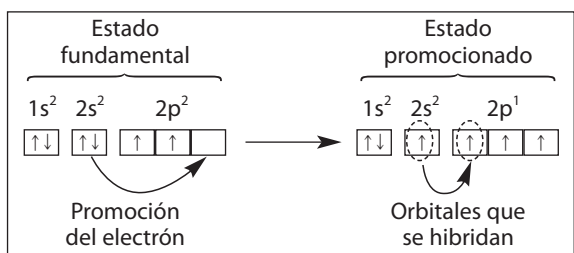
$$\Delta H_f^\circ = -393,5 - 285,8$$

3 a) Hibridación sp en el C:

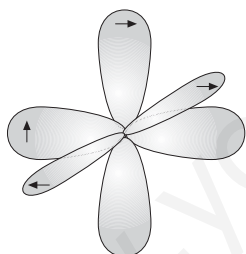
C: $1s^2 2s^2 p^2$ al promocionar un electrón del subnivel 2s al subnivel 2p queda la configuración como:



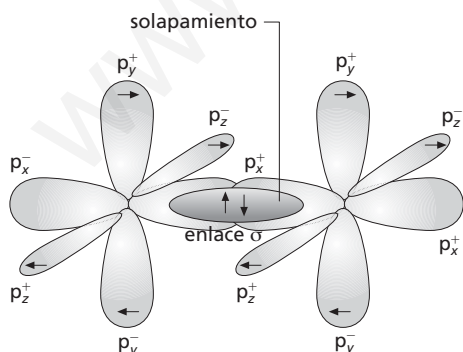
Los átomos del C forman un triple enlace. Deben adoptar hibridación sp lineal para que a cada átomo le queden dos orbitales p que permitan la formación de dos enlaces π por superposición lateral.



b) Átomo de C en hibridación sp:



Aproximación de dos átomos de C en hibridación sp:



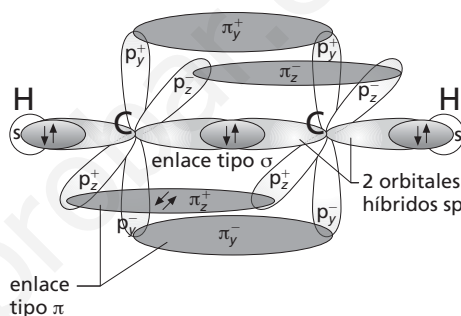
c) El ángulo H-C-C es de 180°.



Geometría lineal.

d) La molécula C_2H_2 corresponde al etino o acetileno y se puede explicar mediante el modelo de hibridación sp para ambos átomos de C. Al aproximarse los dos átomos de C, un orbital híbrido de un C se solapa frontalmente con otro igual del otro átomo para formar un enlace covalente tipo σ los demás electrones quedan en los orbitales atómicos p de los respectivos átomos de C solapándose lateralmente entre ellos para formar dos enlaces de tipo π los otros dos orbitales híbridos se solapan con los orbitales s^1 de los átomos de H formando los respectivos enlaces de tipo σ .

Un triple enlace esta formado por un enlace σ y dos enlaces π .



4 a) Verdadero. El número cuántico m toma valores desde $-l$ hasta $+l$, por lo tanto sólo si $l = 0$ posee m un solo valor $m = 0$, pues si $l = 1$ puede tomar los valores $-1, 0$ o $+1$; y si $l > 1$ puede tomar más de tres valores.

b) Falso. En el orbital 3p el número cuántico $n = 3$, que corresponde al nivel energético.

5 Para una reacción cualquiera:



Su ecuación de velocidad viene dada por la expresión $v = k[A]^a[B]^b$ siendo los exponentes los respectivos órdenes de reacción que en general no tienen nada que ver con los coeficientes estequiométricos y se determinan de forma experimental. Sin embargo para reacciones elementales se puede decir que $v = k[A]^a[B]^b$ siempre y cuando los coeficientes estequiométricos a y b se hayan reducido a los números enteros menores posible.

En el caso de este ejercicio $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$

a) El orden total de la reacción = el orden respecto de A + el orden respecto de B

El orden de la reacción respecto de B será su exponente, es decir, $n = 1$.

El orden total de la reacción es 3.

$$m + n = 3 \Rightarrow m + 1 = 3 \Rightarrow m = 2$$

b) El orden de la reacción respecto de A será su exponente es decir $m = 2$.

La ecuación de la velocidad para la reacción del enunciado es:

$$v = k[A]^2[B]^1$$