

BLOQUE 1.

CUESTIÓN 1 B.- a) Representa la estructura de Lewis del tricloruro de nitrógeno, NCl_3 , describe razonadamente su geometría, represéntala y justifica si esta molécula es o no polar.

b) A partir de los datos anteriores y teniendo en cuenta la posición relativa del N y del P en la tabla Periódica, indica si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones referidas a la molécula de PCl_3 .

b₁) Al átomo de P le rodean tres pares de electrones.

b₂) El átomo de P no presenta ningún par de electrones solitarios.

b₃) La distribución de pares electrónicos alrededor del átomo de P es tetraédrica.

b₄) El PCl_3 presenta una geometría trigonal plana.

DATOS: N (Z = 7); Cl (Z = 17); P (Z = 15).

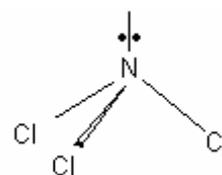
Solución:

a) El N, átomo central de la molécula, posee la siguiente configuración electrónica en su capa de valencia N: $2s^2 2p^3$, con tres electrones desapareados (uno en cada uno de los orbitales atómicos 2p), y un par de electrones apareados en el orbital 2s. El cloro posee en su capa de valencia la configuración electrónica Cl: $3s^2 3p^5$, con un orbital 3p con un electrón desapareado. Para conseguir la configuración electrónica del siguiente gas noble, el átomo de N se une compartiendo un par de electrones con tres átomos de Cl, siendo la estructura de Lewis de la molécula:



Según el método de repulsión de pares de electrones del nivel de valencia, RPENV, los pares de electrones compartidos y libres que rodean al átomo central, se orientan en el espacio alejándose lo más posible para conseguir la menor repulsión entre ellos. De esta orientación depende la geometría de la molécula.

En el caso de la molécula NCl_3 , desde el átomo de nitrógeno los pares de electrones compartidos y libres se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular, situándose el par libre en el vértice superior y los compartidos en los vértices de la base, donde se unen a los átomos de cloro. Debido a la mayor interacción entre el par libre y los pares compartidos, el tetraedro sufre una pequeña distorsión cerrándose los ángulos Cl — N — Cl y adoptando la molécula la geometría piramidal trigonal.



Aunque los átomos de N y Cl poseen la misma electronegatividad y, por ello, los enlaces N — Cl son apolares, debido al momento dipolar del par de electrones libres la molécula es polar.

b) b₁) Falsa. Por encontrarse los elementos N y P en el mismo grupo de la tabla periódica, el 15, los átomos de estos elementos poseen la misma configuración electrónica en su capa de valencia, por lo que, en la molécula de PCl_3 el átomo de P se encuentra rodeado por cuatro pares de electrones, tres de ellos compartidos con los átomos de Cl y el otro libre.

b₂) Falsa. Como se ha expuesto en el apartado anterior, el átomo de P posee un par de electrones libres o no compartidos en la molécula PCl_3 .

b₃) Verdadera. Lo mismo que le ocurre a la molécula NCl_3 , el método RPENV indica que los pares de electrones compartidos y libres se orientan en el espacio tetraédricamente.

b₄) Falsa. Si la geometría de la molécula PCl_3 fuese plana trigonal no podría contener el par de electrones libres, por lo que, al igual que le ocurre al tricloruro de nitrógeno, la geometría de esta molécula es piramidal trigonal.

BLOQUE 2.

PROBLEMA 2 B.- La gasolina es una mezcla compleja de hidrocarburos que a efectos prácticos se considera que está constituida por octano, C_8H_{18} (l). La combustión de un hidrocarburo produce agua y dióxido de carbono. Se quema completamente 60 L de octano. Calcula:

a) El volumen de aire (en m^3), que se necesitará, medido a 765 mm Hg y 25 °C, para llevar a cabo esta combustión.

b) La masa de agua, en kg, producida en dicha combustión.

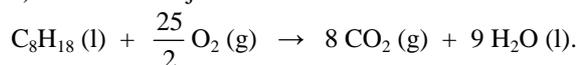
c) El calor que se desprende.

DATOS: Aire (21 % O_2) en volumen; $d(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 0,8 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -249,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) La ecuación ajustada de la combustión del octano es:



Los moles correspondientes a los 60 L de octano que se queman se obtienen despejando su masa de la expresión de la densidad: $d = \frac{\text{masa}}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0,8 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot 60 \text{ L} = 48.000 \text{ g}$ de C_8H_{18} ,

a los que corresponden el número de moles: $48.000 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 421,05 \text{ moles de } \text{C}_8\text{H}_{18}$.

Como la estequiometría de la reacción indica que por cada mol de octano se consumen 12,5 moles de oxígeno, los moles de este elemento que se necesitan son $421,05 \cdot 12,5 = 5.263,13$ moles de O_2 a los que corresponde un volumen en las condiciones dadas de:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{5263,13 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{765 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}} = 127.769,26 \text{ L de } \text{O}_2,$$

y por ser el volumen del N_2 en el aire el 79 % y el del O_2 el 21 %, el volumen de aire que ha de emplearse es $127.769,26 \text{ L } \text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L } \text{O}_2} = 608.425,05 \text{ L}$ de aire, que expresado en metros cúbicos son:

$$608.425,05 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1.000 \text{ dm}^3} = 608,43 \text{ m}^3 \text{ de aire.}$$

b) Aplicando a los moles de octano los correspondientes factores de conversión y relación molar $\text{H}_2\text{O}-\text{C}_8\text{H}_{18}$ (9 a 1), se obtienen los kg de agua que se producen:

$$421,05 \text{ moles } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{9 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ kg } \text{H}_2\text{O}}{1.000 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 68,21 \text{ kg de agua.}$$

c) El calor que se desprende, calor de combustión, se obtiene de la expresión:

$\Delta H_c = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$, y teniendo presente que los elementos simples no tienen entalpía estándar de formación, la expresión anterior queda de la forma:

$\Delta H_c = 8 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 9 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})]$, en la que sustituyendo las variables que se conocen por sus valores y operando sale:

$\Delta H_c = 8 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 9 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-249,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 5.470,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, luego, la combustión de los 421,05 moles de C_8H_{18} producen el calor:

$$421,05 \text{ moles } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot 5.470,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 2.303.311,92 \text{ kJ, o expresado en kilocalorías:}$$

$$421,05 \text{ moles } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot 5.470,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1.000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \cdot \frac{0,24 \text{ cal}}{1 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{1.000 \text{ cal}} = 552.794,86 \text{ kcal.}$$

Resultado: a) $V = 608,43 \text{ m}^3$; b) $68,21 \text{ Kg } \text{H}_2\text{O}$; c) $2.303.311,92 \text{ kJ}$ o $552.794,86 \text{ Kcal}$.

BLOQUE 3.

CUESTIÓN 3 A.- Uno de los métodos utilizado industrialmente para la obtención de hidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:



Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento de producción de H_2 ?:

- a₁) La adición de C (s).**
- a₂) El aumento de temperatura.**
- a₃) La reducción del volumen del recipiente.**

b) ¿A partir de qué temperatura el proceso de obtención del hidrógeno es espontáneo?

Solución:

- a) a₁) Como en el equilibrio hay cierta cantidad de carbono y en la constante de equilibrio sólo intervienen gases, la adición de carbono sólido no afecta para nada el equilibrio.
 a₂) Por ser la reacción endotérmica, un suministro de calor al aumentar la temperatura hace que la reacción tienda a consumir el calor suministrado, por lo que el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico, hacia la derecha, favoreciendo la producción de H₂.
 a₃) Si se reduce el volumen del recipiente, o lo que es lo mismo se aumenta la presión, se produce un aumento de la concentración molar de las sustancias gaseosas, es decir, se incrementa el número de moléculas por unidad de volumen, y para que el sistema recupere el equilibrio reaccionan moléculas de CO y H₂ para disminuir su número por unidad de volumen, desplazándose el equilibrio hacia la izquierda, es decir, se dificulta la producción de H₂.

También se podría haber explicado admitiendo que la disminución de capacidad del reactor hace que pueda albergar menos cantidad de sustancia, por lo que el equilibrio se desplaza en el sentido en el que aparece un menor número de moles gaseosos, hacia la izquierda.

b) Para que el proceso de obtención del H₂ sea espontáneo ha de cumplirse que la variación de energía libre de Gibbs sea menor de cero, $\Delta G < 0$, y como el valor de esta variable termodinámica se determina por la expresión $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, igualando a cero la expresión, despejando la temperatura, sustituyendo las variables conocidas por sus valores y operando se obtiene la temperatura a partir de la que el proceso de obtención del H₂ es espontáneo:

$$0 = \Delta H - T \cdot \Delta S \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{131,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{134,1 \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 978,37 \text{ K.}$$

A partir de los 978,37 K el proceso de obtención del H₂ es espontáneo.

BLOQUE 4.

PROBLEMA 4 A.- El ácido láctico, C₃H₆O₃, es un ácido monoprótico débil que está presente en la leche agria como resultado del metabolismo de ciertas bacterias. Se sabe que una disolución 0,10 M de ácido láctico tiene un pH de 2,44.

- a) **Calcula la K_a del ácido láctico.**
 b) **Calcula el pH de una disolución que contiene 56 g de ácido láctico disueltos en 250 mL de agua.**
 c) **¿Cuántos mL de una disolución 0,115 M de NaOH hay que utilizar para que reaccionen completamente con los moles de ácido de la disolución anterior?**

DATOS: A_r(H) = 1 u; A_r(O) = 16 u; A_r(C) = 12 u.

Solución:

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

a) La ecuación de disociación del ácido láctico en agua es:

$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$, y por producirse la misma concentración de iones H₃O⁺ que de iones C₃H₅O₃⁻ en el equilibrio de disociación, sus concentraciones son: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,44} = 10^{0,56} \cdot 10^{-3} = 3,63 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Siendo α el grado de disociación, la concentración de las distintas especies al inicio y en el equilibrio es:

	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Concentración inicial:	0,1 0 0
Concentración en el equilibrio:	$0,1 \cdot (1 - \alpha)$ $0,1 \cdot \alpha$ $0,1 \cdot \alpha = 3,63 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

de donde $\alpha = \frac{3,63 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 3,63 \cdot 10^{-2}$, siendo la concentración del ácido en el equilibrio: $[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3] =$

0,096 M, y llevando estos valores a la constante de equilibrio y operando:

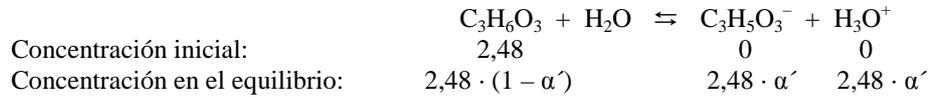
$$K_a = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3]} = \frac{3,63 \cdot 10^{-3} \cdot 3,63 \cdot 10^{-3}}{9,6 \cdot 10^{-2}} = 1,37 \cdot 10^{-4}.$$

b) Los moles de ácido que se disuelven son: $n(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{56 \text{ g}}{90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,62 \text{ moles}$, que al estar

disueltos en 250 mL de agua proporciona a la disolución una concentración: $M = \frac{0,62 \text{ moles}}{0,250 \text{ L}} = 2,48 \text{ M}$.

Procediendo igual que en el apartado anterior:

Llamando α' al grado de disociación, la concentración de las distintas especies al inicio y en el equilibrio es:



que llevadas a la constante de acidez y operando:

$$K_a = \frac{[C_3H_5O_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_3H_6O_3]} \Rightarrow 1,37 \cdot 10^{-4} = \frac{2,48^2 \cdot \alpha'^2}{2,48 \cdot (1 - \alpha')} \Rightarrow 2,48 \cdot \alpha'^2 + 1,37 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha' - 1,37 \cdot 10^{-4} = 0,$$

que resuelta produce para α' el valor: $\alpha' = 0,0074$, por lo que $[H_3O^+] = 2,48 \cdot 0,0074 = 0,0184$, siendo el pH de la disolución: $pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,0184 = 1,735$.

c) Como la disolución preparada de ácido láctico contiene 0,62 moles de ácido, en el volumen de base que se tome han de haber 0,62 moles, y se obtiene aplicando la definición de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} \Rightarrow V(L) = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,62 \text{ moles}}{0,115 \text{ moles} \cdot L^{-1}} = 5,39 \text{ L}.$$

Resultado: a) $K_a = 1,37 \cdot 10^{-4}$; b) pH = 1,735; c) V = 5,93 L disolución NaOH.

BLOQUE 5.

CUESTIÓN 5 B.- Formula o nombra según corresponda:

a) etanoato de metilo; b) propanal; c) fenil metil éter; d) yodato de níquel (II);
e) perclorato de potasio; f) $CH_2 = CH - CHO$; g) $N(CH_3)_3$; h) NO_2 ; i) $NaHCO_3$
j) $AlPO_4$.

Solución: C.

a) $CH_3 - COOCH_3$; b) $CH_3 - CH_2 - CHO$; c) $C_6H_5 - O - CH_3$; d) $Ni(IO_3)_2$;
e) $KClO_4$; f) 2-propenal; g) Trimetilamina; h) Dióxido de nitrógeno;
i) Hidrogenocarbonato de sodio; j) Fosfato de aluminio.