



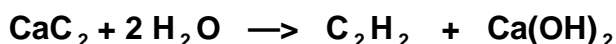
BLOQUE A - SOLUCIONES

1.- El carburo cálcico CaC_2 es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable (acetileno) y el sólido hidróxido cálcico. Calcule:

- El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC_2 reaccionan con 80 g de agua.
- La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.

RESOLUCIÓN

Una de las formas de obtener acetileno es haciendo reaccionar carburo de calcio (CaC_2) con agua, proceso que transcurre según la reacción:



En esta reacción podemos ver que por cada mol de carburo de calcio (64,10 g, que es su masa molar) que reacciona, se necesitan 2 moles de agua (2.18,016 g = 36,032 g) y se obtiene un mol de acetileno (22,4 litros medidos en C.N.)

Dado que partimos de 80 g de cada reactivo, se gastará todo el carburo de calcio, sobrando agua, por lo que de acuerdo con la estequiometría de la reacción, las cantidades de agua que reacciona y de acetileno que se obtiene serán:

	$\text{CaC}_2 +$	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{C}_2\text{H}_2 +$	Ca(OH)_2
	1 mol = 64,10 g	2 molo = 2.18,016 g	1 mol = 22,4 l en CN	
	80 g	X	Y	

$$\left. \begin{array}{l} 64,10 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ --- } 2.18,016 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \\ 80 \text{ g} \quad \quad \quad \text{--- } X \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{80 \cdot 2.18,016}{64,10} = 44,97 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ que reaccionan}$$

Dado que teníamos 80 g de agua, sobrarán: $80 - 44,97 = \mathbf{35,03 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ sobran}}$

Y la cantidad de acetileno obtenido, la obtenemos de la misma forma:

$$\left. \begin{array}{l} 64,10 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ --- } 22,4 \text{ L. en C.N. de } \text{C}_2\text{H}_2 \\ 80 \text{ g} \quad \quad \quad \text{--- } X \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{80 \cdot 22,4}{64,10} = \mathbf{27,96 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_2 \text{ en C.N.}}$$

2.- En relación con la energía libre estándar de reacción:

- Defina dicho concepto.
- Defina las condiciones estándar para los estados de la materia: gas, líquido, elementos químicos sólidos y disoluciones.
- Calcule el cambios de energía libre estándar para la reacción de combustión del metano(CH_4)
Datos: $\Delta G_f^\circ(\text{CH}_4) = -50,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta G_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -237,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta G_f^\circ(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ kJ/mol}$

RESOLUCIÓN

A) La energía libre estándar de reacción es la diferencia entre la energía libre de los productos y la de los reactivos en sus estados estándar. Es una función termodinámica que se define a partir de la relación: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

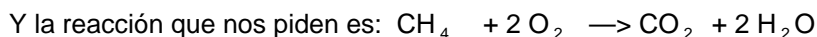
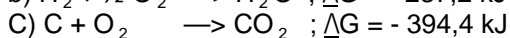
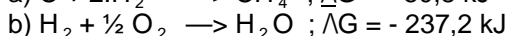
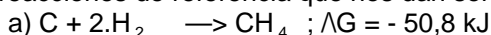
B) El estado estándar de una sustancia a una determinada temperatura es su forma pura a 1 atm de presión. Así, el estado estándar de un sólido es su forma pura a 1 atm de presión, el de un líquido es también su forma pura a 1 atm de presión y el de un gas, análogamente es también su forma pura a 1 atm de presión. Para el caso del agua:

Sólido(hielo) a una determinada temperatura, es el hielo puro a esa temperatura y 1 atm de presión

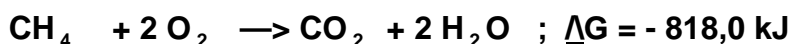
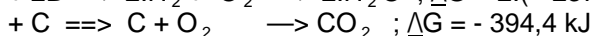
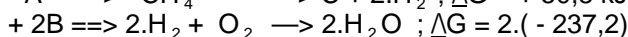
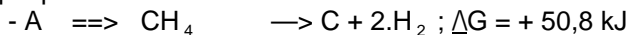
Líquido: a una determinada temperatura, es el agua puro a esa temperatura y 1 atm de presión

Gas (Vapor) a una determinada temperatura, es el vapor de agua puro a esa temperatura y 1 atm de presión

C) Las reacciones de referencia que nos dan son:



Por lo que para obtenerla hemos de combinar las tres anteriores de la forma siguiente: $-A + 2B + C$



3.- El SO_3 se obtiene por reacción de SO_2 y O_2 . Una mezcla de 0,80 moles de SO_2 y 0,80 moles de O_2 , se introducen en un recipiente vacío de 4 L a la temperatura de 727 °C. Una vez alcanzado el equilibrio un análisis de la mezcla indica que la concentración de SO_3 es 0,17 M. Calcular Kc y Kp a la temperatura de 727 °C.

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es de 4 L, y que la concentración de SO_3 en equilibrio

es 0,17 Molar, el número total de moles del mismo es: $0,17 = \frac{n}{4}$; $n = 0,68$ moles de SO_3 en el equilibrio.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos que:

	2 $SO_2(g)$ +	$O_2(g)$	\rightleftharpoons	2 $SO_3(g)$
Inicial	0,80 moles	0,80 mol		---
En equilibrio	0,80 - 2.X	0,80 - X		2.X = 0,68

Siendo X = N° de moles de O_2 que reaccionan, por lo que de acuerdo con la estequiometría para esta reacción, se formarán 2.X moles de SO_3 , y ya nos indican que en el equilibrio son 0,68, por lo

que: $2.X = 0,68$; $X = \frac{0,68}{2} \Rightarrow X = \mathbf{0,34 \text{ moles}}$ y por tanto, la composición de la mezcla en el

equilibrio es: $SO_2 = 0,80 - 2.0,34 = 0,12$ moles

$O_2 = 0,80 - 0,34 = 0,46$ moles

$SO_3 = 0,68$ moles

La expresión de la constante Kc para este equilibrio es: $Kc = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$ en la cual

sustituimos: $Kc = \frac{\left(\frac{0,68}{4}\right)^2}{\left(\frac{0,12}{4}\right)^2 \cdot \left(\frac{0,46}{4}\right)}$; **$Kc = 279,23 \text{ l/mol}$**

Para calcular el valor de Kp acudimos a la relación entre ambas constantes: $Kp = Kc \cdot (R.T)^{\Delta n}$, siendo T = 727 + 273 = 1000°K, y Δn = Variación del n° de moles en la reacción estequiométrica = 2 - 1 - 2 = -1; así:

$Kp = 279,23 \cdot (0,082 \cdot 1000)^{-1}$; **$Kp = 3,41 \text{ atm}^{-1}$**

4.- El ácido monocloroacético (ClCH_2COOH) es un ácido de fuerza media con un valor de su constante de disociación $K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

- El pH de una disolución acuosa 0,05 M de ácido monocloroacético.
- La concentración de iones monocloracetato y de ácido sin disociar.

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación de este ácido, es:

	$\text{ClCH}_2\text{-COOH} \rightleftharpoons$	$\text{ClCH}_2\text{-COO}^- +$	H^+
Inicial	0,05	----	----
En equilibrio	$0,05 - x$	x	x

Siendo "x" el número de mol/L de ác. Cloroacético que se disocian, y serán también las de H^+ y del ion cloroacetato $\text{ClCH}_2\text{-COO}^-$ que se forman.

La constante de disociación para este equilibrio es: $K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]}$ donde al sustituir: :

$$1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{0,05 - x} \text{ y dado el pequeño valor de la constante de equilibrio(*) , podemos despreciar "x" frente al}$$

$$0,05 \text{ en el denominador de esta fracción, y así: } 1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,05}; \text{ de donde } x = 8,37 \cdot 10^{-3}.$$

Por tanto: $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = [\text{H}^+] = 8,37 \cdot 10^{-3}$ y de ahí: $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}^+] = -\text{Lg} 8,37 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,08**
 $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}] = 0,05 - 8,37 \cdot 10^{-3} = 0,0416$

(*) En este caso, el valor de la constante de disociación nos indica un ácido de fuerza media, como se nos indica además en el enunciado del problema, por lo que no se debería despreciar el valor de "x" frente al 0,05; si lo hubiéramos hecho así, sería:

$$1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{0,05 - x}; 1,4 \cdot 10^{-3} \cdot (0,05 - x) = x^2; x^2 + 1,4 \cdot 10^{-3} \cdot x - 7 \cdot 10^{-5} = 0;$$

$$x = \frac{-1,4 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(1,4 \cdot 10^{-3})^2 + 4 \cdot 7 \cdot 10^{-5}}}{2}; x = 7,69 \cdot 10^{-3}$$

Por tanto: $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = [\text{H}^+] = 7,69 \cdot 10^{-3}$ y de ahí: $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}^+] = -\text{Lg} 7,69 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,11**
 $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}] = 0,05 - 7,69 \cdot 10^{-3} = 0,0423$

5.- Escriba la reacción química que tiene lugar, formulando todos los compuestos que intervienen cuando:

- El etino reacciona con una molécula de cloro.
- El propeno reacciona con una molécula de bromuro de hidrógeno.
- El 2-buteno reacciona con una molécula de cloruro de hidrógeno.

RESOLUCIÓN

En los tres casos propuestos, se trata de reacciones de adición

