

## 2º E - BACHILLERATO - QUÍMICA - 2-FEBRERO -2005- Ex. Teoría y prob

TEORÍA: Defina al menos tres propiedades periódicas, indicando cómo es su variación según la posición de los elementos en la Tabla Periódica y a qué se debe esta variación

1º - Se sabe que cuando se hace hervir 1 Kg de agua a 100°C y 1 atm produce 1594 litros de vapor de agua. Se dispone de 500 g de agua a 4°C, temperatura a la cual su densidad es 1 g/ml y se calienta hasta que toda ella pase a vapor de agua a 100°C. Calcular: a) El Trabajo exterior en unidades del sistema internacional; b) Variación de la energía interna .

DATOS : 1 atm = 101400 Pa ; 1 cal = 4,18 J ; Cesp agua líquida: 1 cal/g.°C ; C latente vaporización = 540 cal/g

### RESOLUCIÓN

En este caso disponemos de 500 g de agua, por lo que de acuerdo con los datos que nos dan, a 4°C, como la densidad es 1 g/ml, su volumen es de 500 ml =  $5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$  y se cuando se convierten en vapor originarán 797 litros =  $0,797 \text{ m}^3$

El trabajo exterior es  $\Delta W = - P \cdot \Delta V = - 101400 \cdot (0,797 - 5 \cdot 10^{-4}) \Rightarrow \Delta W = - 80765,1 \text{ Julios}$

Para calcular la variación de energía interna, hemos de tener en cuenta la expresión del primer principio de la Termodinámica:  $\Delta U = \Delta Q + \Delta W$ , por lo que hemos de calcular la variación del calor que se produce en el proceso, el cual es el necesario para calentar el agua líquida desde 4°C hasta vapor de agua a 100°C, y tiene lugar en dos etapas consecutivas, siendo en ambas positivo, ya que se trata de calor suministrado al sistema (agua) desde el exterior:

1) El calentamiento del agua líquida desde 4°C hasta 100°C ( $\Delta Q = m \cdot c_{\text{especif}} \cdot \Delta T$ )

$$\Delta Q = m \cdot c_{\text{especif}} \cdot \Delta T = 500 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C} \cdot (100 - 4)^\circ\text{C} = 48000 \text{ cal} = 200640 \text{ J}$$

2) La vaporización del agua a 100°C:  $\Delta Q = m \cdot c_{\text{latente}} = 500 \text{ g} \cdot 540 \text{ cal/g} = 270.000 \text{ cal} = 1128600 \text{ J}$

$$\text{Y así: } (\Delta Q)_{\text{TOTAL}} = 200640 + 1128600 = 1329240 \text{ J}$$

Por tanto, la variación de energía interna será:

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta W = 1329240 - 80765,1 ; \Delta U = 1248474,9 \text{ J}$$

---

2.- Considere la reacción:  $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(g)}$ ;  $\Delta H = - 184,6 \text{ KJ}$ . Si reaccionan en un recipiente 3 moles de  $\text{H}_{2(g)}$  y 5 moles de  $\text{Cl}_{2(g)}$ , manteniendo la presión constante de 1 atm y a la temperatura de 25°C. a) Calcular el trabajo realizado y dar el resultado en julios. b) Calcular la variación de la energía interna del sistema.

### RESOLUCIÓN

A) El trabajo de expansión realizado a presión constante viene dado por la expresión:  $\Delta W = P \cdot \Delta V$ .

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos que, cuando se completa la misma hay:

Nº moles	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{Cl}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$2 \text{HCl}_{(g)}$	Nº total
Iniciales	3		5		-----	8 moles
Finales	-----		2		6	8 moles

Como vemos, el número total de moles no varía en el transcurso de la reacción por lo que tampoco lo hará el volumen total ocupado.

Así, dado que  $\Delta V = 0$ , resultará que el trabajo de expansión será :  $\Delta W = P \cdot 0 = 0 \text{ julios.}$ , es decir, el sistema no realiza trabajo de expansión al producirse esta reacción.

B) Para calcular la variación de energía interna del sistema, le aplicamos al mismo la expresión del primer principio de la termodinámica:  $\Delta U = \Delta Q + \Delta W$  Donde, como acabamos de calcular,  $\Delta W = 0$

Así, nos queda que  $\Delta U = \Delta Q$  Y el calor de reacción a presión constante es la entalpía:  $\Delta Q = \Delta H$ , Cuyo valor para dos moles nos lo dan, que es:  $\Delta Q = \Delta H = - 184,6 \text{ Kj}$ , por lo que como se forman 6 moles de H Cl será:  
:  $\Delta Q = \Delta H = 3 \cdot (- 184,6) = - 553,8 \text{ Kj}$

### NOTA

Al darnos el valor de  $\Delta H$  para la reacción, se trata del correspondiente a esa reacción tal y como nos la dan, con el número de moles que figuren en ella. Este dato de entalpías suele ofrecerse en ocasiones referido a 1 mol ( se expresaría entonces como Kj/mol), y en este caso sí tendríamos que tener en cuenta el número de moles que se formen en la reacción