

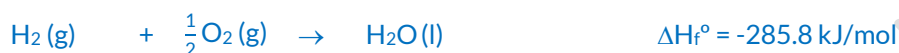
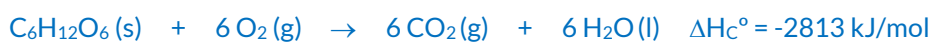


Universidad de Castilla la Mancha - LOGSE - Septiembre 2.000

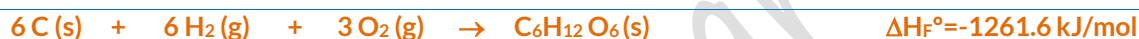
Opción A

1.- La entalpía de combustión, en condiciones estándar, de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es -2813 kJ/mol . En esta reacción el agua producida queda en forma líquida. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del agua líquida y del anhídrido carbónico son $-285,8 \text{ kJ/mol}$ y $-393,3 \text{ kJ/mol}$, respectivamente, calcula:

- La entalpía de formación estándar de la glucosa.
- El calor producido en la combustión de 500gr de glucosa.



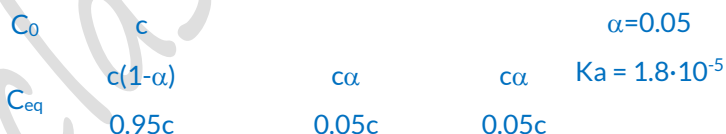
Para calcular el calor de la reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno, empleamos la Ley de Hess:



$$500 \text{ gr } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ gr } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{-1261,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = -3504,44 \text{ kJ}$$

2.- Disponemos de una disolución de ácido etanoico en agua, en la que el ácido está ionizado en un 5%. Sabiendo que su constante de acidez K_a vale $1,8 \cdot 10^{-5}$, calcula:

- La concentración de todas las especies en equilibrio.
- El pH de la disolución obtenida al diluir la inicial al doble de su volumen.



$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-]_{eq} \cdot [H^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,05c)^2}{0,95c} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3}c}{0,95} \rightarrow c = 6,84 \cdot 10^{-3} M$$

$$\rightarrow \begin{cases} [CH_3-COO^-]_{eq} = [H^+]_{eq} = 3,42 \cdot 10^{-4} M \\ [CH_3COOH]_{eq} = 6,49 \cdot 10^{-3} M \end{cases}$$

Si diluimos al doble, las concentraciones disminuirán a la mitad:

$$[H^+]_{eq} = 1,71 \cdot 10^{-4} M \rightarrow pH = -\log [H^+]_{eq} \rightarrow pH = -\log (1,71 \cdot 10^{-4}) \rightarrow pH = 3,76$$

3.- Tres elementos A, B y C tienen los números atómicos 15, 20 y 33, respectivamente.

- Escribe sus estructuras electrónicas y a partir de ellas indica de qué elementos se trata.
- Explica cuál tiene mayor afinidad electrónica y cuál presenta un menor potencial de ionización.

- A ($Z=15$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \rightarrow$ periodo 3 grupo VA $\rightarrow$ Fósforo (P)
- B ($Z=20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ periodo 4 grupo IIA $\rightarrow$ Calcio (Ca)
- C ($Z=33$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow$ periodo 4 grupo VA $\rightarrow$ Arsénico (As)

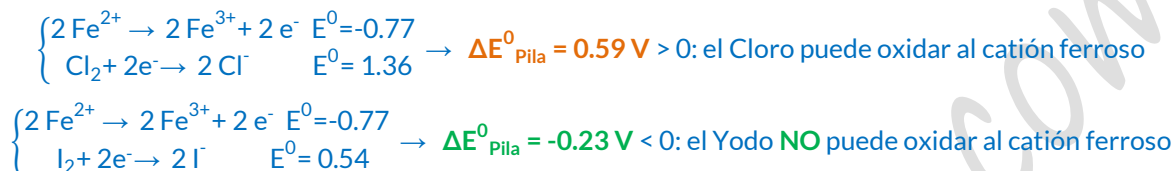


La afinidad electrónica es la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro en su estado fundamental (de menor energía) captura un electrón y forma un ión mononegativo. Es una propiedad periódica que aumenta conforme disminuimos el periodo y según vamos avanzando dentro de un mismo periodo, por tanto, de los tres elementos tendrá mayor electroafinidad el **Fósforo**.

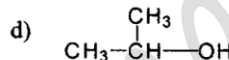
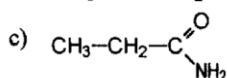
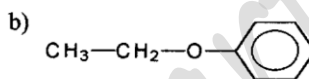
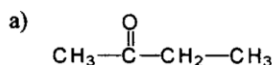
El potencial de ionización es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo, de un elemento en estado de gas. Al igual que la electroafinidad, es una propiedad periódica que varía de igual forma, por tanto, el que tendrá menor potencial de ionización será el **Calcio**.

4.- Deduce si el cloro o el yodo pueden oxidar el hierro (II) a hierro (III) en medio acuoso.

Datos: $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1.36\text{V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.54\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77\text{V}$.



5.- Identifica el grupo funcional de los siguientes compuestos y nómbralos.

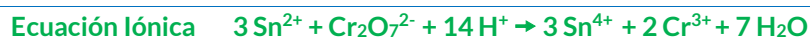
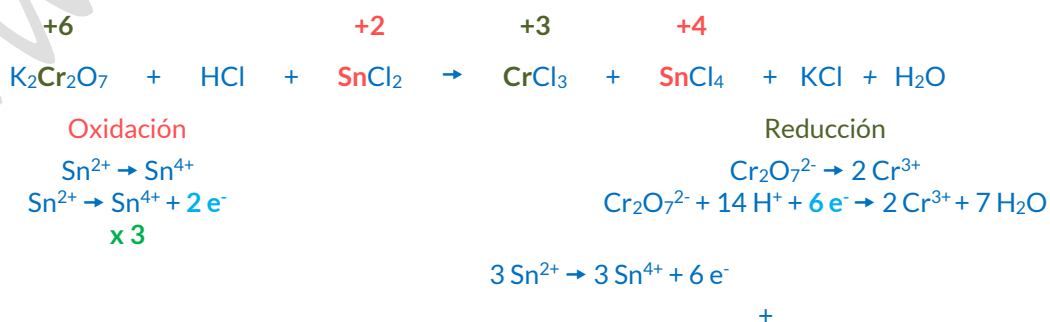


- (a) Grupo carbonilo ($-\text{C}=\text{O}$) no terminal $\rightarrow$ Cetona $\rightarrow$ Etil Metil Cetona o 2-butanona
 (b) Átomo de oxígeno ($-\text{O}-$) $\rightarrow$ Éter $\rightarrow$ Etil Fenil Éter o Feniloxietano
 (c) Átomo de nitrógeno unido a un grupo carbonilo ($-\text{C}(\text{O})-\text{NH}_2$) $\rightarrow$ Amida $\rightarrow$ Propanamida
 (d) Grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) $\rightarrow$ Alcohol $\rightarrow$ 1-metiletanol.

Opción B

1.- Cuando una disolución de dicromato potásico se le añade ácido clorhídrico, en presencia de cloruro de estaño (II), se forman cloruro de cromo (III), cloruro de estaño (IV), cloruro de potasio y agua.

- a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método de ión-electrón.
 b) Calcula la normalidad de la disolución inicial de dicromato potásico, obtenida al disolver 0.3575g de esta sal en 25 ml de disolución.





$$0.3575 \text{ gr } K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{294 \text{ gr } K_2Cr_2O_7} = 1.21 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow M = \frac{1.21 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0.025 \text{ L}} = \mathbf{0.048 \text{ M}}$$

$$N = M \cdot \text{valencia} = 0.048 \cdot 2 \rightarrow N = \mathbf{0.0972 \text{ eq-gr/L}}$$

En una sal, la valencia es número de cationes por su valencia: $2 \cdot 1 = 2$

2.- En un matraz de 500 mL se introducen inicialmente 0.15 moles de PCl_5 y se calienta a 300°C , estableciéndose el equilibrio: $PCl_5(g) \leftrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$. La cantidad de $PCl_3(g)$ en el equilibrio es de 0.05 moles.

- Calcula el grado de disociación del pentacloruro de fósforo.
- ¿Cuál es el valor de K_P y K_C a 300°C ?

	$PCl_5(g)$	$\leftrightarrow$	$PCl_3(g)$	$+$	$Cl_2(g)$	
n_0	0.15					0.5L
n_{eq}	$0.15(1-\alpha)$		0.15α		0.15α	573K
c_{eq}	$\frac{0.15(1-\alpha)}{0.5}$		$\frac{0.15\alpha}{0.5}$		$\frac{0.15\alpha}{0.5}$	$K_C = 4.8$

$$0.15 \alpha = 0.05 \rightarrow \alpha = \mathbf{33.34\%}$$

$$K_C = \frac{[PCl_3]_{eq} \cdot [Cl_2]_{eq}}{[PCl_5]_{eq}} = \frac{\left(\frac{0.15 \cdot \alpha}{0.5}\right)^2}{\frac{0.15(1-\alpha)}{0.5}} \rightarrow K_C = \mathbf{0.0488}$$

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0.0488 \cdot (0.082 \cdot 573)^1 \rightarrow K_P = \mathbf{2.29}$$

3.- Indica el tipo de enlace que presentan los siguientes compuestos: H_2O , KCl , CH_4 . Ordena estas sustancias por el orden creciente de su punto de ebullición. Razona la respuesta.

- $H_2O \rightarrow$ enlace covalente polar.
- $KCl \rightarrow$ enlace iónico.
- $CH_4 \rightarrow$ enlace covalente apolar.

Orden creciente del punto de ebullición: $CH_4 < H_2O < KCl$.

El metano tiene el menor punto de ebullición debido a que aunque el enlace covalente es fuerte, las fuerzas intermoleculares que presentan (fuerzas de van der Waals) son débiles. En el caso del agua, las fuerzas intermoleculares son de mayor fortaleza, al ser puentes de hidrógeno. El KCl tiene el mayor punto de fusión porque se trata de un compuesto iónico con enlaces electrostáticos muy fuertes, que para romperlos necesita un mayor aporte energético que el necesario para que una molécula covalente pase al estado de vapor.

4.- El hidróxido amónico colorea de rosa la fenolftaleína. Sin embargo, otra disolución saturada de cloruro amónico, que también contiene fenolftaleína, está decolorada. Explica estos hechos experimentales.

La fenolftaleína es incolora a pH ácido y de color rosado a pH básico.

En el caso del hidróxido amónico el pH de la disolución resultante será **básico**, debido a los grupos hidroxilos que se quedan sin reaccionar: $NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$. El amonio reaccionará al ser el par conjugado de la base débil amoniaco: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$. Estos protones se neutralizan con los OH^- que hay en la disolución: $H_3O^+ + OH^- \leftrightarrow 2 H_2O$, quedando hidroxilos en exceso.

En el caso del cloruro amónico, el pH de la disolución resultante será **ácido**: $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$. El amonio reaccionará al ser el par conjugado de la base débil amoniaco: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$. El cloruro no reaccionará al ser el par conjugado del ácido fuerte ácido clorhídrico.



5.- La reacción $\text{C(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \leftrightarrow 2\text{CO(g)}$ tiene $\Delta H^\circ = +41.4 \text{ kcal/mol}$. Dibuja el diagrama entálpico correspondiente.

