



Universidad de Castilla la Mancha – Selectividad – Septiembre 2.015

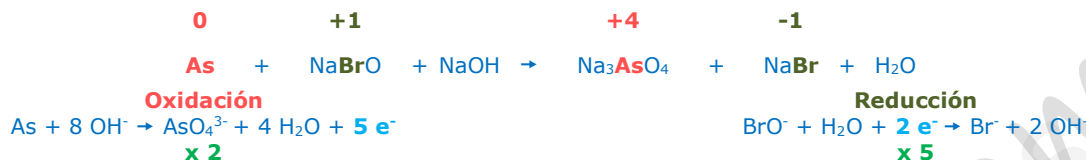
Opción A

1.- El arsénico (As) reacciona con el hipobromito de sodio (oxobromato (I) de sodio), en presencia de hidróxido de sodio, para dar arseniato de sodio (tetraoxoarseniato (V) de sodio), bromuro de sodio y agua.

a) Ajusta esta reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcula los gramos de bromuro de sodio que se obtienen cuando reaccionan 4 g de arsénico y 35 g de hipobromito de sodio.

Datos: Masas atómicas: As = 74,9; Na = 23; Br = 79,9; O = 16



+



Uno de los dos reactivos es limitante, calculamos los gramos de NaBr que se obtendrían a partir de cada uno de los reactivos, el limitante será aquel que nos dé menor cantidad de producto, siendo esa la cantidad real de bromuro de sodio que se obtiene:

$$4 \text{ gr As} \cdot \frac{1 \text{ mol As}}{74.9 \text{ gr As}} \cdot \frac{5 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol As}} \cdot \frac{102.9 \text{ gr NaBr}}{1 \text{ mol NaBr}} = 13.73 \text{ gr NaBr}$$

$$35 \text{ gr NaBrO} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBrO}}{118.9 \text{ gr NaBrO}} \cdot \frac{5 \text{ mol NaBr}}{5 \text{ mol NaBrO}} \cdot \frac{102.9 \text{ gr NaBr}}{1 \text{ mol NaBr}} = 30.29 \text{ gr NaBr}$$

Por tanto, se obtienen **13.73 gr** de bromuro sódico.

2.- Introducimos en un recipiente de 2,5 L de volumen 32 g de SO<sub>2</sub> y 16 g de O<sub>2</sub>. Al calentarlo a 1000 K se alcanza el siguiente equilibrio: 2 SO<sub>2</sub>(g) + O<sub>2</sub>(g) ⇌ 2 SO<sub>3</sub>(g). Al analizar la mezcla en equilibrio se encuentran 0,15 moles de SO<sub>2</sub>. Calcula:

a) Los gramos de SO<sub>3</sub> que se han formado cuando se alcanza el equilibrio.

b) El valor de K<sub>c</sub> y de K<sub>p</sub>.

c) Justifica hacia donde se desplazará el equilibrio si se reduce el volumen del recipiente a la mitad sin variar la temperatura.



$$V = 2.5 \text{ L}$$

$$32 \text{ gr SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{64 \text{ gr}} = 0.5 \text{ mol}$$

$$16 \text{ gr O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ gr}} = 0.5 \text{ mol}$$

$$T = 1000 \text{ K}$$

$$\text{Moles equilibrio SO}_2 = 0.15$$

Como nos dan los moles en equilibrio de dióxido de azufre, podemos calcular x y después los gramos de óxido sulfúrico:

$$0.5 - 2x = 0.15 \rightarrow x = 0.175 \text{ moles} \rightarrow 2(0.175) = 0.35 \text{ mol SO}_3 \cdot \frac{80 \text{ gr SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 28 \text{ gr SO}_3$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]_{eq}^2}{[\text{SO}_2]_{eq}^2 \cdot [\text{O}_2]_{eq}} = \frac{\left(\frac{0.35}{2.5}\right)^2}{\left(\frac{0.15}{2.5}\right)^2 \cdot \frac{0.5 - 0.175}{2.5}} \rightarrow K_c = 41.88 \rightarrow K_p = K_c (R \cdot T)^{\Delta n} = 41.88 (0.082 \cdot 1000)^{-1} \rightarrow K_p = 0.51$$

Según el principio de Le Chatelier: "cuando en un sistema en equilibrio se varía algún factor externo, el equilibrio se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación". Por tanto, si el volumen se reduce a la mitad sin variar la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia donde haya menor número de moles gaseosos, en este caso hacia la derecha, es decir, hacia la formación de SO<sub>3</sub>.

3.- Sea la molécula de cloroetino. Indica razonadamente:

- La hibridación de los átomos de carbono.
- Si se trata de un compuesto soluble en compuestos polares.
- Los enlaces sigma y pi que tiene la molécula.
- Dos posibles combinaciones de números cuánticos para los electrones de valencia del carbono.

La molécula de cloroetino es: **CH ≡ CCl**

- Los dos átomos de carbono tienen una hibridación **sp** ya que hibridan los orbitales moleculares s y p<sub>x</sub> para establecer los dos enlaces sigma y dejan sin hibridar los orbitales p<sub>y</sub> y p<sub>z</sub> para formar los dos enlaces pi.
- Esta molécula es polar, ya que presenta un enlace polarizado C → Cl que no es anulado por ninguno otro. Por lo tanto, la molécula **sí** es soluble en compuestos polares.
- La molécula de cloroetino tiene dos enlaces pi (formando parte del triple enlace) y 3 enlaces sigma (uno en el triple enlace, otro entre CH y otro entre CCl)
- Posibilidad 1: **(2, 0, 0, -1/2)** Posibilidad 2: **(2, 1, 1, +1/2)**

4.- Justifica por qué a temperatura ambiente el cloro es un gas mientras que el cloruro de sodio es un sólido.

El Cl<sub>2</sub> es una sustancia formada por moléculas en las que existe un enlace covalente entre los dos átomos de cloro. Las uniones intermoleculares tipo London son muy débiles, y esto hace que su estado sea gaseoso.

Sin embargo, el cloruro de sodio (NaCl) es un sólido iónico que forma una red cristalina iónica en las tres direcciones del espacio. En ella, los iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> están unidos fuertemente por fuerzas electrostáticas, lo que hace que el compuesto sea muy estable y con alto punto de fusión.

5.- Justifica mediante la teoría de Brönsted-Lowry cuáles de las siguientes especies: OH<sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> y H<sub>2</sub>O, pueden actuar

- Como ácido.
- Como base.

La teoría de Brönsted-Lowry afirma que los ácidos son sustancias capaces de ceder protones y las bases sustancias capaces de aceptarlos.

El grupo hidroxilo **OH<sup>-</sup>** es capaz de aceptar un protón por lo tanto, actúa como **base**:



El **catión amonio** es el **ácido** conjugado de la base amoniaco, es decir, es capaz de ceder un protón:



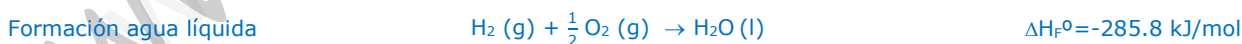
El **agua** es capaz de actuar como **ácido** y como **base**, es decir, es una sustancia anfótera, dependiendo de la sustancia con que reaccione:



### Opción B

1.- Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del eteno y del etano son -1386,1 y -1539,9 kJ/mol, respectivamente, y que la entalpía estándar de formación del agua es -285,8 kJ/mol:

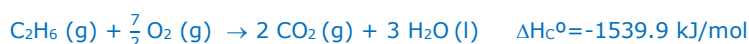
- Escribe las reacciones correspondientes a los procesos citados y a la hidrogenación del eteno para dar etano.
- Calcula la entalpía estándar de hidrogenación del eteno.
- Calcula la energía que se desprenderá al obtener 4,89 L de CO<sub>2</sub>, medidos a 760 mm de Hg de presión y 25°C de temperatura, mediante la combustión del etano.



Para calcular la entalpía estándar de formación del benceno, empleamos la Ley de Hess:



Ahora calculamos la energía que se desprenderá:

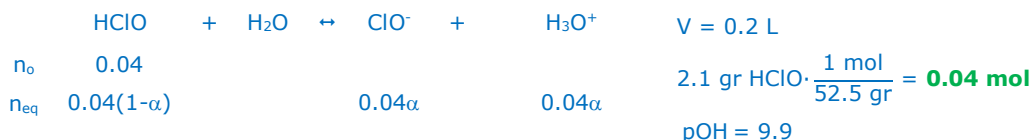


$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{\frac{760}{760} \cdot 4.89}{0.082 \cdot 298} = 0.2 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{-1539.9 \text{ kJ}}{2 \text{ mol CO}_2} = -154.078 \text{ kJ}$$



2.- El ácido hipocloroso (oxoclorato (I) de hidrógeno) se empezó a utilizar en la primera guerra mundial como desinfectante. Si consideramos 200 mL de disolución que contienen 2,1 gramos este ácido y sabiendo que el pOH de dicha disolución es 9,9, calcula:

- El porcentaje de ionización del ácido hipocloroso.
- La constante de acidez de dicho ácido.
- La concentración de todas las especies en la disolución.



$$\text{pOH} = 9.9 \rightarrow \text{pH} = 14 - 9.9 \rightarrow \mathbf{\text{pH} = 4.1} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow 4.1 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \mathbf{[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.94 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$$

$$\text{H}_3\text{O}^+ = \frac{0.04\alpha}{0.2} \rightarrow 7.94 \cdot 10^{-5} = \frac{0.04\alpha}{0.2} \rightarrow \alpha = \mathbf{3.97 \cdot 10^{-4} = 0.0397\%}$$

$$[\text{HClO}]_{\text{eq}} = \frac{0.04(1-\alpha)}{0.2} \rightarrow \mathbf{[\text{HClO}]_{\text{eq}} = 0.2 \text{ M}}$$

$$\mathbf{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{ClO}^-]_{\text{eq}} = 7.94 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HClO}]_{\text{eq}}} = \frac{\left(\frac{0.04\alpha}{0.2}\right)^2}{\frac{0.04(1-\alpha)}{0.2}} \rightarrow \mathbf{K_a = 3.15 \cdot 10^{-8}}$$

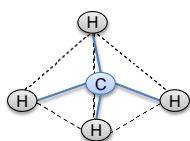
3.- Sean los siguientes compuestos: CH<sub>4</sub>, BCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O y NH<sub>3</sub>. Asocia a cada uno de estos compuestos, justificándolo según la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV), los siguientes ángulos de enlace: 105°, 107°, 109,5° y 120°.

La TRPECV establece que los electrones de valencia se dispondrán en el espacio lo más alejados posibles, debido a que se repelen por tener todos carga negativa.

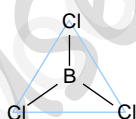
**CH<sub>4</sub>**

Tiene geometría **tetraédrica**.

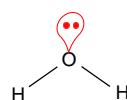
Los cuatro átomos de hidrógeno se disponen en los vértices de un tetraedro, resultando un ángulo de **109.5°**.

**BCl<sub>3</sub>**

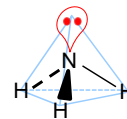
Tiene geometría **triangular**. Los tres átomos de cloro se disponen en los tres vértices de un triángulo, siendo el ángulo de **120°**.

**H<sub>2</sub>O**

Tiene geometría **angular**. El átomo de oxígeno está rodeado por tres pares de electrones, uno de ellos no enlazante que repele más a los otros dos pares que están formando parte de los dos enlaces simples. Esto resulta en un ángulo de **105°**.

**NH<sub>3</sub>**

Tiene geometría **pirámide trigonal**. El átomo de nitrógeno está rodeado por cuatro pares de electrones, 3 enlazantes y uno no enlazante, que distorsiona el ángulo de 109.5° a **107°**.



4.- Sean los electrodos Ba<sup>2+</sup>/Ba, Zn<sup>2+</sup>/Zn y Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>, cuyos valores de potencial estándar de reducción son -2,92, -0,76 y 1,36 V, respectivamente.

- Escribe la notación de dos de las posibles pilas que pueden formarse con estos electrodos.
- Calcula el potencial normal de dichas pilas.

Para que se forme una pila la reacción redox tiene que ser espontánea. Y para ello la fem de la pila tiene que ser positiva, puesto que  $\Delta G = -n \cdot F \cdot E$ , y el incremento de energía libre de Gibbs ha de ser negativo (el número de moles y la constante de Faraday son positivas).

Para que la fem sea positiva, la especie que se reduce tiene que pertenecer a un par cuyo potencial de reducción estándar sea mayor que el del par al que pertenece la que se oxida, por tanto:

Primera Pila

$$E^0_{\text{Pila}} = E^0_{\text{Cátodo}} - E^0_{\text{Ánodo}}$$

$$E^0_{\text{Pila}} = 1.36 - (-2.92)$$

$$\mathbf{E^0_{\text{Pila}} = 4.28 \text{ V} \rightarrow \Delta G < 0}$$

Segunda Pila

$$E^0_{\text{Pila}} = E^0_{\text{Cátodo}} - E^0_{\text{Ánodo}}$$

$$E^0_{\text{Pila}} = 1.36 - (-0.76)$$

$$\mathbf{E^0_{\text{Pila}} = 2.12 \text{ V} \rightarrow \Delta G < 0}$$



- 5.- Dada la reacción de equilibrio exotérmica  $A(g) + B(g) \leftrightarrow 2C(g)$ , razona hacia donde se desplaza el equilibrio si:
- Aumenta la temperatura.
  - Disminuye la presión.

Según el principio de Le Chatelier: Si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor (presión, temperatura, concentración, volumen) el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación.

En este caso el aumento de temperatura desplazará el equilibrio hacia el sentido exotérmico de la reacción, que en este caso es hacia la formación de productos (**R→P**).

Una disminución de volumen desplazará el equilibrio hacia donde haya menor número de moles gaseosos, en este caso, existe el mismo número en los reactivos y en los productos, por lo que una disminución de la presión **no modificará** el equilibrio.

www.clasesalacarta.com