

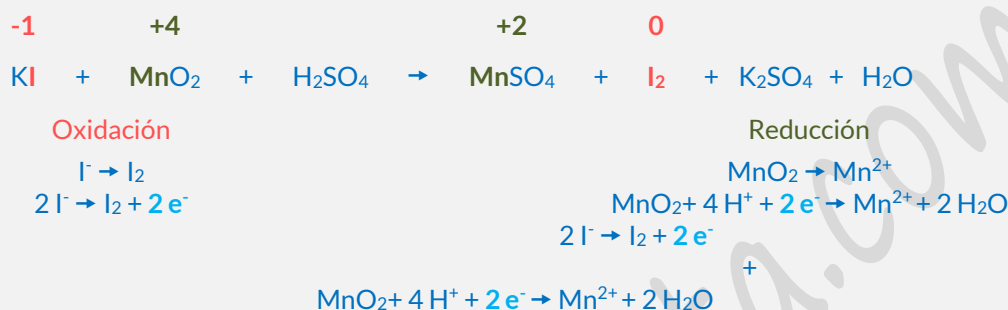


Universidad de Castilla la Mancha - LOGSE - Reserva - 2 2.000

Opción A

1.- El yoduro potásico reacciona con dióxido de manganeso, en presencia de ácido sulfúrico. Se obtienen sulfato de manganeso (II), yodo, I₂, sulfato de potasio y agua.

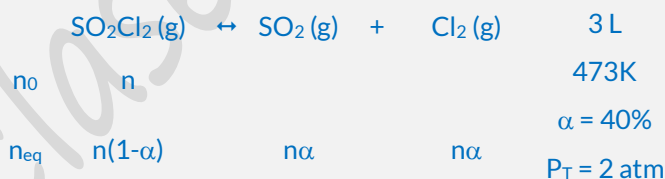
- Ajusta la reacción por el método del ión-electrón.
- Calcula los gramos de yodo que se obtienen cuando se hacen reaccionar 50 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y de densidad 1.2 gr/mL.



$$50 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1.2 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{96}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{254 \text{ gr I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = \textcolor{brown}{74.64 \text{ gr I}_2}$$

2.- En un recipiente de 3 litros de capacidad se introduce cloruro de sulfurilo (SO₂Cl₂). Se calienta a 200°C y se alcanza el siguiente equilibrio: SO₂Cl₂(g) ↔ SO₂(g) + Cl₂(g). A esa temperatura el grado de disociación del cloruro de sulfurilo es del 40% y la presión en el equilibrio de 2 atmósferas. Con estos datos calcula para ese equilibrio:

- Las constantes K_P y K_C.
- Los moles de cada uno de los componentes en el equilibrio.



$$n_T = n(1 - \alpha) + n\alpha + n\alpha \rightarrow \textcolor{green}{n_T = n(1 + \alpha)} \rightarrow n(1 + \alpha) = 1.4n \rightarrow 1.4n = \frac{P_T \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow 1.4n = \frac{2 \cdot 3}{0.082 \cdot 473} \rightarrow \textcolor{green}{n = 0.11}$$

$$\rightarrow \begin{cases} n_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = \textcolor{brown}{0.066 \text{ moles}} \\ n_{\text{SO}_2} = \textcolor{brown}{0.044 \text{ moles}} \\ n_{\text{Cl}_2} = \textcolor{brown}{0.044 \text{ moles}} \end{cases}$$

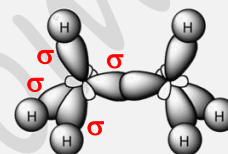
$$\begin{aligned}
 K_C &= \frac{[\text{SO}_2]_{\text{eq}} \cdot [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_{\text{eq}}} = \frac{\left(\frac{0.044}{3}\right)^2}{\frac{0.066}{3}} \rightarrow \textcolor{brown}{K_C = 9.7 \cdot 10^{-3}} \rightarrow K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 9.7 \cdot 10^{-3} \cdot (0.082 \cdot 473)^1 \rightarrow \textcolor{brown}{K_P} \\
 &= \textcolor{brown}{0.379}
 \end{aligned}$$



3.- Explica a partir de la teoría de hibridación de orbitales la geometría de la molécula de etano y los enlaces que intervienen. Enuncia que diferencias existen entre un enlace σ y un enlace π ¿Por qué tiene mayor punto de ebullición el etanol que el etano?

CH₃-CH₃: los átomos de carbono ($2s^2p^4$) promocionan un electrón $2s$ al orbital vacío $2p$, pasando la configuración electrónica a ser $2s^1p^3$, es decir, ahora poseen cuatro electrones desapareados. En el etano cada carbono establece cuatro enlaces sencillos tipo sigma (σ), para ello hibrida su orbital $2s$ con los 3 orbitales $2p$, originándose cuatro orbitales híbridos sp^3 . Cada carbono, emplea tres orbitales híbridos sp^3 para establecer un enlace covalente simple tipo σ con un orbital $1s$ de cada hidrógeno; y el cuarto orbital híbrido sp^3 lo usa para establecer un cuarto enlace sigma entre los dos carbonos. Según la TREPCV, los cuatro orbitales híbridos se dispondrán lo más alejados posibles en el espacio, por lo que la geometría de cada carbono es de tipo **tetraédrica**.

Los enlaces **sigma** se forman entre dos átomos de un compuesto covalente, debido a la superposición directa o frontal de los orbitales; es más fuerte y determina la geometría de la molécula. El enlace **pi** se forma después del enlace σ ; es el segundo o tercer enlace formado entre dos átomos, debido a la superposición lateral de los orbitales "p". Sus electrones se encuentran en constante movimiento.



El etanol tiene mayor punto de ebullición que el etano debido al tipo de uniones intermoleculares de ambas sustancias, en el caso del etano existen fuerzas de Van der Waals que son mucho más débiles que los puentes de hidrógeno que existen en el etanol, de ahí su mayor punto de ebullición.

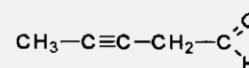
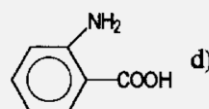
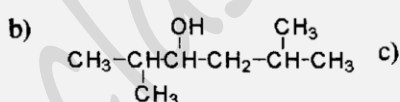
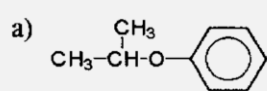
4.- Indica cuáles serán los elementos cuyas configuraciones electrónicas son las siguientes y explica si la electronegatividad que se les puede suponer a partir de su posición en la tabla periódica será alta o baja:

- a) $1s^2 2s^2p^6 3s^23p^63d^{10} 4s^24p^5$
- b) $1s^2 2s^2p^6 3s^23p^63d^{10} 4s^24p^6 5s^1$

La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo de atraer hacia sí los electrones que forman parte de un enlace covalente. Se trata de una propiedad periódica que aumenta conforme disminuimos el periodo y conforme avanzamos dentro de un mismo periodo de izquierda a derecha, por tanto:

- (a) Periodo 4 del grupo de los halógenos → **Br** → **alta** electronegatividad.
- (b) Periodo 5 del grupo de los alcalinos → **Rb** → **baja** electronegatividad.

5.- Nombra los siguientes compuestos:



(a) Fenil-1-metiletiléter o Fenoxi-1-metiletano

(b) 2,5-dimetil-3-hexanol

(c) Ácido 2-aminobenzoico

(d) 3-pentenal

Opción B

1.- Una muestra de 2.34 gr de ácido sulfúrico impuro, necesitó 400mL de hidróxido sódico 0.1N para neutralizar el ácido presente.

- a) ¿Cuántos equivalentes de ácido sulfúrico hay en la muestra?
- b) ¿Cuál será el porcentaje de pureza del ácido?



En el momento de la neutralización se cumple que el número de equivalentes de ácido que han reaccionado ($N_a \cdot V_a$) es igual al número de equivalentes de la base ($N_b \cdot V_b$):



$$\text{Equivalentes} = N_b \cdot V_b = 0.1 \cdot 0.4 = 0.04$$

$$0.1 \text{ N NaOH} = 0.1 \text{ M NaOH} \rightarrow 0.4 \text{ L NaOH} \cdot \frac{0.1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1.96 \text{ gr H}_2\text{SO}_4$$
$$\rightarrow \text{Riqueza} = \frac{\text{puro}}{\text{total}} \cdot 100 = \frac{1.96}{2.34} \cdot 100 = 83.76\%$$

2.- Las entalpías de formación estándar del agua líquida, del metano (gas) y del anhídrido carbónico son -285.8 kJ/mol, -74.8 kJ/mol y -393.3 kJ/mol, respectivamente. Sabiendo que en la reacción de combustión del gas metano el agua formada queda en estado líquido, calcula:

- La entalpía de combustión del metano.
- La variación de energía interna que tiene lugar en dicho proceso de combustión, a 25°C.

Datos: R=8.31 J/K·mol



$$\Delta H^\circ_c = \sum \Delta H^\circ_f (\text{productos}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{reactivos}) = [(-393.3) + 2(-285.8)] - (-74.8) \rightarrow \Delta H^\circ_c = -890.1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_g \cdot R \cdot T = -890.1 - (-2) \cdot 8.31 \cdot 298 \rightarrow \Delta U = 4062.66 \text{ kJ/mol}$$

3.- Para los siguientes elementos: K, Rb, Sr, I; cuyos números atómicos son Z=19, 37, 38 y 53, respectivamente:

- Deduce la configuración electrónica de la última capa.
- Razona cuál tendrá mayor volumen atómico y cuál mayor energía de ionización.

- (a) K: periodo 4, grupo IA $\rightarrow 4s^1$
Rb: periodo 5, grupo IA $\rightarrow 5s^1$
Sr: periodo 5, grupo IIA $\rightarrow 5s^2$
I: periodo 5, grupo VIIA $\rightarrow 5s^2p^5$

- (b) El radio atómico es una propiedad periódica que aumenta conforme aumenta el periodo (debido al mayor número de capas electrónicas pobladas) y disminuye conforme avanzamos dentro de un mismo periodo (debido a la mayor carga positiva nuclear), por tanto, el que tiene mayor volumen atómico es el **Rubidio**.

La energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido. Es otra propiedad periódica que aumenta conforme disminuimos el periodo (debido a que el electrón está en una capa cada vez más cercana al núcleo) y conforme avanzamos dentro de un periodo (debido a la mayor carga positiva nuclear), es decir, el que tiene mayor potencial de ionización es el **yodo**.

4.- Escribe la reacción global de la pila formada por los electrodos Ag^+/Ag y Al^{3+}/Al y calcula su fuerza electromotriz estándar.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})=0.80\text{V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al})=-1.67\text{V}$.

En una reacción de oxidación-reducción, el par que actúa como oxidante (se reduce) es el que tiene el potencial de reducción estándar mayor, es decir, en este caso el par Ag^+/Ag :



Por tanto, la reacción de la pila será:



Como la fem de la pila es:

$$\Delta E^\circ_{\text{pila}} = \Delta E^\circ_{\text{cátodo}} - \Delta E^\circ_{\text{ánodo}} = 0.8 - (-1.67) \rightarrow \Delta E^\circ_{\text{pila}} = 2.47\text{V}$$



5.- En el siguiente equilibrio $4 \text{HCl (g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O (g)} + 2 \text{Cl}_2 \text{(g)}$ $\Delta H^\circ = -114 \text{ kJ}$.

- (a) ¿Qué efecto tiene un aumento de volumen?
- (b) ¿Y un aumento de la temperatura?

Razona las respuestas.

Según el principio de Le Châtelier: "Cuando en un sistema en equilibrio se varía algún factor externo, el equilibrio se desplaza en el sentido en que tienda a contrarrestar dicha variación".

Un aumento de volumen hará que disminuya la concentración de las especies reaccionantes. El equilibrio compensará este cambio haciendo que la reacción evolucione hacia donde haya mayor número de moles gaseosos. En este caso hay mayor número de moles gaseosos en los reactivos y el equilibrio evolucionará de **derecha a izquierda**, hacia su formación ($R \leftarrow P$).

Un aumento de temperatura desplaza el equilibrio en el sentido endotérmico de la reacción. Como se trata de una reacción exotérmica, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio **hacia la izquierda** ($R \leftarrow P$).