

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

5 de agosto de 2017

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Tres elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. La primera energía de ionización de estos elementos (no en ese orden) es: $419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $735 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $1527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y los radios atómicos son 97, 160 y 235 pm ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). a) Indique de que elementos se tratan A y C. b) Relacione, de forma justificada cada valor de energía con cada elemento. c) Asigne de forma justificada a cada elemento el valor del radio correspondiente.

Respuesta:

- a) El elemento A es el **Argón (Ar)**, mientras que el C es el **Magnesio (Mg)**.
- b) El compuesto **más estable será el A**, por lo que su energía de ionización será la más alta de las indicadas ($1735 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$). El elemento cuya energía de ionización es la menor es el B, dada su situación en la tabla periódica a la izquierda y por encima de C. Las energías de ionización de **B y C** serán, por tanto, **419 y $1527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$** , respectivamente.
- c) Teniendo en cuenta la variación del radio atómico con la situación en la tabla periódica (disminuyendo de derecha a izquierda y de abajo hacia arriba), el elemento de menor radio atómico será el **A (97 pm)**, seguido del **C (160 pm)** y, por último, el **B (235 pm)**.
2. Un átomo tiene 34 protones y 44 neutrones y otro átomo posee 19 protones y 20 neutrones: a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos. b) Escriba un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador de cada uno de ellos. c) Indique, razonadamente, cual es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

Respuesta:

- a) El primero de ellos tiene un número atómico **Z = 34**, siendo su número másico **A = 78**. El segundo tiene un número atómico **Z = 19** y un número másico **A = 39**.
- b) Las respectivas configuraciones electrónicas, denominando X al primer elemento, e Y al segundo, serán: X $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$; Y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Un posible conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador puede ser:
- $$X: n = 4, l = 1, m = 1, 0 \text{ o } -1, s = \pm 1/2 \quad X: n = 4, l = 0, m = 0, s = \pm 1/2$$
- c) El ion más estable de X será **X²⁻**, cuya configuración electrónica será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, mientras que el de Y será **Y⁺**, con configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^6$.
3. a) Represente las estructuras de Lewis de las moléculas de H₂O y de NF₃. b) Justifique la geometría de estas moléculas según la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Explique cual de ellas presenta mayor punto de ebullición ..

Respuesta:

- a) Las estructuras de Lewis son las siguientes:



- b) La existencia de dos pares de electrones no compartidos sobre el átomo de oxígeno y las repulsiones de estos sobre los dos pares enlazantes, determina que la forma geométrica de la molécula de agua es

angular. En el caso del NF_3 , la existencia de un par de electrones no compartido sobre el átomo de nitrógeno da lugar a una forma geométrica de pirámide trigonal.

c) El agua es el compuesto con mayor punto de ebullición, debido a la formación de enlaces por puente de hidrógeno entre sus moléculas.

2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

4. TERMOQUÍMICA.

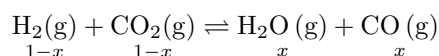
5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. Para el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4,40$ a 200 K. Calcule:
 a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura. b) La presión parcial de cada especie en equilibrio y el valor de K_p . Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Respuesta:

a) Puesto que el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo en los dos miembros, podemos utilizar el número de moles de cada especie, en lugar de la concentración de cada una, en la expresión de la constante de equilibrio.

En el equilibrio, podemos escribir:



$$K_C = 4,40 = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

Resolviendo la ecuación de 2º grado, tendremos: $x = 0,677$ moles (la otra solución se descarta, al ser superior a 1). Así pues, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = \frac{0,677}{4,68} = 0,145 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{1-0,677}{4,68} = 0,069 \text{ M}$$

- b) Las respectivas presiones parciales serán, aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}} = 0,145 \cdot 0,082 \cdot 200 = 2,378 \text{ atm} \quad p_{\text{H}_2} = p_{\text{CO}_2} = 0,069 \cdot 0,082 \cdot 200 = 1,1316 \text{ atm}$$

El valor de K_p será el mismo que el de K_C , debido a que Δn (variación del número de moles gaseosos) es cero. Para comprobarlo:

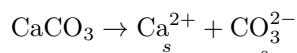
$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_{\text{CO}}}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{CO}_2}} = \frac{2,38^2}{1,13^2} = 4,43$$

Siendo este valor ligeramente diferente al del enunciado, debido a la aproximación tomada en el segundo decimal.

2. El producto de solubilidad del carbonato de calcio, CaCO_3 , a 25°C, es $4,8 \cdot 10^{-9}$. Calcule: a) La solubilidad molar de la sal a 25°C. b) La masa de carbonato de calcio necesaria para preparar 250 ml de una disolución saturada de dicha sal. Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; Ca = 40..

Respuesta:

- a) Teniendo en cuenta el equilibrio:



Podremos poner que $K_{ps} = 4,8 \cdot 10^{-10} = s^2$, obteniéndose $s = 6,92 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

b) Conocida la solubilidad, podemos poner:

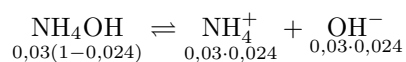
$$6,92 \cdot 10^{-5} = \frac{x \text{ g CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3 \cdot \text{mol}^{-1}}{0,25 \text{ L}} \quad x = 1,73 \cdot 10^{-3} \text{ g CaCO}_3$$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. a) El grado de disociación de una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0,024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución. b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 ml de una disolución de NaOH 0,03 M para que el pH sea 11,5.

Respuesta:

a) El equilibrio de disociación será:



la constante K_b será:

$$K_b = \frac{(0,03 \cdot 0,024)^2}{0,03(1 - 0,024)} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

b) Teniendo en cuenta que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, $\text{pOH} = \log [\text{OH}^-] = 2,5$. La concentración de ion OH^- deberá ser: $[\text{OH}^-] = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3}$

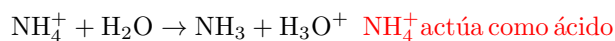
.Con este dato, podremos escribir:

$$3,6 \cdot 10^{-3} = \frac{0,1 \cdot 0,03}{0,1 + V} \quad \text{Obteniéndose : } V = 0,73 \text{ L}$$

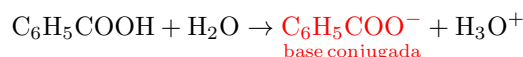
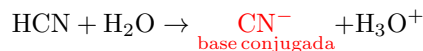
2. Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, en disolución acuosa: a) Razone si las especies NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases. b) Justifique cuales son las bases conjugadas de los ácidos HCN y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. c) Sabiendo que a 25°C , las K_a del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y del HCN tienen un valor de $6,4 \cdot 10^{-5}$ y $4,9 \cdot 10^{-10}$ respectivamente, ¿que base conjugada será más fuerte? Justifique la respuesta..

Respuesta:

a) En disolución acuosa tienen lugar las siguientes reacciones:



b) En disolución acuosa, tendremos:



c) La base conjugada más fuerte será la que corresponda al ácido más débil, es decir, el que tenga menor valor de K_a , en este caso, el HCN, las constantes de las respectivas bases conjugadas tienen los siguientes valores:

$$K_b(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,4 \cdot 10^{-5}} = 1,56 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-10}} = 2,04 \cdot 10^{-5}$$

7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

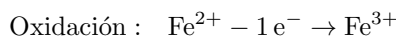
1. Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente, si: a) El Mg (s) desplazará al Pb^{2+} en disolución acuosa. b) El Sn (s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1 M disolviéndose. c) El SO_4^{2-} oxidará al Sn^{2+} en disolución ácida a Sn^{4+} . Datos: $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,356 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,125 \text{ V}$; $E^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,154 \text{ V}$; $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,137 \text{ V}$; $E^0[(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2(\text{g}))] = +0,110 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$.

Respuesta:

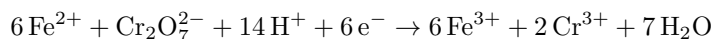
- a) El potencial correspondiente a la reacción $\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$ será: $\varepsilon^0 = -0,125 - (-2,356) = +2,231 \text{ V}$. **La reacción tendrá lugar.**
- b) El potencial correspondiente a la reacción $\text{Sn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$ será: $\varepsilon^0 = 0 - (-0,137) = +0,137 \text{ V}$. **La reacción tiene lugar.**
- c) El potencial correspondiente a la reacción $\text{SO}_4^{2-} + \text{Sn}^{2+} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ será: $\varepsilon^0 = 0,110 - 0,154 = -0,044 \text{ V}$. **La reacción no tiene lugar.**
2. Dada la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b) Calcule los gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtendrán a partir de 4 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, si el rendimiento es del 75 %. Datos: Masas atómicas K = 39; Cr = 52; S = 32; Fe = 56; O = 16; H = 1..

Respuesta:

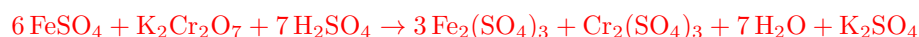
- a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción será, respectivamente:



Multiplicando por 6 la primera semirreacción y sumando al resultado la segunda, tendremos:



En forma molecular:



- b) A partir de la reacción ajustada, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{4 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{3 \cdot 400 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{x \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$$

Despejando, se obtiene $x = 16,33 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, suponiendo un rendimiento del 100 %. Si el rendimiento es del 75 %, la masa de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ será: $m = 16,33 \cdot 0,75 = 12,24 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

8. QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Dado el siguiente compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_3$: a) Justifique si presenta o no isomería óptica. b) Escriba la estructura de un isómero de posición y otro de función. c) Escriba el alqueno a partir del cual se obtendría el alcohol inicial mediante una reacción de adición..

Respuesta:

- a) Este compuesto **presenta isomería óptica, por ser asimétrico el carbono número dos**, al estar unido a cuatro sustituyentes diferentes

b) Un isómero de posición puede tener la fórmula $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ (1-butanol), mientras que un isómero de función puede ser el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ (dietiléter)

c) El alqueno sería $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH} = \text{CH}_2$, y la reacción de adición, la siguiente:

