



## QUÍMICA JULIO 2020

Ejercicio A1. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Bromuro de hidrógeno; b) Óxido de plomo (IV); c) Hidruro de bario; d)  $V_2O_5$ ; e)  $CaHPO_4$ ; f)  $H_2SO_3$ .

Solución:

Bromuro de hidrógeno  $\rightarrow HBr$

Óxido de plomo (IV)  $\rightarrow PbO_2$

Hidruro de bario  $\rightarrow BaH_2$

$V_2O_5 \rightarrow$  Pentaóxido de divanadio/ óxido de vanadio (V)

$CaHPO_4 \rightarrow$  Hidrogenofosfato de calcio

$H_2SO_3 \rightarrow$  Ácido sulfuroso

Ejercicio A2. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Permanganato de bario; b) Hidróxido de cesio; c) Pent-2-ino; d)  $Hg_2SO_4$ ; e)  $CoBr_2$ ; f)  $CH_3CH_2CH_2OCH_3$ .

Solución:

Permanganato de bario  $\rightarrow Ba(MnO_4)_2$

Hidróxido de cesio  $\rightarrow CsOH$

Pent-2-ino  $\rightarrow CH_3-C \equiv C-CH_2-CH_3$

$Hg_2SO_4 \rightarrow$  Sulfato de mercurio (I)

$CoBr_2 \rightarrow$  Bromuro de cobalto (II)/ Dibromuro de cobalto

$CH_3CH_2CH_2OCH_3 \rightarrow$  metilpropiléter

Ejercicio B1. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Dado un elemento de número atómico 20:

a) Escribe los números cuánticos para los electrones de su capa de valencia.

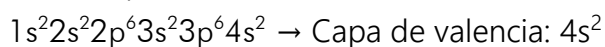
b) En base a los números cuánticos, explique cuántos orbitales hay en un subnivel 3p y cuántos electrones caben en él.

c) Justifique cuál sería el ión más estable de este elemento.

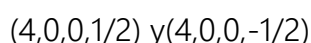
Solución:

$Z=20 \rightarrow$  Calcio (Ca)

a) La configuración electrónica:



Lo que nos da los números cuánticos:



b) Subnivel 3p



$$3p \begin{cases} \text{número principal } n = 3 \\ \text{número secundario } l = 1 \rightarrow \text{puede tomar valores} \end{cases} \begin{cases} m = -1 (3,1,-1) \\ m = 0 (3,1,0) \\ m = 1 (3,1,1) \end{cases}$$

Los electrones que puede tener como máximo son 6 electrones en total

- c) El ión más estable se forma para adquirir una configuración de gas noble con la capa de valencia completa. En este caso pierde 2 electrones y forma el catión  $A^{2+}$  ( $Ca^{2+}$ ).

Ejercicio B2. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Para un equilibrio,  $K_p$  nunca puede ser más pequeña que  $K_c$ .  
b) Para aumentar la concentración de  $NO_2$  en el equilibrio:  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ ,  $\Delta H = +58$  kJ/mol, tendremos que calentar el sistema.  
c) Un incremento de presión en el siguiente equilibrio:  $2C(s) + 2H_2O(g) \rightleftharpoons O_2(g) + CH_4(g)$  aumenta la producción de metano gaseoso.

Solución:

- a) Falso. La relación de ambas constantes es  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ , siendo  $\Delta n$  la variación de moles gaseosos de los productos menos los reactivos y según esta  $\Delta n$ :

$$\Delta n = 0 \rightarrow K_p = K_c$$

$$\Delta n > 0 \rightarrow K_p > K_c$$

$$\Delta n < 0 \rightarrow K_p < K_c$$

- b) Verdadero. Según el principio de Le Chatelier cuando un equilibrio es alterado externamente éste tiende a contrarrestar dicho cambio para restablecer el equilibrio. Por lo que un aumento de la temperatura va a favorecer el proceso endotérmico y se desplazará hacia los productos, produciendo más  $NO_2$ .  
c) Falso. Según el principio de Le Chatelier, al aumentar la presión el equilibrio se desplazará hacia donde hay menos números de moles gaseosos. En este caso hay el mismo número de moles gaseosos por lo que el aumento de presión no altera el equilibrio y no variará la producción de metano.

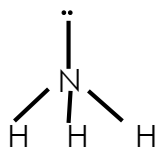
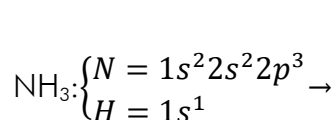
Ejercicio B3. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Para las moléculas  $NH_3$  y  $BeCl_2$ .

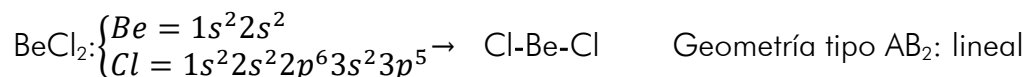
- a) Determina razonadamente su geometría molecular mediante TRPEV.  
b) Indique la hibridación que presenta el átomo central.  
c) Razone si estas moléculas son polares.

Solución:

- a) Según la TRPEV, los átomos que rodean al átomo central se disponen de la manera más separada posible para minimizar la repulsión entre los electrones de cada átomo.



Geometría tipo AB<sub>3</sub>E:  
pirámide trigonal



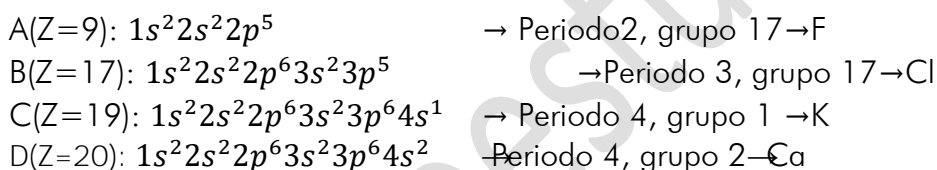
- b) El nitrógeno tiene hibridación  $sp^3$ , ya que forma cuatro orbitales híbridos. El Be tiene hibridación  $sp$ , forma dos orbitales híbridos.
- c) El  $\text{NH}_3$  es polar, ya que  $\mu_T \neq 0$  al no anularse entre ellos. El  $\text{BeCl}_2$  es apolar, ya que aunque sus enlaces están polarizados el  $\mu_T = 0$  al anularse entre ellos.

Ejercicio B4. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Los números atómicos de varios elementos son  $Z(A)=9$ ;  $Z(B)=17$ ;  $Z(C)=19$ ;  $Z(D)=20$ . Justifique en base a su configuración electrónica:

- Cuál de ellos es un metal alcalino.
- Cuál es más electronegativo.
- Cuál es el de menor energía de ionización.

Solución:



- Los metales alcalinos son los elementos que forman parte del grupo 1 de la tabla periódica y sería el elemento C (K).
- La electronegatividad es la capacidad de un elemento de atraer hacia sí el par de electrones compartidos en un enlace covalente. Ésta es mayor cuanto mayor es el número de protones en el núcleo, ya que aumenta la carga nuclear efectiva y el núcleo atraerá con más fuerza los electrones. Sería el A (F), que es el elemento más electronegativo de la tabla periódica, por tener menor nivel energético y mayor carga nuclear efectiva.
- La energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo en estado fundamental, neutro y gaseoso. Disminuye cuanto mayor es el nivel energético y menor carga nuclear efectiva. En este caso sería el C (K).

Ejercicio B5. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

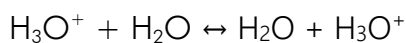
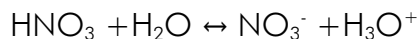
De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, justificando con las reacciones correspondientes. Indique cuáles de las siguientes especies:  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$

- Actúan sólo como ácido.
- Actúan sólo como base.
- Actúan como ácido y base.

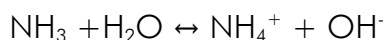
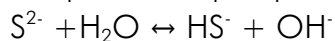
Solución:



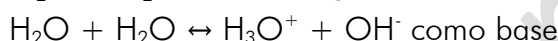
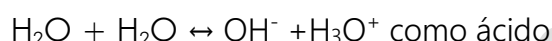
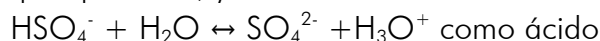
- a) Según la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es aquella sustancia que cede protones. Y son:



- b) Una base es aquella sustancia capaz de aceptar protones, siendo:



- c) Las sustancias que actúan como ácidos y como bases se llaman anfóteras, ya que pueden ceder o aceptar protones, y son:

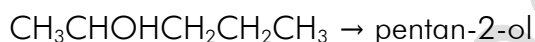


Ejercicio B6. (Calificación máxima: 1,5 puntos)

Dado el compuesto  $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ :

- Justifique si tiene un isómero de cadena.
- Escriba su reacción de deshidratación.
- Razona si presenta isomería óptica.

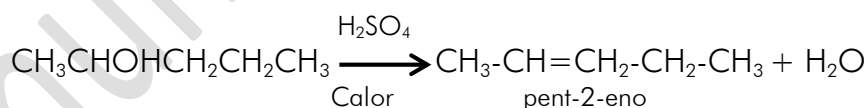
Solución:



- a) Si posee isomería de cadena, ya que con la misma fórmula molecular, puede añadir ramificaciones. Por ejemplo:

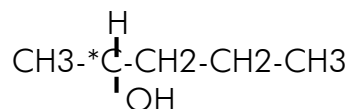


- b) Reacción de deshidratación:



Se aplica la regla de Saytzer, en la que el producto mayoritario es aquel en el que se elimina el hidrógeno del carbono con menos hidrógenos.

- c) Si posee isomería óptica, ya que contiene un carbono asimétrico con los 4 sustituyentes distintos.





Ejercicio C1. (Calificación máxima: 2 puntos)

En un recipiente cerrado y vacío de 5 L de capacidad a 727 °C, se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de dihidrógeno, alcanzándose el equilibrio siguiente:  
 $\text{Se(g)} + \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{Se(g)}$ .

Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión en el interior del recipiente es de 18,1 atm. Calcule:

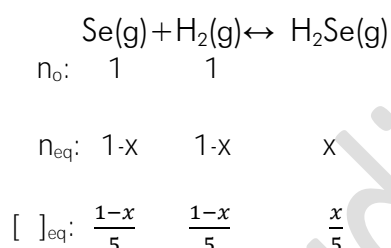
- Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- El valor de  $K_p$  y de  $K_c$ .

Datos:  $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Solución:

$$V= 5 \text{ L} \quad T= 727^\circ\text{C} = 1000 \text{ K} \quad P= 18,1 \text{ atm}$$

a)



Calculamos los moles totales en equilibrio:

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow n_T = \frac{18,1 \cdot 5}{0,0082 \cdot 1000} = 1,104 \text{ moles}$$

Y según la reacción:  $n_T = 1-x + 1-x + x = 2-x$

Por lo que  $2-x = 1,104 \rightarrow x = 0,896$  moles

Y las concentraciones en equilibrio:

$$[\text{Se}] = [\text{H}_2] = \frac{1-x}{5} = 0,0208 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{Se}] = \frac{x}{5} = 0,1792 \text{ M}$$

b) Calculamos la  $K_c$   $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{Se}]}{[\text{Se}][\text{H}_2]} = \frac{0,1792}{0,0208^2} = 414,20$

Y la  $K_p$ :  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 414,20 \cdot (0,082 \cdot 1000)^{-1} = 5,051$

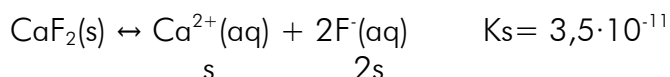
Ejercicio C2. (Calificación máxima: 2 puntos)

- Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio,  $\text{CaF}_2$ , en agua pura.
- Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio,  $\text{CaF}_2$ , en una disolución de fluoruro de sodio,  $\text{NaF}$ , 0,2 M.

Datos:  $K_s(\text{CaF}_2) = 3,5 \cdot 10^{-11}$

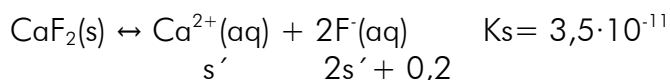
Solución:

a) Calculamos la solubilidad:



$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 3,5 \cdot 10^{-11} \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{3,5 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,061 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b) En disolución de NaF:



Aproximamos  $2s' + 0,2 \cong 0,2$  ya que la solubilidad es muy pequeña.

$$K_s = s' \cdot (0,2)^2 = 3,5 \cdot 10^{-11} \rightarrow s' = \frac{3,5 \cdot 10^{-11}}{0,2^2} = 8,75 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

La solubilidad disminuye por el efecto del ión común al desplazar la reacción hacia los reactivos.

Ejercicio C3. (Calificación máxima: 2 puntos)

Se quiere preparar 500 mL de disolución acuosa de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) 0,1 M a partir de amoníaco comercial de 25 % de riqueza y una densidad de 0,9 g/mL.

- Determine el volumen de amoníaco comercial necesario para preparar dicha disolución.
- Calcule el pH de la disolución de 500 mL de amoníaco 0,1 M y el grado de disociación.

Datos:  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ; Masa atómica relativa: H=1; N=14.

Solución:

a) Calculamos la concentración del amoníaco comercial:

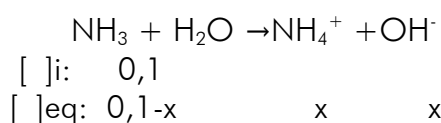
$$0,9 \cdot \frac{\text{g de disolución}}{\text{ml disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{25 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 13,24 \text{ M}$$

Calculamos el número de moles necesario para diluir:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = 0,1 \cdot 0,5 = 0,05 \text{ moles}$$

Volumen necesario del amoníaco comercial:  $13,24 = \frac{0,05}{V} \rightarrow V = 3,78 \text{ mL}$

b) Escribimos la reacción química:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$



Al ser  $K_b$  muy pequeña, despreciamos la  $x$  del denominador:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x = 1,342 \cdot 10^{-3} M = [OH^-]$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1,342 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

Y como  $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - 2,87 = 11,13$

Y el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,01342$$

Ejercicio C4. (Calificación máxima: 2 puntos)

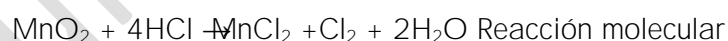
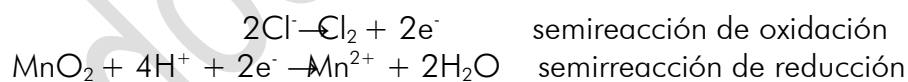
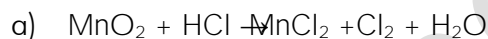
El dicloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo como blanqueador de papel o para fabricar productos de limpieza. Se puede obtener según la reacción:



- Ajuste las reacciones iónicas y moleculares por el método del ión-electrón.
- Calcule el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 5 M y la masa de óxido de manganeso (IV) que se necesita para obtener 42,6 g de dicloro gaseoso.

Datos: Masas atómicas relativas: O=16; Cl=35,5; Mn=55.

Solución:



b) Calculamos el volumen:

$$42,6 \text{ g de } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{71 \text{ g}} = 0,6 \text{ moles de } Cl_2$$

Estequiométricamente:

$$0,6 \text{ moles de } Cl_2 \cdot \frac{4 \text{ moles de } HCl}{1 \text{ mol de } Cl_2} = 2,4 \text{ moles de } HCl$$

Por lo que:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{2,4}{5} = 0,48 \text{ l de } HCl$$

La masa de óxido de manganeso (IV):

$$0,6 \text{ moles de } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } MnO_2}{1 \text{ mol de } Cl_2} \cdot \frac{87 \text{ g de } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 52,2 \text{ g de } MnO_2$$