



Academia CLAUSTRO - Calle O'Donnell, 26, 41001, Sevilla. Tel.: 954 50 25 98
claustro@claustro.net | www.claustro.net

Síguenos en redes sociales:

Facebook: <https://www.facebook.com/AcademiaClaustro/>

Twitter: <https://twitter.com/claustroinfo>

EXAMEN DE QUÍMICA

Selectividad, julio de 2020

EXAMEN QUÍMICA EBAU ANDALUCÍA 2020

BLOQUE A

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

- a) Bromuro de hidrógeno: HBr
- b) Óxido de plomo (IV): PbO₂
- c) Hidruro de bario: BaH₂
- d) V₂O₅ : Óxido de vanadio (V) / Pentaóxido de divanadio
- e) CaHPO₄ : Hidrogenofosfato de calcio / Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de calcio
- f) H₂SO₃ : Ácido sulfuroso / Didrogeno(trioxidosulfato)

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

- a) Permanganato de bario: Ba(MnO₄)₂
- b) Hidróxido de cesio: CsOH
- c) Pent-2-ino: $CH_3 - C \equiv C - CH_2CH_2CH_3$
- d) Hg₂SO₄: Sulfato de mercurio (I) / Tetraoxidosulfato de dimercurio
- e) CoBr₂: Dibromuro de cobalto / Bromuro de cobalto (II)
- f) $CH_3CH_2CH_2OCH_3$: Metil propil éter / Metoxipropano

BLOQUE B

B1. Dado un elemento de número atómico 20:

- a) Escriba los números cuánticos para los electrones de su capa de valencia
- b) En base a los números cuánticos, explique cuántos orbitales hay en su subnivel 3p y cuántos electrones caben en él.
- c) Justifique cuál sería el ión más estable de este elemento.

a) $Z = 20 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Los electrones de la capa de valencia son los del $4s^2$

Número cuántico principal: $n = 4$

Número cuántico secundario: orbital s : $l = 0$

Número cuántico magnético: toma valores de $-l \dots 0 \dots +l \rightarrow m = 0$

Número cuántico de espín: toma valores de $\pm 1/2$

Los conjuntos válidos son: $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$ y $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$

- b) El número de orbitales viene referido a las distintas orientaciones espaciales que pueden adquirir los orbitales en el espacio que viene indicado por el número cuántico magnético, m. Al tratarse de un subnivel 3p conocemos que el número cuántico principal es 3 y que el numérico cuántico secundario es 1 puesto que se encuentra en un orbital de tipo p. Los valores que puede tomar el número cuántico magnético son de $-l \dots 0 \dots +l$ por lo que para este caso tendremos que $m = -1, m = 0$ o $m = 1$. Por tanto, existen tres orbitales de tipo p. En cada uno de estos orbitales caben 2 electrones dados por el número cuántico de espín que adquiere valor

de $\pm \frac{1}{2}$. Por tanto, en el subnivel 3p caben en total 6 electrones de forma que se respete el Principio de exclusión de Pauli.

- c) El ión más estable se forma por la ganancia o perdida de electrones de manera que se consiga completar la capa de valencia. De tal manera, este elemento perderá dos electrones convirtiéndose en un catión divalente: A^{2+}

B2. Justifique la veracidad o 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 $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, $\Delta H = 58,2 \text{ kJ/mol}$, tendremos que calentar el sistema.
- c) Un incremento de presión en el siguiente equilibrio: $2C(s) + 2H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + CH_4(g)$, aumenta la producción de metano gaseoso.

- a) La relación matemática que existe entre las constantes K_p y K_c viene dada por la relación matemática:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n_g}$$

De tal forma que K_p podrá ser más pequeña que K_c siempre que el incremento en el número de moles gaseosos para esta reacción sea menor que cero. Por tanto, la afirmación es falsa.

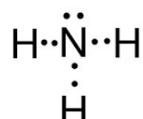
- b) El Principio de Le Châtelier establece que si sobre un sistema en equilibrio actúa una perturbación externa el equilibrio se desplazará de manera que se contrarreste el efecto de dicha perturbación. Concretamente, al aumentar la temperatura, el equilibrio se verá desplazado hacia el sentido de la reacción endotérmica. En este caso, hacia los productos. Por tanto, la afirmación es verdadera.
- c) Según el Principio de Le Châtelier, al aumentar la presión del sistema el equilibrio se verá desplazado hacia el lado de la reacción con menor número de moles gaseosos. En este caso, el número de moles gaseosos en reactivos y productos coincide por lo que no habrá modificación del equilibrio y no se consigue aumentar la producción de metano. Por tanto, la afirmación es falsa.

B3. Para las moléculas NH_3 y $BeCl_2$:

- a) Determine razonadamente su geometría molecular mediante la TRPECV
- b) Indique la hibridación que presenta el átomo central.
- c) Rzone si esas moléculas son polares.

- a) La TRPECV afirma que los pares electrónicos de la capa de valencia se dispondrán lo más alejados posibles unos de otros de manera que se minimicen las repulsiones entre ellos.

A partir de la estructura de Lewis deducimos que la molécula de amoniaco presenta una geometría AB_3E de tipo pirámide trigonal.



A partir de la estructura de Lewis deducimos que la molécula de dicloruro de berilio presenta una geometría AB₂ de tipo lineal.



- b)** NH₃: El átomo de nitrógeno necesita cuatro orbitales moleculares iguales para alojar a tres pares de electrones compartidos y un par de electrones sin compartir produciendo una hibridación del tipo sp³.

BeCl₂: El átomo de berilio necesita cuatro orbitales moleculares iguales para alojar a tres pares de electrones compartidos y un par de electrones sin compartir produciendo una hibridación del tipo sp².

- c)** La polaridad se debe a una diferencia de electronegatividad entre los átomos que componen la molécula. Una molécula se considera polar cuando la suma de sus momentos dipolares es distinta de cero, y apolar en el caso contrario. De tal manera que, la molécula de NH₃ es polar mientras que la de BeCl₂ es apolar.

B4. 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:

- a)** Cuál de ellos es un metal alcalino
- b)** Cuál es el más electronegativo
- c)** Cuál es el de menor energía de ionización.

$$Z(A) = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$$

$$Z(B) = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$Z(C) = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

$$Z(D) = 20 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

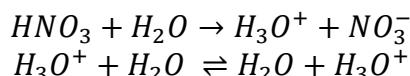
- a)** El mayor número cuántico principal de la configuración electrónica nos indica el periodo en el que se encuentra el elemento mientras que el grupo viene dado a partir del numero de electrones de la capa de valencia. En el caso de tratarse de un metal alcalino debe presentar un único electrón en su capa de valencia, terminando esta en la configuración s¹, por lo que se trata del elemento C.
- b)** La electronegatividad es la tendencia relativa de un átomo de atraer hacia sí los electrones de otro con el que se encuentra enlazado. La electronegatividad desciende a lo largo de un grupo puesto que aumenta el número de capas de electrones mientras que aumenta a lo largo de un periodo ya que aumenta la carga nuclear efectiva. Por este motivo, entre los elementos A y B, pertenecientes ambos al grupo 17 del sistema periódico, presenta más electronegatividad el elemento A ya que se encuentra en el segundo periodo.
- c)** La energía de ionización representa la energía mínima requerida en el proceso por el cual se arranca un electrón a un átomo en su estado fundamental y gaseoso, convirtiéndose en un catión. Esta propiedad periódica presenta la misma tendencia que la explicada anteriormente para la electronegatividad. De tal manera que, el elemento con menor energía de

ionización será el elemento C que se encuentra en el cuarto periodo y en el grupo 1 del sistema periódico.

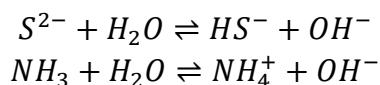
B5. De acuerdo con la teoría de Brönsted – Lowry, justificando con las reacciones correspondientes, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O , H_3O^+ :

- a)** Actúan sólo como ácidos
- b)** Actúan solo como bases
- c)** Actúan como ácidos y bases.

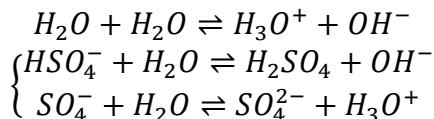
a) Un ácido, según Brönsted – Lowry, es aquella especie que, en disolución acuosa, cede H^+ .



b) Una base, según Brönsted – Lowry, es aquella especie que, en disolución acuosa, acepta H^+ .



c) Una sustancia es anfótera cuando puede comportarse como ácidos o bases en función de la fortaleza del ácido o la base con la que se enfrenten.

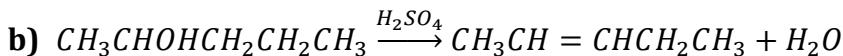


B6. Dado el compuesto $CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3$

- a)** Justifique si tiene un isómero de cadena
- b)** Escriba su reacción de deshidratación
- c)** Razoné si presenta isomería óptica.

a) Un compuesto es isómero de cadena de otro si presentan la misma fórmula molecular pero se diferencian en la cadena carbonada.

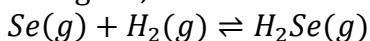
De tal manera que este compuesto dado si presenta isómeros de cadena que pueden obtenerse a partir de acortar la longitud de la cadena carbonada añadiendo ramificaciones. Un ejemplo sería:



c) Un compuesto presenta isomería óptica si presenta un carbono quiral en su estructura. El compuesto $CH_3\underset{*}{\underset{\text{C}}{\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}}}}OHCH_2CH_2CH_3$ presenta como carbono asimétrico el carbono 2 que presenta cuatro sustituyentes distintos.

BLOQUE C

C1. En un recipiente cerrado y vacío de 5L de capacidad, a 727°C, se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de dihidrógeno, alcanzándose el equilibrio siguiente:



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

- a)** Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- b)** El valor de las constantes K_p y K_c .

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

	$Se(g)$	$+H_2(g)$	$\rightleftharpoons H_2Se(g)$
Moles iniciales	1	1	0
Moles que reaccionan	$-x$	$-x$	x
Moles equilibrio	$1 - x$	$1 - x$	x
Concentración de equilibrio	$\frac{1 - x}{5}$	$\frac{1 - x}{5}$	$\frac{x}{5}$

a)

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow n_T = \frac{18,1 \cdot 5}{0,082 \cdot (727 + 273)} = 1,104 \text{ moles}$$

según la tabla de equilibrio tenemos que el número de moles en equilibrio es:

$$n_T = 1 - x + 1 - x + x = 2 - x = 1,104 \rightarrow x = 0,896 \text{ moles}$$

$$[Se]_{eq} = \frac{1 - 0,896}{5} = 0,0208 \text{ M}$$

$$[H_2]_{eq} = \frac{1 - 0,896}{5} = 0,0208 \text{ M}$$

$$[H_2Se]_{eq} = \frac{0,896}{5} = 0,1792 \text{ M}$$

b)

$$K_c = \frac{[H_2Se]_{eq}}{[H_2]_{eq} \cdot [Se]_{eq}} = \frac{(0,0208)^2}{0,1792} = 414,20 = K_c$$

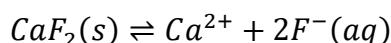
$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g} \rightarrow K_p = 414,20 \cdot (0,082 \cdot 1000)^{1-2} = 5,05 = K_p$$

C2. a) Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, CaF_2 , en agua pura.

b) Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, CaF_2 , en una disolución de fluoruro de sodio, NaF , 0,2M.

Datos: $K_s(CaF_2) = 3,5 \cdot 10^{-11}$

a)



$$K_S = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = 3,5 \cdot 10^{-11} \rightarrow s \cdot (2s)^2 = 3,5 \cdot 10^{-1} \rightarrow 4s^3 = 3,5 \cdot 10^{-1}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{3,5 \cdot 10^{-11}}{4}} = \boxed{2,06 \cdot 10^{-4} M = s}$$

b)

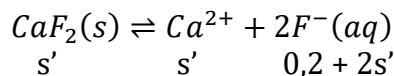
Primero disociamos el compuesto disuelto:



según la estequiométrica de la sal tendremos que:

$$[NaF] = [Na^+] = [F^-] = 0,2M$$

Ahora, establecemos el equilibrio del compuesto insoluble:



sin embargo $2s' \ll 0,2 M$

Por tanto:

$$\begin{aligned} K_S &= [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = 3,5 \cdot 10^{-11} \rightarrow \\ s' \cdot (0,2)^2 &= 3,5 \cdot 10^{-11} \rightarrow 0,04 \cdot s = 3,5 \cdot 10^{-1} \rightarrow \boxed{s' = 8,75 \cdot 10^{-10} M} \end{aligned}$$

C3. Se quiere preparar 500 mL de una disolución acuosa de amoniaco (NH_3) 0,1M a partir de amoniaco comercial de 25% de riqueza y una densidad de 0,9 g/mL.

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

Datos: $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: $H = 1$; $N = 14$.

a)

$$500 \text{ ml dis} \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ L dis}} \cdot \frac{17 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{100 \text{ g dis}}{25 \text{ g } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ ml dis}}{0,9 \text{ g dis}} = 3,78 \text{ ml}$$

b)

	NH_3	$+H_2O$	$\rightleftharpoons NH_4^+$	$+OH^-$
$[]_0$	0,1	-	-	-
$[]_{eq}$	$0,1 - 0,1\alpha$	-	$0,1\alpha$	$0,1\alpha$

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{0,1\alpha \cdot 0,1\alpha}{0,1 - 0,1\alpha} = \frac{0,01\alpha^2}{1 - \alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

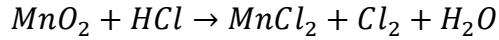


$$0,01\alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}\alpha - 1,8 \cdot 10^5 = 0 \rightarrow \boxed{\alpha = 0,013}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log(0,1 \cdot 0,013) = 2,89$$

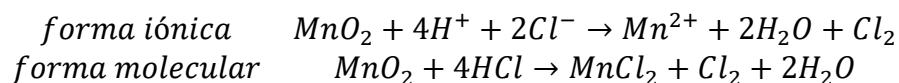
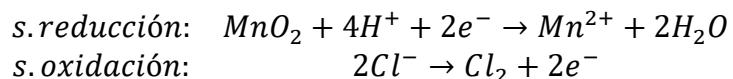
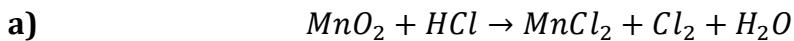
$$pH + pOH = 14 \rightarrow pOH = 14 - 2,89 = \boxed{11,11 = pOH}$$

C4. 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:



- a)** Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion – electrón.
b) Calcule el volumen de una disolución de HCl 5M y la masa de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener 42,6 g de dicloro gaseoso.

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



b)

$$42,6 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{4 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{5 \text{ mol } HCl} = 0,48 \text{ L dis de HCl}$$

$$42,6 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{87 \text{ g } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 52,2 \text{ g de } MnO_2$$