

EXAMEN QUÍMICA

OPCIÓN A

Ejercicio 1

- a) V_2O_5 b) MgH_2 c) $CH_3NHCH_2CH_3$ d) Dihidróxido de estroncio / Hidróxido de estronio
e) Yodato de estaño (II) f) Ácido 2-bromopropanoico

Ejercicio 2

- a) Basándonos en las definiciones de los números cuánticos y en los valores que pueden tomar son posibles los conjuntos $(4, 2, 0, \frac{1}{2})$ y $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$ mientras que no son posibles $(3, 3, 2, -\frac{1}{2})$ y $(2, 0, 1, -\frac{1}{2})$. Aclaración: el ejercicio no especifica el justificar porqué son o no son válidos. En el caso de que nos hubieran pedido justificar debíamos haber descrito los distintos valores que pueden tomar cada uno de los números cuánticos. Para los que no son posibles en el primer caso es debido a que el número cuántico secundario toma valores desde 0 hasta $n-1$, mientras que el segundo de los no permitidos es debido a que el valor del numero cuántico magnético debe ser comprendido entre $-l$ hasta $+l$.
- b) Para el conjunto $(4, 2, 0, \frac{1}{2})$ el electrón se encuentra en un orbital 4d mientras que para el conjunto $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$ se encuentra en el 2s.
- c) Para ordenarlos en orden creciente de energía atendemos al hecho de que el nivel de energía viene indicado por el número cuántico principal mientras que el número cuántico secundario indica el subnivel de energía. Por tanto el de mayor energía es el $(4, 2, 0, \frac{1}{2})$. Aclaración: también podríamos basarnos en el Principio de mínima energía o Principio Aufbau, que nos indica que los electrones se dispondrán en un átomo siempre en orden creciente de energía, esto queda reflejado en el diagrama de Möller)

Ejercicio 3

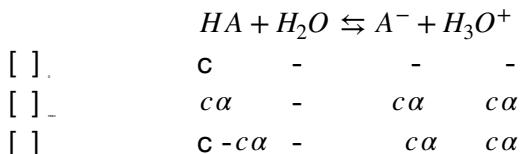
- a) Según el Principio de Le Châtelier: si sobre un sistema en equilibrio actúa una perturbación externa el equilibrio se desplazará de manera que se contrarreste el efecto de dicha perturbación. Sin embargo, al adicionar un sólido al equilibrio este no se ve modificado por lo que no se produce ningún cambio en el rendimiento de la producción de hidrógeno.
- b) Según el Principio anterior, al aumentar la temperatura se produciría un desplazamiento del equilibrio hacia el sentido de la reacción endotérmica. Al tratarse esta de una reacción de tal tipo, el equilibrio se verá desplazado hacia la formación de los productos aumentando así el rendimiento de la producción de hidrógeno.
- c) Según Le Châtelier, al disminuir el volumen se producirá un desplazamiento del equilibrio hacia el lado de la reacción con menor numero de moles gaseosos, en este caso particular se desplazará hacia los reactivos, por lo que disminuirá el rendimiento de la producción de hidrógeno.

Ejercicio 4

- a) La regla de Markovnikov predice cuál será el compuesto mayoritario en las reacciones de adición de reactivos de tipo asimétrico pero no en las reacciones de eliminación. Por tanto la afirmación es falsa.
- b) Las reacciones de adición se producen sobre alquenos y alquinos. Por tanto, sobre los alquinos se pueden adicionar halógenos de tal forma que la afirmación es verdadera.

- c) Un compuesto que desvía el plano de la luz polarizada es aquel compuesto que presenta en su estructura un carbono quilla y por tanto presenta isomería óptica, no geométrica. Por lo que la afirmación es falsa.

Ejercicio 5



Donde $HA = C_6H_5COOH$

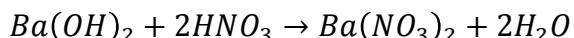
Con el pH sacamos la concentración de hidronio:

$$pH = -\log [H_3O^+] = 2,3 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,3}M = c\alpha$$

Por tanto, sustituyendo en la expresión de la constante de acidez averiguamos la concentración inicial de ácido benzoico (c)

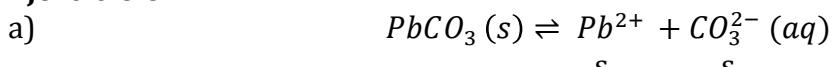
$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \rightarrow 6,31 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-2,3} \cdot 10^{-2,3}}{c - 10^{-2,3}} \rightarrow c = \frac{10^{-2,3} \cdot 10^{-2,3}}{6,31 \cdot 10^{-5}} + 10^{-2,3} = 0,403 M$$

b) En primer lugar se trata de una neutralización: Ácido + Base \rightarrow Sal + Agua



$$25 \text{ mL} \cdot \frac{1,356 \text{ g dis}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{58 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ba(OH)_2}{2 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{171,3 \text{ g } Ba(OH)_2}{1 \text{ mol } Ba(OH)_2} = 26,73 \text{ g } Ba(OH)_2$$

Ejercicio 6



$$K_s = [Pb^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = s^2 = 1,5 \cdot 10^{-15} \rightarrow s = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-15}} = 3,87 \cdot 10^{-8} M$$

b) La condición de precipitación sucede cuando $Q_s \geq K_s$

Por tanto, para comprobar el cociente de reacción tendremos que calcular en primer lugar las concentraciones de los iones en la disolución dada:

Estamos realizando una mezcla por lo que los volúmenes son aditivos:

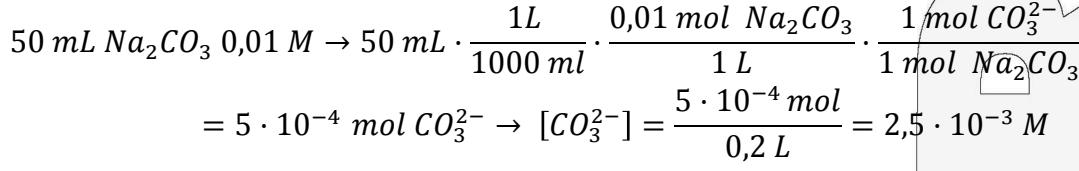
$$V_F = 150 \text{ mL} + 50 \text{ mL} = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

Calculamos los moles y las concentraciones de cada ión:

150 mL $Pb(NO_3)_2$ 0,04 M

$$\rightarrow 150 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,04 \text{ mol } Pb(NO_3)_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Pb^{2+}}{1 \text{ mol } Pb(NO_3)_2} =$$

$$6 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Pb^{2+} \rightarrow [Pb^{2+}] = \frac{6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,03 \text{ M}$$



calculamos el cociente de reacción:

$$Q_s = [Pb^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 0,03 \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-5} \geq K_s$$

Por tanto, precipitará el $PbCO_3$.

Opción B

Ejercicio 1

- a) SrO_2 b) HBr c) $CH_3COCH_2(CH_3)CH_3$ d) Heptaóxido de dimanganoso / Óxido de manganeso (VII) e) Ácido arsenioso f) Etanoato de metilo.

Ejercicio 2

a) Para determinar el tipo de enlace que forma en primer lugar vamos a determinar de qué elementos se trata. El periodo en el que se encuentra un elemento viene determinado por el mayor numero cuantico principal de la configuración electrónica mientras que el grupo viene determinado por el numero de electrones que presenta en su capa de valencia. Por tanto, para estos elementos:

4s¹ Periodo 4 Grupo 1 Elemento: Potasio
 3s²3p⁴ Periodo 3 Grupo 16 Elemento: Azufre

Así pues, se trata de un metal y un no metal por lo que presentarán un enlace de tipo iónico.

b) K₂S

c) Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente porque forman una red cristalina muy estable, conducen la electricidad en estado fundido o disuelto pero no la conducen en estado sólido, son solubles en disolventes polares y presentan altos puntos de fusión y ebullición.

Ejercicio 3

a) Sabemos que cuanto más fuerte es una base más disociada se encuentra por lo que mayor es su constante de basicidad. De tal forma que, su ácido conjugado tendrá un menor valor de la constante de acidez siendo más débil. Por tanto, la afirmación es falsa.

b) En disolución acuosa, una base acepta protones, por tanto la concentración de estos disminuye produciendo un aumento del pH. Esto se traduce en un aumento del pOH. Por tanto, la afirmación es verdadera.

c) Un ácido, según la teoría de Brönsted-Lowry, es aquella sustancia que, en disolución acuosa, cede protones; mientras que una base es aquella que los acepta. El ión hidrogenofosfato puede aceptar y ceder protones por tanto, es una sustancia anfótera y la afirmación es verdadera.

Ejercicio 4

a) Un carbono quiral es aquel carbono que está enlazado a cuatro sustituyentes distintos. Por tanto, de los compuestos dados presenta carbono quiral el CH2=CH-CHOH-CH3

b) Dos compuestos son isómeros cuando presentan la misma formula molecular pero distinta estructura. Por tanto, los dos compuestos que pueden ser isómeros entre ellos son:



Puesto que presentan la misma formula molecular: C4H8

c) Los compuestos que pueden generar alquenos mediante de reacciones de eliminación son los alcoholes o los haluros de alquilo. Por tanto, de los compuestos dados sólo pueden ser:



Ejercicio 5

	$2\text{NOCl}(g) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + 2\text{NO}(g)$		
n_0	0,043	0,01	0
n_{reac}	-2x	x	2x
n_{eq}	0,043 - 2x	0,01 + x	2x

Nos indican que el número de moles en el equilibrio de NOCl (g) es de 0,031. Por tanto, mediante igualación podemos obtener el valor de x

$$0,043 - 2x = 0,031 \rightarrow x = \frac{0,043 - 0,031}{2} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

entonces tenemos para calcular las concentraciones de equilibrio:

$$\begin{aligned} [\text{NOCl}] &= \frac{0,043 - 2x}{2} = \frac{0,043 - 2 \cdot 6 \cdot 10^{-3}}{2} = 0,0155 \text{ M} \\ [\text{Cl}_2] &= \frac{0,01 + x}{2} = \frac{0,01 + 6 \cdot 10^{-3}}{2} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ [\text{NO}] &= \frac{2x}{2} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

por tanto el valor de la constante:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{NO}]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{(8 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 6 \cdot 10^{-3}}{0,0155^2} = 1,598 \cdot 10^{-3}$$

b) Conociendo el valor de x podemos averiguar el número de moles en el equilibrio de cada uno de los compuestos de la reacción y mediante el uso de la ecuación de los gases ideales podemos averiguar cada una de las presiones parciales de cada gas.

$$P_{NOCl} = \frac{(0,043 - 2x) \cdot 0,082 \cdot 303}{2} = 0,385 \text{ atm}$$

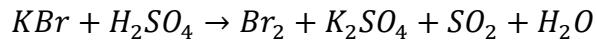
$$P_{Cl_2} = \frac{(0,01 + x) \cdot 0,082 \cdot 303}{2} = 0,199 \text{ atm}$$

$$P_{NO} = \frac{2x \cdot 0,082 \cdot 303}{2} = 0,149 \text{ atm}$$

como la presión total del equilibrio se obtiene por suma de las presiones parciales tendremos que:

$$P_{\text{total}} = 0,385 + 0,199 + 0,149 = 0,733 \text{ atm}$$

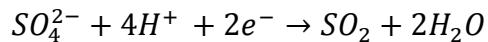
ejercicio 6



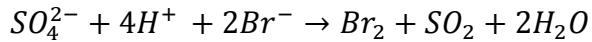
S.O.



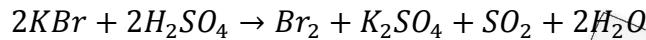
S.R.



Forma iónica



Forma molecular



b) 130 g KBr $\cdot \frac{1 \text{ mol } KBr}{119 \text{ g } KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol } Br_2}{2 \text{ mol } KBr} \cdot \frac{160 \text{ g } Br_2}{1 \text{ mol } Br_2} \cdot \frac{1 \text{ ml}}{2,92 \text{ g } Br_2} = 29,93 \text{ ml}$