

**A.1 Considere los elementos A (Z = 11), B (Z = 15) y C (Z = 17).**

- (0,5 puntos) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- (0,5 puntos) Identifíquelos con su nombre, símbolo, grupo y periodo.
- (0,5 puntos) Justifique cuál es el elemento que tiene menor energía de ionización.
- (0,5 puntos) Formule y nombre un compuesto binario formado por los elementos B y C en su menor estado de oxidación, e indique el tipo de enlace que presenta.

a) A (Z = 11),  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; B (Z = 15),  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ; C (Z = 17),  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

b) A (Z = 11), sodio (Na), grupo 1 o alcalino, tercer periodo  
 B (Z = 15), fósforo (P), grupo 15 o nitrogenoide, tercer periodo  
 C (Z = 17), cloro (Cl), grupo 17 o halógeno, tercer periodo.

c) Teniendo en cuenta que la energía de ionización es la energía que se necesita para arrancar un electrón a un átomo en estado gaseoso y nivel fundamental y como los tres elementos pertenecen al mismo periodo; comprobamos que la energía de ionización crece al aumentar la carga nuclear y por tanto, el que tiene menos valor es el sodio.

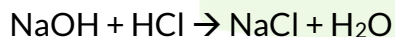
d) El menor estado de oxidación del P es +3 al unirse con el Cl que en este caso es -1 por ser el más electronegativo. El compuesto que se forma es  $\text{PCl}_3$ , y su nombre es: tricloruro de fósforo o cloruro de fósforo (III). Al ser dos elementos no metálicos, el enlace que presenta es covalente.

**A.2 Responda las siguientes cuestiones:**

- (1 punto) Obtenga el porcentaje de riqueza en masa de una muestra de hidróxido de sodio, sabiendo que 100 g de muestra son neutralizados con 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 12 M.
- (1 punto) Calcule el pH de una disolución preparada al añadir 22 g de la muestra de hidróxido de sodio del apartado anterior, a 200 mL de una disolución de ácido clorhídrico 2,0 M. Considere que no hay cambio de volumen.

**Datos. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Na = 23.**

a) Aunque no nos piden que hagamos la reacción de neutralización, vamos a escribirla porque así comprobamos la relación estequiométrica entre los dos reactivos:



Calculamos el número de moles tanto de NaOH como de HCl

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 12 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'100 \text{ L} = 1'2 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{\text{masa (gr)}}{Mm} = \frac{100 \text{ gr}}{40 \text{ mol/gr}} = 2'5 \text{ mol}$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol de HCl reacciona con 1 mol de NaOH, luego se neutralizan 1'2 mol de NaOH.

Calculamos la masa correspondiente a esos 1'2 mol:

$$\text{masa NaOH} = \text{moles} \cdot Mm = 1'2 \text{ mol} \cdot \frac{40 \text{ gr}}{\text{mol}} = 48 \text{ gr}$$

A partir de ahí calculamos la Riqueza:

$$R = \frac{\text{masa neutralizada}}{\text{masa total}} \cdot 100 = \frac{48 \text{ gr}}{100 \text{ gr}} \cdot 100 = 48\%$$

b) Calculamos la cantidad de masa que se neutraliza de NaOH teniendo en cuenta que solo cogemos 22 gr con un 48% de riqueza:  $m \text{ NaOH} = 22 \cdot 0'48 = 10'56 \text{ gr}$

Y con esa masa calculamos los moles de NaOH que se introducen en la disolución:

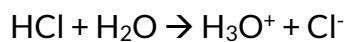
$$n(\text{NaOH}) = 10'56 \text{ gr} / 40 \text{ gr/mol} = 0'26 \text{ mol.}$$

Los moles de HCl son:  $0'2 \text{ L} \cdot 2'0 \text{ mol/L} = 0'40 \text{ mol.}$

Como tenemos 0'40 moles de HCl y 0'26 mol de NaOH, solo se neutralizan 0'26 moles de ambos compuestos, quedando sin neutralizar parte del HCl:

$$0'40 \text{ mol} - 0'26 \text{ mol} = 0'14 \text{ mol}$$

Como el HCl es un ácido fuerte, se ioniza por completo:



Por lo tanto:  $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{Calculamos la } [\text{H}_3\text{O}^+]: [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0'14 \text{ mol}}{0'200 \text{ L}} = 0'70 \text{ M}$$

$$\text{Por último: } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'70 = 0'15$$

**A.3 La reacción en fase gaseosa  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$  es exotérmica y su ecuación cinética es  $v = k[\text{A}]^2$ .**

**Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

- (0,5 puntos) El reactivo A se consume más deprisa que el B.
- (0,5 puntos) Un aumento de la presión total produce un aumento en la velocidad de la reacción.
- (0,5 puntos) Una vez iniciada la reacción, la velocidad es constante si la temperatura no varía.
- (0,5 puntos) Un aumento de la temperatura disminuye la velocidad de reacción.

a) **Falsa.** Según la estequiometría de la reacción, ambos reactivos se consumen con igual velocidad.

b) **Verdadera.** Al aumentar la presión habrá más choques efectivos y esto aumentará la velocidad. El volumen desciende y la concentración de los reactivos aumenta, con lo que se favorecen los choques.

c) **Falsa.** Según la ecuación de velocidad  $v = k[\text{A}]^2$ , la velocidad de la reacción depende de la concentración de A, que irá disminuyendo según avance la reacción, por lo que la velocidad de la reacción no permanecerá constante.

d) **Falsa.** La velocidad siempre aumenta con la temperatura, no depende del tipo de reacción porque según Arrhenius, un aumento de la  $T^a$ , hace que la constante cinética también aumente y como es directamente proporcional a la velocidad; también aumentará.

A.4 Para cada una de las siguientes reacciones, formule y nombre todos los compuestos orgánicos que intervengan:

- a) (0,5 puntos)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow$   
 b) (0,5 puntos)  $\text{CH}_3\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}^+ \rightarrow$   
 c) (0,5 puntos)  $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow$   
 d) (0,5 puntos)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow$

a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$  (butan-2-ol) +  $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$  (but-2-eno) +  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2$  (but-1-eno).

Siendo el producto mayoritario, según la regla de Saytzeff, es el but-2-eno o 2- buteno

b)  $\text{CH}_3\text{OH}$  (metanol) +  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  (ácido etanoico) +  $\text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$  (etanoato de metilo) +  $\text{H}_2\text{O}$ .

c)  $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$  (but-2-eno) +  $\text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3$  (2-clorobutano).

d)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$  (ácido propanoico) +  $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  (etilamina)  $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CONH-CH}_2\text{-CH}_3$  (N-etilpropanoamida) +  $\text{H}_2\text{O}$ .

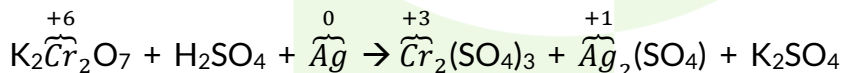
(Nota: se admite que el alumno utilice la nomenclatura anterior a 1993)

A.5 Una disolución de dicromato de potasio en medio ácido sulfúrico, reacciona con plata y se forma sulfato de cromo (III), sulfato de plata y sulfato de potasio.

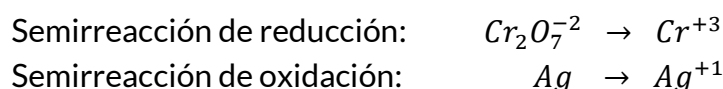
- a) (0,5 puntos) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.  
 b) (0,75 puntos) Ajuste las reacciones iónica y molecular globales por el método del ion-electrón.  
 c) (0,75 puntos) Calcule el volumen de disolución de ácido sulfúrico de concentración  $1,47 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  que se necesita para oxidar 2,16 g de plata.

Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; S = 32,1; Ag = 107,9

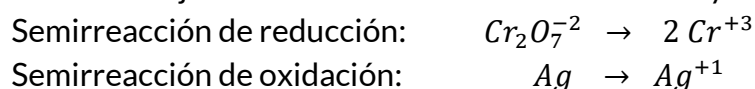
a) Formulamos la reacción:



Comprobamos que el cromo se está reduciendo porque pasa de tener nº de oxidación +6 a +3; y la plata se oxida porque pasa de 0 a +1. Luego las semirreacciones son:



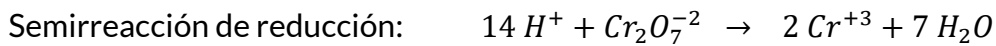
1. Primero ajustamos los elementos distintos de H y O:



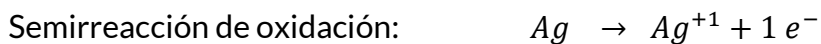
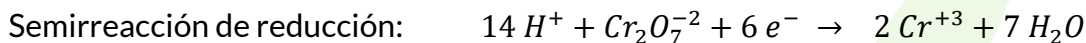
2. Ajustamos el O en ambas reacciones. Como estamos en medio ácido, se ajusta metiendo moléculas de agua en el lado donde menos oxígenos hay hasta igualar el nº de O:



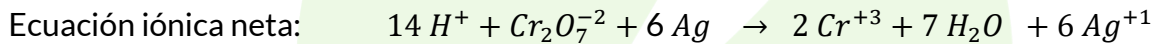
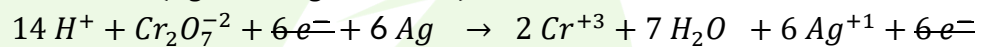
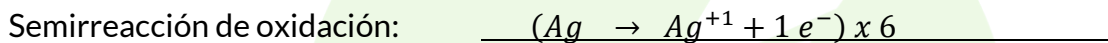
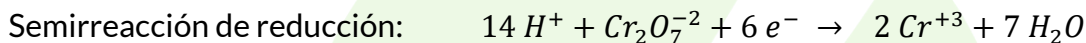
3. Ajustamos el H con H<sup>+</sup>:



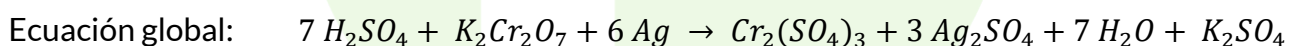
4. Por último ajustamos las cargas:



b) Una vez ajustadas las semirreacciones por separado, multiplicamos la semirreacción de oxidación por 6 para ajustar el número de electrones en ambas semirreacciones:



A partir de la ec. Iónica sacamos la molecular, recordamos que los H<sup>+</sup> se van a la formación del ácido:



c) Por la estequiometría de la reacción 7 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: 6 mol Ag, luego

$$n H_2SO_4 = 7/6 Ag$$

Calculamos los moles de Ag:  $n (Ag) = \frac{2'16 \text{ gr}}{107'9 \text{ gr/mol}} = 0'0200 \text{ mol}$

$$n (H_2SO_4) = \frac{7 \times 0'0200}{6} = 0'0233 \text{ mol}$$

Calculamos la masa de sulfúrico:  $masa (H_2SO_4) = 0'0233 \text{ mol} \times 98'1 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 2'29 \text{ gr}$

Y a partir de la concentración:  $Cm = \frac{masa}{V} \rightarrow V = \frac{masa}{Cm} = \frac{2'29 \text{ gr}}{1'47 \text{ gr/L}} = 1'56 \text{ L}$

**B.1** Para cada una de las siguientes moléculas:  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BeF}_2$  y  $\text{PH}_3$ .

- (0,5 puntos) Dibuje su estructura de Lewis.
- (0,5 puntos) Indique la geometría según la TRPEV.
- (0,5 puntos) Indique la hibridación del átomo central.
- (0,5 puntos) Justifique su polaridad.

a) Podemos utilizar la regla de Lewis para hacer las estructuras de las moléculas, aunque no es necesario.

**$\text{BCl}_3$**

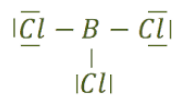
Electrones necesarios (EN):  $(8 \times 1) + (8 \times 3) = 32$  electrones

Electrones disponibles (ED):  $3 \times 1 + (3 \times 7) = 24$  electrones

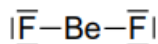
Electrones compartidos (EC):  $\text{EN} - \text{ED} = 32 - 24 = 8$  electrones  $\rightarrow$  4 enlaces

Electrones no compartidos (ENC):  $\text{ED} - \text{EC} = 24 - 8 = 16$  electrones libres.

Al dibujar la estructura, vemos que no pueden salir 4 enlaces entre el B y el Cl, ya que el Boro solo dispone de 3 electrones en su capa de valencia para formar enlaces. Este caso es una excepción de la regla de Lewis. Hacemos la estructura teniendo en cuenta esta limitación del átomo central



**$\text{BeF}_2$** : Con el Be pasa algo semejante a lo que ocurre con el Boro, en este caso es un metal que solo tiene 2 electrones en su capa de valencia:

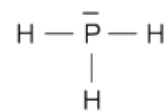


**$\text{PH}_3$** : Electrones necesarios (EN):  $(8 \times 1) + (2 \times 3) = 14$  electrones

Electrones disponibles (ED):  $5 \times 1 + (3 \times 1) = 8$  electrones

Electrones compartidos (EC):  $\text{EN} - \text{ED} = 14 - 8 = 6$  electrones  $\rightarrow$  al dividir entre 2, nos da 3 enlaces

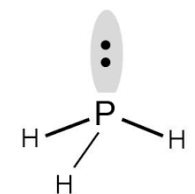
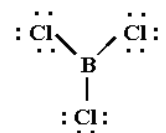
Electrones no compartidos (ENC):  $\text{ED} - \text{EC} = 8 - 6 = 2 \text{ e}^-$  libres



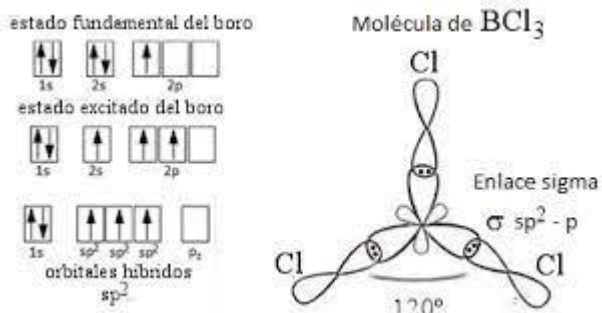
b) El  $\text{BCl}_3$  tiene tres pares enlazantes y ningún par no enlazante, es del tipo  $\text{AB}_3$ , luego presenta geometría triangular plana.

El  $\text{BeF}_2$ , tiene dos pares enlazantes y ninguno no enlazante, de tipo  $\text{AB}_2$ , por tanto, presenta geometría lineal.

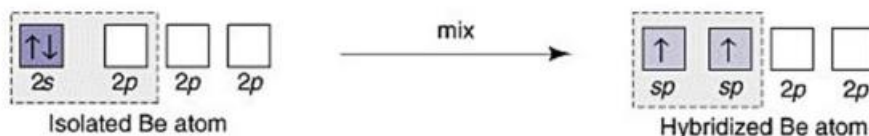
Por su parte, el  $\text{PH}_3$ , al tener tres pares enlazantes y uno no enlazante es de tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , y por tanto tiene una geometría piramidal trigonal.



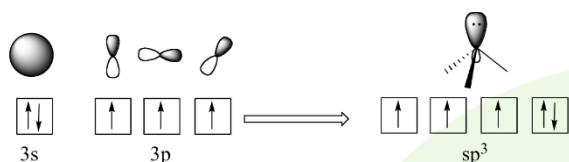
c) La hibridación del  $\text{BCl}_3$  es  $\text{sp}^2$ , como vemos en la imagen, un electrón del orbital 2s pasa a un orbital p, formándose 3 nuevos orbitales  $\text{sp}^2$ .



En el caso del  $BeF_2$ , la hibridación es  $sp^1$



Y la hibridación del  $PH_3$  es  $sp^3$



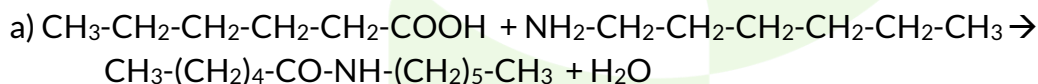
d)  $BCl_3$  y  $BeF_2$  son apolares porque por sus respectivas geometrías hacen que se cancelen los momentos dipolares de sus enlaces.  $PH_3$  es polar porque los momentos dipolares de sus 3 enlaces no se cancelan por geometría ni por la presencia del par de electrones no enlazantes.

**B.2 Responda las siguientes cuestiones:**

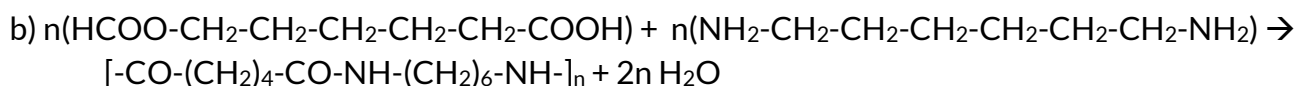
a) (1 punto) Formule la siguiente reacción, indique de qué tipo es, y nombre el producto orgánico obtenido: ácido hexanoico + hexan-1-amina  $\rightarrow$

b) (1 punto) El nailon 6,6 es una poliamida que se obtiene según la reacción:  
n(ácido hexanodioico) + n(hexano-1,6-diamina)  $\rightarrow$  Poliamida +  $2nH_2O$ .

Nombre el tipo de reacción y detalle el nombre de los grupos funcionales que intervienen en su síntesis.



Se produce N-hexilhexanamida y agua. Y la reacción es una condensación de un ácido con una amina formando una amida.



Las poliamidas se obtienen mediante reacción de condensación

B.3 En un recipiente de 20 L y a 900 °C, se mezclan 5,0 mol de CO y 10,0 mol de H<sub>2</sub>O. Transcurre la reacción  $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{(g)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ , obteniéndose 4,5 mol de CO<sub>2</sub>. Calcule:

- (0,5 puntos) Las concentraciones de cada especie en el equilibrio.
- (0,5 puntos) La presión total.
- (0,5 puntos) K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub>.
- (0,5 puntos) Explique sin realizar cálculos, cómo se modifica el equilibrio si se añade H<sub>2</sub>(g).

Dato. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

a) Hacemos la tabla de equilibrio:

	CO (g)	+ H <sub>2</sub> O (g)	$\rightleftharpoons$	H <sub>2</sub> (g)	+ CO <sub>2</sub> (g)	
n <sub>0</sub>	5'0	10'0		0	0	
n <sub>eq</sub>	5 - x	10 - x		x	x	siendo x = 4'5 según el enunciado del ejercicio

Las concentraciones son:

$$[\text{CO}] = \frac{5-4'5}{20} = 0'025 \text{ M} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \frac{10-4'5}{20} = 0'275 \text{ M} \quad [\text{H}_2] = [\text{CO}_2] \frac{4'5}{20} = 0'225 \text{ M}$$

b) Para calcular la presión total, sumamos los moles en el equilibrio y utilizamos la ecuación de los gases ideales

$$n_T = 0'5 + 5'5 + 4'5 + 4'5 = 15 \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot V \cdot T}{V} = \frac{15 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{k}^{-1} \cdot (900+273)\text{k}}{20 \text{ L}} = 72'14 \text{ atm}$$

$$c) K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0'225 \cdot 0'225}{0'025 \cdot 0'275} = 7'36$$

La K<sub>p</sub> la calculamos a partir de la relación con la K<sub>c</sub>: K<sub>p</sub> = K<sub>c</sub> (R·T)<sup>Δn</sup>

En este equilibrio, la diferencia de moles es cero, Δn = (1 + 1) - (1 + 1) = 0

Por tanto, K<sub>p</sub> = K<sub>c</sub> = 7'36

d) Al añadir H<sub>2</sub>, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se mueve hacia donde se consume ese producto añadido para restablecer de nuevo el equilibrio. Por tanto, se desplaza hacia la izquierda, es decir, hacia la formación de los reactivos.

B.4 Se lleva a cabo la electrólisis de una disolución acuosa de cobre (II).

- (1 punto) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo y calcule la carga necesaria para depositar 7,5 g de cobre.
- (1 punto) Si se utiliza la misma carga del apartado anterior para llevar a cabo la electrólisis del agua, ¿qué volumen de hidrógeno se desprende a 33 °C y 726 mmHg?

Datos. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>. F = 96485 C·mol<sup>-1</sup>. Masa atómica (u): Cu = 63,5.

a) Si se trata de una electrólisis, se forma Cu a partir de Cu<sup>2+</sup>, así las semirreacciones serán:

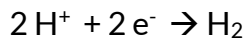
Semirreacción de reducción en el cátodo:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Semirreacción de oxidación en el ánodo:  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$

Para calcular la carga necesaria para depositar 7'5 gr, utilizamos la ecuación de Faraday

$$\text{masa}(\text{Cu}) = \frac{\text{Mát} \cdot Q}{n^\circ \text{e}^- \cdot F} \rightarrow Q = \frac{\text{masa} \cdot n^\circ \text{e}^- \cdot F}{\text{Mát}} = \frac{7'5 \text{ gr} \cdot 2 \cdot 96485}{63'5 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = 2'3 \cdot 10^4 \text{ C}$$

b) Hacemos la reacción de reducción para obtener  $\text{H}_2$



A partir de la Q, calculamos los moles de  $\text{H}_2$  que se generan

$$Q = n^\circ \text{mol H}_2 \cdot F \cdot n^\circ \text{e}^- \rightarrow n^\circ \text{mol H}_2 = \frac{Q}{F \cdot n^\circ \text{e}^-} = \frac{2'3 \cdot 10^4}{96485 \cdot 2} = 0'12 \text{ mol}$$

Y a partir de la ecuación de los gases:

$$V = \frac{n^\circ \text{ moles} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'12 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{k}^{-1} \cdot (33 + 273)\text{k}}{\left(\frac{726}{760}\right) \text{ atm}} = 3'15 \text{ L}$$

**B.5 Considere disoluciones acuosas de idéntica concentración de los compuestos: HCl,  $\text{NH}_4\text{I}$ , NaBr y KCN.**

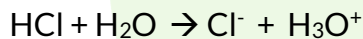
a) (1 punto) Deduzca, sin hacer cálculos, si las disoluciones son ácidas, básicas o neutras.

Escriba las reacciones correspondientes.

b) (1 punto) Ordénelas, razonadamente, en orden creciente de pH.

Datos.  $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \times 10^{-10}$ ;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$ .

a) El HCl es un ácido fuerte, luego se disocia por completo y por tanto la disolución será **ácida**



El  $\text{NH}_4\text{I}$  se disocia por completo:  $\text{NH}_4\text{I} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{I}^-$

El  $\text{I}^-$  es una base débil que procede de un ácido fuerte (HI) y no se hidroliza, sin embargo el amonio procede del amoníaco que es una base débil (como podemos comprobar con el dato que nos dan), luego es un ácido conjugado lo suficientemente fuerte para hidrolizarse

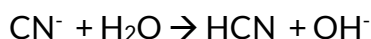


El NaBr se disocia en  $\text{NaBr} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Br}^-$

Ambos iones son débiles y por lo tanto no sufren hidrólisis y la disolución, como procede de una sal totalmente neutralizada, tendrá pH neutro y es una **disolución neutra**.

Por último la KCN se disocia por completo:  $\text{KCN} \rightarrow \text{K}^+ + \text{CN}^-$

El  $\text{K}^+$  procede de una base fuerte (KOH) y por tanto es débil y no se hidroliza, no así el  $\text{CN}^-$ , que proviene de un ácido débil y sí se hidroliza



Dando en este caso una **disolución básica**.



b) Si tenemos que ordenarlos en orden creciente, empezaremos primero por los ácidos y acabaremos con la disolución básica.

De las dos disoluciones ácidas, correspondientes al HCl y al  $\text{NH}_4\text{I}$ , el HCl tendrá el pH menor por ser un ácido fuerte ya que el  $\text{NH}_4^+$  es un ácido más débil y por tanto la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  será menor.

Después colocaremos a la disolución neutra, en este caso la disolución de NaBr, y por último la disolución básica

