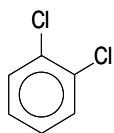
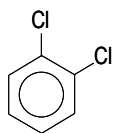


Examen de Selectividad – Química JUNIO 2015 - Andalucía

OPCIÓN A


1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Hidróxido de hierro (III); **b)** Dicromato de potasio; **c)** 1,2-Diclorobenceno; **d)** K_2O_2 ; **e)** H_3AsO_4 ; **f)** CH_3CHNH_2COOH .

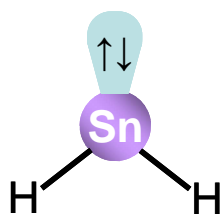


a) $Fe(OH)_3$; **b)** $K_2Cr_2O_7$; **c)**  ; **d)** peróxido de potasio; **e)** ácido arsénico; **f)** ácido 2-amino propanoico (alanina para los biólogos).

2.- **a)** Razone si una molécula de fórmula AB_2 debe ser siempre lineal.
b) Justifique quién debe tener un punto de fusión mayor, si el CsI o el CaO .
c) Ponga un ejemplo de una molécula con un átomo de nitrógeno con hibridación sp^3 y justifíquelo.

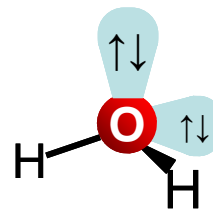
a) No siempre. La geometría molecular no viene definida por la estequiometría de la molécula sino, conforme al modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (VSEPR), por el número de pares enlazantes σ y de no-enlace E presentes en la capa de valencia del átomo central.

Así, si el átomo central en su estado neutro tiene dos electrones de valencia, como es el caso del Be ($Z=4$, configuración $1s^2 2s^2$), al formar el enlace por ejemplo en la molécula BeH_2 , existen sólo dos enlaces σ y ningún par no-compartido en la capa de valencia del átomo central, y entonces el número de direcciones en que se dirigen pares de electrones es $\sigma+E=2$ direcciones, así que efectivamente la molécula  será **lineal AB_2** .



Pero por ejemplo si el átomo central en su estado neutro tiene 4 electrones, como es el caso del Sn ($Z=50$, configuración $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^2$) en el $SnCl_2$, el número de enlaces σ será 2 y el de pares no-compartidos E del estaño será 1, y en este caso la geometría electrónica de la molécula será **trigonal plana**, y la molecular será **AB_2E angular derivada de la trigonal**.

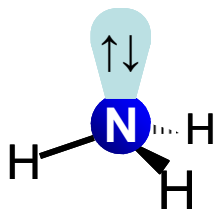
Aún puede darse otro caso más: si el átomo central en estado neutro tiene 6 electrones, como es el caso del O ($Z=6$, configuración $1s^2 2s^2 2p^4$) en el H_2O , el número de enlaces σ será 2 y el de pares no-compartidos E también 2, y en este caso la geometría electrónica de la molécula será **tetraédrica**, y la molecular será **AB_2E_2 angular derivada de la tetraédrica**.



b) Al comparar las constantes físicas de sólidos iónicos hay que tener en cuenta que la red cristalina es más estable cuanto mayor es la energía reticular U_r , que es la energía del enlace iónico. Como se trata de una interacción fundamentalmente electrostática, la energía reticular es directamente proporcional al producto de las cargas iónicas e inversamente proporcional a la suma de los radios iónicos. Suponiendo que los dos compuestos iónicos cristalicen en el mismo tipo de red, y que los radios iónicos de Cs^+ y de Ba^{2+} sean parecidos y los del I^- y del O_2^-

también, la diferencia residirá en el producto de las cargas. Para el BaO, las cargas iónicas son +2 y -2, mientras que para el CsI las cargas iónicas son +1 y -1; por tanto, cabe esperar que el **BaO tenga una energía reticular mayor** (negativa) (unas 4 veces mayor), por tanto que la red sea más estable y más difícil de desestructurar, y tenga mayor punto de fusión, que el CsI.

c) Una molécula con un átomo de N con hibridación sp^3 es por ejemplo el NH_3 (o también el ion amonio NH_4^+ , o cualquier amina RNH_2 , o hidroxilamina H_2NOH , o el NCl_3 ...)



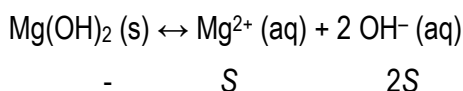
En el NH_3 , el N tiene configuración externa $2s^2 2p^3$, por lo cual presenta 5 electrones de valencia; los 3 ligandos H presentan 3 electrones desapareados que comparten con él, así que en total hay 8 electrones en la capa de valencia del N, que son 4 pares. De éstos, tres son enlaces σ y uno es un par no-compartido E, en total $\sigma + E = 4$, la geometría electrónica es **tetraédrica**, y la geometría molecular es **AB_3E , piramidal derivada de la tetraédrica**.

El N para formar esta molécula necesita utilizar $\sigma + E = 4$ **orbitales híbridos** de igual energía y de simetría tetraédrica, para ello tiene que hibridar 4 de sus orbitales atómicos (todos los de su capa de valencia): **1 OA "s" + 3 OA "p" = 4 OH "sp³"**.

3.- Dada una disolución saturada de $Mg(OH)_2$, cuya $K_s = 1,2 \cdot 10^{-11}$:

- Expresar el valor de K_s en función de la solubilidad.
- Razone cómo afectará a la solubilidad la adición de NaOH.
- Razone cómo afectará a la solubilidad una disminución del pH.

a) El hidróxido de magnesio es un electrolito poco soluble que se disocia parcialmente según:

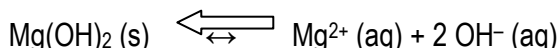
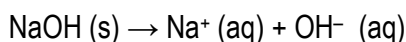


Cuando la disolución está saturada (en el equilibrio), se ha disuelto la máxima concentración posible de esta sustancia, y esta cantidad es la *solubilidad*, S. Por cada "S" moles por litro disociados aparecen en la disolución "S" moles por litro de Mg^{2+} y "2S" de OH^- .

La constante del equilibrio de disociación viene dada por:

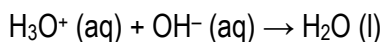
$$K_s = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = 1,44 \times 10^{-4} M$$

b) Si se añade NaOH, que es un electrolito fuerte, muy soluble, que se disocia completamente, aumenta la concentración $[OH^-]$. De acuerdo con el Principio de LeChâtelier, *cuando en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los parámetros que afectan al equilibrio químico (concentración, presión y temperatura), el sistema responde evolucionando espontáneamente en el sentido en que se opone a dicho cambio*. En este caso, añadir NaOH a la disolución aumenta la concentración de uno de los productos de la disociación, y el sistema tenderá a disminuir esta concentración, es decir, el equilibrio se desplazará hacia la formación del sólido:



La **disminución en la solubilidad** de un electrolito poco soluble debido a la presencia de otro electrolito más fuerte que genera alguno de los mismos iones que él (en este caso el ion hidróxido, OH^-), se conoce como el **efecto del ion común**.

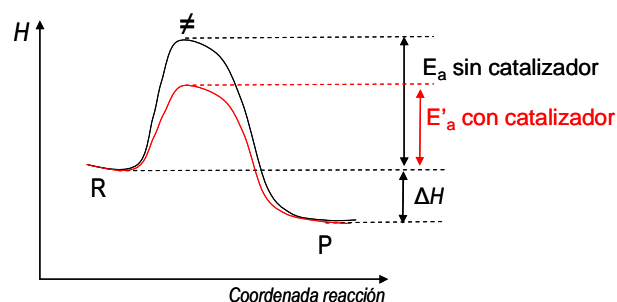
c) Una disminución del pH (acidificación del medio) dará lugar a una disminución en la concentración del ion hidróxido, ya que los H^+ del ácido reaccionarían con los OH^- para dar agua: $H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$, $K_w = 10^{-14}$ (reacción prácticamente completa). Esta acción tendría el efecto contrario a la anterior: al disminuir la concentración de un producto, el equilibrio se desplazaría en el sentido de la disociación en iones, **umentando la solubilidad**.



4.- Cuando a una reacción se le añade un catalizador, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La entalpía de la reacción disminuye.
- La energía de activación no varía.
- La velocidad de la reacción aumenta.

a) **FALSO**. La entalpía es una función de estado: esto significa que su variación en un proceso ΔH depende sólo del estado inicial y final, y no de las condiciones en que la reacción se lleva a cabo. Por tanto, no depende de la presencia o no del catalizador. El catalizador **no** cambia la ΔH .



El mecanismo por el que el catalizador acelera la velocidad de reacción es proporcionando un mecanismo de reacción alternativo que transcurre con una energía de activación menor, $E'_a < E_a$.

b) **FALSO** también. La E_a es la energía necesaria para que las moléculas de reactivos se transformen en moléculas de producto, y es precisamente lo que el catalizador hace variar, al permitir que la reacción suceda mediante otro mecanismo de reacción. O sea, el catalizador **sí** varía la energía de activación.

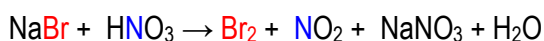
c) **VERDADERO**. Al transcurrir la reacción con catalizador por un mecanismo diferente con una E'_a menor, la fracción de moléculas de reactivos que presentan una energía cinética de agitación térmica mayor que la E'_a es mayor, por tanto el número de moléculas transformadas es mayor que en ausencia del catalizador; o sea que la velocidad de reacción **sí** es mayor con catalizador.

5.- 100 g de bromuro de sodio, NaBr, se tratan con ácido nítrico concentrado, HNO_3 , de densidad 1,39 g/mL y riqueza 70% en masa, hasta reacción completa. En esta reacción se obtienen Br_2 , NO_2 , $NaNO_3$ y agua como productos finales de la reacción.

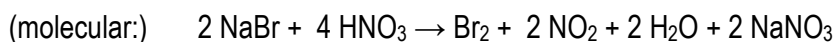
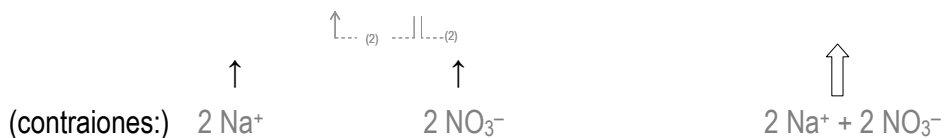
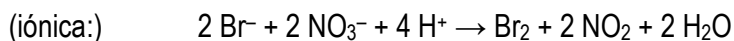
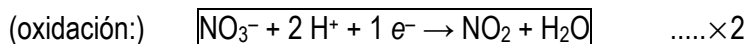
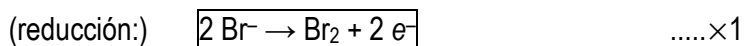
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.
- Calcule el volumen de ácido nítrico necesario para completar la reacción.

DATOS: Masas atómicas: Br=80; Na=23; O=16; N=14; H=1.

a) Para ajustar la reacción redox por el método del ion electrón en primer lugar hay que determinar los estados de oxidación de todos los elementos que intervienen en la reacción e identificar al oxidante y al reductor:



El ion bromuro, Br^- , es el reductor, porque se oxida bromo molecular, Br_2 , pasando su estado de oxidación de -1 a 0 ; el nitrato, NO_3^- , es el oxidante porque se reduce a NO_2 , pasando de $+5$ a $+4$. Las correspondientes semirreacciones se deben ajustar teniendo en cuenta que en medio ácido hay que escribir cada elemento que se oxida o se reduce con los O que lleva unidos directamente; equilibrar los O sumando H_2O donde haya menos oxígenos; equilibrar los H sumando H^+ donde haya menos, y por último equilibrar la carga sumando e^- donde haya más carga positiva; así que quedan:



(Al pasar de la reacción justada en forma iónica a la forma molecular hay que tener en cuenta que los contraiones que se añaden entre los reactivos para compensar las cargas de los reactivos iónicos deben coincidir con los que se añaden entre los productos, ya que la reacción en forma iónica **estaba ajustada**: si no coinciden los contraiones que añadimos estaríamos desajustando la reacción. Si entran entre los reactivos dos iones Na^+ para los Br^- y entran dos NO_3^- para los H^+ que no llevaban aún un nitrato acompañante, también deben aparecer en los productos; como entre los productos de la reacción iónica ajustada no hay sustancias con carga, estos iones deben combinarse entre sí para formar el NaNO_3 . Esto es lo que quiere decir la flecha sólida ($\hat{=}$): que los iones “acompañantes” que no han tomado parte en los procesos de intercambio de electrones deben quedar en los productos de reacción de alguna manera, combinándose si hace falta para dar un electrolito en la reacción molecular, aunque no aparezca en la reacción iónica.)

b) Este segundo apartado es un sencillo cálculo estequiométrico:

$$100 \text{ g NaBr} \times \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g}} \times \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NaBr}} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{100 \text{ g totales}}{70 \text{ g HNO}_3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1,39 \text{ g totales}} = 125,7 \text{ mL}$$

donde hemos usado el Peso Molar para pasar de gramos a moles de NaBr, la estequiometría de la reacción ajustada para pasar a moles de ácido, el PM del ácido para pasar a gramos de ácido, la riqueza de la disolución para pasar a masa total de disolución, y la densidad para hallar el volumen correspondiente.

6.- a) A 25°C la constante de basicidad del NH_3 es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Si se tiene una disolución $0,1 \text{ M}$ de NH_3 , calcule el grado de disociación.

b) Calcule la concentración de iones Ba^{2+} de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que tenga un $\text{pH}=10$.

a) El NH_3 es una base débil que se disocia según: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. La concentración inicial de amoníaco es $0,1$ moles/L, y de éstos se disociará una cantidad desconocida x . El grado de disociación de un electrolito débil viene dado por el cociente entre los moles disociados y los

$$\text{moles totales o iniciales, por lo tanto: } \alpha = \frac{x}{C} = \frac{x}{0,1} \Leftrightarrow x = C\alpha$$

Para hallarlo construimos una tabla de concentraciones:

	NH ₃	+ H ₂ O	↔ NH ₄ ⁺	+ OH ⁻
C ₀	0,1	-	-	-
ΔC	-0,1α	-	+0,1α	+0,1α
C _{Eq}	0,1(1- α)	-	0,1α	0,1α

Y sustituimos las concentraciones finales alcanzadas en la condición de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \approx 0,1\alpha^2 \quad (\text{aproximación válida cuando: } K_b < \frac{C}{100}, \text{ es el caso})$$

$\alpha = \sqrt{\frac{1,8 \times 10^{-5}}{0,1}} = 0,0134$, lo que significa que a esta temperatura y concentración de amoníaco sólo se disocian el 1,34% de las moléculas en disolución.

Aunque no se pide esta vez, a partir de aquí resulta fácil hallar el pH:

$$[\text{OH}^-] = 0,1\alpha = 0,00134 \text{ M}; \quad \text{pOH} = 2,87; \quad \text{pH} = 11,13 \text{ (básico, obviamente)}$$

b) El Ba(OH)₂ es una base fuerte, aunque poco soluble. Lo poco que se disuelve está completamente disociado, según: Ba(OH)₂ (s) ↔ Ba²⁺ (aq) + 2 OH⁻ (aq). Si se disuelven C moles/L, la disolución contendrá C moles/L de ion Ba²⁺ y 2C moles/L de OH⁻.

	Ba(OH) ₂ (s)	↔ Ba ²⁺	+ 2 OH ⁻
C _{Eq}	-	C	2C

Aquí el cálculo de la concentración [Ba²⁺] hay que hacerlo a partir del pH. Si pH=10:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 4; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M} = 2C; \quad C = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M} = [\text{Ba}^{2+}]$$

OPCIÓN B

1. Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Óxido de manganeso (VII); **b)** Ácido clórico; **c)** Butan-2-amina; **d)** CaH_2 ; **e)** NaHSO_4 ; **f)** HCHO .

a) Mn_2O_7 ; **b)** HClO_3 ; **c)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CH}_3$; **d)** hidruro de calcio; **e)** hidrógeno sulfato de sodio; **f)** metanal o formaldehído.

2.- Una cantidad de dióxigeno ocupa un volumen de 825 mL a 27°C y una presión de 0,8 atm. Calcule:

a) ¿Cuántos gramos hay en la muestra?

b) ¿Qué volumen ocupará la muestra en condiciones normales?

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?

a) Para saber la masa de O_2 que contiene la muestra hallamos en primer lugar el número de moles, ya que para los gases siempre se verifica que $pV = nRT$. Hay que tener en cuenta que para usar el dato $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ los datos introducidos en el cálculo deben estar en estas mismas unidades: $T=27^\circ\text{C}=300\text{K}$; $V=825 \text{ mL}=0,825 \text{ L}$;

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{0,8 \times 0,825}{0,082 \times 300} = 0,0268 \text{ moles } \text{O}_2; \text{ y ahora hallamos la masa usando el PM:}$$

$$0,0268 \text{ mol } \text{O}_2 \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} = 0,86 \text{ g } \text{O}_2$$

b) En condiciones normales, un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L, por tanto:

$$0,0268 \text{ mol } \text{O}_2 \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} = 0,60 \text{ L } \text{O}_2$$

c) El número de partículas que componen una muestra material se relaciona con el número de moles mediante el Número de Avogadro, $N_A=6,022 \cdot 10^{23}$ partículas/mol. Por tanto:

$$0,0268 \text{ mol } \text{O}_2 \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula}} = 3,23 \times 10^{22} \text{ átomos O.}$$

3.- **a)** Escriba la configuración electrónica del rubidio.

b) Indique el conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental.

c) Justifique cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{3+} .

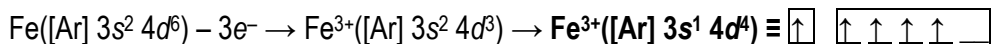
a) El rubidio es el elemento del Grupo 1 de la Tabla Periódica que corresponde al Periodo V. Por lo tanto, su número atómico (el número de protones presentes en el núcleo, y también el número de electrones presentes en la capa de valencia en el átomo neutro) se puede calcular a partir de su posición en la Tabla, ya que los elementos en la Tabla Periódica aparecen ordenados por su número atómico Z. Como en el primer Periodo hay sólo 2 elementos, y en los Periodos II y III hay 8, y en el IV y el V hay 18 elementos, el número de electrones presentes en el átomo de Rb es: $Z = 2 + 8 + 8 + 18 + 1 = 37$.

Por tanto la configuración electrónica del Rb es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$, o simplemente **[Kr] $5s^1$** (para los amigos).

b) De la misma manera se puede deducir la configuración del Cs; pero basta con saber que en la Tabla se encuentra debajo del Rb, para deducir que está en el *Periodo VI, Grupo 1*, y que por tanto su configuración de valencia es $6s^1$. Los números cuánticos del electrón diferenciador del Cs son: $n=6$ (porque está en la capa 6^a), $l=0$ (porque está en la subcapa $6s$), $m=0$ (único valor posible para un orbital "s"), $s=+1/2$ (suponiendo que el *spin* sea positivo, por ser el primer electrón en el orbital; realmente daría igual que fuera negativo). Así pues: **(6, 0, 0, +1/2)**.

c) El Fe es el elemento del *IV Periodo, Grupo 8*, por tanto su configuración electrónica externa será: $4s^2 3d^6$, en estado **neutro**; en el estado de oxidación +3 presenta tres electrones menos. Aunque en principio los átomos al ionizarse pierden los electrones de los orbitales más externos de la corteza, en este caso hay que tener en cuenta un efecto energético peculiar que se da en algunos elementos de transición. La energía de los orbitales va cambiando conforme aumenta el número atómico Z , y en general para los elementos del Grupo 6 en cada Periodo, a los que en principio correspondería una configuración externa de $ns^2 (n-1)d^4$, tiene lugar una anomalía en el orden de ocupación de los orbitales, pasando a configuración $ns^1 (n-1)d^5$. Esta anomalía se debe a que la diferencia de energía entre el orbital s y los orbitales d va disminuyendo, y para los elementos del Grupo del Cr, la diferencia se vuelve menor que la energía de repulsión interelectrónica que afecta a los electrones del orbital s . En estas circunstancias, para el electrón del orbital s es más favorable "subir un pequeño escalón" en energía orbital, disminuyendo significativamente la repulsión interelectrónica al encontrarse solo en el 5^o orbital d , que permanecer en el orbital s pero compartiendo la misma región del espacio con otra carga negativa, que lo repele y lo desestabiliza. Esta es la razón por la que el Cr presenta configuración $4s^1 3d^5$, en lugar de $4s^2 3d^4$ como en principio se esperaría.

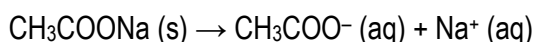
Pues bien, esta aparente anomalía se mantiene para los iones de los siguientes elementos de la serie de transición. Por esta razón, los electrones que pierde el átomo de Fe al oxidarse hasta el estado +3, proceden de la subcapa $3d$, pero inmediatamente de su salida de los orbitales d , un electrón salta desde el orbital $4s$ hasta uno de los que quedan vacantes, quedando el catión en la configuración siguiente:



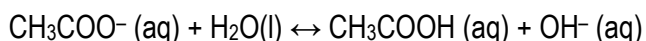
Así que el número de electrones desapareados del Fe^{3+} es **5**.

4.- Escriba las reacciones de hidrólisis de las siguientes sales y justifique a partir de las mismas si el pH resultante será ácido, básico o neutro: **a)** CH_3COONa . **b)** NaNO_3 . **c)** NH_4Cl .

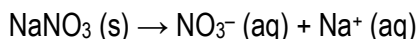
a) El acetato de sodio es una sal de ácido débil (acético) y base fuerte (hidróxido de sodio). Cuando se disuelve en agua se disocia dando sus iones:



El ion Na^+ es el ácido conjugado de una base *fuerte*; por tanto es un ácido **nulo**, no da reacción de hidrólisis. El ion acetato es la base conjugada de un ácido *débil*, por tanto es una base **débil**, y dará la siguiente reacción de hidrólisis (generando medio **básico, pH>7**):



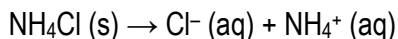
b) El nitrato de sodio es una sal de ácido fuerte (nitríco) y base fuerte (hidróxido de sodio). Cuando se disuelve en agua genera los iones:



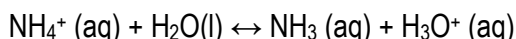
El ion Na^+ no da reacción de hidrólisis, porque procede de una base *fuerte*, como se expuso en el apartado anterior. El ion nitrato tampoco, porque es la base conjugada de un ácido *fuerte*, por

tanto es una base **nula**. Como ninguna de las especies iónicas es capaz de intercambiar protones con el agua, la disolución conservará el mismo pH que antes de disolver las sales: **neutro (pH=7)**.

c) El cloruro de amonio es una sal de ácido fuerte (clorhídrico) y base débil (amoníaco). Cuando se disuelve en agua se disocia según:



El ion Cl^- es la base conjugada de un ácido *fuerte*; por tanto es una base **nula**, y no se hidroliza. En cambio, el ion amonio NH_4^+ es el ácido conjugado de una base *débil*, por tanto es un ácido **débil**, y dará lugar a un **pH ácido (pH<7)** mediante la reacción de hidrólisis:



5.- Para que la reacción en equilibrio a 25°C: $2 \text{ ICl (s)} \leftrightarrow \text{I}_2 \text{ (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$, $K_P=0,24$. En un recipiente de 2 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl (s).

a) ¿Cuál será la concentración de Cl_2 (g) cuando se alcance el equilibrio?

b) ¿Cuántos gramos de ICl (s) quedarán en el equilibrio?

DATOS: Masas atómicas: I=127; Cl=35,5. $R=0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

a) Para calcular las cantidades de reactivos y productos en el equilibrio construimos una tabla de número de moles:

	2 ICl (s)	\leftrightarrow	I ₂ (s)	+	Cl ₂ (g)
n_0	2		–		–
Δn	-2x		+x		+x
n_{Eq}	2-2x		x		x
p_{Eq}	–		–		p

La condición de equilibrio, para este sistema heterogéneo, es: $K_P=p_{\text{Cl}_2}=0,24 \text{ atm}$.

Para los gases: $pV=nRT$; $[\text{Cl}_2] = \frac{n}{V} = \frac{p_{\text{Cl}_2}}{RT} = \frac{0,24}{0,082 \times 298} = 0,00982 \text{ M}$

b) Para hallar la masa remanente de ICl en el equilibrio, hay que calcular cuánto ha reaccionado; lo hallamos a partir del Cl_2 formado: $n_{\text{Cl}_2} = x = [\text{Cl}_2] \times V = 0,0196 \text{ moles}$; así la cantidad que

queda de ICl es: $n_{\text{ICl,Eq}} = 2 - 2x = 2 - 0,0393 = 1,9607 \text{ moles}$ $\frac{162,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 319 \text{ g ICl}$

6.- Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:



a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25°C, indicando si es exotérmica o endotérmica.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?

DATOS: $\Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})] = -673,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: H=1; C=12; O=16.

a) De acuerdo con la **Ley de Hess**, como la entalpía es una función de estado, su variación ΔH en un proceso depende sólo de los estados inicial y final, no de los estados intermedios. Una consecuencia es que la ΔH de cualquier reacción se puede calcular a partir de las ΔH_f de reactivos y productos, conforme a la relación: $\Delta H_{RQ} = \sum \Delta H_{f, \text{Productos}} - \sum \Delta H_{f, \text{Reactivos}}$.

En particular, para la reacción de la fotosíntesis:

$$\Delta H_{\text{fot.}} = \Delta H_{f, \text{glucosa}} - 6 \cdot \Delta H_{f, \text{CO}_2} - 6 \cdot \Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}} = -673 - 6 \cdot (-393,5) - 6 \cdot (-285,8) = +3403 \text{ kJ/mol.}$$

La reacción es fuertemente **endotérmica**: la planta necesita capturar una gran cantidad de energía solar para poder llevar a cabo este proceso.

b) La cantidad de energía desprendida al formarse la glucosa a partir de sus elementos no se calcula con la entalpía que acabamos de calcular, sino con la entalpía de formación de la glucosa:

$$500 \text{ g glucosa} \frac{1 \text{ mol} \cdot -673 \text{ kJ}}{180 \text{ g} \quad 1 \text{ mol}} = -1869,4 \text{ kJ}$$

El signo negativo indica que esta cantidad de energía es un calor **desprendido**.