

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD PARA ALUMNOS DE
BACHILLERATO LOGSE

Septiembre 2009

QUÍMICA. CÓDIGO 60

BLOQUE PRIMERO: conteste a un máximo de 4 preguntas. 1,5 puntos por pregunta

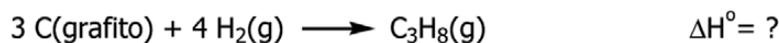
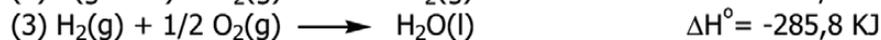
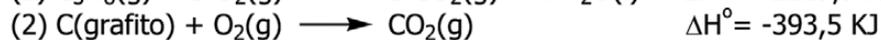
- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - Ar y S^{2-} tienen la misma configuración electrónica.
 - Ar y S^{2-} tienen el mismo número de protones.
 - Ar tiene mayor energía de ionización que S.
- Conteste a las siguientes cuestiones sobre ácido-base:
 - Indique cuales son los ácidos conjugados de HPO_4^{2-} y OH^- .
 - ¿Qué efecto produce la adición de una base a una disolución acuosa de amoníaco? En todos los casos escribir los equilibrios químicos que justifiquen su respuesta.
- Dadas las siguientes reacciones:

1.- $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$	$\Delta H^0 = 131,3 \text{ KJ.mol}^{-1}$
2.- $Ca(OH)_2(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons CaCO_3(s) + H_2O(g)$	$\Delta H^0 = 153,7 \text{ KJ.mol}^{-1}$

 Razone el efecto que tiene sobre la situación de equilibrio de cada una de las siguientes modificaciones.
 - Una disminución del volumen en la reacción 1.
 - Un aumento de la presión en la reacción 2.
 - Un aumento de la temperatura en la reacción 2.
- Dada la siguiente reacción: $KMnO_{4(aq)} + SnCl_{2(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow SnCl_{4(aq)} + MnCl_{2(aq)} + KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
 - Ajuste la siguiente reacción, en forma molecular, por el método del ion-electrón.
 - Calcule el peso equivalente del agente reductor.
- Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. 1,0 g ocupa 1,0 L a 333 mm de Hg y 200 °C. Por combustión del 10 g del compuesto se obtienen 0,455 moles de CO_2 y 0,455 moles de agua. Calcule la fórmula empírica y molecular del compuesto.
 $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K^{-1}$
- Nombre o formule los siguientes compuestos: HgS, CaO_2 , H_2MnO_4 , $CH_3-CH_2-CO-CH_3$, $(CH_3)_2CH-O-CH_3$, silano, hidróxido de níquel, hidrogenosulfito de hierro(II), 1,2-dibromopropano, anhídrido acético.

BLOQUE SEGUNDO: conteste a un máximo de 2 preguntas. 2 puntos por pregunta.

- Calcule la entalpía estándar de formación del propano a partir de los siguientes datos:



- b) Indique en qué ley se basa para hacer dicho cálculo y defínala.
c) Justifique si la reacción de formación de propano será espontánea a cualquier temperatura.
8. El pentacloruro de fósforo se disocia según: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ siendo $K_c 7,93 \cdot 10^{-3}$ a 200 °C. Calcule:
- a) El grado de disociación a dicha temperatura si en un matraz de un litro se introducen 3,125 g de PCl_5 .
b) El grado de disociación si al introducir los 3,125 g de PCl_5 el matraz estaba previamente lleno de cloro en condiciones normales.
9. Calcule:
- a) El pH de una disolución de HCl del 2 % de riqueza y $1,008 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ de densidad.
b) La masa de KOH necesaria para preparar 15 L de una disolución de pH 12,90.
c) El pH de la disolución resultante obtenida de mezclar 10 mL de la disolución a) y 30 mL de la disolución b).

Masas atómicas: C= 12,0; Cl= 35,5; H= 1; K= 39,1 ; Mn= 55; O= 16,0; P= 31,0; Sn=118,7.

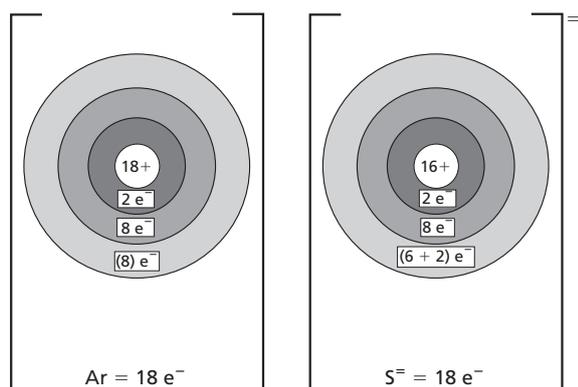
SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Bloque primero

1 Las especies propuestas son especies isoelectrónicas pues poseen el mismo número de electrones.

Las configuraciones electrónicas se ilustran a continuación:



Por todo ello las soluciones a las propuestas del enunciado son:

- a) Verdadera. Para ambas especies es $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$.
- b) Falsa. Pues se trata de elementos diferentes, el Ar posee 18 protones y el S^{2-} tiene 16, tal como se refleja en la figura adjunta
- c) Verdadera.

La **energía de ionización (EI)** o **potencial de ionización (PI)** es la energía necesaria que hay que proporcionar a un átomo, en estado fundamental y gaseoso, para arrancar el último electrón de una capa de valencia.

Un átomo poseerá tantos valores de energía de ionización como número de electrones tenga.

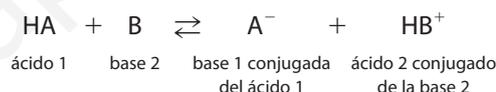
La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el último electrón de la capa más exterior, su valor es el menor de todas las demás pues los electrones de valencia estarán menos atraídos por el núcleo.

La primera energía de ionización del Ar será mayor que la del S; pues el gas noble está en capa completa y además en estado neutro, por lo que es mucho más estable que el S.

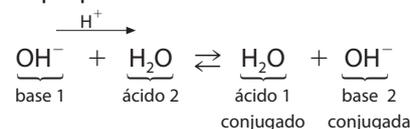
2 Aplicamos la teoría sobre ácidos y bases de Brønsted-Lowry:

- **Ácidos:** son aquellas especies químicas capaces de ceder protones H^+ .
- **Bases:** son aquellas especies químicas capaces de captar protones H^+ .
- **Anfóteras:** son aquellas especies que pueden comportarse como ácido o como base, dependiendo de la sustancia con la que reaccionen.

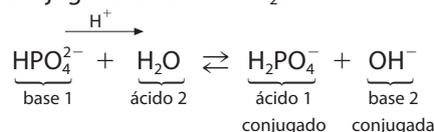
De este concepto se deduce que, si una especie química cede un protón, el resto de la molécula se convierte automáticamente en una especie que *aceptará* protones, es decir, en la base conjugada del ácido, e igual ocurre con las bases, de forma que se establece un sistema doble de ácido-base conjugados:



a) Como el enunciado solicita los ácidos conjugados, las especies propuestas actúan como bases:

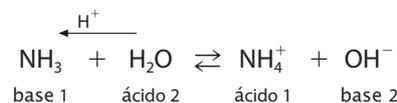


El ácido conjugado de OH^- es H_2O .

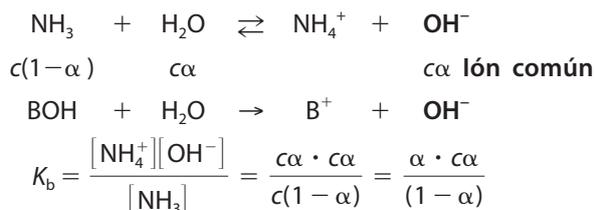


El ácido conjugado de HPO_4^{2-} es $H_2PO_4^-$.

b) El equilibrio del amoníaco:

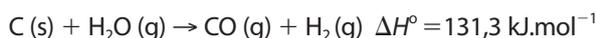


Al añadir a la disolución una base, esta se disocia y proporciona más iones OH^- , al aumentar la concentración de iones OH^- (efecto del ión común), según el principio de Le Châtelier, el equilibrio del NH_3 se desplaza hacia los reactivos y el grado de disociación α del NH_3 disminuye, pues la K_b permanece constante.



3 Para resolver el ejercicio se aplicará el principio de Le Châtelier «El equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido que se oponga a dicha perturbación para alcanzar el nuevo equilibrio».

a) Reacción 1



C (s) + H ₂ O (g) → CO ₂ (g) + H ₂ (g)	
Reactivos	Productos
1 mol gaseoso < 2 mol gaseoso	
p _p	p _p reactivos < p _p productos
Evolución: hacia la izquierda	

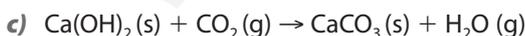
Una disminución del volumen supone un aumento de presión y ante el aumento presión, este equilibrio, evolucionará en el sentido de contrarrestarlo o sea, hacia donde hay menor presión y eso ocurre en la zona de los reactivos pues allí hay 1 mol de gas, y la presión parcial de este es menor que la de los productos donde hay 2 moles, por ello el equilibrio se desplazará hacia los reactivos.

b) Reacción 2



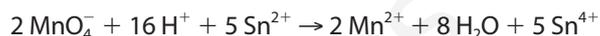
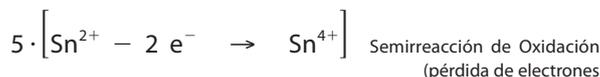
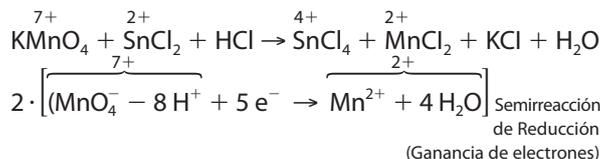
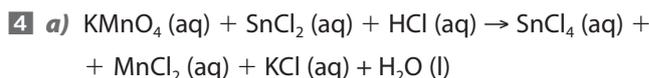
Ca(OH) ₂ (s) + CO ₂ (g) → CaCO ₃ (s) + H ₂ O (g)	
Reactivos	Productos
1 mol gaseoso = 1 mol gaseoso	
p _p	p _p reactivos = p _p productos
Evolución: no hay alteración	

La cantidad de moles gaseosos que existe en los reactivos (1 mol) es la misma que la que hay en los productos, por lo que las presiones parciales son también iguales en ambos términos, por lo tanto ante una variación de la presión (aumento o disminución), el equilibrio no se altera.

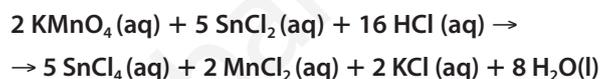


$$\Delta H^\circ = 153,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como $\Delta H^\circ > 0$ la reacción es endotérmica, por tanto ante un aumento de temperatura el equilibrio evolucionará en el sentido de disminuir dicho aumento es decir evolucionará hacia los productos.



Los protones se van a utilizar en el HCl. Pasando los iones a las especies moleculares de procedencia y reordenando el ajuste definitivo queda:



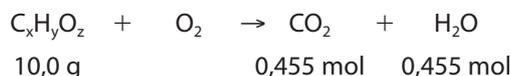
b) El agente reductor es el Sn²⁺, es decir el SnCl₂.

$$\text{Teniendo en cuenta que: } 1 \text{Eq} = \frac{M_m}{\text{valencia}} =$$

$$= \frac{M_m}{n \cdot \text{electrones intercambiados}} = \frac{M_m}{n}$$

$$P_{\text{eq}} = \frac{M_m}{\text{valencia}} = \frac{M_m}{2}$$

5 a) 1. Se plantea la ecuación del proceso (sin ajustar) y se hace un balance:



• Todo el C del compuesto ha pasado a formar parte del CO₂; determinando la cantidad de C que hay en 0,455 mol de CO₂, conoceremos la cantidad de C que hay en 10 g de compuesto.

$$\frac{\text{si en 1 mol de CO}_2}{12 \text{ g son de C}} = \frac{\text{en 0,455 mol de CO}_2}{\text{habrá x g de C}} \Rightarrow x = 5,46 \text{ g de C}$$

• Todo el H del compuesto ha pasado a formar parte del H₂O. De forma similar, determinando la cantidad de H que hay en 0,455 mol de agua, sabremos qué cantidad de H hay en 10 g de compuesto.

$$\frac{\text{si en 1 mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ g son de H}} = \frac{\text{en 0,455 mol de H}_2\text{O}}{\text{habrá y g de H}} \Rightarrow y = 0,91 \text{ g de C}$$

• Restando, se calcula la cantidad de O en 10 g de compuesto.

$$10 - 5,46 - 0,91 = 3,63 \text{ g de O}$$

2. Una vez que se conoce la composición en masa del compuesto, se determina su composición en moles de átomos:

$$\text{C: } 5,46 \rightarrow \frac{5,46 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 0,455 \text{ mol de átomos de C}$$

$$\text{H: } 0,91 \rightarrow \frac{0,91 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 0,91 \text{ mol de átomos de H}$$

$$\text{O: } 3,63 \rightarrow \frac{3,63 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,227 \text{ mol de átomos de O}$$

$$\left. \begin{aligned} \frac{0,455}{0,227} &= 2 \\ \frac{0,91}{0,227} &= 4 \\ \frac{0,227}{0,227} &= 1 \end{aligned} \right\} \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_1: \text{Fórmula empírica}$$

b) Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, se obtiene la masa molecular del compuesto:

$$\begin{aligned} pV &= \frac{m}{M_m} RT \Rightarrow M_m = \frac{mRT}{pV} = \\ &= \frac{1 \cdot 0,082 \cdot (200 + 273)}{\frac{333}{760} \cdot 1} = \frac{0,082 \cdot 473}{0,4381} = \\ &= 88,52 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

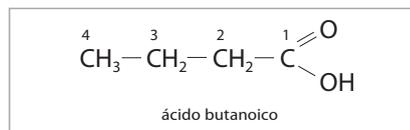
La masa de la fórmula molecular será n veces la masa de la fórmula empírica: $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_1)_n$

$$M_{\text{fórmula molecular}} = n M_{\text{fórmula empírica}}$$

$$88 = 12 \cdot 2n + 1 \cdot 4n + 16 \cdot 1n \Rightarrow 44n = 88 \Rightarrow n = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular: $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

Un posible isómero:

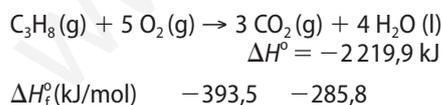


Fórmula	Nombre
HgS	Monosulfuro de mercurio (Sulfuro de mercurio)
CaO ₂	Dióxido de calcio (Peróxido de calcio)
H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
CH ₃ -CH ₂ -CO-CH ₃	Butanona
(CH ₃) ₂ CH-OCH ₃	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{O}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Metil-isopropiléter

Nombre	Fórmula
silano	SiH ₄
hidróxido de níquel	Ni(OH) ₃
hidrogenosulfito de hierro(II)	Fe(HSO ₃) ₂
1,2-dibromopropano	$\begin{array}{ccc} & 3 & 2 & 1 \\ & \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_3 \\ & & & \\ & \text{Br} & & \text{Br} \end{array}$
anhídrido acético	$\begin{array}{ccc} & \text{O} & & \text{O} \\ & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{O} & -\text{C} & -\text{CH}_3 \end{array}$

Bloque segundo

7 a) Se plantea la ecuación ajustada de 1 mol de propano y se ponen los datos del enunciado:

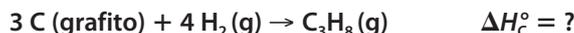


Aplicando el balance energético de la reacción, queda que:

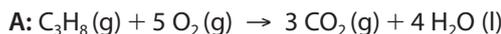
$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reacción}}^\circ &= \sum n \Delta H_{\text{productos}}^\circ - \sum n \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ = \\ &= [3(-393,5) + 4(-285,8)] - \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ = \\ &= -2219,9 \Rightarrow -1180,5 - 1143,2 - \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ = \\ &= -2219,9 \Rightarrow \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ = -103,8 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Otra forma de hallar la solución es aplicando la Ley de Hess:

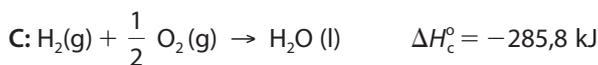
Para calcular:



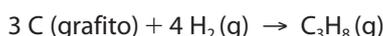
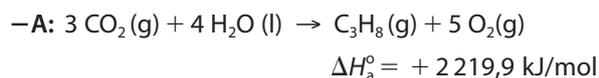
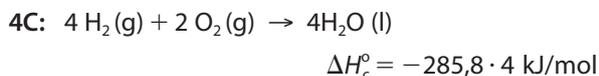
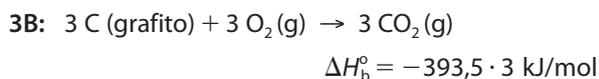
Se plantean las reacciones dadas, con sus entalpías:



$$\Delta H_a^\circ = -2219,9 \text{ kJ}$$



Se disponen las ecuaciones en el orden de la principal y se multiplican por los coeficientes necesarios para obtener esta, cambiando el signo de la entalpía si se invierte la reacción:



$\Delta H_c^\circ = \Sigma \Delta H_a^\circ + \Sigma \Delta H_b^\circ + \Sigma \Delta H_c^\circ \Rightarrow$
 $\Rightarrow \Delta H_c^\circ = (-393,5 \cdot 3) + (-285,8 \cdot 4) + (+2219,9) =$
 $= -103,8 \text{ kJ/mol}$

b) Se aplica la ley de Hess para obtener la reacción pedida por el enunciado.

Cuando un proceso se puede realizar, bien directamente, o bien a través de una serie de pasos intermedios, la variación de entalpía del proceso directo es igual a la suma de las variaciones de entalpía de cada uno de los procesos que dan lugar al mismo proceso global.

c) La espontaneidad de una reacción viene determinada por el signo de ΔG :

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ Si $\Delta G < 0$, el proceso es espontáneo en el sentido en que está escrito.

Como en la reacción se produce un aumento del desorden $\Delta S > 0$.

Se realiza un estudio de signos para comprobar a que temperaturas el proceso es espontáneo.

$\Delta G =$	ΔH	$-T[\Delta S]$
Estudio de signos	+	$-T[-]$
	-	+
Signo de ΔG	$\Delta G > 0$ Espontánea a todas las temperaturas	

8 **Comentario:** En este caso hay que expresar los gramos de pentacloruro de fósforo, en moles, para continuar después con la pauta normal de resolución.

$M_m \text{ PCl}_5 = 208,5 \text{ g/mol}$

Cálculo de los moles iniciales del PCl_5 :

$n = \frac{m}{M_m} = \frac{3,125 \text{ g}}{208,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,015 \text{ mol}$

a)

$V = 1 \text{ L}$	$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$		
$n_{\text{iniciales}}$	0,015	-	-
$n_{\text{reaccionantes}}$	x	-	-
n_{formados}	-	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,015 - x$	x	x
$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{0,015 - x}{1}$	$\frac{x}{1}$	$\frac{x}{1}$

Relacionamos las concentraciones en el equilibrio con el valor de K_c :

$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{x \cdot x}{(0,015 - x)} = 7,93 \cdot 10^{-3}$

Resolviendo la ecuación de segundo grado resultante, obtenemos:

$x^2 + 7,93 \cdot 10^{-3} x - 1,19 \cdot 10^{-4} = 0 \Rightarrow x = 7,64 \cdot 10^{-3}$

Aplicando, la definición de grado de disociación tenemos:

$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{7,64 \cdot 10^{-3}}{0,015} = 0,5094 \Rightarrow$
 $\Rightarrow \alpha = 50,94 \%$

También se puede resolver por razonamiento proporcional:

Si de 0,015 moles iniciales de PCl_5 se han disociado $7,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 de 1 mol de PCl_5 se disociará $\alpha \Rightarrow \alpha = 0,5094 \Rightarrow \alpha = 50,94 \%$

Otra forma de resolverlo, es aplicando el concepto de grado de disociación α :

$V = 1 \text{ L}$	$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$		
$n_{\text{iniciales}}$	$n_0 = 0,015$	-	-
$n_{\text{reaccionantes}}$	$n_0 \alpha$	-	-
n_{formados}	-	$n_0 \alpha$	$n_0 \alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n_0(1 - \alpha)$	$n_0 \alpha$	$n_0 \alpha$
$[]_{\text{equilibrio}}$	$n_0(1 - \alpha)/1$	$n_0 \alpha/1$	$n_0 \alpha/1$

Relacionamos las concentraciones en el equilibrio con el valor de K_c :

$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(n_0 \alpha)(n_0 \alpha)}{n_0(1 - \alpha)} =$
 $= \frac{n_0 \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,015 \alpha^2}{(1 - \alpha)} = 7,93 \cdot 10^{-3}$

Resolviendo la ecuación de segundo grado resultante, obtenemos:

$0,015 \alpha^2 + 7,93 \cdot 10^{-3} \alpha - 7,93 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow$
 $\Rightarrow \alpha = 0,5093 \Rightarrow \alpha = 50,93 \%$

b) Se calcula el número de moles de cloro que se introduce en el matraz:

$$1 \text{ L de gas en CN} \cdot \frac{1 \text{ mol de gas en CN}}{22,4 \text{ L}} = 0,045 \text{ mol de Cl}_2$$

$V = 1 \text{ L}$	$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$		
$n_{\text{iniciales}}$	0,015	—	0,045
$n_{\text{reaccionantes}}$	x	—	—
n_{formados}	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,015 - x$	x	x
$[\]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{0,015 - x}{1}$	$\frac{x}{1}$	$\frac{0,045 + x}{1}$

Relacionamos las concentraciones en el equilibrio con el valor de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{x(0,045 + x)}{(0,015 - x)} = 7,93 \cdot 10^{-3}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado resultante, obtenemos:

$$x^2 + 0,05293x - 1,19 \cdot 10^{-4} = 0 \Rightarrow x = 2,16 \cdot 10^{-3}$$

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{2,16 \cdot 10^{-3}}{0,015} = 0,144 \Rightarrow \alpha = 14,4\%$$

Otra forma de resolverlo, es aplicando el concepto de grado de disociación α :

$V = 1 \text{ L}$	$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$		
$n_{\text{iniciales}}$	$n_0 = 0,015$	—	0,045
$n_{\text{reaccionantes}}$	$n_0 \alpha$	—	—
n_{formados}	—	$n_0 \alpha$	$n_0 \alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n_0(1 - \alpha)$	$n_0 \alpha$	$n_0 \alpha + 0,045$
$[\]_{\text{equilibrio}}$	$n_0(1 - \alpha)/1$	$n_0 \alpha/1$	$n_0 \alpha + 0,045/1$

Relacionamos las concentraciones en el equilibrio con el valor de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(n_0 \alpha)(n_0 \alpha + 0,045)}{n_0(1 - \alpha)} = 7,93 \cdot 10^{-3}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado, obtenemos:

$$0,0288 \alpha^2 + 0,05293 \alpha - 7,93 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow \alpha = 0,1401 \Rightarrow \alpha = 14,01\%$$

9 b) Se calcula la molaridad de HCl. Para ello, necesitamos conocer los gramos en un litro de disolución.

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = 1,008 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1008 \text{ g de disolución}$$

$$\text{n}^\circ \text{ gramos de HCl puros en el litro: } 1008 \cdot 0,02 = 20,16 \text{ g}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m}{M_m} = \frac{20,16 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,552 \text{ mol}$$

Como estos moles están en el litro considerado la molaridad será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,552 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,552 \text{ M}$$

Nota: Los cálculos anteriores se pueden resumir en la siguiente fórmula:

$$\text{Molaridad} = \frac{r(\% / 1)(\text{riqueza en tanto por uno}) \cdot \rho (\text{g/litro})}{M_m} = \frac{0,02 \cdot 100 \text{ g/L}}{36,5} = 0,552 \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte se disocia totalmente

	$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Molaridad	0,552 0,552 0,552
Moles disociados	0,552 0,552 0,552

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [0,552] = 0,26 \Rightarrow \text{pH} = 0,26$$

b) Cálculo del pOH = $14 - \text{pH} = 14 - 12,90 = 1,1$

Como $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ se obtiene la concentración de iones OH^- .

$$[\text{OH}^-] = \text{antilog}(-\text{pOH}) = \text{antilog}(-1,1) = 0,0794 \text{ M}$$

Como el KOH es una base fuerte está totalmente disociada, y la concentración de iones $[\text{OH}^-]$ es la misma que la de la base:

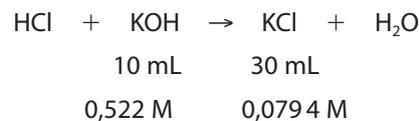
$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
0,0794 M 0,0794 M 0,0794 M

$$M = \frac{n}{V} = n = MV = 0,0794 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 15 \text{ L} = 1,191 \text{ mol de KOH}$$

$$M_{\text{mKOH}} = 56 \text{ g/mol}$$

$$m = nM_m = 1,191 \text{ mol} \cdot 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 66,696 \text{ g de KOH puro}$$

c) La reacción que tiene lugar es:



• Se calcula el número de moles de cada sustancia:

$$n_{\text{ácido}} = MV = 0,552 \text{ mol/L} \cdot 0,010 \text{ L} = 5,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

$$n_{\text{base}} = MV = 0,0794 \text{ mol/L} \cdot 0,030 \text{ L} = \\ = 2,38 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KOH}$$

Según la estequiometría de la reacción, cada mol de ácido reacciona con un mol de base, por lo tanto el reactivo limitante es el KOH y reaccionan totalmente sus $2,38 \cdot 10^{-3}$ mol.

$$n_{\text{HCl}} = 5,52 \cdot 10^{-3} - 2,38 \cdot 10^{-3} = 3,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol sobran}$$

Los moles de HCl que sobran se encuentran en todo el volumen de la disolución es decir en:

$$10 \text{ mL} + 30 \text{ mL} = 40 \text{ mL} \text{ pues se suponen aditivos.}$$

Por tanto su concentración molar será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{3,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,0785 \text{ M}$$

Como el ácido es fuerte está totalmente disociado.



$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log [0,0785] = 1,105 \Rightarrow \\ \Rightarrow \text{pH} = 1,105$$