

## 2º BACH - QUÍMICA - 3ª evaluación - 4 mayo 2006

### CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones; cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de esas preguntas puntuará como máximo dos puntos.

La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

**DATOS GENERALES** : Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atm y concentraciones expresadas en mol.L<sup>-1</sup>

#### Constantes universales:

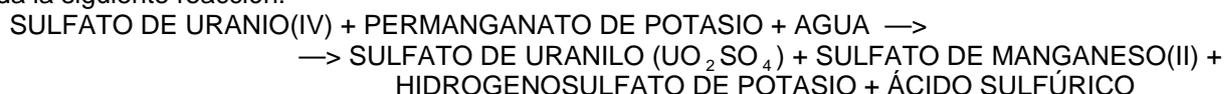
$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}; \quad u = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}; \quad F = 96.485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$
$$1 \text{ atm} = 1,0133 \cdot 10^5 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2}; \quad R = 8,3145 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$
$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

#### Masas atómicas relativas:

$$H = 1,008; C = 12,01; Cl = 35,5; Cr = 52,0; Cu = 63,5; H = 1,0; K = 39,0; N = 14,01; Na = 23,0;$$
$$O = 16,00; S = 32,06; K = 39,10; Cu = 63,54; I = 126,90; U = 238,0$$

### BLOQUE A:

1º - Dada la siguiente reacción:



a) Ajustela por el método del ion-electrón

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de uranio podrán obtenerse a partir de un sulfato de uranio del 80% de riqueza si el rendimiento del proceso es de un 75%?

2º - Se disuelve una muestra de 10 g de cobre en ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre(II), además de óxido de azufre(IV) y agua. A) Ajuste la reacción que tiene lugar por el método del ion electrón B) Calcule la riqueza de la muestra inicial de cobre

3º - Calcúlese la concentración de iones hidróxido en cada una de las siguientes disoluciones:

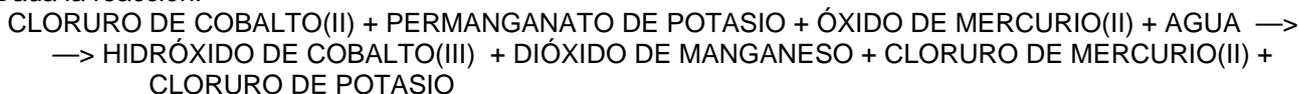
$$\text{a) } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}, \text{ b) } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}, \text{ c) } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ M}, \text{ d) } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ M}.$$

4º - Hallar la pureza de una sosa cáustica comercial impurificada con cloruro de sodio, sabiendo que se disuelven 28,14 g de la misma en un litro de disolución, del cual se toma 20 ml que necesitan para su neutralización 24,9 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,51 N

5º - En una disolución de ácido acético se disuelve una cierta cantidad de acetato sódico. a). ¿Qué nombre recibe la disolución resultante? b) ¿Cómo se modifica el pH de esta disolución después de la adición de pequeñas cantidades de ácidos y bases?. Justificar la respuesta.

### BLOQUE B

1. Dada la reacción:



a) Ajustela por el método del ion electrón, escribiendo las semirreacciones del oxidante y reductor, así como la reacción iónica total

b) Ajuste la reacción global

2. El dicromato potásico reacciona con el yoduro potásico en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato potásico, sulfato de cromo (III) y yodo como productos de reacción. Ajuste la reacción por el método del ion electrón y calcule el volumen mínimo necesario de una disolución 0,2 M de dicromato potásico necesario para obtener 6 g de yodo.

3. Aplicando la teoría de Bronsted y Lowry razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Un ácido fuerte reacciona con su base conjugada dando una disolución neutra. b) La base conjugada de un ácido débil ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) es una base fuerte. c) Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.

4º - Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm<sup>3</sup> de dicha amina gaseosa, medidos a 25°C y 690 mm Hg., hasta completar un volumen de 500 ml de disolución La  $K_b$  de la metilamina a 25°C vale  $5,0 \cdot 10^{-4}$

5º - Enuncie las teorías ácido base de Arrhenius y Brønsted, indicando cuales son las limitaciones de cada una de ellas

# SOLUCIÓN

A-1 : Dada la siguiente reacción:

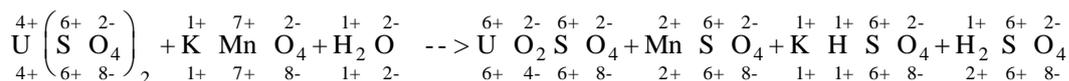


a) Ajustela por el método del ion-electrón

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de uranilo podrán obtenerse a partir de 1 Kg de un sulfato de uranio del 80% de riqueza si el rendimiento del proceso es de un 75%?

## RESOLUCIÓN

Escribimos la reacción determinando los números de oxidación de todos los elementos que forman parte de los compuestos que intervienen en la reacción para determinar cuales son los que cambian:



donde podemos ver que modifican su número de oxidación el Uranio (pasa de 4+ a 6+) y el Mn( pasa de 7+ a 2+)

Los equilibrios de disociación de los ácidos, bases y sales que intervienen en el proceso son:



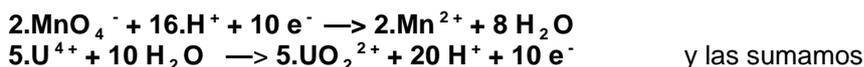
de donde tomamos los iones en los cuales se encuentran los elementos que modifican su nº de oxidación para escribir las correspondientes semirreacciones, que son:



Ajuntamos estas semirreacciones añadiendo H<sub>2</sub>O donde se necesite oxígeno, después, se añaden H<sup>+</sup> en el miembro donde se necesite Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, con lo que nos quedan:



Para igualar el nº de electrones ganados al de perdidos, multiplicamos la primera por 2 y la segunda por 5



cuyos coeficientes llevamos a la reacción global:



En la cual vemos que de cada 5 moles de U(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> (5.430 g) obtenemos otros 5 moles de UO<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (5.366 g).  
Dado que tenemos 1000 g del 80%, realmente tenemos 800 g de reactivo puro, y así:



pero como este rendimiento es solo del 75%, se obtendrá el 75% de esa cantidad:

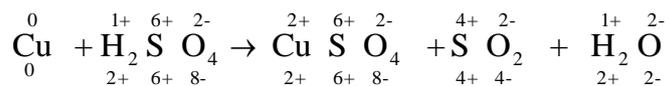
$$X = 680,93 \cdot 0,75 = \mathbf{510,70 \text{ g de UO}_2\text{SO}_4 \text{ que se obtendrán}}$$

**A-2 - Se disuelve una muestra de 10 g de cobre en ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre(II), además de oxido de azufre(IV) y agua. A) Ajuste la reacción que tiene lugar por el método del ion electrón B) Calcule la riqueza de la muestra inicial de cobre**

## RESOLUCIÓN

La reacción completa que tiene lugar es:  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

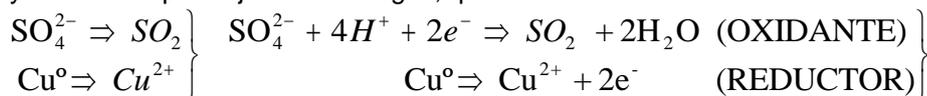
en la cual se deben determinar los números de oxidación de todos los elementos que intervienen en ella:



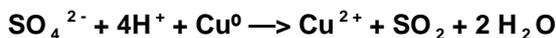
Donde, al disociar los diferentes reactivos y productos disociables (ácidos, bases y sales), tenemos:



Se determinan los elementos que modifican su número de oxidación en el transcurso de la reacción, y que son: el Cu, que pasa de 0 a 2+ y el S, que pasa de 6+ a 4+, y se escogen los iones en los cuales se encuentran, escribiendo las correspondientes semirreacciones y se ajustan, añadiendo  $\text{H}_2\text{O}$  para ajustar el oxígeno,  $\text{H}^+$  para ajustar el Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, que dándonos:



Dado que el número de electrones ganados por el oxidante es el mismo que el de electrones perdidos por el reductor, se suman ambas para obtener la reacción iónica total:



y estos coeficientes se llevan ya a la reacción completa, en la cual solamente hay que ajustar, si es necesario, el número de átomos de aquellos elementos que no intervienen en la reacción redox, en este caso el S, pues hay algunos que no cambian su número de oxidación, que son los que van a formar parte del Sulfato de cobre(II)



Para determinar la riqueza de la muestra de cobre, hemos de tener en cuenta la estequiometría de esta reacción en la cual vemos que por cada mol de Cu que reacciona, se forma también 1 mol del sulfato de cobre, y dado que sabemos que se forman 23,86 g de sulfato de cobre, todo el cobre que había en la muestra inicial será el que se encuentra en estos 23,86 g del sulfato,:

$$\left. \begin{array}{l} 159,5\text{gCuSO}_4 \text{ --- } 63,5\text{gCu} \\ 23,86\text{gCuSO}_4 \text{ ---- } X \end{array} \right\} X = 23,86 \cdot \frac{63,5}{159,5} = 9,50 \text{ g de Cu}$$

Por tanto en los 10 g de la muestra inicial solamente había 9,5 g de Cu. Su riqueza, por tanto, es:

$$\% \text{ de Cu} = \frac{9,5}{10} \cdot 100 = 95\% \text{ de pureza}$$

**A-3 -Cálculase la concentración de iones hidróxido en cada una de las siguientes disoluciones:**

a)  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$ , b)  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ , c)  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ , d)  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ M}$ .

RESOLUCIÓN

La relación entre los valores del pH y del pOH se obtiene a partir del producto iónico del agua, cuya disociación es:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ , en la cual la constante de disociación es:  $10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ , en la cual, al aplicar logaritmos y cambiar de signo:  $14 = (-\lg [\text{H}^+]) + (-\lg [\text{OH}^-])$ , donde llamamos  $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$  y  $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$ , por lo que  **$\text{pH} + \text{pOH} = 14$** .

En este caso, podemos calcular directamente la concentración de iones hidróxido sin más que sustituir en la expresión del producto iónico del agua:  $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}$ , o bien hacerlo por medio del pH:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{a) } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-14}} = 1 \text{ Molar}; \text{ O bien: } \text{pH} = -\lg(1 \cdot 10^{-14}) = 14; \text{ pOH} = 14 - 14 = 0;$$

$$[\text{OH}^-] = 10^0 = 1 \text{ Molar},$$

$$\begin{aligned} \text{b) } [\text{H}^+] &= 1 \cdot 10^{-7} \text{ M} & [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-14}}{10^{-7}} = 10^{-7} \text{ Molar} ; \text{ O bien: } \text{pH} = -\lg(1 \cdot 10^{-7}) = 7 ; \text{ pOH} = 14 - 7 = 7 ; \\ & & [\text{OH}^-] &= 10^{-7} \text{ Molar,} \\ \text{c) } [\text{H}^+] &= 1 \cdot 10^{-10} \text{ M} & [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ Molar} ; \text{ O bien: } \text{pH} = -\lg(1 \cdot 10^{-10}) = 10 ; \text{ pOH} = 14 - 10 = 4 \\ & & [\text{OH}^-] &= 10^{-4} \text{ Molar,} \\ \text{d) } [\text{H}^+] &= 1 \cdot 10^{-12} \text{ M} & [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ Molar} ; \text{ O bien: } \text{pH} = -\lg(1 \cdot 10^{-12}) = 12 ; \text{ pOH} = 14 - 12 = 2 ; \\ & & [\text{OH}^-] &= 10^{-2} \text{ Molar,} \end{aligned}$$

**A-4 - Hallar la pureza de una sosa cáustica comercial impurificada con cloruro de sodio, sabiendo que se disuelven 28,14 g de la misma en un litro de disolución, del cual se toma 20 ml que necesitan para su neutralización 24,9 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,51 M**

#### RESOLUCIÓN

Cuando disolvemos la muestra en 1000 ml de agua y de ellos valoramos 20 mL, determinamos la cantidad de NaOH que hay en esos 20 mL, ya que el Na Cl no reacciona, pues solamente se produce la reacción entre el NaOH y el H Cl.

La reacción que tiene lugar es:  $\text{H Cl} + \text{Na OH} \longrightarrow \text{Na Cl} + \text{H}_2\text{O}$ , en la cual vemos que la reacción entre el ácido clorhídrico ( H Cl) y el hidróxido de sodio tiene lugar mol a mol.

Así, vamos a calcular el número de moles de H Cl, partiendo de la fórmula de la Molaridad, dado que conocemos su volumen y concentración:  $M = \frac{n}{V}$ ;  $n = M \cdot V = 0,51 \cdot 0,0249 = \mathbf{0,0127 \text{ moles de H Cl}}$

Por tanto, en esos 20 mL tendremos también 0,0127 moles de NaOH, por lo que en el volumen total en el cual disolvimos la mezcla habrá:  $n_{\text{TOTAL}} = 0,0127 \cdot \frac{1000}{20} = 0,635 \text{ moles de NaOH en la muestra inicial}$

Esta cantidad, en gramos, será:  $0,635 \cdot 40 = \mathbf{25,40 \text{ g de NaOH hay en la muestra inicial}}$

Como la masa total de la muestra era de 28,14 g, la pureza de la misma (o riqueza en NaOH) será:

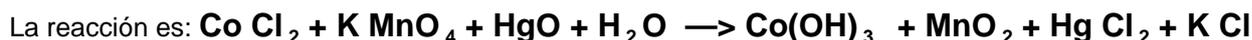
$$\mathbf{\text{Riqueza de la muestra en NaOH} = \frac{25,40}{28,14} \cdot 100 = \mathbf{90,25\% \text{ de NaOH}}$$

**B-1 - Dada la reacción:**

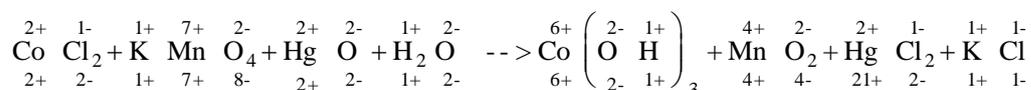


- Ajústela por el método del ion electrón, escribiendo las semirreacciones del oxidante y reductor, asú como la reacción iónica total
- Ajuste la reacción global

#### RESOLUCIÓN



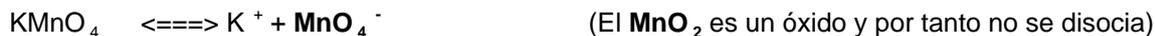
Escribimos la reacción determinando los números de oxidación de todos los elementos que forman parte de los compuestos que intervienen en la reacción para determinar cuales son los que cambian:



donde podemos ver que modifican su número de oxidación el Cobalto (pasa de 2+ a 3+) y el Mn (pasa de 7+ a 2+)

Los equilibrios de disociación de los ácidos, bases y sales que intervienen en el proceso son:

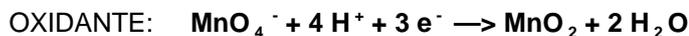




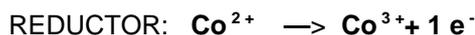
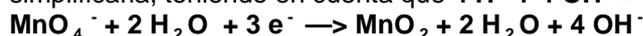
de donde tomamos los iones en los cuales se encuentran los elementos que modifican su nº de oxidación para escribir las correspondientes semirreacciones, que son:



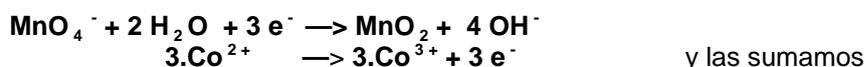
Ajuntamos estas semirreacciones añadiendo H<sub>2</sub>O donde se necesite oxígeno, después, se añaden H<sup>+</sup> en el miembro donde se necesite Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, con lo que nos quedan:



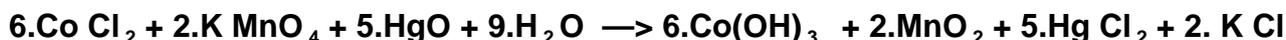
pero como no tiene lugar en medio ácido, hemos de eliminar los H<sup>+</sup> añadiéndole a cada miembro de la misma 4 OH<sup>-</sup> por lo que queda:  $\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 4 \text{OH}^- + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{OH}^-$  y al simplificarla, teniendo en cuenta que  $4 \text{H}^+ + 4 \text{OH}^- = 4 \text{H}_2\text{O}$ :



Para igualar el nº de electrones ganados al de perdidos, multiplicamos la segunda por 3



Para ajustar ahora la reacción global, hemos de llevar estos coeficientes a la misma, pero hemos de "arreglar antes algunos coeficientes, ya que el Co<sup>3+</sup> se encuentra en el mismo compuesto que los OH<sup>-</sup> y que el Oxígeno no ha quedado ajustado ya que también está presente en el HgO, por lo que hemos de añadir más cantidad de agua, y dado que en el agua, los H están como H<sub>2</sub>, si pusieramos 3 Co(OH)<sub>3</sub>, necesitaremos 9 H, es decir 9/2 H<sub>2</sub>O lo cual nos implicaría 9/2 de átomos de Oxígeno, lo cual no puede ser, por lo que hemos de multiplicar los coeficientes del Mn y Co por 2, ajustando después "a ojo" todos los demás, dejando para los últimos el Hg, Cl y K, que no intervienen en la reacción iónica:

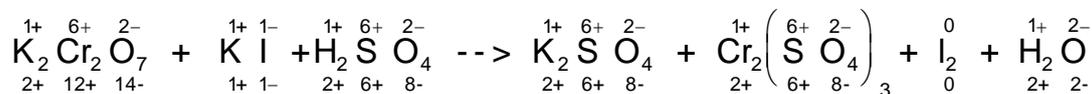


que es ya la reacción global ajustada.

**B-2 El dicromato potásico reacciona con el yoduro potásico en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato potásico, sulfato de cromo (III) y yodo como productos de reacción. Ajuste la reacción por el método del ión electrón y calcule el volumen mínimo necesario de una disolución 0,2 M de dicromato potásico necesario para obtener 6 g de yodo. Datos: masas atómicas: 1 = 127; 0 ~ 16; K = 39; Cr = 52**

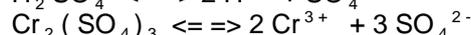
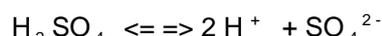
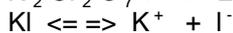
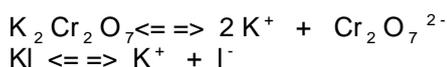
### RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

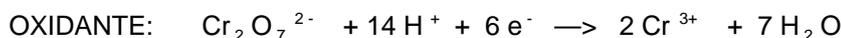


Donde vemos que cambian su número de oxidación el Cr y el I

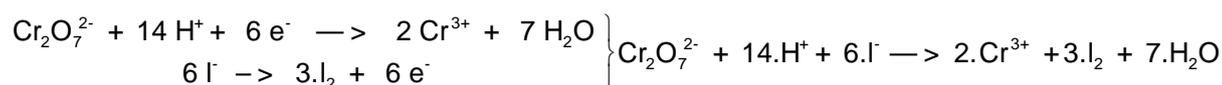
Las disociaciones que tiene lugar en los ácidos bases y sales presentes en esta reacción son:



Las semirreacciones del oxidante y del reductor son:



por lo que para igualar el número de electrones ganados en la primera al de perdidos en la segunda, multiplicamos ésta por 3, con lo que nos quedan:



Y trasladados estos coeficientes a la reacción original, nos queda:



Los cálculos estequiométricos posteriores, se realizan a partir de esta reacción, ya ajustada:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 +$	$6\text{KI} +$	$7\text{H}_2\text{SO}_4$	$\rightarrow$	$4\text{K}_2\text{SO}_4 +$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$	$3\text{I}_2 +$	$7\text{H}_2\text{O}$
1 mol = 294 g	6mol=996 g	7mol=686 g		4mol=696 g	1 mol = 392 g	3mol=762 g	7mol=126 g
X						6 g	

de donde, la cantidad de dicromato de potasio que se necesita es:  $X = \frac{6.294}{762}$ ;  $X = 2,31$  g de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Pero como este compuesto está en forma de disolución, hemos de utilizar la expresión de la Molaridad para calcular el volumen de la misma que será necesario, y es:

$$M = \frac{g}{\text{Pm} \cdot L}; 0,2 = \frac{2,31}{294 \cdot L}; L = \frac{2,31}{294 \cdot 0,2};$$

**L = 0,039 litros = 39 ml de disolución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  se necesitan**

**B-3 Aplicando la teoría de Bronsted y Lowry razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Un ácido fuerte reacciona con su base conjugada dando una disolución neutra. b) La base conjugada de un ácido débil ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) es una base fuerte. c) Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.**

RESOLUCIÓN

La teoría de Brönsted y Lowry establece el concepto de ácido y base conjugados, de tal manera que un ácido es aquella sustancia capaz de ceder un protón al disolvente, mientras que una base es aquella sustancia capaz de aceptar un protón del disolvente.

De esta manera, cuando un ácido cede un protón al disolvente se convierte en una especie que es capaz de aceptar un protón del disolvente, es decir, se ha convertido en una base, llamada base conjugada.

Así, el ácido HA en agua:  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

donde el ácido es el HA, pues le cede su protón al agua, convirtiéndose en el ion  $\text{A}^-$ , que es su base conjugada ya que si acepta un protón del disolvente, se convertirá de nuevo en el ácido HA.

Cuando se trata de un ácido fuerte (aquel que se encuentra totalmente disociado) esa reacción está muy desplazada hacia la derecha, lo cual indica que el ácido tiene mucha tendencia a ceder el protón (ácido fuerte) mientras que su base conjugada tiene muy poca tendencia a aceptar el protón del disolvente (base débil). Si se tratase de un ácido débil, la reacción anterior se encontrará muy desplazada hacia la izquierda dado que el ácido al ser débil tiene poca tendencia a ceder protones al disolvente, mientras que su base conjugada tendrá mucha tendencia a aceptar protones del disolvente, de manera que en la disolución se encontrará mayoritariamente en forma de ácido HA.

**A)** Por todo lo anterior, podemos deducir que un ácido NO REACCIONA con su base conjugada ya que ésta es, en sí misma, una parte del propio ácido. Por tanto la afirmación A) es FALSA

**B)** Si el ácido es débil su base conjugada es fuerte: Esta afirmación es CIERTA, como ya hemos explicado antes.

**C)** La propia definición de ácido y base conjugados ya nos indican que se diferencian ambos en un protón, por lo que esta afirmación es también CIERTA.

**B-4 - Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm<sup>3</sup> de dicha amina gaseosa, medidos a 25°C y 690 mm Hg., hasta completar un volumen de 500 ml de disolución La Kb de la metilamina a 25°C vale  $5,0 \cdot 10^{-4}$**

RESOLUCIÓN:

El número de moles de metilamina lo calculamos por medio de la ecuación general de los gases ideales:

$P.V = n.R.T \implies \frac{690}{760} \cdot 0,080 = n \cdot 0,082 \cdot 298 \implies n = 2,97 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ , y esta cantidad se disuelve en 500 mL, con lo que la Molaridad de la disolución obtenida es:

$$M = \frac{2,97 \cdot 10^{-3}}{0,5} = 5,94 \cdot 10^{-3} \text{ Molar}$$

Para determinar el pH de la disolución, hemos de tener en cuenta su equilibrio de disociación:

	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$ +	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{-NH}_3^+$ +	$\text{OH}^-$
Inicial	$5,94 \cdot 10^{-3}$		---	---
En equilibrio	$5,94 \cdot 10^{-3} - x$		x	x

Y conociendo el valor de la constante de disociación, que es:  $K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{-NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{-NH}_2]}$ ,

tendremos:  $5 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{5,94 \cdot 10^{-3} - x}$ , expresión en la cual podemos despreciar x frente a  $5,94 \cdot 10^{-3}$  debido al

pequeño valor de la constante de disociación:  $5,94 \cdot 10^{-3} - x \approx 5,94 \cdot 10^{-3}$ , con lo que la expresión anterior nos

queda:  $5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,94 \cdot 10^{-3}}$ , de donde:  $x = 1,72 \cdot 10^{-3}$ , por lo que cuando se establece el equilibrio de disociación

resultará que:  $[\text{OH}^-] = 1,72 \cdot 10^{-3} = 10^{-2,76}$  y así:  $\text{pOH} = -\lg 10^{-2,76} = 2,76$

$$\text{pH} = 14 - 2,76 = 11,24$$