

## PRACTICA 1

### TERMOQUIMICA: CALORES DE REACCIÓN

#### • **Determinación experimental de la entalpía de disolución del hidróxido sódico**

A 200 ml de Agua le añadimos 10 gr de NaOH.

$$\begin{aligned} T_{\text{Inicial}} &= 21 \text{ } ^\circ\text{C} \\ T_{\text{Final}} &= 33 \text{ } ^\circ\text{C} \end{aligned} \quad \Delta T = 12 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$C_e(\text{Disolución}) = 1 \text{ Cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_e(\text{Vaso}) = 0.2 \text{ Cal/g } ^\circ\text{C}$$

Como en este apartado no utilizamos el vaso el calor específico del vaso lo despreciamos.

$$Q = m C_e \Delta T = 10 \cdot 1 \cdot 12 = \underline{120 \text{ Cal}}$$

#### • **Determinación experimental de la entalpía de neutralización del hidróxido sódico con ácido clorhídrico.**

Necesitamos obtener una disolución 1M de NaOH a partir de la disolución del apartado anterior. Para ello procedemos a calcular la molaridad de dicha disolución:

$$\begin{aligned} V &= 200 \text{ ml} = 0.2 \text{ l} \\ gr &= 10 \text{ gr}(\text{NaOH}) \\ Pm(\text{NaOH}) &= 39.99 \cong 40 \end{aligned} \quad M = \frac{gr/Pm}{V} = \frac{10/40}{0.2} = \underline{1.25 \text{ M}}$$

Como en el caso de NaOH la valencia es 1. Entonces N=M.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \quad V_2 = \frac{M_1 V_1}{M_2} = \frac{1.25 \cdot 0.2}{1} = \underline{0.25 \text{ l (Aditivos)}} \times 1 \text{ l (Disol)}$$

Es decir que a los 200ml de la disolución de 1.25M le hemos de añadir 50ml de Agua para que sea una disolución 1M. De esa disolución de NaOH 1M cogemos 100ml y se los añadimos a 100ml de HCl. 1M.

$$\begin{aligned} T_{\text{Inicial}}(\text{HCl}) &= 12 \text{ } ^\circ\text{C} \\ T_{\text{Inicial}}(\text{NaOH}) &= 25 \text{ } ^\circ\text{C} \end{aligned} \quad T_{\text{Inicial}}(\text{Disol.}) = \frac{46}{2} = 23 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\begin{aligned} T_{\text{Inicial}}(\text{Disol.}) &= 23 \text{ } ^\circ\text{C} \\ T_{\text{Final}}(\text{Disol.}) &= 27 \text{ } ^\circ\text{C} \end{aligned} \quad \Delta T = 4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$C_e(\text{Disol.}) = 1 \text{ Cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_e(\text{Vaso}) = 0.2 \text{ Cal/g } C$$

## **PRACTICA 2**

Concentración de las disoluciones

Practica: calculo de las concentraciones de la tabla

- Calculo de las molaridades

$$Molaridad = \frac{\text{moles.solute}}{V_{\text{disoluci n}}}$$

para el caso de  
1.litro. y conociendo  
el % en peso de  
la botella

$$M = \frac{\text{gramos} \cdot \frac{\%}{100}}{\text{Peso.molecular} \cdot 1.\text{litro.disoluci n}}$$

Aplicando esta expresión a cada sustancia:

$$\text{HCl } M = \frac{1170 \times 0.35}{36.5} = 11.21M$$

$$\text{HNO}_3 M = \frac{1370 \times 0.6}{65} = 13.04M$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 M = \frac{1840 \times 0.66}{98} = 12.39M$$

$$\text{NH}_3 M = \frac{890 \times 0.28}{17} = 14.65M$$

- Calculo de las normalidades

Como Normalidad = Molaridad x Valencia. Resulta :

$$\text{HCl } N = M = 11.21N$$

$$\text{HNO}_3 N = M = 13.04N$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 N = 2M = 2 \times 12.39 = 24.78N$$

$$\text{NH}_3 N = M = 14.65N$$

- Calculo de las molalidades

$$m \text{ lalidad} = \frac{\text{moles.solute}}{\text{Kg.disolvente}} \quad \text{conocido el \% en peso de la botella} \quad m = \frac{\frac{\text{gramos} \cdot \frac{\%}{100}}{\text{Peso molecular}}}{K \text{ gramos} \cdot 1 - \frac{\%}{100}}$$

que aplicando a cada sustancia:

$$\text{HCl} \quad m = \frac{1170 \times 0.35}{1.170(1-0.35)} = 14.75m$$

$$\text{HNO}_3 \quad m = \frac{1370 \times 0.6}{1.37(1-0.6)} = 23.8m$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad m = \frac{1840 \times 0.66}{1.84(1-0.66)} = 20.4m$$

$$\text{NH}_3 \quad m = \frac{890 \times 0.28}{0.89(1-0.28)} = 22.87m$$

**Tabla completa:**

HCl HNO<sub>3</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> NH<sub>3</sub>

°Be	22	39,7	65,8	27
d(gr/ml)	1,17 – 1,18	1,37 – 1,38	1,89	0,89 – 0,9
%	35	60	66	28
M	11,21	18,04	12,39	14,65
N	11,21	18,04	24,78	14,65
m	19,75	23,8	20,9	22,87

Para conseguir 1 litro de HCl 0.1 M:

n° equivalentes HCl concentrado = n° equivalentes HCl diluido

$$V \times N = V' \times N'$$

$$V \times 11.21 = 1 \times 0.1$$

$$V = 0.00892 \text{ L} = 8.92 \text{ ml HCl concentrado}$$

$$1000 - 8.92 = 991.08 \text{ ml de H}_2\text{O}$$

Para conseguir 1 litro de HCl 0.1 N:

8.92ml HCl concentrado

Como  $M = N$

991.08ml de H<sub>2</sub>O

Para conseguir 1 litro de HCl al 12%:

Si en 100

$$\text{hay 35 de HCl } X = \frac{120 \times 100}{35} = 342.85$$

de reactivo

En X

hay 120 de HCl

De H<sub>2</sub>O hay que añadir:  $1000 - 342.85 = 657.15$

Para conseguir 1 litro de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1M:

nº equivalentes H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado = nº equivalentes de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> diluido. (Por el procedimiento anterior)

$$29.78 \times V = 0.2 \times 1$$

$$V = 0.00807 \text{ L} = 8.07 \text{ ml H}_2\text{SO}_4$$

$$1000 - 8.07 = 991.95 \text{ ml H}_2\text{O}$$

Para conseguir 1 litro de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1N:

$$V = 4.05 \text{ ml H}_2\text{SO}_4$$

Como  $N = 2M$

$$1000 - 4.03 = 995.97 \text{ ml H}_2\text{O}$$

Para conseguir 1 litro de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 12%

Si en 100

$$\text{hay 60 de H}_2\text{SO}_4 \quad X = \frac{120 \times 100}{60} = 200$$

de reactivo

En X

hay 120 de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

De H<sub>2</sub>O hay que añadir  $1000 - 200 = 800$

Para conseguir 1 litro de NH<sub>3</sub> 0.1M:

nº equivalentes NH<sub>3</sub> concentrado = nº equivalentes diluidos (Por el mismo procedimiento):

$$14065 \times V = 0.1 \times 1$$

$$V = 0.00682 \text{ L} = 6.82 \text{ ml NH}_3 \text{ concentrado}$$

$$1000 - 6.82 = 993.18 \text{ ml de H}_2\text{O}$$

Para conseguir 1 litro de NH<sub>3</sub> 0.1N:

6.82ml NH<sub>3</sub> concentrado

Como N=M

993.18ml H<sub>2</sub>O

Para conseguir 1 litro de NH<sub>3</sub> al 12%:

Si en 100

$$\text{hay 28 de NH}_3 \quad X = \frac{120 \times 100}{28} = 428.57$$

de reactivo

En X

hay 120 de NH<sub>3</sub>

De H<sub>2</sub>O hay que añadir  $1000 - 428.57 = 571.43$

**Tabla completa:**

		0,1 M	0,1 N	12%
HCl	Vol reactivo	8,92 ml	8,92 ml	342,85 ml
HCl	Vol agua	991,08 ml	991,08 ml	657,15 ml
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Vol reactivo	8,07 ml	4,03 ml	200 ml
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Vol agua	991,93 ml	995,97 ml	800 ml
NH <sub>3</sub>	Vol reactivo	6,82 ml	6,82 ml	428,57 ml
NH <sub>3</sub>	Vol agua	993,18 ml	993,18 ml	571,43 ml

Electrolitos fuertes y débiles

Practica: preparar 100ml de ácido acético 0.1N

- Con los datos calcular la molaridad del acético en la botella

$$D = 1.05 \text{ gr/ml}$$

$$\% = 99.5 \quad M = \frac{1050 \times 0.995}{60.05 \times 1L} = 17.39$$

- calculo del volumen necesario del ácido concentrado

n° equivalentes concentrado = n° equivalentes diluido

- $x \cdot 100(\text{ml}) = 17.39 \cdot V$   
 $V = 0.57 \text{ml acético concentrado}$

$100 - 0.57 = 99.43 \text{ml H}_2\text{O}$

- $\text{ph} = 2.75$

Practica: preparar 100 ml de HCl 0.1N

- $\text{HCl} = 11.21\text{M} = 11.21\text{N}$
- n° equivalentes HCl concentrado = n° equivalentes HCl diluido

$11.21 \cdot V = 0.1 \cdot 100$

$V = 0.89 \text{ml HCl concentrado}$

$100 - 0.89 = 99.11 \text{ml de H}_2\text{O}$

- $\text{ph} = 0.79$

Practica: preparar 100ml de amoniaco 0.1N

- $\text{NH}_3 = 14.65\text{M} = 14.65\text{N}$
- n° equivalentes  $\text{NH}_3$  concentrado = n° equivalentes diluido

$14.65 \cdot V = 0.1 \cdot 100$

$V = 0.68 \text{ml de NH}_3 \text{ concentrado}$

$100 - 0.68 = 99.32 \text{ml H}_2\text{O}$

- $\text{ph} = 11.2$

Practica: preparar 100ml de sosa 0.1N

- $\text{NaOH} = 10\text{N}$
- n° equivalentes NaOH concentrado = n° equivalentes NaOH diluido

$$\frac{\text{gr}}{\text{Peq}} = N \cdot V$$

$$\frac{\text{gr}}{40} = 0.1 \cdot 100 \cdot 10^{-3}$$

$m = 0.4 \text{gr NaOH (diluidos en 100ml de H}_2\text{O)}$

- $\text{ph} = 13.18$

Practica: preparar disoluciones 0.01N en cada una de las sustancias anteriores

- Se toman muestras de 10ml de cada una de las disoluciones obtenidas anteriormente, y se diluyen con agua hasta 100ml llegando a disoluciones 0.01N de cada especie.
- $\text{ph}(\text{HCl})=1.88$

$$\text{ph}(\text{CH}_3\text{-COOH})=3.65$$

$$\text{ph}(\text{NH}_3)=10.03$$

$$\text{ph}(\text{NaOH})=11.89$$

Practica: calculo del ph suponiendo ionización completa

- ácido clorhídrico

	HCl		H+	+	Cl-
Inicio	0,1		0		0
Disociación	0		0,1		0,1

$$\begin{aligned} |H^+| \\ = 0.1 = 10^{-1} \\ \text{ph} = -\log(10^{-1}) = 1 \end{aligned}$$

	HCl		H+	+	Cl-
Inicio	0,01		0		0
Disociación	0		0,01		0,01

$$\begin{aligned} |H^+| \\ = 0.01 = 10^{-2} \\ \text{ph} = -\log(10^{-2}) = 2 \end{aligned}$$

- Acido acético

	HAc		H+	+	Ac-
Inicio	0,1		0		0
Disociación	0,1 - X		X		X

$$K_a = \frac{X^2}{0.1 - X}$$

Nota: la X del denominador se puede despreciar frente al 0.1 por ser la constante de disociación del ácido del orden de  $10^{-5}$

$$X = \sqrt{K_a \times C}$$

Cuando  $C = 0.1$

$$X = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3}$$

$$|H^+| = X = 1.34 \times 10^{-3} \quad \text{ph} = -\log(1.34 \times 10^{-3}) =$$

Cuando  $C = 0.01$   $ph = -\log(3.16 \times 10^{-4}) =$

- Amoniaco

	NH <sub>4</sub> OH		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>
Inicio	0,1		0		0
Disociación	0,1 - X		X		X

$$Kb = \frac{X^2}{1.8 \times 10^{-5}}$$

$$X = |OH^-| = \sqrt{Kb \times C}$$

Cuando  $C = 0.1$   $|OH^-| = 1.34 \times 10^{-3}$   $poh =$   
 $ph =$

Cuando  $C = 0.1$   $|OH^-| = 3.16 \times 10^{-4}$   $poh =$   
 $ph =$

- Sosa

	NaOH		Na <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>
Inicio	0.1		0		0
Disociación	0		0.1		0.1

$$|OH^-| = 0.1 \quad poh = 1 \quad ph = 13$$

Cuando  $|NaOH| = 0.01M$   $poh = 2$   $ph = 12$

**Tabla completa:**

	HCl	HAc	NH <sub>3</sub>	NaOH
Ph(0.1N)	0.74	2.73	11.2	13.18
Ph(0.01N)	1.88	3.65	10.03	11.89
Ph ionización completa	1 2			13 12

Contestar las siguientes preguntas:

- ¿Qué ácidos y bases están completamente ionizados y cuales no? ¿Por qué?.

El HCl y el NaOH tienen constantes de ionización tan elevadas que no se pueden medir en el seno del agua. Por esto se supone que están completamente disociados.

El AcH y el NH<sub>3</sub> mantienen un equilibrio con sus formas disociadas que sus constantes son del orden de 10<sup>-5</sup>, y esto indica que son débiles.

- ¿Qué es la constante de disociación? ¿Cuál es su expresión y cómo se relaciona con el grado de disociación?.

Constante que mide el mayor o menor desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.

Se expresa como el producto de las concentraciones de las sustancias disociadas, entre el producto de las concentraciones de las sustancias sin disociar elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos. Tiene la siguiente relación con el grado de disociación:

AH		A <sup>-</sup>	+	H <sup>+</sup>
$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$

$$K_a = \frac{|A^-||H^+|}{|AH|} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)}; K_a = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

grado disociación ( $\alpha$ )

cte. disociación

3 -

AcH		Ac <sup>-</sup>	+	H <sup>+</sup>
$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.1}} = 0.013$$

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.01}} = 0.042$$

NH <sub>4</sub> OH		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>
$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.1}} = 0.013$$

$$K_b = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.01}} = 0.042$$

- ¿Cómo varía el grado de disociación con la concentración? ¿Por qué?

Conforme aumenta la concentración, el grado de disociación es más pequeño ó aumenta la disociación con la dilución ya que:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_i}{c}}$$

### **PRACTICA 3**

#### Reacciones de algunos metales con los ácidos y el agua

- Pasos seguidos y explicaciones

La introducir muestras de metales en agua, es sodio reacciona casi explosivamente, el resto no reacciona.

Se decanta el agua.

Se introducen muestras en disolución HCl 0.5N, reacciona el hierro apreciándose un burbujeo. El resto son calentados. Rápidamente reacciona el aluminio consumiéndose y tomando su disolución un color blanco. Lentamente reacciona el zinc apreciándose burbujas.

SE decanta el ácido.

El resto se introduce en HCl concentrado. Lentamente la muestra de cobre reacciona tomando un color amarillento. Al calentar el ácido, reacciona el estaño con lentitud.

Se decanta el ácido.

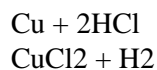
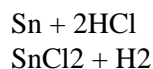
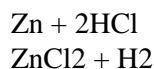
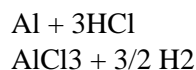
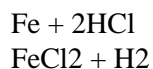
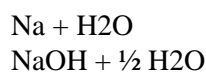
Por ultimo se introduce la muestra de plomo (la única que no ha reaccionado) en HNO<sub>3</sub>. El plomo reacciona rápidamente tomando un color rojizo.

#### **Tabla completa:**

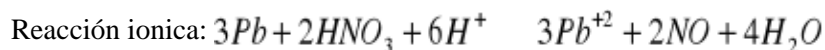
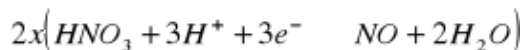
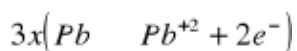
	Al	Cu	Fe	Zn	Sn	Pb	Na
H <sub>2</sub> O	No	No	No	No	No	No	Si rápida
HCl dil. frío	No	No	Si lenta	No	No	No	-----
HCl dil. caliente	Si rápida	No	-----	Si lenta	No	No	-----
HCl conc. frío	-----	Si lenta	-----	-----	No	No	-----
HCl conc. caliente	-----	-----	-----	-----	Si lenta	No	-----
HNO <sub>3</sub>	-----	-----	-----	-----	-----	Si	-----

Contestar a las siguientes preguntas

- Escribir y ajustar las reacciones de ataque de los metales.



Pb + HNO<sub>3</sub> proceso redox:



- Ordenar los metales por orden creciente de su potencial redox, colocando el hidrogeno donde corresponde.

Cada ácido de los procesos anteriores era mas oxidante que su anterior. Entonces según el orden en que reaccionan los metales su potencial crecerá así:



- Comparar la ordenación anterior con la de una serie electroquímica y explicar las diferencias.



- Algunos de los metales que se encuentran por encima del hidrogeno no se disuelven en agua. ¿Por qué?

Como el potencial del hidrogeno depende del ph, se cumple en general que todos los metales situados debajo del hierro en la serie electroquímica no reaccionan con el agua, pues son incapaces de desplazar el catión H<sup>+</sup> de esta. (El ph del agua pura es aproximadamente -0.413 Voltios)

- ¿Por qué los metales que están debajo del hidrogeno se disuelven en nítrico y no en clorhídrico?

Por que el nítrico es mas oxidante que el clorhídrico.

Otras reacciones redox

- Siguiendo los pasos indicados, se llega a los siguientes resultados:

HCl con NaCl, color transparente (si reaccionan).

AcH con NaCl, color rosa (no reaccionan).

H3BO3 con NaCl, color rosa (no reaccionan).

HCl con NaBr, color amarillo–blanco (si reaccionan).

AcH con NaBr, color amarillo–blanco (si reaccionan).

H3BO3 con NaBr, color rojo vinagre (no reaccionan).

HCl con IK, color amarillo (si reaccionan).

AcH con IK, color amarillo (si reaccionan).

H3BO3 con IK, color amarillo (si reaccionan).

- **Tabla completa:**

MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	NaCl	NaBr	IK
ph=0	Si	Si	Si
ph=3	No	Si	Si
ph=6	No	No	Si

Contestar a las preguntas siguientes:

- Explicar los hechos observados en base a los potenciales redox:

HCl con NaCl;  $E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 1.56V$

1.56 > 1.35 *Permanganato se reduce  
Cloro se oxida*

Hay reacción

$E^0_{Cl_2/Cl^-} = 1.35V$

AcH con NaCl;  $E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 1.27V$

1.27 < 1.35 *Como el permanganato no  
puede oxidarse mas ni el  
Cloro reducirse mas.*

No reaccionan

$$E^0_{Cl_2/Cl^-} = 1.35V$$

$$H_3BO_3 \text{ con NaCl}; E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 0.99V$$

$$0.99 < 1.35$$

Imposible que reaccionen

$$E^0_{Cl_2/Cl^-} = 1.35V$$

$$HCl \text{ con NaBr}; E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 1.56V$$

$$1.56 > 1.08 \quad \begin{array}{l} \text{El permanganato se reduce} \\ \text{El bromo se oxida} \end{array}$$

Si hay reacción.

$$E^0_{Br_2/Br^-} = 1.08V$$

$$Ac \text{ con NaBr}; E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 1.27V$$

$$1.27 > 1.08 \quad \begin{array}{l} \text{El permanganato se reduce} \\ \text{El bromo se oxida} \end{array}$$

Si hay reacción

$$E^0_{Br_2/Br^-} = 1.08V$$

$$H_3BO_3 \text{ con NaBr}; E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 0.99V$$

$$0.99 < 1.08 \quad \begin{array}{l} \text{Im posible que el permanganato} \\ \text{se oxide mas y que el bromo se} \\ \text{reduzca mas.} \end{array}$$

No hay reacción.

$$E^0_{Br_2/Br^-} = 1.08V$$

$$HCl \text{ con IK}; E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 1.56V$$

$$1.56 > 0.53 \quad \begin{array}{l} \text{Permanganato se reduce} \\ \text{Iodo se oxida} \end{array}$$

Si hay reacción

$$E^0_{I_2/I^-} = 0.53V$$

$$AcH \text{ con IK}; E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 1.27V$$

$$1.27 > 0.53 \quad \begin{array}{l} \text{Permanganato se reduce} \\ \text{Iodo se oxida} \end{array}$$

Si hay reacción

$$E^0_{I_2/I^-} = 0.53V$$

$$H_3BO_3 \text{ con IK; } E^0_{MnO_4/Mn^{+2}} = 0.99V$$

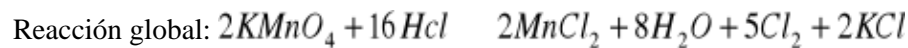
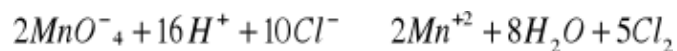
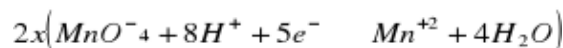
0.99 > 0.53 *Permanganato.se.reduce*  
*Iodo.se.oxida*

Si hay reacción

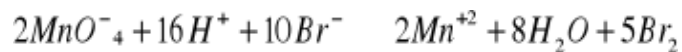
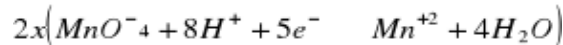
$$E^0_{I_2/I^-} = 0.53V$$

- Escribir las reacciones redox que tiene lugar en cada caso.

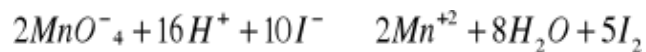
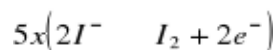
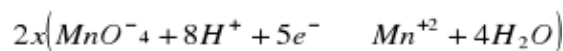
1°-  $MnO_4^- + HCl$ :



2°-  $MnO_4^- + Br^-$ ;



3°-  $MnO_4^- + I^-$ ;



- ¿Cuál es el peso equivalente del  $MnO_4^-$  sin estas reacciones?

El peso molecular dividido entre 5

#### **PRACTICA 4**

Determinación de la dureza del agua

- Determinación de  $[Ca^{+2}] + [Mg^{+2}]$

Se toman 50ml de agua corriente, a la que se añaden 5ml de disolución tampón.  $NH_4^+ / NH_3$

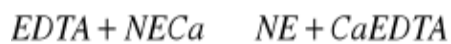
Se añaden unas 20 gotas del indicador negro de ericromo T. Se remueve y toma la disolución un color oscuro. Se añade EDTA hasta conseguir un color verde-azul. Se necesitan 33ml de EDTA.

- determinación de la disminución de  $[Ca^{+2}]$

Se toman 50ml de agua corriente, a los que se les añade una punta de espátula de  $Na_2CO_3$ . Se calienta la mezcla hasta ebullición. Se deja enfriar la mezcla unos minutos y se filtra a otro matraz.

Se procede como en la experiencia anterior añadiendo las mismas cantidades de tampón amoniacal, negro de eriocromo T. Se necesitan ahora 23ml de EDTA para llegar al resultado anterior.

Calculo de las concentraciones de  $[Ca^{+2}] + [Mg^{+2}]$   
y de la disminución en % de la dureza del agua:



equivalentes EDTA = equivalentes  $Ca^{+2}$  + equivalentes  $Mg^{+2}$  = equivalentes dureza

$N \times V$  = equivalentes de dureza

- $x \ 23 \times 10^{-3} = 33 \times 10^{-5}$  = equivalente dureza 1ª experiencia (iniciales).

$0.01 \times 23 \times 10^{-3} = 23 \times 10^{-5}$  = equivalentes dureza 2ª experiencia (finales).

Determinación en % de la dureza:

$$\% = \frac{n \text{ equiv.inicial} - n \text{ equiv.final}}{n \text{ equiv.inicial}} \times 100 = \frac{33 - 23}{33} \times 100 = 30.33\%$$

## **PRACTICA 5**

Preparación y propiedades de sustancias gaseosas

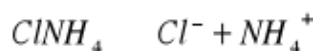
Preparación de  $NH_3$  y propiedades.

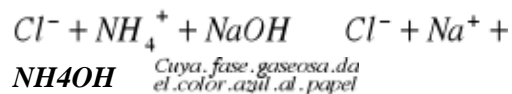
Practica:

- Se calienta una disolución formada por agua, una pizca de  $ClNH_4$  y unas gotas de  $NaOH$  (2N).

Se exponen los vapores producidos a un papel indicador humedecido, que pasa de color amarillo a azul.

- La reacción que tiene lugar es:





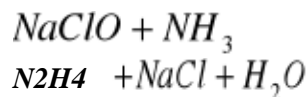
Practica:

- Se expone a los vapores de la anterior disolución una varilla mojada en HCl y se aprecia, aunque en poca cantidad, vapores de color blanquecino.
- La reacción que tiene lugar es:



Practica: propiedades reductoras del NH3.

- Se añade a hipoclorito sódico un poco de NH3. Se observan grandes emanaciones de gas.
- La reacción que tiene lugar es:



Causante de los gases desprendidos

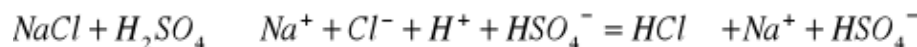
#### Preparación y carácter ácido del cloruro de amonio.

Practica:

- Se calienta una disolución de NaCl en H2SO4. Reacciona formando una espuma blanca.

Se observa el desprendimiento de gases. Se humedece el papel indicador porque el HCl (g) desprendido reacciona con el agua del papel, dando protones (cationes hidronio) que es el que da el color rojo al papel.

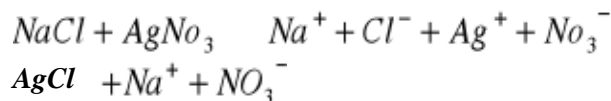
- La reacción que tiene lugar es:



; reacción en el papel indicador.

Practica: Insolubilidad del cloruro de plata.

- Se añaden unas gotas de AgNO3 en una disolución de NaCl con agua. La disolución toma un color blanco que poco a poco queda dividido en un color transparente (el de la disolución) y al fondo un color más blanco (el del precipitado). El aspecto final de la disolución es blanco arriba y tendiendo a transparente abajo.
- Las reacciones que tienen lugar son:



Causante del precipitado

## **PRACTICA 1**

### Preparación de disoluciones a partir de sólidos

Practica: preparar 50ml de BaCl<sub>2</sub> y 100ml de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1 M

- Cantidad necesaria de sales.

$$0.1 = \frac{\text{masaBaCl}_2}{50 \times 10^{-3}}$$

$$\text{masa BaCl}_2 = 1.04 \text{ gr}$$

$$M = \frac{n \text{ moles}}{V \text{ disoluci } n}$$

$$0.1 = \frac{\text{masaNa}_2\text{SO}_4}{100 \times 10^{-3}}$$

$$\text{masa Na}_2\text{SO}_4 = 1.4 \text{ gr}$$

- Se mide en una balanza masas muy aproximadas a las anteriores (tomando una masa de 1.22gr de BaCl<sub>2</sub> por estar este diluido) y tras varios enjuagues se diluyen los dos solutos en agua destilada hasta formar ambas disoluciones.

### Preparación de disoluciones a partir de otros concentrados.

Practica: preparar 50ml de BaCl<sub>2</sub> 0.01 M a partir de BaCl<sub>2</sub> 0.1 M

- Volumen necesario de BaCl<sub>2</sub> 0.1 M

Como el numero de equivalentes se conserva, se cumple que::

nº equivalentes disolución concentrada = nº equivalentes disolución diluida

Nconcentrada x Vconcentrada = Ndiluida x Vdiluida

$$0.1 \times 2 \times V \text{concentrada} = 0.01 \times 2 \times 50$$

$$V_{\text{concentrada}} = \frac{0.01 \times 50}{0.1} = 5 \text{ ml}$$

- Se vierte este volumen en un vaso y se diluye hasta 50ml con agua destilada.

Precipitación y filtración

Practica: mezcla de 3ml 0.1 M de disoluciones de BaCl<sub>2</sub> y Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

- Reacción: BaCl<sub>2</sub> + Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 2NaCl + BaSO<sub>4</sub>

- En el momento de entrar en contacto ambas sustancias la mezcla se vuelve de un color blanco intenso. Pasado un tiempo se aprecia poco que se queda con la tonalidad más blanquecina.
- Tras la ebullición de la mezcla y posterior enfriamiento se filtra la mezcla con un papel de filtro. Dejando secar aproximadamente 24 horas los residuos ( $\text{BaSO}_4$ ) y pesándolo se obtiene 0.54gr de este precipitado.