

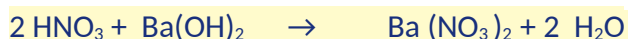
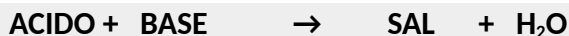
SOLUCIONES ÁCIDO BASE III.

Para realizar estos ejercicios conviene estudiar la teoría y los procedimientos de laboratorio correspondiente: **Valoraciones ácido-base**. Ver la presentación del Aula Virtual (esta parte no está en los apuntes del Tema)

Reacciones de neutralización , valoraciones y cuestiones de LABORATORIO

Las neutralizaciones son reacciones totales, es decir, no son equilibrios, luego se trata de estequiometrias sencillas,

- 26) Calcule el volumen de disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,3 M necesario para neutralizar 30 ml de disolución de ácido nítrico 1,5 M. (M. SET-17)



$$n = 1,5 \text{ mol/l} \cdot 0,03 \text{ l} = 0,045 \text{ moles HNO}_3$$

$$0,045 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ l Ba}(\text{OH})_2}{0,3 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 0,075 \text{ litros Ba}(\text{OH})_2$$

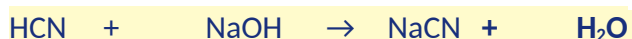
- 27) Calcula cuantos cc (cm^3) de disolución de NaOH de concentración 0,61 M se necesitan para neutralizar 20 cc de disolución de ácido sulfúrico 0,245 M. Indica la reacción y justifica el pH del punto de equivalencia. Nombra el material y describe el procedimiento. (JUN-14) (16,1 cc)



$$n = 0,245 \text{ mol/l} \cdot 0,02 \text{ l} = 0,0049 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$0,0049 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ l NaOH}}{0,61 \text{ mol NaOH}} = 0,01606 \text{ litros NaOH} = 16,1 \text{ cm}^3 \text{ NaOH}$$

- 28) La neutralización de 25 mL de una disolución acuosa de ácido cianhídrico, $\text{HCN}(\text{ac})$, consumió 15 ml de una disolución de hidróxido de sodio, $\text{NaOH}(\text{ac})$, 0,01 M. Escriba la reacción y calcule: a) la concentración de la disolución de HCN b) el pH de la misma. c) que indicador es el mas adecuado para realizar la valoración: *naranja de metilo, tornasol o fenoftaleina*. Datos: $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$.



a) 25 ml M = ? $n = 0,015 \text{ l} \cdot 0,01 \text{ mol/l} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH}$

$$1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}}{1 \text{ mol NaOH}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCN} \rightarrow M_{\text{HCN}} = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,025 \text{ l}} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

b)

	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Inicial	$6 \cdot 10^{-3}$ 0 0
Disocian	x x x
EQUILIBRIO	$6 \cdot 10^{-3} - x$ x x

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+1}]}{[\text{HCN}]} = \frac{x^2}{6,3 \cdot 10^{-3} - x} = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

$$4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{6,3 \cdot 10^{-3}} \rightarrow x = 1,97 \cdot 10^{-6}$$

Como el acido es muy debil : $6,3 \cdot 10^{-3} - x = 6,3 \cdot 10^{-3}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,97 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log 1,97 \cdot 10^{-6} = 5,70$$

- c) Una vez neutralizado el HCN se obtiene una disolución de **NaCN**, sal básica (procede de ácido débil y base fuerte) , por tanto el pH del punto final de la valoración será >7 . por lo que el indicador mas adecuado de los tres es **fenolftaleina** por tener un intervalo de viraje 8-9,5

29) Calcula que volumen de disolución de KOH 0,045 M neutraliza exactamente a 50 c.c. de disolución 0,03 M de ácido metanoico. Razona si la disolución resultante es ácida, básica o neutra. ¿qué indicador será adecuado para llevar a cabo esa valoración? (consulta la tabla de intervalos de viraje)



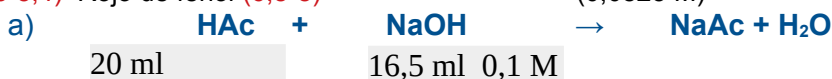
$$n = 0,03 \text{ mol/l} \cdot 0,05 \text{ l} = 0,0015 \text{ mol HCOOH}$$

$$0,0015 \text{ mol HCOOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HCOOH}} = 0,0015 \text{ mol KOH} \rightarrow M_{\text{KOH}} = 0,045 = \frac{0,0015 \text{ mol}}{V} \rightarrow V = 0,033 \text{ l}$$

b) El metaonato de potasio es una sal básica (KOH es una base fuerte y el ácido metanoico es débil). Por tanto una vez se añaden los 22 ml de KOH ya no queda ni ácido ni base, solo la sal, entonces la disolución será **básica** (ojo no fuertemente básica, no es una base fuerte)

Tendremos que buscar un indicador cuyo intervalo de viraje esté próximo al pH de la disolución: fenolftaleína o azul de timol (8-9.5)

30) Se quiere determinar la concentración de ácido acético de un vinagre valorándolo con NaOH. Se determina que 20 ml de vinagre necesitaron 16,5 ml de disolución de NaOH 0,1 M para ser neutralizados. Calcula: a) la concentración de acético en el vinagre en molaridad y b) Justifica cual de los indicadores siguientes utilizaría para identificar el punto de equivalencia: amarillo de metilo (2,9-4) , Verde de bromocresol (3,8-5,4) Rojo de fenol (6,8-8) (0,0825 M)



$$n_{\text{NaOH}} = M \cdot V = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,0165 \text{ L} = 0,00165 \text{ mol HA}$$

1 mol de HAc es neutralizado por 1 mol de NaOH , luego $\rightarrow$

- moles de NaOH necesarios= 0,00165
- Contendidos en un volumen de 20 ml → $M_{NaOH} = n / V = 0,00165 / 0,020 = 0,0825 \text{ M}$

b) El **NaAc es una sal básica** (base fuerte y el ácido débil). Por tanto una vez se añaden los 20 ml de HAc ya no queda ni ácido ni base, solo la sal, entonces la disolución sera **básica** (ojo, no fuertemente básica, no es una base fuerte)

Tendremos que buscar un indicador cuyo intervalo de viraje esté próximo al pH de la disolución: de los señalados el Rojo de fenol (6,8-8) cumple la condición.

31) A 20 ml. de HCl 0,2 M se la añaden 30 ml. de NaOH 0,4 M. Calcula cuanto sobra del reactivo en exceso y el pH de la disolución resultante suponiendo **volúmenes aditivos**. (0,008 moles, 13,2)

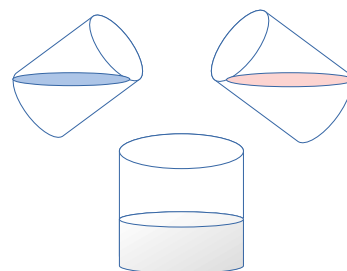
1° Debemos calcular el reactivo limitante y el exceso de la otra sustancia

$$\text{moles HCl} = 0,2 \text{ mol/l} \cdot 0,02 \text{ l} = 0,004$$

$$\text{moles NaOH} = 0,4 \text{ mol/l} \cdot 0,03 \text{ l} = 0,012$$

Suponemos que reacciona todo el HCl, pues como la estequiometría es 1:1, es el que está en defecto

	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Inicial	0,004	0,012		0	0
Reaccionan	0,004	0,004		0,004	0,004
Queda	0	0,008		0,008	0,008
	R.L	Exceso			



La mezcla no se ha neutralizado, EL ÁCIDO se ha consumido pero hay un EXCESO de 0,008 moles de NaOH, **la mezcla es básica.**

2° Cálculo del pH

Lo que tenemos ahora es **50 ml** (30ml de HCl + 20 ml de NaOH, de ahí lo de : **VOLUMENES ADITIVOS** del enunciado) de una mezcla que contiene **0,008 moles** de NaOH (y 0,008 moles de NaCl, pero esta es una sal neutra, sus iones no se hidrolizan y no alteran el pH)

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{0,008 \text{ mol}}{0,05 \text{ l}} = 0,16 \text{ mol/l}$$

Como NaOH es base fuerte está totalmente dissociada



Por cada mol de NaOH se obtiene 1 mol de OH-

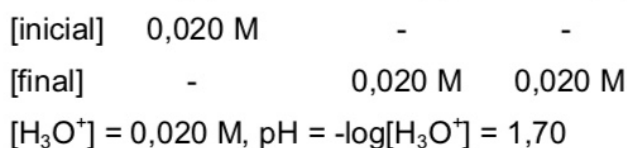
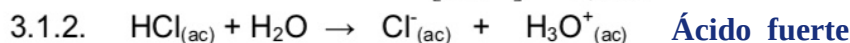
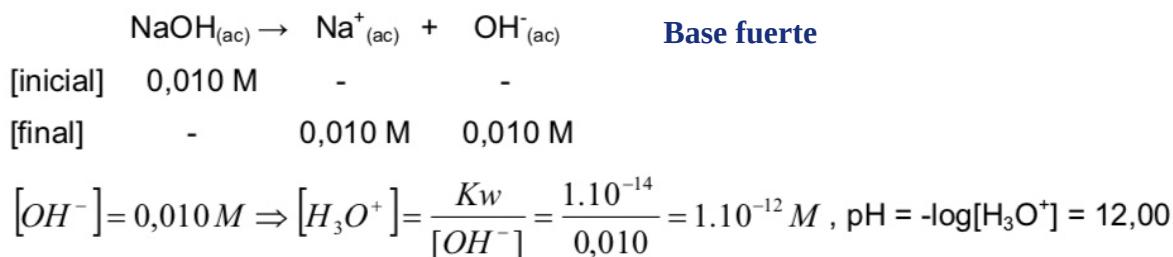
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,16 \text{ mol/litro}$$

$$\text{pOH} = -\log 0,16 = 0,796$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,796 = 13,20$$

32) Calcule: a) el pH de una disolución de hidróxido de sodio 0,010 M. , b) el pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,020 M. c) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 100 mL de la disolución de hidróxido de sodio 0,010 M con 25 mL de la disolución de ácido clorhídrico 0,020 M. (JUN-18)

a)



b)

- Como en el caso anterior al mezclar las disoluciones el volumen final = 100 + 25 = 125 ml = **0,125 litros**
- Y además debemos comprobar si las cantidades están en proporción estequiométrica o por el contrario hay un exceso de alguna.

$$\text{moles HCl} = 0,02 \text{ mol/l} \cdot 0,025 \text{ l} = 5 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{moles NaOH} = 0,01 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 10^{-3} \quad (\text{exceso})$$

	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Inicial	5 · 10 ⁻⁴	10 ⁻³		0	0
Reaccionan	5 · 10 ⁻⁴	5 · 10 ⁻⁴		5 · 10 ⁻⁴	5 · 10 ⁻⁴
Queda	0	5 · 10⁻⁴		5 · 10⁻⁴	5 · 10⁻⁴

R.L **Exceso**

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,125 \text{ l}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$



Por cada mol de NaOH se obtiene 1 mol de OH-

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/litro}$$

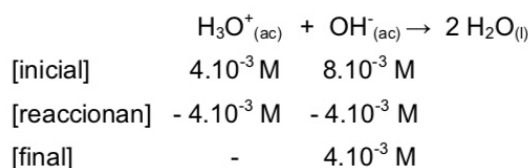
$$\text{pOH} = -\log 4 \cdot 10^{-3} = 2,40$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,40 = 11,60$$

$$3.2. \quad [\text{NaOH}] = \frac{0,1 \text{ L} \cdot 0,010 \text{ mol/L}}{0,125 \text{ L}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,025 \text{ L} \cdot 0,020 \text{ mol/L}}{0,125 \text{ L}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Solución de la CIUG: es lo mismo pero calculan el exceso en función de las concentraciones



$$[\text{OH}^-] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-12} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 11,60$$

36) (**)El rojo de cresol es un indicador cuya $K_a = 6,3 \cdot 10^{-9}$ y cuya forma neutra presenta color amarillo y púrpura la forma ionizada. Calcula el intervalo de viraje del indicador e indica que color presentaría al añadirlo a las siguientes disoluciones HCl, ácido acético, agua, fluoruro de sodio y NaOH

El intervalo de viraje de un indicador viene dado por : $pK_a \pm 1$.

$pK_a = -\log 6,3 \cdot 10^{-9} = 8,2$ intervalo de viraje : 7,2-9,2

HIn amarillo

In- púrpura

pH < 7,2 amarillo

7,2 < pH < 9,2 intermedio

pH > 9,2 púrpura

	HCl	ácido acético	agua	NaF	NaOH
pH	Muy ácido	ácido	7	básico	Muy básico
	Amarillo	amarillo	amarillo	Púrpura ??	púrpura

37) Se quiere determinar el pH de una disolución por ello se vierten 3 ml de la misma en 3 tubos de ensayo A, B y C y a cada uno se le añade un indicador diferente obteniéndose los siguientes resultados. Deduce cuál sería el pH de la disolución (acota un intervalo)

Tubo	A	B	C
Indicador añadido	Naranja de metilo	Fenoltaleína	Azul de bromotimol
Color que presenta	Naranja	incolores	amarillo
pH estimado	>4,6	<8	<6

4,6 < pH < 6 ligeramente ácido