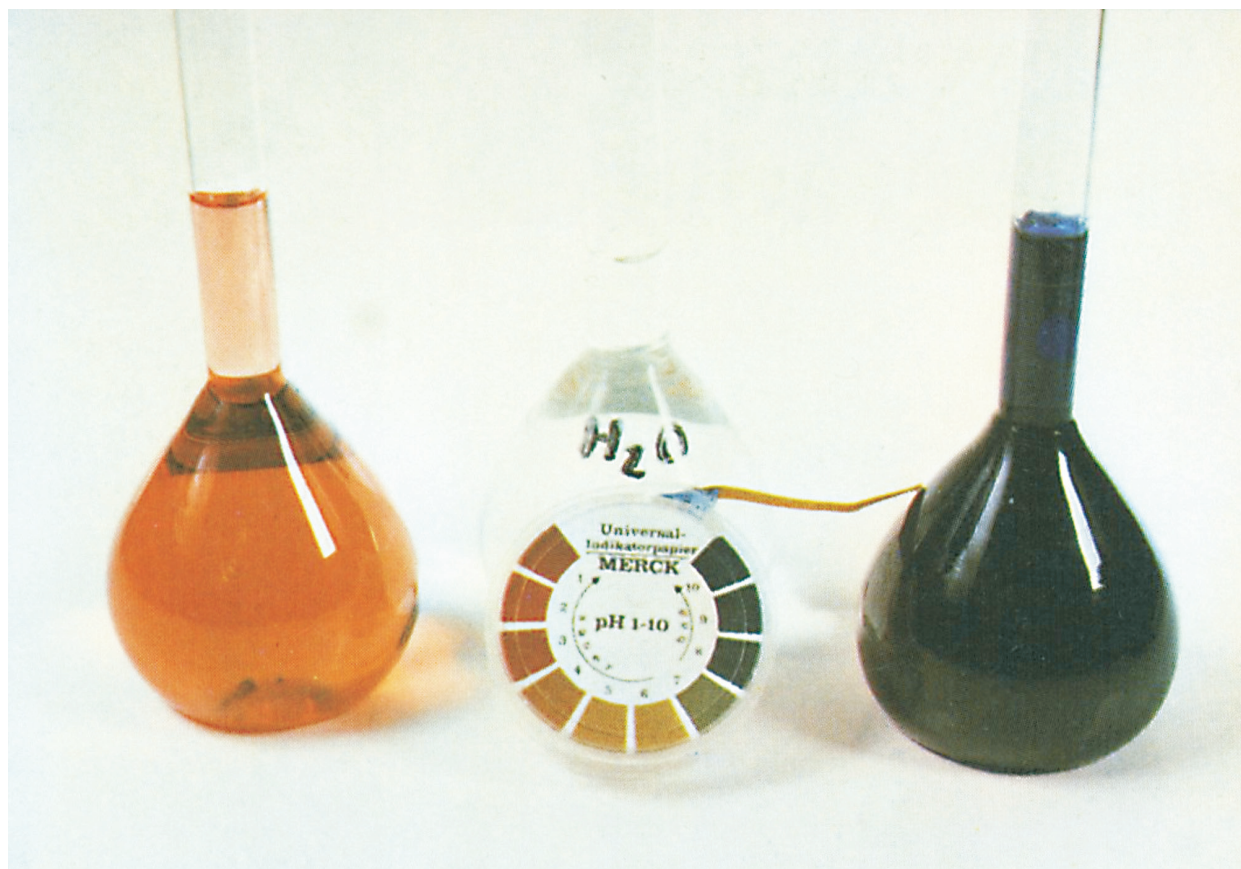
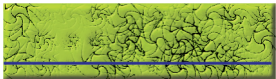


EQUILIBRIO ÁCIDO - BASE

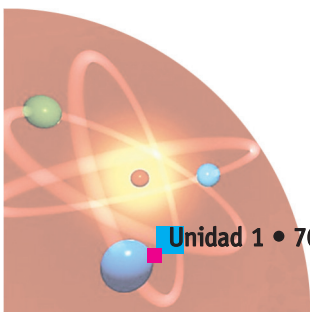


INDICADORES DE LOGROS

- Calcula el pH de una solución, conocida la concentración de los iones hidrógeno y viceversa.
- Establece la relación que existe entre pH y pOH.
- Determina el pH y/o pOH de soluciones de electrolitos.
- Define la neutralización y el proceso de titulación ácido base.
- Explica que son los indicadores y la utilidad que tienen en los procesos de Titulación.
- Discute sobre el proceso de titulación y resuelve problemas relacionados.
- Comprende, interpreta, analiza y produce diferentes tipos de textos según sus necesidades (COMUNICACIÓN).



- Expresa con autonomía lo que quiere y lo que piensa en forma verbal y no verbal.
- Usa un lenguaje verbal y no verbal adecuado al medio.
- Demuestra respeto por los conceptos emitidos por los otros.
- Reconoce la diferencia entre procesos de información y de comunicación.
- Reúne las organizaciones de base, para comunicarles las conclusiones del proyecto uso y almacenamiento adecuado de sustancias químicas (EJE COMUNIDAD).





ATENCIÓN

Los siguientes son los materiales necesarios para el desarrollo de las actividades en la siguiente guía. Se requiere que estén listos en el C.R.A. de Ciencias Naturales en el momento de su utilización; procuro gestionar su consecución con ayuda del docente, padres de familia y la comunidad.

Cinta para medir pH

Gaseosa

Orina

Crema dental

Champú

Límpido

Leche

Solución de ácido oxálico 5N

Solución hidróxido de sodio 0.25 N

Fenofaleína

Erlenmeyer

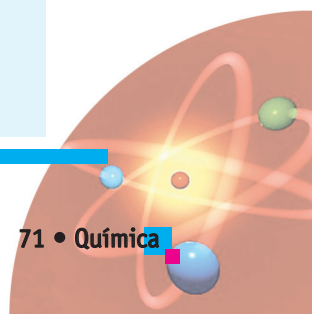
Bureta

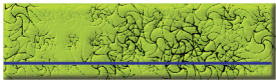
La comunicación es el mecanismo que nos permite interactuar con los otros; consolidando relaciones basadas en el respeto y la confianza.

Dentro de la comunicación se manejan dos aspectos importantes: de una parte, las habilidades del lenguaje como hablar, escuchar, leer y escribir que permiten la interacción con el género humano en todos los contextos; en el aspecto laboral la comunicación nos permite escuchar y emitir juicios bien sustentados, escribir informes sencillos y diligenciar diferentes instrumentos.

El otro aspecto, la comunicación no verbal, representada en la manifestación los sentimientos (gestos, ademanes, expresiones)

Ambos aspectos nos llevan a expresar concretamente nuestras opiniones con el fin de solucionar conflictos con las personas de nuestro entorno.

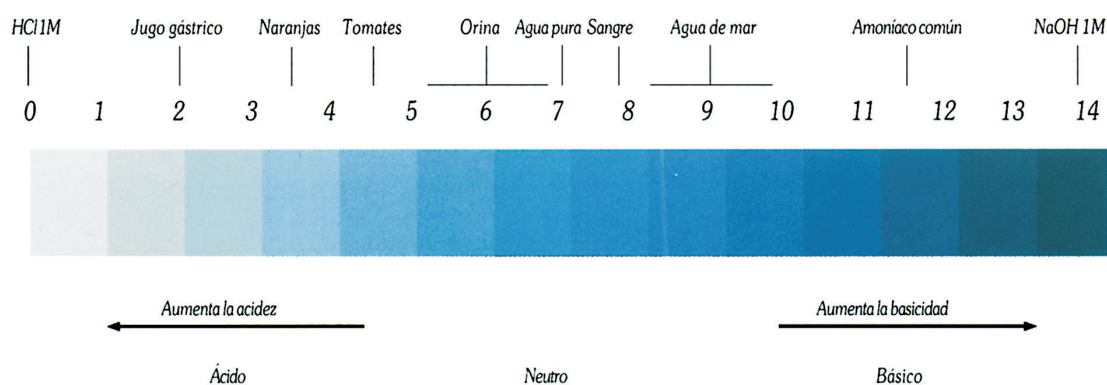




A RECORDAR UN POCO

Me reúno con los compañeros para analizar la información suministrada en la siguiente gráfica, al terminar resolvemos los interrogantes. Consignamos en el cuaderno las conclusiones expresadas con autonomía.

El siguiente gráfico representa la escala de pH.



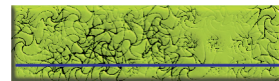
- ¿Cuáles son los valores que determinan la acidez de un compuesto?
- El pH que corresponde al valor de 7 es catalogado como un pH_____
- ¿Cuál es el valor del pH del agua de mar y qué tipo de solución es?
- En conclusión se dice que una solución es ácida cuando el pH es menor de 7, básica si el pH es_____ y neutra cuando tiene un pH _____.

EXPERIMENTEMOS

Utilizando la cinta para medir el pH y sacando trozos pequeños determinamos el valor de pH de las siguientes sustancias: gaseosa, orina, crema dental, champú, límpido, leche y saliva.

Una vez determinados los valores; elaboramos en una hoja de block una escala similar a la del punto anterior, luego socializamos los trabajos realizados utilizando el vocabulario apropiado al tema tratado.





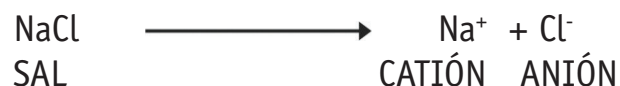
ÁCIDOS ----- BASES

Nos reunimos en grupos con el fin de comprender, interpretar y analizar el siguiente texto. Elaboramos un resumen en el cuaderno el cual debe poseer las siguientes características: respetar el pensamiento autónomo de cada uno de los integrantes del equipo de trabajo y la utilización de los términos adecuados a la temática tratada. Le presentamos el trabajo al profesor.

Las sustancias que al disolverse en el agua producen soluciones que tienen la propiedad de conducir la corriente eléctrica se denominan electrólitos. Los **electrólitos** que se disocian totalmente en el agua se llaman electrólitos fuertes; aquellos que se disocian en poca proporción se denominan electrólitos débiles.

Los electrólitos pueden ser: sales – ácidos – hidróxidos.

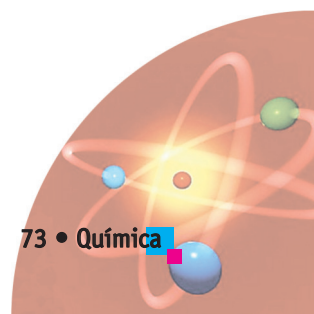
Las sales se disocian en agua convirtiéndose en iones negativos (aniones) y positivos (cationes); los ácidos y los hidróxidos pueden disociarse en forma total o parcial. La siguiente ecuación representa la disociación de un electrólito fuerte; en este caso no se establece equilibrio ya que la reacción se produce hacia un solo lado.

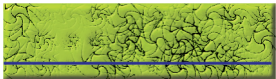


Cuando se disocia un electrólito débil, los iones formados tratan de reunirse nuevamente para formar la molécula inicial estableciéndose un equilibrio entre los iones y la molécula. En este caso la constante de equilibrio toma el nombre de constante de disociación (K_d).

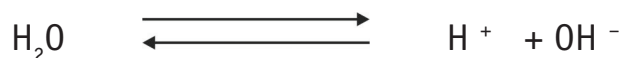


$$K_d = \frac{[\text{H}^+] [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$





El agua es un electrólito débil que se disocia en iones Hidrógeno e Hidróxilo.



$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Como el agua es un electrólito débil, la concentración molar de las moléculas que quedan sin disociar, es decir $[\text{H}_2\text{O}]$, puede considerarse constante.

$$K_d [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

El producto de $K_d [\text{H}_2\text{O}]$ es igual a una constante, que se denomina producto iónico del agua.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

En resumen:

En agua y soluciones neutras $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

En soluciones ácidas $[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

En soluciones básicas $[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

Ejemplo

El análisis de cierta muestra de agua lluvia dio una concentración de $[\text{H}^+]$ igual a $1 \times 10^{-3} \text{ M}$.

- ¿Cuál es la concentración de iones OH^- ?
- ¿Es la muestra ácida – Básica – Neutra?

Para hallar la concentración OH^- se utiliza la ecuación $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$





De la ecuación conocemos el producto iónico del agua y la concentración de iones H^+

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$[OH^-] = 1 \times 10^{-11}$ ESTE VALOR ES MENOR QUE 1×10^{-7} DE ACUERDO CON EL CUADRO ANTERIOR DICHA SOLUCIÓN ES ÁCIDA.

Continuamos con la lectura.

El pH y el pOH

El pH es una medida de la concentración de iones hidrógeno, la concentración de los iones hidrógeno se expresa comúnmente en una escala de pH; sigla derivada que significa poder de hidrógeno.

El pH de una solución se define como el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidrógeno $[H^+]$.

$$pH = -\log [H^+]$$

Es equivalente a

$$pH = \frac{1}{[H^+]}$$

Otra escala utilizada es la del pOH; el pOH se define como el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidróxido $[OH^-]$. Para una solución dada:

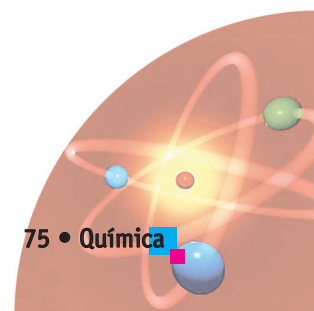
$$pH + pOH = 14$$

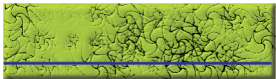
Observemos el siguiente ejemplo:

La sangre normal tiene una concentración de iones hidrógeno igual a 4×10^{-8} . Calcular el pH de la sangre.

Solución

$$\begin{aligned} pH &= -\log [4 \times 10^{-8}] \\ pH &= \log \frac{1}{4 \times 10^{-8}} = \log \frac{10^8}{4} = \log 10^8 - \log 4 \\ &= 8 - 0.6 = 7.4 \end{aligned}$$





La sangre tiene un pH aproximado de 7.4

Un jugo de limón tiene pH de 5. Cuál es la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$ y la concentración de iones $[OH^-]$

Solución

Si el $pH = -\log [H^+]$ entonces $[H^+] = \text{antilogaritmo} (-pH) = \text{antilog} (-5) = 1 \times 10^{-5}$.

$$pH + pOH = 14 \text{ entonces } pOH = 14 - 5 = 9 \text{ por lo tanto}$$

$$[OH^-] = \text{antilog} (-9) = 1 \times 10^{-9}$$

Me reúno con los compañeros para resolver los siguientes ejercicios; una vez terminados los corregimos entre todos con la asesoría del profesor.

Proponer un análisis de cómo se han entendido las instrucciones, por qué si o no, el impacto de no comprenderlas adecuadamente.

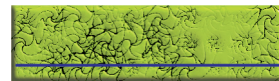
- Cierto medicamento a base de leche de magnesia tiene una concentración de iones (H^+) igual a 2×10^{-11} M. Calcular su pH y pOH. R/ $pH = 10.7$ $pOH = 3.3$.
- Cuál es el pH de una solución 0.004 M de HCl. R/ $pH = 1.4$.
- Complete la siguiente tabla.

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
1×10^{-3}			
	2×10^{-8}		
		4	
			6

- A partir de los siguientes ácidos fuertes comunes:

Ácido perclórico ($HClO_4$) – Ácido Yodhídrico (HI) – Ácido Bromhídrico (HBr)
 Ácido Clorhídrico (HCl) – Ácido Nítrico (HNO_3) – Ácido Sulfúrico (H_2SO_4).





- Escribir la ecuación de disociación para cada ácido.
- ¿Cuál es el pH de una solución 0.01 M de HClO_4 ?
- Si se preparan soluciones de la misma molaridad de estos ácidos ¿su pH será el mismo? Explicar.

NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO BASE

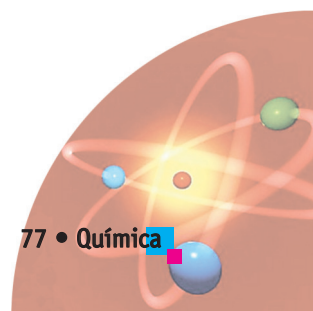
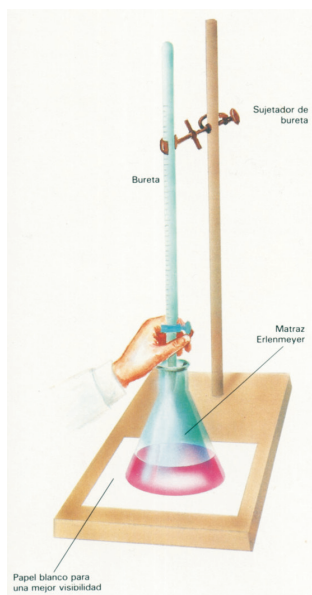
Nos reunimos en grupos con el fin de realizar la siguiente práctica de laboratorio y comprender, interpretar y analizar el texto. Elaboramos un resumen en el cuaderno el cuál debe poseer las siguientes características: respetar el pensamiento autónomo de cada uno de los integrantes del equipo de trabajo y la utilización de los términos adecuados a la temática tratada. Le presentamos el trabajo al profesor.

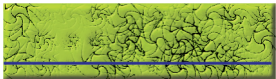
Se puede establecer la concentración de una solución de ácido o base en partículas a través de un proceso llamado titulación.

EXPERIMENTEMOS

Titulación de una base

- A 10 ml de ácido oxálico 0.5 N en un erlenmeyer adicionar 3 gotas de fenofaleína.
- Realizar el montaje observado en la figura





- c. Llenar la bureta con una solución de NaOH.
- d. Colocar el erlenmeyer con el ácido debajo de la bureta y accione la llave con una mano, mientras con la otra mano le imprime al erlenmeyer un movimiento circular. Inicialmente en el sitio donde cae la base el ácido toma una coloración rosada pero esta desaparece con la agitación, posteriormente permanece estable dicho color. Suspender la adición de NaOH.
- e. Lea el nivel de la solución de la bureta y sustraiga el valor del volumen gastado de la solución básica.

Resultados

Volumen de la solución ácida V_a _____ ml
Normalidad de la Solución ácida N_a _____ ml
Volumen gastado de la solución básica V_b _____ ml
Normalidad de la solución Básica N_b _____ ml

Una vez efectuada la titulación se emplean los volúmenes de ácido o base requeridos para la neutralización, junto con la concentración conocida de la base, se calcula la concentración desconocida del ácido haciendo uso de la siguiente ecuación.

$$V_a N_a = V_b N_b$$

Para visualizar el punto final de la titulación a la solución se le agrega una pequeña cantidad de indicador; en el caso de la práctica anterior el indicador es la fenoftaleína. Los indicadores son sustancias orgánicas que cambian de color dependiendo del medio en que se encuentren.

A continuación encontramos una tabla relacionando los indicadores más utilizados en química; además de los cambios de color dependiendo del medio.

Nombre	Color en medio ácido	Color en medio básico
Fenoftaleína	Incoloro	Rosado
Bromotimol Azul	Amarillo	Azul
Anaranjado de Metilo	Rojo	Amarillo
Tornasol	Rojo	Azul

Con los datos obtenidos en la práctica de la titulación; hallar la concentración del ácido utilizado.





Ejemplo

Para encontrar la concentración de un ácido se titularon 25 ml de él con una base. ¿Cuál es la concentración del ácido si se gastaron 35 ml de la base cuya concentración era 1.256 N?

$$V_a = 25 \text{ ml}$$

$$N_a = ?$$

$$V_b = 35 \text{ ml}$$

$$N_b = 1.256 \text{ N}$$

$$V_a N_a = V_b N_b$$

$$\frac{V_b N_b}{V_a} = \frac{35 \text{ ml} \times 1.256 \text{ N}}{25 \text{ ml}} \quad \boxed{N_a = 1,758 \text{ N}}$$

Nos reunimos y en grupo resolvemos los siguientes ejercicios. Los presentamos al profesor.

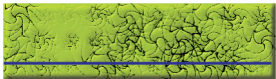
- ¿Cuál es la normalidad de una solución de hidróxido de sodio NaOH si 42,11 ml de ella fueron neutralizados con 22,5 ml de ácido sulfúrico H_2SO_4 1,923 N?
- La titulación de 10 ml de NaOH se gastaron 12,5 ml de H_2SO_4 0,01 N ¿Cuál era la normalidad del NaOH?
- ¿Qué volumen de HCl 0.5 N se necesitará para titular 10 ml de una solución 0,4N de KOH?



A COMPARTIR LOS RESULTADOS DEL PROYECTO DE UNIDAD

Llegamos a la última etapa del proyecto de unidad, hemos recolectado y analizado una información valiosa sobre los cuidados que se deben tener en casa, en el trabajo y en nuestra comunidad en el almacenamiento y utilización de sustancias químicas de uso cotidiano; la trascendencia del trabajo se va a ver reflejado cuando se cumpla el proceso de información a la comunidad.





Con los compañeros nos reunimos con algunos de los líderes comunitarios de las organizaciones de base (ACCIÓN COMUNAL, AGRUPACIÓN DE JOVENES, JUNTA ADMINISTRADORA LOCAL, REPRESENTANTES DEL GOBIERNO ESCOLAR DE NUESTRA INSTITUCIÓN, ENTRE OTROS), para comunicarles las conclusiones sacadas sobre el manejo, uso y almacenamiento adecuados de sustancias químicas de uso cotidiano, y cómo prevenir en el hogar y en el trabajo accidentes que perjudiquen nuestra salud; además de contribuir al mejoramiento de un medio ambiente adecuado.



EL pH Y SU IMPORTANCIA EN LOS SUELOS CAFETEROS

Fuente: Manual del cafetero colombiano. Federación Nacional de Cafeteros

Teniendo como base la siguiente lectura, con los compañeros de subgrupo, analizamos, interpretamos y elaboramos algunas conclusiones que consignamos en el cuaderno y discutimos en plenaria de grupo con el profesor.

Los suelos tienen una gran variación de acidez o basicidad; lo que permite clasificarlos como suelos ácidos, neutros o alcalinos.

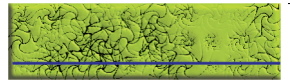
El grado de acidez del suelo es responsable del crecimiento y la buena cosecha de las plantas, así por ejemplo un suelo ácido es bastante malo para cultivo de leguminosas como la soya, el frijón y la alfalfa, mientras que al café no le aprovechan suelos alcalinos o muy ácidos, pero sí suelos con un pH entre 5,0 y 5,5 es decir, medianamente ácidos.

Ahora, en condiciones físicas de suelo muy buenas, el café tolera terrenos con un poco de mayor acidez.

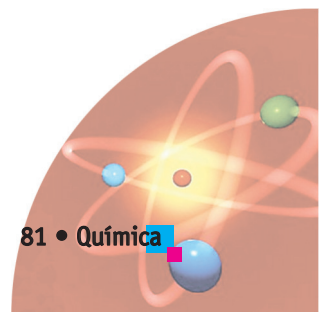
Los nutrientes del suelo y la facilidad con que la planta los toma, depende del grado de acidez que tenga el suelo.

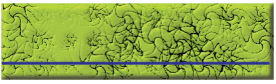
Un pH bajo, es decir, ácido, dificulta que las plantas tomen nutrientes como el fósforo y el nitrógeno del suelo. En los suelos ácidos hay mucho hidrógeno y aluminio, que no son alimento para las plantas, en cambio son pobres en calcio, magnesio y potasio que sí son necesarios para las plantas.





La acidez de los suelos puede aumentar con la aplicación de fertilizantes, por ejemplo aplicando sulfato de amonio en suelos ácidos, es perjudicial porque aumenta su acidez impidiendo que las plantas tomen calcio, potasio y magnesio. En este caso, el abono debe ser la úrea, cuando se desea aumentar el contenido de nitrógeno del suelo.





ESTUDIO Y ADAPTACIÓN DE LA GUÍA

