

# Reacciones de neutralización:



( Práctica da ESO – curso: 2018 – 2019 )

## Objetivos:

A).- Realización de cálculos cuantitativos en la reacción de neutralización entre una base y un ácido.

B).- Familiarización con el material mas básico del laboratorio de Química.

C).- Hallar el valor de la concentración de un ácido (o una base) aplicando cálculos estequiométricos a la reacción de neutralización mencionada.

**Materiales** : Ácido clorhídrico, potasa caustica al 85% , disolución de fenolftaleina ( o agua de campanillas), bureta, vaso de precipitados, varilla de vidrio, embudo, soporte metálico junto con la pinza correspondiente.

## Observaciones:

1.- Se tiene que en esta práctica tiene 3 etapas:

A).- Obteber la cantidad de potasa caustica comercial ( 85%) que hay que pesar para tener la cantidad de potasa pura para seguir haciendo los cálculos.

B).- Preparación de la disolución de potasa caustica de concentración conocida.

C).- Realizar la neutralización propiamente dicha.

----

A).- El “peso molecular” de la potasa caustica ó hidróxido de potasio (KOH) es:  $39 + 16 + 1 = 56$  gr/mol. Como el frasco que contiene la potasa caustica muestra que es del 85%, entonces se establece la regla de tres siguiente:

85% => Si 100 gr de potasa comercial ---contiene---.-> 85 gr de hidróxido potásico puro, entonces:  
x -----> 56

$x = (100 \times 56)/85 = 56/0.85 = 66$  gr; es decir: que para obtener 1 mol de KOH procedente de este frasco, hay que extraer de él unos 66 gr.

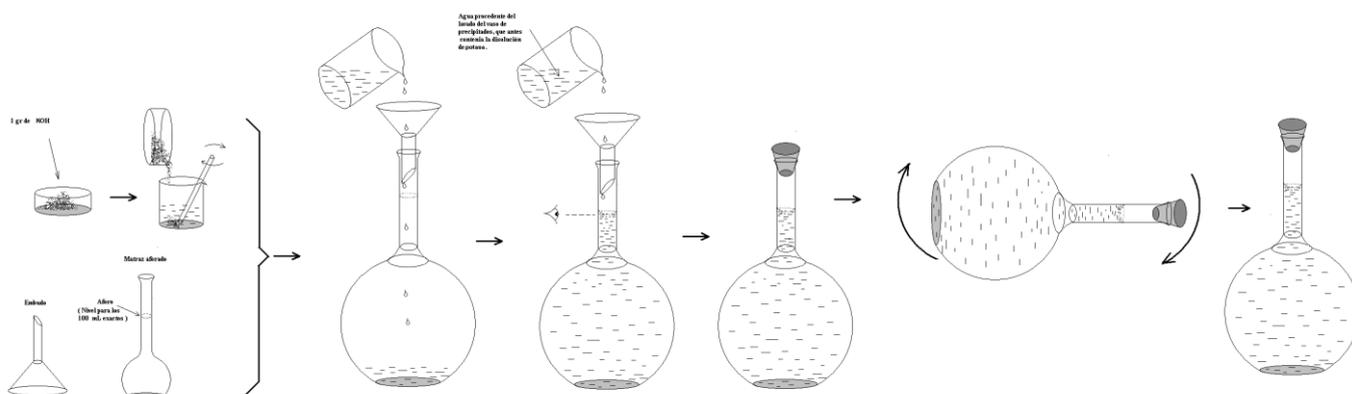
B.- Se prepara una disolución de potasa caustica 0.25 molar (como 1 molar implica que hay que disolver 66 gr – tomados del frasco - en 1 L, entonces, para que sea 0.25 M , hay que tomar la cuarta parte:  $66/4 = 16.5$  gr de la potasa del frasco; o bien: disolver 1.65 gr procedentes del frasco en 100mL de agua).

Para ello, se hace:

Se pesa 1.6 gr de potasa caustica, se introduce en un vaso de precipitados ( de unos 30 mL) y se añade agua; se agita con una varilla de vidrio y luego esta disolución se introduce en un matraz aforado ( este tiene sobre su cuello una marca que indica que si esta es alcanzada por el nivel de un líquido, implica que en tal caso, el volumen es exactamente 100 mL ).

A continuación, se vuelve a introducir cierta cantidad de agua en el vaso de precipitados anterior (el que ha contenido la disolución de potasa caustica ), y desde aquí se introduce esta agua en el matraz, se repite esta operación el número de veces necesaria hasta llegar al aforo; se tapa el matraz y se agita este para homogenizarla la disolución y después, esta disolución debe guardarse en un frasco bien tapado, ya que esta disolución se degrada con el tiempo ( por la absorción de anhídrido carbónico del aire ).

Todo ello, según la figura:



3.- Se aconseja poner el ácido sobre al bureta y la base en el vaso de precipitados en vez de a la inversa.

En este caso - a la inversa - funcionaría igual , pero el inconveniente es que si se deja la bureta con sosa algún tiempo, se absorbe anhídrido carbónico del aire y se carbonata, ( pudiendo formarse carbonato y/o bicarbonato de sodio), que puede precipitar algo sobre la llave de vidrio y atascar así dicha llave.

Es decir: puede realizarse a la inversa pero teniendo en cuenta que hay que lavar la bureta rápidamente para evitar problemas.

### C).- PROCEDIMIENTO:

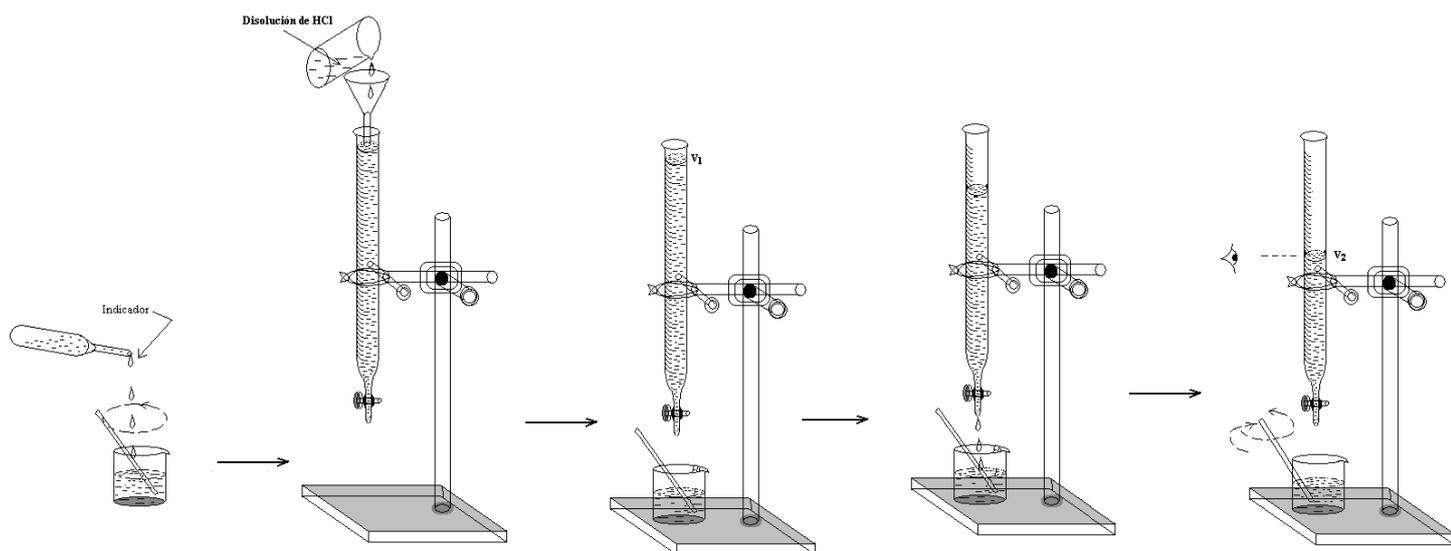
Se preparan  $25 \text{ cm}^3$  de sosa potasa caustica  $0.25 \text{ M}$ , se introducen en un vaso de precipitados, encima de él se monta la bureta que posteriormente se ha de llenar con el volumen adecuado de, ácido clorhídrico, anotando el volumen de este ácido señalado por la bureta..

Se introducen unas gotas de disolución alcohólica de fenolftaleina ( o disolución de “agua de campanillas” sobre la disolución de potasa que está en el vaso de precipitados, con lo que se debe observar que la disolución adquiere color rojo ( y verde si se utiliza el “agua de campanillas” ).

A continuación se abre la llave de la bureta dejando caer el ácido clorhídrico lentamente y agitando con la varilla de vidrio, permaneciendo atento al cambio de color que se va a producir.

Una vez que se produzca este se cierra rápidamente la llave de la bureta y se lee el volumen gastado.

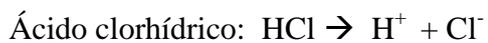
Todo ellos según la figura:



Con los datos: de la potasa caustica :  $V = 15 \text{ cm}^3$ ,  $0.25 \text{ M}$  ; y del ácido, se conoce el volumen gastado sobre la bureta; se realizan los cálculos estequiométricos habituales y se anota el resultado en el cuaderno.

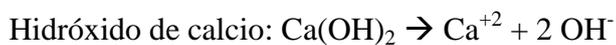
## Observaciones:

1.- Un ácido es cualquier sustancia que al disolverse en agua genera iones  $H^+$ , por ejemplo:



Lo común a todos ellos es el ión  $H^+$

2.- Una base es una sustancia que al disolverse en agua genera iones  $OH^-$ , por ejemplo:



Lo común a todos ellos es el ión  $OH^-$

3.- La definición de ácido que vimos anteriormente (la de tener en común el ión  $H^+$  y  $OH^-$ ) es la de Arrhenius, que tiene el inconveniente de que solo sirve para disoluciones acuosas.

En cursos superiores se dará una definición, mas general – de Borösted Lowry - , que generaliza la definición de Arrenius diciendo que ácido es toda sustancia que tiene la capacidad de ceder iones  $H^+$  y base es toda sustancia de aceptar iones  $H^+$  .

Esta definición es útil en disolventes distintos al agua, como amoníaco o ácido clorhídrico puros, donde se considera la distinta capacidad de la sustancia de aceptar o ceder iones ; esto da un carácter relativo a este concepto, es decir una sustancia que puede ser ácida en agua, puede ser básica en otro disolvente y a la inversa. (Por ejemplo el ácido acético es ácido en agua, pero se comporta como base en ácido fluorhídrico anhidro.)

Existe otra definición todavía mas general , que vale para todo tipo de sustancias; esta es la de Lewis, que dice que ácido es toda sustancia capaz de aceptar un orbital lleno con un par de electrones de una molécula; y

base es toda sustancia que es capaz de ceder un par de electrones a otra molécula; de momento no diremos mas, ya se darán con profundidad en cursos superiores.

4.- Los iones  $H^+$  y  $OH^-$  son los característicos para los ácidos y bases cuando los conceptos de acido-base están referidos al agua, que es el mas importante (tanto que a veces se llama disolvente universal); pero los conceptos de ácido y base pueden estar referidos a otros disolventes – no acuosos – como son el amoniaco líquido (anhidro) y el fluoruro de hidrógeno líquido, también anhidro.

En el primero de los casos – el del amoniaco el papel del  $H^+$  , lo hace el ión  $NH_4^+$  y el papel del ión  $OH^-$  lo hace el ión  $NH_2^-$

En el caso del fluoruro de hidrógeno, el papel de  $OH^-$  lo hace el ión  $HF_2^-$  (anión hidrofluoruro) .

5.- Lo anterior se puede referir a cualquier disolvente que se “autoioniza” como el agua:

(  $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$  ), aunque para este caso es en muy pequeña extensión; aparte de los anteriormente vistos, hay mas, como el acido sulfúrico puro (  $H_2SO_4 \rightarrow H_3SO_4^+ + HSO_4^-$  ) y el  $SO_2$  puro o anhidro (  $SO_2 \rightarrow SO_3^{-2} + SO^{+2}$  ), el anhídrido nítrico puro o anhidro: (  $N_2O_5 \rightarrow NO_3^- + NO_2^+$  ), etc . . . etc

6.- Se dice que un ácido (o base) es fuerte cuando se disocia totalmente (cerca del 100%) en la disolución; y débil cuando el grado de disociación es menor del 10%

Ejemplos:

A) Ácidos fuertes:

ácido clorhídrico, ácido sulfúrico, ácido nítrico, . . . y el perclórico (que es el mas fuerte de todos). . . etc;

Se puede decir que el ácido perclórico es el “superárido” mas simple, existen otros parecidos a él, pero son complejos, como el ácido fluorosulfúrico:  $HSO_3F$ ; ácido hexafluoro-antimonio-sulfúrico (mezcla de

$SbF_5 + HF + SO_3 \rightarrow SbF_6^-SO_3H$  ) ,  $CF_3-SO_3H$ , ácido trifluorometansulfúrico, el ácido hexafluoroantimonico  $HSbF_6$  ; y el

$[H^+][SbF_5FSbF_5]$ , - que podria llamarse “ácido pirofluoroantimónico (V)” - que el ácido mas fuerte cionocido. . . etc; estos ácidos son tan fuertes que “ven” – o mejor dicho - hacen comportarse a los clásicos: fluorhídrico, nítrico, y a los hidrocarburos, . . . como si fuesen ; bases !, en su presencia .

B) .- Bases fuertes: hidróxido de sodio; hidróxido potásico; hidróxido de calcio, . . . y el hidruro de sodio

(que es la base mas fuerte de todas), . . . , etc .

Igual que en el caso anterior, el hidruro de sodio es la “superbase “ mas simple, otras tienen una fuerza parecida, pero son mas complejas, como por ejemplo: nitruro de litio, amido de sodio, hidruro de aluminio y sodio, el metil-litio, butil –litio. . . etc; estas son tan fuertes que “ven” – o mejor dicho - hacen comportarse a muchas bases típicas . . . como si fuesen ¡ácidos¡ , en su presencia; (del resultado terminan emergiendo iones

$O^{-2}$ ).

C) Ácidos débiles, son: el acético, el bórico, el carbónico, , el hipocloroso, el sulfuroso, el nitroso, el sulfhídrico, . . . etc;

D).- Bases débiles el hidróxido de amonio, el hidróxido de magnesio, el hidróxido de aluminio, el hidróxido de cinc, . . . , etc.

La mayoría de las veces se puede predecir – o al menos cualitativamente – la fortaleza de un ácido o base según sea la posición del metaloide o el metal en la Tabla Periódica de los elementos .

A veces puede que la idea de ser ácido o base fuertes sugiere lo de ser muy corrosivos, pero esto aunque necesario no siempre es suficiente (por ejemplo el HI es un ácido muy fuerte pero es reductor); esto es así porque aparte del carácter de fortaleza del ácido hay que tener en cuenta otros aspectos como el de ser oxidante, deshidratante, . . etc, así como también en la rapidez en la reacción.

Por ejemplo el ácido sulfúrico es un ácido muy corrosivo porque además de ser un ácido fuerte, es algo oxidante y con un poder de deshidratación muy grande. El ácido nítrico es un ácido algo fuerte, pero es muy, muy corrosivo porque a parte de lo anterior es que es un ácido muy oxidante.

Podría decirse algo similar de las bases.

Como curiosidad: la sustancia mas corrosiva que hay es el flúor elemental, y que este es el oxidante mas potente que existe y además puede formar compuestos extremadamente ácidos con diversos metaloides. Estos aspectos se pueden deducir a partir de la posición que tiene este elemento en la Tabla Periódica. La siguiente podría ser el ozono, después, el trifluoruro de cloro, . . etc .

7.- Las reacciones de neutralización son muy rápidas.

8.- Se llama pH (potencial del hidrógeno) al exponente de 10 que indica cuantos litros de una disolución hay que tomar para obtener 1 mol de iones  $H^{+}$ ; es decir:

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

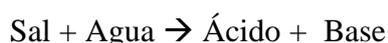
9.- Para disoluciones acuosas, existe la escala de pH va desde 0 , para los ácidos fuertes, sigue con 7 para las disoluciones neutras, como el agua pura; y sigue hasta 14 , que corresponde a las disoluciones de bases fuertes.

10.- Como es sabido: cuando se mezcla un ácido fuerte con una base también fuerte siempre se produce

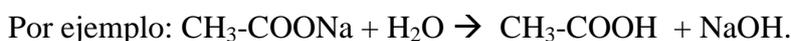
sal + agua, de manera casi instantánea e **IRREVERSIBLE**.

Pero si lo que se mezcla es un ácido débil con una base fuerte ó viceversa, también da sal + agua, pero en este caso la reacción es **REVERSIBLE**. A este último caso, la reacción inversa se llama reacción de **HIDRÓLISIS**.

Es decir: se puede decir que la reacción de hidrólisis (rotura de sustancias por el agua) es la inversa de la de neutralización:



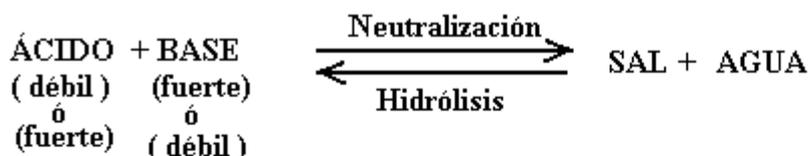
Pero insistimos esto último se produce cuando alguno de dos reactivos (ácido o base) de los que proviene la sal, es débil.,



Otro caso clásico y análogo es:

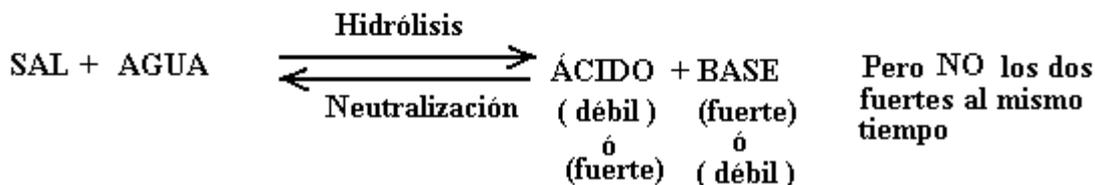


Para este tipo de reacciones (las reversibles) se suele escribir:



Pero **NO** los dos fuertes al mismo tiempo

o también:



(Cando ambos son débiles es caso es complejo y dependerá de quien es mas fuerte).

11.- Se llama punto de equivalencia ( reacción completa según cantidades estequiométricas) coincide con la neutralidad total, solo si el ácido y la base son fuertes y el resultado final es la total neutralidad:

$$\text{pH} = 7 .$$

12.- Se llama punto de neutralización al resultado de mezclar un ácido y una base en cantidades necesarias para conseguir una disolución neutra.

13.- Se entiende que el punto de neutralización y el de equivalencia son iguales o coinciden, cuando ambos: el ácido y la bases son ambos fuertes.

14.- Si alguno de los reactivos es débil, en el punto de equivalencia NO es neutro, será ácido o base según sea la fortaleza de alguno de los reactivos (ácido o base); si el ácido es fuerte y la base es débil la disolución resultante será ácida; y a la inversa: si el ácido es débil y la base es fuerte, la disolución resultante será básica.

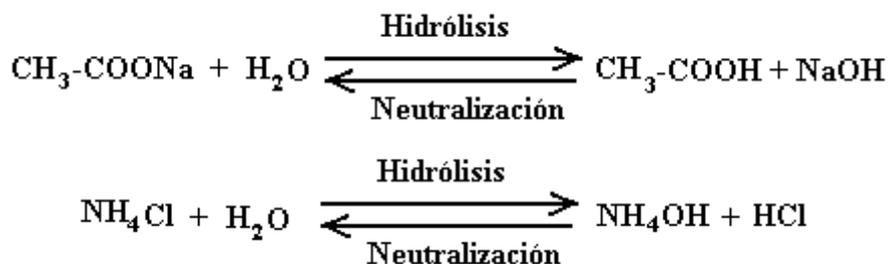
Según lo anterior, se tiene que al mezclar una sal proveniente de un ácido fuerte y de base débil (o viceversa), con agua se producirá la hidrólisis, teniendo la disolución carácter ácido (ó básico) según sea la fortaleza del ácido o base de la que provenga la sal.

Por ejemplo:

$\text{CH}_3\text{-COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{NaOH}$ , la disolución será básica ( porque el  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  no es capaz de neutralizar (o compensar) totalmente al  $\text{NaOH}$ .

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{NH}_4\text{OH}$ , la disolución será ácida, porque el  $\text{NH}_4\text{OH}$  no es capaz de neutralizar ( o compensar ) totalmente al  $\text{HCl}$

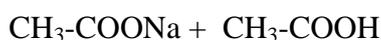
Entonces en estos casos se debe escribir:



Cuando se producen estos casos (que son la mayoría) se dice que estas reacciones son equilibrios ácido – base.

15.- Disoluciones tampón o disolución es buffer.- Son disoluciones que al añadirles un ácido o base fuertes, el pH de la disolución aumenta o disminuye muy poco – caso contrario a si esto se hace con agua pura.

Está formadas por una mezcla de una sal de ácido débil y una base fuerte ( o viceversa) y ácido débil ( o base débil) de la que proviene, por ejemplo:



Si se le añade una gotas de  $\text{HCl}$  ( ácido fuerte ) el pH de la disolución apenas cambia - si esto se hiciera con agua el pH bajaría hasta casi 0 – pero en este caso el  $\text{HCl}$  es lo suficientemente fuerte como para desplazar al

$\text{CH}_3\text{-COOH}$  de la sal de la que genera y producirse  $\text{NaCl}$ , que es neutro, y al mismo tiempo se forma un poco de  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  , que como es débil disminuye poco el pH.

Es decir que en este tipo de disoluciones se termina sustituyendo el ácido ( o la base ) fuertes que se añaden, por otro ácido ( o base) que surgen por desplazamiento de aquellos, y que al ser estos, débiles, disminuyen o aumenta muy poco el pH de la disolución.

Este tipo de disoluciones tiene gran importancia, por ejemplo en Biología, en la que a veces se necesitan sistemas que sean estables respecto al aumento o disminución del pH.

Las imágenes resles de esta práctica son las siguientes:

