Preparación de disoluciones patrón



Virginia Maestro Carvajal
IES Escuela de la vid
Módulo: Análisis de Alimentos

INDICE

1. Objetivos

2. Materiales

3. Reactivos

4. Procedimiento experimental

5. Cálculos y resultados

6. Cuestiones

   HCl

   - ¿Qué reacción tiene lugar en la neutralización del HCl con carbonato sódico?
   - ¿Qué volumen de HCl se ha consumido en la valoración?
   - ¿Cuál es la normalidad experimental del HCl?
   - Calcula el factor de HCl, ¿se trata de una disolución diluida o resulta ser más concentrada? ¿Para qué se calcula dicho factor?
   - ¿En qué tipo de recipiente almacenarás dicho ácido para prácticas posteriores? ¿Por qué?

   NaOH

   - ¿Qué reacción tiene lugar en la neutralización del NaOH con $KHC_8H_4O_4$?
   - ¿Qué volumen de NaOH se ha consumido en la valoración?
   - ¿Cuál es la normalidad experimental del NaOH?
   - Calcula el factor de NaOH, ¿se trata de una disolución diluida o resulta ser más concentrada? ¿Para qué se calcula dicho factor?
   - ¿En qué tipo de recipiente almacenarás dicha base para prácticas posteriores? ¿Por qué?

7. Conclusiones

1. Objetivos

Los objetivos de esta práctica han sido:

- Conocer el fundamento y procedimiento de las reacciones volumétricas de neutralización.
- Destreza en el manejo de material de laboratorio: uso de buretas y balanzas de precisión.
- Distinción entre punto de equivalencia y punto final de una valoración.
- Definir el punto final de una valoración y el factor de disolución.
- Preparación de disoluciones patrón.
- Cálculo de la concentración de analito o sustancia problema a partir de su neutralización con otra de concentración conocida.

2. Materiales

Los materiales encontrados en la mesa de laboratorio han sido los siguientes:

- Para la preparación de las disoluciones de HCl (200 mL/0,1N) y NaOH (500 mL/0,1N)

Pipetas



Matraz aforado

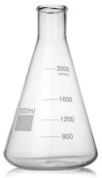


Vaso de precipitado



- Para factorización o reacción de valoración o determinación concentración exacta de disoluciones preparadas

- Bureta (50 mL)
- Erlenmeyer (250 mL)



- Probeta graduada



- Cápsulas de porcelana
- Frasco lavador
- Balanza analítica
- Vaso de precipitados
- Embudo cónico
- Espátula
- Pesasustancias

- Para preparación de los patrones (preparado previamente)

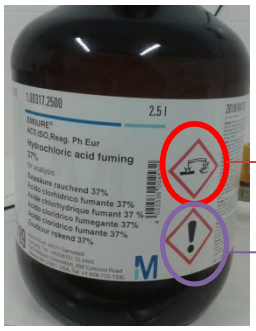
- Desecador
- Estufa

3. Reactivos

Los reactivos utilizados han sido los siguientes:

Analito o sustancia de la que queremos conocer su concentración real

HCl concentrado de partida (37% pureza) → HCl 200 mL / 0,1N



Pictogramas

- Peligro corrosión
- Peligro para la salud

NaOH concentrado (97%) pureza → NaOH 500 mL / 0,1N



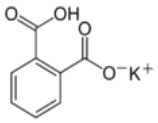


Pictogramas

Corrosivo

Patrones primarios

- Para valoración de HCl → Na_2CO_3
- Para valoración de NaOH → $KHC_8H_4O_4$



Indicadores



- Para valoración de HCl → Anaranjado de metilo (rango de pH 3,1 - 4,4)

- Para valoración de NaOH → Fenolftaleína (rango pH 8,2 - 10)



4. Procedimiento experimental

La práctica la realizamos en 3 días; el primer día hicimos la preparación de las disoluciones de HCl y de NaOH; el segundo hicimos la factorización / neutralización del NaOH con KHP y finalmente valoramos el HCl usando como patrón primario el Na_2CO_3.

Día 1: Preparación de las disoluciones HCl 0,1N/200 mL y NaOH 0,1n/500 mL

Lo primero que hicimos fue lavar el material de laboratorio que teníamos en nuestra mesa de laboratorio para eliminar los posibles restos de reactivos que pudieran tener.

Une vez lavado, procedimos a la preparación de la disolución de HCl. Para ello, calculamos el volumen de clorhídrico necesario para la disolución que nos indica el guion.

Una vez realizado el cálculo, cogimos el volumen de HCl necesario. Para ello, adicionamos un pequeño volumen en un vaso de precipitado (que usamos varios grupos de prácticas) pipeteando 1,65 mL que fueron trasvasados a un matraz aforado de 200 mL (adicionando previamente una pequeña cantidad de agua para evitar que se caliente demasiado el vaso de precipitado al generar una reacción exotérmica o de liberación de energía).

En un vaso de precipitado, echamos agua destilada que adicionamos al matraz aforado (con la ayuda de un embudo) y posteriormente enrasamos hasta 200 mL con una pipeta Pasteur.

*La preparación de la disolución de ácido clorhídrico la tuvimos que repetir puesto que rompí el matraz aforado al agitar la solución para mezclarla. El procedimiento fue el mismo.

Realizamos la misma operación con el NaOH. En este caso, teníamos hidróxido sódico que es sólido por lo que realizamos los cálculos para obtener los gramos de hidróxido necesarios para la disolución que nos interesaba. Pesamos en la balanza digital. Para ello, taramos la balanza con el pesasustancias y posteriormente pesamos 2,09 g de NaOH (teóricamente eran 2,06 g) adicionándolo poco a poco con una espátula.

En un vaso de precipitado de 50 mL adicionamos una pequeña cantidad de agua donde disolvimos el NaOH y posteriormente lo trasvasamos directamente al matraz aforado de 500 mL. Seguimos adicionando agua con el mismo vaso de precipitado y enrasamos con la pipeta Pasteur hasta los 500 mL de disolución.

Posteriormente etiquetamos nuestras disoluciones y las guardamos en botes de cristal y plástico para el HCl y el NaOH respectivamente.

Día 2 Factorización de la disolución de NaOH

Como después explicaré en puntos posteriores, tanto el HCl como el NaOH no son patrones primarios, por lo tanto se hace necesario su neutralización con un patrón primario para saber que concentración exacta tenemos, puesto que se tratan de compuestos inestables. Para ello, se factoriza: se valora con un patrón primario (ácido o base dependiendo si es NaOH o HCl) por volumetría o lo que es lo mismo: medir el volumen de las disoluciones empleadas para calcular la concentración del analito, que después será utilizado como patrón secundario para diferentes usos como por ejemplo la cuantificación del grado de acidez o basicidad de un determinado alimento o realizar nuevas valoraciones.

En este segundo día de prácticas, hicimos la factorización del NaOH (base) a partir de un ácido (KHP) de concentración conocida;

Primero pesamos en la balanza de precisión 0,25 gramos de biftalato potásico ya preparado (desecado durante 2 h aproximadamente) con el pesasustancias previamente tarado, proceso que repetimos 3 veces obteniendo los siguientes pesos:

- 0,251 g
- 0,2505 g
- 0,2495 g

Preparación de la bureta

Preparamos la bureta con la disolución NaOH preparada el día 1, para ello lavamos la bureta con NaOH (ya había sido lavada con agua destilada al principio de la práctica) colocando un vaso de precipitado debajo para eliminar esa cantidad de NaOH.

Una vez nos aseguramos que la bureta estaba cerrada, adicionamos desde un vaso de precipitado nuevo el NaOH necesario para enrasar la bureta hasta el máximo volumen.

Pesado de las muestras y valoración

Mientras pesamos la primera muestra, preparamos 3 erlenmeyer adicionando en el primero 50 mL de agua, que posteriormente tiramos, para adicionar 25 mL tal y como especifica en el guion (aunque realmente no afectaba en el análisis posterior puesto que el agua es neutra y no aporta protones ni OH^- al medio, por lo que no afecta en la valoración posterior). Adicionamos a ese erlenmeyer la cantidad de biftalato potásico del pesasustancias, echando agua destilada para arrastrar toda la muestra que pudiera quedar en él. Posteriormente agitamos para que se mezclara bien el agua con la muestra. Para conocer el punto final de la reacción, es necesaria la presencia de un indicador. Para el NaOH, utilizamos fenoftaleína, incolora a pH < 8 y rosa cuando el NaOH es neutralizado por el patrón ácido o ftalato ácido de potasio (intervalo de viraje de 8 a 10). Nosotros adicionamos para esta valoración 3 gotas de fenoftaleína.

Con la bureta llena y el erlenmeyer con la solución patrón preparada, empezamos a valorar, en la primera valoración, más lento, puesto que no conocíamos el volumen aproximado necesario para llegar al punto final.

Realizamos lo mismo con las otras 2 valoraciones en las que en una, volvimos a echar 3 gotas de indicador, pero en otra adicionamos *más de 3 gotas, que coincide con la muestra en las que nos sale un volumen mayor de NaOH gastado; esto es debido a que al adicionar en una valoración una cantidad grande de indicador, éste, a pesar de ser débil, puede aportar protones, modificando el pH del medio y dando errores en la valoración (como nos ha podido pasar a nosotros).

*La segunda valoración la volvimos a repetir puesto que cuando se dio el cambio de color, seguimos adicionando NaOH, por lo que el volumen gastado no era el real.

Día 3 Factorización de la disolución de HCl

En líneas generales, procedimos igual que en el caso de la factorización realizada en la práctica anterior.

En este caso, utilizamos para valorar una base: carbonato sódico del que pesamos las siguientes cantidades:

- 0,0751 g
- 0,0757 g
- 0,0755 g

Utilizamos como indicador anaranjado de metilo (pH 3,1 – 4,4).

Limpiamos la bureta con HCl y la llenamos hasta su volumen máximo.

En este caso preparamos los erlenmeyer con 50 mL de agua + los gramos de Na_2CO_3 pesados previamente.



Realizamos las 3 valoraciones usando 3 gotas de indicador en cada una de ellas; dos de las muestras, concretamente las indicadas como 1 y 2, eran del mismo color. La muestra 3, era de un color más intenso, por lo que decidimos adicionar más volumen de HCl a la muestra 2 (previamente apuntado el volumen real obtenido) para ver cuánto volumen era necesario para que la muestra 2 llegara al color de la muestra 3, de ahí que sea más similar en color a diferencia de lo dicho anteriormente. Lo que vimos es que la diferencia en volumen era escasa, no habiendo añadido más de 0,1 – 0,5 mL.
Los colores ¨reales¨ de las valoraciones de HCl se pueden ver en el punto 5 ¨cálculos¨.

Al final de cada práctica, lavamos todo el material de nuestra mesa de laboratorio, tirando el reactivo en el correspondiente contenedor de muestras contaminadas y el plástico contaminado en la basura destinada a dicho fin.

<u>Preparación de los indicadores</u>: (Preparada por nuestros compañeros)

✓ Fenolftaleína (1% 50 mL etanol)

1 g fenolftaleína → 50 mL etanol
X → 100 mL

0,5 gramos de fenolftaleína en 50 mL de etanol

✓ Naranja de metilo (1‰/50 mL agua)

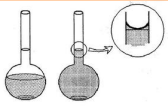
1 g NaranjaMetilo → 50 mL agua
X → 1000 mL

0,0510 gramos de naranja de metilo en 50 mL de agua

5. Cálculos

1) Lo primero que hay que saber es el volumen de nuestros analitos de partida necesario para preparar las disoluciones que queremos previo cálculo de la concentración (N) del concentrado de partida:

Para HCl 37% pureza
Densidad: 1,19 g/cm³
Peso equivalente: 36,5 g/eq



200 mL
0,1N

37% pureza = 37 gramos de HCl en 100 gramos de disolución

Densidad disolución (d) = m/v ; v = m/d;
V = 100 g disolución / 1,19 g/cm³ = 84,03 ml = 0,084 L

N = nº eq / Vol (disoluc.); $\frac{m/peq}{V}$; $\frac{m/Pm/valencia}{V}$

$$\mathbf{N} = \frac{37\ g/36{,}5\ g/eq}{0{,}084L} = \mathbf{12{,}06\ N}$$

$\mathbf{N_c \cdot V_c = N_d \cdot V_d}$; 12,06N . V_c = 0,2 L . 0,1N

V_c = 1,65 ml de HCl → Hasta 200 ml de agua destilada en matraz aforado.

97% pureza = 97 gramos de NaOH en 100 gramos de disolución → 500 mL / 0,1N

Pm = 40 g/mol

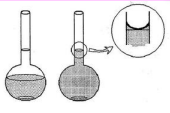
N = nº eq / Vol (disoluc.) ; 0,1N = nºeq/0,5L; nºeq = 0,05 eq

nº eq = m / Peq; $\frac{m}{Pm/valencia}$; m = $\frac{neq}{Pm/valencia} = \frac{0{,}05\ eq}{40\ g/mol}$

m = 2 g NaOH

m = 2g NaOH → 97%
x → 100% m = 2,06 g de NaOH → disuelto enrasando a 500 ml con agua destilada en matraz aforado.

Para NaOH 97% pureza
Peso equivalente: 40 g/eq



500 mL
0,1N

2) Una vez preparado la disolución analito, factorizamos el HCl

	*Peso Na_2CO_3 (g)	Volumen HCl gastado (mL)	Factor de corrección	*Peso teórico de Na_2CO_3 = 0,075 g
Muestra 1	0,0751	13	1,08	
Muestra 2	0,0757	13,5	1,05	**F medio**
Muestra 3	0,0755	13,2	1,079	**1,0696**

$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

Calculo factor corrección / eq $Na_2CO_3 \rightarrow$ eq HCl

Pm = 105,98 g/mol

Valencia = 2

$$\frac{\text{Peso Na2CO3}}{\text{Pm/valencia}} = V(L)_{HCl} \cdot N_{teóricaHCl} \cdot F$$

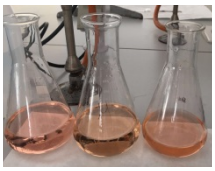
$$M1 = \frac{0,0751g}{105,98/2} = 13.10^{-3}L \cdot 0,1N \cdot F_c; \quad \mathbf{F_1 = 1,08}$$

$$M2 = \frac{0,0757g}{105,98/2} = 13,5.10^{-3}L \cdot 0,1N \cdot F_c; \quad \mathbf{F_2 = 1,05}$$

$$M3 = \frac{0,0757g}{105,98/2} = 13,2.10^{-3}L \cdot 0,1N \cdot F_c; \quad \mathbf{F_3 = 1,079}$$



→



Muestras propias

$\overline{F}$ = 1,08 + 1,05 + 1,079 / 3 = **1,0696**

A partir del factor de corrección calculamos la concentración (N) real de HCl que tenemos;

$N_{experimental} = N_{teórica} \cdot F$

$N_{experimental} = 0,1N \cdot 1,0696 =$ **0,107N**

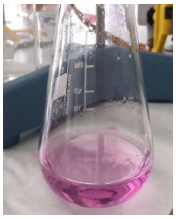
3) Estandarización del NaOH

	*Peso KHB (g)	Volumen NaOH gastado (mL)	Factor de corrección	*Peso teórico de KHB = 0,25 g
Muestra 1	0,251	10,9	1,1275	
Muestra 2	0,2505	12,2	1,0054	**F medio**
Muestra 3	0,2495	16	0,7635	**0,965**

$KHC_8H_4O_4 + NaOH \rightarrow KNaC_8H_4O_4 + H_2O$



→



Muestra propia

Calculo factor corrección / eq $KHC_8H_4O_4$ → eq NaOH

Pm = 204,23 g/mol

Valencia = 1

$$\frac{\text{Peso } KHC_8H_4O_4}{\text{Pm/valencia}} = V(L)_{NaOH} \cdot N_{teóricaHCl} \cdot F$$

M1 = $\frac{0,251g}{204,23/1}$ = $10,9.10^{-3}$L . 0,1N . F_c; **F_1 = 1,1275**

M2 = $\frac{0,2505g}{204,23/1}$ = $12,2.10^{-3}$L . 0,1N . F_c; **F_2 = 1,0054**

M3 = $\frac{0,2505g}{204,23/1}$ = 16.10^{-3}L . 0,1N . F_c; **F_3 = 0,965**

$\overline{F}$ = 1,1275 + 1,0054 + 0,965 / 3 = **0,965**

A partir del factor de corrección calculamos la concentración (N) real de NaOH que tenemos;

$N_{experimental} = N_{teórica} \cdot F$

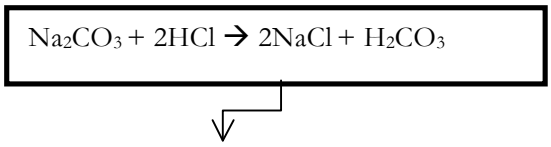
$N_{experimental}$ = 0,1N . 0,965 = **0,0965N**

6. Cuestiones

Cuestiones HCl

1) ¿Qué reacción tiene lugar en la neutralización del HCl con carbonato sódico?

Se trata de una reacción ácido-base donde el patrón primario (en este caso el Na_2CO_3), un compuesto de máxima pureza y estabilidad que actúa como base en la reacción, neutraliza o reacciona totalmente con el ácido (el HCl, nuestro analito) para dar lugar a su correspondiente sal (del ácido fuerte) y un ácido carbónico débil de la
siguiente manera:



$CO_2 + H_2O$. Se libera agua + ¨espuma¨
(debido a la liberación de CO_2

Esta reacción nos permite conocer la concentración de HCl, basándose en la adición de ác. clorhidrico, lentamente, hasta su neutralización con la disolución de Na_2CO_3.

Una vez el HCl esté neutralizado, al conocer la cantidad de Na_2CO_3, podemos calcular la cantidad de ácido que tenemos, ya que el número de equivalentes de ácido tras la reacción es igual al número de equivalentes de la base, o lo que es lo mismo: la cantidad de valorante es = a la cantidad de analito en la muestra. A este punto se le denomina punto de equivalencia.

En la práctica, al ser imposible determinar este punto, se estima un valor aproximado a través del uso de anaranjado de metilo, que nos permite obtener un cambio apreciable de color cerca del punto de equivalencia. Este cambio físico, es el punto final de la valoración, que es el cambio de color que se produce en la disolución y que nos permite estimar ese valor teórico.

Por otro lado, a través del indicador podemos conocer si la solución con la que estamos trabajando es un ácido o una base y qué pH (aproximado) tiene esa disolución puesto que todos los indicadores tienen un intervalo de viraje. Por eso es importante elegir bien el indicador que queremos en función de la disolución que queremos valorar.

2) ¿Qué volumen de HCl se ha consumido en la valoración?

Hemos consumido:
- 13 mL en la primera valoración
- 13,5 mL en la segunda valoración
- 13,2 mL en la tercera valoración

3) ¿Cuál es la normalidad experimental del HCl?

La normalidad experimental calculada ha sido de 0,107N. Esta normalidad, es similar a la normalidad teórica, pero aun así, hay una pequeña variación que debe tenerse en cuenta.

4) Calcula el factor de HCl, ¿se trata de una disolución diluida o resulta ser más concentrada? ¿Para qué se calcula dicho factor?

El factor de corrección medio que obtuvimos fue de **1,0696.** Es un factor que nos permite ver la ¨desviación¨ de la concentración teóricamente preparada con respecto a la concentración real o que hallamos en la práctica, corrigiendo el error que se haya podido producir y debido también a la inestabilidad del compuesto de partida.

En este caso, la disolución está más concentrada que la que creíamos (teórica). Esto puede ser debido bien a que hemos usado más soluto del que se debería (adicionando mayor volumen de HCl) o bien porque hemos diluido el compuesto en una cantidad de agua menor.

5) ¿En qué tipo de recipiente almacenarás dicho ácido para prácticas posteriores? ¿Por qué?

Para el almacén del ácido clorhídrico se utilizan recipientes de vidrio, puesto que el HCl es un compuesto muy corrosivo y altamente reactivo.

Cuestiones NaOH

1) ¿Qué reacción tiene lugar en la neutralización del NaOH con $KHC_8H_4O_4$?

Se trata de una reacción ácido-base donde nuestro analito, en este caso el hidróxido sódico, es neutralizado por el biftalato potásico, que actúa como patrón primaro dando lugar a su correspondiente sal de la siguiente forma:

$$KHC_8H_4O_4 + NaOH \rightarrow KNaC_8H_4O_4 + H_2O$$

Al igual que en el caso del HCl, esta reacción nos permite saber la concentración de analito, en este caso de NaOH, adicionando lentamente el hidróxido sódico sobre la disolución de KHP. (El procedimiento podría darse añadiendo también poco a poco KHP sobre la disolución de NaOH, puesto que la neutralización se produce igualmente).

Una vez el NaOH esté neutralizado, al conocer la cantidad de $KHC_8H_4O_4$, podemos calcular la cantidad de base que tenemos. (Número de equivalentes de base tras la reacción es igual al número de equivalentes del ácido valorante, o lo que es lo mismo: la cantidad de valorante es igual a la cantidad de analito en la muestra).

En este caso para estimar el punto de equivalencia (por su punto final), usamos como indicador fenoftaleína con un intervalo de viraje entre 8,2 – 10 que produce un cambio de color de incoloro a rosa.

2) ¿Qué volumen de NaOH se ha consumido en la valoración?

Hemos consumido:

- 10,9 mL en la primera valoración
- 12,2 mL en la segunda valoración
- *16 mL en la tercera valoración

*Las diferencias en los volúmenes usados (más acusada en la tercera valoración) podrían ser debido a que en esta valoración, se usó mayor cantidad de indicador que en las otras dos por lo tanto, por las pequeñas diferencias en las pesadas y por el hecho de que las valoraciones las hemos hecho dos personas distintas con diferente percepción a la hora de observar el cambio de color.

3) ¿Cuál es la normalidad experimental del NaOH?

La normalidad experimental obtenida ha sido de 0,0965, una diferencia de 0,0035 con respecto a la normalidad teórica.

4) Calcula el factor de NaOH, ¿se trata de una disolución diluida o resulta ser más concentrada? ¿Para qué se calcula dicho factor?

El factor de corrección medio que obtuvimos fue de **0,965.**
En este caso, la disolución está más diluída con respecto a la concentración de partida (teórica), debido bien a que hemos usado menos soluto del que se debería (adicionando menos gramos de NaOH) o bien porque hemos diluido en una cantidad de agua mayor.

5) ¿En qué tipo de recipiente almacenarás dicha base para prácticas posteriores? ¿Por qué?

Para almacenar NaOH utilizamos recipientes de plástico puesto que el NaOH es un compuesto higroscópico, es decir, que absorbe agua y también corrosivo lo que le hace reaccionar con el vidrio (efecto que se agrava en presencia de CO_2) corroyéndolo.

7. Conclusiones

- Las valoraciones realizadas por métodos volumétricos nos permiten determinar las concentraciones de analitos o muestras ¨problema¨, es decir, concentraciones de ácidos o bases desconocidas (NaOH y HCl) a partir de concentraciones conocidas de los denominados ¨patrones primarios¨; compuestos usados puesto que son estables y presentan un elevado grado de pureza y solubilidad para la valoración por lo que se toman como referencias y además, nos permite conocer el carácter ácido o base de una disolución, análisis usados comúnmente en la industria alimentaria para evitar falsificaciones (acidez en el aceite) o comprobar que los alimentos tengan unos parámetros de acidez dentro de lo que marca la legislación vigente (vinagre, leche, etc.)

- Las neutralizaciones nos permiten a su vez conseguir disoluciones patrones secundarias a partir de analitos para poder utilizarlas en análisis posteriores, puesto que a pesar de que provienen de compuestos inestables, en disolución son suficientemente estables como para que no se modifique su comportamiento.

- Para toda valoración que queramos realizar es necesario el uso de unas sustancias que para un valor de pH, presentan cambios perceptibles en el color. Estas sustancias son los indicadores

- Los indicadores nos permiten conocer el denominado ¨punto final¨ de una valoración o punto en el que se aprecia un cambio físico que generalmente es el color a través del cual podemos estimar de una manera más o menos exacta el punto de equivalencia, o lo que es lo mismo, el momento en el que la cantidad de analito es igual a la cantidad de valorante o patrón. Esto nos permite saber la concentración experimental de analito (en esta práctica HCl y NaOH) o lo que es lo mismo, la concentración real de la disolución final que podemos calcular a través del factor de corrección, calculado teniendo en cuenta el volumen y la concentración teórica de la disolución que queremos preparar.

- Los indicadores, tienen un ¨intervalo de viraje¨, intervalo de pH en el cual, el cambio físico es perceptible para el ojo humano que va a depender de la sustancia o analito a analizar; en el caso del HCl por su carácter ácido, uno de los más utilizados es el naranja de metilo, con un intervalo de pH entre 3,1 y 4,4, mientras que para el NaOH se usa la fenolftaleína, con un intervalo de 8,2 a 10.

- El problema de los indicadores usados en las valoraciones es que no dan valores exactos de pH y tampoco nos permite conocer el punto exacto en la que las concentraciones de las disoluciones se igualan, por lo tanto se puede decir que es un método inexacto o que necesitaría la ¨ayuda¨ de otros métodos u análisis como la potenciometría o el uso de pH-metros que nos permite ver tanto el desarrollo de la valoración como los valores de pH tanto antes como después de alcanzado el punto de equivalencia. Por otro lado su comportamiento se puede ver influido por factores como: la temperatura, disolvente o concentración como hemos podido comprobar en el desarrollo de la práctica; el adicionar una cantidad elevada de indicador (en nuestro caso, fenolftaleína), se modifican las características del medio, puesto que a pesar de ser un ácido débil, en grandes cantidades puede aportar protones al medio, modificando el pH y el volumen de titulante utilizado.

- Otros de los inconvenientes que hemos podido observar es que el ojo humano tiene limitaciones a la hora de apreciar el cambio de color que proporciona el indicador, tanto entre personas (como se ha visto en el punto ¨3.Desarrollo Experimental¨ y ¨6.Cuestiones¨) como en una misma persona, puesto que se puede ver afectado por factores como la luz u otros factores físicos.

- En las valoraciones ácido – base, aparte, se suelen usar ácidos o bases fuertes, puesto que nos permite tener un mayor ¨salto de pH¨ entorno al punto de equivalencia, puesto que los ácidos o bases débiles tendrían un rango muy estrecho y sufrirían cambios más grandes de pH con una mínima adición de titulante, por lo que se hace más difícil el análisis.

Por lo tanto las valoraciones ácido base o neutralizaciones, es un método de análisis sencillo, inmediato, que nos da una idea aproximada del pH de una disolución o muestra problema así como conocer su concentración, pero más inexacto que otros métodos utilizados para el mismo fin, debido a los diferentes errores que se pueden cometer durante la valoración, algunos evitables, como puede ser una buena elección del indicador (punto final cercano al punto de equivalencia para disminuir el error de valoración) y otros inevitables.