



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 14 – ENERO DE 2008

“PROYECTO DE INVESTIGACIÓN: DETERMINACIÓN DE AMONÍACO EN UN PRODUCTO COMERCIAL”

AUTORÍA JOAQUÍN RUIZ MOLINA
TEMÁTICA CIENCIAS EXPERIMENTALES, QUÍMICA
ETAPA BACHILLERATO, FORMACIÓN PROFESIONAL

Resumen

En las asignaturas como Física y Química de 1º de bachillerato o la Química de 2º de Bachillerato, muchas veces, nuestros alumnos se encuentran con carencias en las aplicaciones de los conceptos teóricos en prácticas usuales en el laboratorio.

Además, en muchos momentos de su formación estos alumnos no alcanzan a comprender el significado de los estudios que están realizando, ni la utilización que pueden hacer de los conocimientos adquiridos en clase para realizar pequeñas investigaciones en las que plasmar dichos conocimientos.

Por otro lado, en la Formación Profesional Específica de la Familia Química los alumnos necesitan además de realizar la práctica, aplicar los conocimientos teóricos de la química, así como aplicar contenidos de la quimiometría para poder ofrecer un resultado coherente y claro en su futura labor profesional.

Esta práctica, sencilla y fácil de realizar en un laboratorio de Química, pretende acercar al alumno a la realidad diaria de la realización de protocolos en el laboratorio, en la cual partimos del resultado que pretendemos alcanzar y finalizamos realizando un Plan Normalizado de Trabajo bastante sencillo, una vez conocidos los volúmenes que debemos tomar de la muestra problema, comprada en un supermercado cualquiera, y conocido el indicador más apropiado a utilizar.

Palabras clave

Valoraciones de neutralización, curva de valoración, bases débiles.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 14 – ENERO DE 2008

Proyecto de investigación:
Determinación de amoníaco en un producto comercial.

1.- Objetivos.

- Saber aplicar lo aprendido en los equilibrios ácido base.
- Determinar la cantidad de amoníaco presente en un producto comercial.
- Deducir las diluciones necesarias para realizar una medida de una muestra de la que se conoce de forma aproximada su composición.
- Buscar el indicador necesario para una valoración ácido base partiendo de su curva de valoración.

2.- Fundamento teórico.

- En esta práctica lo que vamos a realizar es una volumetría de neutralización de una base, en nuestro caso, el amoníaco. Realizamos una valoración directa, ya que durante la valoración, el punto de equivalencia se alcanza cuando la cantidad de equivalentes del valorante (HCl) añadido es igual a la cantidad de equivalentes de la cantidad de analito (NH₃) en la muestra. Es decir:

$$n^{\circ}\text{equiv HCl} = n^{\circ}\text{equiv NH}_3.$$

- Es importante saber que este tipo de valoraciones siempre se tienen que dar al 100%, por lo que al valorar una base usaremos siempre como agente valorante un ácido fuerte, y viceversa, cuando valoremos un ácido siempre usaremos una base fuerte.

- El punto de equivalencia de una valoración es un valor teórico que no se puede determinar experimentalmente, sino que suponemos que ocurre cuando se da el punto final de la valoración. Para poder observar este punto final de la valoración debemos añadir un indicador a la disolución del analito para poder obtener el cambio físico que nos permita relacionar el punto final y el punto de equivalencia.

- Como en el punto final de la valoración podremos suponer que se da el punto de equivalencia, podemos decir que:

$$\text{n}^\circ \text{equiv ácido} = \text{n}^\circ \text{equiv base}$$

- Para que se aprecie el cambio de color de un indicador de forma clara, las concentraciones de la forma básica y la forma ácida del mismo tienen que ser muy diferentes. El cambio de color se produce en un intervalo de pH de unas dos unidades en torno al valor del pK de la constante de disociación del indicador. Es decir, el intervalo de viraje del indicador tiene que estar situado en la zona de máxima variación de pH.

- Por esta razón, es importantísimo saber elegir correctamente el indicador que debemos usar en cada valoración. Como veremos en la curva de valoración, y con ayuda de la tabla de indicadores, en esta práctica utilizaremos el anaranjado de metilo como indicador.

3.- Material.



Matraz aforado



Frasco lavador



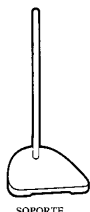
Matraz Erlenmeyer



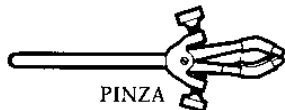
Pera de Richardson



Pipeta graduada



SOPORTE



PINZA



Bureta



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 14 – ENERO DE 2008

4.- Reactivos.

- HCl como patrón secundario.
- Amoníaco comercial.
- **Indicador ácido base aún no conocido.**
- Agua destilada.

5.- Procedimientos.

- 1.- Identificar y homogeneizar la muestra.
- 2.- Realizamos cálculos aproximados y deducimos que vamos a tomar 10 mL de la muestra, llevarlo a un matraz aforado de 100 ml y enrasar con agua destilada.
- 3.- Con una pipeta coger 10ml y llevar a un matraz Erlenmeyer de 250 mL.
- 4.- Deducir cuál es el indicador que vamos a utilizar: Ver cálculos. Poner en el matraz unas gotas de **anaranjado de metilo**.
- 6.- Llenar la bureta con HCl con el agente patrón y enrasar a cero.
- 7.- Valorar la muestra hasta viraje del indicador.
- 8.- Volver a valorar otras dos veces.

6.- Cálculos y resultados.

a) Deducir las diluciones que debemos hacer a la muestra: Calculamos los mL de muestra que debemos de tomar para realizar la valoración. Tenemos que tener en cuenta que debemos gastar alrededor de 20 mL de la disolución de la bureta para tener un resultado con muy poco error.

$$n^{\circ} \text{ eq } NH_3 = 01 \frac{\text{eq}}{L} \cdot 20 \cdot 10^{-3} L \cdot 1000 L = 2 \cdot 10^{-3} n^{\circ} \text{ eq } NH_3$$
$$2 \cdot 10^{-3} n^{\circ} \text{ eq } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ eq } NH_3} \cdot \frac{17.04 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 0.03408 \text{ g } NH_3$$



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 14 – ENERO DE 2008

- Necesitamos tomar unos 0´0348 g NH_3 para poder gastar al menos el 80% del volumen de agente valorante. Para ello, miramos la concentración que nos da el fabricante en la botella ($\mu = 3,3\%$) y a partir de ahí calculamos lo siguiente:

$$V = \frac{0'03408g \text{ NH}_3 \cdot 100mL}{3'3g\text{NH}_3} = 1'0327mL$$

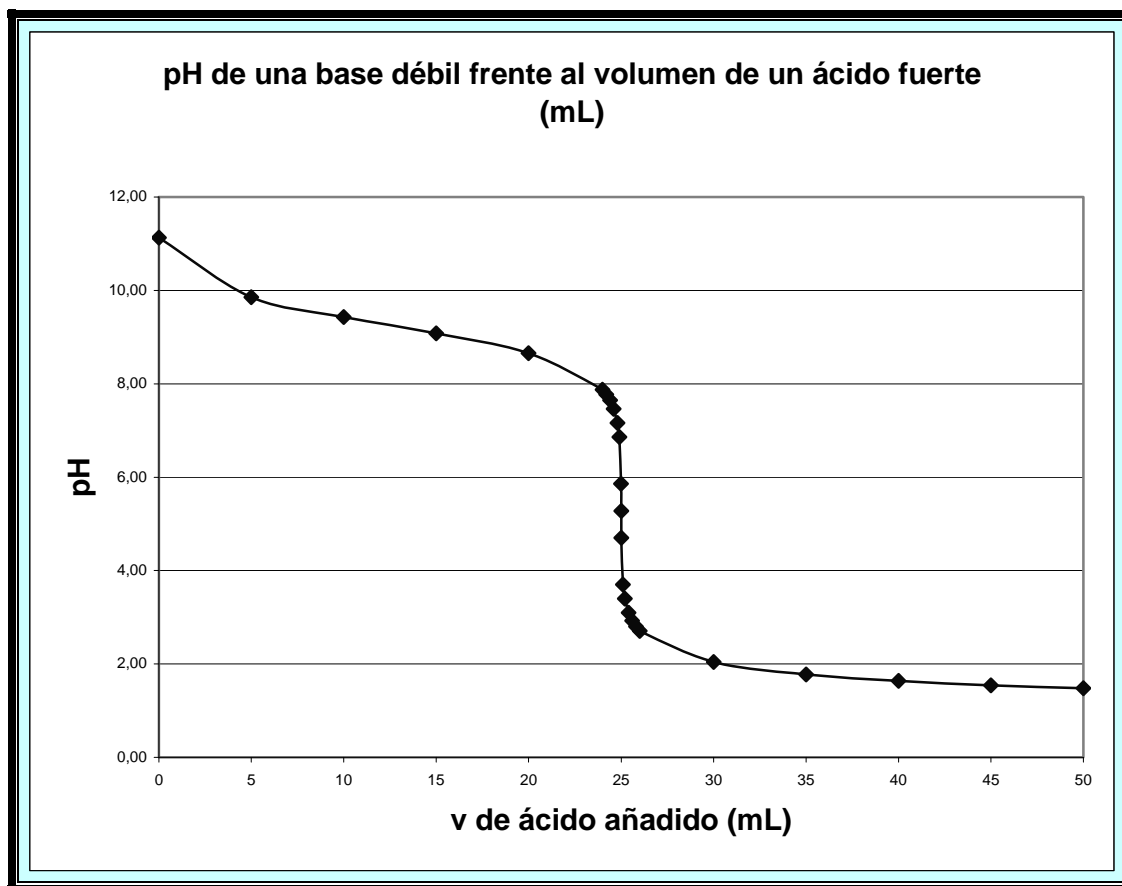
- El volumen que nos ha resultado es demasiado pequeño para realizar la valoración, por eso, multiplicamos por 10. Por tanto, vamos a tomar 10 mL de muestra con pipeta de doble aforo y los vamos a llevar a un matraz de 100 mL. De aquí tomamos 10 mL con una nueva pipeta de doble aforo y los introducimos en el matraz Erlenmeyer, donde comenzaremos la valoración.

b) Determinar el indicador que vamos a tomar en la valoración: para ello construimos una curva de valoración de amoníaco y observar que indicador sería el más conveniente.

Curva valoración de una base débil con un ácido fuerte

base débil	NH ₃	ácido	HCl	Kw	1,00E-14		
volumen base (L)	0,025	CNH ₃ (eq/L)	0,1	Kb	1,80E-05		
Cb (eq/L)	0,1						
V base añadido (mL)	V base añadido (L)	Cb	Ca	OH ⁻	pOH	H ⁺	pH
0	0	0,1	0	0,00134164	2,87	7,45E-12	11,13
5	0,005	0,06666667	0,01666667	0,000072	4,14	1,39E-10	9,86
10	0,01	0,04285714	0,02857143	0,000027	4,57	3,70E-10	9,43
15	0,015	0,025	0,0375	0,000012	4,92	8,33E-10	9,08
20	0,02	0,01111111	0,04444444	0,0000045	5,35	2,22E-09	8,65
24	0,024	0,00204082	0,04897959	7,5E-07	6,12	1,33E-08	7,88
24,2	0,0242	0,00162602	0,04918699	5,9504E-07	6,23	1,68E-08	7,77
24,4	0,0244	0,00121457	0,04939271	4,4262E-07	6,35	2,26E-08	7,65
24,6	0,0246	0,00080645	0,04959677	2,9268E-07	6,53	3,42E-08	7,47
24,8	0,0248	0,00040161	0,0497992	1,4516E-07	6,84	6,89E-08	7,16
24,9	0,0249	0,0002004	0,0498998	7,2289E-08	7,14	1,38E-07	6,86
24,99	0,02499	2,0004E-05	0,04999	7,2029E-09	8,14	1,39E-06	5,86
25	0,025	0	0,05	1,90E-09	8,72	5,27046E-06	5,28
25,01	0,02501			5,00E-10	9,30	1,9996E-05	4,70
25,1	0,0251			5,01E-11	10,30	0,000199601	3,70
25,2	0,0252			2,51E-11	10,60	0,000398406	3,40
25,4	0,0254			1,26E-11	10,90	0,000793651	3,10
25,6	0,0256			8,43E-12	11,07	0,001185771	2,93
25,8	0,0258			6,35E-12	11,20	0,001574803	2,80
26	0,026			5,10E-12	11,29	0,001960784	2,71
30	0,03			1,10E-12	11,96	0,009090909	2,04
35	0,035			6,00E-13	12,22	0,016666667	1,78
40	0,04			4,33E-13	12,36	0,023076923	1,64
45	0,045			3,50E-13	12,46	0,028571429	1,54
50	0,05			3,00E-13	12,52	0,033333333	1,48

A continuación realizamos el gráfico correspondiente, y nos resulta:



En esta gráfica observamos que el indicador más apropiado será aquel que vire entre 6 y 3 unidades aproximadamente. Nos vamos a la bibliografía y encontramos numerosas tablas de indicadores, en ellas vemos que entre los indicadores apropiados estarían: Azul de bromofenol, rojo congo, naranja de metilo, verde de bromocresol y en la frontera estaría el rojo de metilo. Por tanto, tomamos uno de ellos, preferiblemente de los centrales, por ello tomamos el **anaranjado de metilo**.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 N° 14 – ENERO DE 2008

c) Valoración con HCl.

$$n^{\circ} \text{equiv ácido} = N \cdot f \cdot V(l) \rightarrow n^{\circ} \text{equivalente HCl} = n^{\circ} \text{equivalente NH}_3$$

Peso molecular $\text{NH}_3 = 17,04 \text{ g/mol}$

Peso eq $\text{NH}_3 = 1 \text{ eq/mol}$

Realizamos las diferentes valoraciones y obtenemos los siguientes resultados:

1º y 3º Valoración

Volumen gastado = 18,7 mL

factor HCl = 0,988

$$\frac{0,1 \text{equiv HCl}}{L} \cdot 0,988 \cdot 18,7 \cdot 10^{-3} L \cdot \frac{1 \text{eq NH}_3}{1 \text{eq HCl}} \cdot \frac{1 \text{mol NH}_3}{1 \text{eq NH}_3} \cdot \frac{17,04 \text{g NH}_3}{1 \text{mol NH}_3} \cdot \frac{100 \text{mL}}{10 \text{mL}} \cdot \frac{100 \text{mL}}{10 \text{mL}} =$$

$$= 31415 \text{g NH}_3 \text{ en } 100 \text{mL}$$

2º Valoración

Volumen gastado = 18,8 mL

factor HCl = 0,988

$$\frac{0,1 \text{equiv HCl}}{L} \cdot 0,988 \cdot 18,8 \cdot 10^{-3} L \cdot \frac{1 \text{eq NH}_3}{1 \text{eq HCl}} \cdot \frac{1 \text{mol NH}_3}{1 \text{eq NH}_3} \cdot \frac{17,04 \text{g NH}_3}{1 \text{mol NH}_3} \cdot \frac{100 \text{mL}}{10 \text{mL}} \cdot \frac{100 \text{mL}}{10 \text{mL}} =$$

$$= 31583 \text{g NH}_3 \text{ en } 100 \text{mL}$$

Media y coeficiente de variación.

$$\bar{x} = \frac{\sum x}{3} = 31471 \approx 3147 \text{g NH}_3 \quad S = 0,00970 \approx 0,010 \text{g NH}_3$$

$$C.V. = \frac{S}{\bar{x}} \cdot 100 = \frac{0,00970}{31471} \cdot 100 = 0,31\%$$

Valoraciones	Volumen gastado de HCl (mL)	Concentración de NH ₃ (%(v/v))
1º	18´7	3´1415
2º	18´8	3´1583
3º	18´7	3´1415
\bar{x}		3´147

Valor verdadero $\mu = 3´30\%$ NH₃ Valor calculado $x_i = 2´77\%$ NH₃

$$Error \text{ relativo} = \frac{|x_i - \mu|}{\mu} \cdot 100 = \frac{|3'147 - 3'30|}{3'30} \cdot 100 = 4'63\%$$

7.- Conclusión.

- Hemos obtenido un resultado 4´64 % más bajo que el del fabricante que nos indica que su producto tiene hasta un 3´3% de NH₃. Esta diferencia no es muy importante, además de que sabemos que el amoniaco va evaporándose poco a poco.

.8.- Observaciones.

1.- El indicador usado en la valoración es el anaranjado de metilo que tiene un viraje de color entre 3,1 – 4,4 unidades de pH, es decir, vira de un color rojo – anaranjado a un color amarillo pálido.



2.- Cuando observemos que se va a producir el viraje de color, anotaremos el volumen gastado que indique la bureta y luego añadiremos 1 gota más de HCl para comprobar que se ha producido el viraje. Para poder observar mejor el viraje debemos poner un fondo blanco debajo del matraz Erlenmeyer, porque en esta ocasión cuesta un poco más de trabajo ver cómo queda la disolución.

3.- El amoniaco comercial es para fines de uso domestico, quitamanchas, desinfectante, desengrasante, por lo que su concentración no puede ser elevada.

4.- El amoniaco no se puede mezclar con otros desinfectantes como la lejía ya que producen gases muy tóxicos

Autoría

- Nombre y Apellidos: Joaquín Ruiz Molina
- Localidad: Granada
- E-mail: jruizmolina@mixmail.com