



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 13 – DICIEMBRE DE 2008

## “DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ DE UN ZUMO DE LIMÓN NATURAL”

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

### Resumen

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

Por otro lado, en la formación profesional específica de la familia Química nuestros 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 pretende ser un ejemplo de lo que el alumno debe aplicar cuando realiza la determinación de una muestra de un ácido débil como es el ácido cítrico.

### Palabras clave

Valoraciones de neutralización, control de calidad productos alimentarios, ácidos débiles.

Determinación de la acidez de un zumo de limón natural.

### 1.- Objetivos

- Determinar la acidez total de un zumo de limón recién exprimido.
- Familiarizarse con los cálculos que se hacen en determinación de muestras por medio de volumetrías de neutralización de un solo salto en la curva de valoración.
- Aprender a realizar diluciones a partir de una disolución más concentrada, y realizar los cálculos que se deriven de estas.
- Realizar los cálculos estadísticos necesarios para poder ofrecer un resultado con coherencia.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 13 – DICIEMBRE DE 2008

## **2.- Fundamento teórico.**

En el análisis químico clásico, incluso en algunos análisis instrumentales, se utiliza lo que se denomina agente valorante que es una sustancia de la que se conoce exactamente su concentración para determinar la cantidad de sustancia valorado presente en una muestra. La relación que existe entre ellas es la relación estequiométrica de la reacción química que se produce.

Para observar cuando esta reacción se ha dado en su totalidad utilizamos lo que denominamos indicadores visuales, que son unas sustancias que presentan la característica de que tienen un color en unas determinadas condiciones y otro cuando varían estas condiciones, en el caso de las valoraciones ácido base o de neutralización estas sustancias son ácidos y bases débiles que presentan un color cuando actúan de ácido y otro cuando actúan de base.

Para realizar una valoración necesitamos agregar la sustancia valorante en una bureta desde la que la vamos adicionando pequeñas cantidades a un matraz Erlenmeyer en el cual tendremos la sustancia que queremos valorar y unas pocas gotas del indicador ácido base.

Esto lo realizaremos hasta que veamos el cambio de color del indicador elegido.

En el caso que nos ocupa se trata de una valoración de neutralización de un ácido débil con una base fuerte, en este caso el ácido débil va a ser el ácido cítrico, que como su nombre indica es el ácido presente en los cítricos, como puede ser naranjas, limones, etc. En el transcurso de la misma se va transformando el ácido cítrico en citrato de sodio dando lugar a una disolución que será débilmente básica a causa de la hidrólisis que se produce.

En estas valoraciones de ácidos o bases débiles el punto final es menos pronunciado que en las determinaciones efectuadas con ácidos y bases fuertes. Por este motivo, y dado que el pH en el punto de equivalencia es superior a 7 (básico), el indicador más adecuado será la Fenolftaleína, que virará desde un color transparente hasta un color violeta, que no se observarán con nitidez dado el color característico del zumo de limón.

Por último debemos destacar que en el limón existe una mezcla de varios ácidos orgánicos como málico, tartárico, cítrico, etc. Por este motivo, el resultado final se expresa como si toda la acidez fuese debida al componente más abundante, en este caso el ácido cítrico y la vamos a expresar como % p/v.

### 3.- Material.



Matraz aforado de 100 mL



Frasco lavador



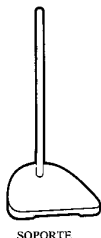
Matraz Erlenmeyer



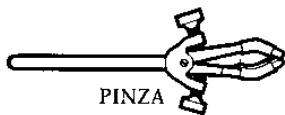
Pera de succión.



Pipeta graduada



SOPORTE



PINZA



Bureta

### 4.- Reactivos.

- NaOH como patrón secundario.
- Limón.
- Fenoftaleína como indicador.
- Agua destilada.

### 5.- Procedimientos.

- 1.- Llenar la bureta con disolución patrón secundario de hidróxido sódico.
- 2.- Exprimir el limón, si es necesario filtraremos.
- 3.- Poner en un matraz Erlenmeyer de 250mL un volumen de 2mL de zumo diluido con 20mL de agua destilada.



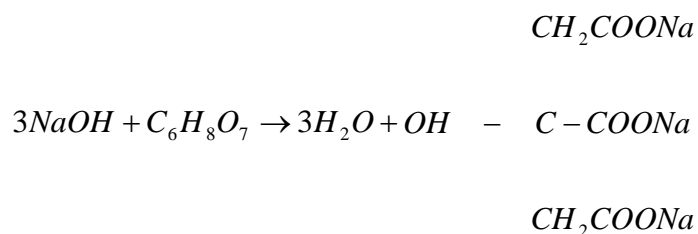
ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 13 – DICIEMBRE DE 2008

- 4.- Agregar unas gotas de fenolftaleína y valorar hasta aparición de color rosa.
- 5.- Anotar volumen gastado.
- 6.- Repetir otras dos veces y realizar los cálculos adecuados.

### **6.- Cálculos y resultados.**

$$A = \frac{g \text{ ácido cítrico}}{100ml} \quad n^{\circ} \text{ equivalente base} = n^{\circ} \text{ equivalente ácido cítrico}$$

La reacción que se va a dar en esta práctica es la siguiente:



Como podemos observar por cada molécula de ácido cítrico debemos utilizar tres moléculas de hidróxido de sodio por lo que la relación molar será 1:3, aunque usualmente se suele trabajar con equivalentes químicos, siendo el peso equivalente del ácido:

Peso equiv ácido cítrico = 3 eq /mol.

Peso molecular ác. Cítrico ( $C_6 H_8O_7$ )= 192'07 g/mol.

Para poder realizar un estudio estadístico de nuestros resultados realizamos tres réplicas sobre la misma muestra de modo que podamos obtener una serie de parámetros estadísticos muy utilizados como pueden ser:

Media de las tres valoraciones.

Desviación estándar y coeficiente de variación.

A continuación realizaremos los cálculos oportunos a partir de las tres valoraciones:

**1º Valoración.** Volumen gastado = 19´4 mL factor NaOH = 1´027

$$n^{\circ} \text{equiv NaOH} = 01N \cdot 1'027 \cdot 19'4 \cdot 10^{-3} L = 1'9922 \cdot 10^{-3} \text{equiv NaOH} = n^{\circ} \text{equiv } C_6O_7H_8$$

$$1'9922 \cdot 10^{-3} \text{eq } C_6O_7H_8 \cdot \frac{1 \text{mol } C_6O_7H_8}{3 \text{eq } C_6O_7H_8} \cdot \frac{192'07 \text{g } C_6O_7H_8}{1 \text{mol } C_6O_7H_8} \cdot \frac{100 \text{mL}}{2'00 \text{mL}} = 6'3773 \text{g } C_6O_7H_8 \text{ en } 100 \text{mL}$$

**2º Valoración.** Volumen gastado = 19´6 mL factor NaOH = 1´027

$$n^{\circ} \text{equiv NaOH} = 01N \cdot 1'027 \cdot 19'4 \cdot 10^{-3} L = 1'9922 \cdot 10^{-3} \text{equiv NaOH} = n^{\circ} \text{equiv } C_6O_7H_8$$

$$1'01274 \cdot 10^{-3} \text{eq } C_6O_7H_8 \cdot \frac{1 \text{mol } C_6O_7H_8}{3 \text{eq } C_6O_7H_8} \cdot \frac{192'07 \text{g } C_6O_7H_8}{1 \text{mol } C_6O_7H_8} \cdot \frac{100 \text{mL}}{2'00 \text{mL}} = 6'4430 \text{g } C_6O_7H_8 \text{ en } 100 \text{mL}$$

**3º Valoración.** Volumen gastado = 19´5 mL factor NaOH = 1´027

$$n^{\circ} \text{equiv NaOH} = 01N \cdot 1'027 \cdot 19'5 \cdot 10^{-3} L = 2'00246 \cdot 10^{-3} \text{equiv NaOH} = n^{\circ} \text{equiv } C_6O_7H_8$$

$$2'00246 \cdot 10^{-3} \text{eq } C_6O_7H_8 \cdot \frac{1 \text{mol } C_6O_7H_8}{3 \text{eq } C_6O_7H_8} \cdot \frac{192'07 \text{g } C_6O_7H_8}{1 \text{mol } C_6O_7H_8} \cdot \frac{100 \text{mL}}{2'00 \text{mL}} = 6'4050 \text{g } C_6O_7H_8 \text{ en } 100 \text{mL}$$

**Media y coeficiente de variación.**

$$\bar{x} = \frac{\sum x}{3} = 6,4050 \approx 6,40 \text{ g } C_6H_8O_7 \qquad S = 0,0357 \approx 0,04 \text{ g } C_6H_8O_7$$

$$C.V. = \frac{S}{\bar{x}} \cdot 100 = \frac{0,0357}{6,4050} \cdot 100 = 0,56\%$$

Valoraciones	Volumen gastado de NaOH (mL)	gramos de ácido cítrico en 100 mL zumo
1º	19,4	6,3773
2º	19,6	6,4430
3º	19,5	6,4050
$\bar{x}$		$\bar{A} = 6,40 \text{ g}$

**7.- Conclusión.**

- El grado de acidez que obtenemos es relativamente alto y similar al de otros productos utilizados habitualmente en alimentación como sería el vinagre de vino.

- No podemos comparar el resultado con nada porque es un producto natural.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 13 – DICIEMBRE DE 2008

## **8.- Observaciones.**

1. - Obtenemos el punto final de la valoración cuando se produce el viraje de color del indicador, en nuestro caso cuando la fenolftaleína cambia a un color un poco más oscuro el zumo de limón tirando a color caramelo claro. Si nos diera un color tirando a rosa nos indicaría que nos hemos sobrepasado con el volumen de patrón secundario en la valoración. El punto final de la valoración corresponde al punto de equivalencia, en donde el número de equivalentes de ácidos es igual al número de equivalentes de base.

2. - Hemos tenido que exprimir el limón y luego filtrarlo para quitar la pulpa que tenía. De todas formas debemos de tener cuidado cuando tomemos la muestra con la pipeta porque el zumo es bastante espeso y la pipeta puede quedar obstruida.

3.- Al enrasar los matraces aforados debemos hacerlo con una pipeta Pasteur para no pasarnos la marca del enrase. Si eso pasara debemos repetir el proceso de preparación porque hemos diluido más de lo que debíamos o necesitamos.

4.- Hay que tener cuidado a la hora de añadir la disolución de NaOH con el embudo pequeño en la bureta, porque a veces pueden quedar gotas de disolución que luego contarán a la hora de realizar la medida. Por ello hay que retirar el embudo cuando enrasemos la bureta.

5.- No vertemos directamente el NaOH de la botella a la bureta, sino que vertemos un poco en un vaso de precipitados de plástico y luego llenamos la bureta. Rotulamos correctamente el vaso de precipitados para no confundirnos.

6.- 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 NaOH para comprobar que se ha producido el viraje. Dejaremos como guía ese matraz Erlenmeyer para el resto de valoraciones de esta práctica.

7.- El indicador usado es la fenolftaleína al 0´1% (no necesitamos una concentración mayor porque el color se aprecia bastante bien), que tiene un viraje de color entre 8´2 – 9´8 unidades de

pH, es decir, vira de transparente (pH "ácido") a rosado (pH "básico"). Como usamos zumo de limón natural, el color vira de un amarillo pálido a un color mas rosado como se aprecia en la foto.



8.- En el primer matraz se observa el color que toma la disolución cuando se ha alcanzado el punto de equivalencia. En el segundo el color de la disolución todavía sin valorar.

9.- A la hora de realizar los cálculos de esta práctica, tenemos que tener en cuenta que por cada mol de ácido acético hay tres equivalentes de dicho ácido.

10.- Es importante que todas las alícuotas sean precisas en su medida de volúmenes de las disoluciones del jugo de frutas, porque de no ser así, cambiarían los volúmenes de agente valorante usados en la práctica.

#### Autoría

---

- Nombre y Apellidos: JOAQUÍN RUIZ MOLINA
- Centro, localidad, provincia: IES ZAIDÍN VERGELES, GRANADA.
- E-mail: [jruizmolina@mixmail.com](mailto:jruizmolina@mixmail.com)