

DEPARTAMENTO FÍSICA Y QUÍMICA
QUÍMICA 2º BACHILLERATO

PRÁCTICAS EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

Para este tema la CIUGA propone dos prácticas:

A) COMPARACIÓN ENTRE OS DIFERENTES VALORES DE pH DE DISOLUCIONES ACUOSAS DE DIVERSOS ÁCIDOS, BASES E SALES.

B) VALORACIÓN DUN ÁCIDO FORTE CUNHA BASE FORTE

Las primera no suele caer en Selectividad, así que echadle un ojo en el documento “adaptación prácticas ciuga”, por si acaso.

Aquí os resumo la valoración ácido base que es la que hicimos en el laboratorio a final de curso (de la cual no habíais hecho informe)

VALORACIÓN/VOLUMETRÍA/TITULACIÓN ÁCIDO-BASE. INFORME DE LABORATORIO

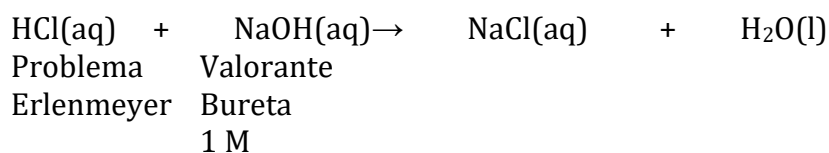
FUNDAMENTO TEÓRICO/INTRODUCCIÓN

Una valoración (ácido-base) es una técnica analítica que tiene por objeto determinar la concentración de una **disolución problema** (de concentración desconocida) por medida del volumen de otra disolución de concentración exactamente conocida (**disolución valorante**), [que se “gasta” en la reacción entre las especies contenidas en ambas disoluciones].

Hay muchos tipos de volumetría, según la reacción química que se aproveche; en una volumetría **ácido-base** se aprovecha una *reacción entre un ácido y una base*.

Volumetría----técnica basada en medir volúmenes Ácido-base----aprovecha una reacción ácido base
--

En nuestro caso vamos a valorar una disolución de un ácido fuerte (disolución problema) con una base fuerte (disolución valorante). Aprovechamos la reacción de neutralización que tiene lugar entre el ácido y la base:



RECORDAD que la disolución valorante (concentración conocida) se suelta desde la bureta (arriba) hacia la disolución problema, colocada en el erlenmeyer (abajo)

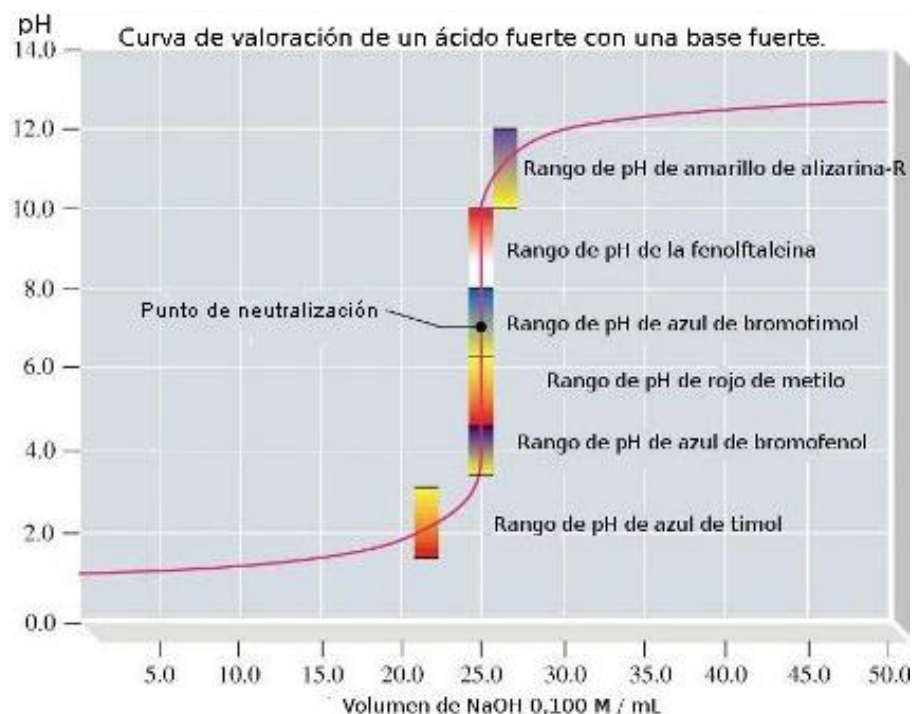
En el **punto de equivalencia** (“fin de la reacción”) se produce un **cambio brusco de pH** (éste es el **FUNDAMENTO de la VALORACIÓN ÁCIDO-BASE**)

¿Cómo ponemos de manifiesto el “fin de la reacción”? El fin de la reacción (**punto de equivalencia**) se pone de manifiesto por el **cambio de color** brusco (**viraje**) que experimenta un **indicador ácido-base**, del que se añaden unas gotas en el erlenmeyer.

Un indicador ácido base es una sustancia que a un pH presenta un color y a otro pH, otro.

Elección de indicador. El principal criterio para elegir el indicador es su intervalo de viraje (rango de pH en el cual cambia de color). El intervalo de viraje del indicador debe caer dentro del “salto” o cambio brusco de pH que se produce.

(Os pongo una curva de valoración ácido-base para que entendáis esto del viraje. No hace falta saber)



Indicadores hay muchos; en nuestro caso hemos usado fenolftaleína, que vira de incoloro (medio ácido) a rosa (medio básico)

Los más usados son fenolftaleína, tornasol, naranja de metilo y rojo de metilo.

(EL QUE “NO FALLA” A ESTE NIVEL ES LA FENOLFTALEÍNA, ASÍ QUE MEMORIZADLO Y ESCRIBIDLO BIEN)

PROCEDIMIENTO



-Preparar un montaje como el de la figura: sujetar una bureta con una pinza, a su vez sujeta a un soporte mediante una nuez.

-Cargar la bureta:

*Se debe enjuagar la bureta con un poco de la disolución valorante.

*Llenar la bureta con la disolución valorante, NaOH en nuestro caso, (ayudándose de un embudo si fuese preciso); Asegurarse de que la llave está cerrada.

* Abrir y cerrar varias veces la llave para cebar la bureta, de modo que el pico quede lleno de líquido y no haya burbujas de gas. (Esto se hace colocando debajo un vaso de precipitados para recoger el NaOH sobrante)

-Enrasar la bureta: se puede enrasar en el cero o en cualquier otra marca (anotar el valor)

-Medir exactamente con pipeta, provista de un aspirador de pipetas, una cantidad conocida de la disolución problema (en nuestro caso 10 mL de HCl) y llevarla a un matraz Erlenmeyer.

-Añadir 2-3 gotas del indicador (fenolftaleína). La disolución permanece incolora porque la fenolftaleína es incolora en medio ácido.

-Colocar el matraz Erlenmeyer así preparado debajo de la bureta. Abrir la llave y dejar caer, poco a poco, disolución de NaOH, agitando suave y constantemente con giros de muñeca.

*A medida que avanza la valoración observaremos que las gotas producen coloración en la disolución y, desaparecen rápidamente al agitar. Esto significa que nos estamos acercando al punto de equivalencia. El color cambia a rosa porque la fenolftaleína tiene color rosado en medio básico.

*Se llega al punto de equivalencia justo cuando cae una gota que colorea permanentemente la disolución. En este punto debemos cerrar la llave. Anotar el volumen consumido

*En esta parte del proceso se puede colocar un folio blanco debajo del matraz Erlenmeyer para apreciar mejor los cambios de color.

-Repetir el proceso dos o tres veces; el volumen que usaremos para los cálculos será el valor medio de los volúmenes obtenidos (ver tabla en apartado de "obtención de resultados").

MATERIAL

Soporte

Nuez

Pinza

Bureta

(Embudo) sólo si fuese preciso

Vaso de precipitados

Matraz Erlenmeyer

Pipeta de 10 mL

Aspirador de pipeta

Disolución problema

Disolución valorante

Indicador ácido base: fenolftaleína

OBTENCIÓN DE RESULTADOS

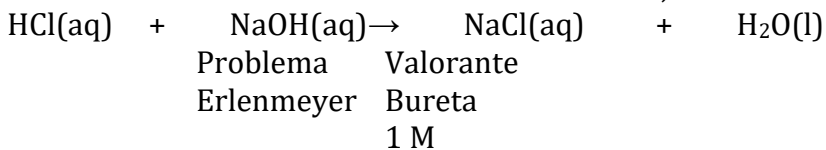
Datos obtenidos: (me los invento, serían los valores que habéis obtenido en vuestras valoraciones)

	Experiencia 1	Experiencia 2	Experiencia 3
Volumen valorante, mL	10,1	9,7	9,8

Media de los volúmenes: 9,9 mL

ANÁLISIS DE DATOS/CÁLCULOS

Partiendo de nuestra reacción de neutralización,



Los cálculos se hacen por estequiometria:

$$[\text{HCl}] = \frac{9,9 \cdot 10^{-3} \text{ L dis NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}}}{10 \cdot 10^{-3} \text{ L dis HCl}}$$

=0,99 M

CONCLUSIÓN

No mucho que comentar, la verdad

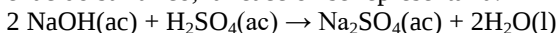
SE OS PEDIRÁ LA VALORACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE CON UNA BASE FUERTE. LO QUE MÁS SE PREGUNTA ES HCl con NaOH. Pero, ¿Y SI EL ÁCIDO ES FUERTE PERO DIPRÓTICO COMO EL H₂SO₄?

Copio y pego, por tanto, una cuestión de las prácticas que propone la CIUGA

Indique o procedemento a seguir, describindo o material a utilizar, na valoración dunha disolución de hidróxido de sodio con outra de ácido sulfúrico 0,1 M. Comente o papel exercido polo indicador. Se se toman 10 mL da disolución de base e se necesitan 10 mL da disolución de ácido, ¿cal é a concentración da disolución de hidróxido de sodio?

Planteamiento:

Si se pretende determinar la concentración de un ácido diprótico como el ácido sulfúrico, la reacción se representaría:



y en este caso, dada la estequiometría de la reacción, en el punto de equivalencia se cumplirá que:

$$2 \times n^\circ \text{ de moles de ácido} = n^\circ \text{ de moles de base}$$

$$2 \times M_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = M_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

(o hacéis los cálculos por estequiometría, tal como os puse antes)

Procedimiento: TODO IGUAL

Preparar la bureta limpiándola y enjuagándola con una pequeña porción de la disolución de base (NaOH) y llenándola hasta el punto de enrase con esta disolución. (Nota de seguridad: irritante. Irrita los ojos y la piel. No ingerir. Usar guantes). Esta operación no es necesaria, ya que la bureta contiene ya la disolución de NaOH valorada en el apartado anterior. Medir con la pipeta 10 mL de la disolución de ácido sulfúrico cuya concentración se va a determinar (tomar nota del volumen exacto) y ponerlo en el erlenmeyer. (Añadir unos 100 mL de agua destilada para diluir la muestra) y observar con claridad el viraje del indicador. Añadir dos gotas de fenolftaleína. Añadir, gota a gota, la disolución de NaOH desde la bureta al erlenmeyer, agitando continua y suavemente, hasta que se produzca el viraje del indicador. En ese instante se habrá alcanzado el punto final de la valoración. Leer y anotar el volumen de NaOH utilizado. Repetir la valoración.

