

Capítulo 8

Ácidos, bases y escala de pH

8.1 Conceptos básicos

Ya que el carácter ácido o básico de una sustancia ha sido desde hace mucho tiempo una propiedad ampliamente reconocida, la diferenciación macroscópica entre unos y otros ha sido igualmente establecida desde hace mucho tiempo, en términos muy familiares. Así por ejemplo, se dice¹ que las sustancias ácidas se caracterizan por tener sabor agrio e impartir una coloración roja a una sustancia de origen natural llamada “tornasol”. A su vez, las sustancias básicas se caracterizan por tener sabor amargo, ser resbaladizas al tacto (como el jabón) e impartir una coloración azul al tornasol, que previamente ha sido enrojecido por un ácido.

Existen varias sustancias ácidas presentes en muchos de nuestros productos cotidianos. Por ejemplo, el ácido cítrico, en la mayoría de los frutales cítricos (de donde deriva precisamente su nombre); el ácido acético, en el vinagre; el ácido sulfúrico en las baterías; el ácido carbónico en las bebidas carbonatadas, etc.

También las bases son frecuentes en nuestra vida diaria: el amoníaco, en los fertilizantes y blanqueadores comerciales; la cal o hidróxido de calcio, utilizado en la restitución del pH de los suelos; el hidróxido de sodio, en la fabricación de jabones y demás productos de limpieza; las bases orgánicas en la fabricación de materias primas, etc. El cuadro 8.1 resume estas observaciones cotidianas.

Productos ácidos y básicos de uso diario	
Ácido o base	Producto
Ácido acético	En el vinagre
Ácido acetil salicílico	En la aspirina
Ácido ascórbico	En los cítricos (la misma vitamina C)
Ácido cítrico	En el jugo de los cítricos
Ácido clorhídrico	En productos de limpieza, jugos gástricos, etc.
Ácido sulfúrico	Baterías de coches
Amoníaco (base)	En los limpiadores de ropa comunes
Hidróxidos de Ca, Mg y/o Al	En los productos farmacéuticos antiácidos
Óxido de calcio	En el cemento y en el encalado de suelos
Hidróxido de sodio	En productos para destapar cañerías

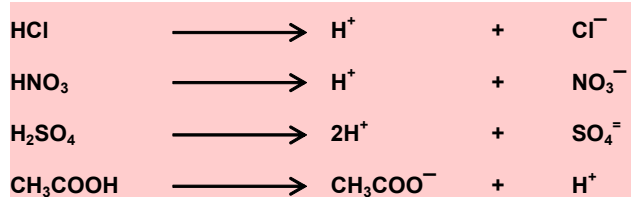
CUADRO 8.1 SUSTANCIAS ÁCIDAS Y BÁSICAS DE USO COTIDIANO.

¹ En la actualidad, la identificación de una sustancia nunca implica el contacto directo con la piel ni mucho menos su degustación.

Desde el punto de vista químico, todos los ácidos reaccionan con los metales, con menor o mayor rapidez, disolviéndolos y desprendiendo hidrógeno. Los ácidos también reaccionan con cualquier compuesto que posea en su composición iones carbonato o bicarbonato, desprendiendo bióxido de carbono, CO_2 .

Por su parte las bases no reaccionan con los metales, excepto con el zinc y el aluminio; tampoco reaccionan con los compuestos que contienen carbonatos o bicarbonatos. En general, las bases se presentan en la naturaleza con menor frecuencia que los ácidos, debido a que en condiciones normales, las bases –a diferencia de los ácidos– tienden a neutralizarse por carbonatación con el CO_2 atmosférico.

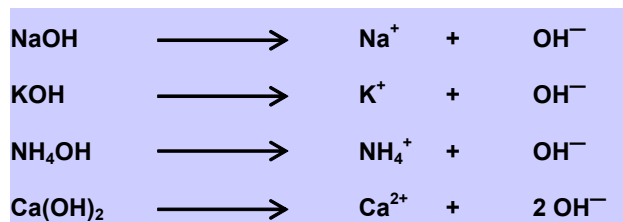
Desde el punto de vista químico, un ácido es cualquier sustancia cuyas moléculas, en medio acuoso, desprendan o generen iones “hidronio, H^+ ”. Así por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl , el ácido nítrico, HNO_3 o el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , son sustancias ácidas por cuanto al disolverse en agua generan iones hidronio², H^+ .



Se debe sin embargo tener en cuenta que no todos los hidrógenos que componen la fórmula de una sustancia ácida son hidrógenos “ácido reactivos” o disociables a ión hidronio cuando dicha sustancia se disuelve en el agua.

Para evitar confusiones, en el sistema de nomenclatura IUPAC, los “átomos ácido—reactivos” de cualquier molécula inorgánica se escriben siempre al comienzo de la fórmula, es decir, cualquier compuesto inorgánico cuya fórmula comience con H es un ácido. Por su parte, en química orgánica, el carácter ácido de una sustancia se halla asociado a los grupos funcionales carboxilo, $\text{R}-\text{COOH}$ y alcohol o fenol, $\text{R}-\text{OH}$.

Análogamente las, bases son sustancias que en medio acuoso se disocian a ion hidroxilo, OH^- . En química inorgánica esta característica se representa por uno o más grupos “OH” en la fórmula del compuesto. Constituyen ejemplos el hidróxido de sodio, NaOH , el hidróxido de potasio, KOH , el amoníaco, NH_4OH y el hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



² En realidad, el ión hidronio existe en el agua en estado de solvatación y por ello suele representarse también como H_3O^+ . No obstante, por simplicidad y porque no se puede establecer con precisión el grado de solvatación, en este texto se representa simplemente como H^+ .

El número de hidrógenos que haya al comienzo de la fórmula determina el número de hidrógenos ácido—reactivos en la molécula. Análogamente, el número de hidroxilos en la fórmula de una sustancia básica define el número de grupos básico—reactivos en la molécula.

Si bien, en química inorgánica los compuestos que contengan en su fórmula molecular el grupo funcional “hidroxilo”, OH^- son bases, en química orgánica esta característica se halla asociada al grupo funcional “Amino”, $\text{R}-\text{NH}_2$. Las aminas exhiben un carácter básico debido a que se hidrolizan en medio acuoso (Capítulo 10) formando “hidróxidos de aminas, $\text{R}-\text{NH}_3\text{OH}$ ”, las verdaderas responsables del carácter básico de las aminas en el agua.

Los ácidos y las bases son compuestos electrolíticos por cuanto se disuelven en agua generando partículas cargadas o iones que incrementan la conductividad eléctrica del agua. Son, además, mutuamente antagónicos, esto es, la acción del uno, contrarresta la del otro o, si se quiere, la acción del uno, neutraliza la del otro. En una analogía matemática simple, “un ácido es a una base, como la suma es a la resta o como la multiplicación es a la división”.

8.2 Escala de pH

Para medir la intensidad del carácter ácido o básico de una sustancia, se ha desarrollado una escala logarítmica que deriva de la constante de disociación del agua, esto, porque aquello que consideramos como agua químicamente pura, en realidad no está formado exclusivamente por moléculas de H_2O , sino que una pequeñísima fracción de ellas (aproximadamente el 0,00001 %), se disocia para generar iones hidronio y iones hidroxilo, de acuerdo con la siguiente ecuación.



En condiciones normales (una atmósfera de presión y 25 °C), la constante de disociación del agua es igual a 1×10^{-14} , lo cual se representa por:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

La anterior ecuación significa que en cualquier solución o sistema acuoso, el producto de la concentración molar del ión hidronio multiplicada por la concentración molar del ion hidroxilo es siempre constante e igual a 1×10^{-14} .

Así, el que una sustancia sea ácida o básica, significa simplemente que su solución acuosa contiene mayor cantidad de uno u otro de estos iones, (figura 8.1). La escala que mide el carácter ácido o básico de una sustancia se conoce la escala de pH y se define matemáticamente como:

$$\text{pH} = \text{Log} \{ 1 / [\text{H}^+] \}$$

Donde $[\text{H}^+]$ representa la concentración molar del ion hidronio. Por analogía, se define el pOH como el logaritmo inverso de la concentración molar del ion hidroxilo. Así:

$$\text{pOH} = \text{Log} \{ 1 / [\text{OH}^-] \} \quad \text{Y, por las propiedades de los logaritmos,}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Equilibrio Ácido—Base en Agua

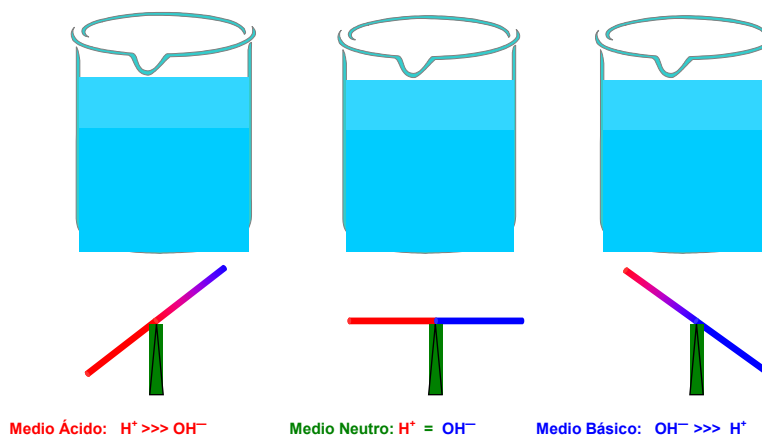


FIGURA 8.1 ILUSTRACIÓN GRÁFICA DE LA ESCALA DE PH. FUENTE: AUTOR

Ya que por cada mol de agua que se disocia se genera siempre un mol de ion hidronio y un mol de ion hidroxilo, es decir, igual cantidad de carácter ácido que de carácter básico, se dice entonces que el agua es neutra.

La tabla 8.2 muestra los valores de pH y pOH para diferentes concentraciones de ion hidronio. Nótese que para cualquier valor de pH, la suma de pH y pOH es siempre igual a 14 y que cuando la concentración de uno de estos iones aumenta, la del otro disminuye en proporción equivalente.

pH	$[H^+]$	$[OH^-]$	pOH
0	1 M	$1 \cdot 10^{-14}$	14
1	0,1	$1 \cdot 10^{-13}$	13
2	0,01	$1 \cdot 10^{-12}$	12
3	10^{-3}	$1 \cdot 10^{-11}$	11
4	10^{-4}	$1 \cdot 10^{-10}$	10
5	10^{-5}	$1 \cdot 10^{-9}$	9
6	10^{-6}	$1 \cdot 10^{-8}$	8
7	10^{-7}	$1 \cdot 10^{-7}$	7
8	10^{-8}	$1 \cdot 10^{-6}$	6
9	10^{-9}	$1 \cdot 10^{-5}$	5
10	10^{-10}	$1 \cdot 10^{-4}$	4
11	10^{-11}	$1 \cdot 10^{-3}$	3
12	10^{-12}	$1 \cdot 10^{-2}$	2
13	10^{-13}	$1 \cdot 10^{-1}$	1
14	10^{-14}	1 M	0

CUADRO 8.2 RELACIÓN MOLAR ENTRE EL PH Y LAS CONCENTRACIONES DE H^+ Y OH^- . FUENTE: AUTOR

En términos más cotidianos, se pueden nombrar numerosos productos de uso diario cuyos valores de pH cubren prácticamente toda la escala de medida. El cuadro 8.3 ilustra esta afirmación y pone de manifiesto el carácter cotidiano de las sustancias ácidas y básicas en nuestras vidas.

La escala de pH es una escala que mide el carácter ácido o básico de un sistema acuoso, en donde encajan perfectamente el 99% de las sustancias conocidas, más no todas. Algunas sustancias como el ácido sulfúrico (aproximadamente 36 N) o el clorhídrico (aproximadamente 12 N), poseen concentraciones de ion hidronio cuyo pH está fuera de esta escala (matemáticamente $\text{pH} = -1$ para concentración 10 N en ácido).

Análogamente, una solución de hidróxido de sodio al 40% P/V posee una concentración de ion hidroxilo pH estaría fuera de ésta escala (matemáticamente $\text{pH} = 15$ para concentración 10 N en base).

Valor de pH de algunos productos cotidianos			
Producto	pH	Producto	pH
Jugos gástricos	2,0	Agua pura	7,0
Limón	2,3	Saliva humana durante las comidas	7,2
Vinagre	2,9	Plasma sanguíneo	7,4
Bebidas carbonatadas	3,0	Huevos frescos ³ "revueltos"	7,8
Vinos	3,5	Agua de mar	8,0
Naranjas	3,5	Selt-Zer, Sal de frutas (bicarbonato sódico)	8,4
Tomates	4,2	Crema de dientes	9,9
Lluvia ácida	< 4,5	Leche de magnesia (un antiácido)	10,5
Orina humana	6,0	Blanqueadores amoniacales comerciales	11,5
Leche de vaca	6,4	Limpiadores de cañerías	13-14
Saliva humana en reposo	6,6		

CUADRO 8.3 PRODUCTOS COTIDIANOS EN LA ESCALA DE PH

8.3 Formas de medición

Una indicación aproximada del pH puede obtenerse mediante el uso de indicadores y/o papeles impregnados de un indicador, los cuales indican las variaciones en la escala de pH, mediante variaciones de color. Los indicadores se emplean para medir el pH de un sistema acuoso, cuando la rapidez de la medición prevalece sobre la exactitud de la medida y/o cuando la medición directa con electrodo se dificulta (soluciones muy calientes o fuertemente básicas). Sin embargo, para medir el pH de sistemas acuosos coloreados o cuando se requiere exactitud en las medidas, el método más confiable y seguro es siempre un pHmetro debidamente calibrado.

Un pHmetro es un equipo que consta de un sensor o electrodo selectivo para el ion hidrógeno y de un sistema electrónico que traduce la concentración de este ion en la muestra, en una señal digital,

³ El pH de la yema es ácido mientras que el pH de la clara es básico.

en términos de la escala de pH. La medida se fundamenta en la determinación de la actividad de los iones hidrógeno mediante el uso de un electrodo patrón de hidrógeno y otro de referencia.

El alma de estos equipos la constituye el electrodo, y por ende, se debe tener especial cuidado con él, ya que es una unidad muy frágil, vulnerable y costosa. Como recomendación general, no se debe sumergir el electrodo de pH en soluciones calientes o muy básicas; se debe tener en cuenta que la membrana o frita de vidrio, de la que esta formada la punta del electrodo, es un material muy sensible a las soluciones alcalinas. Por ello, cuando se requiere medir el pH de soluciones fuertemente alcalinas, se debe lavar perfectamente el electrodo inmediatamente después de cada medición. Por último, no utilice el electrodo como agitador.

8.4 Ácidos y bases fuertes

Cuando se aplica el adjetivo “fuerte” a un ácido o a una base, se quiere decir con ello que cuando dicha sustancia se disuelve en agua, sus estructuras moleculares se disocian a iones hidronio o hidroxilo y al anión o al catión correspondiente, en tal grado que, para efectos prácticos puede decirse que el ácido o la base se hallan disociados al 100%. Aunque en realidad no son muchos los ácidos o bases que pueden catalogarse de esta forma, los más importantes son:

Ácido	Fórmula	Ecuación de Disociación	Base	Fórmula	Ecuación de Disociación
Nítrico	HNO ₃	HNO ₃ ----- H ⁺ + NO ₃ ⁻	Hidróxido de Litio	LiOH	LiOH -----Li ⁺ + OH ⁻
Clorhídrico	HCl	HCl ----- H ⁺ + Cl ⁻	Hidróxido de Sodio	NaOH	NaOH -----Na ⁺ + OH ⁻
Sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄ ----- 2 H ⁺ + SO ₄ ²⁻	Hidróxido de Potasio	KOH	KOH ----- K ⁺ + OH ⁻
Perclórico	HClO ₄	HClO ₄ ----- H ⁺ + ClO ₄ ⁻	Hidróxido de Calcio	Ca(OH) ₂	Ca(OH) ₂ ----- Ca ²⁺ + 2OH ⁻
Clórico	HClO ₃	HClO ₃ ----- H ⁺ + ClO ₃ ⁻	Hidróxido de Magnesio	Mg(OH) ₂	Mg(OH) ₂ ----- Mg ²⁺ + 2OH ⁻

CUADRO 8.4 DISOCIACIÓN DE ÁCIDOS Y BASES FUERTES

Como consecuencia de su fortaleza, el pH de las soluciones de ácidos y bases fuertes se calculan directamente, esto es, asumiendo siempre la disociación total de la sustancia. Así, por ejemplo, el pH de una solución 0,1 M de KOH es 13, ya que si se asume la disociación total de la base en la solución, la concentración molar del ion hidroxilo en ella será también igual a 0,1 M, y a esta concentración le corresponde el valor de pH 13 (cuadro 8.2).

Del mismo modo, el pH de una solución 0,001 M de ácido clorhídrico es igual a 3, ya que si se asume la disociación total del ácido en la solución, la concentración molar del ion hidronio en ella será también igual a 0,001 M, y a esta concentración le corresponde el valor de pH 3 (cuadro 8.2).

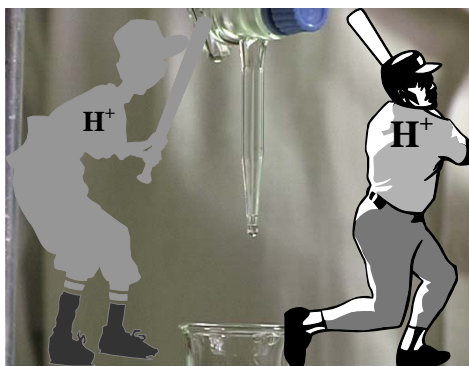


FIGURA 8.2 ÁCIDO FUERTE ÁCIDO DÉBIL. FUENTE: AUTOR

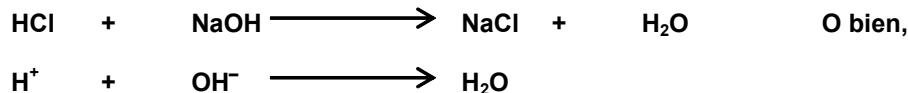
8.5 Valoraciones volumétricas

Una valoración volumétrica es el proceso de medición de la concentración de una solución a partir de los volúmenes de reacción entre ésta y otra de concentración perfectamente establecida. Todas las valoraciones volumétricas siguen un patrón de cambios en donde las concentraciones de las sustancias de interés van cambiando a lo largo del proceso y en donde el propósito de la medición se centra en la búsqueda del “punto estequiométrico o punto de equivalencia” de la reacción.

El punto estequiométrico o de equivalencia de una reacción es el punto en el cual las cantidades de reactivos se encuentran, en términos de equivalentes—gramo, en cantidades exactamente iguales como para poder reaccionar sin dejar ningún sobrante de reactivos.

El patrón de cambios que sigue una valoración volumétrica esta tipificado en las curvas de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte. Supóngase entonces que se tienen 10 ml de HCL 0,1 N en un erlenmeyer y que se desea valorar este ácido con una solución de NaOH 0,1 N, adicionada desde una bureta, utilizando fenolftaleina como indicador del punto final de la valoración.

El análisis detallado de este proceso puede hacerse construyendo una “curva de titulación”, esto es, midiendo, registrando y graficando los resultados que se obtienen al hacer adiciones sucesivas de base, al erlenmeyer que contiene el ácido. La ecuación química que describe este proceso puede representarse por la ecuación.



Teóricamente, cuando no se ha hecho ninguna adición de base, la concentración del ácido en la muestra deberá ser 0,1 N. Sin embargo, conforme se adiciona la solución de NaOH, la concentración del ácido va disminuyendo merced a dos hechos: en primer lugar porque parte del ácido esta siendo neutralizado por la base y, en segundo lugar, porque el ácido remanente se va diluyendo cada vez más. Para todos los puntos, antes del punto de equivalencia, la concentración del ácido remanente está dada por la expresión:

$$\frac{V_{\text{HCl}}[\text{HCl}] - V_{\text{NaOH}}[\text{NaOH}]}{V_{\text{TOTAL}}}$$

Para puntos anteriores al de equivalencia.

En el punto de equivalencia, la concentración del ácido y de la base, deberán ser exactamente iguales y, por lo tanto, se neutralizarán mutuamente. Teóricamente esto implica que la concentración de H^+ u OH^- , provenientes del ácido o de la base, sea cero. Sin embargo, como en ausencia de cualquier ácido o base la concentración de estos iones en el agua es igual a 10^{-7} , en el punto de equivalencia el pH deberá ser igual a 7.

Para puntos posteriores al punto de equivalencia, la concentración de OH^- en el erlenmeyer estará dada por la misma ecuación anterior, pero considerando el numerador solamente en términos de su valor absoluto. La curva resultante de graficar los puntos calculados, (curva de titulación), permite observar varios detalles:

$$\frac{V_{\text{NaOH}} [\text{NaOH}] - V_{\text{HCl}} [\text{HCl}]}{V_{\text{TOTAL}}}$$

Para puntos posteriores al de equivalencia.

En primer lugar, que para valores de pH anteriores y posteriores al punto de equivalencia, grandes adiciones de agente titulante producen pequeños cambios en el pH del sistema. Significa esto que en dichas regiones de la escala (de 1—3 y de 11—13), el sistema está “tamponado” o amortiguado.

En segundo lugar, que para valores de pH cercanos al punto de equivalencia (entre 4 y 10), pequeñas adiciones de agente titulante producen grandes cambios en el pH del sistema. Por lo tanto, cualquier sustancia cuya coloración cambie en este rango de la escala de pH, será útil como indicador del punto final de la valoración.

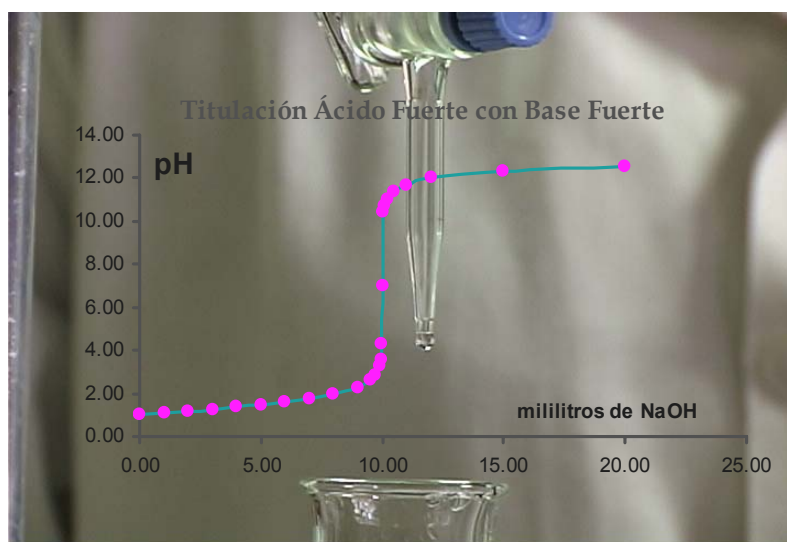


FIGURA 8.3 CURVA DE TITULACIÓN, ÁCIDO FUERTE –BASE FUERTE. FUENTE: AUTOR

8.6 Indicadores ácido- base y naturaleza del color

El color en la naturaleza es un fenómeno físico relacionado con la absorción de radiación electromagnética. El color que apreciamos en un cuerpo u objeto es en realidad el color de la radiación que este refleja. A nivel molecular, el color es un fenómeno físico asociado a la estructura molecular de los compuestos. De una manera muy general, el color en química inorgánica proviene de la capacidad que tienen algunos metales (los de transición, principalmente) de formar “compuestos de coordinación”.

Un compuesto de coordinación es una sustancia en la que un ion metálico se halla unido a otros iones o moléculas neutras (ligandos) mediante enlaces covalentes dativos, esto es, mediante enlaces covalentes en donde el par electrónico compartido proviene de un solo elemento. Los ligandos mas frecuentes son el agua, el amoniaco, los haluros y algunos compuestos orgánicos

tipo amino. La mayoría de los compuestos de coordinación con cuatro o seis ligandos son coloreados.

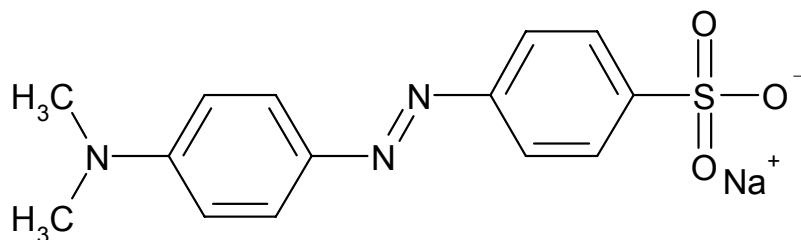


FIGURA 8.4 NARANJA DE METILO, UN EJEMPLO DE LA ASOCIACIÓN CONJUGACIÓN—COLOR. FUENTE: CHEMDAT

En química orgánica el color se halla asociado a la “conjugación” de enlaces simples y dobles. Aquellos compuestos que no poseen enlaces conjugados rara vez son coloreados, mientras que aquellos que poseen algún grado de conjugación, rara vez son incoloros; mas aún, la coloración cambia cuando cambia la conjugación. Esa es precisamente la forma como operan los indicadores ácido – base. La fenolftaleína ilustra este hecho.

8.7 Epílogo

Algunas personas muy “bien educadas” se preocupan mucho por no hablar con la boca llena, pero muy poco por no hacerlo con la cabeza hueca.

Orson Welles.

En teoría, no existe diferencia entre la teoría y la práctica; en la práctica sí la hay.

Jan L.A. van de Snepscheut

Teoría es cuando se sabe todo pero nada funciona; práctica, cuando todo funciona pero nadie sabe por qué. Anónimo

La mayoría de los héroes son como las pinturas más famosas, no se les debe mirar de cerca.

Christph M. Wieland, Escritor alemán

Ejercicios de Reflexion y Aplicacion

1. Calcule el pH de las siguientes soluciones: Solución 0,001 N de HCl, Solución 0,05 N de HNO₃; solución 0,001 N de NaOH; solución 0,05 M de H₂SO₄ y solución 0,05 M de H₂SO₄.
2. Realice los cálculos y trace la gráfica correspondiente a la titulación de 25 ml de NaOH 0,05 N con una solución 0,05 N de HCl.
3. Realice los cálculos y trace la gráfica correspondiente a la titulación de 25 ml de NaOH 0,05 N con una solución 0,05 N de H₂SO₄.
4. Investigue en la bibliografía disponible, la forma cómo cambian las estructuras moleculares frente a los cambios de pH, en los indicadores naranja de metilo y azul de bromotimol.

Anexo 8.1

El ácido sulfúrico

El ácido sulfúrico industrial es una solución cuya concentración es del 98% peso a peso en H_2SO_4 , y cuya densidad es de aproximadamente 1,82 g / cc. Se trata de un fluido viscoso, transparente y muy denso, conocido históricamente como Aceite de Vitriolo. Su punto de ebullición es de 290°C, pero ebulle con descomposición a SO_3 y H_2O . Tiene una enorme afinidad por el agua, en la que se disuelve violentamente generando una enorme cantidad de calor.

Por lo anterior, es un poderoso deshidratante, propiedad que se deja notar especialmente cuando entra en contacto con compuestos orgánicos o tejidos vivos, a los que extrae toda el agua, carbonizándolos. Una de las razones por las que el ácido sulfúrico es deshidratante, es porque suele venir acompañado de cantidades variables de trióxido de azufre, SO_3 , el cual tiende a reaccionar con agua para generar la forma hidratada H_2SO_4 .

El ácido sulfúrico tiene básicamente dos orígenes. El ácido que se fabrica a partir de la oxidación catalítica del azufre volcánico y el ácido que se fabrica a partir de la oxidación del azufre de origen petroquímico. El primero suele estar contaminado por cantidades variables de selenio, ya que este es un elemento afín con el azufre. El segundo es mucho más puro y libre de selenio, pero su disponibilidad depende de la disponibilidad del petróleo.

El ácido sulfúrico puede actuar como disolvente u oxidante, según la concentración en que se halle. Se le emplea en forma pura como deshidratante y al 37% como oxidante, ya que a esta concentración exhibe su máximo poder oxidante.

Sus aplicaciones son tan numerosas que su producción y/o consumo suelen tomarse como indicador del grado de desarrollo de una nación. Algunas de sus principales aplicaciones son:

Como reactivo y disolvente de muestras tales como metales, óxidos metálicos y compuestos orgánicos; en la fabricación de fertilizantes, pinturas, pigmentos y explosivos; en la industria textil como blanqueador y eliminador de impurezas metálicas en las telas; en neutralización de tratamientos alcalinos; como electrolito en pilas y baterías, como agente desecante en los laboratorios de síntesis, etc.

Lecturas y referencias sugeridas

- Ayres, G. Química analítica cuantitativa. Capítulos 5 y 23. Editorial Harla, México, 1978.
Curtman, Análisis químico cualitativo. Capítulos 3 y 9. Editorial Manuel Marín y Cia. Madrid, 1965.
Ringbon, A. Formación de complejos en química analítica. Capítulo 5. Editorial Alambra, Madrid, 1979.
<http://www.terravista.pt/llhadooMel/6868/acidobase/escalaph.htm>
<http://www.terravista.pt/enseada/1285/acph.htm>
<http://www.edu365.com/eso/muds/ciencias/ph/>
<http://educar.sc.usp.br/quimapoio/ph.html>
<http://www.enarvaez.i-p.com/proyectos/quimica/acibas.html>
<http://www.enarvaez.i-p.com/proyectos/quimica/acibas.html>