

Trabajos de revisión  
apropiados para la  
actualización docente.

## La acidez de los cationes en el contexto de la potabilización del agua

Helena M. Ceretti, Fabio D. Cukiernik y Anita Zalts\*

### Abstract (*Acidity of cations in drinking water treatment context*)

A simple experiment and the discussion of the acid–base properties of some aqueous solutions, reinforcing cation hydrolysis, is proposed. The use of substances such as aluminium sulphate or iron sulphate for water treatment are good examples of the relevance of hydrolysis and neutralization reactions in order to obtain enough drinking water for an increasing world population.

### Introducción

Es bien conocido que las soluciones acuosas de algunas sales tales como NaCl presentan  $\text{pH} = 7$ . Sin embargo, esta situación no es general ya que con frecuencia existen diversos grados de interacción de los aniones y cationes que conforman una sal con el disolvente, dando lugar a los denominados procesos de *hidrólisis*. En todo caso, a los estudiantes les resulta más familiar el efecto de la hidrólisis de los aniones, pues esta posibilidad se menciona con frecuencia cuando se estudia el comportamiento de un par ácido-base conjugado. Así como la disolución de ácido acético en agua origina una solución ácida, la de acetato de sodio, su base conjugada, da lugar a un medio alcalino.

A diferencia del caso de los aniones, la hidrólisis de los cationes en solución es un tema que se trata con poca frecuencia en la literatura (Wulfsberg, 2000; Chang, 1992; Foster, 1940) y generalmente se aborda en cursos de química más avanzados. Por tal motivo responder a la pregunta siguiente puede no ser obvio: ¿será ácida, neutra o básica una solución de cloruro férrico o de sulfato de aluminio?

La propuesta de este artículo es la realización de un trabajo sencillo de laboratorio que plantea la discusión de la importancia de los procesos de hidrólisis, reforzando el estudio de qué sucede con los

cationes. En particular, esta experiencia puede ser discutida en el contexto del proceso de potabilización del agua para satisfacer la demanda de la comunidad con respecto al agua química y bacteriológicamente apta para consumo humano. Este tema se relaciona directamente con la etapa de coagulación en la que se agregan al agua sales tales como sulfato de aluminio (III) o sulfato de hierro (II) o (III). La mitad de la producción mundial de sulfato de aluminio —en 1982 fue de  $2.9 \times 10^9$  toneladas (Büchner *et al.*, 1989)— se destina al tratamiento de agua para su potabilización y el otro 50% a diversos usos en la industria del papel.

### Agua potable

El agua es indispensable para la vida y es necesario poner a disposición de los consumidores un abastecimiento satisfactorio, haciendo todo lo posible para obtener la mejor calidad de agua que permitan las circunstancias. La finalidad fundamental del tratamiento del agua es proteger al consumidor contra los agentes patógenos y las impurezas que pueden resultarle desagradables o ser perjudiciales para su salud.

La primera línea de defensa es proteger al agua de la contaminación, y para ello, el mejor método es casi siempre la protección de la fuente, que debe preferirse al tratamiento del agua contaminada a fin de hacerla apta para el consumo (OMS, 1995). Así por ejemplo, en el conurbano bonaerense (Región Metropolitana de Buenos Aires, zona de influencia de nuestra Universidad), el agua destinada al consumo humano proviene fundamentalmente de dos acuíferos superpuestos y conectados entre sí. A menor profundidad se encuentra el acuífero Pampeano mientras que a mayor profundidad se ubica el acuífero Puelche, cuyo riesgo de contaminación es cada vez mayor. Las perforaciones que proveen el agua corriente a la población habitualmente son realizadas al acuífero Puelche, en tanto que las perforaciones domiciliarias corresponden generalmente al acuífero Pampeano (Momo *et al.*, 1999). La provisión de agua potable para la ciudad de Buenos Aires y algunos partidos cercanos depende del tratamiento que se realiza sobre las aguas del Río de la Plata en varias plantas potabilizadoras.

\*Área Química. Instituto de Ciencias. Universidad Nacional de General Sarmiento.  
J.M. Gutiérrez 1150, (B1613GSX) Los Polvorines, Provincia de Buenos Aires. Argentina.  
Correo electrónico: [hceretti@ungs.edu.ar](mailto:hceretti@ungs.edu.ar)

El tratamiento que deben recibir las aguas superficiales para su potabilización involucra los siguientes pasos (Büchner *et al.*, 1989):

**a) Almacenamiento en depósitos o desinfección previa.** Durante el embalsamiento del agua en lagos o depósitos, su calidad microbiológica mejora considerablemente gracias a la sedimentación, el efecto letal de la radiación ultravioleta proveniente del sol y la muerte de microorganismos por inanición y predación. Si el agua está fuertemente contaminada, y se la extrae y trata sin almacenamiento previo, es habitual someterla a un proceso de desinfección. La cloración elimina los gérmenes patógenos y oxida algunos cationes tales como Fe(II) o Mn(II) a estados de oxidación superiores, aunque también se forman compuestos organoclorados indeseables (cloraminas a partir de amoníaco, clorofenoles a partir de fenoles, etcétera). En algunos casos la desinfección se logra con ozono; los costos involucrados en este tratamiento son muy superiores a los de la cloración y se desconoce la toxicidad de muchos de los compuestos generados durante la ozonólisis.

**b) Coagulación, floculación y sedimentación.** En este paso se disminuye la turbidez del agua eliminando impurezas orgánicas en estado coloidal mediante el agregado de sales de hierro o de aluminio para producir la formación de los respectivos hidróxidos. Las masas flocosas resultantes forman coprecipitados con las partículas presentes, las adsorben y las retienen, reduciendo considerablemente la turbidez y el número de protozoarios, bacterias y virus presentes.

**c) Filtración.** La separación del sólido formado en la etapa anterior se logra haciendo pasar el agua a través de filtros de arena.

**d) Desinfección.** La desinfección final del agua distribuida por cañerías tiene una importancia fundamental, ya que constituye la última barrera contra la transmisión de enfermedades bacterianas y víricas. La concentración de cloro en el agua se encuentra entre 0.1 y 0.2 mg/L para evitar la reinfeccción en la red de distribución.

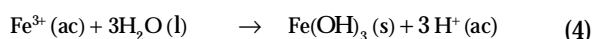
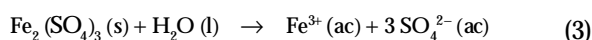
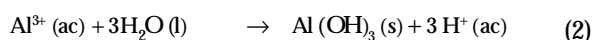
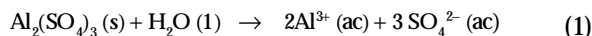
Se pueden introducir etapas adicionales: tratamiento con carbón activado (es particularmente adecuado para eliminar la presencia de compuestos orgánicos solubles), con hidróxido de calcio (para ablandar el agua), etcétera, o sustituir por otras, según sean las condiciones locales.

Aunque el pH no ejerce por lo general un efecto directo en los consumidores, es uno de los principales parámetros operativos de la calidad del agua, al

que se debe prestar gran atención en todas las fases del tratamiento, con el objeto de que el agua se clarifique y desinfecte satisfactoriamente. Para que la desinfección con cloro sea eficaz es preferible que el pH sea inferior a 8. Por otra parte, se debe controlar el pH del agua que llega al sistema de distribución para reducir al mínimo la corrosión de las tuberías maestras y domésticas. El pH óptimo se sitúa entre 6.5 y 9.5. No se ha propuesto un valor guía basado en criterios sanitarios (OMS, 1995).

### Coagulación

Uno de los procesos que tiene lugar en la etapa de coagulación es el descrito a continuación para el caso del sulfato de aluminio o sulfato férrico:



Cuando se utiliza sulfato de aluminio se agregan entre 10 y 30 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  por cada metro cúbico de agua. El pH óptimo para lograr la floculación se encuentra entre 6.7 y 7.5 para las sales de aluminio y alrededor de 8.5 para el caso de emplearse sales de hierro. Si el contenido alcalino del agua es insuficiente para neutralizar el ácido formado, se debe agregar alguna base tal como cal o carbonato de sodio.

### La práctica

El objetivo de la experiencia consiste en medir el pH de soluciones acuosas de diversas sales, con el fin de verificar si dichas soluciones son ácidas, neutras o básicas. Posteriormente se propone establecer una correlación entre las propiedades ácido-base observadas experimentalmente y la composición química de las soluciones analizadas.

#### Actividad preliminar

Presentar a los estudiantes una lista de sales (tabla 1, el agua se incluye en la lista como referencia) y solicitarles que las clasifiquen según el carácter ácido-base de las soluciones acuosas de las mismas (con base en sus conocimientos previos; alternativamente se puede dar además la tabla 2 como información adicional).

**Tabla 1.** Indique (con una cruz) para cada sustancia el carácter ácido-base de sus soluciones acuosas.

Sustancia	Solución ácida	Solución neutra	Solución básica
H <sub>2</sub> O			
NaCl			
Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>			
CaCl <sub>2</sub>			
NH <sub>4</sub> Cl			
MgSO <sub>4</sub>			
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>			
NaHCO <sub>3</sub>			
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>			
FeCl <sub>3</sub>			
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>			
NaCH <sub>3</sub> COO (acetato de sodio)			

Posteriormente el docente podría formular una pregunta para inducir a los alumnos la posibilidad de realizar un experimento que les permita verificar si la clasificación realizada fue correcta. Por ejemplo: *si dispusiera de los compuestos indicados en la lista, ¿cómo corroboraría el carácter ácido-base de las soluciones de dichas sales?*

**Materiales**

- 13 tubos de hemólisis, limpios.
- Gradilla para tubos de hemólisis.
- Marcador de tinta indeleble.
- Pipeta graduada de 5 mL.
- 10 espátulas de metal (acero inoxidable) delgadas.

Aproximadamente 5 g de cada una de las siguientes sales, dispuestas en recipientes de vidrio con tapa (tipo viales) (*Nota:* los reactivos deben ser de calidad analítica):

CaCl<sub>2</sub>    NH<sub>4</sub>Cl    MgSO<sub>4</sub>    Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>    NaHCO<sub>3</sub>  
 Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>    Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>    FeCl<sub>3</sub>    Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>    NaCl  
 NaCH<sub>3</sub>COO (acetato de sodio)

- Agua destilada.
- Agua destilada hervida (descarbonatada) y enfriada a temperatura ambiente, manteniéndola tapada.
- Varillas de pH o cinta indicadora de pH.

**Procedimiento**

1. Rotular 13 tubos de hemólisis.
2. Colocar en cada uno de los tubos rotulados una punta de espátula (20-80 mg) de la sustancia sólida.
3. Agregar a cada tubo 2 mL de agua destilada recientemente hervida y enfriada a temperatura ambiente.
4. Agitar el contenido de cada tubo hasta disolución completa.
5. Verter 2 mL de agua destilada recientemente hervida en el tubo número 12, verter 2 mL de agua destilada equilibrada con aire en el número 13.
6. Medir el pH de cada una de las soluciones anteriores con varilla indicadora de pH.
7. Registrar los valores medidos en una tabla de datos.
8. Limpiar todo el material empleado.
9. Descartar las soluciones en la pileta haciendo circular abundante cantidad de agua.

**Modalidad de trabajo propuesta**

Parte experimental: trabajo en grupos de dos o tres estudiantes o individualmente.

Discusión de resultados: cada grupo transcribe sus resultados experimentales (fórmula del compuesto, pH) a una tabla en el pizarrón. Con la moderación del docente se analizan conjuntamente los resultados obtenidos por los diferentes grupos. También se puede discutir en este momento la asignación de pH realizada en la tabla 1.

**Contenidos conceptuales y contextualización**

El tema central del trabajo sugerido es estudiar la *hidrólisis* de algunas sales en solución acuosa. La explicación de la reacción de estas sustancias con el disolvente puede realizarse en términos de la estructura de dichas especies químicas, basándose en la relación carga/radio y electronegatividad para el caso de los cationes, y en el contenido de oxígeno y electronegatividad para el caso de los oxoaniones (Wulfsberg, 2000).

La interacción electrostática entre una sustancia polar como el agua y un ion, puede dar lugar a una reacción química entre ambas especies. Para el caso de un catión, es posible suponer que las moléculas de agua que lo rodean (formando parte de la primera esfera de coordinación del ion), estarán orientadas con la zona de densidad de carga negativa, correspondiente al oxígeno, próxima al mismo (figura 1) (Wulfsberg, 2000).

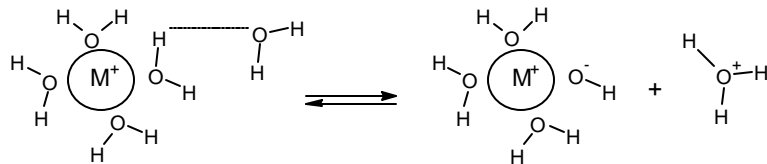
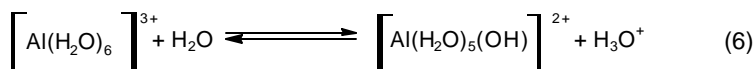
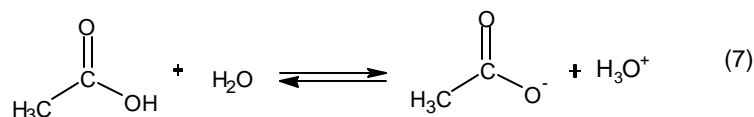


Figura 1. Hidrólisis de un catión monovalente ( $M^+$ ) hidratado.

La atracción entre la carga positiva del catión y el dipolo del agua (parte negativa del mismo) puede ser lo suficientemente fuerte como para que la molécula de agua se vea afectada por esta interacción. El par electrónico del enlace O–H se desplazará hacia el átomo de oxígeno, para compensar la pérdida de densidad electrónica debida a la interacción del átomo de oxígeno con el catión. Consecuentemente, el hidrógeno tenderá a separarse como un protón (ion hidronio  $H_3O^+$ , en la figura 1). Esta situación puede representarse, por ejemplo para el caso del catión Al(III) mediante el siguiente equilibrio (ecuación 6):



Resulta interesante señalar la similitud de esta reacción con la que representa el equilibrio ácido-base de un ácido débil, como por ejemplo el ácido acético:



Dicha semejanza no es sólo formal, sino que se manifiesta también en la fuerza ácida, puesto que ambos equilibrios tienen el mismo valor de  $pK_a$  (tabla 2).

La ecuación (6) representa la interacción del ion metálico con una molécula de agua. En una segunda etapa otra molécula de disolvente puede experimentar una reacción similar, y así sucesivamente, dando origen a iones metálicos unidos a más de un grupo O–H. Estos hidroxocaciones pueden polimerizar y producir precipitados correspondientes a la forma-

ción de los hidróxidos insolubles (Shriver *et al.*, 1998). En algunos casos las reacciones pueden continuar generando oxoaniones (hidroxoaluminatos en el caso del aluminio).

En lo referente a la etapa de coagulación, floculación y sedimentación en la potabilización del agua, se debe hacer notar que el agregado de sulfato de aluminio produce la acidificación del agua (ecuación 2). La acidificación se debe a la hidrólisis del ion aluminio (III) en agua. La máxima insolubilidad del hidróxido de aluminio se produce en un pH cercano a 6.5. Si el pH es demasiado ácido, estaremos en presencia de oxocaciones de aluminio, mientras que si el pH es excesivamente alcalino, el precipitado de hidróxido de aluminio se disuelve para formar hidroxoaluminato, no lográndose el efecto de arrastre y adsorción de impurezas deseado. Las aguas superficiales pueden contener  $HCO_3^-$  por efecto de la disolución de  $CaCO_3$  del lecho del reservorio y la disolución de  $CO_2$  atmosférico, que imparte acidez (Baird, 1995). Si la cantidad de  $HCO_3^-$  presente no es suficiente para neutralizar el ácido generado por la hidrólisis de las sales de aluminio o de hierro agregadas, se deberá añadir cal para ajustar el pH a los valores adecuados. En la práctica sugerida, se compara el pH del agua destilada en equilibrio con aire, con aquella hervida y enfriada con el objeto de expulsar el dióxido de carbono. El agua que está en equilibrio con el aire tendrá un pH menor, como consecuencia de un mayor contenido de  $CO_2$  disuelto.

Para un nivel más avanzado, puede proponerse un tratamiento analítico de la hidrólisis (Chang, 1992; Butler, 1964; Clare, 1979), para lo cual deberá seleccionarse un valor de concentración (igual para todas las soluciones) para poder realizar cálculos de pH y concentración de diferentes especies químicas en solución y corroborar los resultados obtenidos experimentalmente.

La magnitud de la interacción entre un catión y el agua (hidrólisis) se puede inferir a partir de los valores de constantes de acidez presentados en la tabla 2. Es interesante comparar dichos valores con los correspondientes a ácidos comunes como el ácido acético por ejemplo, y verificar que a igual concentración, una solución de  $FeCl_3$  será más ácida que una solución de un ácido débil prototípico como el ácido acético. Análogamente también es posible explicar por qué una solución de  $NaCl$  es neutra: el agua pura presenta igual concentración de iones hidronio que de oxhidrilos, siendo aproximadamente

**Tabla 2.** Valores de constante de acidez de algunas especies químicas en solución acuosa (Baez, Mesmer, 1976). ( $pK_a = -\log K_a$ ). *Nota:* se incluyen los valores de  $pK_a$  de algunos ácidos comunes para comparar con respecto a los  $pK_a$  de los cationes.

Especie	$pK_a$	Especie	$pK_a$
Na (I)	14.2	CO <sub>2</sub> (ac)	6.4 10.3
Ca (II)	12.8	Al (III)	5.0
Mg (II)	11.4	ácido acético	4.7
Fe (II)	9.5	Cr (III)	4.0
HCN	9.3	HNO <sub>2</sub>	3.4
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	9.3	Fe (III)	2.2
Zn (II)	9.0	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1.9
Pb (II)	7.7	SO <sub>2</sub> (ac)	1.9 7.3

$1.0 \times 10^{-7}$  M a 25°C; el catión Na (I) tiene un  $pK_a$  elevado, por lo que la cantidad de iones hidronio que puede aportar será despreciable frente a los provenientes del agua. Es similar el caso del anión Cl<sup>-</sup> ya que por tratarse de la base conjugada de un ácido fuerte, su hidrólisis será insignificante.

El pH de una solución es un parámetro que varía con la concentración de la misma. Sin embargo, en el procedimiento experimental descrito, esta dependencia no se tiene en cuenta de manera rigurosa. Consideramos importante poner el énfasis en las *diferencias significativas* entre la acidez de las sustancias en solución, es decir establecer un orden de acidez, más que hacer un tratamiento analítico del equilibrio iónico en solución.

Es interesante indicar que al hacer la discusión en el pizarrón de los resultados obtenidos por los diferentes grupos, con frecuencia los estudiantes no mencionan el efecto de la concentración como una de las causas de la leve dispersión de valores que observan.

### Implementación de la práctica y estrategias de enseñanza

Esta actividad experimental presenta varios aspectos positivos en su implementación, entre los que podemos mencionar:

- Requiere una manipulación sencilla, apropiada para estudiantes que aún no poseen buena destreza manual.
- Sin embargo, es útil para enfatizar aspectos rela-

cionados con la prolijidad, el orden y la pulcritud en el trabajo experimental.

- Se efectúa a escala semimicro, lo cual permite optimar los recursos y minimizar la producción de desechos.
- Es adecuada para que los estudiantes focalicen su atención en el registro de resultados y observaciones experimentales (descripción de las sustancias de partida, aspecto de la solución obtenida, pH, etcétera).
- Admite un marco de aplicación de los conceptos básicos abordados, en el contexto de un proceso de gran importancia para el abastecimiento de un recurso vital, como es la potabilización del agua.
- Es apropiada para incorporar estrategias de enseñanza que favorezcan el *aprendizaje activo* (Paulson, D. Faust, J.). Por ejemplo, una vez que se completó en el pizarrón la tabla con los valores de pH medidos y antes de comenzar la discusión de los resultados, el docente puede proponer a los estudiantes que observen durante unos minutos dichos valores y formulen, en una hoja en blanco una pregunta en relación con la práctica. Las respuestas a algunas de estas preguntas pueden ser incluidas en la discusión de resultados. Una variante puede ser que al finalizar esta discusión, el docente solicite a los estudiantes que redacten, en una hoja en blanco para entregar, un breve párrafo que comience con: “En esta clase aprendí que...”, o “Estoy sorprendido/a con...”, o “La hidrólisis es...”, o “La acidez de un catión depende de...”, etcétera, en relación con el tema visto. Esta sencilla actividad que demanda poco tiempo (10 minutos aproximadamente), brinda al docente una clara noción acerca de los conceptos o ideas que los estudiantes asimilaban sobre la actividad realizada y la explicación del fenómeno. Eventualmente, se podrá hacer alguna aclaración al comenzar la clase siguiente si el docente lo considera necesario.

En relación con la pregunta formulada en la actividad preliminar (*¿cómo corroboraría si su asignación fue correcta?*, o preguntas similares), es posible proponer a los estudiantes que redacten el procedimiento experimental que realizarían, por ejemplo, partiendo de una lista de materiales como los indicados en esta experiencia. El docente también puede proponer algunas variantes tales como el empleo de un pHmetro, otros compuestos que considere de interés, etcétera. Asimismo, es posible que de este modo se haga más evidente para los estudiantes la depen-

dencia del pH con la concentración. La posibilidad de considerar la relevancia de este aspecto en el procedimiento experimental propuesto puede ser un tema a discutir con los alumnos.

### Conclusiones

Esta práctica de laboratorio ha mostrado ser muy versátil en cuanto a su implementación. La parte experimental puede desarrollarse en una sesión de trabajo de aproximadamente una hora de duración. Los materiales necesarios son relativamente accesibles y el tratamiento de residuos producidos se facilita significativamente debido a las pequeñas cantidades generadas. El tiempo que demande el análisis de datos estará en función de los conceptos que se decidan abordar. En cualquier caso, esto implica una racionalización del comportamiento de las especies químicas en solución, ya sea a partir de propiedades periódicas o de la interpretación de datos termodinámicos y del tratamiento analítico correspondiente (cálculo de pH y concentración de especies en solución).

El análisis de la hidrólisis a través de un modelo basado en la atracción electrostática entre la especie iónica (catión o anión) y el agua, así como la dependencia de esta interacción con las propiedades periódicas de los elementos antes mencionadas, son conceptos útiles que permiten visualizar que la "simple" reacción de un ion con agua da lugar a una gran variedad de especies químicas. Estos conceptos pueden aplicarse a la comprensión de parte del tratamiento que recibe el agua en el proceso de potabilización.

En la Universidad Nacional de General Sarmiento, esta experiencia ha sido incluida en un segundo curso semestral de Química (6 horas semanales), para carreras no relacionadas directamente con una formación profesional en Química. En dicho curso se estudian los sistemas químicos, inorgánicos y orgánicos, buscando enfatizar un *enfoque conceptual* y presentando los temas en un *contexto de*

*aplicación directa* (Pozo, J.I. 1999). Este último aspecto ha mostrado ser de gran interés para nuestros estudiantes. ■

### Bibliografía

- Baez, C. y Mesmer, R., *The hydrolysis of cation*, Wiley-Interscience, 1976.
- Baird, C., *Environmental chemistry*, W.H. Freeman & Co. NY, 1995, p. 325-342.
- Büchner, W., Schliebs, R., Winter, G. Y Büchel, K.H., *Industrial Inorganic Chemistry*, VCH, Weinheim, 1989, p. 2-12.
- Buttler, J. *Ionic equilibrium: a mathematical approach*, Addison Wesley, 1964, cap. 5.
- Chang, R., *Química*, McGraw Hill, 1992, p. 683-689.
- Clare, B. Evaluation of cation hydrolysis schemes with a pocket calculator, *J. Chem. Educ.*, **56**, 784-787, 1979.
- Foster, L. Why not modernize the textbooks also? II. The hydrolysis and its relation to ionic charge and radius, *J. Chem. Educ.*, **17**, 509-511, 1940.
- Momo, F., Cuevas, W., Giorgi, A., Banchoero, M., Rivelli, S., Feijóo, C., Gómez Vázquez, A. *Comparación de la calidad del agua proveniente de los acuíferos Puelche y Pampeano en el partido de Luján*. Primeras Jornadas Científicas de Gestión e Investigación en Salud de la Región Sanitaria VII. Luján, Argentina. Septiembre de 1999.
- Nakayama, F.S. Hydrolysis of the carbonate ion (TD), *J. Chem. Educ.*, **47**, 67, 844-845, 1970.
- OMS, Organización Mundial de la Salud, *Guías para la calidad del agua potable*, Volumen 1, Recomendaciones, 2a edición, Ginebra, 1995.
- Paulson, D. y Faust, J., [curriculum.calstatela.edu/faculty/dpaulso/active/main.htm](http://curriculum.calstatela.edu/faculty/dpaulso/active/main.htm)
- Pozo, J.I. y Monereo, C. (coord.), *El aprendizaje estratégico*, Santillana, Aula XXI, 1999, p. 41.
- Shriver, D.F., Atkins, P.W., y Langford, C.H., *Inorganic Chemistry*, Oxford, 1998, p. 198-200.
- Wulfsberg, G., *Inorganic Chemistry*, Books News, Inc. 2000, Parte I.