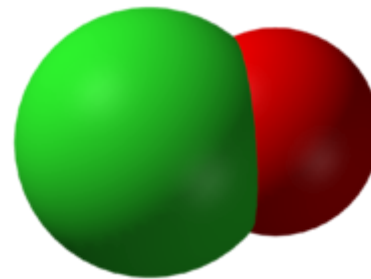


Hipoclorito

El **ion hipoclorito**, también llamado monoxoclorato (I) o monoxoclorato (1-), es un oxoanión con un átomo de cloro en estado de oxidación +1, que tiene de fórmula química ClO^- . También, un hipoclorito es un compuesto químico que contiene dicho ion.



El ion hipoclorito, ClO^-

Los hipocloritos son sales derivadas del ácido hipocloroso, HClO . Algunos ejemplos frecuentes de hipocloritos son hipoclorito de sodio (lejía de cloro o agente blanqueante) e hipoclorito de calcio (lejía en polvo).¹ Los hipocloritos son por lo habitual bastante inestables — por ejemplo, el hipoclorito de sodio no está disponible en forma sólida, ya que al eliminar el agua de una disolución de NaClO , sufre una reacción de dismutación y se convierte en una mezcla de cloruro de sodio y clorato de sodio. El calentamiento de una disolución de NaClO también produce esa reacción. El hipoclorito se descompone bajo la luz solar, dando cloruros y oxígeno.

Debido a su baja estabilidad, los hipocloritos son agentes oxidantes muy fuertes. Reaccionan con muchos compuestos orgánicos e inorgánicos.

Las reacciones con compuestos orgánicos son muy exotérmicas y pueden causar combustiones, por lo que los hipocloritos deben ser manejados con precaución. Pueden oxidar a los compuestos de manganeso, convirtiéndolos en permanganatos.

Índice

Preparación

Química

Reacción con ácidos

Acción blanqueante

Como agente oxidante

Estabilidad

Otros oxoaniones

Véase también

Referencias

Preparación

El hipoclorito de sodio, NaClO , se forma por dismutación de gas cloro que se hace burbujear a través de una disolución diluida de hidróxido de sodio a temperatura ambiente:



También puede hacerse por electrólisis de disoluciones de cloruro de sodio, sin separar los productos obtenidos en los dos electrodos, que se sitúan próximos entre sí, mientras se agita la disolución.²

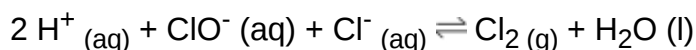
La reacción de cloro con hidróxido de sodio concentrado, en caliente, da lugar a los aniones de cloro de mayor estado de oxidación:



Química

Reacción con ácidos

Los hipocloritos generan cloro gaseoso cuando se mezclan con ácidos diluidos. Por eso es importante no mezclar lejía con agua fuerte (ácido clorhídrico), dos productos de limpieza de uso doméstico. Los hipocloritos y los cloruros están en equilibrio con el cloro gaseoso:



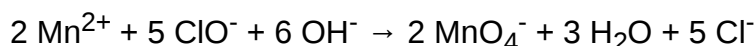
Por lo tanto, según el principio de Le Châtelier, un pH elevado (presencia de pocos iones H^+) desplaza la reacción hacia la izquierda al consumir los iones H^+ , y provoca la dismutación del cloro gaseoso en cloruro e hipoclorito, mientras que un pH bajo (presencia de muchos iones H^+) desplaza la reacción a la derecha, provocando la liberación de gas cloro.

Acción blanqueante

Los hipocloritos se usan como lejía para eliminar colorantes.

Como agente oxidante

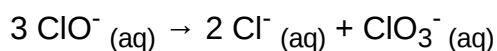
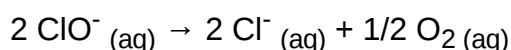
Los hipocloritos son los agentes oxidantes más fuertes entre los oxoaniones de cloro, capaces de oxidar a casi cualquier sustancia reductora. Por ejemplo, oxida al ion Mn^{2+} y lo convierte en permanganato:



Estabilidad

Los hipocloritos son los oxoaniones de cloro menos estables.³ Muchos hipocloritos sólo existen en disolución, y no existen en forma pura, lo que también le ocurre al propio ácido hipocloroso (HClO).

Los hipocloritos sufren reacciones de dismutación. Al calentar un hipoclorito, se degrada en una mezcla de cloruro, oxígeno y otros oxoaniones de cloro (clorato, clorito...):



Otros oxoaniones

En las nomenclaturas sistemáticas de la IUPAC y de Stock, si aparece un número romano entre paréntesis, éste indica el estado de oxidación del cloro en dicho ion o compuesto. En el moderno sistema de Ewens-Bassett, si aparece un número arábigo con signo entre paréntesis, éste indica la carga del ion.

Nombre tradicional	Nombre sistemático (IUPAC o Stock)	Nombre Ewens-Bassett	Estado de oxidación	Fórmula
Hipoclorito	Monoxoclorato(I)	Monoxoclorato(1-)	+1	ClO^-
<u>Clorito</u>	Dioxoclorato(III)	Dioxoclorato(1-)	+3	ClO_2^-
<u>Clorato</u>	Trioxoclorato(V)	Trioxoclorato(1-)	+5	ClO_3^-
<u>Perclorato</u>	Tetraoxoclorato(VII)	Tetraoxoclorato(1-)	+7	ClO_4^-

Usando este convenio, "clorato" se refiere a cualquier oxoanión de cloro. Por ser la nomenclatura tradicional la más empleada, cuando hablamos de un clorato inespecíficamente, nos referimos de modo habitual al estado de oxidación +5.

Véase también

- Clorox
- Ácido hipocloroso

Referencias

1. Química. (<http://books.google.es/books?id=dIGugYOOwxQC&pg=PA889>) Ronald J. Gillespie, Aurelio Beltrán. Editorial Reverté, 1990. ISBN 8429171886. Pág. 889
2. Manual práctico de electricidad para ingenieros. (<http://books.google.es/books?id=0MvCfacWoLcC&pg=RA1-PA29>) Donald G. Fink. Editorial Reverté, 1981. ISBN 8429130268. Pág. 29
3. Estabilidad de las disoluciones concentradas de hipoclorito sódico. José Antonio Rodríguez Vázquez, Universidad de Santiago de Compostela. Facultad de Ciencias, Departamento de Química Analítica. 1966 (<http://books.google.es/books?id=2mCKOwAACAAJ>)

Obtenido de «<https://es.wikipedia.org/w/index.php?title=Hipoclorito&oldid=117105992>»

Esta página se editó por última vez el 2 jul 2019 a las 11:17.

El texto está disponible bajo la Licencia Creative Commons Atribución Compartir Igual 3.0; pueden aplicarse cláusulas adicionales. Al usar este sitio, usted acepta nuestros términos de uso y nuestra política de privacidad. Wikipedia® es una marca registrada de la Fundación Wikimedia, Inc., una organización sin ánimo de lucro.