

Z = 17, cloro, Cl

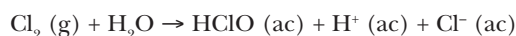
Elemento fundamental en la vida cotidiana y en la industria

CE: [Ne] 3s²3p⁵; PAE: 35,453; PF: -101,5 °C; PE: -34,0 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 atm): 3,214 g/L; χ (Pauling): 3,0; EO -1, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ³⁵Cl, ³⁷Cl; año de aislamiento 1774 (Carl Wilhelm Scheele, Suecia).

Historicamente, el compuesto de cloro más importante es la sal común o cloruro de sodio (NaCl), que fue el punto de partida para la obtención del Cl₂. En 1648 J. R. Glauber obtuvo por primera vez el HCl (conocido inicialmente como “espíritu de sal” y ácido muriático), al calentar sal húmeda con carbón vegetal y condensar los vapores desprendidos. En 1774, el químico sueco C. W. Scheele trató la piroclorita (dióxido de manganeso) con el HCl, obteniendo un gas identificado después por Sir Humphry Davy en 1810 como un elemento al que denominó cloro por su color (del griego *chloros*: amarillo verdoso).^[1,2] Forma moléculas diatómicas estables (Cl₂).

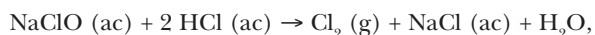
En la naturaleza se halla combinado formando sales, principalmente NaCl, disuelto en el agua del mar (2 %, por término medio) y en depósitos minerales (halita o sal gema). Su valor económico, vinculado al uso como conservante de alimentos, ha sido reconocido desde antiguo (de la sal proviene el término “salario”). También se halla presente en otros minerales como la silvita (KCl) o carnalita (KMgCl₃·6 H₂O). Como ácido clorhídrico libre se halla en el estómago y en forma elemental se ha podido detectar en erupciones volcánicas.^[1]

Desde el punto de vista químico^[1,3] se caracteriza por la elevada reactividad. Por su mayor carácter oxidante, desplaza al bromo y yodo de sus sales. El Cl₂ es moderadamente soluble en agua (unos 700 mg/L), experimentando una dismutación en la que el Cl₂ se halla en equilibrio con HCl y ácido hipocloroso, HClO, en los que los átomos de cloro poseen los estados de oxidación -1 y +1, respectivamente. La reacción es:



La disolución resultante es ácida ya que el HCl es un ácido totalmente dissociado mientras que el HClO es débil (pK_a = 7,53). Cuando el Cl₂ se disuelve en medio básico (NaOH, por ejemplo), se obtiene una disolución de hipoclorito de sodio que es fuertemente oxidante y utilizada como agente desinfectante y blanqueante (lejía). El hipoclorito de calcio se comporta de modo similar pero es más estable (polvo blanqueador). Estas disoluciones son básicas por la hidrólisis del anión hipoclorito.

La obtención del cloro a escala de laboratorio puede tener lugar de diversos modos, entre otros, la oxidación con MnO₂, MnO₄⁻ o Cr₂O₇²⁻ de ácido clorhídrico o cloruros en presencia de ácido sulfúrico. También a partir de disoluciones de hipoclorito por adición de HCl:



reacción que puede ocurrir por la mezcla accidental de dos productos de limpieza de uso común, lejía y *salfumán*, originando cloro extremadamente tóxico por inhalación.

A escala industrial, el Cl₂ se obtiene en el proceso “clorososa”, donde se produce la electrólisis de NaCl disuelto en

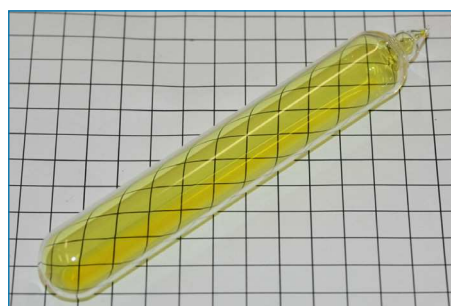
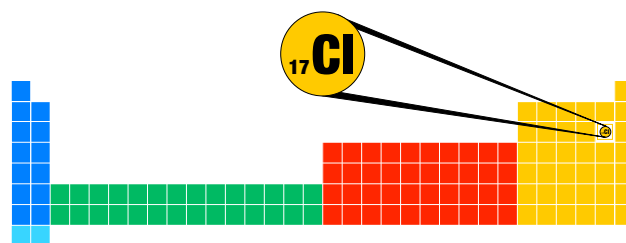


Figura 1. Ampolla con Cl₂ gas^[5]

agua. Aparte del Cl₂ como producto anódico, se obtienen H₂ y NaOH en el cátodo. Este proceso se lleva a cabo en células de membrana o de diafragma y, cada vez menos, por aspectos ambientales, en las de mercurio. También se obtiene Cl₂ como subproducto de las electrólisis de NaCl o MgCl₂ fundidos, donde se prepara Na y Mg, respectivamente.

Las principales aplicaciones del Cl₂ son consecuencia de su carácter oxidante. El cloro gaseoso, fácil de licuar y por tanto de envasar y transportar, puede añadirse directamente al agua, pero la dificultad de su manejo hace que se utilice como una disolución acuosa de hipoclorito. Elemento esencial en la industria química, se usa en el 96 % de los productos fitosanitarios, en el 85 % de los productos farmacéuticos y en el 40 % de los plásticos (como el PVC).^[4]

Algunas de sus aplicaciones más conocidas son la acción blanqueante en la industria textil y papelera o desinfectante, sobre todo en el tratamiento de aguas. Se estima que el 98 % del agua potable en el mundo occidental se desinfecta con cloro.^[4] Esta aplicación conlleva efectos ambientales controvertidos^[6] por las reacciones entre el ácido hipocloroso y algunos contaminantes orgánicos como el fenol o las metilcetonas, dando lugar a productos de sabor desagradable o a la formación de cloroformo, potencialmente cancerígeno. La presencia de estos subproductos de la desinfección puede disminuirse mediante la formación de cloraminas. Estos compuestos también son desinfectantes y, por su estabilidad, de efecto prolongado, siendo utilizados directamente como alternativa a la adición de hipoclorito.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Encyclopaedia Britannica, <https://bit.ly/2ztEk6G>, visitada el 15/02/2019.
- [2] R. T. Baldwin, Chlorine research, *J. Chem. Educ.*, **1927**, 4(5), 596–603.
- [3] J. A. Young, Chlorine, *J. Chem. Educ.*, **2004**, 81(2), 186.
- [4] Cloro info, <https://bit.ly/2VvKcylD>, visitada el 15/02/2019.
- [5] Tavola periodica degli elementi (Università degli Studi di Camerino Scuola di Scienze e Tecnologie), <https://bit.ly/2Xmny5a>, visitada el 15/02/2019.
- [6] J. G. Smith, Chlorine in your water, *J. Chem. Educ.*, **1975**, 52(10), 656–657.

JUAN ANTONIO LLORENS MOLINA
E.T.S. Ingeniería Agronómica y Medio Natural
Universitat Politècnica de València
juallom2@qim.upv.es