

Fundamentos de la adhesión

¿Por qué pegan los adhesivos?



En el pasado número de nuestra revista se indicó cómo el fenómeno de la adhesión se explicaba mediante tres teorías y se expuso la teoría de la interconexión mecánica. En este número se expone la teoría del enlace químico.

Ya se explicó en el pasado número cómo la teoría de la interconexión mecánica resulta válida para materiales altamente porosos, como por ejemplo la madera. Sin embargo, en el caso de materiales metálicos o plásticos, tal porosidad no se da y se hacen necesarias otras teorías que expliquen la unión adhesiva.

TEORÍA DEL ENLACE QUÍMICO

Esta teoría establece que entre el adhesivo y el sustrato se establecen enlaces químicos de tipo iónico o

covalente (existen más tipos de enlace químico, pero estos son los de principal interés en los adhesivos).

El enlace iónico se da entre un elemento no metálico y otro metálico (los elementos no metálicos se caracterizan por tener más electrones en su capa exterior que los metálicos, ver Tabla 1). Los primeros tienen tendencia a ganar electrones y los segundos a perderlos, dando lugar a aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos) que se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas.

Un símil de las fuerzas electrostáticas lo podemos encontrar en las fuerzas de atracción y repulsión entre dos imanes, sólo que en el caso electrostático, se debe a cargas eléctricas de diferente o igual signo.

La formación de un enlace iónico es siempre una reacción exotérmica, esto es, desprende calor. En la figura 1 puede verse como la energía potencial correspondiente a dos átomos varía con la distancia entre ellos hasta un mínimo que es la distancia de equilibrio.

METALES	
Hidrógeno (H) [+1]	Magnesio (Mg) [+2]
Litio (Li) [+1]	Calcio (Ca) [+2]
Sodio (Na) [+1]	Estroncio (Sr) [+2]
Potasio (K) [+1]	Bario (Ba) [+2]
Rubidio (Rb) [+1]	Radio (Ra) [+2]
Cesio (Cs) [+1]	Zinc (Zn) [+2]
Plata (Ag) [+1]	Cadmio (Cd) [+2]
Berilio (Be) [+2]	Aluminio (Al) [+3]
NO METALES	
Hidrógeno (H) [-1]	Teluro (Te) [-2]
Flúor (F) [-1]	Nitrógeno (N) [-3]
Cloro (Cl) [-1]	Fósforo (P) [-3]
Bromo (Br) [-1]	Arsénico (As) [-3]
Yodo (I) [-1]	Antimonio (Sb) [-3]
Oxígeno (O) [-2]	
Azufre (S) [-2]	
Selenio (Se) [-2]	

Tabla 1: Metales y no metales del sistema periódico
[Electrones perdidos(+) o ganados (-)]

Para romper este enlace deberemos aportar como mínimo la energía liberada durante el proceso de unión (señalada como mín. en la figura 1).

Se desprende de lo anterior que cuanto mayor sea el número de enlaces de este tipo producidos entre el adhesivo y los sustratos, mayor será la energía necesaria para romper la unión, y por lo tanto, más resistente.

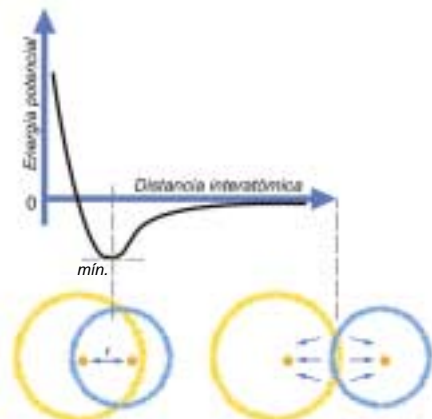


Fig. 1

Variación de la energía potencial según la distancia interatómica

El enlace covalente entre átomos se caracteriza porque los electrones están compartidos de forma equitativa. Así como en el enlace iónico, un átomo cedía electrones a otro, en el enlace covalente no se ceden los electrones del todo, se comparten. El enlace covalente se da entre átomos de apetencia electrónica similar. Cada átomo intima con los átomos necesarios para completar su capa más externa de electrones (un átomo con su capa externa completa tiene muy poca o nula tendencia a formar más enlaces).

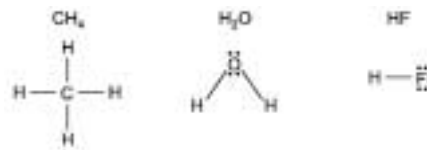


Fig. 2 Estructuras de Lewis de diferentes moléculas

Las moléculas de hidrógeno, cloro, oxígeno, y otras, sobre todo orgánicas, se justifican mediante este tipo de enlace. En la figura 2 se representan varias estructuras de enlaces covalentes. Por ejemplo, en la molécula de agua (H₂O) el oxígeno comparte dos de sus 6 electrones externos con sendos átomos de hidrógeno, así completa su capa externa (seis electrones suyos, más uno de un átomo de hidrógeno, más otro del otro átomo de hidrógeno hacen los ocho necesarios para ese nivel, ver tabla 1), y los átomos de hidrógeno toman cada uno, uno prestado del oxígeno para completar los dos necesarios en su estructura.

Las moléculas de los compuestos orgánicos, los plásticos por ejemplo, están formadas principalmente por carbono (C) e hidrógeno (H) unidos por enlaces covalentes. El carbono forma cuatro enlaces y el hidrógeno uno.

Al igual que el enlace iónico, el enlace covalente también es exotérmico y requiere un aporte de energía para su rotura, sin embargo, el enlace covalente es más fuerte que el iónico. En general, cuanto mayor es el número de electrones compartidos, más resistente es el enlace, y cuanto mayor es la diferencia de electrones (electronegatividad) entre los átomos enlazados, también es más resistente.

La aplicación de la teoría del enlace químico descrito exige que el adhesivo y los sustratos tengan cierta afinidad química. El adhesivo y los sustratos deben contener un componente que pueda difundirse entre ellos en la interface y formar el enlace. Si ello no fuese posible, siempre se puede añadir al adhesivo un tercer componente que sea afín al sustrato, y al adhesivo, por supuesto.

De cualquier modo, debe entenderse que tanto el enlace iónico como el covalente son simplificaciones, aunque sean la base de los complicados enlaces químicos que se producen entre las cadenas de los materiales poliméricos, y que es muy difícil explicar una unión adhesiva mediante un único tipo de enlace. ■