

eman ta zabal zazu



Universidad del  
País Vasco

Euskal Herriko  
Unibertsitatea

OCW  
OpenCourseWare

2018

# INTRODUCCIÓN A LA CIENCIA DE LOS MATERIALES Y SUS PROPIEDADES (I)

Ane Miren García Romero  
Nuria Monasterio Guisasola

## TEMA 2: EL ENLACE ATÓMICO

### OBJETIVOS

- Describir los conceptos físicos relacionados con la estructura de la materia.
- Examinar la relación entre átomos-enlaces-propiedades de los materiales.
- Conocer los diferentes niveles de estructura de los materiales (estructura atómica, nanoestructura, microestructura, y macroestructura.)

En este tema se tratan únicamente los aspectos del enlace atómico que presentan gran relevancia en el comportamiento ingenieril de los materiales. Es un tema de repaso y el documento incluye únicamente una sucinta explicación de los conceptos más relevantes. Se recomienda estudiar los siguientes conceptos que se abordan en 1er curso (Química), o en la bibliografía adicional recomendada:

- ▶ Características de los distintos tipos de enlace
- ▶ El enlace en la química del Carbono: Hibridaciones. Enlaces simples, dobles y triples. Configuración espacial de los enlaces en la química del Carbono.
- ▶ El carácter mixto de los enlaces (iónico-covalente, metálico-covalente, metálico-iónico)
- ▶ Dipolos en los enlaces covalentes e iónicos. Enlaces secundarios. Características y propiedades que confieren a los materiales.

### ÍNDICE

- 2.1- La estructura del átomo.
- 2.2- La estructura electrónica de los átomos.
- 2.3- La tabla periódica
- 2.4- El enlace atómico
- 2.5- Tipos de enlaces
- 2.6- Las fuerzas de Van der Waals
- 2.7- Energía y fuerza de enlace
- 2.8- Relación entre el enlace atómico y algunas propiedades físicas
- 2.9- Relación entre el tipo de enlace, las propiedades y la familia de materiales

### RECURSOS ADICIONALES RECOMENDADOS

Se propone ampliar este tema con los siguientes recursos gratuitos disponibles en internet (20/03/2018):

[El enlace atómico, por el Dr Andrés Ozols \(http://materias.fi.uba.ar/6210/Enlaces%20At%C3%B3micos%200doc.pdf\)](http://materias.fi.uba.ar/6210/Enlaces%20At%C3%B3micos%200doc.pdf)

La autoría de las imágenes que contiene este documento, así como las referencias bibliográficas, se incluyen en la última página.

## 2.1 LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

El átomo está compuesto por:

✦ **ÁTOMO = NÚCLEO + “NUBE” ELECTRÓNICA**

✦ **NÚCLEO = PROTONES + NEUTRONES**

✦ **NÚMERO ATÓMICO:** N° de Protones que hay en un átomo

→ Isótopos

✦ Los **electrones** presentan la dualidad onda-partícula. Orbitan en movimiento alrededor del núcleo a distintas distancias y además giran respecto de su propio eje. Cada electrón tiene una energía dada, asociada a su onda. Esta energía depende de la distancia al núcleo y del modo de orbitar entorno al mismo.

### EL NÚMERO ATÓMICO

El **número atómico de un átomo indica el número de protones** (partículas cargadas positivamente) que están en su núcleo. En un átomo neutro, el número atómico es también igual al número de electrones que contiene. Cada elemento tiene su propio número atómico característico. De hecho, el número atómico define al elemento. Los números atómicos de los elementos desde el hidrógeno, que tiene un número atómico de 1, hasta el hafnio, cuyo número atómico es 105, se ubican encima de los símbolos atómicos de los elementos en la tabla periódica.

### LA MASA ATÓMICA

La masa atómica relativa de un elemento es la masa en gramos de un elevadísimo número de átomos de ese elemento:  $6.023 \times 10^{23}$  (**número de Avogadro,  $N_A$** ). Las masas atómicas relativas de los elementos, desde el 1 hasta el 105, se localizan debajo de los símbolos atómicos en la tabla periódica de los elementos.

*La masa de un protón y un neutrón son iguales:  $1,67 \times 10^{-24}$  gramos. La masa de un electrón es menor:  $9,11 \times 10^{-28}$  g → La masa de un protón o de un neutrón es aproximadamente 1850 veces la de un electrón. En consecuencia, la masa de un átomo es prácticamente igual a la del núcleo.*

### LOS ORBITALES

Los electrones son partículas con una onda asociada, en continuo movimiento alrededor del núcleo. Este movimiento es complejo, de manera que describen orbitales de distinto tipo y nivel energético. La posición y el momento (masa × velocidad) de un electrón no pueden determinarse simultáneamente con certeza (principio de incertidumbre de Heisenberg) y en su lugar se trabaja con probabilidades. Los orbitales atómicos representan la probabilidad estadística de que los electrones ocupen diversos puntos en el espacio. Salvo por los electrones más internos de los átomos, las formas de los orbitales no son esféricas. Hay cuatro tipos de orbitales diferentes, denominados **s, p, d y f**, cada uno con una forma diferente.

## 2.2 LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

La probabilidad de encontrar a los electrones ( $e^-$ ) en determinados orbitales va unida, así mismo, a la probabilidad de encontrarlos a determinadas distancias del núcleo. Además, hay varios factores adicionales que definen la probabilidad asociada al estado energético de los electrones. El estado de cada electrón se describe mediante cuatro números, denominados números cuánticos. En un átomo no hay dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Los números cuánticos indican los siguientes aspectos:

### **n = número cuántico principal**

Representa el nivel energético principal del electrón (denominado habitualmente órbita). Cuanto mayor sea el valor de  $n$ , mayor será la energía del electrón y la probabilidad de que esté más alejado del núcleo. Los valores de  $n$  son números enteros y van del 1 y 7. Esto significa que el electrón  $e^-$  sólo se podrá encontrar a distancias concretas del núcleo, de ahí el nombre de número cuántico (discreto, no continuo).

### **$\ell$ = número cuántico orbital.**

Especifica los subniveles de energía dentro del nivel cuántico principal,  $n$ , donde la probabilidad de encontrar un  $e^-$  es alta. Para un valor dado de  $n$ , los valores posibles de  $\ell$  son  $\ell = 0, 1, 2, 3, \dots$ , hasta el valor  $n-1$ . Es decir, si  $n=1 \rightarrow \ell$  sólo podrá tener el valor 0; si  $n=2 \rightarrow \ell$  tomará los valores 0 y 1; etc. En realidad, estos números representan los orbitales. A cada uno de estos números

le corresponde un tipo de orbital, de la siguiente manera:

$\ell$ , N° de denominación:  $l = 0 \quad 1 \quad 2 \quad 3$

$\ell$ , letra de denominación:  $l = s \quad p \quad d \quad f$

Es decir, en el nivel  $n=0$  sólo puede haber  $e^-$  en orbitales tipo s, en el nivel  $n=2$  puede haber  $e^-$  en orbitales tipo s y tipo p, en el nivel  $n=3$  puede haber  $e^-$  en orbitales tipos s, p y d,....

### **$m$ ó $m_\ell = n^\circ$ cuántico magnético, o momento magnético orbital**

Es el 3<sup>er</sup> número cuántico. Define la orientación espacial de un orbital atómico. El efecto del número  $m$  en la energía del  $e^-$  es desdeñable (básicamente la energía asociada a cualquier orbital con distinto número  $m$  es la misma). Para un valor de  $l$  dado, el número cuántico  $m$  tiene valores permisibles entre  $-\ell$  y  $+\ell$  e incluso cero. Cuando  $\ell = 0$ , sólo hay un valor permitido ( $m = 0$ ). Cuando  $\ell = 1 \rightarrow m$  puede valer  $-1, 0, y +1$ . Si  $\ell = 2 \rightarrow m$  puede valer  $-2, -1, 0, +1 y +2; \dots$  Y así sucesivamente. En términos de la notación de los orbitales s, p, d y f, hay un máximo de un orbital s, tres orbitales p, cinco orbitales d y siete orbitales f para cada uno de los subniveles energéticos s, p, d y f permitidos.

### **$s$ ó $m_s = n^\circ$ cuántico de spin, o momento magnético de spin**

Es el cuarto número cuántico, define el sentido de giro del electrón sobre su propio eje. Por tanto sólo hay dos valores posibles, los cuales se han definido como:  $+1/2$  y  $-1/2$

## 2.3 LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica indica las características que exhibe cada elemento, y sobre todo el tipo de reactividad que presenta.

La “escalera roja” dibujada en la tabla periódica aquí incluida muestra el límite entre metales y no metales más habitualmente aceptado.

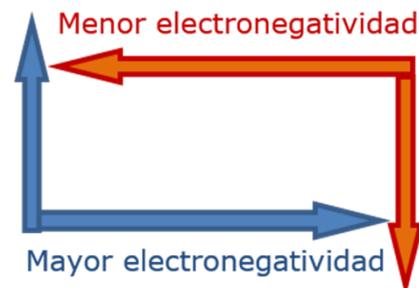
Los elementos muy separados en la tabla periódica forman fuertes enlaces porque mientras a uno de los átomos le “sobran” electrones, al otro le “faltan”. Se trata de los **enlaces iónicos**.

Pero también es posible formar enlaces entre elementos similares. En estos casos, metales y no metales siguen estrategias diferentes: Los metales forman **enlaces metálicos**, mientras que los no metales forman **enlaces covalentes**. Los veremos a continuación

### ELECTRONEGATIVIDAD

- Indica la tendencia a captar electrones de un elemento. Cuanto mayor es, mayor tendencia a captar electrones, y viceversa.
- El rango va desde 0.7 (Fr) el más electropositivo, a 4.0 (F) el más electronegativo.

Las propiedades físicas y químicas varían gradualmente con el desplazamiento longitudinal en la tabla periódica, es decir con la electronegatividad.



| IA | IIA |    | III A III B |    |    |    |    |    |    |    |    |    | IV A | V A | VIA | VII A | 0  |
|----|-----|----|-------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|------|-----|-----|-------|----|
| H  | Li  | Be | B           | C  | N  | O  | F  | He |    |    |    |    |      |     |     |       |    |
| Na | Mg  | Al | Si          | P  | S  | Cl | Ar |    |    |    |    |    |      |     |     |       |    |
| K  | Ca  | Sc | Ti          | V  | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge   | As  | Se  | Br    | Kr |
| Rb | Sr  | Y  | Zr          | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn   | Sb  | Te  | I     | Xe |
| Cs | Ba  | La | Hf          | Ta | W  | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb   | Bi  | Po  | At    | Rn |
| Fr | Ra  | Ac |             |    |    |    |    |    |    |    |    |    |      |     |     |       |    |

Figura 2.1: Tabla periódica de los elementos. (Autoría, ver últimas páginas)

Los elementos electronegativos se sitúan en la derecha de la tabla periódica. Son no metálicos en esencia y aceptan electrones en las reacciones químicas para producir *iones negativos* o **aniones**.

Los elementos son capaces de combinarse entre ellos para alcanzar un estado energético ideal en la capa de valencia, “completando” sus orbitales con electrones de los otros átomos, ó “vaciando sus orbitales” de electrones, cediéndoselos a otros átomos. De ese modo se forman los enlaces.

Además de la electronegatividad, el **tamaño de los átomos** es también importante a la hora de formar enlaces: La formación de compuestos entre átomos muy pequeños y muy grandes es diferente de la formación entre átomos de tamaños similares. Por tanto, el tamaño relativo de los átomos determinará parcialmente las propiedades del material que formen al combinarse.

## 2.4 EL ENLACE ATÓMICO

### ELECTRONES DE VALENCIA

En átomos con un gran número de electrones los electrones de los niveles internos son muy estables y no intervienen en las interacciones habituales de la materia. Sólo los electrones de la última capa (nivel) interactúan con la materia circundante. Se llaman electrones de valencia. Los electrones de valencia son los únicos que se involucran en los enlaces e interacciones con otros átomos. Determinan las siguientes propiedades de los elementos:

|          |            |          |         |
|----------|------------|----------|---------|
| Químicas | Eléctricas | Térmicas | Ópticas |
|----------|------------|----------|---------|

Además determinan las posibilidades de combinación entre los átomos para formar los compuestos → **Enlaces químicos**

En función de la estructura electrónica de la última capa se pueden generar 3 tipos de enlace:

**iónico**  
**covalente**  
**metálico**

Es decir, todos los materiales se componen de átomos que tienen uno de estos tres tipos de uniones con sus átomos vecinos.

Las distancias interatómicas de enlace y la energía es diferente en cada uno de estos tres tipos de enlace:

→ Los **Metales** son aquellos elementos que ceden electrones en las reacciones químicas para producir **iones positivos o cationes** → los metales son electropositivos y se sitúan a la izda. de la línea roja marcada en la tabla periódica de la figura 2.1 Como se podrá observar, la mayoría de los elementos existentes son metales. El carácter metálico aumenta con la disminución de la electronegatividad: hacia la izda. y hacia abajo en la tabla periódica. Los metales de la zona izquierda prácticamente sólo reaccionan con otros elementos cediéndoles electrones: **OXIDACIÓN**. Los elementos metálicos en la zona derecha de la tabla periódica (por ejemplo el Sn y el Pb), deben su carácter metálico al gran número de electrones en las capas intermedias, los cuales apantallan a las capas externas del efecto de atracción eléctrica del núcleo.

→ Los **No Metales** son un pequeño grupo del sistema periódico. No ceden electrones en las reacciones químicas, sino que tienden a coger electrones de los metales, o a compartir sus electrones con otros elementos no metálicos.

→ Los **Metales** entre sí forman enlaces metálicos, y enlaces iónicos con los **No Metales**.

→ Los **No Metales** entre sí, forman enlaces covalentes

## 2.5 TIPOS DE ENLACES

### EL ENLACE IÓNICO

Unión entre elementos de electronegatividad muy diferente, CaO, Na<sub>2</sub>O, CaF<sub>2</sub>: **Formación neta de un par iónico**

-átomo electropositivo (M) **cede electrones**

-átomo electronegativo (X) **capta electrones**

Para que el enlace iónico sea estable es necesario que todos los iones positivos (+) tengan como vecinos mas próximos a iones negativos (-).

### EL ENLACE COVALENTE

Es un enlace muy fuerte, formado por elementos de gran electronegatividad (derecha en la tabla periódica). Los átomos que forman el enlace **comparten** los electrones de la última capa sp para llenarla completamente. Este tipo de enlace está determinado por los electrones de los orbitales s y p de la capa de valencia.

Ejemplos: Si, C (tanto grafito como diamante), CH<sub>4</sub>.

Es un enlace fuerte y direccional. Ya que los electrones se comparten en órbitas y direcciones concretas, no deslocalizándose de su situación.

### EL ENLACE METÁLICO

La nube electrónica de la capa de valencia de cada átomo es compartida por todos los átomos. Ello les posibilita formar enlaces de muchos átomos. Por esta circunstancia, en los metales es fácil transmitir la electricidad por los metales: Sólo hace falta mover los electrones en esa “nube”. Es un enlace menos fuerte que el iónico o el covalente.

Los enlaces iónicos y covalentes son tremendamente fuertes. En ellos los átomos, y los electrones de enlace, ocupan posiciones concretas, con distancias interatómicas definidas.

Los enlaces metálicos son menos fuertes, los electrones están compartidos y se mueven libremente en una amplia banda energética. Los átomos se empaquetan de modo muy cercano, y pueden cambiar de posición en determinadas circunstancias.

La realidad indica que pocas veces los enlaces son al 100% de uno de estos tipos. Lo habitual es que los enlaces tengan **carácter MIXTO**:

**METÁLICO-IÓNICO**

**IÓNICO-COVALENTE**

**METÁLICO-COVALENTE**

De hecho, es posible prever y determinar el porcentaje de carácter de cada tipo que presentarán los enlaces de los distintos compuestos, si bien en el presente curso no se va a profundizar en ello.

## 2.6 LAS FUERZAS DE VAN DER WAALS

Los compuestos y materiales se forman juntando átomos mediante uno de los tres enlaces anteriores. Pero existe un tipo adicional de interacción que tienen gran importancia en el comportamiento de los materiales: Las fuerzas de Van der Waals, también denominadas **ENLACES SECUNDARIOS** en libros de ciencias de los materiales.

El término Fuerza de Van der Waals reúne a varias interacciones atractivo-repulsivas entre moléculas en las cuales se han formado dipolos debido a la distinta electronegatividad de los elementos que las conforman. Si bien la energía asociada a este tipo de interacciones es muy inferior a la energía de los enlaces primarios, llega a ser suficientemente grande como para ser responsable de que el agua sea líquida a temperatura ambiente, en vez de gaseosa como sería esperable de la pequeña masa de sus átomos, y de que los polímeros sean sólidos a temperatura ambiente.

La interacción de este tipo más importante es la conocida como “puente de hidrógeno”, responsable de que el agua sea líquida a T ambiente y sólida a una T tan alta como 273K, en vez de ser un gas.

## 2.7 ENERGÍA Y FUERZA DE ENLACE

Dos átomos se unen mediante un enlace porque el estado energético que alcanzan de este modo es inferior al estado de partida. El enlace es un estado energético.

**La unión entre dos átomos resulta de dos fuerzas contrapuestas:**

La fuerza de atracción de masas es irrelevante cuando la distancia es grande, pero cuando los átomos se acercan la fuerza de atracción aumenta de modo significativo. Por otro lado, cuando los átomos se acercan mucho, las nubes electrónicas que rodean a cada átomo se repelen. La fuerza de repulsión electrostática aumenta de modo significativo cuando la distancia es corta. Por ello, existe una distancia entre los átomos en la cual ambas fuerzas contrapuestas son de igual magnitud, y se anulan. Esa es la distancia de enlace.



.... Tipo de enlace

**La distancia interatómica** es la distancia de equilibrio entre los centros de dos átomos que están enlazados

**La energía de enlace** es la energía que se requiere para separar dos átomos de su estado de equilibrio hasta el infinito.

## 2.7 ENERGÍA Y FUERZA DE ENLACE

### LA DISTANCIA DE ENLACE

Cuando la fuerza resultante es cero tenemos un estado de equilibrio (Fig. 2.2). A la distancia en que esto ocurre,  $r_0$ , se alcanza el equilibrio. Esta es la distancia de enlace.

Fuerza y energía en lenguaje matemático están relacionadas de modo que la energía es la derivada de la fuerza respecto de la distancia. Por tanto, cuando la FUERZA es CERO, la derivada es un punto singular: corresponde a la mínima energía del sistema: es un pozo de energía potencial. El punto más estable del sistema (Fig. 2.3).

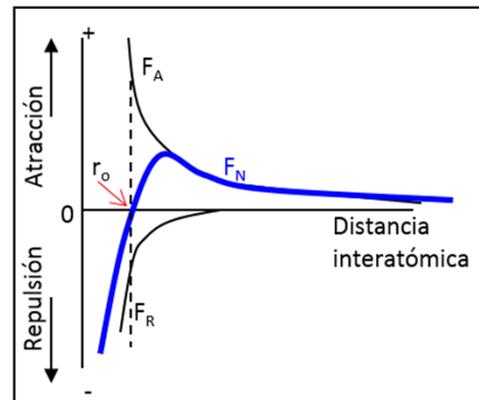


Figura 2.2: Fuerza de enlace versus distancia interatómica. (Autoría, ver últimas páginas)

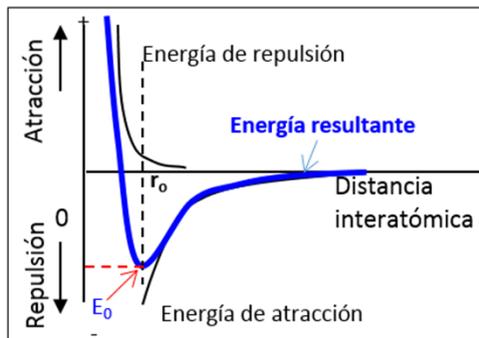


Figura 2.3: Energía de enlace versus distancia interatómica.

Cuanto más “abajo” está el mínimo en la curva **Energía versus Distancia interatómica**, generalmente más “picuda” es la gráfica. Esto corresponde a representaciones **Fuerza versus Distancia interatómica** con grandes pendientes en el punto en que la Fuerza = cero, es decir en la distancia en la que se produce el enlace. Esta “entelequia” matemática, tiene un gran significado físico:

Los enlaces muy fuertes son aquellos que presentan una energía potencial “muy baja”: *para romper el enlace habría que suministrar toda esa energía, hasta llegar al cero*. Esto corresponde con curvas F/D y E/D picudas, con grandes pendientes, y un pozo energía potencial muy bajo → Estas curvas no permiten ninguna “holgura” en la distancia interatómica, ya que la energía aumenta muy rápidamente desde su pozo de energía potencial.



### Esto corresponde a enlaces iónicos o covalentes

Los enlaces metálicos presentan curvas más suaves y de menor pozo de energía potencial. Finalmente, las fuerzas de Van der Waals presentan curvas F/D y E/D muy suaves. El pozo de energía es pequeño y ancho, y por ello la distancia interatómica puede presentar un rango amplio (Fig. 2.4).

| Tipo de enlace | Energía de enlace (kcal/mol) |
|----------------|------------------------------|
| Iónico         | 150-370                      |
| Covalente      | 125-300                      |
| Metálico       | 25-200                       |
| Van der Waa    | <10                          |

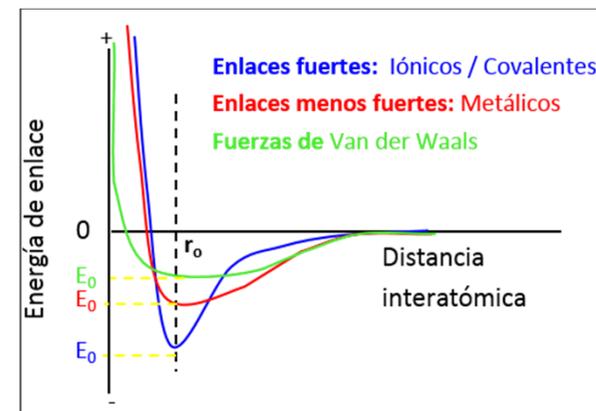


Figura 2.4: Energía de enlace versus distancia interatómica en distintos tipos de enlace. (Autoría, ver últimas páginas)

## 2.8 RELACIÓN ENTRE EL ENLACE ATÓMICO Y ALGUNAS PROPIEDADES FÍSICAS

Esta teoría sobre los enlaces entre los átomos explica muchas de las propiedades y comportamiento que observamos en los materiales, entre las cuales son destacables las siguientes: El Módulo de elasticidad, la Temperatura de fusión, la Dureza, y la Expansión térmica.

### ENLACE Y TEMPERATURA DE FUSIÓN

La Temperatura de fusión  $T_m$  es mayor cuanto mayor es la energía del enlace  $E_o$ : Necesita darse mucha energía a los materiales para que se rompan los enlaces  $\rightarrow$  Pto. de fusión alto (Fig. 2.5).

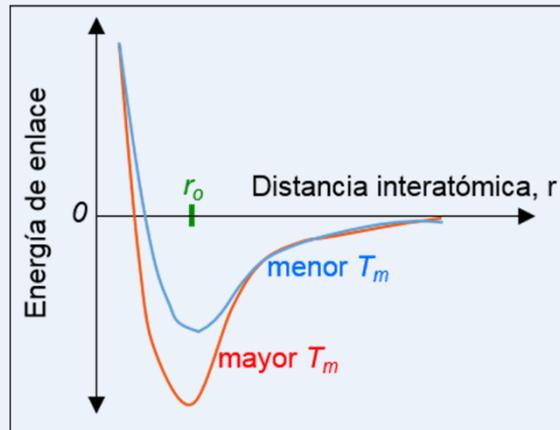


Figura 2.5: Temperatura de fusión versus distancia interatómica en distintos tipos de enlace. (Autoría, ver últimas páginas)

### ENLACE Y MÓDULO DE ELASTICIDAD

El Módulo de Elasticidad  $E$ , es una propiedad intrínseca de los materiales, que representa la rigidez/elasticidad del material.  $E$  es la pendiente de la curva Fuerza-distancia de enlace cuando la fuerza es cero (el enlace se produce cuando se equilibran las dos fuerzas y la resultante es cero.  $E$ , por tanto, se determina por la

pendiente de la tangente a la curva  $F/D$  cuando la fuerza resultante es cero (Fig. 2.6). Cuanto mayor es la pendiente, más rígido es el material, es decir, mayor fuerza habrá que hacer para separar los átomos una pequeña distancia sin llegar a romper los enlaces.

### Los materiales con enlaces fuertes

tienen pozos pronunciados de mínima energía en la curva energía/distancia, y por tanto grandes pendientes en la curva fuerza/distancia en el punto de enlace. Por ello, podemos concluir que tienen altos puntos de fusión, una gran rigidez (elevado módulo de elasticidad), una gran resistencia (la resistencia es la tensión requerida para romper los enlaces) y gran dureza (la dureza es la resistencia que opone el material a ser penetrado, por lo cual está relacionada con la rigidez y con la resistencia).

La dilatación térmica está, así mismo, relacionada con la forma de estas dos curvas. Cuanto más fuerte es el enlace, menor posibilidad de dilatación térmica. Se verá con mayor detalle cuando se estudien las propiedades térmicas.

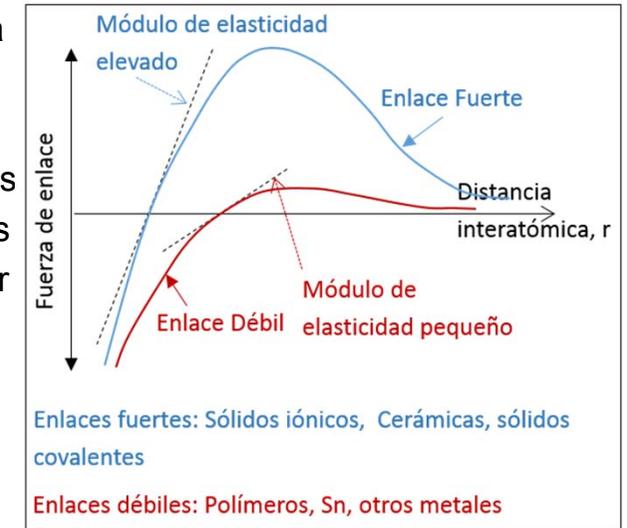


Figura 2.6: Módulo de Young en función de la fuerza del enlace atómico. (Autoría, ver últimas páginas)

## 2.9 RELACIÓN ENTRE EL TIPO DE ENLACE, LAS PROPIEDADES Y LA FAMILIA DE MATERIALES

### EL ENLACE METÁLICO: ALEACIONES METÁLICAS

Los metales se unen entre si mediante enlaces metálicos, formando metales puros y aleaciones. Estos enlaces son menos fuertes que los iónicos o covalentes, pero presentan unas características muy importantes que los hace realmente especiales:

La compartición de electrones entre los átomos que se enlazan, hacen que sea posible formar un “enlace deslocalizado” entre muchos átomos, no sólo entre dos átomos. Esto conduce a que los átomos puedan empaquetarse muy juntos, unos a otros. Las propiedades derivadas del enlace metálico son las siguientes:

- **Son buenos conductores eléctricos y térmicos** debido a la compartición de los electrones en la “nube electrónica”
  - **Cuando se calientan** los metales la conductividad térmica y eléctrica disminuye: el aumento de tamaño de los átomos y las oscilaciones térmicas dificultan el tránsito de los electrones
- Los metales son **opacos** y reflejan la luz debido a la gran densidad de su empaquetadura.
- El carácter metálico aumenta hacia abajo y disminuye hacia la derecha en la tabla periódica: “El más metálico es el Fr”.
- Respecto a su comportamiento mecánico:
  - Resistencia mecánica media
  - Dureza media, inferior a la de las cerámicas
  - Ductilidad (no son frágiles, como las cerámicas, y ello es debido a varios aspectos, que se verán a lo largo del curso)
  - Baja rigidez en comparación con las cerámicas

### EL ENLACE IÓNICO: CERÁMICAS ÓXIDAS

Los enlaces iónicos son muy fuertes, con curvas energía/distancia muy pronunciadas. Ello significa que cada átomo ocupa un sitio concreto y no caben modificaciones de posiciones. Por esta razón presentan gran:

|  |   |  |
|--|---|--|
| <p><b>dureza</b></p> <p><b>fragilidad</b></p> <p><b>aislamiento térmico y eléctrico</b></p> <p><b>alta temperatura de fusión</b></p> | } | <p>Son características típicas de los materiales cerámicos óxidos.</p> |
|--|---|--|

## 2.9 RELACIÓN ENTRE EL TIPO DE ENLACE, LAS PROPIEDADES Y LA FAMILIA DE MATERIALES

### EL ENLACE COVALENTE: CERÁMICAS NO ÓXIDAS

El enlace covalente es fuerte y direccional. Tiene muchas propiedades similares a los sólidos iónicos: Dureza, Resistencia, Fragilidad. Los enlaces covalente son extremadamente fuertes, rígidos, direccionales, tales como en el **diamante, el carburo de silicio o la sílice**.

**PERO..... tienen propiedades eléctricas y térmicas distintas:**  
Aislantes eléctricos a baja temperatura.

Muchos son excelentes conductores térmicos (Diamante, AlN) siempre y cuando sean cristalinos.

A alta T la mayoría son aislantes eléctricos, pero algunos sólidos covalentes se vuelven conductores elevadas T o bajo elevados campos eléctricos. Son **los materiales semiconductores, compuestos covalentes del GRUPO IV del sistema periódico: Silicio, Germanio,..**

### LAS FUERZAS DE VAN DER WAALS O ENLACES SECUNDARIOS

Tienen una energía de enlace entre los átomos muy inferior a la que opera en los enlaces primarios. Sin embargo, son las fuerzas que mantienen juntas y cercanas entre sí muchos compuestos moleculares → específicamente los **POLÍMEROS**.

Esta familia de materiales consiste en grandes moléculas cuyos átomos están unidos por enlaces covalentes. Sin embargo, las moléculas entre sí se unen por fuerzas de Van der Waals.

Por esta razón, los polímeros presentan bajo punto de fusión, baja resistencia mecánica y baja rigidez. Todas estas características son consecuencia de la baja energía necesaria para separar las moléculas.

## REFERENCIAS Y AUTORÍA DE IMÁGENES

*Figura 2.1: Tabla periódica de los elementos.*

Imagen de Ane Miren García Romero

*Figura 2.2: Fuerza de enlace versus distancia interatómica*

Imagen de Ane Miren García Romero

*Figura 2.3: Energía de enlace versus distancia interatómica*

Imagen de Ane Miren García Romero

*Figura 2.4: Energía de enlace versus distancia interatómica en distintos tipos de enlace.*

Imagen de Ane Miren García Romero

*Figura 2.5: Temperatura de fusión versus distancia interatómica en distintos tipos de enlace.*

Imagen de Ane Miren García Romero

*Figura 2.6: Módulo de Young en función de la fuerza del enlace atómico.*

Imagen de Ane Miren García Romero

# ESCUELA DE INGENIERÍA DE BILBAO

## BILBOKO INGENIERITZA ESKOLA



Esta obra está bajo una licencia Reconocimiento-No comercial-Compartir bajo la misma licencia 4.0 Internacional de Creative Commons. Para ver una copia de esta licencia, visite: [https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/deed.es\\_ES](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/deed.es_ES).

Imagen de la Portada y contraportada: Detalle de una fachada de composite de fibra de vidrio con resina polimérica degradada por exposición a la intemperie cercano al mar (Hondarribia, España, 2014). Propiedad de Ane Miren García Romero.