التأصر في المواد الصلبة

في الحالة الغازية ذرات المادة او جزيئاتها تتحرك بحرية في الفضاء تبعا لدرجة الحرارة.

اما المادة الصلبة فان ذراتها او جزيئاتها تكون محصورة حركتها ضمن موقع معين. في الحالة الغازيه الذرات والجزيئات تكون حرة بينما في المادة الصلبة تكون مترابطة فيما بينها لتاخذ شكل محدد.

التأصر BONDING

- التأصر: حالة ارتباط ذرتين او اكثر باصرة معينة
- طاقة التأصر: هي الطاقة الخارجية اللازمة لكسر الاصرة بين الذرتين لأعادتهما الى الحالة الحرة.
- التأصر يحدث بين ذرتين متشابهتين او غير متشابهتين.
- يحدث التاصر عنما تكون الطاقة الكهروستاتيكية لذرتين متاصرتين اقل من مجموع طاقتي الذرتين وهي حره.

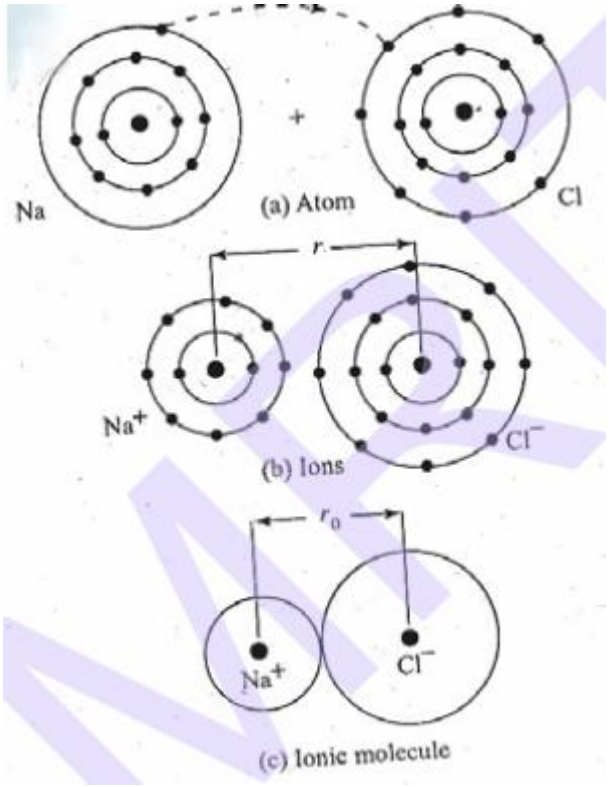
الأواصر الرئيسية ***Primary bonds***

- وهي الأواصر التي تربط الذرات فيما بينها
- ويحصل التاصر الرئيسي فقط من خلال الكترونات التأصر. الكترونات الغلاف الخارجي وتقسم الى:
- ١- التأصر الأيوني. Ionic bonding
- ٢- التأصر التساهمي. Covalent bonding
- ٣- التأصر المعدني. Metallic bonding

التاصر الأيوني *Ionic Bonding*

- يتم عند انتقال الكترون او اكثر من عنصر موجب الكهربائية electropositive element الى عنصر سالب الكهربائية electronegative element. العنصرين من نوعين مختلفين.
- مثال جزيئة كلوريد الصوديوم NaCl
- ذرة الصوديوم تضم الكترونا واحدا في مدارها الخارجي.
- ذرة الكلور لديها سبع الكترونات في مدارها الخارجي.
- عند التفاعل ينقل الالكترون من ذرة الصوديوم الى ذرة الكلور لتشكل مدارا مشبعا في ايون الصوديوم الموجب وايون الكلور السالب لتشكل مدارات خارجية مشبعة.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^- \longrightarrow 2NaCl$$



- قوة تجاذب كهروستاتيكية قوية تنشأ بين الأيون Na^{+} cation والأيون Cl^{-} anion لتكون جزيئة NaCl المستقرة.
- امثلة على التاصر الأيوني

$$2Mg+O_2 \longrightarrow 2Mg^{++}+2O^{--} \longrightarrow 2MgO$$

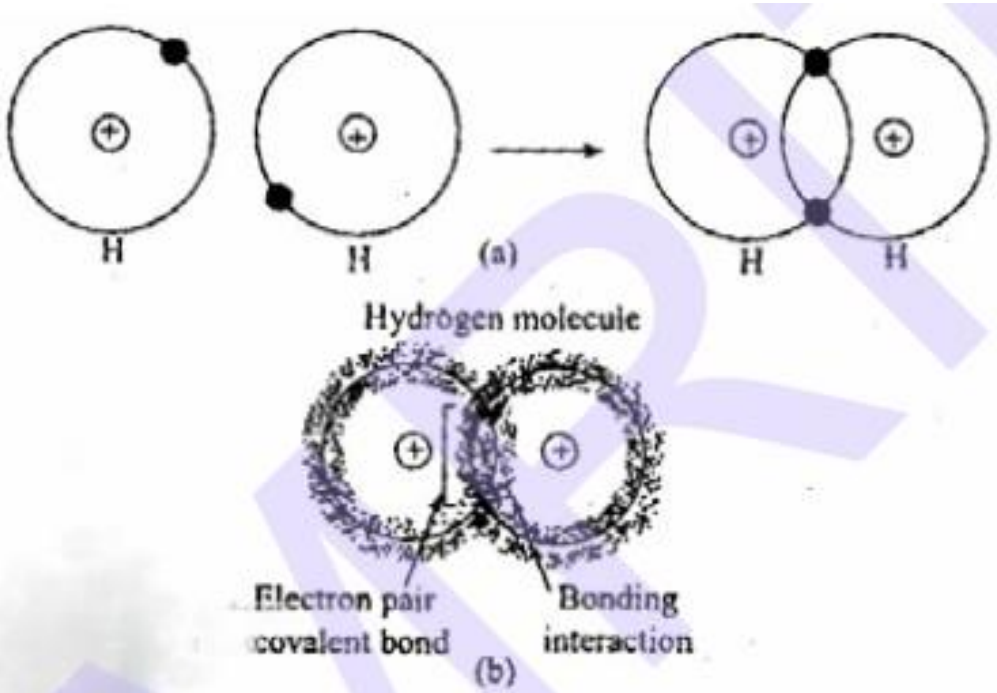
$$Mg+Cl_2 \longrightarrow Mg^{++}+2Cl^{-} \longrightarrow MgCl_2$$

الخواص Properties

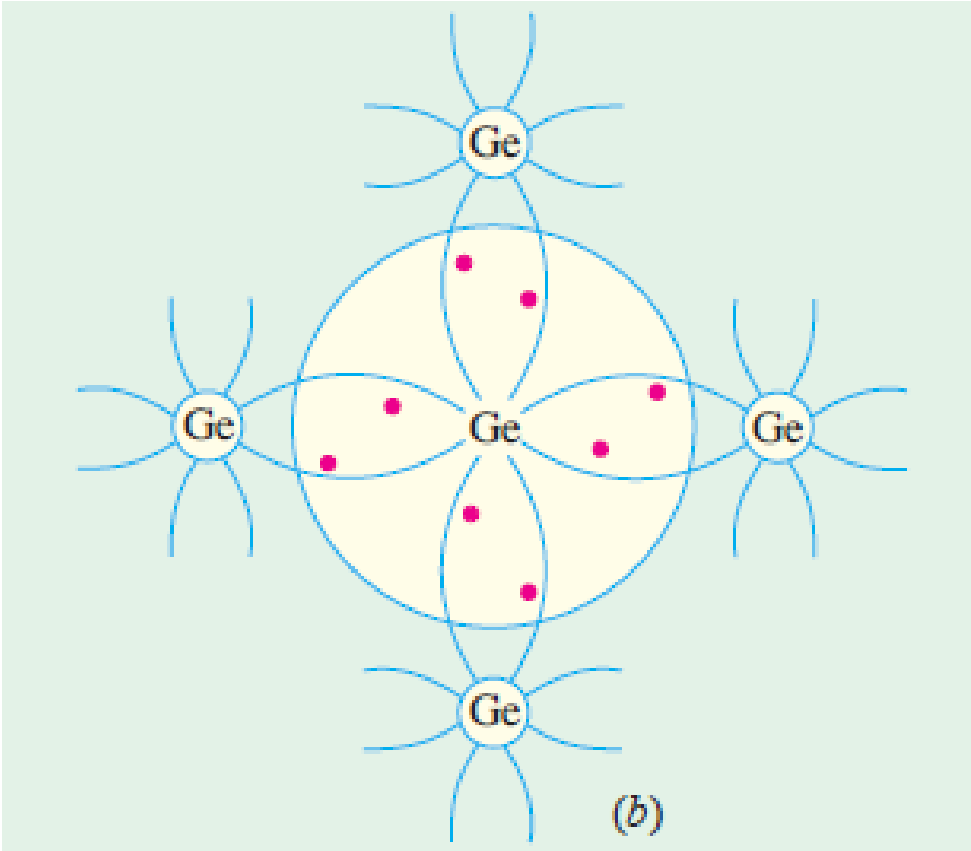
- حيث ان الأصرة قوية فان هذه المواد صلدة ودرجة انصهارها وغليانها عالية.
- لها توصيل ايوني جيد لمحاليلها لكنها رديئة التوصيل للحرارة والكهربائية.
- شفافة لمدى واسع من الطيف الكهرومغناطيسي.
- مواد هشة وغير قابلة للطرق والسحب.
- تذوب بالمذيبات القطبية مثل الماء لكنها لاتذوب بالمذيبات الغير قطبية مثل الأيثر.

التأصر التساهمي Covalent Bonding

- وهو مشاركة الألكترونات بين ذرتين متجاورتين لتكوين الجزيئة.
- مثال جزيئة الهيدروجين حيث تتشارك ذرتي هيدروجين بالألكتروني التكافؤ ليتشبع المدار الخارجي.
- الكاربون (الماس) والسيليكون والجرمانيوم حيث ذرة العناصر تساهم بالكترونات التكافؤ الأربعة مع اربعة ذرات مجاورة ليتشبع المدار الخارجي بثمان الكترونات.



Covalent bonding in the hydrogen molecule.

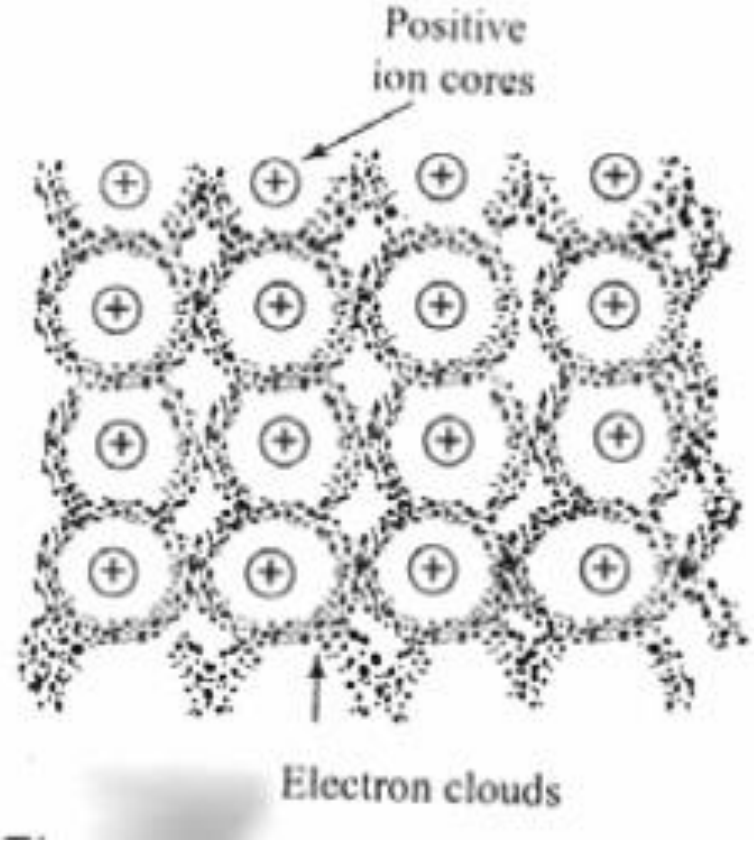

Ge
Ge
Ge
Ge
(b)

الخواص Properties

- البلورات التساهمية صلدة جدا (خير مثال بلورة الماس) كما ان لها درجة انصهار وغليان عاليتين لكنهما ليس بقدر المواد الأيونية.
- توصيليتها تقع بين العوازل و أشباه الموصلات.
- تكون شفافة للاطوال الموجية التحت الحمراء لكنها تمنع نفاذ الأطول الموجية القصيرة.
- صلدة لكنها هشة.
- لاتذوب بالمذيبات القطبية لكنها تذوب بالمذيبات الغير قطبية.
- يكون التاصر بزوايا محددة.

التأصر المعدني Metallic Bonding

- الكترونات التكافؤ للذرات المكونة للبلورة تكون حرة الحركة خلال البلورة.
- البلورة عبارة عن مصفوفة من الأيونات المعدنية الموجبة مضمنه ضمن غيمة من الألكترونات الحرة.
- القوى الكهروستاتكية التي تنشأ مابين الأيونات الموجبة والألكترونات السالبة هي المسؤولة عن التأصر المعدني.


Positive
ion cores
Electron clouds

الخواص Properties

- الأواصر المعدنية تكون اضعف مقارنة بالأواصر الأيونية والتساهمية، كما ان درجة انصهارها وغليانها تكون اقل.
- لسهولة حركة الألكترونات فانها قادرة على نقل الطاقة بكفاءة. مواد جيدة التوصيل للكهربائية والحرارة.
- مواد عاكسة جيدة وغير نفاذة للاشعاع الكهرومغناطيسي.
- قابلة للطرق والسحب.

الأواصر الثانوية Secondary Bonding

- هنالك نوعين من التاصر الثانوي:
- ١- اصرة فاندرفال
- ٢- الأصرة الهيدروجينية.

اواصر فاندرفال Vander Wall’s Bonding

- قوى فاندرفال: وهي قوى كهربائية ضعيفة نسبيًا تجذب الجزيئات أو الذرّات المُحايدة “المتعادلة” وتربطها ببعض في الغازات سواء كانت هذه الغازات في حالةٍ سائلة أو صلبة، كما تربطها في جميع المواد العضوية سواء كانت تلك المواد صلبة أو سائلة. وقد سُميت هذه القوى باسم “فان ديرفال” نسبةً إلى العالم الهولندي “جوناس ديدريك فان دير فال، وتكون المواد الصلبة التي تترابط عن طريق قوى فان درفال ذات نقطة أو درجة ذوبان أخفض من غيرها وتكون المادة نفسها أخف وأنعم، أكثر من تلك المواد التي تترابط عبر قوى ايونية وروابط معدنية أكبر.

- قد تنشأ قوى فان درفال من ثلاثة مصادر أساسية أو ثلاثة شروط أساسية؛ قد تكون جزيئات بعض المواد، وبالرغم من كونها محايدة ومتعادلة كهربائيًا، ذا أقطاب مزدوجة دائمة. وقد يكون جانب واحد من الجزيء إيجابي إلى حدٍ ما والجانب المقابل له يكون سلبيًا؛ وذلك بسبب تشوه أو سوء توزيع الشحنة الكهربائية في بنية بعض الجزيئات. وينتج عن هذا الأمر قوة جذب نظامية وذلك بسبب ميل تلك الثنائيات والأجزاء إلى التوافق مع بعضها البعض، وهذا هو المصدر الأول لقوى فان درفال.
- وأنّ وجود الجزيئات ذات الأقطاب الثنائية الدائمة، بشكلٍ مؤقت، يُشوه أو يُحدث خللًا في شحنة الإلكترون الخاصة بالجزيئات المُجاورة سواء كانت تلك الجزيئات قطبية أو غير قطبية، الامر الذي ينتج عنه استقطاب إضافي ممّا يؤدي إلى إنتاج قوة إضافية بسبب التفاعل الذي يحصل ما بين ثنائي القطب الدائم وثنائي القطب المُستحث، وهذا هو المصدر الثاني لقوى فان درفال.
بعض المواد لا تحتوي على أقطاب ثنائية دائمة، مثل غاز الأرجون النبيل أو البنزين السائل العضوي، وفي هذه الحالة فإنّ التفاعل وقوة التجاذب تحدث ما بين الجزيئات ذاتها. وهذا الأمر يتمثّل في التكاثف إلى الحالة السائلة عند درجات الحرارة المنخفضة الكافية؛ وهذا هو السبب الثالث والأخير المُسبب لقوى فان درفال.

الخواص Properties

- التاصر ضعيفا لذا فان لها درجة انصهار قليلة.
- من العوازل ونفاذة للضوء المرئي والفوق البنفسجية.
- هشه.
- ليست لها اتجاهية.

الأواصر الهيدروجينية Hydrogen Bonds

- تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات ثنائية القطب بشكل خاص عندما ترتبط ذرة الهيدروجين تساهمياً مع عنصر صغير جداً ذي سالبية كهربية عالية مثل :الفلور، الأوكسجين، النيتروجين . ففي هذه الحالات التي تنتج جزيئات عالية القطبية للغاية ، حيث تحمل ذرة الهيدروجين الصغيرة كمية لا بأس بها من الشحنة الموجبة. وبما أن النهاية الموجبة لثنائي القطب بإمكانها الاقتراب عن كثب من النهاية السالبة لثنائي قطب مجاورة ، فقوة التجاذب بين النهايتين كبيرة إلى حد ما. ويدعى هذا النوع الخاص من التجاذب ثنائي القطب بالرابطة الهيدروجينية.
- ولا يحدث الترابط الهيدروجيني إلا في وجود ذرات الهيدروجين فقط وذلك لأن للذرات الأخرى أغلفة اليكترونية تحجب أنويتها عن ذلك الترابط . لهذا نجد أن الرباط الهيدروجيني لا يحدث إلا مع المركبات التي تحتوي على الهيدروجين دون غيرها .

الخواص Properties

- التاصر ضعيفا لذا فان لها درجة انصهار قليلة.
- من العوازل ونفاذة للضوء المرئي والفوق البنفسجية.
- هشه.
- اواصر الهيدروجين اتجاهية.

القوى بين الذرات **Forces between atoms**

- القوى بين ذرات المواد الصلبة هي:
- قوى تجاذب Attractive forces
- قوى تنافر Repulsive Forces
- هذه القوى تلعب دورا مهما في الحفاظ على ذرات المواد الصلبة معا.
- عندما تكون الذرات بعيدة عن بعض لايوجد تفاعل وعندما تقترب من بعضها ينشا تفاعل تجاذب او تنافر.
- هنالك قوة تجاذب بين الذرات تقربها من بعض الى مسافة ان تتحول الى قوة تنافر تنيجة التداخل بين الكترونات المدارات الخارجية للذرات.

- نفترض الذرتين A و B تبديات قوى تجاذب وتنافر على بعضهما البعض. فان قوة الربط بينهما F(r)
- $F(r)=A / r^M – B / r^N \quad (N > M)$----------(1)
- حيث r هي المسافة بين الذرات و كل من A,B,M,N ثوابت
- في المعادلة اعلاه الحد الأول يمثل التجاذب والحد الثاني يمثل التنافر
- عند المسافة الكبيرة بين الذرتين فان قوة التجاذب هي السائدة الى تقترب الى ان تصل مسافة الأتزان اذا اقتربت الذرات اكثر فان قوى التنافر هي التي ستسود الى ان ترجع الذرتين الى مسافة الأتزان.

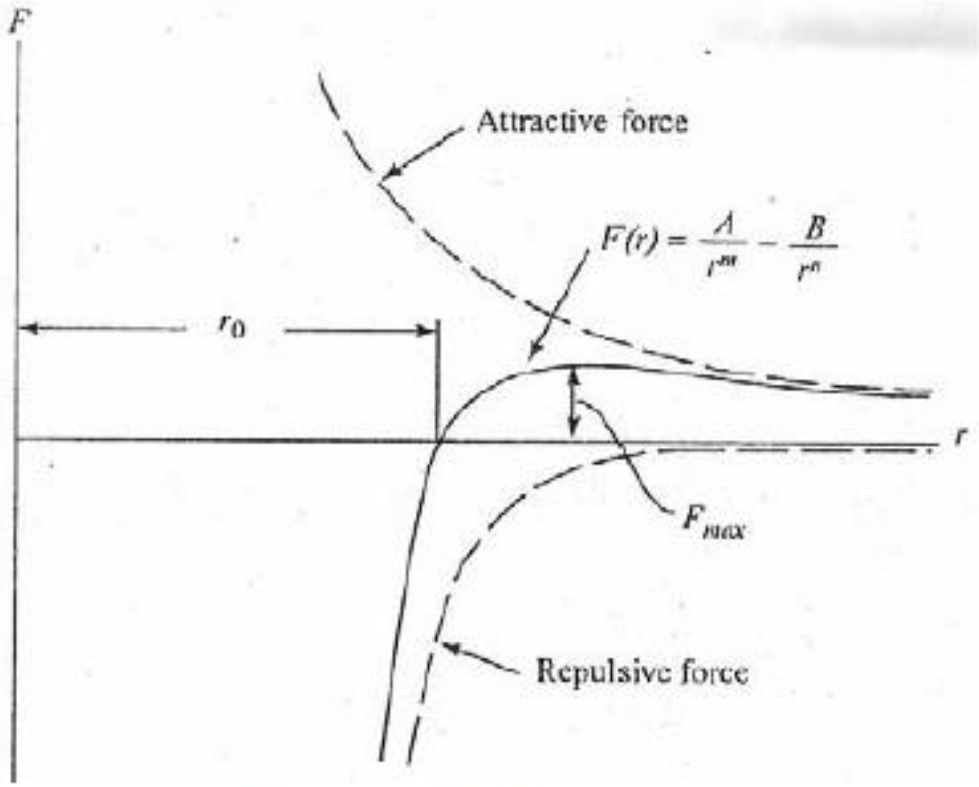


Fig. Variaration of interatomic force with interatomic spacing

- عند الأتزان $r=r_o$ و $F(r)=0$

- $A / r_o^M = B / r_o^M$
- $(r_o)^{M-N}=B/A$
- $r_o=(B/A)^{1/M-N}$

- طاقة التاصر هي الطاقة عند مسافة الأتزان r_o

$$U(r) = \int F(r)dr$$

$$= \int [\ A/r^M - B/r^N\ ]\ dr$$

$$= [\ (A/1-M)x\ r^{1-M} - (B/1-N\ )x\ r^{1-N}\ ] + c$$

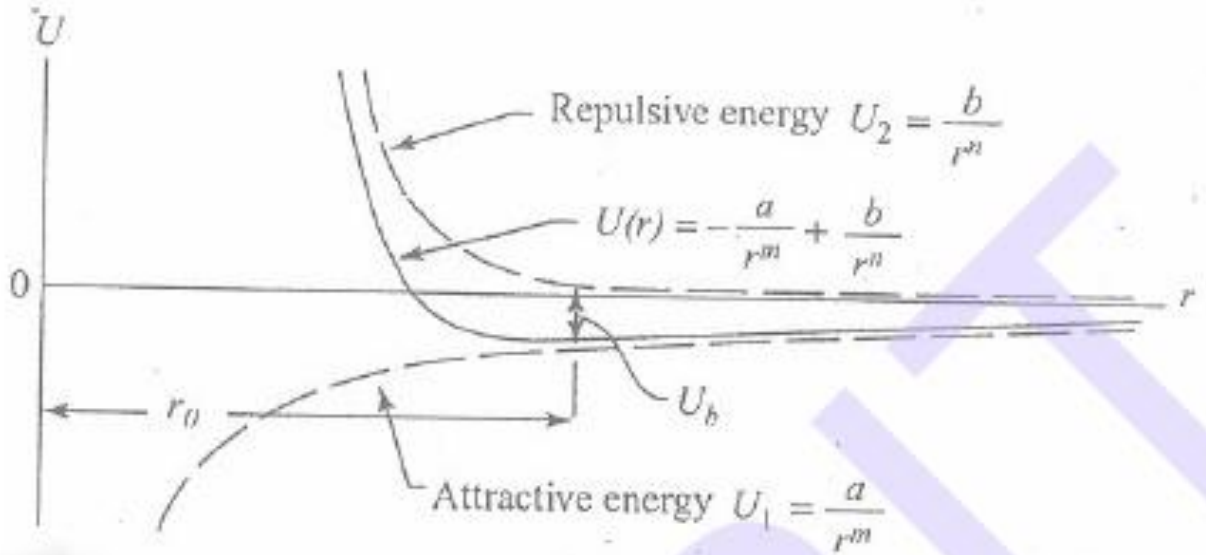
$$= [-(A/M-1)\ r^{-(M-1)} + (B/N-1)\ r^{-(N-1)} + c$$

$= -a / r^m + b / r^n + c$ where $a = A/M-1$, $b = B/N-1$, $m = M-1$, $n = N-1$

At $r = \alpha$, $U(r) = 0$, then $c = 0$

Therefore $U(r) = -a / r^m + b / r^n$

الشرط الذي عنده الذرات تشكل بلورة مستقرة هي عند الطاقة في قيمتها الصغرى
النظام في حالة اتزان عندما $U(r)=\min r=r_o$



Variation of potential energy U with interatomic spacing r.

$$[\, dU / dr \,]_{r = ro} = 0$$

$$= d / dr \,[-a / r_o^{\,m} + b / r_o^{\,n}] = 0$$

or $\quad 0 = [a\, m\, ro^{-m-1}] - [b\, n\, ro^{-n-1}]$

or $\quad 0 = [a\, m / r_o^{\,m+1}] - [\, b\, n / r_o^{\,n+1}]$ $\qquad$ ------→ (2)

Solving for r_o

$$r_o = [(\, b / a\,)\,(\, n / m\,)]^{1/n-m}$$

or $\quad r_o^{\,n} = r_o^{\,m} [(\, b / a\,)\,(n / m)]$

وبنفس الوقت n>m ولأثبات ذلك

$$[\, d^2U / dr^2 \,]_{r=r_o} = -[a\, m(m+1) / r_o^{m+2}] + [\, b\, n(n+1) / r_o^{n+2}] > 0$$

$$[r_o^{m+2}\ b\ n(n+1)] - [r_o^{n+2} a\ m(m+1)\ ] > 0$$

$$r_o^{m}\ b\ n\ (n+1)\ > r_o^{n}\ a\ m\ (m+1)$$

$$b\ n\ (n+1)\ > a\ m\ (m+1)\ r_o^{n-m}$$

$$b\ n\ (n+1)\ > a\ m\ (m+1)\ (b / a)\ (n / m)$$

i.e n>m

Substituting ‘r_o^n’ in expression for U_{min},

We get

$$U_{(min)} = - a / r_o^m + b / r_o^n$$

$$= - a / r_o^m + b (a / b) (m/ n)1 / r_o^m$$

$$= - a / r_o^m + (m/ n) (a / r_o^m)$$

$$= - a / r_o^m [1-m / n]$$

$$U_{min} = - a / r_o^m [1-m / n]$$

حساب طاقة التاصر لبلورة كلوريد الصوديوم

Let Na and Cl atoms be free at infinite distance of seoarartion. The energy required to remove the outer electron from Na atom (ionization energy of Na atom), leaving it a Na+ ion is 5.1eV.

i.e. $Na + 5.1eV \rightarrow Na^+ + e^-$

The electron affinity of Cl is 3.6eV. Thus when the removed electron from Na atom is added to Cl atom, 3.6eV of energy is released and the Cl atom becomes negatively charged.

Hence $Cl + e^- \rightarrow Cl^- + 3.6eV$

Net energy = 5.1 – 3.6 = 1.5 eV is spent in creating Na^+ and Cl^- ions at infinity.

Thus $Na + Cl + 1.5\ eV \rightarrow Na^+ + Cl^-$

At equilibrium spacing r0= 0.24nm, the potential energy will be min. and the energy released in the formation of NaCl molecule is called bond energy of the molecule and is obtained as follows:

$$V = e^2 / 4\Pi\varepsilon_0 r_0$$

$$= - [(1.602\times10^{-19})^2 / 4\Pi(8.85\times10^{-12})(2.4\times10^{-10})] \text{ joules}$$

$= - [(1.602 \times 10^{-19})^2 / 4\Pi(8.85 \times 10^{-22} \times 2.4)(1.602 \times 10^{-19})]$ eV

$= -6$ eV

Thus the energy released in the formation of NaCl molecule is (5.1 - 3.6 – 6) = - 4.5 eV

To dissociate NaCl molecule into Na^+ and Cl^- ions, it requires energy of 4.5 eV.