

1 مقدمة

درسنا في الفصل الأول كيفية تصنيف المواد الصلبة على أساس تناظر البلورات. عند دراسة الخواص الفيزيائية للبلورات وجد أن هذه الخواص لا تتعلق بالتصنيف البلوري، والتصنيف الممكن إستحداثه يعتمد على تركيب وتوزيع إلكترونات التكافؤ الذرية بسبب دورها الأساسي عند دخول الذرة في التفاعلات مكونة الجسم الصلب بخلاف الإلكترونات القلبية الجد مرتبطة بأنوية الذرات بحيث يكون تأثيرها مهمل عند دخول الذرة الحرة في تفاعلات لتكوين البلورة، إذن تصنف المواد الصلبة على أساس الروابط البلورية.

2 طاقة الربط

يمكن للذرات في شروط محددة أن تشكل مع بعضها البعض جزيئات وبلورات مستقرة. تبين هذه الشروط ضرورة وجود قوى تجاذب تكافؤ على مسافة من رتبة الأنغستروم قوى تدافع، إذن طبيعة هذه القوى ذات أساس كهربائي.

من قوانين الترموديناميك تكون مجموعة من الذرات مستقرة عندما تؤول طاقتها الحرة F إلى أقل قيمة ممكنة لها:

$$F = U - TS \quad (1.3)$$

U : الطاقة الداخلية الكلية (الطاقة الكامنة والحركية).

T : درجة الحرارة.

S : الأنتروبي.

وعند درجات حرارة منخفضة فإن TS مهمل.

لكي يتكون الجسم الصلب من ذرات حرة يجب أن يكون مجموع الطاقة الداخلية للجسم الصلب أقل من مجموع طاقة الذرات المنفصلة وتساوي طاقة الربط الفرق بين هاتين الطاقتين. فعندما يعطى الجسم الصلب طاقة بقدر طاقة تكوينه فإنه يتحول إلى ذرات منفصلة غير متفاعلة. معنى هذا أن الطاقة الكامنة للجسم الصلب عند درجات الحرارة المنخفضة جدا (أي بإهمال الطاقات الحركية لذراته) تساوي طاقة الربط.

يمكن تصنيف المواد البلورية تبعا لطبيعة الروابط الذرية إلى الأنواع الآتية:

أ) البلورات الجزيئية.

ب) البلورات الأيونية.

ج) البلورات التساهمية.

د) البلورات المعدنية.

هـ) البلورات ذات الرابطة الهيدروجينية.

3 أنواع الروابط البلورية

1.3 البلورات الجزيئية

ومن أمثلتها الشمع وبعض المركبات العضوية وجزيئات الغازات الخاملة، وتتميز بترابط ضعيف من نوع القوى الكهروستاتيكية قصيرة المدى التي افترضها "فان-در-والز" لتفسير بعض قوانين الغازات ولهذا فإن درجة إنصهار مثل هذه المواد تكون منخفضة، كما أنها رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء.

1.1.3 طاقة ربط بلورات الغازات الخاملة

سندرس فيما يلي بلورات الغازات الخاملة، فعند درجات الحرارة المنخفضة تتجمد بلورات الغازات الخاملة مكونة بلورات من نوع CFC.

فسرت طبيعة القوى بين ذرات الغازات الخاملة على أساس التفاعل بين ثنائيات القطب الكهربائية وهذه القوى تسمى بقوى "فان-در-والز". ندرس تفاعل ذرتين متعادلتين ومتماثلتين تبعدان عن بعضهما بالمسافة r أكبر بكثير من نصف قطر الذرة. كل ذرة متكونة من نواة محاطة بغيمة إلكترونية بحيث أن مركز الشحنة السالبة (الإلكترونات) منطبق على مركز الشحنة الموجبة (النواة) ولكن هذا الانطباق يتم في الحالة المتوسطة فبسبب حركة الإلكترونات في السحبة الإلكترونية فإن مركز الشحنة السالبة لا ينطبق على مركز الشحنة الموجبة حيث يتولد بشكل آني عزم ثنائي قطب كهربائي في الذرة.

إن طاقة التفاعل بين ثنائيات القطب الكهربائية للذرتين (1) و(2) تعطى بالعلاقة:

$$U_{1,2} = U_{att} = -\frac{c}{r^6} \quad (2.3)$$

c : ثابتة، r : البعد بين الذرتين.

الإشارة (-) دليل على أن قوة هذا التفاعل تجاذبية.

لكن عند تقارب الذرتين من بعضهما البعض فإن الطبقات الإلكترونية للذرات تتداخل وتتولد قوة نافرة يمكن تمثيلها على النحو التالي:

$$U_{rep} = \lambda e^{-\frac{r}{\rho}} \quad (4.3)$$

أو

$$U_{rep} = \frac{\beta}{r^{12}} \quad (5.3)$$

حيث: β, ρ, λ ثوابت تحسب عمليا.

ونكتب الطاقة الكامنة لترابط زوج من الذرات i و j كما يلي:

$$U_{ij} = U_{att} + U_{rep} = \frac{-c}{r_{ij}^6} + \frac{\beta}{r_{ij}^{12}} \quad (6.3)$$

تكتب الثوابت C و β بالصورة:

$$\begin{cases} c = 4\varepsilon\sigma^6 \\ \beta = 4\varepsilon\sigma^{12} \end{cases} \quad (7.3)$$

حيث: σ و ε تقاس تجريبيا.

ومنه:

$$U_{ij}(r) = 4\varepsilon \left[\left(\frac{\sigma}{r_{ij}} \right)^{12} - \left(\frac{\sigma}{r_{ij}} \right)^6 \right] \quad (8.3)$$

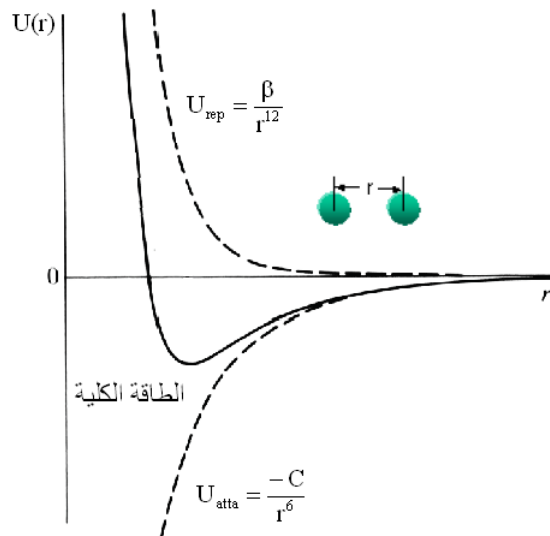
تسمى هذه المعادلة بكمون ليونار-جونس (الشكل 1.3).

طاقة ربط البلورة تساوي الطاقة الكامنة للذرات في البلورة بإهمال الطاقة الحركية عند درجات الحرارة

المنخفضة وطريقة حسابها كما يلي:

أولا نحسب طاقة ربط ذرة i بمجموع ذرات البلورة:

$$U_i = \sum_{i \neq j} U_{ij} \quad (9.3)$$



الشكل 1.3: منحنى تغيرات طاقة الربط الكلية بدلالة البعد r بين الذرتين في بلورات الغازات الخاملة.

وبضرب هذا المجموع في عدد ذرات البلورة N نحصل على ضعف طاقة ربط البلورة إذن:

$$U_{tot} = \frac{N}{2} \sum_{i \neq j} U_{ij} \quad (10.3)$$

يمكن كتابة العلاقة (8.3) على الشكل:

$$U_{ij}(r) = 4\varepsilon \left[\left(\frac{R}{r_{ij}} \right)^{12} \left(\frac{\sigma}{R} \right)^{12} - \left(\frac{R}{r_{ij}} \right)^6 \left(\frac{\sigma}{R} \right)^6 \right] \quad (11.3)$$

حيث: R فاصلة الجوار الأقرب.

بالتعويض العلاقة (11.3) في العلاقة (10.3) نجد:

$$U_{tot} = 2N\varepsilon \left[\left(\frac{\sigma}{R} \right)^{12} A_{12} - \left(\frac{\sigma}{R} \right)^6 A_6 \right] \quad (12.3)$$

وذلك بوضع:

$$\begin{cases} r_{ij} = RP_{ij} \\ A_{12} = \sum_{i \neq j} P_{ij}^{-12} \\ A_6 = \sum_{i \neq j} P_{ij}^{-6} \end{cases} \quad (13.3)$$

وإذا وضعنا:

$$A_n = \sum_{i \neq j} P_{ij}^{-n} \quad (14.3)$$

فإن A_n تعتمد على التركيب البلوري، وكلما كانت n كبيرة كلما إقتربت A_n من قيمة عدد الجوار الأقرب

للتكوين البلوري كما هو موضح في الجدول (1.3). معنى هذا أنه كلما أخذنا n كبيرة (المأخوذة من طاقة

التنافر العلاقة (5.3) كلما كان فعل التنافر يخص فقط الجوار الأقرب.

جدول 1.3: قيم A_n من أجل بنيات مختلفة (6, 12, 16). $(n=6, 12, 16)$.

البنية	A_6	A_{12}	A_{16}
CS	8.40	6.20	6.05
CC	12.25	9.11	8.61
CFC	14.45	12.13	12.03

بما أن أغلب الغازات الخاملة تتبلور في التركيب CFC فإنه بالإمكان حساب فاصلة الجوار الأقرب R_0 عند التوازن لأن:

$$\left(\frac{dU_{tot}}{dR}\right)_{R=R_0} = 0 \quad (15.3)$$

نجد:

$$\frac{R_0}{\sigma} = \left(\frac{2A_{12}}{A_6}\right)^{\frac{1}{6}} = 1.09 \quad (16.3)$$

وهي قيمة نظرية ولكن عمليا نجد أن النسبة $\frac{R_0}{\sigma}$ تنقص كلما زاد العدد الكتلي للعنصر (الجدول 2.3). هذا الاختلاف ناتج عن تأثير الطاقة الحركية للذرات عند درجات الحرارة الواطئة والتي أهملناها في الحسابات ويكون لها تأثير أكبر كلما قلت كتلة الذرة في البلورة.

الجدول 3.2: قيم $\frac{R_0}{\sigma}$ بالنسبة لبعض الغازات الخاملة.

العنصر	Ne	Ar	Kr	Xe
$\frac{R_0}{\sigma}$	1.14	1.11	1.10	1.09

وطاقة الربط عند التوازن تعطى بالعلاقة:

$$U_{tot}(R_0) = 2N\varepsilon \left[A_{12} \left(\frac{\sigma}{R_0} \right)^{12} - A_6 \left(\frac{\sigma}{R_0} \right)^6 \right] \quad (17.3)$$

باستعمال قيمة $\frac{R_0}{\sigma}$ المعطاة في العلاقة (16.3) وقيم A_6 و A_{12} (الجدول 1.3) نجد:

$$U_{tot}(R_0) = -8,6N\varepsilon \quad (18.3)$$

الجدول (3.3) يعطي قيم طاقة ربط ذرة واحدة $\frac{U_{tot}(R_0)}{N}$ النظرية والتجريبية لبلورات الغازات الخاملة. نلاحظ من خلال هذه القيم أنه كلما كانت الذرة ثقيلة كلما كان تأثير الطاقة الحركية أقل ويكون عندئذ توافق بين القيم النظرية والتجريبية.

2.1.3 معامل المرونة الحجمية

إن معرفة طاقة الربط (طاقة البلورة الكلية بإهمال الطاقة الحركية للذرات) يسمح بحساب معامل المرونة نظريا الذي يمكن حسابه عمليا ومن ثم يتم تقييم النموذج النظري المعتمد.

الجدول 3.3: قيم طاقة ربط ذرة واحدة (النظرية والتجريبية) لبلورات الغازات الخاملة

العنصر	$\varepsilon(eV)$	$U_{tot}(eV)$ النظرية	$U_{tot}(eV)$ التجريبية
Ne	0.003	0.026	0.020
Ar	0.010	0.086	0.080
Kr	0.014	0.210	0.116
Xe	0.020	0.172	0.170

يعرف معامل المرونة بالعلاقة:

$$B = -V \left(\frac{dP}{dV} \right)_T \quad (19.3)$$

حيث: V هو الحجم، و P : الضغط.

ومن قوانين الديناميكا الحرارية عند ثبوت درجة الحرارة:

$$dU = TdS - PdV \quad (20.3)$$

وعند $T = 0K^\circ$ فإن S ثابتة وتصبح العلاقة (20.3):

$$dU = -PdV \Rightarrow P = \frac{-dU}{dV} \quad (21.3)$$

ومنه:

$$\left(\frac{dP}{dV} \right)_T = - \left(\frac{d^2U}{dV^2} \right)_T \quad (22.3)$$

نعوض العلاقة (22.3) في العلاقة (19.3) نجد:

$$B = V \left(\frac{d^2U}{dV^2} \right)_T \quad (23.3)$$

وعند حساب B يكفي كتابة $U_{tot}(R)$ بدلالة V حيث يكون لدينا:

$$V = Na^3 \text{ و } R=a : \text{CS البلورة ذات بنية } (أ)$$

$$V = \frac{a^3}{2} N \text{ و } R = \frac{\sqrt{3}}{2} a : \text{CC البلورة ذات بنية } (ب)$$

$$V = \frac{a^3}{4} N \text{ و } R = \frac{\sqrt{2}}{2} a : \text{CFC بلورة ذات بنية } (ج)$$

بما أن الغازات الخاملة تتبلور في البنية CFC نأخذ V و R لـ CFC ويكون:

$$V = \frac{R^3 N}{\sqrt{2}} \Rightarrow R = \left(\frac{V\sqrt{2}}{N} \right)^{\frac{1}{3}} \quad (24.3)$$

نعوض العلاقة (24.3) في العلاقة (12.3) نجد:

$$U_{tot} = \frac{b_{12}}{V^4} - \frac{b_6}{V^2} \quad (25.3)$$

حيث:

$$\begin{cases} b_{12} = \frac{1}{2} (12.13) N^5 \epsilon \sigma^{12} \\ b_6 = (14,45) N^3 \epsilon \sigma^6 \end{cases} \quad (26.3)$$

نقوم بحساب B عند التوازن فيكون:

$$\left(\frac{dU}{dV} \right)_{V=V_0} = 0 \Rightarrow V_0 = N \sigma^3 \sqrt{\frac{A_{12}}{A_6}} \quad (27.3)$$

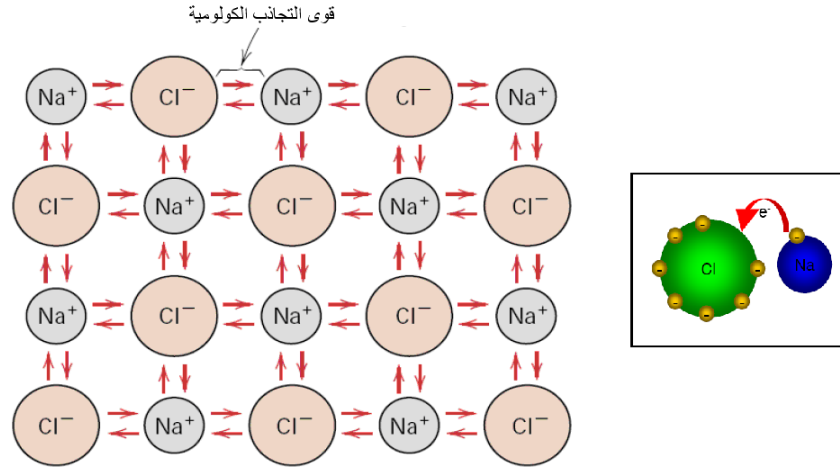
$$B = \left(V \frac{d^2U}{dV^2} \right)_{V=V_0} = 20 \frac{b_{12}}{V_0^5} - 6 \frac{b_6}{V_0^3} \quad (28.3)$$

نعوض العلاقات (26.3) و(27.3) في العلاقة (28.3) نجد:

$$B = \frac{4\epsilon}{\sigma^3} \frac{A_6^{\frac{5}{2}}}{A_{12}^{\frac{3}{2}}} = \frac{4\epsilon (14.45)^{\frac{5}{2}}}{\sigma^3 (12.13)^{\frac{3}{2}}} = 75,15 \frac{\epsilon}{\sigma^3} \quad (29.3)$$

2.3 البلورات الأيونية

تعد الرابطة الأيونية من أقوى الروابط، ويعد كلوريد الصوديوم NaCl أحد الأمثلة النموذجية للبلورات الأيونية. فعندما تقترب ذرة صوديوم من ذرة كلور حتى تصبح المسافة الفاصلة بينهما مناسبة ينتقل الكتلون التكافؤ في ذرة الصوديوم كما في الشكل (2.3) إلى الغلاف الخارجي لذرة الكلور. وتسمى ذرة الصوديوم التي فقدت إلكترونات أيونا موجبا وتسمى ذرة الكلور التي إكتسبت إلكترونات أيونا سالبا، وتنتج قوى كولومية من تجاذب الشحنات الكهربائية المختلفة فتعمل على إقتراب الأيونات من بعضها البعض إلى مسافات معينة، وتنتشأ أيضا قوى تنافر من النوع الكولومي نتيجة تداخل السحب الالكترونية (أو القشرات الأيونية). وتحدد قوتا التجاذب والتنافر بين أيونين بعد كل أيون عن الآخر والشكل النهائي الذي ترتب عليه الأيونات في البلورة.



الشكل 2.3: الرابطة الأيونية

توجد الرابطة الأيونية في بلورات الهاليدات القلوية وتأخذ التركيب البلوري ذو الفئة المكعبة فالأيون الموجب هو أحد ذرات المعادن القلوية ($Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+$) والأيون السالب هو أحد الهالوجينات (F^-, Cl^-, Br^-, I^-). تتبلور هذه البلورات إما بصورة NaCl أو حسب التركيب CsCl.

طاقة ربط أو تكوين البلورة هو مجموع الطاقة المتبادلة بين كل أزواج الأيونات وهذه الأخيرة تحدد بالطاقة الكهروستاتيكية.

1.2.3 طاقة مادونك

تعطى الطاقة الكولومية المتبادلة بين أيونين شحنتهما $\pm q$ بالعلاقة:

$$U_{ij} = \pm \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_{ij}} \quad (30.3)$$

r_{ij} : المسافة بين الأيونين أ و ج.

وطاقة الأيون أ المتبادلة مع كل أيونات البلورة ز تساوي:

$$U_i = \sum_{i \neq j} U_{ij} = \sum_{i \neq j} \pm \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_{ij}} \quad (31.3)$$

بوضع:

$$r_{ij} = RP_{ij} \quad (32.3)$$

حيث: R فاصلة الجوار الأقرب، العلاقة (31.3) تصيح:

$$U_i = \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 R} = \sum_{i \neq j} \pm \frac{1}{P_{ij}} \quad (33.3)$$

والطاقة الكهروستاتيكية لكل البلورة المتكونة من 2N أيون (N جزيء) تكتب:

$$U_{\text{tot}} = -N \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 R} \alpha \quad (34.3)$$

حيث α : يسمى ثابت مادلونك ويساوي:

$$\alpha = \sum_{j \neq i} \pm \frac{1}{P_{ij}} \quad (35.3)$$

U_{tot} تسمى بطاقة مادلونك والإشارة (-) في العبارة (34.3) أخذت لكون الجوار الأقرب لأيون i يأخذ

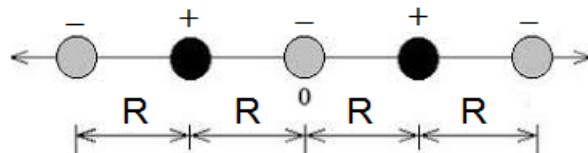
شحنة معاكسة وبحكم الدور الأكبر لأيونات الجوار الأقرب في الكمية U_{tot} لذلك تكون هذه الكمية سالبة

دائماً.

مثال: حساب ثابت مادلونك لسلسلة لا نهائية من الأيونات المختلفة الإشارة (الشكل 3.3).

نأخذ الأيون i السالب عند (O)، باستعمال العلاقة (35.3) والعلاقة (32.3) ونضرب في 2 لأن السلسلة

متناظرة بالنسبة لـ (O) نجد:



الشكل 3.3: سلسلة خطية من الأيونات المتعكسة الإشارة

$$\alpha = 2\left(+1 - \frac{1}{2} + \frac{1}{3} - \frac{1}{4} + \dots\right)$$

ولدينا:

$$\ln(1+x) = x - \frac{x^2}{2} + \frac{x^3}{3} - \frac{x^4}{4} + \dots$$

بأخذ: $x = 1$ فإن:

$$\ln 2 = 1 - \frac{1}{2} + \frac{1}{3} - \frac{1}{4} + \dots$$

إذن:

$$\alpha = 2\ln 2$$

وفي حالة حساب α لبلورة تتعدد الحسابات ولكن نستعمل الطريقة الآتية:

مثال: حساب α لبلورة NaCl.

نأخذ الأيون Na^+ مركز الحسابات وهذا الأيون محاط بـ:

• الجوار الأول: 6 أيونات سالبة Cl^- على بعد $\frac{a}{2}$.

• الجوار الثاني: 12 أيون Na^+ على بعد $\frac{a\sqrt{2}}{2}$.

• الجوار الثالث: 8 أيون Cl^- على بعد $\frac{a\sqrt{3}}{2}$.

مع العلم أن: $R = \frac{a}{2}$

$$\alpha = +6 - \frac{12}{\sqrt{2}} + \frac{8}{\sqrt{3}} + \dots$$

ومنه:

هذه السلسلة غير متقاربة، القيم الموجبة لا تلغي القيم السالبة.

توجد طريقة أخرى لحساب α تسمى طريقة أيفن وتلخص بما يلي:

1. نأخذ أيون معيناً (i) من التركيب البلوري.
2. نحدد من حوله من الشبكة البلورية الأيونات القريبة منه بحيث يكون مجموع شحنها مع الأيون i كمية معدومة ونحسب حينها α_1 لهذا الجزء من الشبكة.
3. نحدد منطقة 2 يكون كذلك مجموع شحناتها (داخل كل المنطقة) معدوم أيضاً ونحسب α_2 لهذا الجزء من الشبكة.
4. نستمر في هذه العملية ويكون في النهاية: $\alpha = \alpha_1 + \alpha_2 + \alpha_3 + \dots$ حيث:

$$\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3 > \dots$$

ثابت مادلونك لبلورة NaCl يساوي 1,747565 أما في بلورة CsCl فيساوي 1,762675.

2.2.3 طاقة ربط البلورات الأيونية

إضافة إلى طاقة التجاذب الكولومية توجد كذلك طاقة تنافر عند إقتراب الأيونات من بعضها البعض تحاول منع تراكم السحابات الالكترونية للأيونات.

نأخذ عبارة طاقة التنافر بين أيونين i و j من الشكل:

$$U_{ij} = \lambda e \frac{-r_{ij}}{\rho} \quad (36.3)$$

r_{ij} : المسافة بين الأيونين i و j.

ρ ، λ : ثوابت تحدد من التجارب حيث: $[\lambda] = eV$, $[\rho] = A^\circ$

وتساوي طاقة التنافر لأيون i نتيجة تفاعله مع أقرب جيرانه:

$$U_i = \sum_{i \neq j}^Z \lambda e \frac{-r_{ij}}{\rho} = Z \lambda e \frac{-R}{\rho} \quad (37.3)$$

Z: عدد الجوار الأقرب.

R: فاصلة الجوار الأقرب.

وتساوي طاقة التنافر الكلية للبلورة المتكونة من 2N أيون:

$$U_{\text{rep,tot}} = NZ\lambda e^{-\frac{R}{\rho}} \quad (38.3)$$

وتكون طاقة الربط للبلورة الأيونية (بإهمال الطاقة الحركية للأيونات عند درجات الحرارة المنخفضة):

$$\begin{aligned} U_{\text{tot}} &= U_{\text{att,tot}} + U_{\text{rep,tot}} \\ &= N\left(\frac{-\alpha q^2}{4\pi\epsilon_0 R} + Z\lambda e^{-\frac{R}{\rho}}\right) \end{aligned} \quad (39.3)$$

وفي حالة الاتزان يكون: $\left(\frac{dU_{\text{tot}}}{dR}\right)_{R=R_0} = 0$

نجد:

$$R_0^2 e^{-\frac{R_0}{\rho}} = \frac{\rho\alpha q^2}{4\pi\epsilon_0 Z\lambda} \quad (40.3)$$

المعادلة (40.3) تعطي فاصلة الجوار الأقرب عند التوازن R_0 بمعرفة ρ و λ .

بتعويض العلاقة (40.3) في العلاقة (39.3) فإن طاقة الربط في التوازن:

$$U_{\text{tot}}(R_0) = \frac{-N\alpha q^2}{4\pi\epsilon_0 R_0} \left(1 - \frac{\rho}{R_0}\right) \quad (41.3)$$

وجد أن: $1 \ll \frac{\rho}{R_0} = 0,1R_0$ بحيث تصبح طاقة البلورة الأيونية تساوي طاقة مادلونك.

تطبيق: أوجد معامل المرونة الحجمية B لبلورة NaCl.

3.3 البلورات التساهمية

تتمتع هذه الرابطة بأهمية خاصة في الكيمياء وعلم البلورات، وتنشأ من التشارك بالإلكترونات بين الذرات المتجاورة حيث أن كل ذرة تساهم بالإلكترون أو أكثر في عملية الربط ونتيجة لهذه المشاركة يكتمل الغلاف

الخارجي لكل ذرة بحيث يصبح التشكيل الإلكتروني لها شبيه بالتشكيل الإلكتروني لذرات الغاز الخامل. وتشكل الجزيئات H_2, O_2, N_2, \dots وكذلك بلورات التركيب الماسي (C, Si, Ge, ...) أمثلة عن هذا النوع من الروابط.

تتميز الرابطة التساهمية بالخصائص التالية:

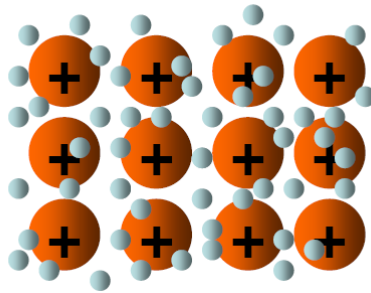
1. فاصلة الجوار الأقرب تكون صغيرة جدا مقارنة بالرابطة الأيونية ورابطة فان-در-والز.
2. طاقة تكوين البلورة التساهمية كبيرة ومعامل المرونة يكون كذلك.
3. عدد الجوار أقل ما يكون فكل ذرة لها قابلية تكوين أوامر تساهمية مع عدد محدد من الذرات مما يفسر عدد الجوار يساوي 4 في بلورات التركيب الماسي.
4. تتكون الرابطة التساهمية في الإتجاهات التي تكون فيها كثافة توزيع الإلكترونات عالية ويقال أن الرابطة التساهمية ذات طبيعة إتجاهية، وهذا ما يفسر كذلك تموضع ذرات البلورات ذات التركيب الماسي، حيث تفضل ذرات الكربون في بلورة الماس أن تتحد مع بعضها بواسطة أربع روابط تميل كل منها على الأخرى بالزاوية الهرمية الثلاثية ومقدارها $108^\circ 54'$ بمعنى أن ذرة الكربون تتوسط هرما ثلاثيا وتقع الذرات الأربع المتصلة بها كأقرب جيران عند رؤوس الهرم.
5. تتحقق الرابطة التساهمية الواحدة بالإلكترونين معاكسين السبين. كل إلكترون من ذرة يساهم في تكوين رابطة واحدة والإلكترونين المكونين للرابطة يتموضعان في الفضاء بين الذرتين.
6. بينت التجارب أن المركبات من الشكل $A^III B^V$ (من الجدول الدوري) تتبلور بروابط تساهمية ولها خواص شبيهة بعناصر المجموعة IV مثل Si و Ge ومن أشهرها: GaAs, InSb. مركبات وعناصر ذات الرابطة التساهمية ذات خصائص أشباه ناقلات كهربائية.

4.3 البلورات المعدنية

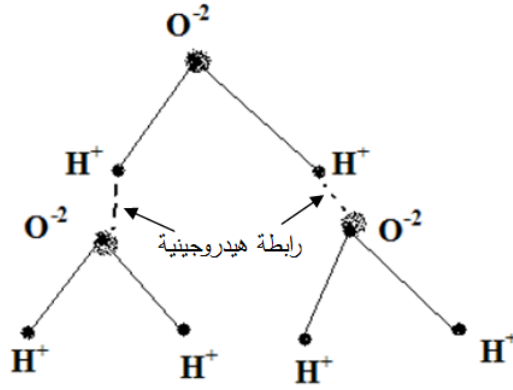
تتميز المعادن بقدرتها على التوصيل الكهربائي والحراري الجيد نتيجة إحتوائها على إلكترونات كثيرة حرة الحركة. وفيما يلي نوضح كيف تنشأ الروابط المعدنية: فكما هو معروف تكون إلكترونات التكافؤ الخارجية لذرات المعادن ضعيفة الارتباط بأنوية هذه الذرات، وهذا يتيح لإلكترونات التكافؤ في المعادن بالتححرر من أنويتها والتجول في الشبكة البلورية المكونة من الأيونات الموجبة، وينشأ عن ذلك قوى تجاذب تحقق الترابط بين ذرات المعدن (الشكل 4.3).

5.3 البلورات ذات الرابطة الهيدروجينية

تنشأ هذه الروابط عندما تتحدد ذرة الهيدروجين مع ذرات ذات كهروسلبية عالية مثل: O، F، N، Cl... إن هذه الذرات تكون أكثر جذب لإلكترون ذرة الهيدروجين فتظهر شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين وشحنة جزئية سالبة على ذرات O أو F،... وهذا ما يجعل الجزيئات تتجاذب فيما بينها عبر روابط سميت بالروابط الهيدروجينية (الشكل 5.3) وتعتبر هذه الروابط صغيرة جدا $\sim (0,1 - 0,3eV)$ لكل ذرة الجدول (4.3) يلخص أنواع الروابط البلورية وخصائصها.



الشكل 4.3: كيفية تشكل الرابطة المعدنية.



الشكل 5.3: تنظيم جزيئات الماء بسبب الرابطة الهيدروجينية.

الجدول 4.3: أنواع الروابط البلورية

درجة الانصهار (C°)	طاقة الربط		البلورة	نوع الرابطة
	kJ/mol (kcal/mol)	eV/Atome Ion, Molécule		
801	640 (153)	3.3	NaCl	أيونية
2800	1000 (239)	5.2	MgO	
1410	450 (108)	4.7	Si	تساهمية
3550>	713 (170)	7.4	C (الماس)	
-39	68 (16)	0.7	Hg	معدنية
660	324 (77)	3.4	Al	
1538	406 (97)	4.2	Fe	
3410	849 (203)	8.8	W	
-189	7.7 (1.8)	0.08	Ar	فان-در-والز
-101	31 (7.4)	0.32	Cl ₂	
-78	35 (8.4)	0.36	NH ₃	هيدروجينية
0	51 (12.2)	0.52	H ₂ O	

