الفصل الثالث

مبادئ أنصاف النواقل

3.1 بنية الذرة

3.2 نظرية بور لذرة الهيدروجين

3.3 الأعداد الكوانتية والترتيب الإلكتروني للعناصر

3.4 أنصاف النواقل والعوازل

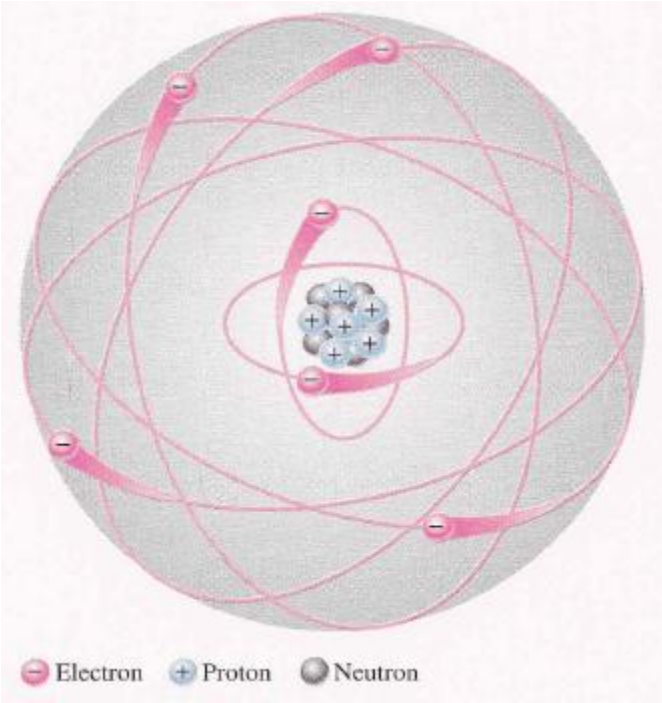
3.5 عصب طاقة أنصاف النواقل

3.6 ناقلية أنصاف النواقل النقية

Dr.Sadek pro

3.1 - بنية الذرة:

تعتبر الذرة أصغر جسيم من العنصر بحيث تحافظ على خصائص ذلك العنصر . وكل ذرة عنصر تملك بنية ذرية مختلفة عن ذرات العناصر الأخرى، وحسب نموذج بور للذرة تتكون الذرة من نواة وتدور حولها إلكترونات في مدارات محددة كما هو موضح بالشكل (3.1)، و تتكوّن النواة من بروتونات موجبة الشحنة ونيترونات معتدلة الشحنة الكهربائية. والجسيم الأساسي ذي الشحنة السالبة يدعى الإلكترون. فكل ذرة تحتوي عدد من الإلكترونات والبروتونات تميزها عن العناصر الأخرى .

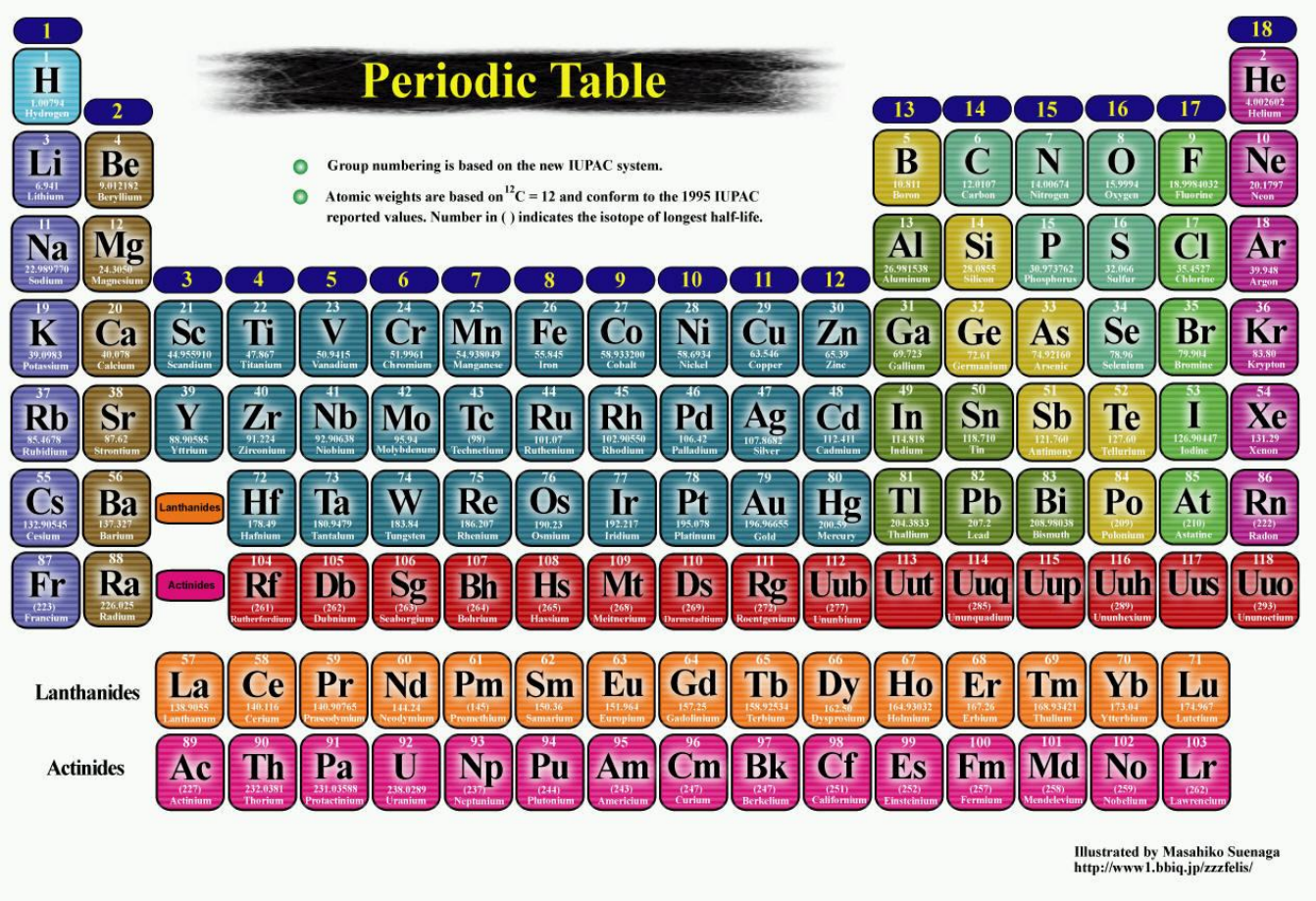


الشكل (3.1) نموذج بور للذرة

العدد الذري:

العدد الذري يساوي عدد البروتونات في النواة ويساوي عدد الإلكترونات في الذرة المعتدلة. فالعدد الذري للهيدروجين يساوي (1) والهيليوم يساوي (2). وتترتب العناصر في الجدول الدوري للعناصر حسب عددها الذري كما هو موضح بالشكل (3.1a).

Dr.Sadek pro



الشكل (3.1a) الجدول الدوري للعناصر

3.2 نظرية بور لذرة الهيدروجين

تعتمد هذه النظرية على المسلمات التالية:

1- يمكن أن يتحرك الإلكترون في الذرة حول النواة على مدارات دائرية محددة دون أن يشع طاقة، و تدعى هذه المدارات بالحالات المستقرة للذرة.

2- إن الحالات المستقرة المسموحة هي التي يكون فيها عزم كمية الحركة الزاوي $L = mvr$ للإلكترون مضاعفاً صحيحاً من ثابت بلانك المصحح $\hbar$ ($\hbar = \frac{h}{2\pi}$)، حيث $h = 6.625\times10^{-34} J.s$: ثابت بلانك

3- عندما يقفز الإلكترون من مدار ابتدائي سوية طاقته E_i إلى مدار نهائي سوية طاقته E_f فإنه يصدر إشعاع كهرطيسي (فوتون) طا قته:

$$h\upsilon = E_i - E_f \qquad (3.1)$$

و تردده :

$$\upsilon = \frac{E_i - E_f}{h} \qquad (3.2)$$

Dr.Sadek pro

3.3 ـ الأعداد الكوانتية والترتيب الإلكتروني للعناصر

تحدد سوية طاقة الإلكترون واحتمال وجوده حول النواة وشكل الغمامة الإلكترونية وتوجهها الفراغي في الذرة بدلالة أربعة أعداد كوانتية وهي: n, l, m_l, m_s .

a ـ العدد الكمي الرئيسي n : يأخذ القيم التالية: $n = 1,2,3,4,....$

ويحدد سوية الطاقة الرئيسية للإلكترون في الذرة، والتوزع الإحتمالي لتواجد الإلكترون حول النواة (نصف قطر تواجد الإلكترون حول النواة) ، وكذلك تميز الطبقات الإلكترونية الرئيسية.

b ـ العدد الكمي المداري l : من أجل قيمة معينة لـ n فإن l يأخذ n قيمة مختلفة:

$$l = 0,1,2,3,...., (n-1)$$

ويحدد طويلة شعاع عزم كمية الحركة الزاوي للإلكترون في الذرة وبالتالي يحدد شكل الغمامة الإلكترونية أو المدار.

c ـ العدد الكمي المغناطيسي m_l **:** من أجل قيمة معينة لـ l فإن m_l تأخذ $(2l+1)$ قيمة مختلفة:

$$m_l = -l,-(l-1),....,-1,0,1,...., (l-1), l$$

ويحدد التوجهات الفراغية للغمامات الإلكترونية حول النواة

d **ـ العدد الكمي للف الذاتي المغناطيسي :** m_s

إن العدد الكمي للف الذاتي المغناطيسي m_s ، يأخذ قيمتان فقط ($m_s = \pm\frac{1}{2}$) من أجل سوية الطاقة نفسها. ويرتبط العدد الكمي للف الذاتي المغناطيسي بحركة الإلكترون حول نفسه في الذرة، فإما يلف حول ذاته باتجاه عقارب الساعة أو بالاتجاه المعاكس..
وبالتالي فإن موضع الإلكترون في الذرة يوصف بدلالة التابع الموجي المادي، والذي يحدد بدلالة الأعداد الكوانتية(n, l, m_l, m_s)

أي أنه توصف كل حالة كوانتة في الذرة بواسطة الأعداد الكوانتية (n, l, m_l, m_s) .

مبدأ الإستبعاد لباولي:

ينص المبدأ بأن كل حالة كوانتية لا يمكن أن تشغل بأكثر من إلكترون وحيد، وصاغ باولي مبدأه كما يلي:**<u>في أية ذرة لايمكن لإلكترونين أن يتواجدا في نفس الحالة الكوانتية</u>**. وهذا يعني أنه في أية ذرة لايمكن لإلكترونين أن يملكا نفس قيم مجموعةالأعداد الكوانتية (n, l, m_l, m_s) .

الترتيب الإلكتروني في المدارات المختلفة في الذرة

تحدد الحالات الكوانتية للإلكترونات في أية ذرة بدلالة الأعداد الكوانتية لها (n, l, m_l, m_s). فالعدد الذري Z يمثل عدد الإلكترونات التي تدور حول النواة في الذرة، وإنه لتعيين عدد الإلكترونات في طبقة ثانوية نستخدم رمز الطبقة l والذي يعبر عنه بحرف، وعدد الإلكترونات التي تشغلها يكتب في أعلى ويمين رمز الطبقة(الحرف). وإن الإلكترونات في طبقة رئيسية معينة تكون مختلفة في سويات طاقاتها ويرجع ذلك كون الطبقات الثانوية تختلف في سويات طاقاتها.

Dr.Sadek pro

الجدول (3.1) الطبقات الإلكترونية الرئيسية والثانوية

الطبقةالرئيسية	K	L		M			N			
n	1	2		3			4			
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
الطبقة الثانوية	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
m_l	0	0	$0, \pm 1$	0	$0, \pm 1$	$0, \pm 1, \pm 2$	0	$0, \pm 1$	$0, \pm 1, \pm 2$	$0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$
عدد الإلكترونات في الطبقة الثانوية	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
عدد الإلكترونات في الطبقة الرئيسية $N_e = 2n^2$	2	8		18			32			

إن الترتيب الإلكتروني لذرات المجموعة الرابعة في الجدول الدوري للعناصر الكيميائية مبين كما يلي:

العنصر	العدد الذري Z	الترتيب الإلكتروني
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
Ge	32	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
Sn	50	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$

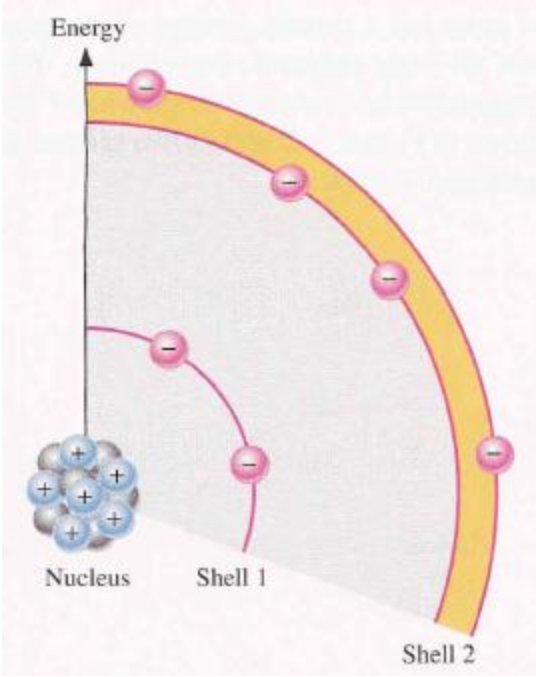
Dr.Sadek pro

الطبقات الإلكترونية والمدارات:

تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات محددة، فالإلكترونات التي تدور في مدارات قريبة من النواة تملك طاقة أقل من تلك الإلكترونات ذات المدارات البعيدة عنها، وكما هو معلوم تملك الإلكترونات في الذرة سويات طاقة متقطعة.

سويات الطاقة:

كل مدار يوافق سوية طاقة محددة، وتشكل المدارات عصابات طاقة تدعى بالطبقات(*Shells*). فالذرة تملك عدد محدد من الطبقات، وكل طبقة تحتوي عدد أعظمي محدد من الإلكترونات في سويات طاقة مسموحة، وتدعى هذه الطبقات بـ K و L و M كما هو موضح بالشكل (3.2). والذي يبين الطبقة الأولى K تحتوي سوية طاقة واحدة والطبقة الثانية L تحتوي على سويتي طاقة...



الشكل (3.2) الطبقات الإلكترونية في الذرات، وتتزايد الطاقة مع بعد المدار عن النواة

إلكترونات التكافؤ:

إن الإلكترونات في المدارات البعيدة تملك طاقة أكبر وكذلك طاقة ارتباط بالذرة أقل من تلك الإلكترونات في المدارات القريبة من النواة، وذلك لأن قوة التجاذب بين النواة موجبة الشحنة والإلكترون تتناقص مع ازدياد البعد عن النواة. فالإلكترونات ذات الطاقة الأكبر تتواجد في الطبقات الأبعد في الذرة وتكون شبه مقيدة بالذرة، وتدعى هذه الطبقات بطبقات التكافؤ وتدعى الإلكترونات في هذه الطبقات بإلكترونات التكافؤ وهذه الإلكترونات تحدد الخصائص الفيزيائية والكيميائية للمواد.

التأين:

عندما تمتص الذرة طاقة حرارية أو ضوئية تزداد طاقة الإلكترونات، وبالتالي فإن إلكترونات التكافؤ يمكن بسهولة أن تقفز إلى مدارات أعلى داخل طبقة التكافؤ. وإذا اكتسب إلكترون التكافؤ طاقة كافية يمكن أن يغادرمن

Dr.Sadek pro

الطبقة الخارجية للذرة. فإن عملية مغادرة إلكترون التكافؤ تدعى بالتأين، ويتشكل أيوناً موجباً (ذرة ذات شحنة موجبة)، و يدعى إلكترون التكافؤ الذي غادر الذرة بالإلكترون الحر. وعندما يسقط الإلكترون الحر على طبقة خارجية لذرة فتتشكل ذرة ذات شحنة سالبة وتدعى بالأيون السالب.

عدد الإلكترونات في الطبقة:

إن العدد الأعظي للإلكترونات (N_e) التي يمكن أن تتواجد في كل طبقة يعطى بالعلاقة التالية:

$$N_e = 2n^2$$

حيث: $n=1, 2, 3, 4$: رقم الطبقة

3.4 - أنصاف النواقل والعوازل

الناقل: مادة ذات ناقلية جيدة للتيار الكهربائي، وتحتوي عدد كبير من الإلكترونات الحرة، وعندما تتحرك بجهة واحدة تشكل التيار الكهربائي.

العازل:

مادة ضعيفة الناقلية الكهربائية، وإلكترونات التكافؤ في مادة العازل مقيدة بشدة الذرات ، وبالتالي فالعوازل تحتوي على عدد قليل جداً من الإلكترونات الحرة.

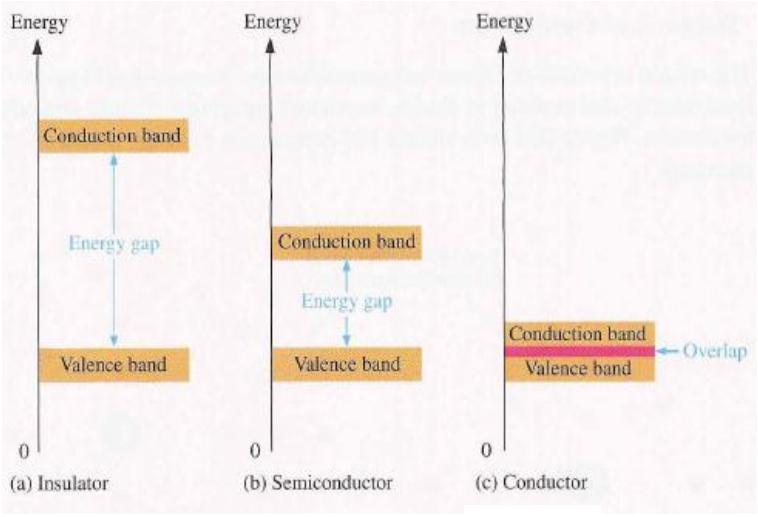
أنصاف النواقل: مواد تملك ناقلية كهربائية وسط بين العوازل والنواقل وعناصر أنصاف النواقل الشائعة هي السيلكون والجرمانيوم والكربون وتتميز ذراتها بأنها تحتوي على 4 إلكترونات تكافؤ.

عصابات الطاقة

كما هو معلوم تمثل طبقة التكافؤ في الذرة بعصابة سويات طاقة وإلكترونات التكافؤ مقيدة في هذه العصابة أو عندما يكتسب إلكترون طاقة كافية فإنه من الممكن أن يغادر طبقة التكافؤ ويصبح إلكتروناً حراً، ويتواجد في عصابة تدعى عصابة الناقلية (*Conduction band*) وعصابة التكافؤ (*Valence band*) يدعى بفجوة الطاقة (*Energy gap*). وحالما يوجد الإلكترون في عصابة الناقلية فإنه يتحرك بحرية في المادة ولم يعد مقيداً بأية ذرة.

الشكل (3.3) يبين مخططات الطاقة للعوازل وأنصاف النواقل والنواقل، ونلاحظ في الحالة (a) أن العوازل تملك فجوة طاقة محظورة كبيرة جداً. وإلكترونات التكافؤ ليست بإمكانها الانتقال إلى عصبة الناقلية إلا بتطبيق فرق جهد عالي بين طرفي المادة. أما في الحالة (b) فإن أنصاف النواقل تملك فجوة طاقة صغيرة تسمح لبعض إلكترونات التكافؤ للقفز إلى عصابة الناقلية وتصبح إلكترونات حرة. أما في الحالة (c) فإن عصابات الطاقة في النواقل فتتداخل، وبالتالي يوجد دائماً فيها عدد كبير جداً من الإلكترونات الحرة.

Dr.Sadek pro



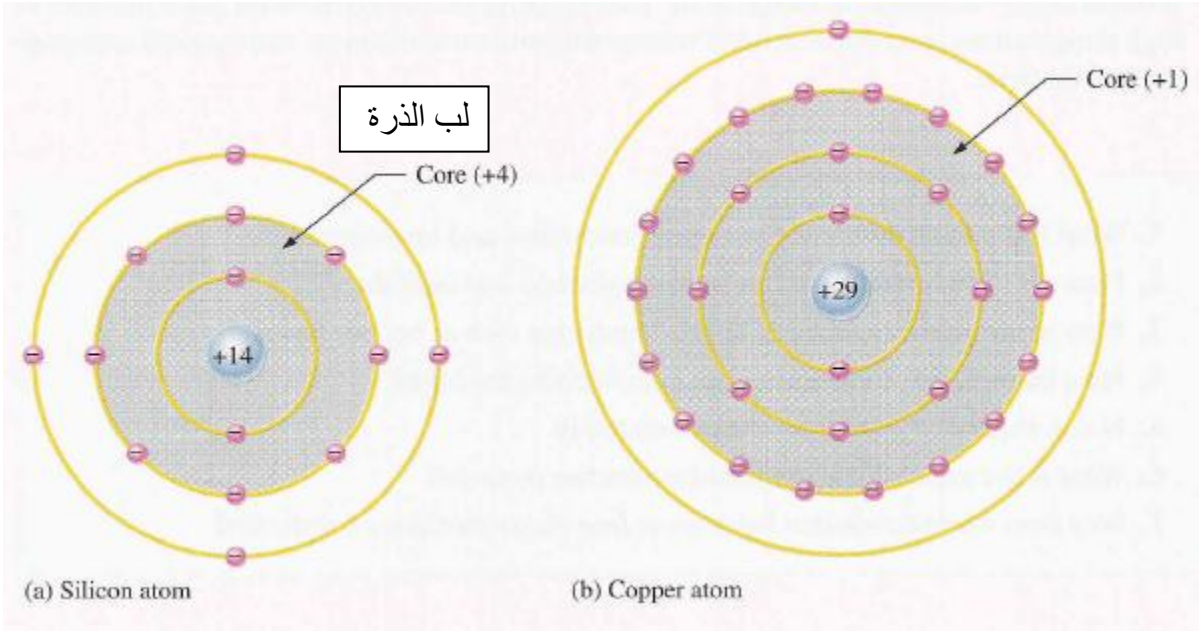
عازل نصف ناقل ناقل

الشكل (3.3) مخططات الطاقة للعوازل وأنصاف النواقل والنواقل

مقارنة بين ذرة نصف ناقل وذرة ناقل:

إن السيلكون نصف ناقل والنحاس ناقل. و يبين الشكل (3.4) البنية الذرية للسيلكون والنحاس.

إن لب ذرة السيلكون (الطبقات الداخلية والنواة) شحنته الكلية تساوي +4e = (*14 p – 10 e*) ولب ذرة النحاس شحنته الكلية تساوي +1e = (*29 p – 28 e*).



الشكل (3.4) البنية الذرية لذرتي السيلكون والنحاس

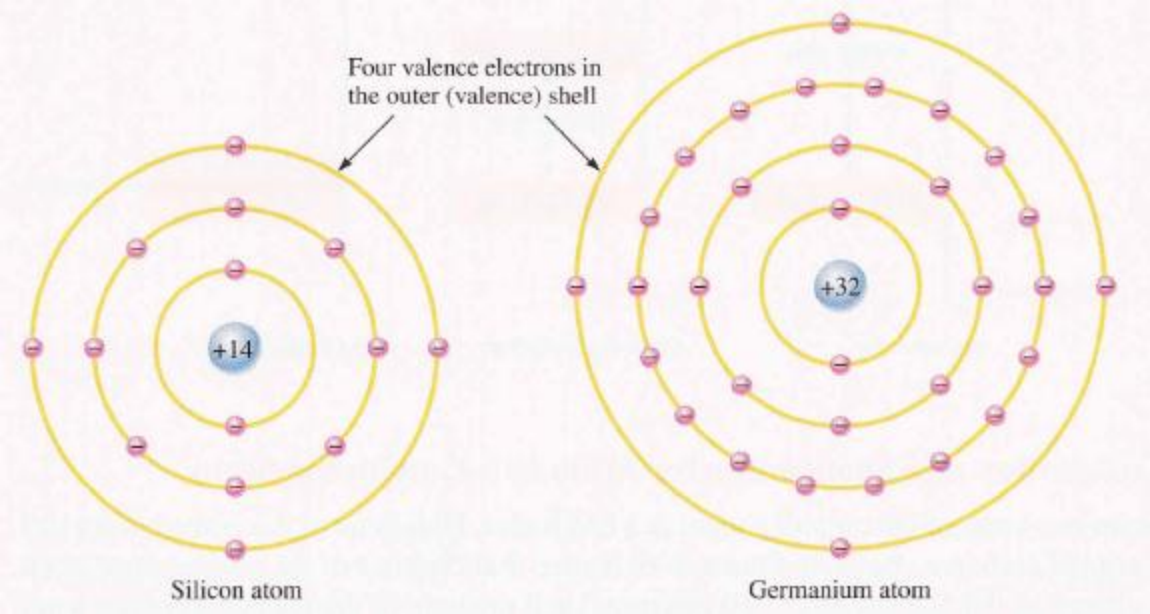
إن إلكترون التكافؤ في ذرة النحاس يخضع إلى قوة جذب كهربائية تتناسب مع *1e+* مقارنة مع إلكترون التكافؤ في ذرة السيلكون الذي يخضع إلى قوة جذب تتناسب مع *4e+* أي أن قوة الجذب في ذرة السيلكون أكبر بـ 4 مرات من قوة جذب إلكترون التكافؤ في ذرة النحاس. وكذلك طاقة إلكترون التكافؤ في ذرة النحاس أكبر من طاقة إلكترون التكافؤ في ذرة السيلكون. وهذا يعني أن إلكترونات التكافؤ في ذرة النحاس يلزمها طاقة أقل ليتم

Dr.Sadek pro

انتزاعها من ذراتها وتصبح حرة في عصبة الناقلية بالمقارنة مع ذرة السيلكون. ففي درجة الحرارة العادية تملك إلكترونات التكافؤ طاقة حرارية كافية لتصبح إلكترونات حرة.

مقارنة بين ذرة السيلكون والجرمانيوم:

إن البنية الذرية للسيلكون والجرمانيوم مبينة بالشكل (3.5)، والسيلكون يستخدم بشكل كبير في الديودات والترانزستورات والدارات التكاملية ونلاحظ أن كل من السيلكون والجرمانيوم يملكان بنية أربعة إلكترونات تكافؤ.



الشكل (3.5) البنية الذرية لذرتي السيلكون والجرمانيوم

وتوجدإلكترونات التكافؤ (Valence electrons) في الجرمانيوم في الطبقة (4) بينما في السيلكون توجد في الطبقة (3) الأقرب إلى النواة. وهذا يعني أن إلكترونات تكافؤ الجرمانيوم توجد في سويات طاقة أعلى من تلك للسيلكون. وبالتالي يلزمها طاقة أقل ليتم انتزاعها (تأينها). وهذه الخاصية تجعل الجرمانيوم أقل استقراراً عند درجات الحرارة المرتفعة. وهذا السبب الأساسي للاستخدام الواسع للسيلكون في مواد أنصاف النواقل.

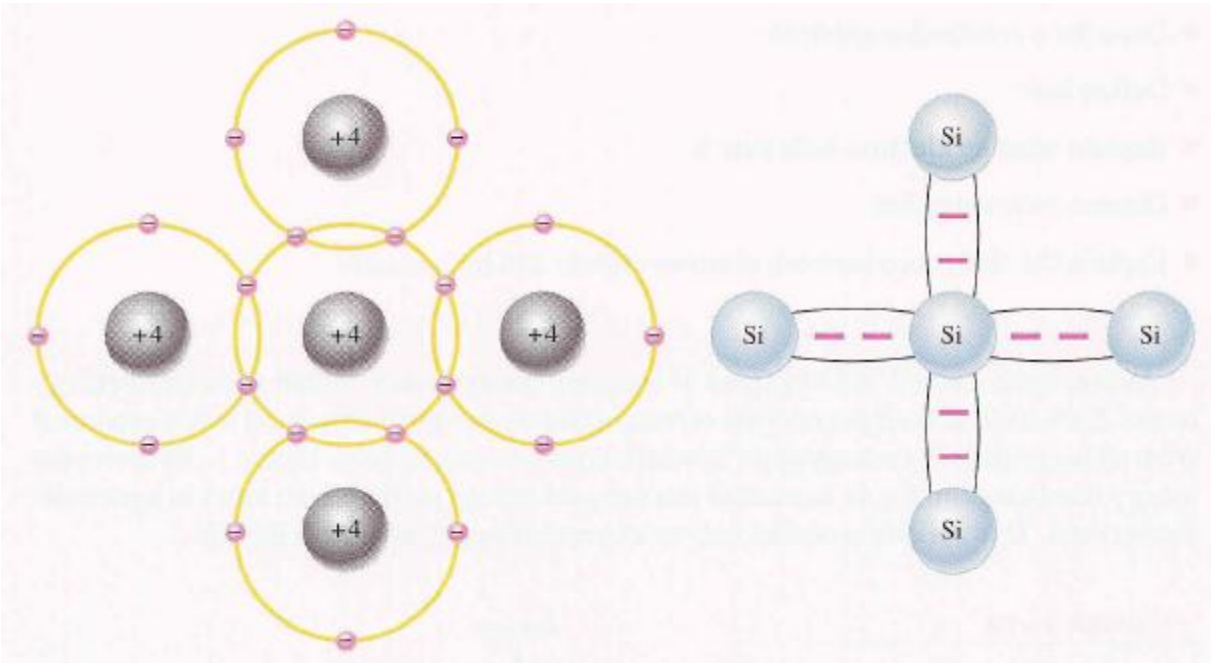
الروابط المشتركة:

عندما تتجمع الذرات لتشكل الجسم الصلب والبلورات فإنها ترتب نفسها في بنية متناظرة. وتتماسك الذرات في البنية البلورية بواسطة روابط مشتركة والتي تنتج عن التفاعل المتبادل بين إلكترونات التكافؤ في الذرات.

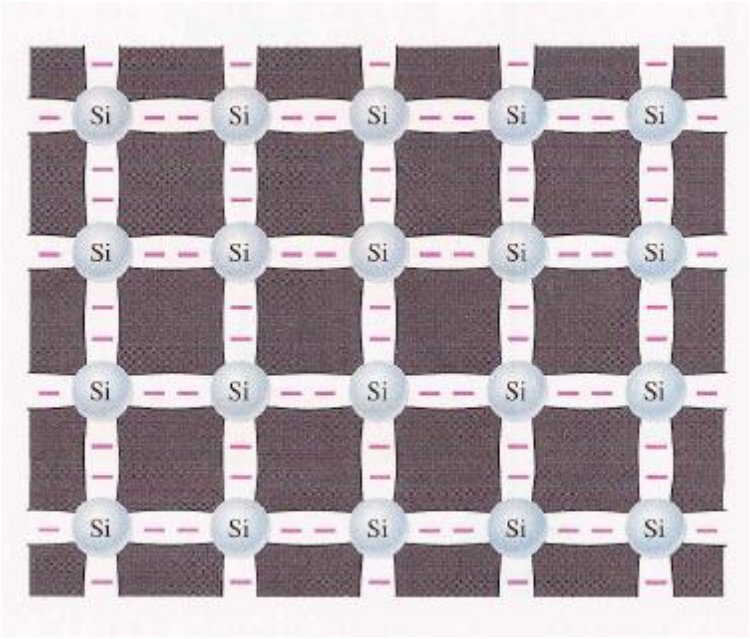
الشكل (3.6) يبين آلية تشكيل بلورة السيلكون بتوضع كل ذرة بجوار أربع ذرات. كما هو معلوم ذرة السيلكون (Si) تملك أربع إلكترونات تكافؤ تشارك بإلكترون مع كل ذرة من الذرات الأربع المجاورة. وبالتالي تتشكل ثمانية إلكترونات تكافؤ تشاركية لكل ذرة وتتولد حالة كيميائية مستقرة.

و إلكترونات التكافؤ التشاركية تولد روابط مشتركة تؤدي إلى تماسك الذرات مع بعضها البعض. والروابط المشتركة في بلورة السيلكون الحقيقية موضحة بالشكل (3.7).

Dr.Sadek pro



الشكل (3.6) توضيح الروابط المشتركة في السيلكون

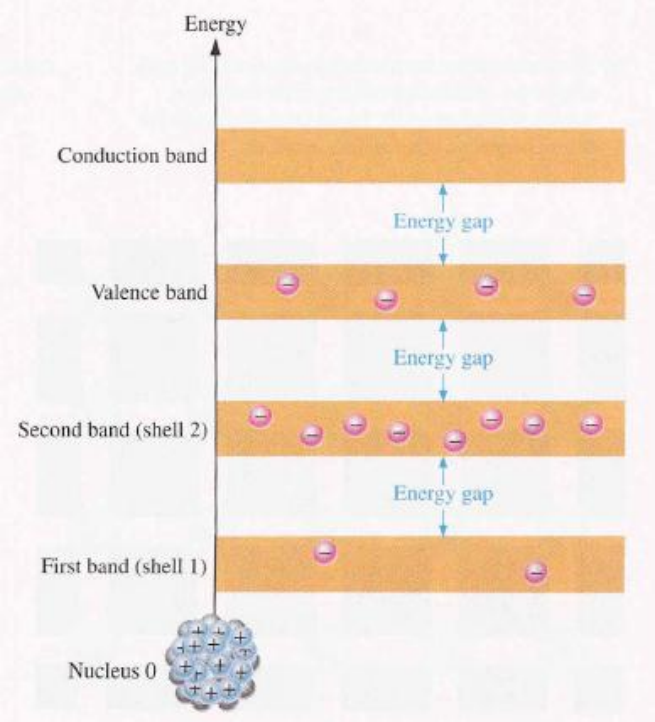


الشكل (3.7) الروابط المشتركة في بلورة السيلكون

3.5 ـ عصابات طاقة أنصاف النواقل:

كما هو معلوم الإلكترونات في الذرة يمكن أن تتواجد فقط في عصابات طاقة محددة. وكل طبقة حول النواة تطابق عصابة طاقة محددة وتكون مفصولة عن عصابات مجاورة بفجوات طاقة محظورة. الشكل (3.8) يبين مخطط عصابة الطاقة لذرة غير مثارة في بلورة سيلكون عند درجة $(0\ K)$.

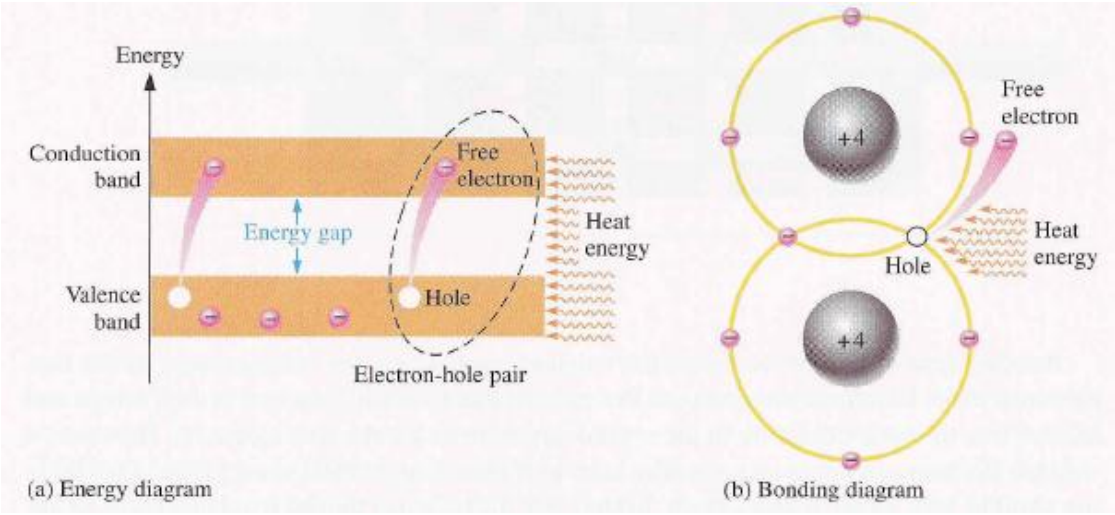
Dr.Sadek pro



الشكل (3.8) مخطط عصابة الطاقة لذرة غير مثارة في بلورة سيلكون
وحيث لا توجد إلكترونات في عصابة الناقلية

إلكترونات الناقلية والثقوب

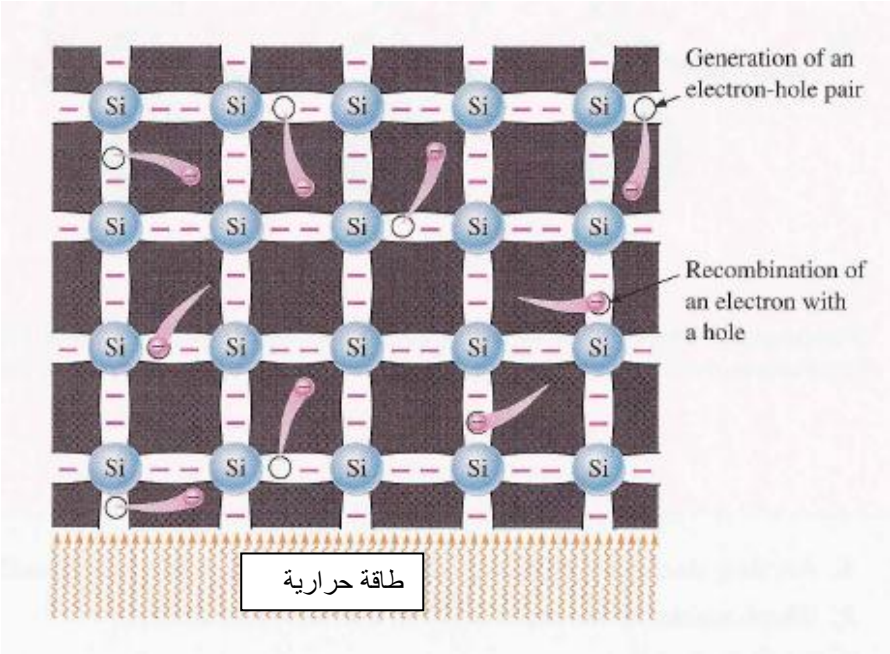
إن بلورة السيلكون النقية عند درجة حرارة الغرفة تملك طاقة حرارية كافية لتقفز إلكترونات التكافؤ من عصابة التكافؤ إلى عصابة الناقلية وتصبح إلكترونات حرة والتي تدعى بإلكترونات الناقلية. وهذا موضّح في مخطط الطاقة الشكل (3.9 a) وفي مخطط الروابط المشتركة الشكل (3.9 b). وعندما يقفز إلكترون إلى عصبة الناقلية يترك فراغ في عصبة التكافؤ في البلورة. ويدعى هذا الفراغ بالثقب. ولكل إلكترون يقفز إلى عصابة الناقلية بواسطة طاقة خارجية يتولد ثقب في عصبة التكافؤ، أي يتولد زوج إلكترون – ثقب، وإعادة الاتحاد تحدث عندما يفقد إلكترون عصابة الناقلية طاقة ويعود إلى الثقب في عصابة التكافؤ.



الشكل (3.9) توليد زوج إلكترون – ثقب في بلورة السيلكون
والإلكترونات في عصابة الناقلية هي إلكترونات حرة

Dr.Sadek pro

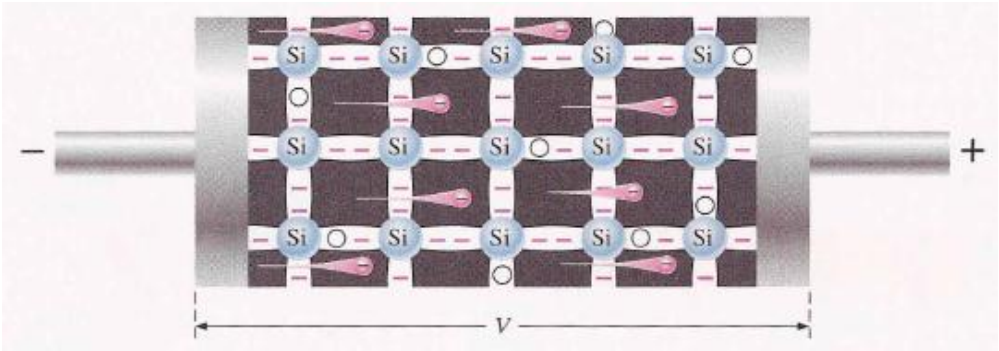
في بلورة سيلكون نقية في درجة حرارة الغرفة توجد إلكترونات عصابة الناقلية (حرة) غير مرتبطة بأية ذرة وتتحرك بشكل عشوائي في البلورة، وكذلك يوجد عدد متساوي من الثقوب في عصابة التكافؤ تولدت عندما تقفز الإلكترونات إلى عصابة الناقلية كما هو موضح بالشكل (3.10).



الشكل (3.10) توليد زوج إلكترون – ثقب في بلورة سيلكون
(تتولد إلكترونات حرة باستمرار وكذلك يتم إعادة الاتحاد مع الإلكترونات)

تيار الثقوب والإلكترونات:

عند تطبيق فرق جهد بين طرفي بلورة سيلكون حقيقي كما هو موضح بالشكل (3.11) فالإلكترونات الحرة المتولدة حرارياً في عصبة الناقلية تتحرك وتنجذب نحو القطب الموجب وتشكل هذه الحركة للإلكترونات الحرة في مادة نصف الناقل بتيار الإلكترونات.

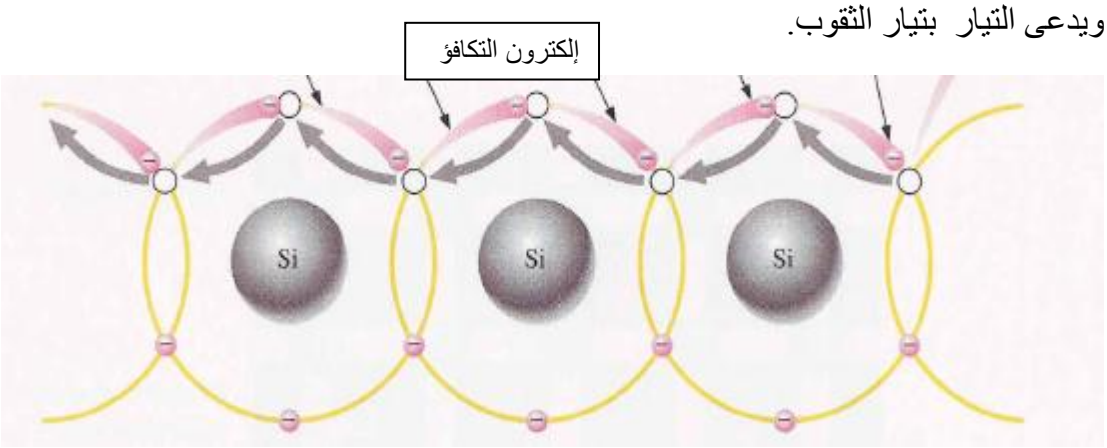


الشكل (3.11) التيار الإلكتروني في البلورة النقية يتولد عن حركة
الإلكترونات الحرة المتولدة حرارياً

والتيار الآخر يحدث في عصبة التكافؤ حيث تتولد الثقوب من وجود الإلكترونات الحرة .فالإلكترونات المتواجدة في عصبة التكافؤ تبقى مرتبطة مع ذراتها ولا تتحرك بحرية عشوائية في بنية البلورة كما هي الإلكترونات الحرة. فإلكترون تكافؤ يمكن أن يتحرك إلى ثقب مجاور مع تغيير صغير في سوية طاقته ويترك ثقباً آخر في

Dr.Sadek pro

المكان الذي انتقل منه وبالتالي يتحرك الثقب من مكان إلى آخر في بنية البلورة كما هو مبين بالشكل (3.12) ويدعى التيار بتيار الثقوب.



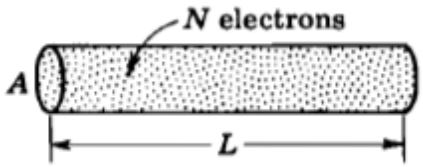
الشكل (3.12) تيار الثقوب في سيلكون نقي

3.6– ناقلية أنصاف النواقل النقية

تبين نظرية عصب الطاقة أن الإلكترونات الحرة (التكافؤ) في البلورة المعدنية غير مرتبطة بأية ذرة في الشبكة البلورية ، وهذا يعني أن العصبة المشغولة بإلكترونات التكافؤ تكون مملوءة جزئياً ، وتتحرك الإلكترونات الحرة داخل البلورة المعدنية وفق منحى الحقل الكهربائي الخارجي E المطبق عليها.

كثافة التيار الكهربائي:

إذا وجد N إلكترون في ناقل طوله L كما في الشكل(3.13). وبحيث يلزم الإلكترون زمناً T كي يقطع المسافة L في الناقل، فإن عدد الإلكترونات التي تجتاز المقطع العرضاني للناقل في واحدة الزمن يساوي N/T.



الشكل (3.13) ناقل طوله L وسطح مقطعه العرضاني A يحتوي N إلكترون

و بالتالي فإن الشحنة الكهربائية الكلية (Ne) التي تجتاز المقطع العرضاني في واحدة الزمن تعرف بشدة التيار الكهربائي I و يساوي:

$$I = \frac{Ne}{T} = \frac{Nev}{L}$$

و ذلك لأن $v = L/T$: السرعة الجريانية للإلكترونات.

و تعرف كثافة التيار J بأنها شدة التيار التي تجتاز واحدة المساحة من المقطع العرضاني للناقل، و بالتالي:

$$J = \frac{I}{A}$$

Dr.Sadek pro

و منه يمكننا كتابة علاقة كثافة التيار كما يلي:

$$J = \frac{Nev}{LA}$$

ومن الشكل يمثل LA حجم الناقل الذي يحتوي N إلكترون، و بالتالي فإن N/LA يساوي تركيز الإلكترونات n (عدد الإكترونات في واحدة الحجم)، و بالتالي:

$$n = \frac{N}{LA}$$

و منه فإن علاقة كثافة التيارJ تكتب كما يلي:

$$\boldsymbol{J = n\, e\, v}$$

الناقلية الكهربائية

من قانون أوم تعرف الناقلية الكهربائية σ بأنها كثافة التيار الكهربائي J في البلورة الناتج عن تطبيق واحدة الحقل الكهربائي E، وتعطى بالعلاقة التالية:

$$\sigma = \frac{J}{E} = \frac{nev}{E} = \frac{ne\mu E}{E} = ne\mu \qquad (3.3)$$

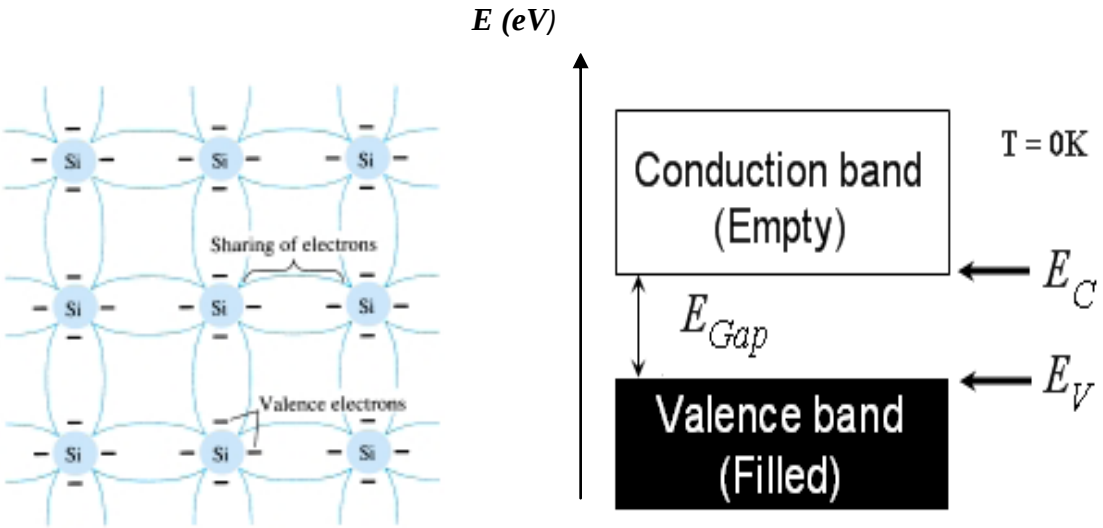
حيث: μ : حركية الإلكترون وتعطى بالعلاقة: $\mu = \frac{v}{E}$

تبين العلاقة((3.3)) أن الناقلية الكهربائية σ تتناسب طرداً مع تركيز الإلكترونات الحرة في البلورة n ، فمن أجل النواقل الجيدة تكون n كبيرة جداً من مرتبة $(n \sim 10^{22}\ \frac{Free\ e}{cm^3})$ ، أما في حالة العوازل فتكون n صغيرة جداً من مرتبة $(n \sim 10^{7}\ \frac{Free\ e}{cm^3})$ ، ومن أجل أنصاف النواقل النقية فتكون قيمة n من مرتبة $(n \sim 10^{14}\ \frac{Free\ e}{cm^3})$. إلا أن إلكترونات التكافؤ في أنصاف النواقل ليست حرة كما في البلورات المعدنية إنما مقيدة برابطة بين أيونين متجاورين في الشبكة البلورية لنصف الناقل.

إن بلورات الجرمانيوم والسيليكون أكثر أنصاف النواقل استخداماً في الأجهزة الإلكترونية ، وتتكون من وحدات شبكية بلورية منتظمة ثلاثية الأبعاد رباعية الوجوه مثبتة في رؤوسها الأيونات الموجبة. وكل ذرة في بلورة الجرمانيوم تشارك بـ 4 إلكترونات تكافؤ. وبالتالي فالذرة رباعية التكافؤ وشحنة اللب الشاردي الداخلي لذرة الجرمانيوم موجبة وتساوي $4e^+$ ، وقوى الترابط بين الذرات المتجاورة ناتجة عن كون كل إلكترون تكافؤ لذرة الجرمانيوم مشترك مع ذرة مجاورة أخرى.

عند درجات الحرارة المنخفضة جداً $(\sim 0^0\ K)$ تتشكل البنية البلورية المثالية للجرمانيوم والسيلكون وتسلك البلورة سلوك عازل، حيث لا توجد إلكترونات حرة ضمن البلورة. ولكن عند درجة حرارة الغرفة $(\sim 300^0\ K)$ فإن جزءاً من روابط االتكافؤ تتكسر بسبب الطاقة الحرارية المقدمة للبلورة، حيث يغادر الإلكترون الذي يشكل رابطة التكافؤ مكانه ويصبح حراً ويتحرك بشكل عشوائي ضم البلورة، وبالتالي تصبح البلورة ناقلة كهربائياً. فالطاقة E_g اللازمة لتحطيم رابطة التكافؤ تكون من مرتبة 0.72eV بالنسبة لبلورة الجرمانيوم، وكذلك بالنسبة للسيلكون فإن E_g =1.2eV عند درجة حرارة الغرفة كما هو موضح بالشكل(3.14).

Dr.Sadek pro



الشكل(3.14a) مخطط عصبة الطاقة لنصف ناقل نقي لبلورة السيلكون Si

الشكل(3.14b) الشبكة البلورية لنصف ناقل نقي لبلورة السيلكون Si

إن نصف الناقل الذي يتم فيه انتقال الإلكترونات من عصبة التكافؤ إلى عصبة الناقلية ويتولد عن ذلك ثقوب في عصبة التكافؤ بواسطة الإثارة الحرارية يدعى بنصف الناقل النقي، مثل الجرمانيوم والسيلكون، وتدعى الإلكترونات والثقوب بحاملات الشحنات النقية، والناقلية الكهربائية بالناقلية النقية (الحقيقية). إلا أنه من الممكن ازدياد ناقلية أنصاف النواقل الحقيقية بشكل كبير جداً وذلك بإضافة ذرات شائبة غريبة من العمود الخامس أو العمود الثالث المبينة بالجدول(3.2) من الجدول الدوري للعناصر الكيميائية إلى بلورات أنصاف النواقل النقيةGe أو Si ويتم الحصول على بلورات أنصاف نوقل مشوبة من النوع -n أو النوع -p .

الجدول(3.2) عناصر العمود الثالث والرابع والخامس من الجدول الدوري للعناصر

III	IV	V
B	C	N
Al	Si	P
Ga	Ge	As
In	Sn	Sb
Tl	Pb	Bi

Dr.Sadek pro

Thank You!!

Dr.Sadek pro

sadekpro

sadek berro د.صادق برو

sadekpro @gmail.com

MOB 0933406346